

Chimie

12^e année

Programme d'études :
document de mise en œuvre

Chimie
12^e année
Programme d'études :
document de mise en œuvre

2017

Éducation et Formation Manitoba

Données de catalogage avant publication – Éducation et Formation Manitoba

Chimie, 12^e année : programme d'études : document de mise en œuvre.

Comprend des références bibliographiques.
ISBN 978-0-7711-7614-7 (PDF)

1. Chimie – Étude et enseignement (Secondaire) – Programmes d'études – Manitoba.

I. Manitoba. Éducation et Formation Manitoba.
540 712

Tous droits réservés © 2017, le gouvernement du Manitoba représenté par le ministre de l'Éducation et de la Formation.

Éducation et Formation Manitoba
Bureau de l'éducation française
Winnipeg (Manitoba) Canada

Tous les efforts ont été faits pour mentionner les sources aux lecteurs et pour respecter la *Loi sur le droit d'auteur*. Dans le cas où il se serait produit des erreurs ou des omissions, prière d'en aviser Éducation et Formation Manitoba pour qu'elles soient rectifiées dans une édition future. Nous remercions sincèrement les auteurs, les artistes et les éditeurs de nous avoir autorisés à adapter ou à reproduire leurs originaux.

Les illustrations ou photographies dans ce document sont protégées par la *Loi sur le droit d'auteur* et ne doivent pas être extraites ou reproduites pour aucune raison autre que pour les intentions pédagogiques explicitées dans ce document.

Les sites Web mentionnés dans ce document pourraient faire l'objet de changement sans préavis. Les enseignants devraient vérifier et évaluer les sites Web et les ressources en ligne avant de les recommander aux élèves.

Dans le présent document, les mots de genre masculin appliqués aux personnes désignent les femmes et les hommes.

Vous pouvez commander des exemplaires imprimés de ce document du Centre de ressources d'apprentissage du Manitoba à l'adresse www.mtbb.mb.ca. Numéro d'article 97860
ISBN 978-0-7711-7613-5 (version imprimée)

La version électronique de ce document est affichée sur le site Web du ministère de l'Éducation et de la Formation du Manitoba au www.edu.gov.mb.ca/m12/frpub/ped/sn/chimie_12e/index.html. Veuillez noter que le Ministère pourrait apporter des changements à la version en ligne.

Éducation et Formation Manitoba aimerait exprimer ses remerciements au Conseil des ministres de l'Éducation (Canada) et à tous les participants à l'élaboration du *Cadre commun de résultats d'apprentissage en sciences de la nature M à 12 (1997)* dont se sont inspirés les Cadres et les Documents de mise en œuvre manitobains en sciences de la nature.

Éducation et Formation Manitoba remercie également les personnes suivantes qui ont contribué à l'élaboration et à la révision du programme d'études en chimie 12^e année, y compris ce *Document de mise en œuvre*.

ÉLABORATION ET RÉVISION DU DOCUMENT DE MISE EN ŒUVRE DE CHIMIE 12^e ANNÉE

Madeleine Asselin	Enseignante	Collège Louis-Riel Division scolaire franco-manitobaine
George D. Bush	Enseignant	Winnipeg (Manitoba)
Danièle Dubois-Jacques	Conseillère pédagogique en sciences de la nature	Bureau de l'éducation française Éducation et Formation Manitoba
Carole Freynet-Gagné	Traductrice (pigiste)	Winnipeg (Manitoba)
Georges Kirouac	Enseignant	Collège régional Gabrielle-Roy Division scolaire franco-manitobaine
Elizabeth Kozoriz	Enseignante	Daniel McIntyre Collegiate Division scolaire Winnipeg
Gilbert Michaud	Directeur du projet	Bureau de l'éducation française Éducation et Formation Manitoba

ÉLABORATION DES RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE DE CHIMIE 12^e ANNÉE

Madeleine Asselin	Enseignante	Collège Louis-Riel Division scolaire franco-manitobaine
George D. Bush	Enseignant	Winnipeg (Manitoba)
Kelly Choy	Enseignant	Minnedosa Collegiate Division scolaire Rolling River



REMERCIEMENTS

Kris Coulter	Enseignant	St. John's High School Division scolaire Winnipeg
Danièle Dubois-Jacques	Conseillère pédagogique en sciences de la nature	Bureau de l'éducation française Éducation et Formation Manitoba
Claude Garand	Professeur	Faculté d'éducation Université de Winnipeg
Leona Groot	Enseignante	Gimli High School Division scolaire Evergreen
Jennifer Kirk	Enseignante	Balmoral Hall School Winnipeg (Manitoba)
Kent Lewarne	Enseignant	Pilot Mound School Division scolaire Prairie Spirit
Brian Lewthwaite	Professeur	Faculté d'éducation Université du Manitoba
John Murray (jusqu'à septembre 2015)	Conseiller pédagogique en sciences de la nature	Division des programmes scolaires Éducation et Enseignement supérieur Manitoba
Angela Russenholt	Enseignante	J. H. Bruns Collegiate Division scolaire Louis-Riel
Rick Wiebe	Enseignant	John Taylor Collegiate Division scolaire St. James-Assiniboia

ÉQUIPE TECHNIQUE POUR LE DOCUMENT DE MISE EN ŒUVRE DE CHIMIE 12^e ANNÉE

Annette Risi	Opératrice en éditique	Bureau de l'éducation française Éducation et Formation Manitoba
Céline Ponsin	Conceptrice graphique et éditique	Bureau de l'éducation française Éducation et Formation Manitoba

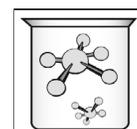
Un merci particulier au personnel de la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) qui a aidé à la compilation des listes de ressources éducatives pour chacun des regroupements thématiques.



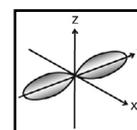
INTRODUCTION GÉNÉRALE0.01



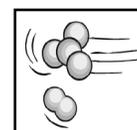
LES RÉACTIONS EN SOLUTION AQUEUSE1.01



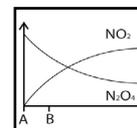
LA STRUCTURE ATOMIQUE2.01



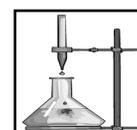
LA CINÉTIQUE3.01



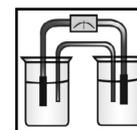
L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE4.01



LES ACIDES ET LES BASES5.01



L'ÉLECTROCHIMIE6.01



BIBLIOGRAPHIE7.01



INTRODUCTION GÉNÉRALE



1. INTRODUCTION

Historique

Chimie, 12^e année : programme d'études : document de mise en œuvre présente des résultats d'apprentissage, des stratégies d'enseignement, des stratégies d'évaluation et des ressources pour le cours de *Chimie 12^e année*. Les résultats d'apprentissage sont les mêmes pour les programmes français, anglais et d'immersion française, et découlent d'un partenariat entre la Division des Programmes scolaires et la Division du Bureau de l'éducation française d'Éducation et Enseignement supérieur Manitoba.

« On entend par résultats d'apprentissage une description concise des connaissances, des habiletés [et des attitudes] que les élèves sont censés acquérir pendant un cours ou une année d'études ou dans une matière donnée. » (*Les bases de l'excellence*, 1995)

Les résultats d'apprentissage pour le cours de *Chimie 12^e année* s'inspirent de ceux du *Cadre commun de résultats d'apprentissage en sciences de la nature M à 12* (Conseil des ministres de l'Éducation [Canada], 1997) et de ceux développés pour le programme d'études transitoire du Manitoba (1999). Le cadre commun, couramment appelé le « Cadre pancanadien en sciences de la nature », est issu d'un projet découlant du Protocole pancanadien pour la collaboration en matière de programmes scolaires (1995) et a été élaboré par des éducateurs du Manitoba, de la Saskatchewan, de l'Alberta, de la Colombie-Britannique, des Territoires du Nord-Ouest, du Territoire du Yukon, de l'Ontario et des provinces de l'Atlantique.

Vision pour une culture scientifique

L'interdépendance mondiale, l'évolution rapide de la technologie et des sciences, la nécessité d'avoir un environnement, une économie et une société durables, et le rôle de plus en plus grand des sciences et de la technologie dans la vie de tous les jours renforcent l'importance d'une culture scientifique. Les personnes qui détiennent une culture scientifique peuvent plus efficacement interpréter l'information, résoudre des problèmes, prendre des décisions éclairées, s'adapter au changement et générer de nouvelles connaissances. L'enseignement des sciences constitue un élément clé dans le développement d'une culture scientifique et la préparation d'un avenir solide pour la jeunesse canadienne.

Chimie, 12^e année : programme d'études : document de mise en œuvre, tout comme le « Cadre pancanadien en sciences de la nature », vient appuyer et promouvoir la vision d'une **culture scientifique**.

Le [*Cadre pancanadien en sciences de la nature*] s'inspire de la vision que tout élève du Canada, quels que soient son sexe et son origine culturelle, aura la possibilité de développer une culture scientifique. Constituée d'un ensemble évolutif d'attitudes, d'habiletés et de connaissances en sciences, cette culture permet à l'élève de développer ses aptitudes liées à la recherche scientifique, de résoudre des problèmes, de prendre des décisions, d'avoir le goût d'apprendre sa vie durant et de maintenir un sens d'émerveillement du monde qui l'entoure.



Diverses expériences d'apprentissage inspirées de [ce *Cadre pancanadien en sciences de la nature*] fourniront à l'élève de multiples occasions d'explorer, d'analyser, d'évaluer, de synthétiser, d'apprécier et de comprendre les interactions entre les sciences, la technologie, la société et l'environnement, lesquelles auront des conséquences sur sa vie personnelle, sa carrière et son avenir. (*Conseil des ministres de l'Éducation [Canada], 1997*)

Buts pancanadiens de la formation scientifique

Afin de promouvoir la culture scientifique, les buts suivants ont été définis dans le *Cadre pancanadien en sciences de la nature* pour l'enseignement des sciences au Canada. Les programmes d'études en sciences de la nature du Manitoba s'en inspirent.

L'enseignement des sciences :

- encouragera l'élève à développer un sentiment d'émerveillement et de curiosité, accompagné d'un sens critique à l'égard de l'activité scientifique et technologique;
- amènera l'élève à se servir des sciences et de la technologie pour construire de nouvelles connaissances et résoudre des problèmes, lui permettant d'améliorer sa qualité de vie et celle des autres;
- préparera l'élève à aborder de façon critique des enjeux d'ordre social, économique, éthique ou environnemental liés aux sciences;
- donnera à l'élève une compétence solide en sciences lui offrant la possibilité de poursuivre des études supérieures, de se préparer à une carrière liée aux sciences et d'entreprendre des loisirs à caractère scientifique convenant à ses intérêts et aptitudes;
- développera chez l'élève dont les aptitudes et les intérêts varient une sensibilisation à une vaste gamme de métiers liés aux sciences, à la technologie et à l'environnement.

Convictions au sujet de l'apprentissage, de l'enseignement et de l'évaluation des sciences

Afin de promouvoir une culture scientifique parmi les citoyens de l'avenir, il est crucial de reconnaître comment l'élève apprend, comment les sciences peuvent être enseignées à leur meilleur et comment l'apprentissage peut être évalué. L'élève est actif et curieux, et ses intérêts, ses habiletés et ses besoins sont uniques. À son entrée à l'école, il possède déjà un riche bagage de connaissances, d'expériences personnelles et culturelles qui sous-tendent un éventail d'attitudes et de convictions au sujet des sciences et de la vie.

L'élève apprend mieux lorsque son étude des sciences est enracinée dans des activités concrètes, lorsqu'elle s'inscrit dans une situation ou un contexte particulier et lorsqu'elle est mise en application dans la vie de tous les jours. Les idées et la compréhension de l'élève devraient être progressivement étendues et reconstruites au fur et à mesure que l'élève accroît ses expériences et ses habiletés à conceptualiser. L'apprentissage de l'élève exige la formation de liens entre ses nouvelles connaissances et ses connaissances antérieures ainsi que l'ajout de nouveaux contextes et de nouvelles expériences à ses compréhensions actuelles.



2. LES PRINCIPES DE BASE MANITOBAINS DE LA CULTURE SCIENTIFIQUE

La culture scientifique de l'élève passe par des expériences d'apprentissage qui intègrent les aspects essentiels des sciences et de ses applications. Ces aspects essentiels constituent les principes de base de la culture scientifique. Tirés du *Cadre pancanadien en sciences de la nature*, ces principes de base ont été adaptés afin de mieux répondre aux besoins des élèves manitobains. Les programmes d'études en sciences sont construits à partir des cinq principes de base manitobains de la culture scientifique :

- A. Nature des sciences et de la technologie;
- B. Sciences, technologie, société et environnement (STSE);
- C. Habiletés et attitudes scientifiques et technologiques;
- D. Connaissances scientifiques essentielles;
- E. Concepts unificateurs.

Une description de chaque principe de base manitobain ainsi que des résultats d'apprentissage généraux qui s'y rapportent se trouvent dans les pages qui suivent.

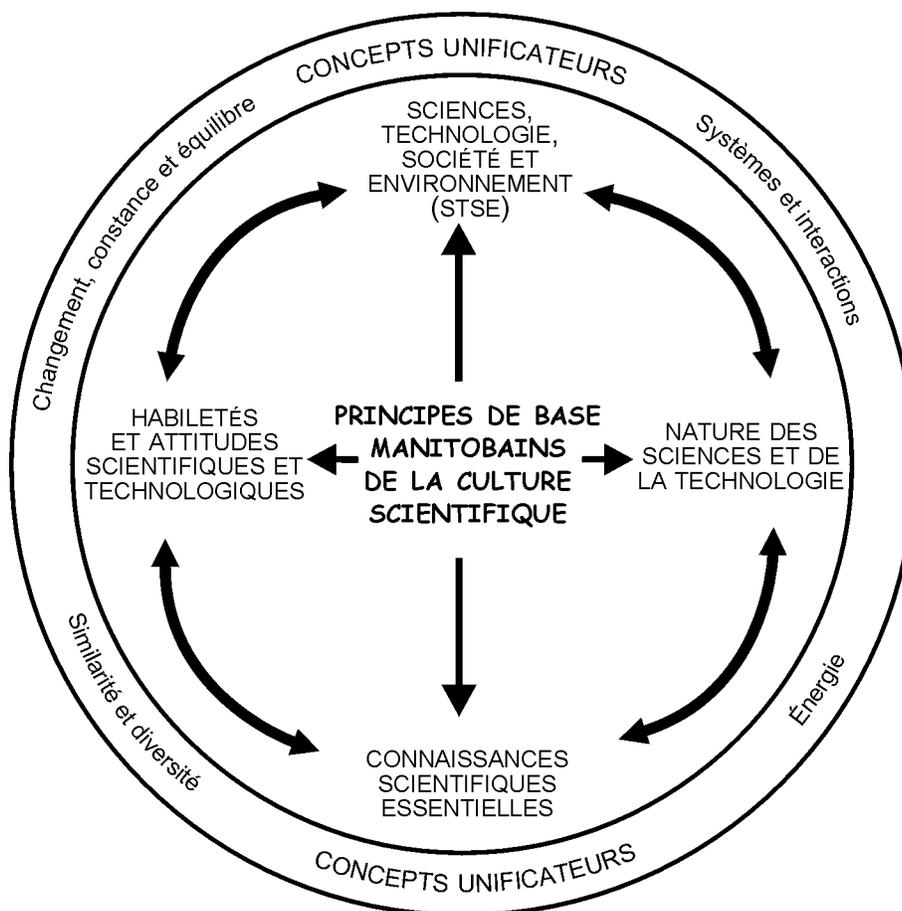


Fig. 1 – Principes de base manitobains de la culture scientifique



A – La nature des sciences et de la technologie

Les sciences et la technologie constituent une sphère d'activités humaines et sociales unique ayant une longue histoire tissée par de nombreux hommes et femmes issus de sociétés diverses. Les **sciences** constituent une façon de connaître l'Univers et de répondre à des questions sur les phénomènes qui nous entourent. Cette interrogation repose sur la curiosité, la créativité, l'imagination, l'intuition, l'exploration, l'observation, la capacité de reproduire des expériences, l'interprétation des données et les débats qui en découlent. L'activité scientifique comprend la prédiction, l'interprétation et l'explication de phénomènes naturels et de conception humaine. Bon nombre de personnes expertes en histoire, en sociologie et en philosophie des sciences affirment qu'il y a plus d'une méthode permettant de mener une étude scientifique. Elles croient que les sciences reposent sur un ensemble de théories, de connaissances, d'observations, d'expériences, d'intuitions et de processus ancrés dans le monde physique.

Les connaissances et les théories scientifiques sont constamment mises à l'épreuve, modifiées et perfectionnées au fur et à mesure que de nouvelles connaissances et théories les précisent. À travers l'histoire, plusieurs intervenants d'origines et de formations diverses ont débattu chaque nouvelle observation et hypothèse, remettant ainsi en question des connaissances scientifiques jusqu'alors acceptées.

« La production du savoir scientifique est une entreprise essentiellement collective : il n'y a pas de science idiosyncrasique. Les modèles et les solutions proposés sont soumis à l'évaluation des pairs qui en apprécient la pertinence logique et expérimentale par rapport au savoir établi. » (M. Larochelle et J. Désautels, 1992)

Ce débat scientifique se poursuit encore aujourd'hui, selon un jeu très élaboré de discussions théoriques, d'expériences, de pressions sociales, culturelles, économiques et politiques, d'opinions personnelles et de besoins de reconnaissance et d'acceptation par des pairs. L'élève se rendra compte que bien qu'il puisse y avoir des changements majeurs dans notre compréhension du monde lors de découvertes scientifiques révolutionnaires, une grande partie de cette compréhension est plutôt le fruit de l'accumulation constante et progressive de connaissances.

La **technologie** se préoccupe principalement de proposer des solutions à des problèmes soulevés lorsque les humains cherchent à s'adapter à l'environnement. Il faut bien saisir que la technologie comprend beaucoup plus que les connaissances et les habiletés liées aux ordinateurs et à leurs applications. La technologie est à la fois une forme de savoir qui exploite les concepts et les habiletés des autres disciplines, y compris les sciences. Mais c'est aussi l'application de ces connaissances pour satisfaire un besoin ou pour résoudre un problème à l'aide de matériaux, d'énergie et d'outils de toutes sortes.

« On peut considérer la technologie comme : un outil ou une machine, un procédé, un système, un environnement, une épistémologie, une éthique, l'application systématique de connaissances, de matériel, d'outils et d'aptitudes pour étendre les capacités humaines. » (Ministère de l'Éducation et de la Formation professionnelle Manitoba, 1998a)



La technologie a des répercussions sur les procédés et les systèmes, sur la société et sur la façon dont les gens pensent, perçoivent et définissent leur monde.

Le cours de *Chimie* 12^e année souligne à la fois les distinctions et les relations entre les sciences et la technologie. La figure 2 illustre comment les sciences et la technologie diffèrent dans leur but, leur procédé et leurs produits, bien qu'en même temps elles interagissent entre elles.

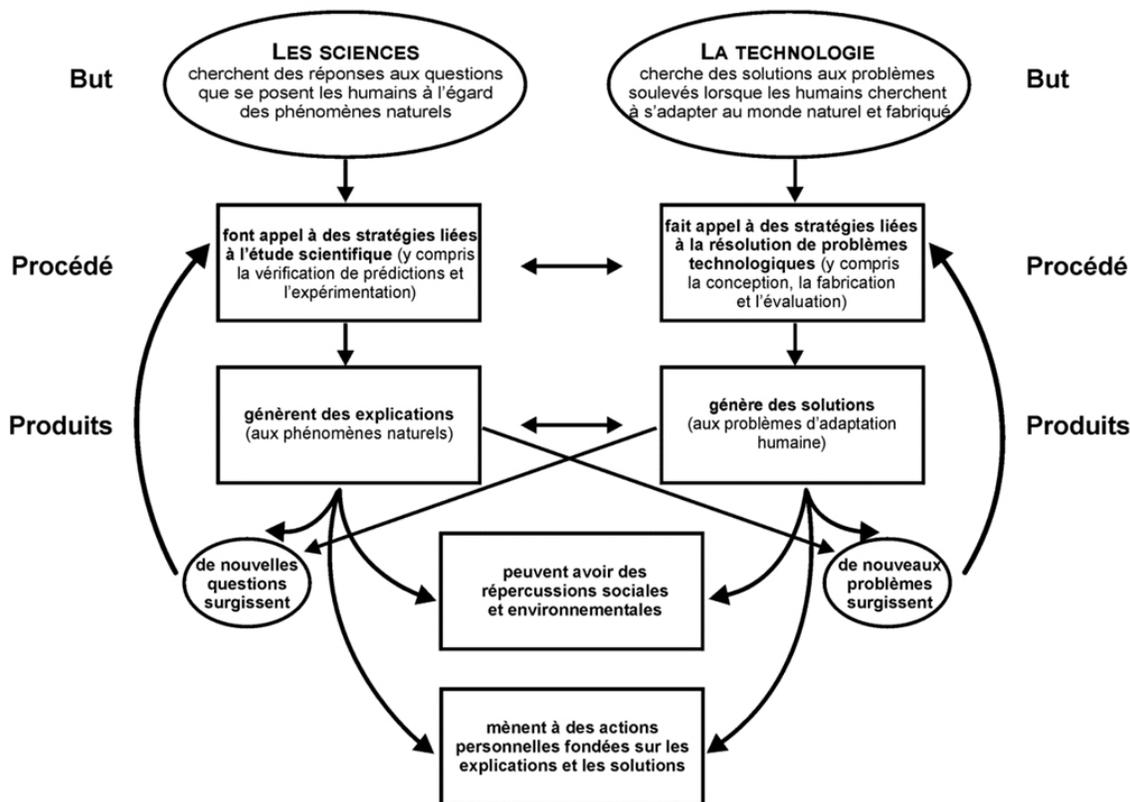


Fig. 2 – Les sciences et la technologie : leur nature et leurs interactions

Tiré de *Science and Technology Education for the Elementary Years: Frameworks for Curriculum and Instruction*, par Bybee, Rodger W., ©The Network, Inc. (adaptation autorisée).

Les résultats d'apprentissage généraux (RAG) suivants définissent les attentes liées à ce premier principe de base.

Résultats d'apprentissage généraux – Nature des sciences et de la technologie

Une fois sa formation scientifique au primaire, à l'intermédiaire et au secondaire complétée, l'élève sera apte à :

- A1** reconnaître à la fois les capacités et les limites des sciences comme moyen de répondre à des questions sur notre monde et d'expliquer des phénomènes naturels;
- A2** reconnaître que les connaissances scientifiques se fondent sur des données, des modèles et des explications et évoluent à la lumière de nouvelles données et de nouvelles conceptualisations;
- A3** distinguer de façon critique les sciences de la technologie, en fonction de leurs contextes, de leurs buts, de leurs méthodes, de leurs produits et de leurs valeurs;
- A4** identifier et apprécier les contributions qu'ont apportées des femmes et des hommes issus de diverses sociétés et cultures à la compréhension de notre monde et à la réalisation d'innovations technologiques;
- A5** reconnaître que les sciences et la technologie interagissent et progressent mutuellement.

B – Sciences, technologie, société et environnement (STSE)

Une compréhension des interactions STSE est essentielle à la culture scientifique. En fait, en étudiant le contexte historique, l'élève en vient à apprécier comment les traditions culturelles et intellectuelles ont influencé les questions et les méthodologies scientifiques et comment, en retour, les sciences et la technologie ont influencé le domaine plus large des idées.

De nos jours, la majorité des scientifiques travaillent dans le secteur privé. Leurs projets sont plus souvent poussés par des besoins sociétaux et environnementaux que par la recherche pure. Pourtant, plusieurs solutions technologiques ont donné lieu à des problèmes sociaux et environnementaux. L'élève, en tant que citoyen de l'avenir, doit reconnaître le potentiel que représente la culture scientifique pour habiliter les personnes, les communautés et la société démocratique dans son ensemble à prendre des décisions.

« Il n'existe pas de plus grande contribution ou d'élément plus essentiel pour les stratégies environnementales à long terme pour un développement durable, respectueux de l'environnement [...], que l'éducation des générations suivantes en matière d'environnement. » (UNESCO, 1988)

Les connaissances scientifiques sont nécessaires, mais elles ne suffisent pas par elles-mêmes à faire comprendre les interactions entre les sciences, la technologie, la société et l'environnement.



Pour saisir ces interactions, il est essentiel que l'élève comprenne les valeurs liées aux sciences, à la technologie, à la société et à l'environnement.

Pour parvenir à cette culture scientifique, l'élève doit reconnaître l'importance du développement durable. Le développement durable est un modèle de prise de décisions qui considère les besoins des générations présentes et futures, et qui tient compte à la fois de *l'environnement*, de *la santé et du bien-être humains*, et de *l'activité économique*. Il vise un équilibre harmonieux entre ces trois sphères.

- *Santé et bien-être durable des humains* : cela signifie que les gens coexistent dans l'harmonie au sein de leur communauté locale, nationale et mondiale, et avec la nature. Une société viable est une société qui est saine sur les plans physique, psychologique, spirituel et social, et qui accorde une importance primordiale au bien-être des particuliers, des familles et des collectivités.
- *Environnement durable* : il s'agit d'un environnement où les processus essentiels au maintien de la vie et les ressources naturelles de la Terre sont préservés et régénérés.
- *Économie durable* : c'est une économie qui permet un accès équitable aux ressources et qui offre des débouchés à tous. Elle se caractérise par des décisions, des politiques et des pratiques de développement qui respectent les réalités et les différences culturelles et qui ménagent les ressources de la planète. Une économie durable se remarque à la mise en œuvre de décisions, de politiques et de pratiques de façon à limiter au maximum leurs effets sur les ressources et à maximiser la régénération de l'environnement naturel.

Les décisions ou changements se rapportant à l'un ou l'autre de ces trois éléments – santé et bien-être des humains, environnement et économie – ont de grandes répercussions sur les deux autres et donc, sur notre *qualité de vie*. La prise de décisions doit tenir compte des trois éléments de façon à assurer une qualité de vie équitable, raisonnable et durable pour tous.

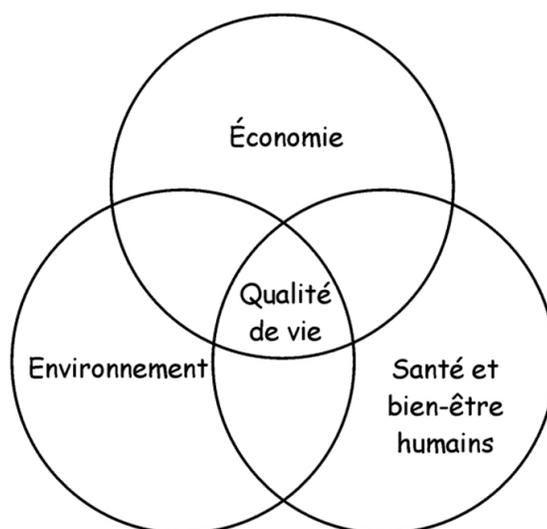


Fig. 3 - Le développement durable



Nous encourageons les enseignants à consulter *L'éducation pour un avenir viable* (Éducation, Formation professionnelle et Jeunesse Manitoba, 2001). Ce document présente des façons d'incorporer des préceptes, principes et pratiques favorisant un environnement d'apprentissage menant les élèves vers un avenir engagé à l'égard de la viabilité de la planète.

Le développement durable va de pair avec les principes de responsabilité sociale et d'équité. Williams (1994) estime que le concept d'équité est essentiel à la réalisation de la durabilité. Cela sous-entend l'équité entre les nations, au sein des nations, entre les humains et les autres espèces ainsi qu'entre les générations actuelles et à venir.

Le développement durable est également un processus de prise de décisions, une façon de penser, une philosophie et une éthique. La notion de compromis est une idée importante qui sous-tend la prise de décisions dans le contexte du développement durable. Pour atteindre l'équilibre nécessaire entre la santé et le bien-être humains, l'environnement et l'économie, il faudra recourir à certains compromis.

Au fur et à mesure que l'élève avance dans sa scolarité, il reconnaît et cerne diverses interactions STSE et applique ses habiletés de prise de décisions dans des contextes de plus en plus exigeants, tels qu'illustrés ci-après :

- **La complexité de la compréhension** – passer d'idées concrètes et simples à des concepts abstraits; passer d'une connaissance limitée des sciences à une connaissance plus profonde et plus large des sciences et du monde;
- **Les applications en contexte** – passer de contextes locaux et personnels à des contextes sociétaux et planétaires;
- **La considération de variables et de perspectives** – passer d'une ou de deux variables ou perspectives simples à un grand nombre d'entre elles à complexité croissante;
- **Le jugement critique** – passer de jugements simples sur le vrai ou le faux de quelque chose à des évaluations complexes;
- **La prise de décisions** – passer de décisions prises à partir de connaissances limitées et avec l'aide d'un enseignant, à des décisions basées sur des recherches approfondies comportant un jugement personnel et prises de façon indépendante.

« Il est essentiel que le public se familiarise avec le concept du développement durable et ses pratiques dans le but de les comprendre. Si nous voulons changer notre style de vie, nous devons former les générations présentes et futures, et les munir des connaissances nécessaires pour assurer la mise en application du développement durable. » (Sustainability Manitoba, 1994) [traduction libre]



Les résultats d'apprentissage généraux (RAG) suivants définissent les attentes liées à ce deuxième principe de base.

Résultats d'apprentissage généraux – Sciences, technologie, société et environnement (STSE)

Une fois sa formation scientifique au primaire, à l'intermédiaire et au secondaire complétée, l'élève sera apte à :

- B1** décrire des innovations scientifiques et technologiques, d'hier et d'aujourd'hui, et reconnaître leur importance pour les personnes, les sociétés et l'environnement à l'échelle locale et mondiale;
- B2** reconnaître que les poursuites scientifiques et technologiques ont été et continuent d'être influencées par les besoins des humains et le contexte social de l'époque;
- B3** identifier des facteurs qui influent sur la santé et expliquer des liens qui existent entre les habitudes personnelles, les choix de style de vie et la santé humaine aux niveaux personnel et social;
- B4** démontrer une connaissance et un intérêt personnel pour une gamme d'enjeux, de passe-temps et de métiers liés aux sciences et à la technologie;
- B5** identifier et démontrer des actions qui favorisent la durabilité de l'environnement, de la société et de l'économie à l'échelle locale et mondiale.



C – Habiletés et attitudes scientifiques et technologiques

Une culture scientifique qui découle d’une formation scientifique doit amener l’élève à répondre à des questions dans le cadre d’une étude scientifique, à résoudre des problèmes technologiques et à prendre des décisions. On se réfère à ces processus comme étant l’étude scientifique, la résolution de problèmes technologiques et la prise de décisions (voir la fig. 4). Bien que les habiletés et les attitudes comprises dans ces processus ne soient pas l’apanage exclusif des sciences, elles jouent un rôle important dans l’évolution d’une compréhension des sciences et dans l’application des sciences et de la technologie à des situations nouvelles.

	Étude scientifique	Résolution de problèmes technologiques (processus de design)	Prise de décisions
But :	Satisfaire sa curiosité à l’égard des événements et des phénomènes dans le monde naturel et fabriqué.	Composer avec la vie de tous les jours, les pratiques et les besoins des humains.	Identifier divers points de vue ou perspectives à partir de renseignements différents ou semblables.
Procédé :	Que savons-nous? Que voulons-nous savoir?	Comment pouvons-nous y arriver? La solution fonctionnera-t-elle?	Existe-t-il des solutions de rechange ou des conséquences? Quel est le meilleur choix en ce moment?
Produit :	Une compréhension des événements et des phénomènes dans le monde naturel et fabriqué.	Un moyen efficace d’accomplir une tâche ou de satisfaire un besoin.	Une décision avisée compte tenu des circonstances.
	Question scientifique	Problème technologique	Enjeu STSE
Exemples :	Pourquoi mon café refroidit-il si vite? <i>Une réponse possible :</i> L’énergie calorifique est transférée par conduction, convection et rayonnement.	Quel matériau permet de ralentir le refroidissement de mon café? <i>Une solution possible :</i> Le polystyrène (tasse) ralentit le refroidissement des liquides chauds.	Devrions-nous choisir des tasses en polystyrène ou en verre pour notre réunion? <i>Une décision possible :</i> La décision éventuelle doit tenir compte de ce que dit la recherche scientifique et technologique à ce sujet ainsi que des facteurs tels que la santé, l’environnement, et le coût et la disponibilité des matériaux.

Fig. 4 – Les processus de la formation scientifique

Adaptation autorisée par le Ministre de l’Apprentissage de la province de l’Alberta (Canada), 2001.



- **Étude scientifique**

L'étude scientifique est une façon de comprendre un peu plus l'Univers. Cette étude exige la recherche d'explications de phénomènes. Il n'existe pas à proprement parler une seule méthode scientifique ni une seule séquence d'étapes à suivre pour réaliser une étude scientifique. C'est plutôt une approche systématique et critique qui caractérise l'ensemble du travail scientifique. L'élève doit apprendre les habiletés fondamentales à l'étude scientifique telles que le questionnement, l'observation, l'inférence, la prédiction, la mesure, l'hypothèse, la classification, la conception d'expériences, la collecte, l'analyse et l'interprétation de données. L'élève doit également développer des attitudes telles que la curiosité, le scepticisme et la créativité. Ces habiletés et attitudes sont souvent représentées comme un cycle qui comporte une phase de questionnement, la génération d'explications possibles et la collecte de données dans le but de déterminer l'explication la plus utile et la plus précise pour comprendre le phénomène à l'étude. En règle générale, de nouvelles questions peuvent surgir pour relancer le cycle.

- **Résolution de problèmes technologiques**

La résolution de problèmes technologiques amène l'élève à chercher des solutions aux problèmes qui se présentent lorsque les humains cherchent à s'adapter à l'environnement. De la maternelle à la 8^e année, les élèves ont développé les habiletés et les attitudes nécessaires à la résolution de problèmes par l'entremise d'un cycle appelé le **processus de design**. Le processus de design comprend diverses étapes telles que la conception, la fabrication, la mise à l'essai et l'évaluation d'un dispositif, d'un appareil, d'un système ou d'un procédé dans le but d'obtenir une solution optimale à un problème donné. Dans les années secondaires, les habiletés liées à la résolution de problèmes technologiques sont incorporées dans le processus de prise de décisions.

- **Enjeux STSE et prise de décisions**

L'élève, personnellement et en tant que citoyen du monde, doit être en mesure de prendre des décisions. Le processus de prise de décisions est un moyen d'analyser des questions et de faire un choix parmi différentes mesures. Les questions sont souvent complexes et ne donnent pas lieu à une réponse unique. Elles peuvent aussi susciter de la controverse lorsqu'elles portent sur des valeurs individuelles et collectives. Pour prendre une décision informée, l'élève doit maîtriser les concepts scientifiques liés à la question et aussi être sensibilisés aux valeurs à l'origine d'une décision. Le processus de prise de décisions comprend une série d'étapes dont :

- cerner et clarifier la question;
- connaître les différents points de vue et les personnes concernées par la question;
- évaluer d'un regard critique l'information disponible;
- déterminer les options possibles ou les positions adoptées sur le sujet;
- évaluer les répercussions liées aux options possibles ou aux positions adoptées sur le sujet;
- être sensibilisé aux valeurs pouvant orienter une décision;
- prendre une décision réfléchie et fournir des justifications;
- donner suite à une décision;
- réfléchir sur le processus.



Tout au long de sa formation en sciences, l'élève devrait prendre une part active dans des situations de prise de décisions. Celles-ci ne sont pas seulement importantes par elles-mêmes, mais elles fournissent également un contexte pertinent pour l'étude scientifique, la résolution de problèmes technologiques et l'étude des interactions STSE (voir la fig. 5).

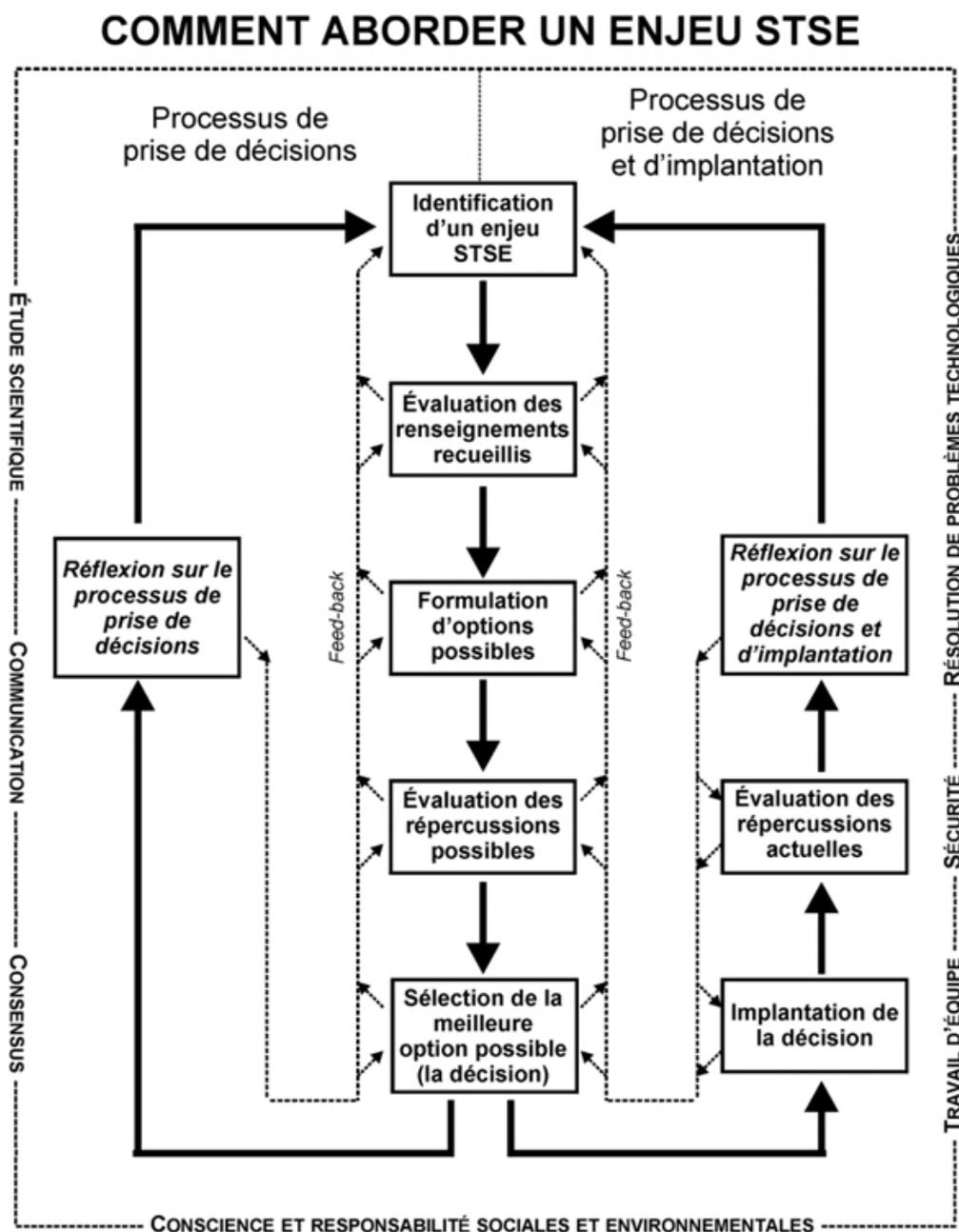


Fig. 5 – Étapes du processus de prise de décisions liées aux enjeux STSE



- **Attitudes**

L'étude scientifique, la résolution de problèmes technologiques et la prise de décisions dépendent toutes des attitudes. Ces attitudes ne s'acquièrent pas de la même façon que les habiletés et les connaissances. Elles sont mises en évidence par des manifestations non sollicitées au fil du temps. Le développement des attitudes est un processus permanent auquel participent le foyer, l'école, la communauté et la société en général. Le développement d'attitudes positives joue un rôle important dans l'épanouissement de l'élève.

Les résultats d'apprentissage généraux (RAG) suivants définissent les attentes liées à ce troisième principe de base.

Résultats d'apprentissage généraux – Habiletés et attitudes scientifiques et technologiques

Une fois sa formation scientifique au primaire, à l'intermédiaire et au secondaire complétée, l'élève sera apte à :

- C1 reconnaître les symboles et les pratiques liés à la sécurité lors d'activités scientifiques et technologiques ou dans sa vie de tous les jours, et utiliser ces connaissances dans des situations appropriées;
- C2 démontrer des habiletés appropriées lorsqu'elle ou il entreprend une étude scientifique;
- C3 démontrer des habiletés appropriées lorsqu'elle ou il s'engage dans la résolution de problèmes technologiques;
- C4 démontrer des habiletés de prise de décisions et de pensée critique lorsqu'elle ou il adopte un plan d'action fondé sur de l'information scientifique et technologique;
- C5 démontrer de la curiosité, du scepticisme, de la créativité, de l'ouverture d'esprit, de l'exactitude, de la précision, de l'honnêteté et de la persistance, et apprécier l'importance de ces qualités en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques;
- C6 utiliser des habiletés de communication efficaces et des technologies de l'information afin de recueillir et de partager des idées et des données scientifiques et technologiques;
- C7 travailler en collaboration et valoriser les idées et les contributions d'autrui lors de ses activités scientifiques et technologiques;
- C8 évaluer, d'une perspective scientifique, les idées et les renseignements rencontrés au cours de ses études et dans la vie de tous les jours.



D – Connaissances scientifiques essentielles

Le contenu notionnel des sciences comprend notamment des théories, des modèles, des concepts, des principes et des faits essentiels à la compréhension des sciences de la vie, des sciences physiques et des sciences de la Terre et de l'espace.

- **Les sciences de la vie** se préoccupent de la croissance et des interactions des êtres vivants dans leur environnement, de façon à refléter leur caractère unique, leur diversité, leur continuité génétique et leur nature changeante. Les sciences de la vie comprennent l'étude des organismes (dont les humains), des écosystèmes, de la biodiversité, de la cellule, de la biochimie et de la biotechnologie.
- **Les sciences physiques**, qui englobent la chimie et la physique, se préoccupent de la matière, de l'énergie et des forces. La matière a une structure, et des interactions multiples existent entre ses composantes. L'énergie relie la matière aux forces gravitationnelle, électromagnétique et nucléaire de l'Univers. Les sciences physiques traitent des lois de la conservation de la masse et de l'énergie, de la quantité de mouvement et de la charge.
- **Les sciences de la Terre et de l'espace** fournissent à l'élève des perspectives mondiales et universelles sur ses connaissances. La Terre a une forme, une structure et des régularités de changement, tout comme le système solaire qui l'entoure et l'Univers physique au-delà de celui-ci. Les sciences de la Terre et de l'espace comprennent des domaines d'études comme la pédologie, la géologie, la météorologie, l'hydrologie et l'astronomie.

Les résultats d'apprentissage généraux (RAG) suivants définissent les attentes liées à ce quatrième principe de base.

Résultats d'apprentissage généraux – Connaissances scientifiques essentielles

Une fois sa formation scientifique au primaire, à l'intermédiaire et au secondaire complétée, l'élève sera apte à :

- D1** comprendre les structures et les fonctions vitales qui sont essentielles et qui se rapportent à une grande variété d'organismes, dont les humains;
- D2** comprendre diverses composantes biotiques et abiotiques, ainsi que leurs interactions et leur interdépendance au sein d'écosystèmes y compris la biosphère en entier;
- D3** comprendre les propriétés et les structures de la matière ainsi que diverses manifestations et applications communes des actions et des interactions de la matière;
- D4** comprendre comment la stabilité, le mouvement, les forces ainsi que les transferts et les transformations d'énergie jouent un rôle dans un grand nombre de contextes naturels et fabriqués;



- D5** comprendre la composition de l'atmosphère, de l'hydrosphère et de la lithosphère ainsi que des processus présents à l'intérieur de chacune d'elles et entre elles;
- D6** comprendre la composition de l'Univers et les interactions en son sein ainsi que l'impact des efforts continus de l'humanité pour comprendre et explorer l'Univers.

E – Concepts unificateurs

Les concepts unificateurs permettent d'établir des liens à l'intérieur des disciplines scientifiques et entre elles. Ce sont des idées clés qui sous-tendent et relient entre elles toutes les connaissances scientifiques. De plus, les concepts unificateurs s'étendent dans des disciplines telles que les mathématiques et les sciences humaines. En conséquence, les concepts unificateurs aident l'élève à se construire une compréhension plus globale des sciences et de leur rôle dans la société. Les quatre concepts unificateurs qui suivent ont servi à l'élaboration du présent document.

- **Similarité et diversité**

Les concepts de similarité et de diversité fournissent des outils permettant d'organiser nos expériences avec le monde. En commençant par des expériences non structurées, l'élève apprend à reconnaître divers attributs d'objets, de substances, de matériaux, d'organismes et d'événements, ce qui lui permet de faire des distinctions utiles entre ces attributs et parmi eux. Au fur et à mesure que s'élargissent ses connaissances, elle ou il apprend à se servir de procédures et de protocoles couramment acceptés pour décrire et classer les substances, les organismes et les événements qu'il rencontre, ce qui l'aide à mieux partager ses idées avec autrui et à réfléchir sur ses expériences.

- **Systèmes et interactions**

Concevoir le tout en fonction de ses parties et, inversement, comprendre les parties en fonction du tout sont deux aspects importants de la compréhension et de l'interprétation du monde. Un système est un ensemble d'éléments qui interagissent les uns avec les autres; l'effet global de ces interactions est souvent plus grand que celui des parties individuelles du système, et cela même quand on additionne simplement l'effet de chacune des parties. L'élève a l'occasion d'étudier à la fois les systèmes naturels et technologiques.

- **Changement, constance et équilibre**

Les concepts de constance et de changement sous-tendent la plupart des connaissances sur le monde naturel et fabriqué. Grâce à l'observation, l'élève apprend que certains attributs d'objets, de substances, de matériaux, d'organismes et de systèmes demeurent constants au fil du temps, tandis que d'autres changent. Au cours de ses études scientifiques, l'élève apprend à comprendre le déroulement de divers processus ainsi que les conditions nécessaires au changement, à la constance et à l'équilibre.



- **Énergie**

La notion d'énergie est un outil conceptuel qui rassemble plusieurs connaissances liées aux phénomènes naturels, aux objets, aux substances, aux matériaux et aux processus de changement. L'énergie – qu'elle soit transmise ou transformée – permet à la fois le mouvement et le changement. L'élève apprend à décrire l'énergie par ses effets et ses manifestations, et à acquérir au fil du temps un concept de l'énergie comme élément inhérent des interactions des substances, des fonctions vitales et du fonctionnement des systèmes.

Les résultats d'apprentissage généraux (RAG) suivants définissent les attentes liées à ce cinquième principe de base.

Résultats d'apprentissage généraux – Concepts unificateurs

Une fois sa formation scientifique au primaire, à l'intermédiaire et au secondaire complétée, l'élève sera apte à :

- E1 décrire et apprécier les similarités et les différences parmi les formes, les fonctions et les régularités du monde naturel et fabriqué;
- E2 démontrer et apprécier comment le monde naturel et fabriqué est composé de systèmes et comment des interactions ont lieu au sein de ces systèmes et entre eux;
- E3 reconnaître que des caractéristiques propres aux matériaux et aux systèmes peuvent demeurer constantes ou changer avec le temps et décrire les conditions et les processus en cause;
- E4 reconnaître que l'énergie, transmise ou transformée, permet à la fois le mouvement et le changement, et est intrinsèque aux matériaux et à leurs interactions.

3. L'APPRENTISSAGE EN SCIENCES DE LA NATURE

Des principes découlant de la psychologie cognitive

L'apprentissage des sciences s'inscrit dans l'évolution personnelle de l'élève qui doit se responsabiliser graduellement par rapport à la construction de ses savoirs scientifiques et à leur utilisation dans des contextes de plus en plus variés et complexes. Tout apprentissage est un cheminement dans lequel l'élève élargit progressivement son champ d'autonomie. Les recherches dans le domaine de la psychologie cognitive ont permis de dégager des principes d'apprentissage qui permettent de porter un regard nouveau sur les actes pédagogiques les plus susceptibles de favoriser l'acquisition, l'intégration et la réutilisation des connaissances.



- L'apprentissage est plus efficace et plus durable lorsque l'élève est actif dans la construction de son savoir : l'acquisition de connaissances ou l'intériorisation de l'information est un processus personnel et progressif qui exige une activité mentale continue.
- L'apprentissage est plus efficace lorsque l'élève réussit à établir des liens entre les nouvelles connaissances et les connaissances antérieures.

« Pour apprendre quelque chose aux gens, il faut mélanger ce qu'ils connaissent avec ce qu'ils ignorent. » (Pablo Picasso)
- L'organisation des connaissances en réseaux favorise chez l'élève l'intégration et la réutilisation fonctionnelle des connaissances : plus les connaissances sont organisées sous forme de schémas ou de réseaux, plus il est facile pour l'élève de les retenir et de les récupérer de sa mémoire.
- L'acquisition des stratégies cognitives (qui portent sur le traitement de l'information) et métacognitives (qui se caractérisent par une réflexion sur l'acte cognitif lui-même ou sur le processus d'apprentissage) permet à l'élève de réaliser le plus efficacement possible ses projets de communication et, plus globalement, son projet d'apprentissage.
- La motivation scolaire repose sur les perceptions qu'a l'élève de ses habiletés, de ses capacités d'apprentissage, de la valeur et des difficultés de la tâche et, enfin, de ses chances de réussite. La motivation scolaire détermine le niveau de son engagement, le degré de sa participation et la persévérance qu'elle ou il apportera à la tâche.

D'autres considérations liées à l'apprentissage

L'apprentissage est plus efficace lorsque le caractère unique de l'élève est pris en compte. Pour cette raison, différentes situations d'apprentissage doivent être offertes aux élèves afin de respecter, leurs différences cognitives, sociales, culturelles ainsi que leur rythme d'apprentissage. L'apprentissage est plus efficace aussi lorsque les activités proposées en classe sont signifiantes, pertinentes, intéressantes, réalisables, axées sur des expériences concrètes d'apprentissage et liées à des situations de la vie de tous les jours. Enfin, l'apprentissage est plus efficace lorsque les élèves se sentent acceptés par l'enseignant et par leurs camarades de classe. Plus le climat d'apprentissage est sécurisant, plus les élèves sont en mesure de prendre des risques et de poser des questions qui mènent à une meilleure compréhension.

L'élève de la 12^e année et le milieu d'apprentissage des sciences

La compréhension qu'ont les enseignants des qualités uniques de chaque élève et de leurs façons d'apprendre va les aider à prendre des décisions concernant les ressources et documents pédagogiques, ainsi que les méthodes d'évaluation et d'enseignement. Notre compréhension de l'apprentissage est en évolution constante. Le perfectionnement professionnel continu est important pour les enseignants étant donné qu'ils cherchent à mettre à jour leur connaissance du processus de l'apprentissage.



Les élèves que les enseignants rencontrent aujourd'hui sont différents à de nombreux égards des élèves des générations précédentes. Les élèves sont plus susceptibles de vivre dans une famille monoparentale ou dans une famille reconstituée. Un plus grand nombre occupent un emploi à temps partiel. Les élèves sont plus avancés dans leurs connaissances et leur utilisation de la technologie de l'information, et une grande partie de leur compréhension du monde vient des médias sociaux. Les classes sont de plus en plus variées sur le plan ethnique. Les relations familiales, les expériences de culture générale et de la vie, la personnalité, les intérêts, les méthodes d'apprentissage, le statut socio-économique et le rythme du développement influent tous sur la capacité qu'a un élève d'apprendre.

Caractéristiques des apprenants de la 12^e année

L'obtention de diplôme est un rite de passage important. Pour les élèves, la dernière année d'études au secondaire peut être « le meilleur et le pire des temps ». La plupart des élèves de la 12^e année ont tissé des liens étroits avec leurs camarades et se sentent bien au sein de l'école. Un bon nombre d'élèves ont connu d'importants développements en 10^e et 11^e années et se sentent plus confiants, plus à l'aise et manifestent un nouvel engagement à atteindre leurs objectifs personnels dans leurs études au secondaire. La 12^e année peut être une période excitante pour renforcer des liens d'amitié, planifier l'avenir et tirer profit d'une perspective plus large et plus réaliste.

Les élèves de 12^e année peuvent avoir de la difficulté à bien gérer les contraintes de leur passage au monde adulte. Pour certains élèves, l'obtention de diplôme représente le moment où ils doivent quitter non seulement leur communauté scolaire et un groupe d'amis, mais aussi leur maison et, dans certaines circonstances, leur quartier ou leur ville. Les élèves qui n'ont pas établi des plans précis pour l'avenir sont sous une énorme pression à prendre des décisions. Certains élèves découvrent que leurs champs d'intérêt et leurs plans sont en contradiction avec les aspirations que leur famille a pour eux. À mesure que l'année avance, certains élèves développent une meilleure idée de leur identité et de ce qu'ils vont faire. Cette confiance se reflète dans leurs travaux. Les élèves qui ne sont pas en mesure de bien gérer leur anxiété relativement à cette transition pourraient mal travailler parce qu'ils sont réticents à quitter le réseau de soutien qu'offre leur communauté scolaire.

Un bon nombre d'élèves de 12^e année se préoccupent des priorités à l'extérieur de la classe : des relations, des emplois, des plans de fins d'année, des plans d'études futures, des voyages ou des carrières. Certains élèves perdent leur motivation à étudier des mois avant la fin de l'année scolaire. Plusieurs élèves développent un sentiment d'identité d'adulte dans le cadre de leur emploi et peuvent considérer le monde à l'extérieur de la classe comme étant le « monde réel ». Les enseignants doivent être flexibles lorsque les élèves occupent un emploi, mais ils doivent également faire valoir les priorités et la valeur à long terme de l'éducation.



Créer un environnement d'apprentissage stimulant

Une classe de sciences vivante émerge d'un environnement physique stimulant et invitant, et y est reflété. Bien que les ressources et les réalités physiques des salles de classe varient, une salle de classe de sciences bien équipée offre ou contient un éventail de ressources qui aident à stimuler l'apprentissage. Il est utile de faire participer les élèves à la conception de la salle de classe.

Des façons de créer un environnement d'apprentissage stimulant comprennent ce qui suit :

- **Disposition souple des places** : Utiliser des tables ou des pupitres mobiles pour aménager des dispositions qui reflètent une approche axée sur l'élève et qui permettent aux élèves d'interagir dans diverses configurations.
- **Un environnement médiatique** : Avoir en salle de classe une bibliothèque pour les lectures autosélectionnées. La bibliothèque dans la salle de classe peut comprendre des magazines scientifiques, des articles de journaux, des bulletins de nouvelles, des articles parus dans Internet, des ouvrages de science-fiction et des travaux publiés par les élèves. Les ouvrages de référence en salle de classe pourraient comprendre des dictionnaires et des encyclopédies des sciences, des livres de faits, des logiciels et des titres sur CD-ROM, des applications sur tablettes, des examens antérieurs réunis dans des reliures et des manuels.
- **Accès au matériel électronique** : Si possible, donner l'accès au matériel électronique, p. ex. un ordinateur, une tablette, un téléviseur, un lecteur DVD, et un enregistreur vidéo.
- **Panneaux synoptiques** : Poser des affiches, accrocher des murales et des banderoles qui célèbrent les réalisations des élèves. Les changer fréquemment de façon à refléter les intérêts des élèves et leur participation active à la classe de sciences.
- **Exposer des objets et des artefacts** : Avoir des modèles, des photos, des reproductions artisanales, des cartes, des articles de magazines et de journaux, etc., dans votre salle de classe pour stimuler l'interrogation et exprimer le lien entre la salle de classe et le monde extérieur.
- **Communication** : Afficher des listes de contrôle, des processus et des stratégies pour faciliter et encourager l'apprentissage indépendant par les élèves. Fournir un babillard pour les annonces administratives et les horaires.
- **Laboratoire bien équipé et sécuritaire** : L'accès régulier à un laboratoire de sciences bien équipé et sécuritaire encourage le développement d'habiletés de laboratoire importantes.



4. DES CONSIDÉRATIONS GÉNÉRALES EN SCIENCES

La langue

De par leur nature, les sciences constituent un terrain fertile à l'apprentissage d'une langue seconde ou de la langue maternelle. L'étude scientifique, la résolution de problèmes technologiques et la prise de décisions STSE, par exemple, nécessitent des activités structurées, des interactions sociales et des réflexions abstraites faisant toutes appel à la communication orale ou écrite. Parallèlement, la langue est un outil indispensable à l'acquisition et à la transmission des savoirs scientifiques et technologiques. L'élève utilise la langue française pour donner du sens à ses apprentissages, pour se construire des savoirs, pour réfléchir sur ses apprentissages, pour s'approprier des démarches d'apprentissage, pour nourrir sa pratique de la langue elle-même et pour élargir et affiner sa compréhension de la réalité qui l'entoure. Enfin, les sciences sont en quelque sorte une langue, spécialisée certes, qui exige des mécanismes d'apprentissage semblables à ceux déployés pour l'acquisition d'une langue.

La qualité du français parlé et écrit à l'école est une responsabilité partagée par tous les enseignants et ne relève pas uniquement des enseignants de langue. Dans cette optique, les programmes d'études en sciences de la nature favorisent l'emploi d'un vocabulaire précis et d'un style propre aux sciences. Une pédagogie qui valorise les fonctions de la langue dans l'apprentissage des sciences de la nature permet à l'élève d'acquérir des compétences langagières et disciplinaires, de s'approprier les nuances propres à la langue, d'être métacognitif en français et de développer un rapport positif à la langue.

Les sciences pour tous

Les programmes d'études manitobains visent à promouvoir l'apprentissage des sciences et la possibilité d'une carrière scientifique ou technologique pour tout élève, fille ou garçon. Les sciences ne sont plus un domaine réservé aux hommes, et il faut encourager autant les filles que les garçons à élargir leurs intérêts et à développer leurs talents par l'entremise de situations et de défis captivants et pertinents pour tous.

Dans le même ordre d'idée, les sciences intéressent et appartiennent à l'humanité entière dans toute sa diversité, que ce soit au niveau culturel, économique, personnel ou physique. Il faut à la fois respecter et promouvoir la diversité humaine à l'origine même des sciences et de la technologie, et s'assurer que toute personne intéressée par les sciences et la technologie peut les étudier et réaliser son potentiel.

L'éthique

L'étude des concepts scientifiques peut mener les élèves comme les enseignants à discuter de questions d'éthique. Par exemple, l'étude de la production de polymères synthétiques peut donner lieu à des discussions sur un déséquilibre potentiel entre l'activité économique et le respect de l'environnement et des cultures.



En effet, nombreux sont les enjeux soulevés en classe de sciences qui comporteront des conséquences environnementales, sociales ou morales. Comme ces enjeux tirent leur origine de l'étude scientifique, l'enseignement devrait en tenir compte. Il faut préciser cependant que les sciences ne fournissent qu'une toile de fond permettant la prise de décisions personnelles et collectives plus éclairées. Il incombe de gérer les discussions avec sensibilité et sans détour.

La sécurité

Au fur et à mesure de leur scolarisation, les élèves sont appelés à être de plus en plus responsables lors d'activités scientifiques. En effet, la sécurité est une composante essentielle de la culture scientifique. L'observation des élèves au cours d'une activité menée dans la classe ou lors d'une excursion scolaire permet à l'enseignant de déceler s'ils manifestent les habiletés et les attitudes de sécurité requises. Le document d'appui *La sécurité en sciences de la nature* (Manitoba, ministère de l'Éducation et de l'Enseignement supérieur, 2015) fournit de nombreuses précisions à ce sujet.

Généralement, les élèves du secondaire réalisent leurs expériences scientifiques ou observent une démonstration scientifique dans un laboratoire proprement dit. À mesure que les expériences ou les démonstrations faites en classes comportent un plus grand risque, l'enseignant doit s'assurer de disposer d'un local ou d'installations qui répondent aux exigences en matière de sécurité en sciences. Ces exigences sont décrites dans *La sécurité en sciences de la nature*.

Tout en exigeant un apprentissage en français de la sécurité en sciences, l'enseignante ou l'enseignant doit tenir compte des compétences langagières de chacun de ses élèves, et doit faire en sorte qu'aucun élève ne soit mis à risque simplement parce qu'elle ou il ne maîtrise pas suffisamment le français.



5. L'ENSEIGNEMENT DES SCIENCES DE LA NATURE

La démarche à trois temps

L'apprentissage de l'élève est facilité, appuyé et encadré par une démarche pédagogique gérée par l'enseignant. Par mesure de cohérence, cette démarche doit s'inspirer des principes d'apprentissage mentionnés ci bas. La figure 6 explique la démarche pédagogique à trois temps, qui comprend la préactivité, l'activité proprement dite, et la postactivité.

APPRENTISSAGE DE L'ÉLÈVE	DÉMARCHE PÉDAGOGIQUE	
	OPÉRATIONNALISATION	ÉVALUATION FORMATIVE INTERACTIVE
1^{er} temps : Préparation de la situation d'apprentissage (la préactivité)		
<ul style="list-style-type: none"> ■ L'élève se rappelle la situation d'apprentissage précédente ou des résultats de situations précédentes qu'il a vécues. ■ L'élève formule ou s'approprie des objectifs d'apprentissage, les relie à son vécu et anticipe d'en tirer profit (d'où sa participation et son intérêt) L'élève considère aussi ses acquis en rapport avec les objectifs proposés. ■ L'élève propose ou choisit une situation d'apprentissage et formule des questions et des réactions en rapport avec cette situation. L'élève cherche à se doter de ressources et d'outils et à créer un milieu propice à l'apprentissage, seul ou avec ses pairs. 	<ul style="list-style-type: none"> ■ L'enseignant facilite le retour de l'élève sur la situation d'apprentissage précédente ou sur les résultats d'expériences antérieures. ■ L'enseignant présente les objectifs d'apprentissage, les rend significatifs et accessibles, les relie au vécu de l'élève et facilite la relation entre les acquis et les objectifs proposés. ■ L'enseignant propose des situations d'apprentissage significatives et sécurise l'élève face au choix d'une situation, en précisant les attentes. Il facilite l'organisation des groupes et du milieu d'apprentissage (ressources et outils disponibles). 	<ul style="list-style-type: none"> ■ L'enseignant observe les significations que l'élève dégage de ses expériences antérieures (attitudes, habiletés, connaissances). ■ L'enseignant vérifie la compréhension par l'élève des objectifs. Il vérifie si les objectifs semblent être significatifs et pertinents et si l'élève a les acquis nécessaires pour poursuivre les objectifs proposés. ■ L'enseignant vérifie que l'élève a compris les situations d'apprentissage et qu'il peut en dégager les significations. L'enseignant vérifie aussi si l'élève est à l'aise et de quelles façons il se prépare.
2^e temps : Réalisation de la situation d'apprentissage (l'activité)		
<ul style="list-style-type: none"> ■ L'élève traite du contenu d'apprentissage en explorant et en étudiant des phénomènes, des informations ou des sources de données (observation, interrogation, recherche, analyse, description, prédiction, formulation d'hypothèse, etc.). ■ L'élève choisit et organise l'information (traitement de données, schématisation, synthèse, critique, etc.) pour la présenter à la fin (extrapolation, déduction, évaluation, conclusion, application). 	<ul style="list-style-type: none"> ■ L'enseignant incite et guide l'élève dans sa recherche ou son expérimentation, en proposant des éléments de source ou de solution et en conscientisant l'élève aux techniques nécessaires pour puiser de l'information. ■ L'enseignant guide aussi l'élève dans l'organisation et la présentation de son information et de ses résultats, lui proposant des pistes diverses et appropriées tout en lui aidant à prendre conscience de la démarche utilisée. 	<ul style="list-style-type: none"> ■ L'enseignant observe la démarche et les stratégies de l'élève dans son étude ou sa résolution de problèmes, tout en vérifiant son intérêt au niveau de la collecte de données, de l'organisation de l'information et de la présentation de ses résultats.
3^e temps : Intégration de la situation d'apprentissage (la postactivité)		
<ul style="list-style-type: none"> ■ L'élève effectue un retour (une réflexion) sur la situation d'apprentissage, en objective sa démarche et son produit, tire des conclusions, dégage des règles et principes, ou applique les résultats à une situation d'apprentissage analogue. ■ L'élève intègre la situation d'apprentissage en y dégageant des significations personnelles, tout en agrandissant son répertoire d'attitudes, d'habiletés et de connaissances et en témoignant de la confiance. Il est capable de réinvestir ce nouveau savoir dans une autre situation. 	<ul style="list-style-type: none"> ■ L'enseignant facilite le retour sur la situation d'apprentissage, guide l'élève dans l'objectivation, l'aide à tirer des conclusions et à appliquer les résultats dans une situation analogue. ■ L'enseignant aide l'élève à dégager des significations personnelles reliées à une situation d'apprentissage, fournit de la rétroaction sur les résultats de la situation, et facilite l'expression et la manifestation de la confiance qu'a l'élève en lui-même, en lui proposant des situations de réinvestissement. 	<ul style="list-style-type: none"> ■ L'enseignant observe la participation de l'élève dans le retour sur la situation d'apprentissage. Il observe chez l'élève son objectivation, sa démarche pour en arriver à des conclusions, et son application des résultats dans une situation analogue. ■ L'enseignant vérifie la pertinence des significations personnelles reliées à la situation d'apprentissage, évalue la démarche suivie par l'élève et son apprentissage, observe l'image qu'a l'élève de lui-même, et vérifie le degré de participation de l'élève dans le réinvestissement.
<i>Il y a interdépendance dans les différents éléments de la démarche pédagogique; leur déroulement n'est pas forcément linéaire et il varie d'un élève à l'autre.</i>		

Fig. 6 – Démarche d'apprentissage. Tiré et adapté du Dictionnaire actuel de l'éducation, 2^e éd. de Renald Legendre.



La promotion de la culture scientifique

Tout en suivant une démarche pédagogique axée sur l'élève, dans la mesure du possible, l'enseignant en sciences de la nature ne doit pas perdre de vue son rôle dans la promotion de la culture scientifique. L'enseignant doit :

« On ne peut rien enseigner à autrui. On ne peut que l'aider à découvrir. » (Galileo Galilei)

- encourager l'élève à développer un sentiment d'émerveillement et de curiosité, accompagné d'un sens critique à l'égard de l'activité scientifique et technologique;
- amener l'élève à se servir des sciences et de la technologie pour construire de nouvelles connaissances et résoudre des problèmes, lui permettant d'améliorer sa qualité de vie et celle des autres;
- préparer l'élève à aborder de façon critique des enjeux d'ordre social, économique, éthique ou environnemental liés aux sciences;
- offrir à l'élève une formation solide en sciences lui donnant la possibilité de poursuivre des études supérieures, de se préparer à une carrière liée aux sciences et d'entreprendre des loisirs à caractère scientifique convenant à ses intérêts et aptitudes;
- développer chez l'élève dont les aptitudes et les intérêts varient une sensibilisation à une vaste gamme de métiers liés aux sciences, à la technologie et à l'environnement.

L'expérimentation par l'élève est au centre de l'apprentissage et de l'enseignement des sciences de la nature. L'accent n'est plus mis sur la mémorisation des faits et des théories scientifiques isolées du monde réel. Les élèves apprennent à apprendre, à penser, à évaluer de façon critique l'information recueillie et à prendre des décisions éclairées.

« J'entends et j'oublie. Je vois et je me souviens. Je fais et je comprends. » (Proverbe chinois)

Dans la salle de classe en sciences de la nature, l'enseignant doit être à la fois :

- un pédagogue;
- un modèle en ce qui a trait aux attitudes et aux habiletés scientifiques et technologiques;
- un passionné des sciences et de la technologie.



L'apprentissage des sciences	
Insister moins sur :	Privilégier plutôt :
<ul style="list-style-type: none"> ■ la connaissance de faits et de données scientifiques ■ l'étude de chaque discipline en soi (sciences de la vie, sciences chimiques et physiques, sciences de la Terre et de l'espace) ■ la distinction entre les connaissances scientifiques et la démarche scientifique ■ le survol de nombreux sujets scientifiques ■ l'exécution d'une étude scientifique au moyen d'un ensemble prescrit de procédés 	<ul style="list-style-type: none"> ■ la compréhension de concepts scientifiques et le développement d'habiletés pour la recherche scientifique ■ l'apprentissage du contenu disciplinaire abordé dans divers contextes, afin de comprendre des perspectives personnelles et sociales liées aux sciences et à la technologie ainsi que l'histoire et la nature des sciences ■ l'intégration de tous les savoirs (attitudes, habiletés, connaissances) à l'étude scientifique ■ l'étude de quelques concepts scientifiques fondamentaux ■ l'étude scientifique comme un apprentissage continu de stratégies, d'habiletés et de concepts
Changement de priorités pédagogiques pour favoriser l'étude scientifique.	
Insister moins sur :	Privilégier plutôt :
<ul style="list-style-type: none"> ■ les activités de démonstration et de vérification des connaissances scientifiques ■ la recherche ou l'expérience effectuée sur une seule période de classe ■ l'application des habiletés scientifiques hors contexte ■ l'application d'une seule habileté isolément, telle que l'observation ou l'inférence ■ l'obtention d'une réponse ■ les sciences à titre d'exploration et d'expérience ■ la livraison de réponses aux questions sur des connaissances scientifiques ■ l'analyse et la synthèse des données, individuellement ou collectivement, sans affirmer ni justifier une conclusion ■ l'étude d'une grande quantité de connaissances au détriment du nombre de recherches ou d'expériences ■ la conclusion d'une étude scientifique aussitôt que les résultats d'une expérience sont obtenus ■ la gestion du matériel et de l'équipement ■ la communication des idées et des conclusions de l'élève à l'enseignante ou l'enseignant seulement 	<ul style="list-style-type: none"> ■ les activités de recherche et d'analyse liées à des questions scientifiques ■ la recherche ou l'expérience effectuée sur une période de temps prolongée ■ l'application des habiletés scientifiques dans un contexte réel ■ l'application de multiples habiletés intégrées, faisant appel à la manipulation, la cognition et le traitement ■ l'exploitation des données et des stratégies pour développer ou réviser une explication ■ les sciences à titre d'argument et d'explication ■ la communication d'explications scientifiques ■ l'analyse et la synthèse fréquentes de données par des groupes d'élèves après qu'ils ont affirmé et justifié leurs conclusions ■ de nombreuses recherches et expériences pour développer une compréhension de l'étude scientifique et pour apprendre des attitudes, des habiletés et des connaissances scientifiques ■ l'application des résultats d'une expérience à des arguments et à des explications scientifiques ■ la gestion des idées et de l'information ■ la communication ouverte des idées et du travail de l'élève à toute la classe

Fig. 7 – *Changement de priorités dans l'apprentissage et l'enseignement des sciences de la nature.* Traduction d'un extrait du document National Science Education Standards, p. 113, publié par la National Academy of Sciences.



6. L'ÉVALUATION EN SCIENCES DE LA NATURE

L'évaluation en salle de classe fait partie intégrante de l'enseignement des sciences. L'évaluation est le « processus systématique de cueillette d'information au sujet de ce qu'un élève sait, peut faire et apprend à faire ». L'objet premier de l'évaluation en salle de classe n'est pas d'évaluer et de classer les élèves, mais bien d'informer l'enseignant et d'améliorer l'apprentissage et de suivre la progression des élèves vers l'atteinte des objectifs d'apprentissage en fin d'année.

Au lieu de mettre l'accent sur la mémorisation de « faits » précis, détaillés et non reliés, [l'évaluation en sciences] devrait accorder plus de poids à la compréhension holistique des principales idées scientifiques et à la compréhension critique des sciences et du raisonnement scientifique (Millar et Osborne, 1998 : 25).

On définit grosso modo l'évaluation en salle de classe comme une activité ou une expérience qui donne de l'information sur l'apprentissage des élèves. Les enseignants en apprennent sur la progression des élèves non seulement par l'entremise de projets, d'examens et de tests formels, mais aussi par l'observation suivie des élèves à l'œuvre et les conversations avec les élèves sur leur apprentissage. Ils procèdent souvent à l'évaluation par des activités d'enseignement.

La plus grande partie de l'apprentissage des élèves est interne. Pour évaluer les connaissances, habiletés et stratégies des élèves en sciences, ainsi que les attitudes, les enseignants ont besoin d'un éventail d'outils et d'approches. Ils posent des questions, observent les élèves qui exécutent un éventail de processus et d'activités d'apprentissage, et examinent le travail des élèves en cours. Ils soumettent également les élèves à une évaluation par les pairs et à des activités d'autoévaluation. Les renseignements que les enseignants et les élèves retirent des activités d'évaluation informent et façonnent ce qui se passe dans la salle de classe; l'évaluation sous-entend toujours qu'une action suivra. Pour déterminer si les objectifs d'apprentissage des élèves ont été atteints, l'évaluation des élèves doit faire partie intégrante de l'enseignement et de l'apprentissage. L'évaluation de l'apprentissage des élèves fait intervenir une planification minutieuse et une mise en œuvre systématique.

Buts de l'évaluation

Il y a trois buts distincts mais interdépendants pour l'évaluation en classe : l'évaluation au service de l'apprentissage, l'évaluation en tant qu'apprentissage et l'évaluation de l'apprentissage.

- **L'évaluation au service de l'apprentissage** vise à fournir des données aux enseignants pour qu'ils modifient et différencient les activités d'enseignement et d'apprentissage. Elle part du principe que les élèves apprennent de façon personnelle, mais aussi que bon nombre d'entre eux suivent des stades et des cheminements prévisibles. Elle exige une planification de la part des enseignants de façon qu'ils se servent des données recueillies pour déterminer non seulement ce que les élèves savent, mais également s'ils mettent ce savoir en application, comment ils le font et quand ils le font. Les enseignants peuvent aussi se servir de ces renseignements pour simplifier et orienter l'enseignement et les ressources, ainsi que pour fournir des commentaires aux élèves afin de les aider à progresser dans leur apprentissage.



- **L'évaluation en tant qu'apprentissage** est un processus qui vise à développer et à favoriser la métacognition chez les élèves. Elle met l'accent sur le rôle de l'élève comme agent premier dans l'établissement des liens entre l'évaluation et l'apprentissage. Quand les élèves agissent comme évaluateurs actifs, engagés et critiques, ils donnent un sens aux contenus d'apprentissage, les relient à ce qu'ils connaissent déjà et s'en servent pour apprendre davantage. Il y a métacognition lorsque les élèves veillent eux-mêmes à leur apprentissage et qu'ils se servent des rétroactions ainsi recueillies pour faire des ajustements, des adaptations et même des changements importants à ce qu'ils comprennent. Cela exige que les enseignants aident les élèves à développer et à pratiquer la réflexion, mais aussi à se sentir plus à l'aise avec cette posture réflexive, et à analyser leur apprentissage de façon critique.
- **L'évaluation de l'apprentissage** est de nature sommative et sert à confirmer ce que les élèves savent et savent faire, et à montrer s'ils ont atteint les résultats d'apprentissage prévus. L'évaluation devrait se fonder sur un éventail de renseignements relatifs à l'évaluation. L'évaluation de l'apprentissage sert principalement à mesurer les réalisations de l'élève, à faire rapport aux parents ou aux tuteurs, aux élèves et à d'autres parties intéressées ou à mesurer l'efficacité de la programmation de l'enseignement.

Planification de l'évaluation

On devrait élaborer les objectifs, approches et outils d'évaluation en même temps que les approches d'enseignement au cours de la planification du module. Au moment d'élaborer les méthodes et tâches d'évaluation, les enseignants déterminent :

- ce qu'ils évaluent;
- pourquoi ils l'évaluent;
- comment ils utiliseront les renseignements découlant de l'évaluation;
- qui recevra les renseignements découlant de l'évaluation;
- quelles activités ou tâches d'évaluation permettront aux élèves de faire une démonstration de leur apprentissage de façons authentiques.

Caractéristiques d'une évaluation efficace

Une évaluation efficace aide à concentrer l'effort sur la mise en œuvre de stratégies visant à faciliter l'apprentissage tant dans la salle de classe qu'à l'extérieur, et est :

- conforme à l'enseignement et en fait partie intégrante;
- continue et permanente;
- fondée sur des tâches authentiques ainsi que des contextes et processus d'apprentissage des sciences significatifs;
- fondée sur des critères que les élèves connaissent et comprennent, faisant appel à leurs points forts;
- un processus de collaboration faisant intervenir les élèves;
- multidimensionnelle et a recours à un vaste éventail d'outils et de méthodes;
- axée sur ce que les élèves ont appris et peuvent faire.

Une discussion de ces sept caractéristiques de l'évaluation efficace suit.



L'évaluation efficace est conforme à l'enseignement et en fait partie intégrante

L'évaluation exige des enseignants d'être continuellement au courant de l'objectif de l'enseignement : qu'est-ce que je veux que mes élèves apprennent? Que peuvent-ils faire pour montrer qu'ils l'ont appris? La façon qu'utilisent les enseignants pour évaluer dépend de ce qu'ils évaluent – à savoir s'ils évaluent des connaissances déclaratives, des connaissances procédurales ou des attitudes et des habitudes intellectuelles.

- **Connaissance déclarative** : La connaissance déclarative est la dimension de l'apprentissage la plus simple à mesurer à l'aide d'outils traditionnels si les enseignants veulent mesurer une mémorisation de faits. Cependant, la raison pour laquelle on favorise la culture scientifique n'est pas satisfaite si les élèves se contentent de mémoriser la connaissance déclarative en rapport aux sciences; ce qui est plus important, c'est de savoir si les élèves comprennent et sont en mesure de mettre ces connaissances en application. Par exemple, il est plus important qu'ils comprennent la raison d'être et les enjeux de la chimie organique, qu'ils réagissent à ce que signifie la chimie organique pour eux personnellement et pour l'environnement, qu'ils interprètent cette signification de la chimie organique, et qu'ils utilisent avec aisance la terminologie de façon à enrichir leurs aptitudes en matière de communications scientifiques, et représentent plutôt que reproduisent une définition de la chimie organique. Le défi pour les enseignants est de concevoir des outils qui vérifient l'application de la connaissance déclarative.
- **Connaissance procédurale** : Les outils qui sont conçus pour vérifier la connaissance déclarative ne peuvent pas évaluer efficacement les processus et habiletés. Par exemple, au lieu d'essayer de déduire les processus utilisés par les élèves en examinant le produit final, les enseignants évaluent la connaissance procédurale en observant les élèves à l'œuvre, en discutant de leurs stratégies avec eux dans le cadre de conférences et d'entrevues et en recueillant des données sur la réflexion des élèves, notamment dans les journaux.
- **Attitudes et habitudes intellectuelles** : On ne peut pas évaluer directement les attitudes et habitudes intellectuelles. Elles sont implicites dans ce que disent et font les élèves. Habituellement, les outils d'évaluation décrivent les comportements qui sont un reflet des attitudes et habitudes de personnes cultivées. Ils identifient les attitudes et habitudes intellectuelles qui améliorent l'utilisation et l'apprentissage du langage lié aux sciences et donnent aux élèves les moyens de penser à leurs propres processus internes. Par exemple, au lieu d'attribuer des notes globales pour la participation en classe, les enseignants évaluent les objectifs d'apprentissage reliés à l'apport réel des élèves au sein des groupes, grands et petits.

L'évaluation vise à informer les élèves des points importants de la programmation et à les aider à se concentrer sur les aspects importants de l'apprentissage. Si les enseignants évaluent uniquement les éléments les plus faciles à mesurer, les élèves pourraient se concentrer uniquement sur ces aspects. Par exemple, si les cours de sciences accordent une grande importance à la collaboration, à la créativité et au raisonnement divergent (des objectifs d'apprentissage qui peuvent être plus difficiles à mesurer), par conséquent les processus et outils d'évaluation doivent refléter ces valeurs. Les façons qu'utilisent les enseignants pour évaluer (quoi et comment) informent les élèves de ce qui est jugé important dans l'apprentissage.



L'évaluation efficace est continue et permanente

L'évaluation qui fait partie intégrante de l'enseignement quotidien donne aux élèves des occasions fréquentes d'avoir une rétroaction, de modifier leurs méthodes et leurs approches d'apprentissage et d'observer leurs progrès. Les enseignants donnent une évaluation informelle en posant des questions aux élèves et en leur faisant des observations. Ils procèdent également à des évaluations formelles à diverses étapes d'un projet ou d'une unité d'étude. L'évaluation continue crée continuellement des occasions pour les enseignants d'examiner et de réviser l'enseignement, le contenu, les points importants du processus et les ressources pédagogiques.

L'évaluation efficace est fondée sur des tâches authentiques ainsi que des contextes et processus significatifs d'apprentissage des sciences

En sciences, les tâches devraient être authentiques et significatives : des tâches qui méritent d'être maîtrisées en soi plutôt que des tâches conçues tout simplement pour démontrer la compétence de l'élève vis-à-vis des enseignants et des autres. Grâce à l'évaluation, les enseignants découvrent si les élèves peuvent utiliser les connaissances, les processus et les ressources de façon efficace pour atteindre des objectifs utiles. Par conséquent, les enseignants conçoivent des tâches qui reproduisent le contexte dans lequel les connaissances seront appliquées à l'extérieur de la salle de classe.

Par exemple, des tâches authentiques de rédaction scientifique emploient les formules utilisées par un grand éventail de personnes (par exemple, scientifiques, journalistes, cinéastes, poètes, romanciers, publicistes, conférenciers, rédacteurs techniques, ingénieurs et universitaires). Le plus souvent possible, les élèves écrivent, parlent ou représentent leurs idées pour des auditoires réels et à des fins réelles. Au moment d'élaborer les tâches d'évaluation, les enseignants peuvent envisager de fournir aux élèves les ressources que les gens utilisent lorsqu'ils exécutent les mêmes tâches dans des situations réelles en rapport à des problèmes en sciences.

Les tâches d'évaluation authentiques ne sont pas seulement des vérifications de l'information que les élèves possèdent, mais aussi de la façon dont leur compréhension d'une matière s'est approfondie et de leur capacité de mettre en application l'apprentissage. Elles démontrent aux élèves la pertinence et l'importance de l'apprentissage. Les tests axés sur le rendement sont également une façon de consolider l'apprentissage des élèves. Le problème éternel qu'ont les enseignants avec « l'enseignement en fonction du test » est moins préoccupant si les tests sont des évaluations authentiques des connaissances, habiletés et stratégies des élèves, ainsi que des attitudes.

L'évaluation efficace est fondée sur des critères que les élèves connaissent et comprennent, faisant appel à leurs points forts

Les critères d'évaluation doivent être clairement établis et être explicités aux élèves avant un travail ou un test de sorte que les élèves peuvent se concentrer sur leurs efforts. En outre, dans toute la mesure du possible, les élèves doivent participer à l'élaboration des critères d'évaluation.



Les élèves devraient également comprendre parfaitement à quoi ressemble la réalisation de chaque tâche proposée. Des modèles de travaux effectués par les élèves au cours d'années précédentes et d'autres exemplaires de référence aident les élèves à élaborer des objectifs personnels d'apprentissage.

Chaque tâche d'évaluation devrait vérifier uniquement les objectifs d'apprentissage mentionnés aux élèves. Par exemple, cela signifie que les tests sur les aptitudes en laboratoire doivent être conçus et annotés de façon à recueillir des données sur les aptitudes en laboratoire des élèves, et non sur leur capacité d'exprimer efficacement des idées par écrit dans un rapport de laboratoire.

L'évaluation efficace est un processus de collaboration faisant intervenir les élèves

L'objet final de l'évaluation est de permettre aux élèves de s'évaluer eux-mêmes. L'augmentation graduelle de la responsabilité des élèves en ce qui concerne l'évaluation vise à développer l'autonomie des élèves en tant qu'apprenants permanents. L'évaluation devrait faire diminuer, au lieu de favoriser, la dépendance des élèves vis-à-vis des commentaires des enseignants qui donnent une orientation de l'apprentissage et des notes pour valider leurs réalisations.

L'évaluation améliore la métacognition des élèves. Elle les aide à porter des jugements sur leur propre apprentissage, et leur fournit l'information nécessaire pour fixer des objectifs et veiller eux-mêmes à leur apprentissage.

Les enseignants augmentent les responsabilités des élèves au plan de l'évaluation en :

- exigeant des élèves qu'ils choisissent les produits et performances permettant de démontrer leur apprentissage;
- faisant participer les élèves à l'élaboration des critères d'évaluation dans toute la mesure du possible (Cela clarifie les objectifs d'une tâche donnée et donne aux élèves le vocabulaire nécessaire pour discuter de leur propre travail.);
- soumettant les élèves à une évaluation par les pairs, de façon informelle par le biais de conférences avec leurs pairs, et de façon formelle en utilisant des listes de contrôle;
- demandant aux élèves d'utiliser des outils de réflexion et d'autoévaluation à toutes les occasions possibles (par exemple, listes de contrôle d'autoévaluation, journaux, détermination et choix des objectifs, et autoévaluation d'éléments du portfolio);
- établissant un protocole pour les élèves qui veulent contester une note attribuée par un enseignant (les appels formels sont des exercices précieux en rédaction persuasive et donnent aux élèves des occasions d'examiner leur rendement en fonction des critères d'évaluation).

L'évaluation efficace est multidimensionnelle et a recours à un vaste éventail d'outils et de méthodes

L'évaluation en sciences doit reconnaître la complexité et la nature holistique de l'apprentissage en ce qui concerne la culture scientifique. Pour compiler un profil complet des progrès de chaque élève, les enseignants recueillent des données en utilisant de nombreux mécanismes en de nombreuses occasions. Les profils des élèves peuvent faire intervenir à la fois les élèves et les enseignants dans l'évaluation et la collecte de données. Le tableau qui suit cerne les domaines à évaluer et présente quelques instruments, outils et méthodes d'évaluation.



Profil de la cueillette de données			
Observation des processus et conversations		Observation des produits et performances	
Enseignant :	Élèves :	Enseignant :	Élèves :
<ul style="list-style-type: none"> Listes de contrôle Conférences et entrevues Dossiers et commentaires anecdotiques Examens des ébauches et révisions Présentations orales Rubriques et barèmes de notation 	<ul style="list-style-type: none"> journaux outils et instruments d'auto-évaluation (p. ex., listes de contrôle, échelles de cotation, graphiques d'avancement outils et instruments d'auto-évaluation (p. ex., dossiers des conférences avec les pairs, échelles de notation) 	<ul style="list-style-type: none"> travaux écrits démonstrations présentations séminaires projets portfolios carnets et journaux des élèves listes de contrôle rubriques et barèmes de notation 	<ul style="list-style-type: none"> journaux outils et instruments d'auto-évaluation outils et instruments d'évaluation par les pairs analyse de portfolio
Tests en salle de classe		Tests des divisions et des normes provinciales	
Enseignant :	Élèves :	Enseignant :	
<ul style="list-style-type: none"> tests papier et crayon (p. ex., tests conçus par l'enseignant, tests de module, tests à réponse élaborée) tests de rendement et simulation rubriques et barèmes de notation 	<ul style="list-style-type: none"> journaux outils et instruments d'auto-évaluation 	<ul style="list-style-type: none"> rubriques et barèmes de notation 	

Fig. 8 – *Caractéristiques d'une évaluation efficace*. Traduit et adapté du document d'Éducation et Formation professionnelle Manitoba, *Senior 3 English Language Arts : A Foundation for Implementation* (Winnipeg [Manitoba] Education et Formation professionnelle Manitoba, 1999) 2-10 - 2-14.

L'évaluation efficace est axée sur ce que les élèves ont appris et peuvent faire

L'évaluation doit être équitable; elle doit donner des occasions de réussite à chaque élève. L'évaluation efficace fait la démonstration des connaissances, des habiletés et des attitudes, ainsi que des stratégies de chaque élève et des progrès que fait l'élève, au lieu de tout simplement relever les lacunes au niveau de l'apprentissage.



Pour évaluer ce que les élèves ont appris et peuvent faire, les enseignants doivent recourir à un éventail de stratégies et d'approches, notamment :

- Utiliser un vaste éventail d'instruments pour évaluer les expressions multidimensionnelles de l'apprentissage de chaque élève, en évitant de se fier à la mémorisation des notes.
- Donner aux élèves des occasions d'apprendre à partir de la rétroaction et de peaufiner leur travail en reconnaissant que ce n'est pas chaque projet qui sera un succès, ni que cela fera partie d'une évaluation sommative.
- Examiner plusieurs éléments du travail de l'élève en évaluant un objectif d'apprentissage donné afin de s'assurer que les données recueillies sont des bases valables pour faire des généralisations au sujet de l'apprentissage de l'élève.
- Élaborer des profils complets de l'élève en utilisant l'information obtenue à la fois d'une évaluation par rapport à un objectif d'apprentissage qui compare la performance d'un élève à des critères déterminés à l'avance et d'une évaluation qui compare la performance d'un élève à sa performance antérieure.
- Éviter d'utiliser l'évaluation à des fins disciplinaires ou de contrôle. L'évaluation qui est perçue comme un outil de contrôle du comportement des élèves qui sert à l'attribution de récompenses et de punitions au lieu de donner une rétroaction sur l'apprentissage de l'élève fait diminuer la motivation de l'élève. Des élèves reçoivent parfois une note de zéro pour un travail incomplet. Cependant, attribuer une note de zéro à l'élève signifie que la note ne communique plus de renseignements précis sur l'atteinte par l'élève des objectifs d'apprentissage en sciences. Des travaux non terminés sont une indication de problèmes personnels ou de motivation qu'il faut régler de façon appropriée.
- Permettre aux élèves, lorsque cela convient et lorsque c'est possible, de choisir de quelle façon ils feront démonstration de leur compétence.
- Utiliser des outils d'évaluation appropriés pour évaluer des performances, processus et produits individuels et uniques.

Gérer l'évaluation en salle de classe

L'évaluation est l'un des plus grands défis auxquels est confronté l'enseignant en sciences. Les pratiques qui rendent les classes de sciences vivantes et efficaces – promouvoir le choix par les élèves, évaluer les processus et évaluer l'aspect subjectif de l'apprentissage – font que l'évaluation est une chose complexe.

Les systèmes et soutiens qui peuvent aider les enseignants à gérer l'évaluation comprennent :

- se défaire des moyens inefficaces d'évaluation;
- utiliser des approches qui font gagner du temps;
- partager la charge;
- tirer parti de la technologie;
- mettre en place des systèmes pour consigner les renseignements découlant de l'évaluation.

On discute de ces suggestions de façon plus détaillée dans la section suivante.



Se défaire des moyens inefficaces d'évaluation

Les enseignants doivent remettre en question l'efficacité, par exemple, de la rédaction de longs commentaires sur l'évaluation sommative des projets des élèves. Des observations détaillées sont préférables :

- si elles sont données en tant qu'évaluation formative lorsque les élèves peuvent se servir immédiatement de la rétroaction;
- si elles sont communiquées verbalement lors de conférences, ce qui donne des occasions de discussions entre l'enseignant et l'élève.

Le temps consacré à l'évaluation doit être un temps d'apprentissage, tant pour l'enseignant que l'élève.

Utiliser des approches qui font gagner du temps

De nombreux outils d'évaluation efficaces permettent de gagner du temps. L'élaboration de listes de contrôle et de rubriques prend beaucoup de temps; cependant, des rubriques bien rédigées peuvent éliminer la nécessité de rédiger des commentaires exhaustifs et peuvent signifier que les performances de l'élève peuvent être évaluées en grande partie pendant le temps de classe.

Partager la charge

Bien que la responsabilité ultime en ce qui concerne l'évaluation revient à l'enseignant, l'autoévaluation par l'élève fournit également une mine de renseignements. Collaborer avec les élèves pour produire des critères d'évaluation fait partie d'un enseignement efficace. Les élèves de la 12^e année peuvent élaborer des listes de contrôle et garder des exemplaires de leurs propres objectifs dans une reliure pour des conférences périodiques. Des élèves pourraient être prêts à fournir des échantillons de travail qui serviraient de modèles dans d'autres classes.

La collaboration avec d'autres enseignants pour la création d'outils d'évaluation permet de gagner du temps et donne des occasions de discuter des critères d'évaluation.

Tirer parti de la technologie

Les outils électroniques (par exemple, les enregistrements audio et vidéo et les fichiers informatiques) peuvent aider les enseignants à formuler et consigner des observations.

Mettre en place des systèmes pour consigner les renseignements découlant de l'évaluation

Recueillir des données des observations des élèves est particulièrement compliqué pour les enseignants des dernières années du secondaire qui peuvent enseigner à plusieurs classes d'élèves au cours d'un semestre ou d'une session. Les enseignants pourraient vouloir identifier un groupe d'élèves dans chaque classe qui ferait l'objet d'une observation chaque semaine. Des reliures, des fiches, des bases de données électroniques sont des outils utiles pour consigner des données, tout comme les notes autocollantes consignants de brèves observations sur les dossiers des élèves que l'on peut par la suite transformer en rapports anecdotiques.



Les enseignants pourraient également vouloir mettre au point des formulaires complets pour inscrire les objectifs d'apprentissage prescrits et pour consigner les données.

Cette façon de voir l'évaluation efficace en sciences au Manitoba est un reflet des changements survenus dans les points importants de l'enseignement des sciences au niveau national et est conforme aux changements survenus à l'échelle internationale dans l'enseignement des sciences. Le tableau qui suit résume un certain nombre des changements survenus dans le domaine de l'évaluation.

Aspects importants changeants dans l'évaluation de l'apprentissage des élèves*

Les normes <i>National Science Education Standards</i> tiennent compte des changements dans tous les systèmes. Les normes d'évaluation englobent les changements suivants dans les aspects importants :	
MOINS D'IMPORTANCE SUR	PLUS D'IMPORTANCE SUR
Évaluer ce qui est facilement mesuré	Évaluer ce qui a le plus de valeur
Évaluer la connaissance discrète	Évaluer la connaissance riche, bien structurée
Évaluer la connaissance scientifique	Évaluer le raisonnement et la compréhension scientifique
Évaluer pour apprendre ce que les élèves ne savent pas	Évaluer pour apprendre ce que les élèves comprennent
Évaluer seulement les réalisations	Évaluer les réalisations et les occasions d'apprendre
Évaluations de fin de session par les enseignants	Les élèves participent à une évaluation continue de leur travail et de celui des autres
Élaboration d'évaluations externes par des spécialistes de la mesure seulement	Les enseignants participent à l'élaboration des évaluations externes

Fig. 9 – Aspects importants changeants dans l'évaluation de l'apprentissage des élèves. Traduction d'un extrait du *National Science Education Standards*, p. 100, publié par la National Academy of Sciences.



7. MISE EN ŒUVRE DE CHIMIE 12^e ANNÉE

Les objectifs du programme d'études de chimie 12^e année

Demandez à vos élèves de répondre en une seule phrase à la question suivante : « Qu'est-ce que la chimie? » Les élèves ont tendance à répondre par la description d'expériences vécues qui ont un rapport avec la chimie : « la chimie, c'est le mouvement des molécules », « la chimie est l'étude de l'énergie et de la matière », « la chimie c'est comme la physique avec beaucoup de mathématiques » ou, de la perspective d'un enseignant, « la chimie c'est comprendre des représentations particulières qui ne sont pas visibles ». D'autres auront une réponse plus générale, comme « la chimie est l'étude des composants de l'univers » ou encore « la chimie est la science de toutes choses ».

Les relations entre les mathématiques et la chimie sont prédominantes et les remarques suivantes sont fréquentes : « la chimie, c'est des mathématiques » ou « la chimie, c'est expliquer les choses simples du quotidien par des formules mathématiques complexes ». Ces réponses indiquent que certains élèves voient les mathématiques comme l'instrument de la chimie. Sans trop savoir ce qu'est la chimie, plusieurs considèrent qu'elle est déterminante pour leur avenir.

Qu'est-ce que la chimie? Bien qu'il puisse y avoir plusieurs réponses, un thème commun ressort lorsqu'on examine les différentes branches de la chimie et les principes sous-jacents. La chimie est l'étude de la composition, des propriétés et du comportement de la matière. Elle comprend donc l'étude des relations dans le monde qui nous entoure. Nous envisageons une « chose intéressante », puis nous construisons des modèles afin d'en définir les caractéristiques fondamentales et de décrire comment celles-ci s'influencent mutuellement ou interagissent. Ces relations nous permettent de prévoir le comportement d'autres « choses intéressantes » dont les paramètres sont identiques ou semblables. L'étude des relations constitue une part très importante de la chimie. La difficulté que représente pour plusieurs l'étude de la chimie est que ces relations peuvent être représentées de différentes façons, mais dans un cours de chimie, on utilise souvent uniquement le mode symbolique mathématique pour représenter ces relations.

Il est important de bien comprendre ces modes et leurs relations afin de contribuer efficacement à l'enseignement et à l'apprentissage.

Les modes de représentation

Le mode macroscopique (visuel)

Prenons un exemple de l'étude des propriétés physiques des gaz lorsqu'ils sont soumis à des variations de pression pour illustrer les modes de représentation. Un livre est placé sur un dispositif à seringue tel qu'illustré à la figure 10. Si l'on ajoute des livres, on peut voir la relation entre la pression sur la seringue et la compression du gaz dans la seringue. C'est ce que l'on appelle le mode de représentation macroscopique (visuel) d'une relation. Son fondement se trouve dans le monde réel et dans la perception que l'on a de ce monde.



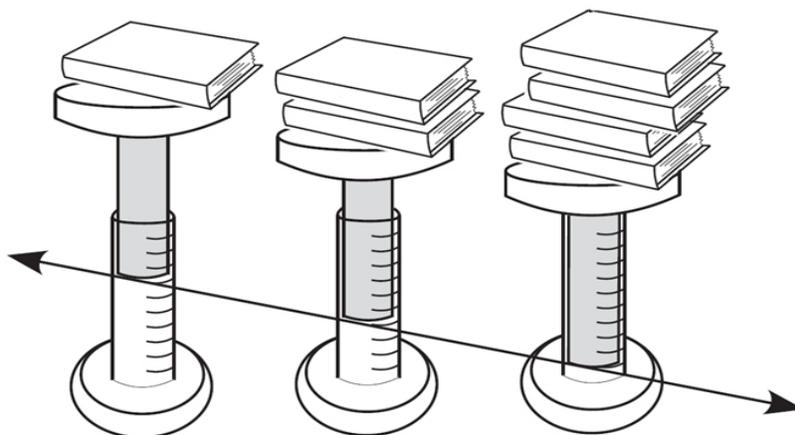


Fig. 10 – Mode de représentation macroscopique

La représentation macroscopique (visuelle) consiste à établir une relation entre deux variables et à vérifier l'hypothèse par l'observation et l'expérimentation. Dans le cas présent, à mesure que la force sur la seringue augmente avec l'ajout de livres, le piston de la seringue se déplace vers le bas. Il est même possible parfois d'établir la relation exacte. Pour ce cas, on peut placer une ligne droite hypothétique le long des seringues pour représenter la relation.

La représentation visuelle n'englobe pas uniquement la conjecture et l'observation; elle comprend aussi l'esprit critique et la pensée créative à mesure que l'on construit et modifie les modèles naturels à la base des observations. Plus la pression exercée est grande, plus le volume diminue. La conceptualisation du monde « réel » repose sur un ensemble d'hypothèses que l'on croit fondées. On peut intérioriser un modèle pour faciliter cette conceptualisation, puis effectuer différentes expériences pour en vérifier l'exactitude. Le modèle efficace est celui qui permet à la fois d'expliquer et de prévoir un phénomène. Un modèle peut entraîner des événements contradictoires qui obligent à le reconsidérer et à le modifier, ou un modèle peut être faussé et doit alors être abandonné en faveur de l'élaboration d'un autre, plus complet et plus précis. Par exemple, le modèle de la charge électrique sous-tend l'étude des phénomènes électriques. Le modèle par fluide et particules de la charge électrique a toujours été vérifié par l'observation expérimentale. Cependant, à mesure que les idées sur la structure de la matière évoluent, on constate que le modèle fondé sur les particules permet des prévisions et des explications plus fiables.

Bien que l'on puisse formuler une description générale des relations (plus la pression exercée est grande, plus le volume diminue), on ne peut pas toujours établir une relation exacte par la représentation macroscopique. Il faut donc quantifier les caractéristiques et comparer les chiffres. C'est ce que l'on appelle le mode de représentation numérique.

Le mode numérique

Le mode de représentation numérique consiste à formuler une définition fonctionnelle des propriétés fondamentales et à effectuer des mesures afin de recueillir des données. Dans le cas présent, la pression exercée sur le gaz est définie de façon pratique comme « la variation de la position du piston de la seringue » et est quelque chose qu'on peut facilement observer. S'il n'y a aucune pression, il n'y a aucun changement dans la position du piston. Une augmentation de la force cause une augmentation de la pression exercée sur le gaz dans la seringue.

On peut ensuite étudier ces données et établir une relation exacte. L'utilisation du mode numérique nécessite une bonne compréhension des rapports de proportion et des modèles numériques (par exemple, si la pression [P] double, le volume [V] est réduit de moitié, et si P triple, V est réduit à un tiers de sa valeur originale; nous avons donc un rapport de proportion direct permettant d'énoncer une loi.). Dans la plupart des cas, cependant, la cueillette de données entraîne des erreurs. Il peut être très difficile d'établir la relation en étudiant uniquement les données. Par contre, une image vaut mille chiffres. La représentation graphique des données permet habituellement de mieux établir la relation.

Le tableau de données ci-dessous est un exemple d'une représentation numérique, dans ce cas, la relation inverse entre la pression exercée sur un gaz et le volume de ce dernier.

Le volume d'un gaz en fonction de la pression exercée sur lui	
volume (mL)	Pression (atm)
16	1
8	2
4	4
3	8
2	16

Fig. 11 - Mode de représentation numérique

Le mode graphique

Le mode de représentation graphique constitue une image mathématique de la relation. Heureusement, il suffit de connaître un nombre limité de figures pour établir les relations. En fait, au secondaire, on a besoin de connaître uniquement trois représentations graphiques, soit la ligne droite, la courbe de puissance et la courbe inversée. En ajustant les données pour « redresser la courbe », on peut établir la relation exacte et formuler une loi que l'on peut représenter de façon symbolique.



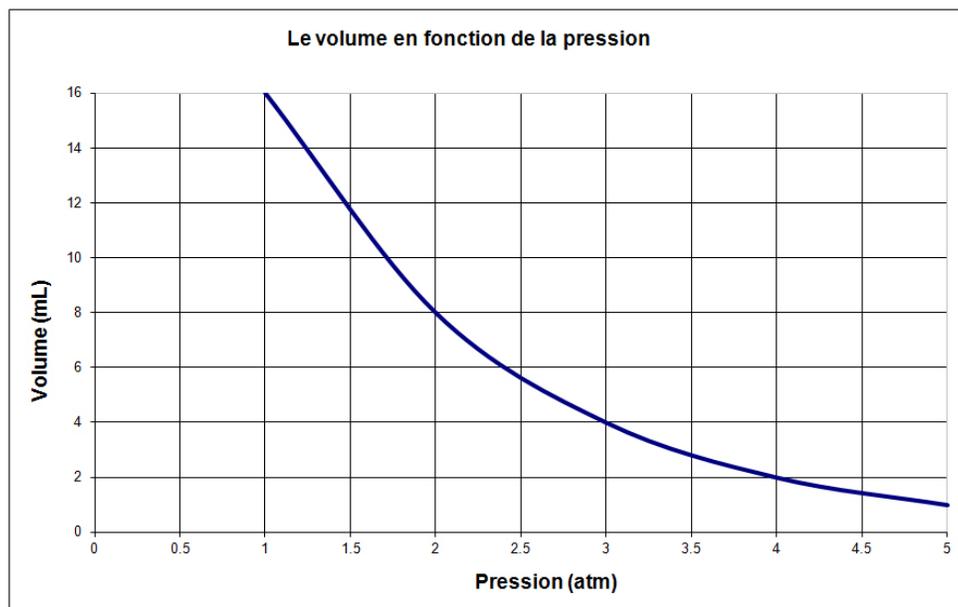


Fig. 12 – Mode de représentation graphique

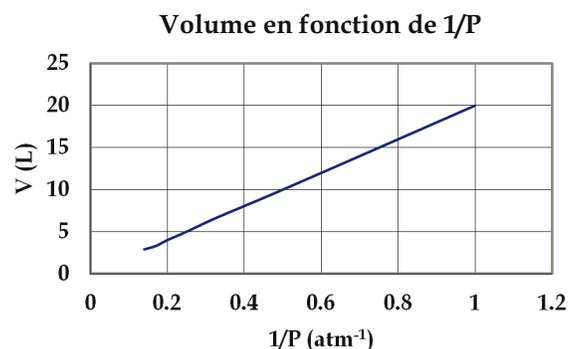
En chimie, un bon exemple de la puissance du mode graphique est la relation entre le volume d'un gaz et la pression qu'il exerce sur les parois d'un contenant. Nous appelons cette relation la loi de Boyle-Mariotte.

On remarque deux choses lorsqu'on examine cette « image ». Premièrement, la relation entre le volume et la pression est inverse (à mesure qu'une des variables augmente, l'autre diminue). Deuxièmement, cette relation inverse n'est pas directe; c'est-à-dire qu'il ne s'agit pas d'une relation linéaire. On ne peut pas s'attendre à ce que le volume ou la pression puisse augmenter ou diminuer indéfiniment. En « redressant » la courbe, on peut déterminer la loi physique qui explique ce comportement des gaz sous pression. Cette technique relie les modes de représentation *graphique* et *symbolique*.

La forme de la courbe indique qu'il s'agit d'une relation inverse, c'est-à-dire que si la pression du gaz augmente, son volume diminue ($V \propto 1/P^n$). Si nous donnons une valeur de 1 à « n », voici le tableau de données et le graphique qui vont en résulter.

P (atm)	1/P (atm ⁻¹)	V (L)
1	1	20
2	0,5	10
3	0,33	6,7
4	0,25	5
5	0,2	4
6	0,17	3,3
7	0,14	2,9

Fig. 13 – Volume d'un gaz en fonction de la pression



La courbe résultante est une droite donc on peut conclure que la relation inversement proportionnelle est la suivante :

$$V \propto 1/P$$

Le mode symbolique

Enfin, le mode de représentation symbolique consiste à exprimer la relation par une formule algébrique pouvant s'appliquer à d'autres phénomènes physiques de nature semblable. Si l'on continue avec notre exemple utilisant la loi de Boyle-Mariotte, une fois qu'on a identifié la relation de proportionnalité, on peut la transformer en équation mathématique représentant la loi de Boyle. On remplace le symbole de proportionnalité (\propto) par un signe d'égalité (=) et un coefficient de proportionnalité constant qu'on définit habituellement par la lettre k. Pour une relation directe, $y \propto x$ deviendrait $y = kx$. Pour notre relation inversement proportionnelle, $V \propto 1/P$ deviendrait

$$V = k 1/P$$

On peut déterminer la valeur numérique du coefficient de proportionnalité en calculant la pente de la droite.

Le mode particulière

En chimie, on utilise un 5^e mode de représentation, le mode *particulière*. Les élèves devraient modéliser des phénomènes chimiques de façon régulière. Ceci peut inclure des modèles moléculaires avec sphères colorées et bâtonnets ou ressorts, des simulations sur ordinateur ou des dessins pour représenter des événements qui ne peuvent pas être observés. Par exemple, on pourrait représenter un échantillon de gaz qui subit une augmentation de pression de cette façon.

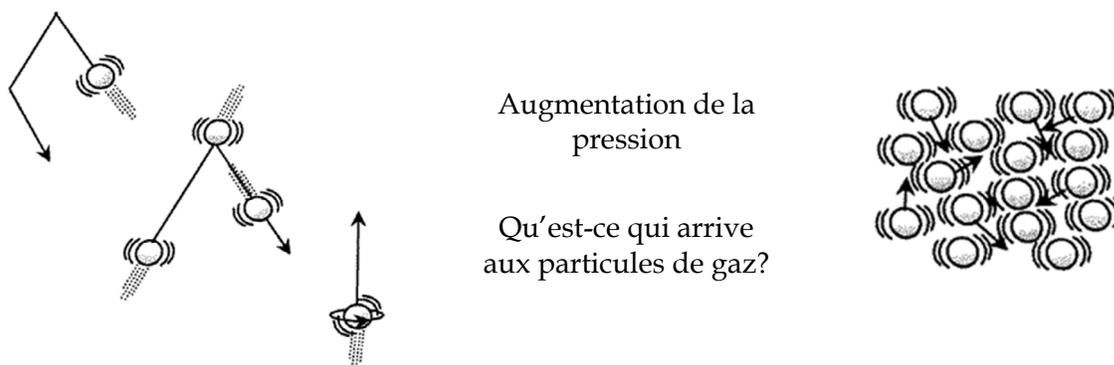


Fig. 14 - Mode de représentation particulière

L'importance des modes de représentation

Il est facile de se limiter à un seul mode de représentation, surtout le mode symbolique. Les élèves se plaignent souvent du nombre de calculs qu'ils doivent faire dans leur classe de chimie, ou s'interrogent sur leur utilité. Ils mémorisent consciencieusement les équations et les notations, apprennent à substituer les variables et arrivent à des solutions numériques.



Élèves et enseignants sont facilement pris au piège de la représentation symbolique. L'enseignement par le mode symbolique est facile, car il ne nécessite aucune préparation, sinon très peu. L'enseignant versé en mathématiques n'a qu'à effectuer des dérivations algébriques des équations.

Ce traitement « hors contexte » des relations entre variables physiques (mode macroscopique) et mode symbolique pose des difficultés énormes pour certains élèves, y compris ceux qui semblent forts en mathématiques.

Il est difficile de faire hors contexte des liens significatifs entre le mode de représentation symbolique et le mode de représentation physique et conceptuel. Il est probable que la formation en chimie qu'ont reçue les enseignants ait été fondée principalement sur le mode symbolique, et que ces derniers n'aient jamais vraiment surmonté leurs propres difficultés de conceptualisation. Les élèves à qui l'on a enseigné la chimie par le mode de représentation symbolique sont en mesure de formuler des réponses toutes faites, mais il est rare qu'ils comprennent la chimie ou qu'ils en retiennent les concepts. En fait, leurs difficultés relèvent rarement de la chimie comme telle; la confusion émerge des notations, des types d'équations semblables, des différentes représentations algébriques des formules et des calculs. Les taux de réussite diminuent dès qu'il faut faire appel à des concepts physiques, comme dans le cas des problèmes sous forme d'énoncés plus complexes. Des recherches effectuées dans le domaine de l'enseignement de la chimie indiquent que même les élèves avancés ne peuvent fonctionner avec le mode physique et conceptuel. Cela n'a évidemment rien d'étonnant si l'enseignement est axé presque exclusivement sur le mode symbolique.

L'enseignant et l'élève doivent acquérir une compréhension plus complète des relations et améliorer leurs compétences dans chaque mode de représentation. L'élève devrait pouvoir passer facilement d'un mode à l'autre, sans qu'il le fasse dans un ordre précis. Un « vrai scientifique » peut commencer ses recherches dans un mode de représentation quelconque et poursuivre en combinant ce mode à d'autres. L'élève qui démontre une compréhension complète des relations physiques et conceptuelles devrait être en mesure de passer d'un mode à l'autre, quel qu'en soit l'ordre.

Bien que l'aptitude à utiliser les différents modes de représentation constitue une base solide pour l'apprentissage des sciences de la nature, elle ne suffit pas à elle seule à décrire la nature de l'activité scientifique. Au moment de l'élaboration de sa théorie de la relativité, Einstein a conceptualisé une hypothèse puis, à partir de présomptions fondamentales sur le temps et l'espace, il en a déduit une série de lois représentées en mode symbolique. Il a laissé à d'autres le soin de faire les observations pour confirmer ou infirmer ses propositions. Le recul historique et une compréhension de l'essence même des sciences de la nature mèneront à une philosophie mieux adaptée à l'enseignement de la chimie.



Sommaire des modes de représentation pour les enseignants de chimie

Macroscopique (visuel) : encourager les élèves à discuter de ce qu'ils voient et vivent.

Numérique : utiliser des données recueillies par les élèves – toujours dans un contexte d'activité.

Graphique : demander aux élèves de construire des graphiques et clarifier qu'il s'agit d'une « image des données » et non d'une « image réelle ».

Symbolique : mettre l'accent sur la compréhension du concept et ensuite présenter les équations sous forme de définitions. Ensuite, résoudre des problèmes « type » à l'aide des équations mathématiques.

Particulaire : utiliser régulièrement des modèles physiques qui expliquent ou illustrent le monde des structures, des propriétés et des comportements des molécules qui est invisible à l'œil nu. Tenter de faire les liens entre les observations au niveau macroscopique et ce qui se déroule au niveau particulaire.

Vers une philosophie d'enseignement en chimie

Enseigner chimie 12^e année en se concentrant sur des concepts ainsi que des processus devrait naturellement prévoir l'utilisation d'un éventail de stratégies pédagogiques, notamment la collecte et l'analyse de données de travaux faits en laboratoire et sur le terrain, l'enseignement collectif et individuel, un éventail de techniques de questionnement, des activités liées à la prise de décisions et à la résolution de problèmes, ainsi qu'une approche de l'apprentissage fondée sur les ressources. La programmation en sciences au secondaire devrait favoriser les habiletés en matière de pensée critique et promouvoir l'intégration des connaissances et l'application des faits à des situations réelles. Des notions scientifiques provenant d'autres cours de sciences au secondaire peuvent devenir partie intégrante de la matière à mesure que se développe le cours de chimie 12^e année. Il s'agit d'un moyen utile et précieux de renforcer et de valider ces notions comme ayant des applications pertinentes et contextuelles.

En général, on devrait enseigner la chimie comme une façon de penser qui comporte des règles pour juger de la validité des réponses applicables à la vie de tous les jours. On devrait présenter la science comme une activité humaine intense, remplie d'essais et d'erreurs, qui subit l'influence des perspectives et des priorités culturelles. Le mythe de l'objectivité totale qui s'insinue souvent dans le dialogue doit également être exposé. Dans les sciences de la nature, on ne considère plus la vérité comme une réalité objective attendant d'être découverte; on la place plutôt dans le contexte de quelque chose que l'on doit toujours rechercher. Compte tenu de la nature provisoire des connaissances actuelles, la « vérité scientifique » n'est pas un objectif que l'on peut atteindre de façon absolue.



On devrait encourager les élèves à faire des distinctions entre ce qui est observable et vérifiable, ainsi qu'entre les déductions abstraites, les modèles et les thèmes qui découlent de l'évolution de la pensée et de la recherche scientifique.

Il faut également intégrer les connaissances conceptuelles en sciences aux principes d'autres disciplines. Les répercussions sociales, historiques et politiques doivent être incluses et les élèves doivent avoir l'occasion d'acquérir une facilité de communiquer efficacement les idées de vive voix et par écrit. Enfin, on devrait donner aux élèves l'occasion de se sensibiliser aux options qui leur sont offertes en fait de carrières et de professions dans la vaste diversité des sciences.

Chimie 12^e année, en tant qu'une composante de toute l'expérience pédagogique des jeunes, les préparera à une existence complète et comblée. Ce cours maintiendra et suscitera la curiosité des jeunes envers le monde naturel qui les entoure et leur donnera confiance dans leur capacité d'en examiner le comportement, maintenant et à l'avenir. Le cours cherche à favoriser un sentiment d'émerveillement, d'enthousiasme et d'intérêt dans les sciences de façon à ce que les jeunes s'estiment confiants et compétents de s'impliquer dans des solutions et des applications technologiques et scientifiques de tous les jours.

À mesure que les élèves étudieront un éventail de sujets grâce à divers thèmes en chimie, ils acquerront une compréhension vaste et générale des idées importantes et des cadres explicatifs de cette matière, ainsi que des procédures de l'enquête scientifique, qui ont eu une incidence importante sur notre environnement matériel et notre culture. Ils sauront pourquoi ces idées sont valorisées et connaîtront la justification qui sous-tend les décisions qu'ils pourraient vouloir prendre ou se faire conseiller de prendre dans des contextes quotidiens, tant maintenant que plus tard. Ils seront également en mesure de comprendre les rapports dans les médias sur des questions comportant une composante scientifique, et aussi de réagir de façon critique. Ils se sentiront habilités à avoir et à exprimer un point de vue personnel sur des questions comportant une composante scientifique qui fait l'objet de débats publics, et peut-être à s'impliquer activement dans certaines de ces questions (Millar et Osborne, 2008).



Les résultats d'apprentissage spécifiques (RAS)

Les résultats d'apprentissage spécifiques découlent des résultats généraux et se veulent des descripteurs concis et précis de l'apprentissage scientifique de chaque élève. On distingue deux types de RAS en sciences, soit les RAS transversaux et les RAS thématiques. Ces deux catégories de RAS sont d'importance égale.

Les RAS transversaux sont des énoncés qui décrivent surtout des habiletés et des attitudes à acquérir au cours de l'année scolaire. Chaque RAS transversal est énoncé de façon à pouvoir être enseigné dans un ou plusieurs contextes tout au long de l'année.

Les catégories de RAS transversaux

- | | |
|--------------------------------------|-------------------------|
| 1. Démonstration de la compréhension | 5. Nature de la science |
| 2. Étude scientifique | 6. STSE |
| 3. Recherche et communication | 7. Attitudes |
| 4. Travail en groupe | |

Les RAS thématiques sont des énoncés qui décrivent en grande partie des connaissances scientifiques, quoiqu'ils touchent aussi à de nombreuses habiletés et attitudes contextuelles. Les RAS s'agencent autour de thèmes particuliers. L'ordre de présentation qui est offert dans le *Document de mise en œuvre* n'est pas obligatoire, mais il constitue une progression logique de la construction des savoirs de l'élève dans le cours de chimie.

En chimie 12^e année, six grands thèmes appelés regroupements thématiques servent à orienter l'enseignement; chaque regroupement est constitué d'un ensemble de RAS thématiques. Pour ce qui est des RAS transversaux, ils sont présentés dans le regroupement transversal (dont le numéro est 0). La figure 16 permet de voir d'un coup d'œil tous les regroupements de la maternelle à la 11^e année.



	Regroupement 0	Regroupement 1	Regroupement 2	Regroupement 3	Regroupement 4
maternelle	Habiletés et attitudes (à intégrer aux autres regroupements)	Les arbres	Les couleurs	Le papier	---
1^{re} année		Les caractéristiques et les besoins des êtres vivants	Les sens	Les caractéristiques des objets et des matériaux	Les changements quotidiens et saisonniers
2^e année		La croissance et les changements chez les animaux	Les propriétés des solides, des liquides et des gaz	La position et le mouvement	L'air et l'eau dans l'environnement
3^e année		La croissance et les changements chez les plantes	Les matériaux et les structures	Les forces qui attirent ou repoussent	Les sols dans l'environnement
4^e année		Les habitats et les communautés	La lumière	Le son	Les roches, les minéraux et l'érosion
5^e année		Le maintien d'un corps en bonne santé	Les propriétés et les changements des substances	Les forces et les machines simples	Le temps qu'il fait
6^e année		La diversité des êtres vivants	Le vol	L'électricité	L'exploration du système solaire
7^e année		Les interactions au sein des écosystèmes	La théorie particulaire de la matière	Les forces et les structures	La croûte terrestre
8^e année		Des cellules aux systèmes	L'optique	Les fluides	Les systèmes hydrographiques
9^e année		La reproduction	Les atomes et les éléments	La nature de l'électricité	L'exploration de l'Univers
10^e année		La dynamique d'un écosystème	Les réactions chimiques	Le mouvement de l'automobile	La dynamique des phénomènes météorologiques
11^e année		Regroupements : Les propriétés physiques de la matière, les gaz et l'atmosphère, les réactions chimiques, les solutions, la chimie organique			

Fig. 15 – Regroupements thématiques de la maternelle à la 11^e année



Les précisions qui accompagnent les RAS

Il arrive que l'énoncé d'un RAS transversal ou thématique ne soit pas suffisamment détaillé et que des précisions supplémentaires s'imposent. Un contenu notionnel obligatoire est alors précédé par la mention « entre autres » dans le RAS. L'inclusion d'un « entre autres » ne limite pas l'apprentissage à ce contenu notionnel, mais elle en précise le minimum (ou le contenu notionnel commun) obligatoire d'un RAS. Par ailleurs, la mention « par exemple » précise également la nature du contenu notionnel et permet à l'enseignant de mieux cerner l'intention du RAS, sans toutefois exiger que ce soit les exemples fournis qui doivent être enseignés.

Alors que les « entre autres » sont écrits dans le même style que l'énoncé principal des RAS, les « par exemple » sont en italique pour bien souligner le fait qu'ils n'ont pas le statut obligatoire de l'énoncé principal.

Un renvoi figure sous chacun des RAS transversaux et thématiques, qui les relie aux résultats d'apprentissage généraux (RAG) dont ils s'inspirent. L'enseignant peut davantage cerner l'esprit dans lequel a été rédigé un RAS en consultant les RAG visés par le renvoi.

La codification des RAS

En sciences de la nature, chaque RAS transversal est codifié selon :

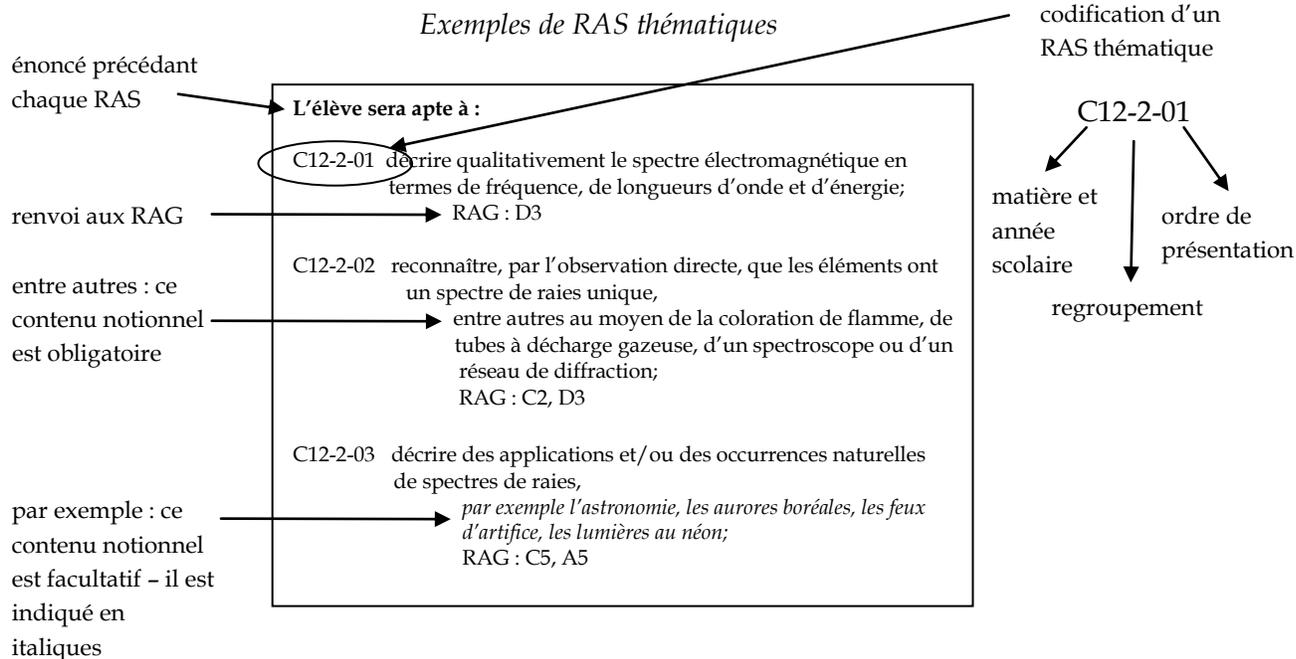
- l'année scolaire;
- le regroupement (tous les RAS transversaux appartiennent au regroupement 0);
- la catégorie;
- l'ordre de présentation du RAS (cet ordre est facultatif).

Les RAS thématiques sont eux aussi codifiés selon :

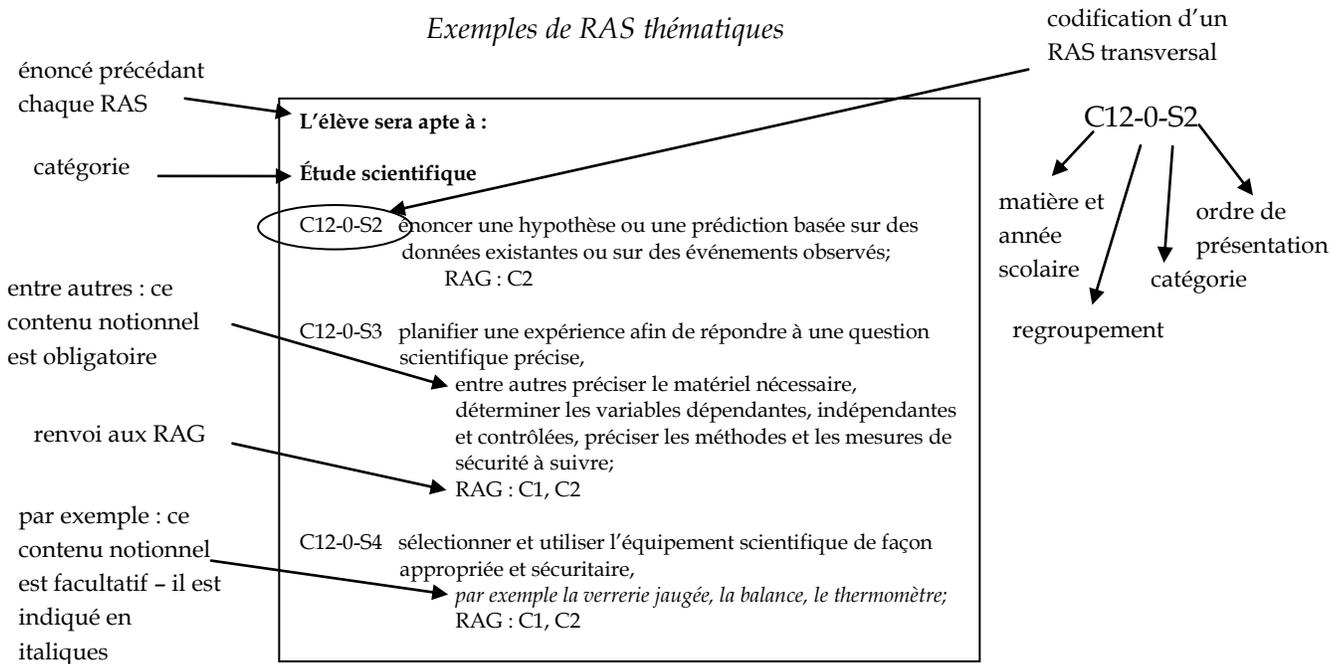
- l'année scolaire;
- le regroupement thématique (1, 2, 3, 4, 5 ou 6);
- l'ordre de présentation du RAS (cet ordre est facultatif).



Mode d'emploi pour la lecture des RAS thématiques



Mode d'emploi pour la lecture des RAS transversaux



Organisation générale du document

Le présent document comprend, outre la section d'**Introduction générale**, six modules qui correspondent aux six regroupements (thèmes) ciblés en *chimie* 12^e année :

- Les réactions en solution aqueuse;
- La structure atomique;
- La cinétique;
- L'équilibre chimique;
- Les acides et les bases;
- L'électrochimie.

Ces modules peuvent être utilisés indépendamment des autres et l'ordre dans lequel ils sont présentés est facultatif. De nombreux indices servent à reconnaître les modules :

- le numéro et le titre du regroupement thématique sont indiqués au haut de chaque page;
- le premier chiffre de la pagination correspond au numéro du regroupement;
- l'icône particulière au regroupement figure en bas de chaque page.

Contenu d'un module thématique

Chaque module thématique comprend les éléments suivants :

- un aperçu du regroupement thématique;
- des conseils d'ordre général qui portent sur des considérations pratiques dont l'enseignant devra tenir compte dans la planification de son cours;
- un tableau des blocs d'enseignement ainsi qu'une suggestion du temps à accorder à chacun des blocs;
- une liste des ressources éducatives pour l'enseignant, notamment des livres, divers imprimés, des DVD, des applications mobiles et des sites Web;
- une liste des résultats d'apprentissage spécifiques pour le regroupement thématique;
- une liste des résultats d'apprentissage spécifiques transversaux;
- des stratégies d'enseignement et d'évaluation suggérées pour chaque bloc d'enseignement;
- des annexes reproductibles à l'intention de l'enseignant et des élèves.

Les blocs d'enseignement

Les blocs d'enseignement sont des ensembles de RAS, parmi lesquels on retrouve des RAS thématiques propres au regroupement dont il est question ainsi que des RAS transversaux qui y sont jumelés. Pour chaque bloc d'enseignement, au moins une stratégie d'enseignement et au moins une stratégie d'évaluation sont suggérées.



Les stratégies d'enseignement suggérées

Chaque bloc d'enseignement comprend une section :

- **En tête** : suggestions pour mettre en contexte les apprentissages visés, activer les connaissances antérieures des élèves ou stimuler l'intérêt des élèves.
- **En quête** : suggestions qui visent l'acquisition d'attitudes, d'habiletés et de connaissances que représentent les RAS du bloc d'enseignement.
- **En fin** : suggestions qui encouragent l'objectivation, la réflexion, la métacognition ou le réinvestissement.

Une stratégie d'enseignement peut aussi comprendre une section :

- **En plus** : suggestions qui dépassent l'intention des RAS de ce niveau, mais qui peuvent néanmoins enrichir l'apprentissage des élèves et stimuler de nouvelles réflexions.

Les encadrés

Divers encadrés accompagnent les stratégies d'enseignement. Ils offrent :

- des précisions quant aux notions scientifiques à enseigner;
- des avis de nature plutôt pédagogique;
- des renvois à des annexes ou à des ressources éducatives utiles;
- d'autres renseignements ou mises en garde susceptibles d'intéresser l'enseignant.

Les stratégies d'évaluation suggérées

Les stratégies d'évaluation sont placées après les stratégies d'enseignement.

La planification en sciences

Le Ministère a conçu le programme d'études de chimie 12^e année en fonction de 110 heures d'enseignement. Selon les diverses modalités scolaires, le cours s'échelonne sur un ou deux semestres.



Mode d'emploi pour la lecture des stratégies suggérées

La lettre du bloc indique son ordre dans le module. Chaque bloc a aussi un titre qui porte sur les notions visées. Les blocs d'enseignement sont offerts à titre de suggestions.

La matière et l'année scolaire sont indiquées au haut de la page.

L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

Chimie
12^e année

Bloc A : L'équilibre physique et chimique

L'élève sera apte à :

Les RAS thématiques et transversaux du bloc sont toujours disposés en haut.

→ **C12-4-01** lier le concept d'équilibre aux systèmes physiques et chimiques, entre autres les conditions nécessaires pour atteindre l'équilibre;
RAG : D3, D4, E2

Pour chaque RAS il y a un renvoi aux RAG.

C12-0-C1 utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3

Les stratégies d'enseignement suggérées sont conçues pour l'atteinte des RAS.

C12-0-C2 démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggérées

La section « En tête » correspond à la préactivité.

En tête

Un encadré fournit des précisions notionnelles, pédagogiques ou autres.

Démonstration

Présenter ce thème à l'aide d'une démonstration de la réversibilité des réactions chimiques. La démonstration classique de la « bouteille bleue » est un outil visuel très efficace pour illustrer une réaction réversible (voir *Chimie 12 STSE*, p. 419). Dans un flacon Erlenmeyer de 1000 mL, dissoudre 14 g de NaOH dans 700 mL d'eau distillée. Ajouter 14 g de dextrose (ou de glucose) et 1 mL de bleu de méthylène à la solution de NaOH. Bien fermer le flacon Erlenmeyer à l'aide d'un bouchon. Secouer vigoureusement et la solution deviendra bleue. Laisser reposer et la couleur disparaîtra. Ce système met en jeu l'oxydation du dextrose (ou du glucose) par l'oxygène (provoquée par l'agitation du flacon), le bleu de méthylène agissant comme catalyseur de la réaction. Inviter les élèves à décrire la réaction dans le flacon et à deviner pourquoi la solution n'est pas restée bleue.

En sciences de 9^e année, les élèves ont appris la différence entre les changements physiques et les changements chimiques. Dans le cours de chimie de 11^e année, ils ont été initiés au concept d'équilibre par rapport aux vitesses d'évaporation et de condensation d'un liquide dans un contenant fermé. Ils ont également élaboré des analogies, qui facilitent la compréhension du concept.

L'icône du regroupement thématique.

Dans la pagination, le chiffre avant le point indique le numéro du regroupement thématique.

page
4.15



Mode d'emploi pour la lecture des stratégies suggérées

Le titre du module correspond au titre du regroupement thématique. Toutefois, le module traite aussi des habiletés et des attitudes du regroupement 0.

Chimie
12^e année

L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

Une élève ajoute un desséchant pour éliminer l'eau afin d'accroître la production d'essence de banane. Est-ce une bonne stratégie? Expliquez votre réponse. (L'ajout d'un agent desséchant diminue la quantité d'eau présente dans le système. Pour réduire le stress et rétablir l'équilibre, il faut favoriser la formation de produits. Donc, l'ajout d'un agent desséchant est une méthode logique pour augmenter la production d'acétate de pentyle.)

En quête

Projet de recherche

Proposer aux élèves de faire une recherche sur une application du principe de Le Chatelier. Leur demander de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p.ex., exposé oral, affiche, brochure informative). Déterminer les critères d'évaluation en collaboration avec les élèves. Les critères devraient comprendre des éléments portant à la fois sur le contenu et la présentation (voir @ l'annexe 15 pour de l'information sur des applications du principe de Le Chatelier).

En fin

Demander aux élèves de réfléchir à un exemple du principe de Le Chatelier tiré de leur vie de tous les jours, ou dans des professions où ce principe est appliqué. Leur suggérer de décrire comment leur organisme peut atténuer le stress qui lui est imposé lorsqu'ils grimpent une grosse montagne.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Évaluer les projets de recherche en fonction des critères élaborés avec les élèves.

2

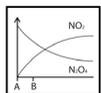
Inviter les élèves à répondre à la question suivante :

- *Lorsqu'une personne prend votre photo, vous pouvez voir une image « fantôme » du flash pendant plusieurs minutes suivant la prise de la photo. Expliquez ce phénomène en parlant de la vitesse de la réaction directe et de la réaction inverse de la rhodopsine dans l'œil. (Lorsque le flash se déclenche, les photorécepteurs dans l'œil réagissent rapidement à la lumière éblouissante. Cependant, comme la réaction inverse est beaucoup plus lente et que l'intensité du flash est élevée, une image fantôme peut être vue pendant plusieurs minutes, la réaction dans les photorécepteurs prenant du temps à s'inverser.)*

La section « En quête » correspond à l'activité.

La section « En fin » correspond à la postactivité. La numérotation à l'intérieur de la section indique des options : une seule option suffit pour compléter la stratégie d'enseignement. Pour la section « En plus », la numérotation indique aussi des options mais celles-ci vont au-delà des RAS du bloc.

Les stratégies d'évaluation sont numérotées. Une seule stratégie ne suffit pas nécessairement à l'évaluation de tous les RAS du bloc.

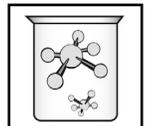


page
4.40





LES RÉACTIONS EN SOLUTION AQUEUSE

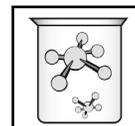


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves étudieront de façon générale les réactions de précipitation, les réactions entre les acides et les bases et les réactions d'oxydoréduction qui seront étudiées plus en profondeur dans les regroupements 3, 4 et 5. De plus, ils élaboreront une procédure pour identifier un certain nombre de solutions inconnues.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 9^e année, les élèves ont défini le terme précipité et ont reconnu la formation d'un précipité comme l'un des indicateurs d'une réaction chimique. En 10^e année, ils ont appris à écrire la formule de composés ioniques binaires, à nommer ces composés et à équilibrer des équations chimiques, en plus d'étudier les réactions de déplacement double et la réaction entre un acide et une base. En chimie de 11^e année, les élèves ont appris à écrire la formule et le nom de composés polyatomiques en respectant la nomenclature de l'Union internationale de chimie pure et appliquée. Le processus de dissolution a aussi été étudié en détail en 11^e année dans le regroupement des solutions.

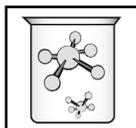


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

Afin de faciliter la présentation des renseignements et des stratégies d'enseignement et d'évaluation, les RAS de ce regroupement ont été disposés en **blocs d'enseignement**. Il est à souligner que, tout comme le regroupement lui-même, les blocs d'enseignement ne sont que des pistes suggérées pour le déroulement du cours de chimie. L'enseignant peut choisir de structurer son cours et ses leçons en privilégiant une autre approche. Les élèves doivent cependant réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 12^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 12^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent être enseignés pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	La solubilité et la précipitation	C12-1-01, C12-1-02, C12-1-03, C12-0-C1, C12-0-S1, C12-0-S3, C12-0-S5, C12-0-S7, C12-0-S9, C12-0-A1	3,5 h
Bloc B	La neutralisation	C12-1-04, C12-1-05, C12-1-06, C12-0-C1, C12-0-C2, C12-0-S5, C12-0-S8	3,5 h
Bloc C	L'identification de solutions inconnues	C12-1-07, C12-0-S3, C12-0-S4, C12-0-S5, C12-0-S9, C12-0-A2, C12-0-G3	2,5 h
Bloc D	L'oxydation et la réduction	C12-1-08, C12-1-09, C12-0-C1, C12-0-C2	1,5 h
Bloc E	Les réactions d'oxydoréduction	C12-1-10, C12-1-11, C12-0-C1, C12-0-C2	3 h
Bloc F	Applications pratiques des réactions d'oxydoréduction	C12-1-12, C12-0-R1, C12-0-R2, C12-0-R3, C12-0-R5, C12-0-G1, C12-0-G2, C12-0-G3, C12-0-T1, C12-0-T2, C12-0-T3	4 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			19 à 20 h



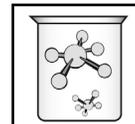
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

Vous trouverez ci-dessous une liste de ressources éducatives qui se prêtent bien à ce regroupement. Il est possible de se procurer la plupart de ces ressources à la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) ou de les commander auprès du Centre de ressources d'apprentissage du Manitoba (CRA)

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

- [R] CLANCY, Christina, *et al.* *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97382)
- [R] CLANCY, Christina, *et al.* *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97383)
- [R] CLANCY, Christina, *et al.* *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 98878)
- [R] EDWARDS, Lois, *et al.* *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 91609)
- FLAMAND, Eddy, et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)
- HILL, John W. *et al.* *Chimie générale*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)
- [R] JENKINS, Frank, *et al.* *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96139)
- [R] JENKINS, Frank, *et al.* *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 97715)
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CRA 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR. *La sécurité en sciences de la nature : Un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015. (DREF P.D.372.35 5446, CRA 98839)



- [R] MUSTOE, Frank, *et al.* *Chimie 11 – Guide d’enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11, CRA 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, *et al.* *Chimie 11 – Manuel de l’élève*, Montréal, les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank, et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d’enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91609)
- [R] MUSTOE, Frank, et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l’élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91610)

AUTRES IMPRIMÉS

L’Actualité, Éditions Rogers Media, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 20 fois l’an; articles d’actualité canadienne et internationale]

Découvrir : la revue de la recherche, Association francophone pour le savoir, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE [revue bimestrielle de vulgarisation scientifique; recherches canadiennes]

Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

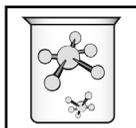
- [R] *Québec Science*, La Revue Québec Science, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 10 fois l’an]

- [R] *Science et vie junior*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; excellente présentation de divers dossiers scientifiques; explications logiques avec beaucoup de diagrammes]

- [R] *Science et vie*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; articles plus techniques]

DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

- [R] JENKINS, Frank, *et al.* *Chimie 11-12 – Banque d’évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)
- [R] JENKINS, Frank, *et al.* *Chimie 11-12 – Banque d’images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)



SITES WEB

[R] *Acid-Base Titration.*

http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/crm3s5_5.swf
(consulté le 31 décembre 2014). [animation de la réaction de neutralisation entre des solutions d'hydroxyde de sodium et de chlorure d'hydrogène (site en anglais)]

Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 9 novembre 2013).
[excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

Animation neutralisation. <https://icp.ge.ch/dip/moodle/mod/resource/view.php?id=7346>
(consulté le 14 janvier 2015). [animation de la réaction de neutralisation entre des solutions d'hydroxyde de sodium et de chlorure d'hydrogène]

[R] *Animation précipitation.* <http://icp.ge.ch/dip/moodle/mod/resource/view.php?id=7344>
(consulté le 10 juillet 2014). [animation de la réaction entre les solutions d'hydroxyde de sodium et de sulfate de cuivre]

[R] *Chimie en solution aqueuse.* <http://uel.unisciel.fr/chimie/solutaque/solutaque/co/solutaque.html>.
(consulté le 12 janvier 2015). [On peut accéder à une animation de la dissolution ionique en cliquant sur l'onglet « simuler » et ensuite le dossier « Dissolution et précipitation d'une espèce dans l'eau ».]

[R] *La chimie.net.* <http://www.lachimie.net/> (consulté le 10 juillet 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]

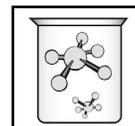
[R] *Dissolution du NaCl dans l'eau.* (consulté le 10 juillet 2014). [animation eduMedia accessible à partir du site de la DREF, <http://dref.mb.ca>]

[R] *Dissolution d'un cristal ionique.* http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf
(consulté le 10 juillet 2014).

[R] *Dissolution d'un solide cristallin.* http://www.ping.be/at_home/caloriflash.htm
(consulté le 10 juillet 2014).

Double Displacement Reaction – Precipitation. http://www.dlt.ncssm.edu/tiger/Flash/moles/DoubleDisp_Reaction-Precipitation.html (consulté le 31 décembre 2014). [animation de la réaction de précipitation du nitrate de plomb(II) et de l'iodure de potassium (site en anglais)]

Electrochemistry simulations. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animationsindex.htm> (consulté le 10 juillet 2014). [site anglais; choisir l'animation « Zinc copper REDOX transfer » ou « Lead silver REDOX transfer »]



En mouvement. http://www.mpi.mb.ca/fr/PDFs/RSLR_PhysicsModule-fr.pdf (consulté le 14 janvier 2015). [scénario d'un accident]

Footprint puzzle. http://www.nap.edu/openbook.php?record_id=5787&page=89 (consulté le 10 juillet 2014). [Les élèves peuvent pratiquer la distinction entre les affirmations et les preuves en observant et interprétant des traces; site anglais]

Indicator Sponge. <http://www.flinnsci.com/Documents/demoPDFs/Chemistry/CF10376.pdf> (consulté le 10 juillet 2014). [site anglais]

Orange Juice to Strawberry Float. <http://www.flinnsci.com/Documents/demoPDFs/Chemistry/CF0516.00.pdf> (consulté le 10 juillet 2014). [site anglais qui présente la démonstration d'une réaction acido-basique]

Neutralization Reactions. <http://higher.ed.mheducation.com> (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]

Metals in aqueous solutions. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html> (consulté le 10 juillet 2014). [site anglais]

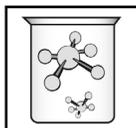
pH Rainbow Tube. <https://www.flinnsci.com/media/621183/91475.pdf> (consulté le 20 novembre 2014). [site anglais]

The reaction of Sodium Sulphate with Barium Chloride.
<http://amrita.olabs.co.in/index.php?sub=73&brch=3&sim=82&cnt=95>
(consulté le 31 décembre 2014) [animation de la réaction entre les solutions de sulfate de sodium et de chlorure de baryum (site en anglais)]

La science amusante. <http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Catégorie:Chimie> (consulté le 25 avril 2013). [site qui offre plusieurs démonstrations et activités de laboratoire, ainsi que des informations]

[R] *Sciences en ligne.* <http://www.sciences-en-ligne.com/> (consulté le 25 avril 2013). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

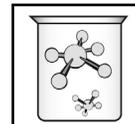
Tennis shoe detectives. <http://www.ucmp.berkeley.edu/fosrec/Heindel3.html> (consulté le 15 juillet 2014). [Les élèves peuvent pratiquer la distinction entre les affirmations et les preuves en observant et interprétant des traces; site anglais]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES THÉMATIQUES

L'élève sera apte à :

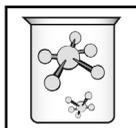
- C12-1-01** expliquer des exemples de solubilité et de précipitation au moyen de représentations particulières et symboliques;
RAG : D3
- C12-1-02** mener une expérience afin d'élaborer un ensemble de règles de solubilité;
RAG : C1, C2
- C12-1-03** utiliser un tableau des règles de solubilité pour prédire la formation d'un précipité;
RAG : D3, C5
- C12-1-04** rédiger une équation équilibrée de neutralisation pour des réactions comprenant des acides forts et des bases fortes;
RAG : D3
- C12-1-05** mener une expérience pour démontrer la stœchiométrie d'une réaction de neutralisation entre une base forte et un acide fort;
RAG : C2
- C12-1-06** calculer la concentration ou le volume d'un acide ou d'une base à partir de la concentration et du volume d'acide ou de base nécessaire pour la neutralisation;
RAG : D3
- C12-1-07** élaborer et mettre en œuvre une procédure visant à identifier un certain nombre de solutions inconnues;
RAG : C2, C4, C5
- C12-1-08** définir l'oxydation et la réduction,
entre autres le gain ou la perte d'électrons, l'agent oxydant, l'agent réducteur;
RAG : D3
- C12-1-09** déterminer le degré d'oxydation d'atomes dans des composés et des ions;
RAG : D3
- C12-1-10** distinguer les réactions d'oxydoréduction de celles qui ne le sont pas,
entre autres l'agent oxydant, l'agent réducteur, la substance oxydée et la substance réduite;
RAG : D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES THÉMATIQUES (suite)

C12-1-11 équilibrer des réactions d'oxydoréduction à l'aide de méthodes redox, entre autres des solutions basiques et acides;
RAG : D3

C12-1-12 mener une recherche sur les applications pratiques des réactions redox, par exemple carburant à fusée, feux d'artifice, agent de blanchiment, photographie, extraction de métaux à partir de minerai, fabrication de l'acier, recyclage de l'aluminium, piles à combustible, batteries, enlèvement des taches de ternissure, horloge à fruit, mise en évidence de sang à des fins judiciaires à l'aide de luminol, chimioluminescence/bioluminescence, dégraissage électrolytique, électrodéposition (galvanoplastie), gravure chimique, antioxydants/agents de conservation.
RAG : B1, B2, B4, D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

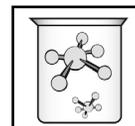
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

Étude scientifique

- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2

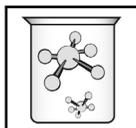


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données,
entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données,
entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;
RAG : C2, C5, C8

Recherche et communication

- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements,
par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;
RAG : C2, C4, C5, C8



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

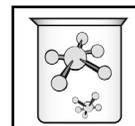
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C12-0-R4** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

- C12-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G2** susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

- C12-0-N1** expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2
- C12-0-N2** décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4
- C12-0-N3** décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : A1, A2



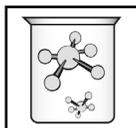
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T2** expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2

Attitudes

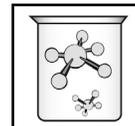
- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C5
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprits scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4
- C12-0-A4** se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B4, B5



Bloc A : La solubilité et la précipitation

L'élève sera apte à :

- C12-1-01** expliquer des exemples de solubilité et de précipitation au moyen de représentations particulières et symboliques;
RAG : D3
- C12-1-02** mener une expérience afin d'élaborer un ensemble de règles de solubilité;
RAG : C1, C2
- C12-1-03** utiliser un tableau des règles de solubilité pour prédire la formation d'un précipité;
RAG : D3, D5
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres, la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres, préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple, des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5



C12-0-S7 reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5

C12-0-S9 tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données,
entre autres, expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;
RAG : C2, C5, C8

C12-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE.
RAG : C2, C5

En 9^e année, les élèves ont défini le terme « précipité » et ont reconnu la formation d'un précipité comme l'un des indicateurs d'une réaction chimique. En 10^e année, les élèves ont étudié les réactions de déplacement double.

Le processus de dissolution a été étudié en détail en 11^e année dans le regroupement des solutions. Les élèves ont expliqué le processus de dissolution de composés ioniques et covalents simples à l'aide de représentations particulières et d'équations chimiques. Les élèves ont fait une expérience de laboratoire illustrant la formation de solutions sous l'aspect de la nature polaire et non polaire des substances, utilisant notamment les termes « soluble » et « insoluble ». Ils ont aussi étudié en détail la notion de « concentration ».

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

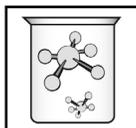
Évaluation des connaissances antérieures

Distribuer une liste de mots (p. ex., soluble, insoluble, précipité, dissolution, déplacement double, déplacement simple, concentration) aux élèves ainsi que des autocollants, des surligneurs ou des crayons de couleur vert, jaune et rouge. Le vert indique que l'élève comprend très bien le concept. Le jaune indique une compréhension partielle et le rouge indique que l'élève ne comprend ou ne connaît pas le concept. Pour chaque mot dans la liste, demander aux élèves d'indiquer leur niveau de compréhension à l'aide des différentes couleurs. Réviser certains concepts au besoin.

En quête

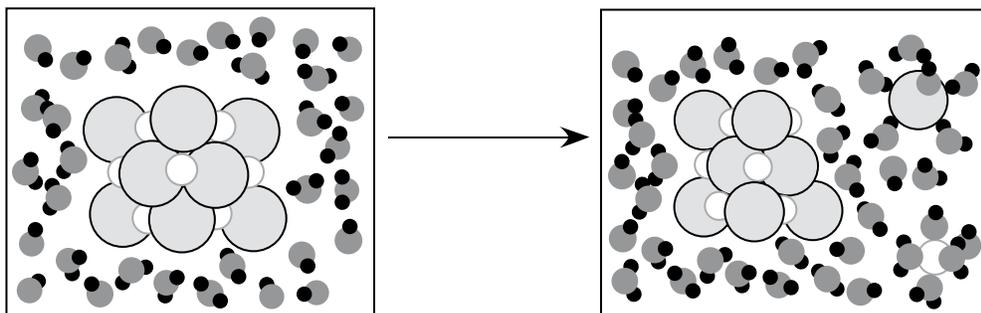
Démonstration

Fournir aux élèves plusieurs exemples de solutions et leur demander d'expliquer le processus de dissolution à l'échelle moléculaire et symbolique (voir *Chimie 11-12*, p. 197, *Chimie 11 STSE*, p. 360-361 ou *Chimie 11*, p. 293-294). Dans le présent contexte, le terme « **moléculaire** » est considéré comme interchangeable avec le terme « **particulaire** ». Les deux désignent des représentations à l'échelle moléculaire.

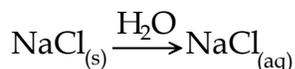


Exemple 1 : $\text{NaCl}_{(s)}$ dissout dans l'eau

Échelle moléculaire :



Forme symbolique :



Animations :

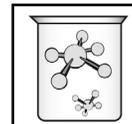
- Dissolution d'un cristal ionique : http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf
- Dissolution d'un solide cristallin (NaCl) : http://www.ping.be/at_home/caloriflash.htm
- Dissolution du NaCl dans l'eau : (animation eduMedia accessible à partir du site Web de la DREF <http://www.dref.mb.ca>)
- Chimie en solution aqueuse : <http://uel.unisciel.fr/chimie/solutaque/solutaque/co/solutaque.html> (on peut accéder à une animation de la dissolution ionique en cliquant sur l'onglet « simuler » et en ouvrant le dossier « Dissolution et précipitation d'une espèce dans l'eau »)

Exemple 2 : $\text{NaCl}_{(aq)}$ et $\text{AgNO}_{3(aq)}$ mélangés ensemble

Échelle moléculaire :

Montrer d'abord des diagrammes des deux solutions séparément dans leur bécher, c.-à-d., dans le bécher 1, la solution de $\text{NaCl}_{(aq)}$ contenant des ions Na^+ et Cl^- circulant au milieu de molécules d'eau et dans le bécher 2, la solution d' $\text{AgNO}_{3(aq)}$ renfermant des ions Ag^+ et NO_3^-

Ce ne sont pas tous les mélanges d'ions qui produisent une réaction de précipitation. Si, par exemple, on mélange une solution de chlorure de sodium (NaCl) avec une solution d'iodure de potassium (KI), il n'y aura aucune précipitation. Tous les ions resteront en solution.



Animations :

- The Reaction of Sodium Sulphate with Barium Chloride :
<http://amrita.olabs.co.in/index.php?sub=73&brch=3&sim=82&cnt=95> (site en anglais qui présente une animation de la réaction entre les solutions de sulfate de sodium et de chlorure de baryum. On doit s'inscrire pour voir l'animation mais l'inscription est gratuite.)
- Animation précipitation :
<http://icp.ge.ch/dip/moodle/mod/resource/view.php?id=7344> (animation de la réaction entre les solutions d'hydroxyde de sodium et de sulfate de cuivre)

Activité de laboratoire

Inviter les élèves à élaborer leur propre démarche en vue de créer une série de règles de solubilité (voir @ l'annexe 1 ou *Chimie 11*, p. 332-333). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 2. Fournir aux élèves des solutions de 0,1 mol/L de divers anions et cations pour qu'ils puissent observer s'il y a formation de précipités. Ces observations aideront les élèves à élaborer une série de règles de solubilité pour les ions positifs et négatifs utilisés au cours de l'activité.

Enseignement direct - écrire des réactions ioniques

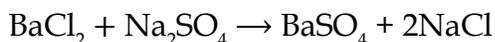
Les réactions de précipitation sont utilisées dans les stations de traitement de l'eau, dans les analyses qualitatives et dans les techniques de préparation de nombreux sels. C'est aussi le processus qui entraîne la formation des grottes calcaires.

Veiller à ce que les élèves suivent les étapes ci-dessous pour qu'ils puissent écrire les équations ioniques :

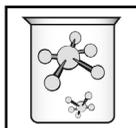
Exemple :

Écris une équation ionique nette pour la réaction entre le chlorure de baryum et le sulfate de sodium.

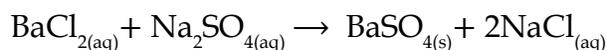
1. Prédis les produits de la réaction et assure-toi d'équilibrer l'équation.



2. Utilise les règles de solubilité de @ l'annexe 3 (voir aussi *Chimie 11 STSE*, p. 363, *Chimie 11*, p. 334 ou *Chimie 11-12*, p. 61) pour déterminer quelles substances ioniques formeront un précipité à partir de solutions aqueuses. Dans ces règles de base, l'ion $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ forme un produit soluble lorsqu'il est combiné à l'ion $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$. Par conséquent, le NaCl restera en solution et sera illustré par la formule $\text{NaCl}_{(\text{aq})}$.

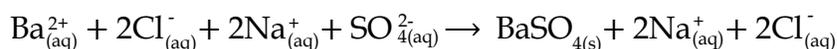


Note aussi dans ces règles que l'ion $\text{Ba}_{(\text{aq})}^{2+}$ forme un produit insoluble avec l'ion $\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$. Donc le BaSO_4 s'écrit avec un (s) en indice, car il forme un précipité dans le bécher. Les substances formant un précipité doivent être suivies du (s) en indice, et celles qui ne forment pas de précipité, du symbole (aq) en indice (voir *Chimie 11 STSE*, p. 407-408, *Chimie 11-12*, p. 281-283 ou *Chimie 11*, p. 341-342).



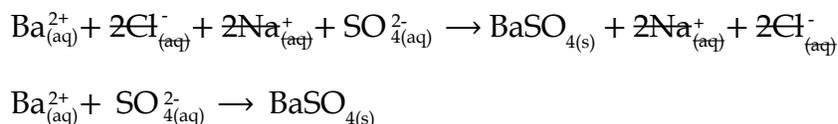
L'équation ci-dessus est une *équation moléculaire équilibrée*.

3. Les composés ioniques en solution dans l'eau se dissocient en ions, contrairement aux composés insolubles. Assure-toi que l'équation est équilibrée.



L'équation ci-dessus est appelée *équation ionique complète*, *équation ionique totale* ou *équation ionique*.

4. Biffe tous les ions spectateurs (les ions qui apparaissent des deux côtés de l'équation) et réécris l'équation.

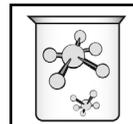


L'équation ci-dessus est appelée *équation ionique nette*.

Voir d'autres exemples de problèmes à  l'annexe 4.

Animation :

- Double Displacement Reaction - Precipitation : http://www.dlt.ncssm.edu/tiger/Flash/ moles/DoubleDisp_Reaction-Precipitation.html (réaction de précipitation du nitrate de plomb(II) et de l'iodure de potassium (site en anglais)).



Activité de laboratoire

Fournir aux élèves des plaques à puits et quatre solutions inconnues dans des flacons compte-gouttes. Leur demander d'identifier chaque solution à l'aide de l'expérimentation, des règles de solubilité et d'un tableau des couleurs (voir ☺ l'annexe 5). Voir un exemple de marche à suivre à ☺ l'annexe 6.

☺ L'annexe 7 contient des renseignements pour l'enseignant sur l'évaluation des habiletés de l'élève au laboratoire.

En fin

1

Inviter les élèves à répondre à la question suivante dans leur carnet scientifique :

- *Pensez-vous que l'expression « grandes lignes relatives à la solubilité » serait préférable à « règles de solubilité »? Pourquoi?*

2

Proposer aux élèves de créer un cycle de mots à partir des termes *ions, ions spectateurs, précipité, équation moléculaire, équation ionique totale, équation ionique nette et réaction de déplacement double*.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Donner aux élèves diverses réactions et leur demander de faire un diagramme illustrant la réaction à l'échelle moléculaire et au niveau symbolique.

2

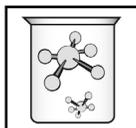
L'évaluation des activités de laboratoire peut se faire au moyen de rapports de laboratoire formels. Utiliser un cadre de rapport de laboratoire ou un format général de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38 et 14.12).

3

Se référer aux ☺ annexes 8 et 9 afin d'évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

4

Inviter les élèves à expliquer par écrit les raisons pour lesquelles certains ions sont insolubles et d'autres sont solubles.



5

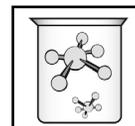
Demander aux élèves de partager leurs résultats avec les autres élèves et de préparer certaines grandes lignes relatives à la solubilité d'ions en solution. Vérifier ensuite les règles élaborées par les élèves en les comparant avec le tableau des règles de solubilité.

6

Inviter les élèves à utiliser leurs notes techniques pour résoudre des problèmes à partir d'une série de règles de solubilité pour prédire la formation possible d'un précipité dans une réaction à double déplacement. Voir les exemples de problèmes à l'annexe 4.

7

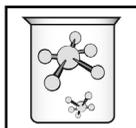
Inviter les élèves à expliquer par écrit les étapes de l'équation ionique nette dans leur carnet scientifique. Voir les renseignements pour l'enseignant à l'annexe 10 et une feuille reproductible pour l'élève à l'annexe 11.



Bloc B : La neutralisation

L'élève sera apte à :

- C12-1-04** rédiger une équation équilibrée de neutralisation pour des réactions comprenant des acides forts et des bases fortes;
RAG : D3
- C12-1-05** mener une expérience pour démontrer la stœchiométrie d'une réaction de neutralisation entre une base forte et un acide fort;
RAG : C2
- C12-1-06** calculer la concentration ou le volume d'un acide ou d'une base à partir de la concentration et du volume d'acide ou de base nécessaire pour la neutralisation;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple, des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données,
entre autres, les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur.
RAG : C2, C5



Stratégies d'enseignement suggérées

En 10^e année, les élèves ont écrit les formules des composés ioniques binaires et les ont nommés, ont appris à équilibrer des équations chimiques et ont étudié la réaction entre un acide et une base. En 11^e année, les élèves ont appris à écrire les formules et les noms des composés polyatomiques en respectant la nomenclature de l'Union internationale de chimie pure et appliquée.

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les réactions de neutralisation en leur posant les questions suivantes :

- *Quels sont les produits formés au moment d'une réaction de neutralisation?*
- *De quel type de réaction chimique la neutralisation est-elle un exemple?*
- *Écrivez l'équation équilibrée pour la réaction de neutralisation entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'hydroxyde de calcium (Ca(OH)₂).*

OU

Faire la démonstration de quelques réactions acido-basiques. Demander aux élèves d'écrire leurs observations sur la réaction chimique qui se produit, c.-à-d. de décrire les réactifs et les produits. Voici quelques exemples de réactions :

- **Jus d'orange et flotteur à la fraise**

<http://www.flinnsci.com/Documents/demoPDFs/Chemistry/CF0516.00.pdf>

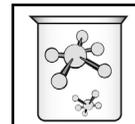
(site en anglais)

Cette démonstration requiert le mélange de bicarbonate de soude et de détergent Alconox® dans l'eau. L'indicateur méthylorange est ajouté au mélange et produit une solution ressemblant au jus d'orange. Puis, on ajoute de l'acide chlorhydrique rapidement, mais avec une grande prudence. La réaction est puissante et produit une solution faisant penser au flotteur à la fraise. Mise en garde : cette démonstration peut être très salissante, d'où l'importance de prendre des précautions.

- **Tube arc-en-ciel**

<https://www.flinnsci.com/media/621183/91475.pdf> (site en anglais)

Pour cette démonstration, on remplit d'abord un tube d'une solution verte. À une extrémité, on ajoute quelques gouttes d'un acide et, à l'autre, quelques gouttes d'une base. Après la réaction, on peut voir tout le spectre des couleurs.



- **L'éponge caméléon**

<http://www.flinnsci.com/Documents/demoPDFs/Chemistry/CF10376.pdf>

(site en anglais)

Cette démonstration illustre la transition dans le changement de couleur d'un indicateur, partant du pH 3 (bleu) au pH 5 (rouge). Tout ce qu'il faut, c'est une éponge de cellulose de couleur pâle, l'indicateur rouge Congo, du bicarbonate de soude et de l'acide acétique ou chlorhydrique.

En quête

Enseignement direct - les règles de nomenclature

Présenter les règles de nomenclature des composés acides binaires et polyatomiques (voir *Chimie 11*, p. 384 ou *Chimie 11 STSE*, p. 69-70). Pour nommer un acide binaire, suivre les règles ci-dessous :

1. Premier mot : « acide »
2. Ensuite, le radical de l'anion
3. Enfin, le suffixe « hydrique »

Exemple de nomenclature d'un acide binaire : HCl

Étape 1 : acide

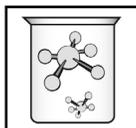
Étape 2 : chlor

Étape 3 : hydrique

La nomenclature des acides polyatomiques suit des règles différentes. Bon nombre d'ions polyatomiques négatifs contenant de l'oxygène forment des acides qui sont nommés en remplaçant le suffixe -ate par -ique et le suffixe -ite par -eux. Pour nommer les oxyacides (acides qui contiennent l'élément oxygène), les élèves devraient pouvoir les reconnaître par la formule générale $H_aX_bO_c$ où X représente un élément autre que l'hydrogène ou l'oxygène.

Exemples d'acides polyatomiques :

- Si un ion H^+ est ajouté à un nitrate NO_3^- , HNO_3 est formé. Ce composé est l'acide nitrique.
- Si deux ions H^+ sont ajoutés à un sulfate SO_4^{2-} , H_2SO_4 est formé. Ce composé est l'acide sulfurique.
- Si un ion H^+ est ajouté à un nitrite NO_2^- , HNO_2 est formé. Ce composé est l'acide nitreux.



Un **acide fort** est un acide qui se dissocie complètement en ions. Si, par exemple, 100 molécules de HCl se dissolvent dans l'eau, cela produira 100 ions H⁺ et 100 ions Cl⁻. Soulignons qu'il n'existe que six acides forts, soit l'acide chlorhydrique (HCl), l'acide bromhydrique (HBr), l'acide iodhydrique (HI), l'acide sulfurique (H₂SO₄), l'acide nitrique (HNO₃) et l'acide perchlorique (HClO₄).

Pour nommer une base, on combine le nom du métal avec celui de l'anion OH⁻, l'ion hydroxyde ou oxhydroyle. Le composé NaOH, par exemple, s'appelle hydroxyde de sodium. Une **base forte** se définit comme étant une base qui se dissocie complètement en ions. Si, par exemple, 100 unités de formule NaOH se dissolvent dans l'eau, cela produira 100 ions Na⁺ et 100 ions OH⁻. Les bases fortes sont des composés ioniques qui contiennent l'ion hydroxyde (OH⁻). Une fois combinés à un ion hydroxyde, les éléments des groupes 1 (IA) et 2 (IIA) forment des bases fortes.

Ces acides et bases sont les seuls que les élèves étudieront dans le regroupement « Réactions en solution aqueuse ». Quand un acide fort et une base forte sont combinés, ils produisent une réaction complète, ce qui signifie que tous les ions hydrogène (de l'acide) et tous les ions hydroxyde (de la base) réagissent pour former de l'eau.

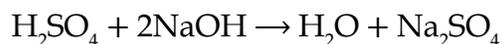
Enseignement direct – les réactions de neutralisation

Rappeler aux élèves que les acides et les bases sont des composés ioniques et que, par conséquent, lorsque ces composés sont placés dans l'eau, ils se dissocient en ions et entrent dans une réaction à double déplacement produisant un sel et de l'eau (voir *Chimie 11*, p. 394-395, *Chimie 11-12*, p. 62 63 ou *Chimie 11 STSE*, p. 177-178).

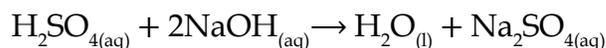
Exemple

Écris l'équation de la réaction de neutralisation entre H₂SO₄ et NaOH.

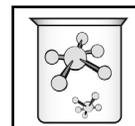
1. Prédise les produits de la réaction et assure-toi d'équilibrer l'équation.



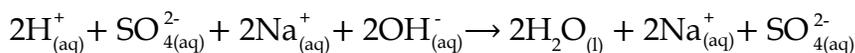
2. Utilise les règles de solubilité pour déterminer si chaque produit sera solide, liquide ou en solution aqueuse.



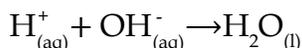
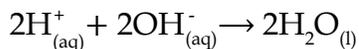
Nota : faire remarquer aux élèves que l'eau est un liquide puisque le solvant des solutions aqueuses est l'eau.



3. Écris l'équation ionique totale en montrant tous les ions qui entrent dans la solution.



4. Biffe les ions spectateurs et écris l'équation ionique nette.



Démonstration – événement inattendu

Montrer aux élèves que les réactions de neutralisation peuvent produire un volume plus grand que la somme des volumes des réactifs. Un exemple serait d'ajouter 125 mL de HCl 0,1 mol/L à 125 mL de NaOH 0,1 mol/L dans un cylindre gradué de 250 mL. On devrait alors observer une augmentation de 2 à 3 mL du volume. Inviter les élèves à expliquer ce phénomène à l'aide de représentations particulières.

Animations

Inviter les élèves à visionner une animation en ligne qui démontre une réaction de neutralisation au niveau particulaire.

- Animation neutralisation :

<https://icp.ge.ch/dip/moodle/mod/resource/view.php?id=7346>

Cette simulation illustre la réaction de neutralisation entre des solutions d'hydroxyde de sodium et de chlorure d'hydrogène.

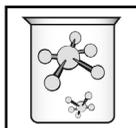
- Acid-Base Titration :

http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/crm3s5_5.swf
(site en anglais)

Cette animation illustre la réaction de neutralisation entre des solutions d'hydroxyde de sodium et de chlorure d'hydrogène. Les ions spectateurs sont représentés dans la simulation.

- Neutralization Reactions :

http://higher.ed.mheducation.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::525::530::/sites/dl/free/0073511072/322633/09_neut_reactions.swf::Neutralization Reactions (site en anglais)



Activité de laboratoire

Fournir aux élèves des solutions 0,1 mol/L de NaOH et de H₂SO₄. Leur demander de faire un microtitrage pour pouvoir comparer le rapport stœchiométrique avec le rapport molaire expérimental entre les réactifs (voir @ l'annexe 12). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 13.

En 10^e année, les élèves ont étudié des réactions de neutralisation ayant un rapport de 1/1. Dans l'activité de laboratoire suggérée, les élèves verront maintenant un rapport de 2/1. On recommande à l'enseignant de ne pas dépasser ce stade et d'éviter les discussions sur les acides et bases Bronsted-Lowry dans le cadre de ce résultat d'apprentissage. Un titrage plus détaillé sera effectué dans le regroupement sur les acides et bases.

Enseignement direct - résolution de problèmes

Proposer aux élèves d'utiliser les données expérimentales de l'activité de laboratoire précédente pour déterminer la concentration inconnue de l'acide ou de la base. Limiter l'emploi de formules telles que $C_1V_1 = C_2V_2$. Pour mieux faire comprendre ce concept, proposer le processus de résolution de problèmes ci-dessous.

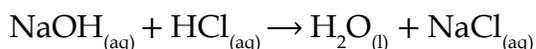
1. Écrire une équation chimique équilibrée pour la réaction.
2. Utiliser la concentration et le volume de la base ou de l'acide connu pour calculer le nombre de moles de la substance.
3. Utiliser les coefficients de l'équation équilibrée pour déterminer le nombre de moles de la base ou de l'acide inconnu.
4. Calculer le volume requis ou la concentration de l'acide ou de la base.

Exemples de problèmes

1. Pour une réaction avec 35,0 mL d'un liquide servant à déboucher les tuyaux contenant du NaOH, il faut ajouter 50,08 mL d'une solution HCl à 0,409 mol/L pour neutraliser la base. Quelle est la concentration de la base dans le produit de nettoyage?

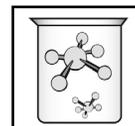
Solution :

- a) Écris une équation équilibrée.



- b) Calcule le nombre de moles de HCl en multipliant la concentration par le volume.

$$\begin{aligned} \text{mol HCl} &= (0,409 \text{ mol/L})(0,05008 \text{ L}) \\ &= 0,0205 \text{ mol de HCl} \end{aligned}$$



- c) Utilise l'équation équilibrée pour exprimer le rapport molaire entre HCl et NaOH et trouve le nombre de moles de NaOH.

$$\text{mol NaOH} = 0,0205 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}}$$

$$\text{mol NaOH} = 0,0205 \text{ mol NaOH}$$

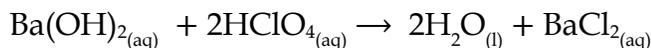
- d) Trouve la concentration de NaOH en divisant le nombre de moles par le volume donné.

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,0205 \text{ mol}}{0,0350 \text{ L}} = 0,586 \text{ mol/L}$$

2. Calcule le volume de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ à 0,256 mol/L qui doit être ajouté pour neutraliser 46,0 mL de solution HClO_4 à 0,407 mol/L.

Solution :

- a) Écris l'équation équilibrée.



- b) Calcule le nombre de moles de HClO_4 en multipliant la concentration par le volume.

$$\text{mol HClO}_4 = (0,407 \text{ mol/L}) (0,0460 \text{ L})$$

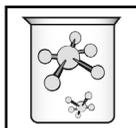
$$= 0,0187 \text{ mol HClO}_4$$

- c) Trouve le nombre de moles de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ en établissant le rapport entre le nombre de moles et le coefficient, à partir de l'équation équilibrée.

$$\frac{\text{mol HClO}_4}{\text{coefficient HClO}_4} = \frac{\text{mol Ba}(\text{OH})_2}{\text{coefficient Ba}(\text{OH})_2}$$

$$\frac{0,0187 \text{ mol HClO}_4}{2 \text{ mol HClO}_4} = \frac{\text{mol Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}$$

$$0,00935 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 = \text{mol Ba}(\text{OH})_2$$



d) Trouve le volume de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ en divisant le nombre de moles par la concentration.

$$V = \frac{\text{mol}}{c} = \frac{0,009\ 35\ \text{mol}}{0,256\ \text{mol/L}}$$

$$\text{Volume de } \text{Ba}(\text{OH})_2 = 36,5\ \text{mL}$$

En fin

1

Demander aux élèves d'expliquer les étapes d'écriture des réactions de neutralisation (voir ⓐ l'annexe 14) et de problèmes de neutralisation à l'aide de la technique « le cahier divisé ».

2

Inviter les élèves à faire une courte recherche sur les réactions acido-basiques et la cuisine (voir *Chimie 11 STSE*, p. 471).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

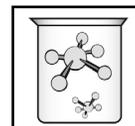
Inviter les élèves à écrire des réactions de neutralisation équilibrées.

2

Se référer aux ⓐ annexes 8 et 9 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

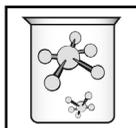
Demander aux élèves de résoudre des problèmes de neutralisation semblables à ceux qui sont présentés à la section « En quête ».



Bloc C : L'identification de solutions inconnues

L'élève sera apte à :

- C12-1-07** élaborer et mettre en œuvre une procédure visant à identifier un certain nombre de solutions inconnues;
RAG : C2, C4, C5
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables indépendantes, dépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données et des observations dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;
RAG : C2, C5, C8
- C12-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques.
RAG : C2, C3, C4, C5



Les élèves devraient pouvoir utiliser les concepts étudiés dans les résultats d'apprentissage précédents pour réaliser cette activité.

Préparer les solutions bien avant la période de laboratoire. Il est recommandé de fournir aux élèves l'information sur l'expérience de laboratoire une semaine à l'avance pour qu'ils puissent faire une recherche sur les produits possibles de chaque réaction. Inviter les élèves à remettre leur plan quelques jours avant l'expérience afin de vérifier sa validité. Suggérer aux élèves de se préparer au laboratoire en faisant une recherche sur Internet à l'aide de mots clés tels que « test tube mystery », « identification de solutions inconnues » et « solutions ioniques inconnues » pour se renseigner sur les solutions. Leur suggérer de consulter le tableau des règles de solubilité et d'utiliser le papier tournesol dans leurs essais pour identifier les solutions acides et basiques. La couleur et l'odeur des solutions peuvent aider à identifier les inconnues. Souligner que les élèves qui auront bien préparé leur expérience de laboratoire auront plus de chances de réussir à identifier les solutions inconnues.

Stratégies d'enseignement suggérées

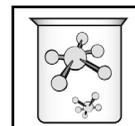
En tête

Puisque les élèves doivent planifier et mener une expérience par eux-mêmes, s'assurer qu'ils connaissent bien la différence entre les affirmations et les preuves. Leur proposer une activité telle que :

- Le scénario d'un accident dans la ressource *En mouvement* qui appuie le programme de sciences de la nature de la 10^e année. Les élèves doivent déterminer qui a causé l'accident : http://www.mpi.mb.ca/fr/PDFs/RSLR_PhysicsModule-fr.pdf;
- Observer et interpréter des traces : <http://www.ucmp.berkeley.edu/fosrec/Heindel3.html> ou http://www.nap.edu/openbook.php?record_id=5787&page=89.

Rappeler aux élèves qu'une affirmation (inférence) indique ce que l'on sait, les preuves (données, observations) expliquent comment on le sait et le raisonnement à l'appui de la preuve indique pourquoi les preuves appuient l'affirmation (lien entre les preuves et l'affirmation).

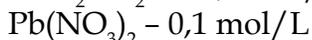
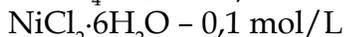
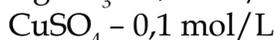
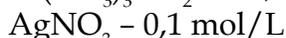
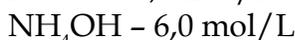
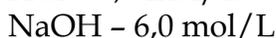
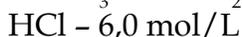
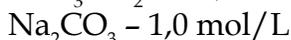
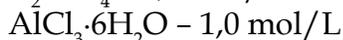
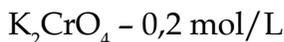
affirmation + preuve + raisonnement = explication



En quête

Activité de laboratoire

Fournir aux élèves des échantillons non étiquetés des solutions suivantes :



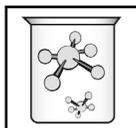
Consulter @ l'annexe 16 pour de l'information sur la préparation de ce laboratoire. L'annexe fournit une série de solutions possibles. Des clés d'identification destinées à l'enseignant sont fournies à @ l'annexe 17 (qui présente une grille indiquant ce que les élèves peuvent apporter au laboratoire) et à @ l'annexe 18 (un sommaire détaillé des observations attendues des élèves après le laboratoire).

Proposer aux élèves de déterminer la nature de chaque solution à l'aide des règles de solubilité, de la couleur, de l'odeur, du test de la flamme et du papier tournesol. Leur expliquer qu'ils vont faire des inférences (indiquer l'identité des solutions) en utilisant leurs observations (formation ou non de précipité, couleur des solutions, test de la flamme) afin d'expliquer comment ces dernières permettent d'identifier les solutions. Voir les renseignements pour les élèves à @ l'annexe 15. Leur proposer d'écrire un rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11-38 et 11-42 pour un modèle).

En fin

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes dans leur carnet scientifique :

- *Qu'as-tu le plus aimé au sujet du fait de concevoir ta propre expérience?*
- *Qu'as-tu le moins aimé au sujet du fait de concevoir ta propre expérience?*
- *Quelles ont été les difficultés éprouvées lorsque ton groupe a conçu son expérience?*
- *Comment ton groupe a-t-il résolu ces problèmes?*



Stratégies d'évaluation suggérées

1

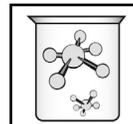
Évaluer les rapports de laboratoire des élèves à l'aide d'une échelle d'évaluation (voir ☺ l'annexe 19 pour un modèle).

2

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des ☺ annexes 8 et 9.

3

Inviter les élèves à compléter une évaluation de leur travail de groupe à l'aide de ☺ l'annexe 20.



Bloc D : L'oxydation et la réduction

L'élève sera apte à :

C12-1-08 définir l'oxydation et la réduction,
entre autres le gain ou la perte d'électrons, l'agent oxydant, l'agent réducteur;
RAG : D3

C12-1-09 déterminer le degré d'oxydation d'atomes dans des composés et des ions;
RAG : D3

C12-0-C1 utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une
compréhension de concepts en chimie,
*par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs,
les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de
prédiction, les cycles de mots;*
RAG : D3

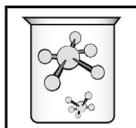
C12-0-C2 démontrer une compréhension de concepts en chimie,
*par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une
autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à
un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.*
RAG: D3

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

La démonstration ci-dessous peut servir d'introduction à ce résultat d'apprentissage. Placer 20 g de chlorure de cuivre(II) dihydraté ($\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) dans un bécher de 250 mL et faire dissoudre dans 175 mL d'eau. Froisser légèrement un carré de feuille d'aluminium de 10 cm de côté et le placer dans la solution. Encourager les élèves à noter soigneusement leurs observations macroscopiques pour discussion ultérieure sur l'activité à l'échelle moléculaire. Demander aux élèves, par exemple, si un réservoir en aluminium pourrait servir au transport d'une solution de CuCl_2 . Les inviter également à expliquer pourquoi la réaction suivante ne se produira pas : $\text{Cu}_{(s)} + \text{AlCl}_3$.

Cette réaction est *exothermique*, donc prévoir une ventilation adéquate ou une hotte.



En quête

Un coup d'œil rapide au résultat d'apprentissage C12-1-12 et aux renseignements qui l'accompagnent fournira à l'enseignant suffisamment d'information pour motiver les élèves à en apprendre davantage sur les processus qui sous-tendent certains phénomènes (propulsion d'une fusée, feux d'artifice, antioxydants, photosynthèse, rouille, ivressomètre, pour ne nommer que quelques applications).

Enseignement direct – l'oxydation et la réduction

Présenter aux élèves le développement de notre compréhension des réactions d'oxydation et de réduction (voir *Chimie 11-12*, p. 558-562 ou *Chimie 12*, p. 465-466). Les réactions d'oxydo-réduction et la perte et le gain d'électrons font l'objet de recherches depuis le début des années 1800. Les réactions d'oxydoréduction et le mouvement des électrons ont attiré l'attention des scientifiques, car elles pourraient aider à résoudre notre crise énergétique, à lutter contre le réchauffement climatique planétaire et à améliorer la santé de la planète.

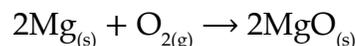
Bien des scientifiques estiment que les piles à hydrogène et les piles à combustible sont la technologie de l'avenir. Si nous voulons que nos élèves d'aujourd'hui fassent des choix judicieux dans le futur, ils doivent minimalement comprendre les technologies électrochimiques actuelles qu'ils utiliseront. Présenter un bref survol des technologies électrochimiques, afin de mieux préparer les élèves au regroupement 6 qui présente une discussion détaillée sur le sujet.

Le terme « oxydation » a été appliqué tout d'abord à la combinaison d'oxygène avec d'autres éléments (p. ex., rouille du fer ou combustion du charbon ou du méthane). La combustion est un synonyme d'oxydation rapide.

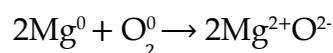
Le terme « réduction » signifiait à l'origine l'enlèvement de l'oxygène d'un composé. Ce terme vient du fait que le métal libre a une masse plus faible que son composé oxydé. Il y a diminution ou réduction de la masse de la matière lorsque l'oxygène est extrait.

Présenter des exemples de réactions aux élèves :

Exemple 1

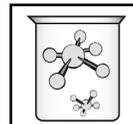


Si la réaction est écrite sous forme ionique, elle devient :



Compte tenu de leurs connaissances antérieures, les élèves devraient connaître certaines réactions d'oxydation, par exemple, la combustion et le pourrissement des aliments.

En chimie 11^e année, les élèves devraient avoir observé le brûlage du métal de magnésium, sinon, il faudrait le faire dès maintenant pour leur rappeler que la combustion (ou le brûlage) est la réaction d'une substance avec l'oxygène gazeux dans l'air.

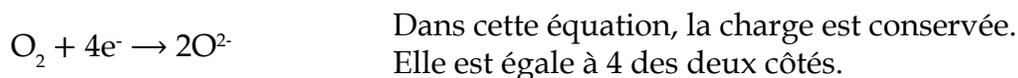
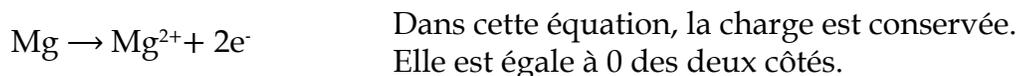


Observations :

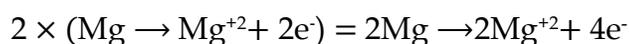
- Le magnésium et l'oxygène gazeux sont deux éléments et n'ont aucune charge.
- Les non-scientifiques appellent généralement cette réaction brûlage ou combustion, mais nous, scientifiques, appelons cette réaction « oxydation ».
- Nous disons que le magnésium a été oxydé pour produire MgO par sa réaction avec l'oxygène gazeux.
- Du point de vue des charges, le métal est passé de la charge 0 à la charge 2+, et le non-métal est passé de 0 à 2⁻.

Les chimistes savent que d'autres éléments non métalliques se combinent à des substances d'une manière semblable à celle de l'oxygène (p. ex., l'hydrogène, l'antimoine et le sodium brûlent dans le chlore et le fer brûle en présence de fluor). Par conséquent, le terme oxydation a été redéfini comme étant le processus par lequel des électrons sont enlevés d'un atome ou d'un ion. La **réduction** a ensuite été définie comme étant le processus par lequel un atome ou un ion gagne des électrons.

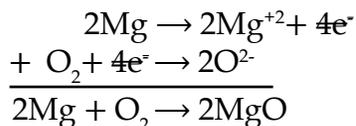
Si l'on considère le changement dans la charge ionique comme étant fonction des électrons, les relations suivantes peuvent être établies :



En doublant la relation Mg, le nombre d'électrons perdus par Mg est égal au nombre gagné par l'oxygène.



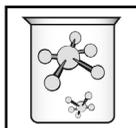
Ceci permet d'avoir une équation équilibrée.



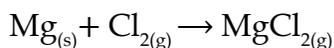
À partir de cet exemple, on peut dire que quand Mg est oxydé (se combine à l'oxygène) :

- Mg gagne une charge positive en s'ionisant.
- Cette réaction entraîne la perte d'électrons.

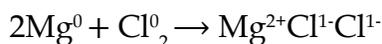
Peut-on appliquer ces généralisations à d'autres réactions?



Exemple 2



Écrite sous forme ionique, cette réaction devient :

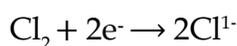


Rappeler aux élèves que deux ions Cl^- sont nécessaires pour équilibrer les charges $2+$ de l'ion Mg et qu'il y ait ainsi formation de MgCl_2 .

Comme dans le premier exemple, on peut écrire la réaction sous sa forme ionique.



Dans cette équation, la charge est conservée.
Elle est égale à 0 des deux côtés.



Dans cette équation, la charge est conservée.
Elle est égale à 2 des deux côtés.

À partir de cet exemple, on peut dire que Mg est encore oxydé.

- Mg gagne une charge positive et devient un ion (s'ionise).
- Il y a eu perte d'électrons.

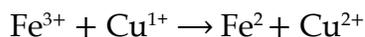
Une réaction complémentaire se produit quand un atome Cl devient un ion Cl^- .

- Cl est réduit en un ion négatif.
- C'est le résultat d'un gain d'électrons.

S'appuyant sur ces énoncés généraux, les chimistes définissent maintenant l'oxydation comme étant la perte d'électrons, et la réduction, comme un gain d'électrons.

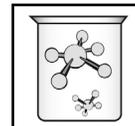
Utiliser des trucs mnémotechniques pour aider les élèves à différencier oxydation et réduction. Par exemple, OXPER RÉGAIN = l'oxydation est la perte d'électrons, la réduction est le gain d'électrons.

Exemple 3



gain d'électrons - réduction

perte d'électrons - oxydation



Fondamentalement, il existe deux types de réactions chimiques : celles qui ne produisent pas de changement apparent du nombre d'électrons et celles qui en produisent. Ce deuxième type de réaction chimique est appelé réaction d'oxydoréduction.

Animation

Inviter les élèves à visionner une animation en ligne qui démontre une réaction d'oxydoréduction au niveau particulaire.

- Choisir l'animation « Zinc copper REDOX transfer » ou « Lead silver REDOX transfer » (site en anglais).
<http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animationsindex.htm>

Enseignement direct - le degré d'oxydation

Maintenant que les élèves peuvent distinguer des réactions d'oxydation et de réduction, il faut les amener à découvrir que dans des réactions complexes, il n'est pas toujours évident de déterminer quel élément est réduit ou oxydé.

Les chimistes ont créé une série de règles pour nous permettre de déterminer plus facilement le nombre d'oxydation d'un élément donné dans un composé ou un ion complexe.

Tous les manuels de chimie fournissent des règles d'attribution des nombres d'oxydation (voir *Chimie 12*, p. 476, *Chimie 12 STSE*, p. 604 ou *Chimie 11-12*, p. 583). Ces règles varient légèrement d'un manuel à l'autre, mais elles donnent toujours la même valeur pour les nombres d'oxydation. ¶ L'annexe 21 fournit une série de règles de ce genre.

Rappeler aux élèves que la charge ionique s'écrit $2+$, alors que le nombre d'oxydation s'écrit $+2$.

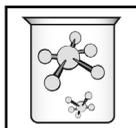
Les exemples ci-dessous ont été élaborés à partir des règles d'oxydation de l'annexe.

Déterminer le nombre d'oxydation des éléments écrits en **gras**.

Exemple 1



La règle 4 indique que le nombre d'oxydation de $\text{H}^{1+} = +1$ et la règle 5 indique que $\text{O}^{2-} = -2$. Ces nombres peuvent être écrits à l'endroit approprié comme indiqué.



La charge totale est calculée à la ligne du bas, c.-à-d. pour H, $+1 \times 1 = +1$; pour O, $-2 \times 3 = -6$

+1	?	-2
H	N	O ₃
+1	?	-6

Les nombres d'oxydation sont écrits sur la ligne du haut.

Les charges totales sont écrites sur la ligne du bas.

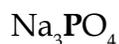
La règle 3 dit que la somme des charges du bas doit éгалer 0. Ainsi, le ? sur la ligne du bas doit être +5.

+1	?	-2
H	N	O ₃
+1	+5	-6

Comme il n'y a qu'un N, le nombre d'oxydation de N doit être +5.

+1	+5	-2
H	N	O ₃
+1	+5	-6

Exemple 2



La règle 6 indique que le nombre d'oxydation de $\text{Na}^{1+} = +1$ et la règle 5 indique que $\text{O}^{2-} = -2$. Ces nombres peuvent être écrits à l'endroit approprié comme indiqué. La charge totale est calculée au bas, c.-à-d. pour O, $-2 \times 4 = -8$; et pour Na, $+1 \times 3 = +3$.

+1	?	-2
Na ₃	P	O ₄
+3	?	-8

Les nombres d'oxydation sont écrits sur la ligne du haut.

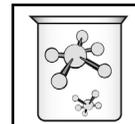
Les charges totales sont écrites sur la ligne du bas.

La règle 3 indique que la somme des charges du bas doit éгалer 0. Ainsi, le ? sur la ligne du bas doit être +5.

+1	?	-2
Na ₃	P	O ₄
+3	+5	-8

Comme il n'y a qu'un P, le nombre d'oxydation de P doit être +5.

+1	+5	-2
Na ₃	P	O ₄
+3	+5	-8



Exemple 3



Il s'agit d'un ion complexe dont la charge totale est 2-. Cette fois, les charges de la ligne du bas égalent 2-. La règle 5 indique que le nombre d'oxydation d'O est -2.

?	-2	
Cr ₂	O ₇	
?	-14	

Selon la règle 3, $-14 + ? = -2$, donc le ? doit être +12.

?	-2	
Cr ₂	O ₇	
+12	-14	

Cependant, il y a deux atomes Cr; par conséquent, le nombre d'oxydation de chaque Cr doit être +6.

+6	-2	
Cr ₂	O ₇	
+12	-14	

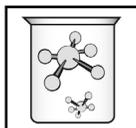
Autres exemples :



Cette méthode est très visuelle. Certains textes utilisent une solution purement algébrique qui fonctionne pour certains élèves.

Exercice

Inviter les élèves à déterminer le nombre d'oxydation du soufre dans chacun des composés suivants : Na_2SO_4 , H_2S , S , S_2Cl_2 , SO_2 et $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Leur demander également d'organiser ces substances par ordre croissant du nombre d'oxydation.



En fin

1

Inviter les élèves à compléter un cadre de comparaison pour les concepts d'oxydation et de réduction (voir @ l'annexe 22). Voir @ l'annexe 23 pour un exemple de réponse.

2

Proposer aux élèves de répondre aux questions suivantes dans leur carnet scientifique :

- Comment le pourrissement des aliments est-il lié à l'oxydation et à la combustion?
- Explique en quoi la combustion et la rouille sont des processus similaires et pourtant assez différents.

En plus

Bien des textes mentionnent souvent l'état d'oxydation des hydrures, des peroxydes et des superoxydes. La courte note ci-dessous devrait aider l'enseignant à fournir aux élèves des explications claires et être considérée comme un complément au cours.

1. Les hydrures ioniques sont formés lorsque l'hydrogène réagit avec un métal réactif comme ceux qui font partie des métaux alcalins et de la famille des alcalino-terreux.

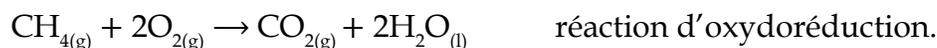
Exemples :

NaH : le nombre d'oxydation de H est -1

BaH₂ : le nombre d'oxydation de H est -1

AlH₃ : le nombre d'oxydation de H est -1

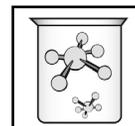
2. Les hydrures covalents sont formés lorsque l'atome d'hydrogène est lié en covalence à l'atome d'un autre élément. Il y a deux types d'hydrures covalents : les hydrures contenant des unités moléculaires distinctes comme CH₄ et NH₃ et ceux qui ont des structures plus complexes, tels que (BeH₂)_x et (AlH₃)_x.



Le carbone de CH₄ a un nombre d'oxydation de -4, qui va jusqu'à +4 dans CO₂, tandis que l'atome d'oxygène va de 0 dans l'oxygène libre à -2 dans CO₂ et H₂O.

3. Le calcium, le strontium et le baryum, des métaux alcalino-terreux, forment des peroxydes ioniques qui sont généralement considérés comme des exceptions aux règles normales d'attribution des nombres d'oxydation de l'oxygène. Les peroxydes ioniques combinés à l'eau ou à un acide dilué produisent de l'H₂O₂ et sont tous des agents oxydants puissants.

L'ion peroxyde est O₂²⁻, dont chaque atome O a un nombre d'oxydation de -1.

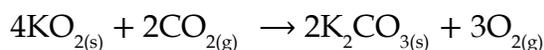


4. Superoxydes : les superoxydes sont un groupe de composés comprenant l'ion O_2^- . Dans des conditions où il y a un excès d' O_2 , les métaux alcalins subissent des réactions de combustion qui génèrent plusieurs produits différents : des oxydes, des peroxydes et des superoxydes. L'ion superoxyde O_2^- a un nombre d'oxydation de $1/2$.

Le potassium, le rubidium et le césium forment des composés superoxydes stables qui se décomposent lorsqu'ils entrent en contact avec l'eau, libérant de l'oxygène gazeux. Cette réaction est utilisée dans les appareils respiratoires autonomes. La vapeur d'eau de l'air expiré des poumons amorce la réaction, libérant de l'oxygène gazeux.



Le KO_2 réagit avec le dioxyde de carbone expiré par les poumons pour libérer encore plus d'oxygène gazeux.

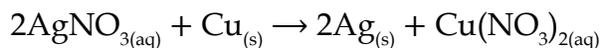


Comme toujours, faire l'essai de tous les exemples avant de les soumettre comme problèmes aux élèves, au cas où il y aurait des nombres d'oxydation fractionnaires. Ce n'est pas tellement un problème dans le présent résultat, mais cela pourrait le devenir lorsque les élèves devront équilibrer les réactions d'oxydoréduction dans le résultat d'apprentissage C12-1-10 (p. ex., Fe_3O_4 où le nombre d'oxydation de Fe devrait être $+8/3$).

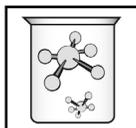
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Soumettre aux élèves une réaction chimique. Leur demander d'identifier la substance oxydée et la substance réduite et de déterminer le nombre d'électrons perdus et gagnés pour conserver la charge. Les élèves devraient pouvoir écrire les demi-réactions, bien qu'à ce stade, l'enseignant n'utiliserait probablement pas ce terme. On peut prendre, par exemple, des réactions qui ont été étudiées en 11^e année, notamment :



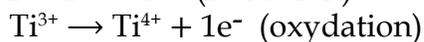
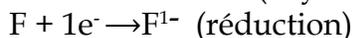
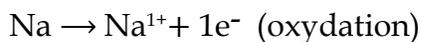
Les élèves devraient être en mesure d'enlever les ions spectateurs des réactions.



2

Donner aux élèves des réactions et leur demander de déterminer lesquelles seraient des réactions d'oxydation ou de réduction. Les élèves devraient pouvoir expliquer leurs réponses.

Exemples :



Lancer un autre défi aux élèves avec la réaction suivante :



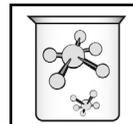
3

Inviter les élèves à répondre à la question suivante :

- *Pourquoi les réactions d'oxydation et de réduction doivent-elles se produire ensemble?*

4

Demander aux élèves de déterminer les nombres d'oxydation des atomes dans des composés et des ions. Il y a une foule de textes qui renferment des exemples et des feuilles de travail pour aider les élèves à pratiquer l'assignation des nombres d'oxydation.



Bloc E : Les réactions d'oxydoréduction

L'élève sera apte à :

- C12-1-10** distinguer les réactions d'oxydoréduction de celles qui ne le sont pas, entre autres l'agent oxydant, l'agent réducteur, la substance oxydée et la substance réduite;
RAG : D3
- C12-1-11** équilibrer des réactions d'oxydoréduction à l'aide de méthodes redox, entre autres des solutions basiques et acides;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggérées

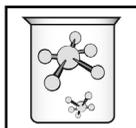
En tête

Démonstration

Préparer un bécher d'une solution de nitrate d'argent en faible concentration et y ajouter un bout de fil de cuivre nu enroulé. Inviter les élèves à observer et à se rappeler les notions relatives aux réactions chimiques apprises en 11^e année. Leur demander de proposer une explication. Est-ce que la réaction inverse se produit?

Dès la 10^e année, les élèves ont été initiés à la conservation des atomes dans une réaction (S2-2-06) et en chimie de 11^e année, à la conservation des atomes et de la masse dans une réaction chimique (C11-3-05, C11-3-12 et C11-3-13).

Utiliser une solution faible de nitrate de cuivre et de l'argent pour démontrer la réaction inverse non spontanée de la démonstration ci-dessus.



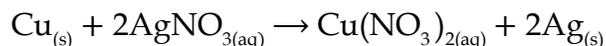
En quête

Enseignement direct – les réactions d’oxydoréduction

Si désiré, faire la démonstration d’un certain nombre de solutions réactives donnant lieu à des réactions d’oxydation-réduction (p. ex., cuivre plus sulfate de zinc et zinc plus sulfate de cuivre). Les possibilités qui sont les plus éloignées dans le tableau du potentiel de réduction normal donneraient lieu aux réactions les plus rapides. Présenter des exemples assez détaillés comme ceux qui figurent ci-dessous pour aider les élèves à bien comprendre les concepts d’oxydation et de réduction ainsi que la perte et le gain d’électrons. Il est essentiel qu’ils comprennent ces notions pour réussir le regroupement 6 : *L’électrochimie*.

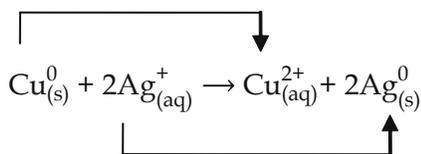
Exemple :

Équation ionique :

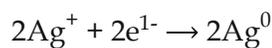


Équation ionique nette :

Électrons perdus (oxydation)



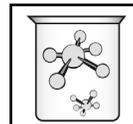
Électrons gagnés (réduction)



Inviter les élèves à noter ce qui suit :

- Un agent réducteur provoque la réduction d’une autre espèce.
- Un agent oxydant provoque l’oxydation d’une autre espèce.
- La substance oxydée, Cu^0 , est l’agent réducteur (aussi appelé donneur d’électrons).
- L’élément réduit, Ag^+ , est l’agent oxydant (aussi appelé accepteur d’électrons).

Dans certains manuels, on définit l’oxydation comme l’augmentation de l’état d’oxydation et la réduction comme étant la diminution de l’état d’oxydation.



S'assurer que les élèves comprennent que chaque atome de cuivre solide (métal) perd deux électrons pour former l'ion cuivre (II). Deux ions argent captent chacun l'un des électrons du cuivre pour former deux atomes d'argent. Le cuivre est « oxydé » et l'argent est « réduit » – une réaction de transfert d'électrons par oxydation/réduction ou réaction d'oxydoréduction.

Chaque perte d'électrons d'une molécule doit être compensée par un gain d'un nombre égal d'électrons dans une autre molécule. L'oxydation et la réduction se produisent toujours simultanément dans les réactions. Si une réaction ne comporte pas de transfert d'électrons, alors elle ne peut être considérée comme une réaction d'oxydoréduction.

Activité de laboratoire – les réactions d'oxydoréduction

Proposer aux élèves de mener l'activité de laboratoire décrite à ☺ l'annexe 24.

Résolution de problèmes

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes d'oxydoréduction (voir ☺ l'annexe 25).

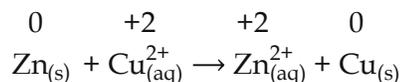
Voici un exemple de problème avec la solution :

Pour la réaction $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + \text{Cu}_{(s)}$:

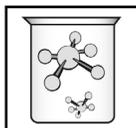
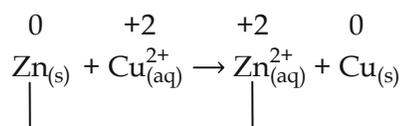
- 1) indique si c'est une réaction d'oxydoréduction ou non;
- 2) si c'est une réaction d'oxydoréduction, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Solution :

Étape 1 : Assigne les nombres d'oxydation de chaque substance d'après les règles d'assignation des nombres d'oxydation.

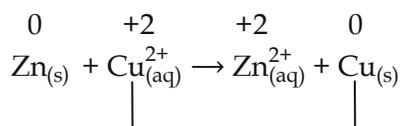


Étape 2 : Remarque quel réactif perd des électrons. C'est la substance oxydée.



L'atome Zn perd deux électrons et forme Zn^{2+} , donc il est oxydé. Zn est aussi l'agent réducteur, car il fournit des électrons au réactif réduit.

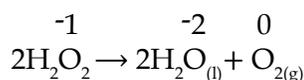
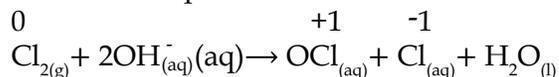
Étape 3 : Remarque quel réactif gagne des électrons. Ce sera la substance réduite.



L'ion Cu^{2+} gagne deux électrons et forme l'atome Cu, donc Cu^{2+} est réduit. Cu^{2+} est aussi l'agent oxydant, car il capte des électrons du réactif oxydé.

Étape 4 : Vérifie s'il y a une réaction de réduction et une réaction d'oxydation. Si les deux réactions se produisent, c'est une réaction d'oxydoréduction.

Un type spécial de réaction d'oxydoréduction se produit quand deux éléments du même composé changent de nombre d'oxydation. On l'appelle parfois la réaction de dismutation. En voici deux exemples :



Les étapes 2 et 3 confirment qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

Animation

Metals in Aqueous Solutions :

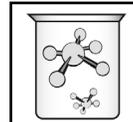
<http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html>.

Ce site Web illustre une réaction d'oxydoréduction à l'échelle moléculaire lorsqu'un métal est immergé dans une solution ionique aqueuse (site en anglais). Demander aux élèves de prédire ce qui se produira avant de placer le métal dans la solution.

Enseignement direct - équilibrer les réactions d'oxydoréduction

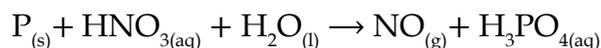
Présenter aux élèves les étapes suivantes pour équilibrer une réaction d'oxydoréduction selon la méthode de variation du nombre d'oxydation. Cette méthode permet d'équilibrer une équation d'oxydoréduction en comparant la diminution et l'augmentation des nombres d'oxydation, c.-à-d. le nombre d'électrons perdus et gagnés.

L'oxydoréduction a des liens directs avec l'électrochimie donc le regroupement 6 pourrait être enseigné directement après ce regroupement ou le résultat d'apprentissage C12-1-11 pourrait être présenté au regroupement 6 plutôt qu'au regroupement 1.

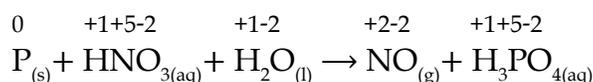


Exemple 1 :

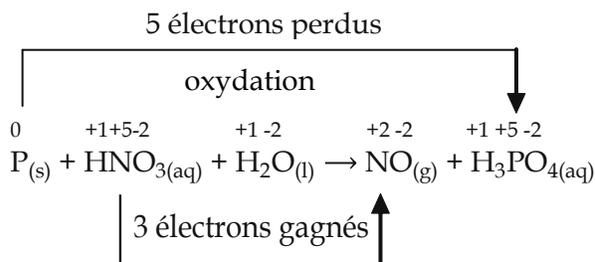
Suivre les étapes indiquées pour équilibrer la réaction chimique ci-dessous.



1. Assigne les nombres d'oxydation à tous les atomes de la réaction. Écris le nombre au-dessus de l'atome approprié.

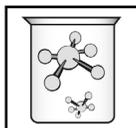
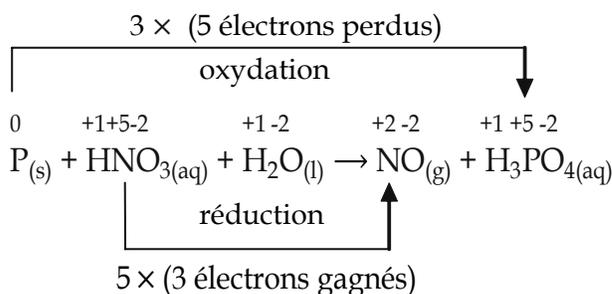


2. Indique quels atomes sont oxydés et lesquels sont réduits. Trace une ligne pour relier les atomes qui sont oxydés et ceux qui sont réduits. Écris le nombre d'électrons gagnés/perdus à mi-chemin de la ligne.

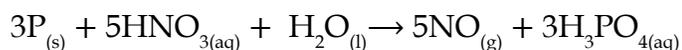


Il existe deux méthodes de base pour équilibrer les réactions d'oxydo-réduction. Étant donné que cette courte section a été conçue en tant qu'introduction à l'oxydoréduction, seule la méthode fondée sur le nombre d'oxydation est présentée. L'autre méthode efficace, fondée sur les demi-réactions, sera présentée plus en détail au regroupement 6 au cours d'une discussion sur le potentiel d'oxydation et la série électrochimique. De façon générale, si la réaction est écrite sous forme moléculaire, comme dans le premier exemple, on tiendra déjà compte de la base ou de l'acide dans la réaction. Dans le cas de réactions ioniques en solution aqueuse, des ions H⁺ ou OH⁻ doivent être ajoutés du côté approprié pour équilibrer la charge ionique et les espèces élémentaires. Les exemples présentés illustrent clairement ce concept.

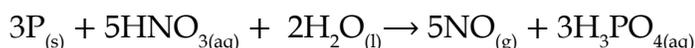
3. Équilibre les nombres d'électrons perdus et gagnés en plaçant les coefficients comme suit :



4. Place le coefficient 3 devant $P_{(s)}$ et H_3PO_4 et place le coefficient 5 devant HNO_3 et NO .

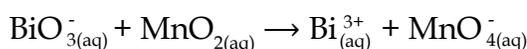


5. Équilibre tous les atomes comme il se doit et fais une vérification finale pour voir si tous les atomes et les charges sont équilibrés. Équilibre d'abord les métaux, puis les non-métaux. Ensuite, fais de même pour l'hydrogène et termine avec l'oxygène. En suivant ces étapes, souvent, les nombres plus complexes de l'atome O sont déjà déterminés.

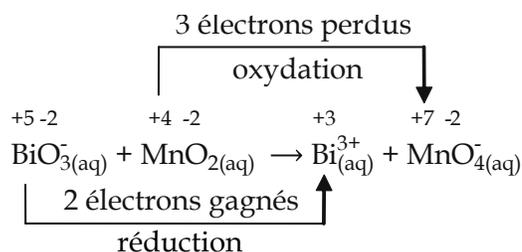


Exemple 2 : Solution acide

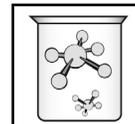
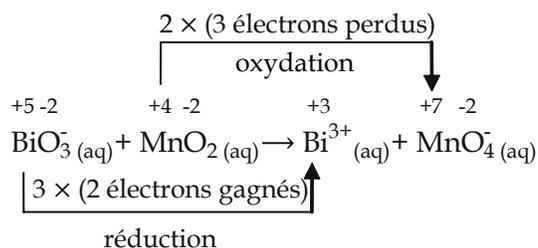
Équilibre la réaction d'oxydoréduction en solution aqueuse qui se produit en solution acide.



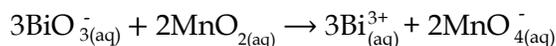
1. Assigne les nombres d'oxydation à tous les atomes de la réaction. Écris le nombre *au-dessus* des atomes appropriés et indique le nombre d'électrons perdus et gagnés.



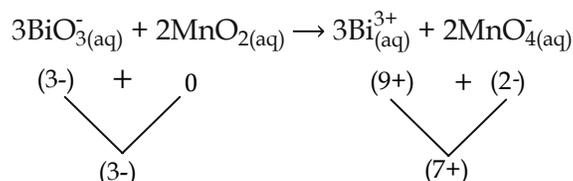
2. Équilibre les nombres d'électrons perdus et gagnés en utilisant les coefficients appropriés.



3. Écris les coefficients devant l'espèce appropriée.



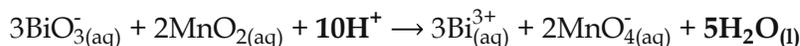
4. Additionne les charges ioniques et équilibre la réaction avec H^+ sachant que la réaction se produit dans une solution **acide**.



Il faudrait ajouter 10 ions H^+ du côté gauche de la réaction pour équilibrer les charges ioniques.

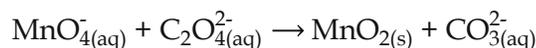


5. Ajoute ensuite de l'eau du côté opposé pour équilibrer les nombres d'atomes H et O.

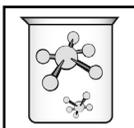
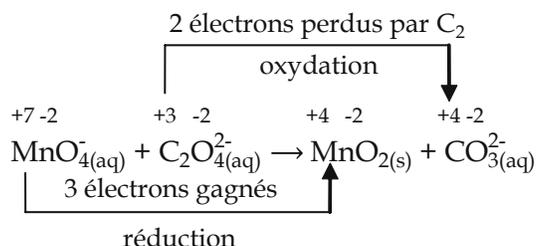


Exemple 3 : Solution basique

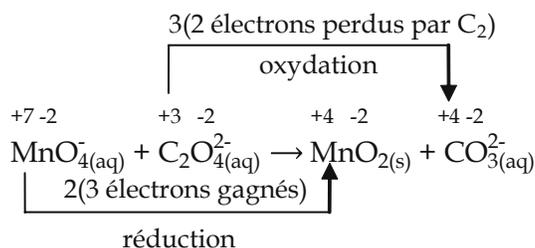
Équilibre la réaction d'oxydoréduction aqueuse suivante qui se produit en *solution basique*.



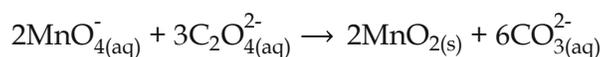
1. Assigne les nombres d'oxydation à tous les atomes de la réaction. Écris ces nombres au-dessus des atomes appropriés et indique les nombres d'électrons perdus et gagnés.



2. Équilibre les électrons perdus et gagnés en utilisant les coefficients.

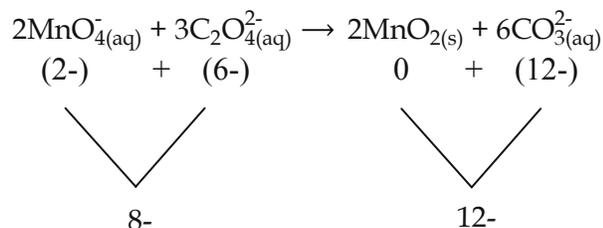


3. Écris les coefficients devant les espèces appropriées.



Remarque qu'il faut 6CO_3^{2-} pour équilibrer les atomes C dans $3\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$.

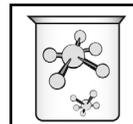
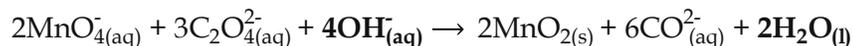
4. Additionne les charges ioniques et fais l'équilibrage avec les ions OH^- sachant que la réaction se produit en solution **basique**.

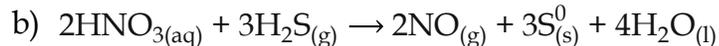


Il faudrait ajouter quatre ions OH^- à la partie gauche de la réaction pour équilibrer la charge ionique.



5. Ajoute alors de l'eau au côté opposé de la réaction pour équilibrer le nombre d'atomes H et O.





Quelle substance est oxydée?

a) $\text{Cu}_{(\text{s})}^0$

b) S

Quelle substance est réduite?

a) $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+$

b) N

Quel est l'agent oxydant?

a) $\text{Cu}_{(\text{s})}^0$

b) $\text{HNO}_{3(\text{aq})}$

Quel est l'agent réducteur?

a) $\text{Cu}_{(\text{s})}^0$

b) $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$

2

Demander aux élèves de décrire les termes *agent oxydant*, *agent réducteur*, *substance oxydée* et *substance réduite* à l'aide de l'approche tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.22).

3

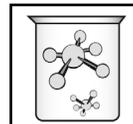
Inviter les élèves à équilibrer les équations d'oxydoréduction à l'aide des notes explicatives (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.14).

4

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des @ annexes 8 et 9.

5

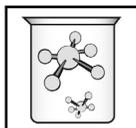
Évaluer le rapport d'expérience des élèves.



Bloc F : Applications pratiques des réactions d'oxydoréduction

L'élève sera apte à :

- C12-1-12** mener une recherche sur les applications pratiques des réactions redox, *par exemple carburant à fusée, feux d'artifice, agent de blanchiment, photographie, extraction de métaux à partir de minerai, fabrication de l'acier, recyclage de l'aluminium, piles à combustible, batteries, enlèvement des taches de ternissure, horloge à fruit, mise en évidence de sang à des fins judiciaires à l'aide de luminol, chimioluminescence/bioluminescence, dégraissage électrolytique, électrodéposition (galvanoplastie), gravure chimique, antioxydants/agents de conservation;*
RAG : B1, B2, B4, D3
- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C12-0-R4** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6
- C12-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G2** susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7



- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T2** expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne.
RAG : A5, B2

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à faire une recherche rapide dans Internet sur différentes applications des réactions d'oxydoréduction et à partager leurs résultats avec la classe.

En quête

Recherche - applications pratiques de réactions d'oxydoréduction

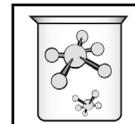
Proposer aux élèves de faire une recherche sur une application pratique de réactions d'oxydoréduction (voir @ l'annexe 26). Leur demander de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p. ex., exposé oral, brochure informative, affiche). Des éléments

de contenu pour cette présentation pourraient inclure la réaction d'oxydoréduction équilibrée, l'effet du processus sur l'environnement et la consommation d'énergie par cette réaction. Déterminer les critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation.

Les renseignements qui suivent visent à servir d'introduction pour chacun des exemples dans le résultat d'apprentissage et pourraient s'ajouter à la liste établie par les élèves dans la section « En tête ». Choisir des exemples qui correspondent aux intérêts et expériences des élèves et de l'enseignant. Compléter le matériel présenté à la page suivante par des recherches d'information dans les ressources habituelles comme Internet, certains manuels, encyclopédies et

Ce résultat d'apprentissage a été placé ici pour que l'enseignant puisse assigner aux élèves une recherche dès le début de l'année scolaire, afin qu'ils rassemblent des données et des idées sur une longue période. Organiser des présentations de groupe durant le regroupement sur l'électrochimie à la fin du cours. Attirer l'attention des élèves sur l'effet de ces processus sur l'environnement et sur leur consommation d'énergie.

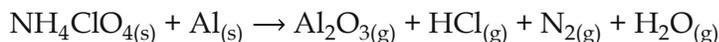
Encourager les élèves à faire des recherches et à préparer des démonstrations pour appuyer leurs présentations.



revues, et auprès de spécialistes. Idéalement, demander aux élèves de fournir de l'information provenant de leur propre sphère d'expériences.

Carburant à fusée

Chaque propulseur fusée solide de la navette spatiale utilisé durant les deux premières minutes du lancement contient 495 000 kg d'un mélange explosif de perchlorate d'ammonium et d'aluminium :



Feux d'artifice

La chaleur et la poussée produites par une pièce pyrotechnique sont le résultat de réactions d'oxydoréduction exothermiques. En général, une pièce pyrotechnique est composée d'un agent oxydant comme le perchlorate de potassium, d'un combustible comme l'aluminium ou le magnésium, d'un liant et de certaines substances chimiques pour les effets spéciaux (couleurs, étincelles et fumée). À titre d'exemple, la couleur verte des feux d'artifice est produite grâce à un composé de baryum et les étincelles dorées sont produites grâce à l'ajout de limaille de fer ou de charbon.

Agent de blanchiment pour l'entretien ménager

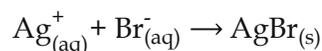
Grâce au processus d'oxydation, les couleurs indésirables (taches) sont enlevées (oxydées) par l'agent de blanchiment. La couleur est le résultat du mouvement d'électrons entre différents niveaux d'énergie des atomes du matériel.



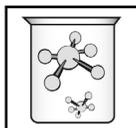
Photographie

Il existe trois réactions d'oxydoréduction différentes en photographie noir et blanc :

1. Le négatif du film est une émulsion de bromure d'argent :

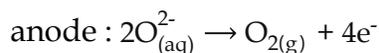
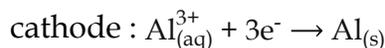


2. Le film est traité et l' $\text{Ag}_{(aq)}^+$ résiduel est converti en argent libre par un agent réducteur. La partie AgBr qui n'a pas réagi est enlevée par immersion dans une solution appropriée. Cette étape produit le négatif.
3. Le négatif est ensuite imprimé sur du papier photographique.



Extraction de métaux à partir de minerai

L'aluminium est extrait de l'oxyde d'aluminium (bauxite raffinée) par électrolyse suivant le procédé de Hall-Heroult.



Ce procédé consomme d'énormes quantités d'énergie électrique. Le recyclage de l'aluminium est beaucoup plus économique que le procédé effectué à partir de la bauxite.

Le cuivre, l'argent, l'or, le platine et le palladium sont les seuls métaux de transition qui présentent une réactivité assez faible pour être présents dans la nature sans être combinés à d'autres éléments.

Production de l'acier

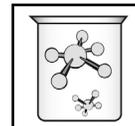
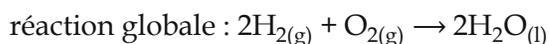
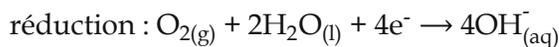
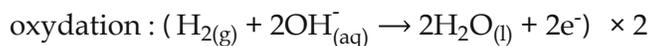
Le procédé à l'oxygène constitue la méthode de base la plus courante pour purifier le fer. Les mitrilles d'acier sont mélangées au fer de fonte dans un haut fourneau, puis on ajoute de l'oxygène (par injection) pour oxyder les impuretés.

Recyclage de l'aluminium

Tous les produits de l'aluminium peuvent être recyclés après usage. Les rebuts en aluminium sont généralement transportés par camion jusqu'au centre de recyclage où ils sont vérifiés et triés pour en déterminer la composition et la valeur. S'il est impossible de déterminer leur qualité, l'aluminium sera d'abord passé entre de gros aimants pour enlever tout métal ferreux, et selon le type de contamination présent, certains rebuts devront être soumis à d'autres traitements. Pour les canettes de boissons, par exemple, il faut enlever la laque qui les recouvre avant de pouvoir récupérer l'aluminium.

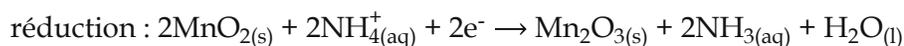
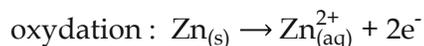
Piles à combustible

La pile à combustible la plus courante est la pile hydrogène-oxygène, utilisée dans la navette spatiale. Certains constructeurs d'automobiles utilisent maintenant des piles à combustible comme sources d'énergie.

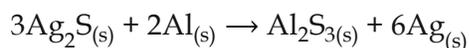


Batteries/piles

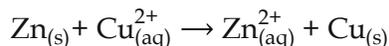
Le flux des électrons dans une pile ou une batterie est généré par l'oxydation du zinc dans la pile et la réduction de MnO_2 . Voici les réactions qui se produisent :

*Enlèvement des ternissures*

La ternissure de l'argent est faite d' Ag_2S et résulte de la réaction d'oxydoréduction mettant en jeu des sulfures de l'environnement. Pour enlever les ternissures, on fait réagir l'aluminium comme suit :

*Horloge à fruit*

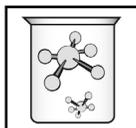
En insérant deux électrodes de différents métaux dans un morceau de fruit (comme le citron) et en les reliant par des fils électriques on peut générer un courant électrique et alimenter une horloge rudimentaire à cristaux liquides :

*Mise en évidence de sang à des fins judiciaires à l'aide de luminol*

Pour réaliser un test au luminol, les criminalistes n'ont qu'à vaporiser la solution de luminol partout où ils pensent trouver des taches de sang. Si le mélange de luminol vient en contact avec des globules rouges, le fer de l'hémoglobine accélérera une réaction entre le peroxyde d'hydrogène et le luminol. Dans cette réaction d'oxydation, le luminol perd des atomes d'azote et d'hydrogène et capte des atomes d'oxygène, d'où la formation d'un composé appelé 3-aminophthalate. Le 3-aminophthalate se présente à l'état excité, les électrons des atomes d'oxygène étant propulsés sur une orbite supérieure. Les électrons retombent rapidement à un niveau d'énergie moins élevé (état fondamental) en émettant un surplus de luminescence sous forme de photon lumineux. Quand le fer accélère la réaction, la lumière émise est assez brillante pour qu'on la voie dans le noir.

Chimioluminescence/bioluminescence

La plupart des méthodes de chimioluminescence n'utilisent que quelques composants chimiques pouvant produire de la lumière. La chimioluminescence du luminol et celle du peroxyoxalate sont toutes deux utilisées dans des méthodes bioanalytiques. Dans chaque système, un « combustible » est chimiquement oxydé pour générer un produit à l'état excité. Dans bien des méthodes utilisant le luminol, c'est ce produit excité qui émet la lumière signalant la présence de sang. Dans la chimioluminescence liée au peroxyoxalate, le produit initial à l'état excité n'émet pas de lumière du tout; il réagit plutôt avec un autre composé, souvent un composé qui est aussi viable comme colorant fluorescent, et c'est ce fluorophore qui devient excité et émet de la lumière.



La bioluminescence est une lumière produite par une réaction chimique à l'intérieur d'un organisme. Au moins deux produits chimiques sont en présence; celui qui produit la lumière est généralement appelé « luciférine » et celui qui alimente ou catalyse la réaction s'appelle « luciférase ».

Dégraissage électrolytique

La couche de sels de mer sur des objets de métal est enlevée à l'aide d'un processus électrochimique. Une pile voltaïque est couplée à une cathode, l'objet lui-même, et à une anode d'acier inoxydable dans une solution basique. Les ions chlorure sont enlevés au passage du courant électrique.

Dans une autre méthode, les bactéries convertissent les ions sulfate en un gaz (sulfure d'hydrogène) permettant le dépôt d'une couche de sulfure d'argent sur les pièces de monnaie et les lingots d'argent après une longue période d'immersion au fond de l'océan. Dans une pile électrolytique, l'argent du sulfure d'argent peut être réduit sous sa forme métallique et récupéré (Dingrando et *al.*, 2005 : 684).

Électrodéposition

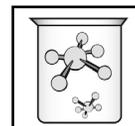
La technique utilisée dans la galvanoplastie s'appelle l'électrodéposition (p. ex., dans la production de CD). L'objet à recouvrir est placé dans un contenant renfermant une solution d'un ou de plusieurs sels métalliques. L'objet est branché à un circuit électrique, formant la cathode (électrode négative) du circuit tandis qu'une électrode généralement faite du même métal à appliquer forme l'anode (positive). Quand un courant électrique passe dans le circuit, les ions métalliques en solution sont attirés vers l'objet, formant une couche du métal sur l'objet. Cependant, il faut une grande habileté et une bonne maîtrise du procédé pour assurer l'uniformité du dépôt métallique sur le produit fini. Ce procédé est similaire à une pile galvanique inversée.

Gravure photochimique

Ce procédé consiste à utiliser les rayons ultraviolets pour transférer un motif sur une pièce de métal. Les produits chimiques sont ensuite appliqués pour enlever certaines parties du motif, créant ainsi un dessin complexe sur le métal (Dingrando et *al.*, 2005 : 641).

Antioxydants/agents de préservation

L'oxydation peut faire pourrir les aliments et dégrader d'autres matières organiques (p. ex., la peau chez les humains). Les antioxydants aident à réduire la dégradation de certains acides aminés essentiels et la perte de certaines vitamines. Les antioxydants comme la vitamine C, la vitamine E, le BHT (butylhydroxytoluène), le HAB (butylhydroxyanisole), les sulfites et le dioxyde de soufre réagissent plus facilement avec l'oxygène que les aliments, ce qui empêche la dégradation des aliments.



Stimulateur cardiaque

Mis au point par un Canadien (John Hopps) dans les années 1940, le stimulateur cardiaque envoie des impulsions électriques au muscle cardiaque afin de régulariser les battements du cœur. L'énergie du stimulateur cardiaque est fournie par une pile qui dure sept ans.

Prévention de la corrosion

L'utilisation de peinture, ou d'un autre revêtement protecteur, permet de protéger les structures d'acier de la corrosion. Des anodes sacrificielles de magnésium, de zinc ou d'un autre métal actif sont aussi utilisées pour prévenir la corrosion.

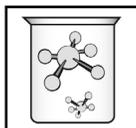
En fin

Inviter les élèves à faire une autoévaluation de leur travail de groupe (voir @ l'annexe 27).

Stratégies d'évaluation suggérées

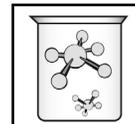
1

Évaluer les présentations des élèves selon les critères établis.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Élaboration de règles de solubilité	1.62
ANNEXE 2 : Élaboration de règles de solubilité – Renseignements pour l’enseignant	1.63
ANNEXE 3 : Règles de solubilité	1.66
ANNEXE 4 : Prédiction des réactions de précipitation	1.67
ANNEXE 5 : Tableau des couleurs	1.69
ANNEXE 6 : Identification de solutions inconnues – Renseignements pour l’enseignant	1.70
ANNEXE 7 : Habiletés de l’élève en laboratoire – Renseignements pour l’enseignant.....	1.72
ANNEXE 8 : Liste de contrôle des habiletés de laboratoire – Habiletés générales	1.75
ANNEXE 9 : Liste de contrôle des habiletés de laboratoire – Capacité de raisonnement..	1.76
ANNEXE 10 : Notes explicatives – Écriture des équations ioniques nettes	1.77
ANNEXE 11 : Exercice – Écriture des équations ioniques nettes	1.78
ANNEXE 12 : Laboratoire de titrage	1.79
ANNEXE 13 : Laboratoire de titrage – Renseignements pour l’enseignant	1.82
ANNEXE 14 : Équilibrage des réactions de neutralisation	1.85
ANNEXE 15 : Expérience – Douze solutions mystères	1.86
ANNEXE 16 : Douze solutions mystères – Guide de préparation.....	1.88
ANNEXE 17 : Clé n° 1 pour l’enseignant	1.90
ANNEXE 18 : Clé n° 2 pour l’enseignant	1.91
ANNEXE 19 : Élaboration d’une échelle d’évaluation de l’expérience.....	1.93
ANNEXE 20 : Évaluation – Processus de collaboration	1.94
ANNEXE 21 : Règles sur les nombres d’oxydation.....	1.95
ANNEXE 22 : Cadre de comparaison – Oxydation et réduction	1.96
ANNEXE 23 : Cadre de comparaison – Exemple de réponse.....	1.97
ANNEXE 24 : Expérience – Les réactions d’oxydoréduction	1.98
ANNEXE 25 : Exercice – Identification des réactions d’oxydoréduction.....	1.102
ANNEXE 26 : Exemple de recherche.....	1.103
ANNEXE 27 : Réflexion individuelle sur le travail de groupe	1.104



ANNEXE 1 : Élaboration de règles de solubilité

Objectif

Au cours de cette activité de laboratoire, tu devras observer des réactions de précipitation pour des solutions ioniques différentes et établir un ensemble de règles de solubilité.

Matériel

- Plaque à puits
- Compte-gouttes
- Solutions :
 - Série A : ions argent (Ag^+), ions baryum (Ba^{2+}), ions sodium (Na^+), ions ammonium (NH_4^+), ions calcium (Ca^{2+}), ions chlorure (Cl^-), ions carbonate (CO_3^{2-}), ions sulfate (SO_4^{2-}), ions nitrate (NO_3^-) et ions phosphate (PO_4^{3-})
 - Série B : ions zinc (Zn^{2+}), ions fer (Fe^{3+}), ions sodium (Na^+), ions magnésium (Mg^{2+}), ions potassium (K^+), ions chlorure (Cl^-), ions hydroxyde (OH^-), ions bromure (Br^-), ions carbonate (CO_3^{2-}) et ions acétate ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)

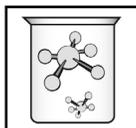
Démarche

Élabore ta propre méthode pour déterminer des règles de solubilité. Ton enseignant te remettra soit la série A, soit la série B.

***Conseil :** avant de commencer à mélanger les solutions, dessine une grille pour organiser tes observations.

Analyse

1. Les scientifiques ont élaboré une série de règles de solubilité en fonction de la solubilité d'anions avec de nombreux cations.
 - a) Énumère les cations qui n'ont pas formé de précipité.
 - b) Pour chaque anion, énumère les cations avec lesquels l'anion était insoluble (a formé un précipité).
 - c) Écris les équations moléculaire, ionique et ionique nette pour chaque réaction (n'oublie pas d'inclure les états).
2. Dresse la liste des règles de solubilité que tu as établies. Consulte un groupe qui a utilisé la série de solutions autre que la tienne et mettez en commun vos observations afin de compléter la liste des règles de solubilité. Consultez ensuite le tableau de l'annexe 5 pour déterminer comment vos résultats s'y comparent.



ANNEXE 2 : Élaboration de règles de solubilité – Renseignements pour l'enseignant

Proposer à des groupes d'élèves de faire l'expérience de laboratoire en utilisant soit la série A, soit la série B et les inviter à mettre en commun leurs observations.

Remarques : Des solutions de 1,0 mol/L peuvent être préparées au lieu de solutions 0,1 mol/L, s'il y a lieu. L'enseignant peut aussi demander aux élèves d'aider à la préparation des solutions. Il peut être souhaitable pour les élèves que les ions participant à la réaction proviennent de solutions séparées. Dans une « série A », par exemple, une solution 0,1 mol/L de NaCl pourrait être la source d'ions Na^+ et une solution 0,1 mol/L de Na_2CO_3 serait la source d'ions CO_3^{2-} . Ces solutions remplaceraient les 2 solutions 0,1 mol/L de carbonate de sodium (Na_2CO_3) étiquetées Na^+ et CO_3^{2-} mentionnées ci-dessous.

Si cette stratégie n'est pas suivie, les élèves observeront sans aucun doute des précipités « anormaux » (phénomènes) et inattendus qui peuvent être difficiles à expliquer. Il pourrait s'ensuivre une confusion, c'est pourquoi il est recommandé de procéder selon le niveau de difficulté désiré pour les élèves qui doivent expliquer les résultats.

Solutions

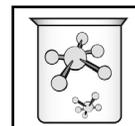
Préparer deux séries de solutions dans des flacons compte-gouttes de 25 mL :

Série A :

- 1 solution 0,1 mol/L de nitrate d'argent (AgNO_3) étiquetée Ag^+
- 2 solutions 0,1 mol/L de chlorure de baryum (BaCl_2) étiquetées Ba^{2+} et Cl^-
- 2 solutions 0,1 mol/L de carbonate de sodium (Na_2CO_3) étiquetées Na^+ et CO_3^{2-}
- 2 solutions 0,1 mol/L de sulfate d'ammonium ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) étiquetées NH_4^+ et SO_4^{2-}
- 2 solutions 0,1 mol/L de nitrate de calcium ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$) étiquetées Ca^{2+} et NO_3^-
- 1 solution 0,1 mol/L de phosphate de potassium (K_3PO_4) étiquetée PO_4^{3-}

Série B :

- 1 solution 0,1 mol/L d'acétate de zinc ($\text{Zn}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$) étiquetée Zn^{2+}
- 2 solutions 0,1 mol/L de chlorure de fer(III) (FeCl_3) étiquetées Fe^{3+} et Cl^-
- 2 solutions 0,1 mol/L d'hydroxyde de sodium (NaOH) étiquetées Na^+ et OH^-



1 solution 0,1 mol/L de bromure de magnésium (MgBr_2) étiquetée Mg^{2+}

1 solution 0,1 mol/L de bromure de sodium (NaBr) étiquetée Br^-

2 solutions 0,1 mol/L de carbonate de potassium (K_2CO_3) étiquetées K^+ et CO_3^{2-}

1 solution 0,1 mol/L d'acétate de sodium ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) étiquetée $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$

Résultats probables :

Série A :

	Cl^-	CO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}
Ag^+	PPT	PPT	PPT	pas de réaction	PPT
Ba^{2+}	pas de réaction	PPT	PPT	pas de réaction	PPT
Na^+	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction
NH_4^+	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction
Ca^{2+}	pas de réaction.	PPT	PPT	pas de réaction	PPT

PPT = précipité

1.

a) Les cations qui n'ont pas formé de précipité sont Na^+ et NH_4^+ .

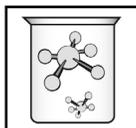
b) Cl^- a formé un précipité avec Ag^+ .

CO_3^{2-} a formé un précipité avec Ag^+ , Ba^{2+} et Ca^{2+} .

SO_4^{2-} a formé un précipité avec Ag^+ , Ba^{2+} et Ca^{2+} . Mentionnons que Ag_2SO_4 est faiblement soluble, donc il peut y avoir précipité ou non.

NO_3^- n'a formé de précipité avec aucun cation.

PO_4^{3-} a formé un précipité avec Ag^+ , Ba^{2+} et Ca^{2+} .



Série B :

	Cl ⁻	OH ⁻	Br ⁻	CO ₃ ²⁻	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻
Zn ²⁺	pas de réaction	PPT	pas de réaction	PPT	pas de réaction
Fe ³⁺	pas de réaction	PPT	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction
Na ⁺	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction
Mg ²⁺	pas de réaction	PPT	pas de réaction	PPT	pas de réaction
K ⁺	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction	pas de réaction

1.

a) Les cations qui n'ont pas formé de précipité sont Na⁺ et K⁺

b) Cl⁻ n'a formé de précipité avec aucun cation.

OH⁻ a formé un précipité avec Zn²⁺, Fe³⁺ et Mg²⁺.

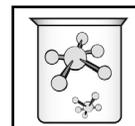
Br⁻ n'a formé de précipité avec aucun cation.

CO₃²⁻ a formé un précipité avec Zn²⁺ et Mg²⁺.

C₂H₃O₂⁻ n'a formé de précipité avec aucun cation.

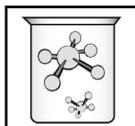
2. Règles de solubilité

- i) La plupart des sels nitrates (NO₃⁻) sont solubles.
- ii) La plupart des sels contenant des ions métalliques alcalins (Li⁺, Na⁺, K⁺, Rb⁺, Cs⁺) et l'ion ammonium (NH₄⁺) sont solubles.
- iii) La plupart des sels de chlorure (Cl⁻), de bromure (Br⁻) et d'iodure (I⁻) sont solubles. Les sels contenant des ions Ag⁺, Pb²⁺ et Hg₂²⁺ sont des exceptions marquantes.
- iv) La plupart des sels de sulfate (SO₄²⁻) sont solubles. BaSO₄, PbSO₄, HgSO₄ et CaSO₄ sont des exceptions marquantes.
- v) La plupart des sels hydroxydes sont faiblement solubles. NaOH et KOH sont les hydroxydes solubles importants. Les composés Ba(OH)₂, Sr(OH)₂ et Ca(OH)₂ sont faiblement solubles.
- vi) La plupart des sels de sulfure (S²⁻), de carbonate (CO₃²⁻), de chromate (CrO₄²⁻) et de phosphate (PO₄³⁻) sont faiblement solubles.



ANNEXE 3 : Règles de solubilité

Ions négatifs	Ions positifs	Solubilité
essentiellement tous	ions alcalins (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+)	solubles
essentiellement tous	ion hydrogène $\text{H}_{(\text{aq})}^+$	solubles
essentiellement tous	ion ammonium (NH_4^+)	solubles
nitrate, NO_3^-	essentiellement tous	solubles
acétate, CH_3COO^-	essentiellement tous (SAUF Ag^+)	solubles
chlorure, Cl^- bromure, Br^- iodure, I^-	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Cu^+ , Tl^+	faiblement solubles
	tous les autres	solubles
sulfate, SO_4^{2-}	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , Ra^{2+}	faiblement solubles
	tous les autres	solubles
sulfure, S^{2-}	ions alcalins, $\text{H}_{(\text{aq})}^+$, NH_4^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Ra^{2+}	solubles
	tous les autres	faiblement solubles
hydroxyde, OH^-	ions alcalins, $\text{H}_{(\text{aq})}^+$, NH_4^+ , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Ra^{2+} , Tl^+	solubles
	tous les autres	faiblement solubles
phosphate, PO_4^{3-} carbonate, CO_3^{2-} sulfite, SO_3^{2-}	ions alcalins, $\text{H}_{(\text{aq})}^+$, NH_4^+	solubles
	tous les autres	faiblement solubles
chromate, CrO_4^{2-}	Ba^{2+} , Sr^{2+} , Pb^{2+} , Ag^+	faiblement solubles
	tous les autres	solubles



ANNEXE 4 : Prédiction des réactions de précipitation

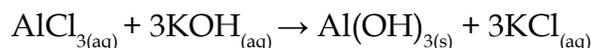
À partir d'un tableau des solubilités :

- prédis les produits des réactions suivantes;
- écris une équation moléculaire équilibrée et vérifie le tableau pour déterminer la solubilité des produits;
- écris une équation ionique totale;
- écris une équation ionique nette.

Exemple 1

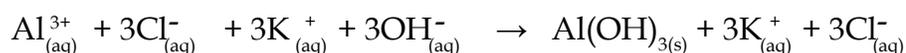
AlCl_3 réagit avec KOH .

- Al^{3+} se combine avec OH^- pour former $\text{Al}(\text{OH})_3$ et K^+ se combine avec Cl^- pour former KCl .
- L'équation moléculaire équilibrée sera :

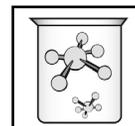
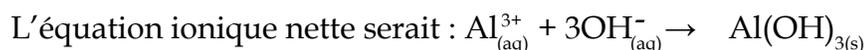
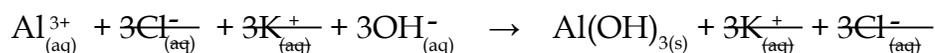


Remarque dans le tableau des solubilités que l'ion Al^{3+} est insoluble avec l'ion OH^- et forme un précipité.

- Les composés qui sont écrits comme étant aqueux se séparent en leurs cations et anions respectifs. Les solides sont écrits sous leur forme moléculaire.



- Les ions qui se trouvent des deux côtés de la réaction sont appelés ions spectateurs. Ils sont biffés (annulés) quand on écrit l'équation ionique nette.



Exemple 2

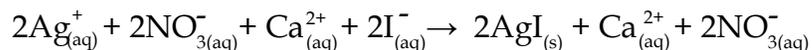
AgNO₃ réagit avec CaI₂.

- a) Ag⁺ se combine avec I⁻ pour former AgI et Ca²⁺ se combine avec NO₃⁻ pour former Ca(NO₃)₂.
- b) L'équation moléculaire équilibrée sera :

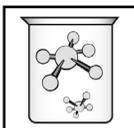
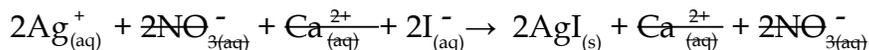


Remarque dans le tableau des solubilités que l'ion Ag⁺ est insoluble lorsqu'il est combiné à l'ion I⁻ et forme donc un précipité.

- c) Les composés qui sont écrits comme étant aqueux se séparent en leurs cations et anions respectifs. Les solides sont écrits sous leur forme moléculaire.

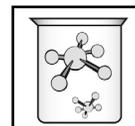


- d) Les ions qui se trouvent des deux côtés de la réaction sont appelés ions spectateurs. Ils sont biffés (annulés) quand on écrit l'équation ionique nette.



ANNEXE 5 : Tableau des couleurs

Ion	Symbole	Couleur
Chrome(II)	Cr^{2+}	Bleu
Chrome(III)	Cr^{3+}	Vert
Cobalt(II)	Co^{2+}	Rose
Chromate	CrO_4^{2-}	Jaune
Bichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Orange
Cuivre(I)	Cu^+	Vert
Cuivre(II)	Cu^{2+}	Bleu
Fer(II)	Fe^{2+}	Vert
Fer(III)	Fe^{3+}	Jaune pâle
Manganèse(II)	Mn^{2+}	Rose
Permanganate	MnO_4^-	Mauve
Nickel(II)	Ni^{2+}	Vert



ANNEXE 6 : Identification de solutions inconnues – Renseignements pour l'enseignant

Former des groupes d'élèves et leur présenter quatre solutions inconnues. Leur proposer d'identifier chaque solution en utilisant seulement une plaque à puits, un bâtonnet à café, le tableau des règles de solubilité et les solutions. Les groupes de solutions utilisées par les élèves peuvent inclure des solutions 0,1 mol/L de :

Série 1 : $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, NaOH , Na_2CO_3 , CuSO_4
Série 2 : $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, Na_3PO_4 , Na_2SO_4 , AgNO_3
Série 3 : $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, MnSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
Série 4 : $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, KI , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NaOH
Série 5 : NiSO_4 , Na_2CO_3 , MnSO_4 , NaCl
Série 6 : CuSO_4 , NaCl , Na_3PO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

Inviter les élèves à identifier correctement les quatre solutions et à expliquer comment ils ont fait pour identifier chaque solution à partir des règles de solubilité. Leur demander de répondre aux questions suivantes :

1. Peux-tu identifier ces solutions inconnues à partir de l'information contenue dans le tableau montrant la couleur des ions communs en solution aqueuse?
2. Quelles solutions ont formé un précipité quand tu les as mélangées? Peux-tu identifier des solutions inconnues à partir de ce résultat?
3. Y a-t-il des réactions qui n'ont formé aucun précipité? Peux-tu identifier des solutions inconnues d'après ce résultat?

Guide de préparation

Préparer des solutions 0,1 mol/L de chacune des substances suivantes :

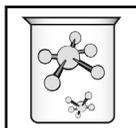
Série 1 :

Solution 1 : 2,613 g de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 0,40 g de NaOH dans 100 mL de solution

Solution 3 : 1,06 g de Na_2CO_3 dans 100 mL de solution

Solution 4 : 2,50 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution



Série 2 :

Solution 1 : 2,91 g de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 2,68 g de $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 3 : 1,421 g de Na_2SO_4 dans 100 mL de solution

Solution 4 : 1,699 g de AgNO_3 dans 100 mL de solution

Série 3 :

Solution 1 : 3,923 g de $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 1,69 g de $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 3 : 2,613 g de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ dans 100 mL de solution

Solution 4 : 2,97 g de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Série 4 :

Solution 1 : 4,04 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 1,66 g de KI dans 100 mL de solution

Solution 3 : 3,312 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dans 100 mL de solution

Solution 4 : 0,40 g de NaOH dans 100 mL de solution

Série 5 :

Solution 1 : 2,63 g de $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 1,06 g de Na_2CO_3 dans 100 mL de solution

Solution 3 : 1,69 g de $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 4 : 0,584 g de NaCl dans 100 mL de solution

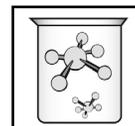
Série 6 :

Solution 1 : 2,50 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 0,584 g de NaCl dans 100 mL de solution

Solution 3 : 2,68 g de $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 4 : 2,97 g de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution



ANNEXE 7 : Habiletés de l'élève en laboratoire – Renseignements pour l'enseignant

Les habiletés de l'élève en laboratoire portent sur deux aspects : les activités de l'élève dans le laboratoire et le rapport qu'il écrit. Trop souvent, les enseignants consacrent plus d'énergie à évaluer le rapport plutôt qu'à évaluer le processus de réflexion et le travail durant le laboratoire. Les élèves comprennent-ils pourquoi ils font ce laboratoire? Obtiennent-ils les résultats attendus? Ont-ils confiance en leur technique de laboratoire lorsqu'ils voient les autres obtenir des résultats différents? Prenez en considération les suggestions qui suivent avant de concevoir votre approche d'évaluation du travail en laboratoire des élèves.

Avant le laboratoire

Habituellement, les enseignants soulignent le but, la démarche, les méthodes de collecte des données et les mesures de sécurité durant la discussion qui précède le laboratoire. Ils posent aussi des questions au groupe pour vérifier la compréhension des élèves. Ces derniers savent-ils ce qu'ils ont à faire et les raisons pour lesquelles on favorise cette approche? Le fait de s'adresser à tout le groupe continue d'être l'approche la plus appropriée pour une introduction.

Durant le laboratoire

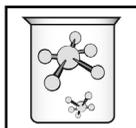
À ce point, vous avez l'occasion d'assigner à chaque élève une tâche individuelle. Les aptitudes générales en laboratoire, comme le relevé des observations ou l'utilisation de l'équipement approprié, peuvent être portées sur une liste de contrôle.

Vous pouvez également interviewer les élèves entre les étapes afin de vérifier la profondeur de leur compréhension. Cela peut se faire en posant une série de questions à chacun. En quoi ce laboratoire est-il relié à ce que vous avez appris en classe? Quelle était la logique derrière votre hypothèse? Obtenez-vous les résultats attendus? Avez-vous éprouvé des difficultés avec la démarche?

Une évaluation de ce type peut paraître longue, mais peut être allégée en utilisant une liste de contrôle et en rencontrant un nombre limité d'élèves à chaque laboratoire. En utilisant la même liste de contrôle pour chaque élève durant tout le cours, vous pouvez noter les progrès chaque fois que vous procédez à une évaluation.

Après le laboratoire

Vous dirigerez votre activité postlaboratoire habituelle. Le gros des analyses fera l'objet d'une discussion par le groupe élargi avant que les élèves rédigent leurs rapports individuels. Vous dirigerez le groupe vers une compréhension des grandes lignes que vous appuierez avec des détails à partir de l'expérience du groupe.



Par la suite, vous voudrez peut-être poser des questions à certains élèves pour vérifier leur compréhension. Que pouvez-vous conclure à partir de vos résultats? Donnez-moi une preuve précise pour appuyer votre conclusion. Quelles étaient les sources d'erreur dans votre cas? Que feriez-vous de différent une prochaine fois?

Même si ces questions peuvent être écrites dans le rapport de laboratoire, le fait de prendre du temps pour en discuter avec certains élèves vous permet d'en savoir davantage et de renforcer la compréhension. Encore une fois, il suffit peut-être de questionner certains élèves sur une base rotative.

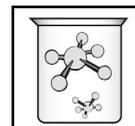
Refaire le laboratoire

On demande souvent aux élèves d'identifier les sources d'erreur possibles. Ils ont rarement la chance de resserrer les variables de contrôle et de répéter le laboratoire. Peut-être veulent-ils changer complètement d'approche pour résoudre le problème et tester à nouveau. Vous pourriez éliminer un nouveau laboratoire du cours pour que vos élèves effectuent un laboratoire déjà fait. Les élèves ont besoin de mettre en pratique leurs habiletés analytiques en essayant plus d'une fois. Après tout, ne répète-t-on pas qu'un échantillon plus large est plus pertinent?

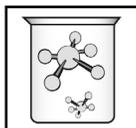
Produits variés

Les élèves peuvent résumer leur expérience dans un rapport de laboratoire. Vous pourriez aussi vous servir de protocoles de laboratoire ou de carnets de laboratoire. Les protocoles de laboratoire permettent à l'enseignant d'obtenir des réponses bien précises. Le carnet de laboratoire permet aux élèves de noter leur travail au fur et à mesure qu'ils réalisent le laboratoire, ce qui reflète davantage le processus que le produit. Vous pouvez faire les analyses, répondre aux questions et tirer les conclusions après le laboratoire.

Le tableau qui suit propose un cadre général pour un rapport de laboratoire. Il existe plusieurs autres formats qui peuvent être utilisés (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.26-11.29 et 14.11-14.12 ou d'autres ressources pour plus d'idées).

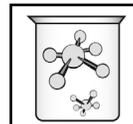


Introduction	<ul style="list-style-type: none"> ● l'objectif ou la question ● l'hypothèse* ou la prédiction <p>*Doit être appuyée d'éléments rationnels (que va-t-on trouver et pourquoi?)</p>
Méthodologie	<ul style="list-style-type: none"> ● matériel ● méthode - démarche <p>Remarque : dans beaucoup de laboratoires, cette information sera fournie. Dans les laboratoires conçus par l'élève, cette partie est plus importante et est établie par l'élève.</p>
Résultats	<p>Observations générales; peut comprendre :</p> <ul style="list-style-type: none"> ● des tableaux de données ● des graphiques et des calculs
Analyse	<p>Cette partie devrait comprendre n'importe lequel des éléments suivants qui sont pertinents au laboratoire :</p> <ul style="list-style-type: none"> ● interprétation - discussions autour des résultats ● l'hypothèse a-t-elle été corroborée? ● signification des résultats ● liens entre les résultats et des connaissances antérieures ● réponses aux questions ● analyse des erreurs - sources d'erreur ● résumé



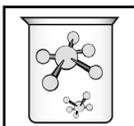
ANNEXE 8 : Liste de contrôle des habiletés de laboratoire – Habiletés générales

Habiletés générales	Attentes	Attentes pas encore satisfaites	Attentes satisfaites
- est préparé à réaliser le laboratoire.	- a lu d'avance le sommaire du laboratoire, fait des tableaux, pose les questions qui précisent la tâche plutôt que demander « Qu'est-ce que je fais maintenant ? »		
- prépare et utilise l'équipement correctement.	- choisit le bon équipement, se prépare bien (p. ex., vérifie que la hauteur de l'anneau sur le trépied à anneau est appropriée) et utilise correctement l'équipement (p. ex., allumer un bec Bunsen ou anesthésier les mouches des cerises).		
- suit des procédures sécuritaires.	- fait la démonstration de procédures générales sécuritaires aussi bien que de faits précis indiqués dans le prélaboratoire.		
- note les observations.	- note ses observations personnelles au cours de l'action, utilise des approches quantitative et qualitative comme on lui demande, prend des notes de façon organisée (p. ex., en utilisant un tableau ou une clé).		
- travaille de façon indépendante (labo individuel) ou en collaboration (labo de groupe).	- connaît les tâches et se met tout de suite au travail OU partage les tâches et observations, sait écouter et est réceptif au point de vue des autres élèves.		
- gère le temps efficacement.	- divise les tâches et les ordonne afin de respecter les échéances.		
- nettoie convenablement.	- laisse la table et l'évier propres, range l'équipement, lave la surface de la table, se lave les mains.		



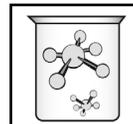
ANNEXE 9 : Liste de contrôle des habiletés de laboratoire – Capacité de raisonnement

Capacité de raisonnement	Questions	Compréhension du laboratoire		
		Limitée	Générale	Approfondie
Connaissance – compréhension	<ul style="list-style-type: none"> - Quel est le but de ce laboratoire? - Comment est-il relié à ce que tu étudies en classe? - Quels sont les fondements de ton hypothèse? - Pourquoi as-tu besoin de consignes spéciales relatives à la sécurité pour ce laboratoire? - Quels conseils as-tu reçus pour éliminer les produits chimiques? 			
Mise en application – analyse	<ul style="list-style-type: none"> - Comment as-tu décidé de la démarche? - Cette démarche présente-t-elle des difficultés? - Obtiens-tu les résultats attendus? - Quel graphique, diagramme ou tableau concevrais-tu pour illustrer ces résultats? - Vois-tu une tendance dans tes données? - Y a-t-il des points de données qui ne suivent pas la tendance? 			
Synthèse – évaluation	<ul style="list-style-type: none"> - Que peux-tu conclure à partir de tes résultats? - Donne une preuve précise pour appuyer ta conclusion. - Quelles étaient les sources d'erreur pour cet essai? - Que ferais-tu de différent dans un second essai? Que ferais-tu de la même façon? - Comment tes deux essais se comparent-ils? 			



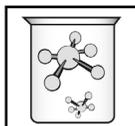
ANNEXE 10 : Notes explicatives – Écriture des équations ioniques nettes

Résous le problème en indiquant toutes les étapes	Décris en mots chaque étape du processus
$\text{Na}_2\text{S} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{FeS}$	Étape 1 : Prédise les produits de la réaction à double déplacement et assure-toi que l'équation est équilibrée.
$\text{Na}_2\text{S}_{(\text{aq})} + \text{FeSO}_{4(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + \text{FeS}_{(\text{s})}$	Étape 2 : Ajoute « aq » ou « s » en indice à chaque espèce pour indiquer s'il s'agit d'un produit soluble ou faiblement soluble (c.-à-d., écris l'équation moléculaire).
$2\text{Na}_{(\text{aq})}^+ + \text{S}_{(\text{aq})}^{2-} + \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-} \rightarrow 2\text{Na}_{(\text{aq})}^+ + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-} + \text{FeS}_{(\text{s})}$	Étape 3 : Écris l'équation ionique en séparant les espèces solubles en leurs ions.
$\cancel{2\text{Na}_{(\text{aq})}^+} + \text{S}_{(\text{aq})}^{2-} + \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + \cancel{\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}} \rightarrow \cancel{2\text{Na}_{(\text{aq})}^+} + \cancel{\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}} + \text{FeS}_{(\text{s})}$	Étape 4 : Annule (biffe) tous les ions spectateurs et réécris l'équation.
$\text{S}_{(\text{aq})}^{2-} + \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} \rightarrow \text{FeS}_{(\text{s})}$	Ce qui donne l'équation ionique nette.



ANNEXE 11 : Exercice – Écriture des équations ioniques nettes

Résous le problème en indiquant toutes les étapes	Décris en mots chaque étape du processus
$\text{BaCl}_2 + \text{Na}(\text{PO}_4)_3 \rightarrow$	Étape 1 : Prédise les produits de la réaction à double déplacement et assure-toi que l'équation est équilibrée.
	Étape 2 : Ajoute « aq » ou « s » en indice à chaque espèce pour indiquer s'il s'agit d'un produit soluble ou faiblement soluble (c.-à-d. écris l'équation moléculaire).
	Étape 3 : Écris l'équation ionique en séparant les espèces solubles en leurs ions.
	Étape 4 : Annule (biffe) tous les ions spectateurs et réécris l'équation.
	Ce qui donne l'équation ionique nette.



ANNEXE 12 : Laboratoire de titrage

Le titrage est un procédé qui sert généralement à déterminer la concentration inconnue de substances. Dans cette expérience, tu dois ajouter des gouttes d'une solution de concentration connue d'hydroxyde de sodium à un bécher contenant une concentration connue d'acide sulfurique jusqu'à ce qu'il y ait neutralisation. Le nombre de moles de chaque réactif peut ensuite être calculé à partir des volumes présents, de sorte que leur rapport puisse être comparé au rapport des coefficients dans l'équation équilibrée.

Matériel

- 1 bécher de 50 mL
- 3 micropipettes
- indicateur à la phénolphthaléine
- cylindre gradué 10 mL
- eau distillée
- solution 0,1 mol/L de NaOH
- solution 0,1 mol/L de H₂SO₄

Démarche

1. À l'aide d'un cylindre gradué 10 mL et d'une micropipette, compte et inscris le nombre de gouttes ajoutées pour obtenir 1,0 mL d'eau distillée. Répète cette étape deux autres fois.
REMARQUE : pour maximiser la reproductibilité et la précision des résultats, tiens la micropipette verticalement et appuie sur la poire doucement. Évite de faire entrer des bulles d'air dans la tige de la pipette, car tu pourrais obtenir des demi-gouttes ou des quarts de gouttes.
2. Ajoute 5 mL d'eau distillée et une goutte d'indicateur à la phénolphthaléine à un bécher de 50 mL. Mélange bien en faisant tourner le liquide dans le bécher.
3. Utilise une deuxième micropipette (pour éviter la contamination des solutions) pour ajouter 20 gouttes d'une solution 0,1 mol/L de H₂SO₄ au bécher. Mélange bien la solution.
4. Avec une troisième micropipette, ajoute la solution 0,1 mol/L de NaOH goutte à goutte jusqu'à ce que la couleur de la solution soit permanente. Mélange doucement la solution après l'ajout de chaque goutte en la faisant tourner lentement dans le bécher. Inscris le nombre de gouttes nécessaires pour atteindre le point de virage (la fin du titrage).
REMARQUE : le point de virage correspond au moment où une goutte d'un acide ou d'une base change de façon permanente la couleur de l'indicateur utilisé pour le titrage.
5. Rince le contenu des béchers dans l'évier en faisant couler beaucoup d'eau (le rinçage final doit être fait à l'eau distillée) et répète les étapes 2 à 4 deux autres fois (trois au total).

*Les nombres de gouttes des trois essais ne doivent pas différer de plus d'une goutte. Si tu as fait une erreur, si tu manques le point de virage ou si tu as oublié de compter des gouttes, recommence l'essai. N'efface pas tes résultats, mais indique ce qui a mal fonctionné.

Observations qualitatives

- Décris chaque solution avant la réaction.
- Décris la solution après avoir ajouté les gouttes de phénolphthaléine.

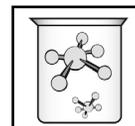


Tableau des données quantitatives

Essai	Gouttes d'eau dans 1,0 mL
1	
2	
3	
Moyenne :	

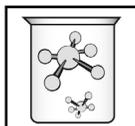
Volume d'eau utilisé (mL)	Gouttes d'acide sulfurique	Volume d'acide sulfurique (mL)	Gouttes d'hydroxyde de sodium	Volume d'hydroxyde de sodium (mL)
5	20			
5	20			
5	20			
Moyenne :				

Analyse

1. Écris une équation moléculaire équilibrée pour la réaction.
2. Dessine une représentation particulière de la réaction équilibrée.
3. Calcule le nombre moyen de gouttes nécessaires pour obtenir 1,0 mL d'eau distillée.
4. D'après les données obtenues à l'étape 2, calcule le volume de NaOH ajouté pour chaque essai.
5. Calcule le nombre moyen de moles de NaOH nécessaires pour neutraliser l'échantillon de H_2SO_4 .
6. D'après les données obtenues à l'étape 2, calcule le volume de H_2SO_4 ajouté pour chaque essai.
7. À partir de l'équation équilibrée, détermine le nombre moyen de moles présentes dans l'échantillon de H_2SO_4 .
8. Utilise les coefficients de l'équation équilibrée pour déterminer le rapport entre le nombre de moles d'hydroxyde de sodium et de moles d'acide sulfurique.
9. Utilise le nombre de moles obtenu aux étapes 4 et 5 pour déterminer le rapport entre le nombre de moles d'hydroxyde de sodium et d'acide sulfurique.

Conclusion

Indique la relation stoechiométrique entre l'hydroxyde de sodium et l'acide sulfurique.

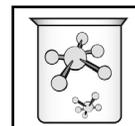


Questions

- Dessine une représentation particulière de la réaction entre l'hydroxyde de baryum et l'acide sulfurique.
 - Écris l'équation moléculaire équilibrée pour la réaction entre l'hydroxyde de baryum et l'acide sulfurique.
 - Utilise les coefficients de l'équation équilibrée pour calculer le volume d'hydroxyde de baryum nécessaire pour réagir avec 20 mL d'acide sulfurique.
- Dessine une représentation particulière de la réaction entre l'hydroxyde d'aluminium et l'acide sulfurique.
 - Écris l'équation moléculaire équilibrée de la réaction entre l'hydroxyde d'aluminium et l'acide sulfurique.
 - Utilise les coefficients de l'équation équilibrée pour calculer le volume d'hydroxyde d'aluminium nécessaire pour réagir avec 30 mL d'acide sulfurique.

Sources d'erreur

Quelles seraient des sources d'erreur possibles pour cette activité de laboratoire?
Quelles erreurs auraient pu se produire dans ton activité de laboratoire?



ANNEXE 13 : Laboratoire de titrage – Renseignements pour l'enseignant

Objectif

Démontrer la stœchiométrie d'une réaction de neutralisation entre un acide fort et une base forte.

Observations qualitatives

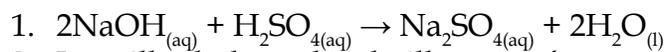
eau distillée	liquide clair, incolore
acide sulfurique	liquide clair, incolore
hydroxyde de sodium	liquide clair, incolore
phénolphtaléine	liquide clair, incolore

Tableau des données quantitatives

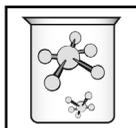
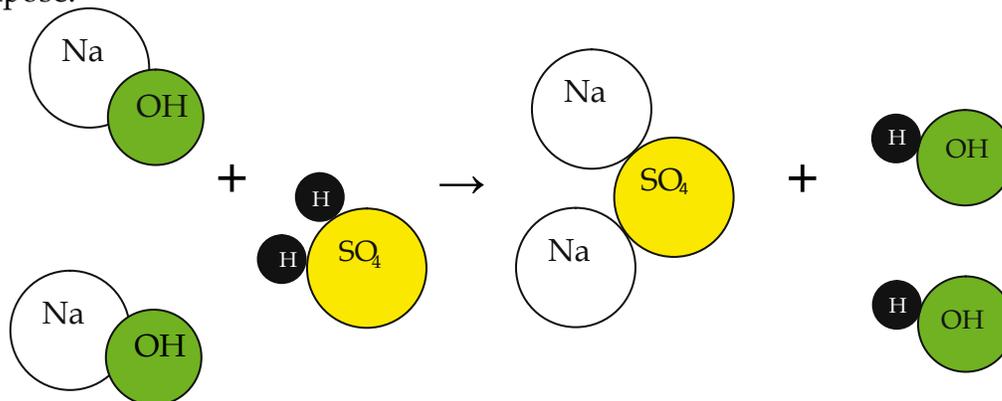
Essai	Gouttes d'eau dans 1,0 mL
1	23
2	24
3	23
Moyenne :	23

Volume d'eau utilisé (mL)	Gouttes d'acide sulfurique	Volume d'acide sulfurique (mL)	Gouttes d'hydroxyde de sodium	Volume d'hydroxyde de sodium (mL)
5	20	0,858	69	2,96
5	20	0,858	68	2,92
5	20	0,858	70	3,00
Moyenne :	20	0,858	69	2,96

Calculs



2. La taille de la molécule illustrée n'est pas une représentation fidèle de la taille réelle du composé.



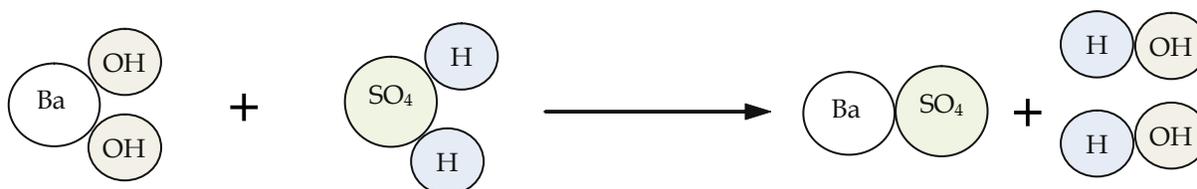
3. $23 + 24 + 23/3 = 23,3$ gouttes
4. volume de NaOH = $(1 \text{ mL}/23,3 \text{ gouttes}) \times 69 \text{ gouttes} = 2,96 \text{ mL}$ de NaOH
5. moles de NaOH = $0,10 \text{ mol/L} \times 2,96 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,000 296 \text{ mol}$ de NaOH
6. volume de H_2SO_4 = $(1 \text{ mL}/23,3 \text{ gouttes}) \times 20 \text{ gouttes} = 0,858 \text{ mL}$ de H_2SO_4
7. moles de H_2SO_4 = $0,10 \text{ mol/L} \times 0,858 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,000 085 8 \text{ mol}$ de H_2SO_4
8. coefficient NaOH/ H_2SO_4 = $2/1 = 2$
9. moles de NaOH/moles de H_2SO_4 = $0,000 296/0,000 085 8 = 3,45$

Conclusion

Les réponses varieront. Par exemple, le rapport stœchiométrique entre l'hydroxyde de sodium et l'acide sulfurique dans l'équation équilibrée est de 2 pour 1, alors que le rapport expérimental est de 3,45 pour 1.

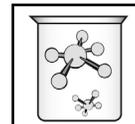
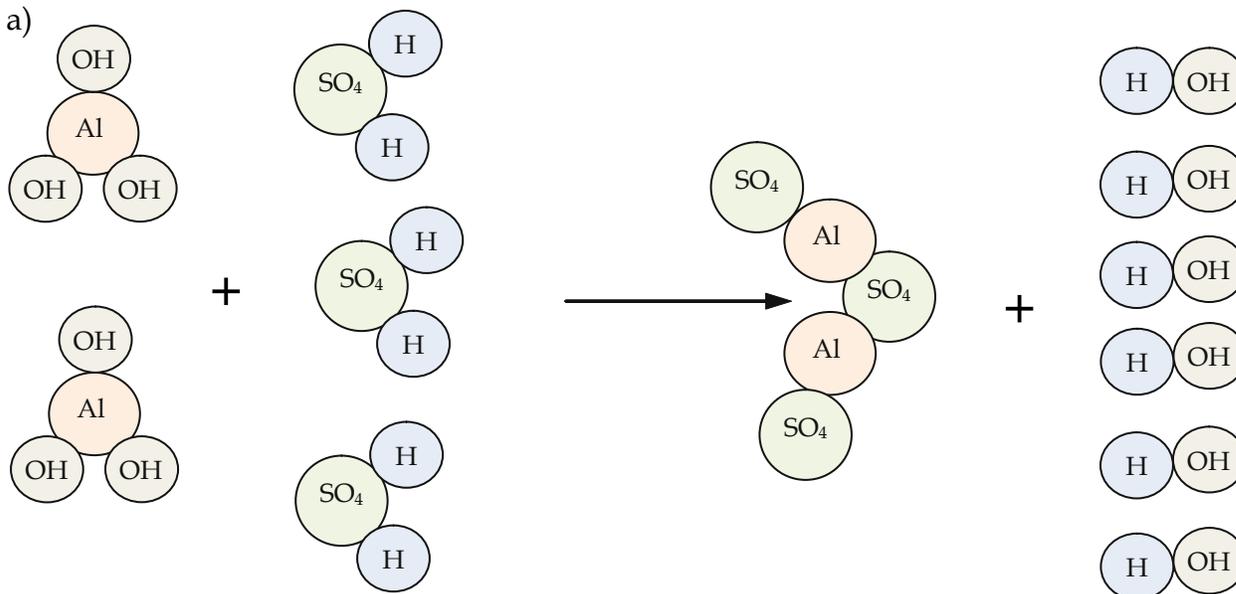
Questions

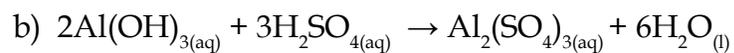
1. a)



c) Le volume d'hydroxyde de baryum nécessaire pour réagir avec 20 mL d'acide sulfurique est de 20 mL.

2. a)

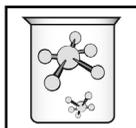




c) Le volume d'hydroxyde d'aluminium nécessaire pour réagir avec 30 mL d'acide sulfurique est de 20 mL.

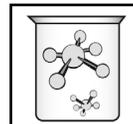
Sources d'erreur

Parmi les sources d'erreur possibles, mentionnons l'étalonnage de la micropipette et du cylindre gradué et l'exactitude des concentrations des solutions utilisées.



ANNEXE 14 : Équilibrage des réactions de neutralisation

Résous le problème en indiquant toutes les étapes	Décris en mots chaque étape du processus
$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Étape 1 : Prédise les produits de la réaction de neutralisation. Souviens-toi qu'il y a formation d'un sel et d'eau.</p>
$\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} + 2\text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	<p>Étape 2 : Vérifie si l'équation est équilibrée. Utilise les symboles « aq » ou « l » en indice pour identifier chaque espèce comme étant soluble ou faiblement soluble (écris l'équation moléculaire).</p>
$2\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}^{2-}_{4(aq)} + 2\text{Na}^+_{(aq)} + 2\text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow 2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{SO}^{2-}_{4(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	<p>Étape 3 : Écris l'équation ionique totale et indique tous les ions en solution.</p>
$\cancel{2\text{H}^+_{(aq)}} + \cancel{\text{SO}^{2-}_{4(aq)}} + \cancel{2\text{Na}^+_{(aq)}} + 2\text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \cancel{2\text{Na}^+_{(aq)}} + \cancel{\text{SO}^{2-}_{4(aq)}} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	<p>Étape 4 : Annule (biffe) tous les ions spectateurs et réécrit l'équation.</p>
$\text{H}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	<p>Écris l'équation ionique nette.</p>



ANNEXE 15 : Expérience – Douze solutions mystères

Objectif

Tout comme des détectives, les chimistes tentent d'identifier des substances inconnues grâce à des analyses minutieuses et astucieuses. Ils doivent notamment observer les couleurs, les odeurs et les réactions des substances inconnues et les comparer avec celles de substances connues. Dans cette expérience, tu tenteras d'identifier douze composés chimiques différents en les mettant en réaction les uns avec les autres, en observant les résultats et en comparant ces résultats avec les caractéristiques connues de certains produits chimiques communs.

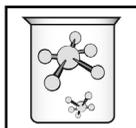
Composés chimiques

Les douze produits chimiques sont les suivants (sans aucun ordre particulier) :

- chromate de potassium (K_2CrO_4)
- chlorure d'aluminium ($AlCl_3$)
- carbonate de sodium (Na_2CO_3)
- acétate de sodium ($NaCH_3COO$)
- acide chlorhydrique (HCl)
- hydroxyde de sodium ($NaOH$)
- hydroxyde d'ammonium/ammoniaque (NH_4OH)
- nitrate de fer(III) ($Fe(NO_3)_3$)
- nitrate d'argent ($AgNO_3$)
- sulfate de cuivre(II) ($CuSO_4$)
- chlorure de nickel(II) ($NiCl_2$)
- nitrate de plomb(II) ($Pb(NO_3)_2$).

Recherche et planification

Avant d'amorcer l'expérience, tu dois faire des recherches poussées sur la couleur caractéristique des solutions, leur odeur caractéristique, la coloration de flamme et la couleur de tout précipité susceptible d'être créé par la combinaison de chaque espèce différente. Ton plan écrit doit inclure un tableau de données indiquant chaque espèce, les couleurs de la solution, de la flamme et du précipité potentiel, et toute autre information qui pourrait t'aider à identifier la substance inconnue.



Matériel

Le jour du laboratoire, on te fournira le matériel suivant :

- douze éprouvettes contenant chacun 8 mL d'une solution différente
- plaques à puits
- bâtonnets à café ou cure-dents
- cotons-tiges/fil de platine pour le test à la flamme ou tiges de bois humectées
- brûleur Bunsen
- allumettes
- papier de tournesol
- 10 micropipettes
- gants
- eau distillée

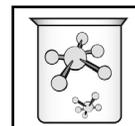
Essaie de ne pas gaspiller tes échantillons parce qu'on ne pourra pas t'en fournir d'autres. Ne suppose pas que les séries de solutions que les autres groupes utilisent ont été numérotées de la même façon – ce n'est pas le cas!

Rapport de laboratoire

Après avoir consigné toutes tes observations au laboratoire, tu auras du temps pour essayer d'identifier chacune des solutions inconnues. Le rapport de laboratoire doit inclure une explication logique de la méthode qui t'a permis d'identifier chaque solution. Indique les équations ioniques de tout précipité que tu auras observé.

Conseils de sécurité

Toutes les solutions doivent être traitées comme si elles étaient toxiques et corrosives. Évite d'inhaler les vapeurs. Certaines réactions peuvent se produire très rapidement, et d'autres, plus lentement. Observe chaque réaction pendant au moins deux minutes avant d'éliminer les produits. Les réactions gazeuses (formation de bulles) sont immédiates. Rince complètement le bâtonnet à café après chaque usage. Dépêche-toi, car le temps est limité. Fais-en bon usage!



ANNEXE 16 : Douze solutions mystères – Guide de préparation

Faire ces solutions à l'avance ou demander aux élèves de les préparer dans le cadre du RAS C11-4-15 (en 11^e année). Préparer une solution, compte tenu de la masse du soluté (en grammes) et du volume de solution (en millilitres) et déterminer la concentration en moles/litre.

Matériel

Plaques à puits, bâtonnets à café, cotons-tiges/fil pour le test à la flamme ou tiges de bois humectées, brûleurs Bunsen, allumettes, papier de tournesol, micropipettes (10 par groupe), gants, eau distillée, portoir à éprouvettes (12 × 10/groupe = 120 éprouvettes), bouchons/film de paraffine ou de plastique pour couvrir les éprouvettes

100 mL des solutions suivantes :

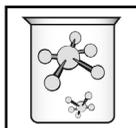
- 0,2 mol/L de K_2CrO_4 – préparation : dissoudre 3,88 g de K_2CrO_4 dans 100 mL d'eau distillée
- 1,0 mol/L de $AlCl_3 \cdot 6H_2O$ – préparation : dissoudre 24,14 g de $AlCl_3$ dans 100 mL d'eau distillée
- 1,0 mol/L de Na_2CO_3 – préparation : dissoudre 10,6 g de Na_2CO_3 dans 100 mL d'eau distillée
- 1,0 mol/L de $NaCH_3COO \cdot 3H_2O$ – préparation : dissoudre 13,61 g de $NaCH_3COO$ dans 100 mL d'eau distillée
- 6,0 mol/L de HCl – préparation : mélanger 49,6 mL dans 100 mL d'eau distillée
- 6,0 mol/L de $NaOH$ – préparation : dissoudre 24,0 g de $NaOH$ dans 100 mL d'eau distillée
- 6,0 mol/L de NH_4OH – préparation : mélanger 40,5 mL dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$ – préparation : dissoudre 4,04 g de $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$ dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $AgNO_3$ – préparation : dissoudre 1,7 g de $AgNO_3$ dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $CuSO_4$ – préparation : dissoudre 2,5 g de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $NiCl_2 \cdot 6H_2O$ – préparation : dissoudre 2,38 g de $NiCl_2$ dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $Pb(NO_3)_2$ – préparation : dissoudre 3,31 g de $Pb(NO_3)_2$ dans 100 mL d'eau distillée

Les solutions de 100 mL doivent être faites à l'avance.

Les éprouvettes peuvent être étiquetées au préalable : série 1, éprouvette 1, etc.

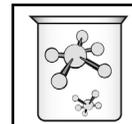
Donner à chaque élève un échantillon de 8 à 10 mL de chaque solution (12 éprouvettes différentes) placées dans un portoir.

Voir la clé pour l'enseignant fournie pour chaque série d'éprouvettes.



Clé pour l'enseignant, par série de solutions

Substance	Groupes 1 et 9	Groupes 2 et 10	Groupes 3 et 6	Groupes 4 et 7	Groupes 5 et 8
K_2CrO_4	3	1	2	3	4
$AlCl_3$	5	5	6	7	8
Na_2CO_3	6	9	10	11	12
$NaCH_3COO$	1	4	1	2	3
HCl	11	8	5	6	7
$NaOH$	4	12	9	10	11
NH_4OH	7	3	4	1	2
$Fe(NO_3)_3$	10	7	8	5	6
$AgNO_3$	2	11	12	9	10
$CuSO_4$	8	2	3	4	1
$NiCl_2$	12	6	7	8	5
$Pb(NO_3)_2$	9	10	11	12	9

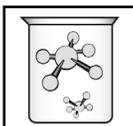


LES RÉACTIONS EN SOLUTION AQUEUSE

ANNEXE 17 : Clé n° 1 pour l'enseignant

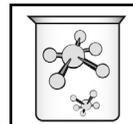
Exemple de ce que les élèves ont pu préparer avant de réaliser l'expérience de laboratoire :

	K ₂ CrO ₄	AlCl ₃	Na ₂ CO ₃	NaCH ₃ COO	HCl	NaOH	NH ₄ OH	Fe(NO ₃) ₃	AgNO ₃	CuSO ₄	NiCl ₂	Pb(NO ₃) ₂
K ₂ CrO ₄		Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt	Ag ₂ CrO ₄	Pas de ppt	Pas de ppt	PbCrO ₄
AlCl ₃			Al ₂ (CO ₃) ₃	Pas de ppt	Pas de ppt	Al(OH) ₃	Al(OH) ₃	Pas de ppt	AgCl	Pas de ppt	Pas de ppt	PbCl ₂
Na ₂ CO ₃				Pas de ppt	gaz	Pas de ppt	Pas de ppt	Fe ₂ (CO ₃) ₃	AgCO ₃	CuCO ₃	NiCO ₃	PbCO ₃
NaCH ₃ COO					Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt	AgCH ₃ COO	Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt
HCl						Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt	AgCl	Pas de ppt	Pas de ppt	PbCl ₂
NaOH							Pas de ppt	Fe ₂ (OH) ₃	AgOH	Cu(OH) ₂	Ni(OH) ₂	Pb(OH) ₂
NH ₄ OH								Fe ₂ (OH) ₃	AgOH	Cu(OH) ₂	Ni(OH) ₂	Pb(OH) ₂
Fe(NO ₃) ₃									Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt	Pas de ppt
AgNO ₃										Ag ₂ SO ₄	AgCl	Pas de ppt
CuSO ₄											Pas de ppt	PbSO ₄
NiCl ₂												PbCl ₂
Pb(NO ₃) ₂												



ANNEXE 18 : Clé n° 2 pour l'enseignant

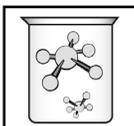
Substance	Couleur/ odeur de la solution	Couleur du papier de tournesol	Coloration de flamme	Réagit avec	Pour former	Couleur du ppt
K_2CrO_4	Jaune	Bleu	Violet	$AgNO_3$ $Pb(NO_3)_2$	Ag_2CrO_4 $PbCrO_4$	Rouge brique Jaune
$AlCl_3$		Neutre		Na_2CO_3 $NaOH$ $AgNO_3$ $Pb(NO_3)_2$	$Al_2(CO_3)_3$ $Al(OH)_3$ $AgCl$ $PbCl_2$	Blanc Blanc Blanc* Jaune
Na_2CO_3		Bleu	Jaune	HCl $Fe(NO_3)_3$ $AgNO_3$ $CuSO_4$ $NiCl_2$ $Pb(NO_3)_2$ $AlCl_3$	Bulles $Fe(CO_3)_3$ $AgCO_3$ $CuCO_3$ $NiCO_3$ $PbCO_3$ $Al_2(CO_3)_3$	Bulles Blanc* Blanc Blanc Blanc Blanc
$NaCH_3COO$		Bleu	Jaune	$AgNO_3$	$AgCH_3COO$	Blanc*
HCl		Rose		$AgNO_3$ $Pb(NO_3)_2$ Na_2CO_3	$AgCl$ $PbCl_2$ Bulles	Blanc* Jaune Bulles
$NaOH$		Bleu		$Fe(NO_3)_3$ $AgNO_3$ $CuSO_4$ $NiCl_2$ $Pb(NO_3)_2$ $AlCl_3$	$Fe(OH)_3$ $AgOH$ $Cu(OH)_2$ $Ni(OH)_2$ $Pb(OH)_2$ $Al(OH)_3$	Blanc Brun Blanc Blanc Blanc Blanc
NH_4OH	Forte odeur	Bleu		$Fe(NO_3)_3$ $AgNO_3$ $CuSO_4$ $NiCl_2$ $Pb(NO_3)_2$ $AlCl_3$	$Fe(OH)_3$ $AgOH$ $Cu(OH)_2$ $Ni(OH)_2$ $Pb(OH)_2$ $Al(OH)_3$	Blanc Brun* Blanc Blanc Blanc Blanc
$Fe(NO_3)_3$	Jaune pâle	Neutre		Na_2CO_3 $NaOH$	$Fe_2(CO_3)_3$ $Fe(OH)_3$	Blanc Blanc/brun
$AgNO_3$		Neutre		$NiCl_2$ K_2CrO_4 $AlCl_3$ Na_2CO_3 $NaCH_3COO$	$AgCl$ Ag_2CrO_4 $AgCl$ Ag_2CO_3 $AgCH_3COO$	Blanc* Rouge brique Blanc* Blanc* Blanc*



ANNEXE 18 : Clé n° 2 pour l'enseignant (suite)

Substance	Couleur/ odeur de la solution	Couleur du papier de tournesol	Coloration de flamme	Réagit avec	Pour former	Couleur du ppt
AgNO ₃		Neutre		NiCl ₂ K ₂ CrO ₄ AlCl ₃ Na ₂ CO ₃ NaCH ₃ COO HCl NaOH CuSO ₄	AgCl Ag ₂ CrO ₄ AgCl Ag ₂ CO ₃ AgCH ₃ COO AgCl AgOH Ag ₂ SO ₄	Blanc* Rouge brique Blanc* Blanc* Blanc* Blanc* Brun Blanc*
CuSO ₄	Bleu	Neutre	Vert bleuté	Pb(NO ₃) ₂ Na ₂ CO ₃ NaOH	PbSO ₄ CuCO ₃ Cu(OH) ₂	Blanc Blanc Blanc
NiCl ₂	Vert/bleu vert	Neutre		Pb(NO ₃) ₂ Na ₂ CO ₃ NaOH AgNO ₃	PbCl ₂ NiCO ₃ Ni(OH) ₂ AgCl	Jaune Blanc Blanc Blanc*
Pb(NO ₃) ₂		Neutre	Blanc bleuté	K ₂ CrO ₄ AlCl ₃ Na ₂ CO ₃ HCl NaOH CuSO ₄ NiCl ₂	PbCrO ₄ PbCl ₂ PbCO ₃ PbCl ₂ Pb(OH) ₂ PbSO ₄ PbCl ₂	Jaune Jaune Blanc Jaune Blanc Blanc Jaune

*La plupart des précipités d'argent ont d'abord une couleur blanche ou blanc grisâtre, mais virent ensuite au mauve, brun ou noir.

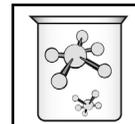


ANNEXE 19 : Élaboration d'une échelle d'évaluation de l'expérience

Nom : _____

Titre de l'expérience : _____

	1	2	3	4
La méthodologie expérimentale vérifie l'hypothèse.				
L'énoncé du problème justifie la nécessité de l'expérience.				
La démarche est complète, claire et décrite de manière séquentielle.				
Une variable indépendante est clairement identifiée.				
Le plan permet de contrôler et mesurer avec exactitude la variable indépendante.				
Une variable dépendante est clairement identifiée.				
Le concept fait en sorte que la variable dépendante est mesurée avec exactitude.				
L'expérience comprend des mesures de contrôle adéquates.				
La marge d'erreur est indiquée et on a ajouté un commentaire réfléchi sur la réduction des erreurs.				
Une liste complète du matériel nécessaire est fournie.				
On décrit une stratégie conforme d'utilisation de mesures et d'essais répétés.				
La méthodologie expérimentale tient compte des mesures de sécurité indiquées.				
Le compte rendu est soigné, présentable et bien organisé.				
On utilise une langue et un vocabulaire adéquats et des phrases complètes.				
Des instructions sont données pour le nettoyage et l'élimination des déchets.				



ANNEXE 20 : Évaluation – Processus de collaboration

Évaluation du travail d'équipe

Évaluer les processus de collaboration à l'aide de l'échelle suivante.

Échelle d'évaluation

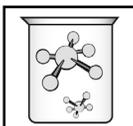
4 – Nous avons été systématiquement forts sur ce point.

3 – Nous avons été généralement efficaces sur ce point.

2 – Nous avons été parfois efficaces sur ce point.

1 – Nous n'avons pas été efficaces sur ce point. Nous avons eu des problèmes que nous n'avons pas essayé de résoudre.

Processus de groupe	Note
<ul style="list-style-type: none"> • Nous avons respecté les visions et les forces individuelles des membres du groupe. • Nous avons encouragé chaque personne à participer aux discussions de groupe et aux processus de prise de décisions. • Nous avons remis en question les idées de chacun, sans toutefois faire d'attaque personnelle. • Nous avons essayé d'explorer un large éventail d'idées et de perspectives avant de prendre des décisions. • Nous avons fait un partage équitable des tâches et des responsabilités. • Nous avons réglé avec succès les problèmes liés à l'absence ou au désintérêt des membres. • Nous avons pris des décisions consensuelles. • Nous avons fait un usage productif de notre temps. 	



ANNEXE 21 : Règles sur les nombres d'oxydation

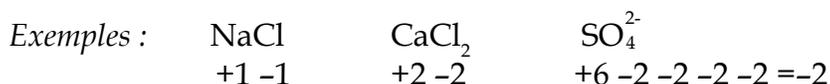
Règle 1 : Le nombre d'oxydation de tout atome libre (ou de ses multiples) est 0.



Règle 2 : Le nombre d'oxydation d'un ion (simple ou complexe) correspond à la charge ionique de celui-ci.



Règle 3 : Dans un composé, la somme de tous les nombres d'oxydation de chaque partie doit évaluer la charge totale de ce composé ou de cet ion complexe.



Règle 4 : Le nombre d'oxydation de l'hydrogène est +1, sauf dans le cas des hydrures métalliques où H est l'anion (p. ex., CaH_2 , LiH). Dans leur cas, le nombre d'oxydation de l'hydrogène est -1.

Règle 5 : Le nombre d'oxydation de l'oxygène est -2, sauf dans le cas des peroxydes (H_2O_2 , Na_2O_2), où il est égal à 1, et lorsque l'oxygène est combiné au fluor ($O = +2$).

Règle 6 : Le nombre d'oxydation des éléments du groupe 1 (IA) est +1.

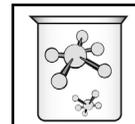
Règle 7 : Le nombre d'oxydation des éléments du groupe 2 (IIA) est +2.

Règle 8 : Dans la plupart des cas, le nombre d'oxydation des éléments de la 17^e colonne du tableau périodique (groupe VIIA) est -1.

Règle 9 : Dans un composé formé d'ions complexes, le nombre d'oxydation de chaque élément peut être déterminé en utilisant la charge de l'ion complexe.

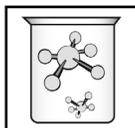
Exemple :

- Le composé $Ni_2(SO_4)_3$ contient les ions Ni^{3+} et SO_4^{2-} .
- Puisque le nombre d'oxydation de l'oxygène est -2 selon la règle 5 (pour une charge totale de -8), S doit être +6 afin de résulter en une charge de -2 pour l'ion sulfate.
- Donc,



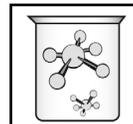
ANNEXE 22 : Cadre de comparaison - Oxydation et réduction

Oxydation	Réduction
Définition historique :	Définition historique :
Exemple :	Exemple :
Définition actuelle :	Définition actuelle :
Exemple :	Exemple :
Truc pour mémoriser :	Truc pour mémoriser :
<p>Quand on équilibre une réaction d'oxydoréduction :</p> <p>Une substance est _____;</p> <p>cette substance est aussi l'agent _____.</p> <p>Son nombre d'oxydation (augmente ou diminue?) _____.</p>	<p>Quand on équilibre une réaction d'oxydoréduction :</p> <p>Une substance est _____;</p> <p>cette substance est aussi l'agent _____.</p> <p>Son nombre d'oxydation (augmente ou diminue?) _____.</p>



ANNEXE 23 : Cadre de comparaison - Exemple de réponse

Oxydation	Réduction
<p>Définition historique :</p> <p>Gain d'oxygène</p> <p>Exemple :</p> $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	<p>Définition historique :</p> <p>Perte d'oxygène</p> <p>Exemple :</p> $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
<p>Définition actuelle :</p> <p>Perte d'électrons</p> <p>Exemple :</p> $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \text{MgS}$ <p>(Mg est oxydé)</p>	<p>Définition actuelle :</p> <p>Gain d'électrons</p> <p>Exemple :</p> $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \text{MgS}$ <p>(Le soufre est réduit)</p>
<p>Truc pour mémoriser :</p> <p>OXPER</p>	<p>Truc pour mémoriser :</p> <p>RÉGAIN</p>
<p>Quand on équilibre une réaction d'oxydo-réduction :</p> <p>Une substance est <u>oxydée</u>; cette substance est aussi l'<u>agent réducteur</u>.</p> <p>Son nombre d'oxydation <u>augmente</u>.</p>	<p>Quand on équilibre une réaction d'oxydo-réduction :</p> <p>Une substance est <u>réduite</u>; cette substance est aussi l'<u>agent oxydant</u>.</p> <p>Son nombre d'oxydation <u>diminue</u>.</p>



ANNEXE 24 : Expérience - Les réactions d'oxydoréduction*

Objectifs

Cette activité de laboratoire te permettra de visiter 13 stations aménagées dans le laboratoire en compagnie d'un ou de plusieurs partenaires. À chaque station, vous devrez observer une réaction chimique, déterminer s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifier les substances oxydées et réduites, ainsi que les agents oxydants et réducteurs.

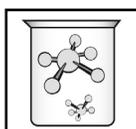
Matériel

- Station 1 : solution de HCl 0,1 mol/L; ruban de magnésium de 2 cm; allumettes; éprouvette n° 1
- Station 2 : solution de H₂SO₄ 0,1 mol/L; copeaux de CaCO₃; allumettes; éprouvette n° 2
- Station 3 : solution de NaOH 0,1 mol/L; indicateur universel; HCl 0,1 mol/L; éprouvette n° 3
- Station 4 : cristaux de AgNO₃; eau distillée; fil de cuivre; éprouvette n° 4
- Station 5 : solution de CuCl₂ 0,1 mol/L; papier d'aluminium; éprouvette n° 5
- Station 6 : solution de KI 0,1 mol/L; solution de Pb(NO₃)₂ 0,1 mol/L; éprouvette n° 6
- Station 7 : solution de CuSO₄ 0,1 mol/L; solution de NaOH 0,1 mol/L; éprouvette n° 7
- Station 8 : ruban de magnésium; pinces à creuset; brûleur; éprouvette n° 8
- Station 9 : solution de H₂O₂ 3 %; solution saturée de KI; éclisse de bois; allumettes; éprouvette n° 9
- Station 10 : vinaigre (solution d'acide acétique 5 %); bicarbonate de soude; éprouvette n° 10
- Station 11 : CaCO₃; pinces à éprouvettes; brûleur; bouchon de caoutchouc à un trou avec tube de verre; éprouvette contenant une solution de Ca(OH)₂; éprouvette n° 11
- Station 12 : ruban de Mg; solution de CuSO₄ 0,1 mol/L; éprouvette n° 12
- Station 13 : calcium; eau distillée; éclisse de bois; allumettes; éprouvette n° 13

Démarche

Station 1 : Remplissez l'éprouvette n° 1 à ¼ avec la solution de HCl. Ajoutez-y le ruban de magnésium. Notez vos observations. Vérifiez la présence de gaz en plaçant une allumette qui brûle à l'embouchure de l'éprouvette. S'il s'agit d'hydrogène, vous devriez entendre un léger éclatement.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.



Station 2 : Remplissez l'éprouvette n° 2 à $\frac{1}{4}$ avec la solution d'acide sulfurique (H_2SO_4). Ajoutez-y un morceau de carbonate de calcium (CaCO_3). Notez vos observations. Vérifiez la présence de gaz en plaçant une allumette qui brûle à l'embouchure de l'éprouvette. S'il s'agit de dioxyde de carbone, la flamme devrait s'éteindre.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 3 : Remplissez l'éprouvette n° 3 à $\frac{1}{4}$ avec la solution d'hydroxyde de sodium (NaOH). Ajoutez-y quelques gouttes d'indicateur universel. L'indicateur change de couleur selon le pH. Le bleu et le violet signifient qu'il s'agit d'une base. Le rouge, l'orange et le jaune signifient qu'il s'agit d'un acide. Le vert signifie que la solution est neutre. Quelle est la couleur de l'indicateur dans la solution d'hydroxyde de sodium? Ajoutez des gouttes d'acide chlorhydrique (HCl) jusqu'à ce que la solution devienne verte.

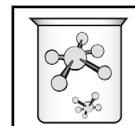
Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 4 : Placez un cristal de nitrate d'argent (AgNO_3) dans l'éprouvette n° 4. Remplissez l'éprouvette à $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée. Enroulez un fil de cuivre autour de votre doigt afin de créer une bobine de fil. Placez le fil dans la solution de nitrate d'argent. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 5 : Remplissez l'éprouvette n° 5 à $\frac{1}{4}$ avec la solution de chlorure de cuivre(II) (CuCl_2). Ajoutez-y un morceau de papier d'aluminium. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.



Station 6 : Remplissez l'éprouvette n° 6 à $\frac{1}{4}$ avec la solution d'iodure de potassium (KI). Ajoutez-y quelques gouttes de nitrate de plomb(II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$). Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 7 : Remplissez l'éprouvette n° 7 à $\frac{1}{4}$ avec la solution de sulfate de cuivre(II) (CuSO_4). Ajoutez-y quelques gouttes d'hydroxyde de sodium (NaOH). Notez vos observations.

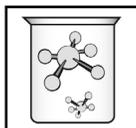
Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 8 : Tenez un morceau de ruban de magnésium à l'aide de pinces à creuset. Allumez le brûleur et faites chauffer le magnésium. Une fois que le magnésium commence à brûler, placez-le dans l'éprouvette n° 8. Notez vos observations. ATTENTION : évitez d'observer directement le magnésium lorsqu'il brûle. La lumière pourrait endommager vos yeux.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 9 : Remplissez l'éprouvette n° 9 à $\frac{1}{4}$ avec la solution de peroxyde d'hydrogène (H_2O_2). Ajoutez-y quelques gouttes de la solution saturée d'iodure de potassium (KI). Cette solution ne participe pas à la réaction. Elle permet simplement au peroxyde d'hydrogène de se décomposer. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.



Station 10 : Remplissez l'éprouvette n° 10 à $\frac{1}{4}$ avec du vinaigre (acide acétique). Ajoutez-y un peu de bicarbonate de soude. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 11 : Placez un peu de carbonate de calcium (CaCO_3) dans l'éprouvette n° 11 et scellez l'éprouvette à l'aide d'un bouchon de caoutchouc et un tube de verre inséré dans le trou du bouchon. Faites chauffer doucement l'éprouvette à l'aide d'un brûleur. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

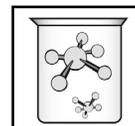
Station 12 : Remplissez l'éprouvette n° 12 à $\frac{1}{4}$ avec la solution de sulfate de cuivre(II) (CuSO_4). Ajoutez-y un morceau de ruban de magnésium d'une longueur d'environ 2 cm. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 13 : Remplissez l'éprouvette n° 13 à $\frac{1}{4}$ avec de l'eau distillée. Ajoutez-y un morceau de calcium (Ca). Notez vos observations. Vérifiez la présence de gaz en plaçant une allumette qui brûle à l'embouchure de l'éprouvette. S'il s'agit d'hydrogène, vous devriez entendre un léger éclatement.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

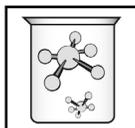
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Redox Reactions - C12 1 12 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 18 décembre 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 25 : Exercice – Identification des réactions d'oxydoréduction

Pour chacune des réactions suivantes, prédis les produits de la réaction, équilibre la réaction, identifie s'il s'agit d'une oxydoréduction et, si oui, indique la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

1. $\text{Ag} + \text{S} \rightarrow$ (synthèse)
2. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ (décomposition)
3. $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$ (synthèse)
4. $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ (déplacement simple)
5. $\text{CuF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ (déplacement double)
6. $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$ (déplacement simple)
7. $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow$ (combustion)
8. $\text{LiOH} + \text{HCl} \rightarrow$ (neutralisation)
9. $\text{Pb}(\text{OH})_4 + \text{KI} \rightarrow$ (déplacement double)
10. $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow$ (combustion)



ANNEXE 26 : Exemple de recherche

Pour en apprendre davantage sur les réactions d'oxydoréduction qui se produisent autour de vous, formez des groupes de deux ou trois élèves et préparez une présentation sur l'un des sujets suivants :

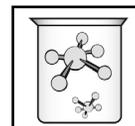
- carburant à fusée
- feux d'artifice (pièces pyrotechniques)
- agents de blanchiment/eau de Javel (enlèvement des taches, désinfection par chloration)
- photographie
- extraction de métaux du minerai
- fabrication de l'acier
- recyclage de l'aluminium
- piles à combustible
- piles/batteries
- enlèvement des ternissures (de l'argent)
- horloge à fruit
- détection de taches de sang à l'aide du luminol en criminologie
- corrosion (rouille) : processus et méthodes de prévention
- chimioluminescence/bioluminescence
- dégraissage électrolytique
- électrodéposition
- gravure photochimique
- antioxydants/agents de conservation

Ressources disponibles :

- bibliothèque
- Internet
- manuels scolaires
- courriel (communication avec un scientifique, peut-être)
- entrevues
- journaux, périodiques

Votre présentation devrait inclure l'information suivante :

- réaction d'oxydoréduction du processus choisi;
- renseignements sur les substances oxydées et réduites lors de la réaction;
- agents oxydants et réducteurs;
- effets du processus sur l'environnement et apport d'énergie nécessaire pour le processus.

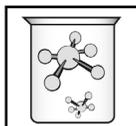


ANNEXE 27 : Réflexion individuelle sur le travail de groupe

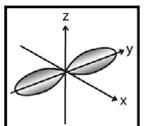
Réfléchis au travail que toi et ton groupe avez fait ensemble et évalue-le.
Après ta réflexion, discute de tes réponses avec les membres de ton groupe.

Légende : 1 - peu satisfait(e) 3 - satisfait(e) 5 - très satisfait(e)

<p>J'ai bien participé.</p> <p>1 2 3 4 5</p>	<p>Le groupe s'est bien concentré sur la tâche.</p> <p>1 2 3 4 5</p>
<p>Je me suis consciemment efforcé(e) de collaborer.</p> <p>1 2 3 4 5</p>	<p>Le groupe a bien collaboré.</p> <p>1 2 3 4 5</p>
<p>J'ai écouté les autres et j'ai bien accueilli leur apport.</p> <p>1 2 3 4 5</p>	<p>Tout le monde a contribué.</p> <p>1 2 3 4 5</p>
<p>La prochaine fois, je pourrais...</p>	<p>La prochaine fois, le groupe pourrait...</p>



LA STRUCTURE ATOMIQUE

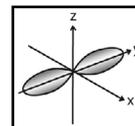


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves étudieront de façon générale le lien entre le spectre électromagnétique et la structure atomique, le développement historique du modèle quantique de l'atome et la configuration électronique de l'atome. Ils examineront aussi le lien entre les tendances périodiques des éléments et leur configuration électronique.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 8^e année, les élèves ont comparé et différencié les divers types de rayonnements électromagnétiques en fonction de l'énergie, de la longueur d'onde, de la fréquence et de la perception humaine. En 9^e année, ils ont dessiné le modèle atomique de Bohr pour les 18 premiers éléments. En 10^e année, ils ont été initiés aux diagrammes de Lewis. Enfin, en physique de 11^e année, les élèves se sont familiarisés avec les termes longueur d'onde et fréquence, sujets dont on traite dans le regroupement sur les ondes.

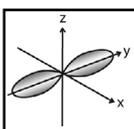


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

Afin de faciliter la présentation des renseignements et des stratégies d'enseignement et d'évaluation, les RAS de ce regroupement ont été disposés en **blocs d'enseignement**. Il est à souligner que, tout comme le regroupement lui-même, les blocs d'enseignement ne sont que des pistes suggérées pour le déroulement du cours de chimie. L'enseignant peut choisir de structurer son cours et ses leçons en privilégiant une autre approche. Les élèves doivent cependant réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 12^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 12^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent être enseignés pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	Le spectre électromagnétique	C12-2-01, C12-2-02, C12-2-03 C12-0-S1, C12-0-R1, C12-0-T1, C12-0-A3	3 h
Bloc B	L'évolution historique du modèle mécanique quantique	C12-2-04, C12-0-N1, C12-0-N2, C12-0-N3	1,5 h
Bloc C	La configuration électronique	C12-2-05, C12-2-06, C12-0-C1, C12-0-C2	2,5 h
Bloc D	Les tendances périodiques	C12-2-07, C12-0-C1, C12-0-S5, C12-0-S7	3 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			11 h à 12 h



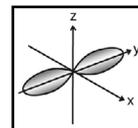
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

Vous trouverez ci-dessous une liste de ressources éducatives qui se prêtent bien à ce regroupement. Il est possible de se procurer la plupart de ces ressources à la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) ou de les commander auprès du Centre de ressources d'apprentissage du Manitoba (CRA).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97382)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97383)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 98878)
- [R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 91609)
- FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)
- HILL, John W. et al. *Chimie générale*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96139)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 97715)
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CRA 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR. *La sécurité en sciences de la nature : Un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015. (DREF P.D.372.35 5446, CRA 98839)



- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d’enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l’élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91610)

AUTRES IMPRIMÉS

L’Actualité, Éditions Rogers Media, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 20 fois l’an; articles d’actualité canadienne et internationale]

Ça m’intéresse, Prisma Presse, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle;
beaucoup de contenu STSE; excellentes illustrations]

Découvrir : la revue de la recherche, Association francophone pour le savoir, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE [revue bimestrielle de vulgarisation scientifique; recherches canadiennes]

Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine Scientific American]

- [R] *Québec Science*, La Revue Québec Science, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 10 fois l’an]

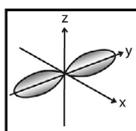
- [R] *Science et vie junior*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; excellente présentation de divers dossiers scientifiques; explications logiques avec beaucoup de diagrammes]

- [R] *Science et vie*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle;
articles plus techniques]

Sciences et avenir, La Revue Sciences et avenir, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; articles détaillés]

DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d’évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d’images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)



SITES WEB

Agence Science-Presses. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 31 décembre 2014).
[excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

Atomic spectra. <http://www.colorado.edu/physics/2000/quantumzone/lines2.html>
(consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]

[R] *La chimie.net*. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 31 décembre 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]

[R] *Feu d'artifice*. http://fr.wikipedia.org/wiki/Feu_d'artifice (consulté le 31 décembre 2014).

[R] *Flammes colorées*. http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Flammes_color%C3%A9es (consulté le 31 décembre 2014).

[R] *L'histoire du modèle de l'atome*. <http://www.c4h10.net/mod/resource/view.php?id=75>
(consulté le 31 décembre 2014). [animation sur l'histoire du modèle de l'atome]

[R] *Le modèle de Bohr; l'atome d'hydrogène*. http://rea.declic.qc.ca/dec_virtuel/Chimie/202-NYA-05/Chimie_generale/Modeles_atomiques/Modele_de_Bohr/ (consulté le 31 décembre 2014).

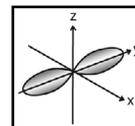
[R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com/> (consulté le 31 décembre 2000).
[excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

[R] *Tableau périodique des éléments*. http://www.periodni.com/download/tableau_vierge_de_la_classification_periodique.pdf (consulté le 31 décembre 2014). [tableau périodique vide]

The Glowing Pickle. <http://myglowingpickle.com/> (consulté le 31 décembre 2014).
[démonstration qui consiste à appliquer un courant électrique à travers un cornichon. Les atomes de sodium excités émettent une lumière jaune lorsqu'ils reviennent à l'état fondamental (site en anglais)]

The Science of Stuff. <https://pantherfile.uwm.edu/awschwab/www/specweb.htm>
(consulté le 31 décembre 2014). [fabrication d'un mini spectroscopie (site en anglais)]

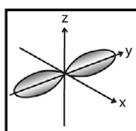
[R] *Spectres d'émission et d'absorption*. http://www.ostralo.net/3_animations/swf/spectres_abs_em.swf (consulté le 31 décembre 2014). [site qui permet d'observer le spectre d'émission et d'absorption pour les éléments du tableau périodique]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

L'élève sera apte à :

- C12-2-01** décrire qualitativement le spectre électromagnétique en termes de fréquences, de longueurs d'onde et d'énergie;
RAG : D3
- C12-2-02** reconnaître, par l'observation directe, que les éléments ont un spectre de raies unique,
entre autres au moyen de la coloration de flamme, de tubes à décharge gazeuse, d'un spectroscopie ou d'un réseau de diffraction;
RAG : C2, D3
- C12-2-03** décrire des applications et/ou des occurrences naturelles de spectres de raies,
par exemple l'astronomie, les aurores boréales, les feux d'artifice, les lumières au néon;
RAG : C5, A5
- C12-2-04** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique du modèle de mécanique quantique de l'atome;
RAG : A1, A2, A4, D3
- C12-2-05** tracer la configuration électronique d'éléments du tableau périodique,
entre autres des éléments choisis dont le numéro atomique ne dépasse pas 36 (krypton);
RAG : A2, D3
- C12-2-06** lier la configuration électronique d'un élément à ses électrons de valence et à sa position dans le tableau périodique;
RAG : D2, D4, E1
- C12-2-07** expliquer des tendances périodiques de propriétés d'éléments et lier ces tendances à leur configuration électronique,
entre autres les rayons atomiques, les rayons ioniques, l'énergie d'ionisation, l'électronégativité.
RAG : D3, D4, E1



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

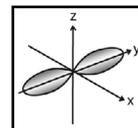
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

Étude scientifique

- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et utiliser l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2

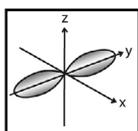


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;*
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard, *entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;*
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données, *entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;*
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, *entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;*
RAG : C2, C5, C8

Recherche et communication

- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, *entre autres imprimées, électroniques et humaines;*
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C12-0-R4** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C2, C6



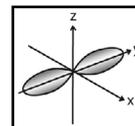
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

Travail en groupe

- C12-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G2** susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

- C12-0-N1** expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2
- C12-0-N2** décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4
- C12-0-N3** décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : A1, A2



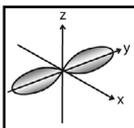
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T2** expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2

Attitudes

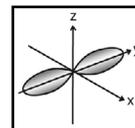
- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie;
RAG : C2, C5
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprits scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4
- C12-0-A4** se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B5, C4



Bloc A : Le spectre électromagnétique

L'élève sera apte à :

- C12-2-01** décrire qualitativement le spectre électromagnétique en termes de fréquences, de longueurs d'onde et d'énergie;
RAG : D3
- C12-2-02** reconnaître, par l'observation directe, que les éléments ont un spectre de raies unique,
entre autres au moyen de la coloration de flamme, de tubes à décharge gazeuse, d'un spectroscopie ou d'un réseau de diffraction;
RAG : C2, D3
- C12-2-03** décrire des applications et/ou des occurrences naturelles de spectres de raies,
par exemple l'astronomie, les aurores boréales, les feux d'artifice, les lumières au néon;
RAG : C5, A5
- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement,
entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie.
RAG : B4



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les ondes et le spectre électromagnétique en les invitant à répondre aux questions de l'annexe 1 et de l'annexe 2 (réponses : 1. Lumière visible; 2. Rayons gamma; 3. Rayonnement ultraviolet; 4. Micro-ondes; 5. Ondes radio; 6. Rayons X; 7. Rayons infrarouges).

En 8^e année, les élèves comparent et différencient les divers types de rayonnements électromagnétiques en fonction de l'énergie, de la longueur d'onde, de la fréquence et de la perception humaine. Dans le cours de physique de 11^e année, les élèves se familiarisent avec les termes longueur d'onde et fréquence abordés dans le regroupement sur les ondes.

En quête**Activité – les ondes**

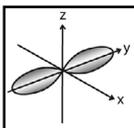
Inviter les élèves à utiliser un ressort pour montrer la relation entre la fréquence et la longueur d'onde. En tenant une extrémité du jouet, bouger la main lentement en un mouvement de va-et-vient.

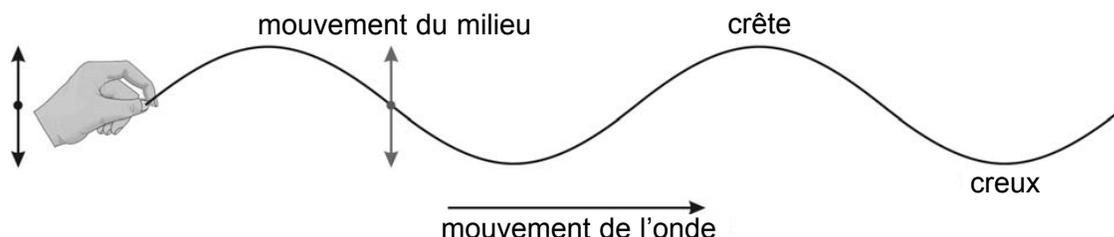
Cette expérience est la démonstration d'une onde longue (grande distance entre deux crêtes successives) de faible fréquence. En accélérant le mouvement de va-et-vient, on raccourcit la longueur d'onde. Dans les deux cas, la vitesse est la même. S'assurer que les élèves comprennent que la vitesse d'une onde est directement proportionnelle à la fréquence et à la longueur d'onde, et que la fréquence et la longueur d'onde sont inversement proportionnelles ($\lambda = 1/f$).

Cependant, il n'est pas nécessaire que les élèves traitent ce rapport de façon mathématique.

L'étude de la structure atomique vise, entre autres à comprendre le rôle des électrons dans l'atome. Au tournant du XX^e siècle, les scientifiques venaient de découvrir cette particule subatomique, mais ils ne comprenaient pas complètement l'amplitude des types d'énergie associés à l'électron. En poursuivant leurs études du domaine, les scientifiques espéraient pouvoir mieux expliquer le comportement des substances dans les réactions chimiques. La présente section établit le lien entre le spectre électromagnétique et la structure atomique. Le spectre électromagnétique est formé de rayonnements électromagnétiques qui correspondent à la libération et au transfert d'énergie sous forme d'ondes électromagnétiques. Ces ondes forment un champ électrique perpendiculaire à un champ magnétique.

Les différentes composantes (rayons gamma, rayons X, micro-ondes, lumière visible, etc.) du spectre électromagnétique varient en raison des différences de longueur d'onde et de fréquence, mais elles voyagent toutes à la même vitesse, 3×10^8 m/s. L'énergie est transférée grâce aux ondes, ou plus précisément en ce qui a trait à la structure atomique, aux ondes électromagnétiques.

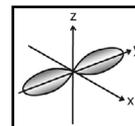




Inviter les élèves à expliquer la relation entre la longueur d'onde, la fréquence et l'énergie. Les élèves devraient comprendre que si une onde a une haute fréquence, elle transportera une forte quantité d'énergie. Les rayons gamma, par exemple, sont des ondes à haute énergie, car leur fréquence est très élevée (10^{20} Hz). Les ondes radio sont des ondes à faible énergie puisque leur fréquence est d'environ 10^6 Hz. Dans le spectre de la lumière visible, c'est la lumière rouge qui a la longueur d'onde la plus grande (faible fréquence). À l'autre extrémité du spectre, la lumière violette a la longueur d'onde la plus courte (et la fréquence la plus élevée).

Démonstration - le spectre visible

Plusieurs démonstrations permettent d'illustrer le spectre visible. L'enseignant peut tenir un prisme devant un projecteur et la lumière blanche qui traverse le prisme se décomposera en une gamme de couleurs qui peut être projetée au mur de la classe, au plafond ou à l'écran d'un projecteur. Une deuxième démonstration toute simple consiste à observer la diffraction de la lumière qui frappe un CD. On peut voir tout un spectre de couleurs.



Démonstration – le spectre de raies

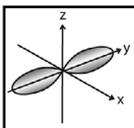
- Cette démonstration fonctionne bien dans une pièce sombre. Prendre une bobine Tesla et la tenir près d'une tige de graphite (carbone) fixée par une pince à un support annulaire. L'étincelle qui se produit fait apparaître un éclair formé par le spectre de l'azote. Cette expérience peut être liée à des apparitions naturelles des spectres lumineux, comme les arcs-en-ciel ou les aurores boréales. Voir le professeur de physique de l'école pour demander une bobine Tesla.
- Une autre démonstration est celle du « cornichon électrique », qui consiste à appliquer un courant à travers un cornichon. Les atomes de sodium excités émettent une lumière jaune (589 nm) quand ils reviennent à l'état fondamental. Voir le site *The real Glowing Pickle Page*, à l'adresse <http://myglowing-pickle.com/> (site en anglais).

Le spectre d'émission peut exister sous forme de spectre continu ou de spectre de raies (ou de lignes). Dans un spectre continu, toutes les longueurs d'onde de la lumière forment un motif ininterrompu, comme dans la démonstration avec le prisme de verre et le projecteur. Le phénomène le plus commun que les élèves connaissent sûrement est l'arc-en-ciel, une séquence ininterrompue de couleurs allant du rouge au violet. En revanche, le spectre de raies est formé de lignes brillantes distinctes apparaissant sur fond noir à différents endroits du spectre visible. C'est cette caractéristique distinctive des atomes gazeux qui fournit aux scientifiques une « empreinte » unique pour chaque élément. En effet, comme chaque élément présente un nombre d'électrons – ou niveau d'énergie – qui lui est propre, on peut affirmer que chacun a son propre spectre de raies. Ces lignes brillantes indiquent que certaines énergies seulement sont possibles à l'intérieur de l'atome. La brillance des lignes spectrales dépend du nombre de photons de la même longueur d'onde qui sont émis.

Activités de laboratoire

Le but de ces activités consiste à amener les élèves à observer des spectres continus et des spectres de raies. On peut différencier ces deux types de spectres en faisant l'analogie suivante : une rampe d'accès pour fauteuil roulant est semblable à un spectre continu, tandis qu'un spectre de raies peut être comparé à un escalier. Les élèves devraient savoir que chaque élément a son propre spectre de raies. Pour ces activités, fournir des spectroscopes commerciaux aux élèves ou leur proposer de fabriquer le leur.

- *Observation de la lumière avec un prisme ou un spectroscope*
Proposer aux élèves d'utiliser un prisme ou un spectroscope pour observer la lumière blanche d'une ampoule incandescente. Mise en garde : ne pas laisser les élèves regarder directement le soleil. Les élèves verront un spectre continu de couleurs allant du rouge au violet.



Inviter les élèves à regarder des ampoules fluorescentes au spectroscope. Ils verront des spectres de raies superposés au spectre de lumière visible (spectres continus). Ce phénomène s'explique par le fait que les atomes de mercure émettent une lumière ultraviolette qui n'est pas visible à l'œil nu. Cette lumière UV est absorbée par la couche de phosphore du tube fluorescent. Quand les électrons de phosphore retournent à leur état fondamental, ils émettent une lumière blanche qui a plus de bleu et moins de rouge que la lumière solaire. Il existe différents types de tubes fluorescents, chacun émettant un spectre de couleurs unique. Consulter Internet pour obtenir de l'information sur les spectres de ces tubes.

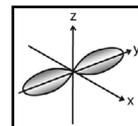
Proposer aux élèves de fabriquer leur propre mini spectroscope. Voir le site Web de *The Science of Stuff* (<https://pantherfile.uwm.edu/awschwab/www/specweb.htm>). Pour fabriquer un mini spectroscope, il faut un patron à découper dans du carton, un morceau triangulaire d'un CD, des ciseaux et du ruban adhésif.

- *Tubes à décharge gazeuse*
Inviter les élèves à observer des exemples de spectres d'émission de lumière à partir de tubes à décharge gazeuse (si disponibles) ou de la coloration de flamme. ☹ L'annexe 3 indique les longueurs d'onde et les couleurs d'éléments précis.

Mise en garde : c'est l'enseignant qui doit manipuler le bloc d'alimentation et les tubes à décharge gazeuse. Recommander aux élèves de faire attention aux tubes pendant la démonstration, car ils chauffent très rapidement et peuvent causer des brûlures.

Inviter les élèves à dessiner les spectres de raies réels et à indiquer la couleur et l'endroit approximatif des lignes spectrales. Les inviter à comparer les lignes spectrales observées aux spectres de raies connus afin d'identifier l'élément présent dans le mélange de gaz. On peut, par exemple, les amener à observer les quatre lignes spectrales de l'hydrogène : violet, bleu violet, bleu vert et rouge. Souligner le fait que ces raies du spectre visible représentent les transitions des électrons à partir des niveaux d'énergie 3, 4, 5 et 6 vers le niveau d'énergie 2 (voir *Chimie 12*, p. 124-125 ou *Chimie 12 STSE*, p. 195).

- *Coloration de flamme*
Faire la démonstration décrite à ☹ l'annexe 4.



- *Flammes colorées*

On peut aussi inviter les élèves à observer des éclisses de bois trempées dans différentes solutions de sels métalliques pendant quelques jours. De solutions saturées de baryum, de calcium, de cuivre(II), de potassium et de sodium peuvent être utilisées. Les élèves devraient pouvoir observer la couleur spécifique du métal pendant quelques instants. Voir @ l'annexe 5 ou le site *Science amusante* (http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Flammes_color%C3%A9es) pour une description de ce type d'activité.

Le site *Spectres d'émission et d'absorption d'un élément* (http://www.ostralo.net/3_animations/swf/spectres_abs_em.swf) permet d'observer le spectre d'émission et d'absorption des éléments du tableau périodique.

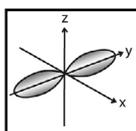
Enseignement direct – applications et apparition naturelle des spectres de raies

Maintenant que les élèves ont vu et dessiné des spectres de raies, ils devraient pouvoir parler des applications de ce type de spectre. Ils devraient connaître les feux d'artifice et les lumières néon. Cependant, la plupart d'entre eux ne savent probablement pas que le gaz néon produit une lumière rouge orangé.

Les lignes spectrales sont produites par un atome à l'état excité. Cet atome doit d'abord absorber de l'énergie. L'électron migre alors à un niveau d'énergie plus élevé pendant qu'il absorbe l'énergie. Quand l'électron revient à un niveau d'énergie moins élevé, il émet simultanément une couleur de lumière. On pourrait dire aussi qu'il y a émission d'une lumière d'une seule longueur d'onde, ou d'une seule fréquence, ou d'un seul paquet d'énergie. Ce phénomène correspond à la distance que l'électron a parcourue. Comme le nombre de transitions d'électrons possibles entre les niveaux d'énergie est grand, un atome à l'état excité produit beaucoup de lignes spectrales (voir *Chimie 12*, p. 126-129 ou *Chimie 12 STSE*, p. 170-172).

Dans l'atome d'hydrogène, quand l'électron revient du troisième au deuxième niveau d'énergie, une couleur rouge est émise. C'est un résultat logique puisque l'électron parcourt la plus courte distance, qui correspond à la plus faible fréquence de la lumière visible, soit le rouge. Si un électron « tombe » du quatrième au deuxième niveau d'énergie, une lumière verte est émise; du cinquième au deuxième niveau d'énergie, c'est une couleur indigo qui apparaît, et du sixième au deuxième niveau d'énergie, la lumière émise est violette.

Bien des manuels donnent des exemples de spectres de raies pour au moins quelques-uns des éléments. Les élèves peuvent alors comprendre que chaque élément peut avoir un spectre de raies unique. Ces spectres pourraient ensuite servir à l'analyse des constituants d'une source lumineuse, notamment en astronomie. On peut penser à l'astronome qui capte la lumière venant d'une source lointaine à travers un spectroscopie pour déterminer les éléments contenus dans cette lumière. Les sources de lumière peuvent être des étoiles, des nébuleuses, l'explosion d'une supernova dans une autre galaxie, etc. Les astronomes peuvent aussi détecter des formes de radiation autres que la lumière visible.



Les rayons X et les rayons gamma, par exemple, sont émis à partir d'étoiles à neutrons très denses, ou émanent de trous noirs. Il est important de savoir, d'un point de vue historique, que l'élément **hélium** a d'abord été identifié dans le spectre du soleil avant d'être détecté dans l'atmosphère terrestre (d'où son nom qui vient du grec « *helios* », qui désigne le dieu grec du soleil). Cet épisode constitue un excellent lien historique entre la physique et la chimie qui mérite d'être exploré.

Les élèves auront peut-être utilisé une flamme nue pour observer des spectres de raies. La fabrication de feux d'artifice constitue une application évidente de ce principe. Voici la couleur de certains éléments lorsqu'ils brûlent :

Baryum : jaune vert
Strontium : rouge vif
Calcium : rouge orangé
Sodium : jaune vif
Potassium : violet pâle
Lithium : rouge violet
Cuivre : vert

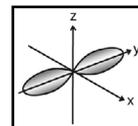
Internet renferme une foule de renseignements sur la chimie et la fabrication des feux d'artifice (pièces pyrotechniques), mais plusieurs sites ne sont disponibles qu'en anglais.

Voici un lien qui pourrait être utile :

- Feu d'artifice : http://fr.wikipedia.org/wiki/Feu_d'artifice

Recherche

Inviter les élèves à se renseigner sur les applications et les apparitions naturelles des spectres de raies à l'aide de la stratégie Jigsaw (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.21). Diviser la classe en groupes d'experts et assigner à chacun une application ou un exemple d'apparition naturelle des spectres de raies, par exemple, les feux d'artifice et l'usage des spectres de raies à des fins d'analyse. Si la démonstration sur les tubes à décharge gazeuse a été faite, les élèves savent maintenant que le gaz néon produit seulement la lumière rouge orangé et que les autres gaz produisent d'autres couleurs dans les tubes à décharge gazeuse (p.ex., argon/vert, hélium/rose orangé, krypton/lavande, xénon/bleu).



Les élèves pourraient aussi faire une recherche sur la façon dont les astrophysiciens peuvent déterminer quels éléments composent notre soleil et d'autres étoiles. Comme une étoile est faite de gaz chauds et brillants, la lumière qu'elle émet peut être captée par un télescope et analysée. À partir de spectres d'émission et d'absorption atomique de la lumière, les éléments présents dans l'étoile peuvent être identifiés.

Pour s'assurer que chaque membre du groupe d'experts est en mesure d'expliquer son sujet, inviter les élèves à faire des explications à tour de rôle à l'intérieur du groupe d'experts. Ensuite, former des groupes hétérogènes (« familles ») pour qu'ils partagent leurs nouvelles connaissances.

En fin

Inviter les élèves à dresser un cadre de concept sur les spectres d'émission (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23, 11.26 et p. 11.36).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à dessiner une série de diagrammes montrant la relation entre la fréquence et la longueur d'onde d'une onde électromagnétique et à faire le lien entre la fréquence du rayonnement électromagnétique et la quantité d'énergie contenue dans une onde de ce type. Leur demander de répondre aux questions suivantes :

- Qu'advient-il de l'énergie quand la fréquence est doublée?
- Qu'advient-il de l'énergie quand la fréquence est diminuée de moitié?

2

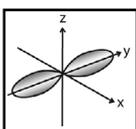
Demander aux élèves d'effectuer l'exercice de ⓐ l'annexe 6 sur les spectres de raies.

3

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des ⓐ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

4

Pour vérifier la compréhension des élèves, utiliser la stratégie des têtes numérotées (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.12)



Bloc B : L'évolution historique du modèle de mécanique quantique

L'élève sera apte à :

- C12-2-04** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique du modèle de mécanique quantique de l'atome;
RAG : A1, A2, A4, D3
- C12-0-N1** expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2
- C12-0-N2** décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4
- C12-0-N3** décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées.
RAG : A1, A2

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

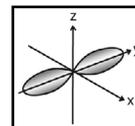
Activer les connaissances antérieures des élèves sur la structure atomique de base (protons, neutrons et électrons), le nombre atomique et la masse atomique moyenne des éléments. Les élèves devraient pouvoir utiliser ces connaissances pour représenter divers atomes avec le modèle de Bohr.

En quête

Recherche - développement historique du modèle de l'atome

Inviter les élèves à effectuer une recherche sur un scientifique qui a contribué au développement du modèle de mécanique quantique de l'atome (voir @ l'annexe 7).

Le développement historique du modèle mécanique quantique de l'atome est un sujet théorique complexe. Bien que la plupart des textes de chimie renferment de l'information sur le sujet, la portée et la complexité du traitement varient avec chaque texte. La présentation aux élèves devrait être aussi simple et logique que possible. On trouvera dans ce bloc d'enseignement une séquence d'événements suggérée. La contribution d'Einstein a délibérément été mise de côté étant donné que l'effet photoélectrique n'entre pas dans le cadre de la progression historique.



Des renseignements pour l'enseignant figurent à l'annexe 8. Chaque groupe d'élèves pourra ensuite trouver un moyen de présenter ses résultats, par exemple, en créant une affiche. Déterminer les critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation. Proposer aux élèves de prendre en note les renseignements importants pendant les présentations.

Animations - orbites électroniques

Les animations présentées ci-dessous montrent l'absorption et l'émission de photons par un atome d'hydrogène. Inviter les élèves à observer la façon dont un électron absorbe de l'énergie et passe à une orbite supérieure autour du noyau. Ils verront que l'électron à l'état excité émet un photon et revient à un niveau d'énergie inférieur. Inviter les élèves à noter que l'électron n'est pas très stable à l'état excité et qu'il préfère revenir à son orbitale énergétique inférieure.

- Le modèle de Bohr; l'atome d'hydrogène :
http://rea.declic.qc.ca/dec_virtuel/Chimie/202_NYA_05/Chimie_generale/Modeles_atomiques/Modele_de_Bohr/
- L'histoire du modèle atomique :
<http://www.c4h10.net/mod/resource/view.php?id=75>
- Atomic spectra (site en anglais) :
<http://www.colorado.edu/physics/2000/quantumzone/lines2.html>

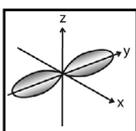
Activité/démonstration

Proposer aux élèves de faire une maquette du spectre d'émission à partir de ce qui suit :

- des balles de couleur (ou marqueurs à transparents de couleur) représentant différents photons avec une énergie correspondant à leur couleur;
- un espace sur le plancher qui représente l'état fondamental;
- une chaise, un tabouret et un comptoir qui représentent les niveaux d'énergie supérieurs.

L'écart entre le plancher et la chaise doit être plus grand qu'entre la chaise et le tabouret, et le comptoir doit être plus élevé que le tabouret.

Jouer le rôle d'un électron (ou demander à un élève de le faire) qui passe entre les différents niveaux d'énergie. Donner aux élèves des balles rouges, jaunes, vertes, bleues, violettes et noires et garder une balle rouge, une balle bleue et une balle violette. Le premier élève lance une balle violette à l'enseignant. En attrapant la balle, l'enseignant saute du plancher (premier niveau d'énergie) au tabouret (troisième niveau d'énergie).



Cette transition représente l'absorption d'un photon violet. Immédiatement après, l'enseignant sort une balle violette de sa poche, la jette dans une direction différente de celle de la balle qu'il a reçue et redescend au plancher, ce qui représente la libération d'un photon et correspond à la raie violette dans le spectre d'émission de l'hydrogène. Si un élève jette une balle bleue, l'enseignant grimpe au deuxième niveau d'énergie, puis il sort une balle bleue de sa poche et la jette dans une direction différente de celle qu'il a reçue et redescend au plancher. Ce phénomène représente l'émission d'un photon et correspond à la ligne bleue du spectre d'émission de l'hydrogène. L'exercice continue avec les balles rouges qui illustrent la ligne rouge du spectre d'émission de l'hydrogène. Dans l'atome d'hydrogène, quand l'électron revient du troisième au deuxième niveau d'énergie, donc du tabouret à la chaise, le rouge est émis. C'est un résultat logique, puisque l'électron parcourt la plus courte distance qui correspond à la plus faible fréquence de la lumière visible, soit le rouge. Si un élève lance une balle jaune, l'enseignant doit l'ignorer, puisque le jaune ne correspond à aucune transition entre des niveaux d'énergie de l'hydrogène. Enfin, l'enseignant attrape une balle noire (représentant l'ultraviolet), monte sur le comptoir et se libère du noyau, illustrant le phénomène d'ionisation.

Cette démonstration illustre des notions clés de la théorie atomique de Bohr et des spectres d'émission. Les balles de couleur représentent les différents niveaux d'énergie et les différentes énergies correspondent à des sauts (écarts) de différentes grandeurs. Le photon émis est généralement propulsé dans une direction différente de celle du photon incident. Les sauts de l'électron correspondent à une petite série de valeurs d'énergie précises.

En fin

Inviter les élèves à dessiner une nouvelle représentation de l'atome et de la comparer à celle qui est dessinée à la section « En tête ». Y-a-t-il des différences? Des ressemblances?

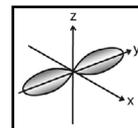
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Évaluer les présentations des élèves à l'aide des critères d'évaluation établis.

2

Proposer aux élèves d'utiliser un diagramme pour expliquer la structure de l'atome en parlant d'absorption d'énergie et de mouvement subséquent des électrons d'un niveau d'énergie à l'autre.



Bloc C : La configuration électronique

L'élève sera apte à :

- C12-2-05** tracer la configuration électronique d'éléments du tableau périodique, entre autres des éléments choisis dont le numéro atomique ne dépasse pas 36 (krypton);
RAG : A2, D3
- C12-2-06** lier la configuration électronique d'un élément à ses électrons de valence et à sa position dans le tableau périodique;
RAG : D2, D4, E1
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

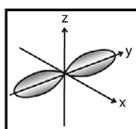
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves en les invitant à discuter des questions suivantes :

- *Qu'est-ce que la période dans un tableau périodique?*
- *Qu'est-ce que la famille?*
- *Pourquoi regroupe-t-on les éléments dans des familles chimiques?*
- *Comment cette organisation du tableau périodique peut-elle aider à comprendre le comportement des éléments?*
- *Qu'est-ce qu'un électron de valence?*
- *Qu'est-ce qui arrive aux électrons de valence au moment de la formation d'un composé chimique?*

En 9^e année, les élèves ont dessiné le modèle atomique de Bohr pour les 18 premiers éléments (S1-2-05). Ils devraient aussi comprendre la disposition des éléments dans le tableau périodique (S1-2-06, S2-2-01, S2-2-02). En 10^e année, les élèves ont été initiés aux diagrammes de Lewis (S2-2-01).



En quête

Enseignement direct - la configuration électronique

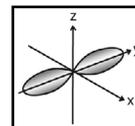
Présenter aux élèves les principes qui définissent la façon dont les électrons peuvent se placer dans une orbitale atomique (voir *Chimie 12*, p. 131-146 ou *Chimie 12 STSE*, p. 174-188). Une orbitale est la région de l'espace dans laquelle il y a une probabilité de trouver un électron.

La disposition des électrons dans un atome est appelée *configuration électronique de l'atome*. Une combinaison de nombres et de lettres permet de déterminer le niveau d'énergie des électrons dans un atome.

- Le nombre représente le niveau d'énergie principal (1, 2, 3, 4, etc.). Dans chaque niveau d'énergie, il peut y avoir un nombre précis d'orbitales, déterminé à l'aide de la valeur n^2 .
- Les lettres (s, p, d, f, g h, etc.) sont liées à la forme de l'orbitale (la région d'emplacement probable des électrons).

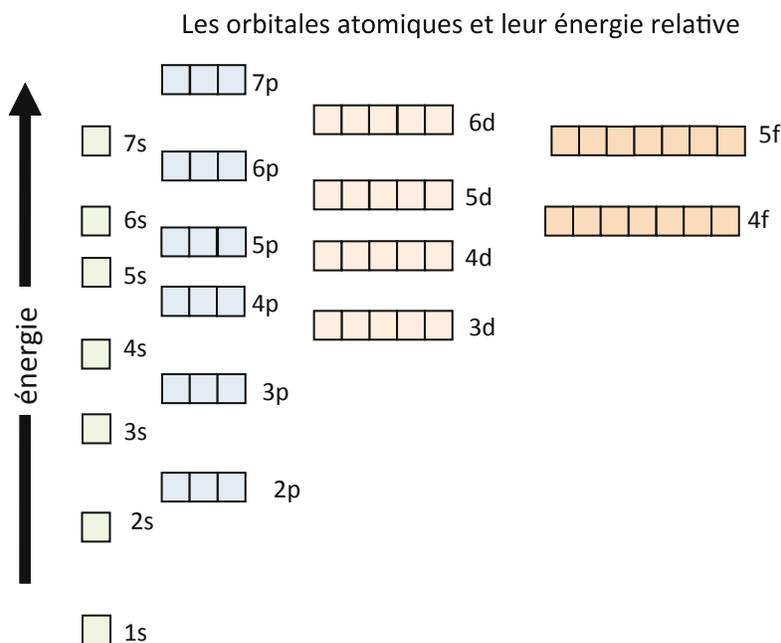
Niveaux d'énergie			
Nombre quantique principal (n)	Sous-niveaux ou sous-couches présents (types ou formes d'orbitales)	Nombre d'orbitales pour chaque sous-niveau ou sous-couche	Nombre total d'orbitales liées au niveau d'énergie principal (n^2)
1	s	1	1
2	s	1	4
	p	3	
3	s	1	9
	p	3	
	d	5	
4	s	1	16
	p	3	
	d	5	
	f	7	

Trois principes ou règles définissent la façon dont les électrons peuvent se placer dans une orbitale atomique.



1. Le principe d'Aufbau

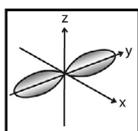
Le nom d'Aufbau vient du mot allemand *aufbauen*, qui signifie « remplissage », et a été proposé par le physicien danois Neils Bohr (1885-1962). Le principe d'Aufbau veut que chaque électron occupe l'orbitale d'énergie la plus faible disponible. Voir le diagramme qui suit.



Dans le diagramme, chaque case représente une orbitale atomique. Toutes les orbitales du même sous-niveau (ou sous-couche) ont la même énergie. Les électrons du sous-niveau 2p, par exemple, ont tous la même quantité d'énergie. Les divers sous-niveaux d'énergie dans un niveau d'énergie principal ont différentes énergies. L'orbitale 2s, par exemple, a un niveau d'énergie inférieur à celui de l'orbitale 2p. Les orbitales liées aux sous-niveaux d'énergie dans un niveau d'énergie principal peuvent chevaucher des orbitales liées à des sous-niveaux d'énergie d'un autre niveau principal. L'énergie de l'orbitale 4s, par exemple, est inférieure à celle des orbitales 3d.

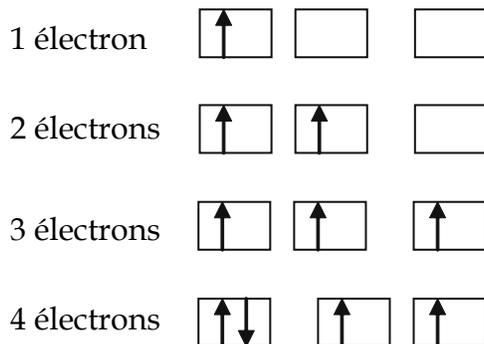
2. Le principe d'exclusion de Pauli

Ce principe veut que deux électrons au maximum puissent occuper une même orbitale atomique, mais seulement si les électrons ont des spins opposés (tournent dans des sens opposés). Wolfgang Pauli a proposé ce principe après avoir observé des atomes à l'état excité. L'orbitale atomique renfermant deux électrons ayant des spins opposés s'écrit $\uparrow\downarrow$.

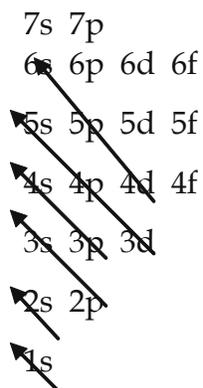


3. La règle de Hund

La règle de Hund veut que des électrons simples ayant le même spin doivent occuper chaque orbitale de la même énergie avant que d'autres électrons ayant un spin opposé ne puissent occuper les mêmes orbitales. Les trois orbitales 2p, par exemple, se rempliraient comme suit :



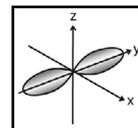
Le diagramme suivant peut aider les élèves à comprendre la façon dont s'écrit la configuration électronique :



Avec ce diagramme, on remplit les orbitales en suivant la direction des flèches, comme suit : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, etc.

Exercice - écrire des configurations électroniques

Inviter les élèves à dessiner la configuration électronique suivant la notation fondée sur les gaz nobles (ou gaz rares). À titre d'exemple, la configuration électronique complexe de l'aluminium est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, tandis qu'avec la notation fondée sur les gaz nobles, sa configuration serait $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$.



Activité - structure du tableau périodique

Expliquer aux élèves la façon dont le tableau périodique moderne a été conçu en fonction de la structure de l'atome, ou plus précisément, en fonction des électrons de valence et de la réactivité chimique des éléments.

Fournir aux élèves un tableau périodique vide. Voir @ l'annexe 9 ou un site Web tel que *le tableau vierge de la classification périodique* (http://www.periodni.com/download/tableau_vierge_de_la_classification_periodique.pdf). Leur demander d'y ajouter les électrons de valence et l'orbitale correspondante. Une fois le tableau complété, l'organisation du tableau devrait être apparente.

2s ¹	2s ²	2s ²	2s ²	2s ²	etc.
		2p ¹	2p ²	2p ³	

En fin

1

Inviter les élèves à jouer à un bingo *Place aux électrons* où la carte de jeu comporte des symboles d'éléments. Appeler des configurations électroniques (p. ex., 1s²) pour que les élèves puissent les appliquer aux éléments correspondants (p. ex., hélium).

2

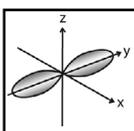
Proposer aux élèves une réflexion et une discussion sur l'analogie entre la règle de Hund et le comportement de deux parfaits étrangers qui montent à bord d'un autobus. (Dingrando *et al.* 2005 : 137).

Stratégies d'évaluation suggérées**1**

Demander aux élèves d'écrire la configuration électronique complète et la configuration de valence des éléments jusqu'au krypton inclusivement.

2

Inviter les élèves à identifier la configuration de valence à partir de la position d'un élément dans le tableau périodique.



Bloc D : Les tendances périodiques

L'élève sera apte à :

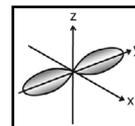
- C12-2-07** expliquer des tendances périodiques de propriétés d'éléments et lier ces tendances à leur configuration électronique,
entre autres les rayons atomiques, les rayons ioniques, l'énergie d'ionisation, l'électronégativité;
RAG : D3, D4, E1
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données et des observations dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Inviter les élèves à examiner un tableau périodique.
Leur poser les questions suivantes :

- *Que représente un groupe ou une famille sur le tableau périodique?*
- *Pouvez-vous nommer des familles?*
- *Qu'ont en commun les éléments d'une même famille?*
- *Que représente une période sur le tableau périodique?*

L'électronégativité a été abordée brièvement dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-4-02 du cours de chimie de 11^e année. La présentation de ce concept visait à expliquer la polarité et la fonction subséquente de la molécule d'eau dans le processus de dilution. En 10^e année, les élèves ont d'abord vu le diagramme de Lewis comme une autre méthode permettant d'illustrer la structure atomique dans des composés ioniques et covalents simples (S2-2-02).



En quête

Activité – analyse graphique de tendances périodiques

Proposer aux élèves d'effectuer l'activité décrite à ① l'annexe 11 afin d'examiner les tendances périodiques des propriétés des éléments. Des renseignements pour l'enseignant figurent à ② l'annexe 12.

Valeurs d'électronégativité et types de liaisons

Fournir aux élèves un tableau périodique indiquant les valeurs d'électronégativité (voir ③ l'annexe 10) et le tableau ci-dessous, sans les exemples. Leur donner ensuite la formule de divers composés binaires et leur demander de prédire le type de lien. Les inviter à indiquer seulement si les liens

Les exemples de ce résultat d'apprentissage se limitent à des composés binaires. La plupart des manuels de chimie présentent un tableau périodique indiquant les valeurs d'électronégativité de chaque élément.

sont covalents non polaires, covalents moyennement polaires, covalents très polaires ou ioniques, selon le tableau suivant. Ajouter qu'il n'est pas nécessaire de préciser le pourcentage, même si certains textes fournissent des valeurs en pourcentage.

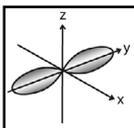
Différences d'électronégativité et caractère du lien prédit		
Différence d'électronégativité	Type de lien prédit	Exemples
0,0-0,4	Covalent non polaire	O-O (0,0)
0,4-1,0	Covalent moyennement polaire	SCl ₂ (3,16-2,58)
1,0-2,0	Covalent très polaire	CaS (2,58-1,00)
≥	Ionique	KCl (3,16-0,82)

Exemple

Quel type de lien serait présent dans une molécule de LiF?

Solution : D'après le tableau des valeurs d'électronégativité, Li a une valeur de 0,97 et F, une valeur de 4,10. La différence entre 4,10 et 0,97 est 3,13, ce qui indique que le lien entre Li et F est de nature ionique.

Voir la feuille reproductible pour ces problèmes à ④ l'annexe 13. Le corrigé figure à ⑤ l'annexe 14.



En fin

Inviter les élèves à résumer les tendances relatives au rayon atomique, au rayon ionique, à l'énergie d'ionisation et à l'électronégativité par rapport à la période et au groupe.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

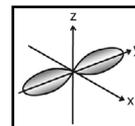
Proposer aux élèves d'indiquer dans un tableau périodique vierge les tendances entourant la période et le groupe relativement à l'énergie d'ionisation, au rayon atomique, au rayon ionique et à l'électronégativité.

2

Inviter les élèves à classer une série d'éléments en fonction du rayon atomique, du rayon ionique, de l'énergie d'ionisation et de l'électronégativité. Les élèves devraient pouvoir expliquer leur classement en indiquant le lien avec la configuration électronique.

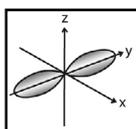
3

Demander aux élèves de donner des exemples de composés binaires et de prédire le caractère du lien existant dans la molécule.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Les ondes.....	2.33
ANNEXE 2 : Le spectre électromagnétique - Activité qui suis-je ?.....	2.34
ANNEXE 3 : Lignes spectrales	2.36
ANNEXE 4 : Démonstration - Coloration de flamme	2.38
ANNEXE 5 : Expérience - Les flammes colorées.....	2.39
ANNEXE 6 : Observation de spectres continus et de spectres de raies	2.41
ANNEXE 7 : Recherche - Le développement historique du modèle atomique.....	2.42
ANNEXE 8 : Le modèle atomique de la mécanique quantique.....	2.44
ANNEXE 9 : Tableau périodique	2.46
ANNEXE 10 : Tableau d'électronégativité	2.47
ANNEXE 11 : Analyse graphique des tendances périodiques	2.48
ANNEXE 12 : Tendances périodiques - Renseignements pour l'enseignant.....	2.51
ANNEXE 13 : Valeurs d'électronégativité et type de lien.....	2.58
ANNEXE 14 : Valeurs d'électronégativité et type de lien - Corrigé	2.59

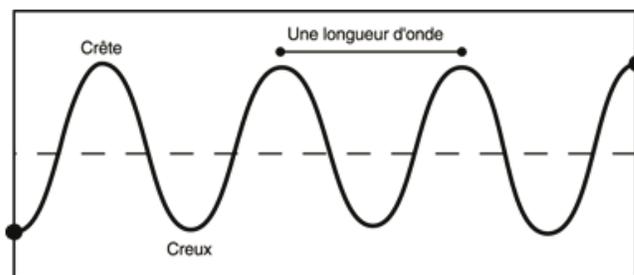


ANNEXE 1 : Les ondes

Une **crête** est la partie haute d'une onde alors qu'un creux est la partie basse.

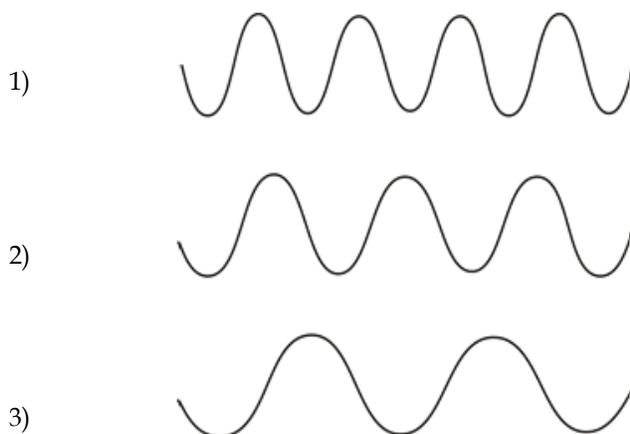
La distance entre deux crêtes ou deux creux successifs est appelée **longueur d'onde**.

La **fréquence** est déterminée par le nombre de crêtes ou de creux qui passent par un point donné pendant un certain temps, par exemple, une seconde.



1. Compare la fréquence des ondes suivantes et indique quelle onde a :

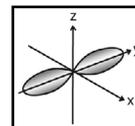
- a) la fréquence la plus élevée;
- b) la fréquence la plus basse.



2. Décris la relation entre la longueur d'onde et la fréquence d'une onde.

3. Dessine une onde ayant une fréquence :

- a) plus élevée que celle en 1a;
- b) plus basse que celle en 1b.

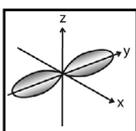


ANNEXE 2 : Le spectre électromagnétique – Activité qui suis-je?*

Il existe sept types de rayonnement électromagnétique : les ondes radio, les micro-ondes, les rayons infrarouges, la lumière visible, les rayons ultraviolets, les rayons X et les rayons gamma.

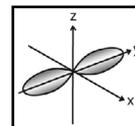
Pour chacun des énoncés qui suivent, identifie le type de rayonnement électromagnétique qui est décrit.

1. Ces ondes électromagnétiques sont les seules que nous pouvons voir. Nous les voyons comme les couleurs de l'arc-en-ciel. Chaque couleur possède une longueur d'onde différente. Le rouge a la longueur d'onde la plus élevée tandis que le violet a la longueur d'onde la plus courte. Ces ondes se combinent pour former la lumière blanche. Ce type d'onde électromagnétique est aussi essentiel pour la photosynthèse.
2. Ces ondes possèdent la longueur d'onde la plus courte et le niveau d'énergie le plus élevé du spectre électromagnétique. Ces ondes sont produites par des atomes radioactifs et par les explosions nucléaires. Elles peuvent tuer des cellules vivantes, mais les médecins s'en servent pour éliminer des cellules cancéreuses.
3. Ces ondes présentent une longueur d'onde plus courte que celles de la lumière visible. Elles sont invisibles à l'œil humain, mais certains insectes peuvent les voir. On utilise ces ondes pour stériliser des instruments dans les hôpitaux ainsi que pour détruire des bactéries dans notre nourriture. Ces ondes sont aussi responsables des coups de soleil sur notre peau.
4. Ces ondes présentent une longueur d'onde plus courte que celles des ondes radio. On s'en sert pour réchauffer notre nourriture, ou pour créer des images radar telles que le radar Doppler utilisé en météorologie. On s'en sert aussi pour communiquer avec des téléphones cellulaires.
5. Ces ondes présentent la longueur d'onde la plus grande dans le spectre électromagnétique. Elles nous permettent d'écouter les nouvelles et de la musique. Elles transportent aussi des signaux à nos téléviseurs ainsi qu'à nos téléphones cellulaires.
6. À mesure que la longueur d'onde diminue, l'énergie d'une onde augmente. Ces ondes présentent une longueur d'onde plus courte que celles des rayons ultraviolets. Elles traversent facilement la peau donc permettent aux médecins d'examiner nos os. Une exposition élevée à ce type de rayonnement peut endommager les cellules.



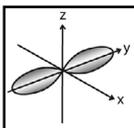
7. Ce type de rayonnement est associé à la chaleur. Nos radiateurs ou chauffettes émettent ces ondes, qui présentent une grande longueur d'onde. Le Soleil émet aussi ce type d'onde. On s'en sert pour générer des images thermiques nous permettant de « voir » des objets la nuit grâce à la chaleur qu'ils émettent.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « The Electromagnetic Spectrum - A Who am I Activity C12-2-01 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>, site consulté le 18 décembre 2012. Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

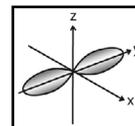


ANNEXE 3 : Lignes spectrales

Élément	Longueur d'onde (nm)	Couleur
Baryum	659,5	Rouge
	614,1	Orange
	585,4	Jaune
	577,7	Jaune
	553,5	Vert (foncé)
	455,4	Bleu (foncé)
Calcium	445,4	Bleu
	443,4	Bleu violet
	442,6	Violet (foncé)
	396,8	Violet (foncé)
	393,3	Violet (foncé)
Chrome	520,8	Vert
	520,6	Vert
	520,4	Vert
	428,9	Violet (foncé)
	427,4	Violet (foncé)
	425,4	Violet (foncé)
Cuivre	521,8	Vert
	515,3	Vert
	510,5	Vert
Hydrogène	656,2	Rouge
	486,1	Vert
	434,0	Bleu violet
	410,1	Violet
Hélium	706,5	Rouge
	667,8	Rouge
	587,5	Orange (foncé)
	501,5	Vert
	471,3	Bleu
	388,8	Violet (foncé)
Potassium	404,7	Violet (foncé)
	404,4	Violet (foncé)
Mercure	623,4	Rouge
	579,0	Jaune (foncé)
	576,9	Jaune (foncé)
	546,0	Vert (foncé)
	435,8	Bleu violet (beaucoup de bandes dans le violet et l'ultraviolet)



Élément	Longueur d'onde (nm)	Couleur
Mercure	623,4	Rouge
	579,0	Jaune (foncé)
	576,9	Jaune (foncé)
	546,0	Vert (foncé)
	435,8	Bleu violet (beaucoup de bandes dans le violet et l'ultraviolet)
Lithium	670,7	Rouge (foncé)
	610,3	Orange
	460,3	Violet
Sodium	589,5	Jaune (foncé)
	588,9	Jaune (foncé)
	568,8	Vert
	568,2	Vert
Néon		Beaucoup de bandes dans le rouge
	640,2	Orange
	585,2	Jaune
	540,0	Vert
Strontium	496,2	Bleu vert
	487,2	Bleu
	483,2	Bleu
	460,7	Bleu (foncé)
	430,5	Bleu violet
	421,5	Violet
	407,7	Violet



ANNEXE 4 : Démonstration – Coloration de flamme

Introduction

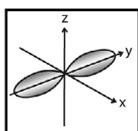
Pour cette démonstration, des solutions de sel sont enflammées afin d'observer les couleurs produites. Cette démonstration fonctionne mieux si la seule différence entre les sels est le métal, par exemple, si tous les sels sont des chlorures.

Matériel

- plat à évaporation ou boîte de Pétri en verre
- spatule
- longues allumettes ou briquet
- gants et lunettes de sécurité
- spectroscopes
- méthanol
- chlorure de lithium (LiCl)
- chlorure de sodium (NaCl)
- chlorure de potassium (KCl)
- chlorure de calcium (CaCl₂)
- chlorure de strontium (SrCl₂)
- chlorure de baryum (BaCl₂)
- sulfate de cuivre(II) (CuSO₄)
- borax (Na₂CO₃)
- carbonate de sodium (Na₂CO₃)

Démarche

1. Placer une spatule de chaque sel dans des plats à évaporation ou des boîtes de Pétri séparés et verser environ 10 mL de méthanol sur le sel.
2. Avec le briquet ou l'allumette, enflammer la solution.
3. Inviter les élèves à observer la couleur de la flamme et ensuite l'observer à l'aide d'un spectroscope.
4. Recouvrir la flamme avec un couvercle pour l'éteindre.



ANNEXE 5 : Expérience – Les flammes colorées*

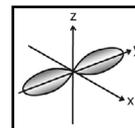
Lorsque des solutions contenant des ions métalliques sont chauffées dans la flamme d'un brûleur, elles émettent des couleurs spécifiques. Le sodium, par exemple, provoque une flamme jaune orangé.

Matériel

- Brûleur Bunsen
- 9 éclisses de bois
- solutions (1,0 mol/L)
 - chlorure de lithium
 - chlorure de baryum
 - chlorure de strontium
 - chlorure de calcium
 - chlorure de cuivre(II)
 - chlorure de sodium
 - chlorure de potassium
 - mélange de chlorure de sodium et de chlorure de potassium
 - solution inconnue
- verre bleu (si disponible)

Démarche

1. Va chercher des éclisses de bois qui ont été trempées dans les solutions de sels métalliques et identifie chacune de ces éclisses.
2. Allume le brûleur et règle la flamme afin d'obtenir deux cônes bleus. Il ne faut pas que la flamme soit jaune.
3. Place le bout de l'éclisse qui a été trempé dans la solution dans la partie supérieure du cône interne de la flamme. Note la couleur et l'intensité de la flamme dans un tableau. La couleur émise par le sel est la couleur initiale de la flamme, et non la couleur jaune orangé produite par l'éclisse qui se met à brûler. Pour éviter de brûler l'éclisse, la passer à travers la flamme plutôt que la tenir immobile dans la flamme.
4. Répète avec les autres éclisses et note les résultats.
5. Pour le mélange de sodium et de potassium, observe les couleurs une première fois et ensuite une deuxième fois en regardant à travers un morceau de verre bleu. Ce verre qui contient du cobalt élimine la couleur jaune orangé.

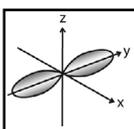


Analyse

Réponds aux questions suivantes :

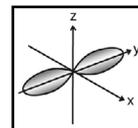
1. Place les couleurs observées en ordre décroissant d'énergie.
2. Place les couleurs observées en ordre décroissant de fréquence.
3. Place les couleurs observées en ordre croissant de longueur d'onde.
4. Quelle est la relation entre l'énergie, la fréquence et la longueur d'onde?
5. Selon tes observations, quel est le métal présent dans la solution inconnue?
6. Peut-on utiliser des tests de flamme afin d'identifier des inconnus dans un mélange?
Explique ta réponse.
7. Comment les électrons sont-ils excités durant cette expérience?
8. Quelles particules dans les solutions seraient responsables de la production de lumière colorée?
9. Pourquoi différents produits chimiques émettent-ils des couleurs de lumière différentes?
10. Pourquoi devais-tu placer les solutions dans une flamme de brûleur afin de voir l'émission d'une lumière colorée?

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Flame Tests Activity - C12-2-02 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>, site consulté le 18 décembre 2012.
Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 6 : Observation de spectres continus et de spectres de raies

1. Dessine le spectre d'une ampoule de lampe incandescente et d'une ampoule de lampe fluorescente.
2. Quelle est la différence entre un spectre de raies et un spectre continu? Dessine un exemple de chacun.
3. D'après tes observations durant l'activité en laboratoire, quels types de matières produisent des spectres continus? Des spectres de raies?
4. Donne un exemple d'une source de lumière donnant lieu à :
 - a. un spectre continu;
 - b. un spectre de raies;
 - c. un spectre continu et des spectres de raies.
5. D'après tes observations, quelles seraient les propriétés que toutes les sources lumineuses ont en commun? Quelles sont celles qui diffèrent?
6. Explique pourquoi un arc-en-ciel est considéré comme un bel exemple de spectre continu.
7. Que représentent les différentes couleurs d'un spectre de raies?
8. Pourquoi différentes substances donnent-elles des spectres différents?
9. Les lampes à vapeur de sodium émettent une lumière jaune caractéristique. Que peux-tu déduire au sujet des atomes de sodium à partir de cette observation?
10. Explique comment les atomes produisent leurs lignes spectrales caractéristiques. Pourquoi y a-t-il des lignes différentes produites au lieu d'une seule ligne?
11. Quels éléments produisent le plus grand nombre de lignes spectrales? Qu'est-ce que cela te fait penser au sujet des transitions électroniques?
12. Les lignes spectrales sont les empreintes des éléments. Explique ce que cela signifie.



ANNEXE 7 : Recherche – Le développement historique du modèle atomique*

Choisis l'un des scientifiques suivants et décris sa contribution au développement du modèle atomique. Les questions devraient t'aider à orienter ta recherche.

Démocrite

- Qui était Démocrite? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quelle a été sa contribution au développement du modèle atomique? Comment ses idées étaient-elles différentes des autres philosophes de l'Antiquité grecque?

Dalton

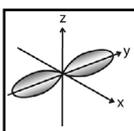
- Qui était Dalton? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Qu'a-t-il postulé au sujet des composés et des réactions chimiques?
- Quels étaient les problèmes ou questions par rapport à son modèle?

Thomson

- Qui était Thomson? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Quel nom a-t-on donné à son modèle?
- Quelles particules subatomiques sont incluses dans son modèle?
- Quels étaient les problèmes ou questions par rapport à son modèle?

Rutherford

- Qui était Rutherford? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Qu'est-ce qui l'a poussé à créer ce modèle?
- Quelle expérience a-t-il réalisée et pourquoi ses résultats étaient-ils si surprenants?
- Quelles particules subatomiques sont incluses dans son modèle?
- Qui a découvert le proton?
- Quels étaient les problèmes ou questions par rapport à son modèle?



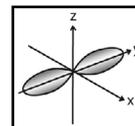
Bohr

- Qui était Bohr? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Comment a-t-il expliqué le problème majeur du modèle de Rutherford?
- Comment a-t-il décrit les niveaux d'énergie de l'atome?
- Que signifie quanta?
- Qu'est-ce qu'une orbite?
- Les électrons peuvent-ils se déplacer d'un niveau d'énergie à un autre?
- Quels étaient les problèmes ou questions par rapport à son modèle?

Schrödinger

- Qui était Schrödinger? (nom complet, date de naissance, date de décès, profession, autres renseignements personnels)
- Quel était son modèle de l'atome?
- Comment ce modèle décrit-il l'atome?
- Pourquoi ce modèle est-il meilleur que celui de Bohr?
- Qu'est-ce qu'une orbitale et en quoi est-elle différente d'une orbite?

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Quantum Mechanical Model of the Atom - C12-2-04 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 18 décembre 2012).
Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

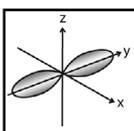
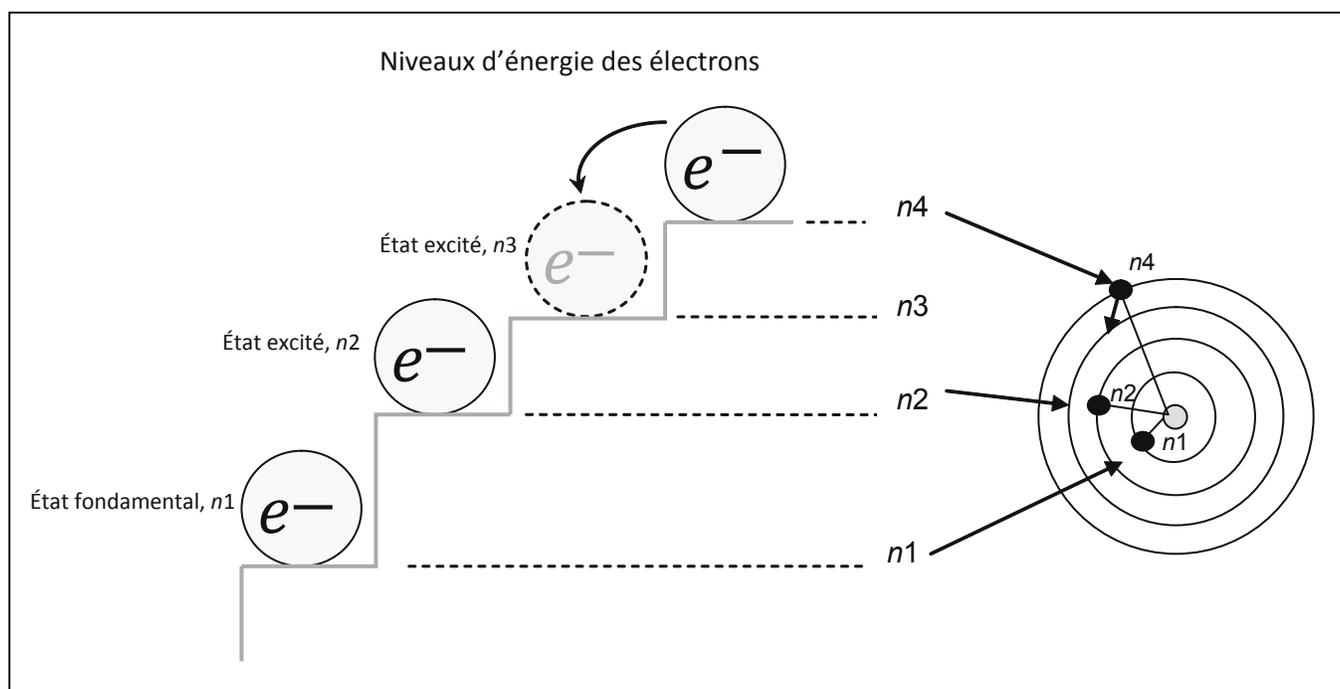


ANNEXE 8 : Le modèle atomique de la mécanique quantique

En 1913, le physicien danois Niels Bohr (1885-1962) a proposé un modèle de l'atome d'hydrogène selon lequel l'absorption du rayonnement par un atome fait passer l'électron de son état fondamental à un niveau d'énergie plus élevé et instable (l'état excité). Le modèle indique que cet électron finit par perdre de l'énergie et passe à un niveau d'énergie moins élevé en émettant de l'énergie sous forme de lumière. D'après des arguments fondés sur les interactions électrostatiques et la physique de Newton, Bohr a montré que les énergies de l'électron de l'atome d'hydrogène pouvaient être calculées par une simple relation en utilisant la constante de Rydberg et un nombre entier qui, plus tard, fut nommé le *nombre quantique principal* (n).

Johannes Rydberg (1854-1919), un physicien suédois qui a mené des recherches sur la spectroscopie, a découvert la relation simple entre les diverses raies du spectre des éléments. Cette relation comprend une constante que l'on nomma plus tard *constante de Rydberg*. Les valeurs calculées par Bohr se comparaient favorablement aux valeurs expérimentales observées antérieurement, ce qui constituait une excellente preuve de la validité du modèle.

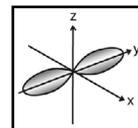
L'illustration qui suit montre l'augmentation de l'énergie potentielle lorsque l'électron passe de son état fondamental à un état excité différent. Le diagramme illustre les niveaux d'énergie.



Les physiciens étaient mystifiés autant qu'intrigués par le modèle de l'atome de Bohr. Ils se sont demandés pourquoi le modèle n'admettait que certaines valeurs d'énergie des électrons (ce qu'on appela plus tard la *quantification* du moment cinétique). Apparemment, même Bohr était incapable de fournir une explication logique. En 1924, Louis de Broglie (1892-1987), physicien français, propose une solution. Son raisonnement était le suivant : si les ondes lumineuses peuvent se comporter comme un faisceau de particules, peut-être que les particules comme les électrons peuvent aussi se comporter comme des ondes. Dans ses discussions, il fait le lien entre la circonférence d'une orbite atomique et la longueur d'onde d'un électron voyageant autour du noyau. Peu après que de Broglie eut présenté sa relation, Clinton Joseph Davisson (1881-1958) et Lester Halbert Germer (1896-1972), tous deux des États-Unis, ainsi que George Paget Thomson (1892-1975), de l'Angleterre, démontrent effectivement que les électrons possèdent des propriétés similaires à celles des ondes.

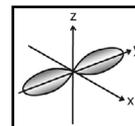
De nouvelles questions surgissent concernant la position de l'électron. Si un électron peut se comporter comme une onde, comment peut-on déterminer sa position précise dans l'atome? Ceci a mené à la formulation du principe d'incertitude par le physicien allemand Werner Heisenberg (1901-1976), qui affirme qu'il est impossible de connaître simultanément et avec certitude la position et la quantité de mouvement d'une particule.

Bohr a grandement contribué à notre compréhension de l'atome, mais sa théorie ne décrit pas complètement le comportement électronique dans l'atome. En 1926, le physicien autrichien Erwin Schrödinger (1887-1961) formule une équation décrivant les énergies et le comportement de particules inframicroscopiques à partir d'un calcul différentiel complexe. Cette équation a autant d'importance que la contribution d'Isaac Newton relativement à notre compréhension de la position et du mouvement des particules. La discussion de Newton était axée sur des corps macroscopiques (de grande taille), tandis que Schrödinger fournissait une vision probabiliste avant-gardiste du monde microscopique. Cette équation permet entre autres de calculer la probabilité statistique de trouver un électron dans un espace précis de l'atome. Les travaux de Schrödinger ont amorcé une nouvelle ère de la physique et de la chimie qui a culminé avec l'élaboration d'une nouvelle mécanique, la *mécanique quantique*.



Annexe 10 : Tableau d'électronégativité

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																	
1 H 2,20	2 3 Li 0,97	3 4 Be 1,47	4 11 Na 1,01	5 20 Ca 1,04	6 19 K 0,91	7 38 Sr 0,99	8 37 Rb 0,89	9 55 Cs 0,86	10 87 Fr 0,86	11 21 Sc 1,20	12 20 Ca 1,04	13 39 Y 1,11	14 40 Zr 1,22	15 41 Nb 1,23	16 42 Mo 1,30	17 43 Tc 1,36	18 44 Ru 1,42	19 45 Rh 1,45	20 46 Pd 1,35	21 47 Ag 1,42	22 48 Cd 1,46	23 49 In 1,49	24 50 Sn 1,72	25 51 Sb 1,82	26 52 Te 2,01	27 53 I 2,21	28 54 Xe —	29 80 Hg 1,44	30 81 Tl 1,44	31 82 Pb 1,55	32 83 Bi 1,67	33 84 Po 1,76	34 85 At 1,96	35 86 Rn —



ANNEXE 11 : Analyse graphique des tendances périodiques*

Partie 1 : tendances dans les familles

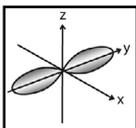
1. Pour la famille des alcalins, construis un graphique du symbole atomique en fonction :
 - du rayon atomique ou ionique;
 - de l'électronégativité;
 - de l'énergie d'ionisation.
2. Pour la famille des halogènes, construis un graphique du symbole atomique en fonction :
 - du rayon atomique ou ionique;
 - de l'électronégativité;
 - de l'énergie d'ionisation.

Partie 2 : tendances dans les périodes

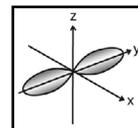
3. Pour la troisième période du tableau périodique (de Na à Ar), construis un graphique du symbole atomique en fonction :
 - du rayon atomique;
 - du rayon ionique;
 - de l'électronégativité;
 - de l'énergie d'ionisation.

Analyse des données

1. Décris les tendances observées dans chacun des graphiques tracés. Essaie d'expliquer ces tendances à l'aide de tes connaissances au sujet de la configuration électronique et de l'information dans ton manuel scolaire.
2. Comment le numéro de période est-il relié au numéro du niveau d'énergie de ses électrons de valence?
3. Explique ce qu'est un rayon atomique et un rayon ionique.
4. Qu'arrive-t-il au rayon atomique à mesure que le numéro atomique augmente dans une période? Dans une famille? Pourquoi observe-t-on ces tendances?
5. Explique ce qu'est l'effet d'écran ou de bouclier et décris la relation entre l'effet d'écran et la taille d'un atome.



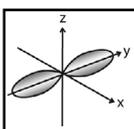
6. Pourquoi un ion négatif est-il plus grand que son atome neutre correspondant?
7. Pourquoi un ion positif est-il plus petit que son atome neutre correspondant?
8. L'azote a plusieurs états d'oxydation (N^{3+} , N^{5+} , N , N^{3-}). Place-les en fonction d'un rayon atomique ou ionique décroissant.
9. Lequel est plus grand, Fe^{2+} ou Fe^{3+} ? Explique ta réponse.
10. Pour chacune des paires suivantes, indique l'atome ou l'ion qui a le plus grand rayon. Justifie ton choix.
 - a) S, O
 - b) Ca, Ca^{2+}
 - c) Na^+ , K^+
 - d) Na, K
 - e) S^{2-} , O^{2-}
 - f) F, F^-
11. Pour chacune des paires suivantes, indique l'ion qui a le plus petit rayon. Justifie ton choix.
 - a) K^+ , Ca^{2+}
 - b) F^- , Cl^-
 - c) P^{3-} , S^{2-}
 - d) S^{2-} , F^-
 - e) O^{2-} , F^-
 - f) Fe^{2+} , Fe^{3+}
12. Explique ce qu'est l'électronégativité.
13. Quel élément a la valeur d'électronégativité la plus élevée? Où se situe cet élément dans le tableau périodique? (Dans le haut, dans le bas, à gauche, à droite)
14. Où les éléments ayant les valeurs d'électronégativité les plus basses se situent-ils dans le tableau périodique?
15. Quelle semble être la tendance des valeurs d'électronégativité de la gauche vers la droite dans une période?
16. Quelle semble être la tendance des valeurs d'électronégativité du haut vers le bas dans une famille?
17. Place les éléments suivants dans un ordre croissant d'électronégativité : O, Al, Ca.



18. Place les éléments suivants dans un ordre décroissant d'électronégativité : Cl, K, Cu.
19. Explique ce qu'est l'énergie d'ionisation.
20. Qu'arrive-t-il à l'énergie nécessaire pour enlever un électron à mesure que le numéro atomique augmente dans une période? Dans une famille? Explique ta réponse.
21. Pour chacune des paires suivantes, indique l'atome ou l'ion avec la première énergie d'ionisation la plus élevée.
- Li, Cs
 - Cl⁻, Ar
 - Ca, Br
 - Na⁺, Ne
 - B, Be
22. Pour chacune des propriétés figurant au tableau, indique s'il y a augmentation ou diminution dans une période ou une famille.

Propriété	Période	Famille
Rayon atomique		
Rayon ionique		
Électronégativité		
Énergie d'ionisation		

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Periodic Trends - C12-2-07 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 18 décembre 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 12 : Tendances périodiques – Renseignements pour l'enseignant

Tendances relatives au rayon atomique

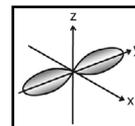
Le rayon atomique est la distance du noyau à l'électron le plus éloigné du noyau. Puisque la position de cet électron ne peut pas être déterminée de façon précise, on considère habituellement que le rayon atomique correspond à la moitié de la distance entre le noyau de deux atomes liés du même élément.

- *Tendance relative au rayon atomique par rapport à la période*
Le rayon atomique diminue généralement à mesure que l'on avance dans une période. Puisque chaque électron additionnel s'ajoute au même niveau d'énergie principal, mais que le nombre de protons augmente, les électrons supplémentaires ne sont pas protégés de la positivité croissante du noyau. La charge nucléaire croissante tire les électrons de valence plus près du noyau, réduisant ainsi le rayon atomique.
- *Tendance relative au rayon atomique par rapport au groupe*
Le rayon atomique augmente généralement à mesure que l'on descend dans un groupe du tableau périodique. En effet, comme l'orbitale extérieure s'agrandit, elle s'oppose à l'attraction du noyau sur les électrons de valence. Ce facteur est plus puissant que l'attraction accrue du noyau (qui est plus positif) sur les électrons de valence, ce qui fait augmenter le rayon.

Tendances relatives à l'énergie d'ionisation

L'énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire pour extraire un électron d'un atome à l'état gazeux. Cette valeur indique la force avec laquelle un noyau d'atome retient ses électrons de valence. Une valeur élevée de l'énergie d'ionisation indique que l'atome retient fortement ses électrons. Les valeurs faibles de l'énergie d'ionisation indiquent que l'atome retient faiblement ses électrons. Les atomes dont les valeurs d'ionisation sont élevées sont peu susceptibles de perdre des électrons et de former des ions positifs.

- *Tendances relatives aux premières énergies d'ionisation par rapport à la période*
À mesure que l'on avance dans une période, la première énergie d'ionisation augmente généralement. À titre d'exemple, la première énergie d'ionisation du lithium est faible, ce qui indique que l'atome perdra facilement un électron pour former l'ion Li^+ . L'atome de lithium possède un électron de valence et c'est cet électron qui sera facilement enlevé de l'atome. À mesure que l'on avance sur la rangée, il devient de plus en plus difficile d'enlever un électron de valence de l'atome, car la charge nucléaire accrue de chaque élément successif produit une force d'attraction plus grande sur les électrons de valence, d'où une augmentation des énergies d'ionisation. Plus la charge nucléaire est forte, plus il est difficile d'enlever un électron de valence, car les électrons sont attirés plus près du noyau chargé positivement.



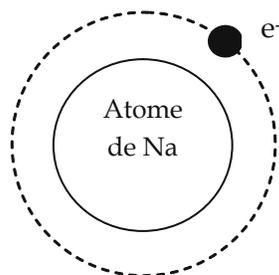
Ainsi, le néon, qui est situé à l'extrémité de la rangée, a une première énergie d'ionisation élevée, indiquant qu'il est peu susceptible de perdre un électron pour former l'ion Ne^+ . Le niveau d'énergie extérieur du néon est stable (huit électrons), donc l'atome ne cède pas facilement d'électron.

- *Tendances relatives aux énergies d'ionisation successives par rapport à la période*
L'énergie nécessaire pour chaque énergie d'ionisation successive augmente à mesure que l'on avance dans la période. La raison principale : l'augmentation de la charge positive renforce le lien avec les électrons. Pour chaque élément, l'énergie nécessaire pour une ionisation spécifique augmente considérablement, puisque les atomes ont tendance à perdre ou à gagner des électrons afin de compléter leur niveau d'énergie et de parvenir à leur état le plus stable. Le saut d'énergie se produit quand un électron de cœur, par opposition à un électron de valence, est arraché.

Exemple :

Atome de sodium (un électron de valence)

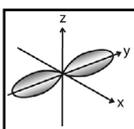
Ion de sodium (aucun électron de valence)



500 kJ/mol – énergie nécessaire pour enlever l'électron de valence

4 560 kJ/mol – énergie nécessaire pour enlever un électron du niveau d'énergie stable $2s^22p^6$

- *Tendances relatives aux énergies d'ionisation par rapport au groupe*
Les énergies d'ionisation diminuent à mesure que l'on descend dans le groupe. Plus la taille de l'atome est grande, plus les électrons de valence s'éloignent du noyau. Donc, plus l'atome est gros, moins il faut d'énergie pour arracher l'électron, puisque la force d'attraction est plus faible.



Tendances relatives au rayon ionique

Lorsque des atomes perdent des électrons pour former des ions positifs (cations), leur taille diminue toujours, et ce, pour deux raisons. D'abord, il y a la perte d'électrons de valence, qui peut donner lieu à une orbitale complètement vide. Ensuite, l'effet d'écran ou de répulsion des électrons est atténué, ce qui permet au noyau d'attirer les électrons plus près du noyau.

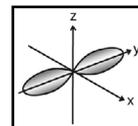
Lorsque des atomes gagnent des électrons pour former des ions négatifs (anions), ils deviennent toujours plus gros, puisque l'effet d'écran ou de répulsion des électrons augmente, ce qui éloigne les électrons du noyau.

- *Tendances relatives au rayon ionique par rapport à la période*
La taille des ions positifs diminue à mesure que l'on avance dans la période (rangée) et la taille des ions négatifs diminue plus on avance dans la période.
- *Tendances relatives au rayon ionique par rapport au groupe*
Le rayon ionique des ions positifs et négatifs augmente à mesure que l'on descend dans la colonne d'un groupe.

Tendances relatives à l'électronégativité

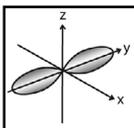
L'électronégativité se définit comme la capacité d'un atome d'une molécule d'attirer des électrons vers lui dans une liaison chimique. La première échelle d'électronégativité établie et la plus couramment utilisée – a été conçue par Linus Pauling, qui s'est appuyé sur des données thermochimiques. On utilise les valeurs de Pauling dans bon nombre de manuels. En 1936, Robert Millikan a élaboré une approche de l'électronégativité fondée uniquement sur les propriétés atomiques. Quant à l'échelle d'Allred Rochow, elle est fondée sur la force d'attraction électrostatique entre le noyau et les électrons de valence. C'est ce tableau qui est présenté à l'annexe 10, mais le choix du tableau importe peu.

- *Tendances relatives à l'électronégativité par rapport au groupe*
L'électronégativité diminue à mesure que l'on descend dans la colonne d'un groupe. Cela s'explique par l'effet d'écran, selon lequel les électrons des niveaux d'énergie plus bas forment un écran entre la charge positive du noyau et les électrons plus éloignés. La force d'attraction entre ces électrons et le noyau est donc moins forte.
- *Tendances relatives à l'électronégativité par rapport à la période*
L'électronégativité augmente à mesure que l'on avance dans la période. L'ajout de protons au noyau augmente la force d'attraction entre ce dernier et les électrons ajoutés au même niveau d'énergie.

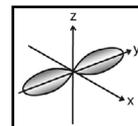


Réponses aux questions

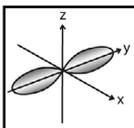
1. Décris les tendances observées dans chacun des graphiques tracés. Essaie d'expliquer ces tendances à l'aide de tes connaissances au sujet de la configuration électronique et de l'information dans ton manuel scolaire (*voir les pages précédentes*).
2. Comment le numéro de période est-il lié au numéro du niveau d'énergie de ses électrons de valence? *Le numéro de période est le même que le niveau d'énergie de ses électrons de valence. Pour la période 3, par exemple, les électrons de valence se situent dans la sous-couche 3p.*
3. Explique ce qu'est un rayon atomique et un rayon ionique. *Rayon atomique : taille de l'atome, estimé à partir de la moitié de la distance entre les noyaux d'atomes dans un solide cristallin (éléments métalliques), ou de la moitié de la distance entre les noyaux d'atomes identiques liés par une liaison covalente simple (éléments moléculaires). Rayon ionique : taille d'un ion, estimé à partir de la distance entre les noyaux dans un solide ionique.*
4. Qu'arrive-t-il au rayon atomique à mesure que le numéro atomique augmente dans une période? Dans une famille? Pourquoi observe-t-on ces tendances? *Le rayon atomique diminue à mesure que le numéro atomique augmente dans une période. Comme chaque électron additionnel s'ajoute au même niveau d'énergie principal, les électrons supplémentaires ne sont pas protégés de la positivité croissante du noyau. La charge nucléaire croissante tire les électrons de valence plus près du noyau, réduisant ainsi le rayon atomique. Le rayon atomique augmente à mesure que le numéro atomique augmente dans une famille. Les électrons près du noyau agissent comme un écran entre les couches externes d'électrons et le noyau. Ceci réduit l'attraction entre le noyau et les électrons périphériques. Comme l'orbitale extérieure s'agrandit, elle s'oppose à l'attraction du noyau sur les électrons de valence. Ce facteur est plus puissant que l'attraction accrue du noyau (qui est plus positif) sur les électrons de valence, ce qui fait augmenter le rayon.*
5. Explique ce qu'est l'effet d'écran ou de bouclier et décris la relation entre l'effet d'écran et la taille d'un atome. *Les électrons près du noyau forment un genre d'écran à la force d'attraction qu'exerce le noyau sur les électrons des couches plus éloignées. Ceci réduit la force d'attraction entre le noyau et les électrons périphériques. Pour les éléments dans une même période, les électrons qui s'ajoutent n'ont pas d'effet d'écran entre eux. Puisque la charge nucléaire augmente, la force d'attraction entre le noyau et les atomes périphériques augmente, réduisant ainsi le rayon. En descendant dans une famille, il y a plus d'électrons entre la couche périphérique et le noyau, donc même si le nombre de protons augmente, la force est en partie annulée par les électrons plus près du noyau. Puisque la force d'attraction entre le noyau et les électrons périphériques diminue, le rayon atomique augmente.*



6. Pourquoi un ion négatif est-il plus grand que son atome neutre correspondant? *Le nombre d'électrons augmente dans un ion négatif tandis que la charge nucléaire reste la même. L'ajout d'un ou de plusieurs électrons augmente la répulsion entre ces particules, ce qui grossit le nuage électronique.*
7. Pourquoi un ion positif est-il plus petit que son atome neutre correspondant? *Le nombre d'électrons diminue dans un ion positif tandis que la charge nucléaire reste la même.*
8. L'azote a plusieurs états d'oxydation (N^{3+} , N^{5+} , N , N^{3-}). Place-les en fonction d'un rayon atomique ou ionique décroissant. (N^{3-} , N , N^{3+} , N^{5+})
9. Lequel est plus grand, Fe^{2+} ou Fe^{3+} ? Explique ta réponse. *L'ion Fe^{2+} est plus grand. Puisqu'il comporte un électron de plus que l'ion Fe^{3+} , la répulsion est plus forte entre ses particules, ce qui grossit le nuage électronique. Moins un atome a d'électrons, plus l'attraction entre le noyau et les électrons périphériques est forte et, par conséquent, moins le rayon ionique est grand.*
10. Pour chacune des paires suivantes, indique l'atome ou l'ion qui a le plus grand rayon. Justifie ton choix.
- a) S, O *S, car il se situe plus bas dans le même groupe. Ses électrons périphériques sont à un niveau d'énergie plus élevé et les électrons plus près du noyau agissent comme un écran, ce qui réduit l'attraction entre le noyau et les électrons périphériques.*
- b) Ca, Ca^{2+} *Ca, car il possède moins de protons que sa forme ionique, donc le noyau attire les électrons avec moins de force.*
- c) Na^+ , K^+ *K^+ , car il se situe plus bas dans la colonne du même groupe. Les électrons près du noyau agissent comme un écran contre l'attraction du noyau envers les électrons périphériques.*
- d) Na, K *K, car il se situe plus bas dans la colonne du même groupe.*
- e) S^{2-} , O^{2-} *S^{2-} , car il se situe plus bas dans la colonne du même groupe.*
- f) F, F^- *F^- , car on ajoute un électron à la même couche d'énergie. Ces électrons se repoussent et demeurent donc plus éloignés que ceux de l'atome neutre.*
11. Pour chacune des paires suivantes, indique l'ion qui a le plus petit rayon. Justifie ton choix.
- a) K^+ , Ca^{2+} *Ca^{2+} , car il possède plus de protons attirant le même nombre d'électrons que l'ion potassium.*
- b) F^- , Cl⁻ *F^- , car il se situe plus haut dans le même groupe; ses électrons sont donc à un niveau d'énergie moins élevé et sont attirés plus fortement par le noyau.*
- c) P^{3-} , S^{2-} *S^{2-} , car il possède plus de protons attirant le même nombre d'électrons.*
- d) S^{2-} , F^- *F^- , car il se situe plus haut dans le tableau périodique; ses électrons périphériques sont à un niveau d'énergie moins élevé. Il se trouve aussi plus à droite dans la période, donc le rayon ionique est plus petit.*
- e) O^{2-} , F^- *F^- , car il possède plus de protons attirant le même nombre d'électrons.*
- f) Fe^{2+} , Fe^{3+} *Fe^{3+} , car il possède plus de protons attirant le même nombre d'électrons.*



12. Explique ce qu'est l'électronégativité. *L'électronégativité se définit comme la capacité d'un atome d'une molécule d'attirer des électrons vers lui dans une liaison chimique.*
13. Quel élément a la valeur d'électronégativité la plus élevée? Où se situe cet élément dans le tableau périodique? (Dans le haut, dans le bas, à gauche, à droite) *L'élément qui présente la valeur d'électronégativité la plus élevée est le fluor. Cet élément se situe dans le haut du tableau périodique, à droite.*
14. Où les éléments ayant les valeurs d'électronégativité les plus basses se situent-ils dans le tableau périodique? *Les éléments dans le bas du tableau périodique, à gauche sont ceux qui présentent les valeurs d'électronégativité les plus basses.*
15. Quelle semble être la tendance des valeurs d'électronégativité de la gauche vers la droite dans une période? *Les valeurs d'électronégativité augmentent de la gauche vers la droite dans une période.*
16. Quelle semble être la tendance des valeurs d'électronégativité du haut vers le bas dans une famille? *Les valeurs d'électronégativité diminuent du haut vers le bas dans une famille.*
17. Place les éléments suivants dans un ordre croissant d'électronégativité : O, Al, Ca.
Ca, Al, O
18. Place les éléments suivants dans un ordre décroissant d'électronégativité : Cl, K, Cu.
K, Cu, Cl
19. Explique ce qu'est l'énergie d'ionisation. *L'énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire pour extraire un électron d'un atome à l'état gazeux.*
20. Qu'arrive-t-il à l'énergie nécessaire pour enlever un électron à mesure que le numéro atomique augmente dans une période? Dans une famille? Explique ta réponse. *À mesure que le numéro atomique augmente dans une période, l'énergie d'ionisation augmente. À mesure que l'on avance sur la rangée, il devient de plus en plus difficile d'enlever un électron de valence de l'atome, car la charge nucléaire accrue de chaque élément successif produit une force d'attraction plus grande sur les électrons de valence, d'où une augmentation des énergies d'ionisation. Plus la charge nucléaire est forte, plus il est difficile d'enlever un électron de valence, car les électrons sont attirés plus près du noyau chargé positivement. Les énergies d'ionisation diminuent à mesure que l'on descend dans le groupe. Plus la taille de l'atome est grande, plus les électrons de valence s'éloignent du noyau. Donc, plus l'atome est gros, moins il faut d'énergie pour arracher l'électron, puisque la force d'attraction est plus faible.*

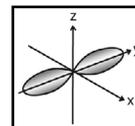


21. Pour chacune des paires suivantes, indique l'atome ou l'ion avec la première énergie d'ionisation la plus élevée.

- a) Li, Cs *Li*
- b) Cl⁻, Ar *Ar*
- c) Ca, Br *Br*
- d) Na⁺, Ne *Na⁺*
- e) B, Be *Be*

22. Pour chacune des propriétés figurant au tableau, indique s'il y a augmentation ou diminution dans une période ou une famille.

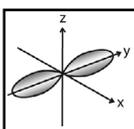
Propriété	Période	Famille
Rayon atomique	<i>Diminue</i>	<i>Augmente</i>
Rayon ionique	<i>Diminue du groupe 1 au groupe 3, augmente par la suite et diminue de nouveau du groupe 5 au groupe 7</i>	<i>Augmente</i>
Électronégativité	<i>Augmente</i>	<i>Diminue</i>
Énergie d'ionisation	<i>Augmente</i>	<i>Diminue</i>



Annexe 13 : Valeurs d'électronégativité et type de lien

À l'aide du tableau des électronégativités, détermine le type de lien (ionique, covalent polaire, covalent non polaire) qui serait formé entre chacun des éléments suivants. Indique la différence d'électronégativité pour chaque paire d'éléments.

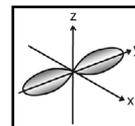
	Type de lien	Différence d'électronégativité
1.	Na, Cl	
2.	Al, Cl	
3.	H, S	
4.	K, F	
5.	O, O	
6.	Mg, S	
7.	Li, Br	
8.	F, F	

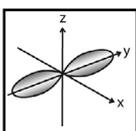


Annexe 14 : Valeurs d'électronégativité et type de lien – Corrigé

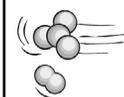
À l'aide du tableau des électronégativités, détermine le type de lien (ionique, covalent polaire, covalent non polaire) qui serait formé entre chacun des éléments suivants. Indique la différence d'électronégativité pour chaque paire d'éléments.

	Type de lien	Différence d'électronégativité
1. Na, Cl	ionique	$2,83 - 1,01 = 1,72$
2. Al, Cl	covalent polaire	$2,83 - 1,47 = 1,36$
3. H, S	ionique	$2,44 - 2,20 = 2,24$
4. K, F	ionique	$4,10 - 0,91 = 3,19$
5. O, O	covalent non polaire	$3,50 - 3,50 = 0$
6. Mg, S	covalent polaire	$2,44 - 1,23 = 1,21$
7. Li, Br	ionique	$2,74 - 0,97 = 1,77$
8. F, F	covalent non polaire	$4,10 - 4,10 = 0$





LA CINÉTIQUE

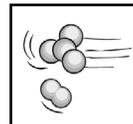


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves étudieront la vitesse des réactions chimiques. Ils devront utiliser la théorie des collisions pour expliquer les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique. Ils étudieront aussi le concept du mécanisme de réaction et la loi de la vitesse d'une réaction.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 10^e année, les élèves se sont familiarisés avec l'énergie cinétique et l'énergie potentielle par rapport au mouvement. Dans le cours de chimie de 11^e année, ils ont utilisé la théorie moléculaire cinétique pour expliquer les propriétés des gaz et ont étudié la stœchiométrie des réactions chimiques.

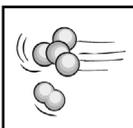


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

Afin de faciliter la présentation des renseignements et des stratégies d'enseignement et d'évaluation, les RAS de ce regroupement ont été disposés en **blocs d'enseignement**. Il est à souligner que, tout comme le regroupement lui-même, les blocs d'enseignement ne sont que des pistes suggérées pour le déroulement du cours de chimie. L'enseignant peut choisir de structurer son cours et ses leçons en privilégiant une autre approche. Les élèves doivent cependant réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 12^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 12^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent être enseignés pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	La vitesse de réaction	C12-3-01, C12-3-02, C12-0-C1, C12-0-S5	1 h
Bloc B	La vitesse moyenne et la vitesse instantanée	C12-3-03, C12-3-04, C12-0-S5, C12-0-S6, C12-0-S7	3 h
Bloc C	Les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique	C12-3-05, C12-3-06, C12-0-S2, C12-0-S3, C12-0-S4, C12-0-S6, C12-0-S7, C12-0-S9	2 h
Bloc D	Les diagrammes d'énergie potentielle	C12-3-07, C12-3-08, C12-0-C1, C12-0-C2	2 h
Bloc E	La loi d'une vitesse de réaction	C12-3-09, C12-0-C1	1,5 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			<i>1 à 2 h</i>
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			10 à 11 h



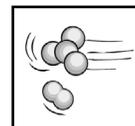
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

Vous trouverez ci-dessous une liste de ressources éducatives qui se prêtent bien à ce regroupement. Il est possible de se procurer la plupart de ces ressources à la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) ou de les commander auprès du Centre de ressources d'apprentissage du Manitoba (CRA)

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97382)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97383)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 98878)
- [R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 91609)
- FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)
- HILL, John W. et al. *Chimie générale*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96139)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 97715)
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CRA 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR. *La sécurité en sciences de la nature : Un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015. (DREF P.D. 372.35 5446, CRA 98839)



- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d’enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11, CRA 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l’élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d’enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l’élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91610)

AUTRES IMPRIMÉS

L’Actualité, Éditions Rogers Media, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE. [revue publiée 20 fois l’an; articles d’actualité canadienne et internationale]

Ça m’intéresse, Prisma Presse, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; beaucoup de contenu STSE; excellentes illustrations]

Découvrir : la revue de la recherche, Association francophone pour le savoir, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE [revue bimestrielle de vulgarisation scientifique; recherches canadiennes]

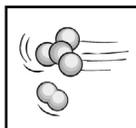
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

- [R] *Québec Science*, La Revue Québec Science, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE. [revue publiée 10 fois l’an]

- [R] *Science et vie junior*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; excellente présentation de divers dossiers scientifiques; explications logiques avec beaucoup de diagrammes]

- [R] *Science et vie*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; articles plus techniques]

Sciences et avenir, La Revue Sciences et avenir, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; articles détaillés]

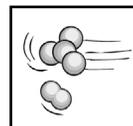


DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

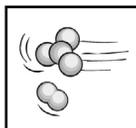
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)

SITES WEB

- Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 31 décembre 2014). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]
- Bases de la théorie de la réaction chimique. http://uel.unisciel.fr/chimie/cinet/cinet_ch05/co/apprendre_ch5_04.html (consulté le 31 décembre 2014). [en cliquant sur une animation, on peut voir l'orientation favorable des molécules lors de collisions]
- [R] *La chimie.net*. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 12 juillet 2014). [site avec beaucoup d'informations et d'exercices]
- [R] *Chocs efficaces*. http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/livre_interactif_chimie/12_Suivi_temporel/Chocs_efficaces.swf (consulté le 31 décembre 2014). [animation sur les effets d'une augmentation de température]
- [R] *Chocs efficaces*. http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/livre_interactif_chimie/12_Suivi_temporel/Chocs_efficaces_2.swf (consulté le 31 décembre 2014). [animation sur les effets d'une augmentation de la concentration]
- Constante de vitesse. <http://chimge.unil.ch/Fr/cin/1cin5.htm> (consulté le 31 décembre 2014).
- Énergie d'activation. http://www.fsj.ualberta.ca/CHIMIE/chim101/G_4.html (consulté le 31 décembre 2014).
- NO + O₃ bimolecular collision. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/> (consulté le 31 décembre 2014). [animation qui montre l'orientation favorable des molécules lors de collisions (site en anglais)]
- [R] *Réaction et cinétique*. <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/reactions-and-rates> (consulté le 31 décembre 2014). [animation qui permet d'explorer des facteurs influençant la vitesse de réaction]



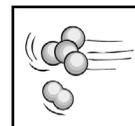
- [R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com/> (consulté le 31 décembre 2014). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]
- [R] *Vitesse volumique de réaction*. http://www.labolycee.org/anim/vit_reaction.swf (consulté le 31 décembre 2014). [simulation permettant de déterminer la vitesse de réaction à un moment donné]



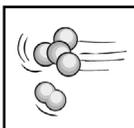
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

L'élève sera apte à :

- C12-3-01** formuler une définition opérationnelle de vitesse de réaction, entre autres des exemples de réactions chimiques se produisant à différentes vitesses;
RAG : D3
- C12-3-02** donner des exemples de variables utilisées pour mesurer les vitesses de réaction (c.-à-d. la variation par unité de temps, $\Delta x / \Delta t$),
par exemple, la pression, la température, le pH, la conductibilité, la couleur;
RAG : D3
- C12-3-03** mener une expérience pour mesurer la vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction chimique,
entre autres la vitesse initiale;
RAG : D3
- C12-3-04** lier la vitesse de formation d'un composé à la vitesse de disparition d'un réactif, compte tenu des données expérimentales sur la vitesse et la stœchiométrie de la réaction,
entre autres le traitement descriptif à l'échelle particulière;
RAG : D3, D4
- C12-3-05** mener une expérience pour déterminer des facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique,
entre autres la nature des réactifs, la surface de contact, la concentration, la pression, le volume, la température, la présence d'un catalyseur;
RAG : C2
- C12-3-06** utiliser la théorie des collisions pour expliquer les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique,
entre autres l'énergie d'activation, l'orientation des molécules;
RAG : D3, D4
- C12-3-07** tracer des diagrammes d'énergie potentielle pour des réactions endothermiques et exothermiques,
entre autres les vitesses relatives, l'effet d'un catalyseur, la chaleur de la réaction (variation de l'enthalpie);
RAG : D3



- C12-3-08** expliquer le concept du mécanisme de réaction,
entre autres l'étape déterminante de la vitesse;
RAG : D2
- C12-3-09** déterminer la loi de vitesse d'une réaction chimique à partir de données
expérimentales,
entre autres les réactions d'ordre 0, 1 ou 2, les graphiques de la vitesse en
fonction de la concentration.
RAG : D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

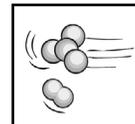
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

Étude scientifique

- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2

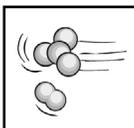


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;*
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard, *entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;*
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données, *entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;*
RAG : C2, C5
- C11-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, *entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;*
RAG : C2, C5, C8

Recherche et communication

- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, *entre autres imprimées, électroniques et humaines;*
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C12-0-R4 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

C12-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C12-0-G2 susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7

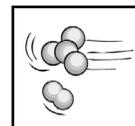
C12-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

C12-0-N1 expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2

C12-0-N2 décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4

C12-0-N3 décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : A1, A2



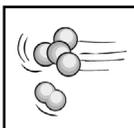
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T2** expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2

Attitudes

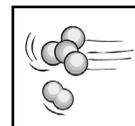
- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie;
RAG : C2, C5
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les professions et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4
- C12-0-A4** se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B5, C4



Bloc A : La vitesse de réaction

L'élève sera apte à :

- C12-3-01** formuler une définition opérationnelle de vitesse de réaction, entre autres des exemples de réactions chimiques se produisant à différentes vitesses;
RAG : D3
- C12-3-02** donner des exemples de variables utilisées pour mesurer les vitesses de réaction (c.-à-d., la variation par unité de temps, $\Delta x / \Delta t$),
par exemple la pression, la température, le pH, la conductibilité, la couleur;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes.
RAG : C2, C5



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à réfléchir à des exemples de réactions ou processus rapides et lents dont ils sont témoins dans la vie de tous les jours. Leur suggérer de commencer par des exemples de changements physiques, comme la fonte ou la dissolution. Bien qu'il ne s'agisse pas de changements chimiques, ces exemples permettent de renforcer le concept de réaction rapide et lente. Amener les élèves à réfléchir à des réactions chimiques.

Parmi les exemples de réactions rapides que les élèves peuvent donner, mentionnons les explosions, la combustion d'essence et les réactions de précipitation et de neutralisation.

Pour ce qui est des exemples de réactions lentes, les élèves peuvent parler, entre autres de la rouille, de la cuisson d'un gâteau, du mûrissement d'un fruit ou de la croissance d'une plante.

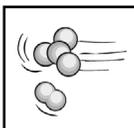
La cinétique des réactions chimiques touche à bien d'autres aspects des sciences et de l'ingénierie. Les biologistes étudient la vitesse des réactions métaboliques et la progression des réactions en jeu dans la croissance et la régénération des os. Les ingénieurs en mécanique cherchent à retarder la rouille des carrosseries d'automobile, tandis que les agronomes étudient les réactions chimiques en jeu dans l'altération et la dégradation des aliments (van Kessel *et al.*, 2003 : 358).

Pour déterminer la vitesse de toute activité (p. ex., courir, lire, faire cuire des hamburgers), il faut évaluer le travail accompli en une période de temps donnée. On peut quantifier ou mesurer la vitesse d'une réaction chimique (aussi appelée cinétique de réaction).

Sur le plan opérationnel, la vitesse de réaction décrit la rapidité ou la lenteur avec laquelle un réactif disparaît ou un produit se forme. À ce stade, une définition opérationnelle tiendrait compte du temps de réaction par opposition à la vitesse. (Dans les réactions rapides, le temps de réaction est court, tandis que dans les réactions lentes, le temps de réaction est plus long.)

OU

Inviter les élèves à travailler avec un partenaire afin d'effectuer l'exercice de @ l'annexe 1. Distribuer la feuille A à l'un des élèves et la feuille B à l'autre. Chaque élève travaille individuellement et tente de répondre aux questions sur sa feuille. Ensuite, l'élève qui a reçu la feuille A pose les questions qui figurent sur sa feuille à son partenaire et note les réponses de ce dernier. L'élève qui a reçu la feuille B pose ensuite les questions qui figurent sur sa feuille à son partenaire et note les réponses. Demander aux élèves d'arriver à un consensus sur leurs réponses, puis examiner les questions avec l'ensemble des élèves.



En quête**Activité – introduction à la vitesse de réaction**

Proposer aux élèves d'effectuer l'activité décrite à l'annexe 2 afin de mieux comprendre la vitesse de réaction.

Démonstrations ou activités de laboratoire

Inviter les élèves à réaliser des activités de laboratoire ou leur présenter des démonstrations illustrant le concept de vitesse de réaction dans une réaction chimique (voir l'annexe 2 ou les activités décrites ci-dessous). Il n'est pas nécessaire de faire toutes ces activités; quelques démonstrations devraient suffire à faire comprendre aux élèves la notion de vitesse de réaction.

- **Réaction du magnésium avec l'acide chlorhydrique**

Faire réagir du magnésium solide avec une solution 1,0 mol/L de HCl. Faire réagir un autre morceau de magnésium avec une solution 6,0 mol/L de HCl.

Poser aux élèves les questions suivantes :

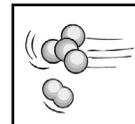
- *Que s'est-il passé?*
- *Combien de temps a pris chaque réaction?*
- *Est-ce que la quantité de réactif a une importance?*
- *Comment pouvez-vous mesurer la vitesse de réaction?*

- **Dégradation des aliments**

Couper une pomme en quatre tranches, de façon que chaque tranche ait à peu près la même surface de pulpe exposée. Tremper la première tranche dans de l'eau et la placer sur le bureau. Cette tranche sera la tranche témoin. Tremper la deuxième tranche dans le jus de citron et la placer sur le bureau à côté de la première. Placer la troisième tranche au réfrigérateur ou dans une petite glacière sur la glace. Placer la quatrième tranche dans un sac refermable en enlevant autant d'air que possible.

Comparer les quatre tranches après 10, 20 et 30 minutes et inscrire le degré de « brunissement » observé sur la pulpe de la pomme à chacune des trois étapes chronométrées. Discuter des observations faites par rapport à l'élément auquel la pomme était exposée.

Pousser la réflexion concernant les observations sur les tranches de pomme, cette fois en parlant de la vitesse de brunissement de la pomme dans chaque échantillon (van Kessel *et al.*, 2003 : 359).



- **Réaction de décomposition**

Le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) se décompose graduellement pour former de l'eau et de l'oxygène gazeux. Dans cette démonstration, la levure agit sur le peroxyde d'hydrogène pour accélérer la réaction.

Verser 10 mL de peroxyde d'hydrogène dans un bécher et noter toute observation. Ajouter une pincée de levure au peroxyde d'hydrogène. Remuer doucement à l'aide d'un cure-dents. Noter ce qui se passe. (Le peroxyde d'hydrogène est un liquide clair et incolore. Lorsque la levure y est ajoutée, des bulles se forment et le mélange commence à former une mousse.)

Au lieu de la levure, utiliser du dioxyde de manganèse (MnO_2) pour accélérer la réaction de décomposition du peroxyde d'hydrogène.

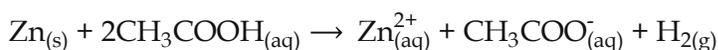
Enseignement direct - la vitesse de réaction

Expliquer aux élèves que la vitesse de réaction se définit comme un changement dans une propriété visible par unité de temps. Cette propriété observable doit être choisie en fonction de ce qui peut être mesuré en laboratoire. Il peut s'agir d'un changement de couleur, de température ou de pression, ou de l'apparition d'une nouvelle substance (voir *Chimie 12*, p. 272-273 ou *Chimie 12 STSE*, p. 354-362). Dans certaines méthodes courantes, on mesure la vitesse de réaction à l'aide d'un spectromètre, d'un conductimètre et d'un manomètre (ou d'une simple seringue).

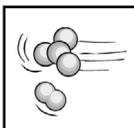
Il est important de souligner que la concentration ne peut être surveillée directement, et que les propriétés observables (mesurables) énumérées ci-dessous peuvent servir à déterminer la variation de concentration par unité de temps.

- **Pression**

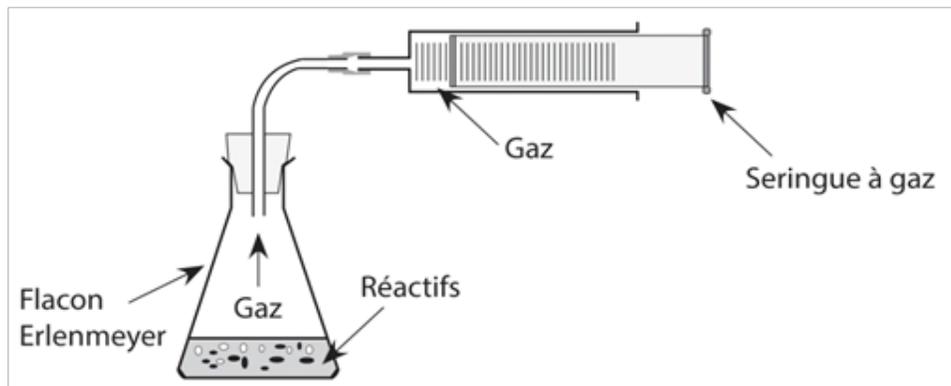
On peut utiliser un manomètre pour mesurer une variation de pression lorsqu'une réaction entraîne un changement du nombre de moles de gaz. On peut suivre la réaction entre le zinc et l'acide acétique en fixant un manomètre à un vase de réaction contenant un volume connu immergé dans un bain à température constante.



La pression du gaz augmente à mesure que le $\text{H}_{2(g)}$ se forme.



Une méthode plus simple consiste à utiliser une seringue à gaz pour mesurer la vitesse de réaction. Voir le diagramme qui suit :



- **Température**

Pour une réaction exothermique, la vitesse de réaction peut être mesurée en fonction de l'augmentation de la température. Pour une réaction endothermique, la vitesse de réaction est mesurée en fonction de la baisse de température.

- **pH**

On peut utiliser un pH-mètre pour mesurer la variation de l'acidité par unité de temps. Ces données peuvent ensuite servir à déterminer la concentration d'ions hydrogène (ions hydronium) par unité de temps.

- **Conductivité**

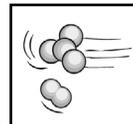
On peut placer des électrodes dans le mélange en réaction et utiliser l'augmentation ou la diminution de la conductivité des produits pour mesurer la vitesse de réaction. Cette méthode sert habituellement lorsque des réactifs non ioniques forment des produits ioniques.

La vitesse de réaction peut être calculée en trouvant la variation de la quantité de substance produite par unité de temps ou la variation de la disparition d'un réactif par unité de temps.

$$\text{vitesse} = \Delta x / \Delta t \text{ (formation d'un produit)}$$

$$\text{vitesse} = \Delta x / \Delta t \text{ (disparition d'un réactif)}$$

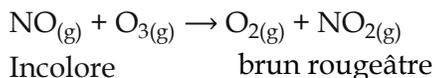
Les élèves peuvent confondre vitesse de réaction et temps de réaction. Souligner que la vitesse de réaction décrit un changement en fonction du temps, alors que le temps de réaction désigne seulement la durée de la réaction (le temps nécessaire pour qu'elle se produise). Les deux termes sont inversement proportionnels comme le montrent les formules ci-dessus.



- **Couleur**

Un spectromètre peut servir à mesurer la concentration d'un réactif ou d'un produit qui absorbe (ou émet) de la lumière d'une étroite gamme de longueurs d'onde.

En voici un exemple :



Des quantités connues de réactifs sont injectées dans un tube pour échantillons de gaz, et la vitesse de production de $\text{NO}_{2(g)}$ est mesurée par la surveillance de la couleur par unité de temps.

En fin

Inviter les élèves à remplir un tableau des connaissances sur la vitesse de réaction (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 9.9-9.11).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

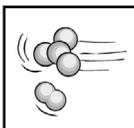
Proposer aux élèves de faire une entrée dans leur carnet scientifique concernant les réactions rapides et lentes et d'expliquer chaque type de vitesse de réaction. Voici des exemples de questions à poser :

- *Est-ce que toutes les réactions se font à la même vitesse?*
- *Que signifie « vitesse de réaction »?*
- *Comment peut-on mesurer la vitesse d'une réaction?*
- *Est-ce qu'une réaction se produit toujours à la même vitesse?*

2

Demander aux élèves de fournir des exemples de ce qui suit :

- réactions qui ont des vitesses différentes;
- réactions qui se produisent à différentes vitesses dans des conditions différentes;
- processus qui ne peuvent pas être contrôlés;
- processus qui peuvent être contrôlés.

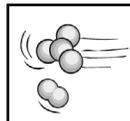


3

Proposer aux élèves de remplir un cadre de comparaison pour les réactions rapides par rapport aux réactions lentes (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18).

4

Pour une réaction donnée, demander aux élèves de prédire quelle variable (ou propriété) peut être plus facilement mesurée (surveillée).



Bloc B : La vitesse moyenne et la vitesse instantanée

L'élève sera apte à :

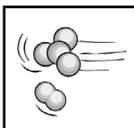
- C12-3-03** mener une expérience pour mesurer la vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction chimique,
entre autres la vitesse initiale;
RAG : C2
- C12-3-04** lier la vitesse de formation d'un composé à la vitesse de disparition d'un réactif, compte tenu des données expérimentales sur la vitesse et la stœchiométrie de la réaction,
entre autres le traitement descriptif à l'échelle particulière;
RAG : D3, D4
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S7** interpréter des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Proposer aux élèves de compléter l'activité décrite à ☺ l'annexe 3.

Les élèves ont étudié la stœchiométrie des réactions chimiques au regroupement 3 du cours de chimie de 11^e année.



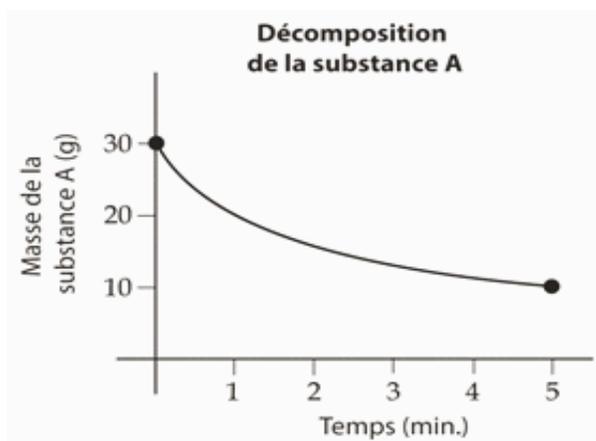
En quête

Activité de laboratoire - mesure de la vitesse de réaction

Proposer aux élèves de réaliser une expérience de laboratoire pour mesurer la variation de la masse de carbonate de calcium à mesure que le composé réagit avec une solution 3 mol/L d'acide chlorhydrique (voir @ l'annexe 4 ou @ l'annexe 5). À partir de données calculées ou de celles qui sont présentées à l'annexe, proposer aux élèves de calculer la vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction.

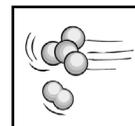
Leur suggérer d'utiliser une analyse graphique en ajoutant les données au diagramme et en déterminant la vitesse instantanée au temps = 0 (vitesse initiale) et à d'autres temps. Proposer aux élèves de comparer les vitesses et d'émettre une hypothèse sur les raisons expliquant ces variations de vitesse.

La vitesse moyenne d'une réaction dépend de l'intervalle de temps choisi. Elle est généralement calculée en divisant la quantité totale de substance disparue (ou produite) par le temps (durée totale) de la réaction. Voir le graphique ci-dessous et l'exemple de calcul.

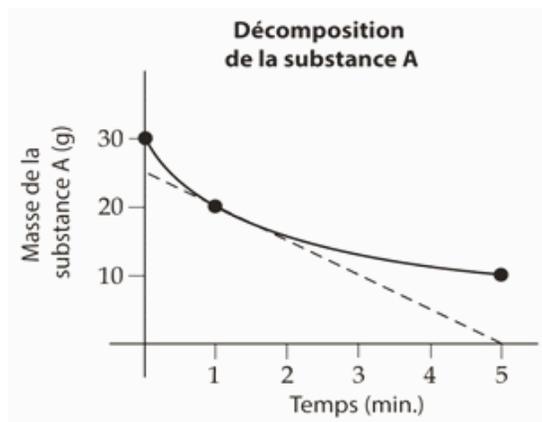


$$\text{vitesse moyenne} = \frac{\text{variation de la quantité de substance A}}{\text{intervalle de temps}} = \frac{30 \text{ g} - 10 \text{ g}}{5 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 4 \text{ g/min}$$

La vitesse instantanée correspond à la vitesse de réaction à un moment précis de la réaction. Pour calculer cette vitesse, il faut tracer une tangente au point précis sur le graphique (moment précis) et calculer ensuite la pente de cette droite.



Voir le graphique et l'exemple de calcul pour déterminer la vitesse instantanée à 1 minute.



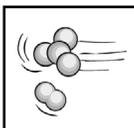
$$\text{pente} = \frac{\text{variation de la quantité de substance A}}{\text{intervalle de temps}} = \frac{25 \text{ g} - 0 \text{ g}}{5 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 5 \text{ g/min à } t = 1 \text{ minute}$$

Simulation - vitesse de réaction

La simulation présentée sur le site « vitesse volumique de réaction », http://www.labolycee.org/anim/vit_reaction.swf, permet aux élèves de déterminer la vitesse de réaction à un moment donné.

Analyse de données

Si les élèves ont besoin de pratique additionnelle, leur suggérer de tracer des exemples de graphiques illustrant des données précises. Consulter les ☺ annexes 6 et 8 où l'on propose deux exercices pouvant convenir à cette fin. Les corrigés figurent aux ☺ annexes 7 et 9. À partir des données sur le graphique, leur demander de calculer la vitesse moyenne et de déterminer les vitesses instantanées. Les inviter aussi à comparer les vitesses et à découvrir que le taux de disparition de chaque réactif et de formation de chaque produit est lié à la stœchiométrie de la réaction.

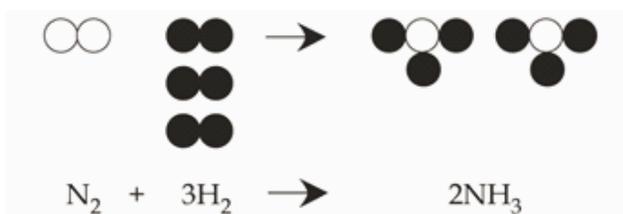


Enseignement direct - vitesse de réaction et stœchiométrie

Présenter ce concept avec prudence. Utiliser les diagrammes de molécules pour faire comprendre aux élèves la vitesse de réaction à l'échelle particulaire.

Pour la réaction $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, le coefficient devant la substance détermine la vitesse de disparition ou de production de cette substance, si la vitesse initiale de disparition de N_2 est connue.

À l'échelle moléculaire, cette réaction serait exprimée comme suit :



Faire remarquer aux élèves que pour chaque molécule de N_2 utilisée, trois molécules de H_2 disparaissent. Cela signifie que la vitesse de disparition de H_2 équivaut à trois fois la vitesse de disparition de N_2 . En outre, la vitesse de production de molécules de NH_3 équivaut à deux fois la vitesse de disparition de N_2 .

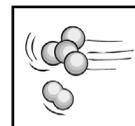
Ainsi, selon l'équation chimique équilibrée, la vitesse de disparition de $H_2 = 3x$ (triple de la vitesse de disparition de N_2), alors que la vitesse de production de $NH_3 = 2x$ (double de la vitesse de disparition de N_2).

On peut exprimer cette réaction autrement en affirmant que la vitesse de disparition (ou d'utilisation) de N_2 est trois fois plus faible que la vitesse de disparition de H_2 et qu'elle équivaut à la moitié de la vitesse de production de NH_3 .

Si la vitesse de réaction d'une des espèces est connue, la vitesse de réaction des autres espèces peut être déterminée à partir de la stœchiométrie de la réaction.

La vitesse de disparition de l'azote est exprimée comme suit :

$$\text{Vitesse de réaction} = \frac{-\Delta[N_2]}{\Delta t}$$



Donc, la formule ci-dessous est vraie :

$$\text{Vitesse de réaction} = \frac{-\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

Exemple de problème

Pour la réaction $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, si l'hydrogène réagit à une vitesse de $1,5 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$, quelle est la vitesse de formation de l'ammoniac?

Solution :

On peut calculer la vitesse de la même façon qu'avec la stœchiométrie pour déterminer le nombre de moles de produit formé. Il s'agit d'utiliser le rapport des coefficients pour déterminer le rapport entre les vitesses.

$$\begin{aligned} \text{vitesse de production de NH}_3 &= 1,5 \text{ mol/L}\cdot\text{s H}_2 \left(\frac{2\text{NH}_3}{3\text{H}_2} \right) \\ &= 1,0 \text{ mol/L}\cdot\text{s NH}_3 \end{aligned}$$

En fin

Proposer aux élèves de dessiner ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsqu'un réactif est utilisé et qu'un produit est formé au cours d'une réaction chimique.

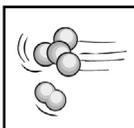
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des @ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

2

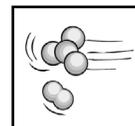
Demander aux élèves de résoudre des problèmes sur des données expérimentales de vitesse et sur la stœchiométrie de réactions (voir @ l'annexe 10). Les réponses se trouvent à @ l'annexe 11.



Bloc C : Les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique

L'élève sera apte à :

- C12-3-05** mener une expérience pour déterminer des facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique,
entre autres la nature des réactifs, la surface de contact, la concentration, la pression, le volume, la température, la présence d'un catalyseur;
RAG : C2
- C12-3-06** utiliser la théorie des collisions pour expliquer les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique,
entre autres l'énergie d'activation, l'orientation des molécules;
RAG : D3, D4
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5



C12-0-S9 tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction.
RAG : C2, C5, C8

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

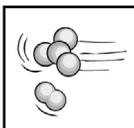
Inviter les élèves à se pencher sur les questions suivantes :

- *On place un morceau de magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique 1 mol/L. On place ensuite un morceau de magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique 6 mol/L. Quelle réaction se déroulera plus rapidement? Pourquoi? Qu'est-ce qui se produit à l'échelle moléculaire pour expliquer cette augmentation de vitesse?*
- *On fait réagir du monoxyde d'azote avec de l'hydrogène afin de produire du monoxyde de diazote et de l'eau. Si l'on provoque cette réaction à 25 °C et ensuite à 100 °C, dans laquelle de ces deux conditions sera-t-elle plus rapide? Pourquoi? Qu'est-ce qui se produit à l'échelle moléculaire pour expliquer cette différence de vitesse?*
- *On place un morceau de magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique. On répète cette manipulation, mais cette fois avec du magnésium en poudre. Quelle réaction sera plus rapide? Pourquoi? Qu'est-ce qui se produit à l'échelle moléculaire pour expliquer cette différence de vitesse?*

En quête

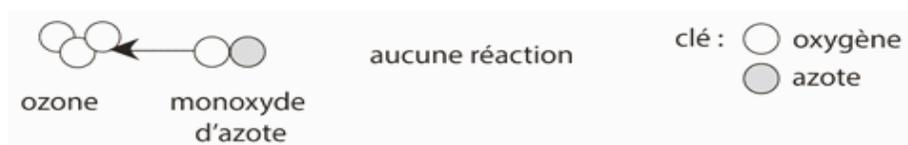
Enseignement direct - la théorie des collisions

Présenter la « théorie de la collision » dans les réactions chimiques aux élèves (voir *Chimie 11-12*, p. 524-526, *Chimie 12*, p. 289-296 ou *Chimie 12 STSE*, p. 365-366). Selon cette théorie, pour qu'une réaction chimique se produise, les particules de réactif doivent entrer en collision. S'il n'y a pas de collision entre les particules, il n'y a pas de réaction. Toutefois, il n'y a pas nécessairement de réaction chimique chaque fois qu'il y a collision. Les particules de réactif doivent entrer en collision, mais avec une énergie cinétique suffisante (appelée l'énergie d'activation) et selon une orientation favorable. L'énergie d'activation est définie comme la quantité minimale d'énergie cinétique nécessaire pour que les collisions entre les particules soient efficaces, c'est-à-dire, qu'elles provoquent une réaction chimique.



Exemples

L'orientation de la molécule de monoxyde d'azote ci-dessous ne favorisera PROBABLEMENT PAS une réaction.



L'orientation de la molécule d'azote ci-dessous favorisera PROBABLEMENT une réaction.

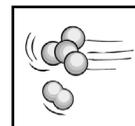


Animations

- L'une des animations présentées dans le site ci-dessous montre l'orientation favorable des molécules au moment de la collision, la réaction étant $O_3 + NO \rightarrow NO_2 + O_2$. Pour séparer la molécule d'ozone O_3 , l'atome d'azote de la molécule de monoxyde d'azote doit entrer en collision avec le bon angle et une énergie suffisante pour provoquer la réaction chimique. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/index4.html> (site en anglais)
- Le site ci-dessous montre l'orientation favorable des molécules au moment de la collision, la réaction étant $H_2 + C_2H_4 \rightarrow C_2H_6$. http://uel.unisciel.fr/chimie/cinet/cinet_ch05/co/apprendre_ch5_04.html
- L'animation présentée sur le site ci-dessous permet d'explorer des facteurs influençant la vitesse de réaction, par exemple, la concentration, l'énergie d'activation et l'orientation des molécules. <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/reactions-and-rates>

Activités de laboratoire

Amener les élèves à découvrir d'un point de vue qualitatif les facteurs qui influent sur la vitesse d'une réaction plutôt que de réaliser un laboratoire de vérification. Il n'est pas nécessaire que les élèves fassent toutes les activités indiquées. L'enseignant peut choisir de faire plus d'une activité, si le temps le permet. Choisir les activités appropriées compte tenu du niveau de connaissances des élèves.



- **L'étude des vitesses de réaction** (voir *Chimie 12*, p. 274)

La première partie de cette activité porte sur l'effet de la concentration dans une réaction chimique. Faire réagir du bicarbonate de sodium avec des solutions de vinaigre de différentes concentrations. Inscrive le temps nécessaire pour que l'éprouvette soit remplie de dioxyde de carbone. Calculer la vitesse de réaction moyenne en mL/s pour chaque essai.

La deuxième partie illustre l'effet de la température sur la vitesse de réaction avec les mêmes réactifs que dans la partie 1, soit le bicarbonate de sodium et le vinaigre. Un gramme de NaHCO_3 réagit avec 10,0 mL de vinaigre, mais les deux réactifs doivent être à 10 °C avant d'être combinés. Répéter l'essai, mais avec les deux réactifs à environ 10 °C de plus que la température ambiante.

Enfin, la troisième partie de l'activité illustre l'effet des réactifs et de la surface de contact sur la vitesse de réaction. Utiliser le carbonate de calcium en poudre au lieu du bicarbonate de sodium; faire réagir CaCO_3 avec 10,0 mL de vinaigre. Noter le temps nécessaire pour remplir l'éprouvette de dioxyde de carbone. Calculer la vitesse de réaction moyenne en mL/s pour l'essai. Répéter l'essai, mais cette fois, utiliser 1 g de CaCO_3 au lieu du carbonate de calcium en poudre.

Demander aux élèves de commenter les effets de chaque facteur sur la vitesse de réaction. Si les élèves n'ont pas compris l'effet des facteurs dans leurs essais, faire des démonstrations. Au cours d'une discussion suivant le laboratoire, inviter les élèves à expliquer leurs observations par rapport à la théorie des collisions.

- **L'étude des vitesses de réaction** (voir *Chimie 12 STSE*, p. 388)

Cette activité permet aux élèves d'élaborer leur propre marche à suivre afin d'identifier les facteurs influant sur la vitesse de réaction.

- **Capter des bulles de gaz (concentration, température, surface de contact)**

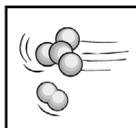
(voir @ l'annexe 12)

Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 13. Cette activité permet aux élèves d'élaborer leur propre marche à suivre afin d'étudier la réaction entre le carbonate de calcium et l'acide chlorhydrique.

- **Les facteurs influant sur la vitesse de réaction (concentration, température)**

(voir @ l'annexe 14)

Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 15. Cette activité est adaptée de l'expérience classique appelée « réaction de l'horloge à l'iode ». On fait réagir un excès d'iode avec de l'amidon pour obtenir un produit bleu-noir lorsque la réaction est terminée. Cette activité de laboratoire permettra aux élèves d'étudier les effets de la concentration et de la température sur la vitesse de réaction. À la partie A, les élèves font varier la concentration d'un des réactifs et mesurent le temps nécessaire pour que le changement de couleur se manifeste.



À la partie B, les élèves étudient le rôle de la température sur la vitesse d'une réaction en déclenchant la réaction dans des bains d'eau de température différente.

Les élèves doivent ensuite construire des graphiques pour illustrer leurs observations, tirer des conclusions sur les relations entre ces variables et expliquer leurs observations par rapport à la théorie des collisions.

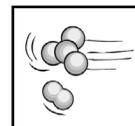
- **Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse de réaction (concentration, nature des réactifs, température, catalyseur, surface de contact)** (voir @ l'annexe 16)

La partie A de ce laboratoire permet d'étudier l'effet de la nature des réactifs sur le temps de réaction. Faire réagir plusieurs métaux différents avec de l'acide chlorhydrique et demander aux élèves de noter leurs observations sur le temps de réaction. Les élèves étudient aussi l'effet de différentes solutions réagissant avec le magnésium métallique sur les temps de réaction.

La partie B porte sur l'effet de la surface de contact sur le temps de réaction. Le zinc en granules et le zinc en poudre sont combinés avec de l'acide chlorhydrique et les temps de réaction sont consignés. Du carbonate de calcium en grains et en poudre est ajouté à de l'acide chlorhydrique et les temps de réaction sont notés.

À la partie C, on étudie l'effet de la température sur une réaction chimique. Une solution de permanganate de potassium est combinée à de l'acide oxalique et le temps de réaction est inscrit. Une deuxième éprouvette contenant seulement du permanganate de potassium est chauffée dans un bain d'eau chaude. Puis, l'acide oxalique est ajouté à l'éprouvette dans le bain d'eau chaude et le temps de réaction est noté. Dans la deuxième moitié de cette section, demander aux élèves de préparer trois éprouvettes contenant de l'acide chlorhydrique. Une éprouvette est placée dans un bain d'eau froide, la deuxième reste à la température ambiante et la troisième est placée dans un bain d'eau chaude. Trois morceaux de magnésium identiques sont ajoutés, un dans chaque éprouvette et les temps de réaction sont notés.

À la partie D, un catalyseur est ajouté afin d'étudier son incidence sur le temps de réaction. Placer du permanganate de potassium dans deux éprouvettes. Dans une éprouvette, ajouter du sulfate de manganèse(II) (catalyseur). Puis, ajouter de l'acide oxalique aux deux éprouvettes et noter les temps de réaction.



Démonstrations**• Surface de contact et vitesse de réaction**

Cette démonstration a pour but d'observer l'effet d'une augmentation de la surface de contact sur la vitesse de réaction. Placer 2 g de poudre de lycopode (ou d'amidon) en amas sur un carreau de porcelaine. Essayer d'allumer la poudre au moyen d'un brûleur ou d'un briquet. Il n'y aura pas de réaction. Soulever le carreau de céramique et souffler la poudre de lycopode (ou l'amidon) en direction du brûleur allumé. La poudre s'enflamme et explose. Expliquer que la vitesse de réaction a augmenté parce que la surface de contact était augmentée.

• Catalyseur et vitesse de réaction

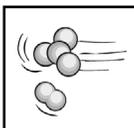
Cette démonstration a pour but d'observer l'effet d'un catalyseur sur la vitesse d'une réaction chimique. Dans un grand bécher, faire dissoudre 25 g de tartrate de sodium et de potassium (sel de Rochelle) dans 300 mL d'eau. Ajouter 100 mL d'une solution de 3 à 6 % de H₂O₂ au bécher. Faire chauffer la solution à 70 °C. Faire remarquer aux élèves l'absence de réaction. Ajouter le catalyseur, le chlorure de cobalt, au bécher. La solution vire au rose puis elle prend une couleur verdâtre (complexe tartrique de cobalt(II)). Une fois la réaction complétée, la couleur rose apparaît à nouveau dans la solution. Le chlorure de cobalt n'a pas disparu dans la réaction. Faire remarquer aux élèves que la solution à 70 °C n'a pas donné lieu à une réaction chimique tant que le catalyseur n'a pas été ajouté. Cette réaction est aussi décrite dans Chimie 11-12, p. 543.

Enseignement direct – facteurs qui ont une incidence sur la vitesse d'une réaction chimique

À partir de ces expériences de laboratoire, amener les élèves à conclure qu'une augmentation de température augmente la vitesse de réaction (diminue le temps de réaction), qu'une augmentation de la concentration du ou des réactifs augmente la vitesse de réaction, qu'une augmentation de la surface de contact augmente la vitesse de réaction, que la présence d'un catalyseur augmente aussi la vitesse de réaction et que la nature (le type) des réactifs a une incidence sur la vitesse de réaction. Souligner que la pression et le volume représentent un sous-ensemble de la concentration (voir *Chimie 12 STSE*, p. 372-374).

• Théorie des collisions et nature des réactifs

Dans certaines réactions chimiques, la rupture des liens et la formation de nouveaux liens entraînent une réorganisation des atomes. D'autres réactions sont le résultat de transfert d'électrons. La nature des réactifs a une incidence sur la vitesse de réaction. Les réactions comprenant des composés ioniques et des ions simples sont généralement plus rapides que celles qui comportent des composés moléculaires. Moins il y a de liens à briser, plus la réaction est rapide et plus les liens à briser sont faibles, plus la vitesse de réaction est grande. L'état des réactifs (solide, liquide ou gazeux) a aussi une influence sur la vitesse de réaction.



- **Théorie des collisions et surface de contact**

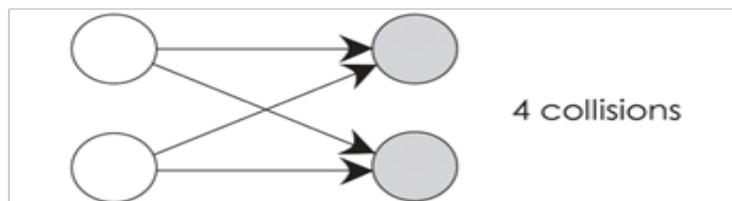
Dans les activités de laboratoire, les élèves auraient dû constater que l'augmentation de la surface de contact d'un solide augmente la vitesse de réaction. Les collisions ne peuvent se produire qu'à la surface des solides. Ainsi, une substance pulvérisée comme CaCO_3 réagira plus vite que de gros cristaux de CaCO_3 car la surface de contact avec les autres réactifs est plus grande.

- **Théorie des collisions et concentration**

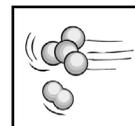
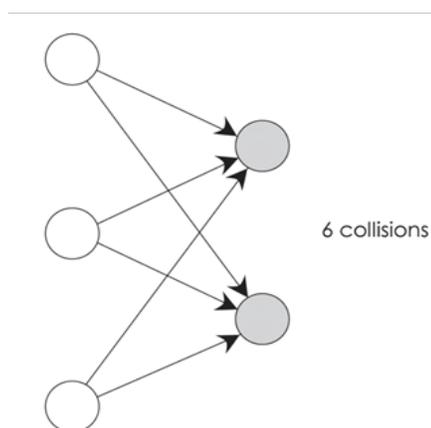
Selon la théorie des collisions, les particules doivent entrer en contact les unes avec les autres pour provoquer une réaction. Si la concentration d'un réactif est augmentée, la vitesse de réaction devrait augmenter aussi, puisqu'il y aura plus de molécules de ce réactif qui peuvent entrer en collision. À l'échelle moléculaire, si une molécule du réactif A réagit avec deux molécules du réactif B, deux collisions sont possibles :



Si la concentration du réactif A est doublée, quatre collisions sont possibles.



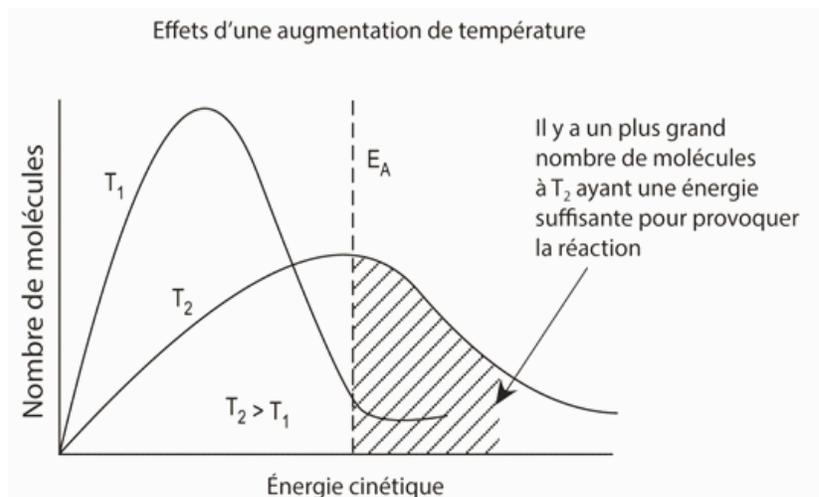
Si la concentration du réactif A est triplée, six collisions sont possibles.



En augmentant la fréquence des collisions possibles par l'augmentation de la concentration, on obtient une plus grande vitesse de réaction. (Animation : http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/livre_interactif_chimie/12_Suivi_temporel/Chocs_efficaces_2.swf)

- **Collisions efficaces et température**

Le graphique ci-dessous montre deux températures différentes et le nombre de molécules qui ont suffisamment d'énergie pour réagir. La surface ombrée sous les deux courbes indique que le nombre de molécules ayant suffisamment d'énergie d'activation est plus grand à T₂ (température plus élevée) qu'à T₁ (température plus faible). (Animation : http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/livre_interactif_chimie/12_Suivi_temporel/Chocs_efficaces.swf)



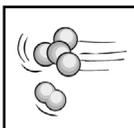
En fin

Inviter les élèves à répondre à nouveau aux questions de la section « En tête ». Leurs réponses ont-elles changé à la lumière des concepts étudiés durant ce bloc d'enseignement?

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à compléter un cadre de concept pour illustrer les facteurs ayant une influence sur la vitesse d'une réaction chimique (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23-11.26).



2

Inviter les élèves à représenter une réaction entre deux substances, comme NO et O₃ au moyen de modèles moléculaires construits à l'aide de balles et de bâtons. Leur proposer de montrer l'orientation favorable pour que les molécules entrent en collision et provoquent la formation de NO₂ et d'O₂. Les amener à montrer une orientation défavorable des molécules qui empêcherait la réaction de se produire.

3

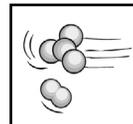
Demander aux élèves de remplir un cadre de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38).

4

Évaluer les habiletés en laboratoire (voir les  annexes 8 et 9 du regroupement 1).

5

Inviter les élèves à faire une recherche sur la façon de contrôler la vitesse de certaines réactions chimiques et à préparer un compte rendu de leurs résultats, ou encore, leur demander de produire un rapport ou de faire une analyse d'articles portant sur le sujet.



Bloc D : Les diagrammes d'énergie potentielle

L'élève sera apte à :

- C12-3-07** tracer des diagrammes d'énergie potentielle pour des réactions endothermiques et exothermiques,
entre autres les vitesses relatives, l'effet d'un catalyseur, la chaleur de la réaction (variation de l'enthalpie);
RAG : D3
- C12-3-08** expliquer le concept du mécanisme de réaction,
entre autres l'étape déterminante de la vitesse;
RAG : D2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

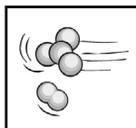
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Présenter la démonstration suivante aux élèves pour vérifier s'ils comprennent bien le concept d'énergie d'activation :

1. Faire rouler un ballon vers le haut d'un plan incliné de façon qu'il revienne vers le bas. Le ballon représente les réactifs qui n'ont pas suffisamment d'énergie d'activation pour produire un complexe activé.

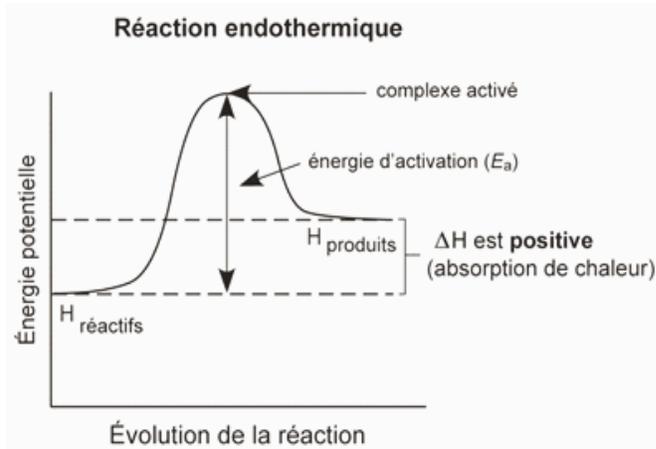
En 10^e année, les élèves se sont familiarisés avec l'énergie cinétique et l'énergie potentielle par rapport au mouvement. En chimie, 11^e année, ils ont utilisé la théorie moléculaire cinétique pour expliquer les propriétés des gaz.



- Faire rouler un ballon vers le haut d'un plan moins incliné de façon qu'il dépasse le sommet du plan. Le plan ayant une pente plus douce représente l'ajout d'un catalyseur qui diminue l'énergie d'activation et permet à la réaction de se produire.

En quête

Enseignement direct - diagrammes d'énergie potentielle

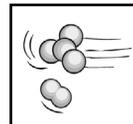


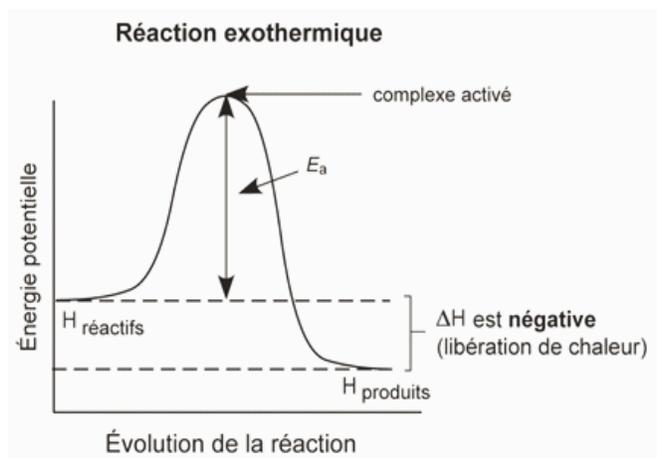
Une réaction endothermique est une réaction chimique qui absorbe de l'énergie du milieu environnant, énergie qui sera stockée dans les produits formés. Si on dissout du chlorure d'aluminium dans l'eau, on peut sentir au toucher que le bécher se refroidit.

L'énergie d'activation d'une réaction dicte la vitesse relative d'une réaction. Plus l'énergie d'activation est élevée, plus la vitesse de réaction est lente, et vice versa. Les catalyseurs augmentent la vitesse de réaction en diminuant l'énergie d'activation. Les catalyseurs n'ont aucune incidence sur la chaleur dégagée ou absorbée au cours de la réaction.

Montrer aux élèves des diagrammes d'énergie potentielle associés à des réactions chimiques (voir *Chimie 12*, p. 292, *Chimie 11-12*, p. 498-499 ou *Chimie 12 STSE*, p. 366-371). Dans le diagramme montrant le mécanisme d'une réaction endothermique, les réactifs contiennent une certaine quantité d'énergie potentielle. À mesure que la réaction progresse de gauche à droite, l'énergie des molécules des réactifs augmente (c'est l'énergie d'activation). Si les réactifs ont suffisamment d'énergie pour atteindre le niveau du complexe activé, les liens peuvent se rompre et se réaligner et de nouvelles substances se forment. L'énergie des produits formés est supérieure à celle qu'avaient les réactifs. Cela signifie qu'il y a eu absorption d'énergie durant la réaction chimique. Si cette réaction s'était produite dans un bécher et si on avait touché l'extérieur du bécher avec les mains, on aurait eu une sensation de froid au toucher. La différence de chaleur de la réaction, ou variation d'enthalpie, est positive parce que l'énergie potentielle des produits est supérieure à l'énergie potentielle des réactifs au départ.

$$\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}} = \text{valeur positive} = \text{chaleur absorbée}$$

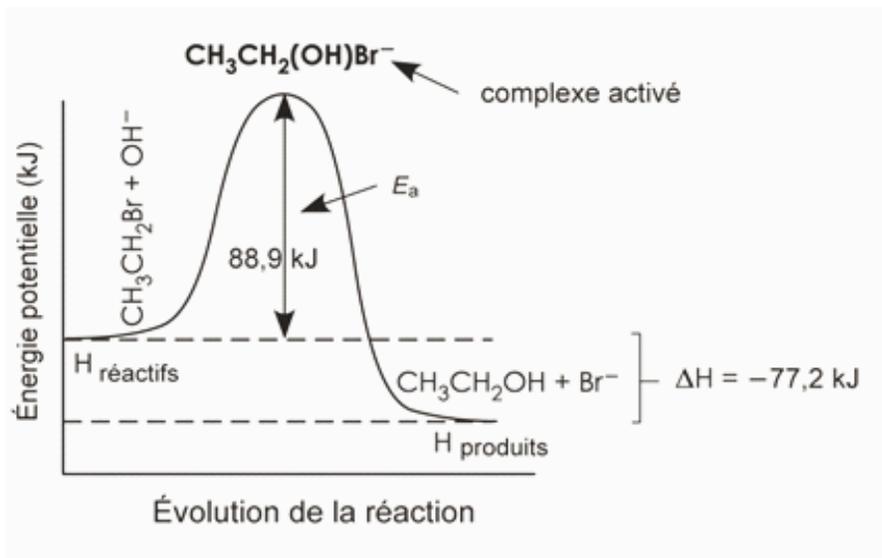




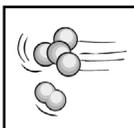
Une réaction exothermique est une réaction chimique qui provoque la libération d'énergie dans le milieu environnant. La combustion en est un exemple.

Montrer aux élèves un diagramme illustrant le mécanisme d'une réaction exothermique (voir *Chimie 12*, p. 292 ou *Chimie 11-12*, p. 498-499). Les réactifs contiennent une certaine quantité d'énergie potentielle. À mesure que la réaction progresse de gauche à droite, l'énergie des molécules des réactifs augmente (c'est l'énergie d'activation). Si les réactifs ont suffisamment d'énergie pour atteindre le niveau du complexe activé, les liens peuvent se rompre et se réaligner et de nouvelles substances se forment. L'énergie des produits formés est inférieure à celle qu'avaient les réactifs. Cela signifie qu'il y a eu libération d'énergie durant la réaction chimique. Si cette réaction s'était produite dans un bécher et si on avait touché l'extérieur du bécher avec les mains, on aurait eu une sensation de chaleur au toucher.

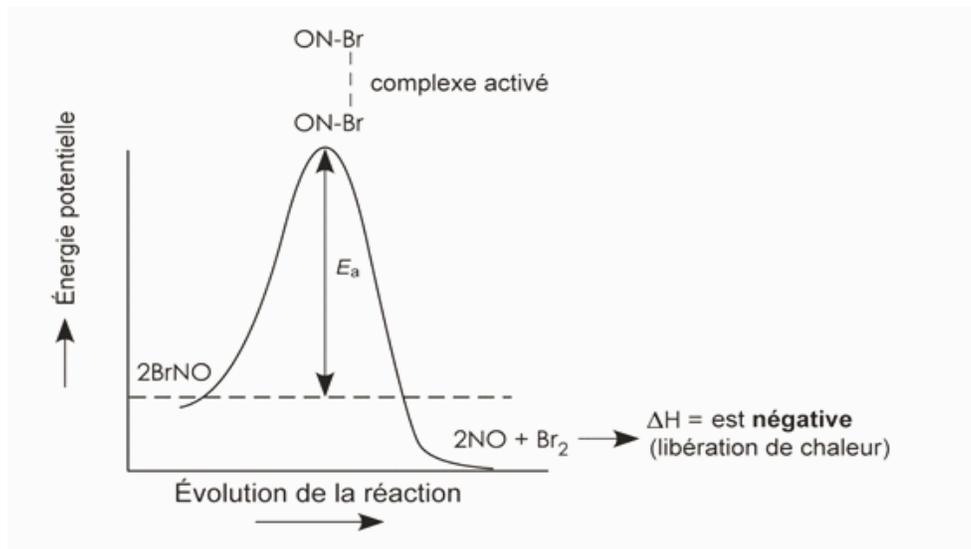
$$\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}} = \text{valeur négative} = \text{libération de chaleur}$$



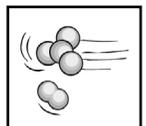
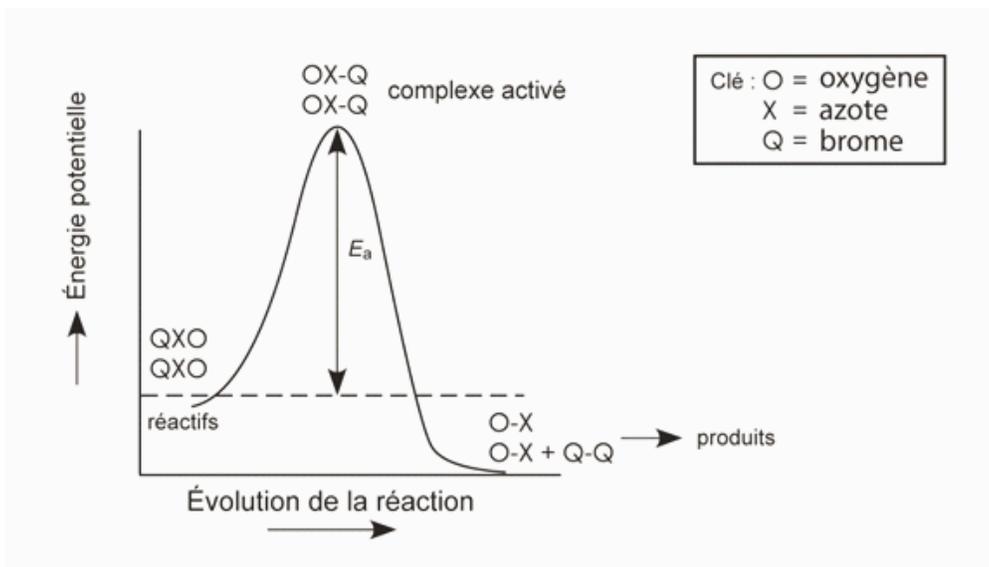
À partir du diagramme illustrant la réaction $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{Br}^-$, demander aux élèves d'indiquer la valeur de l'énergie potentielle des réactifs, l'énergie potentielle des produits, l'énergie d'activation, la position du complexe activé et la différence de chaleur de la réaction ou variation d'enthalpie.



Le diagramme d'énergie potentielle pour la réaction $2\text{BrNO} \rightarrow 2\text{NO} + \text{Br}_2$ montre l'état de transition où se fait le réarrangement des molécules d'azote, de brome et d'oxygène pour former les produits.



Voici le diagramme de l'énergie potentielle qui serait tracé pour la réaction chimique qu'on vient de voir, à l'échelle moléculaire.



Vitesses relatives

Utiliser des diagrammes d'énergie potentielle pour montrer aux élèves la façon dont on peut déterminer si une réaction est rapide ou lente.

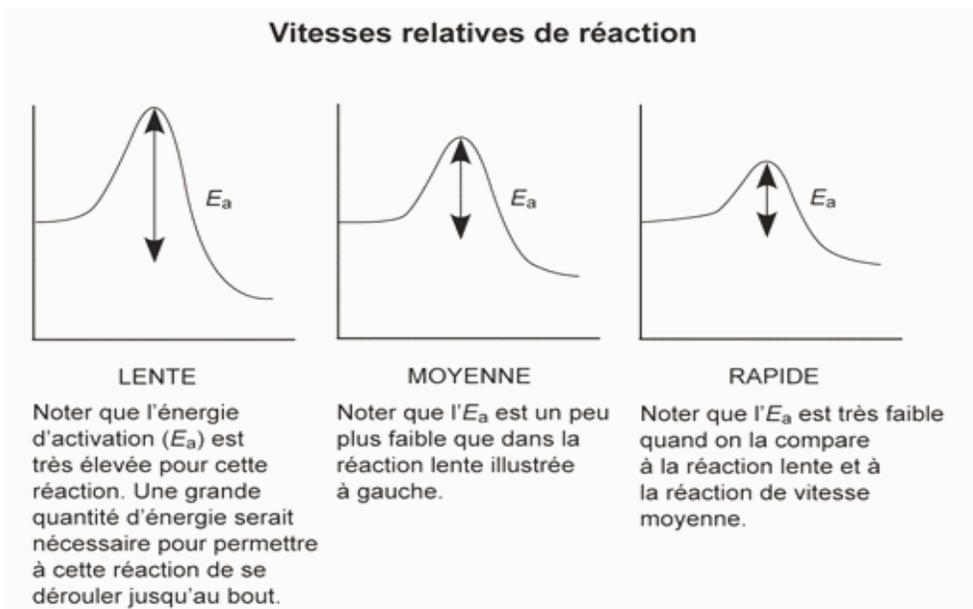
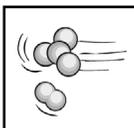
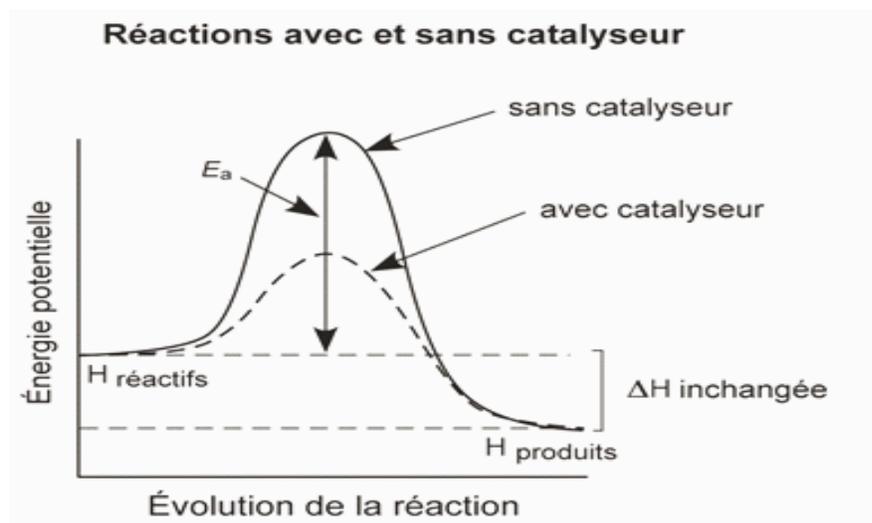
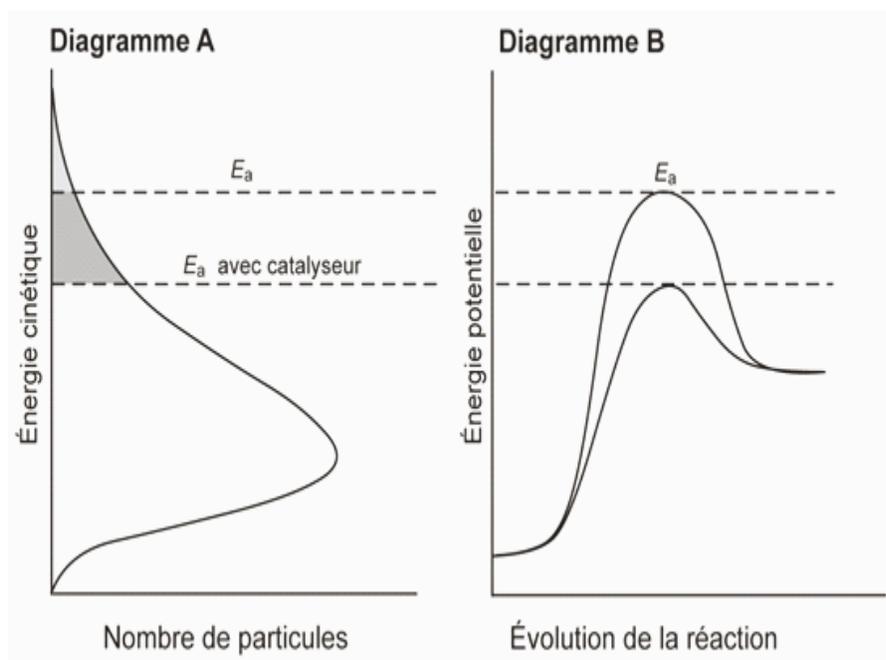


Diagramme de l'énergie potentielle dans une réaction avec catalyseur ajouté



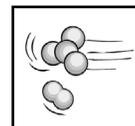
Présenter aux élèves le diagramme d'énergie potentielle à la page précédente où sont illustrées une réaction non catalysée et une réaction catalysée. À partir des activités de laboratoire de la section C12-3-05, les élèves devraient conclure que lorsqu'un catalyseur est ajouté à une réaction chimique, la vitesse de réaction augmente (le temps de réaction est plus court). Ils devraient également noter que le diagramme indiquant la présence d'un catalyseur montre une énergie d'activation inférieure à celle qui est nécessaire, et que la chaleur de réaction ne change pas, ce qui signifie que la variation d'enthalpie est nulle (voir *Chimie 12*, p. 302, *Chimie 11-12*, p. 536-538 ou *Chimie 12 STSE*, p. 374).



Dans le diagramme A, le catalyseur permet à un nombre plus grand de particules d'avoir suffisamment d'énergie cinétique pour atteindre le niveau du complexe activé. L'énergie d'activation est abaissée, ce qui signifie que plus de particules peuvent entrer en collision et former un nouveau produit. Le diagramme B illustre que l' E_A est abaissée, ce qui permet un plus grand nombre de collisions, donc la formation d'une plus grande quantité de produits.

Enseignement direct - l'étape déterminante d'une réaction (voir *Chimie 12*, p. 297-299 ou *Chimie 12 STSE*, p. 383-386)

Présenter aux élèves une analogie (faire la vaisselle après dîner) pour montrer le concept d'étape déterminante d'une réaction chimique. Ce processus se fait en plusieurs étapes : enlever les couverts, remplir l'évier d'eau savonneuse, placer la vaisselle dans l'évier, laver les plats, essuyer les plats, ranger la vaisselle, vider l'évier et essuyer les surfaces.



Inviter les élèves à se pencher sur les questions suivantes :

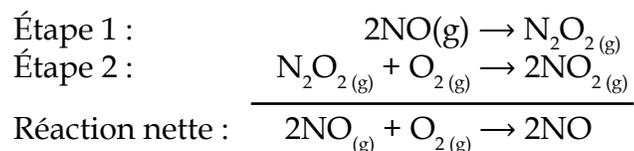
- Si deux personnes enlèvent les couverts, une personne remplit l'évier d'eau et lave la vaisselle et deux personnes essuient les plats et rangent la vaisselle, quelle étape va déterminer la vitesse de réaction?
- Décrivez l'effet si une autre personne :
 - enlevait les couverts;
 - lavait la vaisselle;
 - séchait et rangeait la vaisselle.

Rappeler aux élèves qu'une équation chimique équilibrée ne nous renseigne pas beaucoup sur les différentes étapes de la réaction chimique, tout comme la vitesse moyenne d'une voiture (p. ex., 100 km/h) ne nous dit pas grand-chose au sujet des différentes vitesses que le conducteur a atteintes durant un voyage de deux heures.

Le mécanisme de réaction résume les différentes étapes d'une réaction, et chaque étape est appelée étape élémentaire ou processus élémentaire.

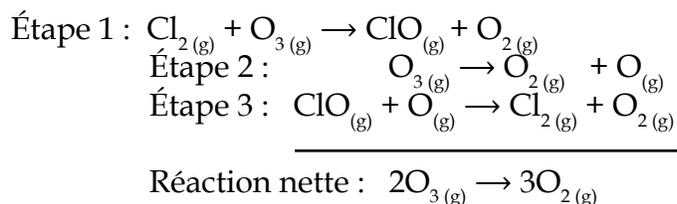
Pour la réaction $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(g)}$, les données expérimentales montrent que NO_2 n'est pas formé directement à la suite des collisions des particules de NO et d' O_2 , car on peut détecter N_2O_2 au cours de la réaction.

Un scénario plus probable pour la réaction serait le mécanisme de réaction en deux temps ci-dessous.

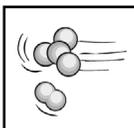


Comme N_2O_2 apparaît dans le mécanisme de réaction, mais pas dans l'équation chimique globale, on dit qu'il est **intermédiaire**.

Les catalyseurs, de même que les intermédiaires, n'apparaissent pas dans l'équation globale de la réaction, par exemple, dans la décomposition de l'ozone avec le chlore comme catalyseur.



Dans l'exemple ci-dessus, $\text{Cl}_{2(g)}$ est un catalyseur et $\text{ClO}_{(g)}$ est un intermédiaire. Les processus élémentaires les plus lents détermineront la vitesse de réaction. C'est ce qu'on appelle l'étape cinétiquement déterminante.

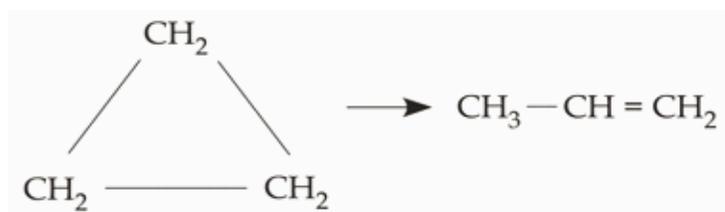


On peut utiliser des analogies pour illustrer le concept de l'étape cinétiquement déterminante, par exemple, la vaisselle, où l'étape la plus longue (le lavage des plats) serait l'étape cinétiquement déterminante. Amener les élèves à reconnaître que les efforts visant à accélérer les autres étapes n'ont que peu d'influence sur la durée du nettoyage de la vaisselle, mais que c'est en accélérant l'étape la plus longue qu'on raccourcit le plus la corvée de la vaisselle.

La molécularité d'une réaction désigne le nombre de particules en jeu dans une étape élémentaire. Les molécules peuvent être du même type ou de types différents. L'étape élémentaire peut comprendre une seule particule (unimoléculaire), deux particules (bimoléculaire) ou trois particules (trimoléculaire). Il est possible d'utiliser les étapes élémentaires d'une réaction pour déduire une loi de vitesse (étudiée au RAS C12-3-09).

Exemples d'étapes élémentaires

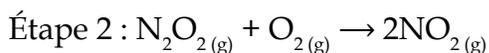
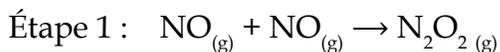
1. Unimoléculaire : conversion du cyclopropane en propène



Il n'y a qu'une seule particule en jeu dans ce mécanisme de réaction à une étape, soit le cyclopropane.

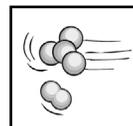
2. Bimoléculaire : production de dioxyde d'azote

Les deux étapes élémentaires pour la production de dioxyde d'azote mettent en jeu deux particules.



3. Trimoléculaire :

Il y a très peu de réactions qui nécessitent trois particules pour réagir simultanément dans une étape élémentaire.



En fin

1

Inviter les élèves à utiliser la théorie des collisions et des diagrammes d'énergie cinétique et d'énergie potentielle pour expliquer leurs observations découlant des laboratoires du bloc d'enseignement précédent. Demander aux élèves d'expliquer aussi ce qui se passe à l'échelle moléculaire.

2

Proposer aux élèves d'indiquer dans leur carnet scientifique comment ils se sentiraient et agiraient s'ils étaient une substance intermédiaire dans un mécanisme de réaction.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'interpréter des diagrammes d'énergie potentielle et de dessiner des diagrammes d'énergie potentielle à partir de données fournies. On s'attend à ce que les élèves puissent dessiner un diagramme d'énergie potentielle et indiquer sur leur diagramme la quantité d'énergie potentielle que recèlent les réactifs et les produits, l'énergie d'activation nécessaire, le complexe activé, l'étape déterminante et la variation d'enthalpie ou chaleur de réaction, c.-à-d. la quantité de chaleur absorbée (réaction endothermique) ou libérée (réaction exothermique).

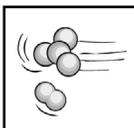
2

Proposer aux élèves d'interpréter des diagrammes d'énergie potentielle en répondant aux questions suivantes :

- *Lesquels des réactifs ou des produits se trouvent au niveau d'énergie le plus élevé?*
- *L'énergie est-elle absorbée ou libérée à la fin de la réaction?*
- *Une fois que le complexe activé est formé, est-ce que la réaction donne toujours lieu à la formation de produits?*
- *Quelle étape du mécanisme de réaction est l'étape déterminante?*

3

Inviter les élèves à créer leur propre analogie d'un mécanisme de réaction.



Bloc E : La loi d'une vitesse de réaction

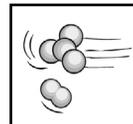
L'élève sera apte à :

- C12-3-09** déterminer la loi de vitesse d'une réaction chimique à partir de données expérimentales,
entre autres les réactions d'ordre 0, 1 ou 2, les graphiques de la vitesse en fonction de la concentration;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots.
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggéréesEn têteInviter les élèves à examiner le tableau ci-dessous pour la réaction $A \rightarrow B$:

Essai	Concentration initiale de A mol/L	Vitesse initiale mol/L · s
1	0,10	5
2	0,20	10
3	0,30	15

- *Quelle est la relation entre la concentration initiale de A et la vitesse initiale de la réaction?*
(Les élèves peuvent indiquer, par exemple, qu'à mesure que la concentration augmente, la vitesse initiale augmente aussi. C'est un rapport proportionnel.)



En quête

Enseignement direct - la loi de vitesse

La loi de vitesse différenciée est déterminée par la méthode des vitesses initiales, alors que pour la loi de vitesse intégrée, on utilise la variation de la concentration en fonction du temps pour déterminer la vitesse. Éviter d'utiliser la loi de vitesse intégrée, car elle demande trop de calculs. Insister sur l'utilité de se servir de la méthode des vitesses initiales. Un point majeur à se rappeler est que les composantes de la loi de vitesse doivent être déterminées par voie expérimentale et non par l'usage de la stœchiométrie de la réaction (voir *Chimie 12*, p. 278-284 ou *Chimie 12 STSE*, p. 380-383).

Pour la réaction étudiée à la section « En tête », on peut écrire le rapport comme suit :

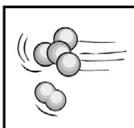
$$\text{vitesse} \propto [A]^x$$

où x est appelé l'ordre de réaction. L'ordre indique la mesure dans laquelle la vitesse est influencée par la variation de concentration des réactifs. Par exemple, si en doublant la concentration d'un réactif on double la vitesse de réaction, cette réaction est de premier ordre pour ce réactif ($x = 1$). Si le fait de doubler la concentration d'un réactif donne lieu à une vitesse quatre fois plus grande (2^2), la réaction est du deuxième ordre pour ce réactif ($x = 2$).

Pour évaluer ce rapport d'un point de vue mathématique, il faut remplacer le symbole de proportionnalité par le signe « égal » et inclure une constante de proportionnalité. Dans le cas présent, on parle de constante de vitesse, dont l'abréviation est k .

$$\text{vitesse} = k[A]^x$$

Dans ce cas, x est égal à 1.



Exemple de problème

Pour la réaction $\text{NO}_{2(g)} + \text{CO}_{(g)} \rightarrow \text{NO}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)}$, on obtient les données suivantes. Détermine la loi de vitesse globale pour cette réaction.

Essai	Vitesse initiale (mol/L.s)	[NO ₂] initiale (mol/L)	[CO] initiale (mol/L)
1	0,0050	0,10	0,10
2	0,080	0,40	0,10
3	0,0050	0,10	0,20

Solution :

- a) Prenons le rapport entre les vitesses initiales pour les deux essais dans lesquels un seul réactif a changé.

$$\frac{\text{Essai 2 [NO}_2\text{]}}{\text{Essai 1 [NO}_2\text{]}} = \frac{0,40}{0,10} = 4 \text{ fois (concentration quadruplée)}$$

$$\frac{\text{Essai 2 : vitesse}}{\text{Essai 1 : vitesse}} = \frac{0,080}{0,0050} = 16 \text{ fois (vitesse multipliée par 16)}$$

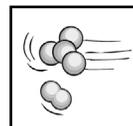
En multipliant la concentration par 4, le temps de réaction est divisé par 16.
Cela signifie que la vitesse est proportionnelle au carré de la concentration de NO₂.
La réaction est du deuxième ordre relativement à NO₂.

La loi de vitesse serait la suivante : vitesse = k[NO₂]²

- b) Maintenant, prenons le rapport des vitesses initiales des essais 1 et 3 où la concentration de CO change.

$$\frac{\text{Essai 3 [CO]}}{\text{Essai 1 [CO]}} = \frac{0,20}{0,10} = 2 \text{ fois (concentration doublée)}$$

$$\frac{\text{Essai 3 : vitesse}}{\text{Essai 1 : vitesse}} = \frac{0,0050}{0,0050} = 1 \text{ fois (pas d'augmentation de vitesse)}$$



Les données expérimentales montrent que la vitesse de réaction ne change pas lorsqu'on augmente la concentration de CO. Quelle que soit la quantité de CO en présence, la vitesse de réaction ne dépend pas de la [CO]. Par conséquent, la réaction est de l'ordre zéro relativement à CO.

La loi de vitesse devrait être : $vitesse = k[NO_2]^2 [CO]^0 = k [NO_2]^2 (1) = k[NO_2]^2$

Souligner le fait que la valeur de k est spécifique à chaque réaction et qu'elle ne change pour cette réaction que si la température change.

Tableau récapitulatif

Incidence de la variation de concentration et de l'ordre de réaction sur la vitesse :

Variation de concentration	Ordre de réaction			
	0	1	2	3
× 1	$1^0 = 1$	$1^1 = 1$	$1^2 = 1$	$1^3 = 1$
× 2 (doublée)	$2^0 = 1$	$2^1 = 2$	$2^2 = 4$	$2^3 = 8$
× 3 (triplée)	$3^0 = 1$	$3^1 = 3$	$3^2 = 9$	$3^3 = 27$

Activité de laboratoire

Si le temps le permet, proposer aux élèves de réaliser l'activité de laboratoire ci-dessous.

- **Expérience 6-B : La détermination de la loi de vitesse d'une réaction catalysée**
(voir *Chimie 12*, p. 306)

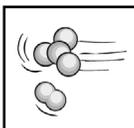
En fin

Demander aux élèves de décrire l'effet produit lorsque [A] est doublée, triplée et quadruplée, par rapport à la vitesse globale des réactions chimiques avec les lois de vitesse suivantes : $vitesse = k[A]^0$; $vitesse = k[A]^1$; $vitesse = k[A]^2$; $vitesse = k[A]^3$.

Stratégies d'évaluation suggérées

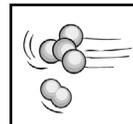
1

Inviter les élèves à résoudre des problèmes sur les lois de vitesse.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire - La cinétique.....	3.50
ANNEXE 2 : Vitesse de réaction	3.53
ANNEXE 3 : Mesurer la vitesse de réaction.....	3.59
ANNEXE 4 : Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique	3.60
ANNEXE 5 : Expérience - Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique.....	3.62
ANNEXE 6 : Exercice - La cinétique	3.65
ANNEXE 7 : La cinétique - Renseignements pour l'enseignant.....	3.67
ANNEXE 8 : Exercice 2 - La cinétique	3.71
ANNEXE 9 : Exercice 2 - Corrigé	3.73
ANNEXE 10 : Problèmes de cinétique chimique.....	3.77
ANNEXE 11 : Problèmes de cinétique chimique - Corrigé	3.79
ANNEXE 12 : Expérience - Capturer des bulles de gaz	3.83
ANNEXE 13 : Capturer des bulles de gaz - Renseignements pour l'enseignant	3.87
ANNEXE 14 : Expérience - Facteurs influant sur la vitesse de réaction.....	3.89
ANNEXE 15 : Facteurs influant sur la vitesse de réaction - Renseignements pour l'enseignant.....	3.91
ANNEXE 16 : Expérience - Facteurs influant sur la vitesse de réaction.....	3.94
ANNEXE 17 : Facteurs influant sur la vitesse de réaction - Renseignements pour l'enseignant.....	3.96



ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – La cinétique*

FEUILLE A

1. Explique pourquoi les pommes de terre provenant de compagnies telles que McDonald's sont coupées en frites qui sont longues et minces plutôt que courtes et épaisses.

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

2. Pourquoi entreposer du diluant pour peinture ou de l'essence dans une cabane de jardin est-il plus dangereux en été qu'en hiver?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

3. Pourquoi le couvercle sur un tube de balles de tennis peut-il s'ouvrir accidentellement plus facilement lorsqu'il fait chaud?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

4. Tu as le choix de remplir un tube de balles de tennis avec de l'eau ou de l'essence. Lequel choisirais-tu pour faire sauter plus facilement le couvercle? Pourquoi?

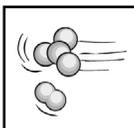
Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

5. Pourquoi la poudre de cacao se dissout-elle plus facilement dans du lait chaud que dans du lait froid?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :



ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – La cinétique (suite)*

FEUILLE B

1. La température corporelle est d'environ 37 °C. Pourquoi cette température est-elle idéale pour le bon fonctionnement de l'organisme? Pourquoi ne pourrait-elle pas être plus basse?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

2. Les pastilles Alka Seltzer^{MC} réagissent rapidement avec l'eau. Explique comment on peut ralentir cette réaction.

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

3. Pourquoi les fruits ont-ils l'air si frais lorsqu'on les achète, mais se dégradent si rapidement lorsqu'on les place dans un bol à fruits?

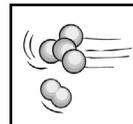
Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

4. Fred achète du peroxyde d'hydrogène. Il remarque qu'après trois mois d'entreposage dans une armoire, le peroxyde s'est transformé en eau et a perdu ses propriétés antiseptiques. Explique ce qui est arrivé et ce que Fred aurait pu faire pour que le peroxyde « dure » plus longtemps.

Ma réponse :

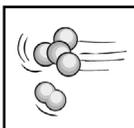
Réponse de mon/ma partenaire :



5. On utilise la levure pour fabriquer du pain. Pourquoi la pâte lève-t-elle plus rapidement à température élevée qu'à basse température?
Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Interviews - Kinetics », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 2 : Vitesse de réaction*

Introduction

Cette activité de laboratoire te permettra d'observer quelques changements chimiques et physiques afin de mieux comprendre la vitesse de réaction. La variation de la quantité de réactifs ou de produits dans une réaction en fonction du temps s'appelle la vitesse de réaction. Dans les deux cas, les changements physiques et chimiques se produisent à l'échelle moléculaire et ces changements peuvent être observés à l'échelle macroscopique. Lorsque les changements se produisent lentement à l'échelle macroscopique, les changements moléculaires qui entraînent la formation de produits à partir de réactifs sont lents eux aussi. À l'inverse, lorsque la variation est beaucoup plus rapide à l'échelle macroscopique, cela veut dire que les changements qui se produisent à l'échelle moléculaire sont plus rapides. Cette activité te permettra d'examiner des méthodes simples permettant de mesurer la vitesse de réaction, de déterminer si les taux sont constants ou non et de comprendre ce qui se passe à l'échelle moléculaire lorsque ces changements se produisent.

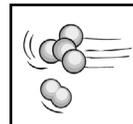
1. La vitesse d'une réaction de combustion

Matériel

- chronomètre ou montre
- chandelle sur un verre de montre
- allumette
- balance électronique

Démarche

1. Règle la balance à zéro.
2. Place la chandelle fixée au verre de montre sur la balance.
3. Note la masse de la chandelle dans le tableau ci-dessous.
4. Allume la chandelle et note sa masse à toutes les 10 secondes pendant au moins 4 minutes.

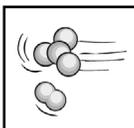


Observations

Temps (s)	Masse (g)	Variation de la masse (g)	Temps (s)	Masse (g)	Variation de la masse (g)
0		S/O	130		
10			140		
20			150		
30			160		
40			170		
50			180		
60			190		
70			200		
80			210		
90			220		
100			230		
110			240		
120					

Analyse

- Sers-toi des données recueillies pour déterminer le changement de masse de la chandelle pour chaque intervalle de 10 secondes.
- Écris l'équation équilibrée pour la réaction de combustion de la cire ($C_{25}H_{52}$).
- En te référant aux réactifs et produits de la réaction, explique ce qui se passe à l'échelle moléculaire.
- Examine la variation de la masse de la chandelle durant les 4 minutes.
 - Que représente ce changement de masse à l'échelle moléculaire?
 - La chandelle brûle-t-elle à un taux constant? Explique.
 - Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel la chandelle brûle plus rapidement? Encerle cet intervalle dans le tableau.
 - Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel la chandelle brûle plus lentement? Encerle cet intervalle dans le tableau.
 - Calcule la vitesse de combustion (par minute) pour cette réaction :
 - pour la première minute;
 - pour la deuxième minute;
 - pour toute la durée de l'expérience.
 - Trace un graphique représentant la variation de la masse de la chandelle durant sa combustion. Sur le graphique, encerle la section qui représente :
 - la combustion la plus lente;
 - la combustion la plus rapide;
 - une vitesse de combustion constante.



- 5) Habituellement, cette réaction de combustion se déroule à une vitesse constante. La chandelle commence peut-être à brûler lentement, mais la vitesse de combustion augmente jusqu'à ce qu'elle soit constante et demeure constante jusqu'à ce que la combustion soit terminée. Explique ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsque la chandelle brûle lentement au début de la réaction et ensuite brûle plus rapidement jusqu'à ce que la réaction se déroule à vitesse constante.
- 6) Lorsqu'on inverse un bécher sur la chandelle, la taille de la flamme diminue puis la flamme s'éteint. Explique ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsque la flamme de la chandelle diminue, puis cesse de brûler.

2. Le taux d'évaporation

Nota : cette expérience devrait être faite sous une hotte.

Matériel

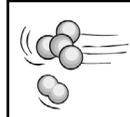
- balance électronique
- boîte de Pétri
- liquide volatil (p. ex., éthanol, hexane)
- cylindre gradué de 5 mL

Démarche

1. Place la boîte de Pétri sur la balance.
2. Ajoute 5 mL d'éthanol sur la boîte de Pétri.
3. Note la masse de l'éthanol et de la boîte dans le tableau ci-dessous.
4. Note la masse de l'éthanol et de la boîte toutes les 10 secondes pendant au moins 3 minutes.

Observations

Temps (s)	Masse (g)	Variation de la masse (g)	Temps (s)	Masse (g)	Variation de la masse (g)
0		S/O	100		
10			110		
20			120		
30			130		
40			140		
50			150		
60			160		
70			170		
80			180		
90					



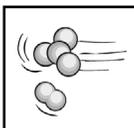
Analyse

1. Sers-toi des données recueillies pour calculer la variation de la masse pour chaque intervalle de 10 secondes.
2. Écris l'équation équilibrée pour l'évaporation de l'éthanol (C_2H_5OH).
3. Explique où et comment le changement d'état se produit à l'échelle moléculaire lorsque l'éthanol s'évapore (tu peux dessiner ce processus).
4. Examine la variation de la masse pendant les 3 minutes.
 - a) Que représente cette variation?
 - b) Est-ce que l'éthanol s'évapore à une vitesse constante?
 - c) Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel l'éthanol s'évapore plus rapidement? Encerle cet intervalle de temps dans le tableau.
 - d) Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel l'éthanol s'évapore plus lentement? Encerle cet intervalle de temps dans le tableau.
 - e) Calcule la vitesse d'évaporation (en g/min) :
 - i. pour la première minute;
 - ii. pour la deuxième minute;
 - iii. pour la troisième minute;
 - iv. pour les 3 minutes.
 - f) Trace un graphique représentant la variation de la masse de l'éthanol pendant les 3 minutes. Sur le graphique, encerle la section qui représente :
 - i. l'évaporation la plus lente;
 - ii. l'évaporation la plus rapide;
 - iii. une vitesse d'évaporation constante.
3. Habituellement, l'évaporation se fait à une vitesse constante. Explique ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsque l'alcool s'évapore à une vitesse constante.
4. Explique ce qui se produirait à l'échelle moléculaire s'il y avait une hausse soudaine de température.

3. Réaction entre le carbonate de calcium et l'acide chlorhydrique

Matériel

- ballon
- règle en plastique
- ficelle
- morceaux de carbonate de calcium
- cylindre gradué
- acide chlorhydrique dilué
- fiole d'Erlenmeyer



Démarche

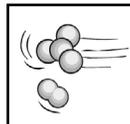
1. Verse 50 mL d'acide dans la fiole.
2. Étire le ballon afin qu'il puisse se gonfler facilement.
3. Trace une ligne à l'aide de la règle et d'un stylo au niveau de la partie la plus large du ballon non gonflé.
4. Mesure le diamètre du ballon à l'aide de la règle.
5. Place 5 éclats de carbonate de calcium dans la fiole et place immédiatement le ballon sur l'ouverture. Lorsque le ballon se met à gonfler, mesure son diamètre toutes les 10 secondes à l'aide de la ficelle jusqu'à ce que tout le carbonate de calcium ait réagi. Note ces données dans le tableau ci-dessous.

Observations

Temps (s)	Diamètre (mm)	Variation du diamètre (mm)	Temps (s)	Diamètre (mm)	Variation du diamètre (mm)
0					
10					
20					
30					

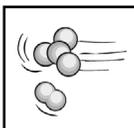
Analyse

1. Sers-toi des données recueillies pour calculer le changement de diamètre du ballon pendant la réaction.
2. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique.
3. Examine le changement de diamètre du ballon pendant la réaction.
 - a) Que représente le changement de diamètre? Explique ce qui se produit à l'échelle moléculaire.
 - b) La réaction se déroule-t-elle à une vitesse constante? Explique ta réponse.
 - c) Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel la réaction se fait plus rapidement? Encerle cet intervalle dans le tableau.
 - d) Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel la réaction se fait plus lentement? Encerle cet intervalle dans le tableau.
 - e) Calcule la vitesse de réaction (mm/min) :
 - i. pour la première minute;
 - ii. pour la deuxième minute;
 - iii. pour la troisième minute;
 - iv. pour toute la réaction.



- f) Trace un graphique du changement de diamètre en fonction du temps.
- g) S'il y avait une augmentation soudaine de la concentration d'acide chlorhydrique, explique pourquoi, à l'échelle moléculaire, la vitesse de réaction augmenterait.

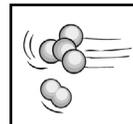
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, «< Introducing Reaction Rates - Introductory Lab Activities C12-3-01 >>, *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 3 : Mesurer la vitesse de réaction*

1. Écris la réaction entre l'acide chlorhydrique et le magnésium. Comment pourrais-tu mesurer la vitesse de réaction pour une réaction complète entre ces deux substances? Y a-t-il d'autres façons de mesurer la vitesse?
2. Écris la réaction pour le fer qui rouille. Comment pourrais-tu mesurer la vitesse de cette réaction? Quelles unités seraient utilisées pour représenter cette vitesse de réaction?
3. Imagine un fruit qui se décompose. Comment pourrais-tu mesurer la vitesse de cette réaction?
4. Écris la réaction chimique d'une pastille d'Alka-Seltzer^{MC} (composé principalement de carbonate de calcium) dans de l'acide chlorhydrique. Comment pourrais-tu mesurer la vitesse de la réaction pour une pastille? Quelles unités seraient utilisées pour représenter cette vitesse de réaction?

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Measuring Reaction Rates C12-3-02 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 4 : Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique

Introduction

La valeur numérique de la vitesse de réaction peut être déterminée en étudiant la variation de quantité d'une substance à différents moments. La substance étudiée peut être un produit ou un réactif. La vitesse de réaction moyenne peut être déterminée comme suit :

$$\text{vitesse moyenne} = \frac{\Delta \text{ quantité de substance}}{\Delta \text{ temps}}$$

ou

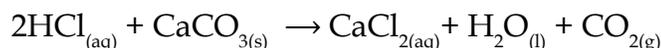
$$\text{vitesse moyenne} = \frac{\text{quantité finale} - \text{quantité initiale}}{\text{temps final} - \text{temps initial}}$$

La vitesse instantanée d'une réaction à tout moment « t » peut être déterminée de façon approximative en traçant la tangente à la courbe au moment t , puis en déterminant la pente de la tangente.

Objectif

Cette expérience te permettra de mesurer la perte de masse d'un réactif à plusieurs reprises au cours d'une réaction chimique. Tu pourras ensuite calculer la vitesse moyenne et les vitesses instantanées de la réaction.

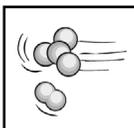
La réaction à étudier est la suivante :



Tu vas mesurer la perte de masse de cette réaction à mesure que le dioxyde de carbone produit s'échappe d'un contenant ouvert dans l'atmosphère.

Démarche

1. Place 100 mL d'une solution de HCl à 3 mol/L dans un bécher de 600 mL.
Trouve la masse du bécher et de l'acide, et la masse de 10 gros cristaux de CaCO₃.
N'ajoute pas le CaCO₃ à l'acide tout de suite.
2. Laisse le bécher sur la balance et ajoute le CaCO₃ à l'acide. Inscris la masse du bécher avec l'acide et le CaCO₃ toutes les 30 secondes, pendant 20 minutes.



Questions

1. Détermine la masse de CO₂ produite à chaque intervalle.

Nota : la masse de CO₂ est égale à la masse perdue pendant cet intervalle.

$$\begin{aligned} \text{masse de CO}_2 (t = 30 \text{ s}) &= \text{masse initiale} - \text{masse} (t = 30 \text{ s}) \\ \text{masse de CO}_2 (t = 5 \text{ min}) &= \text{masse initiale} - \text{masse} (t = 5 \text{ min}) \end{aligned}$$

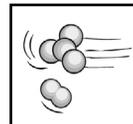
2. Détermine la vitesse moyenne pour les intervalles ci-dessous.

- toute la période de 20 minutes
- les 5 premières minutes
- entre 5 minutes et 15 minutes
- les 5 dernières minutes

3. Trace un graphique de la masse de CO₂ produite en fonction du temps de réaction.

4. Utilise la méthode de la tangente pour déterminer la vitesse instantanée à 1 minute, à 5 minutes, à 15 minutes et à 20 minutes.

5. Explique pourquoi la vitesse change de cette façon au fil du temps.



ANNEXE 5 : Expérience – Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique***Introduction**

Une réaction chimique est une transformation de réactifs en produits. En chimie, la vitesse d'une réaction correspond au temps nécessaire aux réactifs pour se transformer en produits. Lorsque des changements chimiques se produisent à l'échelle moléculaire, on peut observer des changements à l'échelle macroscopique. Lorsque ces changements sont lents à l'échelle macroscopique, ils sont également lents à l'échelle moléculaire, et lorsque les changements sont rapides à l'échelle macroscopique, ils sont rapides à l'échelle moléculaire.

Objectif

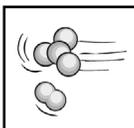
Cette activité de laboratoire te permettra de mesurer la vitesse d'une réaction chimique, de déterminer si le taux de changement est constant et de réfléchir à ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsque ces changements surviennent. Tu calculeras aussi la vitesse de la réaction à l'aide d'un graphique.

Matériel

- cylindre gradué
- stylo
- règle en plastique
- cristaux de carbonate de calcium ou une pastille Tums extra-forte (les Tums « réguliers » ont une faible concentration de carbonate de calcium et ne sont donc pas suffisamment réactifs)
- chronomètre
- acide chlorhydrique (1 mol/L)
- détergent
- balance électronique (optionnel)

Démarche

1. Verse 20 mL d'acide chlorhydrique 1 mol/L dans un cylindre gradué.
2. Ajoute 10 gouttes de détergent à l'acide et fais tourbillonner le cylindre pour bien dissoudre le détergent dans l'acide. Évite de créer de la mousse.
3. Place un gros cristal de carbonate de calcium ou une pastille Tums dans le cylindre et note immédiatement le niveau initial de la solution. Le carbonate de calcium commencera immédiatement à réagir et le gaz libéré sera capté dans des bulles de savon.
4. Toutes les 10 secondes, mesure la hauteur des bulles de savon à l'aide de la règle. Continue jusqu'à ce que la réaction cesse. Il est probable que le niveau d'acide diminue pendant la réaction. Mesure l'accumulation TOTALE des bulles pour chaque mesure, car le niveau « 0 » va changer. Note ces observations dans le tableau de la prochaine page.



5. Une fois la réaction terminée, détermine la variation de la hauteur des bulles pour chaque intervalle de 10 secondes et note cette mesure dans le tableau de données.

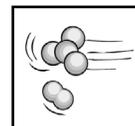
Observations

Temps (s)	Hauteur des bulles (mm)	Variation de la hauteur (mm)	Temps (s)	Hauteur des bulles (mm)	Variation de la hauteur (mm)
0	0	S.O.			
10					
20					

1. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction.
2. Que signifie la variation de la hauteur des bulles dans le cylindre gradué par rapport à l'équation chimique de la réaction?
3. Trace un graphique du volume de dioxyde de carbone produit en fonction du temps.

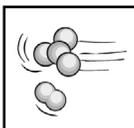
Analyse

1. Examine le graphique. Tu t'attendais peut-être à observer une pente plutôt élevée au début de la réaction. Explique pourquoi la vitesse de réaction était plutôt lente initialement.
2. La réaction se déroule-t-elle à une vitesse constante? Explique pourquoi ou pourquoi pas.
3. Y a-t-il un intervalle de temps durant lequel la réaction se fait plus rapidement? Encerle cet intervalle dans le graphique.
4. Y a-t-il un intervalle de temps durant lequel la réaction se fait plus lentement? Encerle cet intervalle dans le graphique.
5. Calcule la vitesse moyenne de réaction pour les intervalles ci-dessous :
 - a) première minute;
 - b) deuxième minute;
 - c) troisième minute;
 - d) intervalle de temps durant lequel la réaction est la plus rapide;
 - e) intervalle de temps durant lequel la réaction est la plus lente;
 - f) toute la durée de la réaction.



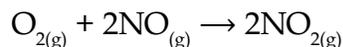
6. À l'aide de la méthode de tangente, calcule la vitesse instantanée de la réaction au point sur la courbe où la réaction est la plus lente.
7. À l'aide de la méthode de tangente, calcule la vitesse instantanée de la réaction au point sur la courbe où la réaction est la plus rapide.
8. Explique ce qui se produit au cours de la réaction à l'échelle particulière en te référant à l'équation de la réaction.
9. S'il y avait une augmentation soudaine de la température de l'acide (p. ex., si on le plaçait dans un bain d'eau chaude), explique pourquoi, à l'échelle moléculaire, la réaction se ferait plus rapidement.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Graphical Determination of the Rate of a Chemical Reaction C12-3-03 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011).
Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 6 : Exercice – La cinétique

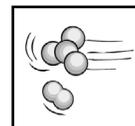
Une chimiste étudie la formation de dioxyde d'azote à partir de monoxyde d'azote et d'oxygène. L'équation équilibrée de la réaction est la suivante :



La chimiste a mesuré la concentration des trois gaz à divers intervalles de temps. Les données obtenues sont présentées ci-dessous.

Temps (min)	Concentration (mol/L)		
	[O ₂]	[NO]	[NO ₂]
0	0,000 343	0,000 514	0
2	0,000 317	0,000 461	0,000 053
4	0,000 289	0,000 406	0,000 108
6	0,000 271	0,000 368	0,000 146
10	0,000 242	0,000 311	0,000 204
16	0,000 216	0,000 259	0,000 256
26	0,000 189	0,000 206	0,000 308
41	0,000 167	0,000 162	0,000 353
51	0,000 158	0,000 143	0,000 372
61	0,000 150	0,000 127	0,000 387
71	0,000 144	0,000 116	0,000 399

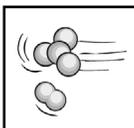
- Trace un graphique représentant ces données. Place les concentrations de gaz sur l'axe des y (ordonnées) et le temps sur l'axe des x (abscisses). La vitesse moyenne peut être calculée pour une période donnée en reliant par une ligne droite deux points sur la courbe et en déterminant la pente de cette droite. La vitesse instantanée est déterminée en traçant une tangente à la courbe à un point donné et en déterminant la pente de cette tangente.
- Quelles sont la vitesse de réaction moyenne de l'oxyde d'azote et de l'oxygène et la vitesse de formation moyenne du dioxyde d'azote au cours des 71 minutes de la réaction? Détermine la vitesse pour chaque substance.



3. Quelles sont la vitesse moyenne de disparition de NO et d'O₂ et la vitesse moyenne de production de NO₂ pendant les 10 premières minutes et les 10 dernières minutes?
4. À l'aide du graphique, trouve la vitesse instantanée de disparition d'O₂ et de NO et la vitesse instantanée de formation de NO₂ à 4 minutes et à 41 minutes du début de l'expérience.

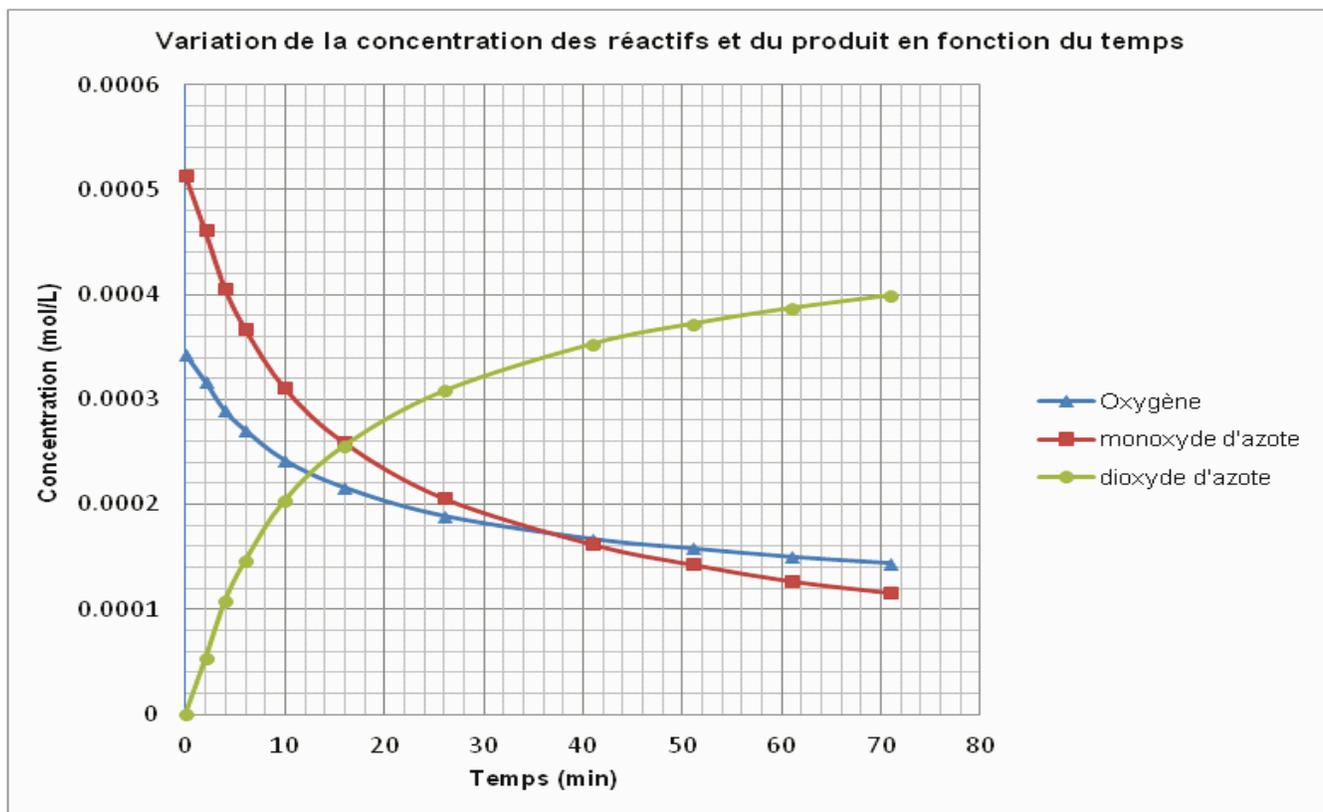
Explique pourquoi la vitesse change.

5. Que remarques-tu concernant les rapports des vitesses de disparition de l'oxygène et du monoxyde d'azote et la vitesse de production du dioxyde d'azote?



ANNEXE 7 : La cinétique – Renseignements pour l'enseignant

1. Graphique de la réaction



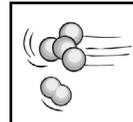
2. Pendant les 71 minutes de la réaction :

$$\text{vitesse moyenne pour NO} = \frac{0,000\ 116\ \text{mol/L} - 0,000\ 514\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 0\ \text{min}}$$

$$= 5,61 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min}$$

$$\text{vitesse moyenne pour O}_2 = \frac{0,000\ 144\ \text{mol/L} - 0,000\ 343\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 0\ \text{min}}$$

$$= 2,80 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min}$$



$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO}_2 &= \frac{0,000\ 399\ \text{mol/L} - 0\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 5,61 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

3. Au cours des 10 premières minutes

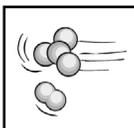
$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO} &= \frac{0,000\ 311\ \text{mol/L} - 0,000\ 514\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 2,03 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour O}_2 &= \frac{0,000\ 242\ \text{mol/L} - 0,000\ 343\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 2,04 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

Au cours des 10 dernières minutes

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO} &= \frac{0,000\ 116\ \text{mol/L} - 0,000\ 127\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 61\ \text{min}} \\ &= 1,10 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour O}_2 &= \frac{0,000\ 144\ \text{mol/L} - 0,000\ 150\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 61\ \text{min}} \\ &= 6,00 \times 10^{-7}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO}_2 &= \frac{0,000\ 399\ \text{mol/L} - 0,000\ 387\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 61\ \text{min}} \\ &= 1,20 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

4. Les réponses peuvent varier légèrement selon la façon de tracer la tangente au point à 4 minutes.

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO} &= \frac{0,000\ 28\ \text{mol/L} - 0,000\ 485\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 2,05 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

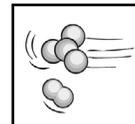
$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour O}_2 &= \frac{0,000\ 22\ \text{mol/L} - 0,000\ 33\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 1,10 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO}_2 &= \frac{0,000\ 242\ \text{mol/L} - 0,000\ 33\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 2,12 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

Les réponses peuvent varier légèrement selon la façon de tracer la tangente au point à 41 minutes.

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO} &= \frac{0,000\ 125\ \text{mol/L} - 0,000\ 18\ \text{mol/L}}{60\ \text{min} - 30\ \text{min}} \\ &= 1,83 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

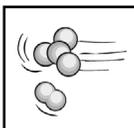
$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour O}_2 &= \frac{0,000\ 14\ \text{mol/L} - 0,000\ 19\ \text{mol/L}}{70\ \text{min} - 20\ \text{min}} \\ &= 1,00 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO}_2 &= \frac{0,000\ 365\ \text{mol/L} - 0,000\ 325\ \text{mol/L}}{50\ \text{min} - 30\ \text{min}} \\ &= 2,00 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

5. Le rapport entre O₂ et NO₂ est de 1:2. La vitesse de disparition d'O₂ équivaut à la moitié de la vitesse de formation de NO₂.

Le rapport entre NO et NO₂ est de 2:2 ou 1:1. La vitesse de disparition de NO est égal à la vitesse de formation de NO₂.



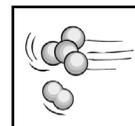
ANNEXE 8 : Exercice 2 – La cinétique

Une chimiste étudie la décomposition du pentaoxyde de diazote à 45 °C.
L'équation équilibrée s'écrit comme suit :

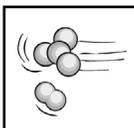


La chimiste a mesuré la concentration de pentaoxyde de diazote à des intervalles de 10 minutes pendant 100 minutes à l'aide de la colorimétrie (spectrophotomètre).
Le tableau ci-dessous comprend les données recueillies.

Temps (min)	Concentration (mol/L)		
	[N ₂ O ₅]	[NO ₂]	[O ₂]
0	0,0124	0	0
10	0,0092		
20	0,0068		
30	0,0050		
40	0,0037		
50	0,0027		
60	0,0020		
70	0,0014		
80	0,0011		
90	0,0008		
100	0,0006		



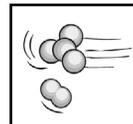
1. À partir de ces données et de l'équation équilibrée, calcule la concentration de dioxyde d'azote et d'oxygène gazeux à chaque intervalle, puis construis un graphique illustrant ces données, les concentrations de gaz en ordonnée (axe des y) et le temps en abscisse (axe des x). La vitesse moyenne peut être calculée pour une période donnée en reliant par une ligne droite deux points sur la courbe et en déterminant la pente de cette droite. La vitesse instantanée est déterminée en traçant une tangente à la courbe à un point donné et en déterminant la pente de cette tangente.
2. Quelle est la vitesse moyenne de décomposition du pentaoxyde de diazote et de formation de dioxyde d'azote et d'oxygène pendant toute la période de 100 minutes? Détermine la vitesse pour chaque substance.
3. Quelle est la vitesse moyenne de décomposition de N_2O_5 pour les 20 premières minutes, et pour les 20 dernières minutes?
4. Trouve la vitesse instantanée de décomposition de N_2O_5 et la vitesse instantanée de formation de NO_2 et d' O_2 à 10 minutes et à 80 minutes du début de l'expérience. Montre la méthode utilisée sur le graphique. Explique pourquoi la vitesse change.
5. Explique pourquoi la vitesse change entre 10 et 80 minutes.

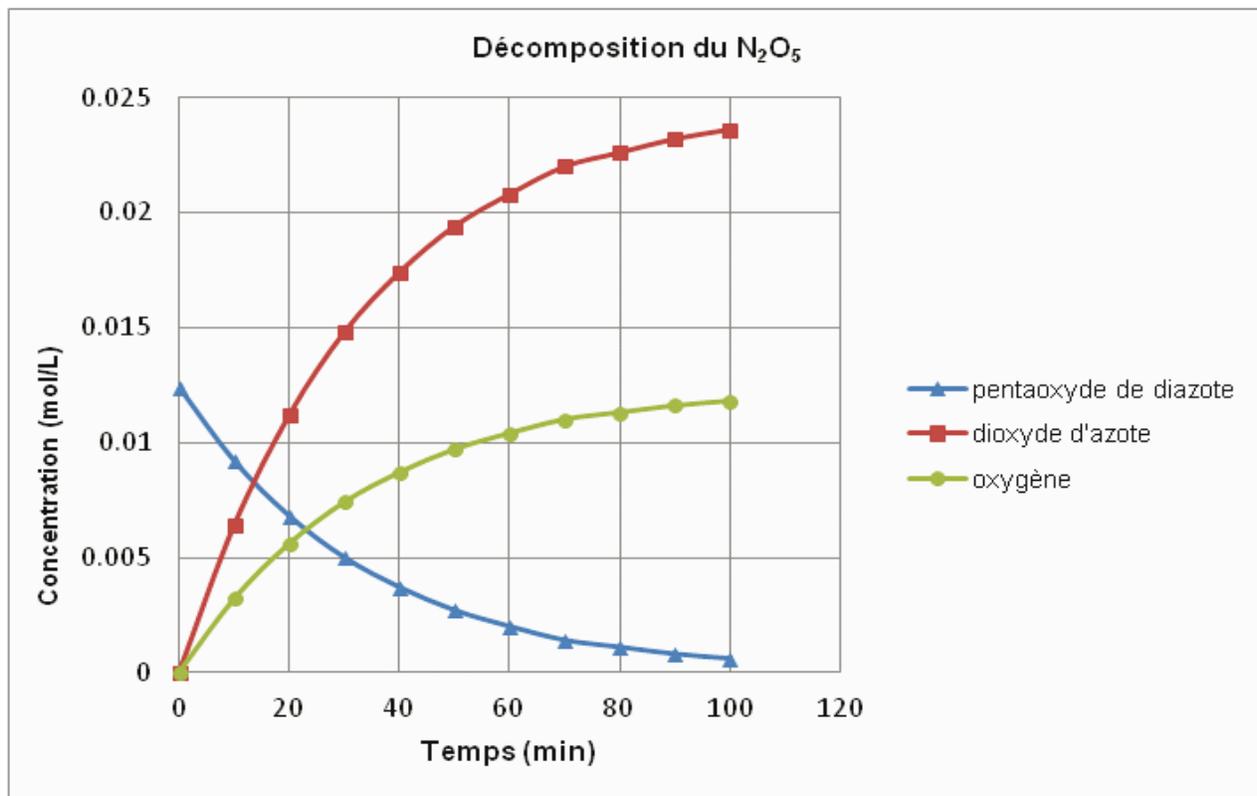


ANNEXE 9 : Exercice 2 – Corrigé

1. Tableau et graphique

Décomposition du N_2O_5 à 45 °C			
Temps (min)	Concentration (mol/L)		
	$[N_2O_5]$	$[NO_2]$	$[O_2]$
0	0,0124	0	0
10	0,0092	0,0064	0,0032
20	0,0068	0,0112	0,0056
30	0,0050	0,0148	0,0074
40	0,0037	0,0174	0,0087
50	0,0027	0,0194	0,0097
60	0,0020	0,0208	0,0104
70	0,0014	0,0220	0,0110
80	0,0011	0,0226	0,0113
90	0,0008	0,0232	0,0116
100	0,0006	0,0236	0,0118

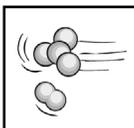




2. Pour l'intervalle de temps de 100 minutes

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour N}_2\text{O}_5 &= \frac{0,0006 \text{ mol/L} - 0,0124 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 1,18 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO}_2 &= \frac{0,0236 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 2,36 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour O}_2 &= \frac{0,0118 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 1,18 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

3. Pendant les 20 premières minutes

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour N}_2\text{O}_5 &= \frac{0,0068 \text{ mol/L} - 0,0124 \text{ mol/L}}{20 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 2,80 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

Pendant les 20 dernières minutes

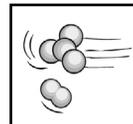
$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour N}_2\text{O}_5 &= \frac{0,0006 \text{ mol/L} - 0,0011 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 80 \text{ min}} \\ &= 2,50 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

4. Les réponses peuvent varier légèrement selon la façon de tracer la tangente au point à 10 minutes.

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour N}_2\text{O}_5 &= \frac{0,00370 \text{ mol/L} - 0,0118 \text{ mol/L}}{30 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 2,70 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO}_2 &= \frac{0,0165 \text{ mol/L} - 0,0012 \text{ mol/L}}{30 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 5,10 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour O}_2 &= \frac{0,0025 \text{ mol/L} - 0,0004 \text{ mol/L}}{20 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 1,05 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

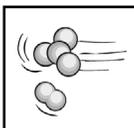


Les réponses peuvent varier légèrement selon la façon de tracer la tangente au point à 80 minutes.

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour } \text{N}_2\text{O}_5 &= \frac{0 \text{ mol/L} - 0,002 \text{ mol/L}}{15 \text{ min} - 50 \text{ min}} \\ &= 3,08 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

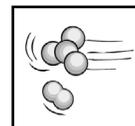
$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour } \text{NO}_2 &= \frac{0,00590 \text{ mol/L} - 0,00520 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 60 \text{ min}} \\ &= 1,75 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

5. Il y a moins de particules de réactif disponibles à mesure que le temps passe, donc la vitesse de réaction ralentit à mesure que la réaction s'effectue.

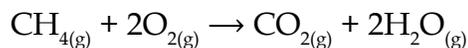


ANNEXE 10 : Problèmes de cinétique chimique

- Donne trois exemples de propriétés directement liées aux réactifs ou aux produits qui peuvent être utilisées pour mesurer la vitesse de réaction.
- Quelle propriété serait appropriée pour mesurer la vitesse dans chacune des réactions suivantes? Explique ton raisonnement.
 - $\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnSO}_4$
- Quelles unités ont été utilisées pour exprimer la vitesse de réaction?
- Dans la réaction $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, comment la vitesse de disparition de l'hydrogène se compare-t-elle à la vitesse de disparition de l'azote? Comment la vitesse de production de NH_3 se compare-t-elle à la vitesse de disparition de l'azote?
- Pour la réaction $2\text{A} + \text{B} \rightarrow 3\text{C}$, on a constaté que la vitesse de disparition de B était de $0,30 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$. Quelle était la vitesse de disparition de A et la vitesse de formation de C?
- Pour la réaction $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$, on a constaté qu'à une certaine température, la vitesse de disparition de N_2O_5 est de $2,5 \times 10^6 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$. Quelle est la vitesse de formation de NO_2 et d' O_2 ?
- Écris les expressions de vitesse pour les réactions suivantes en fonction de la disparition des réactifs et de la formation des produits.
 - $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
 - $3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{O}_{3(g)}$
 - $4\text{NH}_{3(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightarrow 4\text{NO}_{(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
 - $\text{I}_{(aq)}^- + \text{OCl}_{(aq)}^- \rightarrow \text{Cl}_{(aq)}^- + \text{OI}_{(aq)}^-$



8. Dans une réaction de combustion, 8,0 mol de méthane réagissent complètement en 3,2 secondes dans un récipient de 2,00 L contenant de l'oxygène gazeux en excès.



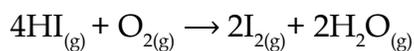
Calcule la vitesse moyenne de disparition du méthane gazeux en mol/L·s.

Calcule la vitesse moyenne de disparition de l'oxygène gazeux en mol/L·s.

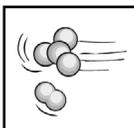
Calcule la vitesse moyenne de production de dioxyde de carbone gazeux en mol/L·s.

Calcule la vitesse moyenne de production de la vapeur d'eau en mol/L·s.

9. L'iodure d'hydrogène et l'oxygène réagissent pour former l'iode gazeux et de la vapeur d'eau. Si l'oxygène gazeux réagit à une vitesse de 0,0042 mol/L·s,



- a) Quelle est la vitesse de formation d'iode gazeux en mol/L·s?
b) Quelle est la vitesse de formation de la vapeur d'eau en mol/L·s?
c) Quelle est la vitesse de disparition de l'iodure d'hydrogène gazeux en mol/L·s?

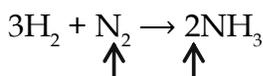


ANNEXE 11 : Problèmes de cinétique chimique – Corrigé

- Les réactions qui produisent un gaz (mesurer le volume/la pression); réaction dont le produit est un ion (conductivité); réactions qui produisent un changement de couleur (spectromètre - mesurer l'intensité de la couleur).
- Observer le changement de couleur serait la meilleure façon de mesurer la vitesse de réaction. Lorsque l'ion permanganate (MnO_4^-) disparaît, la couleur rose de la solution disparaît elle aussi. Il est également possible qu'une couleur rouge-brun apparaisse à mesure que le Fe^{3+} se forme.
 - Puisque l'hydrogène gazeux est produit, on pourrait recueillir le gaz et mesurer son volume à mesure que la réaction s'effectue. Si le contenant est scellé, on pourrait mesurer l'augmentation de pression.
- $\text{mol/L}\cdot\text{s}$

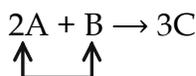


La vitesse de disparition de H_2 est trois fois plus grande que la vitesse de disparition de N_2 .



La vitesse de production de NH_3 est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de N_2 .

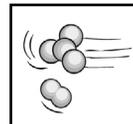
- La vitesse de disparition de A s'écrit comme suit :



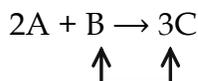
Ceci représente le double (2x) de la vitesse de disparition de B (0,30 mol/L·s).

$$= 2 \times 0,30 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

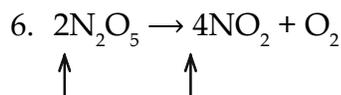
$$= 0,60 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



La vitesse de formation de C s'écrit comme suit :



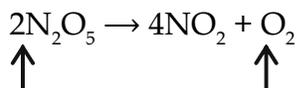
Ceci représente trois fois (3x) la vitesse de disparition de B (0,30 mol/L·s)
 $= 3 \times 0,30 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$
 $= 0,90 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$



Ceci représente un rapport de 2:4 ou 1:2.

La vitesse de formation de NO_2 est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de N_2O_5 .

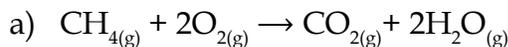
La vitesse de formation de $\text{NO}_2 = 2 \times 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.



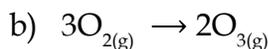
La vitesse de formation d' O_2 équivaut à la moitié de la vitesse de disparition de N_2O_5 .

La vitesse de formation d' $\text{O}_2 = \frac{1}{2} \times 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 1,25 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.

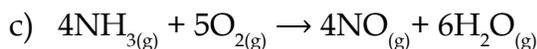
7.



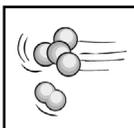
$$\text{vitesse} = -\frac{\Delta[\text{CH}_4]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

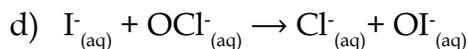


$$\text{vitesse} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_3]}{\Delta t}$$



$$\text{vitesse} = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

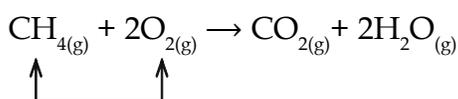




$$\text{vitesse} = -\frac{\Delta[I]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[OCl]}{\Delta t} = \frac{\Delta[Cl]}{\Delta t} = \frac{\Delta[OI]}{\Delta t}$$

8. La vitesse de disparition de $CH_4 = \text{concentration}/\text{temps} = \frac{4\text{mol/L}}{3,2\text{ s}} = 1,25\text{mol/L}\cdot\text{s}$.

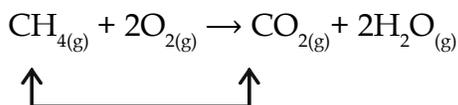
a) vitesse de disparition d' O_2



La vitesse de disparition d' O_2 est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de CH_4 .

$$2 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 2,50 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

b) vitesse de production de CO_2

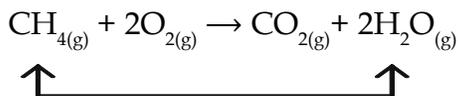


La vitesse de production de CO_2 est égale à la vitesse de disparition de CH_4 .

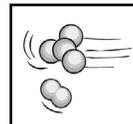
$$1 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

c) vitesse de production de H_2O

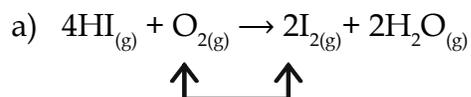
La vitesse de production de H_2O est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de CH_4 .



$$2 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 2,50 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

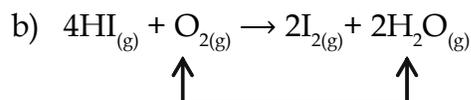


9.



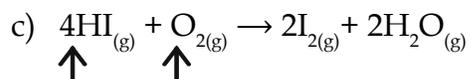
La vitesse de formation d'I₂ est deux fois plus grande que la vitesse de disparition d'O₂.

$$2 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0084 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



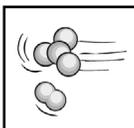
La vitesse de formation de H₂O est deux fois plus grande que la vitesse de disparition d'O₂.

$$2 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0084 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



La vitesse de disparition de HI est quatre fois plus grande que la vitesse de disparition d'O₂.

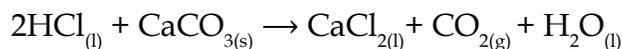
$$4 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0168 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



ANNEXE 12 : Expérience – Capturer des bulles de gaz*

Introduction

L'acide chlorhydrique et le carbonate de calcium réagissent pour former du chlorure de calcium, du dioxyde de carbone et de l'eau, selon la réaction suivante :



Pour cette activité, ton groupe devra concevoir trois expériences afin de mesurer l'influence de la concentration, de la température et de la surface de contact sur la vitesse de réaction.

Pour chacune de ces expériences, la vitesse de réaction peut être déterminée en mesurant la production de dioxyde de carbone en fonction du temps écoulé.

Matériel disponible

- HCl 0,1 Mol/L (15 mL/essai)
- HCl 1 Mol/L (15 mL/essai)
- HCl 5 Mol/L (15 mL/essai)
- CaCO₃ (en poudre)
- CaCO₃ (morceaux)
- brûleur Bunsen
- support universel
- thermomètre
- seau
- bouchons en caoutchouc
- tubes de vinyle
- bain de glace
- cylindre gradué
- balance
- flacons et béchers

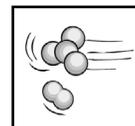
Si tu veux du matériel supplémentaire, demande s'il est disponible!

Suggestions pour la démarche*Suggestions générales*

1. Avant de commencer les expériences, le groupe doit déterminer la façon dont le dioxyde de carbone sera mesuré de façon précise pour chaque essai en utilisant le matériel fourni.
2. Il faut aussi utiliser des intervalles de temps constants afin de comparer les représentations graphiques de tes résultats. Comment allez-vous mesurer la production de gaz en fonction du temps de façon constante?
3. Pour chacune des expériences, comment allez-vous consigner les données et les observations pour chaque essai (il faudra créer un graphique à partir des données)?

Expérience 1 : effet de la température sur la vitesse de réaction

1. Comment allez-vous faire varier la température afin d'avoir trois essais différents?
 - a) Essai 1 :
 - b) Essai 2 :
 - c) Essai 3 :



2. Afin de concevoir un test spécialement pour cette expérience, toutes les variables sauf la température doivent demeurer identiques pour chaque essai. Qu'est-ce qui ne doit pas changer dans cette expérience et comment allez-vous vous assurer que ces variables demeurent constantes pour que l'expérience soit valable?

Expérience 2 : effet de la concentration sur la vitesse de réaction

1. Comment allez-vous faire varier la concentration pour créer trois essais différents?
 - a) Essai 1 :
 - b) Essai 2 :
 - c) Essai 3 :
2. Afin de concevoir un test spécialement pour cette expérience, toutes les variables sauf la concentration doivent demeurer identiques pour chaque essai. Qu'est-ce qui ne doit pas changer dans cette expérience et comment allez-vous vous assurer que ces variables demeurent constantes pour que l'expérience soit valable?

Expérience 3 : effet de la surface de contact sur la vitesse de réaction

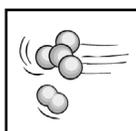
1. Comment allez-vous faire varier la surface de contact pour créer trois essais différents?
 - a) Essai 1 :
 - b) Essai 2 :
 - c) Essai 3 :
2. Afin de concevoir un test spécialement pour cette expérience, toutes les variables sauf la surface de contact doivent demeurer identiques pour chaque essai. Qu'est-ce qui ne doit pas changer dans cette expérience et comment allez-vous vous assurer que ces variables demeurent constantes pour que l'expérience soit valable?

Analyse des données

Partie A : analyse graphique

Réponds aux questions suivantes pour chacune des trois expériences.

1. À l'aide des données recueillies, trace un graphique de la production de dioxyde de carbone en fonction du temps pour chaque essai.
2. Si la même quantité de carbonate de calcium a été utilisée pour chaque essai, la quantité de gaz produit devrait-elle être identique?
3. Les graphiques indiquent-ils que la quantité de gaz produit est la même? Si ce n'est pas le cas, explique pourquoi.



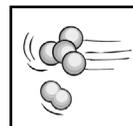
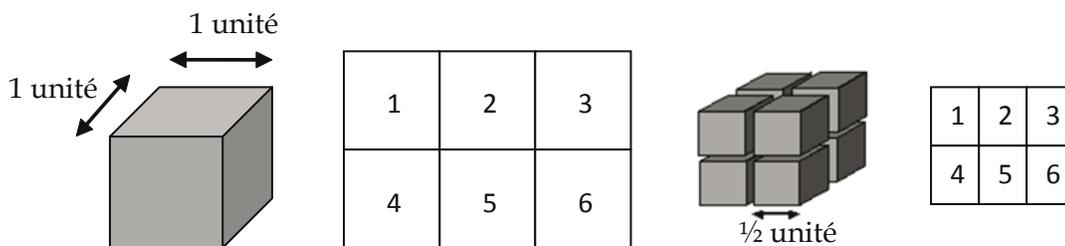
Partie B : vitesse de réaction

1. Calcule la vitesse de réaction moyenne pour chaque essai de la première expérience (effet de la température sur la vitesse de réaction).
2. Compare ces vitesses moyennes avec les trois graphiques tracés pour chaque essai. Sans calculer les vitesses de réaction pour la deuxième expérience (effet de la concentration sur la vitesse de réaction), trouve la réaction la plus rapide, la plus lente et celle qui a une vitesse moyenne. Écris ces mots sur les graphiques.
3. Réponds de nouveau à la question 2 pour la troisième expérience (effet de la surface de contact sur la vitesse de réaction).

Partie C : analyse à l'échelle particulaire

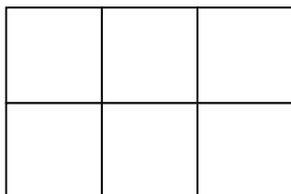
1. Qu'arrive-t-il aux particules à mesure que la température augmente? Comment cette information peut-elle être utilisée pour expliquer pourquoi la quantité de dioxyde de carbone produit par unité de temps est plus grande à des températures plus élevées?
2. Dans l'expérience 2, le dioxyde de carbone a été produit en plus grande quantité à des concentrations d'acide chlorhydrique plus élevées. Dessine un diagramme particulaire comparant les concentrations d'acide chlorhydrique suivantes : 0,1 mol/L, 1 mol/L et 5 mol/L.
3. À l'aide du diagramme tracé à la question 2, explique pourquoi le dioxyde de carbone a été produit en plus grande quantité lorsqu'on a augmenté la concentration d'acide chlorhydrique.
4. Lequel des essais de l'expérience 3 a donné la plus grande production de dioxyde de carbone?
5. À l'aide des diagrammes ci-dessous, explique pourquoi l'essai avec la plus grande surface de contact a produit la réaction la plus rapide.

Chaque cube compte six faces identiques (un cube est égal à un « morceau » - petit ou grand).

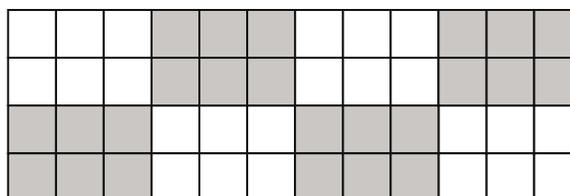


Compare la surface de contact totale si le volume des deux types de morceaux est identique

Surface de contact
totale pour un gros
morceau



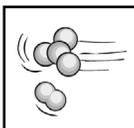
Surface de contact totale pour un même
volume de petits morceaux
(dans ce cas il faudrait huit petit morceaux)



Partie D : analyse

En une ou deux phrases, décris comment tu pourrais maximiser la vitesse de chacune des réactions.

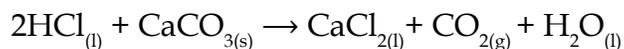
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Capturing Bubbles C12-3-06 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 13 : Capter des bulles de gaz – Renseignements pour l'enseignant*

Introduction

Lorsqu'on ajoute de l'acide chlorhydrique au carbonate de calcium, du dioxyde de carbone est produit. Cette réaction est utilisée pour étudier les effets de différents facteurs sur la vitesse de réaction.

**Matériel**

- lunettes de sécurité
- 3 béchers de 250 mL
- 3 fioles de 150 mL
- 2 x 150 mL d'acide chlorhydrique dilué
- 150 mL d'acide chlorhydrique concentré
- 2 x 2 g de morceaux de carbonate de calcium
- 2 g de poudre de carbonate de calcium

Préparation

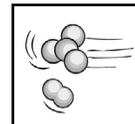
À l'aide des trois fioles de 150 mL, préparer deux solutions identiques de 150 mL d'acide chlorhydrique dilué et une solution de 150 mL d'acide chlorhydrique concentré. Mesurer deux portions de 2 g de morceaux de carbonate de calcium et une portion de 2 g de poudre de carbonate de calcium et placer chaque portion dans l'un des béchers de 250 mL.

Démonstration

Montrer aux élèves l'un des béchers contenant des morceaux de carbonate de calcium et le bécher contenant la poudre de carbonate de calcium. Expliquer que les béchers contiennent une masse identique de la même substance (carbonate de calcium) et la même quantité d'acide chlorhydrique dilué sera ajoutée. S'attendent-ils à voir la même réaction? Ajouter l'acide chlorhydrique dilué aux deux béchers. Demander aux élèves si la réaction s'effectue de façon identique dans les deux béchers. Ils devraient observer qu'il s'agit de la même réaction, mais que le carbonate de calcium en poudre réagit plus rapidement.

Inviter les élèves à réfléchir à ce qui réagit, quels seraient les produits formés et quelle serait l'équation qui représente cette réaction chimique.

Montrer aux élèves le deuxième bécher contenant des morceaux de carbonate de calcium et leur expliquer que ce bécher contient aussi la même masse de carbonate de calcium que les deux autres béchers. Verser l'acide chlorhydrique concentré dans le bécher et inviter les élèves à noter leurs observations. Leur demander pourquoi cette réaction est plus rapide que celle qu'on a observée dans l'autre bécher contenant les morceaux de carbonate de calcium. C'est sans doute en raison du liquide ajouté.



Inviter les élèves à réfléchir à la façon dont on pourrait mesurer la vitesse de réaction et comparer la vitesse de chacune de ces réactions de façon précise. C'est ce qu'ils tenteront de faire dans la prochaine activité.

Expérience

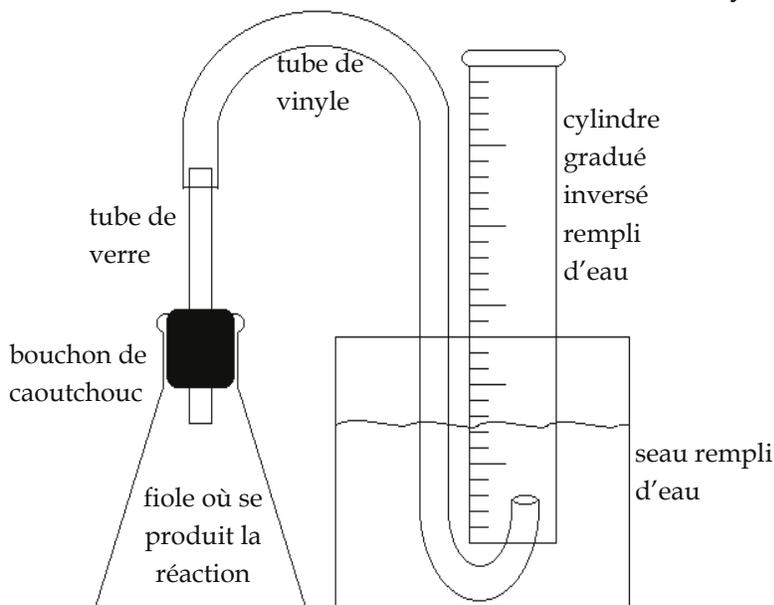
Consignes :

- S'assurer d'avoir les solutions d'acide chlorhydrique identifiées et prêtes pour les élèves. Leur expliquer que seulement 15 mL d'acide seront utilisés pour chaque essai.
- S'assurer d'avoir tout le matériel nécessaire accessible aux élèves.

Mesure du dioxyde de carbone produit

Si les élèves ont de la difficulté à trouver une façon de mesurer la production de dioxyde de carbone, ils pourraient utiliser l'une des méthodes suivantes :

1. Mesurer le volume de gaz à mesure qu'il déplace l'eau dans un cylindre gradué inversé.

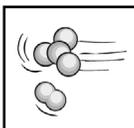


2. Placer la fiolle ou un bécher sur une balance électronique pendant que la réaction s'effectue et mesurer la perte de masse. Une balance à trois places décimales est idéale, mais une balance à deux places décimales fonctionne aussi.

Options pour le déroulement de l'activité

Au lieu de demander à chaque groupe d'élèves de faire les trois expériences, demander à chaque groupe de faire l'une des expériences et de présenter ses résultats à la classe.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Capturing Bubbles C12-3-06 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 14 : Expérience – Facteurs influant sur la vitesse de réaction

Introduction

Cette activité de laboratoire te permettra d'étudier l'effet de la concentration et de la température sur la vitesse de réaction.

Matériel

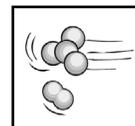
- 2 béchers de 100 mL
- 1 bécher de 250 mL
- 2 cylindres gradués de 10 mL
- serviettes de papier
- 2 éprouvettes (18 x 250 mm)
- thermomètre ou sonde de température
- chronomètre
- solution A (10 mL par essai)
- plaque chauffante
- glace
- eau distillée
- solution B (10 mL par essai)

Démarche

Partie A : concentration des réactifs et vitesse de réaction

1. Inscris « cylindre A » sur l'un des cylindres gradués et « bécher A » sur l'un des béchers de 100 mL. Mesure 10,0 mL de la solution A dans ce cylindre gradué, puis verse cette quantité dans le bécher A.
2. Inscris « cylindre B » sur l'autre cylindre gradué et « bécher B » sur le deuxième bécher de 100 mL. Mesure 10,0 mL de la solution B dans le cylindre B, puis verse cette quantité dans le bécher B.
3. Donne le chronomètre à un membre de ton groupe. Ce membre doit donner le signal pour mélanger les solutions et démarrer le chronomètre dès que la solution A est versée dans la solution B. Une fois les solutions mélangées, agite le mélange un peu. Place ensuite le bécher sur un morceau de serviette de papier (qui sert de contraste). Lorsqu'il y a changement de couleur, le chronomètre doit être arrêté. Note le temps.
4. Rince et sèche les béchers.
5. Répète les étapes 1 à 4 en modifiant la concentration de la solution A, selon les valeurs indiquées dans le tableau suivant.

Essai	Volume de solution A (mL)	Volume d'eau distillée (mL)
2	9,0	1,0
3	8,0	2,0
4	7,0	3,0
5	6,0	4,0
6	5,0	5,0



Partie B : Température et vitesse de réaction

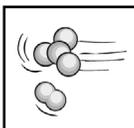
1. Prépare un bain d'eau glacée en remplissant à moitié un bécher de 250 mL avec de l'eau et de la glace.
2. Mesure 10,0 mL de la solution A dans une éprouvette étiquetée « éprouvette A » et 10,0 mL de solution B dans une éprouvette étiquetée « éprouvette B ».
3. Place les éprouvettes dans le bain d'eau glacée et laisse-les jusqu'à ce que leur température soit égale à celle du bain. Note la température.
4. Verse rapidement la solution A dans la solution B et fais tourner la solution quelques fois dans l'éprouvette. Démarre le chronomètre aussitôt que la solution A est versée. Place l'éprouvette dans le bain d'eau glacée.
5. Arrête le chronomètre lorsqu'il y a un changement de couleur. Note le temps.
6. Rince et sèche les éprouvettes.
7. Répète les étapes 2 à 5 avec deux bains d'eau chaude (venant du robinet) à différentes températures puis avec un bain chauffé entre 80 et 90 °C à l'aide de la plaque chauffante.
8. Partage les données du groupe avec celles d'autres groupes afin d'obtenir une variété de températures.

Analyse

1. Si tu as partagé tes données pour la partie A avec d'autres groupes d'élèves, calcule la vitesse moyenne pour chaque essai.
2. Trace un graphique de la vitesse de réaction en fonction de la concentration et de la vitesse de réaction en fonction de la température.

Conclusion

1. Quel est l'effet de la concentration et de la température sur la vitesse d'une réaction chimique?
2. Explique ta conclusion à l'aide de la théorie des collisions.

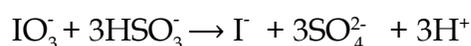


ANNEXE 15 : Facteurs influant sur la vitesse de réaction – Renseignements pour l'enseignant

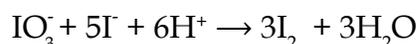
Cette expérience est un exemple de réaction oscillante ou réaction horloge et on la nomme réaction oscillante de l'iode ou réaction Harcourt-Esson. La solution initiale, incolore ou laiteuse, subit un changement soudain de couleur et devient bleu foncé. Ceci permet de mesurer le temps de réaction. En faisant varier la concentration et la température, les élèves peuvent déterminer l'effet de ces facteurs sur la vitesse de réaction.

La réaction étudiée comprend trois étapes et finit par produire de l'iode. L'iode réagit ensuite avec l'amidon pour former un composé de couleur bleu foncé.

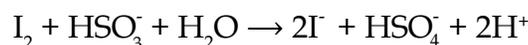
La première étape, qui représente l'étape déterminante de la vitesse, est la suivante :



L'ion iodate (IO_3^-) en excès provoque l'oxydation de l'ion iodure (I^-) pour former de l'iode :



Cependant, l'iode subit immédiatement une réduction par les ions métabisulfite pour former des ions iodure à nouveau :

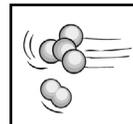


Lorsque tout le métabisulfite est consommé, l'iode qui est encore présent réagit avec l'amidon pour former un composé bleu foncé.

Préparation avant l'expérience de laboratoire

Il faudra préparer deux solutions pour cette activité de laboratoire :

- Solution A : solution saturée d'iodate de potassium (KIO_3)
 - Il faudra environ 80 mL de solution pour chaque groupe d'élèves.
 - Cette solution peut être faite bien à l'avance.
- Solution B : solution formée de métabisulfite de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$), d'acide sulfurique (H_2SO_4) et d'amidon soluble.
 - Pour chaque litre d'eau, il faudra :
 - 25,0 g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$;
 - 5,0 mL d'acide sulfurique concentré (H_2SO_4);
 - 40 g d'amidon soluble.
 - Il faudra environ 100 mL de solution par groupe d'élèves.
 - La solution ne se conserve pas bien, c'est pourquoi il faut la préparer au plus tôt un jour avant l'activité de laboratoire.

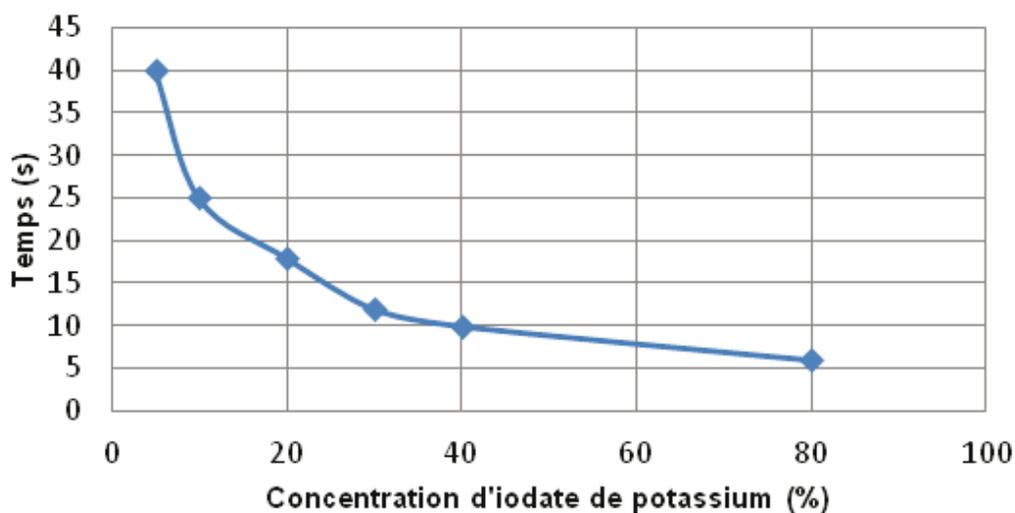


- Pour dissoudre l'amidon, bien le mélanger dans quelques millilitres d'eau distillée, puis verser ce mélange dans moins d'un litre d'eau bouillante. Une fois l'amidon dissous, laisser refroidir, ajouter le H_2SO_4 et le $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$, mélanger jusqu'à ce que tout soit dissous et ajouter de l'eau pour former une solution de 1 L.
- Vérifier la vitesse de réaction avant l'activité. Si la réaction s'effectue trop rapidement pour qu'on puisse mesurer le temps avec précision, diluer la solution de KIO_3 .

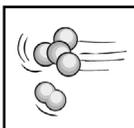
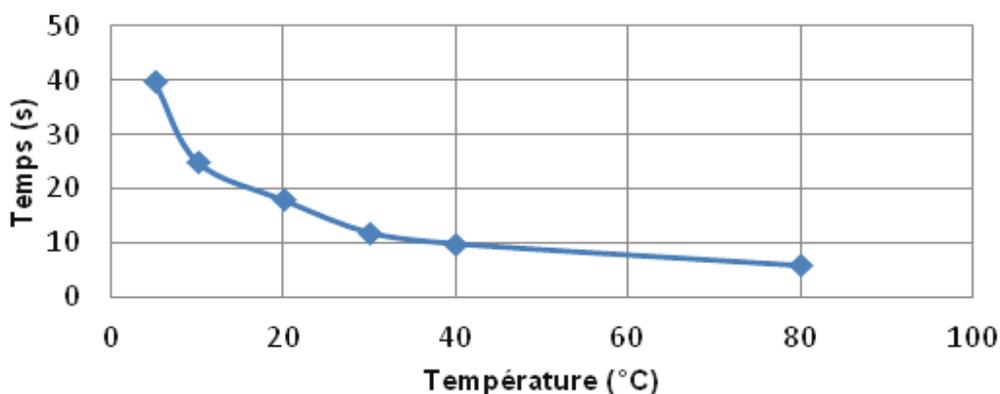
Analyse

Les graphiques tracés par les élèves devraient ressembler aux graphiques suivants :

Temps en fonction de la concentration



Temps en fonction de la température



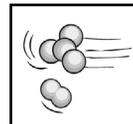
Conclusion

1. Selon le graphique du temps en fonction de la concentration, on peut conclure qu'il existe une relation inverse entre le temps nécessaire pour que la réaction s'effectue et la concentration d'un des réactifs. Cette réaction est non linéaire. Plus la concentration augmente, plus la vitesse de réaction augmente.

Selon le graphique du temps en fonction de la température, on peut conclure qu'il y a une relation inverse et non linéaire entre le temps et la température. Plus la température augmente, plus la vitesse de réaction augmente.

2. Selon la théorie des collisions, la vitesse de réaction devrait augmenter lorsque la concentration d'un réactif augmente, puisqu'il y a plus de particules de réactif. Ceci augmente la probabilité d'avoir une collision avec l'énergie suffisante pour provoquer une réaction.

Lorsqu'on augmente la température, l'énergie cinétique des particules augmente également, ce qui donne lieu à une probabilité accrue de collisions entre des particules ayant assez d'énergie pour provoquer une réaction. La vitesse de réaction augmente donc lorsque la température augmente.



ANNEXE 16 : Expérience – Facteurs influant sur la vitesse de réaction

Partie 1 : nature des réactifs

1. Ajoute 20 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique 3,0 mol/L à chacun de 5 puits d'une plaque à 24 puits.
2. Place un petit morceau de magnésium dans le premier puits, un petit morceau d'aluminium dans le deuxième, un petit morceau de zinc dans le troisième, un morceau de fer dans le quatrième et un morceau de cuivre dans le cinquième.
3. Observe et consigne toutes tes observations.

Questions :

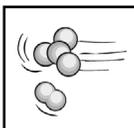
- Quel gaz est produit? Comment le sais-tu?
 - Écris une équation équilibrée pour représenter la réaction.
 - Est-ce que tous les métaux prennent le même temps pour réagir?
 - Classe les métaux par ordre décroissant de réactivité.
4. Ajoute 13 gouttes d'eau et 7 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique 3,0 mol/L à un puits d'une plaque à 24 puits. Mélange les solutions à l'aide du tube capillaire (scellé à une extrémité).
 5. Ajoute 13 gouttes d'eau et 7 gouttes d'une solution d'acide acétique 3,0 mol/L à un deuxième puits de la plaque à 24 puits. Mélange les solutions à l'aide du tube capillaire.
 6. Ajoute 20 gouttes d'une solution aqueuse de nitrate de zinc(III) 1,0 mol/L à un troisième puits, 20 gouttes d'une solution de nitrate de fer(III) 1,0 mol/L au quatrième puits et 20 gouttes d'une solution de nitrate de cuivre(II) 1,0 mol/L au cinquième puits de la plaque.
 7. Place un petit morceau de magnésium dans chacune des cinq solutions.
 8. Observe et consigne tes observations.

Questions :

- Qu'est-il arrivé dans chacun des puits de la plaque? Indique les produits formés dans chaque cas.
- Écris une équation équilibrée pour représenter chaque réaction.
- Combien de temps faut-il au magnésium pour réagir dans chaque solution?

Partie 2 : surface de contact

1. Ajoute 30 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique 3,0 mol/L à chacun de 4 puits d'une plaque à 24 puits.
2. Au premier puits, ajoute un morceau de carbonate de calcium. Au deuxième, ajoute une même quantité de carbonate de calcium en poudre fine.
3. Au troisième puits, ajoute une petite quantité de zinc granulaire. Au quatrième puits, ajoute une même quantité de zinc en tout petits morceaux ou en poudre fine.
4. Observe et consigne tes observations.



Questions :

- Qu'est-il arrivé dans chaque éprouvette? Indique les produits formés dans chaque cas.
- Écris l'équation équilibrée pour représenter chaque réaction.
- Combien de temps faut-il aux solides pour réagir dans chaque solution?

Partie 3 : température

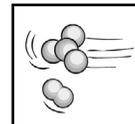
1. Prépare un bain d'eau chaude (bain-marie) en chauffant environ 150 mL d'eau dans un bécher de 250 mL jusqu'au point d'ébullition.
2. Ajoute 2 mL d'une solution aqueuse de permanganate de potassium (KMnO_4) 0,01 mol/L (acidifiée par l'ajout d'acide sulfurique) à chacune des deux éprouvettes de 13 x 100 mm.
3. Place une des éprouvettes de solution de permanganate de potassium dans le bain d'eau chaude. Pendant que la solution se réchauffe, passe à l'étape suivante.
4. Ajoute 5 mL d'une solution d'acide oxalique 0,02 mol/L au deuxième tube (à la température ambiante). Mélange à l'aide d'une tige de verre.
5. Ajoute 5 mL d'une solution d'acide oxalique 0,02 mol/L à l'éprouvette dans le bain d'eau chaude. Mélange à l'aide d'une tige de verre.
6. Fais chauffer l'eau dans le bain-marie jusqu'au point d'ébullition. Prépare un bain d'eau froide en ajoutant des cubes de glace à 50 mL d'eau dans un bécher de 250 mL.
7. Ajoute 3 mL d'eau et 1 mL de solution d'acide chlorhydrique 3,0 mol/L à chacune des trois éprouvettes. Place une des éprouvettes dans le bain d'eau chaude, une dans le bain d'eau froide et laisse l'autre à la température ambiante. Attends environ deux minutes pour que les éprouvettes prennent la température de leur milieu.
8. Coupe des morceaux d'un ruban de magnésium d'une longueur de 0,5 cm. Ajoute un morceau à chacune des trois éprouvettes. Mesure le temps nécessaire pour que chaque morceau disparaisse complètement.
9. Le temps de réaction est-il le même à toutes les températures? Explique.

Partie 4 : catalyseur

1. Ajoute 2 mL d'une solution aqueuse de permanganate de potassium (KMnO_4) 0,01 mol/L (acidifiée par l'ajout d'acide sulfurique) à chacune des deux éprouvettes de 13 x 100 mm.
2. À l'une des éprouvettes, ajoute 5 gouttes de sulfate de manganèse(II) 0,01 mol/L.
3. Ajoute 5 mL d'une solution d'acide oxalique 0,02 mol/L à chaque éprouvette, pose un bouchon et secoue pour mélanger, en tenant bien le bouchon.
4. Observe et consigne tes observations.

Question :

- Est-ce que la réaction prend le même temps dans les deux éprouvettes? Explique.



ANNEXE 17 : Facteurs influant sur la vitesse de réaction – Renseignements pour l'enseignant

Ces quatre expériences illustrent les facteurs qui ont une incidence sur la vitesse d'une réaction, notamment :

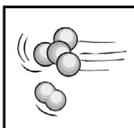
- la nature des réactifs;
- la surface de contact;
- la température;
- le catalyseur employé.

Solutions :

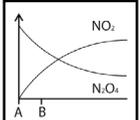
- solution d'acide chlorhydrique 3,0 mol/L. Diluer 258 mL d'acide chlorhydrique concentré (11,6 mol/L ou 36 %) dans 1,0 L d'eau distillée.
- solution de nitrate de zinc(II) 1,0 mol/L. Dissoudre 29,7 g de nitrate de zinc(II) hexahydraté ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.
- solution de nitrate de fer(III) 1,0 mol/L. Dissoudre 4,04 g de nitrate de fer(III) nonahydraté ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.
- solution de nitrate de cuivre(II) 1,0 mol/L. Dissoudre 29,6 g de nitrate de cuivre (II) hexahydraté ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.
- solution de permanganate de potassium 0,01 mol/L. Ajouter 1 mL d'acide sulfurique concentré (17,8 mol/L ou 95 %) à 75 mL d'eau et ajouter assez d'eau pour porter le volume à 100 mL. Dissoudre 1,58 g de permanganate de potassium (KMnO_4) dans cette solution.
- solution d'acide oxalique 0,02 mol/L. Dissoudre 2,52 g d'acide oxalique (acide éthanedioïque, $\text{HOOC}\text{COOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.
- solution de sulfate de manganèse(II) 0,01 mol/L. Dissoudre 2,23 g de sulfate de manganèse(II) tétrahydraté (sulfate de manganèse, $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.

REMARQUES :

1. Des sulfates peuvent être utilisés au lieu des nitrates, mais il faut s'assurer de modifier les masses utilisées selon la différence de masse molaire.
2. Il serait plus facile pour les élèves de réussir l'expérience si la couche d'oxydation était enlevée du ruban de magnésium; pour ce faire, frotter doucement la surface du ruban à l'aide d'un papier d'émeri avant de distribuer les échantillons de magnésium.



L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

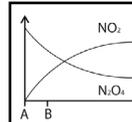


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves étudieront le concept d'équilibre chimique et les constantes d'équilibre. Ils étudieront aussi le principe de Le Chatelier pour prédire et expliquer des déplacements d'équilibre et verront l'importance du concept d'équilibre dans des processus naturels et industriels.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En sciences de 9^e année, les élèves ont appris la différence entre les changements physiques et les changements chimiques. En chimie de 11^e année, ils ont été initiés au concept d'équilibre par rapport aux vitesses d'évaporation et de condensation d'un liquide dans un contenant fermé. Au regroupement 3 du présent cours, ils ont étudié les effets de divers facteurs sur la vitesse d'une réaction chimique.

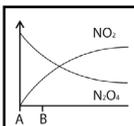


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

Afin de faciliter la présentation des renseignements et des stratégies d'enseignement et d'évaluation, les RAS de ce regroupement ont été disposés en blocs d'enseignement. Il est à souligner que, tout comme le regroupement lui-même, les blocs d'enseignement ne sont que des pistes suggérées pour le déroulement du cours de chimie. L'enseignant peut choisir de structurer son cours et ses leçons en privilégiant une autre approche. Les élèves doivent cependant réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 12^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 12^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent être enseignés pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	L'équilibre physique et chimique	C12-4-01, C12-0-C1, C12-0-C2	1 h
Bloc B	La loi d'équilibre	C12-4-02, C12-4-03, C12-4-04, C12-4-05, C12-0-C1, C12-0-S1, C12-0-S6, C12-0-S7, C12-0-S8	5 h
Bloc C	Le principe de Le Chatelier	C12-4-06, C12-4-07, C12-4-08, C12-0-S2, C12-0-S5, C12-0-S7, C12-0-S9, C12-0-A2	4,5 h
Bloc D	Applications du principe de Le Chatelier	C12-4-09, C12-0-C1, C12-0-T1, C12-0-T3, C12-0-A3	1 h
Bloc E	Le produit de solubilité	C12-4-10, C12-4-11, C12-4-12, C12-4-13, C12-0-S5, C12-0-S6, C12-0-G1, C12-0-T3	5,5 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			18 à 19 h



RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

Vous trouverez ci-dessous une liste de ressources éducatives qui se prêtent bien à ce regroupement. Il est possible de se procurer la plupart de ces ressources à la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) ou de les commander auprès du Centre de ressources d'apprentissage du Manitoba (CRA).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

CHANG, Raymond et Luc Papillon. *Chimie fondamentale : principes et problèmes, volume 2, chimie des solutions*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2009. (DREF 540 C456c 02, CRA 97024)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97382)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97383)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 98878)

[R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 91609)

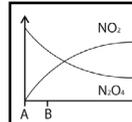
FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)

HILL, John W. et al. *Chimie générale*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96139)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 97715)

[R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CRA 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]



- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR.
La sécurité en sciences de la nature : Un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015. (DREF P.D. 372.35 5446, CRA 98839)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d'enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11, CRA 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA91610)

AUTRES IMPRIMÉS

L'Actualité, Éditions Rogers Media, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE. [revue publiée 20 fois l'an; articles d'actualité canadienne et internationale]

Ça m'intéresse, Prisma Presse, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; beaucoup de contenu STSE; excellentes illustrations]

Découvrir : la revue de la recherche, Association francophone pour le savoir, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE [revue bimestrielle de vulgarisation scientifique; recherches canadiennes]

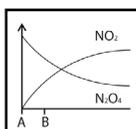
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

- [R] *Québec Science*, La Revue Québec Science, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE. [revue publiée 10 fois l'an]

- [R] *Science et vie junior*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; excellente présentation de divers dossiers scientifiques; explications logiques avec beaucoup de diagrammes]

- [R] *Science et vie*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; articles plus techniques]

Sciences et avenir, La Revue Sciences et avenir, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; articles détaillés]



DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)

DVD ET VIDÉOCASSETTES

Le concept de la mole 1, TVOntario, 1986. (DREF 42952/V8008)

SITES WEB

Agence Science-Presse. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 31 décembre 2014). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

Biographie de Fritz Haber. <http://www.futura-sciences.com/magazines/matiere/infos/personnalites/d/chimie-fritz-haber-247/> (consulté le 31 décembre 2014).

- [R] *La bouteille bleue*. http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=La_bouteille_bleue (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo d'une réaction réversible]

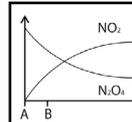
Chemistry Experience Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/equilvpBr2V8.html> (consulté le 31 décembre 2014). [animation montrant le changement de brome liquide en brome gazeux (site en anglais)]

Chemistry Experience Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations. <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equilV8.html>. (consulté le 31 décembre 2014). [animation montrant la réaction réversible $\text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_4$ (site en anglais)]

- [R] *La chimie.net*. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 12 juillet 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]

Dissolution du chlorure de sodium. http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf (consulté le 31 décembre 2014). [animation]

- [R] *Équilibre chimique*. http://www.afd-ld.org/~fdp_chimie/page.php?them=thermodynamique&chap=equilibre-chimique (consulté le 31 décembre 2014). [cliquer sur les icônes pour visionner les vidéos ou accéder aux renseignements]



[R] *Équilibre dynamique*. <http://www1.tfo.org/education/Episode/24972/equilibre-dynamique> (consulté le 31 décembre 2014). [émission TFO sur l'équilibre dynamique des réactions chimiques; accessible à partir du site de la DREF]

Fritz Haber. http://www.fact-index.com/f/fr/fritz_haber.html (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]

Fritz Haber : un criminel de guerre récompensé. <http://www.larecherche.fr/savoirs/special-nobel/fritz-haber-criminel-guerre-recompense-01-10-2008-89028> (consulté le 31 décembre 2014).

Precipitation reactions. http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/crm3s2_3.swf (consulté le 31 décembre 2014). [site anglais]

[R] *Le procédé Haber*. <http://www1.tfo.org/education/episode/24975/le-procede-haber> (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo accessible à partir du site de la DREF]

[R] *Réaction de Belousov Zhabotinsky*. http://ww3.ac-poitiers.fr/sc_phys/cyberlab/cyberter/fete_chi/BZ/bz.htm (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo d'une réaction oscillante]

[R] *Réaction et cinétique*. <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/reactions-and-rates> (consulté le 31 décembre 2014). [cliquer sur l'onglet « collisions multiples » pour étudier l'équilibre en modifiant des paramètres tels que la quantité de réactifs ou de produits]

[R] *Réaction oscillante*. <https://www.youtube.com/watch?v=Ch93AKJm9os> (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo d'une réaction oscillante]

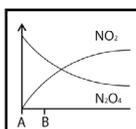
Réactions oscillantes. <http://www.faidherbe.org/site/cours/dupuis/joupond.htm> (consulté le 31 décembre 2014).

[R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com> (consulté le 14 juillet 2014). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

Solubility of AgCl. http://www.dlt.ncssm.edu/core/Chapter14-Gas_Phase-Solubility-Complex_Ion_Equilibria/Chapter14-Animations/Solubility_of_AgCl.html (juillet 2014). [animation montrant la solubilité de l'AgCl au niveau moléculaire (site en anglais)]

Traffic Light Reaction. http://wn.com/traffic_light_reaction_go-science_demonstration (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo de la réaction (site en anglais)]

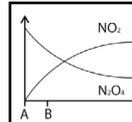
Uses and production of ammonia (Haber process). <http://www.usetute.com.au/haberpro.html> (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

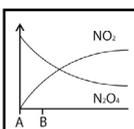
L'élève sera apte à :

- C12-4-01** lier le concept d'équilibre aux systèmes physiques et chimiques, entre autres les conditions nécessaires pour atteindre l'équilibre;
RAG : D3, D4, E2
- C12-4-02** rédiger des expressions de la loi d'équilibre à partir d'équations chimiques équilibrées pour des systèmes hétérogènes et homogènes, entre autres la loi de l'action de masse;
RAG : D3
- C12-4-03** utiliser la valeur de la constante d'équilibre pour déterminer la position de l'équilibre d'un système;
RAG : D3
- C12-4-04** résoudre des problèmes comprenant des constantes d'équilibre;
RAG : D3
- C12-4-05** mener une expérience pour déterminer la constante d'équilibre d'un système;
RAG : C2
- C12-4-06** utiliser le principe de Le Chatelier pour prédire et expliquer des déplacements d'équilibre, entre autres les variations de température, les changements de pression et de volume, le changement de concentration des réactifs ou des produits, l'addition d'un catalyseur ou d'un gaz inerte, les effets de divers stress sur la constante d'équilibre;
RAG : D3, D4, E4
- C12-4-07** mener une expérience pour démontrer le principe de Le Chatelier;
RAG : C2
- C12-4-08** interpréter des graphiques de la concentration en fonction du temps, entre autres les variations de température ou de concentrations, l'addition d'un catalyseur;
RAG : D3, D4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C12-4-09** décrire des applications pratiques du principe de Le Chatelier,
par exemple le processus de Haber, la production d'hémoglobine en altitude, les boissons gazéifiées, l'adaptation des yeux à la lumière, le pH sanguin, la recharge des piles, les moteurs turbocompressés/suralimentés, la synthèse d'esters, les indicateurs météo, l'eau gazéifiée dans l'alimentation d'une poule;
RAG : B1, D3
- C12-4-10** rédiger des expressions du produit de solubilité (K_{ps}) à partir d'équations chimiques équilibrées pour des sels à faible solubilité;
RAG : D3
- C12-4-11** résoudre des problèmes de K_{ps} ,
entre autres des problèmes avec ions communs;
RAG : D3
- C12-4-12** donner des exemples de sels à faible solubilité,
par exemple les calculs rénaux, les cavernes calcaires, l'ostéoporose, la carie dentaire;
RAG : D3, D4, E1
- C12-4-13** mener une expérience pour déterminer le produit de solubilité (K_{ps}) d'un sel à faible solubilité.
RAG : C2, D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

C12-0-C1 utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3

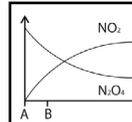
C12-0-C2 démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

Étude scientifique

C12-0-S1 faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2

C12-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2

C12-0-S3 planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables indépendantes, dépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C12-0-S4 sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,

par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;

RAG : C1, C2

C12-0-S5 enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,

par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;

RAG : C2, C5

C12-0-S6 estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,

entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;

RAG : C2

C12-0-S7 reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;

RAG : C2, C5

C12-0-S8 évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données,

entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;

RAG : C2, C5

C11-0-S9 tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;

RAG : C2, C5, C8

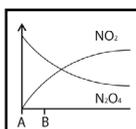
Recherche et communication

C12-0-R1 tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines;

RAG : C2, C4, C6

C12-0-R2 évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple, l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;*

RAG : C2, C4, C5, C8



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C12-0-R3 citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6

C12-0-R4 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

C12-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C12-0-G2 susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7

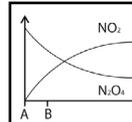
C12-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

C12-0-N1 expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2

C12-0-N2 décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4

C12-0-N3 décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : A1, A2



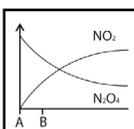
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T2** expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2

Attitudes

- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie;
RAG : C2, C5
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les professions et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4
- C12-0-A4** se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B5, C4



Bloc A : L'équilibre physique et chimique

L'élève sera apte à :

- C12-4-01** lier le concept d'équilibre aux systèmes physiques et chimiques, entre autres les conditions nécessaires pour atteindre l'équilibre;
RAG : D3, D4, E2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

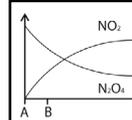
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Démonstration

Présenter ce thème à l'aide d'une démonstration de la réversibilité des réactions chimiques. La démonstration classique de la « bouteille bleue » est un outil visuel très efficace pour illustrer une réaction réversible (voir *Chimie 12 STSE*, p. 419). Dans un flacon Erlenmeyer de 1000 mL, dissoudre 14 g de NaOH dans 700 mL d'eau distillée. Ajouter 14 g de dextrose (ou de glucose) et 1 mL de bleu de méthylène à la solution de NaOH. Bien fermer le flacon Erlenmeyer à l'aide d'un bouchon. Secouer vigoureusement et la solution deviendra bleue. Laisser reposer et la couleur disparaîtra. Ce système met en jeu l'oxydation du dextrose (ou du glucose) par l'oxygène (provoquée par l'agitation du flacon), le bleu de méthylène agissant comme catalyseur de la réaction. Inviter les élèves à décrire la réaction dans le flacon et à deviner pourquoi la solution n'est pas restée bleue.

En sciences de 9^e année, les élèves ont appris la différence entre les changements physiques et les changements chimiques. Dans le cours de chimie de 11^e année, ils ont été initiés au concept d'équilibre par rapport aux vitesses d'évaporation et de condensation d'un liquide dans un contenant fermé. Ils ont également élaboré des analogies qui facilitent la compréhension du concept.



Voici un lien menant vers une présentation vidéo de cette démonstration :
http://scienceamusante.net/wiki/index.php?title=La_bouteille_bleue.

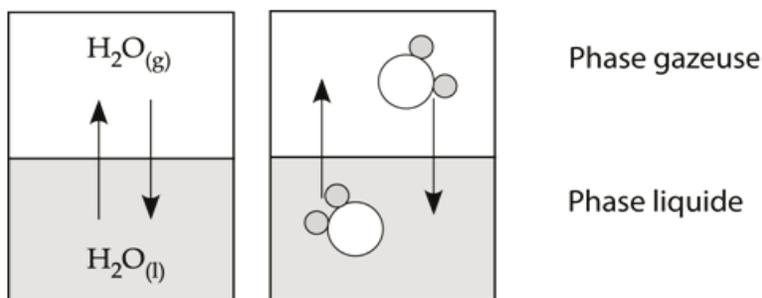
En quête

Enseignement direct - la réversibilité dans les systèmes physiques

Jusqu'ici, le programme d'études de chimie n'a traité que de réversibilité dans les systèmes physiques (c.-à-d., changement de phase et dissociation). Présenter maintenant aux élèves le potentiel de réversibilité dans les systèmes chimiques. Discuter des conditions requises pour atteindre l'équilibre dans des systèmes physiques et chimiques et insister sur les différences entre les deux systèmes. Pour qu'il y ait équilibre physique, le système doit être fermé (ou clos) et à température constante. L'évaporation et la dissolution sont des exemples d'équilibre physique (voir *Chimie 12*, p. 323, *Chimie 12 STSE*, p. 422 ou *Chimie 11-12*, p. 677).

Exemple

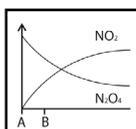
Dans le diagramme, l'eau, $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$, est en équilibre avec sa vapeur, $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$. La vitesse d'évaporation est égale à la vitesse de condensation en vase clos à température constante. À l'échelle moléculaire (des particules), pour chaque molécule d'eau ($\text{H}_2\text{O}_{(l)}$) qui s'évapore, il y a une autre molécule de vapeur d'eau ($\text{H}_2\text{O}_{(g)}$) qui se condense et passe à l'état liquide. C'est un exemple d'une réaction réversible pour un équilibre physique.



Animation

Présenter aux élèves une animation démontrant un équilibre physique. L'animation du site suivant montre la nature moléculaire entre le brome liquide et le brome gazeux (site en anglais) : <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/equilvpBr2V8.html>.

Demander aux élèves de compter le nombre de molécules en phase gazeuse et en phase liquide.

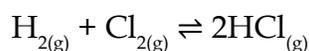


Enseignement direct - la réversibilité dans les systèmes chimiques

Les conditions requises pour avoir un état d'équilibre chimique (voir *Chimie 12*, p. 678 679, *Chimie 12 STSE*, p. 420 424 ou *Chimie 11-12*, p. 324 327) comprennent ce qui suit :

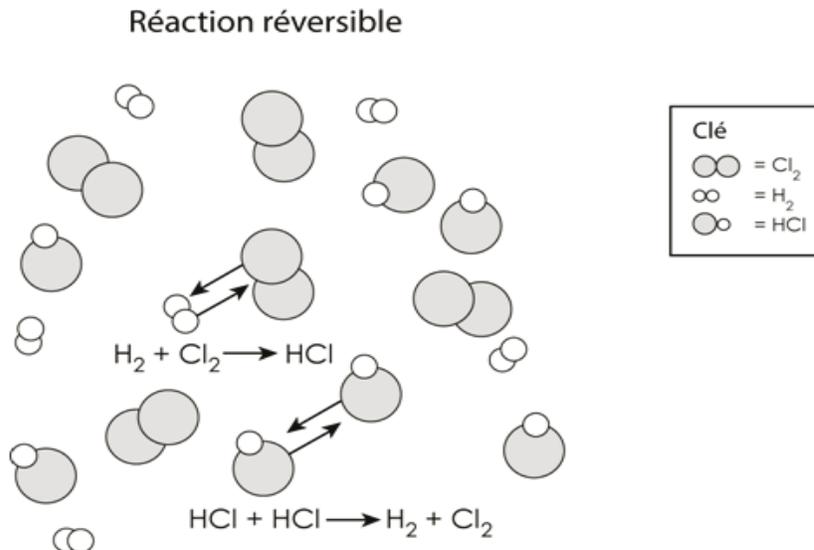
- les propriétés macroscopiques observables sont constantes (p. ex., couleur, pression, concentration, pH);
- le système est fermé;
- la température est constante;
- la réversibilité et la vitesse des transformations opposées sont égales.

Voici un exemple de réaction réversible pour un équilibre chimique :

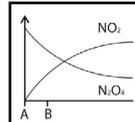


Dans cette réaction à l'échelle particulière, la vitesse de la réaction directe (vers la droite) est égale à la vitesse de la réaction inverse. En d'autres termes, chaque fois qu'une molécule de H_2 se combine à une molécule de Cl_2 , il y a une molécule de HCl qui réagit avec une autre molécule de HCl pour se réarranger et former les réactifs H_2 et Cl_2 .

Voir le diagramme qui suit pour une représentation moléculaire de cette réaction réversible.



Le diagramme illustre les molécules H_2 et Cl_2 se combinant pour former deux molécules de HCl , de même que deux molécules de HCl qui se combinent pour former à nouveau $\text{H}_2 + \text{Cl}_2$.



Démonstration

Faire la démonstration d'un équilibre chimique avec le système $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$ ou le système $\text{CoCl}_4^{2-}\text{-Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$. Voir le mode de préparation à l'annexe 1. De plus, il est possible d'acheter des unités scellées de $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$ auprès de fournisseurs de matériel scientifique au lieu de les préparer en éprouvette pour une démonstration en classe.

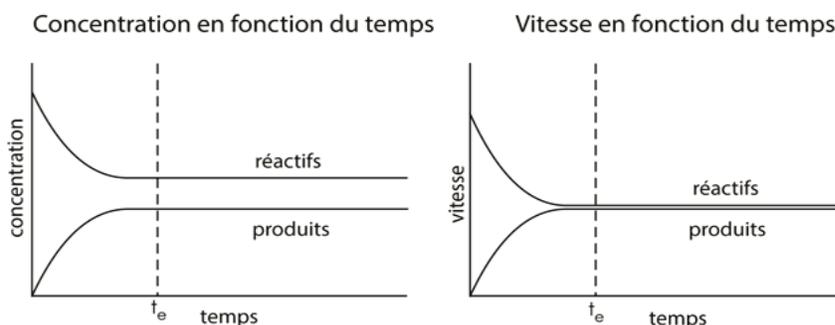
Animation

Proposer aux élèves de visionner une animation montrant un équilibre chimique.

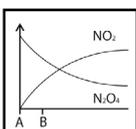
- Chemistry Experience Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations : <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equilV8.html>. Cette animation illustre la réaction $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$ à l'échelle particulaire (site en anglais).
- Équilibre dynamique : http://www1.tfo.org/education/Episode/24972/equilibre_dynamique
Cette émission de TFO démontre l'équilibre dynamique des réactions chimiques.

Graphiques

Pour démontrer la façon dont les systèmes atteignent l'équilibre, utiliser des graphiques de la vitesse en fonction du temps et de la concentration en fonction du temps.

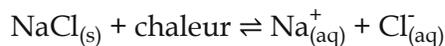


Faire remarquer aux élèves que l'équilibre est atteint dès le début de la phase plateau, et non à la fin comme ils se l'imaginent souvent. Éviter pour l'instant toute discussion quantitative de ces graphiques.



Jeu de rôle - atteindre un état d'équilibre

Proposer aux élèves de jouer le rôle du sodium et du chlorure dans la réaction suivante :



Dans une classe de 20 élèves, par exemple, 10 élèves représenteront les ions sodium et les 10 autres, les ions chlorure. Demander à 4 ions sodium et à 4 ions chlorure de se tenir par le bras du côté gauche de la classe pour représenter les particules de chlorure de sodium, et aux autres élèves de se tenir du côté droit. Demander à un élève d'inscrire le nombre de chaque particule au tableau.

À ce stade, expliquer que pour que le chlorure de sodium se dissocie, il faut ajouter de la chaleur (chauffer le mélange). Placer quatre feuilles de papier de bricolage rouges par terre pour représenter la chaleur. Les élèves qui représentent les particules de chlorure de sodium peuvent prendre ces feuilles pour se dissocier en ions sodium et en ions chlorure et se déplacer du côté droit de la classe. (Les ions sodium dans la particule de chlorure de sodium doivent garder la chaleur.) Les élèves du côté droit de la pièce pourraient utiliser la chaleur pour se joindre et ainsi former une particule de chlorure de sodium. Dans ce cas, ils devraient se rendre du côté gauche de la pièce. Laisser les élèves jouer ces rôles pendant quelques minutes, puis demander à un élève d'inscrire à nouveau au tableau le nombre de chaque particule. Répéter ce processus une autre fois pour que les élèves puissent voir qu'un équilibre s'est établi.

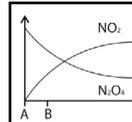
À ce stade, insister sur le fait que le processus d'équilibre n'est pas terminé. La réaction directe et la réaction inverse continuent.

Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser l'activité de laboratoire « La modélisation de l'équilibre » (*Chimie 12*, p. 325), « La simulation de l'équilibre dynamique » (*Chimie 12 STSE*, p. 472) ou « Modéliser l'équilibre dynamique » (*Chimie 11-12*, p. 678).

En fin

Proposer aux élèves de compléter un cadre de comparaison pour des systèmes physiques et chimiques, ouverts ou fermés (en vase clos).



Stratégies d'évaluation suggérées

1

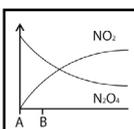
Présenter aux élèves des exemples de situations illustrant des systèmes qui peuvent ou non être en équilibre. Les inviter à indiquer les deux types de systèmes.

2

Présenter des tableaux de données et demander aux élèves d'indiquer si la réaction est en équilibre ou non.

3

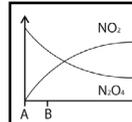
Inviter les élèves à inscrire dans leur carnet scientifique des réactions réversibles (p. ex., dissolution de sel dans l'eau) et non réversibles (p. ex. combustion de papier). Leur demander de répondre à la question suivante : *À l'équilibre, la concentration des réactifs est-elle égale à la concentration du produit? Expliquez votre réponse.* (Non, les concentrations doivent être constantes dans le temps. Donc, elles ne seront pas nécessairement égales.)



Bloc B : La loi d'équilibre

L'élève sera apte à :

- C12-4-02** rédiger des expressions de la loi d'équilibre à partir d'équations chimiques équilibrées pour des systèmes hétérogènes et homogènes, entre autres la loi d'action de masse;
RAG : D3
- C12-4-03** utiliser la valeur de la constante d'équilibre pour déterminer la position de l'équilibre d'un système;
RAG : D3
- C12-4-04** résoudre des problèmes comprenant des constantes d'équilibre;
RAG : D3
- C12-4-05** mener une expérience pour déterminer la constante d'équilibre d'un système;
RAG : C2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT), et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard, entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2



C12-0-S7 reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5

C12-0-S8 évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données,
entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Écrire les mots « homogène » et « hétérogène » au tableau.
Inviter les élèves à discuter en petit groupe de signification de ces mots et à formuler une hypothèse sur ce que constituent un « système chimique homogène » et un « système chimique hétérogène ». Leur proposer de partager leur définition avec le reste de la classe.

En sciences de la nature 7^e année, les élèves se sont familiarisés avec les solutions hétérogènes et homogènes.

En quête

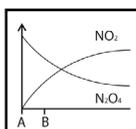
Enseignement direct – la loi de l'équilibre chimique

Présenter aux élèves la loi de l'équilibre chimique. Le rapport entre les concentrations de produits (élevées à une puissance égale au coefficient à partir de l'équation équilibrée) et les concentrations des réactifs (élevées à une puissance égale au coefficient de l'équation équilibrée) dans une réaction à l'équilibre est représenté par la loi d'action de masse ou loi de l'équilibre chimique (voir *Chimie 12*, p. 334-336, *Chimie 12 STSE*, p. 424-429 ou *Chimie 11-12*, p. 684-689). La loi de l'équilibre chimique a été présentée en 1864 par Cato Maximilian Guldberg et Peter Waage, deux chimistes norvégiens. Guldberg et Waage ont analysé les résultats de nombreuses expériences différentes et mis à l'essai une variété de rapports mathématiques jusqu'à ce qu'ils découvrent la relation qui donnait toujours des résultats cohérents.

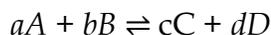
Pour le RAS C12-4-04, les élèves devaient résoudre des problèmes mettant en jeu des constantes d'équilibre. Le présent résultat d'apprentissage offre aux élèves l'occasion d'utiliser des données expérimentales pour calculer la valeur de K_{eq} pour une réaction réversible.

Voici l'expression de la loi d'équilibre (ou la loi d'action de masse) qu'ils ont établie :

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



[A],[B],[C]et[D]représententlesconcentrations des réactifs et des produits lorsque la réaction est en équilibre et que les concentrations ne changent plus. Les exposants a, b, c et d sont les coefficients stœchiométriques de l'équation. On pourrait écrire une équation générale d'équilibre de la façon suivante :



Les solides et les liquides ne sont pas inclus dans l'expression de la loi d'équilibre, car leurs concentrations sont constantes. Peu importe les quantités de solides ou de liquides en présence, les concentrations (mol/L) du solide et du liquide demeurent les mêmes.

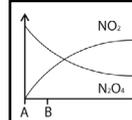
La constante d'équilibre fournit de l'information, par exemple, à quel point la réaction est avancée avant d'atteindre l'équilibre. Comme la constante d'équilibre correspond au rapport entre les produits et les réactifs, une valeur de K_{eq} supérieure à 1 ($K_{eq} > 1$) signifie qu'il y a plus de produits que de réactifs lorsque l'équilibre est atteint. Plus la valeur est grande, plus les produits sont favorisés. Une constante d'équilibre égale à 1 signifie qu'à l'équilibre, la concentration des réactifs et des produits est à peu près égale. Une constante d'équilibre inférieure à 1 ($K_{eq} < 1$) signifie qu'il y a plus de réactifs que de produits lorsque l'équilibre est atteint. La réaction inverse est donc favorisée (voir *Chimie 12*, p. 348 ou *Chimie 12 STSE*, p. 427).

La valeur de l'expression de l'action de masse en tout temps est appelée le quotient de réaction ou quotient réactionnel (Q). À l'équilibre, elle est appelée la constante d'équilibre (K_{eq}). Si le quotient de réaction est égal à la constante d'équilibre, le système est à l'équilibre. Si $Q < K_{eq}$, l'équilibre n'est pas atteint et le montant de produits est trop faible. Le système atteindrait l'équilibre en se déplaçant vers la droite. Si $Q > K_{eq}$, le système se déplace vers la gauche pour atteindre l'équilibre (voir *Chimie 12*, p. 354 ou *Chimie 12 STSE*, p. 459 460). Rappeler aux élèves que les constantes d'équilibre ne sont pas spécifiques à une réaction ni à une température donnée.

Activité – la constante d'équilibre

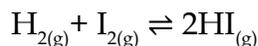
Proposer aux élèves d'établir une relation mathématique entre les concentrations à l'équilibre des réactifs et des produits pour un ensemble de données précis, afin de mieux comprendre la manière d'établir l'expression de la loi d'équilibre.

Certains manuels utilisent le symbole K_{eq} pour représenter la constante d'équilibre. À moins que la valeur soit donnée avec les unités appropriées, ce symbole ne fait pas la distinction entre une valeur de constante d'équilibre calculée à partir des concentrations à l'équilibre (K_c) et celle qui est calculée à partir de la pression d'équilibre (K_p). Les manuels n'utilisent pas d'unités, car celles-ci varient selon la puissance des concentrations.



Exemple de problème

Ton enseignant au laboratoire de chimie veut que tu détermines une relation mathématique pour les données qu'il a trouvées à partir d'une étude de l'équilibre chimique suivant :



Quelle formule mathématique comprenant les concentrations à l'équilibre des réactifs et des produits donne une constante (K) pour un système de réaction à l'iodure d'hydrogène?

Conseils :

- Assure-toi d'analyser toutes tes données pour vérifier ta formule.
- Rappelle-toi que la vitesse de la réaction directe est égale à la vitesse de la réaction inverse à l'équilibre.

Essai	[H ₂] (mol/L)	[I ₂] (mol/L)	[HI] (mol/L)	$\frac{[\text{réactifs}]}{[\text{produits}]^2}$	$\frac{[\text{produits}]^2}{[\text{réactifs}]}$
1	0,003 258 3	0,001 294 9	0,015 869	0,02	60
2	0,004 698 1	0,000 701 4	0,013 997	0,02	60
3	0,001 008 4	0,001 008 4	0,007 816	0,02	60
4	0,000 710 6	0,000 710 6	0,005 468	0,02	60
5	0,001 395 3	0,001 395 3	0,010 791	0,02	60

Solution :

$$\text{vitesse de la réaction directe} = k_d [\text{H}_2][\text{I}_2]$$

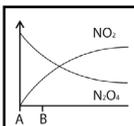
$$\text{vitesse de la réaction inverse} = k_i [\text{HI}]^2$$

À l'équilibre, la vitesse de la réaction directe est égale à la vitesse de la réaction inverse.

$$\text{vitesse de la réaction directe} = \text{vitesse de la réaction inverse, alors } k_d [\text{H}_2][\text{I}_2] = k_i [\text{HI}]^2$$

(Remarque : on ne peut annuler les valeurs de k, puisqu'elles ne sont pas identiques.)

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$



On pourrait aussi utiliser le rapport inverse :

$$\frac{k_i}{k_d} = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

En insérant les concentrations du premier essai dans la première équation, on obtient la valeur suivante :

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(0,015\ 89)^2}{(0,003\ 258\ 3)(0,001\ 294\ 9)} = 59,6$$

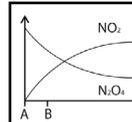
En utilisant les mêmes concentrations du premier essai et en les insérant dans la deuxième équation, on obtient le résultat suivant :

$$\frac{k_i}{k_d} = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(0,003\ 258\ 3)(0,001\ 294\ 9)}{(0,015\ 89)^2} = 0,017$$

Les élèves devraient obtenir des réponses de l'ordre de 60 ou de 0,02 quand ils utilisent les concentrations fournies dans les autres essais. Préciser que dans l'ensemble, les scientifiques se sont entendus pour inclure les constantes d'équilibre dans des documents comme le *CRC Handbook of Chemistry and Physics* en utilisant le rapport entre les concentrations des produits et celles des réactifs :

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = k_{\text{éq}}$$

Comme on exprime généralement la constante d'équilibre en fonction de la concentration, on l'écrit habituellement avec l'indice « c » au lieu de l'indice « éq », donc K_c .



Expressions de la constante d'équilibre

Proposer aux élèves d'écrire des expressions de la constante d'équilibre pour des réactions homogènes et hétérogènes.

Exemple de problème sur une réaction à l'équilibre dans un système hétérogène

Écrire l'expression de la constante d'équilibre pour la dissociation du carbonate de calcium solide.



Solution :

En appliquant la forme standard de l'expression de la constante d'équilibre, l'équation s'écrirait comme suit :

$$k_c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

Cependant, les concentrations des solides et des liquides purs sont constantes, c.-à-d. qu'elles ne varient pas. Elles ne sont pas comprises dans l'expression de l'action de masse. L'expression de la constante d'équilibre pour la dissociation du carbonate de calcium est donc la suivante :

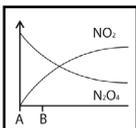
$$k_c = [\text{CO}_2]$$

Résolution de problèmes - la constante d'équilibre

Inviter les élèves à résoudre des problèmes comportant des constantes d'équilibre (voir *Chimie 12*, p. 338-348, *Chimie 12 STSE*, p. 428-431 et p. 442-452 ou *Chimie 11-12*, p. 686-689).

Il est recommandé de se limiter aux types de problèmes suivants :

- calcul de la K_c lorsqu'on donne les concentrations de tous les réactifs et les produits;
- calcul de la concentration à l'équilibre lorsque la K_c et les concentrations à l'équilibre de tous les autres réactifs et produits sont données;
- utilisation d'un tableau IVÉ (voir les ⊕ annexes 2 et 3) pour trouver la K_c à partir d'une concentration initiale ou de la concentration à l'équilibre d'un des produits.



Activités de laboratoire – la constante d'équilibre

Proposer aux élèves de réaliser une activité de laboratoire afin d'étudier la constante d'équilibre.

- **Mesure d'une constante d'équilibre** (voir *Chimie 12*, p. 340 ou *Chimie 12 STSE*, p. 476-478). Cette activité permettra aux élèves d'utiliser des données expérimentales pour calculer la valeur de K_{eq} pour une réaction réversible.
- **Utilisation d'un colorimètre ou spectromètre** (voir ④ l'annexe 4)
Dans cette expérience, des solutions de SCN^- et de Fe^{3+} à des concentrations variables seront mélangées afin d'obtenir un système en équilibre entre les deux ions séparés et l'ion FeSCN^{2+} . Faire remarquer aux élèves que plus les concentrations de Fe^{3+} sont élevées, plus la couleur rouge orangé du complexe est foncée. Leur demander d'utiliser ensuite le spectromètre ou le colorimètre pour déterminer l'absorbance de chaque système qui servira ensuite à déterminer les concentrations de tous les réactifs et produits en équilibre afin de trouver la valeur de K_{eq} .

En fin

1

Inviter les élèves à faire une recherche sur les travaux des chimistes norvégiens Cat Maximilian Guldberg et Peter Waage qui les ont conduits à proposer la loi d'action de masse. Leur demander de décrire la façon dont la loi d'action de masse a abouti à la formulation des expressions des constantes d'équilibre.

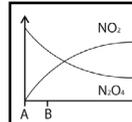
2

Proposer aux élèves d'utiliser les notes explicatives pour montrer la formulation d'une expression de l'action de masse pour une réaction comportant des solides ou des liquides (voir *L'enseignement des sciences de la nature secondaire*, p.13.14-13.15).

3

Inviter les élèves à répondre à la question suivante dans leur carnet scientifique :

- Pourquoi est-il important de savoir si un système chimique est homogène ou hétérogène lorsqu'on veut calculer une constante d'équilibre?



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'écrire des expressions de la loi d'équilibre à partir d'équations chimiques données, et des équations chimiques à partir de l'expression de la loi d'équilibre.

2

Fournir aux élèves diverses valeurs de K_{eq} et leur demander d'indiquer quelles réactions étaient sur le point de se terminer lorsque l'équilibre a été atteint, et lesquelles ne l'étaient pas.

3

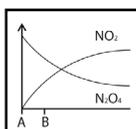
Demander aux élèves de résoudre des problèmes comportant des constantes d'équilibre (voir @ l'annexe 5 où des problèmes et leurs solutions sont présentés).

4

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des @ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

5

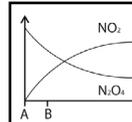
L'évaluation des activités de laboratoire peut se faire au moyen de rapports de laboratoire formels. Utiliser le modèle de rapport de laboratoire ou le format de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11-38, 14-12).



Bloc C : Le principe de Le Chatelier

L'élève sera apte à :

- C12-4-06** utiliser le principe de Le Chatelier pour prédire et expliquer des déplacements d'équilibre,
entre autres les variations de température, les changements de pression et de volume, le changement de concentration des réactifs ou des produits, l'addition d'un catalyseur ou d'un gaz inerte, les effets de divers stress sur la constante d'équilibre;
RAG : D3, D4, E4
- C12-4-07** mener une expérience pour démontrer le principe de Le Chatelier;
RAG : C2
- C12-4-08** interpréter des graphiques de la concentration en fonction du temps, entre autres les variations de température ou de concentration, l'addition d'un catalyseur;
RAG : D3, D4
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction vérifiable basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes*;
RAG : C2, C5
- C12-0-S7** interpréter des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;
RAG : C2, C5, C8
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques.
RAG : C2, C3, C4, C5



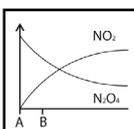
Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Inviter les élèves à explorer les effets des changements de conditions sur les réactions chimiques à l'équilibre. Leur proposer de se rendre sur le site <https://phet.colorado.edu/fr/simulation/reactions-and-rates>, de lancer la simulation « Réaction et cinétique » et de cliquer sur l'onglet « collisions multiples ». Les inviter à choisir une quantité égale de réactifs et à laisser la réaction se poursuivre jusqu'à ce qu'un équilibre soit atteint. Ensuite, leur proposer de modifier des paramètres tels que la quantité de réactifs ou de produits et d'observer ce qui se produit lorsque le système revient à l'équilibre.

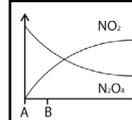
Dans le cours de chimie de 11^e année (C11-02-05), les élèves ont réalisé une expérience pour étudier la loi de Boyle, selon laquelle la pression et le volume d'un gaz sont inversement proportionnels. Ils ont aussi réalisé des expériences en produisant des réactions endothermiques et exothermiques en 11^e et 12^e années (C11-3-13 et C12-3-04). Le RAS C12-3-02 prévoyait un laboratoire visant à faire observer les effets de la concentration, de la température, de la pression, du volume et de la présence d'un catalyseur sur la vitesse de réaction.

En quête**Enseignement direct - le principe de Le Chatelier**

Expliquer aux élèves que plusieurs facteurs peuvent avoir un effet sur l'équilibre d'une réaction réversible. Ils auront peut-être remarqué lors de l'activité de la section « En tête » qu'une augmentation de la concentration des réactifs favorise la formation de produits tandis qu'une augmentation de la concentration des produits favorise la réaction inverse. En 1884, le chimiste français Louis Le Chatelier a proposé un principe (le principe de Le Chatelier) décrivant la façon dont l'équilibre chimique évolue en réponse à un stress ou à une perturbation dans un système fermé (voir *Chimie 12*, p. 356-365, *Chimie 12 STSE*, p. 432-439 ou *Chimie 11-12*, p. 690-695). Un système fermé en équilibre soumis à une perturbation réagit de façon à s'opposer à ce changement et ainsi revenir à l'équilibre. Le tableau qui suit décrit la façon dont l'équilibre chimique se déplace en réponse à un stress dans un système fermé.

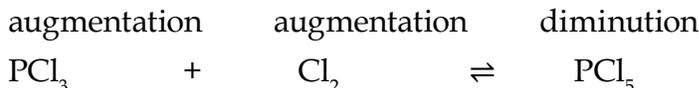


Stress	Réaction du système	Effet sur la constante d'équilibre
Augmentation de la température	L'équilibre se déplace de façon à utiliser la chaleur ajoutée, favorisant ainsi une réaction endothermique.	La constante d'équilibre change puisque la position d'équilibre se déplace sans qu'il y ait de substance ajoutée ou enlevée. La chaleur n'entre pas en ligne de compte dans l'expression de l'action de masse pour maintenir le rapport.
Diminution de la température	L'équilibre se déplace de façon à produire plus de chaleur, favorisant ainsi une réaction exothermique.	La constante d'équilibre change, puisque la position d'équilibre se déplace sans qu'il y ait de substance ajoutée ou enlevée. La chaleur n'entre pas en ligne de compte dans l'expression de l'action de masse pour maintenir le rapport.
Augmentation du volume (diminution de la pression)	L'équilibre se déplace du côté ayant le plus de particules de gaz, puisque les solides et les liquides sont incompressibles.	La constante d'équilibre ne change pas, puisque les concentrations de tous les réactifs et des produits changent dans une même proportion.
Diminution du volume (augmentation de la pression)	L'équilibre se déplace du côté ayant le moins de particules de gaz, puisque les solides et les liquides sont incompressibles.	La constante d'équilibre ne change pas, puisque les concentrations de tous les réactifs et des produits changent dans une même proportion.
Augmentation de la concentration	L'équilibre se déplace pour diminuer la quantité du réactif ou du produit qui a été ajouté.	La constante d'équilibre ne change pas, puisque les concentrations de tous les réactifs et des produits changent dans une même proportion.
Diminution de la concentration	L'équilibre se déplace de façon à augmenter la quantité du réactif ou du produit qui a été enlevé.	La constante d'équilibre ne change pas, puisque les concentrations de tous les réactifs et des produits changent dans une même proportion.
Addition d'un catalyseur	Aucun changement. Le catalyseur augmente la vitesse des réactions directe et inverse dans la même mesure, donc il aide simplement à amener les systèmes en équilibre plus rapidement.	La constante d'équilibre ne change pas.
Addition d'un gaz inerte	Aucun changement, puisque le gaz inerte ne participe pas à la réaction.	La constante d'équilibre ne change pas.

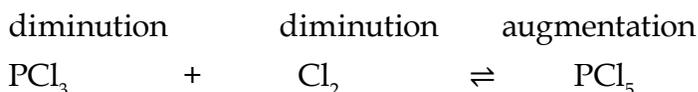


L'exemple ci-dessous montre l'influence d'une variation de la concentration sur les autres substances dans une réaction chimique :

Les changements de concentration qui suivent entraînent un déplacement vers la droite.



Les changements de concentration qui suivent entraînent un déplacement vers la gauche (réaction inverse).



Démonstrations - principe Le Chatelier

- **L'expérience des feux de circulation**

Cette démonstration illustre une réaction d'oscillation entre le jaune orangé initial et le rouge (après avoir agité le flacon une fois) puis le vert (après avoir agité encore un peu). Après avoir laissé reposer le flacon pendant quelques minutes, la couleur change dans l'ordre inverse pour revenir au jaune orangé. Le principe qui explique cette démonstration est qu'une agitation est suffisante pour que la première réaction se produise, et qu'en agitant quelques fois encore, la deuxième réaction peut s'effectuer. À mesure que la solution repose, l'énergie cinétique (due à l'agitation) diminue, ce qui fait qu'il n'y a pas suffisamment d'énergie pour que les réactions se poursuivent. Préparer l'expérience en dissolvant 32 g de KOH dans 1200 mL d'eau (solution A), 40g de glucose dans 1200 mL d'eau (solution B), 0,50 g de benzoïne dans 500 mL d'eau (solution C) et 1,0 g de carmin d'indigo dans 200 mL d'eau (solution D). Dans un grand ballon vide et propre, ajouter 200 mL de la solution A. Ajouter ensuite 200 mL de la solution B, puis 60 mL de solution C et, enfin 16 mL de solution D. Une vidéo de cette démonstration est fournie à l'adresse http://wn.com/traffic_light_reaction_go_science_demonstration (site en anglais). Des vidéos de démonstrations similaires (avec des substances chimiques différentes, mais pour lesquelles les mêmes couleurs apparaissent) sont accessibles sur Internet :

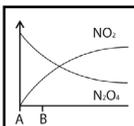
- Vidéo de la réaction de Belousov Zhabotinsky :

http://ww3.ac.poitiers.fr/sc_phys/cyberlab/cyberter/fete_chi/BZ/bz.htm.

Ce site présente une vidéo de cette réaction, où la couleur oscille entre le rouge et le bleu; voir aussi <http://www.faidherbe.org/site/cours/dupuis/joupord.htm>;

- Vidéo de la réaction de Briggs Rauscher :

<http://www.youtube.com/watch?v=Ch93AKJm9os>.



- **Démonstration des cristaux liquides**

S'il est possible d'obtenir une feuille de cristaux liquides thermosensibles, enrouler la feuille autour de verres d'eau froide, d'eau à la température ambiante et d'eau chaude pour voir si l'augmentation de la température fait foncer la couleur :



Les « bagues d'humeur », faites de cristaux liquides, tirent parti de ce phénomène en rétablissant l'équilibre par suite de légers changements de la température corporelle.

Activités de laboratoire - perturbation de systèmes en équilibre

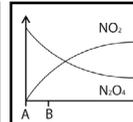
Choisir parmi les expériences ci-dessous qui aident à déterminer la façon dont des systèmes en équilibre réagissent à des stress ou perturbations. Il n'est pas nécessaire que les élèves exécutent chacune des activités. L'enseignant devrait choisir les activités appropriées compte tenu des habiletés des élèves et de l'équipement dont on dispose.

- **Laboratoire d'analogie**

La marche à suivre complète pour cette expérience de laboratoire est fournie à @ l'annexe 6. Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 7. Proposer aux élèves d'utiliser des pailles de deux diamètres (calibres) différents pour transférer de l'eau entre deux cylindres gradués jusqu'à ce que l'équilibre soit atteint. Cette activité est bénéfique pour les élèves, car elle montre que les systèmes ne sont pas nécessairement en équilibre lorsque les concentrations des réactifs et des produits sont identiques. Les résultats des élèves varieront, selon le diamètre de la paille placée dans chaque cylindre gradué. Une grille d'évaluation est proposée à @ l'annexe 8 pour cette analogie.

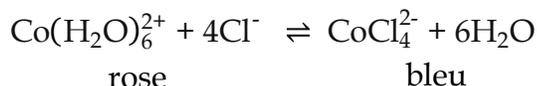
- **Laboratoire sur l'équilibre qualitatif**

Un exercice préalable au laboratoire est fourni à @ l'annexe 9. Cet exercice offre aux élèves l'occasion de prédire la direction du déplacement de l'équilibre en fonction des stress exercés. La marche à suivre complète pour ce laboratoire est fournie à @ l'annexe 10. Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 11. Proposer aux élèves de créer un système en équilibre en utilisant des solutions de nitrate de fer(III) à 0,02 mol/L et de thiocyanate de potassium à 0,002 mol/L. Les solutions sont mélangées, puis on crée des « perturbations » en ajoutant du nitrate de fer(III), du thiocyanate de potassium solide et de l'hydroxyde de sodium à des petites quantités de la solution. Le déplacement de la position d'équilibre initiale peut être observé par les variations de couleur.



- **Perturbation de systèmes en équilibre**

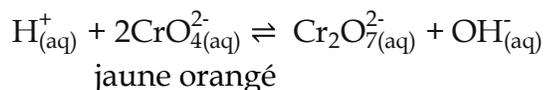
Cette expérience de laboratoire est présentée à ☞ l'annexe 12. La réaction étudiée est la suivante :



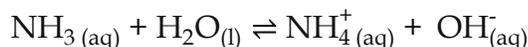
Inviter les élèves à dissoudre le chlorure de cobalt dans l'éthanol et à noter la couleur de la solution. Leur demander ensuite d'appliquer un stress à des petites quantités de la solution préparée (eau distillée, acide chlorhydrique, chlorure de calcium solide, solution de nitrate d'argent, augmentation et diminution de la température/chaleur) et de noter les couleurs résultantes.

- **Expérience 7 B, Perturbation de l'équilibre** (voir *Chimie 12*, p. 358)

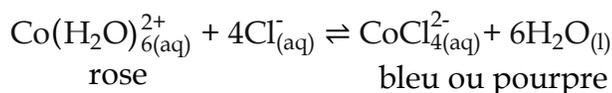
Cette expérience comprend quatre parties. La première porte sur l'équilibre chromate/bichromate :



La deuxième partie porte sur les changements apportés à un système de base en équilibre, soit :



La troisième partie traite de l'effet des changements de concentration et de température sur un système en équilibre.

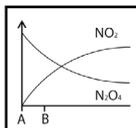


Enfin, en quatrième partie, on examine la réaction $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} + 59 \text{ kJ/mol} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{g})}$

Cette partie devrait être réalisée par l'enseignant à titre de démonstration (voir aussi *Chimie 12 STSE*, p. 439).

- **Expérience 7-B, La réaction d'un système en équilibre aux variations de conditions** (voir *Chimie 12 STSE*, p. 474-475)

Les élèves doivent concevoir leurs propres expériences afin d'étudier le principe de Le Chatelier. La première partie porte sur l'équilibre dans un système gazeux tandis que la deuxième porte sur un système de base en équilibre.



Démonstration sur Internet

Inviter les élèves à visionner les vidéos sur le site suivant et à expliquer les changements qu'ils observent : http://www.afd-ld.org/~fdp_chimie/page.php?them=thermodynamique&chap=equilibre-chimique. Des renseignements pour l'enseignant sont disponibles en format PDF ou sous forme d'animation. Cliquer sur les icônes pour visionner la vidéo ou accéder aux renseignements.

La vidéo « Effet de la température sur un équilibre dynamique » montre les effets de la température sur l'équilibre $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$.

La vidéo « Effet de la concentration sur un équilibre dynamique » montre les effets de la concentration sur l'ion cobalt.

La vidéo « Effet de la pression sur un équilibre dynamique » montre les effets de la pression sur l'équilibre $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$.

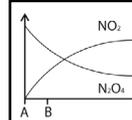
Enseignement direct - analyse de graphiques de la concentration en fonction du temps

Inviter les élèves à examiner les résultats obtenus lors du laboratoire d'analogie, s'ils l'ont terminé, ou leur donner un graphique de la concentration en fonction du temps. Ils devraient remarquer que l'équilibre est illustré par un plateau, montrant que les concentrations des réactifs et des produits ne changent plus dans le temps.

Exemple

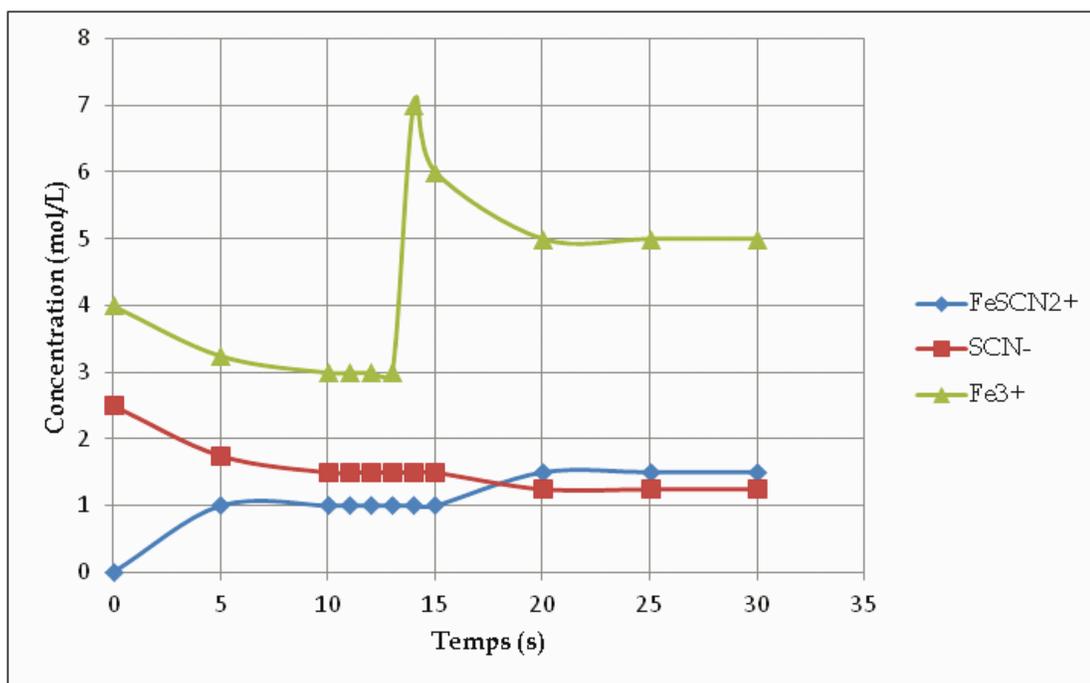
Montrer aux élèves la façon de résoudre le problème qui suit afin de présenter l'analyse quantitative d'un graphique de la concentration en fonction du temps. Voir l'information pour l'enseignant à l'annexe 13. Il est aussi possible de fournir aux élèves les données du tableau suivant pour qu'ils puissent construire le graphique avant de l'interpréter.

Dans le RAS C12-4-01, les élèves ont examiné qualitativement des graphiques de la concentration en fonction du temps. Dans le RAS C12-4-06, ils ont vu qu'un système en équilibre se modifie pour atténuer le stress et rétablir l'équilibre.



Temps	[FeSCN ²⁺]	[SCN ⁻]	[Fe ³⁺]	[Fe ³⁺] après le stress
0	0	2,5	4	
5	1	1,75	3,25	
10	1	1,5	3	
11	1	1,5	3	
12	1	1,5	3	
13	1	1,5	3	
14	1	1,5	3	7
15	1	1,5	3	6
20	1,5	1,25		5
25	1,5	1,25		5
30	1,5	1,25		5

Concentration en fonction du temps



Pour la réaction $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}$, les concentrations des réactifs (Fe^{3+} et SCN^-) diminuent à mesure que la réaction progresse et la concentration du produit (FeSCN^{2+}) augmente. Il semble que la réaction atteigne l'équilibre au bout de 10 secondes. À 15 secondes, un stress est appliqué à l'équilibre, puisque la concentration de Fe^{3+} augmente en flèche à ce moment. Il y a plus de molécules de Fe^{3+} dans ce système, donc le nombre de molécules de SCN^- diminue, et le nombre de molécules de produit (FeSCN^{2+}) augmente. Un nouvel équilibre est établi à 20 secondes.

Questions :

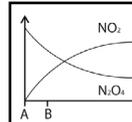
1. Écris une équation équilibrée pour représenter cette réaction.
2. Combien de temps a-t-il fallu pour que le système parvienne à l'état d'équilibre?
3. Calcule la valeur approximative de la constante d'équilibre à partir des concentrations à 10 secondes.
4. Calcule la valeur approximative de la constante d'équilibre à partir des concentrations à 20 secondes.
5. Comment les deux valeurs obtenues en 3 et 4 se comparent-elles? Pourquoi?
6. Quelle a été la perturbation appliquée à 14 secondes?
7. Comment l'ajout d'un catalyseur positif peut-il changer la forme de la courbe?

Réponses :

1. $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}$
2. 10 secondes
3.
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = \frac{(1)}{(3)(1,5)} = 0,22$$
4.
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = \frac{(1,5)}{(5)(1,25)} = 0,24$$
5. Elles sont à peu de choses près les mêmes, puisque la perturbation appliquée au système n'était pas un changement de température.
6. Ajout de Fe^{3+} .
7. Un catalyseur devrait diminuer le temps nécessaire pour atteindre l'équilibre, donc la courbe serait beaucoup plus comprimée sur l'axe des x.

En fin

Proposer aux élèves de consulter l'épisode 4, « Tendances des réactions », de la série de TFO *Équilibre chimique*. Les effets de la chaleur et de la pression sont illustrés dans un système en équilibre en utilisant le principe de Le Chatelier. Inviter les élèves à décrire ces effets sur un système en équilibre à l'échelle macroscopique et à l'échelle microscopique. Cette vidéo est disponible sur le site de TFO.



Stratégies d'évaluation suggérées**1**

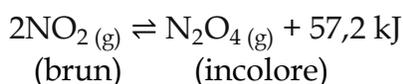
Poser les questions suivantes aux élèves :

- *Quels sont les cinq facteurs qui influent sur la vitesse d'une réaction?*
- *Dans une réaction en équilibre, comment les vitesses de la réaction directe et de la réaction inverse peuvent-elles se comparer?*

2

Inviter les élèves à répondre à des questions relatives au principe de Le Chatelier, par exemple :

Une grande partie du brouillard brunâtre qui flotte au dessus des grandes villes est constituée de dioxyde d'azote, $\text{NO}_{2(g)}$, qui réagit pour former du tétraoxyde de diazote, $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$, selon l'équation :



Utilise cette réaction à l'équilibre pour expliquer pourquoi le brouillard brunâtre disparaît en hiver au dessus des grandes villes pour ne réapparaître qu'au printemps.

(Réponse : La perturbation appliquée est une diminution de la température en hiver. La réaction exothermique (dégagement de chaleur) serait favorisée afin de contrer la diminution de température, ce qui favoriserait la production de tétraoxyde de diazote, un gaz incolore. En été, la perturbation serait une augmentation de température. La réaction endothermique (absorption de chaleur) serait favorisée pour contrer cette perturbation. Il y aurait alors production de dioxyde d'azote, ce qui produirait le brouillard brunâtre au dessus de la ville.)

3

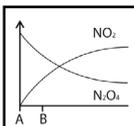
Proposer aux élèves d'écrire un article de journal fictif rédigé le jour où Henri Louis Le Chatelier a fait sa contribution la plus importante à la science afin de souligner cette contribution.

4Inviter les élèves à rédiger un rapport d'expérience pour leur activité de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire pour des modèles*).**5**

Se référer aux ☺ annexes 8 et 9 du regroupement 1 afin d'évaluer les habiletés en laboratoire des élèves.

6

Inviter les élèves à compléter la feuille de travail fournie à ☺ l'annexe 14.



Bloc D : Applications du principe de Le Chatelier

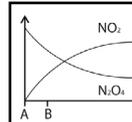
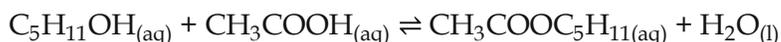
L'élève sera apte à :

- C12-4-09** décrire des applications pratiques du principe de Le Chatelier, *par exemple le procédé Haber, la production d'hémoglobine en altitude, les boissons gazéifiées, l'adaptation des yeux à la lumière, le pH sanguin, la recharge des piles, les moteurs turbocompressés/suralimentés, la synthèse d'esters, les indicateurs météo, l'eau gazéifiée dans l'alimentation d'une poule;*
RAG : B1, D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie, *par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*
RAG : D3
- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie.
RAG : B4

Stratégies d'enseignement suggéréesEn tête

Poser la question suivante aux élèves pour évaluer leur compréhension du principe de Le Chatelier :

- L'alcool isopentylique réagit avec l'acide acétique pour former de l'acétate de pentyle, composant ayant une odeur plaisante (essence de banane naturelle).



Une élève ajoute un desséchant pour éliminer l'eau afin d'accroître la production d'essence de banane. Est-ce une bonne stratégie? Expliquez votre réponse. (L'ajout d'un agent desséchant diminue la quantité d'eau présente dans le système. Pour réduire le stress et rétablir l'équilibre, il faut favoriser la formation de produits. Donc, l'ajout d'un agent desséchant est une méthode logique pour augmenter la production d'acétate de pentyle.)

En quête

Projet de recherche

Proposer aux élèves de faire une recherche sur une application du principe de Le Chatelier. Leur demander de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p.ex., exposé oral, affiche, brochure informative). Déterminer les critères d'évaluation en collaboration avec les élèves. Les critères devraient comprendre des éléments portant à la fois sur le contenu et la présentation (voir @ l'annexe 15 pour de l'information sur des applications du principe de Le Chatelier).

En fin

Demander aux élèves de réfléchir à un exemple du principe de Le Chatelier tiré de leur vie de tous les jours ou dans des professions où ce principe est appliqué. Leur suggérer de décrire comment leur organisme peut atténuer le stress qui lui est imposé lorsqu'ils grimpent une grosse montagne.

Stratégies d'évaluation suggérées

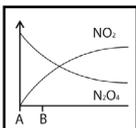
1

Évaluer les projets de recherche en fonction des critères élaborés avec les élèves.

2

Inviter les élèves à répondre à la question suivante :

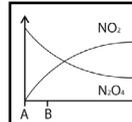
- *Lorsqu'une personne prend votre photo, vous pouvez voir une image « fantôme » du flash pendant plusieurs minutes suivant la prise de la photo. Expliquez ce phénomène en parlant de la vitesse de la réaction directe et de la réaction inverse de la rhodopsine dans l'œil. (Lorsque le flash se déclenche, les photorécepteurs dans l'œil réagissent rapidement à la lumière éblouissante. Cependant, comme la réaction inverse est beaucoup plus lente et que l'intensité du flash est élevée, une image fantôme peut être vue pendant plusieurs minutes, la réaction dans les photorécepteurs prenant du temps à s'inverser.)*



Bloc E : Le produit de solubilité

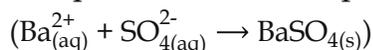
L'élève sera apte à :

- C12-4-10** rédiger des expressions du produit de solubilité (K_{ps}) à partir d'équations chimiques équilibrées pour des sels à faible solubilité;
RAG : D3
- C12-4-11** résoudre des problèmes de K_{ps} ,
entre autres des problèmes avec ions communs;
RAG : D3
- C12-4-12** donner des exemples de sels à faible solubilité,
par exemple les calculs rénaux, les cavernes calcaires, l'ostéoporose, la carie dentaire;
RAG : D3, D4, E1
- C40S-4-13** mener une expérience pour déterminer le produit de solubilité (K_{ps}) d'un sel à faible solubilité;
RAG : C2, D3
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne.
RAG : A5, B2



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Inviter les élèves à écrire des équations ioniques nettes de réactions en solution, par exemple, la réaction entre BaCl_2 et Na_2SO_4 . Les élèves peuvent consulter les règles de solubilité de l'annexe 3 du regroupement 1 pour déterminer quelles substances ioniques formeront un précipité à partir de solutions aqueuses.



Dans les RAS C12-1-01 et C12-1-02, les élèves ont vu que certaines réactions produisent des précipités.

En quête**Enseignement direct – la solubilité des précipités**

Expliquer aux élèves que les précipités formés par les réactions de déplacement double ne sont pas insolubles, mais *légèrement solubles*. À titre d'exemple, même si le tableau de solubilité devrait indiquer que l'AgCl est insoluble, ce composé donne lieu à des réactions de dissociation et de précipitation pour établir l'équilibre. $\text{AgCl}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{Cl}_{(\text{aq})}^-$

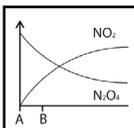
Une bonne représentation visuelle de cette réaction à l'échelle moléculaire est fournie sur le site Web de la *North Carolina School of Science and Mathematics Distance Learning Technologies* (site en anglais), à l'adresse [http://www.dlt.ncssm.edu/core/Chapter14 Gas Phase Solubility Complex Ion Equilibria/Chapter14 Animations/Solubility of AgCl.html](http://www.dlt.ncssm.edu/core/Chapter14%20Gas%20Phase%20Solubility%20Complex%20Ion%20Equilibria/Chapter14%20Animations/Solubility%20of%20AgCl.html).

Au début de ce regroupement, les élèves ont calculé les constantes d'équilibre en utilisant le rapport entre les concentrations des produits (élevées à la puissance de leurs coefficients à partir de l'équation équilibrée) et les concentrations des réactifs (élevées à la puissance de leurs coefficients à partir de l'équation équilibrée) à l'équilibre.

$$K_{\text{éq}} = \frac{[\text{Ag}_{(\text{aq})}^+][\text{Cl}_{(\text{aq})}^-]}{[\text{AgCl}_{(\text{s})}]}$$

Comme les solides ne sont pas inclus dans les expressions d'équilibre (leurs concentrations étant stables), les constantes du **produit de solubilité** sont calculées en utilisant seulement les concentrations des produits à l'équilibre et, puisque ces expressions d'équilibre sont associées à la dissolution d'un solide, on doit remplacer $K_{\text{éq}}$ par K_{ps} .

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$



Comme c'est le cas des constantes d'équilibre, les constantes du produit de solubilité s'appliquent à une seule réaction à une température donnée, puisque la solubilité d'un sel varie selon la température. Plus la valeur de K_{ps} est élevée, plus le sel est soluble.

Exemples : (valeurs données pour 25 °C)

phosphate de calcium $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-26}$

bromure d'argent $K_{ps} = 7,7 \times 10^{-13}$

fluorure de baryum $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-6}$

Dans ces exemples, la solubilité du fluorure de baryum, BaF_2 est plus élevée que celle des autres sels, $Ca_3(PO_4)_2$ et $AgBr$, car BaF_2 a la valeur la plus élevée de K_{ps} . Le phosphate de calcium, $Ca_3(PO_4)_2$, se dissout très légèrement dans l'eau, la valeur de K_{ps} étant très faible.

Bien faire la distinction entre solubilité (nombre de moles de soluté qui se dissoudront dans un litre de solvant, aussi appelée la concentration) et produit de solubilité (produit des concentrations des ions en solution, élevé à la puissance de leurs coefficients dans l'équation équilibrée).

Dans les manuels, on n'utilise aucune unité pour K_{ps} puisque les unités varient selon la puissance des concentrations (mol/L , $(mol/L)^2$ ou $(mol/L)^3$).

Enseignement direct - calcul de la constante de solubilité

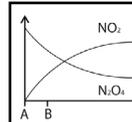
Inviter les élèves à résoudre des problèmes de produit de solubilité. Leur montrer quelques exemples. Limiter les choix de problèmes aux suivants :

1. Calculer la valeur de K_{ps} lorsqu'on donne la solubilité molaire d'un composé.
2. Utiliser un tableau IVÉ pour connaître la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité.
3. Déterminer les concentrations des ions présents à l'équilibre lorsque la valeur de K_{ps} du sel à faible solubilité est connue.
4. Déterminer la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité dans une solution dont la concentration d'un ion commun est connue.

Exemples de problèmes

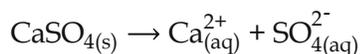
1. Calcul de la K_{ps} en tenant compte de la solubilité molaire d'un composé.

La solubilité du sulfate de calcium, $CaSO_4$, est de $4,9 \times 10^{-3} mol/L$. Calcule la valeur de K_{ps} pour $CaSO_4$.



Solution :

a) Écrire l'équation de dissociation de CaSO_4 .



b) Écrire le produit ionique, ou l'expression de K_{ps} .

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

c) Insérer les concentrations molaires des ions Ca^{2+} et SO_4^{2-} dans l'expression de K_{ps} et faire le calcul.

$$K_{ps} = [4,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}][4,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}]$$

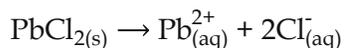
$$K_{ps} = 2,4 \times 10^{-5}$$

2. Utilisation d'un tableau IVÉ pour calculer la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité.

Sachant que la valeur de K_{ps} du PbCl_2 est de 2×10^{-5} , calcule la solubilité molaire du PbCl_2 dans de l'eau pure à 25 °C.

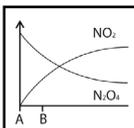
Solution :

a) Écrire l'équation de dissociation de PbCl_2 .



b) Préparer un tableau IVÉ (Initiale, Variation, Équilibre) et y insérer les valeurs pour les ions inconnus. Noter que pour chaque ion Pb^{2+} , deux ions Cl^- sont présents, d'après l'équation équilibrée.

		$\text{PbCl}_{2(s)} \rightarrow \text{Pb}_{(aq)}^{2+} + 2\text{Cl}_{(aq)}^{-}$		
I	---	0	0	
V	---	+ x	+2x	
É	---	x	2x	



- c) Écrire le produit ionique ou l'expression de K_{ps} et insérer les valeurs connues dans l'expression.

$$K_{ps} = [Pb^{2+}] [Cl^-]^2$$

$$2 \times 10^{-5} = (x) (2x)^2$$

- d) Calculer x.

$$2 \times 10^{-5} = 4x^3$$

$$x^3 = 5 \times 10^{-6}$$

$$x = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

La solubilité molaire du $PbCl_2$ dans l'eau pure à 25 °C est de $1,7 \times 10^{-2}$ mol/L.

3. Détermination des concentrations des ions présents à l'équilibre lorsque la valeur de K_{ps} du sel à faible solubilité est connue.

Quelle est la concentration des ions argent et chlorure dans une solution saturée de chlorure d'argent à 25 °C? ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$)

Solution :

- a) Écrire l'équation de dissociation pour AgCl.



- b) Préparer un tableau IVÉ et y insérer les valeurs inconnues des ions, x.



I	---	0	0
---	-----	---	---

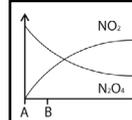
V	---	+ x	+ x
---	-----	-----	-----

É	---	x	x
---	-----	---	---

- c) Écrire le produit ionique ou l'expression de K_{ps} et insérer les valeurs connues.

$$K_{ps} = [Ag^+] [Cl^-]$$

$$1,8 \times 10^{-10} = (x)(x)$$



d) Calculer x .

$$1,8 \times 10^{-10} = (x)^2$$

$$x^2 = 1,8 \times 10^{-10}$$

$$x = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

La solubilité molaire des ions à l'équilibre est égale à

$$x = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

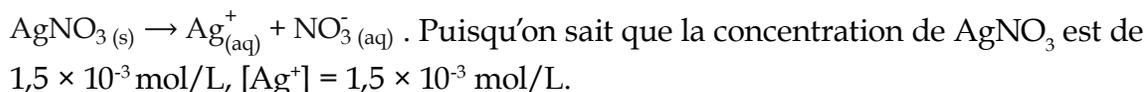
4. Détermination de la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité dans une solution dont la concentration d'un ion commun est connue

Calcule la solubilité molaire du chlorure d'argent dans une solution de nitrate d'argent à $1,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ (K_{ps} pour $\text{AgCl} = 1,6 \times 10^{-10}$).

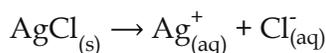
Solution :

Ce problème porte sur un ion commun, Ag^+ , qui est présent dans AgCl et AgNO_3 . Noter que la présence de l'ion commun influe sur la solubilité de AgCl (en mol/L), mais pas sur la valeur de K_{ps} , puisqu'il s'agit d'une constante d'équilibre.

- a) AgNO_3 se dissocie complètement, comme l'indique l'équation

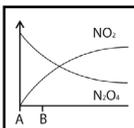


Écrire l'équation de dissociation pour AgCl .



- b) Préparer le tableau IVÉ et y insérer les valeurs pour les ions inconnus. Ne pas oublier qu'il y a deux sources d'ions Ag^+ , $1,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ de AgNO_3 et une quantité inconnue, x , de AgCl .

	$\text{AgCl}_{(s)}$	\rightarrow	$\text{Ag}_{(aq)}^+$	+	$\text{Cl}_{(aq)}^-$
I	---		$1,5 \times 10^{-3}$		0
V	---		+ x		+x
É	---		$1,5 \times 10^{-3} + x$		x



- c) Écrire le produit ionique ou l'expression de K_{ps} et insérer les valeurs connues dans l'équation.

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$1,6 \times 10^{-10} = (1,5 \times 10^{-3} + x)(x)$$



Ce x peut être omis, car la quantité d'ions Ag^+ pouvant être dissous à partir d' $AgCl$ est très petite comparée à la quantité d'ions Ag^+ provenant de $AgNO_3$.

- d) Calculer x .

$$1,6 \times 10^{-10} = (1,5 \times 10^{-3})(x)$$

$$x = 1,1 \times 10^{-7}$$

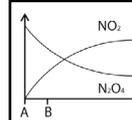
$$[AgCl] = 1,1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

La solubilité molaire de $AgCl$ dans une solution de $AgNO_{3(aq)}$ à $1,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ est de $1,1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Recherche - applications pratiques des sels à faible solubilité

Inviter les élèves à se renseigner au sujet des applications pratiques des sels à faible solubilité à l'aide de la stratégie Jigsaw (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p.3.21). Diviser la classe en groupes d'experts et assigner à chacun une différente application. Inviter les élèves à préparer un résumé de leur exemple. Vérifier les résumés de chaque groupe d'experts, faisant des corrections ou des ajouts, s'il y a lieu. Pour s'assurer que chaque membre du groupe d'experts est en mesure d'expliquer son sujet, inviter les élèves à donner des explications à tour de rôle à l'intérieur du groupe d'experts. Ensuite, former des groupes hétérogènes « familles » pour qu'ils partagent leurs nouvelles connaissances.

Il n'est pas nécessaire que les élèves apprennent les exemples en détail. Ces exemples visent simplement à souligner l'importance des sels à faible solubilité dans notre vie. L'enseignant peut demander aux élèves de trouver des renseignements dans leur manuel ou, si cette information est limitée, de consulter d'autres sources d'information. Les données de référence qui suivent sont destinées à l'enseignant.

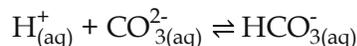


Cavernes calcaires

La pierre calcaire (CaCO_3) est formée par la décomposition d'organismes marins tels que les escargots, les myes, les coraux et les algues. Dans l'eau, le sel à faible solubilité atteindra l'équilibre suivant :



L'érosion chimique de la pierre calcaire se produit lorsque le calcaire est en contact avec une eau acide :



Si le dépôt de calcaire est suffisamment profond, la dissolution du calcaire crée une caverne.

Ostéoporose

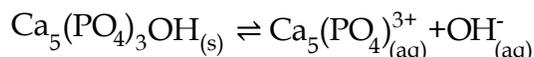
Le calcium de l'organisme est stocké à 99 % dans les os, où il forme le système en équilibre suivant :



Si la concentration de calcium dans le sang diminue, l'équilibre peut être rétabli par une augmentation de la solubilité du phosphate de calcium (des os), rendant ainsi les os poreux et fragiles. Comment éviter ce problème? En s'assurant d'obtenir la dose quotidienne minimale de calcium (surtout entre 10 et 20 ans, lorsque la croissance des os est plus rapide) et en faisant travailler régulièrement les articulations portantes par l'exercice. Il faut noter cependant que de grandes quantités de calcium dans l'organisme peuvent causer la formation de calculs rénaux, qui provoquent de fortes douleurs.

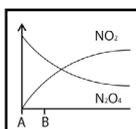
Carie dentaire

Le principal constituant de l'émail des dents est l'hydroxylapatite ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, $K_{ps} = 6,8 \times 10^{-37}$). Dans la bouche, l'équilibre est établi comme suit :



La fermentation du sucre sur les dents provoque la formation de l'ion hydronium. Cet ion réagit avec l'ion hydroxyde de la première réaction, favorisant la réaction directe. Une augmentation de la solubilité de l'hydroxylapatite entraîne la dissolution de l'émail des dents. Depuis plusieurs années, l'eau et les dentifrices sont fluorés. L'ion fluorure remplace l'ion hydroxyde dans l'hydroxylapatite pour créer le fluorapatite ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, $K_{ps} = 1,0 \times 10^{-60}$). Comme le fluorapatite est moins soluble dans l'eau, les dents deviennent plus résistantes à la carie.

L'ajout de fluorure aux dentifrices est très utile, mais il n'y a pas de fluorure ajouté aux dentifrices pour enfants. Pourquoi? Parce qu'un excès de fluorure dans l'organisme dû à l'ingestion de grandes quantités de dentifrice peut causer la fluorose (une croissance anormale des os).



Activités de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser une expérience de laboratoire pour déterminer la valeur de K_{ps} d'un sel à faible solubilité. Voici quelques exemples d'activités de laboratoire :

- **Expérience : K_{ps} de l'hydroxyde de calcium** (voir *Chimie 12*, p. 434 ou *Chimie 12 STSE*, p.551).

Le but de cette expérience consiste à déterminer la constante du produit de solubilité de l'hydroxyde de calcium.

- **Expérience : K_{ps} du chlorure de plomb** (voir ① l'annexe 16)

Le but de cette activité de laboratoire consiste à déterminer la constante du produit de solubilité du chlorure de plomb(II).

Dans le RAS C12-4-11, les élèves ont résolu des problèmes touchant la K_{ps} . Cette activité offre aux élèves l'occasion d'utiliser des données expérimentales pour calculer la valeur de K_{ps} pour un sel légèrement soluble.

En fin**1**

Demander aux élèves d'expliquer la façon dont l'ajout d'ions sulfate à une solution saturée de sulfate de baryum influencerait sur la concentration des ions baryum.

2

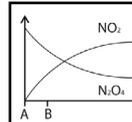
Demander aux élèves de réfléchir à un exemple de la solubilité des sels légèrement solubles dans leur vie de tous les jours ou dans des professions où ce principe est appliqué et de noter l'exemple dans leur carnet scientifique.

3

Proposer aux élèves de mener une recherche sur les composés de plomb insolubles utilisés auparavant dans les pigments de peinture et qui ont provoqué des intoxications au plomb chez certaines personnes, notamment des enfants.

En plus

Si les élèves ont une base solide en mathématiques de précalcul, leur présenter des problèmes portant sur l'utilisation de réactifs limitatifs (inhibiteurs) pour calculer la probabilité de formation d'un précipité lorsque deux solutions de concentrations et de volumes connus sont mélangées.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à résoudre des problèmes de produit de solubilité (voir ☺ l'annexe 17).

2

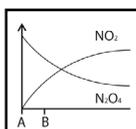
Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir ☺ l'annexe 19 du regroupement 1).

3

Se référer aux ☺ annexes 8 et 9 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

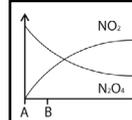
4

Inviter les élèves à évaluer leur participation à l'activité des groupes d'experts (voir ☺ l'annexe 18).



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Préparation de systèmes à l'équilibre	4.52
ANNEXE 2 : Tableau IVÉ – Méthode de résolution de problèmes d'équilibre	4.54
ANNEXE 3 : Méthode de calcul ÉIR/PÉC pour les problèmes de constante d'équilibre..	4.56
ANNEXE 4 : Activité de laboratoire – L'équilibre chimique	4.58
ANNEXE 5 : Problèmes sur l'équilibre	4.60
ANNEXE 6 : Expérience – Analogie pour une réaction en équilibre.....	4.61
ANNEXE 7 : Analogie pour une réaction en équilibre – Renseignements pour l'enseignant.....	4.63
ANNEXE 8 : Analogie pour une réaction en équilibre – Grille d'évaluation pour les rapports de laboratoire.....	4.64
ANNEXE 9 : Prélaboratoire – L'équilibre et le principe de Le Chatelier	4.65
ANNEXE 10 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre	4.66
ANNEXE 11 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre – Renseignements pour l'enseignant...	4.67
ANNEXE 12 : Perturbation des systèmes en équilibre	4.68
ANNEXE 13 : Interprétation des graphiques de la concentration en fonction du temps...	4.72
ANNEXE 14 : Interprétation des graphiques	4.77
ANNEXE 15 : Applications pratiques du principe de Le Chatelier.....	4.78
ANNEXE 16 : Constante du produit de solubilité du chlorure de plomb	4.82
ANNEXE 17 : Résolution de problèmes.....	4.87
ANNEXE 18 : Autoévaluation de l'apprentissage par groupes d'experts.....	4.88



ANNEXE 1 : Préparation de systèmes à l'équilibre

Système dioxyde d'azote/tétraoxyde d'azote ($\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$)

Préparer de l'oxyde d'azote(IV) en traitant de la tournure de cuivre avec un acide nitrique concentré; travailler sous une hotte. Recueillir le gaz dans trois fioles d'une capacité de 15 mL environ. Lorsque les fioles sont remplies de gaz, sceller les extrémités. L'intensité de la couleur du gaz dans chacune des fioles devrait être à peu près la même.

Attention : Porter des gants de caoutchouc et des lunettes protectrices et préparer les fioles sous une hotte de ventilation. Consulter la fiche signalétique pour obtenir plus d'information.

Démarche (démonstration)

1. Placer les fioles dans trois béchers remplis d'eau, l'un à 0 °C, un autre à 100 °C et le dernier à la température de la pièce. L'intensité de la couleur du gaz contenu dans les trois fioles est une indication directe de l'étendue de la dissociation thermique dans la réaction :

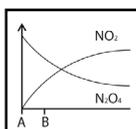


2. Demander aux élèves de comparer la couleur de chacune des fioles de gaz.
3. Illustrer la réversibilité en transférant la fiole se trouvant dans le bécher d'eau à 100 °C dans celui à 0 °C. On peut aussi retirer les fioles se trouvant dans les béchers d'eau à 0 °C et à 100 °C et les laisser atteindre la température de pièce.

Remarque : ces manipulations peuvent aussi être utiles au moment de la discussion sur le principe de Le Chatelier.

Système tétrachlorocobalt(II)/aquocobalt(II)($\text{CoCl}_4^{2-}/\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$)**Matériel**

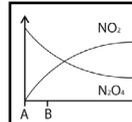
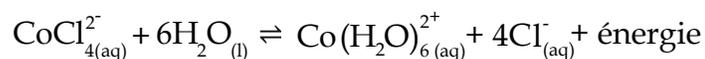
- deux béchers de 600 mL
- deux fioles d'Erlenmeyer de 500 mL
- une plaque chauffante
- acide chlorhydrique concentré
- propan-2-ol (isopropanol)
- éthanol absolu (on peut remplacer l'éthanol absolu par de l'éthanol à 95 %)



Démarche

1. Dans un bécher, faire dissoudre 10 g de chlorure de cobalt(II) (CoCl_2) dans 500 mL d'éthanol. Dans l'autre bécher, faire dissoudre 10 g de chlorure de cobalt(II) dans 500 mL d'eau. Inviter les élèves à observer les couleurs des solutions (le bleu serait supposément produit par le CoCl_4^{2-} agencé de façon tétraédrique; le rose, par le $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ agencé de façon octaédrique).
2. Ajouter lentement de l'eau en quantité suffisante à la solution d'éthanol bleue pour changer sa couleur en rose. Séparer cette solution rose en deux volumes égaux dans les fioles d'Erlenmeyer. Ajouter de l'acide chlorhydrique concentré dans l'un des flacons jusqu'à ce que le bleu réapparaisse. Chauffer l'autre flacon de solution rose sur la plaque chauffante jusqu'à ce que le bleu réapparaisse. La solution chauffée peut être refroidie dans un bain de glace pour faire réapparaître la couleur rose.

Remarque : on peut préparer une solution similaire en mélangeant directement 20 mL de solution de chlorure de cobalt(II) à 0,50 mol/L avec 16 mL de solution de chlorure de sodium saturée (NaCl). Lorsque le mélange est refroidi dans de l'eau froide, il tourne au rose et lorsqu'il est chauffé brièvement avec un brûleur Bunsen, il tourne au bleu. On peut répéter le procédé aussi souvent qu'on le désire.



ANNEXE 2 : Tableau IVÉ – Méthode de résolution des problèmes d'équilibre

Le tableau IVÉ est un outil pratique qui permet de structurer les données pour les problèmes d'équilibre. La lettre I désigne les concentrations initiales des réactifs et des produits. La lettre V indique les variations dans les réactifs et produits par rapport aux conditions initiales et É représente les concentrations des réactifs et des produits à l'équilibre.

Pour préparer le tableau IVÉ, écrire l'équation chimique équilibrée, puis les lettres IVÉ au-dessous, à gauche. Insérer les valeurs connues dans le tableau et utiliser la lettre x pour représenter la valeur à calculer. Voir l'exemple ci-dessous.

Exemple de problème

On place 0,500 mol de H_2 et 0,500 mol de I_2 dans un flacon de 1,00 L à 430 °C. À cette température, la constante d'équilibre, K_{eq} est de 54,3. Calcule les concentrations de H_2 , I_2 et HI à l'équilibre.

Solution :

1) Préparer le tableau IVÉ et y inscrire les valeurs connues.

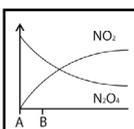
	$H_{2(g)}$	+	$I_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2HI(g)$
I	0,500 mol/L		0,500 mol/L		0 mol/L
V	- x		- x		2 x
É	0,500 mol/L - x		0,500 mol/L - x		2 x

2) Écrire l'expression de la constante d'équilibre pour cette réaction.

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

3) Insérer les valeurs à l'équilibre dans l'expression.

$$54,3 = \frac{(2x)^2}{(0,500-x)(0,500-x)}$$



4) Extraire la racine carrée des deux côtés.

$$\sqrt{54,3} = \sqrt{\frac{(2x)^2}{(0,500-x)(0,500-x)}}$$

$$7,37 = \frac{2x}{0,500-x}$$

5) Résoudre l'équation et trouver la valeur x.

$$7,37 (0,500 - x) = 2x$$

$$3,685 - 7,37x = 2x$$

$$3,685 = 2x + 7,37x$$

$$3,685 = 9,37x$$

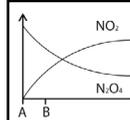
$$x = \frac{3,685}{9,37} = 0,393 \text{ mol/L}$$

6) À l'équilibre, les concentrations de H_2 , I_2 et HI sont les suivantes :

$$[H_2] = 0,500 \text{ mol/L} - x = 0,500 \text{ mol/L} - 0,393 \text{ mol/L} = 0,107 \text{ mol/L}$$

$$[I_2] = 0,500 \text{ mol/L} - x = 0,500 \text{ mol/L} - 0,393 \text{ mol/L} = 0,107 \text{ mol/L}$$

$$[HI] = 2x = (2)0,393 \text{ mol/L} = 0,786 \text{ mol/L}$$



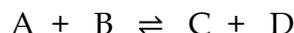
ANNEXE 3 : Méthode de calcul ÉIR/PÉC pour les problèmes de constante d'équilibre

- Sert à trouver la valeur de $K_{\text{éq}}$.
- Idéalement, utilisée lorsque les substances **NE SONT PAS TOUTES** fournies à l'équilibre.

É	Équation équilibrée	
I	Initiales (moles)	Données de départ, avant tout changement
R/P	Ont réagi ou été produites (moles)	À partir des coefficients D'après le rapport et la proportion
É	Équilibre (moles)	Quantités de chaque substance à l'équilibre Réactifs : <u>soustraits</u> des quantités initiales Produits : <u>additionnés</u> aux quantités initiales
C	Concentration (mol/L)	Nombre de moles divisé par le volume total

Exemple 1

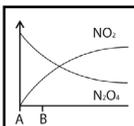
Les réactifs A et B sont mélangés dans un contenant de 1 L, chacun à des quantités initiales de 0,80 mol. Ils réagissent pour produire C et D, comme suit :



À l'équilibre, les quantités de C et de D sont de 0,60 mol. Trouver la valeur de $K_{\text{éq}}$.

É	A	+	B	⇌	C	+	D
I	0,80 mol		0,80 mol		0 mol		0 mol
R ou P	-0,60 mol		-0,60 mol		+0,60 mol		+0,60 mol
É	0,20 mol		0,20 mol		0,60 mol		0,60 mol
C	0,20 mol/L = [0,2]		0,20 mol/L = [0,2]		0,60 mol/L = [0,2]		0,60 mol/L = [0,2]

$$K_{\text{éq}} = \frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{[0,60][0,60]}{[0,20][0,20]} = \frac{0,36}{0,04} = 9$$



Exemple 2

On mélange 2,0 mol de SO₂ et 3,0 mol de NO₂ dans un contenant de 2,0 L. Les substances réagissent et, à l'équilibre, le contenant renferme 0,50 mol de SO₃. Calculer la valeur de K_{éq} pour cette réaction.

É	SO _{2(g)}	+	NO _{2(g)}	⇌	SO _{3(g)}	+	NO(g)
I	2,0 mol		3,0 mol		0 mol		0 mol
R ou P	-0,5 mol		-0,5 mol		+0,5 mol		+0,5 mol
É	1,5 mol		2,5 mol		0,50 mol		0,50 mol
C	1,5 mol/2 L = [0,75]		2,5 mol/2 L = [1,25]		0,5 mol/2 L = [0,25]		0,5 mol/2 L = [0,25]

$$K_{\text{éq}} = \frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]} = \frac{[0,25][0,25]}{[0,75][1,25]} = \frac{0,0625}{0,9375} = 0,067$$

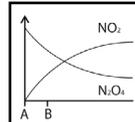
Exemple 3

Pour la réaction : 2SO_{2(g)} + O_{2(g)} ⇌ 2SO_{3(g)}

Au départ, 2,00 mol de SO₂, 1,00 mol de O₂ et 0,10 mol de SO₃ sont mélangées dans un contenant de 15,0 L. Après que la réaction a atteint l'équilibre, il reste 0,20 mol de O₂. Calculer la valeur de la constante d'équilibre.

É	2SO _{2(g)}	+	O _{2(g)}	⇌	2SO _{3(g)}
I	2,00 mol		1,00 mol		0,10 mol
R ou P	- 1,60 mol		-0,80 mol		+1,60 mol
É	0,40 mol		0,20 mol		1,70 mol
C	0,40 mol/15 L = [0,0267]		0,20 mol/15 L = [0,0133]		1,70 mol/15 L = [0,113]

$$K_{\text{éq}} = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{[0,113]^2}{[0,0267]^2[0,0133]} = \frac{0,0128}{0,000\ 009\ 5} = 1350$$



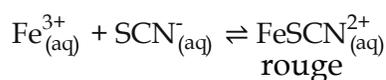
ANNEXE 4 : Activité de laboratoire – L'équilibre chimique

Introduction

Les réactions chimiques se produisent de façon à atteindre un état d'équilibre chimique. On peut caractériser l'état d'équilibre en indiquant sa constante d'équilibre (c'est-à-dire en indiquant la valeur numérique de la loi d'action de masse lorsque le système est à l'équilibre).

Objectif

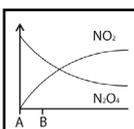
Dans cette expérience, tu vas calculer la valeur de la constante d'équilibre de la réaction suivante :

**Démarche**

1. Nettoie soigneusement six petites éprouvettes, rince avec de l'eau et sèche. Ajoute 5 mL de solution de thiocyanate de sodium (NaSCN) à 0,002 mol/L dans chacune des six éprouvettes.
2. Dans la première éprouvette, ajoute 5 mL de solution de nitrate de fer(III) ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$) à 0,20 mol/L. Cette éprouvette servira d'étalon.
3. Procède de la façon suivante pour les autres éprouvettes :
 - Ajoute 10 mL de solution de nitrate de fer(III) à 0,20 mol/L dans un cylindre gradué, ajoute de l'eau jusqu'à la ligne des 25 mL et mélange soigneusement le tout. Verse 5 mL de la solution diluée résultante (fer(III) à 0,080 mol/L (Fe^{3+})) dans l'éprouvette n° 2.
 - Ne garde que 10 mL de la solution diluée qui se trouve dans le cylindre gradué et jette le reste. Ajoute de l'eau distillée jusqu'à la ligne des 25 mL et brasse bien. Verse 5 mL de la solution résultante (Fe^{3+} à 0,032 mol/L) dans l'éprouvette n° 3.
 - Ne garde que 10 mL de la solution diluée qui se trouve dans le cylindre gradué et jette le reste. Dilue de nouveau jusqu'à la ligne des 25 mL. Continue cette démarche jusqu'à ce que tu aies versé dans chacune des éprouvettes une solution de fer(III) (Fe^{3+}) de plus en plus diluée.
4. Pour déterminer la concentration de FeSCN^{2+} , $[\text{FeSCN}^{2+}]$, dans chacune des éprouvettes, calcule le pourcentage de transmission de chaque éprouvette à l'aide d'un colorimètre ou d'un spectrophotomètre réglé sur la longueur d'onde $\lambda = 460$ nm. Règle la transmission du blanc à 100 %. Calcule ensuite le pourcentage de transmission des éprouvettes 1 à 6.

Données

Nota : densité optique (absorbance) = $-\log$ (pourcentage de transmission)



	Pourcentage de transmission	Densité optique (absorbance)
Éprouvette n° 1	_____	_____
Éprouvette n° 2	_____	_____
Éprouvette n° 3	_____	_____
Éprouvette n° 4	_____	_____
Éprouvette n° 5	_____	_____
Éprouvette n° 6	_____	_____

Résultats

	Concentrations initiales		Concentrations à l'équilibre			K
	[Fe ³⁺]	[SCN ⁻]	[FeSCN ²⁺]	[Fe ³⁺]	[SCN ⁻]	
Éprouvette n° 1						
Éprouvette n° 2						
Éprouvette n° 3						
Éprouvette n° 4						
Éprouvette n° 5						
Éprouvette n° 6						

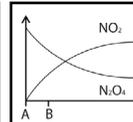
Remarque : pour calculer les concentrations à l'équilibre, suppose que la totalité de l'ion thiocyanate initial (SCN⁻) de l'éprouvette n° 1 a été convertie en ion thiocyanate de fer(III) (FeSCN²⁺). Tu auras ainsi la concentration de FeSCN²⁺ de l'éprouvette n° 1.

La concentration de FeSCN²⁺ dans les autres éprouvettes peut être calculée en partant du principe selon lequel *la concentration d'une substance colorée est directement proportionnelle à la densité optique (absorbance)*.

Pour calculer les concentrations initiales, suppose que le nitrate de fer(III) (Fe(NO₃)₃) et le thiocyanate de sodium (NaSCN) se sont complètement dissociés. Rappelle-toi aussi que le fait de mélanger deux solutions les dilue toutes les deux. Tu obtiendras les concentrations à l'équilibre de l'ion fer(III) (Fe³⁺) et de l'ion thiocyanate (SCN⁻) en soustrayant les concentrations de l'ion thiocyanate de fer(III) (FeSCN²⁺) formé à partir de l'ion fer(III) initial et de l'ion thiocyanate. Calcule la valeur de la constante d'équilibre K pour les éprouvettes 2 à 6.

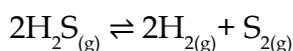
Questions

1. Quelles suppositions fait-on dans cette expérience?
2. Pourquoi n'est-il PAS possible de déterminer la valeur de la constante d'équilibre K pour l'éprouvette n° 1?
3. À l'aide de la valeur moyenne de K, détermine [SCN⁻] dans l'éprouvette n° 1 à l'équilibre.
4. Jusqu'à quel point cette réaction est-elle complète? Pourquoi?
5. Compare les ions de solutions avec des molécules de gaz.
6. Pourquoi cet équilibre en particulier est-il tout indiqué pour une étude en laboratoire?

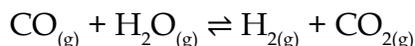


ANNEXE 5 : Problèmes sur l'équilibre

1. Pour la réaction $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(g)}$, une analyse du mélange en équilibre dans un flacon de 1,00 L donne les résultats suivants : azote = 0,50 mol, oxygène = 0,50 mol, monoxyde d'azote = 0,02 mol. Calcule la valeur de K_{eq} pour cette réaction.
2. Le sulfure d'hydrogène est un gaz piquant et toxique. À 1400 K, un mélange en équilibre contient 0,013 mol/L d'hydrogène, 0,18 mol/L de sulfure d'hydrogène et une quantité indéterminée de soufre sous forme de $\text{S}_{2(g)}$. Si la valeur de K_c est de $2,4 \times 10^{-4}$, quelle concentration de $\text{S}_{2(g)}$ est présente à l'équilibre à cette température?



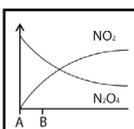
3. La réaction suivante augmente la proportion d'hydrogène gazeux utilisé comme carburant.



Cette réaction a été étudiée à différentes températures en vue de trouver les conditions optimales. À 700 K, sa constante d'équilibre est de 8,3. Supposons que la réaction s'amorce avec 1,0 mol de $\text{CO}_{(g)}$ et 1,0 mol de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ dans un contenant de 5,0 L. Quelle quantité de chaque substance sera présente dans le contenant quand les gaz seront en équilibre à 700 K?

Réponses :

1. $K_{\text{eq}} = 0,080$
2. $[\text{S}_{2(g)}] = 0,046 \text{ mol/L}$
3. $[\text{CO}_{(g)}] = 1,8 \text{ mol/L}$; $[\text{H}_2\text{O}_{(g)}] = 1,8 \text{ mol/L}$; $[\text{H}_{2(g)}] = 0,20 \text{ mol/L}$; $[\text{CO}_{2(g)}] = 0,20 \text{ mol/L}$



ANNEXE 6 : Expérience – Analogie pour une réaction en équilibre

Objectifs

- Illustrer les conditions expérimentales nécessaires à l'obtention d'un système d'équilibre expérimental.
- Illustrer l'effet de l'application d'une tension sur un système en équilibre.
- Illustrer graphiquement les changements qui mènent à l'établissement d'un équilibre.

Matériel

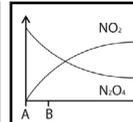
- deux cylindres gradués de 25 mL
- deux pailles de diamètres différents
- papier graphique

Démarche

1. Copie le tableau ci-dessous dans ton cahier de laboratoire et inscris tes données à mesure.

Nombre de transferts	Volume d'eau Cylindre A (mL)	Volume d'eau Cylindre B (mL)
0	25	0
1		
2		
3		
etc.		

- Inscris la lettre « A » sur un cylindre gradué de 25 mL (réactifs) et remplis-le d'eau jusqu'à la ligne des 25 mL. Inscris la lettre « B » sur le deuxième cylindre gradué de 25 mL (produits).
- Avec ton partenaire, transfère l'eau simultanément d'un cylindre à l'autre, en utilisant des pailles de diamètres différents. Descends les pailles dans chaque cylindre, et lorsque chaque paille touche le fond du cylindre, place ton index sur l'extrémité ouverte de la paille. Transfère l'eau ainsi recueillie dans l'autre cylindre et laisse les pailles se vider.
- Enlève les pailles et inscris le volume d'eau dans chaque cylindre, en prenant soin de bien lire le ménisque au dixième de millilitre le plus près.
- Remets les pailles dans leur cylindre d'origine et répète le procédé, en inscrivant les volumes d'eau après chaque transfert.
- Après trois transferts successifs sans variation du volume d'eau, ajoute 5 mL d'eau dans le cylindre « A ». Inscris le volume d'eau dans chacun des cylindres, puis recommence le transfert d'eau jusqu'à ce que tu obtiennes trois transferts successifs sans variation des volumes.

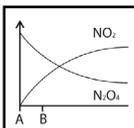


Calculs

1. Rapporte les données relatives aux volumes d'eau des cylindres A et B sur l'axe des y d'une feuille de papier graphique et rapporte le nombre de transferts sur l'axe des x. Joins chaque série de points de manière à former une courbe continue.

Questions

1. Décris, d'après les données de ton graphique, les variations de volume (analogues aux variations de concentration) et les taux correspondants qui apparaissent dans chacune des courbes avant l'addition des 5 mL d'eau supplémentaires.
2. Décris le changement dans la courbe du cylindre A au moment où ont été ajoutés les 5 mL d'eau supplémentaires.
3. Quelle signification peut-on attribuer :
 - a) au point où les deux courbes se coupent?
 - b) aux premières portions planes des deux courbes?
 - c) aux deuxièmes portions planes des courbes?
4. Quel est le changement de volume d'eau total du cylindre B qui résulte de l'addition des 5 mL d'eau au cylindre A?
5. Qu'est-ce qui prouve que l'équilibre a été établi si :
 - a) on observe les données relatives aux transferts d'eau?
 - b) on observe les données rapportées sur le graphique?
6. Pourquoi dit-on de ce système qu'il est « fermé »?
7. L'ajout des 5 mL d'eau constitue une « tension » pour le système.
 - a) Quelle tension analogue y aurait-il si le système représentait réellement une réaction chimique en équilibre?
 - b) Nomme deux autres « tensions » qui pourraient être imposées à un système chimique.
8. Quel facteur contrôle les volumes relatifs d'eau dans chaque cylindre en équilibre dans cette expérience?
9. Consulte d'autres élèves de la classe afin de voir si leurs graphiques ressemblent ou non au tien. Note toute différence que tu trouverais.
10. Dans un système chimique réel, quel facteur contrôlerait les concentrations relatives des réactifs et des produits présents en équilibre?



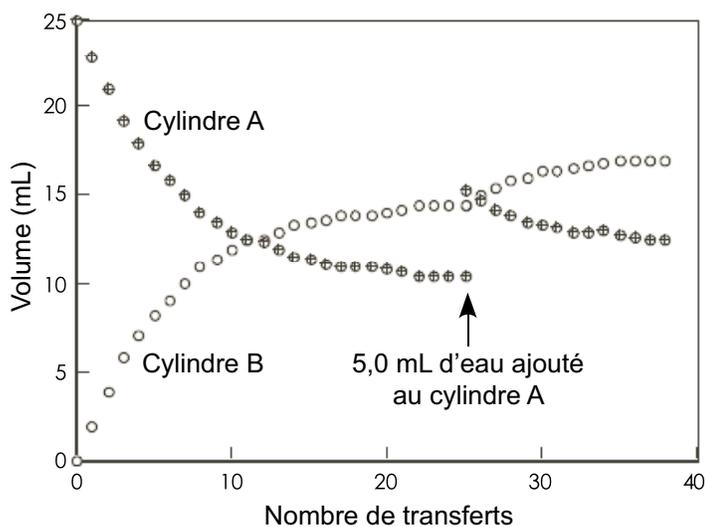
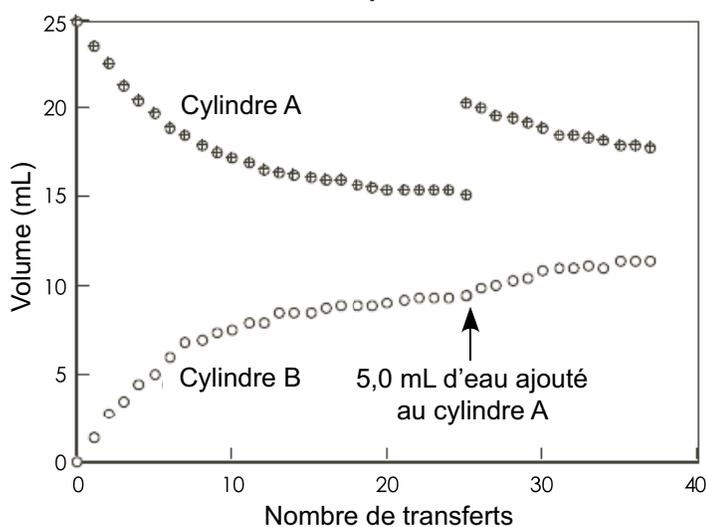
ANNEXE 7 : Analogie pour une réaction en équilibre – Renseignements pour l'enseignant

Contexte

Il est très important d'utiliser deux pailles de diamètres différents pour que le point d'équilibre ne soit pas situé à mi-chemin du volume initial. Il pourrait aussi être utile d'utiliser une solution colorée et une solution incolore.

Les résultats de l'expérience vont dépendre du type de paille utilisée et du cylindre utilisé au départ pour chaque paille. Les graphiques ci-dessous illustrent les données expérimentales réelles obtenues à partir de la démarche donnée à l'annexe 6. (Remarque : on peut utiliser une solution colorée et une solution incolore.)

Données expérimentales



ANNEXE 8 : Analogie pour une réaction en équilibre – Grille d'évaluation pour les rapports de laboratoire

Le rapport de laboratoire comprend-t-il les éléments suivants?

But

Observations et analyse de données

Données qualitatives

- Décris les propriétés de l'eau et des pailles.
- En général, qu'arrive-t-il au volume d'eau dans les deux cylindres gradués?
- Quand l'équilibre a-t-il été atteint?
- Qu'est-il arrivé au système quand le volume de A a changé?
- À quel stade l'équilibre a-t-il été rétabli?

Tableau des données quantitatives

Graphique

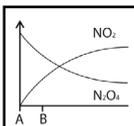
- Identifie les axes
- Inscris le titre
- Relie les points au moyen d'une courbe lisse (régulière)
- Indique :
 - les volumes initiaux du système (pour A et B);
 - comment savoir, à partir du graphique, que l'équilibre est atteint;
 - si la variation de volume dans le cylindre gradué A est due au stress;
 - si la variation de volume dans le cylindre gradué B est due au stress.

Conclusion

- Qu'est-il arrivé quand un stress a été appliqué au système?
- Qu'arrive-t-il à la pente du graphique quand le système atteint l'équilibre?

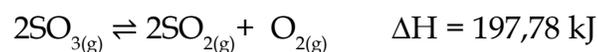
Réponses aux questions

Sources d'erreur

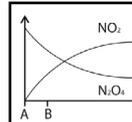


ANNEXE 9 : Prélaboratoire – L'équilibre et le principe de Le Chatelier

1. Définis le terme « équilibre ».
2. Énonce le principe de Le Chatelier.
3. Indique l'effet que produiront les stress ci-dessous sur la quantité de $\text{SO}_{2(g)}$ présente à l'équilibre dans la réaction suivante :

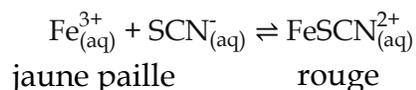


- a) ajout de SO_3 ;
- b) élévation de la température;
- c) diminution du volume;
- d) soustraction d'une certaine quantité d' O_2 ;
- e) ajout de SO_2 ;
- f) ajout d'un catalyseur;
- g) soustraction d'une certaine quantité de SO_3 .



ANNEXE 10 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre

Voici un exemple d'expérience de laboratoire standard visant à montrer l'effet des variations de concentration sur la position d'équilibre.



La position d'équilibre peut être déterminée d'après la couleur de la solution. Lorsque des solutions de nitrate de fer(III) et de thiocyanate de potassium sont mélangées, le mélange à l'équilibre est de couleur orange. Si l'équilibre se déplace vers la droite, la couleur vire au rouge foncé, mais si l'équilibre se déplace vers la gauche, le mélange prend une couleur jaune pâle.

Matériel

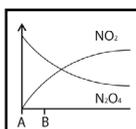
- plaque à puits
- nitrate de fer(III) à 0,020 mol/L
- thiocyanate de potassium à 0,002 mol/L
- hydroxyde de sodium à 1,0 mol/L
- cure-dents

Démarche

1. Dans chacun des quatre puits utilisés, dépose 5 gouttes de nitrate de fer(III) et 5 gouttes de thiocyanate de potassium. Mélange chaque solution à l'aide d'un cure-dents.
2. N'ajoute rien au premier puits, qui servira de témoin.
3. Au deuxième puits, ajoute 10 gouttes d'hydroxyde de sodium. Note tes observations.
4. Au troisième puits, ajoute 10 gouttes de nitrate de fer(III) et note tes observations.
5. Ajoute 10 gouttes de thiocyanate de potassium au quatrième et dernier puits. Note tes observations.

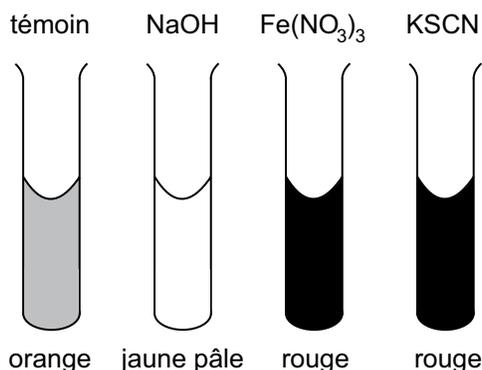
Questions

Utilise le principe de Le Chatelier pour expliquer les résultats des étapes 3 à 5 de la marche à suivre.



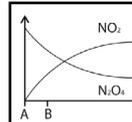
ANNEXE 11 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre – Renseignements pour l'enseignant

Examiner l'expérience ci-dessous :



Si les sels contiennent du Fe^{3+} , du SCN^- ou les deux, la couleur de la solution prend une teinte rouge foncé. Cette couleur indique que l'équilibre favorise la réaction directe (côté droit). Pour utiliser une partie du réactif ajouté, la réaction directe s'accélère, ce qui fait augmenter la concentration de FeSCN^{2+} et déplace l'équilibre dans une nouvelle position.

Lorsqu'on ajoute du NaOH au système, la solution vire au jaune pâle. Les ions hydroxyde du NaOH se combinent aux ions de fer(III) pour produire un complexe insoluble d'hydroxyde de fer(III). La formation d'un précipité a pour effet de diminuer la concentration des ions de fer. Le système réagit au changement en favorisant la réaction inverse et en remplaçant les ions de fer « perdus ». La couleur jaune pâle indique une position d'équilibre à gauche et une réduction de la concentration en ions FeSCN^{2+} .



ANNEXE 12 : Perturbation des systèmes en équilibre

Introduction

Le principe de Le Chatelier décrit l'effet qu'aura l'application de différents types de stress ou perturbations sur la position d'équilibre, c.-à-d. si l'équilibre se déplacera de façon à augmenter ou à diminuer la concentration du ou des produits dans le système en équilibre. Ces stress comprennent des variations de facteurs tels que les concentrations de réactifs ou de produits, la température du système et, pour les réactions où des gaz sont présents, la pression.

Certaines études sont réalisées dans des systèmes en solution aqueuse. Dans ces systèmes où il n'y a pas de gaz, le volume est généralement défini comme le volume de la solution et l'effet de la pression est minime ou nul.

But

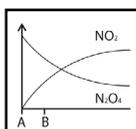
Cette expérience vise à te faire découvrir ce que signifie le principe de Le Chatelier.

Matériel

- bécher de 50 mL
- plaque à 12 puits
- pelle de laboratoire
- cylindre gradué de 10 mL
- compte-gouttes
- plaque chauffante
- bain de glace
- eau distillée
- $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}_{(s)}$
- $\text{CaCl}_{2(s)}$
- AgNO_3 0,1 mol/L
- HCl 12 mol/L
- éthanol

Démarche

1. Prépare tout l'équipement.
2. Mesure 10 mL d'éthanol et place-le dans un bécher de 50 mL.
3. Place plusieurs morceaux de chlorure de cobalt(II) solide dans un des puits de la plaque à puits. Note sa couleur et la formule du composé, tel qu'indiqué sur l'étiquette de la bouteille de solution mère (ou solution de réserve).
4. Ajoute 4 ou 5 cristaux de chlorure de cobalt(II) à l'éthanol dans le bécher jusqu'à ce que la solution prenne une teinte bleue. Ajoute d'autres cristaux, au besoin.
5. À l'aide d'un compte-gouttes, transfère le cinquième de la solution bleue à chacun des quatre puits de la plaque. Assure-toi de laisser une petite quantité dans le bécher.



6. À l'un des puits de l'étape 5, ajoute 5 gouttes d'eau distillée, une goutte à la fois. Note tes observations après chaque goutte. Répète cette étape dans deux autres puits de façon que les trois puits prennent la même couleur.
7. Apporte la plaque à puits sous la hotte. Au moyen du compte-gouttes fourni avec la bouteille d'acide chlorhydrique 12 mol/L, ajoute 5 gouttes de HCl en faisant bien attention, une goutte à la fois, au premier puits de l'étape 6.
8. Au deuxième puits de l'étape 6, ajoute deux petites boules de chlorure de calcium solide.
9. Au troisième puits, ajoute 10 gouttes de nitrate d'argent à 0,1 mol/L.
10. N'ajoute rien à la solution du quatrième puits, qui servira de témoin aux fins de comparaison.
11. Au reste de la solution dans le bécher, ajoute juste assez d'eau distillée pour obtenir une couleur pourpre, à mi-chemin environ entre le bleu et le rose. Place le bécher sur une plaque chauffante et fais réchauffer le bécher jusqu'à ce que la couleur change. Assure-toi de ne pas laisser l'éthanol atteindre le point d'ébullition.
12. Fais refroidir le bécher en le plaçant dans un bain de glace pour voir si la couleur change et si l'étape 11 est réversible.

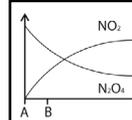
Avertissement : l'acide chlorhydrique est un produit caustique et corrosif. Évite tout contact avec cet acide et s'il t'arrive d'en échapper, nettoie-le immédiatement en l'arrosant d'abord avec une grande quantité d'eau.

Avertissement : le nitrate d'argent peut tacher la peau et les vêtements.

Observations

Avant les réactions

	Couleur
Eau distillée	
$\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}_{(s)}$	
$\text{CaCl}_{2(s)}$	
AgNO_3 0,1 mol/L	
HCl 12 mol/L	
Éthanol	

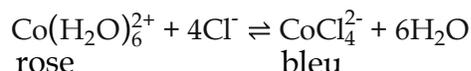


Après les réactions

	Couleur
Ajout d'eau distillée	
Ajout d'acide chlorhydrique	
Ajout de chlorure de calcium	
Ajout de nitrate d'argent	
Augmentation de la température	
Diminution de la température	

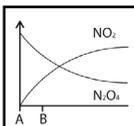
Analyse

1. L'équation ionique nette pour la réaction à l'équilibre que tu as étudiée est la suivante :



L'étiquette de la bouteille de réactif indique la formule du chlorure de cobalt(II) solide, soit $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. Quel nom donne-t-on aux composés qui ont des molécules d'eau liées à leur structure?

2. Quel complexe de cobalt a été favorisé par l'ajout de l'eau à l'étape 6? Sers-toi du principe de Le Chatelier pour expliquer le changement de couleur.
3. Quel complexe de cobalt a été favorisé aux étapes 7 et 8? Quel ion commun aux deux réactifs a fait changer la couleur? Sers-toi du principe de Le Chatelier pour expliquer le changement de couleur dans chaque cas.
4. De quelle couleur était le solide qui s'est formé à l'étape 9? De quelle couleur aurait-il dû être? De quelle couleur est devenu le liquide dans le puits? Quel complexe de cobalt a été favorisé? Explique. Sers-toi du principe de Le Chatelier pour expliquer pourquoi le liquide dans le puits a changé de couleur comme dans ton expérience.
5. Quel complexe de cobalt a été favorisé par l'augmentation de la température à l'étape 11? Écris à nouveau l'équation de la réaction en y indiquant directement le facteur énergie. La valeur de ΔH° pour le procédé est de +50 kJ/mol. Sers-toi du principe de Le Chatelier et de l'équation que tu viens d'écrire pour expliquer les changements de couleur qui sont survenus au moment de chauffer et de refroidir le mélange.



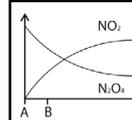
Discussion

Indique deux sources d'erreur dans cette expérience. Si un ou l'autre de tes résultats ne correspond pas au changement de couleur qui aurait dû se produire, donnes-en les raisons dans ton analyse.

Conclusion

Indique de quelle couleur le mélange aurait dû être - pas nécessairement la couleur que tu as observée.

Stress/perturbation	Changement de couleur	Déplacement de l'équilibre
Addition de H ₂ O		
Addition de HCl		
Addition de AgNO ₃		
Addition de CaCl ₂		
Augmentation de la température		
Diminution de la température		

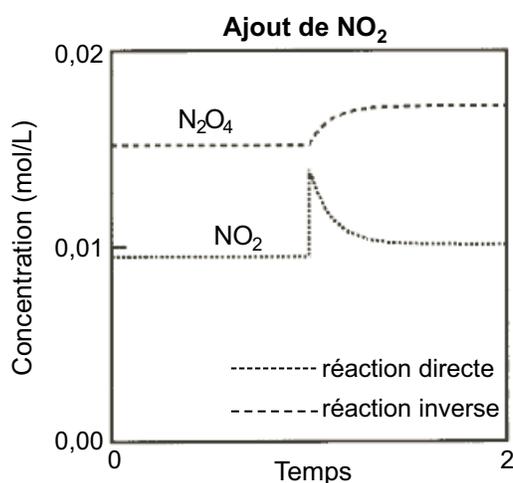


ANNEXE 13 : Interprétation des graphiques de la concentration en fonction du temps

Les croquis ci-dessous illustrent les variations de concentration dans le système en équilibre $\text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_4$. La préparation des graphiques se fonde sur l'hypothèse selon laquelle le système était en équilibre initialement, puis un stress a été appliqué, entraînant ainsi un changement instantané qui a permis au système de rétablir son équilibre.



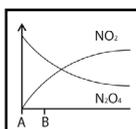
Graphique A



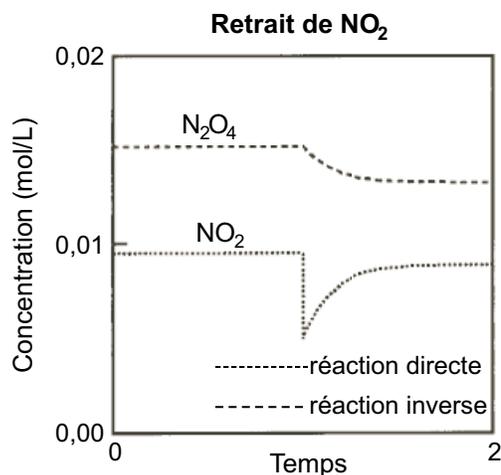
Graphique A

Au départ, la réaction est en équilibre – les concentrations du réactif et du produit sont constantes. Au moment où l'on ajoute du NO_2 (réactif), la concentration de NO_2 augmente brusquement. Puis, comme le réactif est consommé dans la réaction, sa concentration diminue pour atteindre une valeur constante.

Au départ, la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ est inchangée. Cependant, à mesure que la réaction progresse, il y a une plus grande quantité de produit formé et la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ augmente jusqu'à une nouvelle valeur constante qui correspond à une nouvelle position d'équilibre.



Graphique B

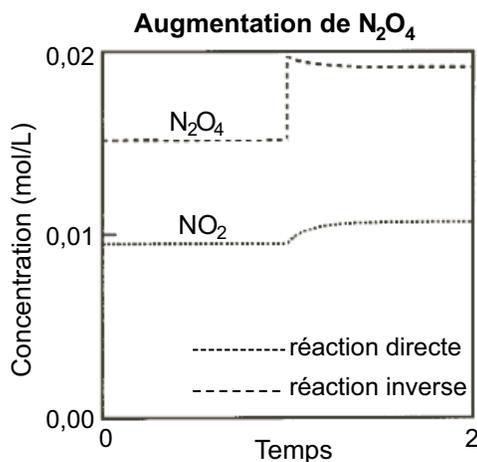


Graphique B

Au départ, la réaction est en équilibre – les concentrations du réactif et du produit sont constantes. Au moment où l'on retire du réactif (NO₂), la concentration de NO₂ chute brusquement. Comme il y a plus de réactif produit dans la réaction inverse, sa concentration augmente pour atteindre une nouvelle valeur constante.

Au départ, la [N₂O₄] est inchangée. Toutefois, comme le produit n'est pas formé au même rythme, sa concentration diminue pour atteindre une nouvelle valeur constante qui correspond à une nouvelle position d'équilibre.

Graphique C

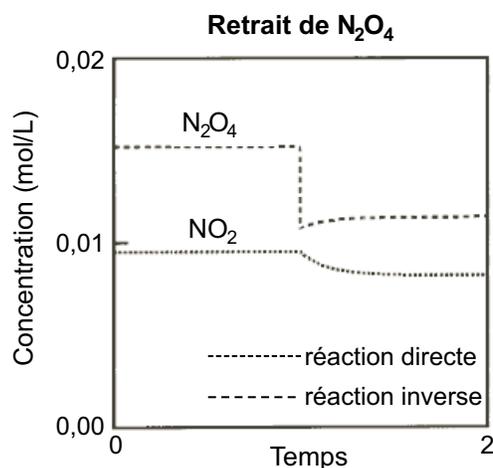


Graphique C

Au moment où le produit N_2O_4 est ajouté, la $[N_2O_4]$ augmente abruptement. Pour trouver un nouvel état d'équilibre, la réaction inverse qui utilise le surplus de N_2O_4 est favorisée. La $[N_2O_4]$ diminue donc pour atteindre une nouvelle valeur constante.

Au moment où le produit N_2O_4 est ajouté, la $[NO_2]$ demeure inchangée. À mesure que la réaction inverse progresse, la $[NO_2]$ augmente pour atteindre une nouvelle valeur constante.

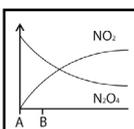
Graphique D



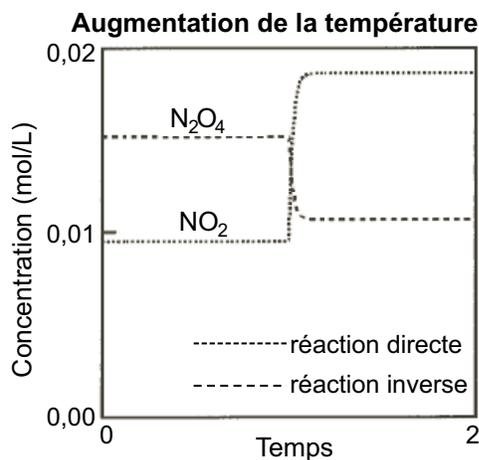
Graphique D

Au moment où le produit N_2O_4 est enlevé, la réaction directe est favorisée pour pallier à ce manque de produits. La $[N_2O_4]$ augmente donc sous l'effet de la réaction directe pour atteindre une nouvelle constante.

Au moment où le produit N_2O_4 est enlevé, la $[N_2O_4]$ est inchangée. Puis, à mesure que le réactif est consommé pour former plus de produit, la $[NO_2]$ diminue jusqu'à une nouvelle constante.

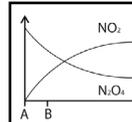


Graphique E

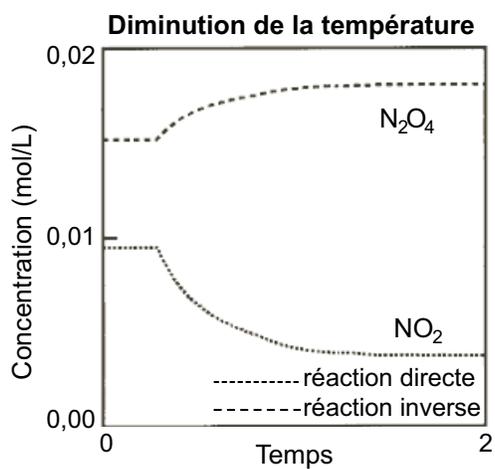
**Graphique E**

Au départ, le système est en équilibre – les concentrations de NO_2 et N_2O_4 sont constantes. La réaction est exothermique; la valeur de K_c diminue à mesure que la température augmente. Avec cette hausse de température, le système n'est plus en équilibre dans les nouvelles conditions. La $[\text{NO}_2]$ augmente jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli.

Au moment où le produit N_2O_4 est ajouté, la vitesse de la réaction directe demeure inchangée. À mesure que la concentration de réactif augmente durant la réaction, la vitesse de la réaction directe augmente pour atteindre une nouvelle valeur constante.

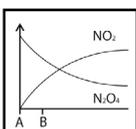


Graphique F

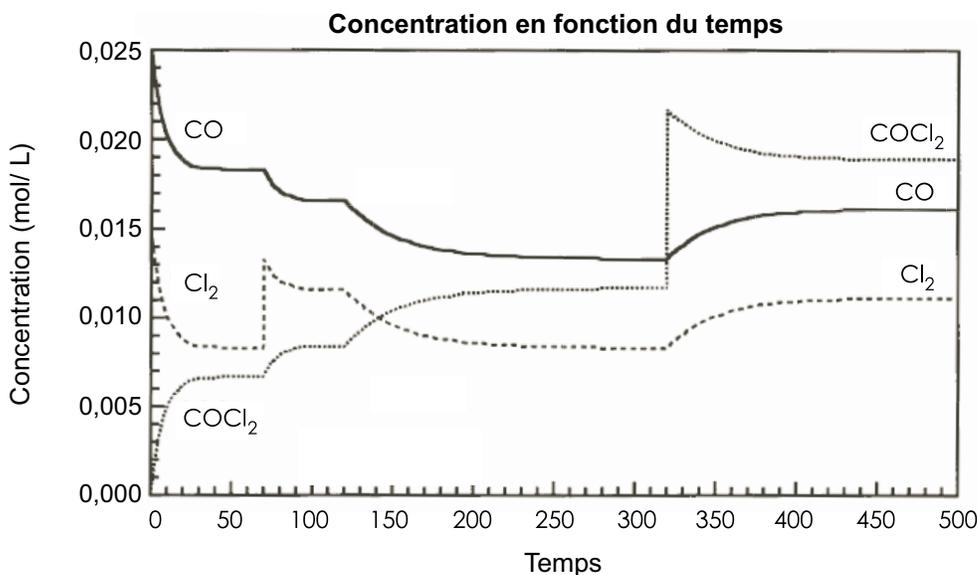


Graphique F

Au départ, le système est en équilibre – les concentrations de NO_2 et N_2O_4 sont constantes. La réaction est exothermique; la valeur de K_c augmente à mesure que la température diminue. Avec cette baisse de température, le système n'est plus en équilibre dans les nouvelles conditions. La $[N_2O_4]$ augmente jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli.



ANNEXE 14 : Interprétation des graphiques



Le graphique ci-dessus montre les concentrations en fonction du temps pour un système contenant du monoxyde de carbone (CO), du chlore (Cl₂) et du phosgène (COCl₂).

1. Écris l'équation équilibrée pour représenter la réaction étudiée.
2. Combien de temps a-t-il fallu au système pour atteindre l'équilibre?
3. Calcule une valeur approximative pour la constante d'équilibre K_c en utilisant les concentrations au temps $t = 60$ s.
4. Explique les changements observés 70 secondes après le début de la réaction.
5. Quels changements de conditions pourraient s'être produits dans le système 120 secondes après le début de la réaction?
6. Y a-t-il eu des changements dans l'intervalle entre $t = 50$ s et $t = 70$ s? Entre $t = 280$ s et $t = 300$ s? Explique tes réponses.
7. Quels changements peuvent s'être produits à $t = 320$ s?
8. Quelle différence aurais-tu remarquée si un catalyseur avait été présent durant toute la réaction?
9. Quels changements pourrais-tu apporter à ce système si tu voulais produire une quantité maximale de phosgène (COCl₂)?
10. Comment peux-tu expliquer les différences de valeurs calculées pour la constante d'équilibre K_c à partir des concentrations à différents moments sur le graphique?

ANNEXE 15 : Applications pratiques du principe de Le Chatelier

Procédé de Haber

La plupart des manuels traitent du procédé de Haber. On peut lire la description du procédé de fabrication de l'ammoniac pour la production d'explosifs aux adresses indiquées ci-dessous.

<http://www.futura-sciences.com/magazines/matiere/infos/personnalites/d/chimie/fritzhaber-247>

<http://www.larecherche.fr/savoirs/specialnobel/fritz-haber-criminelguerre-recompense-01-10-2008-89028>

<http://www.usetute.com.au/haberpro.html> (site en anglais)

http://www.factindex.com/f/fr/fritz_haber.html (site en anglais)

pH sanguin

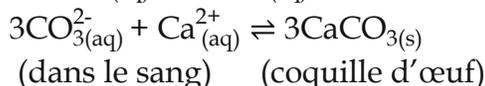
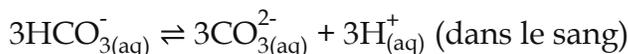
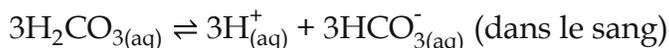
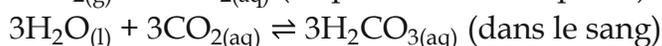
Le sang contient de l'acide carbonique dissous en équilibre avec le dioxyde de carbone et l'eau.



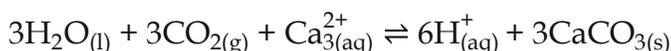
Pour garder le taux d'acide carbonique à des niveaux sûrs, l'organisme évacue le CO_2 produit par l'expiration. L'enlèvement d'un produit favorise la réaction directe et réduit donc la quantité d'acide carbonique présente dans le sang, ce qui permet de maintenir le pH sanguin à un niveau sûr.

Eau gazéifiée dans l'alimentation des poules

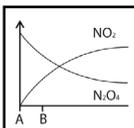
La coquille de l'œuf contient du carbonate de calcium, $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$, formé à partir de dioxyde de carbone, un produit de la respiration cellulaire.



Ainsi, l'équation nette serait :



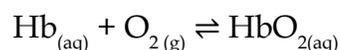
Remarque : ce phénomène offre l'occasion pour l'enseignant de récapituler avec les élèves les notions de mécanisme de réaction, de produits intermédiaires de la réaction et d'équation nette.



Lorsque les poules ont chaud, elles ont tendance à haleter, ce qui diminue la concentration de dioxyde de carbone dans le sang. Pour contrebalancer ce stress, l'équilibre se déplace en favorisant la réaction inverse et il y a diminution de la quantité de carbonate de calcium disponible pour les coquilles des œufs, ce qui a pour effet d'amincir et de fragiliser la coquille. Ted Odom, diplômé de l'Université de l'Illinois, a découvert qu'en donnant de l'eau gazéifiée aux poules, l'équilibre se déplace dans le sens de la réaction directe et diminue les effets du halètement lorsqu'il fait chaud. Ainsi, les producteurs peuvent atténuer ces effets sans installer des systèmes de climatisation coûteux dans les poulaillers.

Production d'hémoglobine en altitude

Dans le corps humain, l'hémoglobine sert au transport de l'oxygène aux tissus.



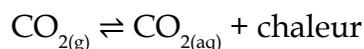
Dans des villes comme Mexico, qui se trouve à 2300 mètres d'altitude, la pression atmosphérique et la concentration d'oxygène sont faibles. Pour compenser ce stress, l'équilibre se déplace pour favoriser la réaction inverse, ce qui provoque une hypoxie, qui peut causer des maux de tête, des nausées et une fatigue extrême. Dans les cas graves, si une victime n'est pas traitée rapidement, elle peut entrer dans un coma et même mourir.

Les personnes qui vivent en haute altitude pendant de longues périodes s'adaptent à une atmosphère pauvre en oxygène en produisant plus d'hémoglobine, ce qui déplace l'équilibre du système vers la droite (réaction directe) et fait disparaître les symptômes d'hypoxie.

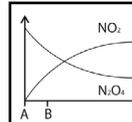
Des études ont montré que les sherpas qui vivent en montagne depuis longtemps se sont adaptés aux conditions de haute altitude en maintenant des teneurs en hémoglobine élevées dans leur sang, parfois jusqu'à 50 % de plus que les personnes vivant au niveau de la mer (voir *Chimie fondamentale : principes et problèmes*, vol. 2, p. 153).

Boissons gazéifiées

Les boissons gazeuses contiennent du gaz carbonique sous pression favorisant le système en équilibre suivant :



Lorsqu'on ouvre une bouteille de boisson gazeuse, la pression sur le dioxyde de carbone diminue. L'équilibre est déplacé vers la gauche dans le système, la solubilité du dioxyde de carbone diminue et des bulles de dioxyde de carbone s'échappent de la solution. Si la bouteille reste ouverte longtemps, les bulles disparaissent complètement et la boisson devient « plate » à cause de la diminution de pression.



Le fait de secouer une bouteille d'eau gazeuse augmente la pression exercée sur le système qui déplacera son équilibre de façon à atténuer ce stress en favorisant la réaction directe. En augmentant la température de la bouteille (p. ex., en la laissant dans une voiture en pleine chaleur durant l'été), on provoque un déplacement de l'équilibre favorisant la réaction inverse, ce qui crée plus de bulles de gaz carbonique. Ainsi, la pression augmente et peut faire éclater le contenant.

Adaptation des yeux à la lumière

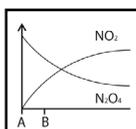
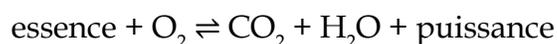
La paroi intérieure du globe oculaire est tapissée de photorécepteurs comme la rhodopsine, un pigment visuel. La rhodopsine est faite d'opsine (une protéine) et de rétinène (un pigment). Lorsque la lumière frappe un photorécepteur, l'énergie absorbée change la forme de la portion rétinène de la molécule. Cette réaction directe se produit très rapidement. Le changement de forme est signalé au nerf optique qui achemine l'information au cerveau où elle est traduite en une image visuelle.

En l'absence de lumière, le rétinène se sépare de l'opsine. Il faut attendre pour être capable de voir à nouveau dans l'obscurité parce que le complexe peut être recombinaison avec l'aide de molécules d'ATP dans une réaction inverse ralentie. Dans une pièce sombre, les photorécepteurs des yeux prennent quelques minutes avant de se réadapter à une lumière moins intense puisque la réaction inverse est plus lente. Si l'on entre dans une pièce très éclairée, les photorécepteurs des yeux prennent encore quelques minutes avant de s'habituer à leur nouvel équilibre à cause de la lenteur de la réaction inverse.



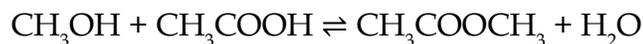
Moteurs turbocompressés/suralimentés

Dans un moteur turbocompressé ou suralimenté, l'air est comprimé et chauffé. Cela signifie qu'il y a une concentration plus élevée (50 % plus élevée) d'oxygène chauffé réagissant avec l'essence, ce qui favorise la formation de produits et génère plus de puissance pour la voiture. Mentionnons que dans des moteurs ordinaires, les turbocompresseurs fonctionnent mieux à des altitudes plus élevées, car l'air y est moins dense. La vapeur produite par la réaction de l'essence et de l'oxygène est utilisée pour faire tourner la turbine qui fait fonctionner le compresseur d'air. Dans un turbocompresseur, une courroie fait tourner le compresseur.



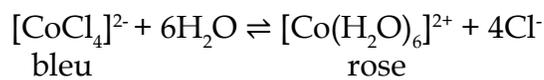
Synthèse des esters

Dans les réactions de synthèse des esters, la réaction inverse est favorisée. Pour favoriser la réaction directe, il faut augmenter la quantité d'acide présente dans le système :

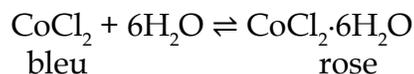


Indicateurs météo

Les élèves ont peut-être observé que les indicateurs de conditions météorologiques sont bleus dans des conditions normales et virent au rose lorsque la pluie approche. Les changements de couleur sont dus à des variations de la couleur du chlorure de cobalt(II) :



L'enseignant peut aussi utiliser le système en équilibre :

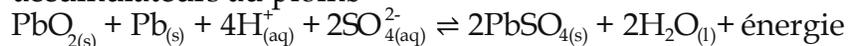


Dans les périodes de faible humidité, l'indicateur météo est bleu. En revanche, lorsque le taux d'humidité est élevé, les produits sont favorisés et l'indicateur est rose.

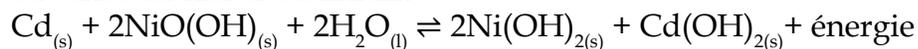
Recharge d'accumulateurs, de batteries et de piles

Les accumulateurs au plomb, les batteries au nickel-cadmium et les piles à combustible sont rechargés par l'ajout d'énergie électrique qui favorise la réaction inverse et produit plus de réactifs.

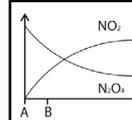
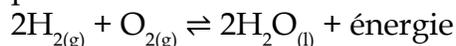
accumulateurs au plomb



batteries au nickel-cadmium



piles à combustible

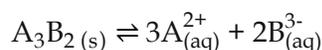


Annexe 16 : Constante du produit de solubilité du chlorure de plomb*

Introduction

Lorsqu'on ajoute un sel à faible solubilité dans l'eau, seulement quelques ions sont formés et la grande majorité du sel n'est pas dissous. Dans une solution saturée, le solide se dissocie en ions au même taux que les ions se regroupent pour former le solide. Il existe un équilibre dynamique entre le solide non dissous et les ions en solution. La concentration du solide non dissous demeure donc constante.

On peut utiliser la constante du produit de solubilité (K_{ps}) d'un sel pour déterminer la concentration des ions dans une solution saturée. Supposons, par exemple, qu'un sel A_3B_2 est dissous dans l'eau. Le solide est en équilibre avec les ions en solution.



L'expression de la constante d'équilibre de cette réaction serait la suivante :

$$K_{\text{éq}} = \frac{[A^{2+}]^3 [B^{3-}]^2}{[A_3B_2]}$$

Comme les solides ne sont pas inclus dans les expressions d'équilibre (leurs concentrations étant stables), la constante du produit de solubilité est calculée en utilisant seulement les concentrations des produits à l'équilibre et, puisque cette expression d'équilibre est associée à la dissolution d'un solide, on doit remplacer $K_{\text{éq}}$ par K_{ps} .

$$K_{ps} = [A^{2+}]^3 [B^{3-}]^2$$

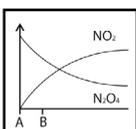
Pour calculer le produit de solubilité, les concentrations ioniques doivent toujours être indiquées en moles par litre (mol/L).

Comme c'est le cas des constantes d'équilibre, les constantes du produit de solubilité s'appliquent à une seule réaction à une température donnée puisque la solubilité d'un sel varie selon la température. Les substances avec une valeur de K_{ps} élevée sont plus solubles (plus d'ions en solution) tandis que les substances avec une valeur de K_{ps} moins élevée sont moins solubles (moins d'ions dissous). Pour cette activité de laboratoire, le sel étudié sera le chlorure de plomb(II) ($PbCl_2$).

Réaction à l'équilibre :



$$K_{ps} = [Pb^{2+}] [Cl^{-}]^2$$



Dans une représentation à l'échelle moléculaire d'une solution saturée de chlorure de plomb(II), il y aurait des morceaux de chlorure de plomb(II) non dissous au fond du bécher en équilibre avec des ions Pb^{2+} et Cl^- dissous, quoiqu'il y aurait deux fois plus d'ions Cl^- que d'ions Pb^{2+} .

Toute substance qui forme une solution saturée aura une K_{ps} . Cependant, pour les substances très solubles comme le NaCl , la valeur de cette constante est si élevée que ce concept est rarement utilisé. Pour les sels à faible solubilité, la K_{ps} est une valeur utile qui nous permet de prédire et de calculer la solubilité des substances dans une solution.

Pour cette expérience de laboratoire, tu vas d'abord préparer une solution saturée d'un sel à faible solubilité, le PbCl_2 . Tu détermineras ensuite la concentration des ions Pb^{2+} en les faisant réagir avec des ions iodure, I^- , pour former un précipité insoluble. Enfin, tu utiliseras la concentration des ions Pb^{2+} pour calculer la constante du produit de solubilité pour le PbCl_2 .

Avant de commencer l'activité de laboratoire, il est recommandé de visionner les animations suivantes pour observer la dissolution d'un sel et la formation d'un précipité à l'échelle moléculaire. Cela va t'aider à dessiner des représentations moléculaires pendant l'activité.

- **Dissolution du NaCl dans l'eau :**

- http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf

- **Réactions de précipitation :**

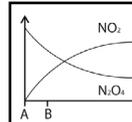
- http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/crm3s2_3.swf
(site en anglais)

Objectifs

- Déterminer le nombre de moles d'ions Pb^{2+} dans 100 mL d'une solution saturée de PbCl_2 .
- Convertir le nombre de moles d'ions Pb^{2+} dans 100 mL de solution en nombre de moles d'ions Pb^{2+} dans 1 L de solution.
- Calculer la constante du produit de solubilité pour le PbCl_2 .

Matériel

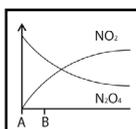
- balance électronique
- 2 béchers de 250 mL
- entonnoir et papier filtre
- support universel avec anneau
- plaque chauffante
- agitateur
- cylindre gradué de 100 mL
- solution de KI 0,5 mol/L
- solution saturée de PbCl_2
- eau distillée



Démarche

Attention! Les composés de plomb sont toxiques et causent une irritation de la peau. Il faut les manipuler avec prudence!

1. Mesure la masse du papier filtre et note l'information dans le tableau de données.
2. Place l'entonnoir muni d'un papier filtre sur l'anneau qui est fixé au support universel.
3. Dans un cylindre gradué de 100 mL, décante 100 mL de surnageant clair de la solution saturée de PbCl_2 . Évite de perturber les cristaux de PbCl_2 . Verse cette solution dans un bécher de 250 mL. Dessine une représentation moléculaire des composantes (ions et molécules) dans ce bécher.
4. Ajoute 20 mL d'une solution de KI 0,5 mol/L au bécher contenant la solution de PbCl_2 .
5. Dessine à nouveau une représentation moléculaire des composantes (ions et molécules) dans le bécher. Encerle les ions qui vont former un précipité. Écris aussi l'équation de la réaction chimique.
6. Écris l'équation ionique nette pour cette réaction et identifie les espèces qui réagissent ensemble. Quels sont les ions spectateurs?
7. Avec la plaque chauffante, chauffe la solution jusqu'à ébullition en remuant de temps à autre. Pourquoi chauffons-nous la solution?
8. Laisse la solution refroidir 5 minutes. Laisse tout solide qui s'est formé se déposer au fond du bécher.
9. Une fois le précipité déposé, fais passer le liquide à travers le filtre. Tente de conserver le plus de solide possible dans le bécher.
10. Rince le précipité trois fois avec de l'eau distillée et fais passer à travers le papier filtre. Pour le rinçage final, fais tourner le bécher et vide son contenu sur le papier filtre. Rince le bécher une dernière fois avec de l'eau et verse à nouveau le contenu sur le filtre.
11. Laisse de côté le filtrat et garde le papier filtre qui contient le précipité PbI_2 . Indique les ions et molécules qui se trouvent dans le filtrat. Pourquoi n'a-t-on pas besoin de cette solution?
12. Fais sécher le précipité à l'aide d'un fourneau de séchage ou en le laissant reposer jusqu'au lendemain. Pourquoi le précipité doit-il être séché?
13. Mesure la masse du papier filtre avec le précipité PbI_2 et note le résultat dans le tableau
14. Détermine la masse du précipité.



Données

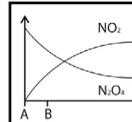
Masse du papier filtre et du précipité :
Masse du papier filtre :
Masse du précipité :

Analyse

- Écris l'équation équilibrée pour la réaction entre des solutions saturées de PbCl_2 et de KI .
- À l'aide des données recueillies, calcule le nombre de moles de chlorure de plomb(II) qui ont été formées.
- Combien de moles d'ions Pb^{2+} sont présentes dans chaque mole de précipité PbCl_2 ?
- Calcule la concentration en moles par litre d'ions Pb^{2+} pour la solution initiale (son volume était de 100 mL).
- Quelle était la concentration en ions Cl^- (en mol/L) de la solution initiale?
- Écris l'équation équilibrée pour la dissolution du PbCl_2 dans l'eau. Indique les états de la matière.
- Écris l'expression de la constante du produit de solubilité et calcule la constante du produit de solubilité pour le PbCl_2 à la température de la pièce (25 °C) à l'aide des concentrations calculées à partir des données recueillies. Pourquoi l'ion chlorure est-il au carré dans l'expression de la K_{ps} ?
- La valeur réelle de la K_{ps} à 25 °C est de $8,5 \times 10^{-9}$. Calcule le pourcentage d'erreur pour cette activité de laboratoire.

$$\% \text{ d'erreur} = \frac{\text{valeur expérimentale de la } K_{ps} - \text{valeur réelle de la } K_{ps}}{\text{valeur réelle de la } K_{ps}} \times 100 =$$

- La réaction a-t-elle réellement eu lieu à une température de 25 °C? Si elle s'était produite à une température inférieure à 25 °C, quelle serait l'incidence sur ton résultat (valeur de K_{ps})? Si la température était supérieure à 25 °C? Qu'arrive-t-il à la concentration des ions Pb^{2+} et Cl^- lorsque la température augmente? Qu'arriverait-il à la valeur de K_{ps} si la température augmentait?



10. Les valeurs de K_{ps} pour le $PbCl_2$ et le PbI_2 à 25 °C sont les suivantes :

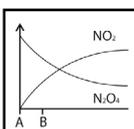
$$K_{ps} (PbCl_2) = 1,6 \times 10^{-5}$$

$$K_{ps} (PbI_2) = 7,1 \times 10^{-9}$$

Pourquoi l'ion I^- a-t-il été utilisé pour recueillir le Pb^{2+} ? Peux-tu nommer un ion qui aurait éliminé encore plus d'ions Pb^{2+} ? (Indice : consulte les valeurs de K_{ps} pour d'autres sels de plomb).

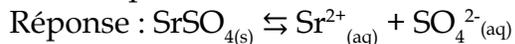
11. Qu'est-ce qui pourrait expliquer la différence entre la valeur expérimentale et la valeur réelle de la K_{ps} ? Comment pourrais-tu réduire l'erreur expérimentale?
12. La K_{ps} est importante puisqu'elle permet de calculer la concentration des ions dans une solution saturée. Calcule la concentration de l'ion Ag^+ dans une solution saturée de $AgCl$. La K_{ps} de l' $AgCl$ est $1,59 \times 10^{-10}$.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Solubility Product Constant of Lead(II) Chloride C12-4-13 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 30 décembre 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



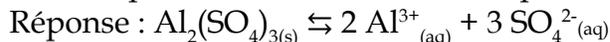
ANNEXE 17 : Résolution de problèmes

1. Écris l'expression de la constante du produit de solubilité pour SrSO_4 .



$$K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

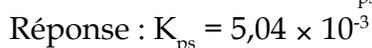
2. Écris l'expression de la constante du produit de solubilité pour $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.



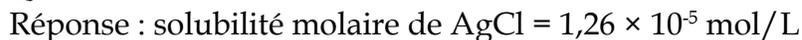
$$K_{ps} = [\text{Al}^{3+}]^2[\text{SO}_4^{2-}]^3$$

3. Un échantillon de $\text{Ba}(\text{OH})_{2(s)}$ est ajouté à de l'eau pure et est amené à l'état d'équilibre à 25°C. La concentration de Ba^{2+} est de 0,108 mol/L et celle de OH^- , 0,216 mol/L.

Quelle est la valeur de K_{ps} pour $\text{Ba}(\text{OH})_{2(s)}$?



4. Quelle est la solubilité molaire d'une solution saturée de AgCl ? $K_{ps} = 1,6 \times 10^{-10}$

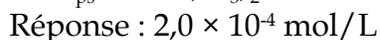


5. Quelles sont les concentrations à l'équilibre de Ca^{2+} et de OH^- dans une solution saturée de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, si la valeur de K_{ps} est de $1,3 \times 10^{-6}$?



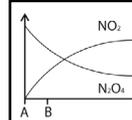
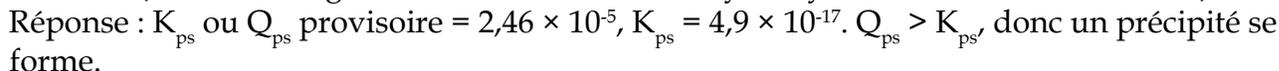
6. Calcule la solubilité molaire de $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ dans une solution de NaIO_3 à 0,060 mol/L.

La K_{ps} de $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ est de $7,1 \times 10^{-7}$.



Question complémentaire :

7. Est-ce qu'un précipité se forme quand 1,0 L d'une solution de chlorure de fer(III) à 0,150 mol/L est mélangé à 2,0 L d'une solution d'hydroxyde de sodium à 0,0333 mol/L?



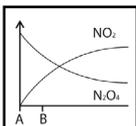
ANNEXE 18 : Autoévaluation de l'apprentissage par groupes d'experts

Coche aux bons endroits.

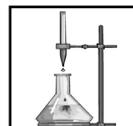
		facilement	assez bien	avec difficulté
au sein de mon groupe d'experts	J'ai bien compris mon rôle au sein de mon groupe d'experts.			
	J'ai entrepris une préparation personnelle (entre autres lecture) avant la discussion en groupe d'experts.			
	J'ai été attentif à ce que disaient les autres experts et je n'ai pas interrompu inutilement les membres de mon groupe.			
	J'ai encouragé la participation des autres experts par mon attitude positive et respectueuse.			
	J'ai moi-même contribué positivement à la discussion en apportant de nouvelles idées, des suggestions, des clarifications, etc.			
	J'ai bien saisi et pris en note les renseignements clés de la discussion afin de les partager avec ma famille.			
au sein de ma famille	J'ai bien compris mon rôle au sein de ma famille.			
	J'ai écouté attentivement les rapports faits au sein de ma famille et j'ai demandé des précisions au besoin.			
	J'ai pris en note les renseignements clés issus des rapports faits au sein de ma famille.			
	J'ai rapporté fidèlement et efficacement les renseignements clés recueillis au sein de mon groupe d'experts.			
en plénière	J'ai écouté attentivement les renseignements clés ressortis par l'enseignant après le partage en famille.			
	J'ai posé des questions lorsque j'avais du mal à saisir des renseignements cruciaux.			

De façon générale, je pense que la technique des groupes d'experts :
 _____ m'a aidé à bien apprendre les concepts clés;
 _____ ne m'a pas aidé à bien apprendre les concepts clés.

Explique ta réponse :



LES ACIDES ET LES BASES

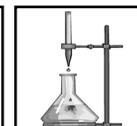


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves poursuivront leur étude des acides et des bases, sujet qu'ils ont abordé au premier regroupement. Ils étudieront les théories des acides et des bases, le pH, l'équilibre des réactions acido-basiques et la différence entre les acides forts et faibles.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En sciences de 10^e année, les élèves ont appris à classer les acides et les bases en fonction de leurs caractéristiques. Ils se sont penchés, entre autres sur la définition du pH, sur l'importance du tableau des pH et sur l'utilisation des indicateurs pour distinguer les solutions acides des solutions basiques, en plus de mesurer le pH de certaines solutions. Ils ont aussi étudié les réactions de neutralisation. En chimie de 11^e année, les élèves ont appris la différence entre une solution diluée et une solution concentrée. Dans l'unité sur les réactions en solution aqueuse, C12-1-03, les élèves ont étudié la nomenclature des acides et des bases, et les bases et acides forts. Les constantes d'équilibre ont été étudiées au regroupement 4.

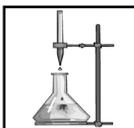


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

Afin de faciliter la présentation des renseignements et des stratégies d'enseignement et d'évaluation, les RAS de ce regroupement ont été disposés en blocs d'enseignement. Il est à souligner que, tout comme le regroupement lui-même, les blocs d'enseignement ne sont que des pistes suggérées pour le déroulement du cours de chimie. L'enseignant peut choisir de structurer son cours et ses leçons en privilégiant une autre approche. Les élèves doivent cependant réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 12^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 12^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent être enseignés pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	Les théories pour les acides et les bases	C12-5-01, C12-5-02, C12-0-C1	2 h
Bloc B	Le pH	C12-5-03, C12-5-04, C12-5-05, C12-5-06 C12-0-C1, C12-0-S7, C12-0-S9	3 h
Bloc C	L'équilibre des acides et des bases	C12-5-07, C12-5-08, C12-5-09, C12-0-C1,	5 h
Bloc D	La détermination de la concentration	C12-5-10, C12-5-11, C12-0-C1, C12-0-S1, C12-0-S5, C12-0-S6, C12-0-S8	4 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			15h à 16 h



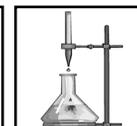
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

Vous trouverez ci-dessous une liste de ressources éducatives qui se prêtent bien à ce regroupement. Il est possible de se procurer la plupart de ces ressources à la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) ou de les commander auprès du Centre de ressources d'apprentissage du Manitoba (CRA).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97382)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97383)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 98878)
- [R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 91609)
- FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)
- HILL, John W. et al. *Chimie générale*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96139)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 97715)
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CRA 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR. *La sécurité en sciences de la nature : Un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015. (DREF P.D. 372.35.5446, CRA 98839)



- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91610)
- SHAKHASHIRI, Bassam Z, *Chimical demonstrations: A handbook for teachers of chemistry*, Madison, Wisconsin, University of Wisconsin Press, 1983

AUTRES IMPRIMÉS

L'Actualité, Éditions Rogers Media, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 20 fois l'an; articles d'actualité canadienne et internationale]

Ça m'intéresse, Prisma Presse, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; beaucoup de contenu STSE; excellentes illustrations]

Découvrir : la revue de la recherche, Association francophone pour le savoir, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE [revue bimestrielle de vulgarisation scientifique; recherches canadiennes]

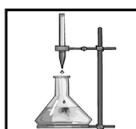
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

- [R] *Québec Science*, La Revue Québec Science, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 10 fois l'an]

- [R] *Science et vie junior*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; excellente présentation de divers dossiers scientifiques; explications logiques avec beaucoup de diagrammes]

- [R] *Science et vie*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; articles plus techniques]

Sciences et avenir, La Revue Sciences et avenir, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; articles détaillés]

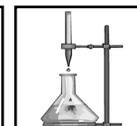


DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)

SITES WEB

- Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 9 novembre 2013). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]
- [R] *La chimie.net*. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 10 juillet 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]
- [R] *Échelle de pH*. <https://phet.colorado.edu/fr/simulation/ph-scale> (consulté le 31 décembre 2014). [animation]
- [R] *Mesure de pH* (consulté le 31 décembre 2014). [animation eduMedia sur la mesure du pH - accessible gratuitement à partir du site de la DREF (www.dref.mb.ca)]
- [R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com/> (consulté le 25 avril 2013). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]
- [R] *Solutions acido-basiques*. <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions> (consulté le 31 décembre 2014). [simulation interactive permettant d'étudier la différence entre les acides forts et faibles]
- Solutions of acid, base and salt*. http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/acidbasepH/ph_meter.html (consulté le 31 décembre 2014). [animation permettant de tester le pH d'une variété de solutions (site en anglais)]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

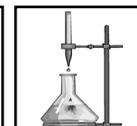
L'élève sera apte à :

- C12-5-01** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des théories des acides et des bases,
entre autres Arrhenius, Bronsted-Lowry, Lewis;
RAG : A1, A2, A4, D3
- C12-5-02** rédiger les équations chimiques équilibrées pour des réactions acido-basiques,
entre autres les couples acide-base conjugués, le comportement amphotère;
RAG : D3
- C12-5-03** lier les concentrations d'ions hydronium aux ions hydroxyde dans l'eau,
entre autres le produit ionique de l'eau K_w ;
RAG : D3
- C12-5-04** mener une activité visant à formuler une définition opérationnelle du pH;
RAG : C2
- C12-5-05** décrire comment la couleur d'un indicateur acido-basique peut changer selon le principe de Le Chatelier;
RAG : D3
- C12-5-06** résoudre des problèmes impliquant le pH;
RAG : D3
- C12-5-07** distinguer les acides/bases forts des acides/bases faibles,
entre autres électrolytes et non électrolytes;
RAG : D3
- C12-5-08** donner l'expression de l'état d'équilibre (K_a ou K_b) à partir d'une équation chimique équilibrée;
RAG : D3
- C12-5-09** utiliser K_a ou K_b pour résoudre des problèmes impliquant le pH, le pourcentage de dissociation et la concentration;
RAG : D3
- C12-5-10** déterminer de façon expérimentale la concentration d'une base ou d'un acide inconnu à l'aide d'une base ou d'un acide standard;
RAG : C2



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C12-5-11** déterminer, d'après la formule donnée, si une solution aqueuse d'un composé ionique donné sera acide, basique ou neutre.
RAG : D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

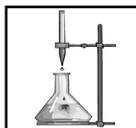
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

Étude scientifique

- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres connaître et prendre les précautions nécessaires à la sécurité, être au courant du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) savoir utiliser l'équipement d'urgence;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et utiliser l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2

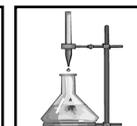


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
*par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias,
des logiciels, des sondes;*
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude en utilisant des unités du Système
international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en
expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de
données,
entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage
d'erreur;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données,
entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres
explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;
RAG : C2, C5, C8

Recherche et communication

- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements,
*par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence,
l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C12-0-R4 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

C12-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C12-0-G2 susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7

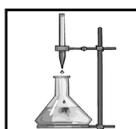
C12-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

C12-0-N1 expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2

C12-0-N2 décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4

C12-0-N3 décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : C4, C5



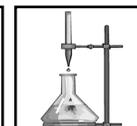
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T2** expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2

Attitudes

- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie;
RAG : C2, C5
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprits scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les professions et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4
- C12-0-A4** se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B4, B5



Bloc A : Les théories pour les acides et les bases

L'élève sera apte à :

- C12-5-01** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des théories des acides et des bases,
entre autres Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis;
RAG : A1, A2, A4, D3
- C12-5-02** rédiger les équations chimiques équilibrées pour des réactions acido-basiques,
entre autres les couples acide base conjugués, le comportement amphotère;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots.
RAG : D3

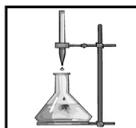
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Évaluation des connaissances antérieures

Vérifier la compréhension des notions antérieures sur les acides et les bases et faire une récapitulation au besoin. Pour faire appel aux connaissances antérieures des élèves, utiliser des stratégies telles que les organigrammes, le tableau des connaissances, « Pense, Trouve un partenaire, Discute » et « LIEN » (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9).

En sciences de 10^e année, les élèves ont appris à classer les acides et les bases en fonction de leurs caractéristiques (résultat d'apprentissage S2-2-08), par exemple, l'acide chlorhydrique, l'acide sulfurique, l'acide nitrique, l'hydroxyde de sodium et l'hydroxyde de calcium. En 11^e année, leur seule expérience avec les acides s'est effectuée dans l'unité de chimie organique où ils ont étudié des acides organiques tels que l'acide formique et l'acide acétique.



Les questions suivantes pourraient servir à favoriser la discussion :

- Pouvez-vous nommer un acide? Une base?
- Quelle est la différence entre un acide et une base?
- Les acides et les bases sont-ils toujours des substances dangereuses?
- Qu'arriverait-il si on mélangeait un acide avec une base?

En faisant une révision, inclure des exemples d'acides et de bases que les élèves connaissent bien. Parmi les acides courants, mentionnons l'acide lactique dans le lait sûr, l'acide butyrique dans le beurre rance, l'acide citrique dans les fruits citrins, l'acide ascorbique sous forme de vitamine C et l'acide acétylsalicylique (AAS) dans les comprimés d'aspirine. Pour ce qui est des bases, on peut penser aux produits d'entretien ménager contenant de l'ammoniaque ou à l'hydroxyde de sodium employé pour nettoyer les fours.

OU

Inviter les élèves à travailler avec un partenaire afin d'effectuer l'exercice de @ l'annexe 1. Distribuer la feuille A à l'un des élèves et la feuille B à l'autre. Chaque élève travaille individuellement et tente de répondre aux questions sur sa feuille. Ensuite, l'élève qui a reçu la feuille A pose les questions qui figurent sur sa feuille à son partenaire et note les réponses de ce dernier. L'élève qui a reçu la feuille B pose ensuite les questions qui figurent sur sa feuille à son partenaire et note les réponses. Demander aux élèves d'arriver à un consensus sur leurs réponses, puis d'examiner les questions avec l'ensemble des élèves.

En quête

Enseignement direct - l'évolution des théories des acides et des bases

Présenter aux élèves les théories des acides et des bases (voir *Chimie 12*, p. 379-382, *Chimie 12 STSE*, p. 492-497 ou *Chimie 11-12*, p. 733-735). Les définitions successives d'un acide sont devenues de moins en moins restrictives. On en est finalement arrivé à la définition de Lewis (aussi représentée par le diagramme de Lewis) qui est si générale que toute réaction où il y a transfert de deux électrons devient une réaction acido-basique.

A. Svante Arrhenius (1859-1927) a été le premier chimiste à contribuer à la compréhension des acides et des bases. La formule qu'il a proposée est celle-ci :

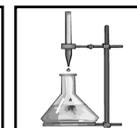
Acide : désigne toute substance qui se dissocie pour produire des ions hydrogène (H⁺) lorsqu'elle est en solution aqueuse.

Ex. : acide chlorhydrique

$$\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-_{(aq)}$$

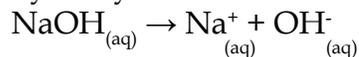
Ex. : acide nitrique

$$\text{HNO}_{3(aq)} \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_{3(aq)}^-$$

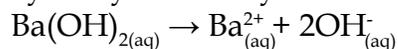


Base : désigne toute substance qui se dissout pour produire des ions hydroxyde (OH⁻) lorsqu'elle est en solution aqueuse.

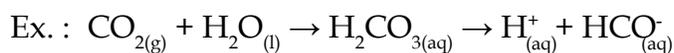
Ex. : hydroxyde de sodium



Ex. : hydroxyde de baryum



Quelques espèces à part (des « trouble-fête ») comme le dioxyde de carbone (qui n'a pas d'atome d'hydrogène) et l'ammoniac (qui est dépourvu d'ions hydroxyde) réagissent d'abord avec l'eau, comme l'a expliqué Arrhenius :

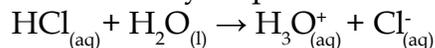


B. Johannes Brønsted (1879-1947) et Thomas Lowry (1874-1936) ont proposé simultanément une nouvelle théorie, appelée en général la théorie de Brønsted ou de Brønsted-Lowry. Cette théorie établit un lien entre les caractéristiques acido-basiques et le transfert de protons, un processus qui comprend plus de réactions que la définition précédente des acides et des bases par Arrhenius. Selon cette définition, des substances comme CO₂(g) peuvent maintenant être considérées clairement comme des acides, selon la réaction suivante :

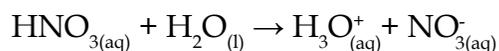


Acides : les acides sont des substances qui augmentent la concentration d'ions hydronium (H₃O⁺) et sont donc des donneurs de protons.

Ex. : acide chlorhydrique

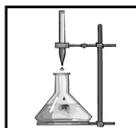


Ex. : acide nitrique

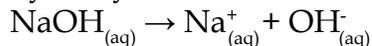


Lorsqu'une substance comme HCl, HNO₃, CH₃COOH, CO₂ ou H₂SO₄ est ajoutée à l'eau, la concentration d'ions hydronium augmente, donc ce sont des acides.

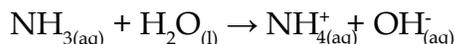
Bases : les bases sont des substances qui augmentent la concentration d'ions hydroxyde (OH⁻). Ce sont donc des accepteurs de protons.



Ex. : hydroxyde de sodium

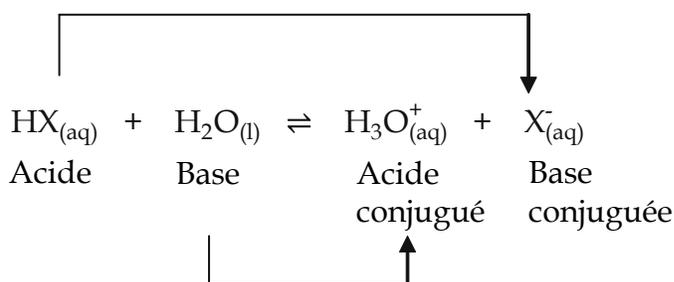


Ex. : ammoniac



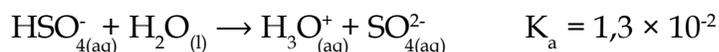
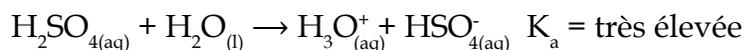
Lorsqu'une substance comme NaOH, Ca(OH)₂, CaO, MgO ou NH₃ est ajoutée à l'eau, la concentration d'ions hydroxyde augmente, donc ce sont des bases.

Dans toute réaction acido-basique, un couple acide-base conjugués est formé.



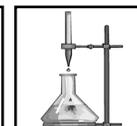
Des substances telles que l'eau, qui peut agir tant comme acide que comme base, sont dites amphotères.

Les acides sont classés selon le nombre d'ions hydrogène disponibles (à donner). Les monoacides ont un seul ion hydrogène à donner, tandis que les polyacides en ont deux ou plus. Tous les polyacides donnent un ion hydrogène à la fois. En regardant le tableau des constantes d'acidité (K_a) d'un acide, on voit qu'un diacide comme l'acide sulfurique aura deux valeurs de K_a pour chaque dissociation.



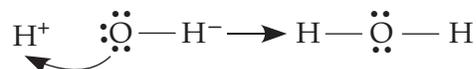
La définition de Brønsted est la plus utile en chimie de 12^e année et devrait être la définition la plus utilisée. La prochaine définition (ci-dessous) est fondée sur le transfert d'électrons et peut devenir passablement complexe.

C. En 1932, G.N. Lewis propose sa définition d'acide et de base. Selon lui, une base est une substance qui peut donner une paire d'électrons, et un acide est une substance qui peut accepter une paire d'électrons.



L'importance du concept de Lewis est qu'il a une portée plus générale que les autres définitions. Les réactions acido-basiques de Lewis englobent un grand nombre de réactions auxquelles la définition de Brønsted-Lowry ne s'appliquerait pas.

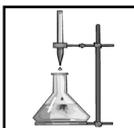
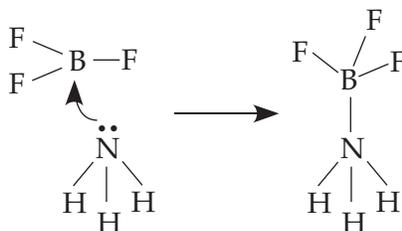
Lewis soutient que l'ion H^+ capte (accepte) une paire d'électrons libérés par l'ion OH^- pour former une nouvelle liaison covalente. Ainsi, toute substance qui peut accepter une paire d'électrons est un acide de Lewis.



Les deux électrons qui sont passés dans la nouvelle liaison covalente proviennent de l'ion OH^- . Comme c'est une substance qui peut donner une paire d'électrons, l'ion OH^- est considéré comme une base de Lewis.

La théorie acide-base de Lewis ne touche pas les substances que nous avons appelées précédemment les bases de Brønsted, parce que toute base de Brønsted doit avoir un doublet (une paire d'électrons) non liant pour accepter un proton.

Cependant, cette théorie élargit considérablement la catégorie que nous avons appelée précédemment les acides de Brønsted. Tout composé qui possède au moins une orbitale libre dans la couche de valence peut maintenant agir comme acide! Cette théorie explique pourquoi BF_3 réagit instantanément avec NH_3 . Les électrons non liants de l'atome d'azote (N) de l'ammoniac sont donnés dans une orbite vide de l'atome de bore pour former une liaison covalente, comme on peut le voir ci-dessous.



Démonstration

Demander aux élèves de décrire la sensation ressentie lorsqu'ils touchent le savon au moment de se laver les mains (glissant). Puis, leur montrer que lorsqu'un papier de tournesol touche à un pain de savon humide, il vire au bleu.

Activité – représentations particulières

Proposer aux élèves de couper des bouts de papier pour représenter les atomes d'hydrogène, d'oxygène et de chlore dans la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau. Les inviter à utiliser des punaises pour fixer les bouts de papier à un tableau d'affichage ou au babillard, puis à prendre physiquement l'ion H^+ de HCl pour le transférer à l' H_2O afin de former H_3O^+ et Cl.

Inviter les élèves à faire une recherche et à expliquer la signification de plusieurs préfixes et de mots clés en français qui sont utilisés dans le présent résultat d'apprentissage : mono- , di- , tri- , poly- , conjugué, polyacide.

Les acides aminés et les protéines sont des substances amphotères, puisqu'elles contiennent un groupe amine basique ($-NH_2$) et un groupe carboxyle acide ($-COOH$). Il n'est donc pas étonnant de trouver des tendances dans les propriétés amphotères des oxydes métalliques et non métalliques dans le tableau périodique.

Groupe 5A (15)

Comme les éléments ont **de plus en plus** les propriétés métalliques à mesure qu'on descend dans un groupe, leurs oxydes deviennent plus basiques.

Ex. : du moins basique (plus acide), N_2O_5 ,
au plus basique, Bi_2O_3

Période 3

À mesure que les éléments deviennent **moins** métalliques de gauche à droite de la période, leurs oxydes deviennent **moins** basiques.

Ex. : du plus basique (moins acide), Na_2O ,
au moins basique, Cl_2O_7

En fin

Inviter les élèves à utiliser le procédé tripartite pour représenter chacune des théories sur les acides et les bases (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9).



Stratégies d'évaluation suggérées

1

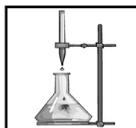
Inviter les élèves à identifier des couples acide-base conjugués dans une réaction donnée. Ils devraient aussi pouvoir écrire les équations de l'ionisation des ions hydrogène pour les polyacides.

2

Inviter les élèves à mener un débat sur les théories des acides et des bases d'Arrhenius et de Brønsted-Lowry. Un élève pourrait défendre la théorie d'Arrhenius, et l'autre, la théorie de Brønsted-Lowry.

3

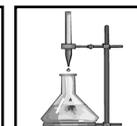
Proposer aux élèves d'élaborer un schéma conceptuel en utilisant les termes suivants : solutions acides, acides, bases, théorie d'Arrhenius, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} > 7$, théorie de Brønsted-Lowry, théorie de Lewis, couples d'électrons, accepte, donne/libère (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.11).



Bloc B : Le pH

L'élève sera apte à :

- C12-5-03** lier les concentrations d'ions hydronium aux ions hydroxyde dans l'eau, entre autres le produit ionique de l'eau K_w ;
RAG : D3
- C12-5-04** mener une activité visant à formuler une définition opérationnelle du pH;
RAG : C2
- C12-5-05** décrire comment la couleur d'un indicateur acido-basique peut changer selon le principe de Le Chatelier;
RAG : D3
- C12-5-06** résoudre des problèmes sur le pH;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction.
RAG : C2, C5, C8



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

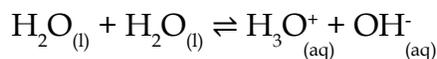
Poser les questions suivantes aux élèves afin de vérifier leurs connaissances antérieures sur le concept du pH :

- Que signifie le terme pH?
- Quelle est la différence entre le pH chez les acides et les bases?

En 10^e année, les élèves ont appris à classer les acides et les bases selon leurs propriétés caractéristiques. Ils ont notamment discuté de la définition du pH, de l'importance du tableau des pH et de l'utilisation des indicateurs pour distinguer les solutions acides des solutions basiques.

En quête**Enseignement direct – le produit ionique de l'eau**

Présenter le concept de produit ionique de l'eau aux élèves (voir *Chimie 12*, p. 388-390, *Chimie 12 STSE*, p. 498-500 ou *Chimie 11-12*, p. 713-716). Leur rappeler que l'eau peut agir comme un acide ou une base. Dans l'eau pure, certaines molécules d'eau vont se dissocier pour former des ions, mais l'ionisation de l'eau pure est plutôt faible. De fait, il n'y a que deux molécules d'eau sur un milliard qui s'ionisent dans l'eau pure.



Puisque des ions H_3O^+ et OH^- sont présents, on peut voir pourquoi l'eau peut avoir un effet sur les acides ainsi que les bases. On peut représenter l'expression de cette équation à l'équilibre comme suit :

$$K_{\text{éq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{1} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

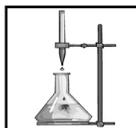
La concentration de H_2O , $[\text{H}_2\text{O}]$, est égale à 1, puisque tous les liquides ou solides à l'état pur ont une concentration constante. On utilise l'expression K_e pour représenter ce produit ionique.

Dans l'eau pure, la concentration de H_3O^+ et celle de OH^- mesurées expérimentalement à 25°C sont de 1×10^{-7} mol/L. En insérant ces valeurs dans l'expression :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

on obtient :

$$K_e = [1 \times 10^{-7}][1 \times 10^{-7}] = 1 \times 10^{-14}$$



Activité de laboratoire

Proposer aux élèves une activité visant à élaborer une définition opérationnelle du pH (voir *Chimie 11*, p. 390 et 391, @ l'annexe 2 ou @ l'annexe 3). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 4.

Enseignement direct - le pH

Présenter le concept de pH aux élèves (voir *Chimie 12*, p. 390-393, *Chimie 12 STSE*, p. 500-502 ou *Chimie 11-12*, p. 238-244).

Toutes les solutions aqueuses (dans l'eau) sont neutres, acides ou basiques.

- Une solution neutre est obtenue quand la concentration des ions hydronium est égale à la concentration d'ions hydroxyde : $[H_3O^+] = [OH^-]$
- Une solution acide est obtenue quand la concentration des ions hydronium est supérieure à la concentration d'ions hydroxyde : $[H_3O^+] > [OH^-]$
- Une solution basique est obtenue quand la concentration des ions hydronium est inférieure à la concentration d'ions hydroxyde : $[H_3O^+] < [OH^-]$

La plupart des concentrations d'ions hydronium sont très faibles (c.-à-d. 4×10^{-8} mol/L ou 0,000 000 04 mol/L) d'où la proposition de *potentiel d'hydrogène, l'échelle de pH* par Søren P. Sørensen.

Le pH et la concentration réels sont calculés par :

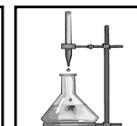
$$pH = -\log [H_3O^+] \quad (\text{tous dans la base } 10)$$

de même,

$$\text{le } pOH = -\log [OH^-] \quad (\text{tous dans la base } 10)$$

ce qui donne, ensemble :

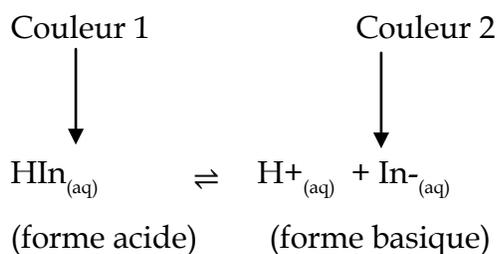
$$pH + pOH = 14$$



Enseignement direct – les indicateurs

Expliquer aux élèves que les indicateurs sont des acides organiques faibles qui changent de couleur lorsque la concentration des ions hydronium ou hydroxyde est modifiée. Les indicateurs changent de couleur à l'intérieur d'une gamme ou d'un intervalle de pH précis. Le principe de Le Chatelier peut nous aider à expliquer ce changement de couleur.

En 10^e année, les élèves ont utilisé le papier de tournesol, le bleu de bromothymol et la phénolphthaléine pour tester le pH d'un certain nombre de solutions. Dans les textes de référence utilisés, on mentionne qu'il existe beaucoup de substances qui peuvent servir d'indicateurs. Un tableau est fourni à l'annexe 5.



La présence d'un acide augmente la concentration d'ions hydrogène, provoquant ainsi le virage de la couleur 2 à la couleur 1. La présence d'une base diminue la concentration en ions hydrogène, et la couleur 1 fait place à la couleur 2.

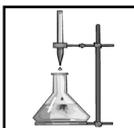
Les intervalles ou gammes de virage sont souvent d'environ 2 unités de pH, bien que plusieurs soient plus petits. L'œil humain réagit plus rapidement à certaines teintes plutôt qu'à d'autres, et certaines substances sont naturellement d'une coloration plus intense que d'autres, même à une concentration égale.

Il est important de savoir qu'une variation de pH de 2 unités est habituellement nécessaire pour produire un changement de couleur visible d'un indicateur de neutralisation. En outre, la gamme de pH nécessaire pour produire un point de fin visible dans la couleur type de l'indicateur (la solution **perd** sa couleur ou **devient** colorée) est régie dans une certaine mesure par la concentration de l'indicateur, mais ce n'est pas le cas pour un indicateur qui peut prendre deux couleurs différentes.

Projets de recherche

Proposer aux élèves de faire une recherche sur un des thèmes suivants :

- papier contenant acide et papier sans acide
- les acides en cuisine
- la vie de Sören Sørensen (échelle du pH) ou d'Arnold Beckman (pH-mètre)
- produits ayant un pH précis comme les shampoings et les antiacides
- plantes qui poussent en sol acide et celles qui préfèrent les sols basiques (alcalins)



Démonstrations

Il existe littéralement des centaines de démonstrations où l'on observe des variations de couleur. L'école peut se procurer une série de quatre livres de Bassam Z. Shakhashiri, *Chemical Demonstrations*, qui constituent d'excellentes ressources pour l'enseignant qui veut faire des démonstrations en classe. Un volume de cette série est dédié en totalité aux variations de couleur en chimie et présente des façons de procéder pour faire des démonstrations. Voici de courtes descriptions de quelques démonstrations :

- **Le tube arc-en-ciel**

Remplir un tube en verre d'une solution d'indicateur universel. Placer un bouchon à chaque extrémité. Ajouter deux gouttes de HCl à une extrémité du tube et deux gouttes de NaOH à l'autre. Utiliser des solutions de HCl et de NaOH à des concentrations égales. Inverser le tube plusieurs fois et observer le spectre de couleurs dans le tube.

- **Tube de glace sèche**

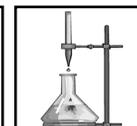
Il s'agit de la même démonstration que la précédente, sauf qu'on place de la glace sèche dans un cylindre gradué de 1000 mL contenant un indicateur universel légèrement basique. À mesure que le CO₂ barbote dans la solution, il forme de l'acide carbonique et le pH s'acidifie graduellement.

- **Démonstration du lait de magnésie**

Ajouter 50 mL de lait de magnésie à un bécher et quelques gouttes d'un indicateur universel. Utiliser un bâtonnet magnétique pour mélanger la solution. Ajouter 50 ml d'une solution à 0,5 mol/L d'acide chlorhydrique. La couleur change à mesure que la solution s'acidifie, et elle revient à sa couleur initiale à mesure que la solution saline tamponnée dans le lait de magnésie fait monter le pH à nouveau.

- **La palette arc-en-ciel**

Avant le laboratoire, placer une série de sept combinaisons d'indicateurs dans sept verres vides. Ajouter une solution acide claire à chaque verre pour faire apparaître les couleurs suivantes : rouge, orange, jaune, vert, bleu, indigo et, finalement, violet.



Animations

Inviter les élèves à visionner une animation en ligne ou faire une activité virtuelle qui représente la mesure du pH.

- Mesure de pH, eduMedia (accessible gratuitement à partir du site de la DREF)
- Échelle de pH : <https://phet.colorado.edu/fr/simulation/ph-scale>
- Chem 178L Experiment Acids & Bases pH meter «pH Measurements of Acids & Bases» : <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animationsindex.htm> (site en anglais)

En fin

Inviter les élèves à rédiger une définition opérationnelle de pH dans leur journal ou carnet scientifique. Leur demander de comparer l'acidité d'une solution dont le pH = 1 à une solution d'un pH = 3. À partir de cette comparaison, ils devraient pouvoir expliquer la nature exponentielle de l'échelle du pH.

En plus

Montrer aux élèves comment choisir un indicateur d'après une courbe de titrage.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

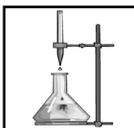
Demander aux élèves de résoudre les problèmes en utilisant le pH, la $[H_3O^+]$ ou la $[OH^-]$ pour calculer la concentration de l'acide ou de la base du couple.

2

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des @ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

3

L'évaluation des activités de laboratoire peut se faire au moyen de rapports de laboratoire formels (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38).



Bloc C : L'équilibre des acides et des bases

L'élève sera apte à :

- C12-5-07** distinguer les acides/bases forts des acides/bases faibles, entre autres électrolytes et non-électrolytes;
RAG : D3
- C12-5-08** donner l'expression de l'état d'équilibre (K_a ou K_b) à partir d'une équation chimique équilibrée;
RAG : D3
- C12-5-09** utiliser K_a ou K_b pour résoudre des problèmes sur le pH, le pourcentage de dissociation et les concentrations;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots.
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggérées

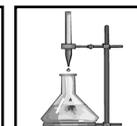
En tête

Faire une démonstration pour mettre en évidence la différence entre les électrolytes et les non-électrolytes au moyen d'un conductimètre qui mesure la conductivité électrique avec de l'eau distillée, une solution d'eau salée, une solution d'eau sucrée et de l'eau du robinet.

Avec l'eau distillée, l'ampoule ne s'allume pas. Après avoir dissous une petite quantité de cristaux de sel, l'ampoule émet un peu de lumière. Cette lumière s'intensifie plus on dissout de sel.

Dans le regroupement 1, les élèves ont étudié la nomenclature des acides et des bases et les bases et acides forts (C12-1-03).

Rappeler aux élèves que les constantes d'équilibre ont été étudiées dans le regroupement 4 en tant qu'indicateurs de l'état d'avancement d'une réaction. Le présent résultat d'apprentissage s'appuie sur ces connaissances pour expliquer la différence entre des bases et acides faibles et des bases et acides forts.



Tester la conductivité électrique de solutions aqueuses à 0,1 mol/L d'acide chlorhydrique et d'acide acétique à l'aide d'un conductimètre. Faire observer aux élèves que le filament brille avec les deux solutions, mais que l'échantillon d'acide chlorhydrique le fait briller davantage en raison de son taux de dissociation qui voisine les 100 % (c'est un acide fort) et du fait que le nombre d'ions libres formés est plus grand.

En quête

Activité pratique - acides forts et faibles

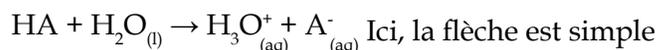
Inviter les élèves à étudier la différence entre les acides forts et faibles en effectuant l'activité de @ l'annexe 6 ou la simulation interactive Solutions acido-basiques sur le site <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions>.

Enseignement direct

Expliquer aux élèves que la force des acides et des bases peut varier grandement.

Acides forts

En général, un acide fort (HA) se dissocie totalement et sa constante d'équilibre (K_{eq}) est très élevée. Cela signifie qu'à la fin de la réaction, il n'y a que des produits, l'acide fort initial ayant presque ou complètement disparu.



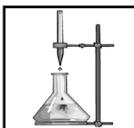
Généralement, les chimistes n'écrivent pas l'expression de l'équilibre des bases et des acides forts parce qu'il n'y a pas d'équilibre, essentiellement. Si on voulait l'écrire, l'expression d'équilibre ressemblerait à ceci :

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

En chimie de 11^e année, les élèves ont appris la différence entre une solution diluée (p. ex. 0,0010 mol/L) et une solution concentrée (p. ex. 11,2 mol/L). Maintenant, ils apprendront à faire la distinction entre « fort » et « faible ». Bien entendu, on peut avoir une solution diluée d'un acide fort (p. ex. 0,0010 mol/L d'acide sulfurique) ou une solution concentrée d'un acide faible (p. ex. 17,4 mol/L d'acide acétique).

À l'équilibre, la constante d'équilibre K_{eq} est très élevée; $K_{\text{eq}} > 1$

Dans l'exemple d'un acide fort comme l'acide chlorhydrique, il n'y a pratiquement aucune molécule de HCl dans la solution aqueuse de l'acide. K_{eq} = très élevée pour HCl.



Parmi les autres exemples d'acides forts, mentionnons HClO_4 (acide perchlorique), HI (acide iodhydrique), HBr (acide bromhydrique) et H_2SO_4 (acide sulfurique).

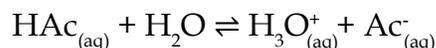
Bases fortes

Une base forte est une substance qui se dissocie complètement en ions.

Comme exemples de bases fortes, citons NaOH (hydroxyde de sodium), KOH (hydroxyde de potassium), LiOH (hydroxyde de lithium), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (hydroxyde de calcium), RbOH (hydroxyde de rubidium) et $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (hydroxyde de baryum).

Acides faibles

Les acides faibles ne se dissocient que très peu en ions.

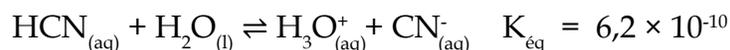


La flèche dans les deux sens indique une réaction réversible.

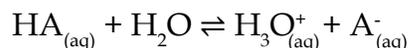
Dans ce cas, il y a très peu de produit formé, c.-à-d. que la réaction inverse est favorisée, et K_{eq} est très faible :

$$K_{\text{eq}} < 1$$

Prenons l'exemple de HCN :



Ces expressions d'équilibre peuvent être simplifiées puisque la concentration de l'eau est très élevée comparativement à la concentration de l'acide, ce qui donne :



$$K_{\text{a}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

où K_{a} est appelée la constante de dissociation acide.

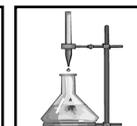
Dans les deux cas, acides forts et bases fortes, la réaction est tellement portée vers la droite qu'il ne reste pratiquement aucun réactif; par conséquent, il n'y a pas d'état d'équilibre.

Pour les bases et les acides forts, il n'y a qu'une flèche vers la droite, ce qui indique qu'il n'y a pas de réaction inverse.

Une solution à 0,50 mol/L de HCl produira $[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,50$ mol/L.

Une solution 0,50 mol/L de NaOH donnera $[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0,50$ mol/L.

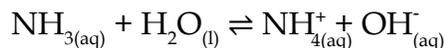
La valeur de K_{a} ou de K_{b} dans le cas d'une base fournit une mesure de la force relative d'un acide ou d'une base.



Bases faibles

Les bases faibles ne se dissocient que très peu en ions.

L'ammoniac représente une base faible importante.



L'expression d'équilibre s'écrit comme suit :

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

Tout comme pour un acide faible, cette expression d'équilibre peut être simplifiée puisque le rapport entre la quantité d'eau et la concentration de la base est très élevé, d'où l'expression suivante :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Autres exemples de bases faibles : $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ (aniline ou benzénamine), CH_3NH_2 (méthylamine ou aminométhane) et $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ (pyridine).

Ⓜ L'annexe 7 comprend un tableau des valeurs de K_a pour les acides. Plus cette valeur est élevée, plus l'acide est fort et plus il a tendance à libérer des ions H^+ (H_3O^+) dans la solution. En suivant le même raisonnement, les espèces de l'autre côté de la flèche sont des bases, lesquelles ont tendance à capter les ions H^+ (H_3O^+). Si les acides les plus forts sont dans le coin supérieur gauche, alors les bases les plus fortes doivent se trouver dans le coin inférieur droit. L'ion amide (NH^-) est donc la base la plus forte, suivie de près par l'ion oxyde (O^{2-}).

Résumé

Acides

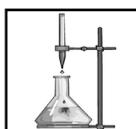
Acide fort \Rightarrow % de dissociation supérieur \Rightarrow $[\text{H}_3\text{O}^+]$ supérieure \Rightarrow K_a plus élevée
ou alors,

K_a plus faible \Rightarrow $[\text{H}_3\text{O}^+]$ inférieure \Rightarrow % de dissociation inférieur \Rightarrow acide faible

Bases

Base forte \Rightarrow % de dissociation supérieur \Rightarrow $[\text{OH}^-]$ supérieure \Rightarrow K_b plus élevée
ou alors,

K_b plus faible \Rightarrow $[\text{OH}^-]$ inférieure \Rightarrow % de dissociation inférieur \Rightarrow base faible



Démonstration

Ajouter des quantités égales de HCl et de CH₃COOH à une même concentration à du magnésium métallique. Le HCl réagit fortement, tandis que l'acide acétique ne réagit pas du tout. Inviter les élèves à donner une explication. Cela s'explique par le nombre d'ions hydronium produits par chaque acide. (Cette démonstration peut aussi servir à appuyer les concepts des vitesses de réaction et des concentrations des réactifs.)

Ne pas présenter trop de questions différentes avant que les élèves aient compris et maîtrisé les questions fondamentales. À titre d'exemple, poser des questions demandant le calcul de réactions inverses seulement après que les élèves ont compris les calculs liés aux réactions directes. Ajouter les concepts de pH et de pOH plus tard dans les questions.

Résolution de problèmes

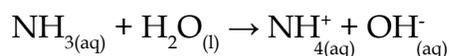
Inviter les élèves à résoudre des problèmes sur les K_a et les K_b, le pH, le pOH, le pourcentage de dissociation et la concentration (voir *Chimie 12*, p. 396-409, *Chimie 12 STSE*, p. 509-527 et *Chimie 11-12*, p. 737-749).

Il existe essentiellement deux types de questions relatives aux acides et aux bases faibles.

1. À partir de la concentration initiale de l'acide ou de la base et du pourcentage de dissociation, du pH, du pOH, de la [H₃O⁺] ou de la [OH⁻], trouver K_a ou K_b.

Exemple

À partir d'une solution 0,75 mol/L d'une base faible (NH₃) avec une [OH⁻] = 1,0 × 10⁻⁴ mol/L, trouve la K_b.



Écrire l'expression de l'équilibre :

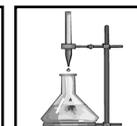
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Insérer les valeurs données :

$$K_b = \frac{[1,0 \times 10^{-4}][1,0 \times 10^{-4}]}{[0,75]}$$

[NH₄⁺] = [OH⁻] = 1,0 × 10⁻⁴ mol/L puisque la stœchiométrie de la réaction est de 1:1.

$$K_b = 1,3 \times 10^{-8}$$

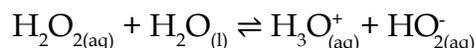


2. À partir de la concentration initiale de l'acide ou de la base et de la K_a ou de la K_b , trouver la $[H_3O^+]$, la $[OH^-]$, le % de dissociation, le pH ou le pOH.

Exemple

À partir d'une solution 0,75 mol/L d'un acide faible (H_2O_2), trouve la $[H_3O^+]$ et le pourcentage de dissociation.

La valeur de K_a est tirée d'un tableau des K_a qui se trouve à l'annexe 5.



L'expression d'équilibre est :

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HO_2^-]}{[H_2O_2]} = 2,4 \times 10^{-12}$$

Rappeler aux élèves que dans l'unité portant sur l'équilibre des réactions chimiques, ils ont utilisé le tableau IVÉ et les méthodes de calcul ÉIR/PÉC.

Si x = quantité qui se dissocie, alors à l'équilibre :

$$[H_2O_2] = 0,75 - x$$

$$[H_3O^+] = 0 + x$$

$$[HO_2^-] = 0 + x$$

Insérer les valeurs dans l'expression d'équilibre :

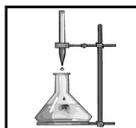
$$2,4 \times 10^{-12} = \frac{(0 + x)(0 + x)}{(0,75 \text{ mol/L} - x)}$$

Si l'équation est résolue par une méthode mathématique, il faut utiliser la formule quadratique.

Pour simplifier le calcul et éviter d'utiliser la formule quadratique, les chimistes utilisent l'hypothèse ci-dessous.

Éviter d'utiliser la formule quadratique pour résoudre des problèmes de dissociation, à moins que les élèves connaissent bien ce type de formule.

- Si la valeur de x est de beaucoup inférieure à la concentration initiale de l'acide faible ou de la base faible, elle peut être négligée lorsqu'on la compare à 0,75 mol/L et à d'autres valeurs. Donc, 0,75 mol/L x devient 0,75 avec 2 chiffres significatifs.



Cette solution n'est possible que lorsque x est négligeable comparativement à la concentration initiale.

- Si la valeur de K_a ou K_b est assez élevée ou si la concentration initiale est exprimée avec plus de chiffres significatifs, l'hypothèse de départ pourrait ne pas fonctionner et il faudrait dans ce cas utiliser la formule quadratique.

L'expression de l'équilibre deviendrait alors :

$$2,4 \times 10^{-12} = \frac{(0 + x)(0 + x)}{(0,75 \text{ mol/L})}$$

Simplifiée en :

$$2,4 \times 10^{-12} = \frac{x^2}{(0,75 \text{ mol/L})}$$

$$x = 1,3 \times 10^{-5}$$

Si désiré, montrer aux élèves comment ce résultat est possible en vérifiant la réponse finale avec deux chiffres significatifs :

$$0,75 \text{ mol/L} - 0,000\,013 \text{ mol/L} = 0,75 \text{ mol/L} \text{ avec 2 chiffres significatifs.}$$

Donc :

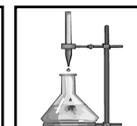
$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}_2^-] = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\% \text{ de dissociation} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}_2^-]}{\text{concentration initiale}} \times 100$$

$$\% \text{ de dissociation} = \frac{1,3 \times 10^{-5}}{0,75} \times 100$$

$$\% \text{ de dissociation} = 1,7 \times 10^{-3} \% \text{ ou } 0,0017 \%$$

Une fois que les élèves maîtriseront ce genre de questions, le pH et le pOH peuvent être utilisés au lieu de la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et de la $[\text{OH}^-]$.

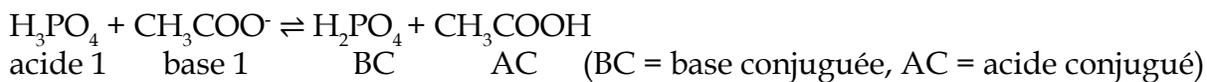


3. Constantes K_a et K_b et le principe de Le Chatelier

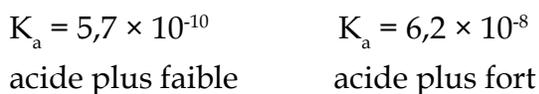
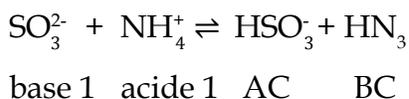
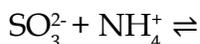
On peut poser d'autres questions portant sur les constantes K_a et K_b et le principe de Le Chatelier. Des exemples sont fournis ci-dessous :

Pour chacun des problèmes, on doit :

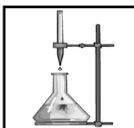
1. compléter la réaction acido-basique à l'aide des tableaux;
2. indiquer les deux acides et bases en jeu;
3. indiquer l'acide le plus fort et l'acide le plus faible;
4. indiquer si la réaction à l'équilibre favorise les réactifs ou les produits.

Exemple 1

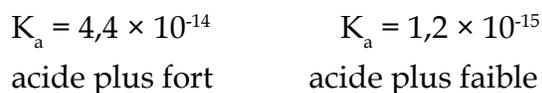
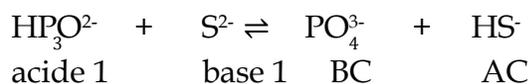
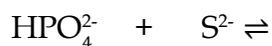
Favorise les produits →

Exemple 2

← Favorise les réactifs



Exemple 3



Favorise les produits →

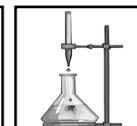
Questions défi

On ajoute 1 mL de solution 0,10 mol/L de HCl à chacune de 5 éprouvettes contenant 10 mL de solutions à 1,0 mol/L des 5 ions suivants. Dans chaque cas :

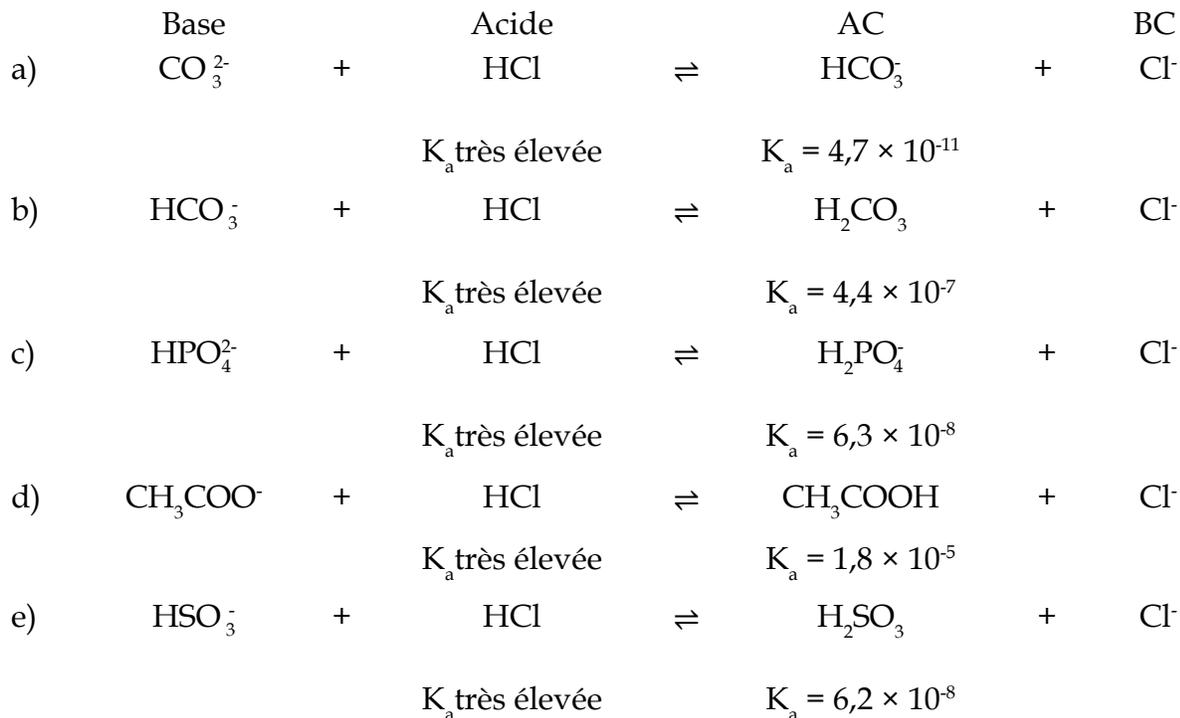
- écris la réaction acido-basique selon la théorie de Brønsted;
- indique les acides et les bases en jeu des deux côtés de la réaction.

Dans quel cas la concentration de l'ion hydronium est-elle diminuée le plus au cours de la réaction avec HCl?

- a) CO_3^{2-}
- b) HCO_3^-
- c) HPO_4^{2-}
- d) CH_3COO^-
- b) HSO_3^-



Solution :



Comme la valeur de K_a pour HCl est la même dans chaque réaction, on compare les valeurs de K_a pour les acides conjugués.

Comme la valeur de K_a de CH_3COOH est la plus élevée comparativement aux autres produits, cette réaction aura moins tendance à progresser vers la droite, tandis que pour hydronium. HCO_3^- , la K_a est la plus faible. Dans ce cas, l'effet sur la K_a de HCl sera moins important, donc la réaction sera davantage dirigée vers la droite, ce qui réduira la concentration des ions hydronium.

En fin

Proposer aux élèves de compléter un cadre de comparaison pour les acides faibles et forts et pour les bases faibles et fortes.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à écrire l'expression de l'équilibre (K_a ou K_b) à partir d'une équation chimique équilibrée.

2

Inviter les élèves à résoudre des problèmes semblables à ceux qui sont présentés dans la section « En quête ».



Bloc D : Détermination de la concentration

L'élève sera apte à :

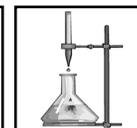
- C12-5-10** déterminer de façon expérimentale la concentration d'une base ou d'un acide inconnu à l'aide d'une base ou d'un acide standard;
RAG : C2
- C12-5-11** déterminer, d'après la formule donnée, si une solution aqueuse d'un composé ionique donné sera acide, basique ou neutre;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données,
entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur.
RAG : C2, C5

En sciences de 10^e année, les élèves ont appris à expliquer comment les acides et les bases interagissent pour former un sel et de l'eau durant le processus de neutralisation. Dans le regroupement sur les réactions en solution aqueuse, les élèves ont fait un laboratoire pour démontrer la stœchiométrie d'une réaction de neutralisation entre une base forte et un acide fort.

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Pour faire l'expérience prévue dans ce résultat d'apprentissage, les élèves devront comprendre parfaitement le processus et la théorie de la neutralisation énoncée dans la première unité.



Poser les questions suivantes pour activer leurs connaissances antérieures sur la neutralisation :

- *Quels sont les produits formés lors d'une réaction de neutralisation?*
- *De quel type de réaction chimique la neutralisation est-elle un exemple?*
- *Écrivez l'équation équilibrée pour la réaction de neutralisation entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'hydroxyde de calcium (Ca(OH)₂).*

Vérifier la compréhension des notions antérieures et faire une récapitulation au besoin.

En quête

Activité de laboratoire

Inviter les élèves à réaliser une expérience de titrage acide-base en laboratoire (voir ☺ l'annexe 8). Il existe plusieurs activités de laboratoire qui font appel au processus de titrage et que l'enseignant peut utiliser à la place des autres activités suggérées ou en plus de ces autres activités, selon le temps dont on dispose.

- Le pourcentage d'acide acétique dans le vinaigre de cuisine (voir ☺ l'annexe 9).
- L'analyse de l'Aspirine® (voir ☺ l'annexe 10).

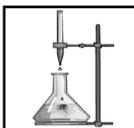
La qualité des burettes fournies aux élèves varie grandement d'une école à l'autre. Dans bien des cas, les burettes sont munies d'un tube de caoutchouc, d'une extrémité en verre et d'une pince pour régler le débit. Avec ce genre de burette, il n'est pas facile de contrôler le nombre de gouttes et la taille des gouttes, donc l'enseignant doit abaisser le niveau d'exactitude et de fiabilité requis par rapport à l'usage d'une burette munie d'un robinet en téflon et d'une pointe à temps d'écoulement de 120 secondes.

Comme le document le suggère dans le regroupement 1, l'enseignant peut avoir fourni aux élèves des plaques à puits pour micrograduation qui ont servi à l'expérience de neutralisation. Le cas échéant, les élèves n'ont peut-être jamais vu de burette et l'enseignant doit d'abord expliquer la façon appropriée de l'utiliser et le soin avec laquelle il faut manipuler cette délicate pièce d'équipement.

Pour le laboratoire présenté à ☺ l'annexe 8, on suppose que chaque élève de la classe a une burette pour l'acide et une autre pour la base. Si ce n'est pas possible, une burette commune pour la solution étalon peut être utilisée par deux élèves, mais chacun doit avoir sa propre solution inconnue dans une burette distincte.

Si désiré, demander aux élèves de faire la partie B de l'expérience de laboratoire qui porte sur le titrage d'un acide solide; leur expliquer une méthode quantitative précise pour dissoudre l'échantillon d'acide. La meilleure façon consiste à utiliser une fiole jaugée, comme l'indique la fiche de laboratoire. Mentionnons que l'usage d'une balance électronique qui effectue des lectures au milligramme près (0,001 g) aide à augmenter l'exactitude des résultats.

Si l'enseignant veut faire réaliser les deux parties de l'expérience par les élèves, il serait fortement recommandé de réviser la marche à suivre une fois que les élèves auront fait une première lecture de la fiche du laboratoire. Lancer ensuite une discussion sur les habiletés en laboratoire et les erreurs pouvant résulter d'une technique déficiente durant l'expérience. À ce moment, expliquer aux élèves le niveau d'exactitude et de fiabilité attendu de l'expérience.



Analyse de courbes de titrage

Pour présenter aux élèves des types de courbes de titrage autres que les courbes d'acides forts avec une base forte, consulter @ l'annexe 11 qui comprend des exemples de courbes de titrage, ainsi que @ l'annexe 12 qui comprend des questions liées à l'analyse de courbes de titrage.

Enseignement direct

Présenter aux élèves des exemples de solutions aqueuses de composés ioniques qui sont neutres, acides ou basiques.

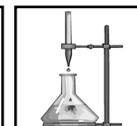
Le tableau adapté ci-dessous présente un sommaire des espèces participant à l'hydrolyse. Sous cette forme, ce tableau est destiné à l'enseignant.

Type de sel	Exemples	Ions hydrolysés	pH
A. Cation d'une base forte Anion d'un acide fort	NaCl, KI, KNO ₃ , RbBr BaCl ₂	Aucun	≈ 7
B. Cation d'une base forte Anion d'un acide faible	NaC ₂ H ₃ O ₂ , KNO ₂	Anion	> 7
C. Cation d'une base faible Anion d'un acide fort	NH ₄ Cl, NH ₄ NO ₃	Cation	< 7
Cation d'une base faible Anion d'un acide faible	NH ₄ NO ₂ , NH ₄ C ₂ H ₃ O ₂ , NH ₄ CN	Cation et anion	< 7 si K _b < K _a ≈ 7 si K _b ≈ K _a > 7 si K _b > K _a

Pour simplifier davantage :

- A. Un acide fort et une base forte produisent une solution neutre.
- B. Une base forte et un acide faible produisent un sel légèrement basique.
- C. Un acide fort et une base faible produisent un sel légèrement acide.

Bien des élèves croient, à tort, que les solutions de sels sont toujours neutres, ce n'est pas toujours le cas. Quand un acide se combine à une base, il se forme un sel et de l'eau. Toutefois, la solution aqueuse résultante peut être neutre, acide ou basique, selon la force de l'acide et de la base qui ont réagi.



Un sel peut réagir avec l'eau (une réaction appelée hydrolyse des sels) et les anions du sel dissocié peuvent accepter des ions hydrogène de l'eau, produisant ainsi une solution basique, ou les cations du sel dissocié peuvent donner des ions hydrogène à l'eau, produisant ainsi une solution acide.

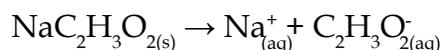
Utiliser les exemples ci-dessous pour expliquer en détail les mécanismes qui touchent les diverses espèces durant l'hydrolyse :

- Cations d'une base forte plus anions d'un acide fort : $\text{pH} \cong 7$
Aucun exemple n'est nécessaire puisqu'il n'y a pas d'hydrolyse.
- Cations d'une base forte plus anions d'un acide faible : $\text{pH} > 7$

Exemple 1

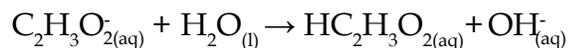
$\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ Solution basique, $\text{pH} > 7$

L'acétate de sodium solide se dissout dans l'eau pour produire des cations sodium et des anions acétate.



$\text{Na}_{(aq)}^+ + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow$ Il n'y a aucune réaction, car Na^+ est un ion spectateur.

Comme la valeur de K_a de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ est très faible ($1,8 \times 10^{-5}$), la réaction directe ci-dessous est favorisée, telle qu'indiquée, pour enlever les ions hydrogène de la solution, laissant des ions hydroxyde en excès.



Exemple 2

K_2CO_3 Solution basique, $\text{pH} > 7$

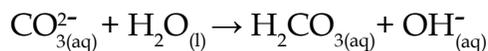
Puisque K_2CO_3 est formé à partir d'une base forte (KOH) et d'un acide faible (H_2CO_3), une solution basique en résultera. Le carbonate de potassium se dissout dans l'eau pour produire des cations potassium et des anions carbonate.



$2\text{K}_{(aq)}^+ + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow$ Il n'y a aucune réaction.



De même, comme la valeur de K_a de l'acide carbonique est très faible ($4,4 \times 10^{-7}$), la réaction a tendance à aller vers la droite (réaction directe), telle qu'indiquée, pour enlever les ions hydrogène de la solution, laissant des ions hydroxyde en excès.

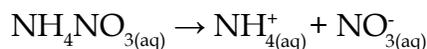


- Cations d'une base faible plus anions d'un acide fort $\rightarrow \text{pH} < 7$

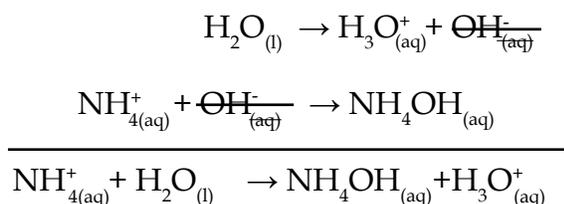
Exemple 3

NH_4NO_3 Solution acide, $\text{pH} < 7$

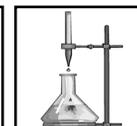
Suivant le même argument que dans les deux premiers exemples, on peut dire que le nitrate d'ammonium se dissout dans l'eau pour produire des cations ammonium et des anions nitrate. NH_4NO_3 est formé à partir d'une base faible (NH_3) et d'un acide fort (HNO_3), donc une solution acide en résultera.



Comme l'hydroxyde d'ammonium est une base faible, la deuxième réaction a tendance à aller vers la droite (réaction directe), telle qu'on l'indique, pour enlever les ions hydroxyde de la solution, laissant des ions hydrogène en excès (ions hydronium).



Puisqu'il y a formation de H_3O^+ , la solution salée est acide. (L'ion négatif de tout acide fort ne réagit pas avec l'eau.)



Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser une expérience d'hydrolyse simple sur un certain nombre de sels comme complément à la discussion en classe (voir *Chimie 12*, p. 420).

En fin

1

Proposer aux élèves de compléter un cycle de mots pour les termes suivants, ou de les définir à l'aide du procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.6 et 10.9) : *titrer, titrant, point de virage, point d'équivalence, indicateur, aliquote, solution étalon, diluer.*

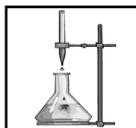
2

Demander aux élèves d'expliquer pourquoi l'ajout d'eau à l'échantillon titré n'a aucun effet sur le point de virage.

En plus

La technique de titrage est utilisée couramment à des fins industrielles et en recherche. Demander aux élèves de faire une recherche sur des applications de cette technique, par exemple :

- l'analyse du pH des pluies acides;
- l'analyse du pH du sol;
- l'efficacité des comprimés d'antiacide ou d'aspirine;
- la détermination de la teneur en oxygène des eaux de surface (titrant : thiocyanate de sodium; indicateur : solution d'amidon);
- le maintien du pH requis durant la croissance de bactéries;
- l'identification d'additifs alimentaires;
- la détermination de l'étendue des algues marines;
- la détermination par les biologistes de l'état des récifs de corail en milieu marin;
- l'analyse du contenu en acide phosphorique dans les boissons gazeuses.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des ☹ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

2

Demander aux élèves de compléter le cadre de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38).

3

Demander aux élèves de discuter de leurs résultats par rapport aux facteurs d'erreur associés à l'expérience.

4

Demander aux élèves d'expliquer pourquoi le bicarbonate de sodium est une substance antiacide efficace et pourquoi l'hydroxyde de sodium ne l'est pas.

5

Demander aux élèves de déterminer si une solution de sel est neutre, acide ou basique en sachant si le sel est formé à partir d'un acide faible ou d'une base faible.

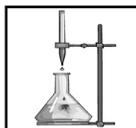
6

Inviter les élèves à compléter l'exercice de ☹ l'annexe 14.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – Les acides et les bases.....	5.45
ANNEXE 2 : Expérience – Indicateurs et pH.....	5.47
ANNEXE 3 : Mesure du pH	5.49
ANNEXE 4 : Mesure du pH – Renseignements pour l’enseignant.....	5.51
ANNEXE 5 : Exemples d’indicateurs de neutralisation.....	5.52
ANNEXE 6 : Les acides forts et faibles.....	5.53
ANNEXE 7 : Forces relatives des acides.....	5.55
ANNEXE 8 : Analyse quantitative – Titrage acide-base.....	5.56
ANNEXE 9 : Analyse du vinaigre domestique.....	5.60
ANNEXE 10 : Analyse de l’acide acétylsalicylique.....	5.61
ANNEXE 11 : Les courbes de pH.....	5.63
ANNEXE 12 : Problèmes – Courbes de pH.....	5.68
ANNEXE 13 : Exercice – Les courbes de titrage.....	5.71



ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – Les acides et les bases*

FEUILLE A

1. On inclut parfois des bouteilles de vinaigre dans des trousse de sécurité sur les plages tropicales. Pourquoi le vinaigre serait-il utile comme produit chimique sur ces plages?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

2. Lorsqu'une boisson gazeuse (p. ex. Coca-Cola) perd son pétillant, le goût change. Que s'est-il passé chimiquement?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

3. Pourquoi faire dissoudre du bicarbonate de soude dans l'eau est-il un bon remède pour un mal d'estomac?

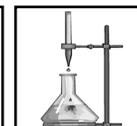
Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

4. Lorsque les fruits mûrissent, leur goût change de sûr à sucré. Que se passe-t-il chimiquement?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :



ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – Les acides et les bases

FEUILLE B

1. On place parfois du bicarbonate de soude et du vinaigre dans les troussees de premiers soins pour traiter les piqûres d'insectes. Pourquoi?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

2. Pourquoi un entraînement excessif peut-il causer des crampes musculaires, mais lorsqu'on se repose pour un moment, les crampes cessent? Que se passe-t-il sur le plan chimique?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

3. Pourquoi doit-on parfois remplacer l'acide dans une batterie de voiture? Que s'est-il passé chimiquement?

Ma réponse :

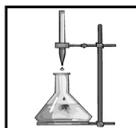
Réponse de mon/ma partenaire :

4. Pourquoi, dans certains endroits du monde, la pluie cause-t-elle la dégradation de la pierre de certains bâtiments?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Acids and Bases: What is Happening Chemically C12-5-01 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 30 décembre 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 2 : Expérience – Indicateurs et pH

Introduction

L'acidité (concentration de H^+) ou l'alcalinité (concentration de OH^-) d'une solution aqueuse est un facteur important dans la description des propriétés d'une solution. Il existe différentes techniques pour mesurer la concentration d'ions H^+ ou OH^- dans une solution.

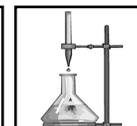
pH-mètre. Le pH-mètre est un appareil électronique qui compare la tension (voltage) d'une solution à la tension d'une solution étalon. L'acidité ou l'alcalinité est lue directement sur l'appareil en format numérique ou analogique. L'appareil est précis et rapide, mais relativement coûteux.

Papier indicateur. Le papier indicateur (ou papier réactif) est généralement un papier filtre qui a été trempé dans une solution de colorant appelé indicateur. Cet indicateur change de couleur quand la concentration d' H^+ atteint un niveau précis. Le papier indicateur est relativement peu coûteux, mais il peut difficilement nous aider à suivre les variations continues de pH de la solution, puisqu'il faudrait le tremper à plusieurs reprises dans la solution.

Solution indicatrice. La solution indicatrice change de couleur à un pH précis. On peut utiliser des mélanges d'indicateurs pour suivre en continu les variations de pH. Cette expérience de laboratoire comprend trois indicateurs individuels (bleu de bromothymol, phénolphthaléine et méthylorange) ainsi qu'un mélange standard d'indicateurs (universel). L'indicateur universel standard est constitué d'un mélange de colorants organiques qui change de couleur et permet d'établir avec assez de justesse le pH global d'une solution à tester.

Matériel

- solution à 0,1 mol/L de NaOH
- eau distillée
- bleu de bromothymol (indicateur)
- méthylorange (indicateur)
- compte-gouttes
- solution à 0,1 mol/L de HCl
- indicateur universel
- phénolphthaléine (indicateur)
- plaque à puits



Démarche

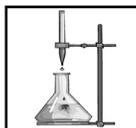
1. Place la plaque à puits sur une feuille de papier blanc, avec à gauche les colonnes étiquetées au moyen de lettres. Verse 9 gouttes d'eau distillée dans les puits 2 à 11 des rangées A, B, C et D.
2. Ajoute 10 gouttes de la solution 0,1 mol/L de HCl aux puits A1, B1, C1 et D1.
3. Ajoute 10 gouttes de la solution 0,1 mol/L de NaOH aux puits A12, B12, C12 et D12.
4. Transfère 1 goutte d'acide chlorhydrique du puits A1 au puits A2. Mélange en aspirant le contenu du puits A2 dans le compte-gouttes et en le retournant dans le puits A2.
5. Transfère une goutte du puits A2 au puits A3 et mélange à nouveau en aspirant le contenu du puits A3 dans le compte-gouttes et en le retournant dans le puits A3.
Continue ainsi la série de dilutions jusqu'au puits 6 inclusivement.
6. Répète les étapes 4 et 5 pour les rangées B, C et D.
7. Transfère 1 goutte de la solution d'hydroxyde de sodium du puits A12 au puits A11.
Mélange le contenu du puits 11 en l'aspirant dans un compte-gouttes et en le rejetant dans le puits 11.
8. Transfère une goutte du puits A11 au puits A10 et mélange le contenu du puits A10 à l'aide du compte-gouttes et en retournant le liquide dans le puits A10. Continue ainsi la série de dilutions en revenant jusqu'au puits 8 inclusivement.
9. Répète les étapes 7 et 8 pour les rangées B, C et D.

On a maintenant quatre rangées de solutions diluées contenant différentes quantités d'acide et de base, chaque puits renfermant un dixième (1/10) de l'acide du puits à sa gauche et 1/10 de la base du puits à sa droite. Les numéros de puits indiquent le pH approximatif des solutions dans chaque puits. À titre d'exemple, le puits 4 a un pH de 4 et le puits 9, un pH de 9.

10. Ajoute 1 goutte d'indicateur universel à chaque puits de la rangée A.
11. Ajoute 1 goutte de méthylorange à chaque puits de la rangée B.
12. Ajoute 1 goutte de phénolphtaléine à chaque puits de la rangée C.
13. Ajoute 1 goutte de bleu de bromothymol à chaque puits de la rangée D.

Analyse

1. Que signifient les changements de couleur dans chaque rangée?
2. Quel indicateur serait approprié pour un usage général?
3. Quel indicateur serait approprié pour le titrage d'une solution de HCl/NaOH?
4. Quel indicateur ne serait pas approprié pour le titrage d'une solution de HCl/NaOH? Pourquoi?



ANNEXE 3 : Mesure du pH

Introduction

On peut mesurer le pH d'une solution aqueuse de différentes façons, notamment :

- à l'aide d'un papier pH de fabrication commerciale;
- à l'aide d'un pH-mètre ou d'une sonde pH raccordée à une calculatrice ou à l'interface d'un micro-ordinateur;
- à l'aide d'une solution indicatrice acido-basique.

Un indicateur acido-basique est une substance dont la couleur en solution dépend de la concentration en ions hydronium. Les indicateurs acido-basiques changent de couleur de leur forme acide à leur forme basique selon une gamme spécifique de pH.

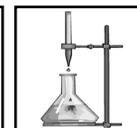
Objectif

Déterminer les couleurs de trois différents indicateurs et d'un indicateur « universel » (un mélange d'indicateurs) pour une gamme de pH.

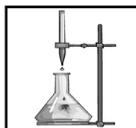
Démarche

1. Place une plaque de microtitration de 96 puits sur une feuille de papier blanc, les colonnes numérotées en haut de la feuille et les rangées lettrées à gauche. (La feuille de papier rendra les changements de couleur plus visibles.)
2. Dans les rangées A, C, E et G, ajoute 9 gouttes d'eau distillée dans chacun des puits numérotés de 2 à 11.
3. Verse 10 gouttes de solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$) en concentration de 0,1 mol/L dans le puits n° 1 des rangées A, C, E et G.
4. Verse 10 gouttes de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (NaOH) en concentration de 0,1 mol/L dans le puits n° 12 des rangées A, C, E et G.
5. Transfère une goutte de solution de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ à 0,1 mol/L du puits A1 au puits A2. Mélange bien à l'aide d'un cure-dent propre ou d'une tige de verre propre. (Si tu utilises une tige de verre, rince-la soigneusement à l'eau distillée et essuie-la avec un essuie-tout sec avant de l'utiliser à nouveau.) Continue, en transférant une goutte du puits A2 au puits A3 et en mélangeant soigneusement. Continue d'un puits à l'autre jusqu'au puits n° 6. Il s'agira de la dernière dilution acide.
6. Répète la démarche (dilution en série) pour chacune des rangées C, E et G.
7. Répète la démarche de dilution en utilisant la solution de NaOH à 0,1 mol/L dans les mêmes rangées que pour la dilution acide, en procédant à reculons du puits n° 12 au puits n° 8, celui-ci représentant la dernière dilution basique.

Tu as maintenant quatre rangées contenant chacune des solutions acides et des solutions basiques. Montre que pour les puits 1 à 6, le pH des solutions acides est d'environ 1, 2, 3, 4, 5 et 6 respectivement, et que pour les puits 8 à 12, le pH des solutions basiques est d'environ 9, 10, 11, 12 et 13 respectivement.



8. Ajoute une goutte de solution indicatrice universelle dans chacun des puits de la rangée A.
9. Ajoute une goutte de solution indicatrice au méthylorange dans chacun des puits de la rangée C.
10. Ajoute une goutte de solution indicatrice au bleu de bromothymol dans chacun des puits de la rangée E.
11. Ajoute une goutte de solution indicatrice à la phénolphtaléine dans chacun des puits de la rangée G.
12. Note tes observations pour chacune des rangées.
13. Monte un tableau faisant la corrélation entre la gamme de pH et le changement de couleur.
14. Explique comment tu pourrais utiliser les résultats de cette expérience pour estimer le pH d'une solution aqueuse.



ANNEXE 4 : Mesure du pH – Renseignements pour l'enseignant

Préparation des solutions indicatrices :

Ces solutions peuvent être faites d'avance et demeurent stables pendant au moins six mois.

Bleu de bromothymol :

Dissoudre 0,04 g de sel sodique de bleu de bromothymol dans 100 mL d'eau distillée.

Méthylorange :

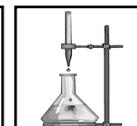
Dissoudre 0,01 g de méthylorange dans 100 mL d'eau distillée.

Phénolphtaléine :

Dissoudre 0,05 g de phénolphtaléine dans 50 mL d'éthanol à 95 % et diluer la solution résultante avec de l'eau distillée de manière à obtenir un volume total de 100 mL.

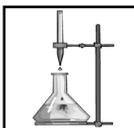
Indicateur universel de Yamada :

Dissoudre 0,0025 g de bleu de thymol, 0,06 g de rouge de méthyle, 0,030 g de bleu de bromothymol et 0,05 g de phénolphtaléine dans 50 mL d'éthanol à 95 %. Ajouter de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium en concentration de 0,01 mol/L jusqu'à ce que le mélange devienne vert et diluer la solution résultante avec de l'eau distillée de manière à obtenir un volume total de 100 mL.



ANNEXE 5 : Exemples d'indicateurs de neutralisation

Indicateur	Changement de couleur (pH le plus faible d'abord)	Intervalle de pH approximatif (virage)
Acide picrique	incolore à jaune	0,1 à 0,8
Rouge de méthyle	rouge à jaune	1,0 à 3,0
2,4-dinitrophénol	incolore à jaune	2,0 à 4,0
Bleu de bromophénol	jaune à bleu	3,0 à 4,6
Rouge Congo	bleu à rouge	3,0 à 5,0
Méthylorange	rouge à jaune	3,1 à 4,4
Éthylorange	rouge à jaune	3,4 à 4,5
Rouge d'alizarine S	jaune à pourpre	3,7 à 5,0
Rouge de méthyle	rouge à jaune	4,2 à 6,3
Méthylpourpre	pourpre à vert	4,8 à 5,4
Rouge de propyle	rouge à jaune	4,6 à 6,6
<i>p</i> -nitrophénol	incolore à jaune	5,9 à 7,0
Pourpre de métacrésol	jaune à pourpre	5,2 à 6,8
Bleu de bromothymol	jaune à bleu	6,0 à 7,6
Jaune brillant	jaune à orange	6,6 à 8,0
Rouge neutre	rouge à ambré	6,7 à 8,0
Rouge de phénol	jaune à rouge	6,7 à 8,2
<i>m</i> -nitrophénol	incolore à jaune	6,7 à 8,6
Phénolphtaléine	incolore à rose	8,3 à 10,0
Thymolphtaléine	incolore à bleu	9,4 à 10,6
Bleu d'alizarine-5	ambré et vert à bleu vert	11,0 à 12,0
2,4,6-trinitrotoluène	incolore à orange	12,0 à 14,0



ANNEXE 6 : Les acides forts et faibles*

Introduction

Réfléchis à la question suivante :

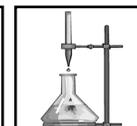
- Selon ce que tu as appris en sciences en 10^e année, que veut-on dire lorsqu'on parle d'acide fort? D'acide faible?

Matériel

- 2 béchers de 250 mL
- acide acétique concentré
- acide chlorhydrique concentré
- conductimètre
- pH-mètre
- magnésium en poudre

Démarche

1. Détermine le pH et la conductivité de l'eau du robinet.
2. Qu'est-ce que cette information nous dit par rapport à la composition de l'eau du robinet?
3. Ajoute 5 gouttes d'acide acétique concentré à un bécher contenant 100 mL d'eau. Ajoute 5 gouttes d'acide chlorhydrique concentré à un deuxième bécher contenant 100 mL d'eau.
4. Y a-t-il une différence dans l'apparence de ces deux solutions?
5. Compare la conductivité des deux solutions. Laquelle a une plus grande conductivité? Qu'est-ce que cela suggère?
6. Compare le pH des deux solutions. Laquelle est plus acide? Qu'est-ce que cela suggère?
7. Compare la réactivité des deux solutions en ajoutant une petite quantité de magnésium en poudre à chaque bécher. Quelle solution réagit plus rapidement? Qu'est-ce que cela suggère?



Analyse

1. Rends-toi à l'adresse <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/acid-base-solutions> et observe la différence entre un acide fort et un acide faible (sélectionne la vue *molécules*). En quoi ces acides sont-ils semblables lorsqu'ils se dissocient dans l'eau? En quoi sont-ils différents?
2. D'après ce que tu as observé à l'échelle particulaire, écris les réactions représentant ces processus :
 - a) acide chlorhydrique concentré dans l'eau;
 - b) acide acétique concentré dans l'eau.
3. Explique la signification de la flèche entre les réactifs et les produits pour expliquer ce qui survient dans chacune des réactions.
4. Explique pourquoi la réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique est plus rapide et pourquoi la réaction entre le magnésium et l'acide acétique est plus lente.
5. Pourquoi l'acide chlorhydrique est-il un meilleur conducteur que l'acide acétique?
6. Explique pourquoi l'acide acétique a un pH plus élevé (moins acide) que l'acide chlorhydrique.

Conclusion

1. Explique la différence entre un acide fort et un acide faible :
 - a) à l'aide de mots;
 - b) à l'aide d'équations chimiques;
 - c) à l'aide de propriétés vérifiables.
2. Réfléchis aux applications d'acides faibles et forts.
 - a) Pourquoi les acides dans la nourriture sont-ils habituellement faibles?
 - b) Pourquoi un acide fort (acide sulfurique) plutôt qu'un acide faible serait-il utilisé dans une batterie de voiture?
 - c) Pourquoi l'acide dans notre estomac serait-il un acide fort?
3. Explique la différence entre un acide fort et un acide faible ainsi qu'entre un acide concentré et un acide dilué.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Strong and Weak Acids C12-5-04 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 30 décembre 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 7 : Forces relatives des acides

Acide	Réaction	K _a
Acide perchlorique	$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HClO}_4^{2-}$	très élevée
Acide iodhydrique	$\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$	très élevée
Acide bromhydrique	$\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$	très élevée
Acide chlorhydrique	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$	très élevée
Acide nitrique	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$	très élevée
Acide sulfurique	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$	très élevée
Acide oxalique	$\text{HOOC-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HOOC-COO}^-$	$5,4 \times 10^{-2}$
Acide sulfureux	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,7 \times 10^{-2}$
Ion acide sulfurique	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$1,3 \times 10^{-2}$
Acide phosphorique	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,1 \times 10^{-3}$
Ion ferrique	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$6,0 \times 10^{-3}$
Tellurure d'hydrogène	$\text{H}_2\text{Te} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HTe}^-$	$2,3 \times 10^{-3}$
Acide fluorhydrique	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	$6,7 \times 10^{-4}$
Acide nitreux	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	$5,1 \times 10^{-4}$
Sélénure d'hydrogène	$\text{H}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSe}^-$	$1,7 \times 10^{-4}$
Ion chromique	$\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$1,5 \times 10^{-4}$
Acide benzoïque	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$6,6 \times 10^{-5}$
Ion oxalate d'hydrogène	$\text{HOOC-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OOC-COO}^{2-}$	$5,4 \times 10^{-5}$
Acide acétique	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
Ion d'aluminium	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})^{2+}$	$1,4 \times 10^{-5}$
Acide carbonique	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,4 \times 10^{-7}$
Hydrogène sulfuré	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$	$1,1 \times 10^{-7}$
Ion dihydrogénophosphate	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,3 \times 10^{-8}$
Ion sulfite d'hydrogène	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$6,2 \times 10^{-8}$
Ion ammonium	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$	$5,7 \times 10^{-10}$
Ion bicarbonate	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4,7 \times 10^{-11}$
Ion tellurure d'hydrogène	$\text{HTe}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Te}^{2-}$	$1,1 \times 10^{-11}$
Peroxyde d'hydrogène	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$	$2,4 \times 10^{-12}$
Ion hydrogénophosphate	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$4,4 \times 10^{-13}$
Ion hydrogène sulfuré	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,2 \times 10^{-15}$
Eau	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \times 10^{-16}$
Ion hydroxyde	$\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{O}^{2-}$	$< 10^{-36}$
Ammoniac	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_2^-$	très faible



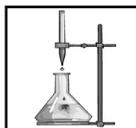
ANNEXE 8 : Analyse quantitative – Titrage acide-base

Objectifs

- Normaliser une solution de base à partir d'une solution mère acide par la méthode de titrage.
- À partir d'un solide de masse inconnue, préparer 100 mL d'une solution aqueuse de cet acide.
- Titrer la solution acide inconnue à l'aide d'une base de concentration connue et déterminer le nombre de grammes d'acide solide à 0,001 g près.

Démarche**Partie A**

1. Tu vas recevoir deux burettes : celle de gauche servira à l'acide et celle de droite, à la base. Avant d'utiliser les burettes, lave-les soigneusement à l'eau savonneuse et rince-les sous le robinet pour enlever toute trace de savon. Rince-les ensuite en y introduisant des portions de 15 mL d'eau distillée et assure-toi qu'il ne reste pas de bulles dans la pointe des burettes. Enfin, rince-les à nouveau avec plusieurs aliquotes (10-15 mL) des solutions respectives.
2. Remplis une burette d'acide et l'autre d'une base. Vérifie la mesure sur chaque burette pour déterminer le volume initial de chaque solution, soit l'acide et la base, à 0,01 mL près.
3. Verse de 10 à 15 mL environ d'acide dans une fiole d'Erlenmeyer propre de 250 mL, puis environ 10 mL d'eau distillée pour rincer les côtés de la fiole. Lis le volume d'acide dans la burette et inscris-le comme mesure finale de l'acide. Ajoute environ trois gouttes d'indicateur phénolphtaléine à la fiole. Utilise une nouvelle fiole propre pour chaque essai.
4. Sans cesser de faire tourner le liquide dans la fiole, ajoute la base LENTEMENT jusqu'à ce qu'apparaisse une couleur rose pâle persistante, laquelle indique le point de virage *NOTA* : à mesure que le point de virage approche, la couleur disparaît plus lentement, jusqu'à ce que le rose pâle persiste. Vérifie minutieusement le volume de la base et l'inscrire comme volume final de la base.
5. Répète ces étapes autant de fois que nécessaire (au moins quatre fois) pour obtenir un résultat constant à trois chiffres significatifs pour la concentration de la base.
6. Choisis les trois meilleurs résultats et inscris-les dans un tableau de données. Montre les calculs pour chaque essai. Calcule la moyenne des trois essais et inscris cette moyenne.



Partie B

1. Recueille une fiole contenant un échantillon d'acide sulfamique de formule $\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H}$ et de masse molaire égale à 97,09 g/mol.
2. Transfère l'acide à un ballon jaugé de 100 mL. Verse de l'eau jusqu'à environ la moitié du ballon et fais tourner jusqu'à ce que le solide se dissolve complètement, puis remplis d'eau jusqu'à la marque exacte de 100 mL sur le ballon. Manipule l'échantillon d'acide avec grande prudence puisque tu ne recevras qu'un seul échantillon. L'échantillon de 100 mL est suffisant pour faire de cinq à huit titrages, ce qui devrait suffire pour la mesure.
3. Une fois la solution acide préparée, utilise la même technique que pour la partie A de l'expérience, mais cette fois-ci, utilise de l'acide sulfamique au lieu de l'acide chlorhydrique et une nouvelle solution mère standard de la base. La concentration de la base est indiquée sur la solution mère.
4. Consigne trois des meilleurs résultats, comme dans la partie A. La masse doit être calculée au millième de gramme (0,001 g) près.

Calculs et questions

1. Inscris dans un tableau de données les valeurs des volumes de l'acide et de la base utilisés dans la partie A.
2. Calcule la concentration de la base utilisée et montre tous tes calculs.
3. Inscris dans un tableau les valeurs de l'acide et de la base utilisés dans la partie B.
4. Calcule la concentration de l'acide sulfamique utilisé dans l'échantillon et montre tous tes calculs.
5. Calcule la masse de l'échantillon d'acide sulfamique. Présente la moyenne des trois meilleurs essais. Montre tous tes calculs.
6. Quand le point de virage est atteint dans le titrage acide-base, qu'est-ce-que cela indique au sujet de la concentration de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et de $[\text{OH}^-]$?
7. Quel serait le pH probable de la solution juste au moment où la phénolphtaléine vire au rose?
8. Pourquoi est-il si important d'utiliser une solution indicatrice pour faire des titrages?
9. Que signifie l'énoncé suivant : « Les volumes relatifs requis dans un titrage varient de façon inversement proportionnelle à la concentration des solutions »?

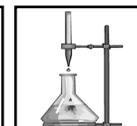
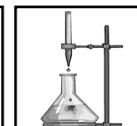


Tableau des données de titrage - Partie A			
Essai	Mesure de la burette	Acide	Base
1	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
2	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
3	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
4	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
5	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
6	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
7	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
8	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		



Tableau des données de titrage - Partie B

Essai	Mesure de la burette	Acide	Base
1	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
2	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
3	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
4	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
5	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
6	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
7	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		
8	Mesure finale de la burette		
	Mesure initiale de la burette		
	Volume total		



ANNEXE 9 : Analyse du vinaigre domestique

Objectif

Déterminer le pourcentage d'acide acétique dans le vinaigre domestique.

Introduction

Le vinaigre contient de l'acide acétique ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) comme ingrédient actif. La plupart des échantillons de vinaigre ont une concentration de 5 %.

Démarche

1. Prends une pipette et verse 5,0 mL de ton échantillon de vinaigre dans une fiole d'Erlenmeyer de 250 mL. Ajoute 25 mL d'eau distillée dans la fiole. Ajoute 2 ou 3 gouttes de solution indicatrice à la phénolphaléine.
2. Rince ta burette et remplis-la avec la solution normalisée d'hydroxyde de sodium. Note le niveau de la solution dans la burette.
3. Verse lentement la solution basique que contient la burette dans la fiole contenant le vinaigre, en faisant tourner la fiole tout au long du titrage. Lorsque la couleur rose commence à disparaître plus lentement, commence à ajouter la solution basique une goutte à la fois.
4. Arrête le titrage lorsque la première trace de rose pâle persiste de 20 à 30 secondes après avoir fait tourner la fiole. Attends environ 30 secondes, puis note le niveau dans la burette à la demi-graduation la plus près (0,01, 0,02, 0,05, etc.).
5. Répète le titrage jusqu'à ce que tu puisses reproduire le volume ajouté à $\pm 0,1$ mL.
6. Fais les calculs nécessaires pour remplir le tableau qui suit. Suppose que la densité du vinaigre est de 1,00 g/mL.

Données

		Essai n° 1	Essai n° 2	Essai n° 3
Mesure de la burette	finale			
	initiale			
	volume utilisé			
Concentration de NaOH normalisé				

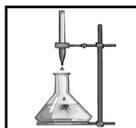
Calculs

Quantité chimique (moles)

de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ dans l'échantillon :

Masse de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ dans l'échantillon :

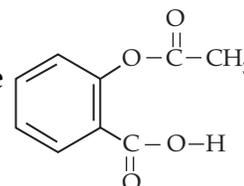
Pourcentage de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (masse) :



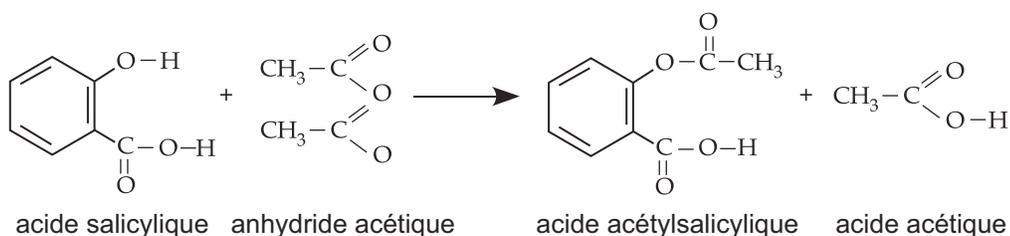
ANNEXE 10 : Analyse de l'acide acétylsalicylique

Introduction

L'Aspirin^{MC} (marque de commerce de Bayer) est le nom commun de l'acide acétylsalicylique, parfois abrégé AAS. Sa formule structurale est illustrée à droite.



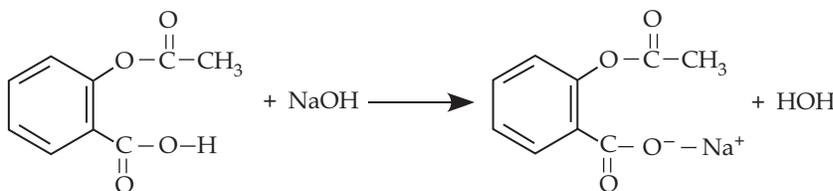
L'AAS pur peut être synthétisé en traitant de l'acide acétylsalicylique avec de l'anhydride acétique en présence d'une trace d'acide sulfurique ou d'acide phosphorique.



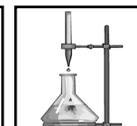
Le produit est retiré du mélange réactionnel par cristallisation. L'AAS brut doit être purifié par lavage afin que les sous-produits excédentaires soient éliminés, puis recristallisé à l'état pur.

Les comprimés d'aspirine sont fabriqués en mélangeant de l'AAS pur avec des charges (substances inertes) qui donnent du corps aux comprimés et permettent de les modeler.

Cette analyse a pour but de déterminer le degré de pureté de différents produits commerciaux. L'analyse est fondée sur le titrage d'un comprimé d'AAS avec une solution standard d'hydroxyde de sodium. Au cours de la réaction, l'ion H^+ est transféré de l'acide à la base ayant réagi, OH^- . L'équation qui suit illustre la réaction :



Le titrage se poursuit jusqu'à ce que le point de virage soit atteint, ce que montre l'indicateur à la phénolphaléine. Le pourcentage d'AAS présent peut ensuite être calculé.

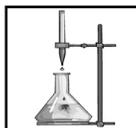


Démarche

1. Détermine la masse d'un seul comprimé d'AAS au centième de gramme (0,01 g) près en le pesant directement.
2. Place le comprimé dans une fiole d'Erlenmeyer de 250 mL et ajoute environ 15 mL d'eau et 15 mL d'éthanol (alcool éthylique). Utilise une tige de verre pour écraser le comprimé. Agite afin de dissoudre le comprimé. Il est possible que tu ne puisses dissoudre le comprimé complètement avant de passer au titrage de la solution avec une solution basique.
3. Ajoute environ 3 gouttes de solution indicatrice à la phénolphtaléine. Tu ne devrais voir aucun changement de couleur.
4. Remplis soigneusement une burette de 50 mL avec une solution standard d'hydroxyde de sodium en concentration de 0,1 mol/L. Note la concentration exacte de la solution standard d'hydroxyde de sodium.
5. Note le niveau de la solution d'hydroxyde de sodium dans la burette. Place la fiole contenant l'échantillon d'AAS sous la burette.
6. Ajoute de petites quantités de solution d'hydroxyde de sodium, tout en faisant tourner la fiole. Continue d'ajouter la solution d'hydroxyde de sodium jusqu'à ce que le point de virage de la phénolphthaléine soit atteint, comme l'indiquera la teinte légèrement rosée de la solution dans la fiole. Cette couleur rose devrait demeurer sans pâlir après avoir fait tourner la fiole.
7. Note le niveau de la solution dans la burette.

Calculs

Calcule le pourcentage d'AAS dans ton comprimé. La masse molaire de l'AAS est de 180 g/mol; chaque molécule transfère un ion hydrogène à une base.

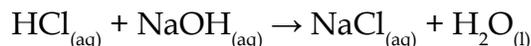


ANNEXE 11 : Les courbes de pH

Lorsque les données relatives au pH d'une solution durant un titrage acide-base sont représentées sur un graphique, on obtient une « courbe de pH ». Les formes générales des courbes produites au cours d'une série de titrages peuvent être classées en famille, selon les solutions titrées et les solutions titrantes utilisées. Les pages qui suivent montrent des exemples typiques des formes générales des courbes pour quatre classes de titrage.

A : Solution d'acide fort titrée avec une solution de base forte

Dans cet exemple, on titre 25,0 mL de solution aqueuse d'acide chlorhydrique à 0,100 mol/L (HCl, un monoacide fort) avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 0,100 mol/L (NaOH_(aq), un hydroxyde ionique). L'équation représentant la réaction peut se lire ainsi :



ou sous la forme d'une équation ionique nette : $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

À l'équivalence, les moles de HCl présentes à l'origine = les moles de NaOH ajoutées. Le volume de HCl initial × la concentration de la solution de HCl = le volume de NaOH ajouté × la concentration de la solution de NaOH.

À l'équivalence, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$; $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-]$; et puisque Na⁺ est un acide plus faible que l'eau et que Cl⁻ est une base plus faible que l'eau, la solution est décrite comme « neutre ». À 25 °C, le pH est de 7,0 (compte tenu de la série d'hypothèses habituelles). La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 1 ci-dessous.

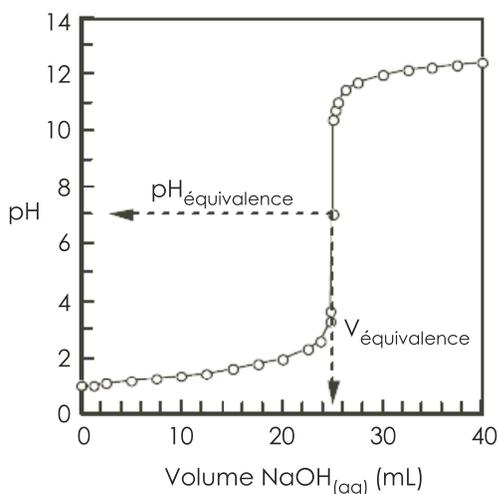


Figure 1 : HCl_(aq) 0,1 mol/L c. NaOH_(aq) 0,1 mol/L

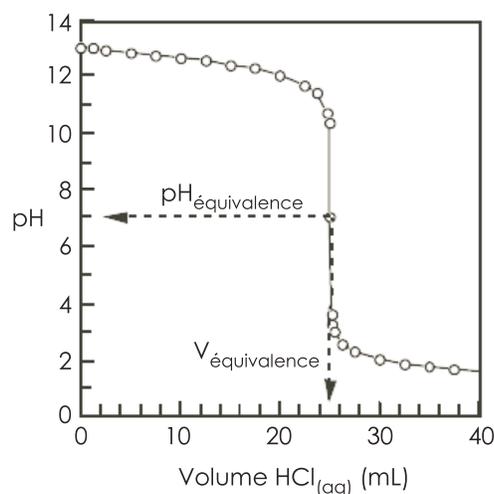
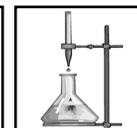


Figure 2 : NaOH_(aq) 0,1 mol/L c. HCl_(aq) 0,1 mol/L



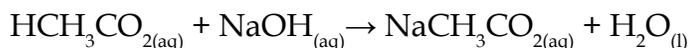
B : Solution de base forte titrée avec une solution d'acide fort

Ce titrage est semblable au titrage d'un acide fort avec une base forte, sauf que l'acide est la variable indépendante (c'est l'acide qu'on ajoute à partir de la burette ou l'équivalent). L'exemple choisi représente le titrage de 25,0 mL de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 0,100 mol/L avec une solution d'acide chlorhydrique à 0,100 mol/L. La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 2 à la page précédente.

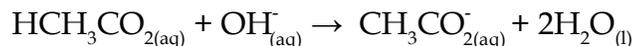
Dans les exemples I et II, on trouve le point de virage (le point d'équivalence) dans la partie de la courbe où la déclivité est la plus grande, au point d'inflexion où la concavité de la courbe change de direction.

C : Solution d'acide faible titrée avec une solution de base forte

Dans cet exemple, on titre 25,0 mL de solution aqueuse d'acide acétique à 0,100 mol/L (HCH_3CO_2 , un monoacide faible pour lequel $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ mol/L) avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 0,100 mol/L ($\text{NaOH}_{(aq)}$, un hydroxyde ionique). L'équation représentant la réaction peut se lire ainsi :



ou sous la forme d'une équation ionique nette :



(Dans le cas des acides faibles, l'acide ayant la plus forte concentration en solution aqueuse est l'acide non dissocié, et non pas l'ion hydronium.)

À l'équivalence, les moles de HCH_3CO_2 présentes à l'origine = les moles de NaOH ajoutées.

À l'équivalence, $[\text{HCH}_3\text{CO}_2] = [\text{OH}^-]$; $[\text{Na}^+] = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$; et puisque Na^+ est un acide plus faible que l'eau et que CH_3CO_2^- est une base plus forte que l'eau, la solution est décrite comme « basique ». À 25 °C, le pH est supérieur à 7,0 (compte tenu de la série d'hypothèses habituelles).



La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 3 ci-dessous.

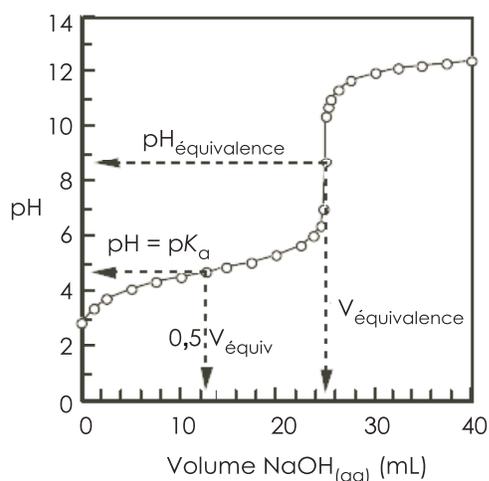


Figure 3 : HOAc_(aq) 0,1 mol/L c. NaOH_(aq) 0,1 mol/L

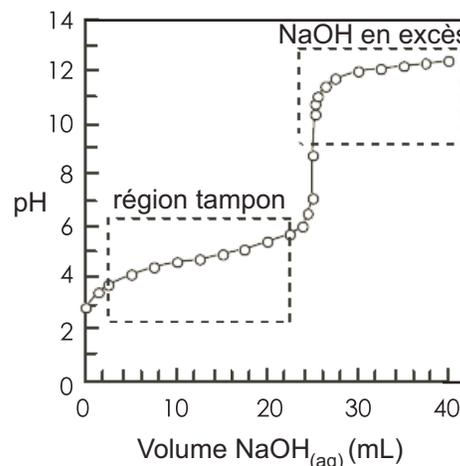
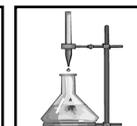


Figure 3.b

On trouve le point de virage (le point d'équivalence) dans la partie de la courbe où la déclivité est la plus grande, au point d'inflexion où la concavité de la courbe change de direction.

Dans le titrage d'un acide faible avec une base forte (ou d'une base faible avec un acide fort voir l'exemple D), la région correspondant à la partie comprise entre 10 % et 90 % du volume équivalent ajouté est appelée la « région tampon » (Figure 3.b). Dans cette région, l'acide non dissocié et sa base conjuguée (l'anion) sont tous deux présents en concentrations appréciables, et le pH ne varie plus beaucoup même si des ions hydroxydes sont ajoutés au mélange. (On peut décrire une solution tampon comme un mélange composé d'un acide faible et de sa base conjuguée, ou d'une base faible et de son acide conjugué.)

Au volume de mi-équivalence ($0,5 V_{\text{équivalence}}$), $[\text{HCH}_3\text{CO}_2] = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]$ et $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$; ainsi, $\text{pH} = \text{p}K_a$.



D : Solution de base faible titrée avec une solution d'acide fort

Ce titrage est semblable au titrage d'un acide faible avec une base forte, sauf que l'acide est la variable indépendante (c'est l'acide qu'on ajoute à partir de la burette ou l'équivalent). L'exemple choisi représente le titrage de 25,0 mL de solution aqueuse d'ammoniac à 0,100 mol/L ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ mol/L) avec une solution d'acide chlorhydrique à 0,100 mol/L. La courbe de pH qu'on devrait obtenir est illustrée à la figure 4 ci-dessous.

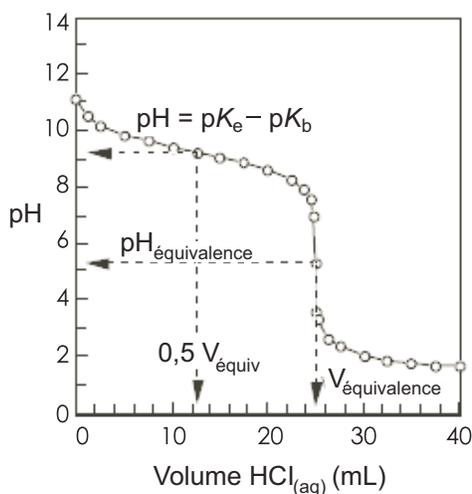


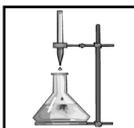
Figure 4 : $\text{NH}_{3(\text{aq})}$ 0,1 mol/L c. $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ 0,1 mol/L

On trouve le point de virage (le point d'équivalence) dans la partie de la courbe où la déclivité est la plus grande, au point d'inflexion où la concavité de la courbe change de direction.

Au volume de mi-équivalence, $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3]$ et $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$ pour ce qui est de l'acide conjugué NH_4^+ . Puisque dans le cas des paires acide-base conjuguées, $K_a = K_e/K_b$, au point de mi-équivalence, $pH = pK_e - pK_b$.

Sélection d'un indicateur

Un bon indicateur devrait changer de couleur au point d'équivalence du titrage. Les indicateurs ne changent pas soudainement de couleur, mais plutôt graduellement à l'intérieur d'une gamme de pH. Le tableau suivant fournit une description d'indicateurs acido-basiques typiques.



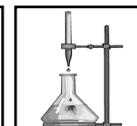
Indicateur	Changement de couleur	Gamme de pH
vert de bromocrésol	jaune → bleu	3,6 à 5,2
rouge de méthyle	rouge → jaune	4,2 à 6,3
bleu de bromothymol	jaune → bleu	6,0 à 7,6
rouge de phénol	jaune → rouge	6,7 à 8,2
phénolphtaléine	incolore → rose	8,3 à 10,0

Pour un point de virage efficace, une goutte (0,02 mL) de titrant devrait suffire pour faire varier la couleur de la solution indicatrice. Choisir un indicateur dont la couleur change juste après le point d'équivalence, sans quitter la portion la plus abrupte de la courbe de pH. (Il faut également être en mesure de voir le changement de couleur; par exemple, certaines personnes daltoniennes n'arrivent pas à faire la distinction entre le rouge et le vert, alors que d'autres ont de la difficulté à voir des changements où une solution rose devient incolore.)

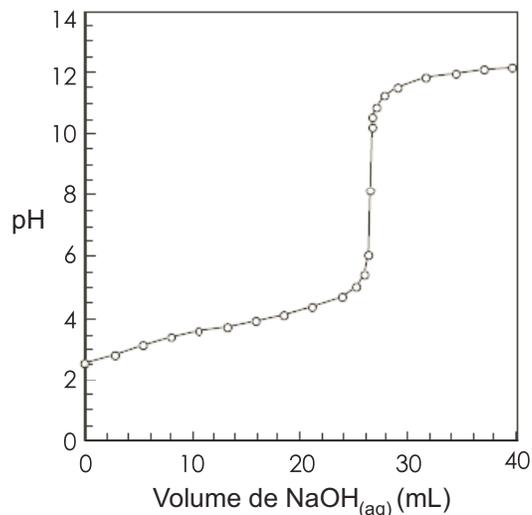
Pour les titrages illustrés précédemment, voici une liste des indicateurs pouvant être utilisés :

HCl c. NaOH : bleu de bromothymol, rouge de méthyle ou phénolphthaléine
 NaOH c. HCl : vert de bromocrésol, rouge de méthyle ou bleu de bromothymol
 HOAc c. NaOH : phénolphthaléine
 NH₃ c. HCl : rouge de méthyle ou vert de bromocrésol

Remarque : il est préférable d'effectuer les titrages HCl c. NaOH et NaOH c. HCl avec des indicateurs différents afin de mieux établir le point de virage du neutre à la base et du neutre à l'acide avec une goutte d'indicateur.



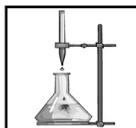
ANNEXE 12 : Problèmes – Courbes de pH

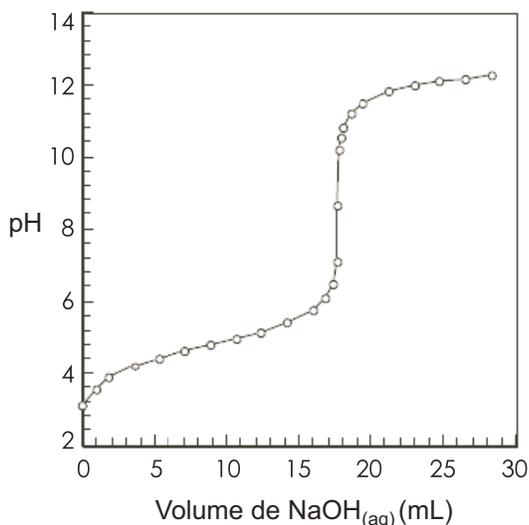


Un élève verse à la pipette 25,0 mL de solution aqueuse d'un acide inconnu dans une fiole d'Erlenmeyer. Il ajoute 25 mL d'eau, puis titre le mélange qui en résulte avec une solution standard aqueuse d'hydroxyde de sodium en concentration de 0,0985 mol/L. Il mesure le pH du mélange après chaque ajout. Le graphique ci-dessus montre la courbe de pH obtenue.

À l'aide de ce graphique, réponds aux questions suivantes :

1. Quelle était la concentration de la solution acide inconnue?
2. Quel indicateur conviendrait bien à cette solution?
3. En supposant que l'acide inconnu est un monoacide faible, calcule la valeur de K_a .



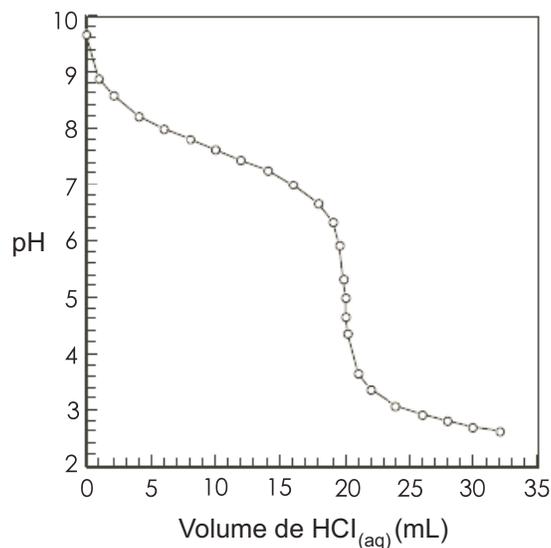


Un élève pèse 0,225 g d'un acide solide inconnu et le verse dans une fiole d'Erlenmeyer. Il ajoute environ 50 mL d'eau, puis titre le mélange qui en résulte avec une solution standard aqueuse d'hydroxyde de sodium en concentration de 0,1245 mol/L. Il mesure le pH du mélange après chaque ajout. Le graphique ci-dessus montre la courbe de pH obtenue.

À l'aide de ce graphique, réponds aux questions suivantes :

1. Quel indicateur conviendrait bien à cette solution?
2. En supposant que l'acide inconnu est un monoacide faible, calcule la valeur de K_a .
3. Calcule la masse moléculaire de l'acide inconnu.
4. Les résultats auraient-ils été différents si l'élève avait ajouté 100 mL d'eau?
Explique ta réponse.

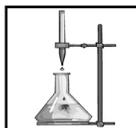




Un élève pèse 0,0165 g d'une base solide inconnue et la verse dans une fiole d'Erlenmeyer. Il ajoute environ 100 mL d'eau, puis titre le mélange qui en résulte avec une solution standard d'acide chlorhydrique en concentration de 0,026 35 mol/L. Il mesure le pH du mélange après chaque ajout. Le graphique ci-dessus montre la courbe de pH obtenue.

À l'aide de ce graphique, réponds aux questions suivantes :

1. Quel indicateur conviendrait bien à cette solution?
2. En supposant que la base inconnue est une monobase faible, calcule la valeur de K_b de son acide conjugué.
3. Calcule la masse moléculaire de la base inconnue.



ANNEXE 13 : Exercice – Les courbes de titrage*

Le titrage est un processus de neutralisation où un titrant (une solution de concentration connue) est versé dans un analyte (solution inconnue) jusqu'à ce que cette dernière soit complètement neutralisée. Ceci permet de trouver la concentration de la solution inconnue. Un indicateur (souvent un acide faible) est placé dans la solution inconnue afin de déterminer le point de virage (la valeur de pH à laquelle l'indicateur change de couleur). Le point d'équivalence est le point dans un titrage où le nombre de moles du titrant est égal au nombre de moles de la solution inconnue. Le pH est la valeur utilisée pour suivre un titrage. On construit souvent un graphique du pH en fonction du volume de titrant ajouté. La courbe produite se nomme courbe de titrage.

Types de réactions de titrage :

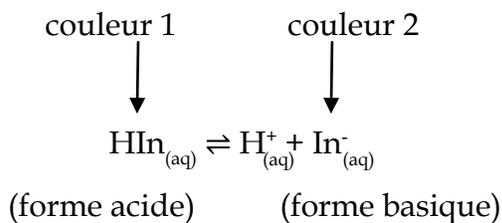
1. Titrage d'acides forts et de bases fortes : le pH au point d'équivalence est égal à 7.
2. Titrage d'un acide faible par une base forte : le pH au point d'équivalence est supérieur à 7.
3. Titrage d'un acide fort par une base faible : le pH au point d'équivalence est inférieur à 7.

Les indicateurs

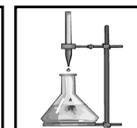
Les indicateurs sont des substances (souvent des acides faibles) qui changent de couleur selon le pH. Différents indicateurs vont changer de couleur à différentes valeurs de pH, donc le choix de l'indicateur pour un titrage dépend de la force de l'acide et de la base. On doit choisir un indicateur dont le point de virage est près du point d'équivalence.

Les indicateurs et le principe de Le Chatelier

Le principe de Le Chatelier peut nous aider à expliquer le changement de couleur d'un indicateur.



La présence d'un acide (qui fournit des ions H^+) augmente la concentration d'ions hydrogène, provoquant ainsi le virage de la couleur 2 à la couleur 1. La présence d'une base (qui fournit des ions OH^-) diminue la concentration en ions hydrogène, et la couleur 1 fait place à la couleur 2.



Voici des intervalles de pH de certains indicateurs :

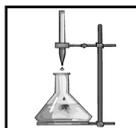
Indicateur	Intervalle de pH	Couleur dans un acide	Couleur dans une base
Violet de méthyle	0,0-1,6	Jaune	Bleu
Jaune de méthyle	2,9-4,0	Rouge	Jaune
Bleu de bromophénol	3,0-4,6	Jaune	Bleu
Méthylorange	3,1-4,4	Rouge	Jaune
Rouge de méthyle	4,2-6,3	Rouge	Jaune
Papier tournesol	5,5-8,0	Rouge	Bleu
Bleu de bromothymol	6,0-7,6	Jaune	Bleu
Rouge de phénol	6,7-8,2	Jaune	Rouge
Phénolphtaléine	8,3-10,0	Incolore	Rose
Thymolphtaléine	9,4-10,6	Incolore	Bleu
Jaune d'alizarine	10,0-12,0	Jaune	Rouge

Objectif

Analyser les ressemblances et les différences entre plusieurs courbes de titrage.

Partie A

On ajoute 50,0 mL d'acide nitrique (de concentration inconnue) et un indicateur dans une fiole d'Erlenmeyer de 150 mL. On mesure le pH de la solution à l'aide d'un pH-mètre. On ajoute ensuite graduellement une solution de NaOH (base forte) de 0,1 mol/L en agitant continuellement le contenu de la fiole. On mesure le pH chaque fois que 2,0 mL de NaOH sont ajoutés.

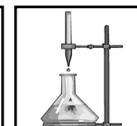


Données :

Volume de NaOH ajouté (mL)	pH
0,0	1,00
10,0	1,18
20,0	1,37
40,0	1,95
45,0	2,28
48,0	2,69
19,0	3,00
50,0	7,00
51,0	11,00
55,0	11,68
60,0	11,96
80,0	12,36
100,0	12,52

Analyse

1. Les substances du titrage sont le NaOH et le HNO₃. Les deux sont des électrolytes forts
Prédis la forme de la courbe de titrage qui serait obtenue à partir des données du tableau
Prédis aussi le pH au point d'équivalence.
2. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique.
3. Trace un graphique du pH en fonction du volume de NaOH ajouté.
4. Explique pourquoi, à l'échelle particulière, le pH augmente à mesure qu'on ajoute du NaOH au NHO₃.
5. Utilise le graphique pour déterminer le point d'équivalence. Indique clairement ce point sur ton graphique.
6. Dessine une représentation particulière de la fiole d'Erlenmeyer au point d'équivalence.
7. Quel est le volume de NaOH au point d'équivalence?
8. Quelle est la valeur du pH au point d'équivalence?
9. Qu'est-ce que la valeur du pH au point d'équivalence indique au sujet de la force de l'acide?
10. Calcule la concentration de la solution d'acide nitrique.
11. À l'aide du tableau d'indicateurs à la page précédente, nomme un indicateur qui aurait été convenable pour ce titrage.



Partie B

On ajoute 50,00 mL d'acide acétique (de concentration inconnue) et un indicateur dans une fiole d'Erlenmeyer de 150 mL. On mesure le pH de la solution à l'aide d'un pH-mètre. On ajoute ensuite graduellement une solution de NaOH (base forte) de 0,1 mol/L en agitant continuellement le contenu de la fiole. On mesure le pH chaque fois que 2,0 mL de NaOH sont ajoutés.

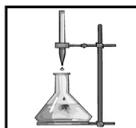
Données

Volume de NaOH ajouté (mL)	pH
0,0	2,87
10,0	4,14
25,0	4,74
40,0	5,35
50,0	8,72
60,0	11,96
75,0	12,30

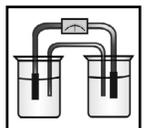
Analyse

1. Les substances du titrage sont le NaOH (un électrolyte fort) et le CH_3COOH (un électrolyte faible). Prédise la forme de la courbe de titrage qui serait obtenue à partir des données du tableau. Prédise aussi le pH au point d'équivalence.
2. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique.
3. Trace un graphique du pH en fonction du volume de NaOH ajouté.
4. Explique pourquoi, à l'échelle particulière, le pH augmente à mesure qu'on ajoute du NaOH au CH_3COOH .
5. Utilise le graphique pour déterminer le point d'équivalence. Indique clairement ce point sur ton graphique.
6. Dessine une représentation particulière de la fiole d'Erlenmeyer au point d'équivalence.
7. Quel est le volume de NaOH au point d'équivalence?
8. Quelle est la valeur du pH au point d'équivalence?
9. Qu'est-ce que la valeur du pH au point d'équivalence indique au sujet de la force de l'acide?
10. Calcule la concentration de la solution d'acide acétique.
11. À l'aide du tableau d'indicateurs à la page précédente, nomme un indicateur qui aurait été convenable pour ce titrage.
12. Compare les deux graphiques. Note les similarités et les différences en portant une attention particulière à l'endroit où commence la courbe et où se situe le point d'équivalence.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Acid-Base Titration Assignment – C12-5-10 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 30 décembre 2014).
Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



L'ÉLECTROCHIMIE

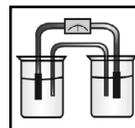


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves poursuivront leur étude des réactions d'oxydoréduction en étudiant les piles voltaïques et électrolytiques. Ils utiliseront les potentiels standard d'électrodes données pour prédire la spontanéité de réactions d'oxydoréduction.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

Les élèves devraient pouvoir déterminer les nombres d'oxydation de tous les éléments d'une réaction d'oxydoréduction et indiquer l'élément oxydé et l'élément réduit, ainsi que les agents oxydant et réducteur. Si les élèves n'ont pas encore présenté les résultats de leur recherche sur les applications des réactions d'oxydoréduction entamée au regroupement 1, on doit leur laisser le temps de le faire.

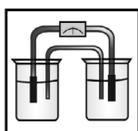


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

Afin de faciliter la présentation des renseignements et des stratégies d'enseignement et d'évaluation, les RAS de ce regroupement ont été disposés en **blocs d'enseignement**. Il est à souligner que, tout comme le regroupement lui-même, les blocs d'enseignement ne sont que des pistes suggérées pour le déroulement du cours de chimie. L'enseignant peut choisir de structurer son cours et ses leçons en privilégiant une autre approche. Les élèves doivent cependant réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 12^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 12^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent être enseignés pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	La série d'activité	C12-6-01, C12-6-02, C12-0-S1, C12-0-S5	2 h
Bloc B	L'évolution historique des piles voltaïques	C12-6-03, C12-0-R1, C12-0-R2, C12-0-R3, C12-0-N1, C12-0-N2, C12-0-N3	1 h
Bloc C	La pile voltaïque	C12-6-04, C12-6-05, C12-0-C1, C12-0-S4, C12-0-S5, C12-0-A1	3 h
Bloc D	Le potentiel standard	C12-6-06, C12-6-07, C12-6-08, C12-0-C1	2,5 h
Bloc E	Les piles électrolytiques	C12-6-09, C12-6-10, C12-6-11, C12-0-C1, C12-0-C2, C12-0-T3	3,5 h
Bloc F	Résolution de problèmes	C12-6-12, C12-0-C1, C12-0-C2, C12-0-N2, C12-0-T1, C12-0-T3	2 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			15 h à 16 h



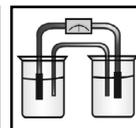
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

Vous trouverez ci-dessous une liste de ressources éducatives qui se prêtent bien à ce regroupement. Il est possible de se procurer la plupart de ces ressources à la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) ou de les commander auprès du Centre de ressources d'apprentissage du Manitoba (CRA).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97382)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97383)
- [R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 98878)
- [R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CRA 91609)
- FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)
- HILL, John W. et al. *Chimie générale*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96139)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 97715)
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CRA 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR. *La sécurité en sciences de la nature : Un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015. (DREF P.D. 372.35 5446, CRA 98839)



- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d'enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11, CRA 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91610)

AUTRES IMPRIMÉS

L'Actualité, Éditions Rogers Media, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 20 fois l'an; articles d'actualité canadienne et internationale]

Ça m'intéresse, Prisma Presse, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; beaucoup de contenu STSE; excellentes illustrations]

Découvrir : la revue de la recherche, Association francophone pour le savoir, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE [revue bimestrielle de vulgarisation scientifique; recherches canadiennes]

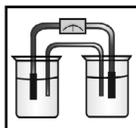
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

- [R] *Québec Science*, La Revue Québec Science, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 10 fois l'an]

- [R] *Science et vie junior*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; excellente présentation de divers dossiers scientifiques; explications logiques avec beaucoup de diagrammes]

- [R] *Science et vie*, Excelsior Publications, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; articles plus techniques]

Sciences et avenir, La Revue Sciences et avenir, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE.
[revue mensuelle; articles détaillés]

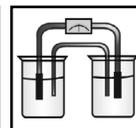


DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

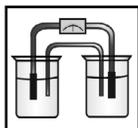
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)

SITES WEB

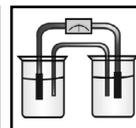
- Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 31 décembre 2014). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]
- [R] Alessandro Volta. http://fr.wikipedia.org/wiki/Alessandro_Volta (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] Animations, application de physique chimie. <http://www.physagreg.fr/animations.php> (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] Awesome Engine Animation. <https://www.youtube.com/watch?v=OXd1PIGur8M&feature=related> (consulté le 31 décembre 2014). [site qui montre une animation de la combustion dans un engin de voiture (site en anglais)]
- [R] C'est pas sorcier – piles et batteries. <https://www.youtube.com/watch?v=mItO3l82Ic0> (consulté le 31 décembre 2014). [émission sur les piles qui comprend une bonne explication du fonctionnement de la pile électrolytique. Il y a aussi des bonnes explications des différents types de piles. Le DVD est aussi disponible à la DREF]
- [R] Chimie en solution aqueuse – l'oxydoréduction – piles électrochimiques. http://www.uel.education.fr/consultation/presentation/present/maquette/exemples_uel/module_ex/apprendre/chimie/ex2/titre9.htm (consulté le 31 décembre 2014). [animation d'une pile Daniell avec explications]
- [R] La chimie.net. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 12 juillet 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]



- [R] *Department of Chemistry Iowa State University – Electrochemical cell experiment.*
<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/electroChem/volticCell.html> (consulté le 31 décembre 2014). [cette simulation aide les élèves à créer leur propre pile électrochimique; les élèves doivent choisir les électrodes et les solutions ioniques nécessaires pour créer une pile électrochimique fonctionnelle (site en anglais)]
- [R] *Department of Chemistry Iowa State University – Metals in Aqueous Solutions.*
<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html> (consulté le 31 décembre 2014). [simulation de réactions de différents métaux dans diverses solutions aqueuses (site en anglais)]
- [R] *The electrochemical cell.*
http://physics.kenyon.edu/EarlyApparatus/Electricity/Electrochemical_Cell/Electrochemical_Cell.html (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]
- [R] *Encyclopédie de L'Agora.* http://agora.qc.ca/mot.nsf/Dossiers/Alessandro_Volta (consulté le 31 décembre 2014). [biographie d'Alessandro Volta]
- [R] *Expériences d'électrochimie – la batterie au citron.*
http://www.funsci.com/fun3_fr/elechim/elechim.htm (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Experiments in electrochemistry.* http://www.funsci.com/fun3_en/electro/electro.htm (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]
- [R] *Galvani, Luigi.* <http://www.memo.fr/Dossier.asp?ID=1223> (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *L'histoire de la pile électrique.* <http://www.tetraconcept.com/grizzly/pile.htm> (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Histoire de l'électricité. Galvani, Volta et la découverte de la pile électrique.*
<http://seaus.free.fr/spip.php?article844> (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Luigi Galvani.* <http://www.corrosion-doctors.org/Biographies/GalvaniBio.htm> (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]
- [R] *La pile Daniell.*
http://physiquecollege.free.fr/physique_chimie_college_lycee/lycee/terminale_TS/daniell.htm (consulté le 31 décembre 2014). [excellente animation qui permet d'observer le fonctionnement de la pile Daniell à l'échelle moléculaire]



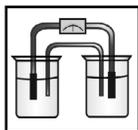
- [R] *Pile de Volta*. http://www.fondation-lamap.org/sites/default/files/upload/media/mini-sites/projet_europe/FLASH/VOLTEXP.SWF (consulté le 31 décembre 2014). [site permettant de simuler le montage d'une pile de Volta]
- [R] *Pile voltaïque*.
http://fr.wikipedia.org/wiki/Pile_volta%C3%AFque (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Raymond Chang Chemistry Animation Center – Oxidation Reduction Reactions*.
<http://www.crescent.edu.sg/crezlab/webpages/pptReaction3.htm>
(consulté le 31 décembre 2014). [animation de la réaction de déplacement simple entre le zinc et le sulfate de cuivre ainsi que le cuivre et le nitrate d'argent (site en anglais)]
- [R] *Réaction entre l'acide nitrique concentré et le métal cuivre*.
<http://video.coursgratuits.net/200/p-chimie-acide-nitrique-et-metal-cuivre.php>
(consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *La saga de la chimie moderne – Alessandro Volta*.
http://www.ensc-rennes.fr/digitalAssets/60/60912_volta.pdf
(consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Scheme of Electrochemical Cell*. <http://chimge.unil.ch/En/redox/1red13.htm>
(consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]
- [R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com> (consulté le 14 juillet 2014).
[excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

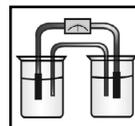
L'élève sera apte à :

- C12-6-01** élaborer de façon expérimentale une série d'activité;
RAG : C2
- C12-6-02** prédire la spontanéité de réactions à partir d'une série d'activité;
RAG : D3
- C12-6-03** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des piles voltaïques, entre autres les contributions d'Alessandro Volta, de Luigi Galvani;
RAG : A2, A4, B1
- C12-6-04** expliquer le fonctionnement d'une pile voltaïque (galvanique) à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique, entre autres écrire la demi-réaction, la réaction globale et la notation abrégée;
RAG : D3, E4
- C12-6-05** construire une pile voltaïque (galvanique) fonctionnelle et mesurer sa tension;
RAG : C2
- C12-6-06** définir le potentiel standard d'une électrode, entre autres avec l'électrode d'hydrogène comme électrode de référence;
RAG : D3
- C12-6-07** calculer les potentiels standard de piles à partir des potentiels standard d'électrodes donnés;
RAG : D3
- C12-6-08** prédire la spontanéité de réactions à partir de potentiels standard d'électrode;
RAG : D3
- C12-6-09** comparer les piles voltaïques et les piles électrolytiques;
RAG : D3
- C12-6-10** expliquer le fonctionnement d'une pile électrolytique à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique, entre autres l'électrolyse d'un composé ionique fondu, l'électrolyse d'un composé ionique aqueux;
RAG : D3, E4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C12-6-11** décrire des utilisations pratiques des piles électrolytiques, *par exemple l'électrolyse de l'eau, l'électrolyse de saumure, la galvanoplastie, la production et la purification des métaux;*
RAG : B1, B2
- C12-6-12** résoudre des problèmes impliquant des piles électrolytiques à l'aide de la loi de Faraday.
RAG : D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

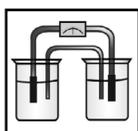
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

Étude scientifique

- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2

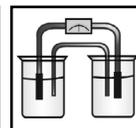


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
*par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias,
des logiciels, des sondes;*
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système
international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en
expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de
données,
entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage
d'erreur;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données,
entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres
explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;
RAG : C2, C5, C8

Recherche et communication

- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements,
*par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence,
l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C12-0-R4 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

C12-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C12-0-G2 susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7

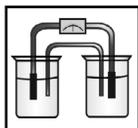
C12-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

C12-0-N1 expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2

C12-0-N2 décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4

C12-0-N3 décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : A1, A2



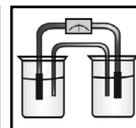
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T2** expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2

Attitudes

- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie;
RAG : C2, C5
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les professions et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4
- C12-0-A4** se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B5, C4



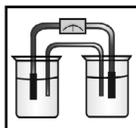
Bloc A : La série d'activité

L'élève sera apte à :

- C12-6-01** élaborer de façon expérimentale une série d'activité;
RAG : C2
- C12-6-02** prédire la spontanéité de réactions à partir d'une série d'activité;
RAG : D3
- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes.*
RAG : C2, C5

Dans le premier regroupement, Les réactions en solution aqueuse, les élèves ont étudié les réactions d'oxydation et de réduction. Ils devraient maintenant pouvoir déterminer les nombres d'oxydation de tous les éléments de toute réaction d'oxydoréduction, et indiquer l'élément oxydé et l'élément réduit ainsi que les agents oxydant et réducteur. De plus, ils devraient pouvoir trouver l'équation équilibrée des réactions d'oxydoréduction et bien comprendre le concept de la conservation des électrons. S'ils ne sont pas en mesure de le faire correctement, ils auront de la difficulté à comprendre la section ci-dessous concernant l'électrochimie.

Mentionnons également que le résultat d'apprentissage suivant a été abordé dans le regroupement d'introduction, Les réactions en solution aqueuse (C12-1-12). On peut proposer aux élèves de faire une recherche sur les applications des réactions redox et leur laisser le temps de présenter leurs conclusions dans le cadre du présent regroupement.



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les concepts d'oxydoréduction du regroupement 1 en leur proposant de résoudre des problèmes visant à reconnaître les réactions d'oxydoréduction et celles qui n'en sont pas ou en réalisant l'activité de ① l'annexe 1.

En quête**Expérience de laboratoire**

Proposer aux élèves de réaliser une expérience qui permet de trouver de façon qualitative comment la série d'activité peut être élaborée (voir *Chimie 12*, p. 470-471, *Chimie 11-12*, p. 602 ou *Chimie 12 STSE*, p. 619). Une expérience de laboratoire similaire est présentée à ① l'annexe 2.

L'électrochimie est un sujet idéal pour amorcer la discussion sur les modes de représentation visuel, moléculaire et symbolique des réactions. Des recherches récentes montrent que pour que les élèves approfondissent leur connaissance des mécanismes des réactions chimiques, il faut discuter des modes de représentation de ces réactions et en donner des exemples. Une fois que les élèves auront observé les changements macroscopiques en laboratoire, leur demander de dessiner et d'expliquer ce qui survient à l'échelle moléculaire. Des animations peuvent aussi être utilisées pour montrer ce qui se produit à l'échelle moléculaire.

Enseignement direct – prédire la spontanéité de réactions à partir d'une série d'activité

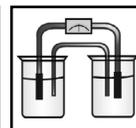
Une fois que les élèves auront établi un tableau d'activité, leur indiquer qu'ils peuvent s'en servir pour prédire la spontanéité des réactions.

La plupart des séries d'activité nord-américaines sont énumérées sous forme de tableau des potentiels standard de réduction à 25 °C et en solution à une concentration de 1 mol/L, tandis que les séries d'activité européennes sont généralement présentées en fonction des potentiels d'oxydation.

① L'annexe 3 comprend un tableau des potentiels standard de réduction où l'on présente des notes concernant l'espèce la plus facilement réduite, l'espèce qui a le moins d'affinité pour les électrons, etc. Ce type de tableau est habituellement présent dans les manuels de chimie. ① L'annexe 4 fournit des renseignements sur les tableaux des potentiels standard de réduction.

Montrer aux élèves que les diverses espèces sont organisées dans le tableau en fonction de :

- leur affinité pour les électrons;
- la facilité avec laquelle elles sont réduites ou oxydées;
- leur force en tant qu'agents oxydants ou réducteurs.



Inviter les élèves à examiner un tableau des potentiels standard d'électrode et à répondre à des questions telles que :

- Quelle espèce représente l'agent oxydant le plus fort? (Réponse : $F_{2(g)}$)
- Quelle espèce est la moins facilement réduite? (Réponse : $Li_{(aq)}^+$)
- Quelle espèce représente l'agent réducteur le plus faible? (Réponse : $F_{(aq)}^-$)

Ce ne sont que quelques exemples de questions que l'enseignant peut poser et auxquelles les élèves devront répondre en utilisant le tableau des potentiels standard de réduction. D'autres questions d'évaluation sont fournies plus loin.

D'après les résultats d'expériences sur les réactions chimiques, contrairement aux expériences faites par les élèves, les chimistes ont découvert que certaines espèces réagissent spontanément alors que d'autres ne réagissent pas. Les élèves ont déjà appris, dans le cours de chimie de 10^e année, que les métaux alcalins réagissent pour devenir des ions positifs, perdant des électrons en cours de route pour devenir stables et avoir une structure électronique similaire à celle des gaz inertes. De même, le fluor gazeux capte rapidement et facilement des électrons pour devenir un ion stable en solution, présentant la structure électronique d'un gaz inerte avec un octet d'électrons à son niveau d'énergie extérieur. Ces réactions figurent dans le haut et le bas d'un tableau très important pour les chimistes, fondé sur l'affinité relative des diverses espèces pour les électrons provoquant la réduction de la charge ionique de l'espèce réduite (voir une version de ce tableau à l'annexe 3).

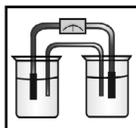
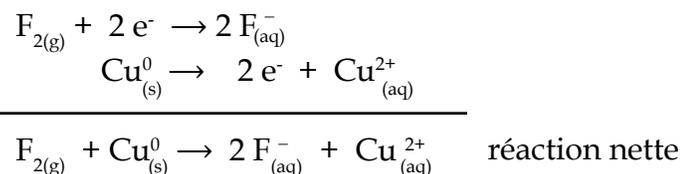
Expliquer aux élèves la façon d'utiliser le tableau pour déterminer la spontanéité d'une réaction chimique.

Exemple

Le fluor gazeux, dans le coin supérieur gauche du tableau, a une affinité pour les électrons supérieure à celle d'une espèce située plus bas à gauche du tableau; l'espèce la plus élevée dans le tableau fera donc l'objet d'une réduction en tant qu'agent oxydant, et une espèce située en dessous subira une réaction inverse pour produire une réaction d'oxydation.

Ex. : F_2 réagira avec Cl^- , Ag^0 , Cu^0 , etc.

On peut déterminer la réaction nette de la façon suivante :



- F_2 a une affinité plus grande pour les électrons (en fait, la plus grande affinité parmi toutes les espèces).
- F_2 est réduit et est donc l'agent oxydant.
- Cu^0 est oxydé, donc il est l'agent réducteur.

Animations

Proposer aux élèves de visionner des animations ou d'essayer des simulations de réactions d'oxydoréduction :

- **Reactions of Metals and Metal Ions Experiment** (site en anglais)

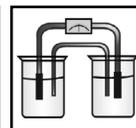
[\[http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html\]](http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html).

Cette simulation de l'Université de l'Iowa permet à l'élève de découvrir la série d'activité en plaçant différents métaux dans diverses solutions aqueuses et d'observer la simulation à l'échelle moléculaire.

Proposer aux élèves de suivre les étapes suivantes pour cette simulation :

- Pour démarrer l'animation, clique sur « start ». Tu verras quatre solutions ioniques. Choisis un des quatre métaux et suis les directives à l'écran. Note tes observations (p. ex., quelles réactions se produisent). Répète la marche à suivre pour les trois autres métaux en notant bien tes observations.
 - Examinons quatre métaux, soit le magnésium, le zinc, le cuivre et l'argent.
 - a) Lequel est le plus réactif? Explique pourquoi.
 - b) Lequel est le moins réactif? Explique pourquoi.
 - c) Place chaque métal en ordre croissant de réactivité (du moins réactif au plus réactif).
 - d) Cherche le magnésium, le zinc, le cuivre et l'argent dans le tableau de potentiel de réduction standard à la fin de ce document. Y a-t-il un lien entre la réactivité des métaux et le tableau? Explique ta réponse.
 - Essaie les activités 2 et 3 et réponds aux questions 2 a), b) et c) ci-haut avec la nouvelle série de métaux.
 - Essaie l'activité 4.
- **Raymond Chang Chemistry Animation Center - Oxidation Reduction Reactions**
http://highered.mheducation.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::100%::100%::/sites/dl/free/0072512644/117354/06_Oxidation_Reduxn_Rxns.swf::Oxidation_Reduction_Reactions (site en anglais)

Animation d'une réaction de déplacement simple entre $CuSO_{4(aq)}$ et $Zn_{(s)}$ et entre $AgNO_{3(aq)}$ et $Cu_{(s)}$



En fin**1**

Proposer aux élèves de faire une recherche pour trouver l'origine de l'expression « série électrochimique ».

2

Inviter les élèves à faire le lien entre la position d'une espèce dans le tableau et sa réactivité chimique, tel qu'étudié en sciences de 10^e année ou en chimie de 11^e année.

3

Inviter les élèves à dessiner les représentations des réactifs et des produits de réactions d'oxydoréduction (redox) et à montrer la façon dont le transfert d'électrons s'effectue en solution.

Stratégies d'évaluation suggérées**1**

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des @ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

2

Demander aux élèves de résoudre les problèmes suivants :

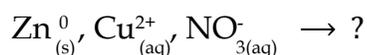
Partie A

Prédire si les réactions suivantes seront spontanées ou non à partir d'un tableau des potentiels standard de réduction :

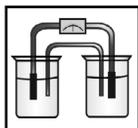
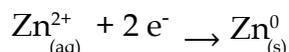
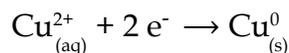
1. Placer une bande de zinc métallique dans une solution 1,0 mol/L de nitrate de cuivre(II).

Réponse :

Les espèces disponibles pour la réaction sont les suivantes : $\text{Zn}_{(s)}^0$, $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$, $\text{NO}_{3(aq)}^-$

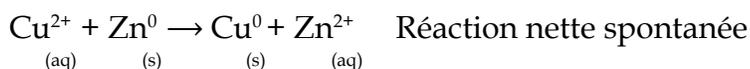
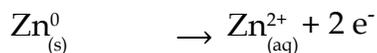
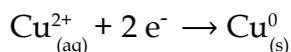


Les ions $\text{NO}_{3(aq)}^-$ ne réagiront pas, à moins que la solution soit acide. Voir le tableau à @ l'annexe 3.



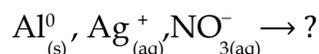
D'après le tableau, Cu^{2+} a une plus grande affinité pour les électrons que Zn^{2+} , donc Cu^{2+} attirera des électrons et sera réduit pour devenir Cu^0 au cours du processus. Ces électrons seront donnés par Zn^0 , qui sera oxydé du même coup pour devenir Zn^{2+} .

Les deux réactions sont les suivantes :

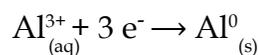
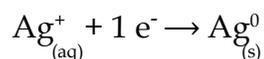


2. Une bande d'aluminium métallique est plongée dans une solution à 1,0 mol/L de nitrate d'argent.

Réponse : Les espèces disponibles pour la réaction sont : $\text{Al}^0_{(\text{s})}$, $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$, $\text{NO}^-_{3(\text{aq})}$

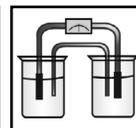
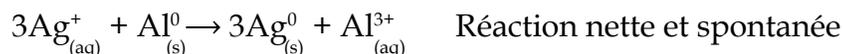
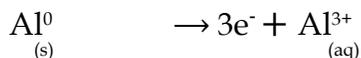
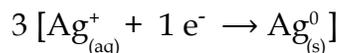


Les ions $\text{NO}^-_{3(\text{aq})}$ ne réagiront pas, à moins que la solution soit acide. Voir le tableau à l'annexe 3.



D'après le tableau, Ag^+ a une plus grande affinité pour les électrons que Al^{3+} , donc Ag^+ attirera des électrons et sera réduit au cours du processus pour devenir Ag^0 , provoquant l'oxydation d' Al^0 qui donnera des électrons et deviendra Al^{3+} .

Les deux réactions sont les suivantes (la première est multipliée par 3 pour équilibrer le nombre d'électrons donnés et gagnés) :



Partie B

(Utilise un tableau de potentiels standard de réduction pour répondre aux questions.)

Parmi les espèces suivantes, Au^{3+} , $\text{Cr}^0_{(s)}$, Sr^{2+} , Br^- , dites laquelle (ou lesquelles) :

Réponses

- | | |
|--|--------------------------------|
| a) est la plus facilement réduite, c.-à-d. l'agent oxydant le plus fort; | Au^{3+} |
| b) a la plus grande affinité pour les électrons; | Au^{3+} |
| c) est la moins facilement oxydée; | Cr^0 |
| d) est la plus facilement oxydée; | Br^- |
| e) oxydera Sn^{2+} en Sn^{4+} ; | Au^{3+} |
| f) peut réduire $\text{F}_{2(g)}$ en $2\text{F}^-_{(aq)}$. | Br^- et Cr^0 |

Partie C

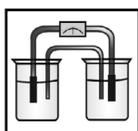
Au cours d'une expérience comme celle que vous avez réalisée en classe, des feuillets d'or, d'argent et d'étain sont plongés dans des béchers contenant leurs solutions ioniques. Les résultats obtenus sont les suivants :

- 1) $\text{Sn}^0_{(s)} + \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow$ dépôt d'argent (Ag) métallique
- 2) $\text{Au}^{3+}_{(aq)} + \text{Sn}^0_{(s)} \rightarrow$ dépôt d'or (Au) métallique
- 3) $\text{Au}^0_{(s)} + \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow$ aucune réaction

Place les ions utilisés dans l'expérience par ordre décroissant de force d'attraction des électrons (c.-à-d. avec en tête de liste les espèces ayant la plus grande affinité pour les électrons).

Réponses :

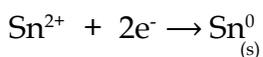
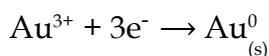
- On peut déduire que pour que la réaction 1 se produise conformément à la notation, Ag^+ doit avoir une plus grande affinité pour les électrons que Sn^{2+} , donc Ag^+ doit être placé au-dessus de Sn^{2+} dans un tableau où l'espèce ayant la plus grande affinité pour les électrons est placée en haut.
- De même, la réaction 2 indique que pour que la réaction se produise telle qu'indiqué dans la notation, Au^{3+} doit avoir une plus grande affinité pour les électrons que Sn^{2+} , donc Au^{3+} doit être placé au-dessus de Sn^{2+} dans un tableau où l'espèce ayant la plus grande affinité pour les électrons est placée en haut.



- Si la réaction 3 avait provoqué la formation de produits, en suivant la même logique que dans les deux réactions précédentes, Ag^+ aurait dû être placé au-dessus de Au^{3+} dans le tableau. Toutefois, la réaction **ne s'est pas** produite, donc le raisonnement inverse est vrai et Au^{3+} doit être placé au-dessus d' Ag^+ .
- Voici la liste complète des réactions ou des espèces ayant la plus grande affinité pour les électrons :

Au^{3+} , ensuite Ag^+ et enfin Sn^{2+}

OU



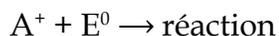
Partie D

Proposer un défi aux élèves en leur demandant de répondre à la question suivante :

Les substances A, B, C, D et E sont des métaux qui forment des ions positifs. Les ions du métal A réagissent avec le métal E, mais pas avec le métal C. Toutefois, le métal C ne réagit pas avec des solutions contenant des ions des métaux D et B. Le métal D ne réagit pas avec les ions du métal B. Place les ions métalliques par ordre décroissant, en commençant par l'agent oxydant le plus fort.

Réponse :

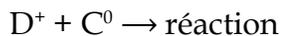
Maintenant que les élèves saisissent mieux la logique qui sous-tend le classement des diverses espèces, une courte explication pourrait être fournie. Supposons un cas facile, où des ions métalliques ont une valence de 1+.



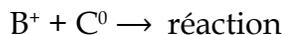
Donc A^+ sera au-dessus de E^+



Donc C^+ sera au-dessus de A^+



Donc D^+ sera au-dessus de C^+

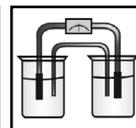


Donc B^+ sera au-dessus de C^+



Donc D^+ sera au-dessus de B^+

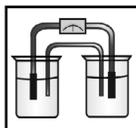
La liste des espèces commençant par l'agent oxydant le plus fort (en ordre décroissant) serait la suivante : D^+ , B^+ , C^+ , A^+ , E^+ .



Bloc B : L'évolution historique des piles voltaïques

L'élève sera apte à :

- C12-6-03** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des piles voltaïques, entre autres les contributions d'Alessandro Volta, de Luigi Galvani;
RAG : A2, A4, B1
- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés*;
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C12-0-N1** expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2
- C12-0-N2** décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4
- C12-0-N3** décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées.
RAG : A1, A2



Stratégies d'enseignement suggérées

En quête

Recherche

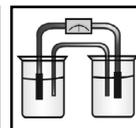
Inviter les élèves à faire une recherche sur le développement historique de la pile voltaïque (galvanique) et à préparer un rapport sur leurs constatations, individuellement ou en petits groupes. Ce rapport peut prendre des formes variées et les élèves devraient avoir la liberté de choisir la forme qu'ils préfèrent pour partager leurs apprentissages. Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves.

Les critères devraient porter aussi bien sur le contenu que sur les éléments de la présentation et devraient être semblables, peu importe le type de présentation choisi par les élèves.

Les piles voltaïques sont des piles électrochimiques servant à convertir l'énergie chimique en énergie électrique. Elles sont aussi appelées piles galvaniques, d'après Luigi Galvani. Pour en savoir plus sur Galvani et Volta, consulter @ l'annexe 5.

Les sites Web suivants peuvent être utiles :

- Galvani, Luigi. <http://www.memo.fr/Dossier.asp?ID=1223>
- Alessandro Volta. http://fr.wikipedia.org/wiki/Alessandro_Volta
- Pile voltaïque. http://fr.wikipedia.org/wiki/Pile_volta%C3%AFque
- La saga de la chimie moderne – Alessandro Volta. http://www.ensc-rennes.fr/digitalAssets/60/60912_volta.pdf
- Histoire de l'électricité. Galvani, Volta et la découverte de la pile électrique. <http://seaus.free.fr/spip.php?article844>
- Encyclopédie de L'Agora. http://agora.qc.ca/mot.nsf/Dossiers/Alessandro_Volta
- L'histoire de la pile électrique. <http://www.tetraconcept.com/grizzly/pile.htm>
- Luigi Galvani. <http://www.corrosion-doctors.org/Biographies/GalvaniBio.htm> (site en anglais)
- The electrochemical cell. http://physics.kenyon.edu/EarlyApparatus/Electricity/Electrochemical_Cell/Electrochemical_Cell.html (site en anglais).
- Experiments in electrochemistry. http://www.funsci.com/fun3_en/electro/electro.htm (site en anglais)
- Scheme of Electrochemical Cell. <http://chimge.unil.ch/En/redox/1red13.htm> (site en anglais)



Activités de laboratoire/Démonstrations

- Inviter les élèves à construire une pile au citron (voir *Chimie 11-12*, p. 611).
- Proposer aux élèves de reproduire l'expérience de Volta et de construire une pile voltaïque. Préciser qu'ils doivent alterner les pièces de cinq sous et d'un sou, ainsi que les pastilles de carton trempées dans l'eau salée et brancher un fil conducteur entre le bas et le haut de la pile. Leur proposer de montrer comment un courant électrique est généré en plaçant un disque de zinc sur le dessous de la pile avec un papier filtre trempé dans une solution d'électrolyte au milieu et un disque de cuivre sur le dessus (cette disposition en « sandwich » est appelée « élément »). Après avoir empilé les six éléments et en évitant que la solution s'égoutte par les côtés (ce qui peut provoquer un court-circuit), utiliser deux fils avec des pinces crocodiles – une au bas de la pile et l'autre sur le dessus – pour mesurer le voltage (la tension) entre le disque de zinc du bas et le disque de cuivre du haut. Il est possible d'utiliser la pile voltaïque pour alimenter une petite horloge, un thermomètre ou une calculatrice à affichage à cristaux liquides (ACL).

En fin

1

Inviter les élèves à répondre à la question suivante :

- *En quoi serions-nous touchés si les piles électrochimiques n'existaient pas? Comment notre vie en serait-elle changée?*

2

Inviter les élèves à faire un remue-méninges afin de dresser une liste des articles qui requièrent une pile pour fonctionner.

3

Inviter les élèves à réaliser une activité sur la pile de Volta à l'adresse suivante :

http://www.fondation-lamap.org/sites/default/files/upload/media/minisites/projet_europe/FLASH/VOLTEXP.SWF.

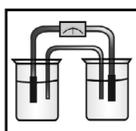
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'expliquer comment l'électrochimie permet de produire de l'énergie dans les piles.

2

Évaluer les habiletés en laboratoire des élèves à l'aide des @ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

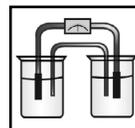


3

Demander aux élèves de présenter leur recherche sur l'histoire des piles voltaïques. Évaluer les recherches à l'aide des critères établis.

4

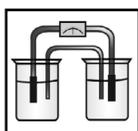
Proposer aux élèves de tracer un diagramme illustrant la pile de Volta (pile voltaïque) et d'expliquer pourquoi (ou comment) elle produit un courant électrique.



Bloc C : La pile voltaïque

L'élève sera apte à :

- C12-6-04** expliquer le fonctionnement d'une pile voltaïque (galvanique) à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique,
entre autres écrire la demi-réaction, la réaction globale et la notation abrégée;
RAG : D3, E4
- C12-6-05** construire une pile voltaïque (galvanique) fonctionnelle et mesurer sa tension;
RAG : C2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE.
RAG : C2, C5



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Événement inattendu

Au début du cours, apporter du jus d'orange. En prendre une gorgée et vider le reste dans un bécher; y plonger deux électrodes métalliques, l'une en magnésium, l'autre en cuivre. Relier les deux électrodes à une horloge à grand cadran. Observer les aiguilles qui commencent à avancer et dire ce qui suit : « nous avons mis la pendule à l'heure; nous pouvons maintenant commencer le cours ».

On pourrait aussi, par exemple, insérer un soufre en cuivre et une lame de zinc propre dans un citron et relier le tout à un voltmètre ou à une horloge. Les détails de l'expérience de l'horloge-citron sont fournis à l'adresse suivante :

- Expériences d'électrochimie – la batterie au citron.
http://www.funsci.com/fun3_fr/elechim/elechim.htm

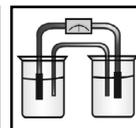
Le regroupement 3 en sciences de la nature de la 9^e année est consacré à la nature de l'électricité. Dans cette étude détaillée de l'électricité, les élèves ont fait le lien entre le modèle particulaire de l'électricité et la structure atomique (S1-3-04), ont construit des diagrammes de circuits électriques (S1-3-13) et ont utilisé des instruments appropriés pour mesurer la différence de potentiel (S1-3-14). Ils devraient donc posséder les connaissances nécessaires relatives aux circuits électriques. Toutefois, une récapitulation de cette matière pourrait s'avérer bien utile.

En quête

Les élèves devraient pouvoir expliquer le fonctionnement des piles électrochimiques en utilisant les trois modes de représentation : visuel (macroscopique), particulaire (microscopique) et symbolique.

Après la présentation de cette section, les élèves devraient comprendre qu'une réaction chimique peut servir à créer un courant électrique. Une pile voltaïque est un appareil pour lequel on utilise une réaction redox spontanée pour produire de l'énergie électrique. Selon la loi de la conservation de l'énergie, celle-ci ne peut être ni créée, ni détruite; elle est simplement convertie d'une forme à une autre. Dans une pile voltaïque, l'énergie chimique d'une réaction redox spontanée est convertie en énergie électrique.

Une cellule électrochimique est le siège de nombreux processus chimiques et électriques. Amener les élèves à expliquer les réactions prenant place dans les deux demi-cellules en parlant de flux d'électrons, de flux d'anions et de flux de cations.



Activité - construction d'une pile voltaïque

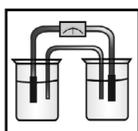
Inviter les élèves à construire une pile voltaïque à réaction spontanée en utilisant ce qu'ils ont appris au sujet de la série électrochimique dans les RAS C12-6-01 et C12-6-02. Leur fournir le matériel suivant : voltmètres, fils, pinces crocodiles, tubes en U, ouate, métaux communs et leurs solutions ioniques à 1,0 mol/L et solution à 1,0 mol/L de nitrate de sodium, de potassium ou d'ammonium pour le pont salin.

Demander aux élèves d'écrire la réaction spontanée en indiquant la réaction de réduction, la réaction d'oxydation et les deux réactions des demi-piles à l'aide du tableau redox présenté dans les sections précédentes. Confirmer la spontanéité des réactions, puis demander aux élèves de former des groupes pour construire leur pile et de mesurer la tension (différence de potentiel) entre les électrodes.

Soulignons que les élèves n'obtiendront probablement pas la tension nette prévue (E_{pile}). Selon l'équation Nernst, le voltage maximal dépend de la concentration, si la température est constante. Immédiatement après le branchement du circuit, les concentrations commencent à changer : celle des ions du réactif diminue puisque les ions sont utilisés, et la concentration des ions du produit augmente à mesure que le produit se forme. Conformément au principe de Le Chatelier, le système est soumis à un stress et tente de rétablir l'équilibre en stimulant la réaction inverse et en réduisant le voltage net de la pile. À ce stade, demander aux élèves quelles conditions entraîneraient un déplacement de l'équilibre vers la droite (réaction directe) et une augmentation de la tension.

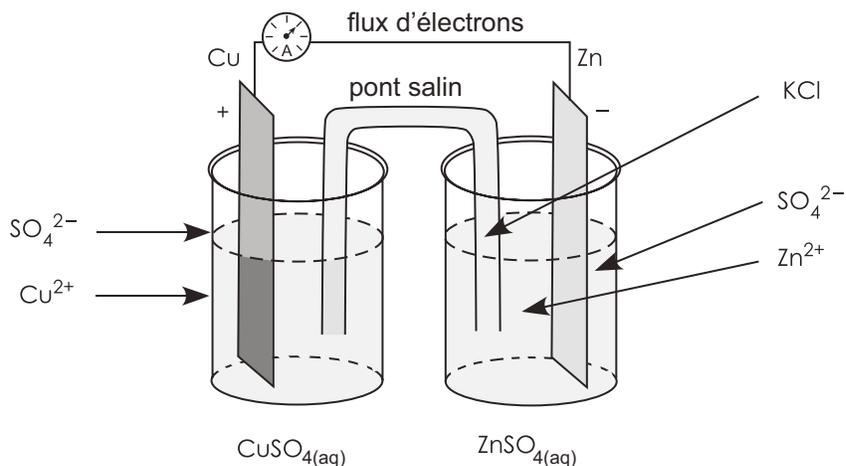
Un gradient (une chute) de concentration se produirait à chaque électrode, causant ainsi un excès d'un des ions et une pénurie des autres ions pour la réaction nette.

Les élèves pourraient aussi réaliser l'activité de ⓐ l'annexe 6 au lieu de celle-ci.



Enseignement direct - fonctionnement de la pile Daniell

Le diagramme ci-dessous illustre la pile électrochimique correspondant à la réaction suivante :

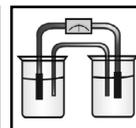
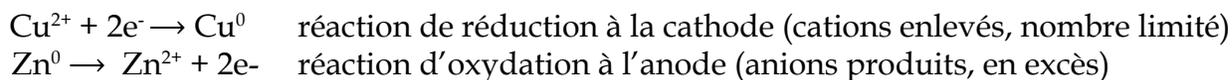


La pile électrochimique ci-dessus illustre un cas particulier. La première version réussie de cette pile a été construite par John Frederic Daniell (1790-1845). Une recherche sur Internet peut fournir tous les renseignements requis. Ce type de pile électrochimique avec des électrodes de Cu et de Zn est maintenant appelée la pile Daniell.

Dans le diagramme, les deux demi-piles sont reliées par un pont salin qui contient une solution ionique d'un sel soluble, comme KCl. Ce pont sert de circuit interne et permet de maintenir l'équilibre électrique entre les deux demi-piles. Dans le cas présent, comme il y a production d'ions zinc à l'anode rendant le compartiment anodique positif avec un excès d'ions positifs, les ions Cl se déplacent du pont salin vers l'anode de façon à maintenir la neutralité électrique dans cette demi-pile. Pour ce qui est de la cathode, les ions cuivre sont enlevés de la solution, ce qui la rend négative sur le plan électrique. Pour contrer cet effet, des ions K positifs du pont salin vont se rendre à la cathode pour rétablir, encore une fois, la neutralité électrique de la cathode. Lorsque les deux demi-piles sont reliées par un fil électrique permettant aux ions de se déplacer et un autre fil pour les déplacements des ions positifs et négatifs, on obtient une pile électrochimique.

Chaque pile galvanique devrait comprendre :

- une anode (zinc) qui sera oxydée (perdra des électrons);
- une cathode (cuivre) qui sera réduite (captera des électrons).

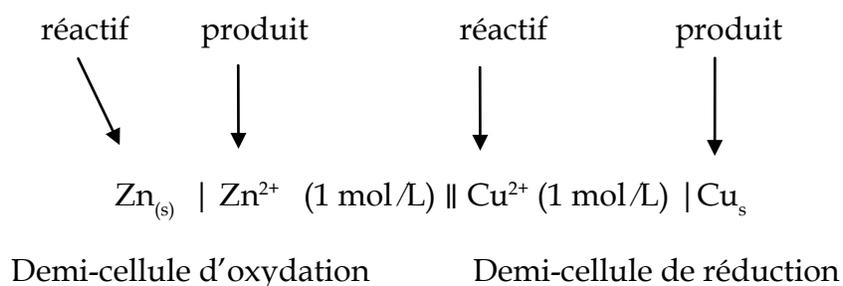


Les électrons circulent de l'anode à la cathode dans une pile électrochimique.
Les anions se déplacent vers l'anode et les cations, vers la cathode.

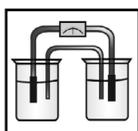
La migration des ions est essentielle au fonctionnement de la pile puisque l'accumulation de la charge ionique dans la solution autour des électrodes s'opposerait au déplacement des électrons. Le résultat est un voltage de +1,10 V.

La même pile peut être construite au moyen d'un matériau poreux (verre de carton) agissant comme pont salin. Laisser aux élèves le choix de construire leurs piles avec un pont salin ou un matériau poreux.

Une notation abrégée est souvent utilisée pour représenter le diagramme de la pile voltaïque.



La ligne verticale simple représente la limite de phase entre le métal et la solution ionique. La ligne verticale double représente le pont salin. Par convention, la réaction anodique est indiquée en premier, à gauche de la ligne double et la réaction cathodique est placée en deuxième, à la droite de la ligne double.



Animations/simulations

Les animations suggérées ci-dessous aideront les élèves à comprendre les phénomènes qui se produisent à l'échelle microscopique et les représentations symboliques associées.

- Animations, application de physique chimie :
<http://www.physagreg.fr/animations.php> (sélectionner l'animation sur le fonctionnement de la pile Daniell dans la section « Animations, simulations de chimie)
- La pile Daniell :
http://physiquecollege.free.fr/physique_chimie_college_lycee/lycee/terminale_TS/daniell.htm (excellente animation qui permet d'observer le fonctionnement de la pile Daniell à l'échelle moléculaire)
- Chimie en solution aqueuse – l'oxydoréduction – piles électrochimiques :
http://www.uel.education.fr/consultation/presentation/present/maquette/exemples_uel/module_ex/apprendre/chimie/ex2/titre9.htm (animation d'une pile Daniell avec explications)
- La pile Daniell :
<https://www.youtube.com/watch?v=TuNoWxEcfpk> (explication du fonctionnement de la pile Daniell)
- C'est pas sorcier – piles et batteries :
<https://www.youtube.com/watch?v=mItO3l82Ic0> (émission sur les piles qui comprend une bonne explication du fonctionnement de la pile électrolytique. Il y a aussi des bonnes explications des différents types de piles. Le DVD est aussi disponible à la DREF)
- Principe d'une pile Daniell :
http://www.ostralo.net/3_animations/swf/pile.swf
- Department of Chemistry Iowa State University – Electrochemical cell : experiment (site en anglais) <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/electroChem/volticCell.html> (cette simulation aide les élèves à créer leur propre pile électrochimique; les élèves doivent choisir les électrodes et les solutions ioniques nécessaires pour créer une pile électrochimique fonctionnelle)

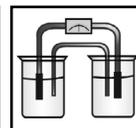
En fin

1

Inviter les élèves à faire une recherche sur Internet et à décrire les travaux de certains scientifiques ayant participé à la mise au point des piles électrochimiques.

2

Inviter les élèves à expliquer comment la citation d'Anaxagore de Clazomènes, « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme » s'applique à la pile voltaïque.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

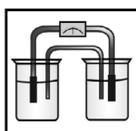
Demander aux élèves de dessiner le diagramme d'une pile voltaïque et d'identifier les électrodes positive et négative, l'anode, la cathode, les demi-réactions, la direction du déplacement des électrons, la direction du flux des ions, les solutions utilisées, laquelle des électrodes est érodée, laquelle accepte des ions métalliques, la réaction nette de la pile et le voltage produit. Insister sur la nature particulière de la matière au moment d'expliquer les réactions qui se produisent aux électrodes, le déplacement des ions, la circulation des électrons dans le circuit, ainsi que le maintien de la neutralité électrique dans toutes les parties de la pile.

2

Les élèves devraient pouvoir construire et mettre à l'essai des piles voltaïques simples. Évaluer les habiletés en laboratoire à l'aide des  annexes 8 et 9 du regroupement 1.

3

Inviter les élèves à comparer les résultats de leurs piles et à expliquer les différences de voltage. Faire en sorte que plusieurs groupes d'élèves utilisent les mêmes électrodes pour assurer la comparabilité des résultats.



Bloc D : Le potentiel standard

L'élève sera apte à :

- C12-6-06** définir le potentiel standard d'une électrode,
entre autres avec l'électrode d'hydrogène comme électrode de référence;
RAG : D3
- C12-6-07** calculer les potentiels standard de piles à partir des potentiels standard
d'électrodes donnés;
RAG : D3
- C12-6-08** prédire la spontanéité de réactions à partir de potentiels standard d'électrode;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une
compréhension de concepts en chimie,
*par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs,
les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de
prédiction, les cycles de mots.*
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggérées

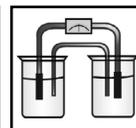
En tête

Au début de la section précédente, on mentionnait que le cours de sciences de la nature de 9^e année présentait des notions très détaillées sur l'électricité, et pour compléter cette information, les élèves ont traité du transfert des électrons pendant une bonne partie du cours de cette année. Revoir les concepts au besoin avec les élèves.

En quête

Enseignement direct - le potentiel standard

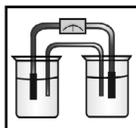
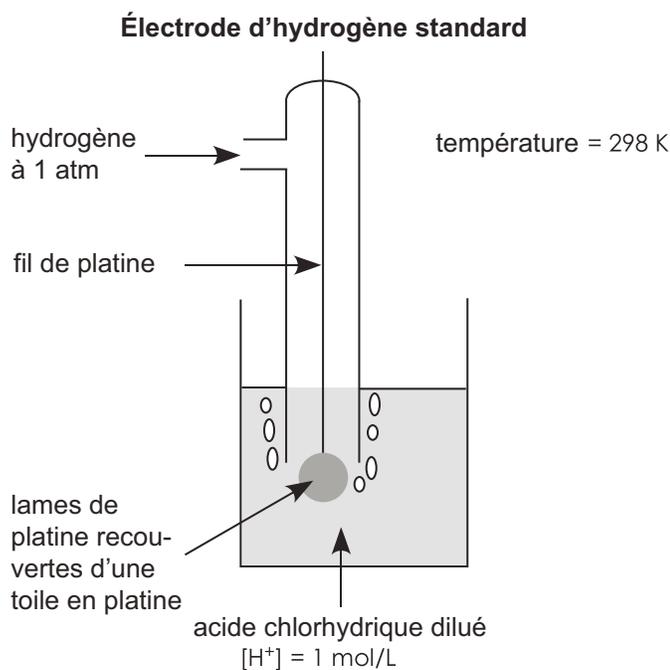
Expliquer aux élèves le concept du potentiel standard (voir *Chimie 12*, p. 516-520, *Chimie 12 STSE*, p. 642-645 ou *Chimie 11-12*, p. 627-630). Lorsque les scientifiques ont construit les premières piles voltaïques (galvaniques) qui sont en fait des piles électrochimiques, ils ont enregistré un potentiel net de la pile résultant des réactions, mais ils ne savaient pas quelle était la contribution de chaque demi-pile au potentiel total de la pile. Bien des expériences ont été réalisées dans le but de déterminer le potentiel standard absolu (E^0) pour toute demi-réaction ou réaction de demi-pile.

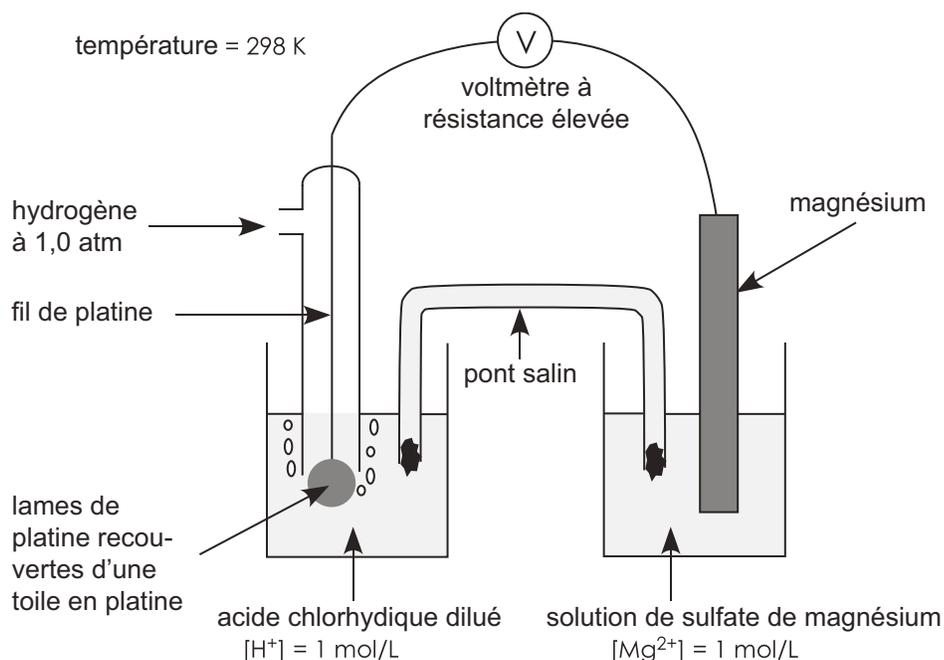


Durant ces expériences, des chimistes ont découvert que non seulement la température avait une incidence sur le potentiel net de la pile, mais aussi la concentration des ions en solution et la pression, si un gaz était utilisé. Mentionnons qu'un autre terme est souvent utilisé comme synonyme de potentiel standard, soit « force électromotrice » ou « fem ».

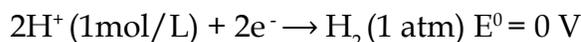
Bon nombre d'électrodes de référence ont été mises à l'essai avant que l'électrode normale à hydrogène soit choisie. Les chimistes ont choisi l'électrode à hydrogène comme électrode de référence par rapport à laquelle le potentiel de toutes les autres électrodes serait mesuré. Les élèves constateront rapidement que ce choix était judicieux, ne serait-ce que parce que cet élément se trouve au milieu du tableau des potentiels standard.

Dans l'électrode à hydrogène montrée ci-dessous, l'hydrogène gazeux est injecté par barbotage dans une solution d'acide chlorhydrique à 25 °C. L'électrode de platine présente une surface sur laquelle les molécules d'hydrogène peuvent se dissocier et sert de conducteur du courant électrique vers le circuit externe.





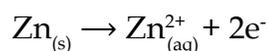
Dans des conditions standard de 1 atm (atmosphère) pour l'hydrogène gazeux et d'une solution de HCl à 1 mol/L, le potentiel de réduction de H^+ à 25 °C est fixé à exactement zéro.



L'électrode normale à hydrogène est parfois mentionnée sous sa forme abrégée, ENH. Une fois que l'électrode normale a été choisie, les scientifiques ont été en mesure d'utiliser cette demi-pile pour déterminer le potentiel de réduction de toutes les autres demi-réactions de la série électrochimique. Ces valeurs ont été placées dans un tableau en fonction des demi-réactions correspondantes de façon à produire un tableau plus utile, celui des potentiels standard de réduction.

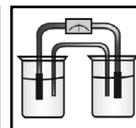
Exemple

Dans une pile galvanique formée d'une électrode de zinc et d'une ENH, l'électrode de zinc subit une perte massique au cours de la réaction, ce qui indique que la réaction de demi-pile de l'électrode de zinc doit être exprimée comme suit :

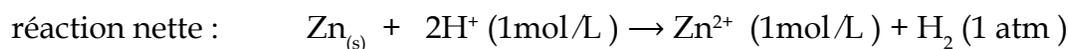
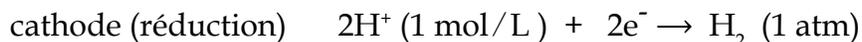


La notation abrégée pour cette pile serait la suivante :

$Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}(1\text{mol/L}) \parallel H^+(1\text{mol/L}) \mid H_2(1\text{atm}) \mid Pt_{(s)}$ (on inclue l'électrode inerte dans la notation abrégée.)



Voici les réactions des demi-piles :



Par convention, la fem standard de la pile, E_{pile}^0 , qui est égale au potentiel de la cathode moins celui de l'anode, correspond à la formule suivante :

$$E_{\text{pile}}^0 = E_{\text{cathode}}^0 - E_{\text{anode}}^0$$
$$E_{\text{pile}}^0 = E^0\left(\frac{\text{H}^{+}}{\text{H}_2}\right) - E^0\left(\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}}\right)$$

(La différence de potentiel mesurée pour la pile est de 0,76 V.)

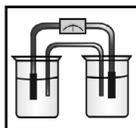
$$0,76\text{ V} = 0 - E^0\left(\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}}\right)$$
$$E^0\left(\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}}\right) = -0,76\text{ V}$$

De même, tous les potentiels d'électrodes ont été déterminés et appariés à la réaction de demi-pile dans un tableau des potentiels standards de réduction.

Enseignement direct - calcul du potentiel standard de piles

Expliquer maintenant aux élèves comment déterminer la fem nette de la pile à partir des réactions de demi-piles en utilisant le tableau des potentiels standard de réduction (voir *Chimie 12*, p. 517-522, *Chimie 12 STSE*, p. 644-648 ou *Chimie 11-12*, p. 628-631).

Le tableau est structuré en fonction de la tendance des substances à capter des électrons, c'est-à-dire leur potentiel de réduction. Pour chaque réaction redox, la demi-réaction qui est la plus positive se produira sous forme de réaction de réduction, et la demi-réaction qui est la plus négative se produira sous forme de réaction d'oxydation.

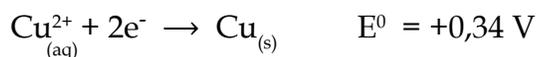


Le tableau des potentiels standard de réduction sert à déterminer la spontanéité de la réaction et le potentiel électrique d'une pile donnée. Toute valeur positive du potentiel de la pile obtenue en calculant la différence entre le potentiel de demi-réaction de la cathode et celui de l'anode indique qu'il y aura réaction redox spontanée. Toute valeur négative du potentiel de réduction d'une pile indique que la réaction redox ne sera pas spontanée.

Exemple

Calcule le potentiel d'une pile d'argent-cuivre.

- Déterminer les demi-réactions pour l'argent et le cuivre à partir du tableau des potentiels standard de réduction.



Étant donné que les ions Ag^+ sont plus facilement réduits que les ions Cu^{2+} , la demi-réaction $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$ sera une demi-réaction de réduction, et la réaction

$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ sera inversée et deviendra la demi-réaction d'oxydation.

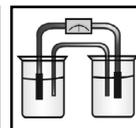
On peut aussi exprimer en considérant que l'ion Ag^+ a une plus grande affinité pour les électrons que l'ion Cu^{2+} , donc la réaction ayant la fem⁺ la plus faible deviendra la réaction d'oxydation. Lorsqu'une demi-réaction est inversée, le signe du potentiel de réduction est aussi inversé.

Ainsi, les demi-réactions seront les suivantes :



- Insérer les potentiels des demi-piles dans l'équation.

$$E_{\text{pile}} = E^0_{\text{oxydation}} + E^0_{\text{réduction}} = (-0,34 \text{ V}) + (+0,80 \text{ V}) = +0,46 \text{ V}$$



Cette pile a un potentiel de + 0,46 V, ce qui confirme la spontanéité de la réaction.

Remarque :

Les manuels présentent souvent deux méthodes de calcul du potentiel standard de la pile (E_{pile}^0).

$$E_{\text{pile}}^0 = E_{\text{oxydation}}^0 + E_{\text{réduction}}^0$$

$$E_{\text{pile}}^0 = E_{\text{cathode}}^0 - E_{\text{anode}}^0$$

Les deux formules vont évidemment permettre d'en arriver au résultat correct.

Indiquer aux élèves qu'ils peuvent aussi utiliser la formule $E_{\text{pile}}^0 = E_{\text{réduction}}^0 - E_{\text{oxydation}}^0$ pour obtenir le potentiel de la pile. Ils ne seront pas obligés alors de changer de signe avant de calculer les valeurs.

En fin

Inviter les élèves à décrire les étapes à suivre pour prédire si une réaction redox se produira spontanément.

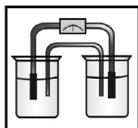
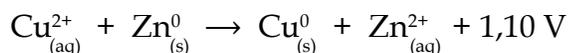
En plus

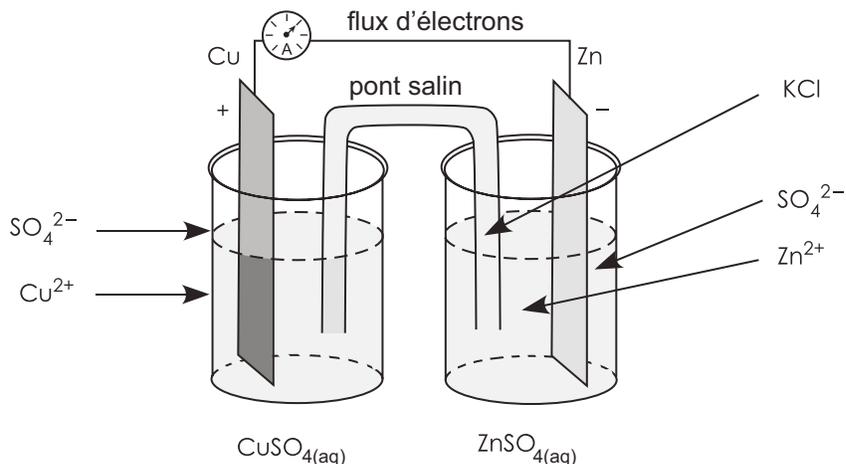
Demander aux élèves d'intégrer le principe de Le Chatelier dans leurs discussions sur l'équilibre chimique des réactions acide-base et la solubilité. Le principe de Le Chatelier s'applique également aux piles électrochimiques.

Les élèves savent déjà que lorsqu'un stress est appliqué à un système en équilibre, la réaction se déplace afin de compenser ou d'atténuer ce stress. Grâce aux cours de chimie de 11^e et de 12^e années, les élèves savent qu'à mesure qu'une réaction se produit, la concentration des réactifs diminue et celle des produits augmente. Proposer aux élèves d'examiner comment on peut modifier une pile électrochimique pour prolonger le voltage, sachant que la fem initiale diminue avec le temps.

Dans l'exemple suivant, on utilise une pile Daniell pour explorer les effets de l'ajout ou du retrait de substances d'un système.

Rappeler aux élèves qu'une pile Daniell est un cas spécial de pile voltaïque (galvanique) dont la réaction nette est notée comme suit :





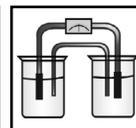
Faits :

- Aussitôt le circuit branché, le voltage commence à diminuer à partir d'une fem de 1,10 V.
- La couleur bleue associée à l'ion $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ du côté de l'électrode cathodique (réduction) devient moins intense à mesure que les ions sont réduits pour devenir des atomes de cuivre solide qui se déposent sur la cathode de cuivre.
- La concentration d'ions $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ augmentera autour de l'anode de zinc.

Résultat : la concentration des réactifs continuera de diminuer et la concentration de produits continuera d'augmenter.

Effets à prendre en considération d'après le principe de Le Chatelier :

- L'ajout d'ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ sous quelque forme que ce soit à l'aide d'un sel soluble de Cu^{2+} favorise la réaction directe (vers la droite) pour atteindre l'équilibre.
- Retrait d'ions $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$: l'ajout d'un anion précipitant permet d'enlever efficacement les ions $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ solubles par la formation d'un précipité (solide), p.ex., avec l'ion sulfure (S^{2-}) qui forme le ZnS solide, ou avec l'ion hydroxyde (OH^-) pour former le $\text{Zn}(\text{OH})_2$ solide.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves de répondre aux questions suivantes sur l'ENH.

1. Pourquoi fallait-il que l'électrode de référence soit une électrode normale à hydrogène (ENH)?

Réponse :

Tout couple d'électrodes donne une force électromotrice (fem) précise pour la pile, mais pour comparer les forces relatives des électrodes et leurs effets sur la dynamique des piles, les scientifiques devaient trouver une électrode à laquelle ils pourraient comparer toutes les autres. Bon nombre d'électrodes ont été mises à l'essai initialement, mais ce qui rendait l'électrode à hydrogène bien pratique, c'est qu'elle donnait un potentiel qui se situait au milieu du tableau des potentiels.

2. En quoi le tableau des potentiels standard de réduction aurait-il été différent si une autre électrode standard avait été choisie plutôt que l'ENH?

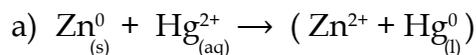
Réponse :

Si une autre électrode avait été utilisée au lieu de l'électrode à hydrogène, l'ordre d'affinité pour les électrons aurait été le même dans les réactions, mais on aurait attribué la valeur zéro à la nouvelle électrode de référence et les autres électrodes auraient été comparées à celle-ci. De chaque côté de la nouvelle électrode de référence, on aurait obtenu des nombres positifs et négatifs allant en augmentant à mesure que l'on se serait éloigné de la nouvelle électrode de référence.

2

Demander aux élèves de trouver le potentiel net de la pile pour une réaction donnée, de déterminer si la réaction serait spontanée et d'expliquer pourquoi.

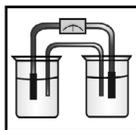
1. Complète les réactions suivantes à l'aide du tableau des potentiels standard de réduction. Calcule le potentiel net de la pile et indique la raison pour laquelle la réaction se produira spontanément tel que le prévoit la notation. (Les réponses varieront selon les tableaux utilisés.)

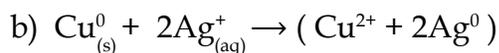


Réponse :

$$E_{\text{pile}} = +1,54 \text{ V}$$

Cette pile fonctionnerait spontanément puisque son voltage net est positif.

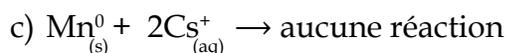




Réponse :

$$E_{\text{pile}} = +0,46 \text{ V}$$

Cette pile fonctionnerait spontanément puisque son voltage net est positif.



Réponse :

$$E_{\text{pile}} = -1,74 \text{ V}$$

Cette pile ne fonctionnerait pas puisque son voltage net est négatif.

3

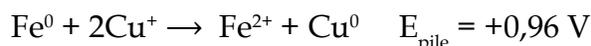
Pour chacune des situations suivantes, demander aux élèves d'écrire les réactions ioniques nettes équilibrées, d'indiquer les réactions d'oxydation et de réduction et la fem de la pile, de prédire si la réaction sera spontanée et d'expliquer brièvement pourquoi ou pourquoi pas.

1. Au Moyen Âge, le fer servait à la confection de chaudrons et de casseroles. Serait-il possible d'entreposer une solution d'acétate de cuivre(II) dans ce genre de contenant en fer?

Explique ta réponse en indiquant les réactions en jeu et en tenant compte de la fem.

Réponse :

L'ion acétate n'est pas représenté dans le tableau des potentiels standard d'électrode, c'est donc un ion spectateur. La réaction prévue serait :



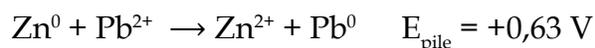
Comme le potentiel net est positif, il y aurait une réaction spontanée. Ce ne serait pas une bonne idée d'entreposer cette solution dans un contenant en fer.

Le fer métallique est oxydé en Fe^{2+} et le Cu^+ est réduit pour devenir du cuivre élémentaire.

2. Une solution de nitrate de plomb(II) est versée dans un contenant dans lequel un morceau de zinc métallique est placé.

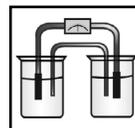
Réponse :

L'ion nitrate ne réagit que s'il est placé dans une solution acide. Dans cet exemple, il s'agit donc d'un ion spectateur. La réaction attendue serait la suivante :



Comme le potentiel net de la pile est positif, il se produirait une réaction entre le zinc métallique et la solution de plomb.

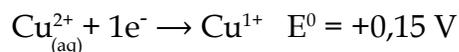
Le zinc métallique est oxydé en Zn^{2+} et l'ion Pb^{2+} est réduit pour devenir du plomb (métal).



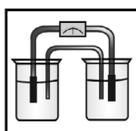
3. Quels contenants métalliques pourraient être utilisés pour entreposer une solution d'acétate de cuivre(I) à 0,20 mol/L? Explique ta réponse.

Réponse :

L'ion acétate n'apparaît pas dans le tableau des potentiels standard d'électrode, donc il sera un ion spectateur. L'ion Cu^+ apparaît dans la réaction de réduction suivante :



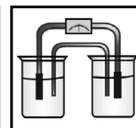
Pour qu'il y ait une réaction, l'espèce doit figurer dans le tableau des potentiels standard de réduction et se trouver au-dessus du Cu^+ et à la gauche pour que le potentiel net de la pile soit positif. On doit donc chercher un métal placé sous le cuivre (Cu^+) dans le tableau. Ainsi, on pourrait entreposer une solution d'acétate de cuivre(I) à 0,20 mol/L dans des contenants de Pb^0 , Sn^0 , Ni^0 , Co^0 , Fe^0 , Cr^0 , etc.



Bloc E : Les piles électrolytiques

L'élève sera apte à :

- C12-6-09** comparer les piles voltaïques et les piles électrolytiques;
RAG : D3
- C12-6-10** expliquer le fonctionnement d'une pile électrolytique à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique,
entre autres l'électrolyse d'un composé ionique fondu, l'électrolyse d'un composé ionique aqueux;
RAG : D3, E4
- C12-6-11** décrire des utilisations pratiques des piles électrolytiques,
par exemple, l'électrolyse de l'eau, l'électrolyse de saumure, la galvanoplastie, la production et la purification des métaux;
RAG : B1, B2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C12-0-T3** illustrer la façon dont des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne.
RAG : A5, B2



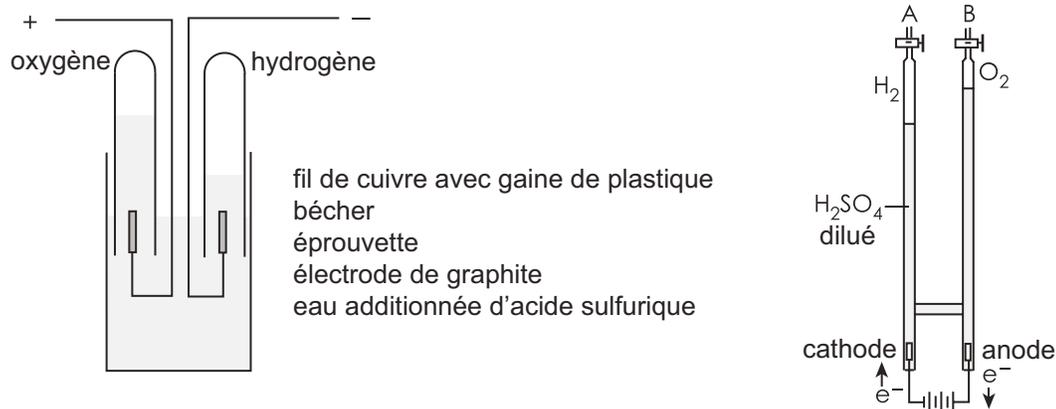
Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

L'étude suivante sur les piles électrolytiques vient compléter la discussion précédente sur les piles électrochimiques. Vérifier les connaissances antérieures des élèves et faire une récapitulation, au besoin, avant d'ajouter des éléments.

En quête**Démonstration – l'électrolyse de l'eau**

Une démonstration de l'électrolyse de l'eau constitue toujours un bon point de départ pour parler des piles électrolytiques, même s'il s'agit généralement d'une réaction lente. L'électrolyse est le processus par lequel l'énergie électrique est utilisée pour provoquer une réaction non spontanée.

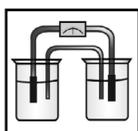
Le schéma simplifié ci-dessous montre la façon dont on peut dissocier les éléments de l'eau à l'aide d'un simple appareil. Cet appareil est spécialement conçu pour la dissociation électrolytique de l'eau. Comme l'eau est un mauvais conducteur d'électricité, l'usage d'une solution à 0,1 mol/L d'acide chlorhydrique ou d'acide sulfurique permet d'accélérer la réaction.

Appareil de Hofmann

Un indicateur universel ajouté à la solution acide change de couleur au début de la réaction, ce qui rend la différence dans les volumes de gaz produits plus évidente pour l'observateur.

La formule empirique de l'eau indique les volumes de gaz produits; ainsi, il y aura deux fois plus d'hydrogène gazeux produit que d'oxygène gazeux. Une éclisse allumée permettra de déterminer si le gaz produit est l'oxygène ou l'hydrogène. Si l'éclisse est plus brillante, c'est de l'oxygène et s'il y a un son d'éclatement produit au contact, c'est de l'hydrogène.

Le tableau ci-dessous présente une comparaison entre les piles électrolytiques aux piles électrochimiques.



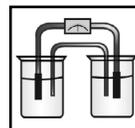
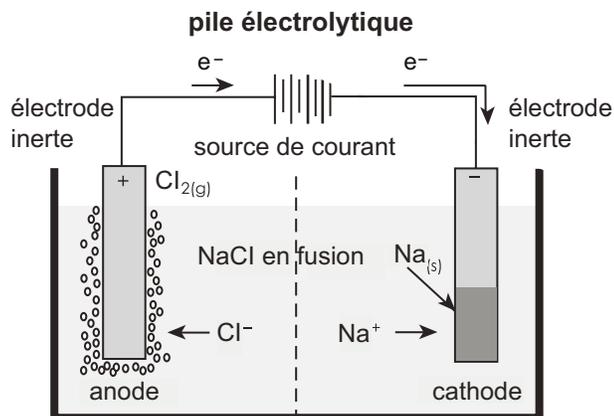
	Pile électrochimique	Pile électrolytique
Spontanéité de réaction	Spontanée	Non spontanée
Potentiel de la pile	Positif	Négatif
Électricité	Produite	Consommée
Charge de l'électrode*	Cathode+ Anode-	Cathode- Anode+
Cathode	Réduction	Réduction
Anode	Oxydation	Oxydation
Conservation de l'énergie	Convertit l'énergie chimique en énergie électrique	Convertit l'énergie électrique en énergie chimique

* La notion de charge des électrodes peut être difficile à saisir pour les élèves. Il faut plutôt mettre l'accent sur les processus chimiques qui se produisent à chaque électrode.

La pile électrolytique

Inviter les élèves à se renseigner sur les piles électrolytiques (voir *Chimie 12*, p. 524-529, *Chimie 12 STSE*, p. 660-667 ou *Chimie 11-12*, p. 639-650). Leur proposer de décrire les processus en jeu dans ces piles selon les divers modes de représentation, tout comme pour les piles électrochimiques. La nature particulière de la matière a tout autant d'importance et de pertinence dans le cas des piles électrolytiques. Inviter les élèves à expliquer le fonctionnement complet d'une pile électrolytique opérationnelle dans les trois modes de représentation.

Un diagramme étiqueté d'une pile électrolytique est fourni ci-dessous. Noter les similitudes avec une pile électrochimique. L'une des différences dans la configuration de l'appareil est que dans la pile électrolytique, les deux réactions se produisent dans le même contenant. Autre différence : une source d'électricité est nécessaire pour stimuler la réaction qui normalement n'est pas spontanée.



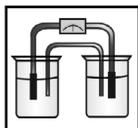
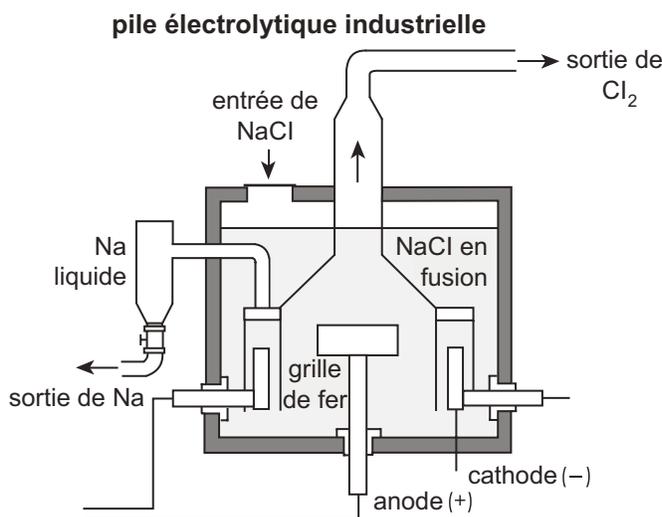
Le diagramme d'une pile électrolytique devrait inclure les éléments suivants : un contenant, une solution électrolytique (acide, base ou sel), les deux électrodes, une « pompe » à électrons externe (batterie/pile), l'électrode positive de la batterie branchée à l'anode et l'électrode négative branchée à la cathode. Toujours indiquer les réactions de demi-pile et la réaction nette.

Il existe deux types de piles électrolytiques :

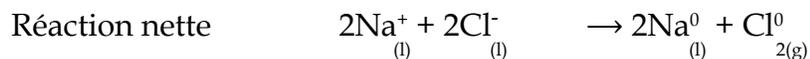
- La pile la plus simple est celle où l'électricité est appliquée à un composé ionique fondu. Il sera question des applications industrielles de cette pile un peu plus loin.
- Le deuxième type de pile présenté ici est celui où l'on applique de l'électricité à une solution aqueuse. Cette pile est plus complexe, du fait qu'il y a beaucoup plus d'espèces qui peuvent être oxydées et réduites.

Enseignement direct – électrolyse de composés ioniques fondus

Ces solutions sont faites à partir de composés ioniques purs à l'état fondu. Évidemment, le contenant de la pile doit être fait d'une matière qui tolère les températures élevées nécessaires pour maintenir la substance à l'état fondu. Une pile industrielle est présentée ci-dessous.



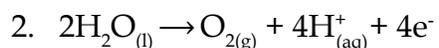
La borne négative de la pile est branchée à la cathode. Comme dans une pile électrochimique, les cations se déplacent vers la cathode et les anions, vers l'anode, selon les réactions suivantes :



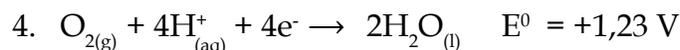
Cette réaction est utilisée pour produire des réserves de sodium et de chlore gazeux purs.

Enseignement direct – électrolyse d'une solution aqueuse

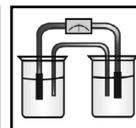
L'enseignant devrait réviser attentivement ses connaissances de base sur le sujet avant de l'aborder avec les élèves (voir *Chimie 12*, p. 528-530, *Chimie 12 STSE*, p. 661 ou *Chimie 11-12*, p. 641-644). La présence d'eau ajoute de nouvelles espèces qui peuvent être oxydées ou réduites. En examinant le tableau des potentiels standard de réduction, on constate que les réactions d'oxydation suivantes pourraient se produire à l'anode.



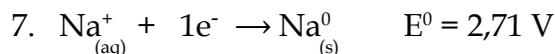
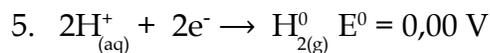
D'après le tableau, on peut voir que les deux réactions ont été inversées; la notation doit donc être la suivante :



Les valeurs de la force électromotrice (fem) des demi-piles sont rapprochées, mais elles indiquent encore que pour la réaction inverse d'oxydation, l'eau ($\text{H}_2\text{O}_{(l)}$) devrait être la première à être oxydée. Toutefois, des expériences ont montré qu'il faut un potentiel beaucoup plus élevé pour oxyder l'eau, et c'est en fait $\text{Cl}_{2(g)}$ qui est produit et NON PAS de l'oxygène ($\text{O}_{2(g)}$). Le voltage requis pour la réaction d'oxydation en excès de la valeur attendue est appelé surtension (ou survoltage). Les causes de surtension sont très complexes et dépassent la portée des renseignements généraux pertinents, même ceux qui sont destinés à l'enseignant. En termes simples, une tension plus élevée survient lorsque des espèces ont de la difficulté à transférer des électrons aux atomes à l'interface électrode/solution. En raison de cette anomalie, les valeurs de E^0 doivent être utilisées avec prudence pour la prédiction de l'ordre réel d'oxydation ou de réduction des espèces en solution aqueuse.

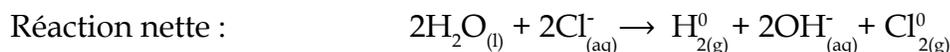


Les réactions de réduction suivantes pourraient se produire à la cathode :



Conformément à notre tableau de redox, l'espèce qui sera réduite le plus facilement est l'espèce 5, mais dans une solution aqueuse de sel, à un pH de 7, les concentrations de H^+ seraient trop faibles pour en tenir compte à $1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$. Par conséquent, la réaction privilégiée à la cathode serait la réaction n° 6.

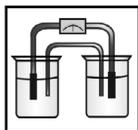
Les réactions d'électrolyse d'une solution aqueuse seraient les suivantes :



Recherche - applications des piles électrolytiques

Dans bon nombre de réactions utiles, il faut appliquer de l'électricité pour produire des changements chimiques. Proposer aux élèves d'effectuer une recherche sur les applications des piles électrolytiques. Si l'on en croit les médias, les piles à combustible (des piles électrochimiques) seraient la source d'énergie de l'avenir. Plusieurs manuels fournissent de l'information thématique sur ce type de pile. Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient porter autant sur le contenu que sur les éléments de la présentation et devraient être semblables, peu importe le type de présentation choisi par les élèves.

- L'électrolyse de solutions aqueuses (solutions saturées de chlorure de sodium/ NaCl) est utilisée pour la purification de l'eau et l'extraction d'hydroxyde de sodium, d'hydrogène et de chlore (aussi connue sous le nom de « procédé chloroalcalin »).
- L'électrolyse du sodium fondu dans une pile Downs est utilisée pour obtenir du sodium élémentaire et du chlore gazeux.
- L'électrolyse de l'oxyde d'aluminium, produit du raffinage du minerai de bauxite, permet d'obtenir de l'aluminium métallique.
- L'extraction est le procédé qui permet d'obtenir un métal à partir d'un minerai. Les métaux réactifs, comme le lithium, le béryllium, le magnésium, le calcium et le radium sont extraits par un procédé industriel d'électrolyse de leurs chlorures fondus.



- L'extraction est suivie d'un raffinage ou d'une purification qui permet d'enlever les impuretés par voie électrolytique pour produire un métal pur comme le cuivre ou le nickel. Le degré de pureté résultant atteint 99,99 %.
- La galvanoplastie permet de recouvrir un objet d'une mince couche d'un métal, comme le cuivre ou l'argent, pour le protéger ou le décorer.
- La galvanisation est un procédé où le fer est recouvert d'une couche de zinc protectrice.
- La protection cathodique est une méthode permettant d'éviter la rouille (l'oxydation) où un métal réactif (l'anode sacrificielle) est lié à un objet. Ce procédé est utilisé pour protéger les coques de navire, les pipelines pétroliers et gaziers, les moteurs de navire, la tuyauterie souterraine en fer et les réservoirs de stockage d'essence.

Construction d'une pile électrolytique

Inviter les élèves à construire une pile électrolytique à l'aide d'une solution de sulfate de cuivre(II), d'une lame de cuivre métallique, d'une pièce de cinq sous ou de vingt-cinq sous, et d'une pile de 6 V. Le cuivre de la solution se déposera sur la pièce de cinq sous (nickel). En inversant le courant, le cuivre plaqué se détache du nickel.

En fin

Inviter les élèves à dresser un cadre de comparaison pour les piles électrolytiques et les piles électrochimiques.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de calculer le potentiel de piles électrolytiques.

2

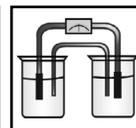
Demander aux élèves de tracer le diagramme d'une pile électrolytique et d'indiquer les électrodes positive et négative, l'anode et la cathode, les demi-réactions en jeu, la direction du déplacement des électrons, la direction du flux d'ions, les solutions utilisées, la réaction nette, l'électrode qui sera érodée et celle qui sera plaquée.

3

Demander aux élèves d'expliquer le fonctionnement complet d'une pile électrolytique opérationnelle dans les trois modes de représentation : visuel, particulaire (moléculaire) et symbolique.

4

Évaluer les recherches des élèves à l'aide des critères établis.



Bloc F : Résolution de problèmes

L'élève sera apte à :

C12-6-12 résoudre des problèmes comprenant des piles électrolytiques à l'aide de la loi de Faraday;
RAG : D3

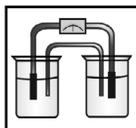
C12-0-C1 utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3

C12-0-C2 démontrer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple employer un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

C12-0-N2 décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4

C12-0-T1 décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2

C12-0-T3 illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne.
RAG : A5, B2



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Tel qu'on l'a mentionné dans un résultat d'apprentissage précédent, les élèves ont discuté d'électricité en détail dans le cours de sciences de 10^e année. Ils ont appris notamment que la quantité d'électricité est égale au produit de l'intensité du courant par le temps. Vérifier les connaissances antérieures des élèves et revoir ces concepts, au besoin.

En quête**Enseignement direct – la loi de Faraday**

Expliquer aux élèves la loi de Faraday (voir *Chimie 12*, p. 538-539 ou *Chimie 11-12*, p. 653-654). Michael Faraday (1791-1867) a mené des expériences intensives afin de déterminer la relation stœchiométrique entre la charge électrique et l'énergie chimique. Il a établi que la quantité de substance produite ou consommée dans une réaction d'électrolyse est directement proportionnelle à la quantité d'électricité qui circule dans le circuit. Un ampère est défini comme étant 1 coulomb circulant dans un conducteur en 1 seconde.

Intensité de courant électrique = coulombs/seconde ou formulée comme suit :

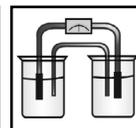
$$Q = I\Delta t$$

où Q = charge (coulombs)
 I = intensité de courant (ampères)
 Δt = temps (secondes)

Faraday a défini sa constante comme étant la quantité d'électricité transportée par une mole d'électrons.

1 faraday = nombre d'Avogadro \times charge électrique d'un électron
= $6,02 \times 10^{23} \cdot \text{mole}^{-1} \times 1,602\,192 \times 10^{-19} \text{ coulombs} \cdot \text{électron}^{-1}$
= 96 484 coulombs \cdot mole d'électrons⁻¹ (habituellement arrondi en chimie)
= 96 500 coulombs/mole d'électrons

La combinaison de ces deux relations fournit au chimiste une méthode simplifiée pour calculer la quantité d'électricité nécessaire pour produire une mole d'un produit à une électrode donnée. C'est habituellement la cathode qui nous intéresse le plus, car c'est là que se dépose le solide.



$$\text{Moles d'électrons} = \frac{\text{amp} \times \text{sec}}{96\,500}$$

Selon le problème, on utilise des unités différentes pour 96 500 :

$$\frac{96\,500 \text{ amp}\cdot\text{s}}{\text{mole d'électrons}}$$

OU

$$\frac{96\,500 \text{ coulombs}}{\text{mole d'électrons}}$$

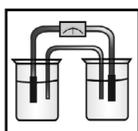
On peut utiliser l'analyse des unités pour confirmer les calculs et les unités appropriées.

Faire remarquer aux élèves le caractère proportionnel de la charge ionique par rapport au nombre de grammes libérés (déposés) à partir d'une solution (sel fondu ou aqueux) durant le passage d'une (1) mole d'électrons.

Le tableau ci-dessous illustre la relation entre le nombre de moles d'électrons et les réactions des demi-piles.

Sel fondu ou en solution	Ion	Nombre d'oxydation	Grammes d'élément produits (poids en équivalents-grammes)
NaCl	Na ⁺	+1	23 g de Na/faraday
HCl	Cl ⁻	-1	35,5 g de Cl/faraday
MgCl ₂	Mg ²⁺	+2	12,2 g de Mg/faraday(24,3/2)
Al ₂ (SO ₄) ₃	Al ³⁺	+3	9 g d'Al/faraday (27/3)

Soulignons qu'avec Mg²⁺, il faut deux fois plus de moles d'électrons (d'électricité) pour libérer une mole de Mg qu'une mole de Na. Comme il y a une mole d'électrons dans un faraday, seule la moitié de la mole (ou 12,2 g) de Mg métallique sera déposée. Il faut 1 faraday (96 500 coulombs) pour libérer 1 mole d'ions Na⁺, 2 faradays d'électricité pour libérer 1 mole d'ions Mg²⁺ et 3 faradays pour libérer 1 mole d'ions Al³⁺.



Résolution de problèmes

Inviter les élèves à résoudre des problèmes comprenant le produit de solubilité. Leur montrer quelques exemples.

1. Combien de coulombs de courant électrique seraient produits s'il y avait un courant de 12,0 A circulant pendant 15,0 minutes?

Solution :

$$Q = I\Delta t$$

$$Q = \text{ampères} \times \text{secondes}$$

$$Q = 12,0 \text{ A} \times 15,0 \text{ min} \times 60 \text{ sec/min}$$

$$Q = 10\,800 \text{ C}$$

2. Si un courant de 7,85 A circule à travers une solution de chlorure de cuivre(I) fondu pendant 45,0 minutes, combien de moles d'électrons auront circulé dans la pile?

Solution :



$$\text{moles d'électrons} = \frac{\text{A} \times \text{s}}{96\,500}$$

$$\text{moles d'électrons} = \frac{7,85 \text{ A} \times 45 \text{ min} \times 60 \text{ s}}{96\,500 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mole d'électrons}^{-1} \cdot \text{min}}$$

$$\text{mole d'électrons} = 0,220$$

3. Calcule le nombre de grammes de zinc déposés si 5,00 moles d'électrons circulent à travers une solution de sulfate de zinc.

Solution :

1. Écrire la demi-réaction de réduction.

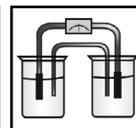


2. Utiliser le rapport des moles de la réaction.

$$2 \text{ moles d'électrons} \rightarrow 1 \text{ mole de zinc métallique}$$

$$5 \text{ moles} \rightarrow x \text{ moles}$$

$$x = 2,50 \text{ mol} \times 65,38 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ ou } 163,45 \text{ g (164 g avec 3 chiffres significatifs)}$$



4. Si 9,00 A circulent pendant 10,0 min dans une solution de fluorure d'argent fondu, quelle sera la masse d'argent métallique déposée à la cathode?

Solution :

La réaction à la cathode est la suivante : $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}^0$

Donc, selon la stœchiométrie de la réaction, 1 mole d'électrons produit 1 mole d'Ag métallique.

$$\text{moles d'électrons} = \frac{A \times s}{96\,500}$$

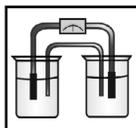
$$\text{moles d'électrons} = \frac{9,00 \text{ A} \times 10,0 \text{ min} \times 60 \text{ s}}{96\,500 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mole d'électrons}^{-1} \cdot \text{min}}$$

$$\text{mole d'électrons} = 0,0560 = \text{moles d'Ag}$$

$$\text{masse d'Ag} = 0,0560 \text{ mol d'Ag} \times \frac{107,9 \text{ g}}{\text{mol}}$$

$$\text{masse d'Ag} = 6,04 \text{ g (3 chiffres significatifs)}$$

Ne pas oublier de demander aux élèves de présenter les projets relatifs aux réactions d'oxydoréduction qu'ils ont commencés au regroupement 1 « Les réactions en solution aqueuse ».



Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser une expérience de laboratoire dans laquelle une solution d'iodure de potassium est électrolysée à l'aide d'électrodes de carbone.

En fin

1

Inviter les élèves à rédiger un compte rendu des divers usages industriels des piles électrolytiques.

2

Demander aux élèves de discuter des effets environnementaux de l'utilisation d'une pile électrochimique servant à la production d'éléments purs.

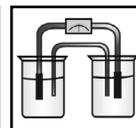
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves de résoudre des problèmes semblables à ceux qui sont présentés dans la section « En quête ».

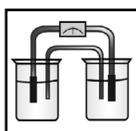
Exemples :

- trouver la masse à partir des données fournies pour la réaction à la cathode, l'intensité du courant électrique et le temps;
- trouver le temps requis pour déposer une masse donnée de métal à la cathode, compte tenu de l'intensité du courant et du cation en jeu;
- trouver l'intensité du courant électrique requis pour déposer une masse donnée de métal à la cathode pour un laps de temps donné;
- trouver le volume de gaz produit à l'anode, compte tenu de l'intensité du courant, de la période de réaction et de la quantité de gaz produit à une température et à une pression données.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Les réactions d'oxydoréduction.....	6.59
ANNEXE 2 : Expérience - Série d'activité.....	6.66
ANNEXE 3 : Potentiels standard de réduction.....	6.68
ANNEXE 4 : Tableaux des potentiels standard de réduction - Renseignements pour l'enseignant.....	6.69
ANNEXE 5 : Luigi Galvani et Alessandro Volta.....	6.70
ANNEXE 6 : Expérience - La pile voltaïque	6.71
ANNEXE 7 : L'électrolyse - Renseignements pour l'enseignant.....	6.82



ANNEXE 1: Les réactions d'oxydoréduction*

Introduction

- Lorsque le sulfure d'argent, de couleur noire, se forme sur des bijoux en argent, une réaction d'oxydoréduction s'est produite.
- Lorsque la rouille se forme sur une voiture, une réaction d'oxydoréduction s'est produite.
- La pile qui alimente ton iPod fonctionne grâce à une réaction d'oxydoréduction.
- Lorsque l'essence subit une réaction de combustion avec l'oxygène et fait fonctionner ta voiture, une réaction d'oxydoréduction s'est produite.
- Lorsque le gaz naturel, qui sert à chauffer des maisons au Manitoba, réagit avec de l'oxygène, une réaction d'oxydoréduction s'est produite.
- La photosynthèse qui s'opère dans les plantes pour produire l'oxygène que nous respirons est une réaction d'oxydoréduction.

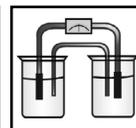
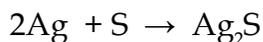
Les réactions d'oxydoréduction sont souvent la cause de plusieurs réactions chimiques qui peuvent être observées quotidiennement.

Il existe plusieurs types de réactions chimiques : la synthèse, la décomposition, le déplacement simple, le déplacement double, la combustion, la réaction entre un acide et une base. La plupart de ces réactions (sauf les réactions de déplacement double et les réactions entre les acides et les bases) sont des réactions d'oxydoréduction. Lorsqu'une réaction d'oxydoréduction survient, il y a une réaction d'oxydation (une perte d'électrons) et une réaction de réduction (un gain d'électrons). Le degré d'oxydation est utile pour déterminer si une réaction est une oxydoréduction ou non. Lorsqu'un changement du degré d'oxydation se manifeste pendant une réaction, il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. S'il n'y a aucun changement au degré d'oxydation, il ne s'agit pas d'une réaction d'oxydoréduction.

Voici un résumé des différents types de réactions chimiques :

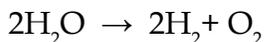
1. Synthèse

Exemple : l'argent qui se ternit et forme du sulfure d'argent

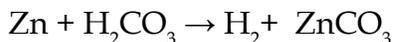


2. Décomposition

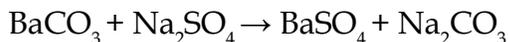
Exemple : électrolyse de l'eau

**3. Déplacement simple**

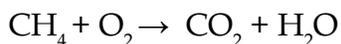
Exemple : formation du carbonate de zinc (utilisé dans les écrans solaires)

**4. Déplacement double**

Exemple : formation du sulfate de baryum (utilisé pour les rayons X)

**5. Combustion des hydrocarbures***

Exemple : combustion du méthane

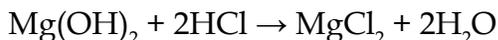


***Les produits sont TOUJOURS le CO₂ et le H₂O!**

6. La réaction acido-basique*

Cette réaction est une forme de déplacement double où un acide réagit avec une base (on nomme aussi cette réaction la neutralisation).

Exemple : réaction entre le lait de magnésie et l'acide chlorhydrique (neutralisation de l'acide gastrique)

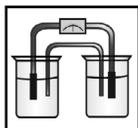


***Les produits sont TOUJOURS un sel (composé ionique) et de l'eau!**

Réaction d'oxydoréduction ou non?

Utilise le degré d'oxydation pour déterminer si la réaction est une réaction d'oxydoréduction ou non. Les règles sur les nombres d'oxydation sont fournies à la fin de l'annexe.

Réaction d'oxydoréduction : réaction chimique (oxydation et réduction) durant laquelle il y a un changement de l'état d'oxydation.



Réaction d'oxydation : réaction chimique durant laquelle l'état d'oxydation d'un élément augmente (l'atome ou l'ion perd des électrons).

oxydation

0 +1

Exemple : $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
(le Na se fait oxyder)

Réaction de réduction : réaction chimique où l'état d'oxydation d'un élément diminue (l'atome ou l'ion gagne des électrons)

réduction

0 -1

Exemple : $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
(le Cl est réduit)

REMARQUE : l'oxydation ne peut se produire sans réduction!

Perte d'électrons = oxydation

Truc mnémotechnique : OXPER

gain d'électrons = réduction

RÉGAIN

Agent oxydant : substance qui cause l'oxydation d'une autre espèce (contient la substance qui est réduite)

Agent réducteur : substance qui cause la réduction d'une autre espèce (contient la substance qui est oxydée)

Si oxydé → agent réducteur

Si réduit → agent oxydant

0 0 +1 -1

Exemple : $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$

Al est oxydé; Al est l'agent réducteur.

Cl est réduit; Cl est l'agent oxydant.

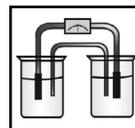
0 +2 -1 +2 -1 0

Exemple : $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Zn est oxydé; Zn est le réducteur.

Cu est réduit; CuCl_2 est l'oxydant.

REMARQUE : s'il n'y a aucun changement du degré d'oxydation, il ne s'agit pas d'une réaction d'oxydoréduction.



Objectifs

- reconnaître les réactions d'oxydoréduction;
- reconnaître les substances réduites et oxydées ainsi que les oxydants et les réducteurs dans une réaction d'oxydoréduction.

Pour cette activité de laboratoire, tu vas observer une série de démonstrations et faire quelques activités pratiques. Décris brièvement tes observations pour chaque réaction et écris l'équation équilibrée. Pour chaque équation, effectue une analyse en faisant ce qui suit :

1. Assigne un nombre d'oxydation à tous les atomes de l'équation.
2. Identifie l'élément oxydé et l'élément réduit (s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction).
3. Identifie l'agent oxydant et l'agent réducteur (s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction).

Matériel**(par activité ou expérience)**

1. Aucun
2. Morceau de zinc, éprouvette, 3 mL de HCl 6,0 mol/L, éclisse de bois, allumettes
3. Na₂S 1,0 mol/L, Pb(NO₃)₂ 1,0 mol/L, petite éprouvette
4. Hotte, morceau de cuivre, bécher de 100 mL, 5 mL de HNO₃ 16,0 mol/L, eau distillée
5. 1/8 de cuillère de zinc, 1/8 de cuillère d'iode, petite éprouvette, bécher de 250 mL, trois gouttes d'eau distillée
6. KI 1,0 mol/L, Pb(NO₃)₂ 1,0 mol/L, petite éprouvette

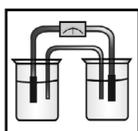
1. La combustion du gaz naturel (CH₄ en présence d'oxygène)

Écris l'équation équilibrée pour la combustion du méthane et détermine s'il s'agit d'une oxydoréduction à l'aide des nombres d'oxydation. Il ne sera pas nécessaire de noter des observations pour cette réaction, puisque tu ne feras pas d'activité de laboratoire pour cette réaction.

Écris aussi l'équation équilibrée pour la combustion du propane (C₃H₈) et l'essence (C₈H₁₈). Il n'est pas nécessaire de faire une analyse des nombres d'oxydation pour ces équations.

Voici un site qui montre une animation de la combustion dans un engin de voiture :

<http://www.youtube.com/watch?v=OXd1PIGur8M&feature=related> (site en anglais)



2. Réaction entre l'acide chlorhydrique et le zinc

Place un morceau de zinc dans une éprouvette qui contient 3 mL d'une solution de HCl 6,0 mol/L. Note tes observations. Vérifie la présence de gaz en plaçant une allumette qui brûle à l'embouchure de l'éprouvette. S'il s'agit d'hydrogène, tu devrais entendre un léger éclatement. Écris l'équation équilibrée pour les deux réactions chimiques ci-dessous et assigne un nombre d'oxydation à chaque élément. S'agit-il d'une réaction d'oxydoréduction? Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

a) Réaction entre le zinc et l'acide chlorhydrique

b) Réaction entre l'hydrogène gazeux produit et l'oxygène

Animation de métaux réagissant avec l'acide chlorhydrique (voir l'activité 4) :

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html> (site en anglais)

3. Réaction entre le sulfure de sodium et le nitrate de plomb(II)

Remplis une petite éprouvette à $\frac{1}{4}$ avec la solution de sulfure de sodium 1,0 mol/L.

Ajoute deux gouttes de nitrate de plomb(II) 1,0 mol/L. Note tes observations.

Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. Attribue un nombre d'oxydation à chaque élément et détermine s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

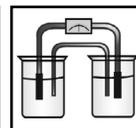
Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Information sur le sulfure de plomb(II) (PbS) :

Le sulfure de plomb (ou la galène) ressemble beaucoup au plomb, mais il s'agit d'un composé avec une structure cristalline identique à celle du sel de table.

4. Réaction entre l'acide nitrique et le cuivre*

Sous la hotte, place un morceau de cuivre dans un bécher de 100 mL contenant 5 mL d'une solution de HNO₃ 16,0 mol/L. Note tes observations. Lorsque la réaction est terminée, remplis le bécher avec de l'eau distillée et laisse-le sous la hotte. NE SORS PAS LE BÉCHER DE LA HOTTE! Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. Attribue un nombre d'oxydation à chaque élément et détermine s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.



Réaction entre l'acide nitrique et le cuivre :

<http://video.coursgratuits.net/200/p-chimie-acide-nitrique-et-metal-cuivre.php>

*Ton enseignant présentera peut-être cette réaction comme démonstration.

5. Réaction entre le zinc et l'iode

Sous la hotte, mélange 1/8 de cuillère de zinc avec 1/8 de cuillère d'iode dans une petite éprouvette bien sèche. Agite légèrement pour mélanger les substances. Place l'éprouvette dans un bécher de 250 mL. Ajoute trois gouttes d'eau distillée. Note tes observations. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. Attribue un nombre d'oxydation à chaque élément et détermine s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

6. Réaction entre le nitrate de plomb(II) et l'iodure de potassium

Remplis une petite éprouvette au quart avec une solution d'iodure de potassium 1,0 mol/L. Ajoute deux gouttes d'une solution de nitrate de plomb(II) 1,0 mol/L. Note tes observations. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. Assigne un nombre d'oxydation à chaque élément et détermine s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Règles sur les nombres d'oxydation

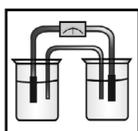
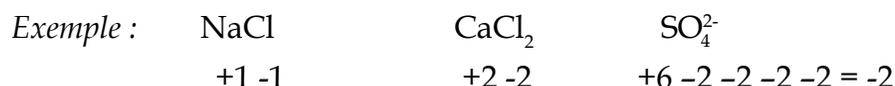
Règle 1 : Le nombre d'oxydation de tout atome libre (ou de ses multiples) est 0.



Règle 2 : Le nombre d'oxydation d'un ion (simple ou complexe) correspond à la charge ionique.



Règle 3 : Dans un composé, la somme de tous les nombres d'oxydation de chaque partie doit être égale à la charge totale de ce composé ou cet ion complexe.



Règle 4 : Le nombre d'oxydation de l'hydrogène est +1, sauf dans les hydrures métalliques où H représente l'anion (p. ex., CaH_2 ou LiH); dans ces cas, le nombre d'oxydation de H est de -1.

Règle 5 : Le nombre d'oxydation de l'oxygène est -2, sauf dans les peroxydes (H_2O_2 , Na_2O_2) où il vaut -1 et lorsque l'oxygène est combiné au fluor ($\text{O} = +2$).

Règle 6 : Le nombre d'oxydation des éléments du groupe 1 (IA) est +1.

Règle 7 : Le nombre d'oxydation des éléments du groupe 2 (IIA) est +2.

Règle 8 : Dans la plupart des cas, le nombre d'oxydation des éléments de la 17^e colonne du tableau périodique (groupe VIIA) est -1.

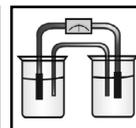
Règle 9 : Dans un composé formé d'ions complexes, le nombre d'oxydation de chaque élément peut être déterminé en utilisant la charge de l'ion complexe.

Exemple :

- Le composé $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$ contient les ions Ni^{3+} et SO_4^{2-} .
- Puisque le nombre d'oxydation de l'oxygène est -2 selon la règle 5 (pour une charge totale de -8), S doit être +6 afin que la charge soit de -2 pour l'ion sulfate.
- Donc,



*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Redox Reaction – REDOX or NOT », *Chemistry Teaching Resources*, <http://www.umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 16 juillet 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 2 : Expérience – Série d'activité

Objectif

Pour cette activité de laboratoire qualitative, tu vas placer des gouttes de différentes solutions sur des lames de métaux variés et tu vas observer s'il y a une réaction ou non. Chaque solution aura un ion aqueux qui correspond à une des lames de métal.

Matériel

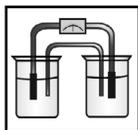
- lames de métal de 19 mm x 125 mm des métaux suivants :
 - Aluminium (Al)
 - Cuivre (Cu)
 - Zinc (Zn)
 - Fer (Fe)
 - Autres
- solutions 0,20 mol/L de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ou autres nitrates avec cations qui correspondent aux autres métaux utilisés, comme $\text{Pb}_{(s)}$ et $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- compte-gouttes, flacon compte-gouttes ou pipette
- laine d'acier ou papier sablé
- crayons
- bouteille d'eau
- serviettes de papier

Attention :

- Les produits chimiques utilisés pour cette activité sont des oxydants et doivent être manipulés avec prudence.
- Porte des lunettes de sécurité, des gants et un tablier ou un sarrau.
- Consulte les fiches signalétiques pour des renseignements supplémentaires sur les produits utilisés.

Démarche

1. Procure-toi des échantillons de solutions 0,2 mol/L de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ et $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.
2. À l'aide de la laine d'acier ou du papier sablé, frotte doucement les deux tiers d'un côté de la lame métallique afin d'y enlever tout produit d'oxydoréduction ou de saleté. Place le résidu dans une poubelle.
3. À l'aide d'un crayon, trace des cercles d'environ 7 mm sur les surfaces nettoyées des lames de métal.
4. Place les lames sur une serviette de papier, les cercles tracés vers le haut.
5. Place deux gouttes d'une des solutions sur un des cercles. Attends quelques secondes, puis note toute observation.
6. Rince et sèche les lames de métal.
7. Répète le processus avec chaque solution en utilisant un cercle distinct chaque fois et note tes observations.

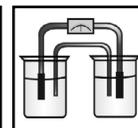


Observations

Dans un tableau de données semblable à celui-ci, note tes observations et indique s'il y a eu une réaction ou non.

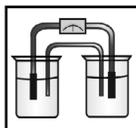
Agent réducteur	Agent oxydant			
	$\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+}$	$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$	$\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$
$\text{Al}_{(\text{s})}$				
$\text{Cu}_{(\text{s})}$				
$\text{Fe}_{(\text{s})}$				
$\text{Zn}_{(\text{s})}$				

- À partir des observations :
 - Écris les équations ioniques nettes pour chaque réaction qui s'est produite. Identifie l'agent oxydant, l'agent réducteur, la substance oxydée et la substance réduite.
 - Crée une liste de demi-réactions de réduction pour chaque agent oxydant en les plaçant de l'oxydant le plus puissant au plus faible. Explique pourquoi tu as placé les demi-réactions dans l'ordre choisi.
- Quel métal serait le plus vulnérable à la corrosion? Explique ta réponse.
- On utilise le zinc pour recouvrir des objets tels que des clous en fer à l'aide d'un processus nommé galvanisation. Qu'est-ce que cela accomplit?
- Trouve les valeurs d'électronégativité pour les métaux utilisés dans l'activité de laboratoire? Quel est le lien entre ces valeurs et tes observations?
- Trouve une façon qui te permettrait de déterminer de façon expérimentale le degré d'oxydation des substances utilisées dans cette activité de laboratoire.



ANNEXE 3 : Potentiels standard de réduction

Espèce ayant le plus d'affinité pour les électrons Espèce la plus facilement réduite Agent oxydant le plus fort	Demi-réaction	E (volts)	Agent réducteur le plus faible Espèce la moins facilement oxydée
	$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	+2,87	
	$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	+1,77	
	$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	+1,52	
	$Au^+(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s)$	+1,50	
	$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	+1,36	
	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	+1,33	
	$MnO_2(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 2H_2O(l)$	+1,28	
	$1/2 O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2O(l)$	+1,23	
	$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	+1,06	
	$AuCl_4^-(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s) + 4Cl^-(aq)$	+1,00	
	$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \rightarrow NO(g) + 2H_2O(l)$	+0,96	
	$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	+0,80	
	$1/2 Hg_2^{2+}(aq) + e^- \rightarrow Hg(l)$	+0,79	
	$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Hg(l)$	+0,78	
	$NO_3^-(aq) + 2H^+(aq) + e^- \rightarrow NO_2(g) + H_2O(l)$	+0,78	
	$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0,77	
	$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2O_2(aq)$	+0,68	
	$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$	+0,53	
	$Cu^+(aq) + e^- \rightarrow Cu(s)$	+0,52	
	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	+0,34	
	$SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow SO_2(g) + 2H_2O(l)$	+0,17	
	$Cu^{2+}(aq) + e^- \rightarrow Cu^+(aq)$	+0,15	
	$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0,15	
	$S_8(s) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2S(g)$	+0,14	
	$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0,00	
	$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$	-0,13	
	$Sr^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sr(s)$	-0,14	
	$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	-0,25	
	$Co^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Co(s)$	-0,28	
	$Se(s) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2Se(g)$	-0,40	
	$Cr^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Cr^{2+}(aq)$	-0,41	
	$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0,44	
	$Ag_2S(s) + 2e^- \rightarrow 2Ag(s) + S^{2-}(aq)$	-0,69	
	$Te(s) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2Te(g)$	-0,72	
	$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Cr(s)$	-0,74	
	$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0,76	
	$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow 2OH^-(aq) + H_2(g)$	-0,83	
	$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mn(s)$	-1,18	
	$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1,66	
	$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2,37	
	$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2,71	
	$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$	-2,87	
	$Sr^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sr(s)$	-2,89	
	$Ba^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ba(s)$	-2,90	
	$Cs^+(aq) + e^- \rightarrow Cs(s)$	-2,92	
	$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	-2,92	
	$Rb^+(aq) + e^- \rightarrow Rb(s)$	-2,92	
	$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3,00	
Espèce ayant le moins d'affinité pour les électrons Espèce la moins facilement réduite Agent oxydant le plus faible			Espèce la plus facilement oxydée Agent réducteur le plus fort



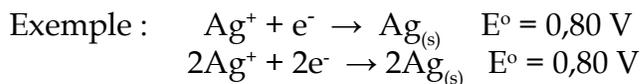
ANNEXE 4 : Tableaux des potentiels standard de réduction – Renseignements pour l'enseignant

Certains manuels présentent un tableau des potentiels standard de réduction dans lequel la demi-réaction au haut du tableau est l'ion lithium qui est réduit à l'atome lithium. La réaction du fluor est placée dans le bas du tableau.

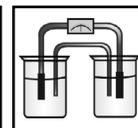
La tendance d'une substance à gagner des électrons se nomme le potentiel de réduction (E°). Puisque chaque réduction doit être accompagnée d'une oxydation, les scientifiques ont convenu de présenter ces demi-réactions sous forme de réduction. Ils ont aussi choisi une substance standard avec laquelle on pouvait comparer le potentiel de réduction. L'hydrogène a été choisi pour la réaction standard. Son potentiel a donc une valeur de zéro. Les valeurs pour le reste du tableau ont été déterminées de façon expérimentale en faisant réagir des substances avec l'hydrogène à des concentrations de 1 mol/L et à TAPN.

Voici ce qu'il faut savoir lorsqu'on utilise un tableau des potentiels standard de réduction :

1. Les potentiels de réduction dépendent de la concentration des réactifs et des produits, et non de la quantité. Cela signifie que les coefficients stœchiométriques ne changent pas la différence de potentiel de la demi-réaction.



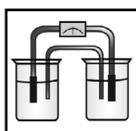
2. Les demi-réactions sont écrites sous forme de réduction.
3. Les demi-réactions peuvent se produire dans une direction ou dans l'autre. En inversant la direction, on transforme la réaction en oxydation et on inverse le signe positif ou négatif de E° .
4. Une valeur positive de E° signifie que la substance est facilement réduite.
Plus la valeur positive augmente, plus la substance est facilement réduite.
Si la valeur de E° est négative, la substance est facilement oxydée.
Plus la valeur négative augmente, plus la substance est facilement oxydée.
5. Une valeur négative de E° signifie que la substance n'est pas facilement réduite.
Plus la valeur est négative, plus la substance est facilement oxydée.
6. Une substance avec une valeur plus positive de E° va oxyder une substance ayant une valeur moins positive de E° .



ANNEXE 5 : Luigi Galvani et Alessandro Volta

Luigi Galvani (1737-1798) a découvert qu'un muscle peut se contracter sous l'effet d'une stimulation électrique. Galvani pensait que l'électricité était une « entité » naturelle qui se manifestait uniquement chez les animaux. On savait déjà qu'une charge électrique appliquée à la moelle épinière d'une grenouille pouvait provoquer des spasmes musculaires dans tout le corps. Des charges électriques pouvaient faire sauter une patte de grenouille même après que le membre eut été amputé. Un jour, alors que Galvani sectionnait la patte de la grenouille, son scalpel d'acier est entré en contact avec un crochet de laiton qui retenait la patte en place, produisant des secousses musculaires rapides. D'autres expériences ont permis de confirmer cet effet, convainquant Galvani que c'était le résultat de ce qu'il appelait l'électricité animale, la force vitale dans les muscles de la grenouille.

Alessandro Volta (1745-1827), un physicien italien, avait étudié les travaux de Galvani, mais il ne pensait pas que l'électricité était un phénomène exclusif aux animaux et il entreprit de réfuter l'hypothèse de Galvani. En 1800, après des recherches intensives, il mit au point la pile voltaïque, la première pile électrique. Cette pile voltaïque originale était composée de disques de zinc et d'argent avec, entre les disques alternés, une pastille de carton ayant trempé dans la saumure. La pile pouvait produire des étincelles à répétition grâce à un fil reliant le disque de zinc du bas au disque d'argent du haut. Aucune grenouille n'a subi de traumatismes pendant la production de la pile voltaïque. Ce dispositif a permis de démontrer la fausseté de l'hypothèse du fluide électrique animal avancée par Galvani. Le débat entre Galvani et Volta est considéré comme l'un des épisodes les plus intéressants de l'histoire de la science.



ANNEXE 6 : Expérience – La pile voltaïque*

Introduction

Imagine que tu as un camion de transport avec un réservoir fait de nickel. Pourrais-tu transporter une solution de $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$ dans ce réservoir? Un chimiste n'y songerait pas, puisque les ions de fer (Fe^{3+}) réagissent spontanément avec le nickel et donc causeraient la désintégration du réservoir!

Les réactions spontanées ne posent pas toutes des problèmes. Elles ont mené à la fabrication de divers types de piles qui font fonctionner les montres, les téléphones cellulaires, les lecteurs MP3, les prothèses auditives, les calculatrices, les ouvre-porte de garage, etc. Nous devrions peut-être remercier la contraction musculaire d'une cuisse de grenouille qui a mené à la découverte de la pile électrochimique.

Histoire de la pile

Vers la fin du 18^e siècle, Luigi Galvani a observé que l'action de deux métaux différents produisait un courant électrique causant la contraction de muscles dans une cuisse de grenouille. Il croyait que ce phénomène était causé par une « électricité animale ».

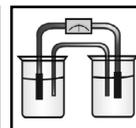
Les piles existaient peut-être bien avant cette découverte. En effet, un bocal en argile (daté entre 250 AEC et 640 EC) contenant une tige d'acier entourée d'un cylindre de cuivre fut découvert en 1936 près de Bagdad. En remplissant le bocal avec une solution électrolytique (p. ex., du vinaigre, du vin ou du jus de citron), l'appareil peut produire un potentiel d'environ 1 V. Cependant, plusieurs scientifiques n'acceptent pas cette théorie, car on ne sait toujours pas à quoi elle aurait pu servir. Elle aurait pu être utilisée pour plaquer des objets avec des métaux précieux et certains pensent que les Égyptiens auraient plaqué de l'antimoine sur des objets de cuivre il y a plus de 4300 ans.

C'est Alessandro Volta qui a inventé la première pile électrique moderne en 1800. Il a prouvé qu'un courant électrique est généré lorsque certains métaux et produits chimiques entrent en contact.

À cette époque, les piles n'étaient pas rechargeables. En 1859, le physicien français Gaston Planté inventa la première pile rechargeable. Cette pile était composée d'électrodes de plomb baignant dans une solution acide, une combinaison encore utilisée de nos jours.

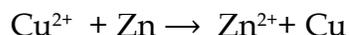
Il existe deux types de piles :

- Pile électrochimique (voltaïque) : appareil qui utilise une réaction chimique spontanée pour produire un courant électrique
- Pile électrolytique (que tu vas étudier dans les prochaines leçons) : appareil qui utilise un courant électrique pour produire une réaction chimique qui ne se produirait pas de façon spontanée (p. ex., électrolyse de l'eau)

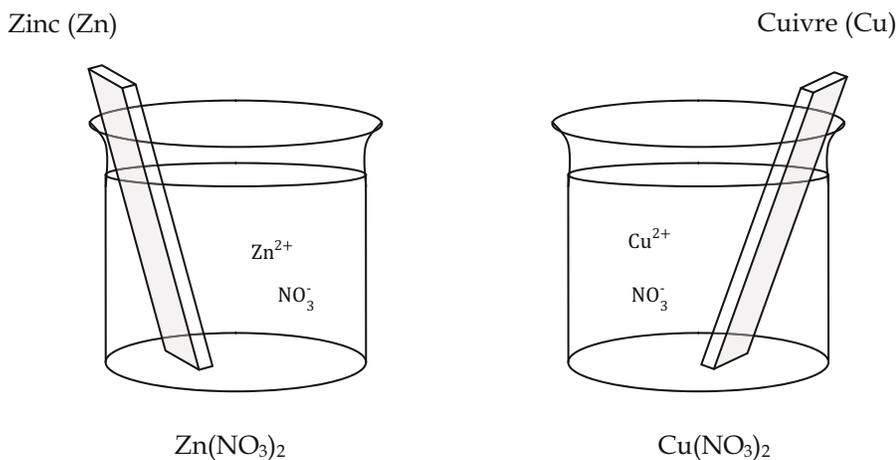


Les piles électrochimiques produisent un courant électrique à partir d'une réaction chimique spontanée. Elles sont formées de deux demi-piles reliées qui permettent aux électrons de se déplacer d'une électrode métallique à une autre par l'entremise d'un circuit externe et aux ions de se déplacer d'une électrode à l'autre par l'entremise d'un passage interne (ou pont salin). La demi-pile dans laquelle se produit une réaction d'oxydation (perte d'électrons) se nomme l'anode. La demi-pile dans laquelle se produit une réaction de réduction (gain d'électrons) se nomme la cathode.

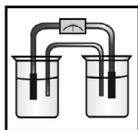
Il y a réaction d'oxydoréduction lorsque des électrons sont perdus par la substance oxydée (l'agent réducteur) et gagnés simultanément par la substance réduite (l'agent oxydant). Étudions la réaction d'oxydoréduction suivante pour expliquer le transfert des électrons :



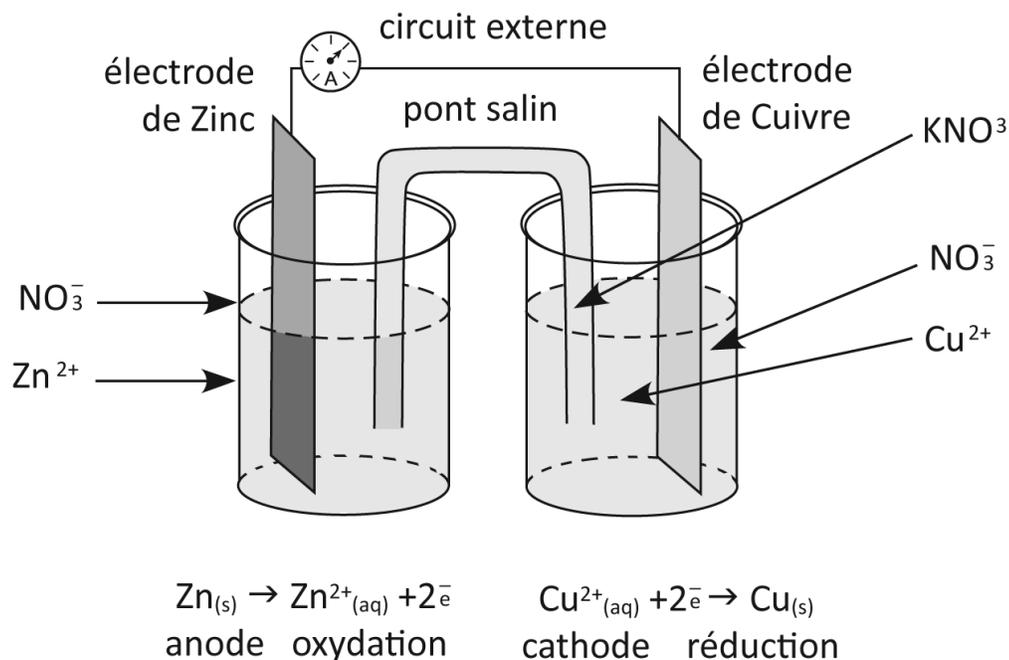
Dans le diagramme suivant, chaque bécher représente une demi-pile pour la réaction. Cependant, puisque les électrons ne peuvent pas se déplacer d'un bécher à l'autre, la réaction d'oxydoréduction ne peut avoir lieu.



Si les électrodes de zinc et de cuivre étaient reliées comme dans le diagramme suivant, une réaction d'oxydoréduction pourrait avoir lieu puisque les électrons pourraient voyager par le fil externe.



Pile voltaïque (avec électrodes de zinc et de cuivre) avant la réaction :

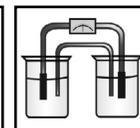


Dans ce diagramme, les deux demi-piles sont reliées par un pont salin, ce qui empêche les deux solutions d'électrolytes de se mélanger, mais qui permet le mouvement d'ions afin de maintenir une neutralité électrique. Cette pile est représentée comme suit :

$\text{Zn}|\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \parallel \text{Cu}|\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. La ligne simple (|) représente la frontière entre la solution et l'électrode. La ligne double (||) représente le pont salin qui sépare les deux demi-piles.

Lorsque le zinc est oxydé, des anions doivent se rendre à (ou des cations doivent quitter) la demi-pile de Zn pour compenser l'ajout de charges positives résultant de la formation d'ions Zn^{2+} . Des cations doivent aussi pénétrer (ou des anions doivent quitter) la demi-pile de Cu à cause de la réduction du Cu^{2+} .

Si on sépare la réaction d'oxydoréduction en deux demi-réactions, il est possible d'attribuer à chacune un potentiel (le potentiel de réduction) de façon arbitraire. Ce potentiel indiquerait la tendance relative de chaque demi-réaction à se produire. Le potentiel total de la pile (le seul potentiel qui peut être mesuré) est égal à la différence entre les deux potentiels de réduction et est une mesure de la capacité de la réaction à faire circuler les électrons dans un circuit. On mesure le potentiel à l'aide d'un appareil qu'on nomme le voltmètre.



En examinant le diagramme précédent, tu devrais remarquer que l'anode contient le meilleur agent réducteur (substance ayant la plus grande tendance à se faire oxyder) et qu'elle a donc un potentiel de réduction moins élevé. L'anode représente aussi l'électrode négative dans une pile voltaïque. Elle est reliée à l'aide du fil négatif (noir) au voltmètre et les électrons voyagent toujours de l'anode à la cathode. Lorsque les fils sont bien connectés, le mouvement des ions et des électrons se fait comme suit :

Calcul du potentiel net d'une pile :

Étape 1 : Écris les deux demi-réactions.

Réaction à l'anode : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (oxydation)

Réaction à la cathode : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ (réduction)

Étape 2 : Écris la valeur du potentiel de réduction (E^0) pour chaque réaction.

Réaction à l'anode : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- - 0,76 \text{ V}$

Réaction à la cathode : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu} + 0,34 \text{ V}$

Étape 3 : Calcule le potentiel net

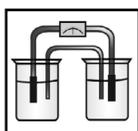
$$\begin{aligned}\Delta E &= E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}} \\ &= 0,34 - (-0,76) \\ &= +1,10 \text{ V}\end{aligned}$$

Une valeur positive de E^0 signifie que la réaction est spontanée (nécessaire pour faire une pile qui fonctionne). Une valeur négative de E^0 signifie que la réaction n'est pas spontanée (la pile ne fonctionne pas).

Le potentiel d'une pile dépend des produits chimiques utilisés. À titre d'exemple, les produits chimiques dans une pile sèche (p. ex., piles qu'on utilise pour faire fonctionner des télécommandes) ont habituellement un potentiel d'environ 1,5 V. Ce potentiel est devenu une valeur standard et est maintenant un facteur limitant lorsqu'on décide quels produits chimiques seront utilisés pour créer une pile sèche.

Objectifs

À la partie 1 de cette activité de laboratoire, tu construiras une pile électrochimique avec des électrodes de fer et de plomb et tu mesureras le potentiel net de la pile à l'aide d'un voltmètre. Tu représenteras aussi la réaction à l'aide des morceaux de papier à découper fournis à la fin de la présente annexe.



À la partie 2, tu construiras des piles électrochimiques différentes avec des métaux et des solutions variés afin de déterminer quelle combinaison produit le potentiel le plus élevé.

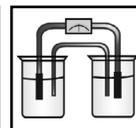
Questions à répondre avant de faire le laboratoire

- Définis les termes suivants : électrode, électrolyte, anode, cathode, oxydation, réduction.
- Tu construis une pile voltaïque formée d'une électrode de zinc dans une solution de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ et d'une électrode de cuivre dans une solution de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
 - Identifie tous les ions présents dans chaque demi-pile.
 - Les atomes de zinc et de cuivre ont tendance à se faire oxyder. Pour lequel des métaux la tendance est-elle la plus élevée? Pourquoi? Cette électrode sera donc l'anode. Elle disparaîtra à mesure que des ions positifs se formeront.
 - Écris la demi-réaction qui se produit à l'anode (oxydation).
 - De quelle électrode les électrons proviennent-ils? Dans quelle direction se déplacent-ils?
 - Écris la demi-réaction qui se produit à la cathode (réduction).
 - Si on place un pont salin (KNO_3) pour relier les deux demi-piles, la réaction continue un certain temps. Dessine cette pile voltaïque en incluant le pont salin, le voltmètre, les électrodes, les fils de connexion, les ions métalliques et les ions du pont salin. Indique le mouvement des électrons et des ions dans le système.

Partie 1 : construction d'une pile électrochimique

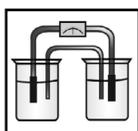
Matériel

- 2 béchers de 250 mL
- électrode de fer (environ 2,5 cm x 12 cm)
- électrode de plomb (environ 2,5 cm x 12 cm)
- laine d'acier
- voltmètre
- 2 fils électriques avec pinces crocodiles
- solution de nitrate de plomb(II) 1,0 mol/L
- solution de nitrate de fer(II) 1,0 mol/L
- tube en U ou éponge coupée en forme de U
- 2 boules de coton (si on utilise le tube en U)
- lamelle de papier filtre
- solution de KNO_3 1,0 mol/L (pour saturer l'éponge ou le papier filtre ou pour remplir le tube en U)



Démarche

1. Dessine deux béchers de 250 mL reliés par un pont salin et contenant chacun une électrode reliée à un voltmètre.
2. Dans un bécher de 250 mL, verse environ 125 mL de la solution de nitrate de plomb(II). Sur ton diagramme, identifie les ions présents dans le bécher.
3. Avec la laine d'acier, nettoie l'électrode de plomb. (Pourquoi est-ce nécessaire?) Place l'électrode dans le bécher contenant la solution de nitrate de plomb(II). Identifie cette électrode sur ton diagramme.
4. Verse environ 125 mL de la solution de nitrate de fer(II) dans un deuxième bécher. Sur ton diagramme, identifie les ions présents dans ce bécher.
5. Avec la laine d'acier, nettoie l'électrode de fer. (Pourquoi est-ce nécessaire?) Place l'électrode dans le bécher contenant la solution de nitrate de fer(II). Identifie cette électrode sur ton diagramme.
6. Prépare le pont salin en trempant la lamelle de papier filtre ou l'éponge dans une solution de KNO_3 ou encore en remplissant un tube en U avec la solution de nitrate de potassium et en bouchant les extrémités avec les boules de coton. Place chaque bout de la lamelle de papier filtre, de l'éponge ou du tube en U dans un des béchers. Identifie les ions présents dans le pont salin sur ton diagramme.
7. Que se produit-il lorsque tu retires le pont salin d'une des solutions? Peux-tu expliquer pourquoi cela a un effet? Explique le rôle du pont salin.
8. Relie l'électrode de plomb à la borne positive (rouge) du voltmètre.
9. Relie l'électrode de fer à la borne négative (noire) du voltmètre.
10. Note le potentiel sur le voltmètre. Prédis ce qui se produirait si tu inversais les fils électriques. Essaie-le.
11. Montre le mouvement des ions et des électrons sur ton diagramme. N'oublie pas le mouvement des ions du pont salin. Les électrons se déplacent-ils dans le circuit externe ou dans la solution? Les ions du pont salin se déplacent-ils dans le circuit externe ou dans la solution?
12. Prédis ce qui finirait par arriver à la masse des électrodes de fer et de plomb. Explique pourquoi il y aurait une variation de masse à chaque électrode.
13. Écris la réaction qui se produit à la cathode et celle qui se produit à l'anode ainsi que la réaction nette. Calcule le potentiel net de la pile à l'aide d'un tableau des potentiels standard de réduction. Explique pourquoi il pourrait y avoir des différences entre les valeurs expérimentales et les valeurs théoriques (calculées).
14. Explique ce qui se produirait si tu reliais deux demi-piles identiques, par exemple, $\text{Fe} | \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 || \text{Fe} | \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.



15. À l'aide du grand diagramme de la pile voltaïque et des morceaux de papier représentant des électrons, des ions et des atomes de métal, fais une simulation de la même expérience. Identifie l'anode et la cathode et indique la direction du flux d'électrons et le mouvement des ions en solution en collant les morceaux de papier aux endroits appropriés et en ajoutant des flèches pour montrer la direction du mouvement. Utilise ce modèle pour répondre aux questions suivantes :

- Écris en mots ce qui se produit à l'électrode où les électrons sont perdus.
- Écris-le sous forme d'équation chimique.
- Écris en mots ce qui se produit à l'électrode où les électrons sont ajoutés.
- Écris-le sous forme d'équation chimique.
- Combine ces deux équations chimiques pour écrire une réaction chimique nette.
- Décris en tes propres mots ce qui se produit dans le pont salin pour assurer que le système demeure électriquement neutre.

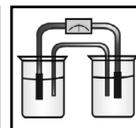
Partie 2 : construction de piles variées

Dans une pile électrochimique, les électrons sont transférés d'un métal à l'autre à l'aide de fil plutôt qu'avec un contact direct entre le métal et l'ion métallique, comme on le fait pour établir une série d'activité (voir le Bloc A).

Les métaux ont peu d'électrons de valence et ont donc tendance à les perdre. En général, ils sont facilement oxydés. Cependant, la facilité avec laquelle les électrons sont perdus varie d'un métal à un autre. Une liste de métaux placés selon la facilité avec laquelle ils perdent des électrons est ce que l'on appelle une série d'activité. Une telle liste est utile pour déterminer si certaines réactions vont se produire ou non. Le tableau des potentiels standard de réduction permet de déterminer le potentiel net d'une pile électrochimique. Puisque les demi-réactions ne peuvent se déclencher seules, on doit comparer deux demi-réactions pour calculer le potentiel net.

Matériel

- petits morceaux (1,5 cm x 0,5 cm) des métaux suivants : Al, Cu, Fe, Mg, Pb, Sn, Zn, Ni
- solutions 1,0 mol/L de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$
- laine d'acier
- solution de KNO_3 1,0 mol/L
- petites lamelles de papier filtre qui serviront de pont salin
- plaque à puits (12 puits)
- fils électriques avec pinces crocodiles
- voltmètre

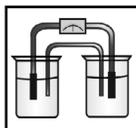


Démarche

1. Avec les métaux et les solutions fournis et à l'aide d'un tableau des potentiels standard de réduction, prédis quelle combinaison de métaux et de leurs solutions vont donner lieu au potentiel le plus élevé. Note aux moins trois combinaisons.
2. Calcule, à l'aide du tableau des potentiels standard de réduction, le potentiel théorique des trois combinaisons de métaux.
3. Place environ 2 mL de chacune des solutions dans les puits de la plaque à puits.
4. Nettoie les morceaux de métal à l'aide de la laine d'acier et place chaque électrode dans sa solution correspondante.
5. Découpe des petites lamelles de papier filtre, qui serviront de pont salin. Trempe chaque lamelle dans la solution de nitrate de potassium (assure-toi que toute la lamelle est trempée).
6. Commence l'activité de laboratoire avec les électrodes d'aluminium et de cuivre. Insère une extrémité du pont salin dans le compartiment d'aluminium et l'autre dans le compartiment de cuivre.
7. Fixe un fil électrique de façon à relier la borne négative du voltmètre à l'une des électrodes et l'autre de façon à relier la borne positive à l'autre électrode. Si le voltmètre indique un potentiel négatif, inverse les connexions.
8. Note le potentiel de la pile.
9. Répète pour les autres combinaisons.
10. Détermine la combinaison qui a produit le potentiel le plus élevé. Compare ce résultat à ta prédiction.
11. Compare les potentiels obtenus pour chaque combinaison de métaux avec les valeurs théoriques calculées au numéro 2.

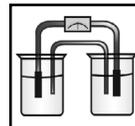
Tableau de données

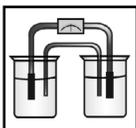
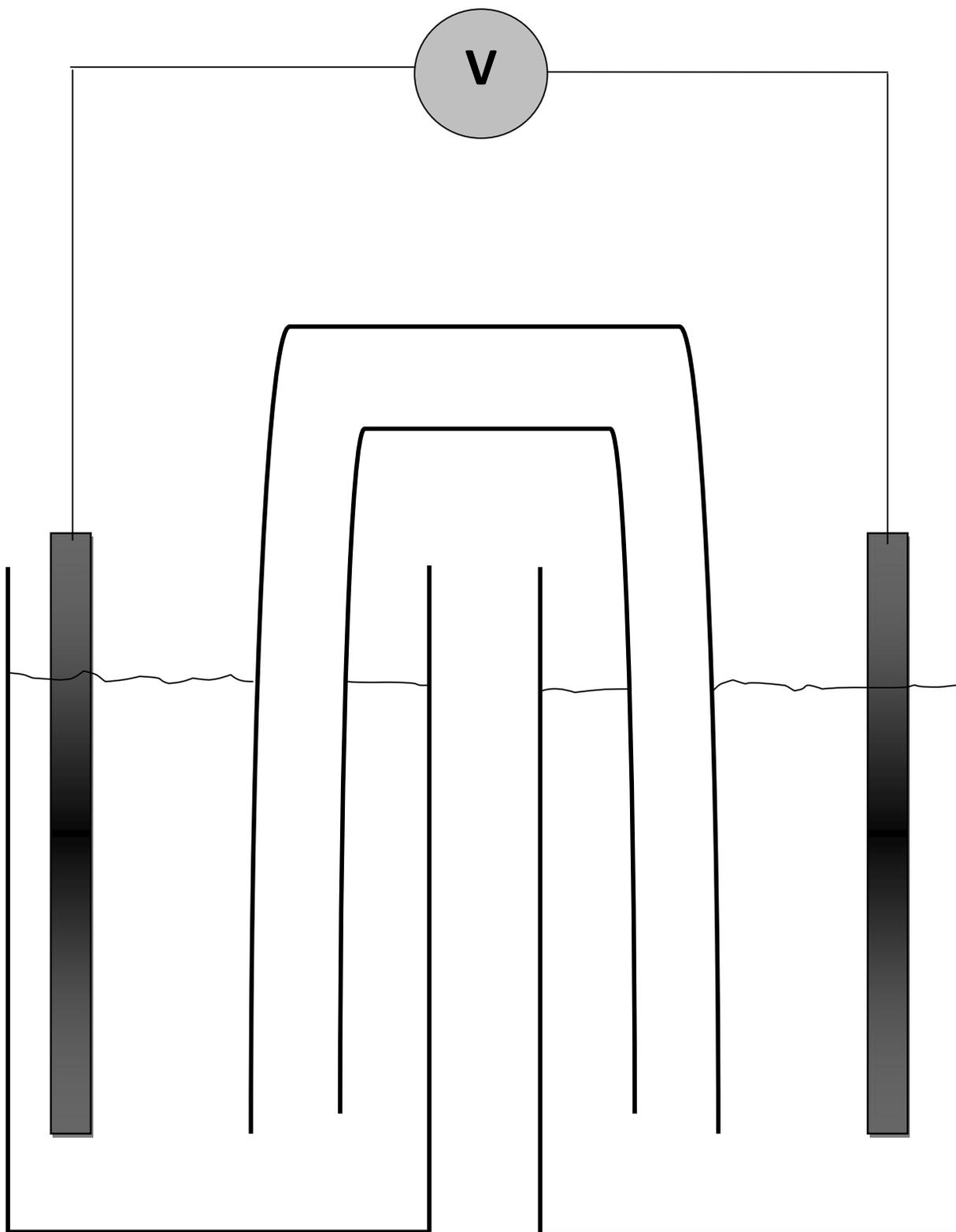
	Al(NO ₃) ₃	Cu(NO ₃) ₂	Fe(NO ₃) ₂	Mg(NO ₃) ₂	Pb(NO ₃) ₂	Sn(NO ₃) ₂	Zn(NO ₃) ₂	Ni(NO ₃) ₂
Al(NO ₃) ₃								
Cu(NO ₃) ₂								
Fe(NO ₃) ₂								
Mg(NO ₃) ₂								
Pb(NO ₃) ₂								
Sn(NO ₃) ₂								
Zn(NO ₃) ₂								
Ni(NO ₃) ₂								



Analyse

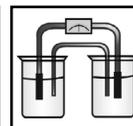
1. Quelle combinaison de métaux a donné lieu au potentiel le plus élevé?
2. Est-ce que tu avais prédit la même chose?
3. Écris les demi-réactions et la réaction nette pour chaque combinaison.
4. Explique pourquoi il y aurait une différence entre les valeurs théoriques et les valeurs expérimentales du potentiel net de chaque pile.
5. Quel métal est le meilleur agent oxydant? Que signifie ce terme?
6. Quel métal est le meilleur agent réducteur? Que signifie ce terme?
7. À quoi sert le pont salin?
8. Donne des exemples d'applications pratiques d'une pile électrochimique.





e⁻	e⁻	e⁻	e⁻	e⁻
e⁻	e⁻	e⁻	e⁻	e⁻
Fe²⁺	Fe²⁺	Fe²⁺	Fe²⁺	Fe²⁺
NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻
Pb²⁺	Pb²⁺	Pb²⁺	Pb²⁺	Pb²⁺
NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻
Pb	Pb	Pb	Pb	Pb
Fe	Fe	Fe	Fe	Fe
K⁺	K⁺	K⁺	K⁺	K⁺
NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Voltaic (Galvanic) Cells », *Chemistry Teaching Resources*, <http://www.umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 16 juillet 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

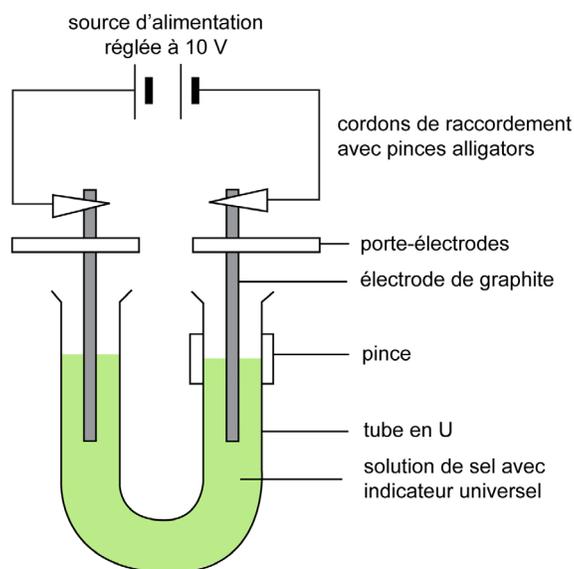


ANNEXE 7 : L'électrolyse – Renseignements pour l'enseignant*

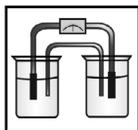
Introduction

Avez-vous déjà examiné les dates de découverte de certains éléments du tableau périodique? Si oui, vous avez peut-être remarqué que certains éléments tels que le cuivre et l'or sont connus depuis longtemps. Par contre, d'autres éléments tels que le chlore, l'iode, le sodium et le brome ont été découverts seulement au 19^e siècle. Pourquoi ces éléments ont-ils été si « difficiles » à découvrir? Certains, comme l'or, sont très stables. Ils ne réagissent pas facilement. D'autres, comme le chlore et le brome, sont très instables et se présentent seulement sous forme de composés dans la nature. Ils ont gagné ou perdu des électrons pour devenir des ions très stables. Pour les transformer d'ion stable en élément instable, on doit fournir de l'énergie en appliquant un processus nommé l'électrolyse.

Le diagramme suivant illustre un appareil utilisé pour l'électrolyse d'une solution d'iodure de potassium. Faire la démonstration de ce processus ou aider les élèves à monter le dispositif. Des cristaux d'iodure de potassium sont dissous dans l'eau dans un bécher, puis on y ajoute un indicateur universel ou un autre indicateur tel que le bleu de bromothymol ou la phénolphthaléine. La solution est ensuite versée dans un tube en U fixé sur place. Les fils ne devraient pas être reliés aux électrodes à ce moment.



Inviter les élèves à réfléchir au contenu du tube en U, c'est-à-dire à la solution d'iodure de potassium. Leur proposer de dessiner une représentation moléculaire de cette solution, en indiquant les ions et les molécules qui y sont présents. Il n'est pas nécessaire d'inclure l'indicateur.



Questions

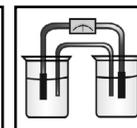
Poser la question suivante aux élèves :

D'après ce que tu connais de l'électricité, des indicateurs, du carbone (graphite) et du cuivre, quelle serait l'utilité :

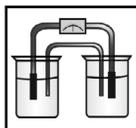
- a) de la source d'énergie;
- b) des électrodes de graphite;
- c) des fils de cuivre;
- d) de l'indicateur ajouté à la solution?

Démonstration

1. Relier les fils et inviter les élèves à faire des observations à l'échelle macroscopique. Leur demander de décrire toute observation qui pourrait laisser croire à une réaction chimique et d'essayer de déterminer quels produits sont formés à chaque électrode à l'aide de leurs observations (*changement de couleur, production de gaz*).
 - a) Électrode 1 :
 - i. observations suggérant la présence d'une réaction chimique
 - ii. inférences au sujet des produits formés
 - b) Électrode 2 :
 - i. observations suggérant la présence d'une réaction chimique
 - ii. inférences au sujet des produits formés
2. Inviter les élèves à expliquer leurs observations à l'échelle moléculaire. Leur demander d'utiliser un modèle représentant la pile électrolytique et d'accomplir les étapes suivantes :
 - a) Place les morceaux de papier représentant les atomes et molécules présents dans la solution sur le modèle papier du tube en U. Tu devrais inclure les molécules d'eau et de l'eau dissociée, ainsi que les ions potassium et iodure.
 - b) Indique le mouvement des électrons vers l'une des électrodes lorsque les fils sont reliés à la source d'énergie. Cette électrode deviendra négative. Place un symbole - sur elle.
 - c) Indique le mouvement des électrons à l'aide de flèches.
 - d) À mesure que l'électrode devient négative, des ions H^+ se déplacent vers l'électrode. L'eau commence à se dissocier en ions H^+ et OH^- . Dissocie deux molécules d'eau et déplace $2H^+$ vers l'électrode négative.
 - e) À la surface de l'électrode, les deux ions H^+ gagnent un électron pour former deux atomes de H. Démontre ce processus en annulant (en déchirant) la charge positive avec la charge négative.
 - f) Puisque les deux atomes d'hydrogène sont instables, ils se lient de façon covalente pour former de l'hydrogène gazeux. Relie les deux atomes pour montrer qu'ils ont formé de l'hydrogène gazeux.
 - g) Lors de la démonstration, tu as peut-être remarqué qu'à la même électrode où ce gaz s'est formé, l'indicateur a changé de couleur. Qu'est-ce qui a causé ce changement de couleur? D'où est venue la substance qui a causé ce changement?



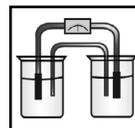
- h) En tes propres mots, décris tous les processus qui se sont produits à cette électrode.
(Réponse : les électrons se déplacent dans l'électrode qui devient alors négative. La molécule d'eau se dissocie et les ions hydrogène gagnent un électron pour former des atomes d'hydrogène. Puisque les atomes d'hydrogène sont instables, deux atomes forment une liaison covalente pour devenir une molécule d'hydrogène gazeux. C'est ce gaz qui forme les bulles autour de l'électrode. Les ions OH⁻ entraînent un changement de couleur de l'indicateur, ce qui indique que la solution est basique.)
- i) Quelle demi-réaction (oxydation ou réduction) s'est produite à l'électrode négative (la cathode)? Écris cette demi-réaction sous forme symbolique.
- j) Examine maintenant l'autre électrode. Lorsque les fils sont reliés à la source d'énergie, les électrons quittent cette électrode pour se rendre à la source d'énergie. Cette électrode perd des électrons; elle acquiert donc une charge positive. Place un symbole + sur cette électrode.
- k) Illustre ce mouvement d'électrons à l'aide de flèches sur le diagramme.
- l) À mesure que l'électrode devient positive, l'eau et les ions iodure (I⁻) migrent vers elle. Déplace deux ions I⁻ vers l'électrode positive.
- m) Les ions I⁻ perdent chacun un électron à l'électrode positive et forment des atomes de I. Démontre ce processus en annulant (en déchirant) la charge négative et en la déplaçant sur l'électrode. Ces électrons peuvent maintenant se déplacer dans le circuit pour remplacer ceux qui ont été envoyés vers l'électrode négative.
- n) Puisque les deux atomes d'iode sont instables, ils se lient de façon covalente pour former de l'iode (solide brun qui se dissout partiellement pour former une solution brune). Relie les deux iodures pour illustrer la formation d'I₂.
- o) En tes propres mots, décris tous les processus qui se sont produits à cette électrode.
- p) Quelle demi-réaction (oxydation ou réduction) s'est déroulée à l'électrode positive (l'anode)? Écris cette demi-réaction sous forme symbolique.

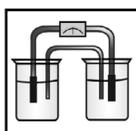
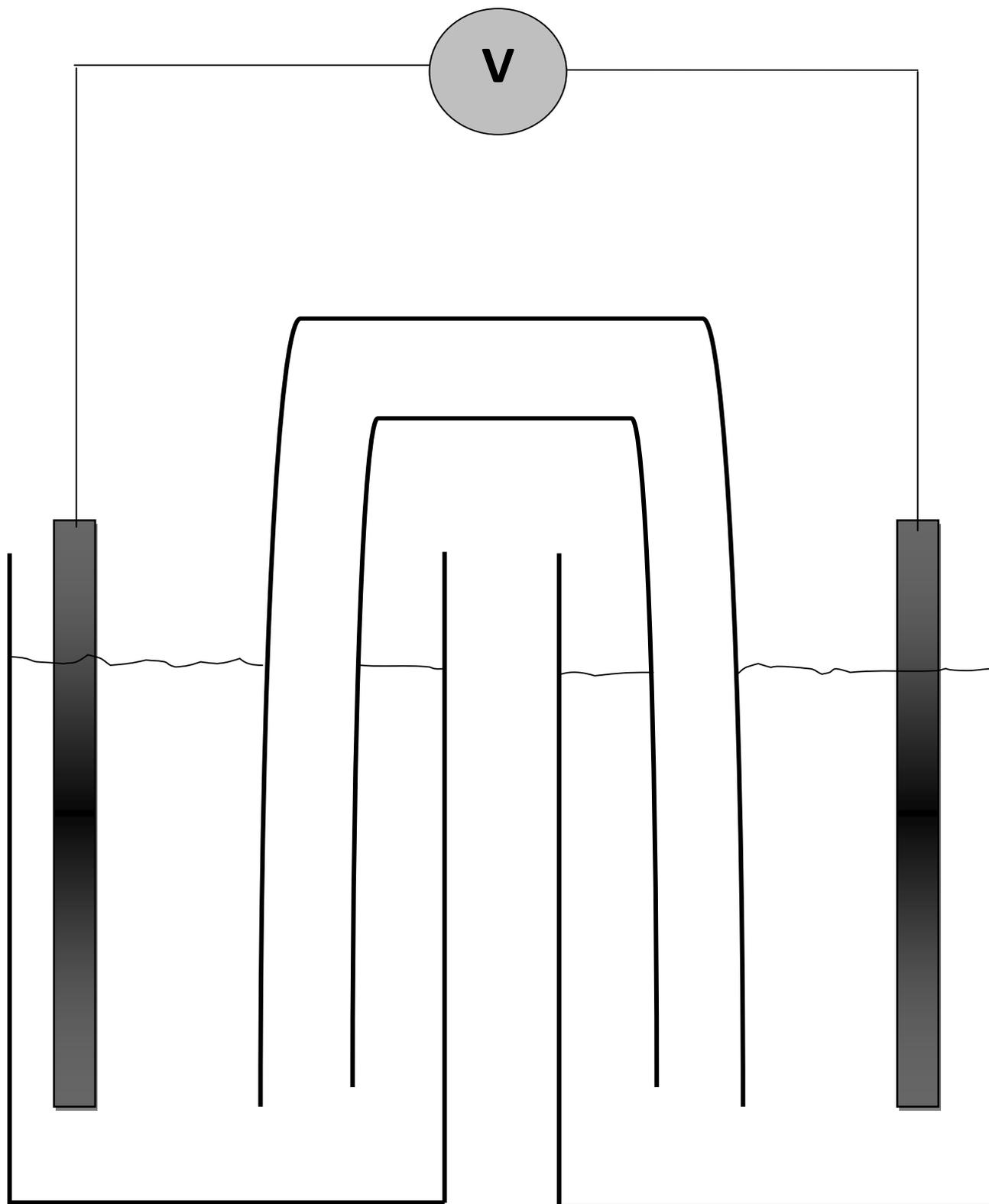


Questions

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes :

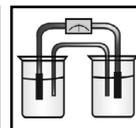
1. Décris le mouvement des électrons. Se sont-ils déplacés dans la solution entre les électrodes ou seulement dans les fils de cuivre?
2. Décris le mouvement des ions positifs et négatifs. Se sont-ils déplacés dans la solution entre les électrodes ou seulement dans les fils de cuivre?
3. Donne une formule chimique équilibrée sous forme symbolique pour représenter :
 - a) la réaction à la cathode (gain d'électrons);
 - b) la réaction à l'anode (perte d'électrons);
 - c) la réaction nette de la pile.
4. Explique pourquoi, à l'échelle particulaire, cette réaction :
 - a) n'a pas entraîné la formation de potassium à la cathode;
 - b) n'est pas spontanée (de l'énergie étant nécessaire pour qu'elle se produise).

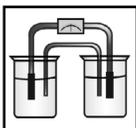




K^+	K^+	K^+	K^+	K^+
I^-	I^-	I^-	I^-	I^-
H_2O	H_2O	H_2O	H_2O	H_2O
OH^-	OH^-	OH^-	OH^-	OH^-
H^+	H^+	H^+	H^+	H^+
e^-	e^-	e^-	e^-	e^-
e^-	e^-	e^-	e^-	e^-

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Electrolysis », *Chemistry Teaching Resources*,
<http://www.umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 16 juillet 2014). Adaptation autorisée
par l'Université du Manitoba.





BIBLIOGRAPHIE

- ALBERTA. ALBERTA EDUCATION. *Programme de sciences à l'élémentaire*, Edmonton, Alberta, Alberta Education, 2001.
- BYBEE, Roger. *Science and Technology Education for the Elementary Years: Frameworks for Curriculum and Instruction*, Rowley, Massachusetts, The Network, 1989.
- CANADA. CONSEIL DES MINISTRES DE L'ÉDUCATION. *Cadre commun des résultats d'apprentissage en sciences de la nature (M à 12)*, Toronto, Conseil des ministres de l'éducation (Canada), 1997.
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Acid-Base Titration Assignment – C12-5-10 », *Chemistry Teaching Resources*.
<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Acids and Bases: What is Happening Chemically? C12-5-01 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>
(Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Capturing Bubbles – C12-3-06 », *Chemistry Teaching Resources*.
<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Electrolysis – C12-6-10 », *Chemistry Teaching Resources*.
<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« The Electromagnetic Spectrum – A Who am I Activity – C12-2-01 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>
(Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Flame Tests Activity – C12-2-02 », *Chemistry Teaching Resources*.
<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Graphical Determination of the Rate of a Chemical Reaction – C12-3-03 »,
Chemistry Teaching Resources. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>
(Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Interviews - Kinetics – C12-3-01 », *Chemistry Teaching Resources*.
<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Introducing Reaction Rates – Introductory Lab Activities – C12-3-01 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Measuring Reaction Rates – C12-3-02 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Periodic Trends – C12-2-07 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Quantum Mechanical Model of the Atom – C12-2-04 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Redox Reactions – C12-1-10 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Redox Reactions – REDOX or NOT – C12-6 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Solubility Product Constant of Lead(II)chloride – C12-4-13 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Strong and Weak Acids – C12-5-04 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING.
« Voltaic (Galvanic) Cells – C12-6-04, 05 & 07 », *Chemistry Teaching Resources*. <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).
- CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie fondamentale : principes et problèmes, volume 2*, 2^e éd., Montréal, Québec, Chenelière, 2002.
- « Démarche d'apprentissage », dans LEGENDRE, Renald. *Dictionnaire actuel de l'éducation*, 3^e éd., Montréal, Guérin, 2005, p. 362.
- DINGRANDO, Laurel, et al. *Glencoe Chemistry: Matter and Change*, Columbus, Ohio, Glencoe/McGraw-Hill, 2005.

- GLATTHORN, Allan. *Learning Twice: An Introduction to the Methods of Teaching*, New York, Harper Collins, 1993.
- LAROCHELLE, Marie, et Jacques DÉSAUTELS. *Autour de l'idée de science : itinéraires cognitifs d'étudiants et d'étudiantes*, Québec, Presses de l'Université Laval, 1992.
- MANITOBA EDUCATION AND TRAINING. *Senior 4 English Language Arts: A Foundation for Implementation*, Winnipeg, Manitoba, Manitoba Education and Training, 2000.
- MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION, DE LA CITOYENNETÉ ET DE LA JEUNESSE. *Repenser l'évaluation en classe en fonction des buts visés : l'évaluation au service de l'apprentissage, l'évaluation en tant qu'apprentissage, l'évaluation de l'apprentissage*, 2^e éd., Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2006.
- MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION, DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE ET DE LA JEUNESSE. *L'éducation pour un avenir viable*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2001.
- MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *Chimie 30S et 40S : programme d'études transitoire, version provisoire*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 1999.
- MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000.
- MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *Nouvelles directions pour le renouveau de l'éducation : Les bases de l'excellence*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 1995.
- MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *Le succès à la portée de tous les apprenants*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 1997.
- MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *La technologie comme compétence de base : Vers l'utilisation, la gestion et la compréhension des technologies de l'information*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 1998.
- MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR. *La sécurité en sciences de la nature : un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires (de la maternelle à la 12^e année)*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015.
- MAXWELL, Rhoda, et Mary MEISER. *Teaching English in Middle and Secondary Schools*, Upper Saddle River, Prentice Hall, 1997.

MILLAR, Robin, et Jonathan OSBORNE. *Beyond 2000: Science Education for the Future*, 1998.
<https://www.nuffieldfoundation.org/sites/default/files/Beyond%202000.pdf>
(Consulté le 23 juillet 2008).

NATIONAL RESEARCH COUNCIL. *National Science Education Standards*, Washington, National Academy of Sciences, 1996.

PROBST, Robert. *Response and Analysis: Teaching Literature in Junior and Senior High School*, Don Mills, Heinemann, 1988.

RYAN, Richard, James P. CONNELL et Edward L. DECI. « A Motivational Analysis of Self-Determination and Self-Regulation in Education », dans AMES, Russell, et Carol AMES, éd. *Research and Motivation in Education: The Classroom Milieu*, New York, NY, Academia Press, 1985, p. 13-51.

SUSTAINABILITY MANITOBA. *Sustainable Development Strategy for Manitoba*, Winnipeg, Manitoba, Sustainability Manitoba, 1994.

UNESCO. « Le développement durable grâce à l'éducation environnementale », *Connexion*, vol. 13, n° 2, juin 1988, p. 3. Accessible en ligne : <http://unesdoc.unesco.org/images/0015/001535/153582fo.pdf>.

VAN KESSEL, Hans, et al. *Nelson Chemistry 12*, Ontario Edition, Toronto, Ontario, Thomson Nelson, 2003.

WILLIAMS, Robin. *The Non-Designer's Design Book: Design and Typographic Principles for the Visual Novice*, Berkeley, California, Peachpit Press, 1994.



Printed in Canada
Imprimé au Canada