

Chimie

11^e année

Programme d'études :
document de mise en œuvre

**Chimie,
11^e année
Programme d'études :
document de mise en œuvre**

2015

Éducation et Enseignement supérieur Manitoba

Données de catalogage avant publication – Éducation et Enseignement supérieur Manitoba

Chimie, 11^e année : programme d'études : document de mise en œuvre.

Comprend des références bibliographiques.
ISBN 978-0-7711-5974-9 (PDF)

1. Chimie – Étude et enseignement (Secondaire) – Programmes d'études –Manitoba.
I. Manitoba. Éducation et enseignement supérieur Manitoba.
540 P964

Tous droits réservés © 2015, le gouvernement du Manitoba représenté par le ministre de l'Éducation et de l'Enseignement supérieur.

Éducation et Enseignement supérieur Manitoba
Division du 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 Enseignement supérieur 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 autres 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.

Vous pouvez commander des exemplaires imprimés de ce document du Centre des manuels scolaires du Manitoba, à l'adresse www.mtbb.mb.ca.
Numéro d'article : 98803
ISBN 978-0-7711-5973-2 (version imprimée)

La version électronique de ce document est affichée sur le site Web du ministère de l'Éducation et de l'Enseignement supérieur du Manitoba au <http://www.edu.gov.mb.ca/m12/progetu/sn/doc.html>.
Veuillez noter que le Ministère pourrait apporter des changements à la version en ligne.

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

Éducation et Enseignement supérieur Manitoba aimerait exprimer ses remerciements au Conseil des ministres de l'Éducation (Canada) et à tous les participantes et 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 Enseignement supérieur Manitoba remercie également les personnes suivantes qui ont contribué à l'élaboration et à la révision du programme d'études en chimie 11^e année, y compris ce *Document de mise en œuvre*.

ÉLABORATION ET RÉVISION DU DOCUMENT DE MISE EN ŒUVRE DE CHIMIE 11^e ANNÉE

Madeline 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 Enseignement supérieur Manitoba
Carole Freynet-Gagné	Traductrice (pigiste)	Winnipeg (Manitoba)
Georges Kirouac	Enseignant	Collège régional Gabrielle-Roy, Division scolaire franco-manitobaine
Gilbert Michaud	Directeur du projet	Bureau de l'éducation française, Éducation et Enseignement supérieur Manitoba

ÉLABORATION DES RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE DE CHIMIE 11^e ANNÉE

Madeline Asselin	Enseignante	Collège Louis-Riel, Division scolaire franco-manitobaine
George D. Bush	Enseignant	Winnipeg (Manitoba)
Kelly Choy	Enseignant	Minnedosa Collegiate, Division scolaire Rolling River
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 Enseignement supérieur 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	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 11^e ANNÉE

Nadine Gosselin	Opératrice de traitement de texte	Bureau de l'éducation française, Éducation et Enseignement supérieur Manitoba
Nathalie Montambeault	Opératrice de traitement de texte	Bureau de l'éducation française, Éducation et Enseignement supérieur Manitoba
Céline Ponsin	Opératrice de traitement de texte	Bureau de l'éducation française, Éducation et Enseignement supérieur Manitoba

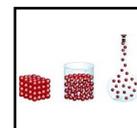
Un merci particulier au personnel de la Direction des ressources éducatives françaises (DREF) qui a aidé à la compilation des listes de ressources éducatives pour chacun des regroupements thématiques.



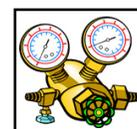
INTRODUCTION GÉNÉRALE0.01



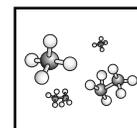
LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE LA MATIÈRE.....1.01



LES GAZ ET L'ATMOSPHÈRE2.01



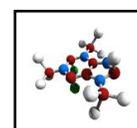
LES RÉACTIONS CHIMIQUES3.01



LES SOLUTIONS4.01



LA CHIMIE ORGANIQUE5.01



BIBLIOGRAPHIE6.01



INTRODUCTION GÉNÉRALE



1. INTRODUCTION

Historique

Chimie, 11^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, 11^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, 11^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 éducatrices et 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, 11^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 citoyennes et 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, elle ou 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 que voici :

- 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.

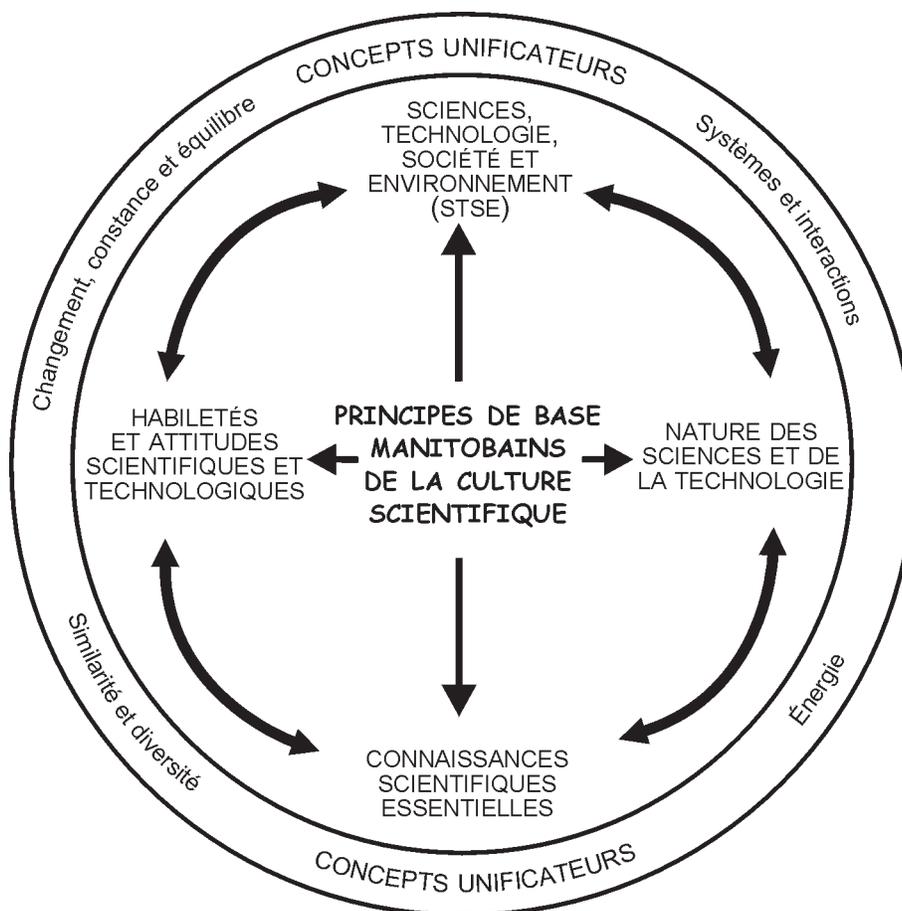


Fig. 1 – Principes de base manitobains de la culture scientifique

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 intervenantes et 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 11^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.

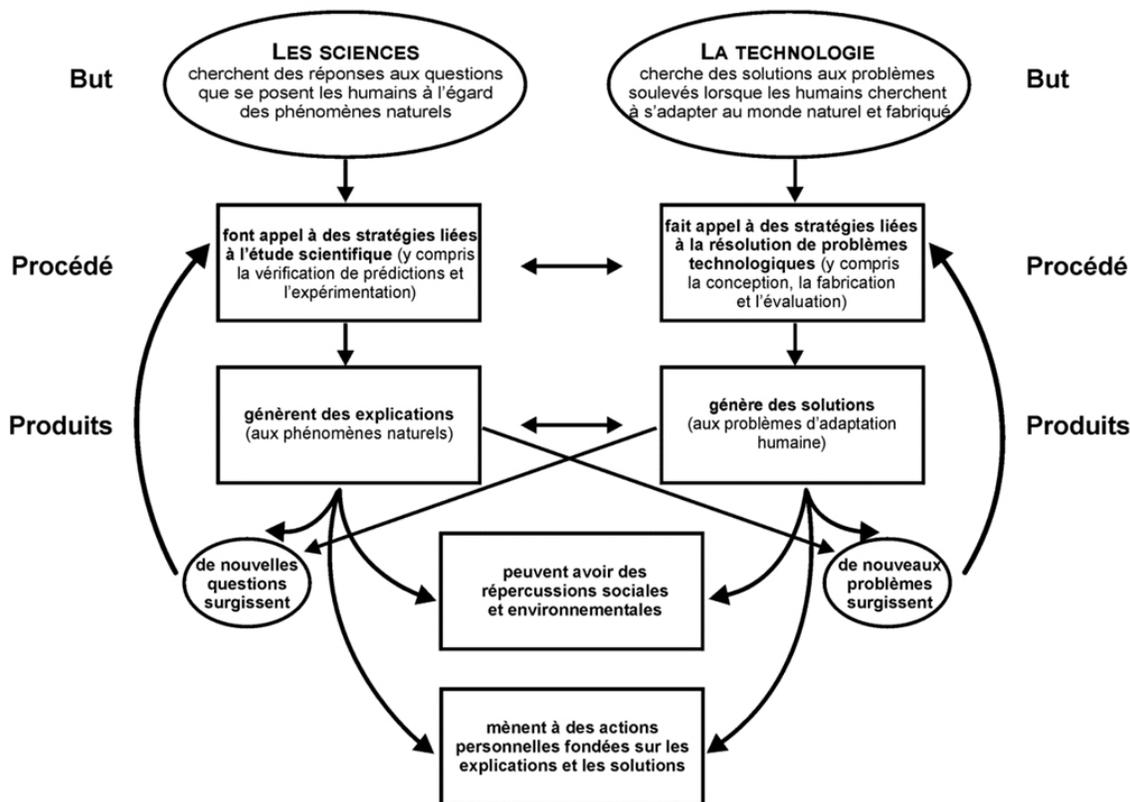


Fig. 2 – Les sciences et la technologie : Leur nature et leurs interactions

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 citoyenne ou 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.

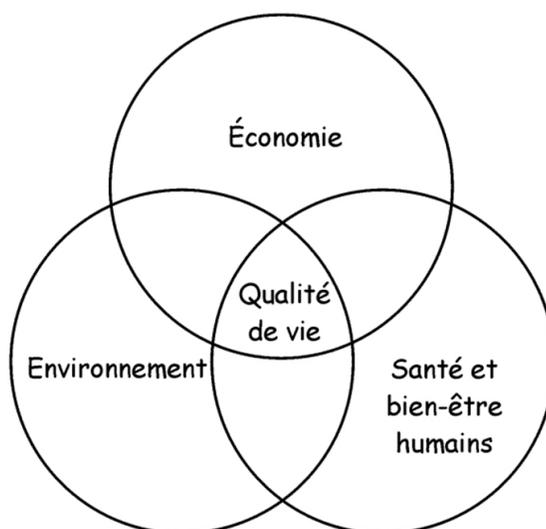


Fig. 3 - Le développement durable



Nous encourageons les enseignantes et 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, elle ou 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'une enseignante ou 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 Minister of Learning 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 citoyenne et 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, les élèves doivent 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/ou 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 au 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).

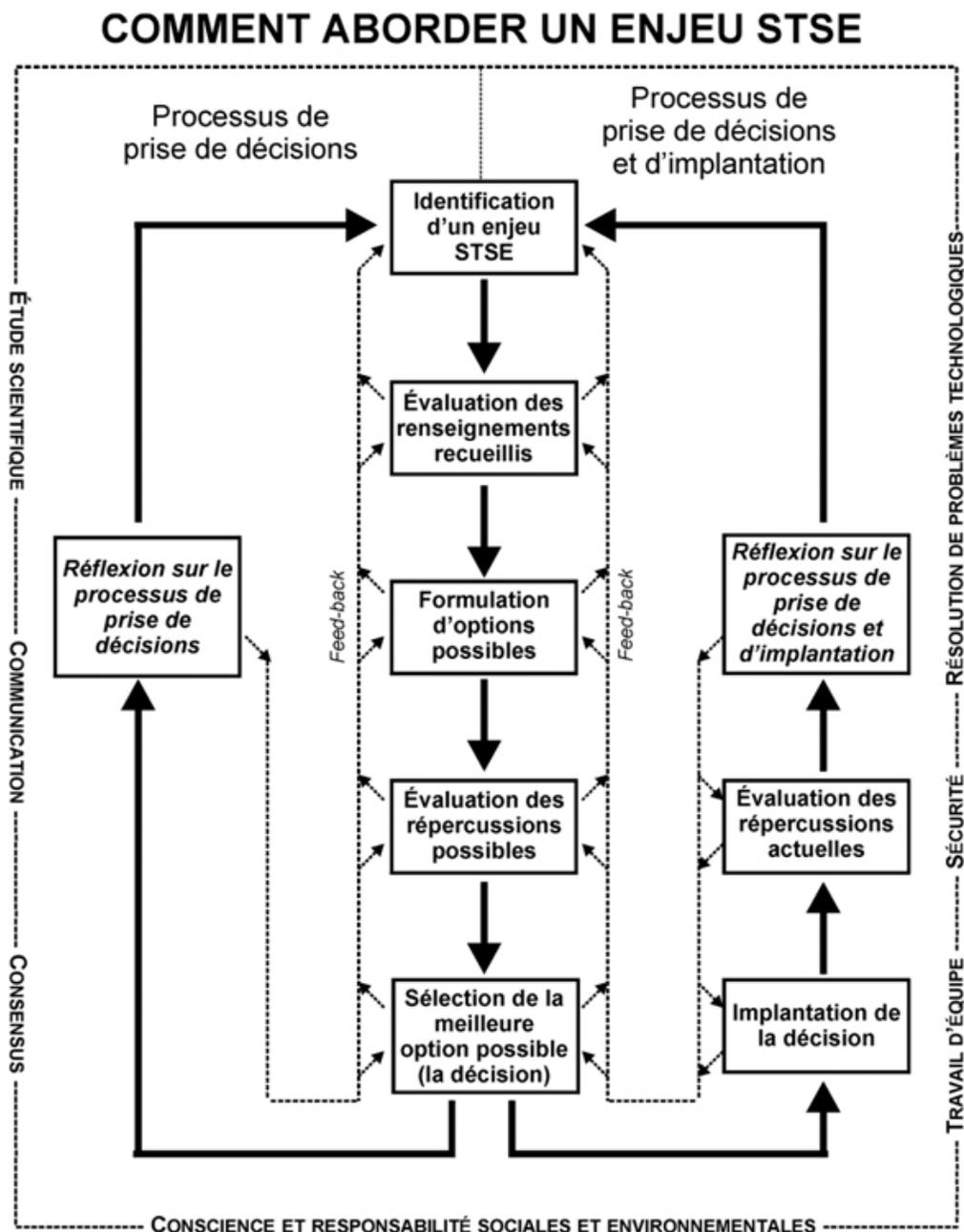


Fig. 5 – Étapes du processus de prise de décisions liées aux enjeux STSE



- **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 – Les 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 – Les 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 de ce document de mise en œuvre de Chimie 11^e année.

- **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 des substances, des organismes et des événements qu'elle ou il rencontre, ce qui l'aide à mieux partager ses idées avec autrui et à réfléchir à 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 mis en ligne de compte. Pour cette raison, différentes situations d'apprentissage doivent être offertes aux élèves afin de respecter leurs intelligences, 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'enseignante ou 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 11^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 le contenu du cours, les ressources et documents pédagogiques, ainsi que les méthodes d'évaluation et d'enseignement. Au cours des dernières décennies, la psychologie cognitive, la technologie de l'imagerie cérébrale et la théorie des intelligences multiples ont transformé notre compréhension de l'apprentissage. 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 de la génération précédente. 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 de la télévision. Les classes sont plus susceptibles d'être 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 11^e année

Pour un grand nombre des élèves, la 11^e année est une année stable et productive. De nombreux élèves de 11^e année ont acquis un degré de sécurité au sein de leur groupe affinitaire ainsi qu'un sentiment d'appartenance à l'école. Ils font preuve d'une maturité de plus en plus grande par rapport aux libertés et responsabilités de la fin de l'adolescence : relations romantiques, emplois à temps partiel, permis de conduire. En 11^e année, la plupart des élèves ont beaucoup d'énergie et une plus grande capacité sur le plan de la pensée abstraite et de la pensée critique. Un grand nombre d'entre eux sont prêts à s'exprimer avec confiance et à prendre des risques créateurs et intellectuels. Les pressions et préoccupations ou les préparatifs liés à la remise des diplômes, les études postsecondaires ou les emplois à temps plein ne viendront que dans un an. Pour de nombreux élèves, la 11^e année est peut-être l'année scolaire la plus profitable de leur secondaire.

Bien qu'un grand nombre des élèves de la 11^e année s'acquittent de nouvelles responsabilités et gèrent leur temps avec facilité, d'autres ont par contre de la difficulté. Les intérêts externes peuvent sembler plus importants que l'école. En raison de leur autonomie accrue, les élèves qui avaient auparavant des problèmes à gérer leur comportement à l'école peuvent maintenant exprimer leurs difficultés par une piètre assiduité, la consommation d'alcool ou de drogues ou d'autres comportements qui le mettent à risque. Les élèves qui ont de la difficulté à contrôler leur vie et leurs situations peuvent faire des choix qui semblent aux enseignants contraires à leurs meilleurs intérêts. La communication avec les parents et la sensibilisation à ce que vivent leurs élèves en dehors de l'école continuent d'être des aspects importants pour les enseignants de la 11^e année. Bien que l'écart au plan du développement qui est évident dans les années précédentes ait diminué, les élèves de la 11^e année peuvent quand même changer beaucoup dans l'espace d'un an, ou même d'un semestre. Les enseignants doivent être sensibles à l'ambiance dynamique en salle de classe et savoir reconnaître les changements au niveau des intérêts, des capacités et des besoins lorsqu'ils se produisent de façon à pouvoir adapter les expériences d'apprentissage de leurs élèves.



Le tableau des pages suivantes énumère certaines caractéristiques de la fin de l'adolescence observées dans des études pédagogiques (Glatthorn, 1993; Maxwell et Meiser, 1997; Probst, 1988) et par les enseignants du Manitoba, et traite des répercussions de ces caractéristiques pour les enseignants.

Apprenants de la 11^e année : Répercussions pour les enseignants	
Caractéristiques des apprenants de la 11^e année	Importance pour les enseignants de la 11^e année
Caractéristiques cognitives	
<ul style="list-style-type: none"> ▪ La plupart des apprenants de la 11^e année peuvent faire preuve d'une pensée abstraite et sont en train de réviser leur raisonnement concret et de le transformer en une compréhension plus intégrale de principes. ▪ Les élèves sont moins absolus dans leur raisonnement, plus en mesure de tenir compte de divers points de vue. Ils reconnaissent que les connaissances peuvent être apparentées au contexte. ▪ De nombreux processus d'apprentissage de base sont devenus automatiques en 11^e année, ce qui libère les élèves et leur permet de se concentrer sur l'apprentissage complexe. ▪ Les élèves ont une compréhension de soi plus nette et ont acquis une expertise et des intérêts spécialisés. Ils ont besoin de faire le lien entre ce qu'ils apprennent et tout ce qui est extérieur à l'école. 	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Enseigner en fonction de la vue d'ensemble. Aider les élèves à créer des liens entre ce qu'ils savent déjà et ce qu'ils apprennent. Être au courant des différences individuelles et construire des ponts pour les élèves qui font preuve d'un raisonnement concret. ▪ Mettre l'accent sur l'acquisition d'habiletés en matière de résolution de problèmes et de pensée critique, plus particulièrement les habiletés reliées à la prise de décisions et à la STSE. ▪ Cerner les connaissances, habiletés et stratégies que les élèves possèdent déjà et monter le cours autour de nouveaux défis. Au moyen d'une évaluation, identifier les élèves qui n'ont pas maîtrisé les processus d'apprentissage en 11^e année et leur donner un soutien et une aide supplémentaires ▪ Utiliser des stratégies qui améliorent la métacognition des élèves. Encourager les élèves à acquérir des habiletés scientifiques par l'exploration de domaines d'intérêt. Mettre l'accent sur les spécialistes en classe et inviter les élèves qui ont des intérêts personnels à enrichir l'expérience d'apprentissage de l'ensemble de la classe.
Caractéristiques psychologiques et affectives	
<ul style="list-style-type: none"> ▪ Il est important pour les élèves de la 11^e année de constater que leur autonomie et nouvelle indépendance sont respectées. Ils ont besoin d'exercer un certain contrôle sur ce qui leur arrive à l'école. ▪ Les élèves se préparent à assumer des rôles de direction au sein de l'école et peuvent avoir des liens plus grands avec les dirigeants de leurs collectivités. ▪ Les élèves doivent comprendre l'objet et la pertinence des pratiques, politiques et processus. Ils peuvent exprimer leur indépendance accrue par un cynisme généralisé au sujet de l'autorité et des institutions. ▪ Les élèves de la 11^e année ont un sens plus net de l'identité qu'auparavant et sont en mesure d'être plus réfléchis et plus conscients de soi. Certains élèves sont davantage prêts à s'exprimer et à communiquer leurs pensées et idées. 	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Donner un choix. Permettre aux élèves de choisir un grand nombre des ressources qu'ils examineront et des formes qu'ils utiliseront pour faire la démonstration de leur apprentissage. Collaborer avec les élèves à l'évaluation. Enseigner aux élèves à être des apprenants indépendants. Donner graduellement plus de responsabilités aux élèves. ▪ Donner aux élèves des occasions d'assumer une direction au sein de la classe et leur donner un forum pour qu'ils mettent en pratique l'art de parler en public et l'animation de groupe. ▪ Utiliser la tendance qu'ont les élèves à remettre en question les mœurs sociales pour les aider à acquérir une pensée critique. Négocier des politiques et faire preuve d'une volonté de faire des compromis. Utiliser les questions des élèves pour alimenter l'interrogation en salle de classe. ▪ Donner des occasions facultatives et graduelles de révélation de soi. Inviter les élèves à explorer et à s'exprimer par leur travail. Célébrer les différences entre les élèves.



Caractéristiques physiques	
<ul style="list-style-type: none"> Un grand nombre des élèves de la 11^e année ont atteint leur apparence physique adulte. D'autres, en particulier les garçons, sont encore à une étape d'une croissance extrêmement rapide et font l'expérience d'une image corporelle changeante et de la conscience de soi. Dès la 11^e année, les élèves sont en mesure de rester assis et de se concentrer sur une tâche d'apprentissage pendant des périodes plus longues qu'auparavant, mais ils ont encore besoin d'interaction et de variété. Ils ont beaucoup d'énergie. Les élèves de la 11^e année ont encore plus besoin d'heures de sommeil que les adultes, et peuvent se présenter à l'école fatigués en raison d'emplois à temps partiel ou d'une surcharge d'activités. 	<ul style="list-style-type: none"> Être sensibles au risque que les élèves peuvent ressentir dans des prestations publiques et accroître graduellement les attentes. Donner aux élèves des renseignements positifs à leur sujet. Mettre l'énergie physique au service de l'apprentissage actif au lieu d'essayer de la contenir. Donner de la variété; modifier le rythme fréquemment; utiliser des expériences d'apprentissage kinesthésiques. Savoir que l'inertie et l'indifférence peuvent être le résultat de la fatigue. Collaborer avec les élèves pour établir des objectifs et planifier des activités de façon réaliste afin que le travail scolaire ait une priorité plus élevée.
Caractéristiques morales et éthiques	
<ul style="list-style-type: none"> Les élèves de la 11^e année s'emploient à acquérir une éthique personnelle au lieu de suivre un ensemble de valeurs attribué et un code de comportement. Les élèves sont sensibles à l'injustice personnelle ou systémique, mais sont de plus en plus réalistes quant aux facteurs qui ont une incidence sur le changement social. Les élèves font la transition entre un point de vue égocentrique du monde et un point de vue axé sur les rapports et la collectivité. Ils sont en mesure de reconnaître différents points de vue et de s'adapter à des situations difficiles. Les élèves deviennent réalistes quant à la complexité des responsabilités à l'âge adulte, mais résistent à l'autorité arbitraire. 	<ul style="list-style-type: none"> Explorer la signification sur le plan de l'éthique de situations de la vie dans des contextes de vie et des contextes scientifiques. Donner aux élèves des occasions de révéler leurs pensées dans la discussion, la rédaction ou la représentation. Explorer de quelles façons les activités relatives à la prise de décisions peuvent influencer sur le changement social, et faire un lien avec le continuum des sciences, de la technologie, de la société et de l'environnement. Donner aux élèves des occasions de prendre des engagements et d'y donner suite, en plus de peaufiner leurs habiletés interactives. Expliquer la raison d'être de chaque expérience d'apprentissage. Obtenir la collaboration des élèves dans l'élaboration des politiques s'appliquant à la salle de classe. Chercher l'uniformité.
Caractéristiques sociales	
<ul style="list-style-type: none"> Dès la 11^e année, certaines personnes vont prendre des risques en assumant une identité individuelle. Cependant, de nombreux élèves continuent de se préoccuper énormément de ce que pensent leurs pairs, comment ils jugent leur apparence et leur comportement. Une grande partie de leur sentiment de soi provient des pairs, avec lesquels ils peuvent adopter une « conscience collective » au lieu de prendre des décisions de façon autonome. Les adolescents expriment fréquemment leur identification à des groupes de pairs par l'emploi du jargon, leurs choix musicaux, leur habillement, leurs décorations corporelles et leur comportement. Les peines d'amour, les crises d'amitié et une préoccupation au sujet des rapports peuvent distraire les élèves de leurs travaux scolaires. Les élèves commencent à reconnaître les enseignants comme des personnes et apprécient une relation personnelle. 	<ul style="list-style-type: none"> Veiller à ce que la salle de classe offre un climat d'acceptation. Modéliser le respect pour chaque élève. Utiliser les expériences d'apprentissage qui favorisent l'autoréflexion et la compréhension de soi chez les élèves. Mettre les élèves au défi de porter des jugements personnels sur des situations de la vie et de leur environnement naturel. Favoriser une culture et une identité de classe. Veiller à ce que chaque élève soit inclus et valorisé. Structurer l'apprentissage de façon à ce que les élèves puissent interagir avec leurs pairs et enseigner des stratégies pour une interaction efficace. Ouvrir la porte aux élèves pour étudier les relations dans les sciences, par exemple, par des biographies de scientifiques. Respecter la confidentialité, sauf si la sécurité de l'élève est à risque. Entretenir et profiter des rapports avec chaque élève. Essayer de découvrir des points d'intérêt communs avec chaque élève. Répondre avec ouverture, empathie et chaleur.

Fig. 6 – *Caractéristiques des apprenants de la 11^e année*. Traduit et adapte d'Éducation et Formation professionnelle Manitoba, *Senior 3 English Language Arts : A Foundation for Implementation* (Winnipeg, MB : Education et Formation professionnelle Manitoba, 1999) Sections 1-4 a 1-5.



Créer un environnement d'apprentissage stimulant

Une classe de sciences vitale émerge d'un environnement physique stimulant et invitant, et s'y reflète. 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.

Les 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 doctrine 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 auto sélectionnées. La bibliothèque dans la salle de classe peut comprendre des magazines scientifiques, des articles de journaux, des bulletins de nouvelles, des articles parus sur 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** : Donner l'accès à un ordinateur ou tablette, un téléviseur, un lecteur DVD et un enregistreur vidéo, si possible.
- **Panneaux synoptiques** : Poser des affiches, créer un panthéon de la renommée, 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 à 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'enseignante ou 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* (Ministère de l'Éducation et de l'Enseignement supérieur Manitoba, 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'enseignante ou 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'enseignante ou l'enseignant. Par mesure de cohérence, cette démarche doit s'inspirer des principes d'apprentissage mentionnés ci-contre. La figure 7 explique la démarche pédagogique à trois temps, qui comprend la préactivité, l'activiste 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'elle ou 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'enseignante ou l'enseignant facilite le retour de l'élève sur la situation d'apprentissage précédente ou sur les résultats d'expériences antérieures. ■ L'enseignante ou 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'enseignante ou l'enseignant propose des situations d'apprentissage significatives et sécurise l'élève face au choix d'une situation, en précisant les attentes. Elle ou il facilite l'organisation des groupes et du milieu d'apprentissage (ressources et outils disponibles). 	<ul style="list-style-type: none"> ■ L'enseignante ou l'enseignant observe les significations que l'élève dégage de ses expériences antérieures (attitudes, habiletés, connaissances). ■ L'enseignante ou l'enseignant vérifie la compréhension par l'élève des objectifs. Elle ou il vérifie si les objectifs semblent être signifiants et pertinents et si l'élève a les acquis nécessaires pour poursuivre les objectifs proposés. ■ L'enseignante ou l'enseignant vérifie que l'élève a compris les situations d'apprentissage et qu'elle ou il peut en dégager les significations. L'enseignante ou l'enseignant vérifie aussi si l'élève est à l'aise et de quelles façons elle ou 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.). ■ Elle ou il 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'enseignante ou 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'enseignante ou 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'enseignante ou 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. Elle ou il est capable de réinvestir ce nouveau savoir dans une autre situation. 	<ul style="list-style-type: none"> ■ L'enseignante ou 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'enseignante ou 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 elle-même ou lui-même, en lui proposant des situations de réinvestissement. 	<ul style="list-style-type: none"> ■ L'enseignante ou l'enseignant observe la participation de l'élève dans le retour sur la situation d'apprentissage. Elle ou 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'enseignante ou 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 d'elle-même ou de lui-même, et vérifie le degré de participation de l'élève dans le réinvestissement.
<p><i>Il y a interdépendance dans les différents éléments de la démarche pédagogique; leur déroulement n'est pas forcément linéaire et il varie d'une ou un élève à l'autre.</i></p>		

Fig. 7 – 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, l'enseignante ou l'enseignant en sciences de la nature doit, dans la mesure du possible, ne pas perdre de vue son rôle dans la promotion de la culture scientifique. L'enseignante ou l'enseignant doit :

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

- 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 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;
- 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. La figure 8 dresse un portrait de ce que doivent être l'apprentissage et l'enseignement des sciences au début du XXI^e siècle.

« 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'enseignante ou 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 aujourd'hui.	
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 fréquente 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. 8 – *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 de l'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 une évaluation d'une compréhension holistique des principales idées scientifiques et une 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. 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'auto-évaluation. 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 leurs 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. 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, 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), alors 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 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 d'apprentissage des sciences significatifs

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 la 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'auto-évaluation à toutes les occasions possibles (par exemple, listes de contrôle d'auto-évaluation, journaux, détermination et choix des objectifs, et auto-évaluation d'éléments du portefeuille);
- 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	
<p>Observation des processus</p> <p>Enseignant :</p> <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 <p>Élèves :</p> <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) 	<p>Observation des produits et performances</p> <p>Enseignant :</p> <ul style="list-style-type: none"> travaux écrits démonstrations présentations séminaires projets portefeuilles carnets et journaux des élèves listes de contrôle rubriques et barèmes de notation <p>Élèves :</p> <ul style="list-style-type: none"> journaux outils et instruments d'auto-évaluation outils et instruments d'évaluation par les pairs analyse de portefeuille
<p>Tests en salle de classe</p> <p>Enseignant :</p> <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 <p>Élèves :</p> <ul style="list-style-type: none"> journaux outils et instruments d'auto-évaluation 	<p>Tests des divisions et des normes provinciales</p> <p>Enseignant noteur :</p> <p>Rubriques et barèmes de notation</p>

Fig. 9 – *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) : Éducation 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, habiletés et 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 à 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. Ryan, Connell et Deci (1985) ont constaté que 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 la 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 vitales 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'auto-évaluation 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 11^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 bandes audio, les bandes vidéo et les fichiers informatiques) peuvent aider les enseignants à formuler et consigner des observations. Le traitement de texte permet aux enseignants d'enregistrer, de modifier et de réutiliser des rubriques et des listes de contrôle propres aux tâches.

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 auto-collantes consignant 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. 10 – *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, 11^e ANNÉE

Les objectifs du programme d'études de chimie, 11^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 11. 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.



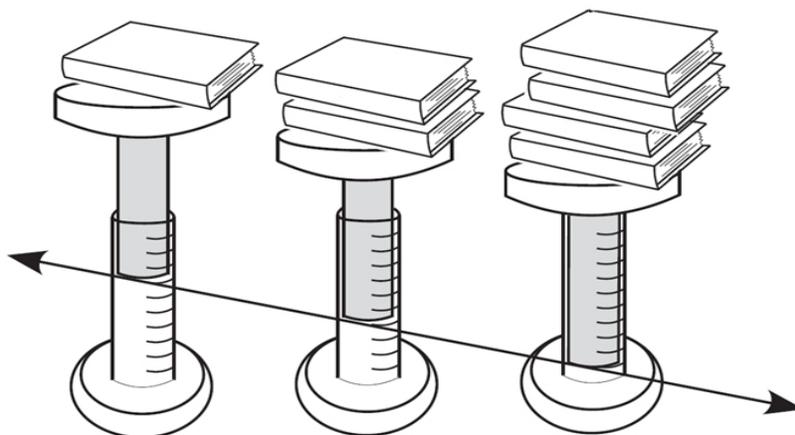


Fig. 11 – Mode de représentation macroscopique

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. 12 – 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.



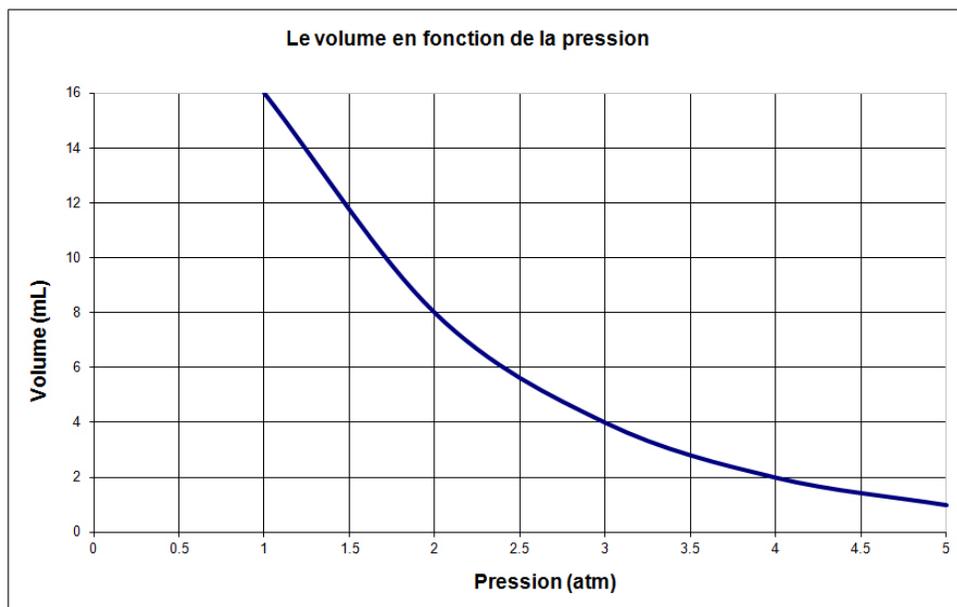


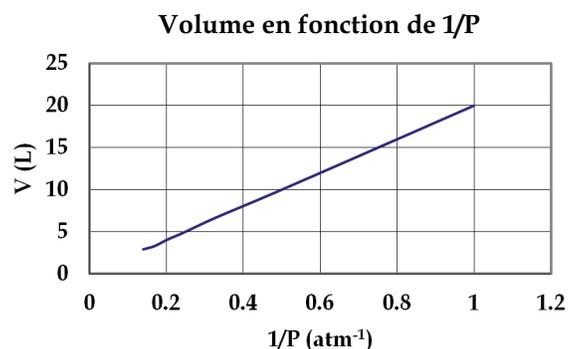
Fig. 13 – Mode de représentation graphique

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 peut 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. 14 – 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.

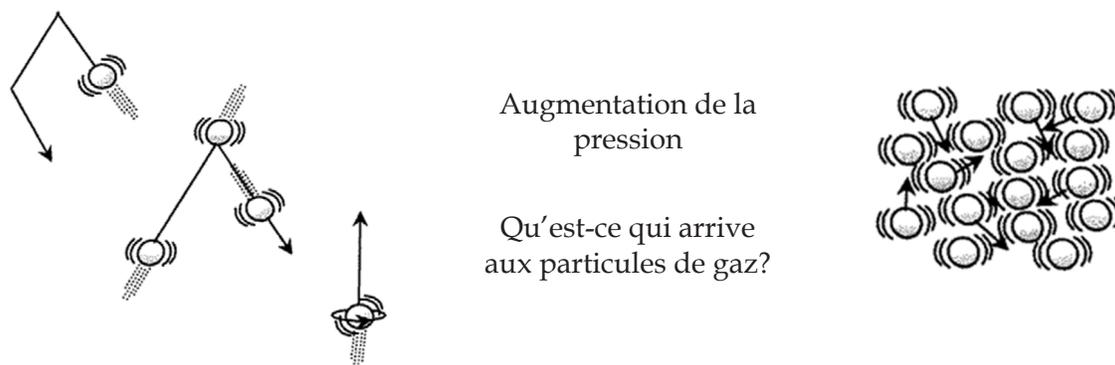


Fig. 15 - Mode de représentation particulière

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 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, 11^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, 11^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 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, 11^e année, en tant qu'une composante de toute l'expérience pédagogique des jeunes, les préparera à une existence complète et comblée dans le monde du XXI^e siècle. 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 de 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 | 4. Travail en groupe |
| 2. Étude scientifique | 5. Prise de décisions |
| 3. Recherche et communication | 6. Attitudes |

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 11^e année*, cinq 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 10^e année.



	Regroupement 0	Regroupement 1	Regroupement 2	Regroupement 3	Regroupement 4
maternelle		Les arbres	Les couleurs	Le papier	---
1 ^{re} année	Habiletés et attitudes (à intégrer aux regroupements 1 à 4)	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 et l'automobile	La dynamique des phénomènes météorologiques

Fig. 16 – Regroupements thématiques de la maternelle à la 10^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'enseignante ou 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. Une enseignante ou un 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 :

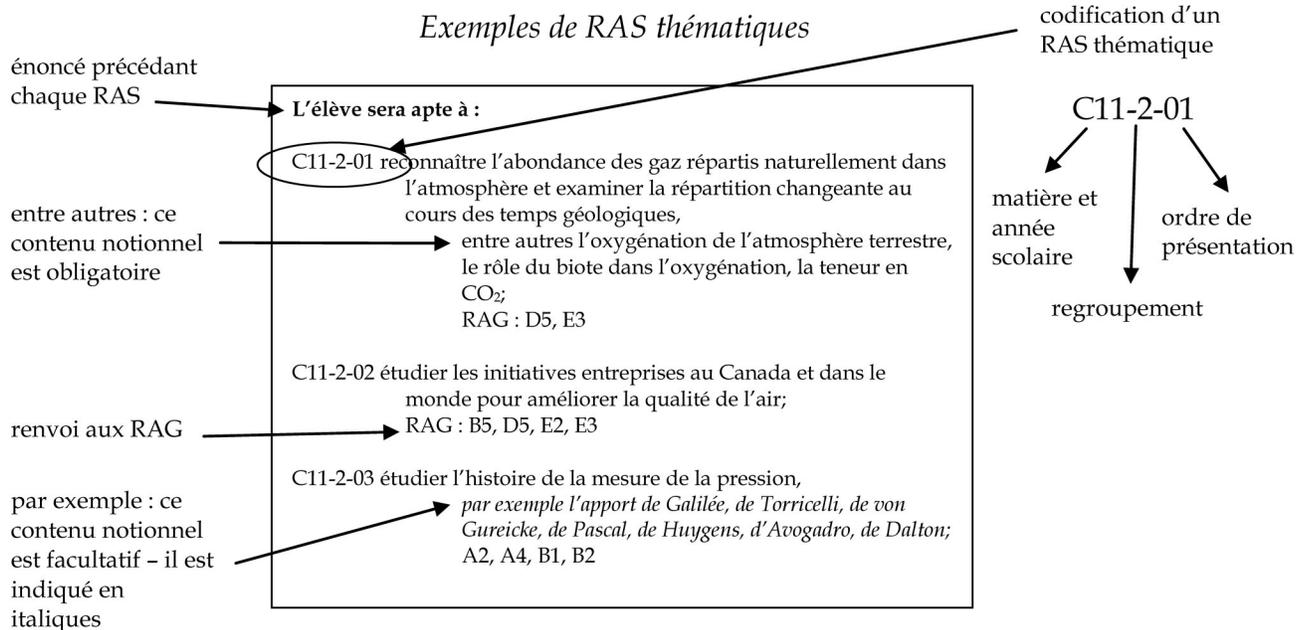
- l'année scolaire;
- le regroupement (tous les RAS transversaux appartiennent au regroupement 0);
- la catégorie;
- l'ordre de présentation du RAS (cet ordre est facultatif).

Les RAS thématiques sont eux aussi codifiés selon :

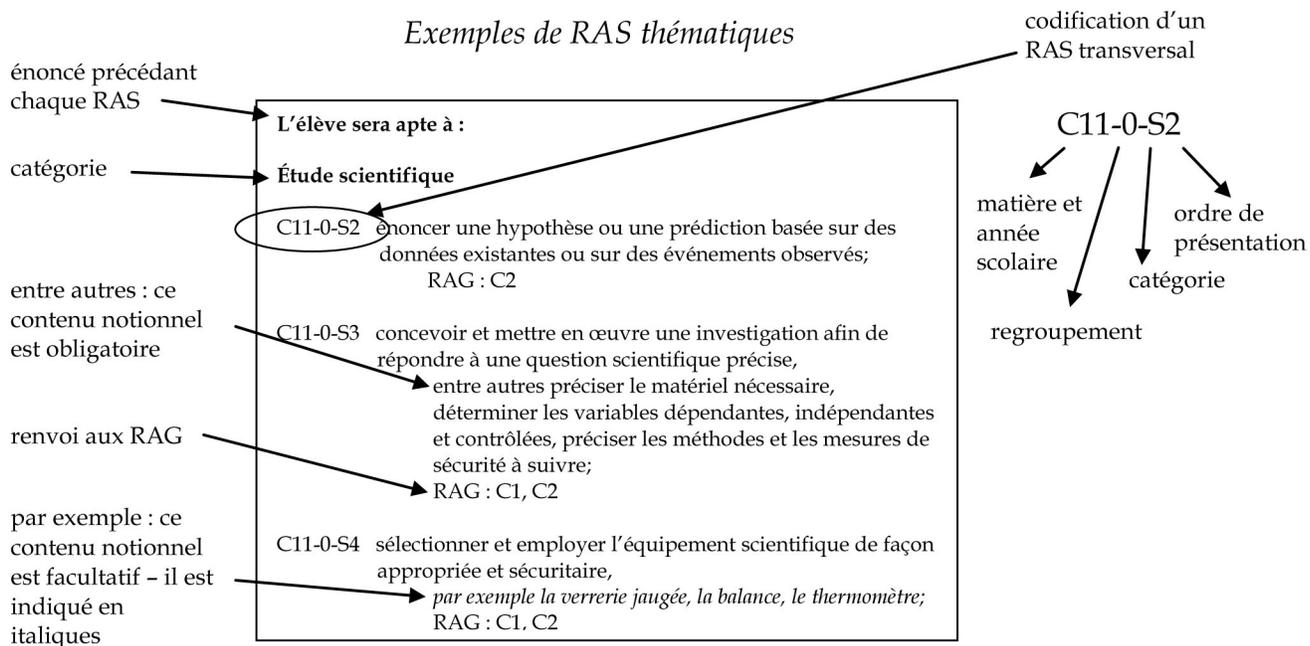
- l'année scolaire;
- le regroupement thématique (1, 2, 3, 4 ou 5);
- l'ordre de présentation du RAS (cet ordre est facultatif).



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**, cinq modules qui correspondent aux cinq regroupements (thèmes) ciblés en chimie 11^e année :

- Les propriétés physiques de la matière;
- Les gaz et l'atmosphère;
- Les réactions chimiques;
- Les solutions;
- La chimie organique.

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'enseignante ou 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 vidéocassettes et DVD 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'enseignante ou 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 en Chimie 11^e année en fonction de 110 heures d'enseignement. Selon les diverses modalités scolaires, le cours s'échelonne sur cinq ou dix mois.



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.

LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE LA MATIÈRE **Chimie**
11^e année

Bloc B : Les propriétés des gaz

L'élève sera apte à :

Les RAS thématiques et transversaux du bloc sont toujours disposés en haut. → **C11-1-02** expliquer des propriétés des gaz au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres le mouvement aléatoire, les forces intermoléculaires, les collisions parfaitement élastiques, l'énergie cinétique moyenne et la température; RAG : C8, D3

Pour chaque RAS il y a un renvoi aux RAG. → **C11-0-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

Un encadré fournit des précisions notionnelles, pédagogiques ou autres. → **C11-0-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

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

La section « En tête » correspond à la préactivité. → **En tête**

L'icône du regroupement thématique. → Déterminer les conceptions des élèves sur la nature particulière de la matière en leur posant des questions telles que :

- On vaporise du parfum au centre d'une salle hermétiquement fermée.
 - a) Quel diagramme représente le mieux la disposition des particules de parfum quelques secondes après avoir vaporisé le parfum? (A)
 - b) Quel diagramme représente le mieux la disposition des particules de parfum quelques heures plus tard? (E)

Dans la pagination, le chiffre avant le point indique le numéro du regroupement thématique. → **page 1.19**



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.

LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE LA MATIÈRE

Chimie
11^e année

En quête ←

Enseignement direct – la théorie cinétique moléculaire
 Utiliser des diagrammes, des vidéos ou une animation par ordinateur pour présenter la théorie cinétique moléculaire. On peut utiliser la stratégie des cadres de notes (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.32) ou celle du cahier divisé (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.16 et 13.17) pour aider les élèves à suivre la matière.

Des renseignements pour l'enseignant sur la théorie cinétique des molécules figurent à l'annexe 6.

Recherche – la théorie cinétique moléculaire
 Inviter les élèves à se renseigner sur les trois principaux scientifiques dont les travaux ont abouti à la formulation de la théorie cinétique moléculaire : Rudolf Clausius, James Clerk Maxwell et Ludwig Boltzmann. Cela pourrait être fait à l'aide de la stratégie « Jigsaw » (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.21).

En fin ←

Inviter les élèves à écrire une lettre que Clausius, Maxwell ou Ludwig aurait pu s'écrire au sujet de leurs recherches.

Stratégies d'évaluation suggérées

1
 Inviter les élèves à compléter un cadre de concept (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.37) afin d'expliquer les propriétés observables des gaz à l'aide du modèle cinétique moléculaire.

2
 Inviter les élèves à donner des exemples de situations où des événements macroscopiques ressemblent à des collisions élastiques (p. ex., billard, hockey, jeu de hockey sur coussin d'air, jeux informatiques, etc.).

3 ←
 Inviter les élèves à présenter les postulats de la théorie cinétique moléculaire sous des formes graphiques, par exemple :

- diagrammes;
- affiches;
- tableaux;
- tableau d'information.

page
1.21

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.



LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE LA MATIÈRE



APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves vont étudier les quatre états de la matière en fonction de la masse volumique, la compressibilité et la diffusion de chacun des états. On leur introduit la théorie cinétique moléculaire afin d'expliquer les propriétés des différents états de la matière ainsi que les changements d'état.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 7^e année, les élèves ont utilisé la théorie particulière de la matière pour expliquer les états de la matière et les changements d'état. En 11^e année, on aborde la question des forces intermoléculaires et de pression de vapeur afin d'expliquer les changements d'état.



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**. 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. Quoi qu'il en soit, les élèves doivent réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 11^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 11^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent s'enseigner pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	Les états de la matière	C11-1-01, C11-0-C1, C11-0-R1	2,5 h
Bloc B	Les propriétés des gaz	C11-1-02, C11-0-C1, C11-0-C2	1,5 h
Bloc C	Les propriétés des liquides et des solides	C11-1-03, C11-0-S1, C11-0-S2, C11-0-S9	1,5 h
Bloc D	Les changements d'état	C11-1-04, C11-1-05, C11-1-06, C11-0-S1, C11-0-S2, C11-0-S9	4 h
Bloc E	L'ébullition	C11-1-07, C11-1-08, C11-0-C2, C11-0-S7	2,5 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			13 à 14 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 des manuels scolaires du Manitoba (CMSM).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie fondamentale, 3^e édition – Chimie générale volume 1*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2009.

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97382)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97383)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livre Inc., 2014. (CMSM 98878)

[R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CMSM 91609)

FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)

HAYNES, William M., éd. *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 95th Edition*, Boca Raton, CRC Press, 2014. [ressource qui contient beaucoup d'information et de données sur les propriétés des composés chimiques]

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, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 96139)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 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, CMSM 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11, CMSM 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 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]

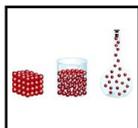
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

[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, CMSM 96140)

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

DVD ET VIDÉOCASSETTES

Les molécules dans les solides – Les molécules dans les liquides, collection Eurêka, Prod. TVOntario, 1980. (DREF 26166/V8845 + G. [10 min])

L'évaporation et la condensation – La dilatation et la contraction, collection Eurêka, Prod. TVOntario, 1980. (DREF 26167/V8349 + G, V8348 + G. [10 min])

SITES WEB

3 états de l'eau. (consulté le 5 avril 2013). [animation eduMedia accessible à partir du site de la DREF]

Agence Science-Press. <<http://www.sciencepresse.qc.ca/>> (consulté le 8 octobre 2013). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

[R] *La chimie.net*. <<http://www.lachimie.net/>> (consulté le 5 avril 2013). [site avec beaucoup d'informations et d'exercices]

États de la matière. <<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/states-of-matter>> (consulté le 5 avril 2013). [animation permettant d'augmenter ou diminuer la chaleur et observer les changements d'état au niveau moléculaire]

Les états de la matière. <<http://lasciencepourtous.cafe-sciences.org/articles/tag/plasma/>> (consulté le 5 avril 2013). [articles sur les états de la matière]

Micrographs : Crystals. <<http://pwatlas.mt.umist.ac.uk/internetmicroscope/micrographs/crystals.html>> (consulté le 5 avril 2013). [photos de cristaux prises avec un microscope électronique]

La science amusante. <<http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Catégorie:Chimie>> (consulté le 5 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 8 octobre 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 SPÉCIFIQUES THÉMATIQUES

L'élève sera apte à :

- C11-1-01** décrire les propriétés des gaz, des liquides, des solides et du plasma, entre autres la masse volumique, la compressibilité, la diffusion;
RAG : C8, D3
- C11-1-02** expliquer les propriétés des gaz au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres le mouvement aléatoire, les forces intermoléculaires, les collisions parfaitement élastiques, l'énergie cinétique moyenne et la température;
RAG : A1, A2, D3, D4
- C11-1-03** expliquer les propriétés des liquides et des solides au moyen de la théorie cinétique moléculaire;
RAG : D3, D4
- C11-1-04** expliquer les processus de fusion, de congélation et de sublimation au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres le point de congélation;
RAG : D3, D4
- C11-1-05** expliquer les processus d'évaporation et de condensation au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres les forces intermoléculaires, le mouvement aléatoire, la volatilité, l'équilibre dynamique;
RAG : D3, D4
- C11-1-06** définir de façon pratique la pression de vapeur en fonction de propriétés observables et mesurables;
RAG : D3, E4
- C11-1-07** définir de façon pratique la température d'ébullition normale en fonction de la pression de vapeur;
RAG : C8, D3, E4
- C11-1-08** interpoler et extrapoler la pression de vapeur et le point d'ébullition de diverses substances à partir d'un graphique de la pression en fonction de la température.
RAG : A2, C2, E2, E4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

C11-0-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

C11-0-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

C11-0-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

C11-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2

C11-0-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)

- C11-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-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

- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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)

- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C11-0-R4** comparer les perspectives et les interprétations proposées par les médias avec celles d'autres sources;
RAG : C2, C4, C5, C8
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public-cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

- C11-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C11-0-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
- C11-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Prise de décisions

- C11-0-D1** identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8
- C11-0-D2** évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles liées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position;
RAG : B1, C4, C5, C6, C7
- C11-0-D3** reconnaître que les décisions peuvent refléter certaines valeurs, et tenir compte de ses propres valeurs et de celles des autres en prenant une décision,
par exemple être en harmonie avec la nature, générer de la richesse, privilégier la liberté individuelle;
RAG : C4, C5



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C11-0-D4 recommander une option ou identifier sa position en justifiant cette décision;
RAG : C4

C11-0-D5 évaluer le processus utilisé par soi-même ou d'autres pour parvenir à une décision;
RAG : C4, C5

Attitudes

C11-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C4, C5

C11-0-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

C11-0-A3 manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4

C11-0-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 états de la matière

L'élève sera apte à :

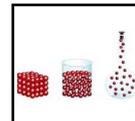
- C11-1-01** décrire les propriétés des gaz, des liquides, des solides et du plasma, entre autres, la masse volumique, la compressibilité, la diffusion;
RAG : C8, D3
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, 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
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres, imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

En 7^e année, les élèves ont utilisé la théorie particulaire de la matière pour expliquer les changements d'état. La discussion a porté sur l'absorption ou la libération d'énergie. Les élèves ont aussi étudié les courbes d'échauffement et de refroidissement. En 8^e année, les élèves ont étudié les propriétés des fluides, y compris la viscosité, la pression, la compressibilité et les principes d'hydraulique.

Stratégies d'enseignement suggérées

La plupart des élèves connaissent trois des quatre états de la matière (solide, liquide et gaz), pour les avoir observés dans leur vie quotidienne. Toutefois, les élèves devraient revoir les différences entre les états et les processus nécessaires pour passer de l'un à l'autre, afin de comprendre le développement du modèle cinétique des molécules. S'il y a assez de temps, les élèves peuvent faire fondre de la glace, bouillir et condenser de l'eau en se servant d'observations pour discuter des propriétés des solides, liquides et gaz (p. ex., densité, volume, forme, compressibilité, diffusion). S'il n'est pas possible de faire des expériences, l'enseignant peut demander aux élèves de se rappeler des expériences et des connaissances antérieures (p. ex. : faire bouillir de l'eau sur la cuisinière, sublimation de l'eau à l'état solide lors du lavage à une température inférieure à zéro, fonte et solidification de la paraffine, évaporation de l'acétone sur les mains, etc.).

La plupart des textes de chimie expliquent bien les caractéristiques physiques des trois états les plus courants. Le plasma peut être défini simplement comme étant un mélange gazeux d'ions positifs et d'électrons. Vu la nature instable de ces particules, la seule façon de réunir un grand nombre de ces particules énergétiques consiste à porter la température à plus de 100 millions de degrés Celsius.



Le défi pour les ingénieurs consiste à contenir les plasmas à haute énergie, une fois qu'ils sont créés.

C'est sous la forme de plasmas que la matière se présente le plus souvent dans l'univers : en effet, ils constituent 99 % de l'univers visible, mais sur Terre, c'est la forme la moins courante de la matière. Voici quelques exemples de phénomènes naturels et de technologies impliquant le plasma : les aurores boréales, les éclairs, les lumières fluorescentes, les téléviseurs à écran plasma et les étoiles.

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les états de la matière à l'aide de la technique « chaîne de graffitis coopératifs » (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.16). Les mots suivants peuvent servir de titres pour chaque feuille de papier : *solide, liquide, gaz, plasma*.

OU

Inviter les élèves à compléter l'activité de Ⓣ l'annexe 1. Cette activité aborde plusieurs concepts qui seront à l'étude lors de ce regroupement. Des renseignements pour l'enseignant se retrouvent à Ⓣ l'annexe 2.

En quête

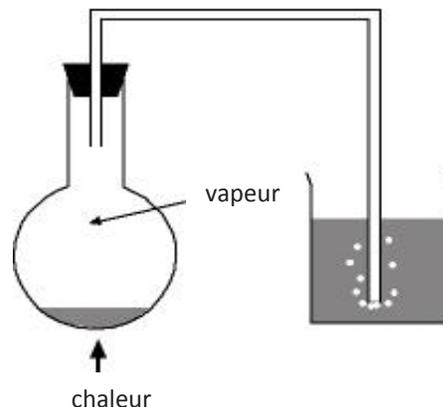
Événements inattendus

Les démonstrations qui suivent illustrent certaines propriétés physiques des trois états de la matière. Il n'est pas nécessaire de faire toutes les démonstrations. Choisir les événements inattendus qui conviennent à votre classe.

- Remplir d'eau aux trois quarts un tube eudiomètre et ajouter de l'éthanol pour remplir le tube complètement. Sceller le tube et mélanger en renversant le tube tête-bêche doucement. Inviter les élèves à observer le changement de volume et à expliquer ce qu'ils voient à l'aide de la théorie particulaire de la matière. Cette activité peut aussi être faite avec un cylindre gradué de 100 mL où l'on verse 50 mL d'eau et ensuite 50 mL d'alcool. Cependant, on utilise beaucoup plus d'alcool qu'avec l'eudiomètre.
- Saupoudrer quelques cristaux de paradichlorobenzène dans un compartiment d'une boîte de Pétri à quatre quadrants, et quelques cristaux d'iode dans le compartiment opposé. Placer la boîte sur un rétroprojecteur. Ajouter un ou deux millilitres d'acétone dans un des quadrants non occupés de la boîte de Pétri, et couvrir avec le couvercle fourni. Demander aux élèves d'observer, de prendre note de ce qui se passe et de l'expliquer à l'aide de la théorie particulaire de la matière. (Voir Ⓣ l'annexe 3 pour les détails de l'expérience et l'explication.)



- « Une véritable fontaine » (voir ④ l'annexe 4). Une petite quantité d'eau est chauffée dans une fiole d'Erlenmeyer d'un litre pour y remplacer l'air. Quand le vase est rempli de vapeur d'eau, on cesse de le chauffer. La vapeur se condense, et la pression à l'intérieur du vase diminue. De l'eau froide du bécher est alors poussée dans le vase par la pression atmosphérique, ce qui produit des résultats saisissants. On pourrait utiliser cette expérience pour les résultats d'apprentissage C11-2-03 et C11-2-04.



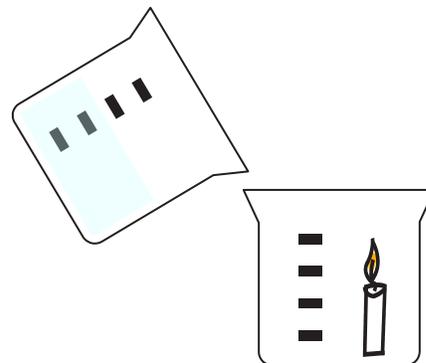
Démonstrations - solides, liquides et gaz

Solides : Démontrer le mouvement des particules dans un solide en dessinant par terre un carré de trois pieds sur trois pieds, avec du ruban-cache. Demander à neuf élèves de se porter volontaires pour essayer de bouger dans le carré. Les élèves constatent que leurs déplacements sont limités, car ils « se heurtent » les uns aux autres.

Liquides : Démontrer le déplacement des particules dans un liquide avec des billes. Les billes sont réparties également au fond d'un contenant. On ne peut réduire le volume qu'elles occupent. Quand on agite et incline le contenant, elles glissent et se répandent sur la table.

Gaz :

- Démontrer le déplacement des particules dans un gaz en utilisant une rondelle pour jeu de hockey sur coussin d'air et une table. La rondelle se déplace en ligne droite jusqu'à ce qu'elle frappe la bande, puis elle rebondit en ligne droite dans une nouvelle direction.
- Utiliser du vinaigre, du bicarbonate de soude et une chandelle pour montrer qu'il est possible de verser un gaz. Placer du vinaigre dans un bécher puis y ajouter du bicarbonate de soude. L'ajout de bicarbonate de soude dans le vinaigre produit une réaction qui libère du dioxyde de carbone, un gaz plus dense que l'air. En plaçant le récipient au-dessus de la chandelle qui est placée dans un bécher vide puis en le penchant, le dioxyde de carbone « coule » et finit par éteindre la chandelle). Ou encore, placer de la glace sèche dans de l'eau chaude pour que les élèves puissent « voir » le dioxyde de carbone refroidi tomber au sol.



On ne peut pas facilement classer toutes les formes de matière dans les solides, les liquides ou les gaz. Dans le cas des cristaux liquides, grâce à la possibilité de maîtriser l'orientation des molécules contenues dans le cristal, l'industrie peut produire des matériaux très forts ou ayant des propriétés uniques. On emploie les afficheurs à cristaux liquides dans les montres, les thermomètres, les calculatrices et les ordinateurs portables.

Les matières amorphes (mot grec signifiant « sans forme ») ont un arrangement irrégulier de particules. Elles n'ont pas de point de fusion fixe. En voici quelques exemples : le beurre d'arachide, la paraffine, la barbe à papa, le verre, le caoutchouc, le plastique, l'asphalte, etc. La décomposition de composés de carbone produit du carbone amorphe. Quand les os d'animal se décomposent, du noir d'os se forme. On s'en sert comme pigment et dans le raffinage des sucres. La décomposition du charbon produit le coke qui est utilisé dans les piles sèches.

L'enseignant voudra peut-être parler du terme « allotropes », c'est-à-dire des arrangements différents des particules d'une même substance. Par exemple, le carbone peut exister sous la forme d'un cristal tétraédrique (diamant), d'ardoises (graphite), de boules (buckminsterfullerènes) et de tubes (nanotubes) en forme de cage.

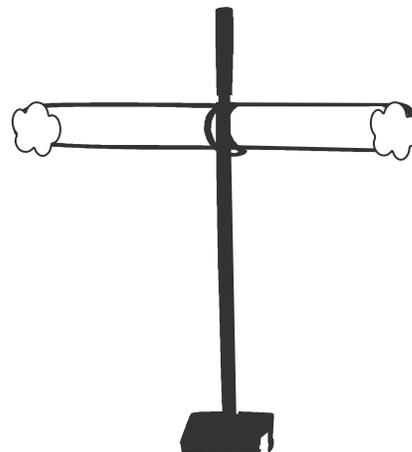
Les propriétés des solides, liquides et gaz

Il n'est pas nécessaire de faire toutes les activités. Choisir les activités et les démonstrations qui conviennent à votre classe.

- Inviter les élèves à se renseigner sur la masse volumique de divers solides, liquides et gaz. Demander d'organiser ces éléments en fonction de la masse volumique pour montrer les différences entre les solides, les liquides et les gaz. De nombreux sites Web fournissent les propriétés physiques des éléments et des composés. Utiliser le *Handbook of Chemistry and Physics* pour trouver les masses volumiques.
- Faire la démonstration de la compressibilité des gaz, à l'aide d'une simple pompe à air. Lorsqu'on bloque le tuyau de la pompe, on peut quand même abaisser la poignée, parce que le gaz dans la pompe est comprimé.
- Mettre quelques gouttes d'un aromate (p. ex., menthe poivrée) dans un ballon. Gonfler le ballon. Les élèves pourront sentir l'aromate à travers le caoutchouc, car il se diffuse à travers la membrane.
- Ouvrir un contenant d'un liquide volatil tel qu'un parfum ou de l'acide butyrique quelque part dans la pièce, à l'insu des élèves, et attendre leur réaction.



- Cette démonstration classique quantitative ou qualitative de la diffusion se fait avec de l'hydroxyde d'ammonium et de l'acide chlorhydrique. En général, on place un bouchon de ouate imprégné d'hydroxyde d'ammonium au bout d'un tube de verre de 60 cm placé horizontalement sur un support universel. Un autre bouchon de ouate trempé dans de l'acide chlorhydrique est placé en même temps à l'autre extrémité du tube. À mesure que les vapeurs se répandent dans le tube, un anneau de chlorure d'ammonium se forme là où les particules de NH_3 et de HCl se rencontrent. Comme la masse des particules de NH_3 est moindre, l'anneau devrait se former plus près de la vapeur plus lourde. **Extension** : En mesurant la distance entre chaque bouchon d'ouate et le produit formé, on peut calculer un ratio des distances pour établir une relation entre les masses relatives des molécules en question. Avec la loi de la diffusion (loi de Graham), on obtiendra un ratio de 1 : 5.
- « Faire éclater le maïs : Modélisation des états de la matière » (voir @ l'annexe 5). Cette activité simple donne aux élèves l'occasion d'examiner les états de la matière et leurs propriétés physiques.



Recherche - le plasma

Inviter les élèves à faire une recherche et un rapport sur les téléviseurs à écran plasma, les afficheurs à cristaux liquides, les aurores boréales, la foudre, les lumières fluorescentes, les étoiles, etc. Les élèves peuvent partager les renseignements trouvés selon la méthode de leur choix (p. ex., exposé oral, brochure, essai). Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient porter aussi bien sur le contenu que sur les éléments de la présentation.

En fin

1

Inviter les élèves à réfléchir aux explications qu'ils ont initialement proposées pour expliquer leurs observations lors des démonstrations et des activités et indiquer si leurs idées ont changé et pourquoi.

2

Dans le contexte du présent résultat d'apprentissage, on aborde de nombreuses matières inhabituelles. Dans leur journal scientifique, les élèves pourraient, par exemple, exprimer des commentaires sur la durabilité de l'écran d'un téléviseur à écran plasma par rapport au coût de l'appareil.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à consolider leur compréhension des termes suivants au moyen du procédé tripartite : *solide, liquide, gaz, plasma* (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9, 10.10 et 10.22).

2

Inviter les élèves à créer des modèles pour représenter la façon dont ils voient les particules dans les quatre états.



Bloc B : Les propriétés des gaz

L'élève sera apte à :

- C11-1-02** expliquer des propriétés des gaz au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres le mouvement aléatoire, les forces intermoléculaires, les collisions parfaitement élastiques, l'énergie cinétique moyenne et la température;
RAG : C8, D3
- C11-0-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
- C11-0-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

Comme mentionné dans le contexte du premier résultat d'apprentissage, les élèves ont été familiarisés, au cours des années précédentes, avec les phases et les changements de phase ou d'état en fonction du transfert d'énergie et de la théorie particulaire de la matière.

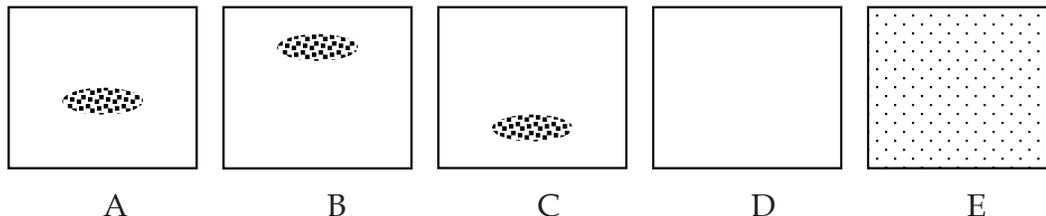
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

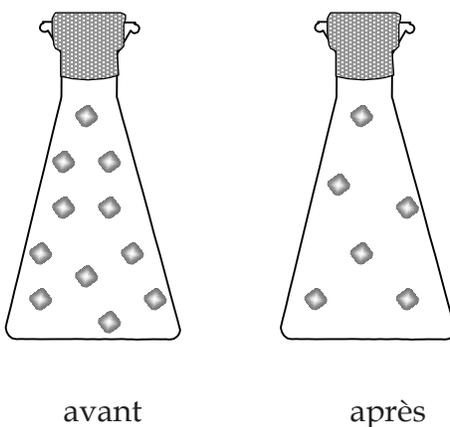
Déterminer les conceptions des élèves sur la nature particulaire de la matière en leur posant des questions telles que :

- On vaporise du parfum au centre d'une salle hermétiquement fermée.
 - a) Quel diagramme représente le mieux la disposition des particules de parfum quelques secondes après avoir vaporisé le parfum? (A)
 - b) Quel diagramme représente le mieux la disposition des particules de parfum quelques heures plus tard? (E)





- On enlève l'air dans une fiole scellée à l'aide d'une pompe à vide. Imaginez que vous avez des lunettes vous permettant de voir des substances au niveau particulaire. Dessinez ce que vous verriez dans la fiole avant et après avoir partiellement évacué l'air de la fiole à l'aide de la pompe à vide. Expliquez votre dessin. (Avant d'avoir évacué l'air de la fiole, il y aurait des particules de gaz éparpillées, en mouvement continu et occupant tout l'espace dans la fiole. Après avoir partiellement évacué l'air de la fiole à l'aide de la pompe à vide, les particules de gaz seraient encore en mouvement et répandues pour occuper tout l'espace dans la fiole, mais il y aurait un plus grand espace entre les molécules. Cet espace serait plus grand parce qu'il y aurait moins de molécules de gaz. Cependant, puisqu'elles seraient aussi en mouvement constant, il y aurait des collisions entre elles et elles occuperaient tout le volume disponible.)



- Selon la théorie particulaire de la matière, les gaz adoptent le volume et la forme de leur contenant. Pourquoi les particules de gaz ne s'accumulent-elles pas au fond du contenant? (Selon la théorie cinétique moléculaire, les particules d'une substance sont constamment en mouvement. Ce mouvement constant et aléatoire cause des collisions entre les particules de gaz ainsi qu'avec tout objet se trouvant sur leur trajectoire. Les particules de gaz changent donc de trajectoire après chaque collision et donc ne s'accumulent jamais toutes au fond d'un contenant.)



En quête

Enseignement direct – la théorie cinétique moléculaire

Utiliser des diagrammes, des vidéos ou une animation par ordinateur pour présenter la théorie cinétique moléculaire. On peut utiliser la stratégie des cadres de notes (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.32) ou celle du cahier divisé (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.16 et 13.17) pour aider les élèves à suivre la matière.

Des renseignements pour l'enseignant sur la théorie cinétique des molécules figurent à l'annexe 6.

Recherche – la théorie cinétique moléculaire

Inviter les élèves à se renseigner sur les trois principaux scientifiques dont les travaux ont abouti à la formulation de la théorie cinétique moléculaire : Rudolf Clausius, James Clerk Maxwell et Ludwig Boltzmann. Cela pourrait être fait à l'aide de la stratégie « Jigsaw » (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.21).

En fin

Inviter les élèves à écrire une lettre que Clausius, Maxwell ou Ludwig aurait pu s'écrire au sujet de leurs recherches.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à compléter un cadre de concept (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.37) afin d'expliquer les propriétés observables des gaz à l'aide du modèle cinétique moléculaire.

2

Inviter les élèves à donner des exemples de situations où des événements macroscopiques ressemblent à des collisions élastiques (p. ex., billard, hockey, jeu de hockey sur coussin d'air, jeux informatiques, etc.).

3

Inviter les élèves à présenter les postulats de la théorie cinétique moléculaire sous des formes graphiques, par exemple :

- diagrammes;
- affiches;
- tableaux;
- tableau d'information.



Bloc C : Les propriétés des liquides et des solides

L'élève sera apte à :

- C11-1-03** expliquer les propriétés des liquides et des solides au moyen de la théorie cinétique moléculaire;
RAG : D3, D4
- C11-0-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
- C11-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- 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

En 7^e année, les élèves ont utilisé la théorie particulaire de la matière pour expliquer les changements d'état. La discussion a porté sur l'absorption ou la libération d'énergie se produisant à la faveur d'un changement d'état. Les élèves ont aussi étudié les courbes d'échauffement et de refroidissement. En 11^e année, on aborde la question des forces intermoléculaires. Il n'est pas nécessaire de faire la distinction entre les forces dipôle-dipôle, les forces de Van der Waals, et la liaison hydrogène. Présenter les forces intermoléculaires comme étant des forces générales.



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves à l'aide de la stratégie SVA (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 9.8-9.11).

En quête

Enseignement direct - propriétés des liquides et des solides

Inviter les élèves à faire le lien entre les propriétés des liquides et des solides, d'une part, et d'autre part, les distances entre les particules, les forces d'attraction intermoléculaires et l'énergie cinétique moyenne des particules. La distance entre les particules d'un liquide est plus petite que celle entre les particules d'un gaz, mais plus grande que celle entre les particules d'un solide. L'énergie cinétique moyenne des particules d'un liquide est plus grande que celle des particules d'un solide, donc les liquides peuvent couler. Cependant, les liquides coulent moins facilement que les gaz à cause des forces intermoléculaires qui sont plus grandes. Différents liquides ont des viscosités différentes, c'est-à-dire une résistance au mouvement et à l'écoulement. Cette résistance provient des forces intermoléculaires.

Dans la plupart des manuels de chimie, on établit un lien entre les propriétés des solides et des liquides et la théorie cinétique moléculaire.

On peut classer les solides dans deux grandes catégories : les solides cristallins et les solides amorphes. Il y a quatre types de solides cristallins :

- les solides à réseau covalent (p. ex., le diamant, le graphite);
- les solides ioniques (p. ex., NaCl, CaF₂);
- les solides moléculaires (p. ex., I₂, S₈);
- les solides métalliques (p. ex., Cu, Ag).

Les solides amorphes sont ceux qui sont dépourvus d'un arrangement atomique tridimensionnel normal (p. ex., le verre, le noir de fumée).

Les structures cristallines sur lesquelles il convient de mettre l'accent sont celles des solides ioniques et moléculaires. La majeure partie des manuels donnent une bonne description des structures des cellules élémentaires, des structures maillées et de divers genres de structures cristallines. Seulement présenter aux élèves les plus simples de ces dernières.

La taille et la forme des particules, ainsi que la température, ont un effet sur la viscosité d'un liquide. À des températures plus basses, l'énergie cinétique des particules diminue donc la viscosité augmente. Cela explique pourquoi l'huile de moteur s'écoule moins facilement lorsqu'il fait froid et doit être réchauffée à l'aide du chauffe-moteur. La viscosité diminue lorsque la température augmente à cause d'une augmentation de l'énergie cinétique des particules.



À mesure que la température monte, le mouvement aléatoire augmente aussi, de sorte que les particules s'éloignent les unes des autres, ce qui réduit l'intensité des forces intermoléculaires.

Les solides sont très difficiles à comprimer, donc leurs particules doivent être très rapprochées. Les particules d'un solide ont une énergie cinétique basse et ne peuvent donc pas facilement se déplacer. Elles « vibrent » plutôt sur place.

La réduction globale des forces retenant les particules dans un état donné rend possible des changements de phase à mesure que l'énergie est absorbée. Comme chaque élément ou composé a une structure unique, il n'est pas déraisonnable pour les élèves de déduire qu'il a un point de fusion et un point d'ébullition uniques.

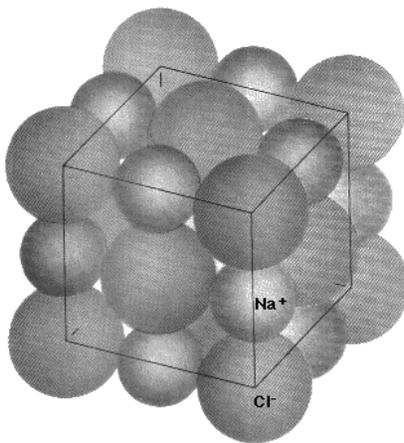
Schéma conceptuel – propriétés des liquides et des solides

Inviter les élèves à se renseigner sur les différences entre les liquides et les solides, au chapitre de leurs propriétés et de leur structure et de préparer un schéma conceptuel illustrant ces différences. La plupart des manuels de chimie fournissent des données physiques. Le Manuel de chimie et de physique (Handbook of Chemistry and Physics) est une autre ressource. Encourager les élèves à dresser des listes de la viscosité et de la densité de substances courantes. En examinant les données ainsi recueillies, ils pourront établir le lien entre les propriétés physiques particulières des substances et leur structure particulière.

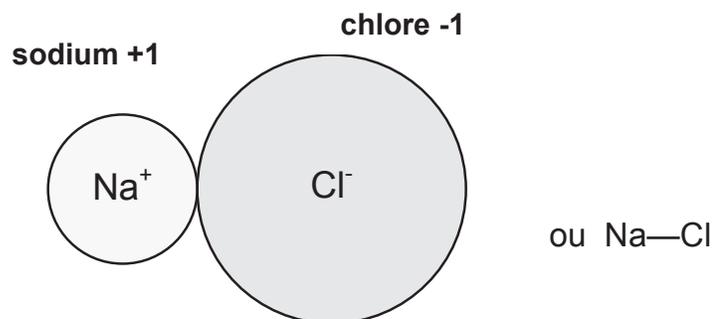
Travail au microscope – composés ioniques et covalents

Composés ioniques

Proposer aux élèves d'examiner au microscope les caractéristiques macroscopiques d'un cristal de sel. Ils devraient pouvoir voir la structure cubique régulière macroscopique, puis appliquer leurs découvertes au niveau moléculaire. S'assurer qu'ils comprennent le concept par rapport aux diagrammes suivants.

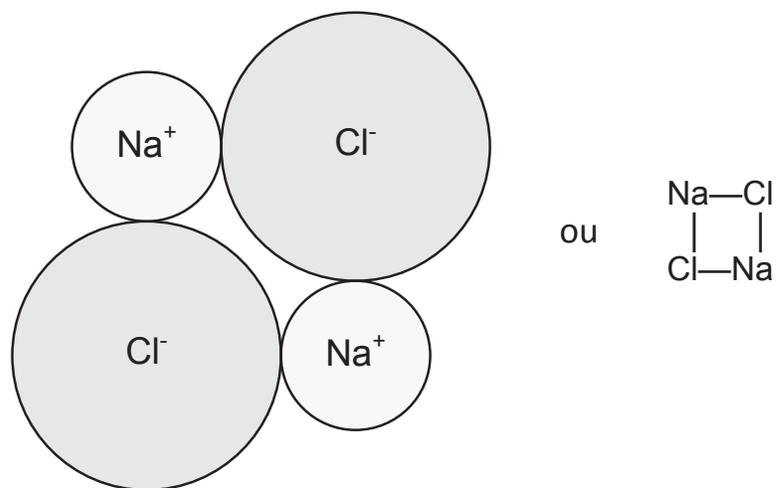


Un ion de sodium et de chlore:

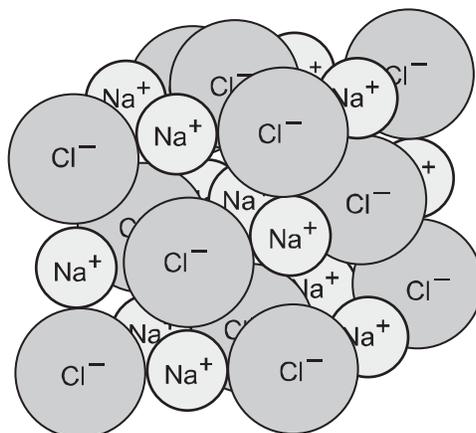


Des ions de charges opposées sont retenus ensemble par une force d'attraction électrostatique.

Un groupement bidimensionnel de deux ions de sodium et de deux ions de chlore.



Une structure cubique tridimensionnelle contenant des ions de sodium et de chlore.

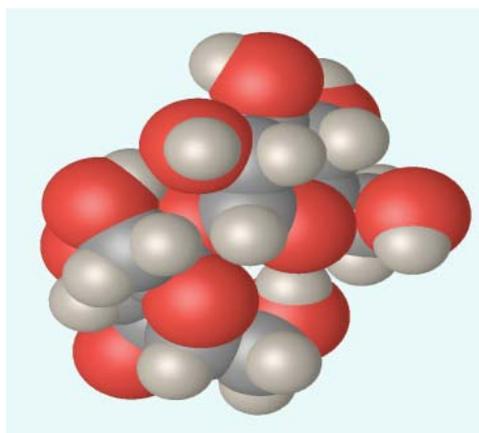


Composés covalents

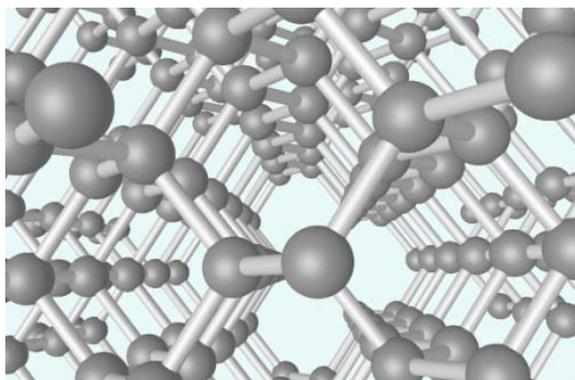
Proposer aux élèves d'examiner au microscope les caractéristiques macroscopiques d'un cristal de sucre. Les inviter à comparer cette image avec le modèle moléculaire d'un cristal de sucre ici-bas ainsi qu'avec la structure du cristal de sel qu'ils ont observé au microscope.

Au lieu d'examiner un cristal de sucre de façon macroscopique, les élèves peuvent aussi en examiner la photo prise avec un microscope électronique, par exemple au site <http://pwtatlas.mt.umist.ac.uk/internetmicroscope/micrographs/crystals.html>. Dans les composés covalents, des cristaux sont aussi formés, mais les molécules dans le cristal sont retenues ensemble par des liaisons covalentes.

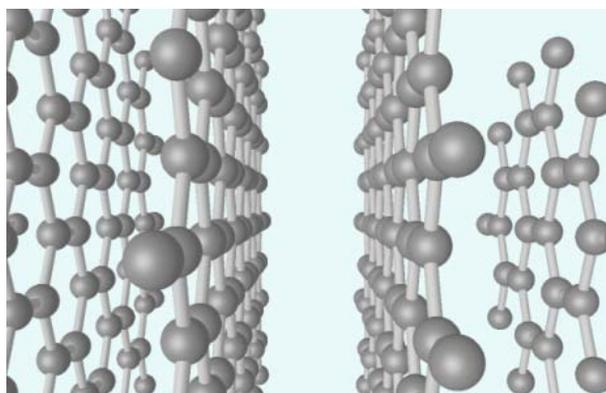
Voici un modèle moléculaire d'un cristal de sucre :



Il est aussi possible de présenter aux élèves des substances qui peuvent avoir différentes structures cristallines, par exemple le carbone. La structure cristalline d'un diamant – une des formes allotropiques du carbone – est illustrée ci-dessous :



Le graphite est une autre forme allotropique du carbone.



Inviter les élèves à comparer les propriétés et les structures cristallines du diamant et du graphite.

On définit souvent le verre comme étant un produit transparent issu de la fusion de matériaux inorganiques et devenu solide après refroidissement sans qu'il y ait eu cristallisation.

Il faut d'habitude de très hautes températures pour faire fondre le sable. Toutefois, le sodium ajouté au sable ordinaire sert de fondant et abaisse le point de fusion du sable siliceux (dioxyde de silicium, ou SiO_2); le sable peut alors fondre et former plus facilement du « verre ». En ajoutant du sodium au mélange, on peut modifier la viscosité du verre en fonction d'exigences particulières. La stœchiométrie du verre n'est pas fixe, de sorte que l'ajout de divers composants entraîne un changement proportionnel de ses propriétés. L'ajout de carbonate de sodium engendre du verre commun.



L'ajout d'éléments inorganiques au mélange produit diverses couleurs (ex. : l'or crée une couleur rouge rubis dans le verre, tandis que la présence d'antimoine fait apparaître une couleur jaune canari). À l'échelle macroscopique, le verre est un solide dont les températures de fusion vont de 1000 à 1500 °C. Il n'y a aucune structure cristalline, à cause du refroidissement rapide.

Aujourd'hui, on utilise environ 800 types de verre. L'ajout de B_2O_3 au mélange forme un verre ayant un faible coefficient d'expansion qu'on appelle communément verre borosilicaté ou Pyrex^{MD}. Le verre qui contient de l'oxyde de potassium est tellement dur qu'on l'emploie pour fabriquer les lentilles des lunettes. Le verre entre dans la fabrication des câbles optiques, et c'est là une de ses utilisations les plus importantes. Comme les impuretés font tellement fluctuer les propriétés du verre, la pureté du verre employé dans les fibres optiques est extrême (d'habitude, ce verre contient moins d'une partie impure par milliard). Le caractère unique de la fibre de verre réside dans sa réflexion totale : en d'autres mots, le signal d'entrée est transmis à 100 %. Les données optiques circulant dans une fibre optique ne doivent être régénérées qu'une fois tous les 100 km, alors qu'un signal semblable se déplaçant dans un câble de cuivre doit l'être tous les quatre à six kilomètres. Autre élément de comparaison intéressant : pour envoyer les mêmes données avec un fil de cuivre, il faudrait 25 000 fois plus de masse qu'avec une fibre optique!

Certains ont proposé d'utiliser ces produits de verre étanches pour stocker les déchets radioactifs. À l'heure actuelle, des milliers de tonnes de matières fortement radioactives sont entreposées partout en Amérique du Nord dans divers genres de contenants. On constate que ceux-ci résistent moins bien aux effets du temps qu'on le pensait autrefois. On sait maintenant que certains de ces contenants « sûrs » fuient. Récemment, on a émis l'idée que ces matières radioactives pourraient être intégrées au verre, ce qui les mettrait totalement à l'abri des solvants et de la détérioration. On a constaté que le verre peut renfermer jusqu'à 30 % de sa masse sous forme de déchets.

Activité de laboratoire - la conductivité et les liaisons chimiques

Proposer aux élèves de réaliser une activité de laboratoire afin de déterminer la conductivité électrique de substances ayant différents types de liaisons chimiques (voir ☺ l'annexe 7). Des renseignements pour l'enseignant figurent à ☺ l'annexe 8.

L'annexe 9 ☺ présente des renseignements pour l'enseignant sur l'évaluation des habiletés de l'élève au laboratoire.



En fin

1

Inviter les élèves à se renseigner sur différents types de verre et sur leurs utilisations. Les élèves peuvent présenter l'information recueillie, en utilisant :

- des affiches;
- des tableaux d'information;
- des modèles;
- des brochures.

2

Demander aux élèves de rédiger leurs opinions ou leurs réflexions sur le stockage des déchets radioactifs dans des contenants non sécuritaires.

3

Demander aux élèves de réfléchir aux effets que les fibres optiques ont eus sur l'électronique et la technologie.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Se référer aux @ annexes 10 et 11 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

2

Inviter les élèves à compléter un cadre de sommaire de concept afin de représenter les propriétés des liquides et des solides (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23-11.26).

3

Inviter les élèves à comparer les propriétés et les structures cristallines du diamant et du graphite en complétant un cadre de comparaison (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18).

4

Inviter les élèves à:

- dessiner les formes de cristaux simples;
- fabriquer des cristaux avec des mini guimauves et des cure-dents;
- dessiner un schéma conceptuel des divers genres de solides, et donner des exemples.



Bloc D : Les changements d'état

L'élève sera apte à :

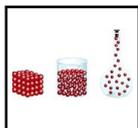
- C11-1-04** expliquer les processus de fusion, de congélation et de sublimation au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres le point de congélation;
RAG : D3, D4
- C11-1-05** expliquer les processus d'évaporation et de condensation au moyen de la théorie cinétique moléculaire, entre autres les forces intermoléculaires, le mouvement aléatoire, la volatilité, l'équilibre dynamique;
RAG : D3, D4
- C11-1-06** définir de façon pratique la pression de vapeur en fonction de propriétés observables et mesurables;
D3, E4
- C11-0-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
- C11-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- 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

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à dessiner un diagramme représentant les changements d'état de la matière.

OU



Inviter les élèves à faire un retour sur l'activité de l'annexe 1 afin d'expliquer leurs résultats pour les stations 1, 3, 6 et 10 en fonction de la théorie cinétique moléculaire.

OU

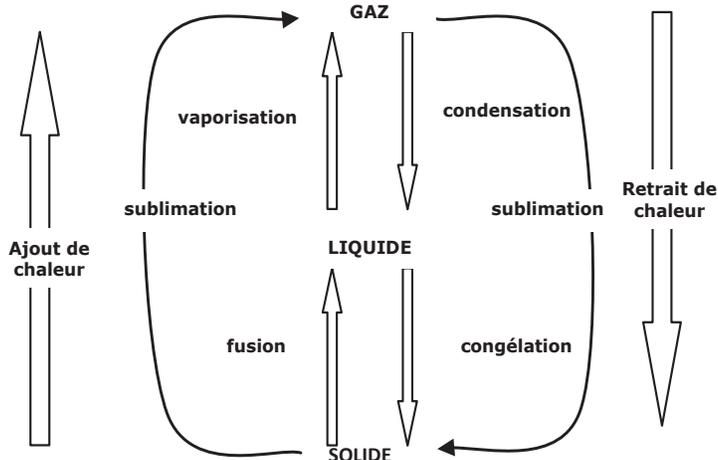
Proposer aux élèves de mener une expérience afin de développer une courbe de chauffage de l'eau pour réviser leurs connaissances antérieures sur les changements d'état ainsi que pour réviser les consignes de sécurité au laboratoire. Pour recueillir les données, on peut procéder manuellement à l'aide d'un thermomètre, ou se servir d'une sonde de température.

En quête

Enseignement direct - les changements d'état

Présenter aux élèves le concept de processus endothermiques et exothermiques, puis demander aux élèves s'ils peuvent ajouter des flèches « énergie » au diagramme qu'ils ont dressé dans la section « en tête ». Ils pourront peut-être aussi tracer des courbes d'échauffement et de refroidissement pour l'eau.

En 7^e année, on a présenté aux élèves la théorie particulaire de la matière pour expliquer les changements d'état. La discussion a porté sur l'absorption ou la libération d'énergie se produisant à la faveur d'un changement d'état. Les élèves ont aussi appris ce qu'étaient les courbes d'échauffement et de refroidissement. Ils doivent bien comprendre les trois principaux états de la matière et les changements de phase, grâce à leur expérience générale et après avoir suivi les cours de sciences antérieurs. Typiquement, un diagramme qu'un élève dessinerait pour illustrer les phases à la lumière de ses connaissances antérieures pourrait ressembler à ceci :



Présenter de nouveau ces concepts par le biais de l'observation.

Avant que les élèves puissent comprendre à fond la mécanique particulaire des changements de phase, ils doivent comprendre les forces qui sont à l'œuvre. Ils devraient pouvoir faire le lien entre, d'une part, l'énergie nécessaire pour faire passer un solide à l'état liquide et, d'autre part, les forces d'attraction intermoléculaires retenant les particules ensemble. Ces forces expliquent les variations des points de fusion et d'ébullition et d'autres propriétés des solides, des liquides et des gaz. Pendant les changements de phase, l'ajout d'énergie thermique fait croître l'énergie cinétique, laquelle sert à vaincre les forces d'attraction entre les particules qui peuvent alors passer d'un état au suivant. Les particules qui restent continuent à absorber d'autre énergie thermique jusqu'à ce qu'elles puissent elles aussi changer d'état.

Des renseignements pour l'enseignant sur les changements d'état figurent à l'annexe 12.



La majorité des manuels de chimie expliquent bien les changements d'état au niveau des particules. Souligner aux élèves que les particules ont besoin d'un minimum d'énergie cinétique pour passer à l'état suivant en surmontant les forces d'attraction intermoléculaires les retenant les unes aux autres. On parle alors souvent d'« énergie seuil ». Dans le cas du changement de phase exothermique (cas inverse), l'énergie est libérée. Rappeler aux élèves la discussion ayant porté sur la courbe de distribution de l'énergie cinétique dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-1-02. Même si ce diagramme a été établi à titre expérimental pour les gaz, les scientifiques estiment qu'il s'applique à toutes les phases.

Démonstrations - la sublimation

Il n'est pas nécessaire de faire toutes les activités. Choisir les activités et les démonstrations qui conviennent à sa classe. La plupart des élèves peuvent probablement donner des exemples de sublimation (p. ex., boules de naphthaline, assainisseurs d'air solides, glace sèche).

- Si l'on a accès à une hotte qui fonctionne bien, montrer le doux réchauffement de quelques cristaux d'iode solide dans une grande éprouvette.
- La glace sèche est une excellente substance de démonstration, quoiqu'elle se sublime vite, même si on la conserve dans un congélateur.
- D'autres solides peuvent être utilisés pour démontrer la sublimation, par exemple l'acide benzoïque.
- Si l'on obtient l'autorisation d'utiliser un extincteur à dioxyde de carbone (CO_2), on peut en vider une partie du contenu dans un sac de tissu. Inviter les élèves à examiner attentivement le solide qui en résulte et à expliquer leurs observations.
- La sublimation de la vapeur d'iode a été utilisée pour la détection d'empreintes digitales. Une marche à suivre est suggérée à l'annexe 13.

Activité de laboratoire - le point de fusion

Inviter les élèves à calculer le point de fusion d'un certain nombre de solides, puis d'utiliser le résultat obtenu pour identifier le produit inconnu. Voir l'annexe 14 pour la description de l'expérience (Des renseignements pour l'enseignant figurent à l'annexe 15).

Activités de laboratoire - l'évaporation

De nombreuses activités sont possibles pour mesurer qualitativement les différences entre les forces intermoléculaires dans les liquides, en évaluant les taux d'évaporation relatifs. On propose d'utiliser les liquides suivants pour les deux premières activités : l'eau, l'éthanol, le méthanol, l'acétone, l'alcool isopropylique et le cyclohexane.

- Avec un coton-tige, répandre une petite quantité de chaque liquide sur une surface lisse et observer combien de temps le liquide met à disparaître. Ne pas placer ces liquides sur la peau.
- Placer un volume fixe de chaque liquide sur un verre de montre et enregistrer la perte de masse en fonction du temps, à l'aide d'une balance précise au centigramme.



- « Pression de vapeur et éclatement » : pour l'activité, on peut utiliser un liquide volatil et un contenant scellé. Les élèves peuvent inventer des variations de cette activité. En deux mots, disons que l'on place une petite quantité de pentane ou d'un autre liquide très volatil (l'acétone, par exemple) dans un contenant vide de balles de tennis muni d'un couvercle de plastique qui ferme hermétiquement. On roule le contenant entre ses mains, et les élèves sentent immédiatement une baisse de température tandis que le liquide refroidit. Quand la pression est suffisante, le couvercle saute en faisant un bruit fort. On peut modifier l'activité pour la rendre quantitative. La fiche signalétique de chaque liquide doit en indiquer la pression de vapeur. En calculant la superficie du contenant, on peut établir quelle est la pression totale. Dans le cas d'un contenant typique de balles de tennis et d'éther de pétrole, la pression est d'environ 60 lb/po². Voir les détails à @ l'annexe 16.

Enseignement direct – la pression de vapeur

Expliquer aux élèves le concept de pression de vapeur. Les particules d'un liquide n'ont pas toutes la même énergie cinétique. À toute température, il y a en toujours qui ont assez d'énergie pour vaincre les forces d'attraction intermoléculaires. C'est ce qu'on appelle l'évaporation. Si le liquide est dans un contenant ouvert, toutes les molécules de liquides finissent par se transformer en gaz. Si le liquide est dans un contenant fermé, une partie du liquide se transforme en gaz. Après un certain temps, le montant de liquide ne semble plus changer, l'évaporation semble arrêtée. Cependant, si l'on examine ce qui se déroule au niveau moléculaire, on se rend compte qu'une partie des molécules de gaz se heurtent à la surface du liquide et se condensent. Ces deux processus, l'évaporation et la condensation, se déroulent en même temps et finissent par atteindre un état d'équilibre, c'est-à-dire qu'ils se déroulent à la même vitesse. On dit que les particules de liquide et de gaz sont en équilibre dynamique.

On appelle pression de vapeur la pression créée par la vapeur quand elle est en équilibre dynamique avec un liquide. La force des attractions intermoléculaires entre les particules d'un liquide détermine le taux d'évaporation. Si les forces intermoléculaires sont faibles, le liquide s'évapore plus rapidement et l'on dit qu'il a une pression de vapeur élevée.

Activité de laboratoire – la pression de vapeur

Proposer aux élèves de mesurer la pression de vapeur de trois liquides (p. ex., l'eau, l'éthanol, le méthanol, le propan-2-ol, le cyclohexane) à environ 20 °C et 0 °C. Les inviter à échanger leurs résultats en classe et à tirer des conclusions. L'expérience démontre que la pression de vapeur est indépendante de la quantité de liquide présente dans le contenant (voir @ l'annexe 17). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 18.

Activité de laboratoire avec calculatrice (CBL) – la pression de vapeur

Proposer aux élèves une expérience qui utilise une sonde de pression et une sonde de température afin de mesurer les forces intermoléculaires relatives entre quelques liquides (voir @ l'annexe 19). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 20.



Événement inattendu - l'évaporation

Placer un thermomètre dans le courant d'air créé par un ventilateur et un thermomètre identique près du ventilateur, mais non dans le courant d'air. Demander aux élèves de prédire quel thermomètre affichera la température la plus basse. Discuter des résultats. Placer de la gaze de coton mouillée autour du réservoir des deux thermomètres et répéter l'expérience. Discuter des résultats. On peut utiliser des sondes pour la collecte des données.

En fin

1

Poser aux élèves les questions suivantes :

- *Qu'arriverait-il à une particule si l'on augmentait ou l'on diminuait la température?*
- *Que faudrait-il faire pour que le niveau du liquide dans un contenant ouvert cesse de baisser?*
- *Pourquoi les liquides s'évaporent-ils à des taux différents?*
- *Qu'arriverait-il à un système ouvert et à un système fermé si un solide était dissous dans le liquide? (Prolongement)*
- *Prédisez ce qui arriverait s'il y avait deux contenants scellés dans lesquels il y aurait un solvant. Un contenant contient un soluté.*

2

Inviter les élèves à choisir un des thèmes suivants. Les inviter ensuite à trouver un moyen de présenter leurs résultats, par exemple en élaborant un exposé PowerPoint, une brochure ou une affiche. Déterminer les critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation.

- la cryodessiccation ou la cryogénie;
- les températures moyennes des régions intérieures et côtières et l'effet modérateur des grandes étendues d'eau;
- le fonctionnement d'appareils de refroidissement tels que les réfrigérateurs, les déshumidificateurs ou les climatiseurs;
- la pression de vapeur du mercure et sa toxicité;
- la vapeur d'eau dans l'air.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des  annexes 10 et 11.

2

Demander aux élèves d'utiliser la théorie cinétique moléculaire pour expliquer comment la fusion, la solidification, la sublimation et la vaporisation se produisent.



3

Évaluer les projets des élèves ou inviter les élèves à s'autoévaluer ou à évaluer leurs pairs conformément aux critères déterminés en classe.

4

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes :

- *Quelles phases sont en équilibre au point de fusion d'une substance? (les phases solide et liquide)*
- *Compare l'évaporation d'un liquide dans un contenant fermé avec l'évaporation d'un liquide dans un contenant ouvert. (Les particules de liquide qui ont assez d'énergie cinétique pour vaincre les forces intermoléculaires se transforment en gaz dans les deux contenants. Cependant, un équilibre dynamique est atteint entre le liquide et le gaz dans un contenant fermé, car le taux d'évaporation finit par être égal au taux de condensation.)*
- *À mesure que les forces intermoléculaires augmentent, qu'arrive-t-il à la pression de vapeur d'un liquide? Explique ta réponse. (À mesure que les forces intermoléculaires augmentent, le montant de vapeur qui est produit diminue. Moins de particules peuvent acquérir assez d'énergie cinétique pour se transformer en gaz, ce qui diminue donc la pression de vapeur.)*



Bloc E : L'ébullition

L'élève sera apte à :

- C11-1-07 définir de façon pratique la température d'ébullition normale en fonction de la pression de vapeur;
RAG : C8, D3, E4
- C11-1-08 interpoler et extrapoler la pression de vapeur et le point d'ébullition de diverses substances à partir d'un graphique de la pression en fonction de la température;
RAG : A2, C2, E2, E4
- C11-0-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
- C11-0-S7 reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer les relations.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

1

Inviter les élèves à discuter des questions suivantes :

- *Lorsqu'on fait bouillir de l'eau, qu'arrive-t-il à sa température? Est-ce qu'elle augmente, diminue, ne subit aucun changement, ou augmente puis diminue?*
- *Lorsqu'on fait bouillir de l'eau, que contiennent les bulles qui sont formées?*

En 7^e année, les élèves ont appris que le point d'ébullition d'une substance pure en est une propriété caractéristique. Aucune explication n'avait alors été donnée. Les notions abordées dans le contexte des résultats d'apprentissage antérieurs, dans le présent module, servent d'introduction à la notion de température d'ébullition normale. Les élèves connaissent peut-être le terme « vapeur », mais non dans le contexte de la théorie cinétique moléculaire et de la vaporisation.



En quête

Événements inattendus – l'ébullition

Il n'est pas nécessaire d'aborder tous les événements. Choisir ceux qui conviennent pour faire la démonstration. L'événement n° 3 ne se rapporte pas directement au résultat d'apprentissage, mais sert à divertir la classe. On pourrait l'aborder en même temps que la loi de Boyle, dans le cadre du résultat C11-2-05.

1. On peut faire cette démonstration en guise d'introduction à la notion d'ébullition. Après avoir porté de l'eau (avec des copeaux d'ébullition) au point d'ébullition dans un flacon à fond plat, placer un bouchon à un trou avec un thermomètre dans le flacon et le renverser. Placer un linge mouillé froid ou verser de l'eau froide sur le fond du flacon. Inviter les élèves à observer ce qui se passe et en discuter. Qu'est-ce qui se passe? (*En plaçant un linge mouillé froid ou en versant de l'eau froide sur le fond du flacon, la baisse de température crée un vide partiel dans le flacon, car les particules se rapprochent les unes des autres. Cette baisse de pression fait que les particules d'eau n'ont pas besoin d'autant d'énergie pour changer de l'état liquide à l'état gazeux et l'eau se met donc à bouillir à une température plus basse.*) Voir @ l'annexe 21 pour une description plus complète de cette démonstration. Si l'on dispose d'une pompe à vide, on peut faire la démonstration à des températures beaucoup plus basses. Souvenez-vous d'insérer un tube de séchage au CaCl_2 dans le système avant de faire démarrer la pompe à vide. ATTENTION : Veillez à ce que les élèves n'insèrent aucun thermomètre dans les bouchons à un trou.

À des températures basses et quand l'énergie cinétique est moyenne, seules les particules à la surface réussissent à s'évaporer et à passer à l'état gazeux. Toutefois, à mesure que la température du liquide monte, le nombre de particules ayant assez d'énergie pour vaincre les forces d'attraction intermoléculaires augmente, de sorte que des particules situées dans le liquide même se changent en gaz. Elles forment des micro bulles au sein du liquide. Si la pression de vapeur dans ces bulles est inférieure à la pression atmosphérique s'exerçant au-dessus du liquide, les bulles s'effondrent et les particules s'y trouvant retournent à l'état liquide. Cependant, si la pression de vapeur en question est égale ou supérieure à la pression atmosphérique au-dessus du liquide, les bulles deviennent plus grosses et s'élèvent à la surface à mesure que les forces intermoléculaires s'exerçant sur elles diminuent.

À mesure que la température du liquide augmente, plus de micro bulles se forment, car plus de particules ont assez d'énergie pour changer de phase. La température à laquelle la pression de vapeur du liquide est égale à la pression atmosphérique s'exerçant au-dessus de lui s'appelle **température (ou point) d'ébullition**. La **température d'ébullition normale** est atteinte quand la pression atmosphérique au-dessus du liquide est égale à la pression standard (une atmosphère, 101,3 kPa ou 760 mm de mercure).



2. Faire bouillir de l'eau dans une bouilloire et demander aux élèves d'observer le chemin que la vapeur suit. Placer une chandelle allumée juste sous le parcours de la vapeur. Inviter les élèves à observer les résultats et en discuter.
3. Si vous avez une pompe à vide, placer des guimauves dans la chambre et mettre la pompe en marche. Demander aux élèves d'observer et d'expliquer ce qui se passe. Il est possible de faire cette démonstration avec une grosse seringue de plastique à condition que l'extrémité de l'aiguille soit bouchée.
4. On peut faire une démonstration semblable en plaçant un liquide volatil chaud dans la seringue, puis en réduisant rapidement la pression. Le liquide commencera à bouillir jusqu'au retour de la pression à la normale. Inviter les élèves à donner une définition pratique de l'ébullition, à la lumière de leurs observations.
5. Présenter aux élèves la démonstration « Congélation par ébullition ». C'est un événement inattendu intrigant. Si l'on met du cyclohexane dans une seringue, le liquide bout, puis se solidifie (voir ☺ l'annexe 22)!

La pression de vapeur d'un liquide donné est inversement proportionnelle à la grandeur des forces d'attraction intermoléculaires. Elle est aussi fonction de l'énergie cinétique moyenne du liquide. Si la pression au-dessus du liquide est réduite pour être égale à la pression de vapeur de ce dernier, à la même température, le liquide bouillira, conformément à la définition pratique de l'ébullition. Les élèves devraient alors comprendre que les liquides bouilliront à presque n'importe quelle température pourvu que la pression atmosphérique au-dessus du liquide soit assez basse.

Activité de laboratoire

Inviter les élèves à mesurer l'effet d'une diminution de pression sur le point d'ébullition d'un liquide (voir ☺ l'annexe 23). Des renseignements pour l'enseignant figurent à ☺ l'annexe 24. Ce laboratoire est semblable au premier événement inattendu qui a été décrit, mais utilise des sondes pour recueillir les données.

Activité - interprétation d'un graphique de la pression en fonction de la température

Proposer aux élèves d'examiner le tableau des pressions de vapeur qui suit. De nombreux manuels fournissent des données semblables. Si l'enseignant préfère utiliser des données exprimées en kilopascals, il peut employer les facteurs de conversion suivants :

$$\text{mm Hg} \times 101,3 \text{ kPa} / 760 \text{ mm Hg} = \text{kPa}$$

$$\text{mm Hg} \times 1 \text{ atm} / 760 \text{ mm Hg} = \text{atm}$$



Pression de vapeur de quelques liquides

Temp. °C	Eau (mm de Hg)	Alcool éthylique (mm de Hg)	Méthoxyméthane (mm de Hg)	Éthylène glycol (mm de Hg)
0	5	12	175	
10	9	24	300	
20	18	43	450	
30	32	79	700	
40	55	135	1000	
50	93	222		
60	149	253		2
70	234	543		4
80	355	813		12
90	526	1187		24
100	760	1693		60

Source: Parry, Robert W. et al. *Chemistry: Experimental Foundations*. Englewood Cliffs, NJ : Prentice-Hall, Inc., 1975. 106.

Inviter les élèves à présenter les données du tableau sous forme de graphique de la pression en fonction de la température, et à répondre aux questions suivantes :

- Quelle est la pression (ou tension) de vapeur de l'alcool éthylique à 40 °C? (135 mm de Hg)
- Quelle substance s'évaporerait le plus lentement à 20 °C? Explique ton raisonnement. (l'éthylène glycol – la plus faible pression de vapeur, quelle que soit la température)
- Dans quelle substance les forces d'attraction intermoléculaires sont-elles les plus faibles? Explique ton raisonnement. (dans le méthoxyméthane – la plus grande pression de vapeur, quelle que soit la température)
- Énumère les substances d'après l'ordre grandissant des forces intermoléculaires s'y exerçant. (méthoxyméthane, éthanol, eau, éthylène glycol)
- Dans quelle substance la viscosité serait-elle la plus faible à 20 °C? Explique ton raisonnement. (dans le méthoxyméthane – le plus volatil, les forces les plus faibles)
- Quelle doit être la pression atmosphérique pour que le méthoxyméthane bouille à 20 °C? (450 mm de Hg)

En fin

1

Demander aux élèves de réfléchir à l'effet d'une réduction de la pression atmosphérique sur le processus d'ébullition. Des alpinistes pourraient-ils faire bouillir de l'eau au sommet du mont Everest? Comment la température se comparerait-elle à de l'eau qui bout au bas de mont Everest?



2

Inviter les élèves à employer la théorie cinétique des molécules pour formuler leurs explications dans le cadre de ces discussions :

- Comparer les taux d'évaporation de divers liquides et établir une relation entre ces taux et la pression de vapeur et la température d'ébullition normale.
- Parler de la cuisson de camping à des altitudes plus élevées que la normale.
- Parler du fonctionnement d'une cocotte-minute (autocuiseur).
- Prédire ce qui arrivera si l'on ajoute un soluté à un liquide quand il atteint la température d'ébullition (C11-4-11).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Les élèves pourraient présenter leurs idées sur le processus d'ébullition, avec des illustrations visuelles des particules, notamment avec :

- des affiches;
- des brochures;
- des tableaux d'information;
- des modèles ou des maquettes;
- des outils multimédias.

2

Demander aux élèves d'expliquer le processus d'ébullition en fonction de la théorie cinétique moléculaire.

3

Demander aux élèves comment l'ajout d'un soluté au liquide influencerait sur le processus d'ébullition, et d'expliquer le phénomène avec la théorie cinétique moléculaire.

4

Demander aux élèves comment la pression atmosphérique influera sur le processus d'ébullition et d'expliquer ses effets avec la théorie cinétique moléculaire.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière	1.42
ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière - Renseignements pour l'enseignant	1.46
ANNEXE 3 : Faire la démonstration de la diffusion sur le rétroprojecteur.....	1.51
ANNEXE 4 : Une véritable fontaine	1.52
ANNEXE 5 : Faire éclater le maïs - Modélisation des états de la matière	1.53
ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules - Renseignements pour l'enseignant.....	1.57
ANNEXE 7 : Expérience - Types de liaisons et conductivité	1.63
ANNEXE 8 : Types de liaisons et conductivité - Renseignements pour l'enseignant.....	1.65
ANNEXE 9 : Habiletés de l'élève en laboratoire - Renseignements pour l'enseignant.....	1.66
ANNEXE 10 : Liste de contrôle des habiletés en laboratoire - Habiletés générales.....	1.69
ANNEXE 11 : Liste de contrôle des habiletés en laboratoire - Capacité de raisonnement	1.70
ANNEXE 12 : Les changements d'état - Renseignements pour l'enseignant	1.71
ANNEXE 13 : Expérience - Empreintes digitales.....	1.73
ANNEXE 14 : Expérience - L'identification de points de fusion	1.74
ANNEXE 15 : L'identification de points de fusion - Renseignements pour l'enseignant..	1.77
ANNEXE 16 : Pression de vapeur et éclatement	1.79
ANNEXE 17 : Expérience - Mesurer la pression de vapeur d'un liquide	1.81
ANNEXE 18 : Mesurer la pression de vapeur d'un liquide - Renseignements pour l'enseignant.....	1.83
ANNEXE 19 : Expérience - Les forces entre les particules	1.84
ANNEXE 20 : Les forces entre les particules - Renseignements pour l'enseignant.....	1.86
ANNEXE 21 : Démonstration - L'effet d'une diminution de pression sur la température d'ébullition de l'eau.....	1.87
ANNEXE 22 : Démonstration - Congélation par ébullition	1.89
ANNEXE 23 : Expérience - Modification de la température et de la pression	1.90
ANNEXE 24 : Modification de la température et de la pression - Renseignements pour l'enseignant	1.92



ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière*

Introduction : L'activité vise à favoriser la **réflexion sur la composition et les propriétés de la matière**. Dans le cadre de cette activité, tu visiteras 10 stations aménagées dans le laboratoire en compagnie d'un ou de plusieurs partenaires. À chaque station, vous devrez effectuer une série de tâches et répondre à des questions. Faites de votre mieux pour donner des réponses complètes, particulièrement lorsqu'il s'agit de la **nature particulière de la matière**. **Faites des croquis pour illustrer vos observations sur le plan des molécules/particules et pour faciliter vos explications sur ce qui se produit dans chaque activité. Nettoyez chaque station avant de passer à la prochaine.**

Les termes suivants pourraient vous aider à fournir vos explications :

Solide	Évaporation	Condenser	Dilater
Liquide	Contraction	Particules	Molécules
Gaz	Sublimer	Dissoudre	Solidifier
Liaisons	Force d'attraction	Énergie thermique	Mouvement

Station 1 : À cette station, vous trouverez deux béchers. Un contient de l'eau et l'autre de l'alcool. Il y a aussi un compte-gouttes pour chaque bécher.

- 1) À l'aide du compte-gouttes, déposez une goutte d'eau sur le dos de la main de votre partenaire. Aussi rapidement que possible, déposez une goutte d'alcool sur le dos de l'autre main de votre partenaire en utilisant le deuxième compte-gouttes. Notez toutes les différences observées ou ressenties.
 - a) Que se produit-il à un rythme plus rapide pour l'alcool par rapport à l'eau?
 - b) Pourquoi ce phénomène se produit-il à un rythme plus rapide?
 - c) Pourquoi l'alcool provoque-t-il une sensation de froid sur la peau?

Station 2 : Vous trouverez à cette station un flacon vide, un ballon et deux béchers, un contenant de l'eau glacée et l'autre de l'eau très chaude. Si l'eau n'est plus très chaude, remplacez-la avec de l'eau chaude du robinet.

- 1) Placez le ballon par-dessus le goulot du flacon. Plongez le flacon dans l'eau chaude en évitant de faire déborder le bécher. Que se passe-t-il avec le ballon installé sur le flacon? Ensuite, placez le flacon dans l'eau glacée. Qu'arrive-t-il au ballon lorsque le flacon est placé dans l'eau glacée?



ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière* (suite)

- a) Qu'arrive-t-il au flacon dans l'eau chaude? Expliquez à l'aide de la théorie particulaire de la matière pourquoi cela se produit.
- b) Qu'arrive-t-il au flacon dans l'eau froide? Expliquez à l'aide de la théorie particulaire de la matière pourquoi cela se produit.

Station 3 : Vous trouverez à cette station une chandelle dans une assiette et des allumettes.

- 1) Allumez la chandelle avec une allumette en observant le temps qu'il faut à la chandelle pour s'enflammer.
- 2) Frottez une autre allumette, soufflez sur la chandelle et essayez immédiatement de rallumer la chandelle. La chandelle s'allume-t-elle plus rapidement que la première fois?
- 3) Frottez une autre allumette, soufflez sur la chandelle, mais cette fois, placez l'allumette dans la « traînée de fumée » blanche provenant de la chandelle éteinte.
 - a) Pourquoi la chandelle s'allume-t-elle plus rapidement à l'exercice 2) qu'à l'exercice 1)? Expliquez à l'aide de la théorie particulaire de la matière.
 - b) Pourquoi la chandelle s'allume-t-elle encore plus rapidement dans la « traînée de fumée »?

Station 4 : Vous trouverez à cette station un thermomètre, un bécher d'eau chaude et un bécher d'eau froide.

- 1) Placez le thermomètre dans l'eau chaude. Quelle est la température?
- 2) Placez le thermomètre dans l'eau froide. Quelle est la température?
 - a) Qu'arrive-t-il au liquide à l'intérieur du thermomètre lorsque la température monte ou descend?
 - b) Quel est le rôle joué par la chaleur lorsque le niveau du liquide monte?
 - c) Pourquoi, en ce qui concerne la chaleur, le niveau de liquide descend-il lorsque le thermomètre est placé dans l'eau froide?

Station 5 : Vous trouverez à cette station une seringue en plastique et un bouchon de caoutchouc. Le bouchon ne sert qu'à boucher l'extrémité de la seringue afin d'empêcher l'air de sortir.

- 1) Tirez le piston de la seringue à son maximum. Maintenant, repoussez-le vers l'intérieur. Observez l'air qui est expulsé de la seringue lorsque vous réinsérez le piston.



ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière* (suite)

- 2) Tirez de nouveau le piston de la seringue à son maximum. Maintenant, bouchez l'extrémité de la seringue avec le bouchon. Repoussez le piston à l'intérieur en observant le degré de facilité de l'exercice. Est-il plus facile de le faire au début de la compression qu'à la fin?
- 3) Enfin, avec le piston toujours à l'intérieur et en maintenant l'extrémité de la seringue fermée par le bouchon, commencez à tirer le piston à l'extérieur de la seringue à son maximum. Encore une fois, observez à quel moment l'exercice est le plus facile et le plus difficile à faire.
 - a) Pourquoi est-il difficile de faire sortir l'air de la seringue bouchée?
 - b) Pourquoi est-il initialement facile d'insérer le piston et que l'exercice devient progressivement difficile?
 - c) Serait-il possible de faire entrer le piston complètement? Expliquez.
 - d) Pourquoi est-il si difficile de faire ressortir le piston lorsque le bout de la seringue est bloqué?

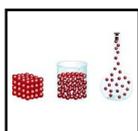
Station 6 : Vous trouverez à cette station des boules antimites, une source de chaleur, des pinces et un flacon d'eau glacée.

- 1) Prenez une boule antimite avec les pinces et chauffez-la doucement en la tenant près de la source de chaleur (pas directement dedans). Pendant que la boule se réchauffe, tenez le flacon quelques centimètres au-dessus de la boule antimite.
- 2) Observez le dessous du flacon pendant l'exercice.
 - a) Pourquoi les boules antimites dégagent-elles leur odeur lorsqu'elles sont chauffées?
 - b) Qu'arrive-t-il à la boule antimite lorsqu'elle est chauffée?
 - c) Expliquez ce qui se produit en dessous du flacon.

Station 7 : Vous trouverez à cette station une source de chaleur, une tige en métal et une tige en verre.

- 1) Placez la tige en métal dans la source de chaleur. Que ressentez-vous avec le temps? Maintenant, placez la tige en verre dans la source de chaleur. Que ressentez-vous?
 - a) Pourquoi sentez-vous plus rapidement la chaleur traverser la tige en métal que la tige en verre?
 - b) Quelle est la différence sur le plan des particules dans ces deux tiges lorsqu'elles sont chauffées?

Station 8 : Vous trouverez à cette station des béciers contenant du vinaigre chaud, du vinaigre froid et du bicarbonate de sodium, ainsi que plusieurs petits béciers vides.



ANNEXE 1 : Les propriétés physiques de la matière* (suite)

- 1) Versez 10 mL de vinaigre froid dans un petit bécher. Ajoutez une cuillerée de bicarbonate de sodium au vinaigre. Observez la vitesse de la réaction.
- 2) Maintenant, versez 10 mL de vinaigre chaud dans un autre petit bécher. Ajoutez une cuillerée de bicarbonate de sodium au vinaigre. Observez la vitesse de la réaction.
 - a) Dans quel vinaigre la réaction a-t-elle été la plus rapide?
 - b) Expliquez pourquoi sur le plan des particules la réaction a été plus rapide dans ce vinaigre.

Station 9 : Vous trouverez à cette station deux béchers et des compte-gouttes. Un contient de l'eau ordinaire et l'autre contient de l'eau et du détergent liquide. Il y a aussi des pièces de monnaie.

- 1) Prenez une pièce de monnaie et assurez-vous qu'elle soit propre et sèche. Remplissez un compte-gouttes d'eau ordinaire. Versez quelques gouttes d'eau sur la pièce. Comptez le nombre de gouttes nécessaires pour que l'eau déborde de la pièce de monnaie. Répétez la démarche avec une autre pièce de monnaie propre et sèche, mais en utilisant cette fois l'eau savonneuse.
 - a) Comparez le nombre de gouttes nécessaire pour que l'eau déborde de la pièce dans le cas de l'eau normale et de l'eau savonneuse.
 - b) Que vous indique cette activité concernant la relation entre les molécules d'eau dans un milieu non savonneux?
 - c) Quel effet a selon vous le savon sur les particules d'eau?

Station 10 : Vous trouverez à cette station un bécher avec de la glace sèche concassée (dioxyde de carbone gelé), de la glace ordinaire (eau), des flacons, des ballons et des cuillères.

Ne touchez pas la glace sèche directement avec vos mains.

- 1) Mettez une cuillerée de glace ordinaire dans un flacon et placez un ballon sur ce flacon. Observez.
- 2) Répétez la démarche, mais en utilisant cette fois une cuillerée de glace sèche. Observez.
 - a) Que se passe-t-il sur le plan des particules avec la glace ordinaire dans le premier flacon? Quel est le nom de ce processus?
 - b) Que se passe-t-il sur le plan des particules avec la glace sèche dans le deuxième flacon? Quel est le nom de ce processus?

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Physical Properties of Matter - C11-1-01: Introductory Activity Student Copy », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant*

Introduction : L'activité vise à favoriser la **réflexion sur la composition et les propriétés de la matière**. Dans le cadre de cette activité, tu visiteras 10 stations aménagées dans le laboratoire en compagnie d'un ou de plusieurs partenaires. À chaque station, vous devrez effectuer une série de tâches et répondre à des questions. Faites de votre mieux pour donner des réponses complètes, particulièrement lorsqu'il s'agit de la **nature particulière de la matière**. **Faites des croquis pour illustrer vos observations sur le plan des molécules/particules et pour faciliter vos explications sur ce qui se produit dans chaque activité. Nettoyez chaque station avant de passer à la prochaine.**

Les termes suivants pourraient vous aider à fournir vos explications :

Solide	Évaporation	Condenser	Dilater
Liquide	Contraction	Particules	Molécules
Gaz	Sublimer	Dissoudre	Solidifier
Liaisons	Force d'attraction	Énergie thermique	Mouvement

Station 1 : À cette station, vous trouverez deux béchers. Un contient de l'eau et l'autre de l'alcool. Il y a aussi un compte-gouttes pour chaque bécher.

- 1) À l'aide du compte-gouttes, déposez une goutte d'eau sur le dos de la main de votre partenaire. Aussi rapidement que possible, déposez une goutte d'alcool sur le dos de l'autre main de votre partenaire en utilisant le deuxième compte-gouttes. Notez toutes les différences observées ou ressenties.
 - a) Que se produit-il à un rythme plus rapide pour l'alcool par rapport à l'eau? *L'évaporation est plus rapide.*
 - b) Pourquoi ce phénomène se produit-il à un rythme plus rapide? *Les forces d'attraction entre les particules d'alcool sont plus faibles que pour l'eau.*
 - c) Pourquoi l'alcool provoque-t-il une sensation de froid sur la peau? *Il tire de l'énergie de votre peau en s'évaporant.*

Station 2 : Vous trouverez à cette station un flacon vide, un ballon et deux béchers, un contenant de l'eau glacée et l'autre de l'eau très chaude. Si l'eau n'est plus très chaude, remplacez-la avec de l'eau chaude du robinet.

- 1) Placez le ballon par-dessus le goulot du flacon. Plongez le flacon dans l'eau chaude en évitant de faire déborder le bécher. Que se passe-t-il avec le ballon installé sur le flacon? Ensuite, placez le flacon dans l'eau glacée. Qu'arrive-t-il au ballon lorsque le flacon est placé dans l'eau glacée?



ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

- a) Qu'arrive-t-il au flacon dans l'eau chaude? Pourquoi cela se produit-il? *Il y a dilatation du ballon. Lorsque l'air se réchauffe, les particules gagnent de l'énergie et exercent plus de pression, occupent plus d'espace et prennent de l'expansion.*
- b) Qu'arrive-t-il au flacon dans l'eau froide? Pourquoi cela se produit-il? *Il y a contraction du ballon. Lorsque l'air se refroidit, les particules perdent de l'énergie et exercent moins de pression, occupent moins d'espace et entraînent une contraction.*

Station 3 : Vous trouverez à cette station une chandelle dans une assiette et des allumettes.

- 1) Allumez la chandelle avec une allumette en observant le temps qu'il faut à la chandelle pour s'enflammer.
- 2) Frottez une autre allumette, soufflez sur la chandelle et essayez immédiatement de rallumer la chandelle. La chandelle s'allume-t-elle plus rapidement que la première fois?
- 3) Frottez une autre allumette, soufflez sur la chandelle, mais cette fois, placez l'allumette dans la « traînée de fumée » blanche provenant de la chandelle éteinte.
 - a) Pourquoi la chandelle s'allume-t-elle plus rapidement à l'exercice 2) qu'à l'exercice 1)? *Il y a de la cire liquide sur la mèche de la chandelle ou autour de celle-ci. Elle s'enflamme donc plus facilement, car les particules peuvent se volatiliser plus facilement que lorsqu'elles sont à l'état solide.*
 - b) Pourquoi la chandelle s'allume-t-elle encore plus rapidement dans la « traînée de fumée »? *La traînée est constituée de cire volatilisée ou évaporée. Elle s'enflamme donc immédiatement.*

Station 4 : Vous trouverez à cette station un thermomètre, un bécher d'eau chaude et un bécher d'eau froide.

- 1) Placez le thermomètre dans l'eau chaude. Quelle est la température?
- 2) Placez le thermomètre dans l'eau froide. Quelle est la température?
 - a) Qu'arrive-t-il au liquide à l'intérieur du thermomètre lorsque la température monte ou descend? *En chauffant, le liquide se dilate, car les particules sont plus actives. En refroidissant, l'inverse s'applique.*
 - b) Quel est le rôle joué par la chaleur lorsque le niveau du liquide monte? *L'énergie thermique fait augmenter l'énergie des particules.*
 - c) Pourquoi, en ce qui concerne la chaleur, le niveau de liquide descend-il lorsque le thermomètre est placé dans l'eau froide? *Les particules perdent de l'énergie parce que la chaleur passe d'un endroit chaud à un endroit qu'il ne l'est pas.*



ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

Station 5 : Vous trouverez à cette station une seringue en plastique et un bouchon de caoutchouc. Le bouchon ne sert qu'à boucher l'extrémité de la seringue afin d'empêcher l'air de sortir.

- 1) Tirez le piston de la seringue à son maximum. Maintenant, repoussez-le vers l'intérieur. Observez l'air qui est expulsé de la seringue lorsque vous réinsérez le piston.
- 2) Tirez de nouveau le piston de la seringue à son maximum. Maintenant, bouchez l'extrémité de la seringue avec le bouchon. Repoussez le piston à l'intérieur en observant le degré de facilité de l'exercice. Est-il plus facile de le faire au début de la compression qu'à la fin?
- 3) Enfin, avec le piston toujours à l'intérieur et en maintenant l'extrémité de la seringue fermée par le bouchon, commencez à tirer le piston à l'extérieur de la seringue à son maximum. Encore une fois, observez à quel moment l'exercice est le plus facile et le plus difficile à faire.
 - a) Pourquoi est-il difficile de faire sortir l'air de la seringue bouchée? *L'air occupe de l'espace. Il n'y a pas de place pour le mouvement de l'air. Il y a donc une résistance à la compression.*
 - b) Pourquoi est-il initialement facile d'insérer le piston et que l'exercice devient progressivement difficile? *Il y a moins de place pour les particules. Elles sont entassées dans un espace de plus en plus petit.*
 - c) Serait-il possible de faire entrer le piston complètement? Expliquez. *Non, il n'y aurait pas assez de place pour compresser les particules.*
 - d) Pourquoi est-il si difficile de faire ressortir le piston lorsque le bout de la seringue est bloqué? *L'air a été comprimé, il y a donc peu d'espace entre les particules. En retirant le piston, l'air doit rentrer pour occuper l'espace.*

Station 6 : Vous trouverez à cette station des boules antimites, une source de chaleur, des pinces et un flacon d'eau glacée.

- 1) Prenez une boule antimite avec les pinces et chauffez-la doucement en la tenant près de la source de chaleur (pas directement dedans). Pendant que la boule se réchauffe, tenez le flacon quelques centimètres au-dessus de la boule antimite.
- 2) Observez le dessous du flacon pendant l'exercice.
 - a) Pourquoi les boules antimites dégagent-elles leur odeur lorsqu'elles sont chauffées? *Elles sont facilement sublimées.*
 - b) Qu'arrive-t-il à la boule antimite lorsqu'elle est chauffée? *Elle est sublimée encore plus rapidement.*
 - c) Expliquez ce qui se produit en dessous du flacon. *Il y a un dépôt ou une resolidification, car les particules perdent de l'énergie.*



ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

Station 7 : Vous trouverez à cette station une source de chaleur, une tige en métal et une tige en verre.

- 1) Placez la tige en métal dans la source de chaleur. Que ressentez-vous avec le temps? Maintenant, placez la tige en verre dans la source de chaleur. Que ressentez-vous?
 - a) Pourquoi sentez-vous plus rapidement la chaleur traverser la tige en métal que la tige en verre? *Les métaux conduisent la chaleur thermique rapidement.*
 - b) Quelle est la différence sur le plan des particules dans ces deux tiges lorsqu'elles sont chauffées? *Le verre est un isolant, car ses particules ne se déplacent pas aussi librement lorsqu'il est chauffé.*

Station 8 : Vous trouverez à cette station des béchers contenant du vinaigre chaud, du vinaigre froid et du bicarbonate de sodium, ainsi que plusieurs petits béchers vides.

- 1) Versez 10 mL de vinaigre froid dans un petit bécher. Ajoutez une cuillerée de bicarbonate de sodium au vinaigre. Observez la vitesse de la réaction.
- 2) Maintenant, versez 10 mL de vinaigre chaud dans un autre petit bécher. Ajoutez une cuillerée de bicarbonate de sodium au vinaigre. Observez la vitesse de la réaction.
 - a) Dans quel vinaigre la réaction a-t-elle été la plus rapide? *La réaction a été plus rapide dans le vinaigre chaud.*
 - b) Expliquez pourquoi sur le plan des particules la réaction a été plus rapide dans ce vinaigre. *Les particules de vinaigre ont plus d'énergie et entrent plus vigoureusement en collision avec le bicarbonate de sodium.*

Station 9 : Vous trouverez à cette station deux béchers et des compte-gouttes. Un contient de l'eau ordinaire et l'autre contient de l'eau et du détergent liquide. Il y a aussi des pièces de monnaie.

- 1) Prenez une pièce de monnaie et assurez-vous qu'elle soit propre et sèche. Remplissez un compte-gouttes d'eau ordinaire. Versez quelques gouttes d'eau sur la pièce. Comptez le nombre de gouttes nécessaires pour que l'eau déborde de la pièce de monnaie. Répétez la démarche avec une autre pièce de monnaie propre et sèche, mais en utilisant cette fois l'eau savonneuse.
 - a) Comparez le nombre de gouttes nécessaire pour que l'eau déborde de la pièce dans le cas de l'eau normale et de l'eau savonneuse. *On peut placer beaucoup plus de gouttes d'eau normale que d'eau savonneuse sur la pièce de monnaie.*
 - b) Que vous indique cette activité concernant la relation entre les molécules d'eau dans un milieu non savonneux? *Il y a des forces d'attraction entre les molécules d'eau.*
 - c) Quel effet a selon vous le savon sur les particules d'eau? *Il perturbe ces forces.*



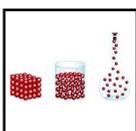
ANNEXE 2 : Les propriétés physiques de la matière – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

Station 10 : Vous trouverez à cette station un bécher avec de la glace sèche concassée (dioxyde de carbone gelé), de la glace ordinaire (eau), des flacons, des ballons et des cuillères.

Ne touchez pas la glace sèche directement avec vos mains.

- 1) Mettez une cuillerée de glace ordinaire dans un flacon et placez un ballon sur ce flacon. Observez.
- 2) Répétez la démarche, mais en utilisant cette fois une cuillerée de glace sèche. Observez.
 - a) Que se passe-t-il sur le plan des particules avec la glace ordinaire dans le premier flacon? Quel est le nom de ce processus? *Les particules se déplacent plus librement. Le processus se nomme la fusion.*
 - b) Que se passe-t-il sur le plan des particules avec la glace sèche dans le deuxième flacon? Quel est le nom de ce processus? *Les particules se déplacent beaucoup plus librement. Le processus se nomme la sublimation.*

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Physical Properties of Matter - C11-1-01: Introductory Activity Teacher Copy », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 3 : Faire la démonstration de la diffusion sur le rétroprojecteur*

Introduction

Une petite quantité d'un liquide est mise dans un quadrant d'une boîte de Pétri compartimentée, et deux solides sont saupoudrés dans les deux quadrants adjacents. Après environ une minute, une partie du liquide a mouillé les solides, et un des solides a coloré le liquide.

Concepts de chimie

- pression de vapeur
- sublimation
- loi de Raoult
- diffusion
- équilibre

Matériel

- boîte de Pétri en verre à quatre quadrants, avec couvercle
- rétroprojecteur et écran
- acétone
- paradichlorobenzène ou autre solide à pression de vapeur relativement élevée
- iode

Démarche

Saupoudrer quelques petits cristaux de paradichlorobenzène dans un compartiment d'une boîte de Pétri à quatre quadrants, et quelques cristaux d'iode dans le compartiment opposé. Ajouter un ou deux millilitres d'acétone dans un des autres quadrants de la boîte et couvrir.

Demander aux élèves d'observer la boîte de Pétri sur le rétroprojecteur. Après une minute environ, on peut voir de petites gouttelettes de liquide se former autour des cristaux de paradichlorobenzène, mais nulle part ailleurs dans la boîte. Après quelques minutes, les cristaux de paradichlorobenzène se sont entièrement dissous dans l'acétone, et seules quelques gouttelettes sont visibles. Une partie de l'iode a migré à la limite de l'acétone, qui la mouille.

Discussion

Quand la boîte est scellée, les molécules d'acétone qui migrent finissent par entrer en collision avec la surface du paradichlorobenzène et forment des liaisons, puis une solution. Comme la pression de vapeur du paradichlorobenzène est plus faible que celle de l'acétone pure (2 Torr plutôt que 230 Torr à 25 °C), la solution résultant du phénomène aura une pression de vapeur inférieure elle aussi à celle de l'acétone pure (loi de Raoult), ce qui empêchera l'établissement de l'équilibre. Par conséquent, des molécules d'acétone à plus forte pression de vapeur continuent d'être poussées dans la solution à pression de vapeur inférieure, pour que l'équilibre se produise, mais sans que celui-ci se produise. Si la démonstration se poursuit, le phénomène continuera jusqu'à ce que toute l'acétone soit passée dans les compartiments du paradichlorobenzène et de l'iode. En fin de compte, on pourra voir l'iode décolorer l'acétone à l'extrémité la plus proche de son quadrant, et l'acétone mouiller l'iode.

*Walter ROHR, *Demonstrating diffusion on an overhead projector*. Traduction autorisée par Walter Rohr.



ANNEXE 4 : Une véritable fontaine*

Introduction

On chauffe une petite quantité d'eau dans un flacon d'un litre pour y remplacer tout l'air. Quand le flacon est rempli de vapeur d'eau, on cesse de chauffer. La vapeur se condense, et la pression à l'intérieur du flacon baisse; de l'eau froide du bécher coule rapidement dans le flacon évacué.

Matériel

- tube de verre (courbé) de 7 mm
- un bouchon de caoutchouc n° 8 à un trou
- un ballon de Florence d'un litre
- un bécher d'un litre

Démarche

1. Remplir le bécher d'eau.
2. Mettre 20 mL d'eau dans le ballon. Boucher le ballon et utiliser le tube pour unir le ballon au bécher rempli d'eau.
3. Chauffer le ballon. Le gaz du ballon réchauffé commence à passer dans le bécher. Les bulles indiquent que l'air est chassé du ballon.
4. Continuer à chauffer jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de bulles dans le bécher. Cela se produit quand l'eau dans le ballon est en pleine ébullition. On ne voit plus de bulles dans le bécher si la vapeur d'eau quittant le ballon et entrant dans le bécher se condense.
5. Enlever la source de chaleur sous le ballon. À mesure que celui-ci se refroidit, l'eau du bécher commence à couler de celui-ci vers le ballon en passant par le tube. Ce peut être quelque chose de spectaculaire!

Sécurité : Si l'on emploie de l'eau, la démonstration est relativement sécuritaire, à condition que le tube soit bien formé et exempt d'obstructions.

Discussion

La vapeur issue de l'eau chauffée chasse l'air du ballon. À mesure que celui-ci se refroidit, la vapeur se condense, et la pression à l'intérieur du ballon baisse rapidement. La pression de l'air pousse alors l'eau du bécher vers le ballon. Observer le puissant jet d'eau venant du tube de verre, et voir aussi comment toute eau restant dans le ballon recommence à bouillir, tandis que la pression intérieure baisse. L'ébullition commence presque en même temps que l'eau se précipite dans le ballon.

*Penney SCONZO, A "real" water fountain. Traduction autorisée par Penney Sconzo.



ANNEXE 5 : Faire éclater le maïs – Modélisation des états de la matière

Note :

En raison de droits d'auteur, nous sommes dans l'impossibilité d'afficher le contenu suivant :

Chimie, 11^e année – Programme d'études : document de mise en œuvre
LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DE LA MATIÈRE
ANNEXE 5 : Faire éclater le maïs – Modélisation des états de la
matière (aux pages 1.53-1.56).

Prière de vous référer au document imprimé. On peut se procurer ce document au Centre des manuels scolaires du Manitoba.

Centre des manuels scolaires du Manitoba

Site Web : <http://www.mtbb.mb.ca/catalogue/fr/>

Courriel : mtbb@gov.mb.ca

Téléphone : 1-204-483-5040

Téléphone sans frais : 1-866-771-6822

Télécopieur : 1-204-483-5041

No du catalogue : 98803

ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant

Dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, on commence à expliquer l'existence des particules et à élaborer un modèle particulaire plus complet. La théorie cinétique des molécules a été proposée pour expliquer les propriétés observables ou macroscopiques des gaz. Les manuels de chimie semblent présenter la théorie de différentes façons et exposer un nombre variable de postulats, par exemple :

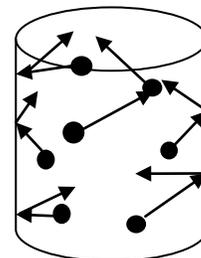
- Un gaz est formé de molécules qui sont constamment en mouvement dans toutes les directions.
- Le volume occupé par les molécules de gaz est beaucoup plus petit que le volume du contenant qui contient le gaz. La majorité du volume est un vide dans lequel se déplacent les molécules de gaz. Les gaz sont donc faciles à comprimer.
- Les molécules de gaz n'exercent aucune force d'attraction ou de répulsion entre elles.
- Les collisions entre les molécules de gaz sont parfaitement élastiques. L'énergie cinétique peut être transférée d'une molécule à l'autre pendant la collision, mais l'énergie cinétique totale du gaz dans un contenant est conservée. Il n'y a aucune perte d'énergie.
- L'énergie cinétique moyenne des molécules de gaz est directement proportionnelle à la température du gaz en kelvins.

Mouvement aléatoire

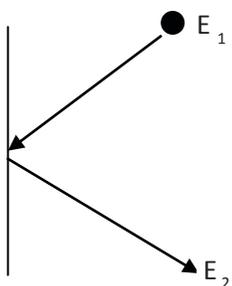
Selon la théorie cinétique moléculaire, les molécules de gaz sont constamment en mouvement aléatoire. Ce mouvement aléatoire permet à des molécules de gaz différents de se mélanger jusqu'à ce qu'elles soient également distribuées. Cela permet aussi aux molécules de s'étendre et d'occuper tout l'espace disponible.

Collisions

Si les particules d'un gaz sont maintenues à une température constante dans un contenant et qu'elles sont en mouvement perpétuel, elles finissent par entrer en collision les unes avec les autres et avec les parois du contenant. Elles exercent une pression quand elles heurtent les parois du contenant. La pression est définie comme étant une force exercée sur une unité de surface. Faire faire la démarche logique suivante aux élèves :



Paroi du contenant



Une particule heurte la paroi du contenant. Son énergie initiale est E_1 ; après la collision, l'énergie est E_2 .



ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

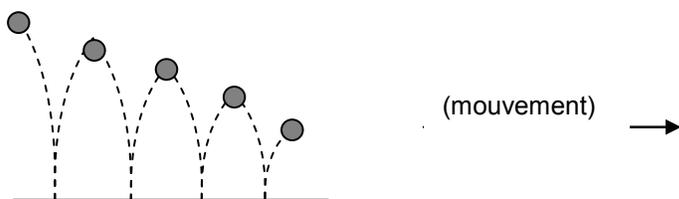
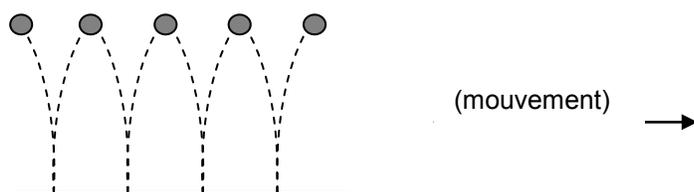
Lorsqu'une particule entre en collision avec une autre particule ou avec les parois de son contenant, il y a trois résultats possibles :

1. Si $E_1 > E_2$, la perte totale d'énergie due à toutes les collisions dans le contenant entraînera une baisse de la pression avec le temps.
2. Si $E_1 < E_2$, le gain total d'énergie issu de toutes les collisions entraînera une hausse de la pression.
3. Si $E_1 = E_2$, il n'y aura aucune perte d'énergie; l'énergie totale de toutes les collisions ne changera pas, et la pression du gaz présent dans le contenant, à température constante, ne variera pas.

Un réservoir de propane pour barbecue illustre bien ce phénomène. Si l'on ne se sert pas du barbecue, la pression demeure constante dans le réservoir, à condition que la température ne change pas et que le montant de gaz dans le réservoir demeure constant (s'il n'y a pas de fuite). Si l'énergie des particules augmentait après chaque collision, la pression augmenterait aussi, ce qui finirait par faire éclater le réservoir. Si l'énergie des particules diminuait après chaque collision, la pression diminuerait aussi et le réservoir risquerait de ne pas fonctionner la prochaine fois qu'on voudra faire un barbecue.

Selon la théorie cinétique moléculaire, les collisions entre des particules et entre des particules et les parois de leur contenant sont parfaitement élastiques. Il n'y a aucune perte et aucun gain d'énergie.

L'énergie de la balle de la figure 1 diminue chaque fois que la balle frappe le sol, tandis que la particule de la figure 2 conserve exactement la même énergie après chaque collision. C'est ce que l'on appelle des collisions *parfaitement élastiques* ou *élastiques*.

Collisions inélastiques (perte d'énergie)Collisions élastiques (aucune perte d'énergie)

ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Forces intermoléculaires

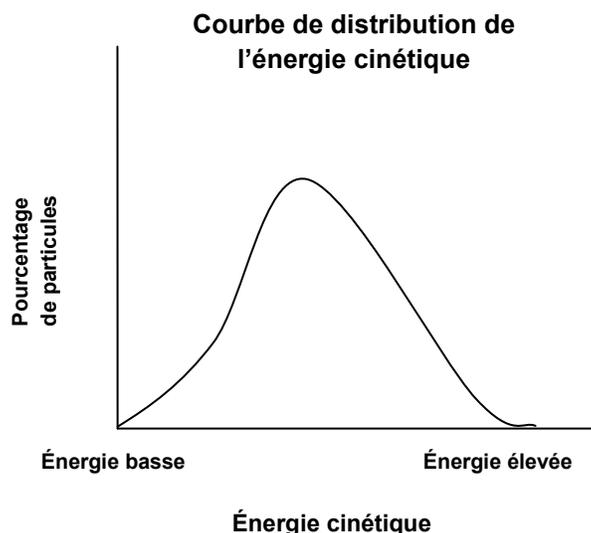
Dans le cours de chimie 11^e, on peut présenter les forces intermoléculaires comme étant des forces générales. Il n'est pas nécessaire de faire la distinction entre les forces dipôle-dipôle, les forces de Van der Waals, et la liaison hydrogène. On reviendra sur les forces intermoléculaires dans le cadre des résultats d'apprentissage qui portent sur les changements de phase ou d'état : C11-1-04, C11-1-05.

Les forces intermoléculaires maintiennent les particules ensemble. Si ces forces sont grandes, elles ne permettront pas aux particules de se déplacer librement. Puisque les particules de gaz se déplacent facilement, on peut conclure que les forces intermoléculaires sont très faibles.

Les solides et les liquides ne se déplacent pas aussi librement et ont généralement une forme et un volume défini, ce qui indique que les forces intermoléculaires sont plus grandes. Puisque les particules des liquides et des solides sont plus rapprochées, les forces intermoléculaires entre elles sont plus grandes.

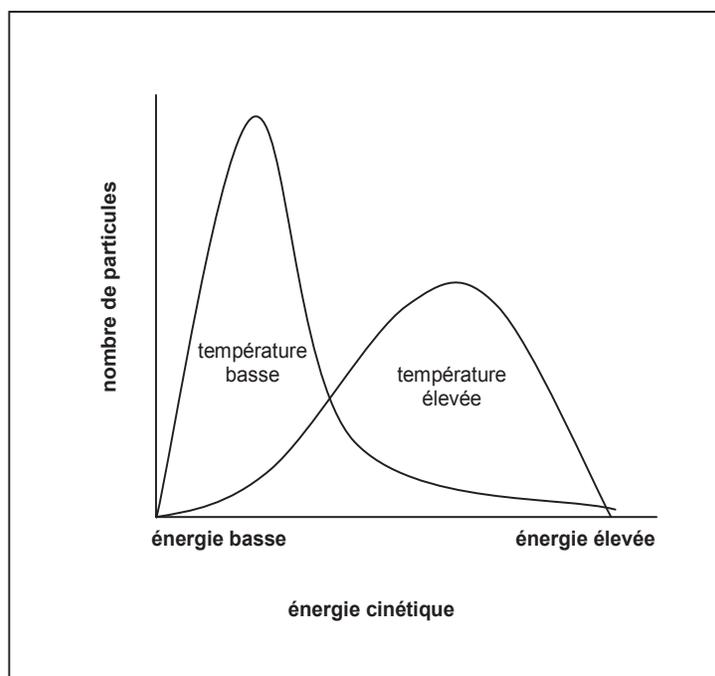
Énergie cinétique et température

En 1866, James Clerk Maxwell et Ludwig Boltzman ont effectué des expériences de laboratoire afin d'étudier l'énergie cinétique des gaz. Ils ont trouvé que, à une température donnée, toutes les particules n'ont pas le même montant d'énergie. Certaines particules ont très peu d'énergie et certaines en ont beaucoup, mais la plupart des particules ont une énergie entre les deux. On dit que c'est l'**énergie cinétique moyenne**. Le diagramme qui suit représente une courbe de distribution d'énergie cinétique. On peut voir que certaines particules ont une énergie cinétique très élevée tandis que d'autres ont une énergie cinétique très basse, mais la plupart des particules ont une énergie cinétique de niveau intermédiaire, c'est-à-dire entre les deux extrêmes. L'énergie cinétique moyenne est représentée par le sommet de la courbe.



ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Le diagramme qui suit démontre la relation entre la température et l'énergie cinétique. La première courbe démontre la distribution d'énergie cinétique pour des particules à une température basse. La deuxième courbe démontre la distribution d'énergie cinétique pour les mêmes particules à une température plus élevée. La plupart des particules ont une énergie cinétique de niveau intermédiaire. Cependant, l'étendue des valeurs d'énergie est plus grande à une température élevée, ce qui donne une courbe plus aplatie et avec un pic moins prononcé. Ceci indique qu'une augmentation de la température cause une augmentation de l'énergie cinétique moyenne des particules, ce qui donne une courbe qui s'aplatit vers la droite du diagramme. À des températures plus basses, l'énergie cinétique moyenne diminue, ce qui donne une courbe avec un pic plus élevé situé plus près du côté gauche du diagramme.



Les figures 1, 2 et 3 montrent comment les scientifiques pourraient établir que les particules d'un échantillon de vapeur auraient diverses vitesses. Le mouvement de la vapeur d'étain fondu est accéléré, et celle-ci va vers un collimateur qui produit un étroit faisceau de particules. Le faisceau est interrompu par un disque D1 qui tourne. Chaque fois que la fente dans le disque passe devant l'ouverture du four, des particules de vapeur d'étain la traversent et se déplacent vers le disque D2. Les molécules qui voyagent plus rapidement atteignent le disque D2 plus vite. Parce que D2 tourne, les molécules qui se déplacent plus rapidement atteignent les sections C, D et E. Les molécules qui se déplacent plus lentement atteignent plutôt les sections I, J et K.



ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Note :

En raison de droits d'auteur, nous sommes dans l'impossibilité d'afficher le contenu suivant :

Figure 1* : disques en rotation servant à la mesure des vitesses moléculaires

Prière de vous référer au document imprimé. On peut se procurer ce document au Centre des manuels scolaires du Manitoba.

Centre des manuels scolaires du Manitoba
Site Web : <http://www.mtbb.mb.ca/catalogue/fr/>
Courriel : mtbb@gov.mb.ca
Téléphone : 1-204-483-5040
Téléphone sans frais : 1-866-771-6822
Télécopieur : 1-204-483-5041

No du catalogue : 98803

Après que les disques ont tourné bien des fois, on retire le papier fixé à D2 et on le coupe en sections (figure 2). On mesure soigneusement la masse des sections, qui indique le nombre de particules ayant atterri sur chacune. Les particules les plus rapides auraient atterri sur les sections les plus proches de la fente (sections C, D et E).

* Jacques LECLERC, *La Chimie : Expériences et principes*, Montréal, Centre éducatif et culturel Inc., 1974, p. 62. Reproduit conformément aux dispositions du Tarif des gouvernements provinciaux et territoriaux d'Access Copyright (attestation du Tarif en instance).



ANNEXE 6 : La théorie cinétique des molécules – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Note :

En raison de droits d'auteur, nous sommes dans l'impossibilité d'afficher le contenu suivant :

Figure 2* : disque D2 après plusieurs révolutions

Figure 3* : distribution des vitesses
l'expérience des disques en rotation

Prière de vous référer au document imprimé. On peut se procurer ce document au Centre des manuels scolaires du Manitoba.

Centre des manuels scolaires du Manitoba
Site Web : <http://www.mtbb.mb.ca/catalogue/fr/>
Courriel : mtbb@gov.mb.ca
Téléphone : 1-204-483-5040
Téléphone sans frais : 1-866-771-6822
Télécopieur : 1-204-483-5041

No du catalogue : 98803

Un tube Stoekle constitue un excellent outil pour démontrer l'effet de la température sur l'énergie cinétique des molécules de gaz. Il s'agit d'un tube de verre qui contient une petite quantité de mercure ainsi que des billes de verre. En chauffant doucement le tube à l'aide d'un brûleur, la vapeur de mercure fait déplacer rapidement les billes de verre dans le tube. Il fait voir comment les particules accélèrent quand on augmente la température. Le tube peut aussi servir dans le cadre du prochain résultat d'apprentissage, pour montrer comment le taux d'évaporation monte en même temps que la température.

ATTENTION : Un tube Stoekle contient de petites quantités de mercure, donc s'assurer de prendre les précautions nécessaires pour éviter de le casser. Il s'agit d'un appareil pour démonstration seulement.

* Jacques LECLERC, *La Chimie : Expériences et principes*, Montréal, Centre éducatif et culturel Inc., 1974, p. 63. Reproduit conformément aux dispositions du Tarif des gouvernements provinciaux et territoriaux d'Access Copyright (attestation du Tarif en instance).



ANNEXE 7 : Expérience – Types de liaisons et conductivité

Question

Quels types de liquides ou solutions conduisent l'électricité et lesquels ne conduisent pas l'électricité?

Hypothèse

Est-ce qu'un test de conductivité permet de déterminer quel type de liaison est présente dans une substance? Explique ta réponse.

Matériel

- ordinateur avec une sonde de conductivité
- eau distillée
- eau du robinet
- alcool éthylique
- solutions 0,05 M de sucre, de sel de table, de NaI, de KCl et de KI
- 8 béchers de 100 mL

Démarche

1. Prépare un tableau de résultats tel que le suivant :

Essai	Liquide ou solution	Prédiction du type de liaison	Conductivité (μS)	Type de liaison
1	sucre			
2	NaCl			
3	NaI			
4	KCl			
5	KI			
6	eau distillée			
7	eau du robinet			
8	alcool éthylique			

- Place environ 30 mL d'une solution de sucre dans un bécher et étiquète-le.
- Répète l'étape 2 avec la solution de NaCl, de NaI, de KCl et de KI.
- Prépare 3 béchers, le premier contenant 30 mL d'eau distillée, le deuxième 30 mL d'eau du robinet et le troisième 30 mL d'alcool éthylique. Étiquète les 3 béchers.
- Prépare l'ordinateur avec la sonde de conductivité.
- Calibre la sonde de conductivité.
- Démarre la collecte de données à l'aide de la sonde.
- Mets la sonde dans le bécher qui contient la solution de sucre.



ANNEXE 7 : Expérience – Types de liaisons et conductivité (suite)

9. Une fois que la lecture s'est stabilisée, note la mesure de conductivité dans le tableau.
10. Retire la sonde du bécher, rince-la avec de l'eau distillée et sèche-la.
11. Répète les étapes 8 à 10 avec les autres liquides et solutions.

Analyse

1. Quelles solutions ou quels liquides étaient des électrolytes forts? Lesquels étaient des électrolytes faibles ou des non-électrolytes?
2. Explique toute différence obtenue avec l'eau distillée et l'eau du robinet.

Conclusion

3. En général, quels types de liaisons conduisent l'électricité?
4. En général, quels types de liaisons ne conduisent pas l'électricité?

Extension

5. Comment la conductivité changerait-elle si le montant de soluté (qui conduit l'électricité) dissout dans le solvant est augmenté jusqu'au point de saturation?
6. Les solutions avec substances ioniques conduisent l'électricité à cause du mouvement d'ions dans la solution. Les cations (ions positifs) se déplacent vers l'électrode négative. Les anions (ions négatifs) se déplacent vers l'électrode positive. Ce mouvement d'ions crée un courant électrique. Pourquoi les cations se déplacent-ils vers la cathode et non l'anode?
7. Recueille de l'eau du robinet de ta maison et détermine sa conductivité. Comment celle-ci se compare-t-elle à la conductivité de l'eau venant de l'école ou d'une autre maison?



ANNEXE 8 : Types de liaisons et conductivité – Renseignements pour l'enseignant

Résultats possibles :

Essai	Liquide ou solution	Prédiction du type de liaison	Conductivité (μS)	Type de liaison
1	sucre		0,0	covalente
2	NaCl		111,1	ionique
3	NaI		112,8	ionique
4	KCl		133,4	ionique
5	KI		115,9	ionique
6	eau distillée		0,0	covalente
7	eau du robinet		42,3	ionique
8	alcool éthylique		0,0	covalente

Analyse

- Quelles solutions ou quels liquides étaient des électrolytes forts? (NaCl, NaI, KCl et KI) Lesquels étaient des électrolytes faibles ou des non-électrolytes? (*électrolytes faibles : eau du robinet, dépendant de la source; non-électrolytes : eau distillée, sucre, alcool éthylique*)
- Explique toute différence obtenue avec l'eau distillée et l'eau du robinet. (*L'eau du robinet peut contenir des ions tels que Fe^{3+} , Ca^{2+} , CO_3^{2-} , Cl^- et autres. La plupart de ces ions sont éliminés lors du processus de distillation.*)

Conclusion

- En général, quels types de liaisons conduisent l'électricité? (*Les liaisons ioniques conduisent l'électricité.*)
- En général, quels types de liaisons ne conduisent pas l'électricité? (*Les liaisons covalentes ne conduisent pas l'électricité.*)

Extension

- Comment la conductivité changerait-elle si le montant de soluté (qui conduit l'électricité) dissout dans le solvant est augmenté jusqu'au point de saturation? (*Une solution va habituellement conduire plus d'électricité à mesure qu'on y ajoute du soluté. À une certaine concentration, la conduction atteindra un seuil maximum et l'ajout de soluté va réduire la conduction électrique de la solution.*)
- Les solutions avec substances ioniques conduisent l'électricité à cause du mouvement d'ions dans la solution. Les cations (ions positifs) se déplacent vers l'électrode négative. Les anions (ions négatifs) se déplacent vers l'électrode positive. Ce mouvement d'ions crée un courant électrique. Pourquoi les cations se déplacent-ils vers la cathode et non l'anode? (*Les charges opposées s'attirent donc les ions positifs seront attirés par l'électrode à charge négative tandis que les ions négatifs seront attirés par l'électrode à charge positive.*)
- Recueille de l'eau du robinet de ta maison et détermine sa conductivité. Comment celle-ci se compare-t-elle à la conductivité de l'eau venant de l'école ou d'une autre maison? (*Les résultats vont varier.*)



ANNEXE 9 : Habiletés de l'élève en laboratoire – Renseignements pour l'enseignant

Les habiletés de l'élève en laboratoire portent sur deux aspects : leurs activités dans le laboratoire et le rapport qu'ils écrivent. Trop souvent, les enseignants consacrent plus d'énergie à évaluer le rapport plutôt que d'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 leur compréhension. Les élèves savent-ils ce qu'ils ont à faire et pourquoi cette approche est privilégiée? 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?

Ce type d'évaluation peut paraître prendre du temps, mais il peut être allégé 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 post-laboratoire 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.



ANNEXE 9 : Habiletés de l'élève en laboratoire – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Après cela, 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 sources d'erreurs sont intervenues 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 de sonder et de tirer plus de 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. Considérez la possibilité que vos élèves fassent un nouveau laboratoire de moins durant le cours afin de refaire un laboratoire déjà fait. Les élèves ont besoin de tester leurs habiletés analytiques en essayant plus d'une fois. Ne leur disons-nous pas toujours qu'un échantillon plus large est plus précis?

Des produits variés

Les élèves peuvent résumer leur expérience dans un rapport de laboratoire. Vous pourriez aussi vous servir de protocoles de laboratoire ou de carnet de laboratoire. Les protocoles de laboratoire permettent à l'enseignant de tirer des réponses très spécifiques. 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. Référez-vous à *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.26-11.29 et 14.11-14.12 ou à d'autres ressources pour plus d'idées.



ANNEXE 9 : Habiletés de l'élève en laboratoire – Renseignements pour l'enseignant (suite)

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>Note : dans beaucoup de laboratoires, cette information sera fournie. Dans les laboratoires conçus par l'élève, cette partie augmente en importance et est développée 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 • implication des résultats • liens entre les résultats et des connaissances antérieures • réponses aux questions • analyse d'erreur - sources d'erreur • résumé

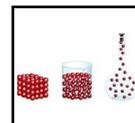


ANNEXE 10 : Liste de contrôle des habiletés en laboratoire – Habiletés générales

Nom : _____

Dates d'évaluation : _____

Habiletés générales	Attentes	Attentes pas encore satisfaites	Attentes satisfaites
- est préparé à réaliser le laboratoire	- a lu d'avance le sommaire du labo, 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 (ex., hauteur de l'anneau sur le trépied à anneau) et utilise correctement l'équipement (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 pré laboratoire		
- note les observations	- note ses observations personnelles au cours de l'action, utilise des approches quantitative et qualitative comme demandé, note de façon organisée (ex., utilise un tableau ou une clé)		
- travaille de façon indépendante (labo individuel) ou travaille 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 11 : Liste de contrôle des habiletés en laboratoire – Capacité de raisonnement

Compréhension du laboratoire

Capacité de raisonnement	Questions	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 vous étudiez en classe? - Quels sont les fondements de votre hypothèse? - Pourquoi avez-vous besoin de consignes spéciales relatives à la sécurité pour ce laboratoire? - Quels conseils pour disposer des produits chimiques avez-vous reçus? 			
Mise en application – analyse	<ul style="list-style-type: none"> - Comment avez-vous décidé de la démarche? - Cette démarche présente-t-elle des difficultés? - Obtenez-vous les résultats attendus? - Quel graphique, diagramme ou tableau concevriez-vous pour illustrer ces résultats? - Voyez-vous une tendance dans vos données? - Y a-t-il des points de données qui ne suivent pas la tendance? 			
Synthèse – évaluation	<ul style="list-style-type: none"> - Que pouvez-vous conclure à partir de vos résultats? - Donnez une preuve précise pour appuyer votre conclusion. - Quelles étaient les sources d'erreur pour cet essai? - Que feriez-vous de différent dans un second essai? Que feriez-vous de la même façon? - Comment vos deux essais se comparent-ils? 			



ANNEXE 12 : Les changements d'état – Renseignements pour l'enseignant

Dans le contexte du résultat d'apprentissage précédent, les élèves ont découvert qu'il faut une quantité minimale d'énergie pour vaincre les forces d'attraction intermoléculaires retenant ensemble les particules d'une structure cristalline. Si ce seuil est dépassé, les particules tendent à se dégager de la structure cristalline existante et à passer à la phase liquide, nécessitant plus d'énergie. À mesure que la température monte, l'énergie cinétique moyenne de la substance solide augmente aussi, et plus de particules ont assez d'énergie pour « s'échapper » et devenir des particules à l'état liquide. Le même raisonnement peut s'appliquer aux particules liquides passant à l'état gazeux.

La fusion

Un solide se transforme en liquide lorsqu'on ajoute de la chaleur. Ce changement se nomme la fusion. L'énergie est nécessaire afin de surmonter les forces intermoléculaires du solide et de permettre aux particules de s'éloigner les unes des autres. Cet ajout d'énergie augmente les vibrations des particules, jusqu'à ce que les forces d'attraction intermoléculaires soient surmontées et l'agencement rigide des particules commence à se défaire. À mesure que le nombre de particules pouvant se déplacer librement augmente, la substance fond. Puisqu'un apport d'énergie est nécessaire pour effectuer ce changement d'état, il s'agit d'une réaction endothermique. La température à laquelle un solide se transforme en liquide se nomme le point de fusion. La plupart des substances ont des points de fusion uniques.

La congélation

La congélation ou la solidification est la transformation d'un liquide en un solide. Pour ce type de changement d'état, la chaleur est retirée de la substance et l'énergie cinétique des particules diminue. À mesure que les particules ralentissent et se rapprochent, de l'énergie potentielle est libérée. Lorsque la substance gèle (libération d'énergie), les particules continuent à ralentir et les forces d'attraction entre les particules augmentent, permettant ainsi habituellement la formation d'une structure ordonnée. Ces forces d'attraction fortes font qu'un solide conserve sa forme, indépendamment de la forme de son contenant. Puisqu'une substance qui se solidifie libère de l'énergie, il s'agit d'une réaction exothermique. La température à laquelle un liquide se transforme en solide se nomme le point de congélation. La plupart des substances ont des points de congélation uniques.

La sublimation

Lorsqu'un solide se transforme directement en gaz, sans passer par l'état liquide, on dit qu'il y a sublimation. Les boules antimites, les désodorisants en forme de bâton et la glace sèche en sont des exemples. Puisque ce passage direct de l'état solide à l'état gazeux nécessite de l'énergie, il s'agit d'un processus endothermique. Le processus inverse, c'est-à-dire le passage direct d'un gaz à l'état solide, sans passer par l'état liquide se nomme aussi la sublimation ou la cristallisation. En hiver, il fait trop froid pour la formation d'un liquide, mais de la glace se forme parfois sur les arbres et les fenêtres de voitures à partir de la vapeur d'eau dans l'air.



ANNEXE 12 : Les changements d'état – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Lorsque la vapeur d'eau dans l'atmosphère passe directement à l'état solide, il y a formation de flocons de neige. Puisque ce processus libère de l'énergie, on dit qu'il s'agit d'un changement exothermique.

La vaporisation

La vaporisation est le processus par lequel un liquide passe à l'état de gaz ou de vapeur. Un apport d'énergie est nécessaire pour que ce changement d'état se produise. Puisque les particules d'un gaz sont beaucoup plus éloignées que celles d'un liquide, les forces intermoléculaires doivent être surmontées afin de permettre aux particules de se déplacer plus librement. L'apport d'énergie est nécessaire afin d'augmenter l'énergie cinétique des particules du liquide.

Quand la vaporisation ne se produit qu'à la surface d'un liquide, on parle d'**évaporation**. Ce processus nécessite un apport graduel d'énergie. Si une quantité de liquide est laissée à l'air libre, des particules à la surface peuvent entrer en collision avec d'autres particules, absorber assez d'énergie cinétique pour surmonter les forces d'attraction et passer à l'état gazeux.

Les substances qui s'évaporent rapidement sont dites volatiles. Ces substances, par exemple l'alcool à friction et les diluants à peinture, ont des forces d'attraction intermoléculaire faibles, qui peuvent facilement être surmontées. Ces substances diffusent aussi rapidement dans l'air, donc leur odeur est détectée rapidement. Puisque l'évaporation nécessite un apport d'énergie, il s'agit d'un processus endothermique.

La condensation

La transformation d'un gaz en un liquide est appelée la condensation ou liquéfaction. Ce changement a lieu lorsque la température d'un gaz diminue et l'énergie cinétique des particules diminue donc aussi. Les particules ralentissent et sont retenues par les forces intermoléculaires et donc se rapprochent les unes des autres. L'énergie potentielle des particules est libérée, donc on dit qu'il s'agit d'un processus exothermique. Un bon exemple de condensation est l'eau qui se forme sur un miroir d'une salle de bain lorsqu'on prend une douche chaude.



ANNEXE 13 : Expérience – Empreintes digitales

Lorsque nous touchons des objets, les crêtes sur nos doigts laissent souvent des empreintes. Souvent, on ne se rend pas compte que nous avons laissé des empreintes sur une surface et parfois ces surfaces doivent être traitées de façon chimique afin de rendre les empreintes digitales visibles.

Matériel

- fiche de carton ou morceau de papier blanc
- cristaux d'iode
- fioles d'Erlenmeyer de 250 ou 125 mL
- brûleur Bunsen
- pinces
- ciseaux

Démarche

1. Découpe des bandes de papier assez minces pour être placées dans le cou de la fiole d'Erlenmeyer.
2. Presse fermement le bout d'un doigt à une extrémité de la bande de papier.
3. Place des cristaux d'iode (d'environ la taille d'une efface de crayon) dans la fiole d'Erlenmeyer.
4. Fais chauffer à feu doux à l'aide d'un brûleur ou d'une plaque chauffante jusqu'à ce que l'iode commence à se sublimer. Ne respire pas les vapeurs d'iode. **Fais les manipulations sous la hotte.**
5. Place la bande de papier dans la fiole d'Erlenmeyer afin de l'exposer aux vapeurs d'iode.

Questions

1. La température de fusion de l'iode est 113,5 °C. Qu'est-ce qui arrive si l'on chauffe l'iode à une température plus élevée? (Demande à l'enseignant pour une démonstration.)
2. Compare le volume de la vapeur d'iode au volume de la même masse d'iode solide.
3. Quels changements d'état se sont déroulés durant cette expérience?



ANNEXE 14 : Expérience – L'identification de points de fusion

Question

Comment peut-on trouver le point de fusion de différents composés organiques?

Hypothèse

Le point de fusion d'un composé est la température à laquelle les phases solide et liquide sont en état d'équilibre. Il s'agit d'une propriété physique souvent utilisée afin d'identifier des composés ou de vérifier leur pureté.

Prédis quel sera le point de fusion de différentes substances organiques.

Matériel

- système informatique et interface
- sonde de température
- tubes capillaires pour point de fusion (fermés à une extrémité)
- papiers filtres
- échantillons de 1 gramme des éléments suivants : naphthalène, résorcinol, acétanilide, acide benzoïque, urée, acide maléique, acide citrique, acide salicylique, salicylate de phényle, glucose, thymol.
- chiffon propre
- tube de Thiele rempli d'huile minérale à un niveau d'au plus 2 cm au-dessus de l'orifice d'entrée supérieur du tube latéral coudé
- bouchon à deux trous pouvant être inséré dans l'extrémité supérieure du tube de Thiele
- tube en caoutchouc de 3 cm (de 3 mm de diamètre extérieur)
- ciseaux
- brûleur Bunsen

Mesures de sécurité

- S'assurer que la pièce est bien aérée.
- **On doit faire attention lors de cette expérience afin d'éviter les risques de brûlure et de verre cassé.**

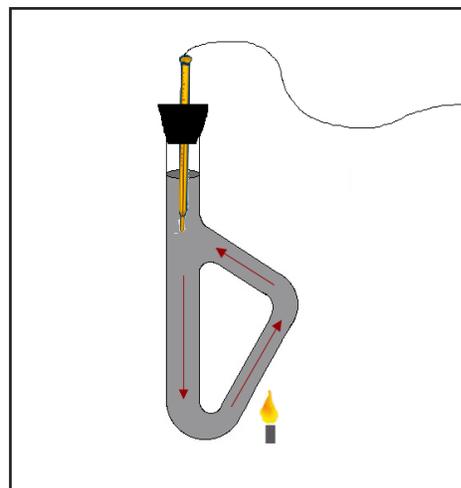
Démarche

1. Branche la sonde de température au système informatique afin d'enregistrer les données toutes les secondes.
2. Choisis un graphique (température par rapport au temps) et un tableau de données comme affichage des données recueillies par la sonde.
3. Prends un tube capillaire pour point de fusion et un échantillon du composé connu.
4. Pour remplir le tube capillaire, place une petite quantité du composé sur un papier filtre propre. Pousse l'extrémité ouverte du tube dans le milieu du tas de composé. Des solides devraient se retrouver dans le tube. Utilises-en la plus petite quantité visible.



ANNEXE 14 : Expérience – L'identification de points de fusion (suite)

5. Retourne le tube capillaire, l'extrémité fermée vers le bas. Utilise un chiffon propre pour enlever tout composé collé à l'extérieur du tube.
6. En gardant le tube à la verticale, fais-le tomber à plusieurs reprises d'une hauteur de 2 cm perpendiculairement sur une surface solide. Le composé est tassé lorsque toute la quantité a atteint le fond du tube capillaire.
7. Attache le tube de Thiele à la pince tout usage placée au milieu du support vertical, juste sous l'orifice d'entrée du tube.
8. Insère la sonde de température dans le bouchon à deux trous afin que, lorsque ce dernier est placé dans le tube de Thiele, l'embout de la sonde soit immergé à côté de l'orifice d'entrée supérieur du tube latéral coudé.
9. À l'aide des ciseaux, coupe une partie longue de 2 mm du tube en caoutchouc, qui servira de petit élastique.
10. Place l'extrémité fermée du tube capillaire pour point de fusion rempli près de l'extrémité de la sonde de température. Place l'élastique autour de la sonde et du tube capillaire afin qu'il soit à 1 cm de l'extrémité supérieure du tube capillaire.
11. En gardant la sonde à la verticale, place le bouchon préparé dans le tube de Thiele.
12. Allume la sonde afin de surveiller la température.
13. Chauffe l'huile minérale avec une flamme moyenne, en dirigeant cette dernière sur le tube latéral coudé du tube de Thiele.
14. Laisse la température augmenter rapidement jusqu'à ce qu'elle atteigne de 15 à 20 °C sous le point de fusion prévu du composé.
15. Ajuste la taille de la flamme pour que la température n'augmente pas de plus de 2 ou 3 °C par minute juste avant, pendant et juste après la fusion du composé.
16. Enregistre l'écart de température entre la première preuve visible de liquide (lorsque l'échantillon semble humide, ou lorsqu'on observe une minuscule goutte de liquide) et la liquéfaction complète de l'échantillon.
17. Après la fusion de l'échantillon, soulève avec soin le thermomètre et le tube d'échantillon joint (cela peut être chaud), jusqu'à ce qu'ils soient à peine hors de l'huile. Attends que la température du thermomètre retombe à la température ambiante avant de le retirer complètement du tube.
18. Retire le tube capillaire et enlève l'huile du thermomètre à l'aide du chiffon.
19. Remplis un nouveau tube capillaire (n'essaie jamais de faire fondre des échantillons déjà fusionnés), et répète les étapes 3 à 18 pour chacun des autres échantillons fournis.
20. Cesse d'enregistrer les données.
21. Nettoie ou jette le matériel, comme indiqué par ton enseignant. Ne verse rien dans l'évier.



ANNEXE 14 : Expérience – L'identification de points de fusion (suite)

Questions

Analyse et conclusions

1. Pourquoi doit-on bien tasser l'échantillon dans le tube capillaire pour point de fusion?
2. Pourquoi doit-on placer la partie remplie du tube capillaire juste à côté du réservoir à alcool du thermomètre?
3. Quelles étaient les températures de fusion des composés analysés?

Applications

4. Indique deux raisons pour lesquelles le point de fusion d'un composé organique solide pourrait être utile aux organiciens?
5. Quel est l'effet d'une petite quantité d'impureté sur le point de fusion d'un composé organique?
6. Le point de congélation d'une substance a la même valeur numérique que son point de fusion, cependant on mesure régulièrement le point de fusion, mais pas le point de congélation. Pourquoi?
7. Pourquoi n'utilise-t-on pas cette méthode pour trouver le point de fusion des composés minéraux?



ANNEXE 15 : L'identification de points de fusion – Renseignements pour l'enseignant

Notes

1. Si nécessaire, utiliser une spatule pour réduire le composé en poudre fine afin de le faire entrer dans le tube capillaire pour point de fusion. Tasser le composé dans les tubes capillaires. S'il n'est pas tassé, le composé chauffera de manière inégale. On peut utiliser un compte-gouttes pour aider à tasser le composé dans les tubes capillaires.
2. On utilise de l'huile chaude dans le tube de Thiele afin de transférer la chaleur de manière égale à l'échantillon placé dans le tube capillaire. L'huile contenue dans le tube latéral coudé est chauffée et se dilate pour devenir moins dense. L'huile chaude monte dans le tube latéral coudé et chauffe l'échantillon et le thermomètre au contact. Elle se refroidit ensuite, devient plus dense et tombe au fond du tube où elle est à nouveau chauffée. Ce cycle continue automatiquement pendant le test du point de fusion dans le tube de Thiele. Il faut absolument éviter que de l'eau entre dans le tube de Thiele. Si cela arrive, l'eau peut bouillir et vous asperger d'huile chaude.
3. S'assurer que l'élastique qui maintient ensemble le tube capillaire et la sonde de température reste au-dessus de l'huile minérale tout au long de l'expérience.
4. Ne jamais faire fondre à nouveau un échantillon déjà fusionné. Il peut avoir subi des modifications chimiques comme une oxydation, un réarrangement ou une décomposition.
5. On définit le point de fusion comme étant l'écart de température dans lequel on peut constater qu'une petite quantité de solide placée dans un tube capillaire à parois minces se ramollit (première goutte de liquide) et celui où il se liquéfie complètement. Le point de fusion est donc en fait un écart de fusion.
6. Les points de fusion enregistrés dans les revues de chimie sont des points de fusion capillaires, sauf indication contraire.

Analyse et conclusions

1. L'échantillon doit être bien tassé afin de pouvoir observer la liquéfaction à l'endroit où la température est surveillée.
2. Cela permet une surveillance précise de la température de fusion.



ANNEXE 15 : L'identification de points de fusion – Renseignements pour l'enseignant (suite)

3. Les réponses vont varier. Voici des résultats suggérés :

Composé	Point de fusion en degrés Celsius
salicylate de phényle	41-43
thymol	48-51
naphtalène	79-80
résorcinol	109-110
acétanilide	113-114
acide benzoïque	121-122
urée	132-133
acide maléique	136-137
glucose	146
acide citrique	150-153
acide salicylique	156-158

Applications

- 4.
- Détermination de la pureté. Les impuretés ont généralement deux effets : elles abaissent le point de fusion par rapport à ce qu'il serait pour un composé pur, et elles entraînent un agrandissement de l'écart du point de fusion.
 - On peut aussi trouver le point de fusion d'un échantillon inconnu en demandant aux élèves de répéter l'expérience et de comparer leurs résultats à une liste de points de fusion connus de différents composés organiques. De nombreux ouvrages contiennent des tableaux de points de fusion et des listes de composés pouvant avoir des points de fusion particuliers. L'un d'entre eux pourrait être le composé inconnu. Si vous ne trouvez aucun renseignement sur votre composé inconnu, vous connaîtrez au moins son point de fusion.
5. L'écart de température du point de fusion sera supérieur à 2° Celsius.
6. Dans la pratique, on mesure rarement le point de congélation, car il est beaucoup plus difficile à déterminer. L'une des raisons est que la solidification peut ne pas se faire à la bonne température à cause du phénomène de surfusion.
7. Les composés minéraux ont des points de fusion extrêmement élevés.



ANNEXE 16 : Pression de vapeur et éclatement*

Le concept de pression de vapeur présente souvent des difficultés pour les élèves. Afin de mieux le comprendre, il faut l'examiner au niveau moléculaire afin de faire des liens entre nos observations macroscopiques, ce qui se déroule au niveau moléculaire et comment cela est défini de façon théorique. Les élèves voient souvent les concepts de pression atmosphérique et de pression de vapeur comme étant identiques et ne se rendent pas compte que les particules de liquide qui se transforment en vapeur exercent une pression. Plus cette pression est élevée, moins les forces intermoléculaires entre les particules de liquide sont grandes. Le liquide est donc plus volatil, s'évapore plus rapidement et a un point d'ébullition moins élevé.

Matériel

- liquides incolores (eau, éthanol, éther de pétrole ou pentane)
- deux ou trois contenants de film, de café ou de balles de tennis (Les contenants en métal semblent mieux fonctionner parce que les élèves peuvent ressentir leur refroidissement à mesure que les liquides absorbent de la chaleur afin de s'évaporer.)
- pipette en polyéthylène ou compte-gouttes

Consignes de sécurité : L'éther de pétrole et le pentane forment avec l'air des mélanges explosifs. Ne faites pas cette démonstration près d'une flamme ou d'une machine en marche. Faites en sorte que la bouche du contenant soit tournée vers un espace libre pour éviter de frapper quelqu'un avec le couvercle quand il saute violemment.

Démarche

1. S'assurer que la vitre de projection du rétroprojecteur est bien propre et allumer ce dernier. Placer trois ou quatre gouttes d'eau sur le rétroprojecteur pour que les élèves soient en mesure de bien observer la goutte et noter qu'elle maintient bien sa forme à cause des forces intermoléculaires fortes entre les molécules d'eau.
2. Inviter les élèves à expliquer ce qui se déroule au niveau moléculaire à la surface de la goutte, compte tenu du fait que le rétroprojecteur est une source de chaleur. (*La chaleur augmente l'énergie cinétique des molécules d'eau, leur permettant de vaincre les forces d'attraction intermoléculaires et passer de l'état liquide à l'état gazeux.*)
3. Répéter les étapes 1 et 2 avec un liquide plus volatil tel que l'éthanol. Les élèves devraient remarquer que ce liquide est moins visqueux et que sa tension de surface est moins élevée à cause des forces intermoléculaires moins fortes. L'évaporation des molécules d'éthanol est plus rapide que celles d'eau à cause des forces intermoléculaires plus faibles. Répéter une troisième fois avec un liquide encore plus volatil tel que le pentane.
4. Revoir avec les élèves le concept de pression de vapeur. La pression de vapeur est un indicateur du taux d'évaporation d'un liquide, de la tendance qu'ont les molécules ou les atomes de s'échapper d'un solide ou d'un liquide. On dit qu'une substance avec une pression de vapeur élevée à température normale est volatile. Plus la pression de vapeur d'une substance est élevée, plus son point d'ébullition est bas. Dans cette démonstration, les molécules d'eau ont moins tendance à s'évaporer, donc ont la pression de vapeur la



ANNEXE 16 : Pression de vapeur et éclatement* (suite)

- moins élevée. Le pentane s'évapore le plus rapidement et donc possède la pression de vapeur la plus élevée. Afin d'expliquer ce concept aux élèves, on peut imaginer qu'une plaque en verre est placée par-dessus les liquides. Le nombre de collisions entre les molécules et la plaque de verre serait moins élevé par-dessus l'eau, et plus élevé par-dessus le pentane.
5. Verser de trois à quatre millilitres d'eau dans un contenant de film. Fermer le contenant avec son bouchon et le rouler dans un sens et dans l'autre pour en enduire les parois d'eau. Les élèves devraient remarquer un manque d'activité et expliquer ceci à un niveau moléculaire. Leur demander comment on pourrait augmenter le taux d'évaporation. (*Il faudrait ajouter de la chaleur, soit à l'aide du rétroprojecteur ou avec les mains.*)
 6. Répéter l'étape 5 avec un deuxième contenant. Cette fois, y verser de l'éthanol. Les élèves devraient remarquer que le couvercle saute après un certain temps. Les inviter à toucher le contenant et à constater que la température a baissé. Expliquer que le processus d'évaporation nécessite de l'énergie (c'est un processus endothermique). Puisque les forces intermoléculaires de l'alcool sont plus faibles que celles de l'eau, sa pression de vapeur est plus élevée et l'évaporation se déroule plus rapidement. La pression exercée par l'air et la vapeur d'alcool fait sauter le couvercle du contenant.
 7. Répéter une troisième fois, avec soit de l'éther de pétrole ou du pentane. Fermer rapidement le contenant avec son bouchon et le rouler dans un sens et dans l'autre pour en enduire les parois d'hydrocarbure. Les élèves devraient remarquer que le couvercle saute plus rapidement que celui contenant de l'alcool. À nouveau, la température du contenant baisse, à cause du processus d'évaporation.

Analyse

Inviter les élèves à dessiner les trois contenants et à nommer le liquide qui est placé dans chacun des contenants. Sous chaque dessin, leur demander d'expliquer ce qui arrive lorsqu'on ajoute le liquide et qu'on ferme le contenant.

Inviter les élèves à placer chacun des bouts de phrase qui suivent sous le dessin approprié :

<i>liquide très volatil</i>	<i>pression de vapeur basse</i>	<i>pression de vapeur élevée</i>
<i>liquide non volatil</i>	<i>forces intermoléculaires élevées</i>	<i>forces intermoléculaires faibles</i>
<i>s'évapore facilement</i>	<i>s'évapore lentement</i>	<i>pression de vapeur de 11 mm Hg</i>
<i>contenant refroidit rapidement</i>	<i>pression de vapeur de 35 mm Hg</i>	<i>pression de vapeur de 74 mm Hg</i>
<i>contenant refroidit lentement</i>	<i>taux d'évaporation élevé</i>	<i>taux d'évaporation lent</i>

Élimination : Versez l'excès d'éther de pétrole ou de pentane dans un récipient peu profond ou dans une assiette de verre et laissez-le s'évaporer dans une hotte mise en marche.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Vapour Pressure with Pop C11-1-06 », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

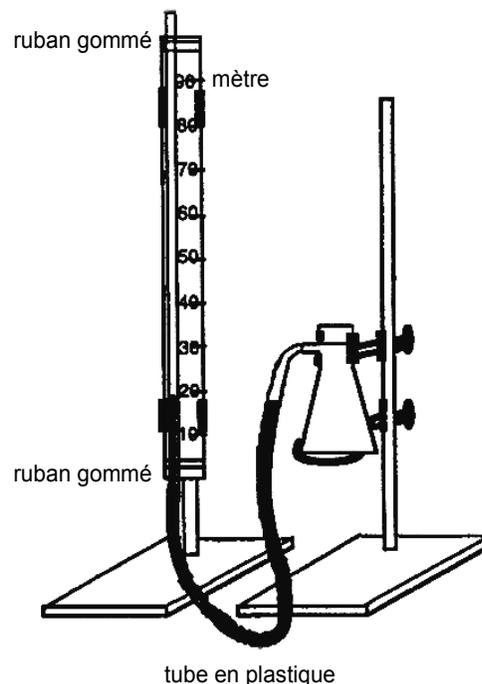


ANNEXE 17 : Expérience – Mesurer la pression de vapeur d'un liquide

Objectif : Mesurer la pression de vapeur d'un liquide

Matériel

- deux supports universels
- un anneau de support
- trois pinces pour support
- un mètre
- ruban gommé transparent
- cylindre gradué
- fiole à vide de 250 mL
- environ 1 mètre de tube en verre
- un thermomètre
- échantillons de plusieurs liquides
- un bouchon en caoutchouc pour la fiole à vide
- environ 1 mètre de tube en plastique flexible pouvant s'adapter au tube en verre



Démarche

1. Installe le dispositif tel qu'illustré dans le schéma.
REMARQUE : Remplis le tube en plastique d'eau avant de le fixer à la fiole à vide et au tube en verre.
2. Ajuste le dispositif de telle sorte que le niveau d'eau soit équivalent dans les deux embranchements et qu'il soit possible de lire le niveau sur le mètre. Lis et note le niveau d'eau.
3. Mesure et note la température ambiante de la pièce.
4. Choisis un liquide. Ajoute ___ mL du liquide. Verse le liquide dans la fiole à vide et bouche celle-ci rapidement à l'aide du bouchon en caoutchouc.
5. Décris ce qu'il advient de l'eau dans les tubulures. Attends qu'il n'y ait plus aucun changement apparent.
6. Ajuste le dispositif de telle sorte que le niveau d'eau puisse être lu dans les deux embranchements de la tubulure. Lis et note le niveau d'eau dans les deux embranchements de la tubulure.
7. Quelle est la pression de vapeur du liquide? Comment le savoir?
8. Refroidis l'extérieur de la fiole à vide en y plaçant un cube de glace, ou la réchauffer avec les mains. Consigne tes observations.



ANNEXE 17 : Expérience – Mesurer la pression de vapeur d'un liquide (suite)

Questions

1. Est-ce que la pression de vapeur du liquide est la même à toutes les températures? Comment le savoir? Comment peux-tu trouver la réponse? Peut-on concevoir une méthode permettant de mesurer la pression de vapeur du liquide à 0 °C?
2. Convertis la pression de vapeur mesurée en unités de pression de vapeur suivantes : mm Hg, Torr, atmosphère, pascal.
3. Pourquoi était-il nécessaire de boucher la fiole?



ANNEXE 18 : Mesurer la pression de vapeur d'un liquide — Renseignements pour l'enseignant

L'expérience décrite à l'annexe 17 est simple et rapide. Pour de meilleurs résultats, donner à plusieurs élèves différentes quantités d'un même liquide (par exemple 2 mL, 5 mL et 10 mL de cyclohexane). À partir de leurs résultats, les élèves devraient être en mesure de déduire ce qui suit :

1. Il faut un certain temps pour rétablir l'équilibre de la vapeur — le niveau d'eau change pendant une période de 2 à 5 minutes. Il se peut que l'élève n'emploie pas le terme « équilibre » dans ses explications, il dira peut-être qu'il faut du temps pour que le dispositif se stabilise à mesure que le liquide s'évapore et se mélange avec l'air de la fiole.
2. La pression de vapeur est indépendante de la quantité de liquide, pour autant qu'il y ait du liquide dans le contenant.
3. La pression de vapeur ne peut être mesurée que dans un système fermé.
4. La pression de vapeur diffère selon le liquide.
5. La pression de vapeur varie selon la température.

On devrait encourager les élèves à installer leur propre dispositif. Un bouchon en caoutchouc numéro 6 s'adapte à une fiole à succion de 250 mL. Un tube Nalgene^{MC} ou Tygon^{MC} de 5/16 de pouce s'adapte à la branche latérale de la fiole à succion de 250 mL. Il peut être difficile de remplir le tube d'eau — le remplir en y ajoutant lentement de l'eau et en permettant aux bulles d'air de s'échapper.

Parmi les résultats obtenus à l'aide de ce dispositif, on compte :

Liquide	Température	« hauteur » dans le tube de verre	« hauteur » dans le tube de plastique	Pression de vapeur
acétone	22 °C	62,2 cm	6,7 cm	55,5 cm d'eau (40,8 mm Hg)
éthanol (95 %)	20 °C	26,4 cm	4,8 cm	21,6 cm d'eau (15,9 mm Hg)
cyclohexane	20 °C	39,5 cm	3,7 cm	35,8 cm d'eau (26,3 mm Hg)

Remarque : L'acétone et l'éthanol sont très solubles dans l'eau. De plus, leurs vapeurs se dissolvent et ont tendance à donner des résultats plutôt faibles. On obtient de meilleurs résultats par l'utilisation de liquides non polaires comme le cyclohexane ou l'hexane.

On peut renforcer cette expérience facilement et mesurer le temps nécessaire pour atteindre l'équilibre et, par conséquent, le taux de vaporisation.

On peut aussi recourir à d'autres méthodes.



ANNEXE 19 : Expérience – Les forces entre les particules

Question

Quelle est la relation entre la pression et la température d'un gaz?

Hypothèse

Une fois que la courbe de vapeur de pression d'un des liquides est déterminée, prédis comment elle se comparera à celle d'un autre liquide.

Matériel

- système informatique avec sondes de température et de pression
- 2 flacons de 250 mL
- bouchons à deux trous (pour placer sur les flacons)
- compte-gouttes (seulement la partie en verre)
- bain d'eau chaude (80 °C) dans un bécher de 800 mL
- plaque chauffante
- 10 mL d'acétone (CH_3COCH_3)
- 10 mL d'alcool éthylique ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)

ATTENTION : L'acétone est un liquide extrêmement inflammable. Ses vapeurs irritent les yeux, la peau et les poumons. L'alcool éthylique est un liquide très inflammable. Porter un sarrau et des lunettes de sécurité.

Démarche

1. Prépare le système informatique avec les sondes de température et de pression.
2. Assure-toi que les données pour la sonde de pression et la sonde de température soient affichées sur un même graphique, avec la température sur l'axe horizontal et la pression sur l'axe vertical.
3. Insère la sonde de température dans un des trous du bouchon pour que son extrémité soit au centre du flacon lorsqu'on y place le bouchon.
4. Insère le bout plus large du compte-gouttes dans le deuxième trou du bouchon.
5. Fixe la sonde de pression à l'extrémité mince du compte-gouttes.
6. Prépare le bain d'eau chaude dans le bécher rempli aux $\frac{3}{4}$.
7. Place 10 mL d'acétone dans un flacon.
8. Insère le bouchon à deux trous avec les sondes de pression et de température sur le flacon.
9. Place le flacon dans l'eau chaude pour 5 minutes en vérifiant la température et la pression.
11. Enlève le flacon du bain d'eau chaude.
12. Une fois que la température et la pression se stabilisent, commence à enregistrer les données.
13. Cesse la collection de données lorsque la température atteint 30 °C.
14. Nettoie le matériel.
15. Répète les étapes 7 à 13 avec de l'alcool éthylique au lieu de l'acétone.



ANNEXE 19 : Expérience – Les forces entre les particules (suite)

Analyse

1. Quelles variables sont demeurées constantes durant l'expérience?
2. Quelles sont les ressemblances entre les courbes de pression en fonction de la température pour l'acétone et l'alcool éthylique?
3. Quelles sont les différences entre les courbes de pression en fonction de la température pour l'acétone et l'alcool éthylique?

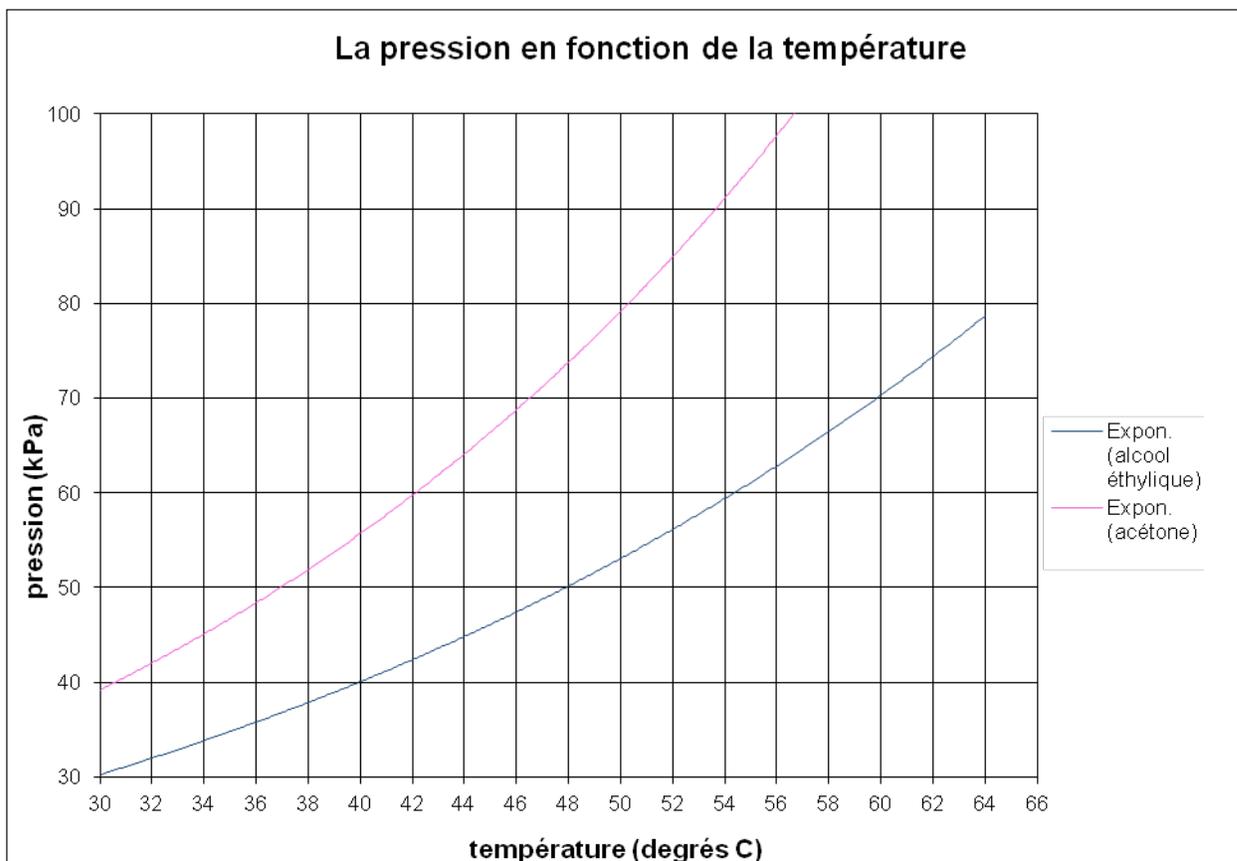
Conclusion

4. En fonction des données recueillies, quelle est la relation entre la pression et la température?
5. En fonction de la mesure de pression de vapeur recueillie à la température ambiante, quel composé aurait des forces intermoléculaires plus élevées? Explique ta réponse.
6. Définis le terme volatil. Quel liquide serait le moins volatil? Explique ta réponse.
7. Pourquoi la plupart des cannettes sous pression ont-elles des avertissements de ne pas les jeter dans un feu?



ANNEXE 20 : Les forces entre les particules – Renseignements pour l'enseignant

Exemple de données :



Analyse

1. Les variables constantes sont le volume du flacon et la pureté de l'acétone et de l'alcool éthylique.
2. Les deux courbes ont une forme semblable.
3. La courbe pour l'acétone a une pente plus aiguë.

Conclusion

4. À mesure que la température du gaz baisse, la pression baisse aussi. À mesure que la température du gaz augmente, sa pression augmente aussi. Il s'agit d'une relation directement proportionnelle.
5. L'alcool éthylique a des forces intermoléculaires plus élevées. Un plus grand montant d'énergie est nécessaire pour surmonter ces forces.
6. Le terme volatile signifie une substance qui se vaporise facilement à une température peu élevée. L'acétone est plus volatile que l'alcool éthylique.
7. À des températures très élevées, la pression du contenu de la cannette devient aussi très élevée, causant un risque d'explosion.



ANNEXE 21 : Démonstration – L'effet d'une diminution de pression sur la température d'ébullition de l'eau

Au cours de cette démonstration, la pression à la surface de l'eau est réduite en retirant la vapeur qui se dégage. Inviter les élèves à prédire l'effet de cette baisse de pression sur la température d'ébullition.

Matériel

- ballon à fond plat
- thermomètre
- eau distillée
- brûleur Bunsen
- support universel avec anneau, toile métallique et pince à support
- bouchon de caoutchouc à un trou
- gants résistants à la chaleur
- lunettes de sécurité

Démarche

1. Verser de l'eau distillée dans le ballon pour le remplir à un tiers. Placer un bouchon sur le ballon et inviter les élèves à dessiner le montage et illustrer au niveau moléculaire la composition du liquide et de l'air à la surface de l'eau.
2. Enlever le bouchon, placer le ballon sur le support universel et faire bouillir l'eau. Inviter les élèves à expliquer ce qui se déroule au niveau moléculaire. (*L'ajout d'énergie augmente le taux d'évaporation des molécules à la surface de l'eau, qui ont assez d'énergie pour vaincre les forces intermoléculaires et passer de l'état liquide à l'état gazeux. Lorsque l'eau bout, la pression exercée par le liquide qui se vaporise est maintenant plus élevée que la pression atmosphérique, donc l'eau se met à bouillir.*)
3. Insérer le thermomètre dans le bouchon de caoutchouc. Le thermomètre doit être situé juste à l'intérieur du ballon lorsque le bouchon est mis en place.
4. Quand l'eau se met à bouillir, retirer le ballon du support à l'aide des gants résistants à la chaleur et le fermer à l'aide du bouchon lorsque l'ébullition cesse. La mise en place du bouchon lorsque l'eau est toujours en ébullition peut causer une augmentation rapide de pression et le bouchon peut être projeté hors du ballon.
5. Enlever la toile métallique de l'anneau et placer le ballon sur le support, tête en bas. Noter la température. Inviter les élèves à prédire ce qui arrivera au niveau moléculaire lorsque de l'eau froide ou un linge froid est placé sur le ballon. (*L'air contenant de la vapeur d'eau se contracte à cause de la baisse de température, parce que les molécules ont moins d'énergie et les collisions entre les molécules diminuent. Ceci cause une baisse de pression dans le ballon et puisque la pression de vapeur est maintenant plus élevée que la pression d'air dans le ballon, l'eau se met à bouillir à nouveau, même si la température est plus basse.*)
6. Laisser couler de l'eau froide sur le ballon ou placer un linge contenant de la neige ou de la glace sur le fond du ballon. Continuer à noter la température jusqu'à ce que l'ébullition cesse.



ANNEXE 21 : Démonstration – L'effet d'une diminution de pression
sur la température d'ébullition de l'eau (suite)

Questions

1. Qu'est-ce que vos observations vous ont indiqué au sujet de la température d'ébullition de l'eau? Peut-elle varier? Si oui, pourquoi? *(L'eau peut avoir différents points d'ébullition, en fonction de la pression atmosphérique. Le point d'ébullition est défini comme étant la température à laquelle la pression de vapeur d'un liquide est égale à la pression atmosphérique s'exerçant au-dessus de lui. Si la pression atmosphérique est plus basse, la température nécessaire pour l'égaliser est plus basse.)*
2. Si tu vivais au sommet d'une montagne, serait-il facile ou difficile de préparer un œuf à la coque? *(La pression atmosphérique au sommet d'une montagne est plus basse qu'au bas de la montagne. La température d'ébullition de l'eau va donc être plus basse. L'eau va atteindre son point d'ébullition plus rapidement, mais cela pourrait être difficile de préparer l'œuf à la coque parce que la température de l'eau n'est pas assez élevée pour bien cuire l'œuf.)*
3. Si le bouchon avait été placé sur le ballon avant de le chauffer, le point d'ébullition de l'eau serait plus bas, plus élevé ou égal à 100 °C? *(La pression dans le ballon serait plus élevée, à cause de l'environnement fermé. Le point d'ébullition de l'eau serait donc plus élevé que 100, °C car la pression de vapeur de l'eau doit être plus élevée afin d'égaliser la pression de l'air dans le ballon.)*



ANNEXE 22 : Démonstration – Congélation par ébullition

Quand on verse une petite quantité de liquide dans un flacon et qu'on l'évacue à pression réduite, le liquide bout. Après une minute environ, le liquide gèle pendant qu'il bout.

Concepts de chimie :

- pression de vapeur, température (point) d'ébullition, point triple, chaleur de vaporisation

Matériel

- cyclohexane
- fiole d'Erlenmeyer de 125 mL ou grande éprouvette
- bouchon à un trou pour fermer la fiole ou l'éprouvette
- compte-gouttes pour médicaments
- aspirateur avec pare-éclaboussures
- tube à vide d'un diamètre intérieur de 3/16 po (trois à quatre pieds)
- copeaux d'ébullition

Démarche

Mettre de 30 à 40 millilitres de cyclohexane et un copeau d'ébullition dans une fiole d'Erlenmeyer de 125 mL ou dans une grande éprouvette. Sceller la fiole ou l'éprouvette avec un bouchon de caoutchouc attaché à un aspirateur. La partie en verre d'un compte-gouttes pour médicaments convient parfaitement pour relier le bouchon au tube à vide.

Ouvrir le robinet complètement et observer ce qui se passe. Mettre un élève au défi de toucher l'éprouvette pendant que le liquide bout. Les élèves pensent que l'éprouvette va devenir chaude. Continuer d'évacuer le système jusqu'à ce que le cyclohexane soit complètement gelé et qu'aucun autre changement ne se produise. Faire circuler la fiole contenant le cyclohexane gelé parmi les élèves pour qu'ils constatent quelle est la température de la fiole. On peut amener à nouveau à ébullition le même échantillon de cyclohexane et répéter la démonstration en mettant un autre copeau d'ébullition dans la fiole.

Discussion

L'aspirateur fait baisser la pression qui s'exerce sur le cyclohexane, jusqu'à ce que la pression de vapeur du liquide soit égale à la pression appliquée; à ce stade, le liquide bout. Comme l'ébullition est un processus endothermique, la chaleur de vaporisation est absorbée à même l'énergie cinétique du cyclohexane, ce qui fait baisser la température de celui-ci jusqu'à son point de congélation de 6,6 °C. Le cyclohexane continue de bouillir tout en se solidifiant à son point triple.



ANNEXE 23 : Expérience – Modification de la température et de la pression

Question

Comment une baisse de la pression au-dessus d'un liquide affecte-t-elle son point d'ébullition?

Hypothèse

Prédis si une baisse de la pression atmosphérique au-dessus d'un liquide fera augmenter ou diminuer son point d'ébullition. Explique ton raisonnement.

Matériel

- système informatique, sonde de température et capteur de pression
- ballon d'ébullition de 250 mL (à parois épaisses)
- bouchon à deux trous (pouvant être inséré dans le ballon d'ébullition)
- compte-gouttes en verre (partie en verre seulement)
- eau distillée
- copeaux d'ébullition
- plaque chauffante
- gants ou chiffon isolant
- support universel
- pince pour support
- grand seau d'eau froide
- cuvette tout usage (assez grande pour contenir toute l'eau du seau)

Mesures de sécurité

Porte une blouse de laboratoire et des lunettes de sécurité.

On doit faire attention lors de cette expérience afin d'éviter les risques de brûlure et de verre cassé.

Démarche

1. Branche la sonde de température et le capteur de pression au système informatique.
2. Représente la sonde par un premier graphique (température par rapport au temps) et le capteur par un deuxième graphique (pression par rapport au temps).
3. Place 10 copeaux d'ébullition dans le ballon d'ébullition et le remplir au 1/3 d'eau distillée.
4. Insère la sonde de température dans l'un des deux trous du bouchon afin que son extrémité soit immergée dans l'eau du ballon d'ébullition lorsque le bouchon est placé sur le ballon.
5. Insère la plus grosse extrémité du compte-gouttes dans le trou extérieur du bouchon.
6. Raccorde le tube du capteur de pression à la petite extrémité du compte-gouttes.
7. Installe le support vertical dans la cuvette tout usage et attache la pince pour support à 30 cm de la base du support.
8. Fais chauffer le ballon d'ébullition (sans le bouchon) sur la plaque chauffante jusqu'au moment où l'eau bout.



ANNEXE 23 : Expérience – Modification de la température et de la pression (suite)

- Commence à enregistrer les données.
- Retire le ballon d'ébullition de la plaque chauffante et insère immédiatement le bouchon, juste avant que l'eau ne cesse de bouillir. Si l'on met le bouchon trop tôt, la pression de la vapeur le fera sauter. Si on le met trop tard après que l'eau a fini de bouillir, de l'air aura pénétré dans le ballon d'ébullition et l'on devra recommencer l'expérience.
- Attache le ballon à la pince pour support.
- Verse lentement l'eau froide du seau sur le ballon et observe l'ébullition.
- Continue jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'eau dans le seau ou jusqu'à ce que l'eau contenue dans le ballon cesse de bouillir.
- Cesse d'enregistrer les données.
- Nettoie le matériel comme indiqué par ton enseignant.

Analyse

- Qu'y avait-il au-dessus de l'eau dans le ballon d'ébullition juste avant de placer le bouchon?
- Qu'est-il arrivé à cette substance lorsqu'on a versé de l'eau froide sur le ballon?
- Comment l'eau froide versée sur le ballon a-t-elle créé une pression plus basse dans le ballon?
- Juste après avoir commencé à verser de l'eau froide sur le ballon, quelle était la température de l'eau à l'intérieur du ballon?
- À quelle température as-tu arrêté de verser de l'eau, ou l'ébullition a-t-elle cessé?
- Que peux-tu conclure de l'effet d'un abaissement de la pression sur l'ébullition?

Applications

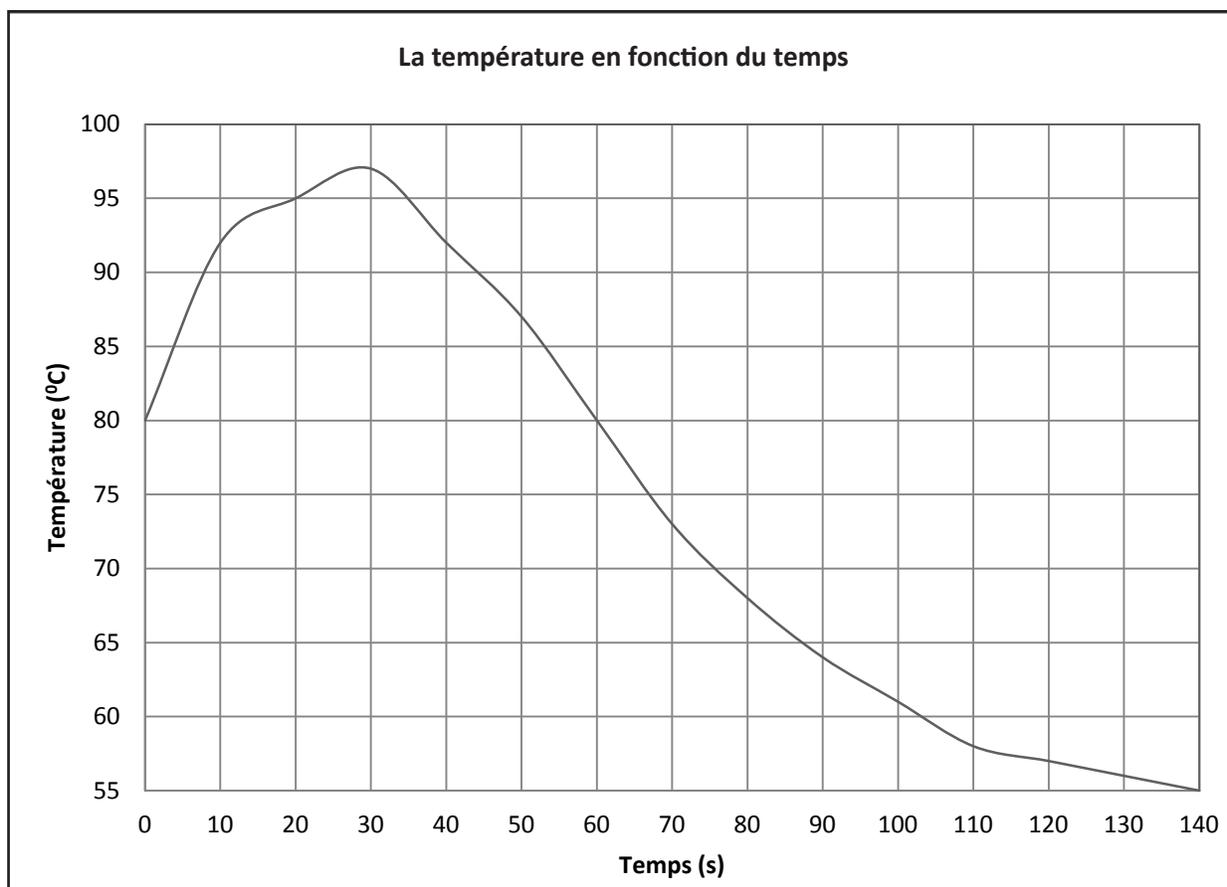
- La relation entre la pression et la température est-elle directe ou indirecte?
- À des altitudes de plus en plus hautes, la pression diminue. Pourquoi ne peut-on pas faire cuire des pommes de terre dans une casserole ouverte à haute altitude?
- Suggère une méthode pratique pour faire bouillir et cuire des pommes de terre à haute altitude.



ANNEXE 24 : Modification de la température et de la pression – Renseignements pour l'enseignant

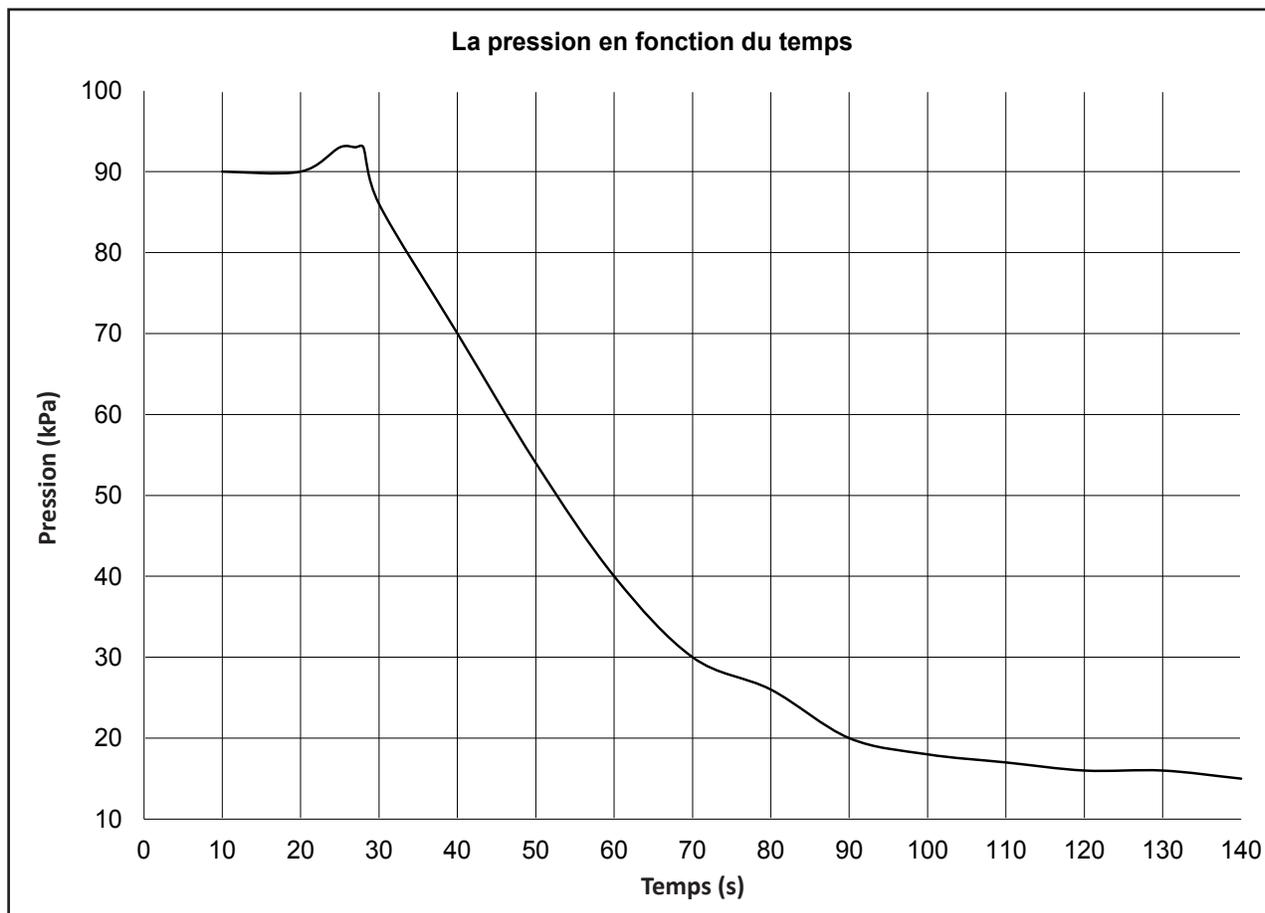
Résultats possibles :

Graphique 1 : La température en fonction du temps



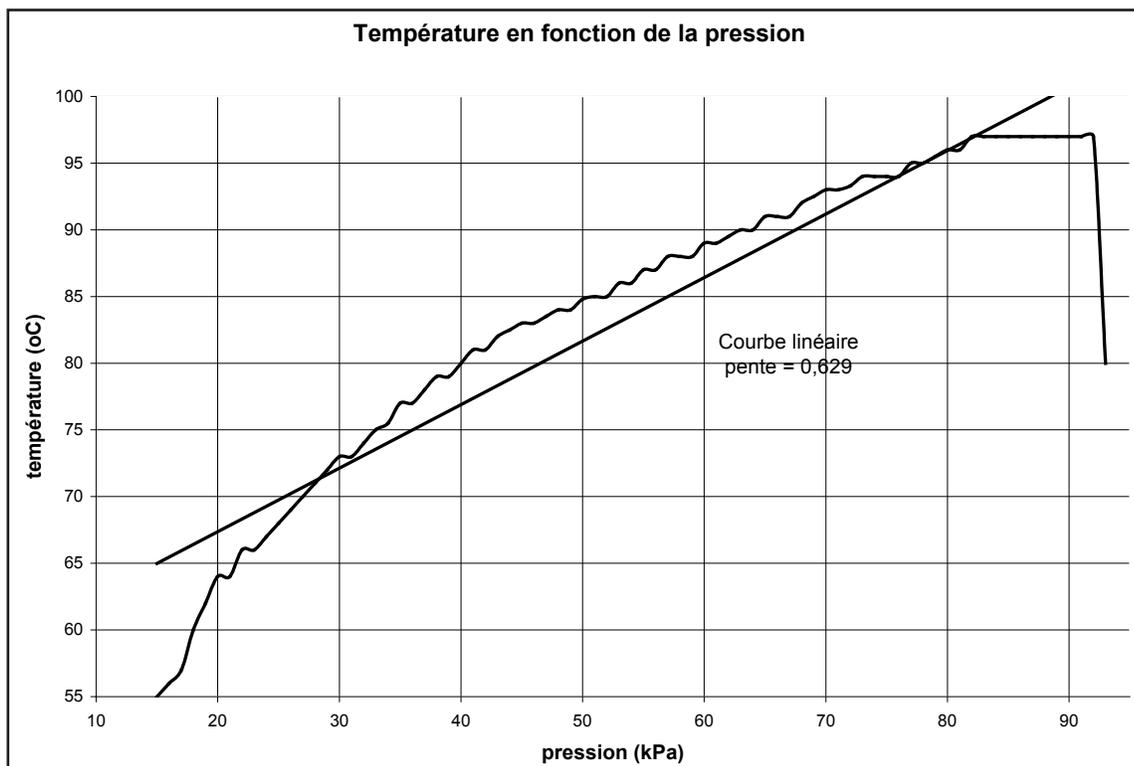
ANNEXE 24 : Modification de la température et de la pression – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Graphique 2 : La pression en fonction du temps



ANNEXE 24 : Modification de la température et de la pression –
Renseignements pour l'enseignant (suite)

Graphique 3 : La température en fonction de la pression



Analyse

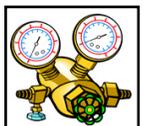
1. De la vapeur.
2. Elle se condense à l'intérieur du ballon.
3. Les particules de vapeur doivent se comprimer pour créer de la condensation, ce qui crée un vide partiel.
4. Environ 99 °C.
5. Environ 60 °C (selon la température et la quantité d'eau dans le seau).

Application

6. Abaisser la pression abaisse le point d'ébullition d'un liquide.
7. Directe.
8. La température d'ébullition ne serait pas assez chaude pour cuire les pommes de terre.
9. En utilisant un autocuiseur.



LES GAZ ET L'ATMOSPHERE

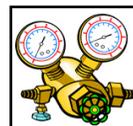


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves vont approfondir leur compréhension des propriétés des gaz en observant les interrelations entre la pression, le volume et la température d'un gaz. De plus, les élèves exploreront les gaz dans l'atmosphère et comment certains gaz libérés par l'activité humaine influencent la qualité de l'air. Des applications pratiques des gaz seront aussi étudiées.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

L'intention du regroupement présent n'est pas de simplement fournir les formules mathématiques des relations entre la pression, le volume et la température. On veut que les élèves approfondissent leur compréhension conceptuelle grâce aux représentations visuelles, numériques, graphiques et particulières. Le mode de représentation symbolique est présenté vers la fin du regroupement lorsque les élèves ont fait plusieurs observations et utilisé la théorie cinétique moléculaire afin d'expliquer les interrelations entre la pression, la température et le volume chez les gaz.

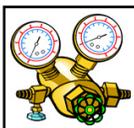


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

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**. 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. Quoi qu'il en soit, les élèves doivent réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 11^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 11^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent s'enseigner pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	La répartition des gaz dans l'atmosphère et la qualité de l'air	C11-2-01, C11-2-02, C11-0-R1, C11-0-R2, C11-0-R4, C11-0-R5, C11-0-S5	2,5 h
Bloc B	La pression	C11-2-03, C11-2-04, C11-0-C1, C11-0-C2	1 h
Bloc C	La relation entre la pression et le volume d'un gaz	C11-2-05, C11-0-S1, C11-0-S5, C11-0-S7, C11-0-S8, C11-0-S9	2 h
Bloc D	La relation entre la température et le volume d'un gaz	C11-2-06, C11-0-S7, C11-0-S8, C11-0-S9	2 h
Bloc E	La relation entre la pression et la température d'un gaz	C11-1-07, C11-0-S5, C11-0-S7	2 h
Bloc F	La résolution de problèmes	C11-2-08, C11-0-C1, C11-0-C2	1,5 h
Bloc G	Les applications des gaz	C11-2-09, C11-0-R1, C11-0-R3, C11-0-R5, C11-0-G1	2 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			<i>1 à 2 h</i>
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			14 à 15 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 des manuels scolaires du Manitoba (CMSM).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie fondamentale, 3^e édition – Chimie générale volume 1*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2009.

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97382)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97383)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livre Inc., 2014. (CMSM 98878)

[R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CMSM 91609)

FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)

HAYNES, William M., éd. *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 95th Edition*, Boca Raton, CRC Press, 2014. [ressource qui contient beaucoup d'information et de données sur les propriétés des composés chimiques]

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, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 96139)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 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, CMSM 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11, CMSM 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 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]

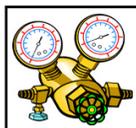
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

[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]

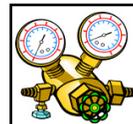


DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

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

SITES WEB

- [R] *Accord in extremis*. <<http://www.radio-canada.ca/nouvelles/environnement/2009/12/19/001-Copenhague-samedi.shtml>> (consulté le 5 avril 2013). [reportage de Radio-Canada sur le sommet de Copenhague]
- Agence Science-Press. <<http://www.sciencepresse.qc.ca/>> (consulté le 8 octobre 2014). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]
- [R] *Agir sur les changements climatiques : Portail du système des Nations Unies*. <<http://www.un.org/fr/climatechange/>> (consulté le 5 avril 2013). [informations sur les changements climatiques]
- [R] *Air*. <<http://www.ec.gc.ca/Air/default.asp?lang=Fr&n=14F71451-1>> (consulté le 5 avril 2013). [fournit des renseignements sur le smog, les précipitations acides, l'ozone troposphérique, les particules, les polluants organiques persistants et le mercure]
- L'atmosphère*. <<http://bv.alloprof.qc.ca/s1347.aspx>> (consulté le 5 avril 2013).
- Avogadro*. <<http://www.micromega-hatier.com/demo/avogadro.htm>> (consulté le 5 avril 2013). [animation sur la relation entre le volume, la température et la pression]
- [R] *La boîte à bidouilles – Le ludion*. <<http://www.carbone42.com/boite-a-bidouilles/c42-num2-lamanip-leludion.html>> (consulté le 5 avril 2013). [informations sur la construction et le fonctionnement d'un ludion]
- [R] *La chimie.net*. <<http://www.lachimie.net/>> (consulté le 5 avril 2013). [site avec beaucoup d'informations et d'exercices]
- [R] *Équation d'état d'un gaz parfait*. <http://www.walter-fendt.de/ph14f/gaslaw_f.htm> (consulté le 5 avril 2013). [animation sur la relation entre la pression et la température]
- États de la matière*. <<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/states-of-matter>> (consulté le 5 avril 2013). [animation de la relation entre la chaleur, le volume et la pression]



[R] *Loi de Boyle-Mariotte*. <<http://www.narcoses.com/pages/cours/physique/boyle.cfm>> (consulté le 5 avril 2013). [animation de la relation entre la pression et le volume d'un gaz]

[R] *Les lois simples des gaz*. <http://webplus.cheneliere.ca/exemple/quantumchimie/QC_Ch2_2_4_3.pdf> (consulté le 5 avril 2013). [activité de laboratoire sur la relation entre la pression et la température]

[R] *Ludion*. <<http://www.wikidebrouillard.org/index.php/Ludion>> (consulté le 5 avril 2013). [informations sur la fabrication et le fonctionnement d'un ludion]

Pression – influence de la température. (consulté le 8 octobre 2014). [animation eduMedia sur la relation entre la pression et la température d'un gaz – accessible à partir du site de la DREF]

Pression – influence du volume. (consulté le 8 octobre 2014). [animation eduMedia sur la relation entre la pression et le volume d'un gaz – accessible à partir du site de la DREF]

[R] *Un projet d'accord à l'arraché*. <http://www.radio-canada.ca/nouvelles/environnement/2009/12/18/001-copenhague_vendredi.shtml> (consulté le 5 avril 2013). [reportage de Radio-Canada sur le sommet de Copenhague]

Propriétés d'un gaz parfait. <<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/gas-properties>> (consulté le 5 avril 2013). [animation sur la relation entre la température, la pression et le volume]

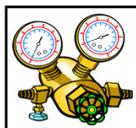
[R] *Santé publique et environnement*. <<http://www.who.int/phe/fr/index.html>> (consulté le 5 avril 2013). [fournit un point de départ pour faire des recherches sur les mesures mondiales]

La science amusante. <<http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Catégorie:Chimie>> (consulté le 5 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 8 octobre 2014). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

[R] *Sources de pollution*. <<http://www.ec.gc.ca/Air/default.asp?lang=Fr&n=F963E49C-1>> (avril 2013). [décrit divers polluants, les sources de pollution de l'air et ses effets, et fournit des prévisions sur la qualité de l'air]

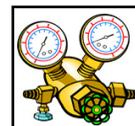
Vacuuming Students – An Illustration of Atmospheric Pressure. <<http://www.youtube.com/watch?v=qTlaf4gH5Q&feature=related>> (consulté le 5 avril 2013). [Vidéo démontrant la pression atmosphérique (site en anglais)]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

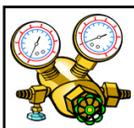
L'élève sera apte à :

- C11-2-01** reconnaître l'abondance des gaz répartis naturellement dans l'atmosphère et examiner l'évolution de leur répartition au cours des ères géologiques, entre autres l'oxygénation de l'atmosphère terrestre, le rôle du biote dans l'oxygénation, la teneur en CO₂;
RAG : D5, E3
- C11-2-02** étudier les mesures prises au Canada et dans le monde pour améliorer la qualité de l'air;
RAG : B5, D5, E2, E3
- C11-2-03** étudier l'histoire de la mesure de la pression,
par exemple l'apport de Galilée, de Torricelli, de von Gureicke, de Pascal, de Huygens, d'Avogadro, de Dalton;
RAG : A2, A4, B1, B2
- C11-2-04** décrire et comparer diverses unités servant à mesurer la pression, entre autres l'atmosphère (atm), les kilopascals (kPa), les millimètres de mercure (mmHg), les millibars (mb);
RAG : A5, B1, B2
- C11-2-05** mener une expérience pour établir la relation entre la pression et le volume d'un gaz au moyen de représentations visuelles, numériques et graphiques, entre autres l'apport historique de Robert Boyle;
RAG : A2, A4, C8
- C11-2-06** mener une expérience pour établir la relation entre le volume et la température d'un gaz au moyen de représentations visuelles, numériques et graphiques, entre autres l'apport historique de Charles, l'établissement du zéro absolu, l'échelle de température Kelvin;
RAG : A2, A4, C8
- C11-2-07** mener une expérience pour établir la relation entre la pression et la température d'un gaz au moyen de représentations visuelles, numériques et graphiques, entre autres l'apport historique de Gay-Lussac;
RAG : A2, A4, C8



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C11-2-08** au moyen d'une analyse dimensionnelle, résoudre des problèmes quantitatifs faisant intervenir les rapports entre la pression, la température et le volume d'un gaz,
entre autres, la représentation symbolique;
RAG : C3, D3
- C11-2-09** identifier diverses applications industrielles, environnementales et récréatives des gaz,
par exemple la plongée sous-marine, l'anesthésie, le coussin gonflable, le soudage à l'acétylène, les appareils au propane.
RAG : B1, B2, B4, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

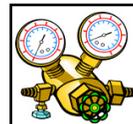
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

- C11-0-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
- C11-0-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

- C11-0-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
- C11-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C11-0-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
- C11-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2

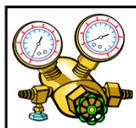


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en
expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-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

- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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
- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

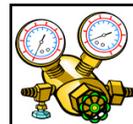
- C11-0-R4** comparer les perspectives et les interprétations proposées par les médias avec celles d'autres sources;
RAG : C2, C4, C5, C8
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public-cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

- C11-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C11-0-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
- C11-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Prise de décisions

- C11-0-D1** identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8
- C11-0-D2** évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles reliées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position;
RAG : B1, C4, C5, C6, C7
- C11-0-D3** reconnaître que les décisions peuvent refléter certaines valeurs, et tenir compte de ses propres valeurs et de celles des autres en prenant une décision,
par exemple être en harmonie avec la nature, générer de la richesse, privilégier la liberté individuelle;
RAG : C4, C5



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C11-0-D4 recommander une option ou identifier sa position en justifiant cette décision;
RAG : C4

C11-0-D5 évaluer le processus utilisé par soi-même ou d'autres pour parvenir à une décision;
RAG : C4, C5

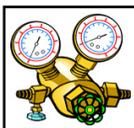
Attitudes

C11-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C4, C5

C11-0-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

C11-0-A3 manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie.
RAG : B4

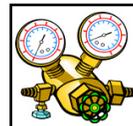
C11-0-A4 se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B4, B5



Bloc A : La répartition des gaz dans l'atmosphère et la qualité de l'air

L'élève sera apte à :

- C11-2-01** reconnaître l'abondance des gaz répartis naturellement dans l'atmosphère et examiner l'évolution de leur répartition au cours des ères géologiques, entre autres l'oxygénation de l'atmosphère terrestre, le rôle du biote dans l'oxygénation, la teneur en CO₂;
RAG : D5, E3
- C11-2-02** étudier les mesures prises au Canada et dans le monde pour améliorer la qualité de l'air;
RAG : B5, D5, E2, E3
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres, imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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
- C11-0-R4** comparer les perspectives et les interprétations proposées par les médias avec celles d'autres sources;
RAG : C2, C4, C5, C8
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6
- C11-0-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

Activer les connaissances antérieures des élèves sur la composition de l'atmosphère à l'aide d'un cadre de concept.

OU

Inviter les élèves à discuter des questions suivantes :

- *C'est quoi la pollution atmosphérique?*
- *Comment mesure-t-on la qualité de l'air?*
- *La pollution atmosphérique est-elle un problème dans votre communauté?*

En sciences 10^e, les élèves ont étudié la composition et l'organisation de l'hydrosphère et de l'atmosphère (S2-4-01) ainsi que le cycle du carbone, de l'azote et de l'oxygène (S2-1-01). Les élèves ont aussi étudié le changement climatique, ses conséquences possibles et le rôle de l'activité humaine dans ce changement.

On croit généralement qu'avant l'apparition de la vie sur la Terre, la composition de l'atmosphère différait grandement de celle d'aujourd'hui. Il y a des milliards d'années, l'atmosphère était surtout formée d'ammoniac, de méthane et d'eau. On croit qu'il existait très peu d'oxygène libre. Les rayons ultraviolets du soleil ont pénétré l'atmosphère relativement dense et ont amorcé des réactions chimiques qui ont fini par engendrer la vie sur la Terre.

Selon la plupart des modèles sur l'origine de la vie, environ un milliard d'années après la création des premiers organismes primitifs, des algues bleu-vert sont apparues sur la Terre. Elles ont converti le dioxyde de carbone et l'eau en oxygène libre et en glucose par le biais du processus bien connu de la photosynthèse. Ces agents de photosynthèse ont aussi aidé à lier l'hydrogène de l'atmosphère en carbonates et en eau.

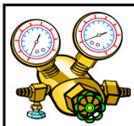
Il y avait une autre source d'oxygène importante : la photodécomposition de la vapeur d'eau par la lumière ultraviolette. À mesure que la quantité d'oxygène libre a augmenté, une couche d'ozone a commencé à se former et à filtrer les rayons ultraviolets, ce qui a été propice au développement d'espèces plus complexes. À mesure que de plus en plus de carbone était extrait de l'atmosphère, les premières formes de vie ont fourni une source de nourriture qui a favorisé l'évolution. En mourant et en se décomposant, elles ont déposé d'immenses quantités de minéraux fossilisés, tout en créant une couche de terre qui a accru la fertilité de la planète. D'après une estimation, la quantité de carbone atmosphérique extraite de cette manière aurait atteint 10^{13} tonnes.

En quête

Cadre de concept - l'atmosphère terrestre

Proposer aux élèves d'effectuer une recherche portant sur l'abondance des gaz dans l'atmosphère et leur évolution (voir *Chimie 11 STSE*, p. 564-565). Les inviter à partager l'information recueillie en complétant un cadre sommaire de concept (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23-11.26).

La majorité des manuels de chimie contiennent une liste des composants de l'atmosphère, mais peu parlent effectivement de la façon dont la composition a évolué au cours de l'histoire de la Terre (ères géologiques).



Activité – construction d'un graphique

Inviter les élèves à construire un graphique pour illustrer les niveaux de dioxyde de carbone à partir du tableau qui suit.

Tableau : Concentration de dioxyde de carbone dans l'atmosphère et changements de température (anomalie) au cours de la période 1840 – 2000*

Année	Concentration de CO ₂ (parties par million en volume, ppmv**)	Anomalie de température (°C supérieur/inférieur à la normale)
1840	280	-0,40
1955	310	-0,05
1960	312	0,00
1965	316	-0,10
1970	320	-0,08
1975	327	-0,08
1980	335	-0,08
1985	345	+0,10
1990	352	+0,15
1995	355	+0,25
2000	360	+0,28

** 300 ppmv équivaut à 300 molécules de CO₂/1 000 000 de molécules d'air sec ou 0,03 %

*Source des données : Environnement Canada, © 2001. <http://www.ec.gc.ca>.

Recherche – initiatives sur l'amélioration de la qualité de l'air

Proposer aux élèves de faire une recherche afin de trouver des renseignements sur les initiatives actuellement envisagées par le Canada et d'autres pays du monde. Les inviter à partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p. ex., exposé oral, brochure informative, affiche).

On peut se renseigner sur les mesures et les initiatives mondiales en faisant des recherches avec les thèmes « Initiative sur la pureté de l'air de la Banque mondiale », le « Protocole de Kyoto », « Sommet de Copenhague », « Accord de Copenhague » et « Sommet de Cancún 2010 ».

Il existe plusieurs sites Web détaillant les mesures que le Canada et d'autres pays ont prises pour enrayer ou atténuer les effets du réchauffement de la planète.

Air : <http://www.ec.gc.ca/Air/default.asp?lang=Fr&n=14F71451-1>

Le site fournit des renseignements sur le smog, les précipitations acides, l'ozone troposphérique, les particules, les polluants organiques persistants et le mercure.

<http://www.ec.gc.ca/Air/default.asp?lang=Fr&n=F963E49C-1>

Le site décrit divers polluants, les sources de pollution et les effets de la pollution et il fournit des prévisions sur la qualité de l'air.



Le **Protocole de Kyoto** a davantage mis en lumière le rôle possible des forêts dans les changements climatiques : y contribuent-elles ou aident-elles à les atténuer? Les écosystèmes forestiers, y compris la biomasse présente à la surface du sol et sous elle, sont de vastes « entrepôts » de carbone. Les forêts qui croissent extraient le CO₂ de l'atmosphère et devraient donc aider à réduire l'ampleur des changements climatiques.

En fin

<http://www.who.int/phe/fr/index.html>

Le site fournit un point de départ à quiconque veut faire des recherches sur les mesures mondiales. C'est le site de l'Organisation mondiale de la santé.

Sommet de Copenhague : <http://www.radio-canada.ca/nouvelles/environnement/2009/12/19/001-Copenhague-samedi.shtml>

Sommet de Copenhague : http://www.radio-canada.ca/nouvelles/environnement/2009/12/18/001-copenhague_vendredi.shtml

Agir sur les changements climatiques : Portail du système des Nations Unies. <http://www.un.org/fr/climatechange/>

1

Le changement climatique, la qualité de l'air, le Protocole de Kyoto, le sommet de Copenhague, le sommet de Cancún et les tendances de la pollution dans le monde sont tous des sujets d'actualité. Inviter les élèves à réfléchir à leur position sur ces questions et de se préparer à la présenter en classe. Il serait aussi possible de faire un jeu de rôle où chaque élève ou groupe d'élèves représente un pays au sommet de Copenhague ou au sommet de Cancún.

2

La matière abordée dans le présent résultat d'apprentissage, tout comme dans le premier, concerne le mode de vie personnel des élèves. Les inviter à réfléchir aux causes de la mauvaise qualité de l'air et aux difficultés que pose la mise en œuvre des règlements mondiaux.

Stratégies d'évaluation suggérées

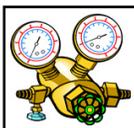
1

Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves pour leur recherche sur les initiatives d'amélioration de la qualité de l'air. 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.

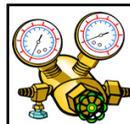
2

Voici quelques questions auxquelles les élèves pourraient répondre après avoir étudié la matière propre au présent résultat d'apprentissage :

- *Quels sont certains des polluants atmosphériques qui nous préoccupent le plus?*
- *Pourquoi ces polluants nous préoccupent-ils tant?*



- *Quelles preuves y a-t-il que le danger est bien réel?*
- *Que fait le gouvernement du Canada pour surveiller la qualité de l'air?*
- *Comment et où mesure-t-on la qualité de l'air au Canada?*
- *Qu'est-ce que l'Accord de Kyoto?*
- *Quels gouvernements n'ont pas encore signé l'Accord de Kyoto?*
- *Quelles raisons un gouvernement pourrait-il invoquer pour ne pas signer l'Accord?*
- *Qu'est-ce que la conférence de Copenhague de 2009 du climat?*
- *Quel a été l'accord final à la suite des négociations?*
- *Qu'est-ce que le sommet de Cancún sur le climat?*



Bloc B : La pression

L'élève sera apte à :

- C11-2-03** étudier l'histoire de la mesure de la pression,
par exemple l'apport de Galilée, de Torricelli, de von Gureicke, de Pascal, de Huygens, d'Avogadro, de Dalton;
RAG : A2, A4, B1, B2
- C11-2-04** décrire et comparer diverses unités servant à mesurer la pression,
entre autres le nombre d'atmosphères (atm), de kilopascals (kPa), de millimètres de mercure (mmHg) et de millibars (mbar);
RAG : A5, B1, B2
- C11-0-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
- C11-0-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

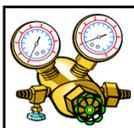
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Événement inattendu - Peut-on emballer un élève sous vide?

On peut utiliser un gros aspirateur d'atelier et un grand sac à ordures résistant pour faire la démonstration de ce qu'est la pression d'air. Demander à un petit élève de se glisser dans le sac et de s'asseoir par terre. Faire un col avec le sac autour de son cou et insérer dans le sac l'accessoire à nettoyer les garnitures de meuble. S'assurer que l'élève peut respirer sans difficulté! Demander aux autres élèves de protéger l'extrémité de l'accessoire pour que le sac ne soit pas aspiré dans le tuyau. Un vide assez fort sera créé pour immobiliser l'élève. Il risque de tomber. Plusieurs exemples de cette démonstration peuvent être visionnés au site YouTube, par exemple : <http://www.youtube.com/watch?v=qTlaf4gH5Q&feature=related> (site en anglais).

Les élèves savent peut-être ce qu'est un baromètre, parce qu'ils ont étudié la pression barométrique en 10^e année.



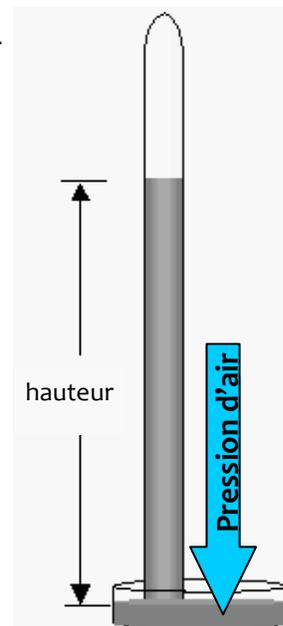
En quête

Activité - ligne de temps

🕒 L'annexe 1 présente une activité qui permet aux élèves de mieux situer dans le temps la contribution des scientifiques suivants :

Galilée (1564-1642) a mis au point la pompe aspirante. Il s'est servi de l'air pour faire monter de l'eau souterraine dans une colonne, un peu comme on peut le faire avec une seringue. Il cherchait à savoir pourquoi il ne pouvait faire monter l'eau au-delà d'un certain niveau limite (environ 11 mètres).

Evangelista Torricelli (1608-1647) a créé le premier baromètre en 1643. Il a poursuivi le travail de Galilée en montrant que la pression atmosphérique était ce qui limitait le niveau jusqu'auquel la pompe de Galilée pouvait aspirer l'eau. Il a inventé un tube à mercure (dont une extrémité est fermée) placé dans un plateau de mercure au niveau de la mer. La hauteur de la colonne de mercure dans le tube (exprimée en mmHg) est égale à la pression atmosphérique agissant sur le mercure dans le plateau.



Entre 1643 et 1645, Otto von Guericke (1602-1686) a fabriqué une pompe qui pouvait créer un vide si puissant que 16 chevaux tirant ensemble sur les deux moitiés d'une sphère de métal n'arrivaient pas à les séparer. Otto von Guericke en a déduit que les deux hémisphères étaient retenus ensemble par la force mécanique de la pression atmosphérique, plutôt que par le vide. Note : expliquer aux élèves que le vide n'« aspire » pas les deux hémisphères pour les coller ensemble; c'est la force de l'atmosphère qui les pousse l'un contre l'autre. On peut reproduire cette démonstration en forçant l'un contre l'autre deux débouchoirs à ventouse, puis en demandant aux élèves d'essayer de les séparer.

En 1648, Blaise Pascal (1623-1662) s'est servi du « baromètre de Torricelli » en gravissant une montagne du sud de la France et en descendant. Il a constaté que la pression atmosphérique augmentait à mesure qu'il descendait de la montagne. Plus tard, on a donné le nom de « pascal » à l'unité de mesure de la pression dans le SI.

En 1661, Christiaan Huygens (1625-1695) a mis au point le manomètre pour étudier les forces élastiques dans les gaz.

En 1801, John Dalton (1766-1844) a déclaré que, dans un mélange gazeux, la pression totale est égale à la somme de la pression de chacun des gaz, comme s'il était seul dans un contenant. La pression exercée par chaque gaz est appelée « pression partielle ».



En 1808, Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) a découvert la loi des volumes qui se combinent. Il a constaté, par exemple, que deux volumes d'hydrogène combinés à un volume d'oxygène forment deux volumes d'eau. Il était aussi un passionné des montgolfières, ce qui l'aidera à conclure qu'il y a une relation directe entre la pression et la température d'un gaz.

En se fondant sur les expériences menées par Gay-Lussac trois ans plus tôt, Amadeo Avogadro (1776-1856) a publié en 1811 ce qui est connu comme l'hypothèse d'Avogadro. Cette hypothèse indiquait qu'un échantillon de n'importe quel gaz à une même température et pression contiendrait le même nombre de particules. Malheureusement, puisqu'il ne fit pas d'expériences pour vérifier cette hypothèse, cette dernière fut ignorée pour environ 50 ans.

Il n'est pas nécessaire de présenter la mole ni les relations entre la pression, le volume et la température à ce point.

Enseignement direct – les unités de mesure de pression

Présenter aux élèves les différentes unités servant à mesurer la pression (voir *Chimie 11*, p. 424-428, *Chimie 11 STSE*, p. 507-509 ou *Chimie 11-12*, p. 148-149). Le millibar est une unité que les météorologues emploient pour mesurer la pression atmosphérique. Un bar est égal à la pression atmosphérique standard, soit 1 atm.

L'unité « atmosphère » (atm) est égale à la valeur de la pression atmosphérique standard au niveau de la mer. Une atmosphère est égale à 760 mmHg, ou à 101,325 kPa, deux atmosphères à deux fois la pression atmosphérique standard, et ainsi de suite.

Il n'est pas nécessaire de demander aux élèves de passer d'une unité à l'autre à ce point. On pourra le faire en cherchant la solution aux divers problèmes.

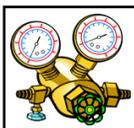
Aujourd'hui, on n'utilise pas couramment l'unité « mm de mercure » en dehors du laboratoire; toutefois, beaucoup de baromètres anéroïdes utilisés dans les résidences affichent les mm de mercure aussi bien qu'une autre unité telle que le kilopascal.

Les manuels présentent souvent une discussion sur la pression comme étant la force exercée par unité de surface. Ils prennent l'exemple de la pression appliquée par les souliers à talons hauts, comparativement à celle exercée par les souliers à talons ordinaires.

En fin

1

Placer un petit montant d'eau au fond d'une cannette en aluminium (15 à 20 mL). Inviter les élèves à visualiser la nature des particules dans la cannette et à l'extérieur de la cannette. Faire chauffer la cannette à l'aide d'une plaque chauffante jusqu'à ce que l'eau soit en ébullition pour environ 20 secondes. On devrait observer de la vapeur qui s'échappe de l'ouverture au haut de la cannette. Inviter à nouveau les élèves à visualiser les particules dans la cannette et à l'extérieur de la cannette. Leur demander d'observer ce qui se passe lorsqu'on chauffe l'eau



(elle se met à bouillir) et ce qui s'échappe de la cannette (on peut voir de la vapeur d'eau qui s'échappe). Inviter les élèves à prédire ce qui se déroulerait si l'on inversait la cannette pour la plonger dans de l'eau froide. S'assurer que les élèves répondent en fonction du changement de comportement des particules à cause des conditions changeantes (voir *Chimie 11*, p. 427).

À l'aide de pinces, inverser rapidement la cannette et la plonger dans un récipient d'eau froide. La cannette devrait s'écraser. Inviter les élèves à décrire ce qui s'est passé (la cannette s'est écrasée) et d'expliquer leurs observations à l'aide de représentations particulières.

Lorsqu'on fait chauffer l'eau, la température augmente et les particules d'eau passent à l'état gazeux plus rapidement. Lorsque l'eau est en ébullition, toute l'énergie est utilisée pour que les particules passent de l'état liquide à l'état gazeux. La pression de vapeur est égale à la pression atmosphérique et les particules de vapeur peuvent s'échapper de la cannette. Lorsque la cannette est inversée dans l'eau froide, les particules de vapeur perdent de l'énergie et se rapprochent, créant ainsi une diminution rapide de pression dans la cannette. La pression atmosphérique à l'extérieur de la cannette est donc beaucoup plus élevée que la pression dans la cannette, ce qui cause son écrasement.

2

Inviter les élèves à discuter des questions suivantes :

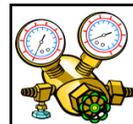
- *Les plongeurs autonomes utilisant de l'air comprimé doivent bien veiller à ne pas retenir leur souffle quand ils remontent à la surface après avoir été en eau profonde, car ils risqueraient de mettre leur vie en péril en endommageant leur système respiratoire. Pourquoi?*
- *Jusqu'à quelle profondeur record un être humain a-t-il réussi à plonger sans bonbonne? Comment une personne peut-elle plonger ainsi en apnée sans endommager son système respiratoire?*
- *Quel autre nom pourrait-on donner à l'aspirateur?*

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Élaborer des critères d'évaluation en collaboration avec les élèves et leur demander d'évaluer les lignes de temps de leurs compagnons de classe. On peut évaluer les travaux en se fondant sur des critères tels que :

- le titre et la présentation de l'affiche sont attrayants;
- les scientifiques sont situés dans le bon ordre chronologique;
- les dates et les âges sont tous exacts;
- ce qui a rendu tel ou tel scientifique célèbre par rapport aux gaz est indiqué;
- un « renseignement intéressant » au sujet de tel ou tel scientifique est inclus.



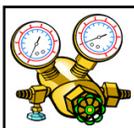
2

Voici quelques questions auxquelles les élèves devraient pouvoir répondre après avoir fini d'étudier la matière propre au présent résultat d'apprentissage :

- Parmi les scientifiques dont nous avons parlé dans cette partie du cours, lequel, selon toi, a apporté la plus grande contribution à la compréhension des gaz? Explique ton choix.
- Pourquoi l'eau salée exerce-t-elle une plus forte pression sur un plongeur que l'eau douce?
- Dans la vie de tous les jours, quelles unités de pression emploie-t-on le plus souvent?
- Quelle différence y a-t-il entre un baromètre et un manomètre?
- Quelle différence y a-t-il entre un baromètre anéroïde et un baromètre au mercure? Lequel est le plus précis? Explique pourquoi.
- Enrichissement : Comment mesure-t-on la poussée (hydrostatique) de l'air?

3

Inviter les élèves à consolider leur compréhension des unités de mesure de pression en développant un schéma conceptuel.



Bloc C : La relation entre la pression et le volume d'un gaz

L'élève sera apte à :

- C11-2-05** mener une expérience pour établir la relation entre la pression et le volume d'un gaz au moyen de représentations visuelles, numériques et graphiques, entre autres l'apport historique de Robert Boyle;
RAG : A2, A4, C8
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-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

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Événement inattendu – l'oiseau buveur

Un appareil appelé « l'oiseau buveur » est très utile pour amorcer la partie du présent regroupement portant sur les lois des gaz. L'appareil permet de démontrer plusieurs propriétés et lois physiques. Placer l'oiseau dans la salle de classe et poser des questions aux élèves sur son fonctionnement (voir ☺ l'annexe 2). Des renseignements pour l'enseignant sont fournis à ☺ l'annexe 3. Ne donner

L'intention du présent résultat d'apprentissage et des trois autres qui le suivent n'est pas de simplement fournir les formules mathématiques des relations. On veut que les élèves développent les relations grâce aux représentations visuelles, numériques, graphiques, symboliques et particulières.



l'explication qu'à la fin du présent regroupement. Une fois que les élèves auront abordé la matière propre aux autres résultats d'apprentissage, la plupart d'entre eux pourront donner leur propre explication sur ce qui se passe. On peut se procurer un oiseau buveur chez des distributeurs de matériel scientifique.

OU

Événement inattendu - la pompe à vide

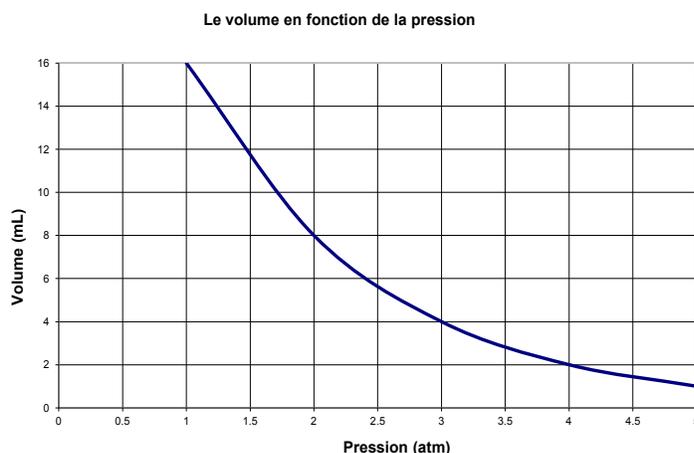
Pour cet événement, il faut une pompe à vide manuelle ou électrique. Lorsqu'on s'en sert, s'assurer qu'elle contient assez d'huile et qu'un tube de séchage est fixé au mécanisme de succion. Mettre des guimauves dans la chambre et inviter les élèves à prédire ce qui va arriver aux guimauves lorsqu'on allume la pompe afin de retirer l'air de la chambre. Allumer la pompe. Les guimauves devraient se dilater considérablement. Inviter les élèves à expliquer leurs observations à l'aide de la théorie particulaire de la matière. Une fois la démonstration terminée, laisser l'air entrer dans la chambre AVANT d'éteindre la pompe, sinon l'huile risque de se vider en dehors de la pompe.

En quête

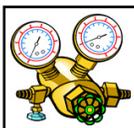
Activité de laboratoire - relation entre la pression et le volume d'un gaz

Proposer aux élèves d'examiner la relation entre le volume et la pression d'un gaz en réalisant une expérience (voir *Chimie 11*, p. 430, *Chimie 11 STSE*, p. 528-529 ou *Chimie 11-12*, p. 177). Les données devraient être reportées sur un graphique, et les élèves définissent la relation. Les élèves devraient observer une relation inversement proportionnelle (voir le graphique).

L'activité avec les seringues et les masses ne donne pas toujours de résultats concluants. Les seringues ont en général une courte durée de vie à cause de l'usure excessive et elles finissent par donner de piètres résultats. Les seringues sont bouchées et retenues en place avec de petits blocs de bois. Quand on place les livres sur la seringue, le piston s'enfonce, et l'on peut lire la valeur du volume en fonction de la pression exercée par les livres. Inviter les élèves à écrire un rapport d'expérience (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.28, 11.29, 11.38 et 11.39).



Les élèves pourraient avoir de la difficulté à comprendre les relations inverses. ☹ L'annexe 4 présente des renseignements sur les relations de proportionnalité y inclut la relation inversement proportionnelle découverte par Robert Boyle.



Cette activité de laboratoire pourrait aussi être réalisée à l'aide d'une animation en ligne, par exemple *Loi de Boyle-Mariotte* (<http://www.narcoses.com/pages/cours/physique/boyle.cfm>). Inviter les élèves à tracer un graphique du volume en fonction de la pression afin de déterminer la relation entre ces variables.

Enseignement direct – l'expérience de Robert Boyle

Expliquer aux élèves que c'est Robert Boyle (1627-1691) qui a découvert cette relation inverse entre le volume et la pression d'un gaz à température constante en 1662. Il s'est servi d'un tube de verre en forme de « J », dont une extrémité était scellée, pour mesurer la hauteur de l'air emprisonné par du mercure versé dans le tube par son extrémité ouverte (voir *Chimie 11 STSE*, p. 511). Après l'ajout d'autre mercure, le volume d'air a diminué. Cela a aidé Boyle à déduire la relation entre la pression et le volume. Avec Robert Hooke, il a construit une pompe à air pour ces expériences.

Résolution de problèmes – relation entre la pression et le volume

Inviter les élèves à résoudre des problèmes en utilisant la relation entre la pression et le volume.

Exemple

Trois litres de gaz subissent une pression initiale d'une atmosphère. Quelle sera la pression nécessaire pour que le volume passe à 0,5 litre?

Il faut premièrement se poser la question « Qu'arrivera-t-il au volume? » Le volume va diminuer. Puisqu'il s'agit d'une relation inversement proportionnelle, on sait que la pression devra augmenter. Ceci aidera à déterminer le ratio à utiliser pour résoudre le problème.

Deux ratios peuvent entraîner l'annulation des unités :

$$\frac{3 \text{ L}}{0,5 \text{ L}} \quad \text{ou} \quad \frac{0,5 \text{ L}}{3 \text{ L}}$$

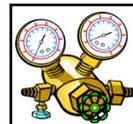
Pour ce présent résultat d'apprentissage, il est préférable de résoudre des problèmes en utilisant les rapports entre les données plutôt que la loi de Boyle, afin de bien développer une compréhension conceptuelle de la relation. Le mode de représentation symbolique sera présenté au résultat d'apprentissage C11-2-08.

D'après les résultats expérimentaux que les élèves auraient obtenus en laboratoire, $V \propto 1/P$; si le volume diminue, la pression doit avoir augmenté. Dans l'exemple, la pression doit avoir crû pour que le volume diminue. Par conséquent, nous devons multiplier par le ratio qui donnerait une réponse plus grande que la pression initiale d'une atmosphère (1 atm). De toute évidence, le premier ratio est le bon. Donc :

$$\frac{3 \text{ L}}{0,5 \text{ L}} \times 1 \text{ atm} = 6 \text{ atm}$$

Après chaque problème, les élèves doivent vérifier leur prédiction en recourant à la logique et à la relation inverse expérimentale.

En fin



1

Proposer aux élèves d'utiliser le dessin d'une seringue ou d'une pompe à bicyclette remplie de points pour représenter les particules. Les inviter à montrer à quoi les particules ressembleraient avant et après l'application de la pression. Si le volume est moindre, les particules, dont le nombre n'a pas changé, seront plus près les unes des autres. Il convient de faire le lien entre cette situation et la théorie cinétique des molécules. Inviter les élèves à employer un cadre de rapports entre concepts (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.20-11.22) pour illustrer leur analyse.

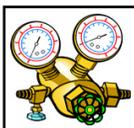
2

Non seulement un ludion illustre le fonctionnement de la loi de Boyle, mais encore c'est un moyen pour les élèves de faire preuve d'ingéniosité et de créativité. La conception du ludion peut être très simple ou très complexe. Les élèves peuvent s'amuser dans le cours de sciences en fabriquant des ludions et en les mettant à l'essai. Voir *Ludion* <http://www.wikidebrouillard.org/index.php/Ludion>, *La boîte à bidouilles – Le ludion* <http://www.carbone42.com/boite-a-bidouilles/c42-num2-lamanip-leludion.html> ou *Chimie 11 STSE*, p. 510 pour des informations sur la construction et le fonctionnement des ludions.

Si l'on remplit d'eau partiellement la poire de caoutchouc d'un compte-gouttes de verre, il se transforme en ludion quand on le met dans une bouteille d'eau gazeuse de 2 L en plastique, elle-même remplie d'eau. On ajuste la flottabilité du « ludion » jusqu'à ce qu'il se maintienne à peine à flot. Quand on comprime la bouteille, la pression dans la poire augmente, la densité du ludion est augmentée, et celui-ci descend.

De la même manière, on peut faire des ludions avec de gros bâtonnets de bois. On en règle la flottabilité en coupant une partie du bois jusqu'à ce que le bâtonnet se maintienne à peine en surface.

Stratégies d'évaluation suggérées



1

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes quantitatifs concernant la pression et le volume, en utilisant l'analyse dimensionnelle. Ils devraient alors recourir à la logique pour établir quel ratio leur procurera la bonne réponse.

2

Se référer aux ☺ annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

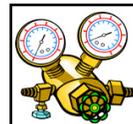
3

Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir ☺ l'annexe 5). Porter une attention particulière à l'emploi des modes de représentation ainsi qu'à l'analyse des relations entre les variables.

4

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes :

- *Lorsqu'un gaz est comprimé, qu'arrive-t-il à l'espace occupé par les molécules?*
- *Lorsqu'un gaz est comprimé, qu'est-ce qui arrive au taux de collisions entre les molécules?*
- *Quelle est la relation entre la pression et le volume d'un gaz?*
- *On place 100 mL de gaz dans une seringue. Quel sera le volume si :*
 - *la pression est doublée?*
 - *la pression est triplée*
 - *la pression est réduite de moitié?*



Bloc D : La relation entre la température et le volume d'un gaz

L'élève sera apte à :

- C11-2-06** mener une expérience pour établir la relation entre le volume et la température d'un gaz au moyen de représentations visuelles, numériques et graphiques, entre autres l'apport historique de Charles, l'établissement du zéro absolu, l'échelle de température Kelvin;
RAG : A2, A4, C8
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-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

Stratégies d'enseignement suggérées

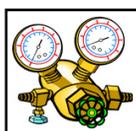
En tête

Présenter la démonstration décrite à ☺ l'annexe 6 et inviter les élèves à expliquer leurs observations.

OU

Fixer le bec d'un ballon à la bouche d'une fiole d'Erlenmeyer contenant de l'eau à la température ambiante. Inviter les élèves à prédire ce qui va arriver lorsqu'on place la fiole sur une plaque chauffante. Placer la fiole sur une plaque chauffante, et le ballon se remplit à mesure que l'air présent dans la fiole se dilate. Si l'on refroidit la fiole, le ballon est aspiré dans la fiole. Inviter les élèves à expliquer leurs observations.

OU

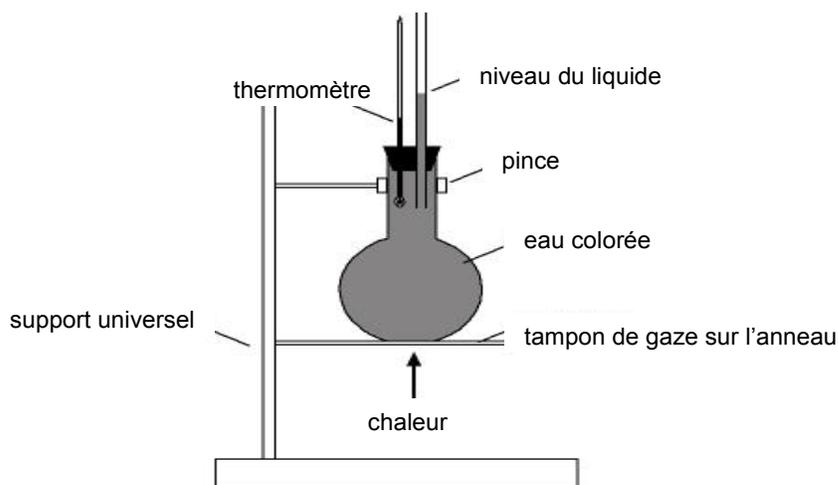


Verser environ 20 mL d'eau dans une cannette d'eau gazeuse vide de 255 mL. Placer la cannette sur une plaque chauffante. Quand l'eau bout, renverser promptement la cannette dans un récipient peu profond d'eau glacée, en utilisant des pinces à bécquer (voir *Chimie 11*, p. 427 ou la section « En fin » du bloc B pour des explications plus détaillées).

En quête

Démonstration - la relation entre la température et le volume d'un gaz

Insérer un thermomètre et un tube de verre de 20 cm dans un bouchon à deux trous (voir le diagramme). Ensuite, bien ajuster le bouchon dans le bec d'un ballon à fond plat ou rond rempli d'une eau colorée. Le ballon est rempli au maximum et, quand on insère le bouchon, le liquide monte dans le tube de verre. Inviter les élèves à prendre note de la température et à marquer le niveau atteint par le liquide. Placer ensuite le ballon dans un bain-marie ou la chauffer lentement avec un brûleur Bunsen, et laisser le système s'équilibrer.



Inviter les élèves à noter les changements de volume à diverses températures, et à utiliser ces données pour dessiner un graphique du volume en fonction de la température. Un mélange d'acétone et de glace sèche engendrera une température d'environ $-78\text{ }^{\circ}\text{C}$. En prolongeant l'axe des « x », les élèves peuvent, par extrapolation, trouver la température approximative (zéro absolu) à laquelle le volume est réduit à zéro.

Activité de laboratoire - la relation entre le volume et la température d'un gaz

Proposer aux élèves d'examiner la relation entre la température et le volume d'un gaz en réalisant une expérience (voir @ l'annexe 7, *Chimie 11*, p. 438, *Chimie 11 STSE*, p. 530-531 ou *Chimie 11-12*, p. 178).

Saviez-vous que...?

Depuis l'origine de la civilisation, tous les boulangers connaissent la relation entre la température et la pression. Toutefois, la relation mathématique précise de $V \propto P$ n'a pas été décrite avant 1699 quand le physicien français Guillaume Amontons l'a découverte. L'expérience a été répétée beaucoup plus tard par Jacques Charles, en 1787, et beaucoup, beaucoup plus tard, par Joseph Gay-Lussac, en 1802.



Enseignement direct – l'histoire de l'étude de la relation entre la température et le volume

Vu la popularité des montgolfières à son époque, le Français Jacques Charles (1746-1823) a étudié les taux de dilatation de différents gaz en fonction des changements de température (voir *Chimie 11 STSE*, p. 516-519). Quel que fût le gaz étudié, il a constaté que le volume changeait de $1/273$ chaque fois que la température variait d'un degré Celsius. Quand la température était augmentée de $273\text{ }^{\circ}\text{C}$, le volume original était multiplié par $546/273$; autrement dit, il doublait.

Cependant, Charles n'a pas publié ses constatations, contrairement à Gay-Lussac. La relation est le plus souvent appelée « loi de Charles » dans la sphère d'influence britannique, et « loi de Gay-Lussac » du côté français, mais jamais l'expression « loi d'Amontons » n'a été employée pour la décrire!

Soixante et un ans plus tard, William Thomson (qui devint Lord Kelvin) a reconnu l'importance de la valeur 273 et a créé l'échelle Kelvin dans laquelle $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$ représente la plus basse température possible : le zéro absolu. À la lumière de cette observation, on sait que la valeur « x » de n'importe quel gaz dans un graphique établissant la relation entre la température et le volume serait toujours de $-27\text{ }^{\circ}\text{C}$. Les élèves peuvent utiliser le graphique (Loi de Charles) de la présente page et, par extrapolation, trouver une valeur raisonnable pour le zéro absolu, c'est-à-dire la température à laquelle le volume sera nul!

Saviez-vous que...?

Guillaume Amontons (1663-1705) a mis au point le thermomètre à air qui fonctionnait d'après l'augmentation du volume d'un gaz due à la température, plutôt que d'après l'accroissement du volume d'un liquide.

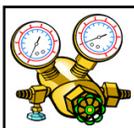
Lord Kelvin (1824-1907) a par ailleurs déduit qu'à cette température, tout mouvement moléculaire cesserait et que l'énergie cinétique serait nulle, tout comme, hypothétiquement, le volume d'un gaz. Le zéro absolu est en fait égal à $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$. Cette échelle présente l'avantage de ne comporter aucune valeur négative. Examinons maintenant la loi de Charles en convertissant les degrés en Kelvin, et utilisons le même argument axé sur les ratios que celui employé pour résoudre des problèmes relatifs à la loi de Boyle.

$$\text{Kelvin} = \text{Celsius} + 273 \quad \text{OU} \quad \text{K} = \text{ }^{\circ}\text{C} + 273$$

	Échelle Kelvin	Échelle centigrade
Zéro absolu	0 K	$-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$
Point de congélation de l'eau	273,15 K	$0\text{ }^{\circ}\text{C}$
Point d'ébullition de l'eau	373,15 K	$100\text{ }^{\circ}\text{C}$

Résolution de problèmes – relation entre la température et le volume d'un gaz

Inviter les élèves à résoudre des problèmes en utilisant la relation entre la température et le volume d'un gaz.



Exemples de problèmes

1. Si la température de 6 litres de gaz est de 25 °C et qu'on la porte à 227 °C, calcule le volume que le gaz occupe alors.

Il faut premièrement convertir les températures en Kelvin.

$$25,0 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$227 \text{ °C} + 273 = 500 \text{ K}$$

Il n'y a que deux ratios pouvant entraîner l'annulation des unités :

$$\frac{298 \text{ K}}{500 \text{ K}} \text{ ou } \frac{500 \text{ K}}{298 \text{ K}}$$

Selon les résultats expérimentaux obtenus par les élèves, $V \propto T$ (en K); par conséquent, le volume doit augmenter, étant donné que la température monte. La multiplication du deuxième ratio par le volume original (6 L) entraînera une augmentation; donc, le deuxième ratio est celui que nous devons utiliser.

$$6,00 \text{ L} \times \frac{500 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 10,1 \text{ L}$$

2. Si le volume d'un gaz à -73,0 °C est doublé et atteint 48,0 L, calcule la température finale en degré Celsius.

Il faut premièrement convertir la température initiale en Kelvin.

$$-73,0 \text{ °C} + 273 = 200 \text{ K}$$

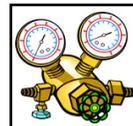
Les ratios possibles pour résoudre le problème sont les suivants :

$$\frac{48,0 \text{ L}}{24,0 \text{ L}} \text{ ou } \frac{24,0 \text{ L}}{48,0 \text{ L}}$$

Comme le volume a doublé, la température a dû augmenter, et le ratio qui accroît les valeurs de la température, quand on les multiplie par ce ratio, est le premier. Donc :

$$200 \text{ K} \times \frac{48,0 \text{ L}}{24,0 \text{ L}} = 400 \text{ K}$$

$$400 \text{ K} - 273 = 127 \text{ °C}$$



En fin

Les textes sur la vie des quatre scientifiques les plus réputés sont fascinants à lire et à étudier. Proposer aux élèves de faire des recherches sur Internet au sujet des scientifiques suivants : Guillaume Amontons, Jacques Alexander César Charles, Joseph Louis Gay-Lussac, William Thomson (Lord Kelvin).

Cette recherche peut prendre des formes variées et les élèves devraient avoir la liberté de choisir la forme qu'ils préfèrent pour partager leur compréhension, par exemple :

- les lettres écrites à quelqu'un d'autre revendiquant la découverte;
- un débat entre des scientifiques revendiquant la découverte;
- une affiche ou une brochure;
- une courte présentation PowerPoint;
- un compte rendu écrit.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes quantitatifs concernant la température et le volume d'un gaz, en utilisant l'analyse dimensionnelle. Ils devraient alors recourir à la logique pour établir quel ratio leur procurera la bonne réponse.

2

Se référer aux annexes ⑩ 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

Inviter les élèves à compléter un rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.28 et 11.29).

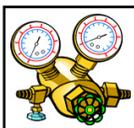
4

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes :

- *Lorsqu'on augmente la température d'un gaz, qu'est-ce qui arrive à l'énergie cinétique des molécules? Lorsqu'on diminue la température?*
- *Qu'est-ce qui arrive à l'espace occupé par les molécules?*
- *Quelle est la relation entre la température et le volume d'un gaz?*

5

Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves pour leur recherche de la section « En fin ». 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.



Bloc E : La relation entre la pression et la température d'un gaz

L'élève sera apte à :

- C11-2-07** mener une expérience pour établir la relation entre la pression et la température d'un gaz au moyen de représentations visuelles, numériques et graphiques, entre autres, l'apport historique de Gay-Lussac;
RAG : A2, A4, C8
- C11-0-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
- C11-0-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 prédire la relation entre la pression et la température à l'aide de leurs connaissances de la théorie cinétique moléculaire. Les questions suivantes peuvent servir à guider les élèves :

- *Lorsqu'on augmente la température d'un gaz, qu'arrive-t-il à l'énergie cinétique des molécules? Lorsqu'on fait refroidir un gaz?*
- *Lorsqu'on augmente la température d'un gaz, qu'arrive-t-il au nombre de collisions entre les molécules de gaz? Lorsqu'on fait refroidir un gaz?*
- *Qu'arrive-t-il à l'espace occupé par les molécules de gaz lorsqu'on augmente la température d'un gaz? Lorsqu'on fait refroidir un gaz?*
- *Explique la relation entre la pression et la température d'un gaz si le volume est constant.*

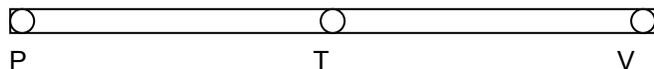
Afin de présenter les lois sur les gaz, l'enseignant adoptera généralement une démarche séquentielle et progressive. La prochaine loi découle du travail antérieur fait par Charles et Boyle. Rappelez-vous que, dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-1-02, nous avons employé la théorie cinétique des molécules pour expliquer les propriétés des gaz. Une augmentation de la température d'un gaz accroît l'énergie cinétique de celui-ci et, par conséquent, la fréquence des collisions intermoléculaires. Il n'est donc pas surprenant de s'attendre à ce qu'une hausse de température entraîne une augmentation de la pression d'un gaz si le volume est constant. Joseph Gay-Lussac a étudié cette relation et a constaté l'existence d'un rapport direct entre la température Kelvin et la pression du gaz : $P \propto \Delta T$ (en K).



En quête

Modèle des relations entre la pression, la température et le volume

Si les élèves n'ont pas encore visualisé la relation entre la pression, le volume et la température, montrez-leur l'aide visuelle suivante :



On pratique trois trous dans un morceau de bois (voir ci-dessus) et l'on inscrit les lettres P, T et V vis-à-vis des trous. Si la pression P est constante et ne varie pas, à mesure que T diminue, le volume V fait de même (autrement dit, $T \propto V$). Si la température T est constante et ne varie pas, le morceau de bois agit comme une bascule et montre la relation inverse mise en évidence par Boyle, $P \propto 1/V$. De même, si le volume V est constant, $P \propto T$.

Expérience/Démonstration - la relation entre la pression et la température

Ici encore, on recommande de faire une expérience pour faire voir la relation entre la température et la pression, ou, à tout le moins, de procéder à une démonstration pendant laquelle les élèves réuniront des données et tireront leurs propres conclusions.

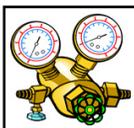
- *Appareil à démonstration du zéro absolu.* La plupart des magasins de fournitures scientifiques vendent un appareil expressément conçu pour démontrer la relation entre la pression et la température. C'est un appareil à démonstration du zéro absolu. Il s'agit d'une boule de métal reliée à un manomètre et à une soupape servant à ajouter de l'air. Avec une pompe, ajouter un certain montant d'air dans l'ampoule. Ce volume demeurera constant pendant l'activité.

Inviter les élèves à noter la température de la pièce et à noter la valeur de la pression sur le manomètre relié à la boule de métal. Plonger l'appareil dans des liquides à température différente et inviter les élèves à noter la température et la pression indiquée sur le manomètre.

Proposer aux élèves de tracer un graphique de la pression en fonction de la température et de déterminer la relation entre la pression et la température d'un gaz.

On peut trouver une animation de la relation entre la pression et la température au site *Équation d'état d'un gaz parfait* http://www.walter-fendt.de/ph14f/gaslaw_f.htm.

Si les élèves utilisent l'appareil correctement, ils peuvent obtenir une valeur expérimentale raisonnablement bonne pour illustrer la relation de Gay-Lussac.



On peut trouver une description détaillée de ce genre de laboratoire au site *Les lois simples des gaz* http://webplus.cheneliere.ca/exemple/quantumchimie/QC_Ch2_2_4_3.pdf.

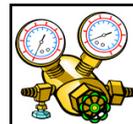
- *Démonstration : Eudiomètre.* Inverser un eudiomètre rempli d'eau aux deux tiers dans un cylindre gradué d'un litre rempli d'eau. En abaissant et en soulevant le tube dans le cylindre, on peut voir le volume d'air dans le tube varier tandis que la charge hydrostatique change. On peut aussi faire de cette expérience une démonstration quantitative en mesurant le volume et en calculant la pression d'eau et la pression atmosphérique. La pression dans le tube serait égale à la pression atmosphérique quand les niveaux d'eau seraient alignés l'un par rapport à l'autre. Afin de simplifier les calculs, on peut ne pas tenir compte de la contribution partielle à la pression attribuable à la vapeur d'eau. La prendre en compte constituerait un enrichissement du cours. La loi des pressions partielles (loi de Dalton) n'est pas abordée dans le présent cours.
- *Démonstration : bonbonne de plongée.* Une autre façon d'illustrer cette loi consisterait à utiliser une bonbonne de plongée où la pression est à 50 % de son maximum et qui est reliée à un détendeur et à un manomètre. Les élèves peuvent mesurer la pression initiale à une température inférieure à la température ambiante (p. ex., dans un endroit frais de l'école), puis au fur et à mesure que la température monte pour dépasser le niveau de la température ambiante (p. ex., dans un bain chaud). Les élèves reportent ensuite les résultats sur un graphique pour montrer la relation de Gay-Lussac.

Inviter un employé d'un magasin local d'articles de plongée ou un plongeur à venir à l'école vous aider à faire cette démonstration. Les manomètres nord-américains indiquent la pression en livres par pouce carré (lb/po²). L'enseignant ou les élèves peuvent facilement convertir les résultats en kPa ou en atmosphères.

$$1500 \text{ lb/po}^2 \times \frac{6,89476 \text{ kPa}}{\text{lb/po}^2} = 10\,342 \text{ kPa}$$

$$1500 \text{ lb/po}^2 \times \frac{0,0680460 \text{ atm}}{\text{lb/po}^2} = 102,1 \text{ atm}$$

Même s'il y a des mécanismes de protection contre l'accumulation d'une pression excessive dans la bonbonne, on recommande d'en utiliser une où la pression ne dépasse pas la moitié du maximum autorisé. Il y a un bouchon anti-pression d'éclatement dans la soupape de la bonbonne; il se déforme et laisse le gaz s'échapper si la pression dépasse un certain maximum fixé d'avance. Autre facteur de sécurité : chaque bonbonne certifiée doit avoir subi avec succès une épreuve hydrostatique (tous les cinq ans) attestant qu'elle peut résister aux 5/3 de la pression maximale.



Résolution de problèmes

Inviter les élèves à résoudre des problèmes en utilisant la relation entre la pression et la température, $P \propto T$ (en K).

Exemple

On constate que le volume d'un échantillon de gaz est de 12 L à 0,0 °C. Calcule la pression qui s'exerce à 128 °C si le volume est constant.

Solution :

Valeurs initiales : 101,3 kPa 0,0 °C
Valeurs finales : ? 128 °C
0,0 °C = 273 K et 128 °C = 401 K

Deux ratios peuvent nous donner la bonne unité dans la réponse.

$$\frac{273 \text{ K}}{401 \text{ K}} \quad \text{ou} \quad \frac{401 \text{ K}}{273 \text{ K}}$$

Selon la théorie cinétique des molécules, l'augmentation de la température d'un gaz accroît l'énergie cinétique de celui-ci et, donc, la fréquence des collisions intermoléculaires. Il s'ensuit qu'une hausse de température devrait causer un accroissement de la pression du gaz dont le volume est constant. Si $P \propto T$ (en K), alors le deuxième ratio devrait entraîner une augmentation de la pression pour obtenir la bonne réponse au problème.

$$101,3 \text{ kPa} \times \frac{401 \text{ K}}{273 \text{ K}} = 149 \text{ kPa}$$

En fin

Proposer aux élèves d'utiliser le dessin d'un appareil à démonstration du zéro absolu rempli de points pour représenter les particules. Les inviter à montrer à quoi les particules ressembleraient avec une augmentation et une diminution de température. Il convient de faire le lien entre cette situation et la théorie cinétique des molécules. Inviter les élèves à employer un cadre de rapports entre concepts (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.20-11.22) pour illustrer leur analyse.

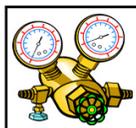
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes quantitatifs concernant la pression et la température, en utilisant l'analyse dimensionnelle. Ils devraient alors recourir à la logique pour établir quel ratio leur procurera la bonne réponse.

2

Se référer aux annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.



Bloc F : La résolution de problèmes

L'élève sera apte à :

- C11-2-08** au moyen d'une analyse dimensionnelle, résoudre des problèmes quantitatifs faisant intervenir les rapports entre la pression, la température et le volume d'un gaz,
entre autres, la représentation symbolique;
RAG : C3, D3
- C11-0-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
- C11-0-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

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à résumer les rapports qu'ils ont étudiés entre le volume et la pression, le volume et la température, et la pression et la température.

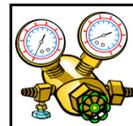
En quête

Résolution de problèmes - méthode des ratios

Inviter les élèves à utiliser la méthode des ratios pour résoudre des problèmes avec les trois variables.

Jusqu'ici, les élèves ont appris que :

$$V \propto 1/P, V \propto T \text{ (en K)}, P \propto T \text{ (en K)}$$



Exemples de problèmes

1. Si un gaz occupe un volume de 25,0 L à 25,0 °C et à une pression de 1,25 atm, quel sera le volume à 128 °C et à une pression de 0,750 atm?

25,0 L à 298 K et 1,25 atm
? L à 401 K et 0,750 atm

Solution :

Il y a deux jeux de ratios possibles pour trouver les unités correctes dans la réponse.

En fonction de V et de P :

a) $\frac{1,25 \text{ atm}}{0,750 \text{ atm}}$ ou b) $\frac{0,750 \text{ atm}}{1,25 \text{ atm}}$

Les élèves devraient pouvoir résoudre des problèmes sur les lois des gaz en se servant de la méthode des ratios et de l'analyse dimensionnelle.

Il y a proportion inverse : à mesure que la pression P baisse, le volume V augmente; donc, il faut utiliser le ratio (a).

En fonction de V et de T :

a) $\frac{401 \text{ K}}{298 \text{ K}}$ ou b) $\frac{298 \text{ K}}{401 \text{ K}}$

Il y a proportion directe : si T augmente, V croît aussi; donc, il faut utiliser le ratio (a).

$$25,0 \text{ L} \times \frac{1,25 \text{ atm}}{0,750 \text{ atm}} \times \frac{401 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 56,1 \text{ L}$$

les unités atm et K s'annulent, ce qui donne la réponse en litres.

2. Le volume d'un gaz à 325 kPa et à 58,0 °C est de 125 L. Quelle doit être la température en degrés Celsius pour que le volume passe à 22,4 L, à une pression de 101,3 kPa?

Solution :

58,0 °C devient 331 K.

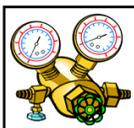
125 L à 325 kPa et à 331 K.

22,4 L à 101,3 kPa et à ? K.

331 K x ratio des volumes x ratio des pressions = réponse.

Puisque $V \propto T$ (en K); si V diminue, alors T doit diminuer, et le ratio serait :

$$331 \text{ K} \times \frac{22,4 \text{ L}}{125 \text{ L}}$$



Puisque $P \propto T$ (en K); si P diminue, alors T diminue aussi, et le ratio serait :

$$331 \text{ K} \times \frac{22,4 \text{ L}}{125 \text{ L}} \times \frac{101,3 \text{ kPa}}{325 \text{ kPa}} = 18,5 \text{ K ou } -254 \text{ }^\circ\text{C}$$

Résolution de problèmes - relations symboliques

- Loi de Boyle : $P_1 V_1 = P_2 V_2$
- Loi de Charles : $V_1/T_1 = V_2/T_2$
- Loi de Gay-Lussac : $P_1/T_1 = P_2/T_2$

La pression et le volume sont directement proportionnels à la température et inversement proportionnels entre eux. Nous pouvons donc en déduire la « loi combinée des gaz » :

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2.$$

Avec l'équation $P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$, on peut résoudre des problèmes faisant intervenir la pression, le volume et la température.

Voici une méthode pour expliquer cette relation combinée :

$$(P_1 V_1) \times (V_1/T_1) \times (P_1/T_1) = (P_2 V_2) \times (V_2/T_2) \times (P_2/T_2)$$

On multiplie les termes de chaque membre :

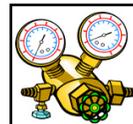
$$\frac{P_1^2 V_1^2}{T_1^2} = \frac{P_2^2 V_2^2}{T_2^2}$$

En extrayant la racine carrée de part et d'autre :

$$\sqrt{\frac{P_1^2 V_1^2}{T_1^2}} = \sqrt{\frac{P_2^2 V_2^2}{T_2^2}}$$

On obtient :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$



Exemple

Les plongeurs de récupération utilisent souvent des parachutes ou sacs ascensionnels pour faire remonter des objets à la surface. Ils doivent, avant de plonger, évaluer les forces en présence pour garantir leur sécurité pendant l'opération de récupération. Un sac ascensionnel contient 145 L d'air au fond d'un lac, à une température de 5,20 °C; la pression est de 6,00 atm. Quand le sac est libéré, il remonte à la surface où la pression est 1 atm et la température, de 16,0 °C. Calcule le volume que le gaz occupera à la surface du lac. Si le volume maximum possible du sac est de 750 L, celui-ci éclatera-t-il à la surface?

Solution :

145 L à 278,2 K et 6,00 atm

V₂ à 289 K et 1,00 atm

Calcul de V₂ d'abord :

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}$$

$$V_2 = 904 \text{ L}$$

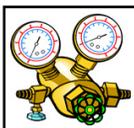
Le nouveau volume de 904 L dépasse la capacité maximale du sac ascensionnel qui éclatera donc, de sorte que l'objet redescendra au fond du lac.

En fin

Inviter les élèves à illustrer leur compréhension des lois des gaz à l'aide du procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9 et 10.10).

Stratégie d'évaluation suggérée

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes quantitatifs concernant la pression, la température et le volume.



Bloc G : Les applications des gaz

L'élève sera apte à :

- C11-2-09** identifier diverses applications industrielles, environnementales et récréatives des gaz,
par exemple la plongée sous marine, l'anesthésie, le coussin gonflable, le soudage à l'acétylène, les appareils au propane;
RAG : B1, B2, B4, C6
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6
- C11-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe.
RAG : C2, C4, C7

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à faire un remue-méninges sur diverses applications des gaz.

En quête

Recherche

Proposer aux élèves de faire des recherches sur diverses applications industrielles, environnementales et récréatives des gaz. @ L'annexe 8 présente des renseignements pour l'enseignant pour certaines applications. Leur demander de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p. ex. exposé oral, brochure informative, compte rendu, affiche). Voici des applications possibles à explorer :



- Scaphandre autonome
- Anesthésie
- Coussins gonflables
- Soudage à l'acétylène
- Appareils ménagers au propane

En fin

Inviter les élèves à passer en revue la matière apprise au cours du présent module à l'aide d'un jeu (voir @ l'annexe 9).

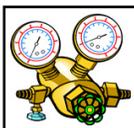
Stratégies d'enseignement suggérées

1

Déterminer des critères d'évaluation avec les élèves pour leur recherche. Les critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation (voir @ l'annexe 10 pour un exemple de grille d'évaluation).

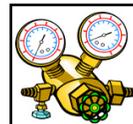
2

Inviter les élèves à évaluer leur travail de groupe à l'aide de @ l'annexe 11.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Ligne de temps – Mesure de la pression.....	2.46
ANNEXE 2 : L’oiseau buveur – Questions pour les élèves.....	2.47
ANNEXE 3 : L’oiseau buveur – Renseignements pour l’enseignant.....	2.48
ANNEXE 4 : Les relations de proportionnalité et la loi de Boyle – Renseignements pour l’enseignant.....	2.50
ANNEXE 5 : Grille d’évaluation – Le rapport d’expérience.....	2.54
ANNEXE 6 : La pièce qui danse	2.55
ANNEXE 7 : Expérience – La relation entre la température et le volume d’un gaz.....	2.59
ANNEXE 8 : Applications des gaz.....	2.61
ANNEXE 9 : Jeu de récapitulation.....	2.64
ANNEXE 10 : Applications des gaz dans la vie de tous les jours – Grille d’évaluation.....	2.67
ANNEXE 11 : Évaluation – Processus de collaboration	2.68



ANNEXE 1 : Ligne de temps – Mesure de la pression

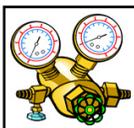
Situez le long d'un axe chronologique les scientifiques suivants qui ont aidé à formuler, au sujet de la mesure de la pression, les concepts que nous utilisons aujourd'hui :

Galilée
Torricelli
Von Guericke
Pascal
Huygens
Avogadro
Dalton

Utilisez du papier pour affiches et des marqueurs pour tracer l'axe chronologique, de manière qu'on puisse le voir facilement, une fois mis en montre. Afin de constituer l'axe chronologique, utilisez les dates des découvertes importantes sur les gaz, et non les dates de naissance ou de décès des scientifiques. Donnez à votre graphique un titre attrayant et soyez originaux dans la façon de présenter les renseignements sur l'affiche. Rappelez-vous qu'il s'agit d'un travail collectif; répartissez donc les tâches et soyez attentifs aux suggestions de chaque membre du groupe.

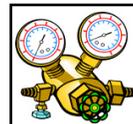
Renseignements nécessaires :

- ✓ le nom complet du scientifique;
- ✓ ses dates de naissance et de décès;
- ✓ ce qui l'a rendu célèbre;
- ✓ son âge quand il a fait la découverte qui l'a rendu célèbre (un âge approximatif suffit, si les détails historiques sont obscurs);
- ✓ un autre renseignement intéressant au sujet de ce scientifique.



ANNEXE 2 : L'oiseau buveur – Questions pour les élèves

1. Observe l'oiseau attentivement et décris autant de propriétés physiques que possible.
2. Combien d'états de la matière vois-tu dans le système?
3. Dessine un cycle de l'oiseau buveur.
4. Qu'est-ce qui fait que le liquide monte dans le cou pendant un cycle?
5. Pourquoi l'oiseau se dresse-t-il?
6. À quoi sert la tête « duveteuse »?
7. À quoi sert l'eau versée sur la tête?
8. L'oiseau continuera-t-il à boire si l'on enlève la tasse?
9. Quelle est la source d'énergie de l'oiseau?
10. Quel genre d'énergie l'oiseau utilise-t-il?
11. Quel est le récepteur d'énergie?
12. Décris la séquence énergétique.
13. Comment expliquerais-tu le fonctionnement de l'oiseau?
14. Combien de fois l'oiseau mouille-t-il son bec pendant une minute?
15. Comment une brise influencerait-elle sur le nombre de fois où l'oiseau mouille son bec chaque minute?
16. Comment la lumière directe ou indirecte du soleil produirait-elle le nombre le plus élevé de fois par minute où l'oiseau mouille son bec?
17. Comment l'humidité relative influencerait-elle sur le nombre de fois par minute où l'oiseau mouillerait son bec?
18. Énumère les variables qui, selon toi, influeraient sur ce nombre.
19. Comment planifierais-tu une expérience pour établir quelles variables produiraient le nombre le plus élevé de fois par minute où l'oiseau mouillerait son bec?
20. Que dois-tu faire pour que l'oiseau continue sans arrêt à mouiller son bec?
21. Dans quelles conditions l'oiseau cesserait-il de fonctionner?
22. Décris l'environnement nécessaire pour que l'oiseau continue de fonctionner à son maximum.



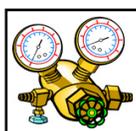
ANNEXE 3 : L'oiseau buveur – Renseignements pour l'enseignant

La tête, le cou et le corps de l'oiseau buveur sont des compartiments vides dont on a évacué l'air; ceux-ci contiennent un liquide volatil et sa vapeur (système à deux phases). Le liquide se caractérise par une faible chaleur de vaporisation, une densité élevée et une forte pression; son point d'ébullition s'approche de la température ambiante normale. Quand la tête est sèche, la température est uniforme dans tout l'oiseau, et la pression de vapeur dans le compartiment supérieur est égale à celle présente dans le compartiment inférieur. L'oiseau est dans un état d'équilibre statique (en d'autres mots, le système ne fonctionne pas).

Quand la tête est mouillée, la pression de vapeur dans les deux compartiments susmentionnés n'est plus égale. L'eau qui est à la surface de la tête commence à s'évaporer, ce qui refroidit la tête. Ce processus d'évaporation réduit la chaleur du compartiment supérieur (l'air environnant absorbe aussi de la chaleur, mais cela n'influe pas sur le fonctionnement de l'oiseau). Par conséquent, la température à l'intérieur du compartiment supérieur baisse. Ce refroidissement réduit la pression de vapeur dans la tête, de sorte que la pression du gaz dans le compartiment inférieur devient plus grande que celle dans le compartiment supérieur. Cette différence de pression pousse le liquide dans le tube et jusque dans la tête. En résumé, quand le bec se mouille : 1) la pression dans le compartiment supérieur diminue; 2) on observe un gradient de pression entre les deux compartiments; 3) la colonne de liquide monte.

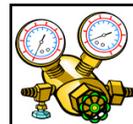
Pendant que se poursuit l'évaporation de l'eau sur la tête de l'oiseau, la pression dans le compartiment supérieur continue de baisser, et la colonne de liquide, de monter. La tête devient lourde et s'incline, mais sa descente cesse avant qu'elle atteigne l'horizontale, car le liquide dans le bout inférieur du tube atteint un niveau plus élevé que celui présent dans le compartiment inférieur. Par conséquent, la montée du liquide dans la colonne est arrêtée par l'inclinaison de l'oiseau, quand le centre de gravité, qui s'élève tandis que la colonne monte, se déplace en dehors de son axe. À ce moment-là, la colonne de liquide se brise, et un contact s'établit entre les deux compartiments. Sous l'effet de la gravité, le liquide stocké dans le compartiment supérieur retourne dans la cloche inférieure, tandis que, simultanément, le gaz présent dans le compartiment inférieur monte en bulles dans la tête. La pression de vapeur et la température deviennent de nouveau uniformes dans tout l'oiseau, qui reprend ainsi sa position verticale originale. Le cycle se répète, car l'évaporation de l'eau sur la tête se poursuit; l'oiseau continue de s'incliner tant qu'existe une différence de température suffisante entre les compartiments supérieur et inférieur.

D'après la description qui précède, l'oiseau buveur est en fait un moteur thermique qui convertit la chaleur de vaporisation en travail, par le biais d'un mouvement de rotation. Le « carburant » dans ce cas-ci est de l'eau qui subit une transformation chimique. Comme d'autres moteurs thermiques, cette machine exécute le travail en raison de la différence de température entre la source de chaleur et le puits thermique. Dans ce cas, toutefois, la source est la température ambiante, et la température du puits (l'eau sur le bec) est inférieure.



ANNEXE 3 : L'oiseau buveur – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Comme nous vivons à une ère où l'on se soucie de l'énergie, il convient de rappeler aux élèves de ne pas oublier cette distinction entre la puissance et l'énergie. L'oiseau buveur illustre une relation très intéressante entre la puissance et l'énergie. L'efficacité grandit d'une façon linéaire à mesure que la hauteur de la colonne augmente; si la hauteur de la colonne de liquide est multipliée par deux, l'efficacité énergétique double. En ce qui concerne la puissance, toutefois, l'efficacité ne change pas. Il en est ainsi parce que le temps que l'eau prend pour atteindre la hauteur maximale double lui aussi, étant donné que le taux d'évaporation est constant. Quand la hauteur de la colonne a doublé, le rendement énergétique et le temps qu'il faut pour compléter un cycle doublent, et la puissance demeure constante.



ANNEXE 4 : Les relations de proportionnalité et la loi de Boyle – Renseignements pour l'enseignant

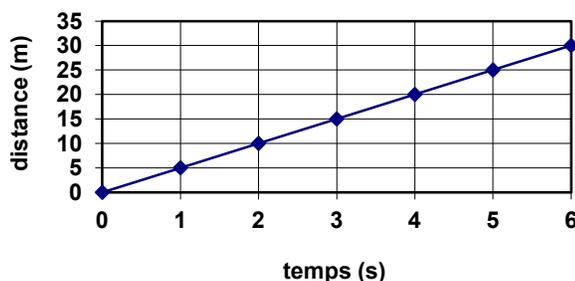
Lorsqu'on analyse des données recueillies lors d'une expérience, on essaie de découvrir des régularités (patrons) dans les données. Ces régularités nous aident à identifier les relations mathématiques qui existent entre les variables, nous permettant ainsi d'établir des formules qui nous aideront à faire des prédictions. On utilise l'expression de *proportionnalité* pour exprimer le fait qu'une grandeur varie en fonction d'une autre. La plupart des proportionnalités sont assez simples, soit directement ou inversement proportionnelles. Une proportionnalité directe serait observée par exemple pour un objet qui se déplace à vitesse uniforme. Le tableau qui suit contient des données pour représenter cette situation :

Temps (s)	0	1	2	3	4	5	6
Distance (m)	0	5	10	15	20	25	30

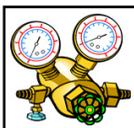
D'après ce tableau, si l'on double le temps, la distance double aussi. Si l'on multiplie le temps par 3, la distance est aussi multipliée par 3. La relation mathématique qui représente cette relation est « $d \propto t$ ».

Il est parfois difficile d'identifier des relations de proportionnalité avec seulement des données dans un tableau. Heureusement, le mode de représentation graphique nous donne une image de cette relation. Pour le tableau ci-dessus, la représentation graphique serait :

La distance en fonction du temps

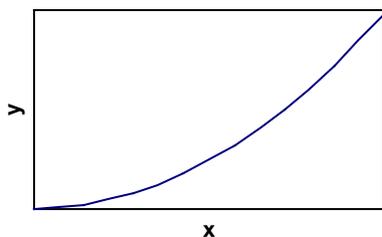


Il s'agit ici d'une relation linéaire ($y \propto x$). Quand on a un graphique avec une droite qui passe par l'origine, il s'agit toujours d'une relation linéaire.

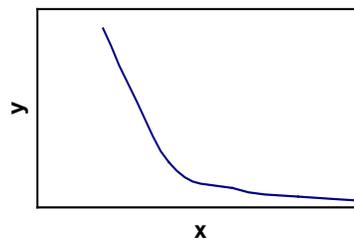


ANNEXE 4 : Les relations de proportionnalité et la loi de Boyle – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Cependant, les relations ne sont pas toujours linéaires. Voici d'autres diagrammes dont la forme nous indique



relation exponentielle $y \propto x^n$
 y est directement proportionnel à x à la puissance de n

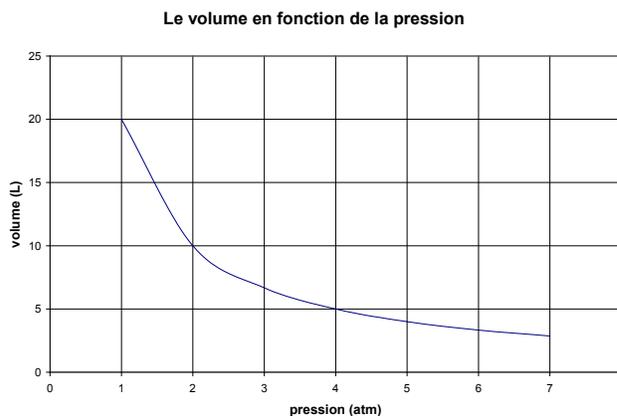


relation inverse (inversement proportionnelle) $y \propto 1/x^n$
 y est inversement proportionnel à x à la puissance de n

La forme de la courbe nous donne la relation générale de proportionnalité, sans pour autant connaître la valeur de « n ». Pour déterminer l'équation mathématique représentant cette relation, on peut redresser la courbe du graphique en attribuant une valeur arbitraire à « n » et en tracer le graphique résultant. Si la courbe résultante est une droite, la valeur de « n » a correctement été identifiée. Il s'agit d'une méthode par tâtonnement, mais pour les relations étudiées en chimie et en physique au secondaire, la valeur de n est habituellement 1 ou 2.

Examinons le redressement d'une courbe à l'aide de données recueillies pour l'expérience du volume en fonction de la pression. À partir du tableau de résultats ci-dessous, un graphique du volume d'un gaz en fonction de la pression a été tracé.

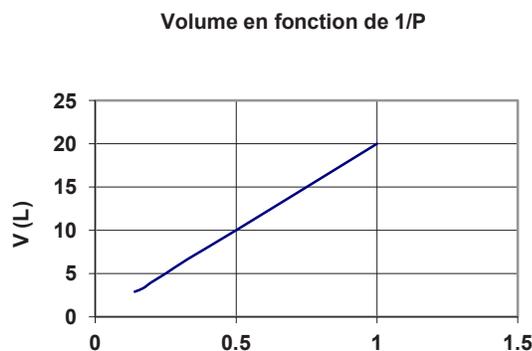
Pression (atm)	Volume (L)
1	20
2	10
3	6,7
4	5,0
5	4,0
6	3,3
7	2,9



ANNEXE 4 : Les relations de proportionnalité et la loi de Boyle – Renseignements pour l'enseignant (suite)

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 ($V \propto \frac{1}{P^n}$). 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



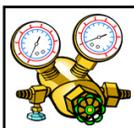
La courbe résultante est une droite donc on peut conclure que la relation inversement proportionnelle est la suivante :

$$V \propto \frac{1}{P}$$

Une fois qu'on a identifié la relation de proportionnalité, on peut la transformer en équation mathématique. Pour ce présent résultat d'apprentissage, les élèves vont résoudre des problèmes en utilisant les rapports entre les données plutôt qu'au moyen de l'équation mathématique (mode de représentation symbolique) représentant la loi de Boyle. Celle-ci sera introduite au RAS C11-2-08). 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,

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ deviendrait } V = k \frac{1}{P}$$

On détermine habituellement la valeur numérique du coefficient de proportionnalité en calculant la pente de la droite (représentée par la lettre m en mathématique). Pour le graphique du volume en fonction de $\frac{1}{P}$, la pente de la droite (différence des ordonnées/différence des abscisses) va nous fournir la valeur numérique de k .



ANNEXE 4 : Les relations de proportionnalité et la loi de Boyle – Renseignements pour l'enseignant (suite)

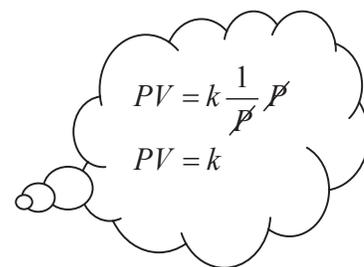
$$\begin{aligned}
 k &= \frac{\Delta y}{\Delta x} \\
 k &= \frac{20L - 4L}{1 \text{ l/atm} - 0,2 \text{ l/atm}} \\
 &= \frac{16L}{0,8 \text{ l/atm}} \\
 &= 20 \text{ L/l/atm} \\
 &= 20 \text{ atm} \cdot L
 \end{aligned}$$

C'est Robert Boyle (1627-1691) qui a découvert la relation inverse entre le volume et la pression d'un gaz à température constante en 1662. Il s'est servi d'un tube de verre en forme de « J », dont une extrémité était scellée, pour mesurer la hauteur de l'air emprisonné par du mercure versé dans le tube par son extrémité ouverte. Après l'ajout d'autre mercure, le volume d'air a diminué. Cela a aidé Boyle à déduire la relation entre la pression et le volume. Avec Robert Hooke, il a construit une pompe à air pour ces expériences.

Robert Boyle a aussi exprimé cette relation inverse en forme d'équation, afin d'étudier un même gaz dans deux ensembles de conditions différentes (état initial et état final).

L'équation représentant la relation est : $V = k \frac{1}{P}$. On peut isoler la constante de proportionnalité (k), ce qui nous donne $PV = k$

Donc, pour un échantillon de gaz, le produit de la pression et du volume de n'importe quel ensemble de données donne toujours la même valeur de constante.



Puisque le produit de la pression et du volume donne une même constante pour les deux états, on peut dire que :

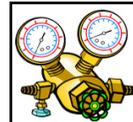
$$P_1 V_1 = k = P_2 V_2$$

ou

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \text{ (loi de Boyle)}$$

Saviez-vous que ...?

Edme Mariotte (France) a découvert la corrélation entre le volume et la pression, indépendamment de l'Irlandais Robert Boyle. En Australie et dans les Antilles, on parle plutôt de la loi de Mariotte et non de Boyle! Plusieurs textes nomment maintenant cette loi la loi de Boyle-Mariotte.



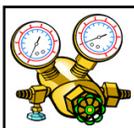
ANNEXE 5 : Grille d'évaluation – Le rapport d'expérience

Évaluation du rapport d'expérience

Titre de l'expérience: _____ Membres de l'équipe: _____

Critères	Points possibles*	Auto-évaluation	Évaluation par l'enseignant
<p><i>Formuler une question</i></p> <ul style="list-style-type: none"> la question mène à l'étude et l'objet est bien ciblé (comporte une relation de cause à effet) 			
<p><i>Émettre une prédiction</i></p> <ul style="list-style-type: none"> les variables dépendante et indépendante sont définies la prédiction comporte une relation de cause à effet entre les variables dépendante et indépendante 			
<p><i>Élaborer le plan</i></p> <ul style="list-style-type: none"> le matériel nécessaire est choisi les variables à contrôler sont déterminées les étapes sont énumérées et décrites clairement les mesures de sécurité sont prises en compte l'élimination des déchets est prévue les éléments suivants sont modifiés au besoin et une justification est fournie : le matériel, les variables, les mesures de sécurité, la démarche 			
<p><i>Réaliser le test, observer et consigner les observations</i></p> <ul style="list-style-type: none"> l'expérience fait l'objet d'essais répétés les données sont consignées en détail et avec les unités appropriées les données sont consignées clairement, de façon structurée et dans un format approprié 			
<p><i>Analyser et interpréter les résultats</i></p> <ul style="list-style-type: none"> les diagrammes sont utilisés au besoin les régularités, les tendances ou les écarts sont précisés les forces et les faiblesses de la méthode et les sources d'erreur possibles sont décrites toute modification au plan initial est décrite et justifiée 			
<p><i>Tirer une conclusion</i></p> <ul style="list-style-type: none"> la relation de cause à effet entre les variables dépendante et indépendante est expliquée d'autres explications sont élaborées la prédiction s'est avérée juste ou inexacte 			
Total des points			

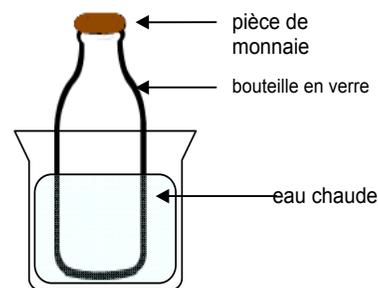
***Remarque** : L'enseignant ou les élèves de la classe attribuent des points selon les mérites particuliers de l'expérience.



ANNEXE 6 : La pièce qui danse*

Matériel

- une bouteille vide en verre.
- deux grands contenants d'eau transparents, en plastique de préférence pour une meilleure isolation thermique.
- une petite pièce de monnaie très légère telle qu'une pièce de dix cents. La masse des pièces de cinq et de 25 cents risque d'être trop importante.



Consignes de sécurité

- Veiller à ce que l'eau utilisée pour l'expérience ne soit pas trop chaude. Il n'est pas nécessaire de la faire bouillir. L'eau chaude du robinet fait très bien l'affaire et présente beaucoup moins de risques pour les élèves.
- Il est beaucoup plus prudent d'utiliser un contenant en plastique plutôt qu'en verre. En effet, le plastique isole mieux contre la chaleur et réduit donc le risque de brûlures si un élève touche le contenant par accident.

Notons qu'il ne s'agit pas d'une démonstration de la loi de Boyle puisque la quantité de gaz contenue dans la bouteille ne reste pas constante pendant l'expérience. Il est probablement préférable d'utiliser cette démonstration comme une introduction, en mettant l'accent sur les changements particuliers et leur influence sur le volume et la pression des gaz.

Préparation

1. Remplir l'un des deux contenants d'eau chaude et l'autre d'eau froide.
2. Placer la bouteille sur une table, humecter le bord du goulot de la bouteille et placer la pièce de monnaie sur le goulot. Il est indispensable que le goulot de la bouteille soit suffisamment humide pour qu'un joint se forme entre la bouteille et la pièce de monnaie.
3. Demander aux élèves de faire quatre dessins représentant la bouteille avec la pièce de monnaie posée sur le goulot. Leur demander de dessiner un cercle au-dessus et au-dessous de la pièce de monnaie et souligner le fait que le but de cette démonstration est de voir ce qui arrive aux particules d'air dans quatre situations différentes. Inviter les élèves à écrire les mots « température de la pièce », « chaud », « froid », « chaud » sous les diagrammes. Demander aux élèves de prêter attention au fait que dans chaque cas, les températures devraient influencer sur les particules qui, à leur tour, devraient avoir des effets sur la pièce de monnaie.
4. Inviter les élèves à examiner la bouteille et à comparer l'air au-dessus et au-dessous de la pièce de monnaie, du point de vue de l'action des particules. Les élèves devraient être en mesure de voir les particules et de constater que leur action est la même au-dessus et au-dessous de la pièce de monnaie. Les particules sont très rapprochées, en mouvement, elles s'entrechoquent, elles heurtent la pièce de monnaie et elles exercent une pression sur celle-ci. La pression exercée par les particules devrait être la même au-dessus et au-dessous de la pièce de monnaie. Souligner le fait que les particules se déplacent dans TOUTES les directions et pas seulement vers le haut et vers le bas contre la pièce de monnaie.

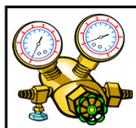


ANNEXE 6 : La pièce qui danse* (suite)

Les élèves ont tendance à penser que la pression atmosphérique est une force qui s'exerce uniquement vers le bas.

Démarche de démonstration

1. Expliquer la façon dont l'expérience va se dérouler.
2. Dire aux élèves que vous allez d'abord placer la bouteille dans l'eau chaude, puis, après un certain temps, dans l'eau froide, et enfin de nouveau dans l'eau chaude.
3. Demander aux élèves ce qui arrivera aux particules contenues dans la bouteille et quels effets cela aura sur la pièce de monnaie. Cette fois encore, ils devraient être en mesure de voir les particules. Les inviter à discuter de ces questions en petit groupe et à écrire leurs constatations sur leurs quatre dessins.
4. Lorsque vous plongerez la bouteille dans l'eau chaude, la pièce de monnaie posée sur le goulot commencera à vibrer. C'est pourquoi on parle de la « pièce qui danse ».
5. Demander aux élèves de se reporter aux diagrammes de la bouteille et aux cercles dessinés au-dessus et au-dessous de la pièce de monnaie. Montrez-leur que l'air contenu dans chaque bouteille est constitué de minuscules molécules de gaz divers, en dessinant des petits cercles dans les bouteilles.
6. Expliquer ensuite que l'eau chaude a chauffé l'air et a provoqué une expansion de l'air, parce que les molécules se déplacent plus rapidement, possèdent davantage d'énergie et s'entrechoquent plus fréquemment et avec plus d'énergie, ce qui accroît la pression qui s'exerce sur la pièce de monnaie à l'intérieur de la bouteille. Étant donné que l'on a chauffé l'air, celui-ci a commencé à se dilater et à s'échapper de la bouteille. Lorsqu'il a essayé de sortir de la bouteille, l'air a fait vibrer la pièce de monnaie en perçant le joint créé par l'humidification du goulot de la bouteille. S'il n'y avait pas de joint, l'air s'échapperait tout simplement par le goulot.
7. Pendant que l'air continue d'essayer de s'échapper et perce le joint, la pièce de monnaie continue de vibrer. Continuer de souligner la façon dont les particules réagissent.
8. Plonger ensuite la bouteille dans l'eau froide.
9. Les élèves devraient maintenant être mieux en mesure de prévoir ce qui va se passer à l'intérieur de la bouteille. De nouveau, leur demander d'observer et de comparer le mouvement des particules à l'intérieur et à l'extérieur de la bouteille. Ils devraient constater que l'air froid commence à se déplacer plus lentement et à se contracter parce que les particules ont moins d'énergie. Étant donné qu'une grande partie de l'air s'est échappé, il devrait y avoir moins de collisions contre la pièce de monnaie à l'intérieur de la bouteille, ce qui accroît la pression qui s'exerce à l'extérieur de la bouteille.
10. Retirer la bouteille de l'eau et la retourner lentement. La pièce de monnaie devrait rester en place en raison de la pression plus forte qui s'exerce à l'extérieur de la bouteille. De nouveau, demander aux élèves d'observer le déplacement des particules à l'intérieur et à l'extérieur de la bouteille, même lorsque celle-ci est retournée. Souligner le fait que les particules se déplacent dans TOUTES les directions.



ANNEXE 6 : La pièce qui danse* (suite)

11. Cela montre les effets exercés par le refroidissement sur une substance gazeuse.
12. Enfin, plonger de nouveau la bouteille dans l'eau chaude. Les élèves devraient être en mesure d'observer la façon dont les particules réagissent et de prévoir que, sous l'effet du réchauffement de l'air dans la bouteille, les particules vont accumuler davantage d'énergie et exercer sur la pièce de monnaie une pression équivalente à l'intérieur et à l'extérieur de la bouteille, ce qui va percer le joint et permettre à la pièce de monnaie de se détacher facilement de la bouteille.

Quelques questions à discuter

1. Connaissance

Quels sont les effets de la température sur les molécules d'une substance gazeuse contenue dans un espace clos?

- Que se passe-t-il lorsque l'on chauffe les molécules?
- Que se passe-t-il lorsque l'on refroidit les molécules?

2. Compréhension

Une montgolfière s'élève dans les airs. Le pilote de la montgolfière remarque que le mécanisme d'air chaud ne fonctionne plus. Il lui faut cinq minutes pour effectuer la réparation. Qu'arrivera-t-il à la montgolfière pendant ces cinq minutes?

3. Application

Mathieu a lavé sa voiture une journée où il faisait très chaud, en utilisant un produit nettoyant contenu dans une bombe aérosol. Après son travail, il a laissé la bombe aérosol dans l'entrée du garage, en pleine chaleur, et celle-ci a explosé. Pourquoi cela s'est-il produit? Qu'est-ce que Mathieu aurait dû faire de la bombe aérosol après avoir fini de l'utiliser?

4. Analyse

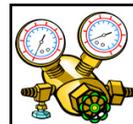
Comment le pilote de montgolfière mentionné à la question 2 détermine-t-il la hauteur à laquelle le ballon s'élève?

5. Synthèse

Donnez deux exemples dans lesquels l'expansion de molécules de gaz est bénéfique.
Donnez deux exemples dans lesquels la contraction de molécules de gaz est bénéfique.

6. Évaluation

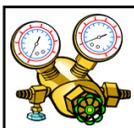
Pour chacun des exemples ci-dessous, indiquez si les molécules de gaz se déplaceront plus vite et se dilateront ou, au contraire, ralentiront et se contracteront.



ANNEXE 6 : La pièce qui danse* (suite)

- a) Un ballon est laissé dans l'arrière-cour en plein hiver.
- b) Un contenant de crème glacée à moitié rempli est sorti du congélateur et laissé sur le comptoir avec le couvercle fermé.
- c) Un homme laisse sa bicyclette dehors toute une nuit en plein froid. Le lendemain, il rentre la bicyclette dans sa maison et constate que les pneus sont moins gonflés.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « The Dancing Coin C11-1-03, 2-05 », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011).
Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 7 : Expérience – La relation entre la température et le volume d'un gaz

Cette expérience vise principalement à montrer la relation entre la température et le volume d'un gaz captif. Ici, nous utilisons de l'air contenu dans une seringue. Quand la température de la seringue change parce qu'on la met dans différents bains-marie, le volume du gaz captif varie aussi. Nous surveillerons l'évolution du volume en fonction des gradations de la seringue. Nous supposons que la pression sera constante tout au long de l'expérience. Nous prendrons note des paires de données température-volume pendant l'expérience, puis nous les analyserons. À partir des données et du graphique, vous devriez pouvoir établir le genre de relation mathématique qui existe entre la température et le volume du gaz captif. Cette relation a été découverte pour la première fois par Jacques Charles, vers 1790; on l'a connaît depuis sous le nom de « loi de Charles ».

Matériel

- seringue (60 cc)
- bouchon de caoutchouc modifié (taille : zéro)
- 5 béchers (1 litre)
- pince à éprouvette
- thermomètre et pince
- plaque chauffante
- glace
- support universel

Démarche

1. Prépare des bains-marie d'environ 0 °C, 20 °C (température ambiante), 50 °C (eau chaude du robinet), 80 °C et 95 °C. Dans chaque cas, mélange diverses quantités d'eau chauffée sur une plaque chauffante, d'eau froide et de glace, pour obtenir un volume de 800 mL dans un bécher d'un litre. Afin d'épargner du temps et d'utiliser moins de béchers, plusieurs groupes d'élèves peuvent employer le même jeu de bains-marie.
2. Remplis une seringue de 30 mL d'air et scelle la pointe de la seringue à l'aide d'un bouchon de caoutchouc modifié.
3. Installe le support universel avec des pinces pour tenir la seringue et des pinces pour tenir un thermomètre.
4. Place la seringue et le thermomètre dans le bain d'eau glacée et attendre environ 5 minutes pour que le système soit équilibré.
5. Pousse et tire délicatement le piston de la seringue afin de réduire le frottement entre le piston et les parois de la seringue.
6. Laisse reposer 30 secondes, puis note le volume et la température du gaz dans le tableau.
7. Répète les étapes 4 à 6 avec le bain-marie de 20 °C, 50 °C, 80 °C et 95 °C. Inscris la température et le volume du gaz dans le tableau.



ANNEXE 7 : Expérience – La relation entre la température et le volume d'un gaz (suite)

Résultats

Volume (cc)	Température (°C)	Température (K)

Avec les données relevées, trace un graphique montrant l'évolution du volume (cc) par rapport à la température (°C). Assure-toi de désigner les axes, d'inscrire un titre et d'utiliser les échelles et les unités qui conviennent.

Prolonge la courbe par extrapolation et trouve la température qu'il faudrait en théorie pour réduire le volume à 0 cc. On appelle cette température en degré Celsius « zéro absolu » sur l'échelle Kelvin.

Conclusion

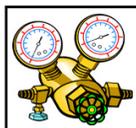
Rédige un énoncé sur la relation entre la température d'un gaz et son volume. Trouve la température nécessaire pour ramener le volume du gaz à 0 cc.

Analyse

1. Qu'est-ce qui arrive au piston lorsque la température augmente? Décris ce qui se déroule au niveau moléculaire pour expliquer tes observations.
2. Calcule l'erreur, en pourcentage, de ta valeur Celsius trouvée pour le zéro absolu :

$$\% \text{ erreur} = \frac{\text{résultat expérimental} + 273}{273} \times 100 \%$$

3. D'après le graphique tracé à la lumière de tes données, la température et le volume ont-ils une relation directe ou inverse l'un avec l'autre? Explique ta réponse.
4. Indique quelques sources d'erreur.



ANNEXE 8 : Applications des gaz

Les renseignements qui suivent servent d'introduction à certains exemples d'applications des gaz.

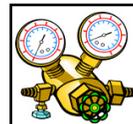
Appareil respiratoire autonome de plongée : Appareil que les plongeurs utilisent pour s'approvisionner en air et en d'autres gaz respirables à une température ambiante.

Les trois lois des gaz influent sur les plongeurs qui doivent prendre en considération tous les effets combinés quand ils planifient une plongée. Le détendeur moderne fournit l'air sur demande à la pression ambiante; cela signifie, par exemple, qu'à 99 pieds (30 m) et à quatre atmosphères, le détendeur règle la pression de la bonbonne à 4,0 atm. Quand un plongeur remonte à la surface, les gaz présents dans son corps se dilatent et, si une exhalation suffisante n'a pas lieu, des bulles d'air risquent d'être poussées dans les tissus et dans le sang, ce qui peut avoir des conséquences mortelles. Le plongeur moderne porte aussi un correcteur de lestage, qui a deux rôles principaux. Il maintient en place la bonbonne d'air comprimé et les détendeurs de deuxième stade. Il règle aussi la flottabilité du plongeur quand il descend en profondeur ou qu'il remonte à la surface. Il est capital que le plongeur apprenne à régulariser d'une façon sûre et précise la quantité d'air dans son correcteur de lestage; or, c'est là quelque chose de très difficile à apprendre. Si trop d'air est ajouté, le plongeur risque d'accélérer sa remontée, tandis que l'air dans le correcteur se dilate en même temps que la pression diminue. S'il ne peut exhaler assez vite à ce moment-là ou que le gaz dissous dans son sang ne peut s'échapper assez rapidement, il risque de subir des dommages physiques. Les mêmes commentaires valent pour la descente. L'insuffisance d'air dans le correcteur de lestage ou un poids trop lourd dans la ceinture de lest peuvent provoquer une descente trop rapide pour que l'organisme ait le temps de s'adapter, d'où les risques de blessures. Une fois que le plongeur a trouvé le niveau de flottabilité nulle, il peut apporter de petits ajustements en régularisant la quantité d'air résiduel dans le système respiratoire.

Anesthésie : Utilisation de drogues (en l'occurrence, administrées par inhalation) qui entraînent la perte de conscience ou de la sensation de douleur.

Coussins gonflables : Système de retenue supplémentaire installé dans les véhicules. Le coussin ralentit la vitesse du passager jusqu'à l'arrêt complet en lui évitant toute blessure ou presque. Le système de gonflement du coussin fait réagir l'azoture de sodium (NaN_3) avec le nitrate de potassium (KNO_3) pour engendrer un souffle rapide d'azote gazeux.

Dirigeables : À une certaine époque, les dirigeables tels que le fameux Hindenburg étaient remplis de gaz hydrogène inflammable. Aujourd'hui, ces aérostats sont remplis d'hélium qui est inerte et plus sûr, mais plus lourd que l'hydrogène, vu sa masse atomique plus grande. On se sert aussi de l'hélium dans les ballons-sondes météorologiques, lesquels diffèrent grandement des montgolfières utilisées à des fins récréatives.



ANNEXE 8 : Applications des gaz (suite)

Soudage à l'acétylène : (Soudage au gaz oxygéné, ou oxygaz). L'expression « soudage au gaz oxygéné » (oxygaz) désigne un groupe de procédés de soudage qui produisent la coalescence en chauffant la matière avec une flamme ou des flammes d'oxygaz.

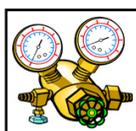
Il y a quatre procédés distincts dans ce groupe et dans deux cas (le **soudage oxyacétylénique** et le **soudage à l'oxyhydrogène**), la classification est fondée sur le gaz utilisé. La chaleur de la flamme est créée par la réaction chimique ou la combustion des gaz. Dans le troisième procédé, celui du **soudage aéro-acétylénique**, on se sert d'air plutôt que d'oxygène, et dans le quatrième cas, soit celui du **soudage au gaz par pression**, on applique une pression en plus de la chaleur issue de la combustion des gaz. Dans ce dernier cas, l'oxygaz est d'habitude de l'acétylène.

Appareils ménagers au propane : Le propane sert souvent de combustible dans les systèmes de chauffage ménagers; on l'utilise aussi ailleurs dans la maison et à l'extérieur à diverses fins, y compris le chauffage, la cuisson, le séchage des vêtements, le chauffage de la piscine ou du sauna, l'alimentation des foyers et des grils, etc.

Le propane est utilisé dans les appareils ménagers, notamment dans le réfrigérateur au propane qui équipe de nombreux véhicules de plaisance. C'est un appareil intéressant, car il ne comporte aucune pièce mobile et utilise la chaleur issue de la combustion du propane pour produire le froid dans le réfrigérateur!

Voici comment le cycle fonctionne :

1. De la chaleur est appliquée au générateur; elle provient de la combustion de propane, de kérosène ou d'un autre combustible.
2. Une solution d'ammoniac et d'eau se trouve dans le générateur. La chaleur élève la température de la solution jusqu'au point d'ébullition de l'ammoniac.
3. La solution en ébullition se rend jusqu'au séparateur, où l'eau se sépare du gaz ammoniac.
4. Le gaz ammoniac se propage vers le haut jusqu'au condensateur. Celui-ci est composé d'un serpentín et de pales métalliques grâce auxquels le gaz perd sa chaleur et se condense en un liquide.
5. L'ammoniac liquide se rend jusqu'à l'évaporateur, où il se mélange au gaz hydrogène et s'évapore, ce qui engendre des températures froides dans le réfrigérateur.
6. Le gaz ammoniac et le gaz hydrogène se propagent jusqu'à l'absorbeur. Là, l'eau qui a été recueillie dans le séparateur se mélange aux deux gaz.
7. L'ammoniac forme une solution avec l'eau et libère le gaz hydrogène qui retourne à l'évaporateur. La solution d'ammoniac et d'eau circule vers le générateur pour répéter le cycle.

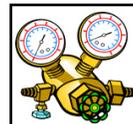


ANNEXE 8 : Applications des gaz (suite)

Caissons hyperbares (Caissons de décompression) : Les caissons hyperbares sont utilisés depuis les années 1940. Au début, la Marine s'en servait pour soigner les plongeurs qui souffraient du mal de décompression (maladie des caissons). La personne devant être traitée était mise dans le caisson, et la pression y était augmentée pour équivaloir à de nombreuses atmosphères. Cette méthode permettait de « recomprimer » les micro bulles dans le sang et les tissus et d'atténuer les symptômes de la maladie. Souvent, il faut de nombreuses sessions, tout dépendant de la gravité de l'exposition initiale à la pression.

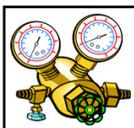
Il existe deux caissons à Winnipeg. Ils sont tous deux installés dans le Centre d'instruction aéromédicale associé à la BFC Westwin. Il y a un caisson hyperbare et un caisson hypobare. Celui-ci sert à apprendre aux pilotes et aux équipages quels sont les symptômes d'hypoxie. Le caisson simule le passage du niveau du sol à une altitude d'environ 10 000 m. Le caisson hyperbare est utilisé pour traiter les barotraumatismes et leurs symptômes.

Aujourd'hui, ces caissons servent encore à traiter le mal de décompression, mais on les utilise aussi pour traiter le cancer et l'intoxication oxycarbonée. Cependant, on ne sait pas encore si ce genre de traitement sera couronné de succès. Certains athlètes sont aussi mis dans des caissons appartenant à des clubs de gymnastique pour accélérer la guérison des blessures par l'oxygénation du sang.



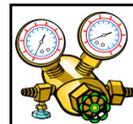
ANNEXE 9 : Jeu de récapitulation

1. Formez deux équipes d'élèves.
2. L'équipe n° 1 joue contre l'équipe n° 2; elles sont donc assises l'une en face de l'autre, à une table.
3. L'équipe n° 1 et l'équipe n° 2 reçoivent chacune une série de dix questions (les réponses sont elles aussi données dans les fiches questions; veillez donc à ne pas les montrer à vos adversaires.)
4. Il faut une calculatrice, un stylo ou un crayon, du papier brouillon et une fiche de référence où sont inscrits les formules et les facteurs de conversion.
5. L'équipe n° 1 pose à l'équipe n° 2 une question choisie au hasard dans la liste A.
6. L'équipe n° 2 essaie de répondre à la question posée. Si elle donne la bonne réponse, elle obtient un point. Dans le cas contraire, elle ne reçoit aucun point, mais les deux groupes peuvent aider à résoudre le problème jusqu'à ce que tous aient compris. Rappelez-vous que vous faites cette activité pour passer la matière en revue.
7. L'équipe n° 2 pose ensuite une question à l'équipe n° 1, en en pigeant une dans la liste B. L'équipe n° 1 reçoit elle aussi un point si elle donne la bonne réponse, et elle doit essayer de comprendre en quoi elle s'est trompée si elle ne fournit pas la bonne réponse.
8. Le jeu se poursuit jusqu'à ce que les deux groupes aient répondu aux 10 questions de chacune des deux listes.
9. L'équipe qui obtient le plus de points bénéficie d'un boni au moment du test d'aujourd'hui.
10. Tenez un relevé de vos résultats et remettez-le à votre enseignant à la fin du jeu. Le nom du groupe doit y figurer.



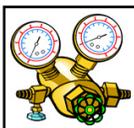
ANNEXE 9 : Jeu de récapitulation (suite)

Équipe A	Équipe B
<p>Question : Vrai ou faux Les gaz les plus importants présents dans l'environnement sont l'oxygène, l'azote, le dioxyde de carbone et la vapeur d'eau. Réponse : vrai</p>	<p>Question : Vrai ou faux Les gaz de notre atmosphère ne sont pas nécessaires pour que s'opère la photosynthèse dans les plantes. Réponse : Faux.</p>
<p>Question : L'accord international appelé Protocole de _____ aura pour effet de réduire la quantité de dioxyde de carbone libéré dans l'air chaque année. Réponse : Kyoto.</p>	<p>Question : L'abréviation LCPE signifie « Loi canadienne sur la _____ de l'environnement. Elle a pour objet de protéger l'environnement et la santé humaine au Canada. Réponse : Protection.</p>
<p>Question : _____ est devenu célèbre parce qu'il a montré l'existence du vide. Réponse : Pascal.</p>	<p>Question : Torricelli est devenu célèbre en inventant le _____. Réponse : baromètre.</p>
<p>Question : 738 mm Hg = _____ atm Réponse : 0,971 atm.</p>	<p>Question : 98,7 kPa = _____ lb/po₂ Réponse : 14,3 lb/po₂</p>
<p>Question : 32,0 lb/po₂ = _____ atm Réponse : 2,18 atm.</p>	<p>Question : 2,3 atm = _____ kPa Réponse : 232,99 kPa.</p>
<p>Question : Un gaz occupe un volume de 458 mL à une pression de 1,01 kPa. Quand la pression change, le volume devient 477 mL. Si la température est demeurée constante, quelle est la nouvelle pression? Réponse : 0,970 kPa.</p>	<p>Question : Un gaz occupe un volume de 2,45 l à une pression de 1,03 atm et à une température de 293 K. Quel sera le volume si la pression passe à 0,980 atm et que la température demeure constante? Réponse : 2,58 l.</p>
<p>Question : La température d'une bonbonne de CO₂ comprimé est de 23,6 °C; le volume est de 31,4 L. Le CO₂ est transféré complètement dans une bonbonne plus petite dont le volume est de 25 L. À supposer qu'aucune quantité de CO₂ ne s'échappe pendant le transfert, quelle est la température du CO₂ dans la petite bonbonne si elle est abaissée pour que la pression soit la même que dans la grosse bonbonne? Réponse : -36,9 °C.</p>	<p>Question : Quel sera le volume d'un échantillon de gaz à 309 K si, à 215 K, il est de 3,42 l? Suppose que la pression est constante. Réponse : 4,92 L.</p>



ANNEXE 9 : Jeu de récapitulation (suite)

Équipe A	Équipe B
<p>Question : Les algues dégagent de l'oxygène pendant la photosynthèse. Une bulle de 0,10 mL est libérée sous l'eau à une pression de 176 kPa et à une température de 10 °C. Quel volume cette bulle occupera-t-elle à la surface, où la température est de 15 °C et la pression, de 101,3 kPa?</p> <p>Réponse : 0,18 mL.</p>	<p>Question : Un ballon rempli d'air a un volume de 225 L, à une pression de 0,94 atm et à une température de 25 °C. Peu après, la pression passe à 0,99 atm, et la température, à 0 °C. Quel est le nouveau volume du ballon?</p> <p>Réponse : 196 L.</p>
<p>Question : Quel scientifique a déclaré que la pression d'un gaz est inversement proportionnelle à son volume?</p> <p>Réponse : Boyle.</p>	<p>Question : Quel scientifique a déclaré que le volume d'un gaz est directement proportionnel à sa température?</p> <p>Réponse : Charles.</p>
<p>Question : Quels sont les produits finaux du second stade du soudage à l'acétylène?</p> <p>Réponse : Du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.</p>	<p>Question : Quand une personne est anesthésiée, il importe de savoir que plus le gaz dans le sang est _____, plus il faut du temps à l'organisme pour l'éliminer.</p> <p>Réponse : soluble.</p>

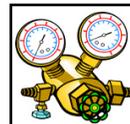


ANNEXE 10 : Applications des gaz dans la vie de tous les jours – Grille d'évaluation

Groupe d'élèves : _____

Présentation	1	2	3	4
1. Préparation : Le groupe utilise sagement le temps de classe et est prêt à faire son exposé.				
2. Clarté d'expression : Les présentateurs parlent clairement et assez fort pour que tous les entendent.				
3. Organisation : Le concept est exposé logiquement.				
4. Information : Les renseignements sont exacts, approfondis et à jour.				
5. Intérêt de l'auditoire : La classe suit attentivement la présentation.				
6. Originalité : Des éléments de la présentation l'ont rendue différente des autres.				
7. Compréhension du sujet présenté : Le groupe comprend la matière et ne se contente pas de lire un texte.				
Contenu				
8. Le contenu est exact.				
9. Le contenu est facile à suivre parce que les éléments en ont été réunis judicieusement.				
10. Le texte ne contient aucune erreur d'orthographe.				

Commentaires :



ANNEXE 11 : Évaluation – Processus de collaboration

Évaluation du travail d'équipe

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

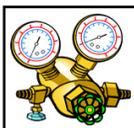
Échelle d'évaluation

- 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.

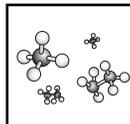
Processus de groupe

Note

- 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.



LES RÉACTIONS CHIMIQUES

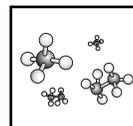


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves vont approfondir leur compréhension de la structure atomique en étudiant les isotopes, la masse atomique moyenne, la nomenclature de composés polyatomiques et les réactions chimiques impliquant des ions polyatomiques. Le concept de la mole est introduit en chimie 11^e année et les élèves apprendront à faire des calculs stœchiométriques en analysant des réactions chimiques. De plus, les élèves exploreront les réactifs limitants et en excès ainsi que les applications de la stœchiométrie dans l'industrie.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

Le présent regroupement est long donc l'enseignant peut décider de le diviser en deux parties distinctes. Les élèves ont écrit les formules et noms de composés ioniques binaires et moléculaires et équilibré des équations chimiques pour des composés monoatomiques. En chimie 11^e année, les élèves doivent le faire avec des composés polyatomiques. La mole est un concept abstrait qui peut poser des difficultés pour les élèves. S'assurer de bien développer une compréhension conceptuelle de cette idée importante avant d'introduire la résolution de problèmes.

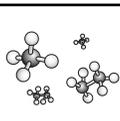


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

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**. 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. Quoi qu'il en soit, les élèves doivent réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 11^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 11^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent s'enseigner pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	La masse atomique	C11-3-01, C11-3-02, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7, C11-0-R1, C11-0-R2, C11-0-R5	3 h
Bloc B	Les composés polyatomiques	C11-3-03, C11-3-04, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	3 h
Bloc C	La classification des réactions chimiques	C11-3-05, C11-3-06, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S9	2,5 h
Bloc D	La mole	C11-3-07, C11-3-08, C11-0-C1, C11-0-C2	2 h
Bloc E	Le volume molaire	C11-3-09, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	2 h
Bloc F	La résolution de problèmes	C11-3-10, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	3 h
Bloc G	Les formules empiriques et moléculaires	C11-3-11, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	1 h
Bloc H	La stœchiométrie	C11-3-12, C11-3-13, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	4 h
Bloc I	Le réactif limitant	C11-3-14, C11-3-15, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S1, C11-0-S5, C11-0-S7, C11-0-S8, C11-0-S9	5 h
Bloc J	Les applications de la stœchiométrie	C11-3-16, C11-0-R1, C11-0-R2, C11-0-R3, C11-0-R5	2,5 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			29 à 30 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 des manuels scolaires du Manitoba (CMSM).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie fondamentale, 3^e édition – Chimie générale volume 1*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2009.

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97382)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97383)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livre Inc., 2014. (CMSM 98878)

[R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CMSM 91609)

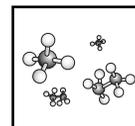
FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)

HAYNES, William M., éd. *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 95th Edition*, Boca Raton, CRC Press, 2014. [ressource qui contient beaucoup d'information et de données sur les propriétés des composés chimiques]

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, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 96139)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 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, CMSM 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11, CMSM 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 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]

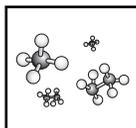
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

[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, CMSM 96140)

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

DVD ET VIDÉOCASSETTES

Le concept de la mole 1, TVOntario, 1986. (DREF 42952/V8008)

SITES WEB

Agence Science-Press. <<http://www.sciencepresse.qc.ca/>> (consulté le 8 octobre 2013). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

[R] *L'alcootest*. <<http://mendeleviev.cyberscol.qc.ca/carrefour/theorie/alcootest.html>> (consulté le 9 avril 2013).

[R] *Amadeo Avogadro*. <<http://mendeleviev.cyberscol.qc.ca/chimisterie/9703/VSauve.html>> (consulté le 9 avril 2013).

Le balancement d'une équation chimique. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-transformations-de-la-matiere/les-changements-chimiques/le-balancement-d'une-equation-chimique.aspx>> (consulté le 9 avril 2013). [explications du balancement d'équations chimique qui inclut une vidéo]

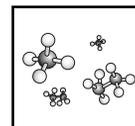
[R] *Bing, Bang, Boom...les couleurs*. <<http://mendeleviev.cyberscol.qc.ca/carrefour/mosaique/01-02/feu.html>> (consulté le 9 avril 2013).

[R] *The Chemistry of Fireworks*. <<http://www.glencoe.com/sec/science/webquest/content/fireworks.shtml>> (consulté le 9 avril 2013). [site en anglais]

[R] *La chimie.net*. <<http://www.lachimie.net/>> (consulté le 5 avril 2013). [site avec beaucoup d'informations et d'exercices]

La classification des éléments. <<http://www.fsg.ulaval.ca/opus/scphys4/module1/obj5.shtml>> (consulté le 9 avril 2013). [informations sur les isotopes et leurs applications]

[R] *Équation-bilan d'une réaction chimique*. <<http://phys.free.fr/comeqbil.htm>> (consulté le 9 avril 2013). [exercices pour équilibrer des réactions chimiques]



Équilibrer les équations chimiques. <<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/balancing-chemical-equations>> (consulté le 9 avril 2013). [exercices pour équilibrer des réactions chimiques permettant de passer d'une représentation symbolique à une représentation particulaire]

[R] *Les feux d'artifice*. <<http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/theorie/pyrotechnie.html>> (consulté le 9 avril 2013).

[R] *How Breathalyzers Work*. <<http://science.howstuffworks.com/breathalyzer3.htm>> (consulté le 9 avril 2013). [site en anglais]

Isotopes et masses atomiques. <<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/isotopes-and-atomic-mass>> (consulté le 9 avril 2013). [simulation]

La masse atomique et les isotopes. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/l'organisation-de-la-matiere/la-classification-periodique/la-masse-atomique-et-les-isotopes.aspx>> [consulté le 9 avril 2013].

La masse relative. <<http://www1.tfo.org/education/Episode/24983/la-masse-relative>> (consulté le 9 avril 2013). [film de TFO expliquant la masse relative]

La mole. <<http://www1.tfo.org/education/Episode/24987/la-mole>> (consulté le 9 avril 2013). [film de TFO expliquant le concept de la mole]

[R] *Le procédé Haber*. <<http://www1.tfo.org/education/episode/24975/le-procede-haber>> (consulté le 9 avril 2013). [film de TFO donnant un aperçu historique de l'élaboration du processus Haber]

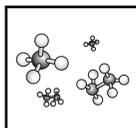
La science amusante. <<http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Catégorie:Chimie>> (consulté le 5 avril 2013). [site qui offre plusieurs démonstrations et activités de laboratoire, ainsi que des informations]

[R] *Sciences en ligne*. <<http://www.sciences-en-ligne.com/>> (consulté le 8 octobre 2014). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

La stœchiométrie et ses calculs. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-transformations-de-la-matiere/les-changements-chimiques/la-stoechiometrie-et-ses-calculs.aspx>> (consulté le 9 avril 2013). [explications de calculs stœchiométriques avec vidéo]

Tableau périodique des éléments. <<http://www.espace-sciences.org/sites/espace-sciences.org/files/documents/animations-en-ligne/physique/mendeleiev1/bin/index.html>> (consulté le 5 avril 2013). [tableau périodique interactif]

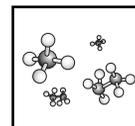
Volumes de gaz. <<http://www1.tfo.org/education/Episode/24984/volumes-de-gaz>> (consulté le 9 avril 2013). [film de TFO expliquant le volume molaire]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

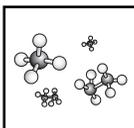
L'élève sera apte à :

- C11-3-01** définir la masse atomique moyenne en fonction des isotopes et de leur abondance relative,
entre autres l'unité de masse atomique (uma ou u);
RAG : A4, B1, D3, E3
- C11-3-02** faire une recherche sur l'importance et l'utilité des isotopes,
par exemple la médecine, la climatologie, les radio isotopes, les techniques de datation;
RAG : A3, B4, D3
- C11-3-03** écrire la formule et le nom de composés polyatomiques selon les lignes directrices de l'Union internationale de chimie pure et appliquée (IUPAC);
RAG : D3
- C11-3-04** calculer, en unités de masse atomique, la masse de composés;
RAG : D3
- C11-3-05** écrire et classer, à partir des équations exprimées en mots, des équations chimiques équilibrées,
entre autres les ions polyatomiques;
RAG : D3
- C11-3-06** prédire les produits d'une réaction chimique à partir des réactifs et du type de réaction,
entre autres les ions polyatomiques;
RAG : D3, E4
- C11-3-07** décrire le concept de mole et son importance pour les mesures en chimie;
RAG : A1, A4, B1, D3
- C11-3-08** calculer la masse molaire d'une variété de substances;
RAG : D3
- C11-3-09** calculer, à partir de la masse volumique à une température et à une pression données, le volume d'un gaz dont la masse est connue,
entre autres le volume molaire;
RAG : D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES THÉMATIQUES (suite)

- C11-3-10** résoudre des problèmes nécessitant la conversion d'unités entre moles, masse, volume et nombre de particules;
RAG : D3, E1
- C11-3-11** trouver des formules empiriques et moléculaires à partir de données en pourcentage sur la masse ou la composition;
RAG : D3, E1
- C11-3-12** interpréter une équation équilibrée en fonction des moles, de la masse et du volume des gaz;
RAG : A2, D3, E1
- C11-3-13** résoudre des problèmes impliquant des réactions mole-mole, masse-masse, volume-volume et masse-volume à partir de réactifs et de produits connus, entre autres des problèmes concernant la chaleur de réaction;
RAG; D3
- C11-3-14** identifier le réactif limitant et calculer la masse du produit à partir de l'équation d'une réaction et des données sur les réactifs;
RAG : D3
- C11-3-15** mener une expérience masse-masse ou masse-volume, identifier le réactif limitant et calculer le rapport molaire, entre autres le rendement théorique et le rendement pratique;
RAG : C1, C2, C3, C6, C7
- C11-3-16** discuter l'importance de la stoechiométrie dans les industries et décrire certaines applications,
par exemple en chimie analytique, en ingénierie chimique, en chimie industrielle.
RAG : A5, B4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

C11-0-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

C11-0-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

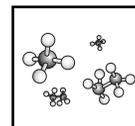
Étude scientifique

C11-0-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

C11-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2

C11-0-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

C11-0-S4 sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire, *par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;*
RAG : C1, C2

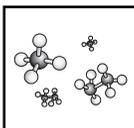


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-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

- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, *entre autres imprimées, électroniques et humaines;*
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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
- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C11-0-R4 comparer les perspectives et les interprétations proposées par les médias avec celles d'autres sources;
RAG : C2, C4, C5, C8

C11-0-R5 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public-cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

C11-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C11-0-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

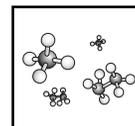
C11-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Prise de décisions

C11-0-D1 identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8

C11-0-D2 évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles reliées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position;
RAG : B1, C4, C5, C6, C7

C11-0-D3 reconnaître que les décisions peuvent refléter certaines valeurs, et tenir compte de ses propres valeurs et de celles des autres en prenant une décision,
par exemple être en harmonie avec la nature, générer de la richesse, privilégier la liberté individuelle;
RAG : C4, C5



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C11-0-D4 recommander une option ou identifier sa position en justifiant cette décision;
RAG : C4

C11-0-D5 évaluer le processus utilisé par soi-même ou d'autres pour parvenir à une décision;
RAG : C4, C5

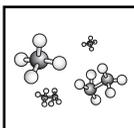
Attitudes

C11-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C4, C5

C11-0-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

C11-0-A3 manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4

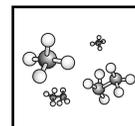
C11-0-A4 se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B4, B5



Bloc A : La masse atomique

L'élève sera apte à :

- C11-3-01** définir la masse atomique moyenne en fonction des isotopes et de leur abondance relative,
entre autres l'unité de masse atomique (uma ou u);
RAG : A4, B1, D3, E3
- C11-3-02** faire une recherche sur l'importance et l'utilité des isotopes,
par exemple la médecine, la climatologie, les radio isotopes, les techniques de datation;
RAG : A3, B4, D3
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres, imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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



C11-0-R5 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte.

RAG : C5, C6

Le présent regroupement est long. Nous recommandons fortement à l'enseignant de le diviser en deux parties distinctes. Le RAS C11-3-12 serait un endroit logique où commencer la deuxième partie.

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur la structure atomique de base (protons, neutrons et électrons), le numéro atomique et la masse atomique moyenne des éléments. Les élèves ont étudié ces concepts en 9^e année (RAS S1-2-04). Ils devraient pouvoir utiliser ces connaissances pour représenter divers atomes avec le modèle de Bohr.

En quête

Enseignement direct - les isotopes

Expliquer aux élèves que des variations des atomes d'un même élément existent dans la nature. On les appelle « isotopes ». La masse moyenne des isotopes de chaque élément constitue une caractéristique de ce dernier (voir *Chimie 11*, p. 162-163 ou *Chimie 11 STSE*, p. 15-16).

Les isotopes sont des atomes d'un même élément (même nombre de protons), mais le nombre de neutrons varie. Ils ont tous le même numéro atomique (nombre de protons), mais le nombre de masse n'est pas le même (somme des protons et des neutrons).

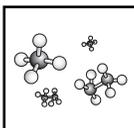
$${}^A_Z X$$

A = Nombre de masse
 X = Symbole de l'élément
 Z = Numéro atomique

Exemple de la représentation d'un isotope : sodium 24 ou ${}^{24}\text{Na}$.

L'unité de masse atomique (souvent désignée par les symboles u ou u_{ma}) est définie comme étant égale à 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12. La grandeur d'une unité de masse atomique est arbitraire : en effet, on aurait très bien pu dire qu'elle était égale à 1/24 de la masse d'un atome de carbone, ou à 1/10 de celle d'un atome de fer. Il y a trois raisons pour lesquelles on emploie 1/12 de la masse de l'isotope carbone 12 :

- le carbone est un élément très commun;
- cette valeur donne un nombre entier comme masse atomique de presque tous les autres éléments;
- l'élément le plus léger (H) a ainsi une masse d'environ une u .



Quand l'unité de masse atomique a été définie pour la première fois, sa masse en grammes était inconnue; depuis, on l'a cependant calculée de façon expérimentale. L'unité de masse atomique est une unité de masse extrêmement petite.

Résolution de problèmes - la masse atomique moyenne

Expliquer aux élèves comment la masse atomique moyenne des atomes est fonction de leur masse relative par rapport au carbone 12.

Proposer aux élèves d'utiliser les données sur l'abondance relative pour calculer la masse atomique moyenne des éléments (voir @ l'annexe 1 ou *Chimie 11 STSE*, p. 18-19). La majorité des éléments ont des isotopes naturels. Le *CRC Handbook of Chemistry and Physics* indique l'abondance relative de chacun. Si l'enseignant utilise les données du manuel, il doit s'assurer que l'abondance relative correspond à la masse atomique réelle.

Exemples :

Une des sources alimentaires de potassium est la banane; 93,1 % des atomes de potassium sont du potassium 39 (20 neutrons), 6,88 %, du potassium 41, et seulement une infime quantité, du potassium 40.

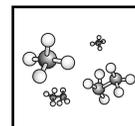
Le bore élémentaire est une combinaison de deux isotopes naturels : le bore 10 a une abondance relative de 19,78 %, et le bore 11, de 80,22 %.

Isotope	Abondance relative (%)	Masse atomique (u)
²⁴ Mg	78,70	23,98504
²⁵ Mg	10,13	24,98584
²⁶ Mg	11,17	25,98259

Activité de laboratoire - la masse atomique moyenne

Proposer aux élèves de réaliser une activité de laboratoire dans laquelle ils utilisent la masse de pièces d'un cent pour montrer comment on calcule la masse atomique moyenne (voir @ l'annexe 2, *Chimie 11*, p. 168 ou *Chimie 11 STSE*, p. 19).

L'évaluation de l'activité peut prendre la forme d'un rapport de laboratoire ou de questions et de réponses formulées à partir des données recueillies.



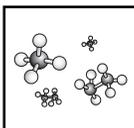
Recherche – les applications des isotopes

Inviter les élèves à effectuer une recherche sur les applications des isotopes. Leur demander de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p. ex. exposé oral, brochure informative, affiche). Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves pour leur recherche sur les isotopes. Les critères devraient porter sur le contenu ainsi que sur la présentation et peuvent être similaires, peu importe le type d'exercice choisi par les élèves.

Voici des applications possibles à explorer :

Il serait peut-être important de prévoir une discussion sur la période radioactive ($T^{1/2}$), mais il n'est pas nécessaire de parler en détail des équations sur la désintégration radioactive. Le document « La santé et la radiophysique : ressource manitobaine pour le cours de Physique 12^e année » contient beaucoup de renseignements sur les isotopes utilisés dans le domaine de la santé.

1. Les traceurs radioactifs utilisés dans les diagnostics médicaux
 - L'iode 131 sert à obtenir des images de la thyroïde, du cœur, des poumons et du foie, et à mesurer le volume sanguin.
 - On peut suivre le sodium 24 (un émetteur bêta dont la période est de 14,8 h), injecté dans le sang sous forme de solution saline, pour observer le cheminement du sang et détecter les constriction ou les obstructions éventuelles dans l'appareil circulatoire.
 - Pour une tomographie par émission de positrons (TEP), on emploie l'¹⁵O dans l'H₂, et l'¹⁵O et le ¹⁸F pour mesurer le métabolisme du glucose dans le cerveau.
2. Les isotopes radioactifs dans les traitements médicaux.
 - Traitement du cancer. Les implants d'or 198 ou les mélanges de strontium 90 et d'yttrium 90 pour détruire les tumeurs cancéreuses de l'hypophyse et du sein.
 - L'utilisation de rayons gamma au cobalt 60 pour détruire les tumeurs au cerveau.
3. Les isotopes d'oxygène en climatologie.
 - On utilise un ratio d'isotopes stables d'¹⁶O et d'¹⁸O pour calculer la température moyenne de la Terre (spectrométrie gazeuse de noyaux de glace, échantillons de précipitations).
4. Les isotopes d'hydrogène employés dans les tests nucléaires atmosphériques.
 - Les essais d'armes nucléaires mettent des quantités détectables de certains isotopes radioactifs dans l'atmosphère. Après la quasi-élimination des essais nucléaires en raison du *Traité d'interdiction partielle des essais nucléaires* en 1963, la concentration de carbone 14 dans l'atmosphère a commencé à diminuer immédiatement. Toute personne née avant 1965 possède donc une concentration significativement plus élevée de carbone 14 qu'une personne née après l'interdiction des essais nucléaires atmosphériques. Ainsi, nous pouvons déterminer l'âge de nombreux organismes vivants (y compris les humains) basé sur l'histoire récente de la présence de carbone 14 dans l'atmosphère.



5. Les isotopes utilisés dans les techniques de datation.

- La période du carbone 14 (5 730 ans) est utilisée pour établir l'âge d'os découverts dans des sites archéologiques, car le ^{14}C continue de se désintégrer au fil des années, tandis que la quantité présente dans l'atmosphère est constante. L'âge maximum que le ^{14}C sert à établir est 24 000 ans, tandis que l' ^{238}U peut servir à dater un objet de $4,5 \times 10^9$ ans.
- L'uranium 238 et le plomb 206 servent communément à dater des objets tels que des roches.

📄 L'annexe 3 comprend un tableau d'isotopes utilisés en médecine.

Cyberenquête – l'importance et les applications des isotopes

Inviter les élèves à mener une cyberenquête afin de répondre aux questions de 📄 l'annexe 4. Les réponses figurent à 📄 l'annexe 5.

En fin

1

Proposer aux élèves de dessiner les isotopes de l'hydrogène.



2

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes :

- Pourquoi la masse atomique de l'oxygène a-t-elle une valeur d'exactement 16,00 g sur le tableau périodique tandis que celle du carbone a une valeur de 12,01 g?
- Quelle est la différence entre la masse atomique et la masse atomique moyenne d'un élément?
- Pourquoi est-il important d'utiliser la masse atomique moyenne lorsqu'on calcule le nombre de moles dans un échantillon plutôt que d'utiliser la somme des unités de masse atomique pour l'élément?

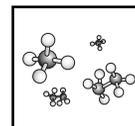
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves de calculer la masse atomique moyenne de divers éléments à partir des données sur l'abondance relative. Voir à la page 3.17, la note sur les données tirées du CRC *Handbook of Chemistry and Physics*.

2

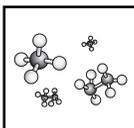
Évaluer les présentations des élèves selon les critères établis.



Bloc B : Les composés polyatomiques

L'élève sera apte à :

- C11-3-03** écrire la formule et le nom de composés polyatomiques selon les lignes directrices de l'Union internationale de chimie pure et appliquée (UICPA);
RAG : D3
- C11-3-04** calculer, en unités de masse atomique, la masse de composés;
RAG : D3
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-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

Vérifier les connaissances antérieures des élèves en leur demandant de compléter un schéma conceptuel, un cycle de mots, ou en utilisant le procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*) en utilisant des termes tels que : *anion, cation, valence, liaison ionique, métaux, non-métaux, liaison covalente, partage*.

En 10^e année, les élèves ont étudié le concept d'électrons de valence et comment les éléments se combinent pour former des liaisons. Ils ont aussi écrit les formules et noms de composés ioniques binaires et moléculaires.

OU

Inviter les élèves à jouer au jeu des noms ioniques (voir ☉ l'annexe 6). On lance une paire de dés (un avec les désignations de cations monoatomiques, l'autre, d'anions monoatomiques). Les élèves doivent prédire la bonne formule et le nom du composé ionique binaire en fonction des ions.

En quête

Enseignement direct – les ions polyatomiques

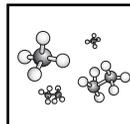
Introduire la notion d'ions polyatomiques aux élèves, en commençant par des exemples simples tels que celui de l'hydroxyde (voir *Chimie 11*, p. 97-105, *Chimie 11 STSE*, p. 66-68 ou *Chimie 11-12*, p. 29-32). Préciser que ces ions sont parfois appelés ions complexes ou radicaux. ☉ L'annexe 7 donne une liste d'ions polyatomiques. Encourager les élèves à établir des formules en équilibrant la charge ionique au lieu d'utiliser la méthode de « croisement ». Il se peut qu'ils aient utilisé cette dernière méthode pour trouver la bonne formule d'un composé dans une classe antérieure, mais ils devraient maintenant comprendre *pourquoi* cette méthode fonctionne. On peut employer des formes de papier pour représenter divers cations et anions. L'objectif consiste à dresser une figure rectangulaire montrant le ratio ionique correct.

Activité de laboratoire – la formule d'un précipité

Proposer aux élèves de mener une expérience de laboratoire (voir ☉ l'annexe 8) afin de déterminer la formule d'un précipité d'hydroxyde de cobalt. Des renseignements pour l'enseignant figurent à ☉ l'annexe 9. Cette activité peut aussi être menée pour appuyer le RAS C11-3-11.

Enseignement direct – la masse des composés

Indiquer aux élèves que les indices dans une formule chimique indiquent le nombre d'atomes dans une molécule ou dans une unité de formule. Faire la distinction entre la masse moléculaire et la masse formulaire. Les composés moléculaires, aussi appelés molécules, contiennent des atomes liés ensemble dans des particules distinctes de charge électrique neutre. Exemples : l'O₂ et le CO₂. La masse d'une molécule est appelée masse moléculaire. Les composés ioniques



sont faits d'ions. Exemples : le NaCl et le CuSO₄. La masse d'un composé ionique est appelée masse formulaire.

Inviter les élèves à calculer la masse moléculaire et la masse formulaire de divers composés. La somme des masses atomiques moyennes des atomes d'une formule chimique est la masse moléculaire ou la masse formulaire du composé. Commencer par des composés binaires puis passer à des composés polyatomiques. La masse moléculaire de l'aspirine (C₉H₈O₄) peut se calculer comme suit :

$$\begin{aligned} \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 &= 9\text{C} + 8\text{H} + 4\text{O} \\ &= (9 \times 12,01 \text{ u}) + (8 \times 1,01 \text{ u}) + (4 \times 16,00 \text{ u}) \\ &= 180 \text{ u} \end{aligned}$$

Un diagramme de Venn permettrait de bien montrer les ressemblances et les différences entre la masse moléculaire et la masse formulaire.

Activité de laboratoire – la formule d'un hydrate

Proposer aux élèves de mener une activité de laboratoire pour trouver la formule d'un hydrate (voir *Chimie 11*, p. 226 et 227). Cette activité peut aussi être menée pour appuyer le RAS C11-3-11.

En fin

1

Inviter les élèves à jouer à nouveau au jeu des noms ioniques, mais cette fois avec des cations et anions polyatomiques.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Se référer aux @ annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

2

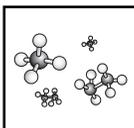
Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir @ l'annexe 6 du regroupement 2).

3

Demander aux élèves de rédiger le nom et la formule de composés binaires et polyatomiques. Il convient d'inclure les cations polyvalents tels que le Cu⁺ et le Cu²⁺. Les élèves pourraient formuler les questions et mettre à l'épreuve les connaissances de leurs camarades de classe. Les élèves devraient pouvoir expliquer par écrit pourquoi une formule donnée est correcte en fonction des ions et de leur charge totale dans la molécule.

4

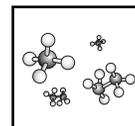
Demander aux élèves de calculer la masse de divers composés, en unités de masse atomique, étant donné le nom et/ou la formule de chaque composé.



Bloc C : La classification des réactions chimiques

L'élève sera apte à :

- C11-3-05** écrire et classer, à partir des équations exprimées en mots, des équations chimiques équilibrées,
entre autres les ions polyatomiques;
RAG : D3
- C11-3-06** prédire les produits d'une réaction chimique à partir des réactifs et du type de réaction,
entre autres les ions polyatomiques;
RAG : D3, E4
- C11-0-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
- C11-0-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
- 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



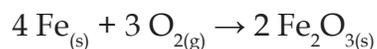
Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Activer les connaissances antérieures des élèves en leur proposant de compléter l'exercice de ⓐ l'annexe 10.

OU

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les types de réactions chimiques à l'aide des événements inattendus suivants :

1. Placer une chandelle non allumée sur une balance. Demander aux élèves de prédire ce qui arrivera à la masse de la chandelle quand elle aura brûlé. Laisser la chandelle se consumer et observer la diminution de la masse. Les élèves devraient expliquer que la diminution de la masse est due aux produits gazeux de la réaction de combustion.
2. Placer de la laine d'acier (Fe) sur une balance, et prendre note de la masse. Demander aux élèves de prédire ce qui arrivera si la laine est brûlée. La brûler et observer la masse grandir. Les élèves devraient expliquer que la masse augmente à cause de la réaction de synthèse.

**En quête****Activité de laboratoire – les indications des réactions chimiques**

Proposer aux élèves de mener une activité de laboratoire sur les caractéristiques des réactions chimiques (voir ⓐ l'annexe 11). Des renseignements pour l'enseignant figurent à ⓐ l'annexe 12. Les élèves peuvent également mener l'activité de laboratoire à ⓐ l'annexe 13.

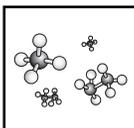
Exercice – équilibrer les réactions chimiques

Inviter les élèves à écrire des réactions chimiques à partir de descriptions écrites (voir *Chimie 11*, p. 113, *Chimie 11 STSE*, p. 114 ou *Chimie 11-12*, p. 53-54) et à équilibrer des réactions chimiques (voir *Chimie 11*, p. 116 et 118, *Chimie 11 STSE*, p. 117-119 ou *Chimie 11-12*, p. 53-54). Revoir au besoin les étapes à suivre pour équilibrer des équations chimiques (voir *Chimie 11*, p. 116 et 117, *Chimie 11 STSE*, p. 118-119 ou *Chimie 11-12*, p. 52-53).

En 10^e année, les élèves ont équilibré des équations chimiques et ont étudié les réactions de synthèse, de décomposition, de déplacement simple, de déplacement double et de combustion pour des composés monoatomiques. En 11^e année, les élèves doivent le faire avec des composés polyatomiques.

Les élèves doivent indiquer l'état des réactifs et des produits (gaz, liquide, solide, aqueux), quand on leur fournit les renseignements nécessaires dans la question.

Les élèves devraient pouvoir prédire les produits d'une réaction, si on leur indique les réactifs et le genre de réaction. Commencer par des réactions d'addition et de décomposition, puis passer aux réactions à déplacement simple et double et aux réactions de combustion.



La règle générale suivante fonctionne pour la plupart des réactions chimiques : équilibrer d'abord les métaux, puis les ions et les non-métaux, l'hydrogène et, enfin, l'oxygène. S'il n'y a ni métal ni ion, comme dans le cas d'une réaction de combustion organique, on équilibre le carbone d'abord, puis l'hydrogène et, enfin, l'oxygène.

La classification des réactions chimiques

Utiliser la stratégie Jigsaw (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.21) pour l'étude des types de réactions chimiques. Les élèves sont séparés en « familles ». Chaque membre de l'équipe choisit (ou reçoit) un type de réaction chimique. Les élèves forment ensuite des « groupes d'experts » selon le type de réaction. Par exemple, tous les élèves ayant les réactions de déplacement simple se réunissent pour examiner ce type de réaction. Les groupes d'experts devront étudier la réaction qui leur est attribuée et revenir ensuite dans leur « famille » avec l'information et des questions à poser aux autres membres de la classe. Lorsque les renseignements sont mis en commun dans les groupes d'experts, on devrait encourager les membres de l'équipe à prendre des notes.

En fin

Inviter les élèves à utiliser le procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9-10.10) afin de définir chaque type de réaction chimique.

Stratégies d'évaluation suggérées

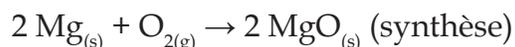
1

Évaluer les rapports d'expériences des élèves.

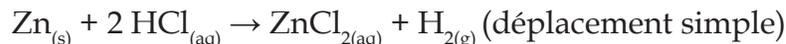
2

Inviter les élèves à compléter des exercices pour équilibrer des réactions chimiques. Ayant reçu la description écrite d'une réaction, les élèves écrivent des équations chimiques équilibrées et identifient le type de réaction dont il s'agit. Étant donné les réactifs et le type de réaction, ils prédisent les produits qui résulteront de la réaction et rédigent une équation chimique équilibrée.

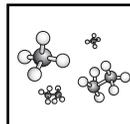
Exemple : Quand on brûle du magnésium dans l'air, un solide blanc se forme. Rédige l'équation chimique équilibrée correspondant à la réaction, en précisant les états de la matière et le type de réaction.



Exemple : Quand on traite le zinc avec de l'acide chlorhydrique, un gaz est produit. Rédige l'équation chimique équilibrée correspondante et indique le type de réaction.



Les élèves peuvent aussi compléter un exercice en ligne au site [http://k.k.k.cgfUc"bYh/Yei Uh jcbgWja jei Yg#dU Yg#d%U\la](http://k.k.k.cgfUc)



Bloc D : La mole

L'élève sera apte à :

C11-3-07 décrire le concept de mole et son importance pour les mesures en chimie;
RAG : A1, A4, B1, D3

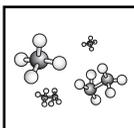
C11-3-08 calculer la masse molaire d'une variété de substances;
RAG : D3

C11-0-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

C11-0-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

Avogadro n'a pas calculé le nombre portant son nom. Il a travaillé avec des gaz et en 1811, publie un article indiquant que des volumes de gaz égaux à la même température et pression contiennent le même nombre de particules. Ce concept est maintenant connu comme l'hypothèse d'Avogadro ou le principe d'Avogadro.

Les idées d'Avogadro n'ont pas été acceptées immédiatement, mais ont servi de fondement à d'autres études menées par des scientifiques tels que Jean-Baptiste Perrin. Celui-ci a mesuré le déplacement des particules colloïdales affichant un mouvement brownien. Ensuite, il s'est servi des résultats de ces expériences pour calculer la première valeur de la constante d'Avogadro.



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur la structure atomique de base (protons, neutrons et électrons), le numéro atomique, la masse atomique moyenne des éléments et les isotopes.

En quête

Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de mener une expérience pour calculer la taille et la masse d'une molécule d'acide oléique, afin de leur permettre de mieux comprendre les dimensions au niveau moléculaire (Voir ☺ l'annexe 14).

Enseignement direct - la mole

Inviter les élèves à compléter l'activité de ☺ l'annexe 15 qui introduit le concept de la mole. Des renseignements pour l'enseignant figurent à ☺ l'annexe 16. Voir *Chimie 11*, p. 171-177, *Chimie 11 STSE*, p. 225-228 ou *Chimie 11-12*, p. 51-52 pour des renseignements sur la mole.

Résolution de problèmes - la masse molaire

Expliquer la relation entre les moles, le nombre de particules et la masse en grammes. Soulignez que la mole est l'unité principale dans la plupart des calculs. Il faut encourager les élèves à recourir à l'analyse dimensionnelle pour résoudre les problèmes. Le présent cours vise à limiter les calculs avec le nombre d'Avogadro et à mettre davantage l'accent sur les calculs pratiques faisant intervenir la masse, le volume et les moles. Un problème tel que celui qui suit serait une activité d'approfondissement qui irait au-delà de l'intention du résultat d'apprentissage : *Quelle est la masse de six atomes de phosphate d'ammonium?*

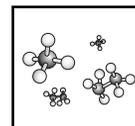
Dans certains manuels et ouvrages de référence, la masse molaire est aussi appelée « poids ou masse moléculaire ».

Il existe plusieurs façons de résoudre ce type de problème, mais en voici un exemple fourni aux fins d'information. Quand on convertit d'une unité à une autre, il faut toujours inscrire l'inconnue en haut, comme dans l'exemple. Ensuite, on trouve la valeur de x , soit en faisant une multiplication en croisé, soit en divisant tout simplement.

Exemples de problèmes

1. Combien de moles y a-t-il dans 2,3 g d'atomes de sodium?

$$\frac{x}{1 \text{ mol}} = \frac{2,3 \text{ g}}{23,0 \text{ g}}$$



Si l'on divise, les unités en grammes se simplifient, ce qui laisse un nombre de moles comme réponse. On a tout de même fait une multiplication en croisé.

$$x = 0,10 \text{ mol (2 chiffres significatifs)}$$

2. La même méthode permet de trouver le nombre de moles dans $2,41 \times 10^{23}$ atomes de cuivre.

$$\frac{x}{1 \text{ mol}} = \frac{2,41 \times 10^{23} \text{ atomes}}{6,02 \times 10^{23} \text{ atomes}}$$

Les nombres d'atomes se simplifient, ce qui laisse un nombre de moles comme réponse.

$$x = 0,400 \text{ mol (3 chiffres significatifs)}$$

3. Quand la conversion se fait dans l'autre sens, la multiplication en croisé permet de trouver la réponse.

Quelle est la masse de 0,250 mole de NaOH?

$$\frac{x}{40,0 \text{ g}} = \frac{0,250 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 10,0 \text{ g (3 chiffres significatifs)}$$

Demander aux élèves de vérifier leurs réponses et de voir si elles sont raisonnables. En posant par écrit les ratios de cette façon, les élèves ont de meilleures chances de voir la relation entre ce qui leur est donné et ce qu'ils doivent trouver. Il convient de poursuivre l'analyse des unités pour confirmer les réponses obtenues avec la méthode des ratios.

En fin

Inviter les élèves à créer un schéma conceptuel pour démontrer comment convertir une unité en une autre.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à résoudre des problèmes semblables à ceux présentés dans la section « En quête ».

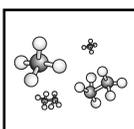
2

Se référer aux annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir 10 l'annexe 6 du regroupement 2).

Afin de pratiquer des calculs de moles dans un contexte pratique, demander aux élèves de calculer d'avance les quantités nécessaires pour le laboratoire qu'ils exécuteront dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-3-14.



Bloc E : Le volume molaire

L'élève sera apte à :

- C11-3-09** calculer, à partir de la masse volumique à une température et à une pression données, le volume d'un gaz dont la masse est connue, entre autres le volume molaire;
RAG : D3
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5

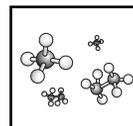
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur la masse volumique en les invitant à compléter un cadre sommaire de concept (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23). Les élèves peuvent aussi résoudre quelques problèmes de masse volumique.

En huitième année (8-3-06), les élèves ont étudié la masse volumique des solides, des liquides et des gaz. Ils ont aussi résolu des problèmes en employant les unités appropriées.

Les élèves ont déjà étudié les phases de la matière, et on leur a expliqué les propriétés des gaz à l'aide de la théorie cinétique des molécules.



En quête**Exercice – le volume molaire**

Inviter les élèves à calculer le volume d'une mole de gaz communs à partir du tableau à l'annexe 17. Préciser aux élèves que ces données ont été recueillies à une température de 0°C et une pression de 101,3 kPa, ce qu'on appelle température et pression normales (TPN). Ceci est important, puisque le volume d'un gaz varie en fonction de la température et la pression, concept étudié au regroupement 2. On utilise également la température ambiante et pression normale (TAPN), indiquant une température de 5°C et une pression de 100 kPa.

Les élèves devraient obtenir une valeur d'environ 22,4 L/mol pour chaque gaz à TPN. À TAPN, le volume aurait une valeur d'environ 24,5 L/mol.

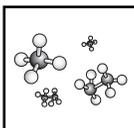
Enseignement direct – le volume molaire

Expliquer aux élèves le concept de volume molaire (voir *Chimie 11*, p. 472-474, *Chimie 11 STSE*, p. 546-549 ou *Chimie 11-12*, p. 169-170). S'assurer d'indiquer qu'un gaz parfait est un gaz hypothétique, où les particules n'occupent presque pas d'espace et où il n'y a aucune force d'attraction entre les particules. En réalité, il y a des forces d'attraction entre les particules, qui se manifestent lorsque la température baisse, que les molécules ralentissent et se rapprochent donc pour passer à l'état liquide. Cependant, le concept des gaz parfaits permet de faire plusieurs généralisations et calculs qui seraient trop complexes si l'on tenait compte de toutes les variables. À TPN, la majorité des gaz occupent un volume semblable, comme le démontrent les données qui suivent, ainsi que les volumes calculés par les élèves à partir des données de l'annexe 17 :

gaz	volume
ammoniac (NH ₃)	22,079 L
chlore (Cl ₂)	22,184 L
dioxyde de carbone (CO ₂)	22,260 L
oxygène (O ₂)	22,390 L
argon (Ar)	22,397 L
gaz parfait	22,414 L
néon (Ne)	22,422 L
hydrogène (H ₂)	22,432 L
hélium (He)	22,435 L

Résolution de problèmes – le volume molaire

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes impliquant le calcul de moles et de volumes de gaz. Encourager les élèves à utiliser la logique et le raisonnement, au lieu de miser sur les algorithmes et les ratios.



Voici des exemples de problèmes simples portant sur le volume molaire :

1. Calcule le volume de 8,00 g de gaz d'oxygène si la température et la pression sont normales.

$$\text{moles} = \frac{8,00 \text{ g}}{32,0 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

$$\text{volume à TPN} = 0,25 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 5,60 \text{ L}$$

2. Combien de moles y aurait-il dans 8,96 L de gaz, à TPN?

$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{8,96 \text{ L}}{x \text{ mol}} \quad x = \frac{8,96 \text{ mol} \cdot \text{L}}{22,4 \text{ L}} = 0,40 \text{ mol}$$

3. Calcule le volume de 29,9 g d'argon à 25,0 °C et à une pression d'une atm (TAPN).

$$\text{moles} = \frac{29,9 \text{ g}}{39,944 \text{ g/mol}} = 0,75 \text{ mol}$$

$$\text{volume à TPN} = 0,75 \text{ mol} \times 24,5 \text{ L/mol} = 18,4 \text{ L}$$

4. Calcule le volume molaire du gaz d'hydrogène si la masse volumique de celui-ci est de 0,08999 g/L à 0 °C, la pression étant de 760 mm Hg.

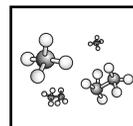
La masse volumique est définie comme étant la masse par unité de volume.

$$\text{masse volumique} = \frac{m}{V} \quad \text{ou} \quad \text{Volume molaire} = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse volumique}}$$

$$\text{Volume molaire} = \frac{2,02 \text{ g/mol}}{0,08999 \text{ g/L}} = 22,4 \text{ L/mol}$$

Activité de laboratoire - la masse molaire

🔗 L'annexe 18 présente une activité de laboratoire au cours de laquelle les élèves peuvent calculer avec un bon degré de précision la masse molaire du butane. Des renseignements pour l'enseignant figurent à 🔗 l'annexe 19. Une activité semblable peut être trouvée dans *Chimie 11*, p. 496-497, *Chimie 11 STSE*, p. 572-573 ou *Chimie 11-12*, p. 179.



On évalue la masse d'un briquet au butane avant et après que le combustible soit libéré sous forme de gaz dans une chambre de collecte. Cette mesure est la masse du gaz libéré dans l'eau. L'exactitude des résultats dépend beaucoup de la précision de la chambre de collecte. On pourrait insérer un entonnoir renversé dans le tube d'un eudiomètre pour recueillir plus efficacement tout gaz libéré. En connaissant le volume exact du gaz à une température et à une pression données, nous pouvons le convertir à ce qu'il serait si la température et la pression étaient normales. Ensuite, avec la valeur de 22,4 L/mole, nous pouvons calculer le nombre de moles de gaz libérées. En divisant la masse du gaz libéré par le nombre de moles, nous pouvons calculer la masse molaire du gaz. Le gaz doit être du butane (C₄H₁₀). On pourrait faire une comparaison avec la masse molaire exacte.

Résolution de problèmes - le volume molaire et la loi combinée des gaz

Inviter les élèves à résoudre des problèmes impliquant les volumes molaires ainsi que la loi combinée des gaz.

Dans la plupart des manuels scolaires, on utilise l'équation des gaz parfaits ($PV = nRT$) ou des modifications de cette relation pour calculer la masse volumique et le volume molaire. Toutefois, on peut aussi faire les calculs en modifiant les conditions par rapport à la température et à la pression normales, puis en utilisant 22,414 L/mol.

Exemples de problèmes

1. Calcule la masse molaire d'un gaz si sa masse volumique à 27,0 °C et à une pression de 1,5 atm est de 1,95 g/L. Quel est ce gaz?

Pour calculer la masse molaire, on peut utiliser l'équation $mv = \frac{m}{V}$. Cependant, nous ne connaissons ni m ni V , mais à l'aide de la loi combinée des gaz présentée au regroupement 2, et du concept de volume molaire d'un gaz à TPN, il est possible de calculer le volume du gaz.

22,414 L à 273 K et à 1,0 atm
x L à 300 K et à 1,5 atm

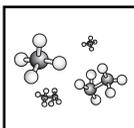
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{1,0 \text{ atm} \times 22,414 \text{ L} \times 300 \text{ K}}{1,5 \text{ atm} \times 273 \text{ K}} = 16,4 \text{ L}$$

On peut maintenant calculer la masse :

$$m = mv \times V = 1,95 \text{ g/L} \times 16,4 \text{ L/mol} = 32,0 \text{ g/mol}$$

Ce gaz pourrait être de l'oxygène.



2. Calcule la masse volumique de l'éthène (C_2H_4) à $-73\text{ }^\circ\text{C}$ et à une pression de 0,445 atm.

Afin d'utiliser la formule $mv = \frac{m}{V}$ nous devons trouver le volume molaire aux conditions données.

22,414 L à 273 K et à 1,0 atm
x L à 200 K et à 0,445 atm

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{1,0 \text{ atm} \times 22,414 \text{ L} \times 200 \text{ K}}{0,445 \text{ atm} \times 273 \text{ K}} = 36,9 \text{ L}$$

On peut maintenant calculer la masse volumique de l'éthène.

$$mv = \frac{m}{V} = \frac{28,04 \text{ g/mol}}{36,9 \text{ L/mol}} = 0,760 \text{ g/L}$$

3. Calcule le volume de 11,0 g de dioxyde de carbone à $173\text{ }^\circ\text{C}$ et à une pression de 55,6 kPa.

On doit premièrement déterminer le nombre de moles dans l'échantillon de dioxyde de carbone.

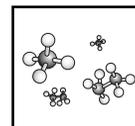
$$\text{moles} = \frac{11,0 \text{ g}}{44,0 \text{ g/mol}} = 0,250 \text{ mol}$$

À TPN, le volume serait donc : $0,25 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 5,60 \text{ L}$

On peut maintenant utiliser les rapports de volume, pression et température pour calculer le volume de gaz.

5,60 L à 273 K et à 101,3 kPa
x L à 446 K et à 55,6 kPa

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 5,60 \text{ L} \times 446 \text{ K}}{55,6 \text{ kPa} \times 273 \text{ K}} = 16,7 \text{ L}$$



En fin

Inviter les élèves à illustrer leur compréhension du volume molaire à l'aide du procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9 et 10.10)

Stratégies d'évaluation suggérées

1

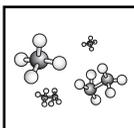
Proposer aux élèves de résoudre des problèmes semblables à ceux présentés dans les exemples.

2

Se référer aux annexes ⑩ 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir ⑩ l'annexe 6 du regroupement 2).



Bloc F : La résolution de problèmes

L'élève sera apte à :

- C11-3-10** résoudre des problèmes nécessitant la conversion d'unités entre moles, masse, volume et nombre de particules;
RAG : D3, E1
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées

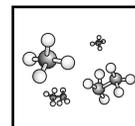
En tête

Inviter les élèves à résumer les concepts de mole, masse molaire et volume molaire.

En quête

Enseignement direct - l'hypothèse d'Avogadro

Expliquer aux élèves comment l'hypothèse d'Avogadro a révolutionné la pensée dans le domaine de la chimie, et comparer la façon dont la constante « N_A » a été calculée dans le passé aux méthodes que l'on utilise aujourd'hui pour la trouver. Depuis 1865, il y a eu plus de 80 calculs de la valeur de ce que nous appelons maintenant le nombre ou la constante d'Avogadro. L'expression « nombre d'Avogadro » rend hommage à Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro pour les travaux remarquables qu'il a accomplis.



Il a travaillé avec des gaz pour essayer de prouver que des volumes de gaz égaux soumis aux mêmes conditions contiennent le même nombre de particules. Ses travaux sur les particules au niveau moléculaire ont servi de fondement à d'autres études menées par des scientifiques tels que Jean-Baptiste Perrin et Josef Loschmidt. Perrin a mesuré le déplacement des particules colloïdales affichant un mouvement brownien et il s'est servi des résultats de ces expériences pour calculer la première valeur de la constante d'Avogadro. Les recherches de Loschmidt reposaient sur la théorie cinétique des molécules. Des informations sont disponibles au site *Amedeo Avogadro* : <http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/chimisterie/9703/VSauve.html>.

Les élèves ont d'habitude du mal à saisir un si grand nombre. Il est utile de fournir des exemples. Certains ont déjà été fournis dans l'annexe 15. En voici d'autres.

- Si nous devons répartir entre tous les humains un nombre de sous aussi grand que le nombre d'Avogadro, combien chaque personne recevrait-elle?

En date du 15 janvier 2005, la population du globe était estimée à 6 412 930 900 personnes.

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ pièces d'un cent}}{6\,412\,930\,900 \text{ personnes}} = \frac{9,3873 \times 10^{13} \text{ pièces d'un cent, ou environs}}{939\,000\,000\,000 \text{ \$ par personnes.}}$$

- Si l'on empilait le nombre de feuilles de papier correspondant au nombre d'Avogadro, la pile dépasserait les limites de notre système solaire!
- Le nombre de grains de riz correspondant au nombre d'Avogadro couvrirait toute la surface de la Terre : en fait, la couche de riz aurait 75 m d'épaisseur!

Résolution de problèmes

Inviter les élèves à résoudre des problèmes pratiques se rapportant à la conversion des unités propres à la masse, aux moles et aux volumes. Il faut accorder une attention particulière à l'utilisation des bonnes unités. Rappelez-vous que les élèves ont eu recours à l'analyse des unités pour résoudre les problèmes axés sur les lois des gaz.

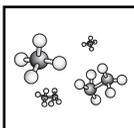
Exemples de problèmes

1. Calcule la masse de 0,250 mol de NH_4OH

Il faut calculer la masse molaire du composé.

$$1 \text{ N} + 4 \text{ H} + 1 \text{ O} + 1 \text{ H} = (1 \times 14 \text{ g}) + (4 \times 1 \text{ g}) + (1 \times 16 \text{ g}) + (1 \times 1 \text{ g}) = 35 \text{ g/mol}$$

Il faut ensuite convertir le nombre de moles en masse, en multipliant afin d'annuler les unités de moles. $0,250 \text{ mol} \times 35 \text{ g/mol} = 8,75 \text{ g}$



2. Combien y a-t-il de particules dans 2,0 mol d'atomes de carbone?

Si 1,0 mole contient $6,02 \times 10^{23}$ particules, 2,0 mol devraient contenir deux fois ce nombre de particules : $2,0 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ particules/mol} = 12,04 \times 10^{23}$ particules ou $1,2 \times 10^{24}$ particules (deux chiffres significatifs)

3. Quel serait le volume de 1,70 g d'ammoniac (NH_3) si la température et la pression étaient normales?

Il faut premièrement convertir la masse en moles. Pour faire cela, on doit déterminer la masse molaire de l'ammoniac.

$$1 \text{ N} + 3 \text{ H} = (1 \times 14 \text{ g/mol}) + (3 \times 1,0 \text{ g/mol}) = 17,0 \text{ g/mol}$$

$$\text{nombre de moles} = \frac{1,70 \text{ g}}{17,0 \text{ g/mol}} = 0,10 \text{ mol}$$

Ensuite il faut convertir le nombre de moles en volume, en multipliant par le volume molaire à TPN (22,4 L/mol).

$$\text{volume} = 0,10 \text{ mol} \times \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 2,24 \text{ L}$$

4. Combien y a-t-il de moles dans $4,82 \times 10^{24}$ particules?

$$\text{nombre de moles} = 4,82 \times 10^{24} \text{ particules} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ particules}} = 8,01 \text{ mol}$$

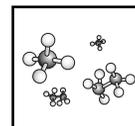
5. Calcule le nombre de molécules de dioxyde de carbone (CO_2) qu'il y a dans 1,68 L de gaz, à température et pression normales.

Il faut premièrement convertir le volume en nombre de moles.

$$\text{nombre de moles} = \frac{1,68 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,075 \text{ moles}$$

Ensuite il faut convertir le nombre de moles en nombre de molécules.

$$\text{nombre de molécules} = 0,075 \text{ mol} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} = 4,52 \times 10^{22} \text{ molécules}$$



En fin

1

Inviter les élèves à compléter le schéma conceptuel à @ l'annexe 20 démontrant la conversion entre les moles, la masse, le volume et le nombre de particules, en inscrivant l'opération mathématique appropriée dans les nuages (le corrigé figure à @ l'annexe 21).

2

Inviter les élèves à écrire une rédaction PPPST sur la mole (voir @ l'annexe 22). Élaborer des critères avec les élèves, p. ex. :

- Le vocabulaire est utilisé correctement et expliqué.
- Les calculs sont décrits correctement.
- La rédaction est intéressante et fait preuve de créativité.
- Le texte est clair. L'orthographe et la grammaire sont correctes.

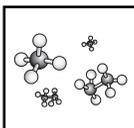
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes de conversion entre les moles, la masse, le volume et le nombre de particules.

2

Évaluer les rédactions des élèves selon les critères élaborés en classe.



Bloc G : Les formules empiriques et moléculaires

L'élève sera apte à :

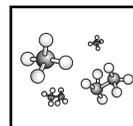
- C11-3-11** trouver des formules empiriques et moléculaires à partir de données en pourcentage sur la masse ou la composition;
RAG : D3, E1
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres 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
- C11-0-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
- C11-0-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

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les formules chimiques en leur donnant les noms d'une variété de composés chimiques et leur demandant de déterminer la formule chimique pour ces composés.

En 10^e année (S2-2-04), les élèves ont rédigé des formules de composés moléculaires en utilisant des préfixes et, dans le cadre du résultat C11-3-03, ils ont rédigé des formules de composés polyatomiques en se servant de la nomenclature de l'UICPA. Toutefois, on ne leur a pas encore expliqué qu'il existe de nombreux genres de formules.



En quête**Enseignement direct – le pourcentage de composition**

Donner les définitions pour la formule empirique et la formule moléculaire aux élèves (voir *Chimie 11 STSE*, p. 268-269). Dans une formule chimique, les éléments sont représentés par des symboles et l'indice représente le nombre d'atomes de chaque élément.

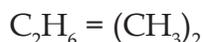
Une formule **empirique (la plus simple)** représente le nombre relatif d'atomes de chaque élément présent dans le composé. Ex. : la formule empirique de l'éthane serait CH_3 .

Une formule **moléculaire** représente le nombre réel d'atomes de chaque élément plutôt qu'un simple rapport entre les atomes. Ex. : la formule moléculaire de l'éthane serait C_2H_6 .

Autre façon de représenter cela :

Formule moléculaire = (Formule empirique)_n, où n est un nombre entier : n = 1, etc.

Dans le présent exemple, n = 2



Comme les élèves définiront la formule à partir de la composition en pourcentage et de la masse, il faut leur rappeler qu'il y a une distinction entre les composés moléculaires et ioniques. Au sens le plus strict, il est inexact de dire que 58,5 g/mol est la masse molaire du NaCl non moléculaire. Il est plus exact de dire qu'il s'agit de la masse formulaire.

Expliquer aux élèves que, lorsque les scientifiques font une analyse chimique afin d'identifier un composé, ils déterminent la masse relative de chaque élément dans le composé. Ces montants s'appellent le pourcentage de composition (voir *Chimie 11 STSE*, p. 262). On le calcule en divisant la masse de l'élément dans le composé par la masse totale du composé, puis on multiplie par cent.

$$\text{Pourcentage de composition} = \frac{\text{masse de l'élément}}{\text{masse totale du composé}} \times 100 \%$$

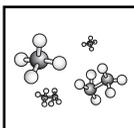
La composition en pourcentage peut être calculée à partir de la formule du composé ou, dans le cadre d'une expérience, au moyen d'une réaction de décomposition du composé.

Résolution de problèmes

Inviter les élèves à résoudre des problèmes impliquant le pourcentage de composition, la formule empirique et la formule moléculaire d'éléments.

Exemples de problèmes

1. Un composé contient 22,1 g de cuivre, 11,2 g de soufre et 22,3 g d'oxygène. Quel est le pourcentage de composition de chacun des éléments du composé?



Étape 1 : Déterminer la masse totale de l'échantillon du composé en faisant l'addition des masses individuelles.

$$22,1 \text{ g} + 11,2 \text{ g} + 22,3 \text{ g} = 55,6 \text{ g}$$

Étape 2 : Déterminer le pourcentage de composition de chaque élément.

$$\text{Pourcentage de composition} = \frac{\text{masse de l'élément}}{\text{masse totale du composé}} \times 100 \%$$

$$\text{Pourcentage de Cu} = \frac{22,1 \text{ g}}{55,6 \text{ g}} \times 100 \% = 39,7 \%$$

$$\text{Pourcentage de S} = \frac{11,2 \text{ g}}{55,6 \text{ g}} \times 100 \% = 20,1 \%$$

$$\text{Pourcentage d'O} = \frac{22,3 \text{ g}}{55,6 \text{ g}} \times 100 \% = 40,1 \%$$

2. Soit un composé dont la composition est la suivante : 40,0 % de carbone, 6,714 % d'hydrogène et 53,29 % d'oxygène. Trouve la formule empirique du composé.

Suppose qu'il s'agit d'un échantillon de 100,0 g, auquel cas :

$$\text{C} = \frac{40,0 \text{ g}}{12,0 \text{ g/mol}} = 3,3 \text{ mol}$$

$$\text{H} = \frac{6,71 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 6,7 \text{ mol}$$

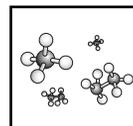
$$\text{O} = \frac{53,29 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 3,3 \text{ mol}$$

En divisant par le plus petit nombre de moles, on trouve que le ratio entre les éléments de la formule est $\text{C}_1\text{H}_2\text{O}_1$.

3. Soit un composé qui contient 71,65 % de chlore, 24,27 % de carbone et 4,07 % d'hydrogène. Trouve la formule moléculaire si la masse molaire est de 98,96 g/mol. Suppose qu'il s'agit d'un échantillon de 100,0 g.

$$\text{Cl} = \frac{71,65 \text{ g}}{35,5 \text{ g/mol}} = 2,02 \text{ mol}$$

$$\text{C} = \frac{24,27 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 2,02 \text{ mol}$$



$$H = \frac{4,07 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 4,01 \text{ mol}$$

En divisant par le plus petit nombre de moles, on trouve que le ratio entre les éléments est $C_1H_2Cl_1$; la masse formulaire serait alors 49,5 g/mol. Si la masse molaire est 98,96 g/mol, la formule moléculaire sera un multiple de la formule la plus simple, soit :

$$\frac{98,96 \text{ g/mol}}{49,5 \text{ g/mol}} = 2$$

La formule moléculaire est donc $C_2H_4Cl_2$.

4. L'analyse expérimentale a montré qu'un composé contenait 7,30 g de sodium, 5,08 g de soufre et 7,62 g d'oxygène. Quelle est la formule la plus simple de ce composé?

$$Na = \frac{7,30 \text{ g}}{23,0 \text{ g/mol}} = 0,317 \text{ mol}$$

$$S = \frac{5,08 \text{ g}}{32,1 \text{ g/mol}} = 0,158 \text{ mol}$$

$$O = \frac{7,62 \text{ g}}{16,90 \text{ g/mol}} = 0,476 \text{ mol}$$

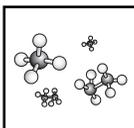
En divisant par le plus petit nombre de moles, on trouve que la formule la plus simple devient $Na_2S_1O_3$.

En fin

Inviter les élèves à représenter les concepts de formule empirique et formule moléculaire en employant le procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9).

Stratégie d'évaluation suggérée

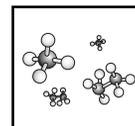
Proposer aux élèves de résoudre divers problèmes semblables à ceux présentés dans la section « En quête ».



Bloc H : La stœchiométrie

L'élève sera apte à :

- C11-3-12** interpréter une équation équilibrée en fonction des moles, de la masse et du volume des gaz;
RAG : A2, D3, E1
- C11-3-13** résoudre des problèmes impliquant des réactions mole-mole, masse-masse, volume-volume et masse-volume à partir de réactifs et de produits connus, entre autres des problèmes concernant la chaleur de réaction;
RAG; D3
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-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**

Vérifier les connaissances antérieures des élèves sur les équations chimiques équilibrées. Faire une récapitulation au besoin.

En quête

Enseignement direct – les équations chimiques équilibrées

Montrer aux élèves les diverses façons d'interpréter une équation ou une réaction chimique équilibrée (voir ¶ l'annexe 23). Souligner que la mole est l'unité centrale lorsqu'il s'agit de comprendre la relation entre les réactifs et les produits dans une réaction chimique. En d'autres termes, les coefficients d'une réaction équilibrée peuvent représenter des moles, des molécules, la conservation de la masse en grammes (uma), ou des volumes de gaz.

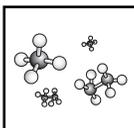
Les élèves n'ont pas étudié les coefficients molaires en détail dans le passé, mais en 10^e année (S2-2-06), ils ont écrit des réactions chimiques à partir d'équations littérales et ils ont équilibré les réactions en fonction de la conservation des atomes. On rappelle aux enseignants que les élèves auront le plus vraisemblablement équilibré des réactions qui contenaient des ions polyatomiques dans le cadre du résultat C11-3-05.

Comme les élèves ont rédigé et équilibré une réaction chimique comportant des ions polyatomiques dans le cadre du résultat C11-3-05, il convient de faire à ce stade-ci le lien avec la stœchiométrie.

Résolution de problèmes

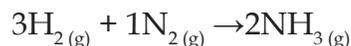
Il y a presque autant de façons de résoudre les problèmes de stœchiométrie masse-masse qu'il y a de professeurs de chimie. Une des méthodes est décrite à titre d'exemple à la page suivante. Les manuels présentent aussi d'autres méthodes. La majorité des auteurs de manuels exposent leur propre méthode pour l'exécution de ces calculs. Choisir le genre de solution qui correspond au style d'apprentissage et aux capacités de ses élèves. Voir *Chimie 11*, p. 234-250, *Chimie 11 STSE*, p. 296-305 ou *Chimie 11-12*, p. 288-299 pour des informations et problèmes de stœchiométrie.

Jeremias Benjamin Richter (1762–1807) a créé la stœchiométrie en 1792. Il a dit : « La stœchiométrie est la partie de la chimie qui traite des proportions dans lesquelles les diverses substances (ratios des masses) se combinent entre elles. »



Exemples de problèmes

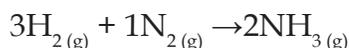
1. Au début, poser aux élèves des questions très simples sur l'utilisation des coefficients, puis aborder peu à peu des problèmes plus complexes.



Questions possibles

- D'abord, travailler avec les multiples des rapports molaires : Combien de moles d'ammoniac obtiendrait-on avec la réaction de 6 mol de $\text{H}_{2(g)}$ et de 2 mol de $\text{N}_{2(g)}$, etc.
 - Ensuite, combien de moles de $\text{N}_{2(g)}$ faudrait-il pour que s'opère une réaction exacte avec 9 mol de « $\text{H}_{2(g)}$ », etc.
 - Ensuite, combien de moles de gaz d'hydrogène et d'azote faudrait-il pour produire 0,4 mol d'ammoniac?
2. Avec cette progression, les élèves ont une chance de travailler avec les coefficients avant d'aborder la masse et le volume. (Cependant, les coefficients molaires représentent aussi des volumes de gaz.)

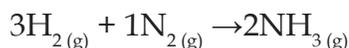
Une fois que les élèves peuvent manipuler les coefficients pour résoudre des problèmes comportant des moles, commencer par un réactif dont la masse est donnée.



Calcule le nombre de moles d'ammoniac produites avec 12,0 g de gaz d'hydrogène et une quantité illimitée d'azote.

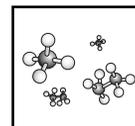
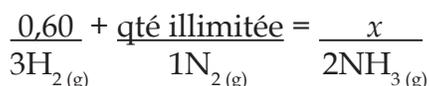
La masse de 12,0 g équivaut à 6,0 moles; cela signifie que le ratio molaire est doublé. Par conséquent, 4,0 mol d'ammoniac sont produites.

3. Recommandation : Utiliser des masses qui donnent un nombre de moles que les élèves peuvent trouver visuellement avec le ratio molaire de la réaction équilibrée. Si nous utilisons le même exemple :



Calcule la masse d'ammoniac produite avec 1,2 g d'hydrogène réagissant avec une quantité illimitée d'azote.

1,2 g d'hydrogène = 0,60 mol. Demander aux élèves d'inscrire le nombre de moles d'hydrogène au-dessus du coefficient molaire de l'hydrogène. Comme la quantité d'azote est illimitée, la quantité de produit dépend de la quantité d'hydrogène; nous pouvons donc faire comme si l'azote n'entrait pas en ligne de compte dans le ratio molaire.



Le ratio molaire est :

$$\frac{0,60}{3} = \frac{x}{2}$$

$$x = 0,40 \text{ mol de NH}_3$$

Pour convertir les moles d'ammoniac en masse, on doit calculer la masse molaire de l'ammoniac.

$$1\text{N} + 3\text{H} = (1 \times 14 \text{ g/mol}) + (3 \times 1,0 \text{ g/mol}) = 17,0 \text{ g/mol}$$

$$0,40 \text{ mol} \times 17,0 \text{ g/mol} = 6,8 \text{ g}$$

4. Une fois que les élèves ont maîtrisé les problèmes masse-masse, l'enseignant peut aborder la question de la chaleur de réaction.

Quelle quantité de chaleur est produite lors de la combustion totale de 60,16 g d'éthane (C_2H_6), si la chaleur de combustion est de 1 560 kJ/mol d'éthane?



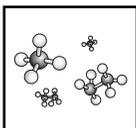
On doit premièrement convertir la masse d'éthane en moles, donc il faut déterminer la masse molaire de l'éthane.

$$2\text{C} + 6\text{H} = (2 \times 12,01 \text{ g/mol}) + (6 \times 1,01 \text{ g/mol}) = 30,08 \text{ g/mol}$$

$$60,16 \text{ g C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30,08 \text{ g C}_2\text{H}_6} = 2 \text{ mol}$$

Puisque 1 560 kJ de chaleur est dégagé pour chaque mole d'éthane et qu'il y a deux moles d'éthane, nous pouvons calculer la quantité totale de chaleur produite.

$$\frac{1 \text{ 560 kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \times 2 \text{ mol C}_2\text{H}_6 = 3 \text{ 120 kJ}$$



Activités de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser une ou plusieurs des activités suivantes pour renforcer le concept de stœchiométrie :

- Les rapports molaires dans une réaction chimique (voir *Chimie 11*, p. 235 ou *Chimie 11 STSE*, p. 295 ou p. 301).
- La stœchiométrie de la décomposition de la malachite (voir *Chimie 11-12*, p. 304).
- La stœchiométrie de la réaction du nitrate de strontium avec le sulfate de cuivre (II) (voir *Chimie 11-12*, p. 304).
- La stœchiométrie de la réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique (voir *Chimie 11-12*, p. 305-306).

En fin

Inviter les élèves à compléter l'activité à @ l'annexe 24.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

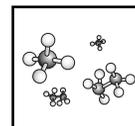
Proposer aux élèves de résoudre des problèmes semblables à ceux présentés dans les exemples.

2

Se référer aux @ annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

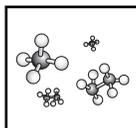
Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir @ l'annexe 6 du regroupement 2).



Bloc I : Le réactif limitant

L'élève sera apte à :

- C11-3-14** identifier le réactif limitant et calculer la masse du produit à partir de l'équation d'une réaction et des données sur les réactifs;
RAG : D3
- C11-3-15** mener une expérience masse-masse ou masse-volume, identifier le réactif limitant et calculer le rapport molaire,
entre autres le rendement théorique et le rendement pratique;
RAG : C1, C2, C3, C6, C7
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5



C11-0-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

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

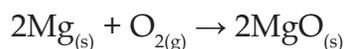
Inviter les élèves à répondre à la question suivante afin d'introduire le concept de réactif limitant et de réactif en excès :

- *Combien de sandwiches pouvez-vous préparer avec la liste d'ingrédients qui suit? Chaque sandwich doit comprendre deux tranches de pain, un morceau de jambon et un morceau de fromage. Est-ce qu'il y a des ingrédients en excès? Quel ingrédient limite le nombre de sandwiches que vous pouvez préparer?*
 - 14 tranches de pain
 - 8 morceaux de jambon
 - 9 morceaux de fromage

En quête

Démonstration

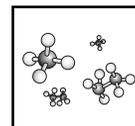
La combustion de magnésium peut servir à faire découvrir aux élèves ce que sont les réactifs limitants.



Quand tout le magnésium a brûlé, la réaction s'arrête. Par conséquent, le magnésium est le réactif limitant, car c'est de lui que dépend la quantité de produit formé. Le gaz d'oxygène est le réactif en excédent, car il y en a encore quand la réaction cesse.

Enseignement direct – le réactif limitant

Expliquer aux élèves le concept de réactif limitant et leur proposer de résoudre des problèmes comportant des réactifs limitants (voir *Chimie 11*, p. 251-259, *Chimie 11 STSE*, p. 306-313 ou *Chimie 11-12*, p. 284 et p. 318-324). Commencer par des problèmes ne nécessitant que des calculs



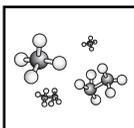
mole-mole. Insister sur la nécessité d'équilibrer d'abord l'équation, pour obtenir les ratios molaires exacts. À mesure que la confiance des élèves grandit, intégrer aux problèmes des calculs de masse et de volume. Arrivés à la fin de l'étude du présent résultat d'apprentissage, les élèves devraient pouvoir calculer la quantité de réactif en excès qui ne réagit pas.

Souligner que le réactif limitant n'est pas nécessairement le réactif dont la masse ou le volume sont les plus petits. Expliquer aux élèves qu'ils doivent calculer le nombre de moles du produit formé, à partir du nombre de moles de chaque réactif, afin d'identifier le réactif limitant. Voir l'annexe 25 qui décrit des stratégies pour résoudre des problèmes sur les réactifs limitants.

Activités de laboratoire

Proposer aux élèves de mener des activités de laboratoire impliquant un réactif limitant et le rendement théorique et pratique :

- Le réactif limitant et le réactif en excès
 - Dans cette activité, les élèves examinent une réaction de déplacement simple entre le magnésium et l'acide chlorhydrique (voir *Chimie 11*, p. 255 ou *Chimie 11 STSE*, p. 322-323).
 - Couper quatre ou cinq morceaux de ruban de magnésium de tailles différentes. Il convient, avant le laboratoire, de faire un test afin de calculer la bonne quantité de magnésium et la concentration appropriée d'acide chlorhydrique pour gonfler un ballon. La quantité ainsi que la concentration d'acide seraient constantes, mais la quantité de magnésium varierait. Demander aux élèves de mettre les morceaux de magnésium dans des ballons de tailles semblables qui ont été préétirés. Ils devront ensuite fixer les ballons à un vase d'Erlenmeyer dans lequel une quantité appropriée d'acide a été versée. Une fois les ballons bien fixés, on peut les incliner pour que la bande de magnésium tombe dans l'acide. Comme le magnésium est le facteur limitant, les ballons se gonfleront à des degrés différents, ce qui montrera que l'acide est en excédent et que le magnésium limite la réaction. Il est possible de calculer le volume stœchiométrique du gaz d'hydrogène prévu, en se servant de la loi de Boyle, à condition de connaître la pression atmosphérique dans la pièce. On pourrait recueillir le gaz par suite du déplacement d'eau, en ajoutant un tube d'alimentation au système.
 - On peut faire la même activité en ajoutant des quantités différentes de pastilles Alka-Seltzer à l'eau et en recueillant le gaz ainsi produit.
- Le pourcentage de rendement
 - Les élèves calculent le pourcentage de rendement d'une réaction entre le fer solide et le chlorure de cuivre(II) (voir *Chimie 11*, p. 266 ou *Chimie 11 STSE*, p. 324-325).



- La réaction d'un excédent de cuivre avec une solution limitative de nitrate d'argent (voir @ l'annexe 26). Cette analyse donne d'excellents résultats; on peut en élargir la portée pour examiner la conservation de la masse, en recourant à d'autres procédures et réactions.
- La réaction d'un ruban de magnésium avec un excédent d'acide chlorhydrique (voir @ l'annexe 27). Le gaz d'hydrogène produit serait recueilli au moyen du déplacement d'eau dans un tube d'eudiomètre. Les élèves convertiraient le volume expérimental du gaz à la température ambiante au volume qu'il occuperait si la température et la pression étaient normales. Les élèves calculeraient le rendement théorique de la masse de magnésium et de la réaction, et ils le compareraient à la valeur obtenue lors de l'expérience.
- Si l'enseignant a accès à des sondes, @ l'annexe 28 propose une excellente expérience de laboratoire faisant appel à des sondes et à un ordinateur
- @ L'annexe 29 propose une expérience qui permet de calculer le pourcentage de rendement.

La loi des pressions partielles (loi de Dalton) n'a pas été abordée pendant le module sur les lois régissant les gaz. Il faudrait donc ne pas tenir compte de la pression partielle due à la vapeur d'eau. Heureusement, cette pression est minimale.

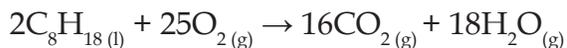
En fin

1

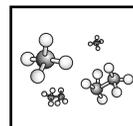
Inviter les élèves à résoudre des problèmes impliquant des réactifs limitants à l'aide de la stratégie des notes explicatives (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.14).

2

Les automobiles utilisent l'énergie produite pendant la combustion de l'essence qui engendre d'habitude de l'eau et du dioxyde de carbone. L'essence est un mélange complexe de nombreux composés organiques; toutefois, on considère que la réaction suivante est représentative d'une réaction générale.



Cependant, si la quantité d'oxygène est limitée dans la réaction, c'est un polluant que l'on produit plutôt, c'est-à-dire du monoxyde de carbone. Inviter les élèves à calculer le volume de $\text{CO}_{2(g)}$ émis lors de la combustion d'un litre (1 L) d'essence (facteur limitant), l'oxygène étant alors un réactif en quantité illimitée. À supposer que la température et la pression soient normales, demandez aux élèves de calculer la quantité de $\text{CO}_{2(g)}$ produite par la voiture de leur famille pendant une journée, une semaine et la durée de vie du véhicule. La classe pourrait alors tenir une discussion sur le réchauffement de la planète.



3

Inviter les élèves à rédiger un texte suivant la stratégie PPPST, en décrivant leur rôle dans une réaction, comme s'ils étaient un réactif limitant ou un réactif en excédent.

4

Proposer aux élèves de trouver des analogies pour évoquer un problème comportant la présence d'un réactif limitant. Par exemple, s'il faut deux boules de crème glacée, une cerise et 50 mL de sirop de chocolat pour confectionner une coupe glacée, combien de coupes peut-on préparer avec huit boules de crème glacée, six cerises et 100 mL de sirop de chocolat?

Stratégies d'évaluation suggérées

1

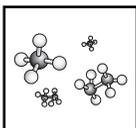
Proposer aux élèves de résoudre des problèmes comportant la présence d'un réactif limitant.

2

Se référer aux @ annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir @ l'annexe 6 du regroupement 2).



Bloc J : Les applications de la stœchiométrie

L'élève sera apte à :

- C11-3-16** discuter l'importance de la stœchiométrie dans les industries et décrire certaines applications,
par exemple en chimie analytique, en ingénierie chimique, en chimie industrielle;
RAG : A5, B4
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres, imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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
- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte.
RAG : C5, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

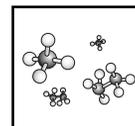
En tête

Proposer aux élèves d'expliquer l'analogie « la stœchiométrie est comme une recette... ».

En quête

Recherche – les applications de la stœchiométrie

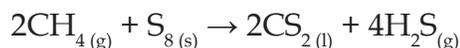
Inviter les élèves à effectuer une recherche sur les applications de la stœchiométrie. Leur proposer de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p. ex. exposé oral, brochure informative, présentation multimédia). Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves. Ces critères 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. Encourager les élèves à puiser de l'information de sources variées, à noter les références bibliographiques et à examiner l'information pour en déterminer l'utilité.



Ces sites Internet fournissent des renseignements sur le fonctionnement de l'alcootest :
L'alcootest. <http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/theorie/alcootest.html>
How Breathalyzers Work. <http://science.howstuffworks.com/breathalyzer3.htm> (site en anglais)

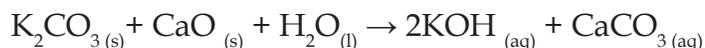
- **Utilisation industrielle**

- Le gaz de sulfure d'hydrogène est souvent employé dans la fabrication de la cellophane :



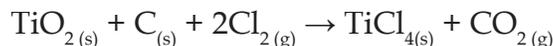
La cellulose de pâte de bois est dissoute dans de l'hydroxyde de sodium et traitée avec du gaz de H_2S pour former de la viscosse, un intermédiaire dans la formation de la rayonne et de la cellophane.

- De la potasse et de la chaux vive entrent dans la fabrication du savon :



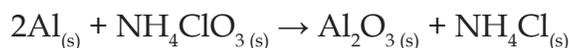
- **Utilisation en métallurgie**

Le titane est un métal de transition souvent employé dans la fabrication de nombreux alliages, étant donné son poids léger et sa résistance :



- **Génie chimique**

Le propergol solide est un mélange de poudre d'aluminium (12 %) et de perchlorate d'ammonium (74 %). Une fois le carburant allumé, la réaction ne peut plus être arrêtée!



En fin

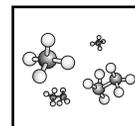
1

Inviter les élèves à faire une autoévaluation de leur travail de groupe (voir @ l'annexe 30).

Stratégies d'évaluation suggérées

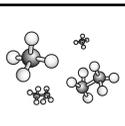
1

Évaluer les présentations des élèves selon les critères établis.



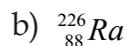
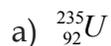
LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Calculer la masse atomique moyenne.....	3.57
ANNEXE 2 : Modélisation d'isotopes	3.58
ANNEXE 3 : Isotopes utilisés en médecine	3.60
ANNEXE 4 : L'importance et les applications des isotopes.....	3.61
ANNEXE 5 : L'importance et les applications des isotopes - Corrigé	3.66
ANNEXE 6 : Jeu « Nommez les ions »	3.67
ANNEXE 7 : Noms, formules et charges de certains ions courants.....	3.68
ANNEXE 8 : Expérience - La formule d'un précipité.....	3.69
ANNEXE 9 : La formule d'un précipité - Renseignements pour l'enseignant	3.71
ANNEXE 10 : Exercice - La classification des réactions chimiques.....	3.74
ANNEXE 11 : Expérience - Indications des réactions chimiques	3.75
ANNEXE 12 : Indications des réactions chimiques- Renseignements pour l'enseignant...3.77	
ANNEXE 13 : Expérience - La chimie en sac	3.78
ANNEXE 14 : Expérience - La taille et la masse d'une molécule d'acide oléique.....	3.79
ANNEXE 15 : Introduction à la mole	3.81
ANNEXE 16 : Introduction à la mole - Renseignements pour l'enseignant	3.86
ANNEXE 17 : Tableau des masses volumiques de gaz	3.88
ANNEXE 18 : Expérience - Calcul de la masse molaire d'un gaz	3.89
ANNEXE 19 : Calcul de la masse molaire d'un gaz - Renseignements pour l'enseignant.3.91	
ANNEXE 20 : Schéma conceptuel.....	3.93
ANNEXE 21 : Schéma conceptuel - Corrigé.....	3.94
ANNEXE 22 : Rédaction sur les moles.....	3.95
ANNEXE 23 : Renseignements contenus dans une équation équilibrée	3.96
ANNEXE 24 : La stœchiométrie de l'essence - Recherche sur Internet	3.97
ANNEXE 25 : Comment résoudre un problème sur les réactifs limitants.....	3.98
ANNEXE 26 : Expérience - Comportement du cuivre solide immergé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent	3.99
ANNEXE 27 : Expérience - La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique	3.102
ANNEXE 28 : Expérience - La stœchiométrie	3.106
ANNEXE 29 : Expérience - La stœchiométrie et le rendement.....	3.109
ANNEXE 30 : Réflexion individuelle sur le travail en groupe	3.111



ANNEXE 1 : Calculer la masse atomique moyenne

1. Trouve le nombre de protons, de neutrons et d'électrons dans un atome neutre de chacun des éléments suivants :



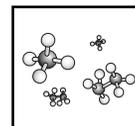
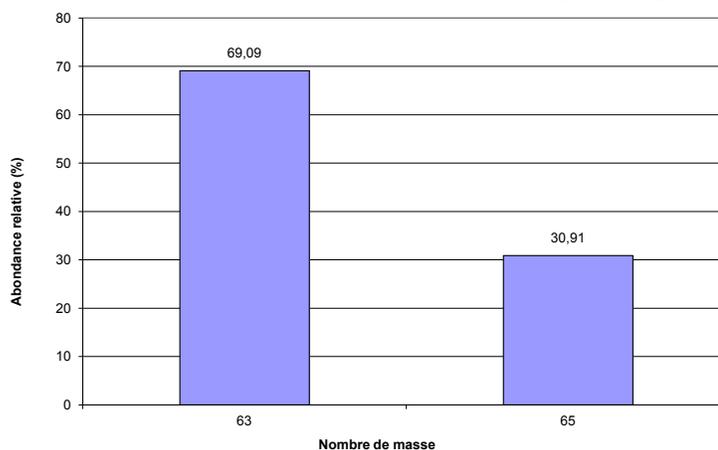
2. Complète le tableau suivant pour calculer la masse atomique moyenne du chlore.

Isotope	Masse de chaque atome (u)	Nombre d'atomes	Masse totale
Cl-35	34,969	758	
Cl-37	36,966	242	
Totaux		1 000	
Moyenne			

3. Complète le tableau suivant pour trouver la masse atomique moyenne de chaque élément.

Élément	Symbole	Nombre de masse	Masse (u)	Abondance relative	Masse atomique moyenne (u)
Carbone	C-12	12	12 (exactement)	(%)	
	C-13	13	13,003	98,98	
Silicium	Si-28	28	27,977	1,11	
	Si-29	29	28,976	92,21	
	Si-30	30	29,974	4,70	
				3,09	

4. Définis le terme « isotope ». Explique comment la masse atomique d'un élément se rapporte à l'abondance de ses différents isotopes.
5. Avec le graphique donné ci-après, calcule la masse atomique moyenne du cuivre.



ANNEXE 2 : Modélisation d'isotopes

Des pièces canadiennes récentes d'un cent (pièces fabriquées après 1978) comprennent trois « isotopes » différents. Au cours du laboratoire, vous évalueriez la masse de certaines quantités de chacun de ces genres de pièce, de manière à pouvoir calculer la masse de chaque « isotope » et la « masse atomique » moyenne d'une pièce d'un cent.

Matériel

- pièces canadiennes d'un cent
- balance

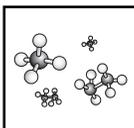
Démarche

1. Amène tes pièces à ton pupitre et trie-les en trois groupes : les pièces datant de 1996 et d'avant; les pièces datées de 1997 à 1999, et les pièces datées de l'an 2000 et d'après. La seule différence observable entre les deux isotopes de Centium est l'année de fabrication sur la pièce de monnaie. S'il s'agissait bien d'isotopes d'un même atome et que tu pouvais « voir » à l'intérieur de l'atome, quelle serait la seule différence observable?
2. Les pièces d'un cent représentent ou servent de « modèle » pour des atomes. Nomme cinq façons dont ce modèle d'un atome n'est pas représentatif de la réalité.
3. Inscris le nombre de pièces de chaque groupe et le nombre total de pièces.
4. Calcule et inscris la masse de 10 pièces de chaque groupe.
5. Divise la masse totale de chaque groupe par 10 pour obtenir la masse moyenne d'un « isotope » datant d'avant et d'après 1996.

Remarque :

Pièces canadiennes d'un cent*	
Date	Composition
1908-1920	95,5 % (cuivre), 3,0 % (étain), 1,5 % (zinc)
1921-1941	95,5 % (cuivre), 3,0 % (étain), 1,5 % (zinc)
1942-1977	98,0 % (cuivre), 0,5 % (étain), 1,5 % (zinc)
1978-1979	98,0 % (cuivre), 1,75 % (étain), 0,25 % (zinc)
1980-1981	98,0 % (cuivre), 1,75 % (étain), 0,25 % (zinc) (la forme, qui était ronde, est désormais dodécagonale)
1982-1996	98,0 % (cuivre), 1,75 % (étain), 0,25 % (zinc)
1997-1999	1,6 % (cuivrage), 98,4 % (zinc)
2000-au-jour d'hui	4,5 % (cuivrage), 1,5 % (nickel), 94,0 % (acier)

*Les données proviennent de la Monnaie royale canadienne.



ANNEXE 2 : Modélisation d'isotopes (suite)

Observations quantitatives

Isotope	Nombre de pièces	Masse de 10 pièces (g)
1996 et avant		
1997-1999		
2000-aujourd'hui		
Total		-----

Isotope	Masse moyenne de l'isotope (g)	Abondance relative	Abondance relative x masse moyenne de l'isotope (uma)
1996 et avant			
1997-1999			
2000-aujourd'hui			
		Total	

Calculs (Montre un exemple des calculs nécessaires à chaque étape.)

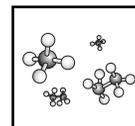
1. Calcule la masse moyenne des isotopes (pièces) en divisant la masse de 10 pièces par 10.
2. Calcule l'abondance relative (%) de chaque isotope en divisant le nombre de pièces de chaque groupe par le nombre total de pièces dans le contenant.
3. Calcule la masse atomique moyenne d'une pièce en :
 - a) multipliant l'abondance relative (%) par la masse moyenne de l'isotope;
 - b) additionnant les valeurs trouvées en (a).

Conclusion

Indique la « masse atomique moyenne » d'une pièce canadienne d'un cent.

Questions

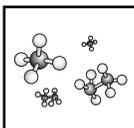
1. La masse atomique serait-elle différente si tu avais un contenant différent de pièces dans lequel il y aurait un nombre différent de pièces datant d'avant et d'après 1997? Explique ta réponse.
2. Pourquoi avons-nous utilisé un échantillon aussi gros pour calculer la masse atomique moyenne de chaque « isotope » (pièce)?



ANNEXE 3 : Isotopes utilisés en médecine

Isotope	Application	Utilisation	Rayons	Demi-vie
Sodium 24	Traceur radioactif médical	Détecter la constriction des vaisseaux sanguins et les obstructions dans le système circulatoire.	Émetteur bêta	14,8 h
Iode 131	Traceur radioactif médical	Évaluer l'activité de la glande thyroïde.	Émetteur bêta	8 jours
Technétium 99	Traceur radioactif médical	Utilisé pour la scintigraphie d'organes tels que le cœur, le foie et les poumons.	Émetteur gamma	6 h
Cobalt 48	Traceur radioactif médical	Établir l'absorption de vitamine B12 qui contient du cobalt non radioactif.		71,3 jours
Fer 59		Calculer le taux de formation de globules rouges (ils contiennent du fer).		45,6 jours
Chrome 51		Calculer le volume sanguin et la durée de vie des globules rouges.		27,8 jours
Hydrogène 3 Tritium		Calculer le volume d'eau dans l'organisme; évaluer l'utilisation de la vitamine D (marquée) dans le corps; recherche en chimie cellulaire.		12,3 années
Strontium 85		Scintigraphie osseuse.		64 jours
Or 198		Hépatogrammes isotopiques.		2,7 jours
Phosphore 32		Tumeur des yeux, du foie.		14,3 jours

Les traceurs servent à établir des diagnostics en médecine. L'utilisation d'isotopes radioactifs comporte un avantage particulier : ils sont faciles à détecter. Des techniques ou des appareils photographiques appelés compteurs permettent d'en relever la présence, même s'il n'y en a que de petites quantités.

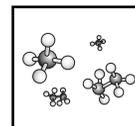


ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes

Dans les tableaux qui suivent, place l'isotope ou les isotopes qui correspondent à l'application décrite. Certains isotopes serviront plus d'une fois :

aluminium 26	or 198
américium 241	oxygène 15
azote 14	oxygène 16
azote 15	oxygène 18
bismuth 213	phosphore 32
calcium 42	plomb 206
calcium 44	plutonium 238
californium 252	polonium 210
carbone 13	prométhium 147
carbone 14	rhénium 188
césium 137	rubidium 82
cobalt 60	silicium 32
deutérium (hydrogène 2)	sodium 24
fluor 18	strontium 90
iode 125	technétium 99m
iode 131	thorium 229
iridium 192	tritium (hydrogène 3)
krypton 85	uranium 238
nickel 62	vanadium 52

Les isotopes sont créés dans des accélérateurs de particules ou dans des réacteurs nucléaires. Comme ils se désintègrent avec le temps (certains, assez rapidement), on fabrique des isotopes parents de manière que l'isotope voulu est produit par la désintégration de l'isotope parent pendant le stockage ou le transport. Les produits sont employés aux fins suivantes :



ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes (suite)

1. Diagnostics médicaux

Les isotopes peuvent repérer les processus anormaux dans l'organisme, car certains éléments naturels tendent à se concentrer dans certains organes internes. Après que l'on a injecté un isotope à un malade, un appareil-photo spécial peut prendre des images du fonctionnement interne de son corps. La discipline de la médecine nucléaire a été créée dans les années 1950.

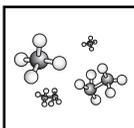
Isotope	Utilisation
	Pour les tomographies par émission de positrons (TEP), on utilise ces deux isotopes afin de mesurer la métabolisation de l'énergie dans le cerveau.
	Utilisé pour la scintigraphie de la glande thyroïde, du cœur, des poumons et du foie et aussi pour mesurer le volume sanguin.
	En l'injectant dans le sang sous forme de solution saline, on peut le suivre pour observer la circulation sanguine et détecter les constriction et les obstructions dans l'appareil circulatoire (prévention des crises cardiaques).
	Utilisé en imagerie cardiaque (cœur), car sa réactivité chimique s'apparente à celle du potassium (qui est employé dans les muscles tels que le cœur). Une fois que l'isotope parvient au cœur, on peut faire une TEP. Il se désintègre en moins d'une journée.
	Aide à diagnostiquer les infections osseuses chez les enfants et les tumeurs cérébrales.
	Utilisé pour détecter la bactérie <i>helicobacter pylori</i> (qui peut endommager la muqueuse gastrique et entraîner la formation d'ulcères) dans l'estomac de l'être humain. Si la bactérie est présente, elle ingère l'isotope et produit du $^{13}\text{CO}_2$ qui sera exhalé à une concentration plus élevée que la normale.

2. Traitements médicaux

L'application interne ou externe directe d'isotopes est supérieure à la chimiothérapie, car ils sont propres à lutter contre la tumeur ou le cancer dont il s'agit et ils endommagent moins les tissus sains.

Isotope	Utilisation
	Lutte contre le cancer des poumons et la leucémie.
	On emploie des implants de cet isotope ou des mélanges de strontium-90 et d'ytterbium-90 pour détruire des tumeurs de l'hypophyse et du sein.
	On emploie des rayons gamma issus de cet isotope pour détruire des tumeurs cérébrales.
	Cet isotope est employé comme grain radioactif (implant) thérapeutique pour lutter contre le cancer de la prostate.
	Pour traiter la maladie de Graves (maladie de la thyroïde). L'isotope se concentre dans la glande et en détruit les cellules malades. On s'en sert aussi pour traiter les cancers de la thyroïde.
	Utilisé pour traiter le cancer du col de l'utérus.
	Pour enrayer l'ostéalgie (douleurs dans les os).

* Récemment, les médecins et les malades ont eu du mal à obtenir à temps des isotopes d'importance vitale. Des préoccupations relatives à la sécurité et d'ordre économique ont retardé ou entravé l'acheminement de ces produits sur les marchés internationaux.



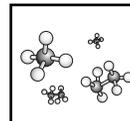
ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes (suite)

3. Agriculture

Isotope	Utilisation
	Ces trois isotopes aident les agriculteurs à calculer la quantité de nutriments et d'eau que les plantes tirent du sol. Les agriculteurs sont ainsi mieux à même de savoir combien d'engrais et d'eau ils doivent utiliser sans verser dans l'excès. Cela protège l'environnement (écoulement de surface), conserve l'eau et épargne des fonds.
Autres utilisations d'isotopes en agriculture	
<ul style="list-style-type: none"> Afin de créer du bétail résistant aux maladies, les scientifiques utilisent des éléments radioactifs leur permettant de repérer précisément les organes que les maladies frappent chez les animaux. Les scientifiques utilisent des isotopes pour lutter contre les parasites. De petites quantités de rayonnements stérilisent les insectes et les parasites porteurs de maladies, ce qui élimine le recours indésirable aux pesticides. Des isotopes servent à mettre au point de nouvelles variétés de plantes résistantes aux virus. 	

4. Sciences

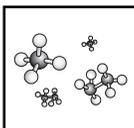
Isotope	Utilisation
	Cet isotope associe les oiseaux et les papillons à leurs aires de reproduction et de mue. Il imprègne le tissu des plumes et des ailes, par le biais de l'eau que les organismes absorbent et des plantes qu'ils mangent, là où les plumes poussent et où le tissu des ailes se développe. Les concentrations de cet isotope sont plus élevées dans les organismes du Sud-Est de l'Amérique du Nord, et plus faibles, dans le Nord-Ouest. Pourquoi? Quand l'eau s'évapore à l'équateur, celle contenant cet isotope se précipite plus vite, car elle est plus lourde.
	On a utilisé un isotope de cet élément pour essayer d'expliquer pourquoi certains petits du canard colvert nés et élevés dans les régions agricoles ne peuvent pas voler.
	Les enquêteurs utilisent le ratio de ces deux isotopes dans les cheveux, les tissus et les fluides pour savoir où les personnes ont vécu.
	On utilise l'isotope pour mesurer l'absorption de silicium par le phytoplancton océanique et surveiller ainsi les tendances possibles du réchauffement de la planète.
	Un de ces isotopes est administré par intraveineuse, et l'autre est ingéré par le malade. L'isotope intraveineux passe rapidement dans l'organisme, tandis que l'autre doit être métabolisé. Le ratio entre les deux isotopes indique combien de temps le calcium demeure dans le corps avant d'être éliminé.
	Ces deux isotopes servent à dater les objets tels que des roches pouvant remonter au maximum à $4,5 \times 10^9$ années.
	Utilisé pour étudier les effets des précipitations acides. On peut modéliser le cheminement de ces dernières jusqu'aux voies fluviales, en utilisant l'isotope comme traceur. Celui-ci sert aussi à voir s'il y a un rapport entre l'aluminium et la maladie d'Alzheimer.
	Le ratio entre ces isotopes sert à indiquer les températures mondiales. La pluie tombant près des océans tropicaux contient l'isotope lourd en plus grande quantité, tandis que l'isotope léger est plus présent dans les précipitations près des pôles. Pendant les périodes glaciaires, une plus grande quantité de l'isotope léger est emprisonnée dans la glace polaire, et la pluie, partout sur la planète, contient une concentration plus élevée de l'isotope lourd.
	Il faut de grandes quantités de cet isotope pour fabriquer des armes nucléaires et provoquer des réactions nucléaires. Il est aussi brûlé dans les naines brunes (étoiles avortées).



ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes (suite)

5. Industrie et entreprises

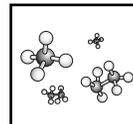
Isotope	Utilisation
	Pour repérer les fuites dans les canalisations enfouies.
	Pour mesurer le degré d'humidité du sol dans les chantiers de construction (routes et immeubles).
	Ces deux isotopes mesurent l'efficacité des systèmes de filtration.
	Cet isotope sert à savoir quand le mélange de liquides en fusion est achevé, ce qui garantit que les alliages ont une résistance maximale.
	Ces trois isotopes servent à repérer les défauts de soudage dans les pipelines, les chaudières et les pièces d'aéronef. Les rayons passent au travers de l'objet et frappent une pellicule photographique de l'autre côté. Plus il y a de fissures, de fractures ou de failles dans l'objet, plus le nombre de rayons enregistrés sur la pellicule est grand.
	L'isotope est employé dans les appareils industriels pour éliminer l'électricité statique. On s'en sert aussi pour traiter les bouteilles avant de les remplir et pour réduire la charge statique lors de la fabrication des pellicules photographiques.
	Les musées misent sur cette matière radioactive pour vérifier l'authenticité de peintures et d'œuvres d'art, tandis que les archéologues s'en servent pour établir l'âge des os trouvés.
	On peut employer ces deux isotopes pour détecter des explosifs.
	Procure de l'électricité aux vaisseaux spatiaux de la NASA.
	Combustible pour les centrales nucléaires.
	Cet isotope sert à déterminer l'épaisseur du papier. Si un nombre trop faible de particules traversent le détecteur, le papier est trop épais. Si le nombre est trop élevé, c'est le contraire.
	Pendant 15 à 45 minutes, on expose les aliments à l'un ou l'autre de ces deux isotopes pour tuer les bactéries et les parasites risquant de causer des maladies. (REMARQUE : Cela NE REND PAS les aliments radioactifs.) Cela réduit le gaspillage et prolonge la durée de conservation des aliments dans les endroits sans réfrigération. La méthode réduit la teneur en vitamines (A, C, E et thiamine), mais pas autant que si l'on fait cuire, met en conserve ou congèle les aliments. Les mêmes isotopes servent à stériliser les cosmétiques, les produits capillaires, les appareils médicaux, les bandages, les condoms, les tampons hygiéniques et les solutions pour verres de contact.
	Cet isotope est utilisé pour dater les vins de cru.
Autres utilisations des isotopes dans le secteur des industries et entreprises <ul style="list-style-type: none"> • Certains isotopes permettent de calculer le débit des canalisations. • L'industrie de l'automobile utilise des isotopes pour mesurer le taux d'usure des moteurs et la qualité de l'acier employé dans la construction des véhicules. • Les fabricants utilisent des isotopes pour surveiller la corrosion de leur matériel de transformation. • Des isotopes servent à mesurer la densité de divers matériaux. • Grâce à des isotopes, on peut s'assurer que les cannettes d'aluminium et d'étain sont toujours de la bonne épaisseur. • Certains isotopes servent à définir la structure géologique d'un lieu et à évaluer la probabilité qu'il y ait là du pétrole, du gaz naturel ou des minéraux. • Des isotopes employés dans les photocopieuses éliminent l'énergie statique et empêchent les feuilles de papier de coller l'une à l'autre. 	



ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes (suite)

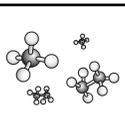
6. Produits et services de consommation

Isotope	Utilisation
	Les détecteurs de fumée sont munis de cette source radioactive pour déclencher une alarme quand ils repèrent la fumée dégagée par un feu. La source émet des particules qui ionisent les molécules d'air autour de l'alarme. Ces molécules chargées conduisent l'électricité, de sorte que le courant circule dans l'appareil. La fumée interrompt la circulation d'électricité et déclenche ainsi l'alarme.
	Une puce d'ordinateur munie de ce gaz dure huit fois plus longtemps que celle créée avec le gaz d'hydrogène.
	Est utilisé dans les lampes témoins équipant les laveuses, les sècheuses, les stéréos et les cafetières.
	Ces deux isotopes régularisent la tension et protègent contre les sautes de courant.
	Est utilisé dans les thermostats de couverture électrique.
	Prolonge la vie des lampes fluorescentes.
	Avec d'infimes quantités de phosphore, cet isotope crée la luminescence employée dans les éclairages d'urgence, les enseignes de sortie photogènes à bord des aéronefs, ainsi que les jauges, les montres, les peintures et les cadrans phosphorescents. Comme aucune électricité n'est nécessaire, un éclairage d'urgence est possible là où les étincelles risquent d'être dangereuses, ou encore là où il n'y a aucun câblage électrique.
	Cet isotope est employé dans les appareils dentaires (couronnes et dentiers, p. ex.) pour leur donner une couleur et un éclat naturels.
	Alimente les stimulateurs cardiaques, ce qui réduit le risque d'opérations chirurgicales répétées.
Autres utilisations d'isotopes pour des produits et services de consommation <ul style="list-style-type: none"> • Les disques d'ordinateur se rappellent mieux les données quand ils sont traités avec des isotopes. • Les casseroles antiadhésives sont traitées avec des isotopes pour que le fini colle mieux à la surface. 	



ANNEXE 5 : L'importance et l'application des isotopes – Corrigé

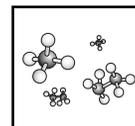
1. Diagnostics médicaux
 - oxygène 15/fluor 18
 - iode 131
 - sodium 24
 - rubidium 82
 - technétium 99m
 - carbone 13
2. Traitements médicaux
 - bismuth 213
 - or 198
 - cobalt 60
 - iode 125
 - iode 131
 - californium 252
 - rhénium 188
3. Agriculture
 - phosphore 32/azote 15
 - carbone 14
4. Sciences
 - deutérium (hydrogène 2)
 - azote 14
 - oxygène 18/deutérium (hydrogène 2)
 - silicium 32
 - calcium 42/calcium 44
 - uranium 238/plomb 206
 - aluminium 26
 - oxygène 16/oxygène 1
 - deutérium (hydrogène 2)
5. Industrie et entreprises
 - iode 131
 - californium 252
 - deutérium (hydrogène 2)/oxygène 18
 - vanadium 52
 - iridium 192/sodium 24/cobalt 60
 - polonium 210
 - carbone 14
 - nickel 62/californium 252
 - plutonium 238
 - uranium 238
 - strontium 90
 - cobalt 60/césium 137
 - tritium (hydrogène 3)
6. Produits et services de consommation
 - américium 241
 - deutérium (hydrogène 2)
 - krypton 85
 - nickel 62/californium 252
 - prométhium 147
 - thorium 229
 - tritium (hydrogène 3)
 - uranium 238
 - plutonium 238



ANNEXE 6 : Jeu « Nommez les ions »

1. Retire un ion positif (morceau de papier bleu) et un ion négatif (morceau de papier jaune) du bol.
2. Inscris le cation et l'anion dans les colonnes appropriées du tableau.
3. Utilise ces renseignements pour établir la formule et nommer le composé ionique formé quand ces deux ions se combinent.
4. Inscris la formule et le nom dans le tableau.
5. Remets le cation et l'anion dans le bol, mélange les morceaux de papier et refais les étapes 1 à 4 jusqu'à ce que tu aies nommé 12 composés ioniques différents.

Ion positif (Cation)	Ion négatif (Anion)	Formule du composé	Nom du composé



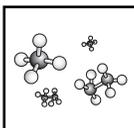
ANNEXE 7 : Noms, formules et charges de certains ions courants

Ions positifs

Ammonium	NH_4^+
Cadmium	Cd^{2+}
Chrome(II)	Cr^{2+}
Chrome(III)	Cr^{3+}
Cobalt(II)	Co^{2+}
Cobalt(III)	Co^{3+}
Cuivre(I)	Cu^+
Cuivre(II)	Cu^{2+}
Hydrogène, Hydronium	$\text{H}^+, \text{H}_3\text{O}^+$
Fer(II)	Fe^{2+}
Fer(III)	Fe^{3+}
Plomb(II)	Pb^{2+}
Plomb(IV)	Pb^{4+}
Manganèse(II)	Mn^{2+}
Manganèse(III)	Mn^{3+}
Mercure(I)	Hg_2^{2+}
Mercure(II)	Hg^{2+}
Nickel	Ni^{2+}
Scandium	Sc^{3+}
Argent	Ag^+
Étain(II)	Sn^{2+}
Étain(IV)	Sn^{4+}
Zinc	Zn^{2+}

Ions négatifs

Acétate, Éthanoate	CH_3COO^-
Arsenate	AsO_4^-
Bromate	BrO_3^-
Carbonate	CO_3^{2-}
Carbonate d'hydrogène, Bicarbonate	HCO_3^-
Chlorate	ClO_3^-
Chlorite	ClO_2^-
Chromate	CrO_4^{2-}
Cyanure	CN^-
Dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Hydruure	H^-
Hydroxyde	OH^-
Hypochlorite	ClO^-
Iodate	IO_3^-
Nitrate	NO_3^-
Nitrite	NO_2^-
Oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Oxyde	O^{2-}
Perchlorate	ClO_4^-
Permanganate	MnO_4^-
Phosphate	PO_4^{3-}
Phosphite	PO_3^{3-}
Phosphate monohydrogène	HPO_4^{2-}
Phosphate dihydrogène	H_2PO_4^-
Sulfate	SO_4^{2-}
Hydrogénosulfate, bisulfate	HSO_4^-
Sulfite	SO_3^{2-}
Hydrogénosulfite, bisulfite	HSO_3^-
Sulfure d'hydrogène, disulfure	HS^-



ANNEXE 8 : Expérience – La formule d'un précipité

Problème

Quelle est la formule chimique de l'hydroxyde de cobalt?

Matériel

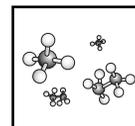
- portoir pour tubes à essai
- règle
- 2 pipettes en polyéthylène
- 13 tubes à essai (6 mm x 50 mm)
- cure-dent ou tube capillaire scellé
- solution de chlorure de cobalt (II), CoCl_2 , 0,0159 g/mL
- solution d'hydroxyde de sodium, NaOH , 0,0160 g/mL

Mesures de sécurité

- L'hydroxyde de sodium est caustique et corrosif. Le manipuler avec précaution et nettoyer à grande eau toute quantité renversée.
- Les composés de cobalt sont toxiques; ne pas les consommer. Se laver soigneusement les mains avant de quitter le laboratoire. Voir la fiche signalétique.

Démarche

1. Place les 13 petits tubes dans le portoir pour tubes à essai.
2. Ajoute 24 gouttes de solution de chlorure de cobalt (II) dans le premier tube. Ajoute 22 gouttes de cette même solution au deuxième tube. Continue à diminuer le nombre de gouttes de deux jusqu'à ce que le 12^e tube ne contienne que 2 gouttes. Le 13^e tube reste vide et servira de témoin. Vérifie les tubes 1 à 12 pour voir si les quantités successives de solution ont été diminuées du même nombre de gouttes : on devrait remarquer une dégradation en forme d'escalier. (Si un tube ou plus semble contenir trop ou trop peu de solution, corrige la quantité en enlevant ou en ajoutant un peu de solution de chlorure de cobalt(II).)
3. Répète l'étape 2 avec la solution d'hydroxyde de sodium, MAIS procède dans l'ordre inverse (c'est-à-dire 24 gouttes d'hydroxyde de sodium dans le 13^e tube, 22 gouttes dans le 12^e tube et ainsi de suite). Le premier tube ne contiendra aucun hydroxyde de sodium et servira de témoin. Le volume total de solution contenue dans chaque tube doit être le même.
4. À l'aide d'un cure-dent ou d'un tube capillaire scellé, mélange les solutions en exerçant un mouvement de haut en bas. Cela permet au précipité de se déposer au fond du tube.
5. Laisse reposer les tubes pendant 10 minutes.
6. Retire tour à tour chacun des tube du portoir à puits et mesure la hauteur du précipité qui s'y trouve.



ANNEXE 8 : Expérience – La formule d'un précipité (suite)

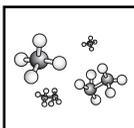
7. Inscris les résultats dans un tableau semblable à celui-ci :

tube	Gouttes de $\text{CoCl}_{2(aq)}$	Gouttes de $\text{NaOH}_{(aq)}$	$\frac{\text{gouttes de CoCl}_2}{\text{gouttes de NaOH}}$	Hauteur du précipité
1	24	0		0
2	22	2	11	
3	20	4	5	

8. Verse tous les produits dans un contenant fourni par l'enseignant.

Analyse et conclusion

1. Que peux-tu conclure au sujet de cette activité de laboratoire?
2. Quel est le rapport entre la masse et le volume du précipité?
3. Quelle est l'importance de la mesure du volume?
4. Comment peux-tu établir un lien entre le volume mesuré et la masse de la substance en réaction?
5. Quelle est l'importance de la mesure de la hauteur du précipité? Que représente la hauteur (approximativement), ou à quoi la hauteur est-elle proportionnelle?



ANNEXE 9 : La formule d'un précipité – Renseignements pour l'enseignant

Mesures de sécurité

Les composés de cobalt et de plomb sont toxiques et s'accumulent dans les tissus du corps. Toujours porter des gants pour préparer les solutions.

Autres possibilités :

Cette activité de laboratoire peut également être effectuée avec des solutions de :

- nitrate de plomb (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ et iodure de potassium, KI
- nitrate de calcium, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ et oxalate de sodium, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

N'utiliser que de l'eau fraîchement distillée ou de l'eau distillée bouillie pour préparer ces solutions, puisque le dioxyde de carbone dissout affecte les résultats.

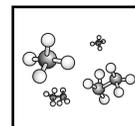
Élimination des produits

Les composés de cobalt sont toxiques. Recueillir tous les déchets dans un contenant réservé pour cette activité de laboratoire. Acidifier la solution avec une quantité minimum d'acide chlorhydrique (HCl) 6,0 mol/L, puis faire précipiter le sulfure de cobalt(II) en ajoutant une solution de sulfure de sodium 3,0 mol/L. Laisser le précipité se déposer. Décanter la solution en excès et la verser dans un évier avec beaucoup d'eau. Laisser sécher le précipité et l'éliminer selon les réglementations provinciales et municipales.

L'iodure de plomb formé doit aussi être éliminé avec précaution. Recueillir tous les déchets dans un contenant réservé pour cette activité de laboratoire. L'iodure de plomb doit être converti dans sa forme la moins soluble possible. On doit ensuite la faire transporter à un site d'enfouissement approprié. Toute solution en excès doit être traitée avec le triple de sa quantité de sulfure de sodium ou de thioacétamide et être brassée de temps à autre pendant une heure. Neutraliser la solution avec une solution d'hydroxyde de sodium 3 mol/L pour compléter la précipitation du composé de plomb. Séparer le précipité de sulfure de plomb par filtration, puis le laisser sécher. Placer le sulfure de plomb dans un contenant en plastique et le faire transporter à un site d'enfouissement approprié. Le produit filtré doit être ajouté lentement, en agitant, à une solution de chlorure de fer en excès. Un précipité devrait se former. Neutraliser la solution qui reste avec du carbonate de sodium (un peu de CO_2 sera dégagé). Laisser le précipité se déposer. Jeter la solution neutre dans l'évier avec beaucoup d'eau. Laisser sécher le précipité et le faire transporter à un site d'enfouissement approprié.

Approfondissement des observations

Approfondir l'activité de laboratoire en montrant aux élèves les solutions qui contiennent un surplus de réactif. Demander aux élèves de prélever une petite quantité du liquide qui se trouve au-dessus du précipité (liquide surnageant) dans le deuxième tube au moyen d'une pipette propre, et la transférer dans un autre petit tube. Démontrer aux élèves la présence de chlorure de cobalt(II) inaltéré en ajoutant une goutte ou deux de solution d'hydroxyde de sodium.



ANNEXE 9 : La formule d'un précipité – Renseignements pour l'enseignant (suite)

De plus, en ajoutant une solution de thiocyanate d'ammonium (NH_4SCN à 5%), on devrait observer la présence du complexe de tetrathiocyanate de cobalt tétraédrique turquoise ($\text{Co}(\text{SCN})_4^{-2}$).

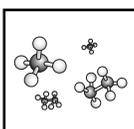
On peut également leur montrer l'hydroxyde de sodium inaltéré dans les solutions en ajoutant une ou deux gouttes de solution de chlorure de cobalt(II) ou quelques gouttes d'indicateur à la phénolphtaléine à un échantillon de liquide surnageant.

Approfondissement des concepts

A. En faisant réagir les solutions avec une variété de proportions connues de deux substances, on peut trouver la proportion qui produit la plus grande quantité de précipité et, par conséquent, déterminer la proportion définie de ces deux substances dans le composé. Une autre façon de déterminer la proportion définie de deux substances réactives consiste à varier leurs proportions et à mesurer la quantité de chaleur dégagée. La proportion correcte est celle qui dégagera le plus de chaleur.

1. Préparer une solution de 0,50 mol/L d'hypochlorite de sodium (NaOCl , l'ingrédient actif de l'eau de Javel) et une solution de 0,50 mol/L de thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, la substance que les photographes appellent un « fixateur »).
2. Mesurer les quantités croissantes de NaOCl (voir le tableau ci-dessous) dans un verre de polystyrène. Mesurer les quantités décroissantes de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dans un bécher. Placer un thermomètre (gradué au dixième de degré) dans le verre. Verser la solution du bécher dans le verre et agiter quelques secondes. Noter immédiatement la température et inscrire la plus forte température atteinte après le mélange des deux solutions.

Mélange n°	mL de NaOCl	mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Température du début (°C)	Température la plus élevée (°C)
1	10	90		
2	20	80		
3	30	70		
4	40	60		
5	50	50		
6	60	40		
7	70	30		
8	80	20		
9	90	10		

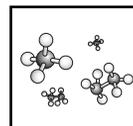


ANNEXE 9 : La formule d'un précipité – Renseignements pour l'enseignant (suite)

3. Demander aux élèves d'analyser les données du tableau pour déterminer les proportions définies de ces deux substances. **(La proportion des solutions produisant la plus grande différence de température est la proportion correcte des deux composés nécessaires à la réaction et à la formation du produit.)**
- B. Un autre principe chimique important est la loi des proportions définies, selon laquelle les composés comportent toujours la même proportion d'éléments par masse sans égard au lieu où le composé a été formé ni à la manière dont il l'a été. En d'autres termes, l'eau possède la même proportion d'oxygène et d'hydrogène en Russie, au Canada et en Afrique. De plus, dans différentes marques, l'ingrédient ou le composé actif comporte la même proportion d'éléments, peu importe où il a été produit.

Le sel d'Epsom est le nom commun du sulfate de magnésium heptahydraté. Si le sel d'Epsom est chauffé, de l'eau s'en dégage. Si toutes les marques de sel d'Epsom ont la même proportion d'eau, on devrait pouvoir vérifier ce fait expérimentalement au moyen de la loi de la conservation de la masse.

1. Acheter trois marques différentes de sel d'Epsom. La plupart des pharmacies ont leur propre marque maison. Peser différentes quantités des trois marques et les attribuer à différents groupes.
2. Placer le sel d'Epsom dans une grande éprouvette et le chauffer lentement, mais complètement, pendant environ 10 à 15 minutes pour faire évaporer l'eau. Un brûleur Bunsen ou toute autre source de chaleur peut être utilisé. Par exemple, on peut aussi chauffer le sel d'Epsom dans un four pendant environ deux heures à 350 °F (176 °C).
3. Il est important de faire évaporer toute l'eau, peu importe la méthode de chauffage. Si l'on utilise le brûleur Bunsen, peser l'éprouvette avant et après le premier chauffage et une autre fois après les chauffages subséquents, jusqu'à ce que deux pesées consécutives indiquent un écart de 0,2 g ou moins. Laisser l'éprouvette refroidir à la température ambiante avant de la peser. Si l'on utilise le four, un deuxième chauffage d'environ 30 minutes est nécessaire pour que toute l'eau s'évapore.
4. Demander aux groupes de déterminer le pourcentage d'eau dans chacune des marques à partir des résultats de la classe. (Pour plus d'information, voir l'expérience sur la loi des proportions définies.)

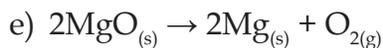
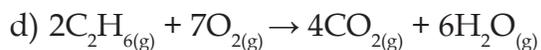
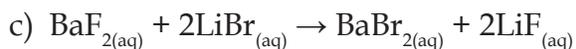
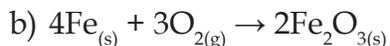
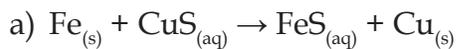


ANNEXE 10 : Exercice – La classification des réactions chimiques

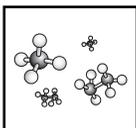
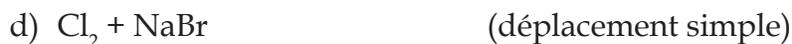
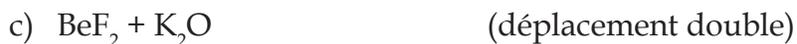
Nom : _____

Date : _____

1. Classe chacune des réactions suivantes selon le type de réaction :



2. Complète et équilibre les réactions chimiques suivantes :



ANNEXE 11 : Expérience – Indications des réactions chimiques

Problème : Reconnaître les indications caractéristiques d'une réaction chimique.

Matériel : petites éprouvettes (13 mm x 100 mm) tige d'agitation en verre
éprouvettes moyennes (18 mm x 150 mm) compte-gouttes
bêchers de taille moyenne (250 mL) tige de bois

Substances :

Liquides : éthanol, C_2H_5OH acide sulfurique, H_2SO_4 , concentré
phénolphtaléine, solution aqueuse à 0,4%

Solides : cristaux de sucre cristaux de di-iodure (iode)
poudre de zinc carbure de calcium CaC_2
permanganate de potassium, $KMnO_4$ thiosulfate de sodium, $Na_2S_2O_3$

Solutions aqueuses, 1,0 mol/L :

nitrate de plomb(II), $Pb(NO_3)_2$ sulfure de sodium, Na_2S
chlorure d'hydrogène, $HCl_{(aq)}$ hydroxyde de sodium, $NaOH$
chromate de potassium, K_2CrO_4 dichromate de potassium,
iodure de potassium, KI $K_2Cr_2O_7$

Démarche

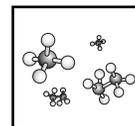
Partie I : démonstration (enseignant seulement)

- Mélanger une petite quantité de permanganate de potassium ($KMnO_4$) et quelques gouttes d'acide sulfurique (H_2SO_4). Utiliser une tige d'agitation en verre pour mélanger les produits chimiques. Mettre l'extrémité de la tige utilisée pour le mélange en contact avec de l'alcool contenu dans une capsule d'évaporation. Demander aux élèves de noter leurs observations.

Partie II : Expériences effectuées par les élèves

ATTENTION : L'acide sulfurique, H_2SO_4 , est corrosif et peut causer de graves lésions. Toujours porter des lunettes de sécurité. En cas de contact de toute solution avec les yeux ou la peau, rincer immédiatement à l'eau pendant au moins 15 minutes.

- À la fin de chacune des expériences, note les observations sur une fiche d'observation semblable à celle qui figure à la page suivante, et jette les mélanges obtenus dans les contenants prévus à cette fin.
- Verse du sucre jusqu'au quart d'une éprouvette de taille moyenne. Place l'éprouvette dans un bécher. Ajoute 2 pleins compte-gouttes d'acide sulfurique (H_2SO_4). **Attention** : Des vapeurs toxiques peuvent se dégager au cours de cette expérience. Faire cette manipulation sous une hotte de laboratoire en bon état de fonctionnement.
- Verse une solution aqueuse de sulfure de sodium (Na_2S) jusqu'au quart d'une petite éprouvette. Ajoute deux gouttes de la solution de nitrate de plomb(II) ($Pb(NO_3)_2$).



ANNEXE 11 : Expérience – Indications des réactions chimiques (suite)

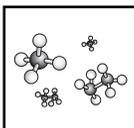
4. Verse une solution aqueuse d'iodure de potassium (KI) jusqu'au quart d'une petite éprouvette. Ajoute deux gouttes de la solution de nitrate de plomb(II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$).
5. **ATTENTION : Effectuer l'expérience suivante sous une hotte de laboratoire!**
Mélange $\frac{1}{8}$ de cuillère de zinc (Zn) et $\frac{1}{8}$ de cuillère de di-iodure (I_2) dans une petite éprouvette SÈCHE. Agite doucement pour mélanger. Ajoute 3 gouttes d'eau.
6. a) Verse de l'eau jusqu'à la moitié d'une éprouvette de taille moyenne. Place l'éprouvette dans un bécher, et ajoute un morceau de carbure de calcium CaC_2 de la taille d'un pois.
b) Allume rapidement le gaz produit à l'aide d'une allumette en bois.
7. Verse une solution de chlorure d'hydrogène ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$) jusqu'au quart d'une petite éprouvette. Ajoute 3 gouttes de solution indicatrice de phénolphtaléine. À l'aide d'un compte-gouttes, ajoute lentement de l'hydroxyde de sodium aqueux ($\text{NaOH}_{(\text{aq})}$).
8. Verse de l'eau jusqu'au tiers d'une éprouvette de taille moyenne. Dissous dans l'eau $\frac{1}{4}$ de cuillère de thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). L'éprouvette semble-t-elle plus chaude ou plus froide qu'avant l'ajout du thiosulfate de sodium? Note le changement de température.
9. a) Ajoute quelques gouttes d'une solution de chlorure d'hydrogène, $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ à $\frac{1}{8}$ d'une éprouvette de solution aqueuse de chromate de potassium (K_2CrO_4).
b) Ajoute quelques gouttes d'une solution de chlorure d'hydrogène, $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ à $\frac{1}{8}$ d'une éprouvette de solution aqueuse de dichromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).
c) Ajoute quelques gouttes de NaOH aqueux à $\frac{1}{8}$ d'une éprouvette de solution aqueuse de chromate de potassium (K_2CrO_4).
d) Ajoute quelques gouttes de NaOH aqueux à $\frac{1}{8}$ d'une éprouvette de solution aqueuse de dichromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

Indications des réactions chimiques - Fiche d'observations

Exp.	Observations	Réaction chimique (équation)
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		

Conclusion

1. Énumère quatre caractéristiques d'une réaction chimique.



ANNEXE 12 : Indications des réactions chimiques – Renseignements pour l’enseignant

Partie II : Expériences effectuées par les élèves.

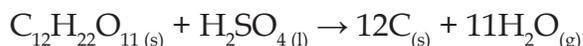
Réaction du sucre avec l’acide sulfurique.

ATTENTION : Cette réaction est dangereuse! L’acide sulfurique concentré est très corrosif! Tout épanchement doit être immédiatement neutralisé avec du bicarbonate de sodium et dilué avec une grande quantité d’eau. En cas de contact avec la peau ou les vêtements, faire tremper dans l’eau pendant au moins 5 minutes. En cas de contact avec les yeux, rincer immédiatement à l’eau pendant au moins 15 minutes. Une observation médicale devrait être effectuée en cas de contact avec la peau ou les yeux. Voir la fiche signalétique.

La réaction du sucre avec l’acide sulfurique concentré est plutôt lente à se manifester, mais elle s’intensifie en dégageant une grande quantité de vapeur et forme rapidement une colonne de carbone noire. Pour cette expérience, on obtient d’excellents résultats en utilisant une grande éprouvette (20 mm x 200 mm) contenant environ 10 mL de sucre et 7 mL d’eau, auxquels on ajoute 10 mL d’acide sulfurique concentré. Même la moitié de ces quantités produisent une réaction suffisante. La mousse est le résultat de la formation de la vapeur.

L’acide sulfurique concentré est un déshydratant puissant, comme le prouve cette démonstration.

L’acide sulfurique a pour effet de retirer l’eau du sucre. Bien que la réaction puisse s’exprimer par l’équation :



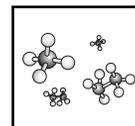
celle-ci est plus complexe. Plus de 50% du gaz produit est du monoxyde de carbone. Les autres gaz comprennent le dioxyde de soufre, le dioxyde de carbone, et d’autres composés carbonés.

Élimination : La méthode d’élimination des déchets suivante s’applique à l’activité de l’annexe précédente.

Éliminer avec soin la colonne de carbone et l’éprouvette. Neutraliser avec du bicarbonate de sodium l’acide sulfurique qui n’a pas réagi et le laver avec de l’eau avant de jeter le déchet carboné.

Les solutions ou les précipités contenant du plomb ou du chrome devraient être recueillis avec soin et déposés dans une décharge conçue pour ce type de déchets dangereux.

Les solutions d’acides ou de bases devraient être neutralisées avant de les jeter à l’égout. On peut aussi jeter à l’égout les solutions de thiosulfate de sodium (hyposulfite).



ANNEXE 13 : Expérience – La chimie en sac

Problème : Reconnaître les caractéristiques d'une réaction chimique.

Matériel :

- 10 g NaHCO_3 (bicarbonate de sodium)
- 7 g CaCl_2 (chlorure de calcium)
- sac Ziplock^{MC}
- Une solution diluée de phénolphtaléine constituée de 3 gouttes de phénolphtaléine dans 30 mL d'eau
- Gobelets en papier ou récipients à balance

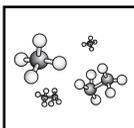
Démarche

ATTENTION : Porte des lunettes de sécurité!

1. Place doucement la quantité requise de bicarbonate de sodium et de chlorure de calcium dans des gobelets en papier ou des récipients à balance distincts.
2. Verse soigneusement les échantillons au fond du sac en plastique, dans les coins opposés.
Ne mélange pas les substances à ce moment!
3. Dépose soigneusement le sac sur le côté sur une paillasse de laboratoire. Verse doucement la solution de phénolphtaléine, puis scelle le sac sans le lever. En appuyant avec les doigts sur l'extérieur du sac, pousse la solution à partir du centre vers les côtés. Note tout changement de l'aspect des produits chimiques qui se trouvent dans chaque coin à mesure qu'elles entrent en contact avec la solution. Touche le sac à chaque coin et note tout changement de température.
4. Agite légèrement le sac afin de mélanger tout son contenu et observe tous les changements que l'on peut voir, entendre ou sentir au toucher.

Questions

1. Quels sont les changements observés au moment du contact du bicarbonate de sodium et de la solution de phénolphtaléine?
2. Quels sont les changements observés au moment du contact du chlorure de calcium et de la solution de phénolphtaléine?
3. Quels sont les changements observés après avoir mélangé les trois substances?
4. À partir de ces observations, nomme trois caractéristiques d'une réaction chimique.
 - i) _____
 - ii) _____
 - iii) _____
5. Peut-on croire que la masse du sac et de son contenu a changé à la suite de cette réaction chimique? Comment peut-on vérifier?



ANNEXE 14 : Expérience – La taille et la masse d'une molécule d'acide oléique

Introduction

Une grande partie de la molécule d'acide oléique est non-polaire, donc insoluble dans l'eau. De plus, elle est moins dense que l'eau donc flotte à sa surface. Cette molécule s'étend en une pellicule encore plus mince que celle produite par l'huile. L'acide oléique s'étend tellement qu'elle forme une couche d'une seule épaisseur de molécule.

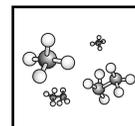
Pour cette activité, tu vas déterminer la longueur d'une molécule d'acide oléique en y déposant une goutte sur une surface d'eau et en mesurant le diamètre du cercle formé. Si nous connaissons le volume de la goutte ainsi que le diamètre de la couche formée sur l'eau, la hauteur de cette couche (longueur de la molécule) peut être calculée à l'aide de l'équation mathématique pour le volume d'un cylindre ($\pi r^2 h$).

Matériel

- poudre de talc
- solution d'acide oléique (5 %) dans de l'alcool
- burette
- support universel
- eau
- plateau

Démarche

1. Verse environ un centimètre d'eau dans un plateau et laisse l'eau reposer jusqu'à ce qu'elle s'immobilise totalement. Ensuite, saupoudre à la surface une quantité de poudre fine juste suffisante pour que tu la voies à peine. Quand tu verseras une infime quantité d'acide oléique à la surface de l'eau, la poudre s'écartera, ce qui te permettra de voir la pellicule d'acide oléique se former à la surface de l'eau.
2. À l'aide d'une burette ou d'une pipette, laisse tomber une goutte d'acide oléique sur l'eau. L'alcool va se dissoudre dans l'eau tandis que l'acide oléique restera à la surface et va s'étendre pour former une couche circulaire de l'épaisseur d'une molécule.
3. Mesure le diamètre du cercle à différents endroits et calcule le diamètre moyen de la couche d'acide oléique. Calcule ensuite la surface du cercle (πr^2).
4. Afin de déterminer le volume d'une goutte de la solution d'acide oléique, note le volume de liquide dans la burette, verse 50 gouttes dans un contenant, puis mesure à nouveau le volume de liquide dans la burette. On peut répéter cette démarche plusieurs fois afin d'obtenir une valeur moyenne.
5. Calcule le volume d'une goutte de solution d'acide oléique.



ANNEXE 14 : Expérience – La taille et la masse d'une molécule d'acide oléique (suite)

6. Puisque la solution contient seulement 5 % d'acide oléique, il faut faire un calcul pour obtenir le volume de seulement l'acide oléique. À l'aide de l'équation pour le volume d'un cylindre ($V = \pi r^2 h$), il est possible de mesurer l'épaisseur (la hauteur) de la couche. Puisqu'on a supposé que l'acide oléique s'étend jusqu'à ce que la pellicule n'ait plus que l'épaisseur d'une seule molécule, on déduit que l'épaisseur que tu as mesurée est la hauteur d'une seule molécule.
7. Jusqu'ici, nous n'avons trouvé que la hauteur d'une molécule d'acide oléique. D'autres expériences montrent que les molécules d'acide oléique sont longues et minces et que leur hauteur équivaut à environ 10 fois la largeur de la base. Elles se tiennent presque droites à la surface de l'eau quand elles forment une mince pellicule ensemble. Nous pouvons donc imaginer qu'une petite partie d'une pellicule d'acide oléique de l'épaisseur d'une seule molécule ressemble à peu près à une collection de petits bâtonnets.

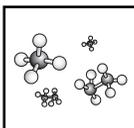
Suppose que toutes les molécules « se touchent ». Alors, la superficie totale de la pellicule = (nombre de molécules) \times (aire de la base d'une molécule), ou

$$\text{Nombre de molécules} = \frac{\text{Superficie totale de la pellicule}}{\text{Aire de la base d'une molécule}}$$

D'après tes données sur la hauteur d'une molécule et l'information disant que la largeur équivaut à de la hauteur, quelle est la superficie de la base d'une molécule? Combien y avait-il de molécules dans la pellicule formée? Qu'en déduis-tu au sujet du nombre de molécules dans la gouttelette avec laquelle tu as commencé l'expérience?

La masse volumique de l'acide oléique est d'environ 1 g/cm^3 . Quelle était la masse de la gouttelette d'acide oléique? Sachant combien de molécules la gouttelette contenait, tu peux maintenant utiliser la relation suivante pour trouver la masse d'une seule molécule d'acide oléique :

$$\text{Masse d'une molécule} = \frac{\text{Masse de l'échantillon}}{\text{Nombre de molécules dans l'échantillon}}$$



ANNEXE 15 : Introduction à la mole*

Comparaison des propriétés

Examine les produits chimiques placés sur une table. Comment sont-ils différents (les différencier en fonction de leurs propriétés physiques et chimiques)? Peux-tu suggérer des raisons qui expliqueraient leurs différences?

En quoi ces produits chimiques sont-ils semblables? Pense à des ressemblances au niveau moléculaire. Cela est plus difficile, mais en fonction de tes connaissances antérieures sur les atomes et les éléments, tu devrais être en mesure de déterminer des ressemblances au niveau moléculaire.

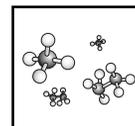
Une ressemblance est que tous ces produits sont formés de protons, de neutrons et d'électrons. Quoiqu'ils pourraient avoir un nombre différent de ces particules subatomiques, la nature de ces particules subatomiques est pareille. Par exemple, le soufre et le carbone sont tous deux formés d'atomes composés de protons, neutrons et électrons. Ces protons, neutrons et électrons sont pareils, peu importe la matière. C'est le nombre de ces particules subatomiques qui différencie ces substances.

Chaque échantillon contient le même nombre de molécules, d'atomes ou unités de formule. Par exemple, le nombre de molécules dans l'échantillon d'eau de 18 g est égal au nombre de molécules dans l'échantillon de sucre de 342 g et au nombre d'unités de formule dans l'échantillon de chlorure de sodium de 58,5 g.

C'est à ce niveau particulière que toute réaction chimique se déroule. Les chimistes doivent mesurer des montants de matière de façon très précise. Une réaction équilibrée leur indique le nombre d'atomes et de molécules qui réagissent, mais les atomes et les molécules sont beaucoup trop petits pour qu'on les compte individuellement. On les regroupe donc pour les compter, tout comme on compte les œufs par la douzaine. Cependant, pour être facilement mesurable, il faut un très grand nombre d'atomes ou de molécules. Les chimistes les regroupent donc en unité appelée la mole, qui comprend $6,02 \times 10^{23}$ particules. On appelle ce nombre la constante d'Avogadro.

Voici quelques exemples pour démontrer la grandeur de ce chiffre :

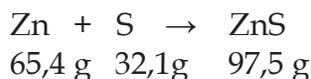
- Une mole de manuels scolaires recouvrirait le Canada à une profondeur d'environ 320 km.
- L'eau des chutes Niagara coule à environ 650 000 kL par minute. À cette vitesse, une mole de gouttes d'eau ($6,02 \times 10^{23}$ gouttes) prendrait 134 000 ans à couler.
- La constante d'Avogadro représente le montant approximatif de millilitres d'eau dans l'océan Pacifique.



ANNEXE 15 : Introduction à la mole* (suite)

- Si une mole de particules de la taille d'un grain de sable avait été libérée durant l'éruption du mont St-Helens, ils couvriraient la province du Manitoba d'une couche ayant l'épaisseur d'un édifice de cinq étages.
- Une mole de guimauves recouvrirait le Canada à une profondeur d'environ 105 000 km.
- Si on distribuait $6,02 \times 10^{23}$ cents parmi tous les habitants de la planète, chaque homme, femme et enfant aurait assez d'argent pour dépenser un million de dollars chaque heure (nuit et jour) et en avoir plus de la moitié qui reste à leur mort.

En théorie, lorsque le zinc et le soufre réagissent pour former du sulfure de zinc, un nombre équivalent de particules réagissent, même si une mole de soufre a une masse de 32,1 g et une mole de zinc a une masse de 65,4 g. Ces masses de soufre et de zinc contiennent chacune $6,02 \times 10^{23}$ particules.



Si ces deux substances contiennent le même nombre de particules ($6,02 \times 10^{23}$), pourquoi ont-elles des masses différentes? Comment 18 g d'eau, 58,5 g de chlorure de sodium et 342 g de sucre de table peuvent-ils tous contenir $6,02 \times 10^{23}$ particules? Cela est relié à la taille de particules formant l'unité de base pour chacune de ces substances. Par exemple, une douzaine de pamplemousses a une masse plus élevée qu'une douzaine d'oranges, puisque les unités de base (le pamplemousse et l'orange) ont des masses différentes.

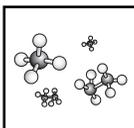
Modèles de Bohr

À l'aide de trois différents types de graines (deux lourdes et une légère) et du modèle à la dernière page de cette annexe, construis un modèle de Bohr pour un des premiers 18 éléments du tableau périodique. Pour ce modèle, utilise la petite graine pour représenter l'électron, la particule subatomique la plus légère.

Examine tous les modèles de Bohr afin d'identifier tout patron ou tendance associée aux modèles. À l'aide des autres élèves, place-les selon ces tendances afin de recréer les premières rangées du tableau périodique et réponds aux questions suivantes.

- Comment ces atomes sont-ils chimiquement différents?
- Comment ces atomes sont-ils physiquement différents?
- Explique pourquoi ces atomes ont des masses différentes.

On détermine la masse atomique de chaque élément selon le nombre de protons et de neutrons dans l'atome, et non le nombre d'électrons. La masse atomique est une mesure du nombre d'unités de masse atomique (u) dans un atome. Par exemple, la masse atomique du carbone est 12.



ANNEXE 15 : Introduction à la mole* (suite)

La masse du proton et du neutron est pareille et a une valeur extrêmement petite. La masse de chacune de ces particules est de $1,66 \times 10^{-24}$ g, une masse si petite qu'elle est difficile à concevoir. Une unité de masse atomique est la mesure de la masse d'un neutron ou d'un proton.

L'hydrogène est l'atome le plus petit. Il possède seulement un proton et un électron, et aucun neutron. La masse de cet atome est équivalente à une unité de masse atomique.

- Quelle serait la masse d'une mole d'atomes d'hydrogène?

Rappelle-toi que la masse d'un électron a une valeur négligeable. Pour déterminer la masse d'une mole d'hydrogène, il est donc seulement nécessaire de connaître la masse d'un proton et le nombre d'atomes dans une mole.

Un proton a une masse de $1,66 \times 10^{-24}$ g. Puisqu'une mole d'atome d'hydrogène contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes, on peut multiplier ces deux valeurs pour calculer la masse d'une mole d'atomes d'hydrogène.

$1,66 \times 10^{-24}$ g (masse d'un proton) $\times 6,02 \times 10^{23}$ atomes = 0,999 g ou 1 g
Ceci est la masse atomique approximative de H sur le tableau périodique.

Un atome d'hydrogène comprend une unité de masse atomique (un proton) et une mole d'atomes d'hydrogène a une masse d'un gramme. Donc, une mole d'unités de masse atomique a une masse de 1 g.

Si nous examinons les modèles de Bohr, le nombre d'unités de masse atomique (u) déterminera la masse d'une mole de cet atome. Une mole d'atomes de carbone comprenant 12 unités de masse atomique (6 protons et 6 neutrons) a une masse de 12 g. Comprends-tu maintenant pourquoi une mole de chacune des substances examinées au début de cette activité aurait une masse différente? Quelle serait la masse d'une mole (masse molaire) de chacune de ces substances?

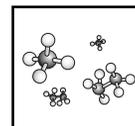
Pour déterminer la masse de composés formés d'atomes, il faut considérer le nombre total d'unités de masse atomique de chaque atome dans le composé. Par exemple, une mole de sucrose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) contient 12 atomes de carbone (chacun contenant 12 u), 22 atomes d'hydrogène (chacun contenant 1 u) et 11 atomes d'oxygène (chacun contenant 16 u) aura une masse de 342 g.

$$C : 12 \times 12 \text{ u} = 144 \text{ g}$$

$$H : 22 \times 1 \text{ u} = 22 \text{ g}$$

$$O : 11 \times 16 \text{ u} = 176 \text{ g}$$

$$\text{Total} : 342 \text{ g}$$



ANNEXE 15 : Introduction à la mole* (suite)

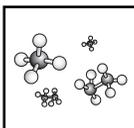
Complète le tableau ci-dessous :

Élément	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre de neutrons	Masse atomique totale (u)	Masse d'une mole de cet atome
Hydrogène	1	1	0	1	1 g
Carbone	6	6	6	12	
Oxygène	8			16	16g
Sodium				23	23g
Magnésium				24	24g
Aluminium		13	14		
Soufre				32	32g
Chlore			18		
Cobalt				60	60g
Nickel				59	59g
Cuivre	29			64	64g

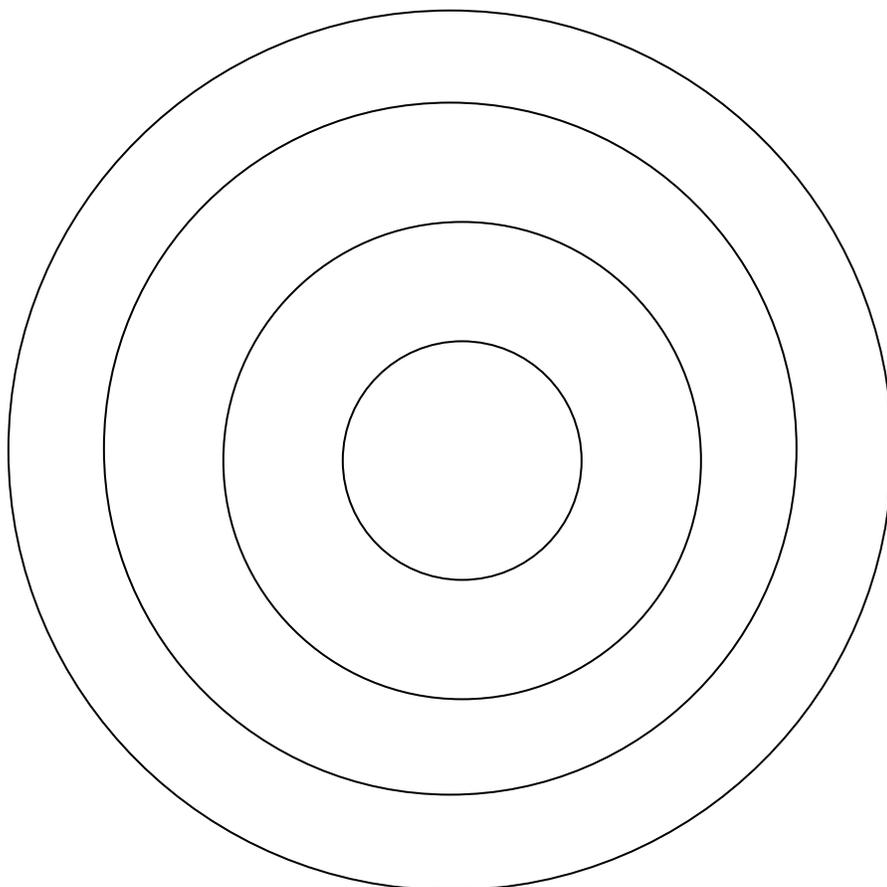
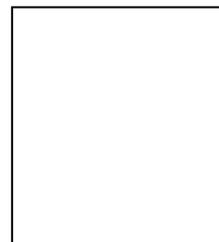
À l'aide de ces masses atomiques, tu peux maintenant calculer la masse d'une mole (masse molaire) des substances dans le tableau qui suit.

Substance	Formule de la molécule ou de l'unité de formule	Composition atomique	U totale	Masse molaire (masse d'une mole)
eau	H ₂ O	2 (H) + (O)	2(1) + 1(16) = 18	18 g
sucrose				
chlorure de sodium				
sulfate de cuivre				
chlorure de cobalt				
chlore gazeux				
méthane				
chlorure d'aluminium				
éthanol				

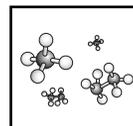
1. Explique ce qu'est une unité de masse atomique.
2. Explique ce qu'est la masse atomique.
3. Explique ce qu'est la masse molaire.
4. Explique pourquoi la masse d'une mole d'éthanol (C₂H₅OH) est différente que la masse d'une mole d'éthane (C₂H₆). Quel produit a une masse molaire plus élevée? Pourquoi?



ANNEXE 15 : Introduction à la mole* (suite)



*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Introducing the mole - student copy », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 16 : Introduction à la mole – Renseignements pour l'enseignant*

Le concept de la mole est souvent enseigné exclusivement de façon quantitative et algorithmique, n'assurant donc pas une bonne compréhension conceptuelle de cette idée importante en chimie. Les élèves ont tendance à effectuer les calculs sans se pencher sur les raisons pour lesquelles ces quantités sont dérivées. Il est important pour ces derniers de comprendre que la mole est une quantité qui représente le nombre d'espèces qui réagissent ou de particules présentes dans une réaction chimique, soit comme réactifs ou produits. Les enseignants devraient continuellement mettre l'accent sur le fait que la mole est une représentation d'un nombre de particules. En traitant la mole comme la représentation d'une quantité donnée de particules, des concepts tels que la constante d'équilibre, la stœchiométrie, les réactifs limitants, les tampons et le titrage pourront mieux être compris.

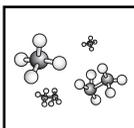
Cette série d'activités met l'accent sur l'unité de masse atomique (u), la masse de soit un proton ou un neutron. L'idée centrale est qu'une mole d'unité de masse atomique a une masse de 1 g. Une mole d'atomes d'hydrogène, qui comprend seulement un proton, aura donc une masse de 1 g. Une mole de carbone, ayant un total de 12 unités de masse atomique (6 protons et 6 neutrons) aura une masse de 12 g. La mole est définie dans le SI comme la quantité de matière qui contient autant de particules qu'il y a dans exactement 12 g de carbone 12.

Comparaison des propriétés**Matériel**

Une mole de 12 substances chimiques courantes, placées dans des sacs en plastique de type zip-loc, p. ex. :

eau (18 g)	aluminium (26,7 g)
carbone (12 g)	chlorure de sodium (58,5 g)
magnésium (24,3 g)	sulfate de cuivre (159,4 g)
cuiivre (63,5 g)	soufre (32,1 g)
sucrose (342 g),	nickel (58,7 g)
chlorure de cobalt (129,8 g)	

Inviter les élèves à déterminer la masse de chacune des substances sans leur dire qu'il s'agit d'une mole de chaque produit. Inviter les élèves à trouver des différences et des ressemblances entre les substances. Leurs réponses seront probablement liées à des qualités observables, p. ex. la couleur et l'état. Les encourager à considérer des propriétés chimiques et physiques moins évidentes, p. ex. le pH, la solubilité, la conductivité, le point de fusion, la toxicité, la réactivité.



ANNEXE 16 : Introduction à la mole – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

Modèles de Bohr

Matériel

3 types de graines, dont deux de grande taille et de masse équivalente (p. ex. des haricots blancs et noirs) et une de petite taille (p. ex. des graines de canola)

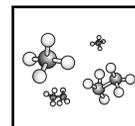
Inviter les élèves à construire un modèle d'un ou deux des premiers 18 éléments du tableau périodique, afin que chaque élément soit représenté. Le modèle à la dernière page peut être utilisé par les élèves.

Inviter les élèves à discuter des différences chimiques entre ces éléments. C'est une bonne occasion de revoir comment la structure atomique détermine la réactivité d'un élément à cause des électrons de valence.

Inviter aussi les élèves à discuter des différences physiques entre les atomes. Il s'agit d'une bonne occasion de discuter de la façon dont la structure atomique détermine les caractéristiques des métaux et des non-métaux. Les électrons de valence chez les métaux peuvent se déplacer plus facilement, ce qui cause la conductivité électrique et thermique, ainsi que le lustre, la ductilité et la malléabilité de ce groupe.

Lorsque les élèves expliquent pourquoi les atomes ont des masses différentes, mettre l'accent sur le proton et le neutron comme unité de masse atomique significatifs. Rappeler aux élèves que les électrons ont une masse négligeable comparée à celle des protons et des neutrons.

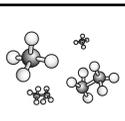
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Introducing the mole - Teacher copy », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 17 : Tableau des masses volumiques de gaz

Masse volumique de gaz à « 0 °C » et 101,3 kPa (760 mm de Hg ou 1,0 atm) (TPN)

Nom	Formule	Masse molaire (g/mol)	Masse volumique (g/L)
ammoniac	NH ₃	17,03	0,769
argon	Ar	39,944	1,783
azote	N ₂	28,02	1,250
chlorure d'hydrogène	HCl	36,47	1,63
dioxyde de carbone	CO ₂	44,01	1,977
dioxyde de soufre	SO ₂	64,07	2,926
éthène	C ₂ H ₄	28,05	1,260
éthyne (acétylène)	C ₂ H ₂	26,04	1,170
krypton	Kr	83,70	3,740
méthane	CH ₄	16,04	0,717
monoxyde de carbone	CO	28,01	1,250
néon	Ne	20,18	0,900
oxygène	O ₂	32,00	1,43
ozone	O ₃	48,00	2,14
propane	C ₃ H ₈	44,09	2,01
xénon	Xe	131,30	5,86



ANNEXE 18 : Expérience – Calcul de la masse molaire d'un gaz

Objectif

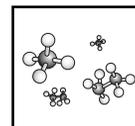
La masse molaire d'un composé est une constante importante qui, dans certains cas, peut aider à identifier la substance. Dans le présent laboratoire, tu calculeras la masse molaire du butane; pour cela, tu feras des calculs fondés sur les lois des gaz combinées et sur la constante 22,4 L/mole.

Matériel

- lunettes de protection
- briquet au butane (la pierre d'allumage a été enlevée)
- bassin de plastique
- entonnoir
- baromètre
- eau
- cylindre gradué de 1000 mL
- thermomètre
- balance

Démarche

1. Établis la masse initiale du briquet au butane.
2. Verse l'eau dans le bassin et remplis celui-ci aux trois quarts. Ensuite, remplis d'eau le cylindre gradué et inverse-le dans le bassin de manière que l'eau se situe dans la partie calibrée. Prends note du volume indiqué.
3. Place l'entonnoir dans l'ouverture du cylindre gradué, pendant qu'il est sous l'eau, pour t'assurer que toutes les bulles de butane sont recueillies.
4. Tiens le briquet au butane dans l'eau, sous le cylindre gradué et l'entonnoir. Libère le gaz jusqu'à ce qu'il remplit entre la moitié et les trois quarts du cylindre.
5. Équilibre les pressions à l'intérieur et à l'extérieur du cylindre en ajustant la position de celui-ci jusqu'à ce que les niveaux d'eau à l'intérieur et à l'extérieur du cylindre soient identiques.
6. Lis la mesure sur le cylindre et prends note du volume de gaz recueilli.
7. Prends note de la température et de la pression ambiantes.
8. Essuie à fond le briquet au butane et mesure sa masse finale.



ANNEXE 18 : Expérience – Calcul de la masse molaire d'un gaz (suite)

Observations

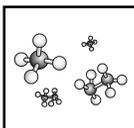
Masse initiale du briquet	
Masse finale du briquet	
Masse du gaz libéré	
Volume initial indiqué sur le cylindre gradué	
Volume final indiqué sur le cylindre gradué	
Volume de gaz libéré	
Température ambiante	
Pression atmosphérique ambiante	

Analyse

1. En te servant des lois combinées sur les gaz, convertis le volume de gaz libéré dans le laboratoire au volume que le gaz occuperait si la température et la pression étaient normales (TPN).
2. Utilise le volume du gaz ainsi obtenu (TPN) et la constante 22,4 L/mole pour trouver le nombre de moles de gaz recueilli à TPN.
3. Utilise la masse de gaz libéré (Relevé des données) et divise-la par le nombre de moles de gaz à TPN pour trouver la masse molaire du gaz.

Conclusion

1. Quelle est la masse molaire du butane, d'après les résultats de ton laboratoire?
2. Quelle est la masse molaire connue du butane, d'après le tableau périodique?
3. Quel est le pourcentage d'erreur de ton expérience?
4. Dans toute expérience, il y a un pourcentage d'erreur ou d'incertitude. Décris certaines faiblesses, limites, erreurs expérimentales ou incertitudes possibles risquant d'influer sur l'exactitude de tes résultats. Dresse une liste par ordre d'importance décroissant.
5. Il est toujours très possible d'oublier une source d'erreur expérimentale. Au cours de la présente expérience, tu n'as peut-être pas pris en compte le fait que le butane d'un briquet n'est pas pur, mais qu'il contient une petite quantité de vapeur d'eau. Si la température ambiante est typique, cela ferait varier d'environ 2,6 kPa la pression que tu as enregistrée. Soustrais cette valeur de la pression que tu as utilisée, et sers-toi du nouveau résultat pour recalculer la masse molaire et le pourcentage d'erreur. Ta réponse est-elle sensiblement plus exacte?



ANNEXE 19 : Calcul de la masse molaire d'un gaz – Renseignements pour l'enseignant

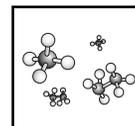
Notes importantes :

- Le butane est très inflammable. N'exécutez pas cette expérience près d'une flamme nue. Il faut retirer la pierre d'allumage du briquet. Il est essentiel que le laboratoire soit bien ventilé, et tout le monde doit se protéger les yeux.
- Il est relativement facile d'enlever le capuchon métallique et la roulette d'allumage d'un briquet Bic typique; la pierre et un long ressort sortiront alors tout simplement.
- Il faut un briquet au butane par groupe.
- Un contenant de crème glacée de 4 L suffit, mais vu sa petite taille, il rend les choses plus difficiles. On peut enlever l'entonnoir pour créer plus de place pour la main, mais les élèves doivent alors veiller davantage à ne pas perdre de bulles. On peut aussi utiliser un évier rempli d'eau.
- Si vous n'avez pas de baromètre, vous pouvez trouver la pression atmosphérique dans votre ville en consultant un site Internet de météo.
- Après avoir bien essuyé le briquet, vous aurez avantage aussi à le laisser à l'air libre pendant un moment pour faire sécher aussi les pièces intérieures. On enregistre une masse plus exacte en procédant de cette façon.

Observations

Modèle de relevé des données

Masse initiale du briquet	18,17 g
Masse finale du briquet	18,01 g
Masse du gaz libéré	0,16 g
Volume initial indiqué sur le cylindre gradué	21,0 mL
Volume final indiqué sur le cylindre gradué	89,8 mL
Volume du gaz libéré	68,8 mL
Température ambiante	22°C = 295 K
Pression atmosphérique ambiante	102,14 kPa



ANNEXE 19 : Calcul de la masse molaire d'un gaz – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Calculs :

$$1. \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{(102,14 \text{ kPa}) (68,8 \text{ ml})}{295 \text{ k}} = \frac{(101,3 \text{ kPa}) (V_2)}{273 \text{ k}} \quad V_2 = 64,2 \text{ ml}$$

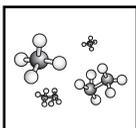
2. Comme une mole de butane occupe un volume de 22,4 L à TPN, alors, $0,0642/22,4 = 0,00287$ mole de gaz est recueillie.
3. Comme 0,00287 mole de butane a une masse de 0,16 g, alors, $0,16/0,00287 = 55,8$ g/mol est la masse molaire du butane, d'après nos données expérimentales.

Conclusion :

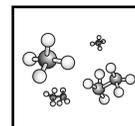
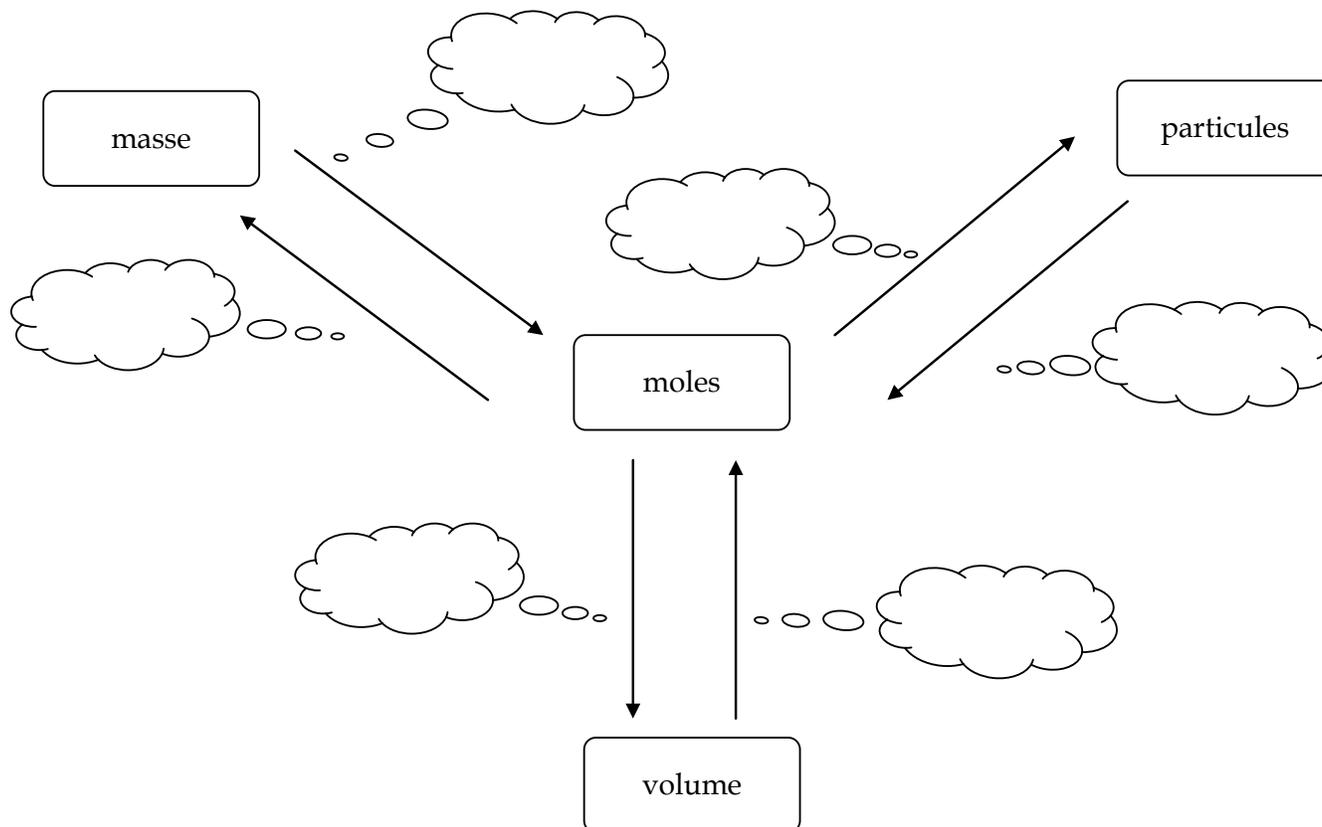
1. 55,8 g/mole
2. 58,1 g/mole
3. (différence absolue entre les valeurs expérimentale et théorique)/(valeur théorique) $\times 100 \%$

$$\frac{(58,1 - 55,8)}{58,1} \times 100 \% = 4,0 \%$$

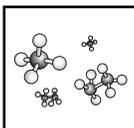
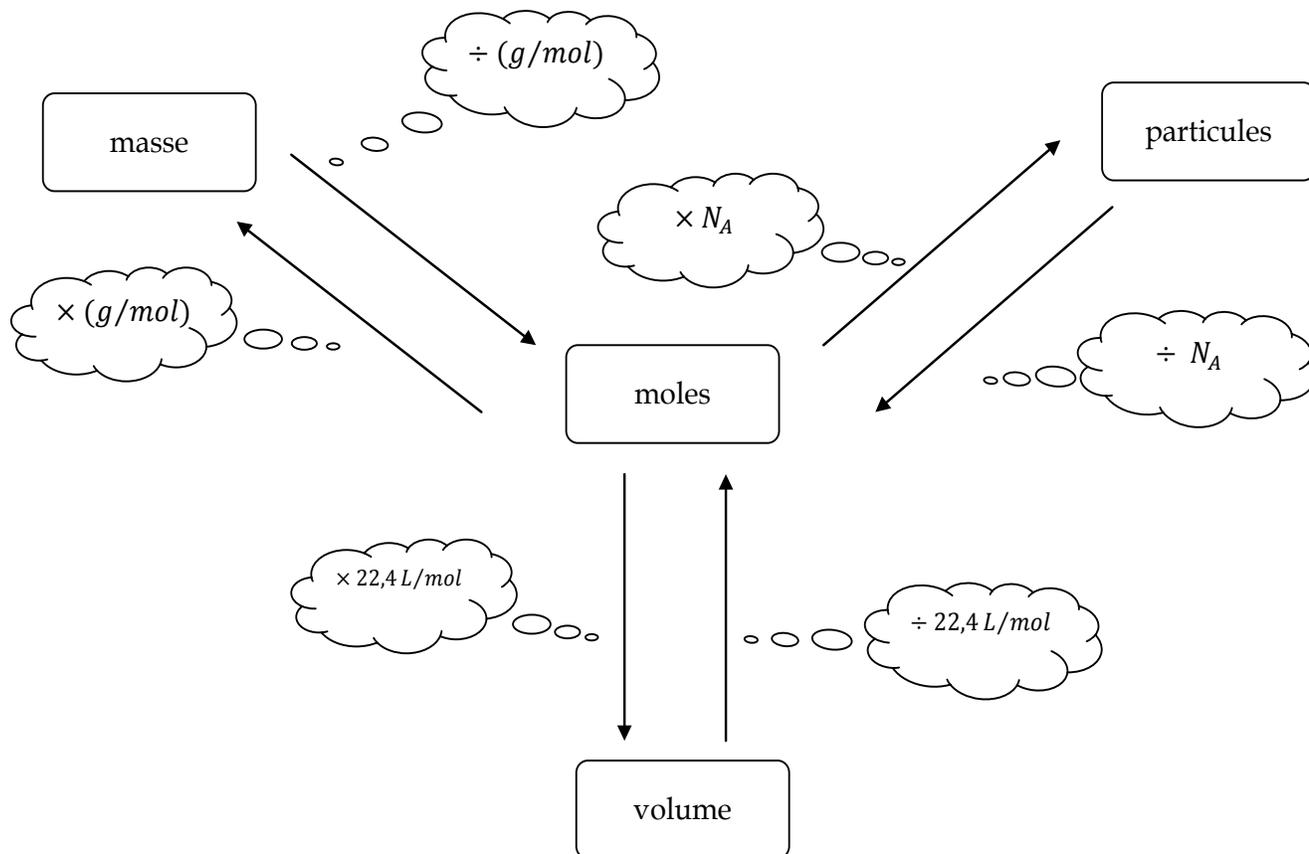
4. Les réponses peuvent varier, mais elles peuvent comprendre ce qui suit :
 - le calcul de la masse du briquet au butane après le laboratoire, alors qu'il contenait encore des traces d'eau;
 - la perte de bulles de butane contenues dans le cylindre gradué.
5. La réponse est plus précise; par conséquent, cette source d'erreur inconnue était importante.



ANNEXE 20 : Schéma conceptuel



ANNEXE 21 : Schéma conceptuel - Corrigé



ANNEXE 22 : Rédaction sur les moles

Vous venez de découvrir le concept des moles, qui est relativement abstrait, étant donné qu'il est difficile d'imaginer $6,02 \times 10^{23}$ unités de quoi que ce soit. Ce devoir de rédaction vous permettra d'explorer ce thème et de vous familiariser avec le nouveau vocabulaire. Nous adopterons le modèle PPPST pour faire ce devoir :

P – Personnage : Qui es-tu?

P – Public : À qui écris-tu?

P – Présentation : Quelle forme adopteras-tu? (Ex. : lettre, chanson rap, poème, petite annonce)

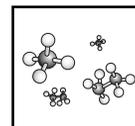
S – Sujet : Quel important sujet as-tu choisi?

T – Ton : Quel verbe fort décrit ton intention? (Ex. : persuader, exiger, plaider)

Voici une liste d'idées possibles pour ton devoir de rédaction PPPST. Tu peux en utiliser une, ou songer à ta propre idée. Si c'est ce que tu fais, discute de ton plan avec moi avant de commencer ta rédaction.

Personnage	Public	Présentation	Sujet et ton
Atome de Pb	Autres atomes de plomb	Petite annonce	Convaincre les autres de se joindre à nous dans un groupe de moles <i>heavy métal</i>
Pile de sel	Autres unités de formule	Communiqué	Annoncer la découverte du nombre de moles qui composent ta pile.
Mole	Tableau périodique	Chanson rap	Expliquer comment trouver ta masse molaire.
Agent immobilier	Mole d'oxygène	Annonce immobilière	Vendre la maison idéale pour une mole d'oxygène.

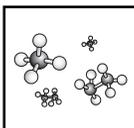
Ton objectif consiste à montrer que tu comprends le vocabulaire et que tu sais comment faire des conversions entre moles, volume, masse et particules.



ANNEXE 23 : Renseignements contenus dans une équation équilibrée

Pour la réaction : $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Visualisée en fonction:	Réactifs		Produits	
	C_3H_8	5O_2	3CO_2	$4\text{H}_2\text{O}$
des molécules	1 molécule de C_3H_8	5 molécules de O_2	3 molécules de CO_2	4 molécules de H_2O
de la quantité (mol)	1 mol de C_3H_8	5 mol de O_2	3 mol de CO_2	4 mol de H_2O
de la masse (uma)	44,09 uma de C_3H_8	160,00 uma de O_2	132,03 uma de CO_2	72,06 uma de H_2O
de la masse (g)	44,09 g de C_3H_8	160,00 g de O_2	132,03 g de CO_2	72,06 g de H_2O
de la masse totale	204,09 g		204,09 g	

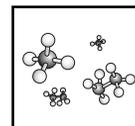


ANNEXE 24 : La stœchiométrie de l'essence – Recherche sur Internet

Utilise Internet et tes connaissances sur la stœchiométrie pour répondre aux questions suivantes.

1. L'énergie qui sert à propulser ton véhicule vient de la combustion de l'essence (C_8H_{18}). Rédige une équation chimique équilibrée pour illustrer la combustion de l'essence.
2. La plupart des stations d'essence vendent de l'essence de trois catégories : l'essence régulière, l'essence intermédiaire et la super. Qu'est-ce qui différencie chaque catégorie par rapport aux autres?
3. À l'égard de chacun des véhicules suivants, indique ce qui suit :
 - a. la taille du réservoir d'essence
 - b. l'économie de carburant sur autoroute

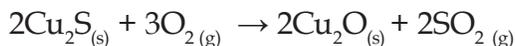
2003 Lexus SC400
2003 Ford Explorer
2003 Honda Civic (berline à quatre portes)
4. Calcule le coût de l'essence régulière et de la super. Utilise les résultats pour calculer ce que coûterait le plein de chacun des véhicules énumérés dans la question précédente. N'oublie pas que la Lexus ne consomme que de l'essence super.
5. Si un litre d'essence contient 6,18 moles d'essence, combien de moles le réservoir de chaque véhicule contient-il?
6. Quelle est la masse d'un réservoir plein de chacun des véhicules?
7. Si tu prends la route avec chacun des véhicules mentionnés, combien de kilomètres parcourras-tu avec un réservoir plein dans chaque cas?
8. Combien i) de moles ii) de grammes et iii) de litres de dioxyde de carbone seraient-ils émis par chaque véhicule si tu utilisais un réservoir d'essence entier?



ANNEXE 25 : Comment résoudre un problème sur les réactifs limitants

Question :

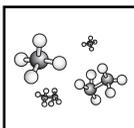
Pour extraire le cuivre de ce minerai sulfuré, il faut tout d'abord faire rôtir la chalcocite.

Si 30,00 g de Cu_2S réagit avec 7,47 L d' O_2 à TPN, quelle est la masse maximale d'oxyde de cuivre(I) qui est produite?

Solution :

Réactif	Moles de réactif	Moles nécessaires pour une réaction complète	Type de réactif
Cu_2S	$30,00 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{159,16 \text{ g}} = 0,1885 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}$	$0,1885 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S} \times \frac{3 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}} = 0,2828 \text{ mol } \text{O}_2$ O_2 est nécessaire	Comme il faut 0,2223 mol de Cu_2S , mais que tu n'as que 0,1885 mol, le Cu_2S est le réactif limitant.
O_2	$7,47 \text{ L} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{22,4 \text{ L } \text{O}_2} = 0,3333 \text{ mol } \text{O}_2$	$0,3333 \text{ L } \text{O}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}}{3 \text{ mol } \text{O}_2} = 0,2223 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}$ est nécessaire	Comme il ne faut que 0,2223 mol sur 0,3333 mol d' O_2 , l' O_2 est le réactif en excédent.

$$0,2223 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{O} \times \frac{143,08 \text{ g } \text{Cu}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{O}} = 31,81 \text{ g } \text{Cu}_2\text{O}$$



ANNEXE 26 : Expérience – Comportement du cuivre solide immergé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent*

Introduction

Au cours de la présente expérience, tu pèseras un échantillon de nitrate d'argent solide et tu en prépareras une solution aqueuse. Tu pèseras aussi un morceau de fil de cuivre, tu le mettras dans la solution et tu observeras ce qui se passera. En pesant le fil de cuivre à la fin de l'expérience, tu pourras relever tout changement quantitatif qui se sera opéré.

Avant de te rendre au laboratoire, dessine un tableau dans ton cahier de laboratoire pour pouvoir y enregistrer les données que tu relèveras.

Démarche

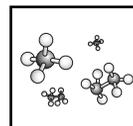
1. Obtiens un fil de cuivre de 30 cm (un fil de calibre 16 convient). Forme une bobine en enroulant le fil autour d'une grosse éprouvette, et laisse environ 7 cm pour la poignée. Étire la bobine un peu pour qu'il y ait un peu d'espace entre les anneaux (voir la figure 1). Pèse la bobine de cuivre à 0,01 g près.
2. Pèse un bécher propre de 250 mL parfaitement sec, à 0,01 g près. Pèse la fiole de nitrate d'argent (AgNO_3) fournie par ton professeur.
3. Remplis aux deux cinquièmes environ le bécher de 250 mL avec de l'eau distillée. Ajoute le nitrate d'argent solide dans l'eau. Brasse-le tout doucement avec une tige de verre solide jusqu'à ce que tous les cristaux d' AgNO_3 soient dissouts. Pèse la fiole vide.



Figure 1

Attention! Le nitrate d'argent, solide ou en solution, réagit avec la peau et la rend noire. Fais attention de ne pas en renverser sur ta peau ou tes vêtements. Toutefois, ne t'en fais pas si tu découvres des taches sombres sur tes mains : elles disparaissent en quelques jours. Si tu as les mains propres le lendemain de cette expérience, tu montre que tes techniques de laboratoire sont bonnes.

4. Plie la poignée de la bobine de fil de cuivre pesée, de manière à pouvoir l'accrocher au bord du bécher, la bobine étant immergée dans la solution de nitrate d'argent. Mets la bobine dans le bécher et observe pendant plusieurs minutes au moins tout changement qui se produit.
5. Couvre le bécher d'une cloche de verre et laisse-le jusqu'au prochain laboratoire.
6. Au début du prochain laboratoire, prends le bécher et mets-le sur le pupitre. Observe ce qui s'est passé dans le bécher. Enregistre toutes tes observations dans ton cahier de laboratoire.
7. Secoue les cristaux fixés à la bobine et retire-la de la solution. Utilise ton flacon-laveur pour rincer dans le bécher tous les cristaux tendant à adhérer à la bobine (voir la figure 1). Mets la bobine de côté pour qu'elle sèche. Pèse-la quand elle est bien sèche.



ANNEXE 26 : Expérience – Comportement du cuivre solide immergé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent* (suite)

8. Laisse les cristaux se poser dans le bécher. Fais soigneusement décanter la solution. En d'autres termes, vide le liquide du bécher et laisses-y les solides, comme la figure 2 le montre. Ajoute 5 mL de solution diluée de nitrate d'argent et agite doucement jusqu'à ce que toute trace de cuivre disparaisse. Fais décanter encore une fois. Lave le résidu avec 10 mL d'eau et fais décanter soigneusement. Lave et fais décanter encore trois fois au moins. Tu peux passer outre aux quelques particules qui pourraient s'écouler avec l'eau de lavage, car la quantité est d'habitude négligeable.
9. Après le lavage final, il faut sécher le résidu. Ton enseignant te proposera une méthode acceptable. Si l'échantillon est mis à sécher pendant la nuit sous une lampe infrarouge ou dans un fourneau, il devrait être sec quand tu reviendras au laboratoire. Laisse refroidir le bécher et son contenu avant de le peser. Utilise la même balance qu'au début, et enregistre la masse et la marge d'incertitude.

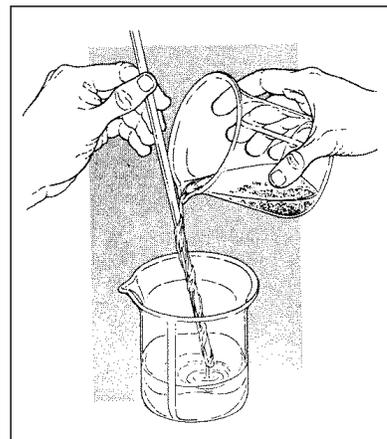
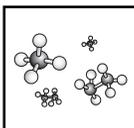


Figure 2

Remarque : Si tu emploies un bain de sable pour faire sécher l'échantillon, tu peux t'assurer qu'il est bien sec en procédant comme suit : pèse l'échantillon et le bécher, puis remets l'échantillon dans le bain de sable et chauffe-le une deuxième fois. Pèse-le de nouveau. Si la masse a diminué, l'échantillon n'était pas sec et il se pourrait qu'il ne le soit pas encore. Chauffe-le et pèse-le encore. Répète la procédure jusqu'à ce que la masse demeure constante.

Ton relevé de données devrait inclure ce qui suit (n'oublie pas de prendre en compte la marge d'incertitude dans tes données) :

- masse du cuivre avant l'immersion dans la solution;
- masse du cuivre à la fin de l'expérience;
- changement dans la masse du cuivre;
- masse de la fiole et du nitrate d'argent;
- masse de la fiole;
- masse du nitrate d'argent;
- masse du bécher et de l'argent;
- masse du bécher;
- masse de l'argent.



ANNEXE 26 : Expérience – Comportement du cuivre solide immergé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent* (suite)

Calculs

1. Calcule le nombre de moles de cuivre qui ont réagi.
2. Calcule le nombre de moles d'argent obtenues.
3. Calcule le ratio entre les moles d'argent et les moles de cuivre dans cette réaction. Assure-toi d'exprimer tes calculs avec le bon nombre de chiffres significatifs.

Questions

1. Ce que tu as observé peut être décrit avec l'énoncé suivant :

Une mole de cuivre (solide) + _____ mole(s) de
nitrate d'argent (dans l'eau) _____ mole(s) d'argent (solide)
+ _____ mole(s) de nitrate de cuivre (dans l'eau).

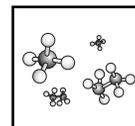
En fonction des résultats obtenus dans cette expérience, insère dans l'énoncé les bons coefficients entiers, quand une mole de cuivre a été utilisée.

2. Combien d'atomes de cuivre solide ont-ils été utilisés dans ton expérience?
3. Combien d'atomes d'argent solide ont-ils été utilisés dans ton expérience?
4. Quelle est la relation entre le nombre d'atomes d'argent et le nombre d'atomes de cuivre calculés aux questions 2 et 3?
5. Afin d'évaluer les résultats de cette expérience, ton enseignant recueillera les données obtenues par les autres membres de ta classe. Dessine un graphique montrant, sur l'axe vertical, le nombre de personnes ayant obtenu un ratio donné entre l'argent et le cuivre. Indique les ratios Ag/Cu le long de l'axe horizontal. Arrondis les valeurs pour que chaque division sur le graphique corresponde à des valeurs de 0,05. Par exemple, les valeurs allant de 1,85 à 1,95, à l'exclusion de cette dernière, doivent être indiquées comment étant 1,9.
6. Si tu t'en tiens uniquement au tiers du milieu des données inscrites, quelle est la gamme des valeurs obtenues? Comment cela se compare-t-il au coefficient d'incertitude que tu as jugé justifiable en fonction de tes mesures?

Questions à se poser

1. Quelle est la cause de la couleur dans la solution, une fois la réaction terminée?
2. Quelle est la nature des particules dans la solution aqueuse?

*« The Behaviour of Solid Copper Immersed in a Water Solution of the Compound Silver Nitrate », *Chemistry: An Experimental Science Laboratory Manual*, San Francisco, CA, W.H. Freeman and Company, 1963, p. 19-21. Adaptation autorisée par W.H. Freeman and Company.



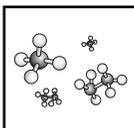
ANNEXE 27 : Expérience – La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique*

Introduction

Au cours de cette expérience, tu calculeras le volume de gaz d'hydrogène produit quand un échantillon de magnésium réagit avec du chlorure d'hydrogène dissout dans l'eau. Le volume du gaz d'hydrogène sera mesuré à la température et à la pression ambiantes, c'est-à-dire aux conditions qui comptent dans le cas d'un gaz. Les données que tu obtiendras te permettront de répondre à la question suivante : Combien de litres de gaz d'hydrogène à la température ambiante et à une pression d'une atmosphère peut-on produire avec une mole de magnésium?

Démarche

1. Obtiens un bout de ruban de magnésium (Mg) d'environ 5 cm de longueur. Mesure soigneusement la longueur du ruban et inscris-la à 0,05 cm près. Ton enseignant t'indiquera la masse d'un mètre de ruban et, comme l'épaisseur en est uniforme, tu pourras calculer la masse du magnésium que tu utilises.
2. Plie le bout de magnésium de manière à pouvoir le loger dans une petite cage en spirale faite de fil de cuivre fin. Laisse environ 5 cm du fil de cuivre : cela te servira de poignée (voir la figure 1).
3. Installe un support universel et une pince pour support pour tenir un tube de Bunsen (éprouvette à gaz) de 50 mL, muni d'un bouchon de caoutchouc à un ou deux trous, comme le montre la figure 1. Place un bécher de 400 mL rempli d'eau ordinaire aux deux tiers environ, près du support universel.
4. Incline le tube Bunsen légèrement par rapport à la position verticale et verses-y environ 10 mL d'acide chlorhydrique modérément concentré et portant l'étiquette HCl, 6 mol/L.
5. En maintenant le tube dans la même position, remplis-le lentement avec de l'eau ordinaire contenue dans le bécher. Pendant que tu verses, rince tout acide pouvant se trouver sur les parois du tube, de manière que, dans la partie supérieure du tube, le liquide contienne très peu d'acide. Essaie d'éviter d'agiter la couche d'acide au fond du tube. Tu peux déloger les bulles s'accrochant aux parois du tube en le tapotant légèrement.
6. En tenant la bobine de cuivre par la poignée, glisse environ 3 cm du bout de métal dans le tube. Accroche le fil de cuivre au bord du tube et fixe-le avec le bouchon de caoutchouc. Le tube devrait être complètement rempli, de sorte que le bouchon déplacera un peu d'eau quand tu le mettras en place.
7. Avec tes doigts, couvre le(s) trou(s) du bouchon et inverse le tube dans le contenant d'eau, comme le montre la figure 1. Fixe-le en place avec la pince. Comme l'acide est plus dense que l'eau, il diffusera vers le fond et finira par réagir avec le métal.
8. Une fois que la réaction s'arrête, attends environ cinq minutes pour laisser le tube atteindre la température ambiante. Déloge toute bulle accrochée à la paroi du tube.



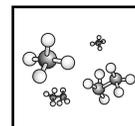
ANNEXE 27 : Expérience – La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique* (suite)

9. Couvre le(s) trou(s) du bouchon avec tes doigts et transfère le tube dans un grand cylindre ou dans une cuve de laboratoire presque rempli(e) d'eau à la température ambiante (voir la figure 2). Soulève ou abaisse le tube jusqu'à ce que le niveau du liquide à l'intérieur du tube soit le même que celui observé à l'extérieur. Cela te permet de mesurer le volume des gaz dans le tube (hydrogène et vapeur d'eau) à la pression ambiante. Lis le volume en te mettant les yeux au même niveau que le bas du ménisque (la surface concave formée par l'eau dans le tube). Prends note du volume des gaz à 0,05 mL près.
10. Retire de l'eau le tube de mesure des gaz et vide la solution acide dans l'évier. Rince le tube sous le robinet.
11. Prends note de la température ambiante. L'enseignant t'indiquera la pression ambiante ou t'aidera à lire le baromètre pour connaître la pression ambiante. S'il y a assez de temps, tu pourras répéter l'expérience avec un autre échantillon de magnésium pour vérifier tes résultats.

Le tableau de données devrait comprendre ce qui suit :

- la masse du ruban de magnésium en grammes/mètre (renseignement fourni par le professeur);
- la longueur du bout de magnésium;
- le volume d'hydrogène (saturé de vapeur d'eau);
- la température de l'eau;
- la température ambiante;
- l'indication au baromètre (pression ambiante);
- la pression de vapeur d'eau à la température ambiante (voir le tableau suivant) :

PRESSION DE VAPEUR D'EAU À DIVERSES TEMPÉRATURES			
Température (°C)	Pression (mm Hg)	Température (°C)	Pression (mm Hg)
5	12,8	23	21,0
16	13,6	24	22,4
17	14,5	25	23,8
18	15,5	26	25,2
19	16,5	27	26,7
20	17,5	28	28,3
21	18,6	29	30,0
22	19,8	30	31,8



ANNEXE 27 : Expérience – La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique* (suite)

Calculs

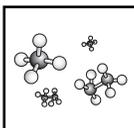
1. Calcule la masse du magnésium utilisé, d'après la masse d'un mètre en grammes et la longueur du ruban.
2. Calcule le nombre de moles de magnésium utilisées.
3. Calcule la pression partielle du gaz d'hydrogène. Comme ce gaz a été recueilli au-dessus de l'eau, c'est en fait un mélange d'hydrogène et de vapeur d'eau. La pression totale causée par ces deux gaz est égale à la pression ambiante. Mathématiquement, nous pouvons exprimer cette relation comme suit :

$P_{H_2} + P_{H_2O} = P_{salle}$. Pour connaître la pression ambiante, il suffit de lire le baromètre. Tu peux trouver la pression de vapeur d'eau en consultant le tableau donné ci-dessus. On a obtenu les valeurs qui y figurent en mesurant la pression de vapeur d'eau au-dessus d'eau liquide à diverses températures. Tu peux ensuite calculer la pression partielle de l'hydrogène comme suit : $P_{H_2} = P_{salle} - P_{H_2O}$.

4. Calcule le volume de gaz d'hydrogène à une pression d'une atmosphère (760 mm Hg) et à une température de 0 °C. Tu as appris qu'à une température donnée, le produit de la pression et du volume d'un gaz est une constante. $PV = k$. Pour calculer le nouveau volume à une pression de 760 mm Hg, on peut poser la relation mathématique suivante : **V mesuré x PH₂ = V nouveau x 760 mm Hg**.
5. Calcule le volume d'hydrogène sec que l'on obtiendrait avec une mole de magnésium à la température ambiante et à une pression d'une atmosphère.

Questions

1. Étant donné qu'une mole de Mg produit une mole d'hydrogène (H₂), quel est le volume d'une mole d'hydrogène à la température ambiante et à une pression d'une atmosphère?
2. Si une mole d'hydrogène a une masse de 2,0 g, quelle est la masse d'un litre (la densité) d'hydrogène à la température ambiante et à une pression d'une atmosphère?



ANNEXE 27 : Expérience – La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique* (suite)

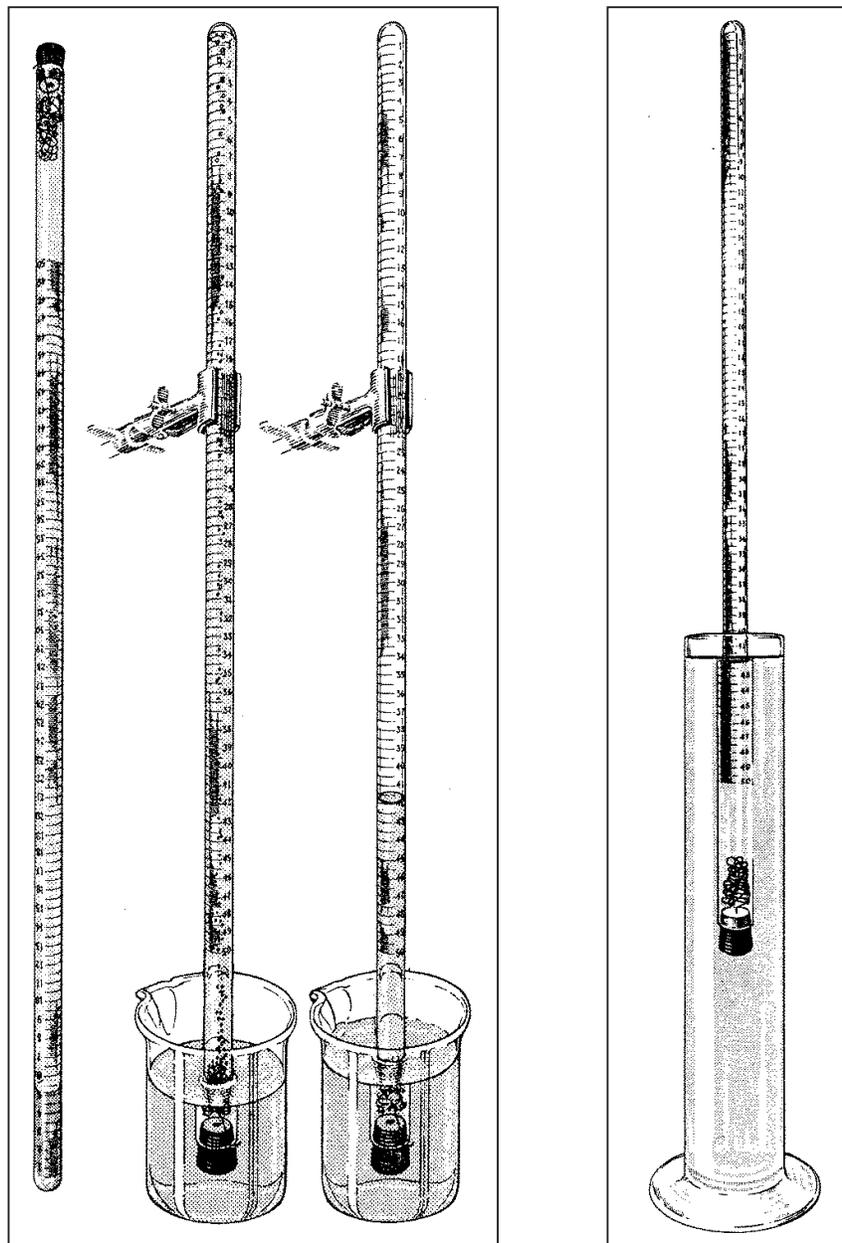
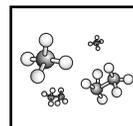


Figure 1 : manipulation du tube Bunsen

Figure 2 : mesure du volume de gaz

*« A Quantitative Investigation of the Reaction of a Metal with Hydrochloric Acid », *Chemistry: An Experimental Science Laboratory Manual*, San Francisco, CA, W.H. Freeman and Company, 1963, p. 26-30.
Adaptation autorisée par W.H. Freeman and Company.



ANNEXE 28 : Expérience – La stoechiométrie

Introduction

Avec une série de réactions chimiques faisant intervenir les deux mêmes réactifs, nous évaluerons la quantité de produit obtenue. En maintenant constant le nombre total des moles de réactifs utilisées et en variant les quantités relatives, nous trouverons la quantité maximale de produit possible. La méthode de Job nous permet d'évaluer la quantité de produit obtenue, en appliquant l'outil le plus pratique – la température, dans le présent cas. Toute propriété permettant de mesurer quantitativement un produit peut être employée.

Question

Si nous combinons divers ratios molaires de réactifs et si nous analysons leurs produits, quels seront les coefficients des réactifs dans une réaction chimique?

Prédiction

Si nous trouvons la quantité maximale de chaleur produite par un certain ratio de réactifs, quels seront leurs coefficients?

Matériel

- ordinateur et capteur thermique
- 3 tasses de polystyrène
- 2 cylindres gradués
- 500 mL d'hypochlorite de sodium (NaOCl) – Javellisant à lessive ménager 5 % (0,05 mol/L)
- 500 mL de solution d'iodure de potassium (KI), 0,05 mol/L

Assure-toi que les produits chimiques et les appareils sont à la température ambiante, avant de commencer.

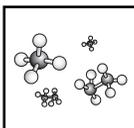
Mesures de sécurité

Porte un tablier de laboratoire et des lunettes de sécurité.

Hypochlorite de sodium – Puissant irritant des yeux, de la peau et des muqueuses.

Iodure de potassium – Il est dangereux d'en avaler.

Sois prudent en te servant de toutes les solutions, car certaines sont corrosives, toxiques ou tachent les vêtements.



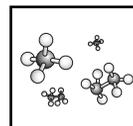
ANNEXE 28 : Expérience – La stoechiométrie (suite)

Démarche

1. Dresse un tableau d'enregistrement des données, comme suit. (Note que la « température moyenne minimale » sera la même dans chaque rangée, car toutes les réactions commenceront à la même température.)

Essai	Ratio des mL	Volume de NaOCl utilisé (mL)	Moles de NaOCl utilisé (mol)	Volume de KI utilisé (mL)	Moles de KI utilisé (mol)	Température moyenne maximale (°C)	Température moyenne minimale (°C)	Changement de température (°C)
1	20:80	20		80				
2	40:60	40		60				
3	60:40	60		40				
4	80:20	80		20				

2. Branche le capteur thermique à l'ordinateur et crée un affichage de la date (numérique et graphique).
3. Commence à enregistrer les données.
4. Utilise le cylindre gradué pour mesurer 20 mL de NaOCl et les verser dans une tasse propre en mousse de styrène.
5. Mesure la température des 20 mL de NaOCl.
6. En te servant d'un autre cylindre gradué, mesure 80 mL de KI et note la température du produit.
7. Inscris la moyenne des deux températures dans la rangée Essai n° 1 du tableau, sous « Température moyenne minimale ».
8. Verse le KI dans la tasse de mousse de styrène, avec le NaOCl, tout en prenant note de la température. Mélange doucement le tout avec le capteur thermique.
9. Après que la température a monté et une fois qu'elle a commencé à descendre, cesse d'enregistrer les données.
10. Retire le thermomètre et l'agitateur et essuie-les pour les rendre propres.
11. Répète les étapes 3 à 10 en utilisant des ratios volumiques de NaOCl et de KI correspondant à 40:60, 60:40 et à 80:20.
12. Jette les solutions conformément aux directives de ton enseignant. Ne verse rien dans l'évier.



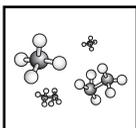
ANNEXE 28 : Expérience – La stoechiométrie (suite)

Analyse

1. Pour chacun des volumes de NaOCl et de KI indiqués, calcule le nombre de moles utilisées au cours des essais (rappelle-toi que la concentration de chaque produit chimique est de 0,50 M et que le nombre de moles est égal à $M \times \text{volume}$). Inscris ces valeurs dans le tableau.
2. Dans le cas de chaque essai, trouve la température maximale atteinte. Inscris cette valeur dans la colonne « température moyenne maximale ».
3. Calcule et note le « changement de température » en soustrayant la température moyenne minimale de la température moyenne maximale dans chaque rangée.
4. Dans quel essai la température a-t-elle monté le plus?
5. Quel a été ce changement maximum de température?
6. Quel était le ratio entre les volumes de NaOCl et de KI quand le changement maximum de température s'est produit?
7. Quel était le ratio entre les moles de NaOCl et de KI quand le changement maximum de température s'est produit?

Conclusion

1. Quels sont les nombres entiers les plus simples qui équilibreraient l'équation $x\text{NaOCl} + y\text{KI}$ produits + chaleur, si l'on utilise le ratio molaire à la température maximale? On ne s'attend pas à ce que tu connaisses les coefficients des produits.
2. Quel était l'agent limitant?



ANNEXE 29 : Expérience – La stoechiométrie et le rendement

Introduction

Lors de sa décomposition par chauffage, le chlorate de potassium forme de l'oxygène. Pour ce laboratoire tu vas observer la réaction chimique de décomposition du chlorate de potassium, recueillir des données et analyser ces dernières afin de calculer le rendement de cette même réaction.

Mesures de sécurité

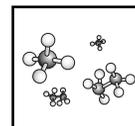
Il faut faire très attention en chauffant le chlorate de potassium car il devient violemment explosif lorsqu'il est contaminé de matière organique. Pour éviter un problème, il faut garder tout équipement de laboratoire propre et il faut porter des lunettes de sécurité à tout temps.

Objectif

Le but de ton expérience est de calculer le rendement de la réaction de décomposition du chlorate de potassium et le cas échéant, démontrer le pourcentage d'erreur.

Matériel

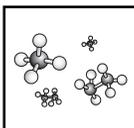
- support universel
- brûleur Bunsen
- pinces à éprouvette
- pinces
- éprouvette
- 2 g de chlorate de potassium
- balance
- spatule



ANNEXE 29 : Expérience – La stoechiométrie et le rendement (suite)

Démarche

1. Prends la masse d'une éprouvette propre et sèche.
2. Pèse 2 g de chlorate de potassium et dépose cette quantité dans l'éprouvette.
3. Mesure la masse du tout.
4. Place l'éprouvette dans le montage de chauffage. Assure-toi que l'éprouvette est bien attachée par les pinces au support universel.
5. Commence à chauffer à feu moyen jusqu'à ce que tu remarques la présence de bulles (c'est l'oxygène qui s'échappe). Ajuste le brûleur pour chauffer plus fortement et maintiens cette flamme jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'échappement de gaz (disparition de bulles).
6. Une fois la décomposition complète, éteins le brûleur, attends que l'éprouvette soit refroidie et mesure sa masse.
7. Chauffe l'éprouvette et son contenu encore une fois à feu fort pendant 3 minutes. Attends que l'éprouvette soit refroidie et mesure sa masse. Si cette masse n'est pas la même que celle de l'étape 6 (près de 0,01 g sur une balance électronique), répète cette étape jusqu'à ce que les deux dernières masses soient les mêmes.

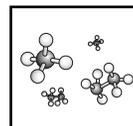


ANNEXE 30 : Réflexion individuelle sur le travail en groupe

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 leurs contributions.</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>



LES SOLUTIONS



APERÇU DU REGROUPEMENT

La plupart des réactions chimiques se produisent en milieu aqueux et non à l'état solide, liquide ou gazeux. Par conséquent, le présent regroupement importe beaucoup pour faire comprendre la chimie aux élèves. Les élèves auront l'occasion d'approfondir leurs connaissances sur les solutions en examinant le processus de dissolution. Les élèves vont aussi étudier la solubilité des substances pures, l'effet de la température et la pression sur la solubilité des gaz et les concepts de concentration et de dilution des solutions.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 7^e année, les élèves ont étudié la définition de « solubilité » ainsi que les facteurs influant sur la solubilité, par le biais d'une expérience. Toutefois, le concept des molécules polaires et non polaires est nouveau en 11^e année. Les propriétés physiques des gaz ont été étudiées lors du premier regroupement en fonction de la théorie cinétique des molécules. Avant cela, il n'y a eu aucune discussion sur la solubilité des gaz dans les liquides.

S'assurer que les élèves comprennent que, quand une dilution se produit, le nombre de moles demeure constant. Beaucoup d'enseignants et de manuels préconisent la formule $C_1V_1 = C_2V_2$ pour résoudre les problèmes de dilution. Nous recommandons à l'enseignant de n'utiliser cette formule qu'une fois que les élèves peuvent résoudre des problèmes sans elle. Beaucoup d'élèves parviendront d'eux-mêmes à déduire cette relation.



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**. 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. Quoi qu'il en soit, les élèves doivent réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 11^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 11^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent s'enseigner pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	Les types de solutions	C11-4-01, C11-0-C1, C11-0-R1	1,5 h
Bloc B	La structure de l'eau	C11-4-02, C11-0-C1, C11-0-R1	0,5 h
Bloc C	La dissolution	C11-4-03, C11-4-04, C11-4-05, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S4, C11-0-S5, C11-0-R1	3 h
Bloc D	Les courbes de solubilité	C11-4-06, C11-4-07, C11-4-08, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S2, C11-0-S7, C11-0-S8, C11-0-S9	3 h
Bloc E	La solubilité des gaz	C11-4-09, C11-4-10, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-D1, C11-0-D2	1,5 h
Bloc F	Changements des points de congélation et d'ébullition	C11-4-11, C11-4-12, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S5, C11-0-S7, C11-0-S9	2,5 h
Bloc G	La concentration	C11-4-13, C11-4-14, C11-4-15, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S4, C11-0-S6	3 h
Bloc H	La dilution d'une solution	C11-4-16, C11-4-17, C11-0-C1, C11-0-C2	2,5 h
Bloc I	Les applications de la concentration	C11-4-18, C11-0-R1, C11-0-R2, C11-0-R3, C11-0-R5	1,5 h
Bloc J	Le traitement de l'eau	C11-4-19, C11-0-A1, C11-0-D1, C11-0-D2	2 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			<i>1 à 2 h</i>
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			22 à 23 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 des manuels scolaires du Manitoba (CMSM).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie fondamentale, 3^e édition – Chimie générale volume 1*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2009.

CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie des solutions, 3^e édition*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2009.

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97382)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97383)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livre Inc., 2014. (CMSM 98878)

[R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CMSM 91609)

FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie des solutions, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2003. (DREF 541.34 F577c)

FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)

HAYNES, William M., éd. *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 95th Edition*, Boca Racon, CRC Press, 2014. [ressource qui contient beaucoup d'information et de données sur les propriétés des composés chimiques]

HILL, John W. et al. *Chimie des solutions, 2^e édition*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)



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, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 96139)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l’élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 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, CMSM 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]

[R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d’enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11, CMSM 91607)

[R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l’élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11)

[R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d’enseignement*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 91609)

[R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l’élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 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, CMSM 96140)

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

DVD ET VIDÉOCASSETTES

Le concept de la mole 1, TVOntario, 1986. (DREF 42952/V8008)

SITES WEB

Agence Science-Pressé. <<http://www.sciencepresse.qc.ca/>> (consulté le 8 octobre 2013). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

[R] *Animations, simulations de chimie*. <<http://www.physagreg.fr/animations.php>> (consulté le 15 avril 2013). [une des animations montre la dissolution d'un cristal de NaCl dans l'eau]

[R] *La chimie.net*. <<http://www.lachimie.net/>> (consulté le 5 avril 2013). [site avec beaucoup d'informations et d'exercices]

La dilution. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-transformations-de-la-matiere/les-changements-physiques/la-dilution.aspx>> (consulté le 5 avril 2013).

La dissolution. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-transformations-de-la-matiere/les-changements-physiques/la-dissolution.aspx>> (consulté le 5 avril 2013). [explications à l'aide de diagrammes de la différence entre la dissolution moléculaire et la dissolution ionique]



[R] *Dissolution d'un cristal ionique.* <http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf> (consulté le 15 avril 2013). [animation]

[R] *Dissolution d'un solide cristallin.* <http://home.scarlet.be/at_home/caloriflash.htm> (consulté le 15 avril 2013). [animation de la dissolution du NaCl]

[R] *Dissolution du NaCl dans l'eau.* (consulté le 5 avril 2013). [animation eduMedia accessible à partir du site de la DREF]

Les propriétés des solutions. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-proprietes-de-la-matiere/les-proprietes-des-solutions.aspx>> (consulté le 15 avril 2013).

[R] *Public Water System Data.* <http://www.gov.mb.ca/waterstewardship/odw/public-info/general-info/water_system_data.html> (consulté le 15 avril 2013). [site en anglais]

La science amusante. <<http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Catégorie:Chimie>> (consulté le 5 avril 2013). [site qui offre plusieurs démonstrations et activités de laboratoire, ainsi que des informations]

La solubilité. <<http://bv.alloprof.qc.ca/s1018.aspx>> (consulté le 15 avril 2013).

[R] *Solution-concentration.* (consulté le 5 avril 2013). [expérience virtuelle eduMedia accessible à partir du site de la DREF]

[R] *Sciences en ligne.* <<http://www.sciences-en-ligne.com/>> (consulté le 8 octobre 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 :

- C11-4-01** nommer divers types de solutions et en donner un exemple, entre autres les neuf types de solutions possibles;
RAG : D3
- C11-4-02** décrire la structure de l'eau par rapport à la polarité des liaisons chimiques et l'électronégativité;
RAG : D3
- C11-4-03** expliquer, au moyen d'équations chimiques, de représentations visuelles et de représentations particulières, le processus de dissolution des composés ioniques simples et des composés covalents, entre autres la structure cristalline, l'hydratation, la dissociation;
RAG : A2, D3
- C11-4-04** expliquer ce qu'est la chaleur de dissolution en citant des applications précises, *par exemple la compresse froide, la compresse chaude, la dilution d'acides et de bases concentrés*;
RAG : A5, D3, E4
- C11-4-05** mener une expérience pour illustrer la formation de solutions en fonction de la nature polaire ou non polaire des substances, entre autres les substances solubles, insolubles, miscibles et immiscibles;
RAG : C1, C2, C6, D3
- C11-4-06** tracer, à partir de données expérimentales, la courbe de solubilité d'une substance pure dissoute dans l'eau;
RAG : A2, D3
- C11-4-07** distinguer entre les solutions saturées, insaturées et sursaturées;
RAG : D3
- C11-4-08** résoudre des problèmes au moyen de courbes de solubilité;
RAG : C7, C8
- C11-4-09** expliquer comment un changement de température influence la solubilité des gaz;
RAG : D3, E4
- C11-4-10** expliquer comment un changement de pression influence la solubilité des gaz;
RAG : D3, E4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C11-4-11** mener une expérience pour démontrer une baisse du point de congélation et une hausse du point d'ébullition;
RAG : C1, C2, C7, D3
- C11-4-12** expliquer, au moyen de représentations particulières, la baisse du point de congélation et la hausse du point d'ébullition,
par exemple l'antigel, le sel de voirie;
RAG : A5, D3
- C11-4-13** distinguer les diverses façons de représenter la concentration et donner un exemple de leur utilisation,
entre autres g/L (gramme/litre), % m/m (pourcentage masse/masse), % m/v (pourcentage masse/volume), % v/v (pourcentage volume/volume), ppm (partie par million), ppM (partie par milliard), mol/L (molarité);
RAG : C3, D3
- C11-4-14** résoudre des problèmes comportant le calcul de concentrations, de moles, de masses et de volumes;
RAG : D3
- C11-4-15** préparer une solution à partir d'une quantité connue de soluté (en grammes) et d'un volume connu de solution (en mL), et trouver la molarité;
RAG : C1, C2, C3
- C11-4-16** résoudre des problèmes comportant la dilution de solutions,
entre autres la dilution d'une solution mère, le mélange de solutions communes de concentrations et de volumes différents;
RAG : C3, D3
- C11-4-17** faire une dilution à partir d'une solution dont la concentration est connue;
RAG : C2, D3
- C11-4-18** décrire des cas où il importe de connaître la concentration d'une solution,
par exemple la préparation de produits pharmaceutiques, l'administration de médicaments, l'entretien d'aquariums, l'application de désinfectants de piscine, la préparation de mélanges de gaz pour la plongée sous marine, l'utilisation d'antigel dans le radiateur;
RAG : A3, A5, B2, B4
- C11-4-19** décrire le processus servant à traiter l'approvisionnement en eau, et définir les concentrations admissibles de substances métalliques et de substances organiques dans l'eau potable.
RAG : A5, B1, B3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

C11-0-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

C11-0-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

C11-0-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

C11-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;

RAG : C2

C11-0-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)

- C11-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-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

- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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)

C11-0-R3 citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6

C11-0-R4 comparer les perspectives et les interprétations proposées par les médias avec celles d'autres sources;
RAG : C2, C4, C5, C8

C11-0-R5 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public-cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

C11-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C11-0-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

C11-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Prise de décisions

C11-0-D1 identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8

C11-0-D2 évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles reliées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position;
RAG : B1, C4, C5, C6, C7

C11-0-D3 reconnaître que les décisions peuvent refléter certaines valeurs, et tenir compte de ses propres valeurs et de celles des autres en prenant une décision,
par exemple être en harmonie avec la nature, générer de la richesse, privilégier la liberté individuelle;
RAG : C4, C5



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C11-0-D4 recommander une option ou identifier sa position en justifiant cette décision;
RAG : C4

C11-0-D5 évaluer le processus utilisé par soi-même ou d'autres pour parvenir à une décision;
RAG : C4, C5

Attitudes

C11-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C4, C5

C11-0-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

C11-0-A3 manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4

C11-0-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 types de solutions

L'élève sera apte à :

C11-4-01 nommer divers types de solutions et en donner un exemple, entre autres les neuf types de solutions possibles;
RAG : D3

C11-0-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

C11-0-R1 tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à compléter l'exercice de @ l'annexe 1. Ils pourront revisiter leurs réponses à la fin du regroupement.

OU

Événement inattendu

Cette démonstration ne cadre pas avec ce résultat d'apprentissage, mais c'est une bonne façon d'introduire les solutions. On appelle souvent cet événement « le truc du transfert impossible ».

Préparer une solution sursaturée d'environ 50 mL d'acétate de sodium dans un vase d'Erlenmeyer neuf de 100 mL. Si le vase est vieux et sale, il est plus que probable que la solution précipitera prématurément. Si tel est le cas, on peut chauffer la solution doucement dans un bain d'eau chaude pour dissoudre le CH_3COONa de nouveau.

En 7^e année, les élèves ont analysé la relation entre les solutions et les mélanges. La discussion a alors porté sur les caractéristiques des solutions et sur des exemples de celles-ci trouvés dans la vie de tous les jours. Les élèves ont aussi parlé des solutions dans le contexte de la théorie particulière de la matière.

La plupart des réactions chimiques se produisent en milieu aqueux et non à l'état solide, liquide ou gazeux. Par conséquent, le présent regroupement importe beaucoup pour faire comprendre la chimie aux élèves. Ceux-ci doivent être familiers avec les neuf genres de solutions et pouvoir donner un exemple de chacun.



Une fois que la solution presque chaude est saturée, la laisser refroidir lentement à la température ambiante. Il faut essayer soigneusement le bec du vase avec une serviette humide pour enlever toute trace de CH_3COONa . Mettre un volume d'eau égal dans un vase de 100 mL semblable placé près du vase de CH_3COONa .

Demander aux élèves s'il est possible de verser toute l'eau dans un bécher de 25 mL. Proposer à un élève d'essayer : on se doute d'avance des résultats! Ensuite, déclarer qu'on peut le faire sans renverser une seule goutte. Employer un bécher propre et neuf, mais en mettant au fond un germe cristallin. Le cristal solide qui en résulte forme une haute colonne dans le bécher si l'on verse le liquide lentement. La colonne est fragile!

En quête

Recherche - les types de solution

Inviter les élèves à trouver les différents types de solutions et de noter des exemples pour chaque type (voir *Chimie 11*, p. 285-286, *Chimie 11 STSE*, p. 354-355 ou *Chimie 11-12*, p. 192-193). Préciser que la petite quantité est d'habitude désignée comme étant le soluté et, la grande, comme étant le solvant. Les exemples de solution qui suivent sont donnés à titre indicatif, mais les élèves peuvent en donner d'autres.

Un solide dans un solide	du cuivre dans de l'argent (argent sterling) du zinc dans du cuivre (laiton)
Un solide dans un liquide	du sel dans l'eau (eau de mer) de l'iode dans de l'alcool (teinture)
Un solide dans un gaz	des particules microscopiques dans l'air de la boule-à-mites dans l'air
Un liquide dans un solide	du mercure dans un amalgame d'argent (obturations dentaires*)
Un liquide dans un liquide	de l'éthylène glycol dans l'eau (antigel pour moteurs) du méthanol dans l'eau (antigel pour canalisations d'essence)
Un liquide dans un gaz	la vapeur d'eau dans l'air
Un gaz dans un solide	l'hydrogène dans le palladium** (séparation et stockage de l'hydrogène) des gaz toxiques dans le carbone (filtre à charbon de bois)
Un gaz dans un liquide	le dioxyde de carbone dans les boissons (boissons gazeuses) l'oxygène dans l'eau (pour entretenir la vie aquatique)
Un gaz dans un gaz	l'oxygène dans l'azote (air)

* Inviter les élèves à demander à leur dentiste de leur expliquer pourquoi il utilise une substance cancérogène connue dans un amalgame pour faire une obturation dentaire.

** À la température de la pièce, le palladium peut absorber 900 fois son volume d'hydrogène.



En fin

Demander aux élèves de décrire la démonstration de la section « En tête » dans leur journal scientifique personnel. Ils peuvent aussi y inscrire la réponse de leur dentiste, pour faire un suivi.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Les élèves peuvent créer une illustration dans leur cahier ou sur du papier d'affichage pour représenter les neuf genres de solutions et les exemples de ceux-ci. Leur demander d'indiquer où ils peuvent trouver des exemples dans leur vie de tous les jours. L'enseignant peut aussi demander aux élèves d'apporter des exemples de solutions de chez eux.



Bloc B : La structure de l'eau

L'élève sera apte à :

C11-4-02 décrire la structure de l'eau par rapport à la polarité des liaisons chimiques et à l'électronégativité;

RAG : D3

C11-0-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

C11-0-R1 tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines.

RAG : C2, C4, C6

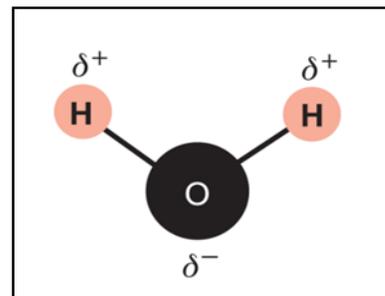
En tête

Afin de présenter la notion de polarité, faire une démonstration montrant qu'un jet d'eau peut être dévié par une force magnétique ou électrique. Pour cela, il convient d'utiliser une burette et une source d'électricité statique. Plus la force électrostatique est forte, plus mince est le jet d'eau et plus dramatique est l'effet. Inviter les élèves à expliquer ce qu'ils observent. Cela suscite une discussion sur la forme et la polarité de la molécule d'eau.

Le présent résultat d'apprentissage concerne expressément la polarité de la molécule d'eau dans le contexte du processus de dissolution. Ne pas, à ce stade-ci, amorcer une explication détaillée de la liaison polarisée. Cette question sera abordée en Chimie 12^e année.

En quête**Enseignement direct - la polarité d'une molécule d'eau**

En présentant le concept de l'électronégativité, c'est-à-dire une mesure de la capacité d'un atome dans une liaison chimique d'attirer des électrons, l'enseignant pourra plus facilement expliquer le processus de dissolution dans le cadre du prochain résultat d'apprentissage (C11-4-03). Dans le cas de la molécule d'eau, l'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène, de sorte que les électrons dans les liaisons chimiques s'orientent davantage autour de lui.



Cela rend l'hydrogène plus positif et l'oxygène, plus négatif, ce qui engendre des liaisons polaires et une molécule polaire (voir *Chimie 11 STSE*, p. 359).

Montrer aux élèves un tableau périodique indiquant les valeurs électronégatives, pour expliquer la polarité des atomes dans la molécule d'eau.

En fin

Inviter les élèves à expliquer dans leur carnet scientifique, la démonstration présentée à la section « en tête ».

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à dessiner une molécule d'eau polaire.

2

Les élèves doivent pouvoir expliquer pourquoi une molécule d'eau est polaire, étant donné l'électronégativité d'une molécule semblable, par exemple, celle de H₂S.



Bloc C : La dissolution

L'élève sera apte à :

- C11-4-03** expliquer, au moyen d'équations chimiques, de représentations visuelles et de représentations particulières, le processus de dissolution des composés ioniques simples et des composés covalents,
entre autres la structure cristalline, l'hydratation et la dissociation;
RAG : A2, D3
- C11-4-04** expliquer ce qu'est la chaleur de dissolution en citant des applications précises,
par exemple la compresse froide, la compresse chaude, la dilution d'acides et de bases concentrés;
RAG : A5, D3, E4
- C11-4-05** mener une expérience pour illustrer la formation de solutions en fonction de la nature polaire ou non polaire des substances,
entre autres les substances solubles, insolubles, miscibles et immiscibles;
RAG : C1, C2, C6, D3
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2



C11-0-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

C11-0-R1 tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à faire l'activité suivante, ou la présenter comme démonstration :

Mettre une petite quantité de chlorure de calcium et de nitrate d'ammonium dans deux éprouvettes distinctes. Remplir les deux éprouvettes à moitié d'eau à la température ambiante. Ensuite, agiter gentiment tout en observant le changement de température dans chaque éprouvette (*Dans le cas du nitrate d'ammonium, la réaction est endothermique quand il se dissout dans l'eau, tandis que, dans celui du chlorure de calcium, elle est exothermique. Ce sont les substances que l'on trouve habituellement dans les compresses froides et chaudes, respectivement*).

En 7^e année, les élèves ont étudié certaines propriétés des solutions et, même s'ils se sont penchés sur le processus de dissolution, ils n'ont pas abordé la différence entre les réactions exothermiques et endothermiques se produisant pendant la dissolution.

En 10^e année, les élèves ont expliqué comment et pourquoi les éléments se combinent en vertu de ratios spécifiques pour former des composés ioniques et covalents. Ils ont construit des modèles de Bohr et des structures de Lewis au sujet de ces genres de composés et ont nommé et rédigé les formules correspondantes.

Dans le contexte du résultat d'apprentissage C11-1-03, les élèves ont appris ce qu'étaient les cristaux et les structures cristallines.

OU

Cette démonstration nécessite un peu de préparation, mais cela en vaut la peine. Il est possible de fixer solidement par congélation un bécher à une feuille de 40 cm² de contreplaqué d'un quart de pouce! Vaporiser d'abord environ 5 mL d'eau sur le centre de la feuille de contreplaqué. Vous pouvez faire cela avant l'arrivée des élèves. Après avoir mis le contreplaqué sur la table, placer le bécher de 400 mL dans l'accumulation d'eau et ajouter 20 g d'hydroxyde de baryum octahydraté [Ba(OH)₂·8 H₂O], puis 10 g de thiocyanate d'ammonium (NH₄SCN). Mélanger le tout avec une longue tige pendant environ deux minutes jusqu'à ce que le mélange commence à se liquéfier. Soulever le bécher et vous verrez qu'il est collé au contreplaqué par la congélation. **Attention!** La réaction dégagera du gaz ammoniac; il faut donc une pièce bien ventilée. Le bécher doit être placé sous la hotte de laboratoire, une fois la démonstration terminée.



En quête

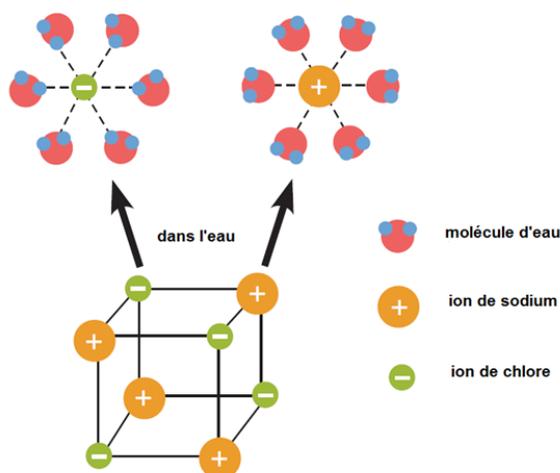
Enseignement direct – le processus de dissolution

On emploie un cristal de chlorure de sodium pour faire l'explication. Encourager les élèves à utiliser d'autres exemples pour expliquer ce processus.

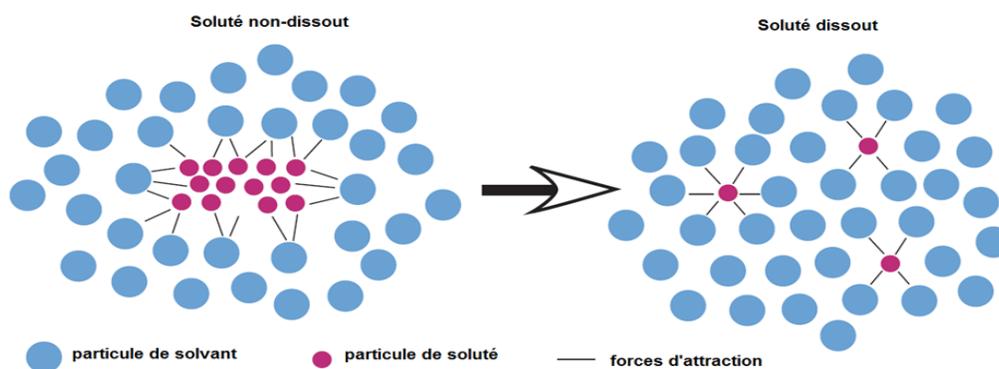
Une explication détaillée du processus de solvatation serait complexe et dépasserait le cadre du cours. De nombreuses forces intermoléculaires sont à l'œuvre : solvant-solvant; soluté-soluté; soluté-solvant. Tout dépendant des caractéristiques du soluté et du solvant, chacune des interactions peut être soit exothermique, soit endothermique. Un autre facteur entre en ligne de compte : il s'agit du hasard. Selon les principes de la thermodynamique, la matière tend à l'accroissement du désordre. Par suite de l'interaction de ces facteurs, la solubilité du soluté peut varier considérablement d'un solvant à l'autre (voir *Chimie fondamentale : principes et problèmes 2^e édition, volume 2, chimie des solutions*, p. 38-40 pour une explication plus complète).

Le principe disant que « des substances semblables se dissolvent mutuellement » est utile pour prédire la solubilité d'une substance dans un solvant donné. Cela signifie que deux substances dont les forces intermoléculaires sont semblables peuvent fort probablement se mêler ensemble. Si un soluté et un solvant peuvent se dissoudre mutuellement en toutes proportions, on dit qu'ils sont **miscibles**.

Quand un soluté est placé dans un solvant, les particules de solvant entourent complètement la surface des particules du soluté. Comme on le voit dans le diagramme, dans le cas de l'eau et du NaCl, les molécules d'eau polarisées s'orientent sur chaque ion exposé du solide : l'extrémité positive de la molécule d'eau vers l'ion négatif de chlore (Cl⁻) et l'extrémité négative, vers l'ion positif de sodium (Na⁺).

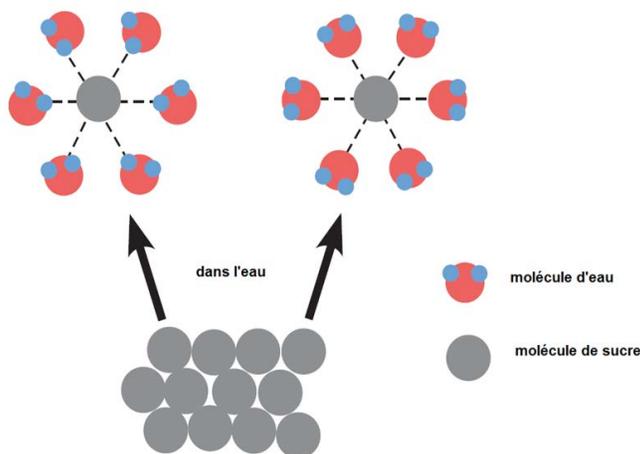


Une lutte électrostatique s'engage entre les molécules d'eau et les forces d'attraction dans le cristal de soluté. Si celui-ci est soluble, l'attraction entre les molécules de solvant et les ions de soluté augmente peu à peu jusqu'à ce qu'elle vainque les forces retenant les ions à la structure cristalline. Les ions de soluté sont donc amenés dans le solvant et deviennent complètement entourés par les molécules de solvant (le diagramme qui suit démontre le concept de solvatation). On peut voir une animation de ce processus sur le site *Animations, applications de physique chimie*, <http://www.physagreg.fr/animations.php>, *Dissolution d'un solide cristallin*, http://home.scarlet.be/at_home/caloriflash.htm, *Dissolution d'un cristal ionique*, http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf ou sur le site de *eduMedia* (accessible gratuitement à partir du site de la DREF).



La séparation des ions s'appelle **dissociation**, tandis que le processus par lequel les molécules de solvant entourent les ions de soluté s'appelle solvatation. Si le solvant est de l'eau, ce processus s'appelle **hydratation** (voir *Chimie 11 STSE*, p. 360). On dit alors que les ions de soluté sont hydratés.

Préciser que lorsqu'un solide covalent se dissout, la molécule entière est extraite de la structure solide (voir *Chimie 11 STSE*, p. 360-361).



Équations chimiques – processus de dissolution

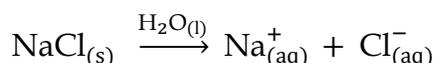
Inviter les élèves à démontrer le processus de dissolution de composés ioniques et covalents à l'aide d'équations chimiques. Pour les composés ioniques, les ions se dissocient. Pour les composés covalents, la molécule demeure intacte.

Exemples de problèmes

1. Écris l'équation de dissolution pour le chlorure de sodium.

Étape 1 : déterminer si le composé est ionique ou covalent. Les composés covalents ne se dissocient pas. Le chlorure de sodium est formé d'atomes métalliques (Na) et non-métalliques (Cl). Puisque les métaux et non-métaux forment habituellement un composé ionique donc on peut conclure qu'il y a une dissociation.

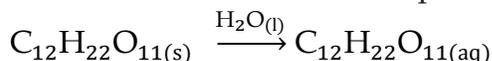
Étape 2 : écrire les ions qui seront formés dans la dissociation, balancer l'équation et noter l'état des espèces.



2. Écris l'équation de dissolution pour le sucre, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Étape 1 : déterminer si le composé est ionique ou covalent. Le sucre est un composé covalent, donc ne se dissocie pas durant le processus de dissolution.

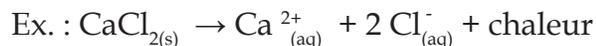
Étape 2 : écrire l'équation, la balancer et noter l'état des espèces.

**Enseignement direct – la chaleur de dissolution**

Expliquer aux élèves le concept de chaleur de dissolution. Afin de vaincre les forces d'attraction, il faut de l'énergie. Donc, la séparation de particules de soluté les unes des autres et la séparation de particules de solvant les unes des autres sont des processus endothermiques. L'attraction entre les particules de soluté et de solvant, pendant la solvatation, est un processus exothermique. La question de savoir si une quantité d'énergie est absorbée ou dégagée dans l'ensemble du processus de dissolution net dépend de l'équilibre entre ces deux processus. Le résultat net du changement d'énergie s'appelle chaleur de dissolution. Si la quantité d'énergie absorbée est plus grande que la quantité dégagée, toute la solution devient endothermique.



Si la quantité d'énergie absorbée est inférieure à la quantité dégagée, toute la solution devient exothermique.



Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de mener une expérience afin de déterminer que « des substances semblables se dissolvent mutuellement ». Voir ☺ l'annexe 2 où l'on décrit un laboratoire avec du CuSO_4 , de l'eau, du kérosène, de l'iode, de l'huile végétale et du vinaigre (des renseignements pour l'enseignant figurent à ☺ l'annexe 3). Chaque substance sera mélangée à chacune des autres. Les définitions seront établies de façon pratique, à la faveur des découvertes faites pendant le laboratoire.

En 7^e année, les élèves apprennent la définition de « solubilité » et les facteurs influant sur la solubilité, par le biais d'une expérience. Toutefois, le concept des molécules polaires et non polaires est nouveau ici.

Démonstrations

Choisir la démonstration qui convient le mieux à sa classe, en fonction du matériel dont on dispose. Des élèves supervisés peuvent également faire ces démonstrations.

- « Pourquoi l'eau et l'huile ne se mêlent-elles pas? »
☺ L'annexe 4 présente une démonstration avec rétroprojecteur : des agitateurs sont mélangés à des acétates qui représentent des molécules non polaires. La démonstration simule le mélange de molécules semblables et dissemblables de soluté et de solvant.
- Démonstration avec disques polarisés.
De petits disques de papier sont mis dans un flacon contenant deux liquides. Quand on agite le flacon, les disques s'orientent toujours la face noire tournée vers le fond! Utiliser un crayon à mine douce pour bien noircir un morceau de papier. Utiliser une perceuse pour y faire environ 20 disques. Ajouter 100 mL de trichlorotrifluoroéthane (TTE) dans un flacon de 250 mL contenant un volume égal d'eau. Boucher solidement le flacon et l'agiter.
- Alcool et eau
La solution suivante montre ce que sont les liquides immiscibles. Verser 500 mL d'eau dans une bouteille de plastique d'un litre, puis 50 mL d'éthanol. Ensuite, finir de remplir la bouteille avec un diluant pour peintures. Ajouter quelques gouttes de colorant alimentaire bleu et mettre le bouchon sur la bouteille. Agiter lentement la bouteille et observer les liquides immiscibles faire des vagues.



En fin

Inviter les élèves à comparer le processus de dissolution d'un composé ionique et d'un composé covalent à l'aide d'un cadre de comparaison (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18).

En plus

Présenter aux élèves les concepts de décrépitation et d'efflorescence, propriétés associées à l'eau de cristallisation.

La **décrépitation** est le processus par lequel l'eau de cristallisation liée mécaniquement à la structure cristalline se dégage vigoureusement de certains cristaux lorsqu'on les chauffe (ex. : le nitrate de plomb).

L'**efflorescence** est le processus par lequel l'eau de cristallisation à peine retenue est perdue quand les cristaux sont exposés à l'air (ex. : $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'expliquer le processus de dissolution d'un solide ionique ou covalent à l'aide de diagrammes et d'équations. Les élèves devraient aussi être en mesure de décrire ce qu'ils voient au niveau macroscopique lorsqu'une substance est dissoute dans l'eau.

2

Inviter les élèves à expliquer l'interaction des particules au niveau moléculaire et montrer comment cette interaction se rapporte à l'absorption ou au dégagement d'énergie.

3

Se référer aux annexes 10 et 11 de regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

4

Inviter les élèves à compléter un rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.28 et 11.29).

5

Inviter les élèves à compléter un cadre de comparaison pour les substances polaires et non polaires (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18).



Bloc D : Les courbes de solubilité

L'élève sera apte à :

- C11-4-06** tracer, à partir de données expérimentales, la courbe de solubilité d'une substance pure dissoute dans l'eau;
RAG : A2, D3
- C11-4-07** distinguer entre les solutions saturées, insaturées et sursaturées;
RAG; D3
- C11-4-08** résoudre des problèmes au moyen de courbes de solubilité;
RAG : C7, C8
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-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

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les solutions saturées et insaturées à l'aide de la stratégie LIEN (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 9.17).

En quête

Activité de laboratoire - courbe de solubilité

La plupart des manuels proposent au moins une activité de laboratoire portant sur la solubilité d'un sel ionique (voir *Chimie 11*, p. 296-297, *Chimie 11 STSE*, p. 393-394 ou *Chimie 11-12*, p. 229). ¶ L'annexe 5 (des renseignements pour l'enseignant figurent à ¶ l'annexe 6) et ¶ l'annexe 7 fournissent aussi des laboratoires dans le cadre desquels les élèves construisent une courbe de solubilité.

Au lieu que chaque élève de la classe établisse tous les points de la courbe, on propose que chaque groupe faisant le laboratoire reçoive une certaine quantité de soluté à dissoudre dans l'eau pour produire un volume donné de solution. Les élèves font ensuite l'activité de laboratoire pour trouver un des points de la courbe de solubilité propre au solide en question. Chaque groupe partagera ses données avec le reste de la classe pour tracer ainsi la courbe de solubilité complète.

Événements inattendus

- Dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-4-01, il se peut que les élèves aient assisté au « truc du transfert impossible ». L'enseignant peut refaire ici les démonstrations pour renforcer la compréhension du concept de sursaturation. Les élèves peuvent vérifier la température de l'acétate de sodium solide et découvrir qu'elle est assez élevée. La précipitation est exothermique.

En 7^e année, dans le cadre du résultat d'apprentissage 7-02-22, les élèves ont appris ce que signifiaient les termes saturé et insaturé. Ils auront aussi appris que la température influe sur la quantité de solide qui peut être dissoute dans un solvant donné. Dans le cadre du résultat C11-04-04, la classe a abordé le concept de la chaleur de dissolution, et les élèves ont appris que le processus de dissolution peut être soit exothermique, soit endothermique, tout dépendant du soluté et du solvant.

Cependant, il est peu probable qu'ils auront été informés du fait qu'avec certains solides, la quantité qui se dissout à une température donnée diminue à mesure que la température monte. Il importe donc de bien préciser qu'avec certains solides, ce renversement de situation se produit. Certains manuels contiennent un graphique de solubilité où figure le sulfate de cérium qui illustre cette « anomalie ».



- On peut faire une démonstration beaucoup plus simple en sursaturant une solution de thiosulfate de sodium. Si l'école dispose d'un projecteur à lamelles de microscope (utilisées en biologie), on peut verser l'une ou l'autre de ces deux solutions sursaturées dans une boîte de Pétri déjà placée sur la platine du projecteur. Si on laisse la solution reposer, elle précipite, et les élèves peuvent voir clairement la croissance rapide et la forme des cristaux.

Enseignement direct – solutions saturées, insaturées et sursaturées

L'expérience de laboratoire que les élèves viennent de mener ou l'événement inattendu présenté constituent un bon moyen d'amorcer l'étude des genres de solutions possibles.

Une **solution insaturée** en est une qui contient moins que la quantité maximale possible de soluté dissout à la température donnée (voir *Chimie 11*, p. 286 ou *Chimie 11 STSE*, p. 356).

Une **solution saturée** en est une qui contient la quantité maximale possible de soluté dissout à la température donnée (voir *Chimie 11*, p. 286, *Chimie 11 STSE*, p. 356 ou *Chimie 11-12*, p. 221).

Il y a trois façons de saturer une solution :

- en ajoutant du soluté;
- en réduisant la température (dans le cas de la plupart des solides);
- en faisant évaporer le solvant.

Une **solution sursaturée** en est une qui contient plus que la quantité maximale possible de soluté dissout à la température donnée (voir *Chimie 11 STSE*, p. 356).

On peut créer une solution sursaturée en saturant une solution à température élevée, puis en la refroidissant très lentement. Dans ce cas, la solution contient plus de soluté dissout qu'elle ne le devrait à la température en question. Ces solutions précipitent souvent prématurément, parce que le contenant est sale et que les particules contaminantes amorcent la précipitation, ou parce que la solution est refroidie trop rapidement. Il est possible que certaines solutions soient tellement sursaturées que même une légère agitation suffira à entraîner une précipitation rapide.

Activité de laboratoire – les solutions saturées, insaturées et sursaturées

Proposer aux élèves de mener une activité de laboratoire au cours de laquelle les élèves peuvent créer les trois genres de solutions (saturées, insaturées et sursaturées) (voir ① l'annexe 8 ou *Chimie 11 STSE*, p. 357). Des renseignements pour l'enseignant figurent à ① l'annexe 9. Une autre expérience est décrite dans ① l'annexe 10; elle permet aux élèves d'utiliser leurs connaissances pour former des cristaux.



Résolution de problèmes - la solubilité

Il convient d'utiliser un graphique des données sur la solubilité montrant les solides dont la solubilité augmente quand la température augmente, ainsi que ceux dont la solubilité diminue quand la température monte. Il pourrait aussi être utile d'inclure un gaz dans le graphique, car on discutera de la solubilité des gaz plus loin, dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-4-09.

Un certain nombre de questions ont été fournies pour guider la discussion; elles reposent sur les données concernant la solubilité, tirées du graphique à l'annexe 11.

1. Quelle est la solubilité du nitrate de potassium à 44 °C?

Réponse : 72 g de soluté / 100 g d'eau.

2. On dissout 18 g de chlorure de potassium dans 50 g d'eau à 30 °C. Dis s'il s'agit d'une solution saturée. Dans le cas de l'affirmative, explique pourquoi.

Réponse : $18 \text{ g} / 50 \text{ g d'eau} = 36 \text{ g} / 100 \text{ g d'eau}$.

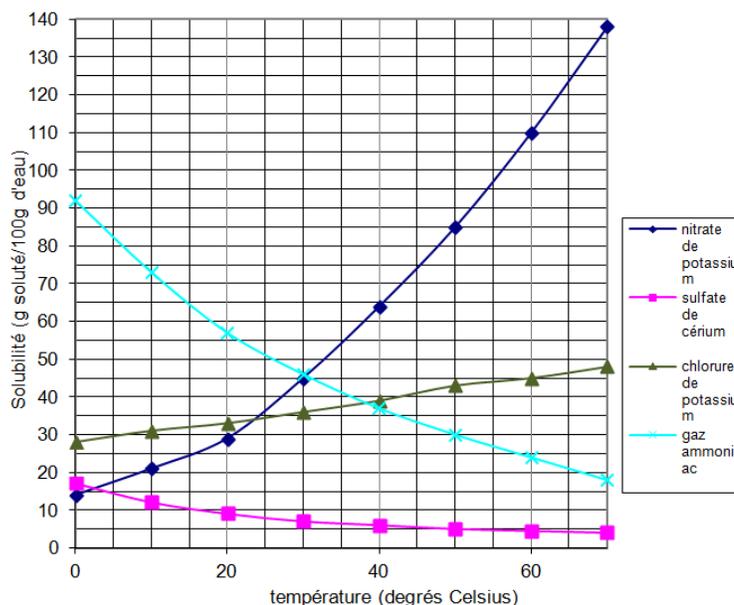
Si l'on reporte cette valeur sur le graphique, le point se situe exactement sur la courbe, ce qui signifie que la solution doit être saturée à 30 °C.

3. Une solution contient 5,2 g de nitrate de potassium dissout dans 10 g d'eau à 40 °C. Quelle quantité de KNO_3 faudrait-il pour saturer cette solution?

Réponse : $5,2 \text{ g} / 10 \text{ g d'eau} = 52 \text{ g} / 100 \text{ g d'eau}$. Voilà qui situe le point sous la courbe de saturation. Il faudrait 12 g/100 g d'eau pour faire passer la solution sur la courbe, ou encore 1,2 g/10 g d'eau.

4. Une solution contient 33 g de KNO_3 / 30 g d'eau à 72 °C. De combien de degrés faut-il refroidir cette solution pour la saturer?

la solubilité en fonction de la température



Réponse : $33 \text{ g}/30 \text{ g d'eau} = 110 \text{ g}/100 \text{ g d'eau}$. Si cette donnée est reportée sur le graphique de solubilité, on voit que le point se trouve à la droite de la courbe de saturation. Afin de saturer cette solution, il faudrait refroidir la solution de $12 \text{ }^\circ\text{C}$ et, donc, la faire passer à $60 \text{ }^\circ\text{C}$.

En fin

Inviter les élèves à compléter un cadre de comparaison des solutions insaturées et saturées (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.19).

En plus

1

L'évaporation du solvant s'accompagne de problèmes risquant d'être plus complexes que dans le cas des deux autres méthodes. On pourrait considérer que ces problèmes enrichissent la matière propre à ce résultat d'apprentissage ou qu'ils ajoutent à son contenu.

2

Le cours de chimie 11^e année n'aborde pas tout de suite les réactions en solutions aqueuses qui produisent un précipité. Toutefois, comme activité d'enrichissement, l'enseignant peut élaborer des règles de solubilité maintenant que les élèves comprennent clairement le concept de solubilité.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de compléter un rapport de laboratoire.

2

Demander aux élèves d'expliquer le genre de solution que l'on obtient quand un échantillon ne se situe pas sur la courbe de solubilité, mais plutôt sous elle ou au-dessus d'elle (ex. : solutions insaturées et sursaturées). Les élèves doivent aussi pouvoir utiliser ce graphique et d'autres encore pour trouver la solubilité de quantités de soluté dissoutes dans un volume donné de solvant. Les questions simples et la discussion qui vont de pair avec ce résultat d'apprentissage font complément et servent d'introduction aux deux résultats suivants qui portent sur les solutions saturées et sur la résolution de problèmes avec des courbes de solubilité.

3

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes à l'aide de courbes de solubilité, telles que ceux décrits dans la section « en tête ».



Bloc E : La solubilité des gaz

L'élève sera apte à :

- C11-4-09** expliquer comment un changement de température influence la solubilité des gaz;
RAG : D3, E4
- C11-4-10** expliquer comment un changement de pression influence la solubilité des gaz;
RAG : D3, E4
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-D1** identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8
- C11-0-D2** évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles reliées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position, les dilemmes moraux.
RAG : B1, C4, C5, C6, C716



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à discuter de la question suivante :

- Si vous laissez une bouteille de boisson gazeuse dans une voiture chaude, qu'arrivera-t-il lorsque vous dévissez le bouchon? Expliquez votre réponse.
- Est-ce qu'on observerait le même phénomène avec une bouteille froide?

La classe a abordé les propriétés physiques des gaz dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-1-01. L'enseignant les a expliquées avec la théorie cinétique des molécules dans le contexte du résultat C11-1-02. Avant cela, il n'y a eu aucune discussion sur la solubilité des gaz dans les liquides.

En quête

Enseignement direct - température et solubilité des gaz

Afin d'expliquer ce phénomène, il faut d'abord passer en revue le concept de la chaleur de dissolution (C11-4-04). La solubilité des solides est très variable parce qu'une bonne partie de l'énergie de solvation est nécessaire pour séparer les particules solides les unes des autres soit dans la structure cristalline, soit dans la structure moléculaire du solide. Cette absorption énergétique n'est pas nécessaire dans le cas d'un gaz, car toutes les particules sont déjà séparées. Par conséquent, le processus global net devient exothermique, de sorte que la solubilité est inversement proportionnelle à la température. L'énergie cinétique plus élevée des particules de gaz leur permet de se libérer plus facilement de la solution. La solubilité des gaz diminue donc si la température augmente (voir *Chimie 11*, p. 295, *Chimie 11 STSE*, p. 366 ou *Chimie 11-12*, p. 222).

Activité de laboratoire - température et solubilité des gaz

Proposer aux élèves une activité pour voir comment une variation de température affecte la solubilité d'un gaz (voir *Chimie 11*, p. 298 ou *Chimie 11 STSE*, p. 366).

Enjeux STSE

La relation entre la solubilité d'un gaz et la température est importante pour la vie aquatique dépendant de l'oxygène. Si les organismes vivant dans un environnement aquatique stable sont soudainement stressés par un changement de la température de l'eau, leur santé risque d'être menacée s'ils ne peuvent se déplacer vers un milieu plus favorable. Il existe bien des cas où la pollution thermique devient source de préoccupations à proximité des centrales électriques et des grands complexes industriels dont l'élément de refroidissement est l'eau.

Ce contexte offre aux élèves une occasion de se sensibiliser davantage aux enjeux STSE.



Demander aux élèves de se renseigner sur un cas local de contamination thermique et de l'examiner à fond. Les inviter à étudier le pour et le contre de la question, puis de prendre des décisions relatives à l'environnement. Les élèves pourraient aussi se renseigner sur des entreprises ou industries qui libèrent de l'énergie thermique dans les rivières et les cours d'eau de leur région.

Enseignement direct - pression et solubilité des gaz

Ce sujet peut être abordé en ouvrant une bouteille de boisson gazeuse et en posant une série de questions telles que les suivantes :

(Avant d'ouvrir le contenant)

- 1) Est-ce une solution? (*Oui*)
- 2) Quel(s) est/sont le(s) soluté(s)? (*Dioxyde de carbone, sucre, acide citrique, etc.*) Le solvant? (*Eau*)
- 3) De quel genre de solution s'agit-il? (*Gaz-Solide-Liquide*)
- 4) Les solutés et le solvant sont-ils polaires ou non polaires? (*Comme l'eau est polaire, la majorité des solutés le seront aussi. Toutefois, le dioxyde de carbone ne l'est pas et il est intégré dans la solution aqueuse sous pression.*)

(Après avoir ouvert le contenant)

- 5) Pourquoi entend-on ce bruit d'éclatement ou ce sifflement quand on ouvre le contenant? (*Quand le bouchon est enlevé, la pression est relâchée, ce qui réduit la solubilité du gaz dans le liquide, et le gaz s'échappe.*)

Les élèves savent ce qui se passe quand on ouvre un contenant de boisson gazeuse et que l'on entend le gaz s'échapper en faisant un « woosh », une fois la pression libérée, mais ils ne seront sans doute pas capables d'expliquer le phénomène.

Cette discussion doit mettre en évidence les réalités suivantes : la pression n'influe en rien sur la solubilité des solides et des liquides, mais elle influe grandement sur celle d'un gaz dans un liquide (voir *Chimie 11*, p. 299 ou *Chimie 11 STSE*, p. 367-368).

Dans une solution gaz-liquide établie, il existe un équilibre dynamique entre le taux auquel les particules de gaz entrent dans la phase liquide et le nombre de particules quittant la phase liquide. Si l'on augmente la pression exercée sur la solution, plus de particules de gaz heurteront la surface, de sorte que le taux de dissolution sera supérieur au taux auquel les particules quittent la phase liquide, et la solubilité du gaz dans le liquide augmentera. Avec le temps, l'équilibre est rétabli à un taux plus rapide, mais plus de gaz aura été dissout dans la solution.

Il existe une relation mathématique entre la pression partielle d'un gaz au contact d'une solution et la solubilité du gaz à une température donnée. Il n'est pas nécessaire que les élèves se rappellent cette relation, mais il s'agit de la loi de Henry.

$$C = kP$$



Dans l'équation, C désigne la concentration du gaz dissout, k est une constante caractéristique d'une solution particulière, et P est la pression partielle du gaz au contact du liquide. Cette loi est particulièrement précise dans le cas des gaz qui ne se dissocient pas du liquide ou qui ne réagissent pas avec lui (p. ex., la loi de Henry est précise dans le cas de l'oxygène dissout, mais non dans celui du HCl, qui se dissocie facilement en solution).

Cette relation est très importante pour les plongeurs autonomes sur qui la pression de l'eau s'exerce à mesure qu'ils descendent en profondeur. Tandis que le plongeur descend, la pression ambiante augmente considérablement. À 132 pieds (40 m) dans l'eau salée, elle est égale à cinq atmosphères. L'air se dissout alors dans les liquides corporels, tandis que la solubilité s'accroît. Le danger réside dans le fait qu'au moment où le plongeur remonte, la solubilité diminue et les gaz dissous s'extrait de la solution. Il est amplifié par le fait que le volume des bulles de gaz augmente lui aussi parce que la pression diminue autour du plongeur (Loi de Boyle, C11-2-05). Les bulles de gaz risquent de causer des lésions graves aux tissus du corps si la remontée se fait trop rapidement. Afin de garantir leur sécurité au maximum, les plongeurs doivent remonter plus lentement que les plus petites bulles s'échappant de leur régulateur, soit à environ 20 m à la minute. Plus la remontée est lente, mieux c'est. Presque tous les organismes de certification des plongeurs autonomes ont dressé des tables de plongée pour permettre aux plongeurs de planifier une excursion sûre, en fonction d'une physiologie type. Si un plongeur a dépassé la durée maximale d'immersion, soit en allant en eau trop profonde, soit en restant trop longtemps en plongée, ou les deux, d'après ces tables, il lui faudra faire des arrêts de sécurité en remontant pour permettre aux bulles de gaz de s'échapper lentement des tissus de son corps.

Si l'enseignant veut d'autres renseignements sur la plongée en scaphandre autonome, il peut communiquer avec l'organisme de certification le plus près. Le site Web suivant contient une liste des boutiques de matériel de plongée au Manitoba www.padi.com, www.acuc.ca. Il y a d'autres organismes, mais ceux-ci sont les plus connus dans la province.

En fin

Demander aux élèves de rédiger un commentaire personnel sur l'ampleur de la pollution thermique dans leur localité. La question a-t-elle un lien avec le développement économique de la collectivité?



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves de réfléchir à la question et de présenter un compte rendu individuellement ou en petits groupes. Ils pourront ensuite, avec les renseignements recueillis :

- rédiger un compte rendu;
- faire un exposé oral;
- dresser un tableau d'affichage;
- faire une présentation multimédia.

Évaluer les travaux au moyen d'une rubrique appropriée développée avec les élèves.

2

Demander aux élèves de compléter un rapport de laboratoire.

3

Inviter les élèves à expliquer la relation entre la pression extérieure d'un gaz au-dessus d'une solution et la solubilité du gaz et la relation entre la température et la solubilité d'un gaz à l'aide d'un cadre de concept (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23).



Bloc F : Changements des points de congélation et d'ébullition

L'élève sera apte à :

- C11-4-11** mener une expérience pour démontrer une baisse du point de congélation et une hausse du point d'ébullition;
RAG : C1, C2, C7, D3
- C11-4-12** expliquer, au moyen de représentations particulières, la baisse du point de congélation et la hausse du point d'ébullition,
par exemple l'antigel, le sel de voirie;
RAG : A5, D3
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
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



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à discuter de la question suivante :

- Pourquoi place-t-on du sel sur les routes en hiver?

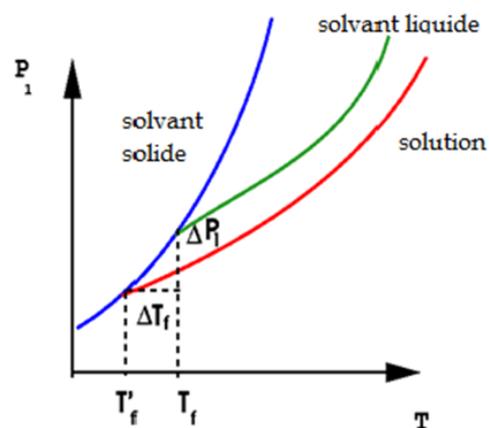
En quête

Activités de laboratoire

Les activités de laboratoire décrites dans le présent document sont censées être qualitatives. Comme elles exigent beaucoup de temps, différents groupes d'élèves peuvent mener des expériences différentes et partager leurs résultats avec la classe.

- Effet du sel sur le point de fusion de la glace
Une démarche de laboratoire complète est décrite à ① l'annexe 12 et à ① l'annexe 15 (des renseignements pour l'enseignant figurent à ① l'annexe 16). Si les élèves n'ont jamais fait l'expérience du calcul du point de fusion/point de congélation de l'eau, il faut qu'ils le fassent d'abord. Les élèves ajoutent petit à petit des quantités de gros sel à un mélange d'eau et de glace. Ils mesurent la température de la solution régulièrement pour réunir des données montrant la relation entre la quantité de sel ajoutée et la température du mélange.
- Effet de l'antigel sur le point d'ébullition de l'eau
La démarche complète est décrite dans ① l'annexe 13. Comme l'élévation du point d'ébullition de l'eau est relativement petite (0,52 °C dans une solution d'une mole), les élèves doivent d'abord trouver le point d'ébullition (PE) réel de l'eau dans leur laboratoire pour se donner une valeur de référence. Le PE de l'eau sera fort probablement de 100 °C ± 2 degrés. Une fois que les élèves ont établi le point d'ébullition normal de l'eau, ils font une expérience semblable en ajoutant des aliquotes d'éthylène glycol pour évaluer l'effet que l'ajout de soluté a sur le point d'ébullition.

La plupart des manuels contiennent un diagramme du point triple soit pour la baisse du point de congélation, soit pour l'élévation du point d'ébullition. Il se pourrait que les élèves aient du mal à comprendre ces diagrammes.



- Transfert de chaleur : « Je veux, tu veux, nous voulons tous de la crème glacée! »
Une activité novatrice à faire en laboratoire consiste à fabriquer de la crème glacée. C'est une activité qualitative amusante que l'on peut exécuter pendant une période de laboratoire, avec un minimum d'équipement. En outre, le résultat est délicieux! Voir la description de l'activité dans ☺ l'annexe 14.

Enseignement direct – élévation du point d'ébullition

Si nous ajoutons un soluté à un solvant, la pression de vapeur de la solution baisse. La relation mathématique qui établit une dépendance entre la pression de vapeur et la pression partielle du gaz dissous s'appelle loi de Raoult.

Nous pouvons expliquer cette relation avec les observations suivantes :

- À la surface de la solution, là où l'évaporation se produit, il y a moins de particules de solvant à cause de la présence de particules de soluté : réduction de la pression de vapeur.
- Les particules de soluté absorbent l'énergie et elles réduisent donc l'énergie disponible pour causer l'évaporation des particules de solvant : réduction de la pression de vapeur.
- Il faut de l'énergie pour vaincre les forces intermoléculaires entre les particules de soluté et de solvant : réduction de la pression de vapeur.

Étant donné que l'on peut définir le point d'ébullition comme étant la température à laquelle la pression de vapeur est égale à la pression au-dessus du liquide, on peut tout de suite voir que, si la pression de vapeur est réduite, il faudra une énergie supplémentaire pour élever la température jusqu'au point où la pression de vapeur sera égale à la pression existant au-dessus de la solution. D'où l'élévation du point d'ébullition.

Enseignement direct – baisse du point de congélation

Pour qu'un liquide gèle, il doit parvenir à un état très ordonné qui entraîne la formation de cristaux. S'il y a des impuretés dans le liquide (p. ex., un soluté), il se trouvera intrinsèquement dans un état moins ordonné. Par conséquent, une telle solution sera plus difficile à faire geler que le solvant pur, et une température plus basse sera nécessaire pour la faire geler.

Une autre façon d'expliquer ce phénomène consiste à dire que, pendant le refroidissement d'une solution, les molécules de solvant perdent une partie de leur énergie cinétique moyenne de manière à pouvoir se stabiliser dans la structure cristalline du solvant pur. À mesure que cette structure prend de l'ampleur, les molécules de soluté en gênent la croissance. Afin de compenser cette tendance, il faut extraire plus d'énergie cinétique de la solution, ce qui fait baisser le point de congélation.



On peut s'inspirer des exemples donnés dans le contexte du résultat d'apprentissage, pour décrire une situation réelle où cette relation est utile.

Il faut signaler aux élèves que, logiquement, tout soluté qui libère plus qu'une particule dans la solution quand il subit la solvatation, aura un effet encore plus grand : ce serait le cas d'un solide ionique tel que le CaCl_2 qui libère trois ions par molécule de chlorure de calcium.

En fin

Inviter les élèves à décrire le pour et le contre de l'ajout de sel au sable répandu sur les routes en hiver. Les élèves peuvent aussi comparer le coût de cette opération à celui des dommages causés aux automobiles par la corrosion due au sel.

En plus

Un des groupes d'élèves peut trouver la température maximale possible si l'on ajoute du sel de nombreuses fois au mélange d'eau et de glace. Il faudra pour cela une grande quantité de sel.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Se reporter aux renseignements pour l'enseignement sur l'évaluation du travail de laboratoire à l'annexe 9 du regroupement 1. Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des annexes 10 et 11 du regroupement 1.

2

Inviter les élèves à expliquer la baisse du point de congélation et la baisse du point d'ébullition à l'aide de diagrammes.



Bloc G : La concentration

L'élève sera apte à :

- C11-4-13** distinguer les diverses façons de représenter la concentration, et donner un exemple de leur utilisation,
entre autre g/L (grammes/litre), % m/m (pourcentage masse/masse), % m/v (pourcentage masse/volume), % v/v (pourcentage volume/volume), ppm (parties par million), ppM (parties par milliard), mol/L (molarité);
RAG : C3, D3
- C11-4-14** résoudre des problèmes comportant le calcul de concentrations, de moles, de masses et de volumes;
RAG : D3
- C11-4-15** préparer une solution à partir d'une quantité connue de soluté (en grammes) et d'un volume connu de solution (en mL) et trouver la molarité;
RAG : C1, C2, C3
- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C11-0-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



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Poser la question suivante aux élèves :

- Avez-vous déjà vu les symboles ppm ou g/L?
- Selon vous, que représentent-ils?

En quête**Enseignement direct – les unités de concentration**

Présenter aux élèves les différentes façons de représenter la concentration (voir *Chimie 11*, p. 302-312, *Chimie 11 STSE*, p. 371-382 ou *Chimie 11-12*, p. 203-206). Il ne s'agit pas ici d'enseigner aux élèves à convertir les unités entre elles.

g/L = grammes de soluté dans un litre de solution

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masse de soluté (g)} \times 100 \%}{100 \text{ g de solution}}$$

$$\% \text{ m/V} = \frac{\text{masse de soluté (g)} \times 100 \%}{100 \text{ mL de solution}}$$

$$\% \text{ V/V} = \frac{\text{volume de soluté (mL)} \times 100 \%}{100 \text{ mL de solution}}$$

ppm = parties par million

Les pourcentages sont d'habitude utilisés dans les installations de recherche qui se préoccupent de faire des solutions rapidement plutôt que de calculer le nombre de moles, plus la concentration.

Exemples

- 10 ppm d'ions de sodium dans l'eau = 10 ions de sodium dans un million de particules d'eau
ppM = parties par milliard
2. 10 ppM de fer dans l'eau = 10 particules de fer dans un milliard de particules d'eau.

La molarité n'est pas une unité du système métrique même si on l'emploie couramment pour exprimer la concentration. Comme nous vivons dans une société axée sur le SI, il est préférable d'utiliser autant que possible le ratio mol/L, bien que les élèves doivent savoir ce que l'on entend par « molarité ».



$$\text{molarité (M)} = \frac{\text{moles de soluté}}{\text{litre de solution}}$$

$$\text{Concentration} = \frac{\text{moles de soluté}}{\text{litre de solution}} = \frac{n}{V}$$

(Il se peut que des enseignants utilisent le symbole C pour désigner la concentration.)

Recherche dans Internet

Proposer aux élèves de compléter l'activité décrite dans @ l'annexe 17.

Résolution de problèmes

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes relatifs à la concentration.

Exemples de problèmes

1. Trouve la quantité de nitrate de sodium nécessaire pour préparer 50 mL d'une solution de 0,40 mol/L.

La masse molaire du NaNO_3 est de 85,0 g / mol.

Avec la relation indiquée ci-dessus, trouve le nombre de moles de soluté et la masse nécessaire :

$$C = \frac{n}{V}$$

$$n = C \times V$$

$$n = 0,40 \text{ moles/litre} \times 0,50 \text{ litres}$$

$$n = 0,20 \text{ mole de } \text{NaNO}_3$$

Ensuite, tu dois convertir le nombre de moles en masse

$$\text{Masse de } \text{NaNO}_3 = 0,20 \text{ mol} \times 85,0 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masse de } \text{NaNO}_3 = 1,7 \text{ g}$$

2. Combien faudrait-il de KOH pour faire 200 mL de solution dont la concentration serait de 2,6 moles/L?

$$n = C \times V$$

$$n = 2,6 \text{ moles/litre} \times 0,200 \text{ litres}$$

$$n = 0,52 \text{ mole de KOH}$$

$$\text{Masse de KOH} = 0,52 \text{ mole} \times 56,1 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masse de KOH} = 29,172 \text{ g ou } 29 \text{ g (2 chiffres significatifs)}$$



3. Trouve la concentration de 5,0 L de solution contenant 2,5 moles de soluté dissous.

$$C = \frac{n}{V} = \frac{2,5 \text{ moles}}{5,0 \text{ litres}} = 0,50 \text{ mol/L}$$

4. Quel volume de solution faudrait-il pour faire une solution dont la concentration serait de 0,40 mol/L et dans laquelle 0,10 mole de soluté serait dissoute?

$$V = \frac{n}{C}$$

$$V = \frac{0,10 \text{ mol}}{0,40 \text{ mol/L}}$$

Les moles s'annulent, ce qui donne une réponse en litres.

$$V = 0,25 \text{ L (2 chiffres significatifs)}$$

5. Calcule la masse d'hydroxyde d'ammonium (NH_4OH) nécessaire pour faire 0,30 L d'une solution dont la concentration serait de 0,25 mol/L.

$$n = C \times V$$

$$n = 0,25 \text{ mol/L} \times 0,30 \text{ L}$$

$$n = 0,075 \text{ mol}$$

$$\text{Masse de } \text{NH}_4\text{OH} = 0,075 \text{ mole} \times 35,0 \text{ g/mole}$$

$$\text{Masse de } \text{NH}_4\text{OH} = 2,6 \text{ g (2 chiffres significatifs)}$$

6. Calcule la concentration de 0,400 L de solution si 44,0 g de Li_2SO_4 y sont dissous.

$$n = \frac{m}{\text{masse molaire}}$$

$$n = \frac{44,0 \text{ g}}{109,98 \text{ g/mol}} = 0,400 \text{ mol}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,400 \text{ mol}}{0,400 \text{ L}} = 1,00 \text{ mol / L (3 chiffres significatifs)}$$



7. Quel volume faudrait-il pour faire une solution dont la concentration serait de 0,400 mol/L et qui contiendrait 51,01 g de nitrate de sodium?

$$n = \frac{m}{\text{masse molaire}}$$

$$n = \frac{51,01 \text{ g}}{85,01 \text{ g/mol}} = 0,600 \text{ mol}$$

$$V = \frac{n}{C}$$

$$V = \frac{0,600 \text{ mol}}{0,400 \text{ mol/L}} = 1,50 \text{ L (3 chiffres significatifs)}$$

Activité - préparation de solutions

Cette activité met l'accent sur la sécurité en laboratoire et sur la précision. Autant que possible, les élèves doivent utiliser des fioles jaugées pour faire les solutions (voir *Chimie 11 STSE*, p. 383-384). La procédure pourrait être la suivante :

Mesurer la masse d'une certaine quantité de soluté sur un morceau de papier doux pesé d'avance. Verser ensuite tout le solide dans la fiole jaugée qui convient, en utilisant un entonnoir de verre et une burette remplie d'eau distillée ou désionisée. On se sert de l'eau pour s'assurer que tout le soluté est transféré dans la fiole.

Laver ensuite les parois de l'entonnoir avec l'eau, et remplir la fiole aux deux tiers environ. En agitant soigneusement la fiole, faire dissoudre le soluté complètement. Enfin, accroître délicatement le niveau de la solution avec de l'eau jusqu'à ce que le seuil voulu soit atteint. *Au début, il vaut mieux que les élèves utilisent le compte-gouttes pour ajouter la dernière quantité d'eau. Une fois qu'ils sont plus habiles, ils peuvent se servir de la burette pour ce faire.* Une fois ajoutée la bonne quantité d'eau, on peut mettre un bouchon dans le goulot de la fiole. On peut alors agiter le contenu pour garantir l'homogénéité de la solution obtenue.

On peut préparer des solutions que l'on pourrait utiliser aux fins du résultat d'apprentissage C11-4-17, dans le cadre duquel les élèves prépareront une dilution à partir d'une solution dont ils connaîtront la concentration, p. ex. des solutions de CuSO_4 , CoCl_2 et de NaCl dont la concentration est de 0,10 mol/L.

Exemple

Prépare 100,0 mL d'une solution contenant 5,85 g de chlorure de sodium. Quelle serait la concentration de ta solution?



Calculs :

$$\text{moles de NaCl} = \frac{5,85 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,100 \text{ mol}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,100 \text{ mol}}{0,1000 \text{ L}} = 1,00 \text{ mol/L (3 chiffres significatifs)}$$

Démarche :

1. Mets un petit morceau de papier doux dans la balance et pèse-le précisément. Enregistre la masse du papier.
2. Ensuite, tapote doucement et tourne le contenant de NaCl pour en extraire 2,34 g. Si tu en ajoute une trop grande quantité, rappelle-toi d'éteindre la balance, ou d'immobiliser le plateau, puis retire une plus grande quantité de sel que nécessaire. NE REMETS PAS la quantité excédentaire de NaCl dans son contenant original pour éviter la contamination. Allume la balance et continue d'ajouter le NaCl jusqu'à ce que tu obtiens la masse exacte.
3. Insère délicatement dans le goulot d'une fiole jaugée de 100 mL un entonnoir-filtre de verre propre, en veillant à ce que tout l'appareil ne se renverse pas. Verse soigneusement dans l'entonnoir le NaCl mis sur le papier. Lessive doucement le solide mis dans l'entonnoir avec une burette contenant de l'eau distillée ou désionisée. Lave les parois de l'entonnoir avec la même eau.
4. Retire l'entonnoir et remplis la fiole aux deux tiers environ de son volume. Obstrue le goulot de la fiole avec un bouchon, un « parafilm » ou un autre moyen.
5. Agite la fiole doucement jusqu'à ce que tout le solide se soit dissous. Il est essentiel de s'assurer que tout le solide est bel et bien passé dans la fiole.
6. Ajoute de l'eau distillée dans la fiole jusqu'à ce que tu obtienne le volume exact voulu.

Activité de laboratoire – détermination de la concentration d'une solution

Proposer aux élèves de mener une expérience afin de déterminer la concentration d'une solution (voir *Chimie 11*, p. 317 ou *Chimie 11 STSE*, p. 395). Une partie du travail des élèves consiste à concevoir la procédure nécessaire pour résoudre le problème.



En fin

1

Proposer aux élèves de trouver, dans les revues ou le journal, des articles où sont mentionnées les unités déjà énumérées. Ils peuvent afficher les articles, décrire les unités repérées et indiquer comment les auteurs des articles s'en sont servi.

2

Inviter les élèves à compléter un schéma conceptuel au sujet de la concentration.

3

Inviter les élèves à discuter des sources d'erreurs dans le contexte de cette expérience, par exemple :

- erreurs de mesure de la masse;
- perte de masse pendant les transferts;
- ajout d'un volume inexact.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes de concentration.

2

Se référer aux annexes ⑩ 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir ⑩ l'annexe 6 du regroupement 2).



Bloc H : La dilution d'une solution

L'élève sera apte à :

- C11-4-16** résoudre des problèmes comportant la dilution de solutions, entre autres la dilution d'une solution mère, le mélange de solutions communes de concentrations et de volumes différents;
RAG : C3, D3
- C11-4-17** faire une dilution à partir d'une solution dont la concentration est connue;
RAG : C2, D3
- C11-0-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
- C11-0-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

Inviter les élèves à dessiner au niveau particulier une solution concentrée et une solution diluée. Ensuite, leur demander ce qu'on pourrait faire à une solution concentrée pour la diluer.

En quête**Résolution de problèmes – dilution d'une solution**

Inviter les élèves à résoudre des problèmes impliquant la dilution d'une solution (voir *Chimie 11*, p. 320-321, *Chimie 11 STSE*, p. 385-386 ou *Chimie 11-12*, p. 216-219).

S'assurer que les élèves comprennent que, quand une dilution se produit, le nombre de moles demeure constant. Beaucoup d'enseignants et de manuels préconisent la formule générale ou la formule modifiée suivante pour résoudre les problèmes de ce genre :

$$C_1 \times L_1 = C_2 \times L_2$$

Si cette relation n'est pas expliquée soigneusement aux élèves, ils risquent d'être mêlés. Nous recommandons à l'enseignant de n'utiliser cette formule qu'une fois que les élèves peuvent résoudre des problèmes sans elle. Beaucoup d'élèves parviendront d'eux-mêmes à déduire cette relation.



Exemples de problèmes

1. Calcule la concentration finale quand on ajoute 75,0 mL d'eau à 25,0 mL d'une solution dont la concentration est de 8,00 mol de HCl par litre.

Étape 1 : déterminer le nombre de moles dans la solution originale.

$$n = C \times V$$

$$n = 8,00 \text{ mol/L} \times 0,0250 \text{ L} = 0,200 \text{ mol}$$

Étape 2 : déterminer la concentration dans la solution finale

Comme on ajoute que de l'eau, le nombre de moles de soluté demeure constant, et nous pouvons écrire :

$$C (\text{solution finale}) = \frac{n}{V} = \frac{0,200 \text{ mol}}{0,025 \text{ L} + 0,075 \text{ L}} = 2,00 \text{ mol/L}$$

2. Quel volume d'eau faut-il ajouter à 150,0 mL d'une solution dont la concentration est de 5,00 moles de NaOH/L pour faire une solution dont la concentration serait de 2,00 moles/L?

Ce genre de problème est très courant dans la plupart des laboratoires de recherche et d'hôpital, etc. Les techniciens préparent souvent des solutions de réserve que l'on dilue ensuite selon les besoins.

Étape 1 : déterminer le nombre de moles dans la solution originale.

$$n = C \times V$$

$$n = 5,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,150 \text{ L} = 0,750 \text{ mol}$$

Étape 2 : déterminer la concentration dans la solution finale

Comme le nombre de moles demeurera constant dans ce cas-ci également, nous pouvons utiliser le nombre initial de moles pour calculer le volume d'eau final.

$$V_{\text{final}} = \frac{n}{C_{\text{finale}}}$$

$$V = \frac{0,750 \text{ mol}}{2,00 \text{ mol/L}} = 0,375 \text{ L}$$

Le volume ajouté serait de 225 mL : 375 mL - 150 mL.

Une autre façon consiste à faire un calcul avec des solutions-mère.



3. Quel volume d'une solution-mère dont la concentration de H_2SO_4 est de 18,0 mol/L faudrait-il pour faire 300 mL d'une solution dont la concentration serait de 3,00 mol/L?

Étape 1 : déterminer le nombre de moles dans la solution finale

$$n = C \times V = 3,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,300 \text{ L} = 0,900 \text{ mol}$$

Étape 2 : déterminer le volume de la solution-mère

Comme nous n'ajoutons que de l'eau, le nombre de moles de soluté demeure constant, et nous pouvons écrire :

$$V \text{ de la solution-mère} = \frac{n}{C \text{ initiale}}$$

$$V = \frac{0,900 \text{ mol}}{18,0 \text{ mol/L}} = 0,05 \text{ L}$$

On ferait la dilution en versant 50,0 mL d'une solution de réserve de H_2SO_4 dont la concentration serait de 18,0 moles/L dans une fiole jaugée de 300,0 mL, puis en ajoutant le volume approprié d'eau distillée pour remplir la fiole au maximum.

4. S'il faut 45,0 mL d'une solution de réserve de HCl pour préparer 150,0 mL d'une solution dont la concentration est de 3,48 mol/L, calcule la concentration de la solution de réserve originale.

Étape 1 : Nous pouvons calculer le nombre de moles qui demeure constant entre la solution de réserve originale et la solution finale.

$$n \text{ final} = C \text{ finale} \times V \text{ final} = 3,48 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,1500 \text{ L} = 0,522$$

Étape 2 : Calcule de la concentration. Comme ce nombre de moles est celui de la solution de réserve originale de HCl, nous pouvons maintenant calculer la concentration originale.

$$C \text{ finale} = \frac{n \text{ initial (même que } n \text{ final)}}{V \text{ initial}} = \frac{0,522 \text{ mol}}{0,0450 \text{ L}} = 11,6 \text{ mol/L}$$

La concentration initiale de la solution de réserve d'acide HCl = 11,6 mol/L.



5. Quels seraient le volume et la concentration finals si 50,0 mL d'une solution de NaOH dont la concentration est de 0,250 mol/L sont ajoutés à 75,0 mL d'une solution de NaOH dont la concentration est de 0,450 mol/L?

Étape 1 : Il faut d'abord demander aux élèves quelles caractéristiques les solutions ont en commun et lesquelles sont différentes, avant et après le mélange des solutions.

- Les volumes sont différents.
- Les concentrations sont différentes.
- Le soluté est le même.
- Le solvant est le même.

Ce deuxième type de problèmes de dilution concerne les cas où des solutions contenant les mêmes solutés et solvant sont combinées ensemble.

Il ne devrait y avoir aucune réaction; le nombre de moles de la première solution devrait donc s'ajouter à celui de la deuxième.

Étape 2 : Nous devons donc calculer le nombre de moles de chaque solution, additionner les deux nombres, puis diviser la réponse par le nouveau volume total, conformément à l'équation :
C = moles/litre

$$n_{\text{solution 1}} = C_1 \times V_1 = 0,250 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,050 \text{ L} = 0,0125 \text{ mol}$$

$$n_{\text{solution 2}} = C_2 \times V_2 = 0,450 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,0750 \text{ L} = 0,03375 \text{ mol}$$

$$C_{\text{finale}} = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2}$$

$$C_{\text{finale}} = \frac{0,0125 \text{ mol} + 0,03375 \text{ mol}}{0,050 \text{ L} + 0,0750 \text{ L}} = 0,370 \text{ mol/L}$$

Cette réponse semble raisonnable, car les volumes initiaux des deux solutions sont semblables et la concentration finale se situe entre les concentrations des deux solutions originales.

Activité pratique – dilution d'une solution

Proposer aux élèves d'utiliser une des solutions préparées dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-4-14, pour faire une dilution. Leur demander de concevoir la démarche à suivre (voir *Chimie 11 STSE*, p. 385-387). La vérifier ensuite et y apporter les modifications nécessaires.

Autant que possible, les élèves doivent utiliser les fioles et les pipettes graduées. Une autre solution consisterait à se servir de cylindres et de pipettes gradués.

Il y a bien des façons de faire une **dilution progressive (ou en série)**. En gros, disons que plusieurs aliquotes sont prélevées dans chaque dilution successive.



Démarche proposée pour diluer une solution dont la concentration est de 1,00 mol/L en une autre dont la concentration est de 0,100 mol/L :

1. Avec une pipette, prélève soigneusement 10,0 mL d'une solution de réserve et verse le contenu dans une fiole jaugée propre de capacité 100,0 mL.
2. Remplis la fiole d'eau aux deux tiers environ, puis mélange la solution.
3. Ajoute de l'eau avec soin, jusqu'à ce que tu atteignes exactement la marque des 100,0 mL dans la fiole jaugée.
4. Tu peux maintenant boucher la fiole, puis mélanger la solution à fond.

La concentration de cette solution sera la suivante :

$$\frac{10 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} \times 1,00 \text{ mol/L} = 0,100 \text{ mol/L}$$

Celle-ci devient la nouvelle solution « de réserve », et tu répètes la démarche.

Les dilutions progressives sont très employées en microbiologie; les techniciens de laboratoire diluent une solution de réserve du médium servant à la culture spécialisée de bactéries.

En fin

1

Inviter les élèves à résoudre des problèmes de dilution à l'aide de la stratégie des notes explicatives (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.14)

2

Inviter les élèves à discuter des erreurs commises et de l'exactitude de la procédure pour la dilution des solutions.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de résoudre divers problèmes semblables à ceux présentés dans la section « En quête ».

2

Se référer aux annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.



Bloc I : Les applications de la concentration

L'élève sera apte à :

- C11-4-18** décrire des cas où il importe de connaître la concentration d'une solution, *par exemple la préparation de produits pharmaceutiques, l'administration de médicaments, l'entretien d'aquariums, l'application de désinfectants de piscine, la préparation de mélanges de gaz pour la plongée sous marine, l'utilisation d'antigel dans le radiateur;*
RAG : A3, A5, B2, B4
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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
- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte.
RAG : C5, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Poser la question suivante aux élèves :

- *Qu'arriverait-il si un médecin ne se préoccupait pas d'indiquer des concentrations précises pour les prescriptions de médicaments?*



En quête**Recherche – solutions et concentrations**

Proposer aux élèves de mener une recherche sur des solutions courantes et leur concentration. Leur demander de partager l'information selon la méthode de leur choix (p. ex. exposé oral, brochure informative, compte rendu, affiche). Voici des exemples possibles à explorer, ainsi que des informations à leur sujet :

Produits ménagers

Tous les ingrédients n'ont pas été inclus.

Camphre Vicks Vaporub^{MC}, 4,73 % en poids

Hydratant Curel* à la glycérine, 12 % en poids

Alcool, 70 % en volume

Eau Aquafina^{MC}, ion fluorure, 0,3 ppm

Round Up^{MC}, 7g de glyphosate au litre

Liquide anti-fourmis, borax 5,4 % poids/volume.

Préparations pharmaceutiques

La majorité des onguents sont encore préparés par des pharmaciens.

Exemple : la betaméthasone à 0,1 % en poids.

Chirurgie dentaire

Les dentistes emploient souvent l'épinéphrine dans l'anesthésique; elle sert de vasodilatateur et fait en sorte que l'anesthésique ne soit pas éliminé aussi rapidement des tissus de la cavité buccale.

Exemple : chlorhydrate de lidocaïne, à 2 % avec de l'épinéphrine de concentration 1 : 50 000 (20 ppm).

Aquariums

Dans les aquariums, il faut veiller à bien équilibrer l'azote et l'ammoniac pour garantir la santé des poissons. Le tableau suivant indique les concentrations recommandées d'ammoniac, en mg/L (ppm), pour diverses valeurs du pH.

pH	20 °C	25 °C
6,5	15,4	11,1
7,0	5,0	3,6
7,5	1,6	1,2
8,0	0,5	0,4
8,5	0,2	0,1



Solutions pour piscines

On surveille de près la quantité de chlore dans les piscines, car c'est un désinfectant antibactérien et antiviral. On maintient d'habitude le chlore libre (Cl_2) au niveau suivant : entre 1,0 et 2,5 ppm.

Plongée récréative en scaphandre autonome

Quand un certain nombre de gaz sont mis ensemble dans le même contenant, on peut dire que le système en résultant est un mélange gazeux ou une solution de gaz miscibles mélangés ensemble. La plongée en scaphandre autonome est devenue à la fois plus sûre et plus complexe, maintenant que les plongeurs font varier la quantité d'oxygène et d'azote pour faire des plongées avec un mélange Nitrox. C'est l'excès d'azote qui cause la maladie des caissons (aéroembolie). En réduisant la quantité d'azote, les plongeurs peuvent s'immerger plus longtemps à la même profondeur et sans courir autant de dangers. Il convient de souligner qu'avant de pouvoir utiliser des mélanges Nitrox, il faut avoir reçu une formation spéciale et avoir été certifié. Le tableau suivant donne des exemples de mélanges gazeux.

Le tableau indique la durée maximale (en minutes) que l'on peut passer à une profondeur donnée, avant que la décompression soit nécessaire au moment de la remontée. EAN = Air enrichi Nitrox. EAN 32 = 32 % d' O_2 comparativement à la normale, qui est de 21 % d' O_2 dans l'air.

Profondeur (pi)	Air	EAN 32	EAN 36
50	80	200	200
60	55	100	100
70	45	60	60
80	35	50	60
90	25	40	50
100	22	30	40
110	15	25	30
120	12	25	n/a

Antigel pour automobiles

Sur le contenant de l'antigel Shellzone*, on lit les concentrations suivantes :

-52 °C solution de 60 % en volume

-64 °C solution de 70 % en volume.



En fin

Proposer aux élèves de compléter à nouveau l'exercice de l'annexe 1. Leurs réponses ont-elles été modifiées à la lumière des concepts étudiés lors de ce regroupement?

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Déterminer des critères d'évaluation avec les élèves pour leur recherche. Les critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation (voir l'annexe 9 du regroupement 2 pour un exemple de grille d'évaluation).



Bloc J : Le traitement de l'eau

L'élève sera apte à :

- C11-4-19** décrire le processus servant à traiter l'approvisionnement en eau, et définir les concentrations admissibles de substances métalliques et de substances organiques dans l'eau potable;
RAG : A5, B1, B3
- C11-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C5
- C11-0-D1** identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8
- C11-0-D2** évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles reliées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position, les dilemmes moraux.
RAG : B1, C4, C5, C6, C7

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Poser les questions suivantes aux élèves :

- Que signifie le terme « eau potable »?
- D'où provient votre eau potable?
- Que savez-vous au sujet de sa qualité?
- Où vont les eaux usées de votre domicile?
- Sont-elles traitées? Si oui, par quel processus?

Dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, les élèves sont censés apprendre quelles sont des méthodes employées pour traiter l'approvisionnement en eau. La discussion portera sûrement sur la source locale d'eau, sur la pureté de l'eau et sur le fait qu'une grande partie de la population mondiale manque d'eau potable propre. Les usines de traitement de l'eau recourent à toute une gamme de mécanismes et de procédés : mentionnons les décanteurs, le filtrage, l'ajout de produits chimiques, l'aération, la chloration et la fluoration.

Les élèves doivent aussi étudier le processus par lequel leur propre eau est traitée, si leur maison est équipée d'un puits. Les méthodes de traitement peuvent comprendre l'osmose inverse, la distillation et le recours à des adoucisseurs d'eau.



En quête

Excursion

Proposer aux élèves de visiter une usine locale de traitement de l'eau, où ils pourraient observer directement l'application des procédés. Si une telle visite est possible, les élèves pourraient ensuite faire un compte rendu à la classe soit de vive voix, soit par écrit.

Avant la visite, donner aux élèves une idée du fonctionnement des usines de traitement de l'eau, pour qu'ils puissent poser des questions judicieuses, une fois sur place.

En se servant du site suivant du gouvernement du Manitoba, les élèves peuvent repérer l'usine de traitement de l'eau située la plus proche de leur localité http://www.gov.mb.ca/waterstewardship/odw/public-info/general-info/water_system_data.html (site en anglais).

Recherche

Demandez aux élèves de se renseigner sur leur propre approvisionnement en eau et de trouver comment et où l'eau est traitée ou s'informer sur le traitement des eaux polluées en général (voir *Chimie 11*, p. 357-364 ou *Chimie 11 STSE*, p. 425-428). Le travail des élèves doit contenir des renseignements tels que les concentrations admissibles de substances métalliques et de substances organiques dans l'eau potable. Le site de Gestion des ressources hydriques Manitoba (www.gov.mb.ca/waterstewardship/index.fr.html) contient des renseignements d'ordre local, tandis qu'Internet et les manuels fournissent de grandes quantités de données générales sur le traitement de l'eau.

Enjeu STSE

Le présent résultat d'apprentissage offre une autre occasion aux élèves de se servir des fruits de leurs recherches pour prendre des décisions STSE concernant leur propre approvisionnement en eau.

- Les élèves pourraient organiser un jeu de rôle simulant une réunion du conseil municipal de leur localité. Ils joueraient divers rôles : la police, le garde-chasse, les gens d'affaires, un reporter d'un journal local, des délégations des clubs de loisirs régionaux, etc.
- Les élèves pourraient participer à un débat sur la comparaison entre le coût et l'efficacité du traitement de l'eau.
- Les élèves pourraient organiser un jeu de rôle simulant un procès concernant l'empoisonnement des animaux dû à une grosse entreprise locale qui contamine l'approvisionnement local en eau.
- Les élèves pourraient examiner les enjeux liés à l'industrie d'eau embouteillée.



Le tableau qui suit donne des renseignements sur les réservoirs d'eau mondiaux. Ces éléments peuvent servir à amorcer une discussion sur les enjeux liés à l'eau potable.

Réservoir	Volume (km ³)	% du volume total
Humidité atmosphérique, en eau	15 x 10 ³	0,001
Rivières et lacs	510 x 10 ³	0,036
Nappe phréatique	5 100 x 10 ³	0,365
Glaciers et autre glace terrestre	22 950 x 10 ³	1,641
Eau des océans et glace des mers	1 370 323 x 10 ³	97,957
TOTAL	1 398 898 x 10 ³	100

Tiré de *Fundamentals of Oceanography* (Duxbury et Duxbury, Wm. C. Brown Publishers, 1996, p. 33)

En fin

1

Inviter les élèves à remplir un billet de sortie (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.9 et 13.10) à la fin du bloc d'enseignement. Les questions suivantes peuvent les aider à amorcer l'exercice :

- Qu'avez-vous appris de nouveau au sujet de l'eau potable et des enjeux liés à l'eau potable?
- Que saviez-vous déjà?
- Quelles sont les questions qui restent en suspens?

2

Inviter les élèves à compléter la chasse au trésor à @ l'annexe 18. Cette activité peut servir de révision pour certains concepts étudiés durant ce regroupement.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves pour leur étude sur les enjeux STSE liés à l'eau potable. Ces critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation.

2

Inviter les élèves à présenter les renseignements recueillis sur l'approvisionnement et le traitement de l'eau potable selon la méthode de leur choix, p. ex., un compte rendu écrit, un exposé verbal, une présentation multimédia, une affiche, une brochure. Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Les solutions – questionnaire	4.61
ANNEXE 2 : Expérience – Les substances polaires et non polaires	4.64
ANNEXE 3 : Les substances polaires et non-polaires – Renseignements pour l’enseignant.....	4.66
ANNEXE 4 : Pourquoi l’eau et l’huile ne se mélangent-elle pas? – Démonstration à l’aide d’un projecteur	4.68
ANNEXE 5 : Expérience – Construire une courbe de solubilité.....	4.69
ANNEXE 6 : Construire une courbe de solubilité – Renseignements pour l’enseignant	4.71
ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l’eau.....	4.73
ANNEXE 8 : Expérience – Les solutions insaturées, saturées et sursaturées	4.80
ANNEXE 9 : Les solutions insaturées, saturées et sursaturées – Renseignements pour l’enseignant.....	4.81
ANNEXE 10 : Cristaux et production de cristaux	4.82
ANNEXE 11 : Courbe de solubilité.....	4.84
ANNEXE 12 : Expérience – Effet de sel et de l’antigel sur la température de fusion de la glace	4.85
ANNEXE 13 : Expérience – Effet de l’antigel sur le point d’ébullition de l’eau	4.86
ANNEXE 14 : Expérience sur les transferts thermiques – Tu veux, je veux, nous volons tous de la crème glacée!	4.87
ANNEXE 15 : Expérience – L’effet du sel sur le point de fusion de la glace.....	4.89
ANNEXE 16 : L’effet du sel sur le point de fusion de la glace – Renseignements pour l’enseignant	4.90
ANNEXE 17 : Recherche dans l’internet.....	4.91
ANNEXE 18 : Chasse au trésor – les solutions.....	4.92



ANNEXE 1 : Les solutions - questionnaire*

Réponds aux questions suivantes. Tu peux revisiter ces questions afin d'améliorer tes réponses en fonction des nouveaux concepts acquis tout au long du regroupement.

1. Le sucre se dissout dans l'eau mais pas dans l'huile. Pourquoi?

Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

2. Lorsqu'on étend du sel sur les routes l'hiver, la glace se met à fondre. Explique pourquoi on observe ce phénomène malgré le fait que la température est sous 0 °C.

Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

3. Lorsqu'on a un muscle douloureux, on y place parfois une compresse chaude. Ces sachets émettent de la chaleur lorsqu'on les « craque ». Qu'est-ce qui se déroule dans le sachet?

Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

4. Explique la signification des mots « dilué » et « concentré ».

Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :



ANNEXE 1 : Les solutions - questionnaire* (suite)

5. Explique pourquoi le sel se dissout plus facilement dans l'eau chaude que dans l'eau froide.
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

6. Pourquoi une boisson gazeuse perd-elle son fizz plus rapidement dans une salle chaude que dans une salle froide ou un réfrigérateur?
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

7. Un seau d'eau va geler à 0 °C. Explique pourquoi ce même seau d'eau auquel on ajoute une tasse de sel va geler à une température inférieure à 0 °C.
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

8. Si on ajoute des cuillérées de sel dans l'eau, elles se dissolvent facilement au début. Cependant, à mesure qu'on ajoute plus de sel, elles se dissolvent moins facilement. Explique pourquoi.
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :



ANNEXE 1 : Les solutions - questionnaire* (suite)

9. Si on ajoute de l'antigel à l'eau, l'eau ne gèle pas à 0 °C. Explique pourquoi.
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

10. Lorsqu'on dissout du sucre dans l'eau, nous créons une solution. Lorsqu'un morceau de papier brûle et libère de la fumée dans l'air, s'agit-il d'une solution? Explique ta réponse.
Réponse au début du regroupement :

Réponse à la fin du regroupement :

* Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Introductory Questions - Solutions », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 25 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 2 : Expérience – Les substances polaires et non polaires

Objectif

Découvrir quelles substances forment des solutions quand on les mélange, et formuler une règle générale sur les solutions faites avec des substances polaires et non polaires.

Matériel

- lunettes de protection
- éprouvettes
- porte-éprouvettes
- bouchons de caoutchouc
- cylindre gradué de 10 mL
- pelles.

SubstancesPolaires

cristaux de sulfate de cuivre (II)
eau
vinaigre

Non polaires

cristaux d'iode solide
huile végétale
kérosène

Démarche

1. En te guidant sur le tableau fourni ci-après, mélange de toutes les façons possibles les substances énumérées ci-dessus. Ton enseignant t'indiquera quelle quantité de solide tu dois ajouter. Si la substance est un liquide, utilise-en 10 mL. Si la solution doit résulter du mélange d'un solide et d'un liquide, mets d'abord le solide dans une éprouvette propre et sèche.
2. Une fois que tu as mis les substances dans l'éprouvette, agite celle-ci pour les mélanger.
3. Jette les solutions en suivant les directives de ton enseignant.

Observations

Substance	CuSO ₄	H ₂ O	Vinaigre	Iode	H. vég.	Kérosène
CuSO ₄	x	x	x	x	x	x
H ₂ O		x	x	x	x	x
Vinaigre			x	x	x	x
Iode				x	x	x
H. vég.					x	x
Kérosène						x



ANNEXE 2 : Expérience – Les substances polaires et non polaires (suite)

Questions

1. Qu'as-tu observé en ce qui concerne le mélange de substances polaires et non-polaires?
2. En fonction de la règle générale, dis si les substances suivantes sont polaires ou non polaires :
 - a) cristaux de chlorure de cobalt (II) solubles dans l'eau;
 - b) gaz ammoniac soluble dans l'eau;
 - c) TTE (trichlorotrifluoroéthane) liquide immiscible dans l'eau.
3. Rédige une règle générale applicable aux substances polaires et non polaires quand elles sont mélangées.



ANNEXE 3 : Les substances polaires et non-polaires – Renseignements pour l'enseignant

La présente expérience a pour objet d'amener les élèves à découvrir la relation entre les substances polaires et non polaires quand elles sont mélangées (les substances semblables se dissolvent mutuellement).

Passer en revue avec les élèves la fiche signalétique (FS) sur la sécurité de chacune des substances et garder les fiches à portée de la main pendant l'expérience, en cas d'accident. Chaque FS indique les premiers soins à prodiguer en cas d'urgence.

Il faut mettre la quantité approximative d'iode solide nécessaire dans un bécher que vous déposerez sur une serviette de papier clairement étiquetée, sous une hotte de laboratoire. Tout iode solide non utilisé à la fin de l'expérience doit être éliminé conformément à la procédure prévue par le SIMDUT.

Si vous placez quelques cristaux de chaque solide sur un verre de montre, les élèves comprendront combien il faut en utiliser dans chaque solution. Leur demander de transférer les cristaux directement dans les éprouvettes, au poste de distribution.

Il faut aussi placer les échantillons des autres substances sur des serviettes de papier clairement étiquetées. Si l'on dispose d'une pipette de distribution automatique, il faut s'en servir pour répartir les liquides, en fixant la vis de réglage à 10 mL. Autrement, il doit y avoir un cylindre gradué propre de 10 mL pour chaque liquide que les élèves devront mesurer.

Remarque

Le dépôt d'un colorant alimentaire dans les mélanges liquides permettra de repérer les solvants polaires.

Observations des élèves

Les observations typiques que les élèves formulent sur les combinaisons de liquides immiscibles sont les suivantes : ne se mélangent pas; se séparent en couches; se mélangent quand on les agite, mais se séparent ensuite peu à peu en des couches distinctes. L'iode ne devrait pas se dissoudre et entrer en solution avec l'eau, car ce sont deux composants « dissemblables ». La même observation vaut pour le kérosène et le sulfate de cuivre (II).

Réponses aux questions

2. a) Le chlorure de cobalt (II) doit être polaire, car il se dissout dans l'eau polarisée.
- b) Le gaz ammoniac doit être polaire, car il se dissout dans l'eau.
- c) Le TTE n'est pas polaire, car il ne se dissout pas dans l'eau polarisée.



ANNEXE 3 : Les substances polaires et non-polaires – Renseignements pour l'enseignant (suite)

3. Énoncés possibles :

- Si **les deux** substances sont polaires ou non polaires, alors elles se dissoudront ou seront miscibles.
- Si une substance polaire est mélangée à une substance non polaire, elles ne se dissoudront pas mutuellement et elles seront immiscibles.
- Les substances semblables se dissolvent mutuellement.



**ANNEXE 4 : Pourquoi l'eau et l'huile ne se mélangent-elles pas? –
Démonstration à l'aide d'un rétroprojecteur**

Utiliser la démonstration suivante pour aider les élèves à comprendre les interactions moléculaires entre les molécules polaires et les molécules non polaires.

Démonstration 1 :

Découper des ovales (2 cm x 3 cm) et des rectangles (2 cm x 3 cm) dans une acétate. À l'aide d'un marqueur noir, indiquer le positif (+) sur une extrémité de l'ovale et le négatif (-) sur l'autre extrémité. Les ovales représentent les molécules d'eau polaires. Identifier les rectangles comme étant neutres au moyen d'une autre couleur. Ces rectangles représentent les molécules d'huile. Placer les ovales et les rectangles sur le rétroprojecteur et demander aux élèves de prédire ce qui se passera. Les élèves prédiront probablement que l'extrémité négative d'un ovale attirera l'extrémité positive d'un autre ovale. Regrouper les ovales de cette manière revient à expulser les rectangles, ce qui produit deux couches – une couche de molécules polaires et une seconde couche de molécules non polaires. Faire le lien de cette démonstration avec l'attraction de l'eau, une substance polaire, par un peigne chargé électrostatiquement. Discuter de la liaison d'hydrogène et des interactions dipôle-dipôle.

Démonstration 2 :

Placer des bâtonnets à mélanger et des billes transparentes dans une boîte de Pétri (voir figure A). Les bâtonnets à mélanger représentent les molécules polaires, et les billes transparentes représentent les molécules non polaires. Demander aux élèves de prédire ce qui se passera quand la boîte sera agitée. Agiter la boîte de Pétri (voir figure B). Ce mouvement provoque la séparation des deux phases (c'est-à-dire que les aimants s'attirent, repoussant les billes). Ajouter des bâtonnets de différentes formes (représentant une autre substance polaire) et des billes colorées (une autre substance non polaire). Demander aux élèves de prédire ce qui va se produire quand la boîte sera agitée. Agiter la boîte de Pétri (voir figure C). Encore une fois, les molécules polaires seront attirées les unes aux autres et excluront les molécules non polaires, créant ainsi deux régions distinctes. Cette démonstration illustre que « les molécules semblables se dissolvent entre elles ».

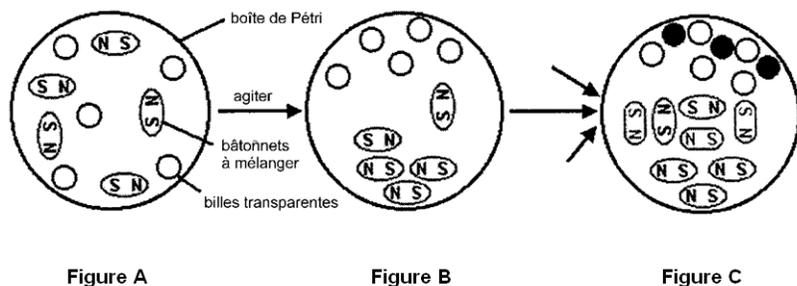


Figure A

Figure B

Figure C



ANNEXE 5 : Expérience – Construire une courbe de solubilité

Introduction

La quantité de soluté nécessaire pour obtenir une solution saturée aqueuse dépend de la température. La solubilité de la plupart des solutés solides augmente si la température monte dans une solution liquide. On peut tracer une courbe de solubilité en faisant varier la quantité de soluté, en maintenant constante la quantité de solvant, et en établissant à quelle température le soluté se dissout complètement (ou, inversement, la température à laquelle on peut voir réapparaître les particules de soluté à mesure que la solution se refroidit).

Dans l'expérience, on donne aux équipes d'élèves une quantité particulière de soluté à faire dissoudre. Deux procédures faussent sensiblement les résultats : la mesure de la quantité de solide et celle de la température quand la précipitation se produit. On peut vérifier la température, mais on ne peut mesurer la quantité de solide QU'UNE SEULE FOIS! Quand on aura tracé les courbes à partir des données obtenues par la classe, on verra très nettement quelles données sont incorrectes.

Question

À quelle température la quantité donnée de soluté précipite-t-elle?

Matériel

- NH_4Cl
- cylindre gradué
- papier filtre
- brûleur Bunsen
- 2 thermomètres
- éprouvettes 25 mm x 200 mm
- eau du robinet
- fil de cuivre de calibre 18 – 30 cm (plié en une grande boucle qui ira autour du thermomètre pour agiter la solution). L'extrémité du fil doit largement dépasser la bouche de l'éprouvette.
- eau distillée
- balance
- pelles
- allumettes
- bécher de 400 mL
- pincettes à thermomètre

Démarche

1. Pèse exactement _____ g de NH_4Cl .
2. Mesure exactement 20 mL d'eau distillée dans un cylindre gradué.
3. Mets l'eau et le soluté dans une grande éprouvette, et agite avec le fil de cuivre que tu as plié en forme de boucle. Mets un thermomètre dans l'éprouvette et un deuxième thermomètre dans un bain-marie. Autant que possible, utilise une pince à thermomètre permettant de faire en sorte que le thermomètre ne touche pas au fond de l'éprouvette.
4. Utilise un bain-marie plein d'eau chaude pour chauffer la solution à environ 10 °C de plus que le point auquel il semble que le soluté s'est entièrement dissous.
5. Laisse la solution se refroidir en l'agitant constamment, et enregistre la température à laquelle le soluté commence à précipiter. Le précipité peut être très évident, ou la solution peut simplement commencer à s'obscurcir.



ANNEXE 5 : Expérience – Construire une courbe de solubilité (suite)

- Répète les étapes 4 et 5 deux autres fois. Tu dois dépasser d'environ 10 °C la température que tu enregistres chaque fois.
- Inscris les données dans le tableau fourni.
- Examine les températures enregistrées. Élimine les données déraisonnables et exécute les étapes 4 et 5 jusqu'à ce que tu obtiennes trois ensembles de données comparables. Fais la moyenne des trois meilleures températures utilisées.

Observations

Données individuelles	
Essai n°	Température (°C)
1	
2	
3	
4	
5	
Moyenne	

Données du groupe								
Solubilité (g/20g de H ₂ O)								
Solubilité (g/100g de H ₂ O)								
Température (°C)								

Questions

- Pourquoi est-il important de mesurer exactement la quantité donnée de soluté et de solvant?
- Utilise les données de la classe pour construire un graphique (une courbe) : les températures seront inscrites sur l'axe horizontal, et la solubilité (g de soluté/100 g d'eau), sur l'axe vertical.
- Les données de la classe produisent-elles une courbe régulière? Y a-t-il des points en dehors de la courbe? Explique ces anomalies.
- Quelle relation y a-t-il entre la température et la solubilité sur cette courbe?
- Que représente un point sur la courbe?
- Quelle est la solubilité du chlorure d'ammonium à 10 °C et à 90 °C? Explique comment tu as trouvé ces valeurs.



ANNEXE 6 : Construire une courbe de solubilité – Renseignements pour l'enseignant

Il n'est pas nécessaire de demander aux élèves de réunir des données sur tous les points de la courbe de solubilité. Dans cette expérience, nous recommandons de donner à chaque groupe d'élèves une quantité déterminée de soluté à faire dissoudre. Les élèves peuvent recueillir avec soin des données pour trouver un point de la courbe, et cela leur suffira pour acquérir les compétences nécessaires en laboratoire. Une autre façon de procéder consisterait à demander aux groupes d'élèves de réunir des données au sujet de plusieurs points de la courbe. L'enseignant a la possibilité de fournir aux élèves les renseignements suivants pour les encourager à faire de leur mieux et à tendre vers l'exactitude et la précision. Bien sûr, il y a deux procédures qui fausseront sensiblement les résultats : la mesure de la quantité de solide et celle de la température quand la précipitation se produit. On peut vérifier la température, mais on ne peut mesurer la quantité de solide QU'UNE SEULE FOIS! Quand on aura tracé les courbes à partir des données obtenues par la classe, on verra très nettement quelles données sont incorrectes.

Nous indiquons ci-après les quantités qu'il convient de remettre aux groupes d'élèves pour qu'ils produisent la meilleure courbe de solubilité possible. S'il y a plus que six groupes, alors on obtiendra un plus grand degré de précision avec des multiples d'une masse de soluté.

Notons qu'il est recommandé de trouver les réponses à trois chiffres significatifs près.

Grammes de NH_4Cl /20 grammes d'eau

Groupe 1	8,00 g	~ 28 °C
Groupe 2	9,00 g	~ 39 °C
Groupe 3	10,00 g	~ 50 °C
Groupe 4	11,00 g	~ 60 °C
Groupe 5	12,00 g	~ 70 °C
Groupe 6	13,00 g	~ 78 °C

On peut trouver la courbe de solubilité du chlorure d'ammonium (NH_4Cl) dans la plupart des manuels de chimie.



ANNEXE 6 : Construire une courbe de solubilité – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Activités complémentaires

- Demander aux élèves de discuter des erreurs expérimentales.
- Demander aux élèves d'utiliser un logiciel d'analyse graphique pour tracer la courbe et trouver la relation mathématique entre la solubilité et la température.
- Demander à un groupe de faire des essais en agitant la solution et d'autres, sans l'agiter.

Réponses aux questions et discussion

- Si l'on mesure une quantité incorrecte de soluté, la température sera telle que le point ne tombera pas sur une courbe régulière et sans anomalie.
- Les élèves dessinent la courbe manuellement ou avec un logiciel d'analyse graphique.
- Les réponses vont varier. D'habitude, plusieurs points seront loin de la courbe de meilleur ajustement, à cause de la négligence des élèves. Ceux-ci diront surtout que la quantité de solide n'a pas été pesée avec exactitude, ou que la température était incorrecte. Si les élèves n'agitent pas la solution continuellement, une chute de température se produira, et le solide ne précipitera pas tant que la température n'aura pas sensiblement baissé. (Voir activités complémentaires.)
- La solubilité du chlorure d'ammonium est directement proportionnelle à la température du solvant.
- La solubilité du chlorure d'ammonium à cette température.
- La solubilité à 10 °C est d'environ 33 g, à 90 °C, de 71 g. Les deux valeurs ont été calculées par extrapolation.

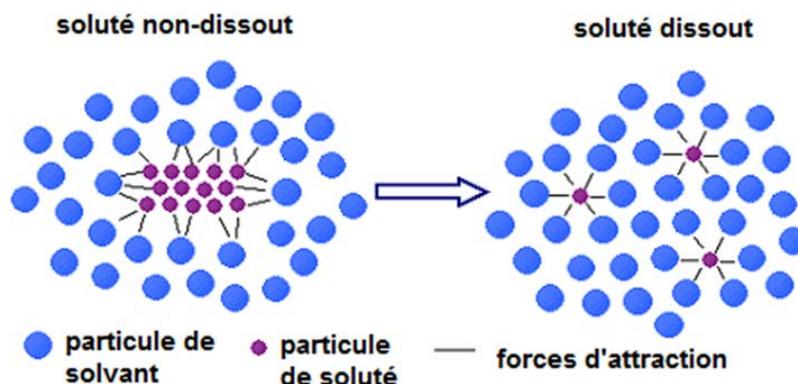


ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau

Introduction

Les solutions sont des mélanges homogènes de solvant (le plus grand volume dans le mélange) et de soluté (le plus petit volume du mélange). Par exemple, le chocolat chaud est une solution dans laquelle le soluté (le chocolat en poudre) est dissous dans le solvant (l'eau ou le lait). Le soluté et le solvant peuvent être des solides, des liquides ou des gaz. Une solution est formée lorsque les forces d'attraction entre le soluté et le solvant sont semblables. Par exemple, le soluté ionique ou polaire, NaCl, se dissout dans l'eau, un solvant polaire. Le principe « les substances semblables se dissolvent mutuellement » est souvent utilisé pour expliquer ces observations.

Lorsque les molécules d'eau entrent en collision avec le composé ionique (NaCl), les extrémités chargées de la molécule d'eau sont attirées par les ions positifs Na^+ et les ions négatifs Cl^- . Les molécules d'eau entourent les ions qui se déplacent dans la solution. Ce processus d'attraction entre les molécules d'eau (solvant) et le composé ionique NaCl (soluté) se nomme solvatation. La solvatation continue jusqu'à ce que le cristal entier s'est dissous et tous les ions soient répartis dans le solvant.



Certaines solutions se forment rapidement et d'autres se forment lentement. La vitesse de dissolution dépend de plusieurs facteurs, par exemple la taille des molécules de soluté, la température, et la vitesse d'agitation. Lorsque nous préparons un chocolat chaud, nous mélangeons la poudre de chocolat dans le lait chaud ou l'eau chaude. Lorsqu'une solution contient un montant maximum de soluté à une température donnée, on dit qu'elle est saturée. Si nous ajoutons trop de poudre de chocolat au lait ou à l'eau, l'excès de soluté se déposera au fond de notre tasse. Généralement, le chocolat en poudre se dissout mieux dans un liquide chaud que dans un liquide froid. L'augmentation de la température peut donc augmenter la quantité de soluté qui se dissout. La plupart des solides sont plus solubles à des températures élevées.



ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

La solubilité est la quantité de soluté qui se dissout dans un montant donné de solvant à une température donnée. La solubilité dépend de facteurs tels que la nature du soluté et du solvant, le montant de solvant, la température et la pression du solvant (pour les gaz). On exprime la solubilité comme la quantité de soluté qui est dissout par 100 g de solvant à une température donnée.

Objectif

Pour cette activité de laboratoire, tu vas :

- mesurer la solubilité de différentes quantités de KNO_3 à différentes températures de cristallisation (température à laquelle des cristaux commencent à apparaître dans la solution). La cristallisation indique que la solution est saturée à cette température.
- tracer une courbe de solubilité pour le KNO_3 dans l'eau.
- utiliser et comprendre les termes solubilité, soluté, solvant, solvation, solution saturée, solution insaturée, solution saturée.
- utiliser la courbe de solubilité pour résoudre des problèmes et identifier des tendances dans la courbe.

Matériel

- balance
- brûleur Bunsen
- spatule
- éprouvettes et pinces à éprouvettes
- support à éprouvette
- bécher de 400 mL
- nitrate de potassium (KNO_3)
- eau distillée
- thermomètre
- cylindre gradué de 10 mL
- agitateur
- support universel
- anneau de support
- toile métallique
- pince à éprouvettes
- crayon

Précautions

- On devrait toujours utiliser des pinces à éprouvettes pour enlever les éprouvettes du bain chaud.
- Les cheveux longs devraient être attachés en arrière.
- Le brûleur Bunsen devrait seulement être allumé lorsqu'on doit l'utiliser et être réglé au feu le plus doux possible (flamme bleue)
- Le bécher devrait être placé au centre de la toile métallique afin de l'empêcher de tomber.
- Assure-toi de bien tenir le thermomètre ou le fixer à l'aide d'une pince à thermomètre. S'assurer qu'il ne touche pas le fond du bécher afin de recueillir des mesures précises.
- Ne pas toucher le bain chaud avec les mains.



ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

Questions à répondre avant de commencer les manipulations

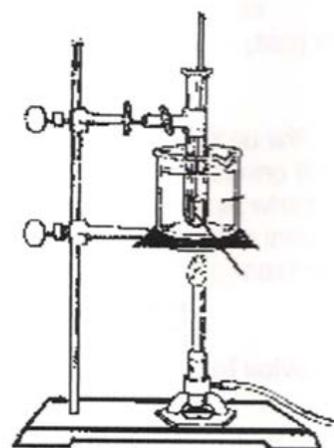
1. Pourquoi remarque-t-on deux couches séparées lorsqu'on mélange de l'huile avec du vinaigre?
2. Lorsqu'on prépare un chocolat chaud, quel est l'effet de l'agitation sur la vitesse de dissolution?
3. Quel est l'effet d'une augmentation de température sur la solubilité du sucre dans l'eau?
4. Que signifie l'énoncé « les substances semblables se dissolvent mutuellement »?
5. Comment exprime-t-on la solubilité?
6. Quelle est la différence entre une solution saturée et une solution insaturée?

Démarche

1. Séparez les tâches afin qu'un membre de l'équipe complète les étapes 2 à 3 tandis que l'autre membre commence l'étape 4.
2. À l'aide d'un crayon, numérote quatre éprouvettes et place-les dans un support à éprouvettes.
3. Avec une balance mesure les quantités de KNO_3 indiquées et prépare les éprouvettes telles que décrites ci-dessous.

Éprouvette	Quantité de KNO_3 (en grammes)	Volume d'eau distillée (mL)
1	2,0	5
2	4,0	5
3	6,0	5
4	8,0	5

4. Remplis un bécher de 400 mL au trois-quarts avec de l'eau du robinet. Ceci servira de bain chaud. Dépose le bécher sur la toile métallique du support universel et place l'éprouvette numéro 1 dans le bécher en la fixant à l'aide d'une pince. Fais chauffer l'eau jusqu'elle atteigne une température de 90°C et ajuster la flamme pour maintenir cette température.
5. Remue le mélange d'eau et de KNO_3 jusqu'à ce que ce soluté soit complètement dissout. Enlève l'éprouvette du bain chaud à l'aide d'une pince à éprouvettes.
6. Répète l'étape 5 avec l'éprouvette numéro 2 tandis que ton partenaire place un thermomètre dans l'éprouvette numéro 1 pour enregistrer la température à laquelle des cristaux commencent à se former dans la solution. Il faut noter cette température dans le tableau de données.
7. Répète les étapes 5 et 6 pour toutes les éprouvettes et note les températures de cristallisation dans le tableau de données.



ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

Observations

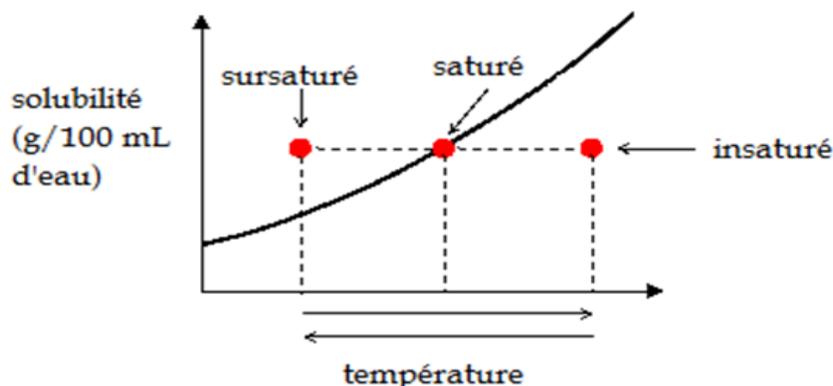
Éprouvette	g de KNO ₃ + mL de H ₂ O	Température de cristallisation (°C)
1	2 g/5 mL	
2	4 g/5 mL	
3	6 g/5 mL	
4	8 g/5 mL	

Analyse

1. Convertis le rapport masse/5,0 mL à un rapport masse/100 mL.
2. Mets tes données sur un graphique de solubilité (masse de soluté par 100 mL d'eau) en fonction de la température de cristallisation.
3. Trace une courbe de solubilité qui passe par les points inscrits sur ton graphique.

Conclusion

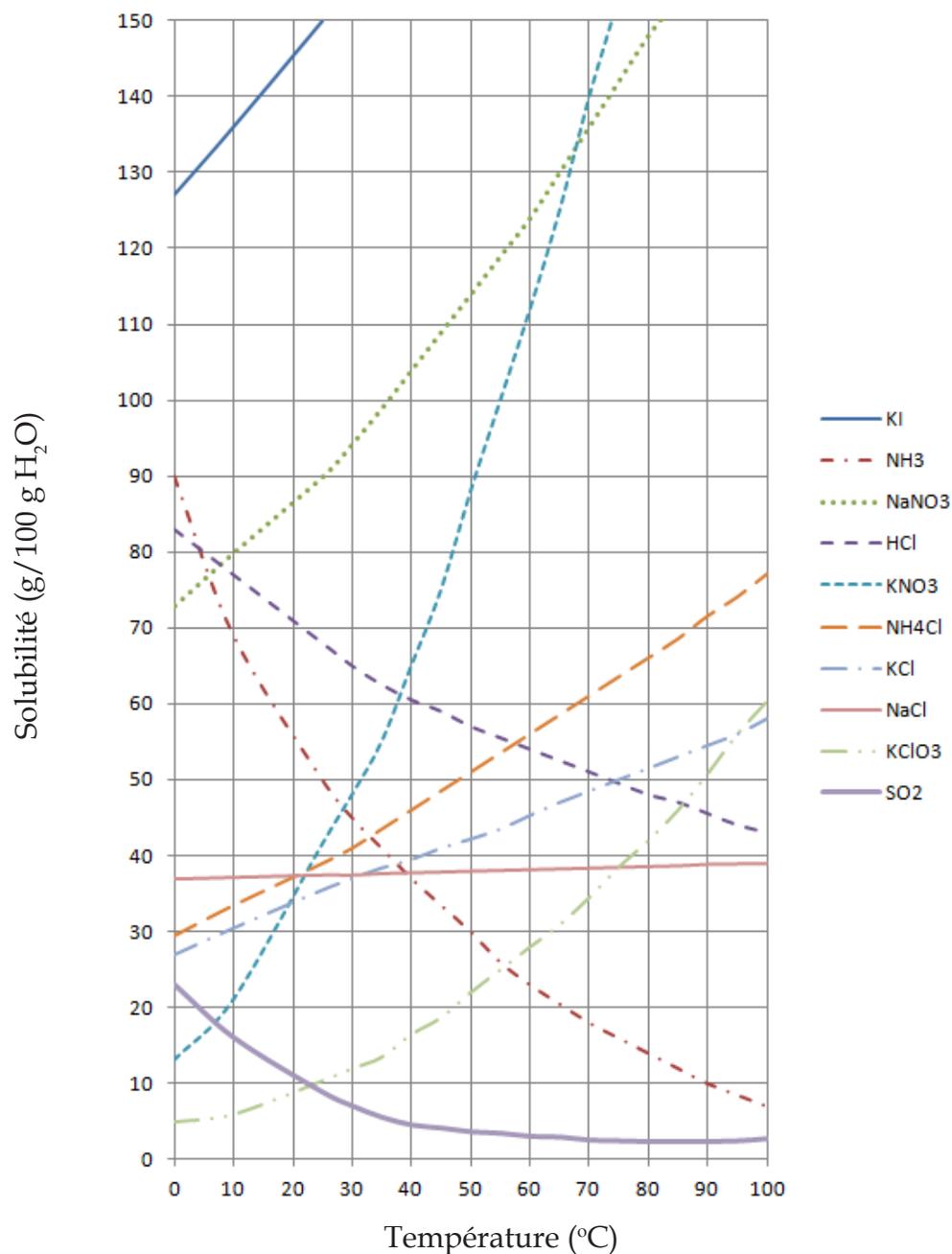
1. Selon ton graphique, qu'est-ce qui arrive à la solubilité du KNO₃ lorsqu'on augmente la température?
2. Explique la relation entre la température et la solubilité à un niveau moléculaire.
3. À l'aide du graphique, détermine le montant de KNO₃ qui pourrait être dissout à 30 °C et à 60 °C.
4. Quelle est la variation de solubilité entre 30 °C et 60 °C?
5. À l'aide du graphique, détermine le montant de KNO₃ nécessaire pour former une solution saturée à 55 °C.
6. Définis les termes saturé, insaturé et sursaturé. Sers-toi du diagramme ci-dessous pour les expliquer.



ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

À l'aide des courbes de solubilité ci-dessous, réponds aux questions suivantes :

Courbes de solubilité



ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

7. Combien de g de soluté sont nécessaires pour saturer 100 g d'eau pour les solutions suivantes :
- KCl à 80 °C
 - KClO₃ à 90 °C
 - NaNO₃ à 10 °C
 - SO₂ à 20 °C
 - NH₄Cl à 70 °C
8. Pour chacune des solutions ci-dessous, indique si elle est saturée, insaturée ou sursaturée. Chaque soluté est placée dans 100 g d'eau.
- 40 g de NaCl à 50 °C
 - 30 g de NH₃ à 30 °C
 - 70 g de HCl à 20 °C
 - 80 g de KNO₃ à 60 °C
 - 80 g de NH₄Cl à 80 °C
9. Combien de g de KNO₃ par 100 g d'eau seraient cristallisés à partir d'une solution saturée si la température passe de :
- 80 °C à 20 °C
 - 60 °C à 40 °C
 - 50 °C à 30 °C
 - 80 °C à 0 °C
 - 50 °C à 10 °C
10. Combien de g de NaNO₃ faudrait-il ajouter pour que chacune des solutions suivantes demeure saturée pour les changements de température indiqués.
- 100 g d'eau avec une température qui passe de 10 °C à 30 °C
 - 200 g d'eau avec une température qui passe de 10 °C à 30 °C
 - 100 g d'eau avec une température qui passe de 40 °C à 90 °C
 - 1000 g d'eau avec une température qui passe de 40 °C à 90 °C
 - 100 mL d'eau avec une température qui passe de 10 °C à 60 °C
 - 1 litre d'eau avec une température qui passe de 10 °C à 60 °C
11. À quelle température les paires de solutés ci-dessous seront-elles également solubles dans 100 g d'eau?
- NaNO₃ et KNO₃
 - NH₄Cl et HCl
 - NH₃ et KNO₃
 - KClO₃ et NaCl
 - SO₂ et KClO₃



ANNEXE 7 : Expérience – La courbe de solubilité du nitrate de potassium dans l'eau (suite)

12. La variation de température a le moins d'effet sur quel soluté?
13. Quels trois solutés ont une baisse de solubilité lorsqu'on augmente la température?
14. Comment la solubilité des solides ioniques varie-t-elle avec une augmentation de chaleur? Explique ta réponse.
15. Comment la solubilité des gaz (NH_3 , SO_2 et HCl) varie-t-elle avec une augmentation de température? Explique ta réponse au niveau particulaire.



ANNEXE 8 : Expérience – Les solutions insaturées, saturées et sursaturées

Objectif : Distinguer les solutions insaturées, saturées et sursaturées.

Matériel

- bécher de 400 mL
- cristaux de thiosulphate de sodium pentahydraté ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
- plaque chauffante
- tige d'agitation
- eau

Démarche

1. Prépare un bain d'eau en versant environ 250 mL d'eau dans un bécher de 400 mL. Place le bécher sur une plaque chauffante et chauffe l'eau jusqu'au point d'ébullition.
2. Place environ 2,5 à 3 g (1,5 à 2 cm) de cristaux de thiosulphate de sodium pentahydraté ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) dans une éprouvette de 18 mm x 150 mm. Ajoute 1 mL d'eau. Chauffe dans le bain d'eau bouillante jusqu'à ce que les cristaux soient dissous.
3. Retire l'éprouvette du bain d'eau et identifie-la comme éprouvette « A ».
4. Laisse l'éprouvette A et son contenu refroidir à la température de la pièce (environ une demi-heure ou toute la nuit).
5. Place environ 2,5 à 3 g (1,5 à 2 cm) de cristaux de thiosulphate de sodium pentahydraté ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) dans une éprouvette de 18 mm x 150 mm. Ajoute 1 mL d'eau. Agite l'éprouvette et brasse le mélange pour faire dissoudre le plus de solide possible.
6. Identifie-la comme éprouvette « B ». Laisse l'éprouvette B refroidir à température de la pièce et son contenu se déposer.
7. Place suffisamment de thiosulphate de sodium pentahydraté ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) dans une éprouvette de 18 mm x 150 mm pour recouvrir seulement le fond de l'éprouvette (environ 0,2 à 0,3 g). Ajoute 3 mL d'eau. Agite pour faire dissoudre le plus de solide possible.
8. Identifie-la comme éprouvette « C ». Laisse l'éprouvette C refroidir à température de la pièce et son contenu se déposer.
9. Quand l'éprouvette A et son contenu sont refroidis, ajoute avec soin un petit cristal de thiosulphate de sodium pentahydraté à chacune des éprouvettes A, B et C. Décris tes observations.
10. Tiens le fond de chaque éprouvette dans ta main. Décris tes observations.

Conclusion

1. a) L'éprouvette A contient une solution _____.
b) L'éprouvette B contient une solution _____.
c) L'éprouvette C contient une solution _____.
2. Décris les différences entre les solutions saturées, insaturées et sursaturées.



ANNEXE 9 : Les solutions insaturées, saturées et sursaturées – Renseignements pour l'enseignant

Cette expérience vise à montrer la différence entre les solutions suivantes :

- une solution insaturée (C), dans laquelle le cristal ajouté se dissout;
- une solution saturée (B), dans laquelle le solide est présent en même temps que la solution, et l'ajout d'un autre cristal n'a pas d'effet;
- une solution sursaturée (A), dans laquelle le cristal ajouté entraîne le soluté « en trop » à se cristalliser autour du germe.

Les élèves devraient aussi observer :

- que l'éprouvette et son contenu se réchauffent quand le solide se cristallise;
- qu'au moment de la préparation de la solution saturée, la dissolution requiert de l'énergie, comme le prouve le refroidissement de l'éprouvette B et de son contenu pendant que le soluté se dissout.

Variations :

1. Préparer à l'avance trois solutions (saturée, insaturée et sursaturée). Donner aux élèves des éprouvettes munies d'un bouchon et d'une étiquette, et leur demander d'observer la conséquence de l'ajout d'un cristal de thiosulphate de sodium dans chaque éprouvette. Ces solutions peuvent être réutilisées plusieurs fois.
2. Pour une version à petite échelle de la même expérience, préparer la solution sursaturée en plaçant 3 ou 4 cm (environ le 1/3 à la 1/2 de l'éprouvette) de thiosulphate de sodium pentahydraté dans une éprouvette de 10 mm x 70 mm et ajouter 5 gouttes d'eau. Utiliser un bécher de 100 mL et y verser 50 mL pour le bain d'eau. Chauffer la solution dans le bain d'eau bouillante pour dissoudre le solide et laisser la solution refroidir à la température de la pièce avant d'ajouter un seul cristal de thiosulphate de sodium pentahydraté.

Remarques :

Le thiosulphate de sodium pentahydraté est aussi connu sous le nom de « hyposulfite » et devrait être aisément disponible chez les marchands de caméras. Les données sur la solubilité sont tirées de A. Seidell, *Solubilities of Inorganic and Organic Compounds*, 2^e éd., Volume 1, D. van Nostrand Co., Inc. New York (1911).

Solubilité du $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dans l'eau

Temp. (°C)	g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ par 100 g de solution saturée	g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ par 100 g d'eau
0	33,40	50,15
10	37,37	59,66
20	41,20	70,07
25	43,15	75,90
30	47,17	91,24
45	55,33	123,87



ANNEXE 10 : Cristaux et production de cristaux

A. Cristaux de sucre candi

L'activité avec les cristaux de sucre candi est populaire parce que les élèves peuvent former de gros cristaux de sucre comestibles. Cette activité peut aussi être faite à la maison. ATTENTION : Si l'on prévoit manger les cristaux, n'utiliser que du matériel domestique propre. Si on ne fait que les observer, on peut utiliser des contenants de laboratoire.

Matériel

- ½ tasse (125 mL) d'eau
- 1 tasse (250 g) de sucre granulé
- une tasse à mesurer
- une petite casserole
- une cuillère en bois
- un grand verre
- un petit bout de ficelle blanche un crayon
- une plaque chauffante
- petit boulon ou trombone (servant de poids)

Démarche

1. Nettoie à fond tout le matériel avant de l'utiliser.
2. Attache un petit boulon ou un petit trombone à une extrémité d'un bout de corde blanche propre. Attache l'autre bout de la corde à un crayon. La corde devrait être juste assez longue pour toucher le fond du verre quand le crayon est déposé à l'horizontale sur le dessus du verre.
3. Verse le sucre et l'eau dans la casserole et agite pour dissoudre autant de sucre que possible à la température ambiante. Réchauffe le mélange sur la plaque chauffante en brassant constamment. Continue de chauffer jusqu'à ce que le sucre soit dissous.
4. Verse la solution sirupeuse chaude dans le verre. Suspends la corde, empesée avec le boulon ou le trombone, dans la solution.
5. Recouvre simplement le verre d'une feuille de papier, et mets-le dans un endroit où il ne sera pas déplacé. Vérifie la solution une fois par jour. Brise la croûte qui se forme sur le dessus afin que l'eau puisse continuer à s'évaporer au fur et à mesure que les cristaux se forment le long de la corde.

B. Cristaux dans un verre

Au lieu de laisser se former de gros cristaux, cette activité est conçue pour produire rapidement de petits cristaux dont on peut observer la forme et la production.

Matériel

- boîte de Pétri, bécher ou verre
- plaque chauffante
- tige d'agitation
- chlorure de sodium (NaCl)
- carbonate de sodium (Na_2CO_3)
- sulfate de cuivre (II) (CuSO_4)
- sulfate de magnésium (MgSO_4)



ANNEXE 10 : Cristaux et production de cristaux (suite)

Démarche

1. Mélange les quantités appropriées de composé solide et d'eau bouillante (voir le tableau ci-après). Mélange pour dissoudre le solide complètement. (Si nécessaire, ajoute plus d'eau bouillante. Toutefois, si la solution est trop diluée les cristaux peuvent prendre plus de temps à se former.)
2. Quand tout le soluté s'est dissous, ajoute juste assez de solution pour couvrir complètement la surface d'un contenant en verre à fond plat, par exemple une boîte de Pétri, un bécher ou un verre. Mets le contenant de côté. Ne déplace pas le contenant pendant que l'eau s'évapore.
3. Vérifie la solution de temps à autres. Décris la forme des cristaux quand ils commencent à se former dans le verre. Ont-ils tous la même forme?

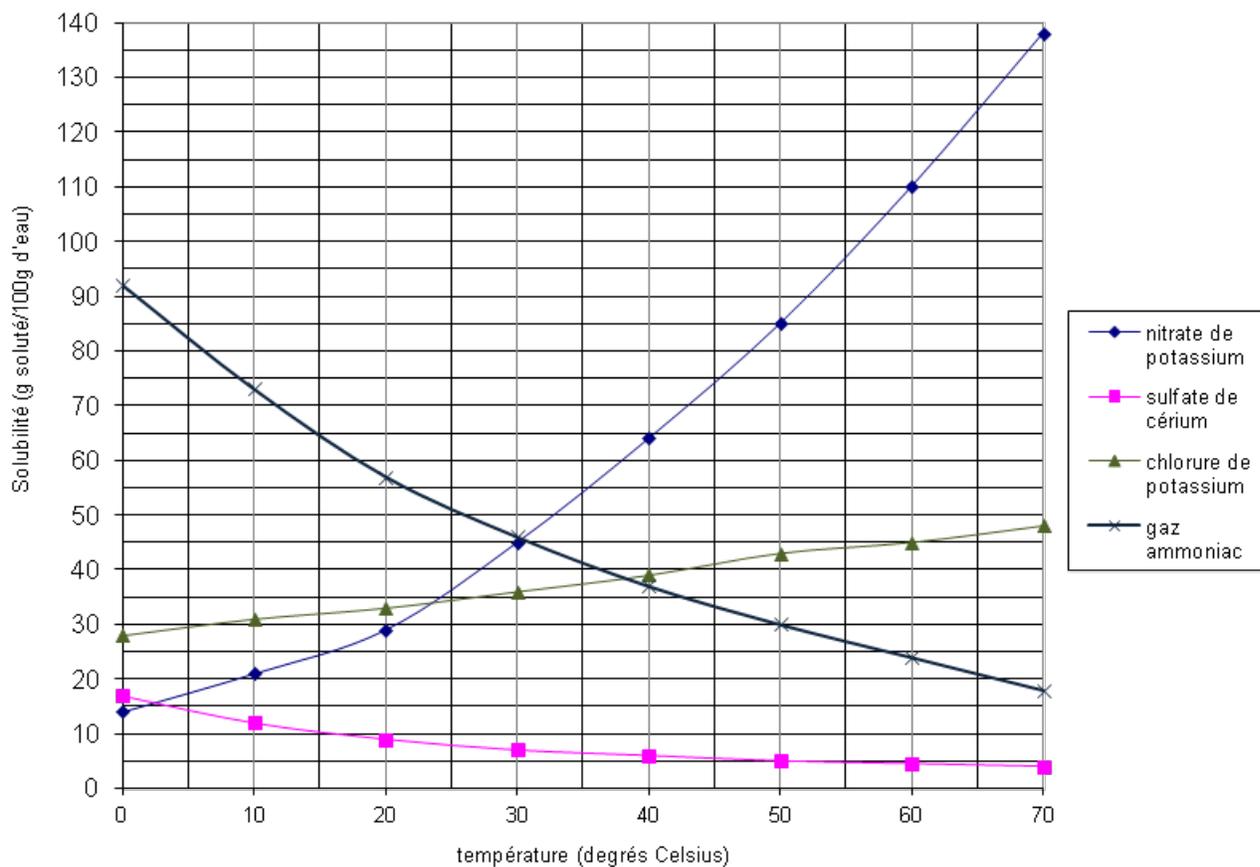
Les composés qui donneront de bons cristaux sont les suivants :

Substance	Quantité de soluté (mL)	Quantité d'eau bouillante (mL)
Sulfate de magnésium (MgSO_4)	10	15
Chlorure de sodium (NaCl)	15	30
Carbonate de sodium (Na_2CO_3)	15	30
Sulfate de cuivre (II) (CuSO_4)	15	30



ANNEXE 11 : Courbe de solubilité

la solubilité en fonction de la température



ANNEXE 12 : Expérience – Effet du sel et de l'antigel sur la température de fusion de la glace***Introduction**

Cette expérience te permettra d'étudier les effets du sel et de l'antigel sur la température de fusion de la glace

Matériel

- bécher de 250 mL
- thermomètre (-10 °C à 110 °C)
- sel de table
- cylindre gradué de 10 mL
- cylindre gradué de 25 mL
- glace finement concassée (aussi fine que le gros sable)
- antigel (éthylène glycol)
- agitateur

Démarche A

1. Verse de la glace concassée dans le bécher et remplis-le à moitié.
2. Remue la glace avec l'agitateur et note la température. Ne remue pas la glace avec le thermomètre.
3. Verse 10 mL de sel sur la glace lorsque la température est de 0 °C. Continue à remuer et inscris la température lorsqu'elle cesse de varier.
4. Continue à ajouter des quantités de 10 mL de sel d'une façon régulière tout en remuant et en prenant la température jusqu'à ce que tu aies versé 70 mL ou 80 mL de sel.
5. Porte tes résultats dans un tableau.
6. Vide le bécher et lave-le.

Démarche B

L'antigel utilisé est de l'éthylène glycol. Répète les étapes de la démarche A, mais utilise 15 mL d'antigel au lieu des 10 mL de sel.

Discussion

1. Comment peux-tu affirmer que la glace a atteint sa température de fusion même après que le sel et l'antigel aient été ajoutés?
2. Quel est l'effet du sel sur la température de fusion de la glace?
3. Quel est l'effet de l'antigel sur la température de fusion de la glace?
4. Pourquoi épand-on du sel sur les pavés glacés?
5. Pourquoi ajoute-t-on de l'antigel à l'eau du radiateur des voitures par temps froid?
6. Pourquoi n'utilise-t-on pas de sel dans les radiateurs?
7. Où est passée la chaleur au cours de cette expérience? En d'autres mots, comment une substance peut-elle se refroidir quand on y ajoute une substance plus chaude dans une pièce chaude?

* Jean DESCHÊNES, *Introduction aux sciences physiques*, Saint-Laurent, Éditions études vivantes, 1979, p. 79 et 80. Adaptation autorisée par les Éditions études vivantes.



ANNEXE 13 : Expérience – Effet de l'antigel sur le point d'ébullition de l'eau*

Introduction

Pourquoi la plupart des fabricants de voitures recommandent-ils de laisser l'antigel dans le radiateur l'été?

Matériel

- ballon de verre de 250 mL
- thermomètre (-10 °C à 110 °C)
- eau distillée
- copeaux d'ébullition
- brûleur Bunsen
- support universel
- anneau de support
- toile métallique
- 2 pinces universelles
- 50 mL d'antigel (éthylène glycol)

Mesure de sécurité

Porte des lunettes de sécurité durant cette expérience.

Démarche

1. Effectue le montage selon les directives de ton enseignant et verse 100 mL d'eau dans le ballon.
2. Chauffe l'eau jusqu'à ébullition et note la température.
3. Verse 10 mL d'antigel dans l'eau et continue à chauffer le mélange. Note la nouvelle température d'ébullition.
4. Reprends l'étape 3 jusqu'à ce que tout l'antigel ait été versé.

Discussion

1. Décris les effets de l'antigel sur la température d'ébullition de l'eau.
2. Pourquoi les fabricants de voitures recommandent-ils de laisser l'antigel dans le radiateur durant l'été?
3. Compare les effets de l'antigel sur les températures d'ébullition et de fusion de l'eau.
4. L'antigel empêche-t-il ou favorise-t-il l'ébullition? L'antigel empêche-t-il ou favorise-t-il la fusion?

* Jean DESCHÊNES, *Introduction aux sciences physiques*, Saint-Laurent, Éditions études vivantes, 1979, p. 85 et 86. Adaptation autorisée par les Éditions études vivantes.



ANNEXE 14 : Expérience sur les transferts thermiques – Tu veux, je veux, nous voulons tous de la crème glacée!**Objectif**

Application pratique des principes relatifs à ce qui suit : calorimétrie, transfert thermique, mesure des échanges thermiques, chaleur de fusion, chaleur spécifique et baisse du point de congélation.

Matériel

- deux sacs à sandwich à fermeture à glissière et deux grands sacs à fermeture à glissière (4 L), pour fabriquer des sacs double épaisseur à l'épreuve des fuites
- un grand bol
- des cuillers à mesurer
- une tasse à mesurer
- une cuiller
- une balance
- un thermomètre
- trois tasses de glace concassée
- ½ tasse de sel gemme

Recette : ½ tasse de crème ou de crème à 50 % ; ¼ de tasse de lait; deux cuillers à table de sucre; 1/8 cuiller à thé de vanille et un œuf battu.

Démarche

1. Mesure la masse d'un sac à fermeture à glissière pour sandwich et note-la.
2. Dans un grand bol, mélange la crème, le lait, le sucre, la vanille et l'œuf battu. Verse ce mélange dans le sac à fermeture à glissière susmentionné.
3. Mesure et inscris la masse du mélange à crème glacée.
4. Mesure et inscris la température initiale du mélange.
5. Mets le petit sac rempli de mélange dans le sac plus grand de glace et de sel en t'assurant que tout est scellé hermétiquement.
6. Agite le grand sac doucement pendant environ cinq minutes. (N'agite pas le sac trop fort, car tu risquerais d'obtenir de la crème glacée salée!)
7. Quand la crème glacée semble assez gelée, retire le petit sac et rince-le dans de l'eau froide pour enlever tout sel qui serait collé à l'extérieur.
8. Mesure et inscris les températures finales du mélange glace-sel et du mélange de crème glacée.
9. Mange la crème glacée!!!!



ANNEXE 14 : Expérience sur les transferts thermiques – Tu veux, je veux, nous voulons tous de la crème glacée! (suite)

Données :

Masse du petit sac à fermeture à glissière :

Masse du mélange de crème glacée et du sac :

Masse du mélange de crème glacée :

Température initiale du mélange de crème glacée :

Température finale du mélange de crème glacée :

Température finale du mélange de glace et de sel :



ANNEXE 15 : Expérience – L'effet du sel sur le point de fusion de la glace

Question

Quel est l'effet du sel sur le point de fusion de la glace?

Hypothèse

Prédis quel effet l'ajout de sel va avoir sur le point de fusion de la glace.

Matériel

- système informatique avec sonde de température
- bécher de 400 mL
- 50 g de NaCl - sel de table (divisé en 10 portions de 5 g)
- 200 mL de glace finement concassée
- agitateur
- support universel

Consignes de sécurité

Porte un sarreau et des lunettes de sécurité

Démarche

1. Prépare l'ordinateur avec la sonde de température.
2. Assure-toi que le graphique produit soit de la température en fonction du temps.
3. Ajoute la glace au bécher et place-le sur la base du support universel.
4. Place le thermomètre dans une pince et fixe la pince sur le support universel.
5. Descends le thermomètre au milieu de la glace.
6. Mélange la glace continuellement avec l'agitateur.
7. Débute la collecte de données.
8. Lorsque la lecture sur le thermomètre est stable, ajoute 5 g de sel à la glace. Continue à agiter.
9. Répète l'étape 8 jusqu'à ce que 50 g de sel ont été ajoutés à la glace.
10. Cesse la collecte de données.
11. Nettoie le matériel selon les directives de l'enseignant.

Analyse

1. Comment sais-tu que la glace est à son point de fusion même lorsqu'on y ajoute du sel?
2. Que remarques-tu sur les parois extérieures du bécher?
3. Quelle est la valeur de la température minimum atteinte lors de cette expérience?

Conclusion

4. Quel est l'effet du sel sur le point de fusion de la glace?

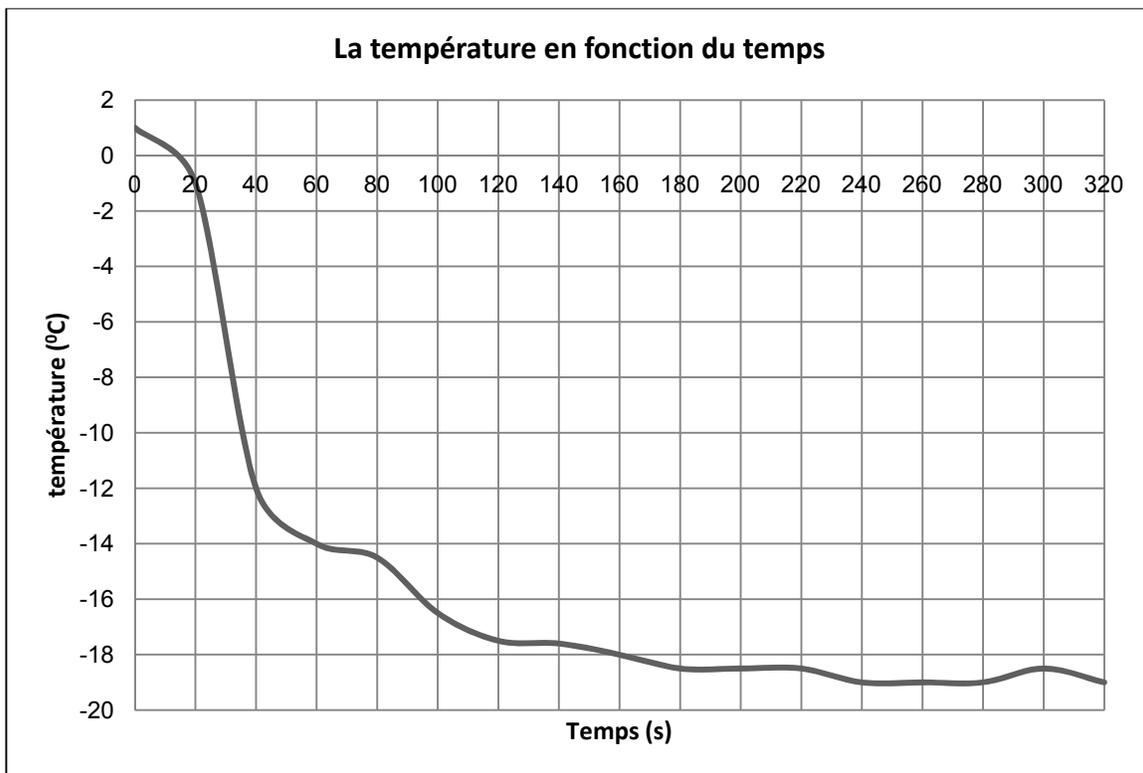
Applications

5. Explique pourquoi on répand du sel sur les routes glacées.



ANNEXE 16 : L'effet du sel sur le point de fusion de la glace – Renseignements pour l'enseignant

Données possibles



Réponses aux questions

Analyse

1. On peut observer les états solides et liquides en même temps.
2. On voit du givre sur les parois extérieures du bécher.
3. -19°C

Conclusion

4. Le sel baisse le point de fusion de la glace.

Applications

5. Le sel se dissout dans la couche mince d'eau qui se retrouve à la surface de la route. Ceci diminue le point de fusion de la glace. Lorsque le point de fusion de la glace est inférieur à la température ambiante, la glace sur la route va fondre.



ANNEXE 17 : Recherche dans Internet

Travaille en équipe pour faire des recherches et trouver les réponses aux questions suivantes :

1. On peut représenter sous diverses formes la force (concentration) d'une solution. Rappelle-toi qu'une solution comporte deux éléments : un soluté et un solvant. Par conséquent, ces éléments sont très souvent inclus dans les unités. Complète le tableau qui suit :

Unité exprimant la concentration de la solution	Signification de l'unité au long	Exemple de cas où cette unité serait utilisée
Exemple : g/L	Grammes de soluté dans un litre de solution	Mélanger des produits chimiques en poudre dans ta piscine
% m/V		
% V/V		
ppm		
ppM		
mol/L		

2. Décris le processus de traitement de l'eau.
3. Indique les concentrations d'éléments métalliques et organiques qui sont autorisées dans l'eau de consommation. (L'eau du robinet et/ou l'eau en bouteille.)



ANNEXE 18 : Chasse au trésor – les solutions

Vous et votre partenaire allez faire des recherches dans votre manuel et trouver les réponses aux questions suivantes. Si vous n'arrivez pas à y trouver toutes les réponses, recourez à une autre source que votre enseignant vous aura fournie. Toutes les réponses ne sont pas données aux mêmes endroits; il importe donc d'utiliser judicieusement l'index. Il faut donner à chaque question une réponse approfondie mais précise. N'énoncez pas de notions que vous ne comprenez pas; exprimez les idées en vos propres mots. C'est là une habileté importante qui vous sera utile dans n'importe quel cours du niveau postsecondaire.

1. Décris divers genres de solutions et donne des exemples de chacun. Inclus tous les neuf genres possibles.
2. Décris la structure de l'eau en fonction de l'électronégativité et de la polarité de ses liaisons chimiques.
3. Explique le processus de dissolution de composés ioniques et covalents simples dans l'eau. Utilise des diagrammes et des équations chimiques.
4. Explique ce qu'est la chaleur de dissolution en citant des applications précises. Exemples : compresses froides, compresses chaudes, dilution d'acides et de bases concentrés.



LA CHIMIE ORGANIQUE



APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves étudient plusieurs aspects de la chimie organique. Ils explorent les caractéristiques structurales du carbone ainsi que la structure et la nomenclature des hydrocarbures. Ils étudient aussi divers groupes fonctionnels tels que les alcools, les acides organiques et les esters. L'élève aura aussi l'occasion d'explorer l'importance des produits de la chimie organique ainsi que les enjeux liés à la chimie organique.

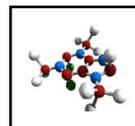
CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

Il se peut que les élèves connaissent de nombreux composés organiques, sans savoir que ceux-ci entrent effectivement dans la catégorie générale des produits « organiques ».

En sciences de la nature 9^e année, les élèves ont dessiné des modèles de Bohr pour illustrer les atomes, y compris les atomes de carbone. Ils ont aussi appris ce qu'était la périodicité, la capacité de combinaison des éléments et les caractéristiques des éléments communs, y compris le carbone. En 10^e année (S2-2-02), les élèves ont appris à utiliser les structures de Lewis pour illustrer la capacité de combinaison d'un atome de former des liaisons ioniques et covalentes. Les élèves connaîtront la structure d'une liaison covalente triple s'ils ont parlé du gaz d'azote en 10^e année.

Autant que possible, il faut permettre aux élèves de travailler avec des modèles d'atomes grâce auxquels ils pourront voir l'organisation structurale des atomes, à mesure qu'ils construiront des modèles moléculaires d'hydrocarbures. S'il n'y a pas assez de modèles moléculaires pour tous les élèves, il devrait y en avoir au moins un pour que l'enseignant puisse montrer à quoi ressemblent des structures correctes.

La chimie organique est un domaine qui ne cesse de progresser, donc l'accès des élèves à Internet est fortement recommandé afin qu'ils puissent faire des recherches sur les utilisations des produits de la chimie organique ainsi que les enjeux dans ce domaine.

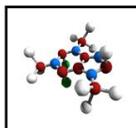


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

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**. 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. Quoi qu'il en soit, les élèves doivent réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 11^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 11^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent s'enseigner pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	La chimie organique	C11-5-01, C11-5-02, C11-0-C1, C11-0-R1	2 h
Bloc B	Les caractéristiques du carbone	C11-5-03, C11-5-04, C11-0-C1, C11-0-R1	1 h
Bloc C	Les alcanes	C11-5-05, C11-5-06, C11-5-07, C11-0-C1, C11-0-R1	2,5 h
Bloc D	Les alcènes	C11-5-08, C11-5-09, C11-5-10, C11-0-C1, C11-0-R1, C11-0-D1	3 h
Bloc E	Les alcynes	C11-5-11, C11-5-12, C11-0-C1, C11-0-R1	2 h
Bloc F	Les hydrocarbures aromatiques	C11-5-13, C11-5-14, C11-0-C1, C11-0-R1	1,5 h
Bloc G	Les alcools	C11-5-15, C11-5-16, C11-0-C1, C11-0-R1	1 h
Bloc H	Les acides carboxyliques	C11-5-17, C11-5-18, C11-0-C1, C11-0-R1	1 h
Bloc I	Les esters	C11-5-19, C11-5-20, C11-5-21, C11-0-C1, C11-0-R1, C11-0-S1, C11-0-S9, C11-0-G1, C11-0-G3	2 h
Bloc J	La polymérisation	C11-5-22, C11-5-23, C11-0-R1, C11-0-R2, C11-0-D1, C11-0-D2	2 h
Bloc K	La chimie organique et les enjeux STSE	C11-5-24, C11-0-D1, C11-0-D2, C11-0-D3, C11-0-D4, C11-0-D5	2 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			21 à 22 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 des manuels scolaires du Manitoba (CMSM).

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie fondamentale, 3^e édition – Chimie générale volume 1*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2009.

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97382)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 – STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97383)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 12 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, TC Média Livre Inc., 2014. (CMSM 98878)

[R] EDWARDS, Lois, et al. *Chimie 12 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, TC Média Livres Inc., 2014. (CMSM 91609)

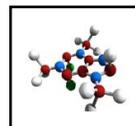
FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)

FLAMAND, Eddy et Jacques BILODEAU. *Chimie organique*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2003. (DREF 547 F577c)

HAYNES, William M., éd. *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 95th Edition*, Boca Raton, CRC Press, 2014. [ressource qui contient beaucoup d'information et de données sur les propriétés des composés chimiques]

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, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 96139)



- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 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, CMSM 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11, CMSM 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 91610)

AUTRES IMPRIMÉS

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

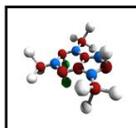
Ça m'intéresse, Prisma Presse, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; beaucoup de contenu STSE; excellentes illustrations]

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, CMSM 96140)

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

SITES WEB

L'actualité. <<http://www.lactualite.com/>> (avril 2013).

Agence Science-Press. <<http://www.sciencepresse.qc.ca/index.html>> (novembre 2000). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

Aliments et nutrition – Les gras trans. <<http://www.hc-sc.gc.ca/fn-an/nutrition/gras-trans-fats/index-fra.php>> (avril 2013).

[R] *Avogadro*. <http://avogadro.openmolecules.net/wiki/Main_Page> (avril 2013). [logiciel gratuit permettant de construire des molécules]

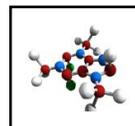
[R] *La chimie.net*. <<http://www.lachimie.net/>> (avril 2013). [site avec beaucoup d'informations et d'exercices]

Chimie organique. <http://www.ping.be/at_home/ch-org1.htm> (avril 2013).

[R] *Des modèles moléculaires virtuels, avec le logiciel Avogadro*. <<http://profgeek.fr/des-modeles-moleculaires-virtuels-avec-le-logiciel-avogadro/>> (avril 2013). [ce blog comprend une courte vidéo expliquant les fonctions majeures du logiciel Avogadro]

[R] *Doit-on bannir les gras trans?* <<http://www.radio-canada.ca/radio/maisonneuve/19112004/42368.shtml>> (avril 2013). [émission traitant des gras trans]

[R] *L'épicerie – Le gras trans*. <<http://www.radio-canada.ca/actualite/lepicerie/docArchives/2003/11/27/enquete.shtml>> (avril 2013). [Émission traitant des gras trans]



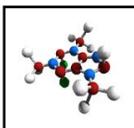
Kekulé et le serpent qui se mord la queue : chimie en vidéo. <<http://attentionalaterre.blogspot.ca/2009/01/kekule-serpent-mort-queue-chimie-video.html>> (avril 2013). [vidéo sur la découverte de la structure du benzène]

La science amusante. <<http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Catégorie:Chimie>> (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/>> (octobre 2000). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

La structure du benzène. <<http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/chimisterie/2001-2002/bolducc.html>> (avril 2013). [biographie de Kekulé et sa découverte de la structure du benzène]

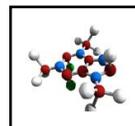
Synthèse d'arôme. <<http://www2.cnrs.fr/jeunes/479.htm>> (avril 2013). [activité de laboratoire sur la synthèse d'esters]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

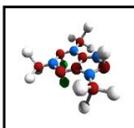
L'élève sera apte à :

- C11-5-01** comparer la chimie organique à la chimie inorganique, entre autres l'apport de Friedrich Wöhler en ce qui concerne le rejet du vitalisme;
RAG : A2, A4, B1, B2
- C11-5-02** relever l'origine et les principales sources des hydrocarbures et d'autres composés organiques, entre autres les sources naturelles et les sources synthétiques;
RAG : A2, A4, B1, B2
- C11-5-03** décrire les caractéristiques structurales du carbone, entre autres les caractéristiques des liaisons de l'atome de carbone dans les hydrocarbures (liaison simple, liaison double, liaison triple);
RAG : D1, D3
- C11-5-04** comparer la structure moléculaire des alcanes, des alcènes et des alcynes, entre autres les tendances relatives au point de fusion et au point d'ébullition des alcanes seulement;
RAG : D1, D3, D5
- C11-5-05** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires des dix premiers alcanes, entre autres la nomenclature de l'UICPA, la formule développée, la formule condensée, la formule moléculaire, la formule générale $C_nH_{(2n+2)}$;
RAG : D3
- C11-5-06** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires d'alcanes ramifiés, entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, les groupes éthyle et méthyle, la nomenclature de l'UICPA;
RAG : D3
- C11-5-07** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires des isomères d'alcanes comptant jusqu'à six atomes de carbone, entre autres la formule condensée;
RAG : D3, E1
- C11-5-08** décrire de façon sommaire la transformation des alcanes en alcènes, et des alcènes en alcanes, entre autres la déshydrogénation/l'hydrogénation, les modèles moléculaires;
RAG : D3, D4, E3



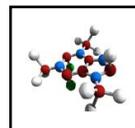
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C11-5-09** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires d'alcènes et d'alcènes ramifiés,
entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, les groupes éthyle et méthyle, la nomenclature de l'UICPA, la formule développée, la formule condensée, la formule moléculaire, la formule générale C_nH_{2n} ;
RAG : D3
- C11-5-10** distinguer les hydrocarbures saturés des hydrocarbures insaturés;
RAG : B3, C8, D3
- C11-5-11** décrire de façon sommaire la transformation des alcènes en alcynes, et des alcynes en alcènes,
entre autres la déshydrogénation/l'hydrogénation, les modèles moléculaires;
RAG : D3, E3
- C11-5-12** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires d'alcynes et d'alcynes ramifiés,
entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, les groupes éthyle et méthyle, la nomenclature de l'UICPA, la formule développée, la formule condensée, la formule moléculaire, la formule générale C_nH_{2n-2} ;
RAG : D1, D3, E3
- C11-5-13** comparer la structure des hydrocarbures aromatiques avec celle des hydrocarbures aliphatiques,
entre autres les modèles moléculaires, les formules condensées;
RAG : A2, A4, B1, D3
- C11-5-14** décrire des utilisations pratiques des hydrocarbures aromatiques,
par exemple les diphényles polychlorés, la caféine, les stéroïdes, les solvants organiques (toluène, xylène);
RAG : A5, B3, B5, E2
- C11-5-15** écrire la formule condensée et le nom d'alcools communs,
entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, la nomenclature de l'UICPA;
RAG : D3
- C11-5-16** décrire des utilisations de l'alcool méthylique (méthanol), de l'alcool éthylique (éthanol) et de l'alcool isopropylique (propan-2-ol);
RAG : B3, D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C11-5-17** écrire la formule condensée et le nom d'acides carboxyliques, entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, la nomenclature de l'UICPA;
RAG : D3
- C11-5-18** décrire des utilisations d'acides carboxyliques communs, *par exemple les acides acétique, ascorbique, citrique, formique, acétylsalicylique (AAS)*;
RAG : B3
- C11-5-19** mener une expérience en laboratoire impliquant la formation d'esters et examiner le processus d'estérification;
RAG : C2, C3, C7, D3
- C11-5-20** écrire la formule condensée et le nom d'esters, entre autres les alcools et les esters comptant jusqu'à six atomes de carbone, la nomenclature de l'UICPA;
RAG : D3
- C11-5-21** décrire des utilisations d'esters communs, *par exemple les phéromones, les saveurs artificielles*;
RAG : D3, D6, E1
- C11-5-22** décrire le processus de polymérisation et nommer d'importants polymères naturels et synthétiques, *par exemple le polyéthylène, le polypropylène, le polystyrène, le Teflon^{MC}*;
RAG : A4, A5, D4, E1, E2
- C11-5-23** décrire l'influence des produits de la chimie organique sur la qualité de la vie, *par exemple les caoutchoucs synthétiques, le nylon, des médicaments, le Teflon^{MC}*;
RAG : A4, A5, B1
- C11-5-24** utiliser le processus de prise de décisions afin d'examiner un enjeu lié à la chimie organique, *par exemple la production de gasohol, les sources d'énergie de remplacement, le recyclage du plastique*.
RAG : B1, B2, B3, B5, C4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

C11-0-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

C11-0-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

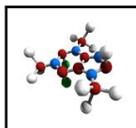
Étude scientifique

C11-0-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

C11-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2

C11-0-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

C11-0-S4 sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2

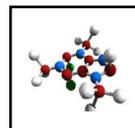


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C11-0-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
- C11-0-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
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en
expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-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

- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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
- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

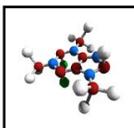
- C11-0-R4** comparer les perspectives et les interprétations proposées par les médias avec celles d'autres sources;
RAG : C2, C4, C5, C8
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public-cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

- C11-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C11-0-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
- C11-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Prise de décisions

- C11-0-D1** identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8
- C11-0-D2** évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles reliées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position;
RAG : B1, C4, C5, C6, C7
- C11-0-D3** reconnaître que les décisions peuvent refléter certaines valeurs, et tenir compte de ses propres valeurs et de celles des autres en prenant une décision,
par exemple être en harmonie avec la nature, générer de la richesse, privilégier la liberté individuelle;
RAG : C4, C5



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C11-0-D4 recommander une option ou identifier sa position en justifiant cette décision;
RAG : C4

C11-0-D5 évaluer le processus utilisé par soi-même ou d'autres pour parvenir à une décision;
RAG : C4, C5

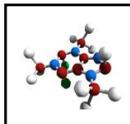
Attitudes

C11-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C4, C5

C11-0-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

C11-0-A3 manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4

C11-0-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 chimie organique

L'élève sera apte à :

- C11-5-01** comparer la chimie organique à la chimie inorganique, entre autres, l'apport de Friedrich Wöhler en ce qui concerne le rejet du vitalisme;
RAG : A2, A4, B1, B2
- C11-5-02** relever l'origine et les principales sources des hydrocarbures et d'autres composés organiques, entre autres les sources naturelles et les sources synthétiques;
RAG : A2, A4, B1, B2
- C11-0-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
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

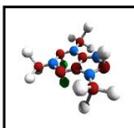
En tête

Inscrire le mot « organique » sur une grande feuille de papier et le mot « inorganique » sur une deuxième feuille. Inviter les élèves à faire une chaîne de graffitis coopératifs (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.16).

Mettre en évidence les préconceptions des élèves et les adresser tout au long du regroupement.

Il se peut que les élèves connaissent de nombreux composés organiques, sans savoir que ceux-ci entrent effectivement dans la catégorie générale des produits « organiques ». Ils diront peut-être que l'expression « produit organique » signifie « produit cultivé sans engrais chimiques ou sans aides chimiques ».

OU



Inviter les élèves à compléter l'activité de ⑩ l'annexe 1, afin de les introduire à certains exemples de composés organiques.

Réponses : 1. Gaz moutarde 2. Caféine 3. Benzène 4. Acétaminophène 5. Nicotine 6. Butane 7. Éthanol 8. Malathion 9. Acide acétique (vinaigre) 10. Formaldéhyde 11. LSD 12. Glucose 13. Thalidomide 14. Méthane 15. Épinéphrine (adrénaline)

En quête

Événement inattendu/Démonstration

Présenter aux élèves comme démonstration la partie II de l'activité de laboratoire décrite à ⑩ l'annexe 11 du regroupement 3. Cette activité porte sur la réaction typique de l'acide sulfurique concentré avec le sucre, réaction qui engendre du carbone solide et un certain nombre d'autres produits toxiques. Il faut faire la démonstration sous une hotte de laboratoire en observant toutes les consignes de sécurité applicables décrites à ⑩ l'annexe 12 du regroupement 3. Avant de procéder, se munir de la fiche de sécurité sur l'acide sulfurique concentré.

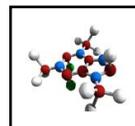
Démonstration

Présenter aux élèves une démonstration d'une réaction de chimioluminescence à partir d'un composé organique, le luminol (voir ⑩ l'annexe 2).

Enseignement direct – histoire de la chimie organique

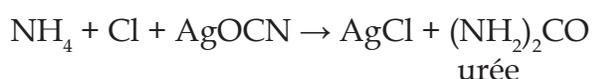
Présenter aux élèves les grandes lignes de l'histoire de la chimie organique. En 1800, la chimie s'était fermement établie parmi les sciences; au cours de la décennie suivante, les scientifiques se sont vivement intéressés à l'étude de la composition des substances et à la manière dont elles pouvaient être modifiées. Par suite de recherches, ils ont commencé à faire la distinction entre deux genres de composés : ceux qui étaient issus de sources végétales ou animales ont été appelés composés organiques, et ceux qui provenaient de constituants minéraux de la Terre ont été appelés « inorganiques ».

Les chimistes connaissaient l'existence de très nombreux composés organiques telles que les teintures, les savons, le vinaigre, le sucre, les parfums, les gommés et le caoutchouc, pour n'en mentionner que quelques-uns, mais ils n'arrivaient pas à expliquer comment tant de composés pouvaient être faits à partir de quelques éléments seulement. Le chimiste suédois Berzelius venait d'expliquer que les composés inorganiques étaient formés d'ions aux charges opposées. Toutefois, cela n'expliquait en rien les composés organiques tels que le C_2H_6 , le C_2H_4 , le C_3H_8 , le C_4H_{10} , etc. Tout le monde savait que le chlore moléculaire (Cl_2) pouvait se substituer à l'hydrogène (H) dans C_2H_6 pour produire C_2Cl_6 . Toutefois, cela signifiait qu'un ion Cl négatif pouvait se substituer à un ion H positif. Cela ne correspondait pas à la notion définie par Berzelius selon que les ions de charges opposées s'attiraient.



Jusqu'alors, on n'avait jamais synthétisé un composé organique à partir de matières inorganiques; par conséquent, de nombreux scientifiques croyaient que les composés organiques se formaient sous l'influence d'une « **force vitale** ». En 1828, Friedrich Wöhler a fait une découverte remarquable à l'Université de Göttingham en Allemagne. Il a essayé de fabriquer du cyanate d'ammonium au moyen d'une réaction de décomposition double, dans une solution de chlorure d'ammonium et de cyanate d'argent. Or, ces deux composés étaient considérés comme étant « inorganiques ».

Cependant, au lieu d'obtenir du cyanate d'ammonium, il a produit des cristaux d'urée, un composé organique!



Au cours des années qui ont suivi cette découverte et après que l'acide acétique et plusieurs autres composés organiques eurent été fabriqués à partir de matières inorganiques, la validité de la « force vitale » a été mise en doute. Avec le temps, de plus en plus de composés organiques ont été synthétisés à partir de matières inorganiques. Il est devenu évident qu'il n'était pas nécessaire que tous les composés organiques soient associés à des organismes vivants. Au milieu des années 1850, on a compris que le facteur commun à tous les composés organiques était le carbone. Maintenant, les chimistes disent simplement que les composés organiques sont ceux qui contiennent du carbone, sauf les oxydes de carbone, les carbonates, les carbures et les cyanures. Ces exceptions, en plus de toutes les autres substances connues, sont dites inorganiques. Trois à quatre millions de composés organiques sont connus tandis que seulement 50 000 composés inorganiques sont connus.

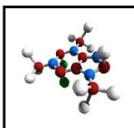
Recherche - l'origine des combustibles fossiles

Inviter les élèves à faire une courte recherche sur l'origine des combustibles fossiles et ses sources majeures.

En sciences 7^e année, les élèves ont étudié la formation des combustibles fossiles.

Beaucoup de manuels contiennent des renseignements sur l'origine des hydrocarbures et sur leurs principales sources. Il faut rappeler aux élèves, à la faveur de la révision, que les hydrocarbures naturels ont résulté de la décomposition d'animaux et de végétaux préhistoriques. Les combustibles hydrocarbonés issus de la compaction de matières organiques sont généralement appelés « combustibles fossiles » ou produits pétroliers. Le mot « pétrole » est dérivé des mots latins « *petra* » et « *oleum* » signifiant respectivement « roche » et « huile ».

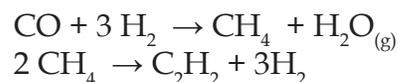
Il convient d'expliquer aux élèves le processus de raffinage du pétrole brut. C'est là un vaste sujet dont l'étude risque facilement de devenir ingérable. Il importe que les élèves connaissent le principe général de la distillation fractionnée et la façon dont on procède au « craquage » du pétrole brut pour en faire des produits pétroliers plus légers et ayant une chaîne moléculaire plus petite.



L'autre catégorie de produits pétroliers comprend ceux qui sont fabriqués par des moyens synthétiques. Les hydrocarbures synthétiques sont construits à partir d'un composé pétrochimique auquel on ajoute des éléments pour créer ainsi des hydrocarbures dont la chaîne moléculaire est plus longue.

De nombreux produits synthétiques sont plus stables à températures plus élevées et sont très insolubles, ce qui en fait d'excellents lubrifiants. Il existe de nombreuses méthodes brevetées pour fabriquer des produits s'assimilant au pétrole. Nous en donnons ici quelques exemples.

- Syntroleum^{MC} est un procédé breveté pour convertir le gaz naturel en des hydrocarbures liquides synthétiques ayant des propriétés des combustibles et des lubrifiants.
- Un brevet russe décrit la production de substances synthétiques. On recourt à un champ statique et à la lumière ultraviolette pour catalyser les réactions suivantes.



L'acétylène réagit avec l'hydrogène pour produire un certain nombre d'hydrocarbures saturés et insaturés qui se transforment en un mélange s'apparentant au pétrole en se condensant.

- La matière extraite des sables bitumineux de l'Alberta s'appelle bitume. Dans le processus d'extraction, on craque le bitume complexe, dont la chaîne moléculaire est plus longue, pour faire du pétrole brut synthétique.

En fin

Inviter les élèves à comparer la chimie organique à la chimie inorganique à l'aide d'un cadre de comparaison (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18 et p. 10.24).

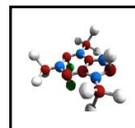
En plus

Inviter les élèves à mener des recherches sur les producteurs mondiaux de pétrole brut et sur leur capacité de production quotidienne en barils de pétrole. Il convient aussi que les élèves fassent des recherches sur la production canadienne de pétrole brut et sur la consommation projetée de pétrole en Amérique du Nord et dans le reste du monde.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à compléter l'activité de  l'annexe 3 afin de différencier les composés organiques des composés inorganiques.



Bloc B : Les caractéristiques du carbone

L'élève sera apte à :

- C11-5-03** décrire les caractéristiques structurales du carbone, entre autres les caractéristiques des liaisons de l'atome de carbone dans les hydrocarbures (liaison simple, liaison double, liaison triple);
RAG : D1, D3
- C11-5-04** comparer la structure moléculaire des alcanes, des alcènes et des alcynes, entre autres les tendances relatives au point de fusion et au point d'ébullition des alcanes seulement;
RAG : D1, D3, D5
- C11-0-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
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques, humaines; différents types d'écrits.
RAG : C2, C4, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

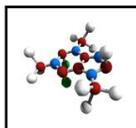
Inviter les élèves à dessiner un modèle de Bohr et un modèle de Lewis pour un atome de carbone.

Leur poser les questions suivantes :

- *Qu'est-ce qu'un électron de valence?*
- *Combien d'électrons de valence a un atome de carbone?*
- *Combien d'électrons sont nécessaires pour remplir sa couche de valence?*
- *Combien d'atomes d'hydrogène peuvent former des liaisons avec un atome de carbone? Dessine la molécule formée.*
- *La liaison entre le carbone et l'hydrogène est-elle ionique ou covalente?*

En sciences de la nature 9^e année, les élèves ont étudié les éléments du tableau périodique. Ils ont aussi dessiné des modèles de Bohr pour illustrer les atomes, y compris les atomes de carbone. Ils ont aussi appris ce qu'était la périodicité, la capacité de combinaison des éléments et les caractéristiques des éléments communs, y compris le carbone. En 10^e année (S2-2-02), les élèves ont appris à utiliser les structures de Lewis pour illustrer la capacité de combinaison d'un atome de former des liaisons ioniques et covalentes.

Il est fort probable que l'on aura abordé en 10^e année (S2-2-07) la synthèse et la décomposition de composés organiques simples tels que le méthane et le propane.

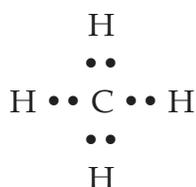


En quête**Enseignement direct – les caractéristiques du carbone**

Rappeler aux élèves qu'en raison de sa position dans le tableau périodique, le carbone a quatre électrons de valence pouvant servir à former des liaisons chimiques. Comme le carbone est un métalloïde, il favorise des liaisons covalentes par le partage de quatre électrons.



Ces quatre électrons de valence se lient facilement à quatre atomes d'hydrogène pour former la molécule organique la plus simple, soit celle du méthane.

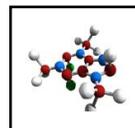


Noter qu'il y a huit électrons autour de l'atome de carbone, ce qui donne un octet complet. Les points doubles qui représentent deux électrons, ou une paire d'électrons, seront désormais remplacés par une seule ligne de liaison covalente. Des renseignements pour l'enseignant sur les caractéristiques structurales du carbone figurent à l'annexe 4.

Démonstration – fabrication du méthane en laboratoire

Il vaut mieux faire cette expérience sous la forme d'une démonstration exécutée par l'enseignant ou par un groupe choisi d'élèves supervisés par l'enseignant.

Mettre environ un gramme d'acétate de sodium anhydre et deux grammes de chaux sodée dans une grande éprouvette et bien mélanger. Introduire un coude de verre dans un bouchon à trous et placer ce dernier sur l'embouchure de l'éprouvette. Fixer un tube de caoutchouc au bout du coude de verre. Remplir une éprouvette avec de l'eau et la recouvrir d'une plaque de verre. En tenant la plaque contre l'embouchure, renverser l'éprouvette dans une cuvette d'eau, enlever la plaque et introduire le bout libre du tube de caoutchouc dans l'embouchure renversée. Chauffer le mélange, et recueillir le gaz par le déplacement d'eau. Si l'on recueille deux éprouvettes de méthane, on peut observer les propriétés physiques et l'inflammabilité du gaz.



Enseignement direct – les liaisons simples, doubles et triples

Expliquer aux élèves que le carbone peut former des liaisons simples, doubles ou triples. Montrer des modèles de tels composés. Inviter les élèves à construire des modèles de composés formés de carbone et d'hydrogène (avec des liaisons simples doubles et triples). Indiquer aux élèves que les composés de carbone et d'hydrogène avec des liaisons simples se nomment alcanes, ceux qui contiennent une ou plusieurs liaisons doubles se nomment alcènes et ceux qui contiennent une ou plusieurs liaisons triples se nomment alcynes. Les hydrocarbures qui contiennent seulement des liaisons simples sont saturés tandis que ceux qui contiennent des liaisons doubles ou triples sont insaturés. Faire le lien avec les graisses et les huiles.

Les élèves connaîtront la structure d'une liaison covalente triple s'ils ont parlé du gaz d'azote en 10^e année. Pour que l'octet demeure stable, les atomes d'azote se partagent trois paires d'électrons (:N ≡ N:).

On peut ensuite établir une relation entre cette structure et une liaison semblable trouvée dans un alcyne. Le premier terme de cette série est l'éthyne, ou ce que l'on appelle communément l'acétylène (CH ≡ CH). Les élèves doivent noter qu'il y a encore quatre liens avec chaque atome de carbone et que l'octet d'électrons est toujours intact.

Expliquer aux élèves qu'il y a plusieurs façons de représenter les composés organiques. Une formule développée montre les liaisons entre tous les atomes. Une formule condensée montre seulement les liaisons entre les atomes de carbone. Un diagramme structural linéaire comprend seulement des tirets représentant les liaisons entre les atomes de carbone (voir *Chimie 11*, p. 541, *Chimie 11-12*, p. 368 ou *Chimie 12 STSE*, p. 16).

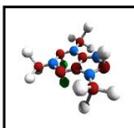
Démonstration – fabrication d'acétylène en laboratoire

Il vaut mieux faire cette expérience sous la forme d'une démonstration exécutée par l'enseignant ou par un groupe choisi d'élèves supervisés par l'enseignant.

Deux grosses éprouvettes sont remplies d'eau et renversées dans une cuve également remplie d'eau. On met dans la cuve un morceau de carbure de calcium, puis on le couvre rapidement avec une des éprouvettes remplies d'eau. On capte le gaz grâce au déplacement d'eau. On peut recueillir plusieurs éprouvettes de gaz de cette façon. Une fois les éprouvettes remplies de gaz, les fermer avec un bouchon et les retirer de la cuve pour faire des tests. Vérifier l'inflammabilité du gaz avec une tige brûlante. Pour la fabrication d'acétylène, la réaction est la suivante :



On mènera une discussion plus approfondie sur les séries d'alcanes, d'alcènes et d'alcynes dans le cadre des résultats d'apprentissage C11-5-05, C11-5-09 et C11-5-12.



Points de fusion et d'ébullition des alcanes

Fournir aux élèves les points d'ébullition et de fusion de divers alcanes (voir le tableau qui suit). Les inviter à noter toute tendance qu'ils remarquent. Les élèves devraient conclure que le point de fusion et le point d'ébullition sont proportionnels à la masse molaire ou à la longueur de la chaîne moléculaire des hydrocarbures. On ne s'attend pas à ce qu'ils mémorisent les données, mais ils doivent se rappeler les tendances générales. Des renseignements pour l'enseignant figurent à l'annexe 5.

Propriétés physiques de quelques alcanes				
Nom	Formule	Point de fusion (°C)	Point d'ébullition (°C)	État
méthane	CH ₄	-183	-164	Gazeux
éthane	C ₂ H ₆	-183	-89	Gazeux
propane	C ₃ H ₈	-190	-45	Gazeux
butane	C ₄ H ₁₀	-138	-0,5	Gazeux
pentane	C ₅ H ₁₂	-130	36	Liquide
hexane	C ₆ H ₁₄	-95	69	Liquide
heptane	C ₇ H ₁₆	-91	98	Liquide
octane	C ₈ H ₁₈	-57	125	Liquide

En fin

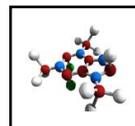
Inviter les élèves à utiliser le procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9 et 10.10) pour représenter les liaisons simples, doubles et triples.

Stratégies d'évaluation suggérées**1**

Inviter les élèves à compléter l'activité de l'annexe 6.

2

Remettre aux élèves une série d'illustrations ou modèles de composés organiques et les inviter à déterminer si ces composés sont possibles (stables) ou non (faire des modèles où le carbone a 5 liaisons, ou 3 liaisons). Inclure des liaisons doubles et triples dans les modèles.



Bloc C : Les alcanes

L'élève sera apte à :

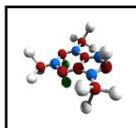
- C11-5-05** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires des dix premiers alcanes, entre autres, la nomenclature de l'UICPA, la formule développée, la formule condensée, la formule moléculaire, la formule générale $C_nH_{(2n+2)}$;
RAG : D3
- C11-5-06** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires d'alcanes ramifiés, entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, les groupes éthyle et méthyle, la nomenclature de l'UICPA;
RAG : D3
- C11-5-07** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires des isomères d'alcanes comptant jusqu'à six atomes de carbone, entre autres la formule condensée;
RAG : D3, E1
- C11-0-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
- C11-0-R1** tirer des informations à partir d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves en posant aux élèves des questions telles que :

- Pourquoi classe-t-on les choses?
- Nommez différents systèmes de classification (différentes façons de classer des objets ou des êtres vivants)
- Que savez-vous au sujet de l'Union internationale de chimie pure et appliquée?



En quête

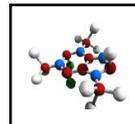
Détermination de la formule générale des alcanes

Donner aux élèves les formules moléculaires développées pour les 10 premiers alcanes et les inviter à déterminer la proportion d'atomes d'hydrogène aux atomes de carbone en remplissant un tableau semblable à celui qui suit.

Nom de l'alcane	Formule moléculaire développée	Nombre d'atomes de carbone	Nombre d'atomes d'hydrogène
méthane	CH ₄		
éthane	CH ₃ CH ₃		
propane	CH ₃ CH ₂ CH ₃		
butane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃		
pentane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃		
hexane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃		
heptane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃		
octane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃		
nonane	CH ₃ CH ₂ CH ₃		
décane	CH ₃ CH ₂ CH ₃		

Poser les questions suivantes aux élèves :

- Que remarquez-vous au sujet du rapport entre le nombre d'atomes de carbone et le nombre d'atomes d'hydrogène en observant ce tableau? (En ce qui a trait au nombre d'atomes d'hydrogène, les élèves devraient remarquer qu'il y a toujours deux fois le nombre d'atomes de carbone plus deux pour chaque alcane)
- D'après vos observations, combien d'atomes d'hydrogène y aurait-il dans un alcane à 11 atomes de carbone? À 20 atomes de carbone? À 50 atomes de carbone? Expliquez comment vous le savez. (24; 42; 102)
- Essayez d'écrire une formule générale pour les alcanes. (C_nH_{2n+2})



Enseignement direct – la nomenclature des alcanes

Présenter aux élèves les règles de nomenclature pour les alcanes (voir *Chimie 11*, p. 546-550, *Chimie 11-12*, p. 366-371 ou *Chimie 12 STSE*, p. 16-18). Les élèves devraient pouvoir nommer les dix premiers alcanes linéaires selon les règles de l'UICPA (Union internationale de chimie pure et appliquée), ainsi que les alcanes ramifiés avec la chaîne principale de jusqu'à 6 atomes de carbone et les isomères d'alcane jusqu'à 6 atomes de carbone.

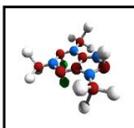
Le système d'appellation des composés organiques de l'UICPA permet aux scientifiques de nommer des molécules ramifiées très complexes. La présente introduction à la chimie organique n'a pas pour objet de surcharger les élèves en leur présentant des structures complexes. Dans l'énoncé du résultat d'apprentissage, on précise qu'il ne faut utiliser que les chaînes moléculaires latérales du méthyle et de l'éthyle avec une chaîne moléculaire principale comptant au maximum six atomes de carbone.

Expliquer qu'il y a d'autres méthodes pour nommer les composés organiques (ex. : le nom commun, le nom dérivé). Cependant, le système de l'UICPA a été adopté pour permettre aux scientifiques de dialoguer au sujet des composés organiques, en employant un vocabulaire commun.

Les règles de nomenclature générales de l'UICPA sont les suivantes :

1. Trouver et nommer la plus longue chaîne moléculaire continue du carbone.
2. Identifier et nommer les groupes liés à cette chaîne.
3. Numérotter les chaînes consécutivement, en commençant par l'extrémité la plus proche d'un groupe substituant.
4. Désigner l'emplacement de chaque substituant avec un nombre et un nom appropriés.
5. Une ancienne règle exigeait que la somme des nombres soit aussi petite que possible. Cependant, en vertu d'une règle relativement nouvelle, il faut utiliser le premier nombre le plus bas; donc, on emploierait 1,1,3- plutôt que 1,2,2- et 1,1,3,4- au lieu de 1,2,2,3-. (Cela s'appliquerait aux groupes fonctionnels, mais non aux alcanes ramifiés, car en désignant un groupe ramifié avec un 1, on allongerait la chaîne moléculaire parente.)
6. Assembler le nom, en énumérant les groupes dans l'ordre alphabétique. Les préfixes di, tri, tétra, etc. que l'on emploie pour désigner plusieurs groupes de la même sorte ne sont pas pris en compte dans l'ordre alphabétique (p. ex. : 3-éthyl-2,2-diméthylpentane).

S'assurer de présenter le concept d'isomérisation aux élèves avant d'aborder leur nomenclature (voir *Chimie 11*, p. 539-540, *Chimie 11-12*, p. 366-367 ou *Chimie 12 STSE*, p. 10-13). Les isomères structuraux sont des composés ayant la même formule moléculaire (C_5H_{12}), mais des formules développées différentes.



Exemples :

pentane $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

méthylbutane
$$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$

diméthylpropane
$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3\text{CCH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$

Les isomères structuraux auront la même masse molaire, mais des propriétés physiques et chimiques différentes.

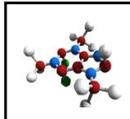
Inviter les élèves à nommer divers composés, à partir de leur formule moléculaire, leur formule moléculaire développée ou leur formule moléculaire condensée.

Construction de modèles moléculaires

Remettre aux équipes de deux élèves un certain nombre de boules d'atome de carbone noir, chacune ayant quatre trous pour les liaisons avec d'autres atomes de carbone. Leur remettre aussi des atomes d'hydrogène blancs ayant un trou pour la liaison avec les atomes de carbone.

Une fois que les élèves ont appris à relier soigneusement les atomes ensemble, leur proposer de construire des molécules de la série des alcanes. Beaucoup d'élèves connaîtront les préfixes latins désignant le nombre d'atomes de carbone : meth, eth, prop, but, pent, hex, hept, oct, non, dec. Inviter les élèves à se servir de la formule générale pour calculer le nombre d'atomes d'hydrogène nécessaires pour un nombre donné d'atomes de carbone.

Autant que possible, il faut permettre aux élèves de travailler avec des modèles d'atomes grâce auxquels ils pourront voir l'organisation structurale des atomes, à mesure qu'ils construiront chaque structure successive dans la série des alcanes. L'utilisation d'autres éléments tels que des guimauves et des cure-dents pour créer la série des alcanes risque de donner aux élèves une fausse impression au sujet de la structure tridimensionnelle réelle. S'il n'y a pas assez de modèles moléculaires pour tous les élèves, il devrait y en avoir au moins un pour que l'enseignant puisse montrer à quoi ressemblent des structures correctes.



La construction de molécules peut aussi se faire à l'aide de logiciels, par exemple *Avogadro*, http://avogadro.openmolecules.net/wiki/Main_Page, qui peut être téléchargé gratuitement et est disponible avec une interface de langue française. Une courte vidéo expliquant les fonctions majeures du logiciel est accessible au site <http://profgeek.fr/des-modeles-moleculaires-virtuels-avec-le-logiciel-avogadro/>.

En fin

Le nombre d'isomères qui sont possibles relativement à une formule moléculaire donnée augmente rapidement en fonction du nombre d'atomes de carbone.

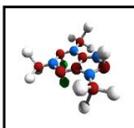
Nombre d'atomes de carbone	Nombre d'isomères
4	2
5	3
6	5
10	75
40	62 491 178 805 831

Proposer aux élèves de dessiner ou construire tous les isomères possibles de l'heptane (C₇H₁₆) (voir *Chimie 11*, p. 542).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

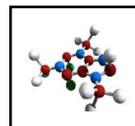
Proposer aux élèves de nommer et dessiner ou construire des alcanes linéaires, des alcanes ramifiés ainsi que des isomères (voir *Chimie 11-12*, p. 372-373 ou *Chimie 12 STSE*, p. 19-21).



Bloc D : Les alcènes

L'élève sera apte à :

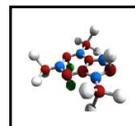
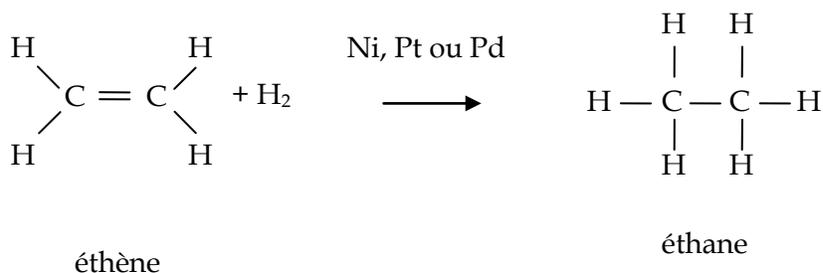
- C11-5-08** décrire de façon sommaire la transformation des alcanes en alcènes, et des alcènes en alcanes,
entre autres, la déshydrogénation/l'hydrogénation, les modèles moléculaires;
RAG : D3, D4, E3
- C11-5-09** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires d'alcènes et d'alcènes ramifiés,
entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, les groupes éthyle et méthyle, la nomenclature de l'UICPA, la formule développée, la formule condensée, la formule moléculaire et la formule générale C_nH_{2n} ;
RAG : D3
- C11-5-10** distinguer les hydrocarbures saturés des hydrocarbures insaturés;
RAG : B3, C8, D3
- C11-0-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
- C11-0-R1** tirer des informations à partir d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-D1** identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes.
RAG : C4, C8



La pyrolyse des alcanes, dans le pétrole, s'appelle « craquage ». Lors du craquage thermique, les alcanes passent tout simplement dans une chambre de réaction à température élevée. Les grandes chaînes moléculaires des alcanes sont converties en molécules plus petites et en hydrogène. Ce procédé produit surtout de l'éthylène (éthène). Comme de l'hydrogène est engendré ou enlevé pendant la réaction, on appelle aussi le procédé « déshydrogénation ». Le craquage à la vapeur est un procédé pendant lequel les hydrocarbures sont dilués avec de la vapeur et portés instantanément à une température de 700 à 900 °C. Ce procédé engendre l'éthylène, le propylène (propène) et un certain nombre de « diènes » importants.

Il est intéressant de constater que le n-butane se déshydrogène en présence d'une haute température et d'un catalyseur pour former un mélange de 1-butène et de 2-butène.

Les alcènes sont convertis en alcanes au moyen d'une réaction moins complexe. On peut ajouter de l'hydrogène à un alcène en présence d'un catalyseur tel que le nickel, le platine ou le palladium. Pour des raisons évidentes, le processus s'appelle « réaction d'addition », et c'est une réaction commune en chimie organique. Rien de surprenant à ce que cette réaction soit aussi appelée « hydrogénation catalytique ».



Détermination de la formule générale des alcènes

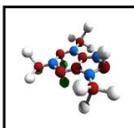
Donner aux élèves les formules moléculaires développées pour les 10 premiers alcènes et les inviter à déterminer la proportion d'atomes d'hydrogène aux atomes de carbone en remplissant un tableau semblable à celui qui suit. Indiquer aux élèves que le premier alcène doit être une molécule avec deux atomes de carbone.

Nom de l'alcène	Formule moléculaire développée	Nombre d'atomes de carbone	Nombre d'atomes d'hydrogène
éthène	CH ₂ CH ₂		
propène	CH ₂ CHCH ₃		
but-1-ène	CH ₂ CHCH ₂ CH ₃		
pent-1-ène	CH ₂ CHCH ₂ CH ₂ CH ₃		
hex-1-ène	CH ₂ CHCH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃		
hept-1-ène	CH ₂ CHCH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃		
oct-1-ène	CH ₂ CHCH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃		
non-1-ène	CH ₂ CHCH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃		
déc-1-ène	CH ₂ CHCH ₂ CH ₃		

Poser les questions suivantes aux élèves :

- *Que remarquez-vous au sujet du rapport entre le nombre d'atomes de carbone et le nombre d'atomes d'hydrogène en observant ce tableau? (les élèves devraient remarquer qu'il y a toujours deux fois plus d'atomes d'hydrogène que d'atomes de carbone)*
- *D'après vos observations, combien d'atomes d'hydrogène y aurait-il dans un alcane à 11 atomes de carbone? À 20 atomes de carbone? À 50 atomes de carbone? Expliquez comment vous le savez. (22; 40; 100)*
- *Essayez d'écrire une formule générale pour les alcanes. (C_nH_{2n})*

Étant donné la formule générale C_nH_{2n}, les élèves devraient comprendre que le nombre d'atomes d'hydrogène est le double de celui des atomes de carbone. En outre, chaque terme de cette série comportera une liaison double.



La nomenclature des alcènes

Présenter aux élèves les règles de nomenclature de l'UICPA pour les alcènes (voir *Chimie 11*, p. 556-557, *Chimie 11-12*, p. 375-376 ou *Chimie 12 STSE*, p. 24-25).

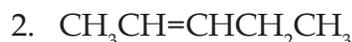
1. La chaîne de carbone principale est la plus longue chaîne continue de carbone qui contient une liaison double. Celle-ci va porter le nom de l'hydrure avec le suffixe « ène ».
2. Cette chaîne principale est numérotée dans le sens où la position du premier carbone qui a une liaison double a le plus petit indice. On place cet indice avant la terminaison « ène », par exemple but-1-ène.
3. Désigner l'emplacement de chaque substituant avec un nombre et un nom appropriés, comme pour les alcanes.

Inviter les élèves à nommer des alcènes.

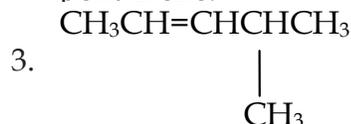
Exemples :



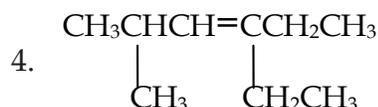
L'alcène est linéaire donc comprend 5 atomes carbones. Il s'agira donc de pentène. La liaison double est sur le premier carbone donc cette molécule se nomme pent-1-ène.



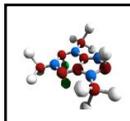
L'alcène est linéaire donc comprend 5 atomes de carbone. Il s'agit à nouveau d'un pentène, mais la liaison double est sur le deuxième atome de carbone, donc cette molécule se nomme pent-2-ène.



La plus longue chaîne comprend 5 atomes de carbone et la liaison double se retrouve sur le deuxième atome de carbone. Le composé est un pent-2-ène. Il y a un groupe méthyle sur le 4^e atome de carbone, donc la molécule se nomme 4-méthylpent-2-ène.



Le texte du résultat d'apprentissage précise qu'il faut utiliser des chaînes moléculaires principales d'au plus six atomes de carbone. Les molécules deviendront suffisamment complexes une fois que les élèves commenceront à ajouter des ramifications. Le texte du RAS limite aussi les chaînes latérales aux groupes méthyle et éthyle. Dans le cours de chimie 11^e année, il ne sert à rien de surcharger les élèves avec des chaînes latérales complexes comme celles de l'isopropyle. Comme les élèves ont déjà appris à ramifier les chaînes latérales des alcanes, les alcènes doivent être plus simples. Il faut informer les élèves que la liaison double est toujours numérotée d'abord, de manière à être désignée par le nombre le plus petit.



La plus longue chaîne qui contient une liaison double a 6 atomes de carbone. La liaison double serait sur le troisième atome de carbone. De plus, il y a un groupe méthyle sur le deuxième atome de carbone et un groupe éthyle sur le quatrième atome de carbone. La molécule se nomme donc 4-éthyl-2-méthylhex-3-ène.

Construction de modèles moléculaires

Proposer aux élèves de construire des modèles moléculaires d'alcènes. Lorsqu'ils arrivent au butène, leur montrer les deux isomères possibles :

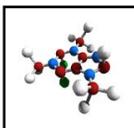


Si les élèves ont compris le concept de la numérotation des alcanes ramifiés, ils comprendront la nécessité de désigner la position de la liaison double et de proposer correctement les noms des deux isomères. Rappelez aux élèves que la numérotation peut commencer à partir de l'une ou l'autre des extrémités de la molécule, de sorte que la structure $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$ est encore celle du but-1-ène.

Enseignement direct – les hydrocarbures saturés et insaturés

Expliquer aux élèves que les hydrocarbures saturés ont un nombre maximal d'atomes d'hydrogène liés à chaque atome de carbone. Les alcanes sont des composés saturés puisqu'ils ont seulement des liaisons simples. Les hydrocarbures qui comprennent des liaisons doubles ou triples comprennent moins d'atomes d'hydrogène que ceux qui ont seulement des liaisons simples. On les nomme des hydrocarbures insaturés. Les hydrocarbures saturés ont tendance à avoir des points de fusion et d'ébullition plus élevés que les hydrocarbures insaturés. Les molécules de gras saturés, par exemple le beurre, sont habituellement solides à la température de la pièce contrairement aux gras insaturés qui sont habituellement liquides.

Les élèves auront sans doute entendu le terme « polyinsaturé » dans le contexte de la nutrition, des régimes alimentaires ou de la santé. Beaucoup devraient avoir entendu la nouvelle expression à la mode fortement utilisée dans les médias : acides gras trans. Il n'est pas nécessaire que les élèves comprennent toutes les complexités des structures cis vs trans des alcènes. Il suffit de dire que les acides gras trans se forment quand les fabricants ajoutent de l'hydrogène aux composés insaturés pour former des structures saturées. Les fabricants ont constaté que l'hydrogénation des huiles végétales comporte de nombreux avantages économiques, dont les suivants : le processus prolonge la durée de conservation, accroît la stabilité des saveurs du produit, solidifie le produit et réduit le risque de rancidité.



En plus

1

Inviter les élèves à faire une recherche sur la pyrolyse du pétrole brut et de se pencher sur les dossiers STSE connexes, par exemple le transport du pétrole par bateau ou pipeline.

2

Inviter les élèves à faire une recherche sur les acides gras trans et la santé des Canadiennes et des Canadiens. Les questions suivantes peuvent servir à entamer une réflexion sur ce thème :

- Comment le secteur manufacturier utilise-t-il les acides gras trans pour vendre ses produits?
- Dans quelle mesure consomme-t-on ces acides gras aujourd'hui?
- L'obésité fait-elle problème actuellement dans la société?
- Y a-t-il une solution au problème de l'obésité?
- Quel effet l'obésité aura-t-elle sur les générations à venir?

Les sites Internet suivants pourraient servir à appuyer cette recherche :

L'actualité. <http://www.lactualite.com/>

Radio-Canada, émission L'épicerie. <http://www.radio-canada.ca/actualite/lepicerie/docArchives/2003/11/27/enquete.shtml>

Radio-Canada, émission Maisonneuve. <http://www.radio-canada.ca/radio/maisonneuve/19112004/42368.shtml>

Aliments et nutrition. http://www.hc-sc.gc.ca/fn-an/nutrition/gras-trans-fats/index_f.html

Stratégies d'évaluation suggérées**1**

Proposer aux élèves de comparer les réactions d'hydrogénation et de déshydrogénation à l'aide d'un cadre de comparaison (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.19).

2

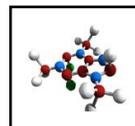
Demander aux élèves de rédiger la formule à partir du nom d'un alcène et, inversement, dessiner la formule développée condensée à partir du nom. Ils doivent aussi pouvoir dessiner et nommer des alcènes ramifiés comportant une chaîne principale d'au plus six atomes de carbone.

3

Demander aux élèves de comparer les hydrocarbures saturés et insaturés à l'aide d'un cadre de comparaison (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.19).

4

Proposer aux élèves de compléter l'activité de ⓐ l'annexe 7.



Bloc E : Les alcynes

L'élève sera apte à :

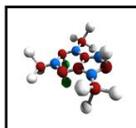
- C11-5-11** décrire de façon sommaire la transformation des alcènes en alcynes, et des alcynes en alcènes,
entre autres la déshydrogénation/l'hydrogénation, les modèles moléculaires;
RAG : D3, E3
- C11-5-12** nommer, dessiner et construire des modèles moléculaires d'alcynes et d'alcynes ramifiés,
entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, les groupes éthyle et méthyle, la nomenclature de l'UICPA, la formule développée, la formule condensée, la formule moléculaire, la formule générale C_nH_{2n-2} ;
RAG : D1, D3, E3
- S3C-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
- S3C-0-R1** tirer des informations à partir d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Inviter les élèves à construire un modèle d'éthène et leur poser les questions suivantes :

- *Que faudrait-il faire pour transformer cette liaison double en liaison triple? (enlever un atome d'hydrogène à chacun des atomes de carbone afin de créer la liaison triple entre les atomes de carbone)*
- *Quel type de molécule est formé? (un alcyne)*
- *Quel nom pourrait-on donner à cette molécule? (éthyne)*

Les élèves connaissent maintenant la structure des alcanes et des alcènes, ainsi que les processus de transformation que sont la déshydrogénation et l'hydrogénation. Ils ont aussi étudié les différences entre la formule moléculaire, la formule développée et la formule développée condensée, ainsi que l'organisation des électrons autour de l'atome de carbone dans les liaisons simples et doubles. Les élèves ont appris ce qu'étaient les alcynes dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-5-04; on a alors fait une brève comparaison pour cerner les différences quant à la structure et aux propriétés physiques relatives.



- Que faudrait-il faire pour retransformer cet alcyne en éthène? (rajouter un atome d'hydrogène à chacun des atomes de carbone)

En quête

Enseignement direct – la transformation des alcènes en alcynes

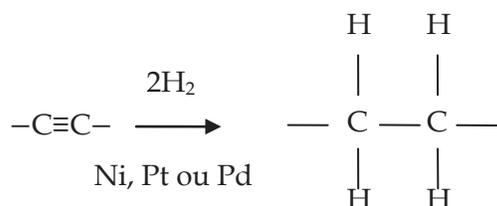
Présenter aux élèves la réaction impliquée dans la transformation d'alcènes en alcynes (déshydrogénation) et la réaction impliquée dans la transformation d'alcynes en alcènes (hydrogénation).

On peut fabriquer l'acétylène (éthyne) en faisant réagir de l'eau avec le carbure de calcium (CaC_2). Ce composé est fabriqué au moyen de la simple réaction de l'oxyde de calcium avec du charbon, à des températures élevées. Une autre synthèse repose sur l'oxydation partielle du méthane à haute température.

Comme c'est le cas de la préparation des alcènes supérieurs, les alcynes supérieurs sont fabriqués par la déshydrohalogénéation des halogénures d'alkyle. Il ne faut pas s'attendre à ce que les élèves mémorisent les transformations, mais plutôt à ce qu'ils se rendent compte de la complexité des composés organiques et de leurs réactions.



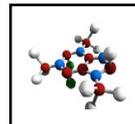
Le processus inverse est beaucoup moins complexe. On peut facilement convertir un alcyne en un alcane.



L'hydrogénation dans des conditions différentes produit un alcène; toutefois, deux formes de l'alcène sont produites, soit les formes cis et trans.

Formule générale des alcènes et construction de modèles moléculaires

Expliquer aux élèves que le premier terme de cette série doit être l'éthyne, molécule à deux atomes de carbone, communément appelé acétylène. Présenter la formule générale $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Les élèves devraient comprendre que le nombre d'atomes d'hydrogène est inférieur de deux à ce qui est le cas d'un alcène. En outre, chaque terme de la série contient une triple liaison.



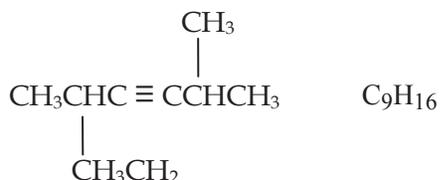
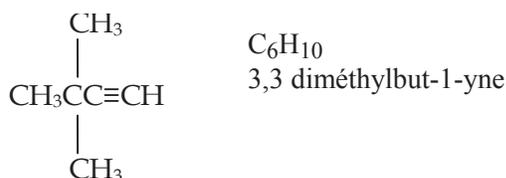
Proposer aux élèves de dessiner la formule développée, de manière à voir plus facilement l'octet de chaque atome de carbone. La liaison triple réduit aussi le nombre d'atomes d'hydrogène liés aux atomes de carbone raccordés à la liaison triple. Les élèves peuvent utiliser des modèles moléculaires pour créer des exemples de molécules dans le contexte de ce résultat d'apprentissage.

En dessinant et en construisant la molécule d'éthyne, de propyne, etc., les élèves percevront la nature de la structure des composés et la position des atomes d'hydrogène autour de la molécule. Quand ils parviendront au butyne, ils comprendront que, comme dans le butène, elle a deux isomères distincts ayant des noms différents.

Les élèves doivent pouvoir nommer les alcynes, y compris les chaînes moléculaires principales comportant six atomes de carbone : éthyne, propyne, butyne, pentyne et hexyne. Les élèves savent déjà ce que sont les alcanes et les alcènes ramifiés, de sorte que le remplacement de la liaison double par une liaison triple ne devrait présenter aucune difficulté, pourvu qu'ils aient soigneusement appris le système d'appellation des alcanes et des alcènes (voir *Chimie 12 STSE*, p. 28-30).

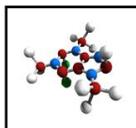
Il n'est pas nécessaire d'aborder la question des composés mélangés à double et à triple liaison, non plus que le concept des diènes, des triènes, des diyynes et des triynes.

Voici quelques exemples pour illustrer la nomenclature des alcynes ramifiés.



Bien sûr, celle-ci est quelque peu trompeuse, car la chaîne parente la plus longue est 7, de sorte que le nom correct est :

2,5-diméthylhept-3-yne.



Indiquer aux élèves que, dans un espace tridimensionnel, les molécules ont une tout autre allure. C'est là un autre argument favorisant l'utilisation par les élèves des modèles moléculaires qui leur permettent de voir concrètement la configuration tridimensionnelle des molécules organiques ramifiées.

En fin

Inviter les élèves à consolider leur compréhension des termes suivants au moyen du procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9 et 10.10, et 10.22) : alcane, alcène, alcyne, hydrogénation, déshydrogénation.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Si une trousse de construction de modèles moléculaires est disponible, une excellente façon de passer en revue les séries homologues d'hydrocarbures étudiées jusqu'ici consiste à organiser un test pratique. Construire diverses molécules dans le laboratoire, et les élèves ont quelques minutes pour identifier la structure de chacune et en écrire le nom correct, avant de passer à la suivante.

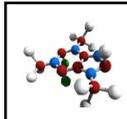
2

Inviter les élèves à donner le nom correct de divers alcynes et alcynes ramifiés, à partir de la formule condensée et, inversement, dessiner une molécule à partir de son nom.

Les renseignements suivants sont destinés à renseigner l'enseignant, mais celui-ci voudra peut-être transmettre une partie de ces données historiques aux élèves.

L'acétylène (éthyne), premier terme de cette nouvelle série homologue d'hydrocarbures, est très important dans les secteurs de la fabrication et de la construction, car on s'en sert dans le soudage oxyacétylénique. D'énormes quantités de ce gaz sont utilisées chaque année. Il est dissous sous pression dans l'acétone contenue dans des bonbonnes, et il est vendu comme combustible de soudage. C'est aussi la matière organique de base pour la synthèse à grande échelle d'un certain nombre d'importants composés organiques, y compris l'acide acétique et divers composés insaturés utilisés dans la fabrication de plastiques et de caoutchouc synthétique.

Edmund Davy a découvert l'acétylène en 1836, et la plupart des recherches ont été menées par Berthelot, mais il a fallu que le chimiste français F.F.H. Moisson invente la fournaise électrique et réussisse à produire du carbure de calcium à grande échelle pour que l'acétylène devienne un important produit chimique industriel. Bon nombre des utilisations synthétiques de l'acétylène sont issues du travail que l'Allemagne a fait avant, pendant et après la Deuxième Guerre mondiale, sous la direction de W. Reppe. Les recherches sur ce composé ont été accélérées parce que l'Allemagne manquait de sources de pétrole brut. Celle-ci espérait pouvoir remplacer le pétrole par ce composé, en tant que combustible. La majeure partie des recherches effectuées ont révolutionné la chimie industrielle de l'acétylène.



Bloc F : Les hydrocarbures aromatiques

L'élève sera apte à :

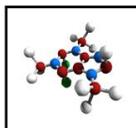
- C11-5-13** comparer la structure des hydrocarbures aromatiques avec celle des hydrocarbures aliphatiques,
entre autres les modèles moléculaires, les formules condensées;
RAG : A2, A4, B1, D3
- C11-5-14** décrire des utilisations pratiques des hydrocarbures aromatiques,
par exemple les diphényles polychlorés, la caféine, les stéroïdes, les solvants organiques (toluène, xylène);
RAG : A5, B3, B5, E2
- C11-0-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
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à développer un schéma conceptuel sur les composés organiques et d'y inclure les termes suivants : *hydrocarbure, saturé, insaturé, chaîne, cycle, alcane, alcène, alcyne.*

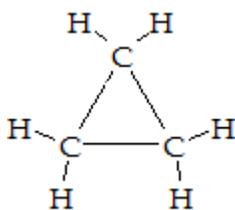
En dehors du fait qu'ils connaîtront le sens non organique du mot « aromatique », les élèves ne sauront probablement pas ce que sont les hydrocarbures aromatiques. Certains élèves concluront peut-être que les substances aromatiques dégagent une odeur forte. En fait, c'est cette description qui, à l'origine, a distingué ces dernières des substances aliphatiques parentes.



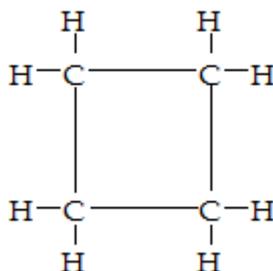
En quête

Enseignement direct – les composés aromatiques

Expliquer aux élèves que le mot « aromatique » a désigné à l'origine l'odeur plaisante de nombreux composés naturels. Le benzène et ses dérivés ont été produits à partir de divers baumes et résines odorants. Le mot « aliphatique » s'appliquait quant à lui aux substances dérivées d'acides gras (*du grec, aleiphatos, qui veut dire « gras »*). Ces noms ont donné lieu à deux branches de la chimie organique, soit celles des substances aliphatiques et des substances aromatiques (voir *Chimie 11*, p. 18-19, *Chimie 11-12*, p. 381-383 ou *Chimie 12 STSE*, p. 35-36).



cyclopropane



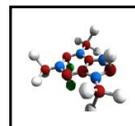
cyclobutane

Le mot « aromatique » est associé au benzène et à ses dérivés, tandis que le terme « aliphatique » désigne essentiellement des composés à chaîne ouverte, exception faite de certains composés aliphatiques cycliques tels que le cyclopropane et le cyclobutane, illustrés ci-haut.

Les composés aliphatiques et aromatiques sont semblables, en ce sens que ce sont des hydrocarbures contenant des atomes d'hydrogène attachés à des atomes de carbone et qu'ils respectent la tétravalence du carbone. Les deux groupes de composés sont généralement inflammables et ils ont des points d'ébullition relativement bas.

Toutefois, les composés de benzène insaturés, mis à part le fait qu'ils ont une structure différente, ne réagissent pas de la même manière que les oléfines aliphatiques.

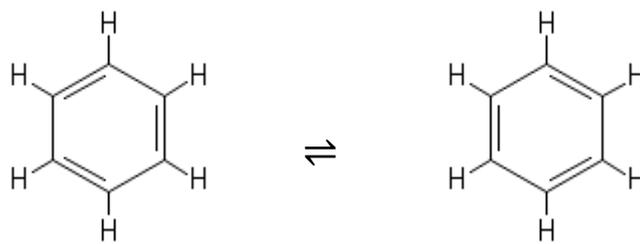
La découverte du benzène et de sa structure a marqué une étape à la fois intéressante et importante dans l'histoire de la chimie organique. Michael Faraday a isolé cette substance remarquable pour la première fois en 1825. Il l'a découverte dans le condensat huileux qui se formait dans les conduites de gaz d'éclairage de Londres, en Angleterre. Faraday a établi sa formule empirique comme étant CH et a appelé la substance « hydrogène carburé ». En 1834, Eilhard Mitscherlich a arrêté la formule moléculaire réelle (C₆H₆), en chauffant de l'acide benzoïque avec de la chaux. La définition de la formule développée de ce composé a présenté un défi beaucoup plus grand que celle d'autres composés organiques. Sa formule moléculaire donnait à penser que c'était une substance insaturée, mais elle ne réagissait pas comme d'autres hydrocarbures insaturés. En fait, elle était remarquablement stable.



Il fallut attendre 1865 pour que le chimiste allemand Kekulé propose une structure qui expliquait le comportement chimique de la substance. Il a proposé une structure hexagonale cyclique de six atomes de carbone avec des liaisons doubles et simples alternées. Chaque atome de carbone n'était lié qu'à un seul atome d'hydrogène.

Après d'autres expériences menées par d'autres scientifiques, Kekulé a modifié sa structure pour tenir compte d'autres éléments d'information. Dans le diagramme, les liaisons doubles se situent entre les atomes de carbone 2 et 3. Il a soutenu que les liaisons doubles oscillaient ou résonnaient entre les atomes de carbone 2 et 1. De même, les autres liaisons doubles résonneraient entre les autres atomes de carbone, comme le diagramme suivant l'illustre.

Ces deux structures d'égale énergie sont appelées « hybrides de résonance ». La structure réelle se situe, croit-on, quelque part entre ces deux structures que l'on peut représenter simplement de la façon suivante :



Structure de Kekulé

On peut simplifier ces diagrammes pour n'en faire qu'un représentant les deux hybrides de résonance.

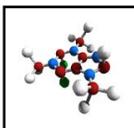
Recherche

Proposer aux élèves de faire des recherches et un compte rendu sur le travail que Kekulé et d'autres scientifiques ont fait pour définir la structure du benzène. Ils pourront ensuite présenter le fruit de leurs recherches sous la forme :

- de comptes rendus écrits;
- d'exposés oraux;
- de tableaux d'information.

En fin

Inviter les élèves à compléter leur schéma conceptuel en y ajoutant les termes : *aliphatique* et *aromatique*.



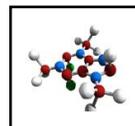
En plus

La découverte du benzène, de sa structure et de ses propriétés uniques a donné naissance à une nouvelle industrie qui s'est consacrée entièrement à la fabrication du benzène et de ses dérivés. En faisant des recherches sur le Web ou en recevant des renseignements de leur enseignant, les élèves prendront rapidement conscience de la toxicité de la majorité des dérivés aromatiques du benzène, même si ce sont des ingrédients essentiels des produits de nylon et de plastique. De nombreux thèmes STSE peuvent faire l'objet d'une discussion en classe ou d'une recherche. Voici un certain nombre de questions pour amorcer la discussion sur l'utilisation et l'élimination des hydrocarbures aromatiques. Ces questions pourraient aussi être étudiées dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-5-24 qui propose aux élèves d'examiner des enjeux liés à la chimie organique.

- Dans quelle mesure le benzène et ses dérivés sont-ils toxiques?
- Quelle est l'importance des plastiques et des produits de caoutchouc synthétique dans notre vie?
- À quel point sont-ils nécessaires?
- À quel point ces solvants toxiques sont-ils nécessaires pour fabriquer les plastiques et les produits de caoutchouc synthétique?
- Où la majorité de ces produits sont-ils fabriqués?
- De quelle main-d'œuvre se sert-on principalement pour fabriquer les produits de plastique?
- Quelles mesures doit-on prendre pour assurer la sécurité des travailleurs dans cette industrie?
- Comment les stéroïdes anabolisants sont-ils utilisés dans la société?
- La caféine cause-t-elle une accoutumance?
- Quels sont les effets négatifs connus de la caféine?
- Comment utilise-t-on les BPC aujourd'hui?
- Quelles mesures de sécurité applique-t-on pour éliminer les BPC?
- Où les déchets toxiques sont-ils entreposés au Canada?
- Où les déchets toxiques sont-ils entreposés au Manitoba?

Stratégies d'évaluation suggérées**1**

Inviter les élèves à comparer les composés aromatiques et les composés aliphatiques à l'aide d'un cadre de comparaison (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18 et p. 10.24).



Bloc G : Les alcools

L'élève sera apte à :

- C11-5-15** écrire la formule condensée et le nom d'alcools communs, entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, la nomenclature de l'UICPA;
RAG : D3
- C11-5-16** décrire des utilisations de l'alcool méthylique (méthanol), de l'alcool éthylique (éthanol) et de l'alcool isopropylique (propan-2-ol);
RAG : B3, D3
- C11-0-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
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

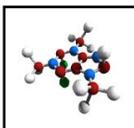
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à faire un remue-méninges sur les alcools. Les questions suivantes pourraient servir à appuyer cette réflexion :

- *C'est quoi un alcool?*
- *Connaissez-vous différents types d'alcool?*
- *À quoi servent ces différents types d'alcools?*

Les élèves devraient connaître les termes méthanol, éthanol et alcool isopropylique. Ils connaissent peut-être même d'autres noms de ces alcools et certaines données sur le processus de fermentation servant à produire l'alcool éthylique (éthanol). Les élèves connaissent déjà les préfixes désignant la longueur des chaînes moléculaires.



En quête**Enseignement direct – les groupes fonctionnels**

Expliquer aux élèves que les groupes fonctionnels sont des atomes ou groupes d'atomes rattachés à une molécule organique et lui donnant des propriétés physiques et chimiques particulières. Le groupe fonctionnel qui caractérise un alcool se nomme le groupe hydroxyle, -OH. S'assurer que les élèves ne mélangent pas ce groupe et l'ion hydroxyde (OH⁻) dans les composés inorganiques. Le groupe hydroxyle est lié de façon covalente à un atome de carbone dans la chaîne principale (voir *Chimie 11-12*, p. 425, *Chimie 12*, p. 25 ou *Chimie 12 STSE*, p. 42).

La nomenclature des alcools

Expliquer aux élèves que plusieurs alcools ont des noms communs, mais que le système de l'UICPA permet aussi de les nommer. Selon ce système, l'alcool est nommé selon le nom de l'hydrure auquel on ajoute le suffixe « ol ». Ce suffixe est précédé d'un indice de position, qui doit être le plus petit possible (voir *Chimie 11-12*, p. 427, *Chimie 12*, p. 26 ou *Chimie 12 STSE*, p. 43-45). S'il y a des ramifications (p. ex. : méthyle), les inclure dans le nom en donnant priorité à la fonction alcool. Il n'est pas nécessaire d'inclure des diols lorsqu'on présente la nomenclature des alcools.

Exemples :

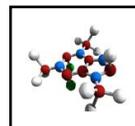
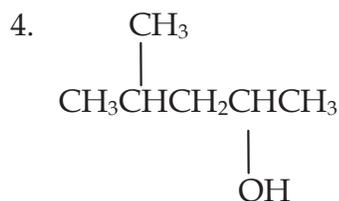
La chaîne principale contient un carbone, donc il s'agit de méthanol (noms communs : alcool méthylique, ou alcool de bois)



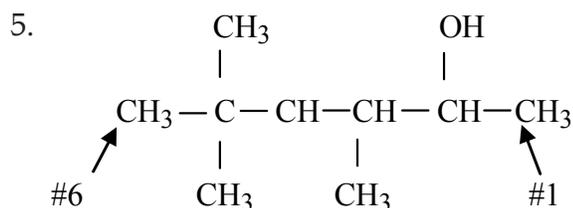
La chaîne contient 2 carbones, donc il s'agit d'éthanol (nom commun : alcool éthylique)



La chaîne principale contient 3 atomes de carbone et le groupe hydroxyle est sur le 2^e atome de carbone, donc il s'agit de propan-2-ol (noms communs : alcool isopropylique ou alcool à friction)



La plus longue chaîne qui contient le groupe hydroxyle comprend 5 atomes de carbone. Il s'agit donc de pentanol. L'indice le plus bas pour le groupe hydroxyle est 2, donc il s'agit de pentan-2-ol. Il y a aussi un groupe méthyle sur le 4^e atome de carbone, donc le nom final pour cette molécule est 4-méthylpentan-2-ol.



La plus longue chaîne qui contient le groupe hydroxyle comprend 6 atomes de carbone. Il s'agit donc d'hexanol. L'indice de position le plus petit pour le groupe hydroxyle est 2. Il y a trois groupes méthyle, donc le nom pour cette molécule est 3, 5, 5-triméthylhexan-2-ol

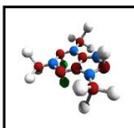
Recherche - utilisation des alcools

Proposer aux élèves de faire une courte recherche sur le méthanol, l'éthanol et le propan-2-ol. La recherche devrait inclure :

- la formule et le nom de l'alcool (nom commun et nomenclature UICPA);
- un modèle moléculaire de l'alcool;
- les applications de l'alcool.

En fin

Proposer aux élèves d'utiliser un procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9, 10.10 et 10.22) pour représenter le groupe fonctionnel des alcools.



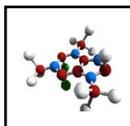
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'écrire les noms d'alcools dont la chaîne principale comporte au plus six atomes de carbone, et d'en dessiner la formule condensée, comme l'indique l'énoncé du résultat d'apprentissage.

2

Évaluer la recherche des élèves en fonction des éléments demandés.



Bloc H : Les acides carboxyliques

L'élève sera apte à :

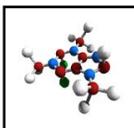
- C11-5-17** écrire la formule condensée et le nom d'acides carboxyliques, entre autres la chaîne principale comptant jusqu'à six atomes de carbone, la nomenclature de l'UICPA;
RAG : D3
- C11-5-18** décrire des utilisations d'acides carboxyliques communs, *par exemple les acides acétique, ascorbique, citrique, formique, acétylsalicylique (AAS)*;
RAG : B3
- C11-0-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
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines.
RAG : C2, C4, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

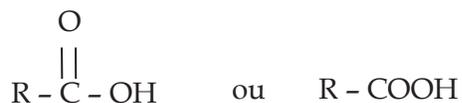
Inviter les élèves à faire un remue-méninges sur les acides carboxyliques. Les questions suivantes pourraient servir à appuyer cette réflexion :

- *C'est quoi un acide carboxylique?*
- *Savez-vous ce qu'est l'acide acétique?*



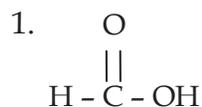
En quête**Enseignement direct - les acides carboxyliques**

Présenter aux élèves la formule générale des acides carboxyliques. Le groupe fonctionnel des acides carboxyliques se nomme groupe carboxyle, qui peut être représenté par :

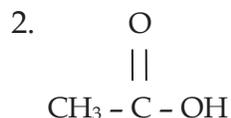


R représente n'importe quel hydrocarbure, un peu comme x peut représenter n'importe quel nombre entier en algèbre.

Tout comme les alcools, les acides carboxyliques ont souvent des noms courants. Selon la nomenclature de l'UICPA, deux éléments font partie du nom. On commence avec le mot acide et ensuite la chaîne parent d'hydrocarbure est nommée en remplaçant la terminaison « e » avec le suffixe « oïque ». Le groupe fonctionnel est toujours lié au premier carbone, donc la numérotation n'est pas nécessaire (voir *Chimie 11-12*, p. 436-438, *Chimie 12*, p. 39-40 ou *Chimie 12 STSE*, p. 57-60).

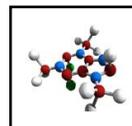
Exemples

Il y a seulement un carbone, donc le nom de cet acide est acide méthanoïque.



Il y a deux atomes de carbone donc le nom de cet acide est acide éthanoïque.

L'enseignant peut donner aux élèves la formule développée condensée des dérivés de l'acide carboxylique proposés dans les exemples cités dans l'énoncé du résultat d'apprentissage (ascorbique, lactique, etc.), mais ne doit pas s'attendre à ce que les élèves mémorisent les formules.



Recherche - utilisation des acides carboxyliques

Proposer aux élèves de faire une courte recherche sur des acides carboxyliques communs, par exemple l'acide méthanoïque (acide formique), l'acide éthanoïque (acide acétique ou vinaigre), l'acide citrique (acide ascorbique), l'acide butanoïque, ou l'acide 2-hydroxypropanoïque (acide lactique). La recherche devrait inclure :

- la formule et le nom de l'acide (nom commun et nomenclature UICPA);
- les applications de l'acide.

Comme les alcools et les acides carboxyliques sont les réactifs quand on produit des esters, il importe que les élèves se familiarisent bien avec ces composés pour comprendre plus clairement l'expérience sur les esters dans le prochain bloc d'enseignement.

Construction de modèles

Tout comme pour les autres familles de composés organiques, on peut ici se servir de modèles atomiques pour faire voir aux élèves la structure tridimensionnelle des acides carboxyliques.

En fin

Inviter les élèves à représenter les acides carboxyliques à l'aide du procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9, 10.10 et 10.22).

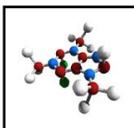
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'écrire les noms d'acides carboxyliques dont la chaîne principale comporte au plus six atomes de carbone, et d'en dessiner la formule condensée.

2

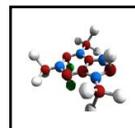
Évaluer la recherche des élèves en fonction des éléments demandés.



Bloc I : Les esters

L'élève sera apte à :

- C11-5-19** mener une expérience en laboratoire impliquant la formation d'esters et examiner le processus d'estérification;
RAG : C2, C3, C7, D3
- C11-5-20** écrire la formule condensée et le nom d'esters, entre autres les alcools et les esters comptant jusqu'à six atomes de carbone, la nomenclature de l'UICPA;
RAG : D3
- C11-5-21** décrire des utilisations d'esters communs, *par exemple les phéromones, les saveurs artificielles;*
RAG : D3, D6, E1
- C11-0-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
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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
- 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



C11-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C11-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés.
RAG : C2, C4, C7

Stratégies d'enseignements suggérées

En tête

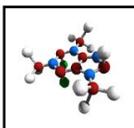
Inviter les élèves à faire une chaîne de graffitis coopératifs (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.16 et 3.17) en se servant des mots clés suivants : *équipement de sécurité, règles de sécurité, SIMDUT*.

En quête

Activité de laboratoire - la formation d'esters

Proposer aux élèves de mener une activité de laboratoire pour préparer des esters (voir ☺ l'annexe 8, *Chimie 11-12*, p. 463, *Chimie 12*, p. 42-43 ou *Chimie 12 STSE*, p. 130-131). L'odeur qu'engendre l'expérience risque d'incommoder certains élèves (et enseignants!). Toutefois, la fiche signalétique au sujet des esters produits précise que les émanations issues de ces derniers n'ont aucun effet nuisible (réponses pour la question 2 de l'annexe 8 : *banane, dissolvant pour vernis, menthe, ananas, rhum, pomme, jasmin*).

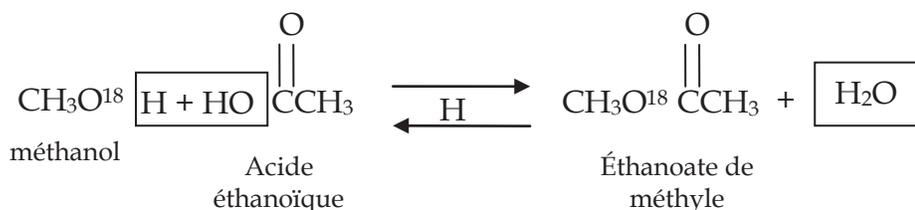
Si la pièce où l'expérience a lieu n'est pas bien ventilée, on recommande fortement de faire cette dernière sous une hotte de laboratoire. Une autre solution consiste à exécuter l'expérience pendant l'été, quand les fenêtres de la classe peuvent être ouvertes pour assurer une bonne ventilation. La réaction, même avec le catalyseur (acide sulfurique concentré), est lente. L'ajout d'une quantité excessive d'alcool fera en général basculer l'équilibre en faveur des produits, ce qui entraînera une production d'esters légèrement meilleure. L'enseignant doit conseiller aux élèves d'amener l'air vers eux avec leurs mains pour diluer l'odeur de la substance dans l'air. Tout enseignant qui a fait cette expérience sait que les odeurs ne sont pas très distinctes. Parmi les esters que l'on peut habituellement identifier, il y a le thé des bois ou le salicylate de méthyle. Comme les esters sont huileux et que leur densité est inférieure à celle de l'eau, on peut les verser délicatement dans de l'eau froide, dans un plat à évaporation, pour mieux en déceler l'odeur.



On ne doit pas exécuter toutes les réactions, car le laboratoire finirait par contenir tellement d'odeurs diverses qu'il serait très difficile de cerner clairement toute différence entre les odeurs. Les élèves disent généralement que les esters produits sentent tous la même chose. Il serait possible d'utiliser différents composés d'une année à l'autre, jusqu'à ce que les résultats soient satisfaisants.

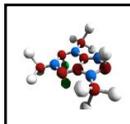
La réaction d'un alcool avec un acide carboxylique produisant un ester est généralement appelée estérification de Fischer. Les réactions de ce genre sont réversibles; en équilibre, une quantité appréciable d'acide et d'alcool n'ayant pas réagi peut être présente, ce qui donne un K_{eq} relativement grand. Compte tenu du principe de Le Châtelier, il faut faire basculer l'équilibre à droite pour produire plus d'esters. Dans le laboratoire de l'école secondaire, on peut faire cela en ajoutant un surplus d'acide carboxylique.

Des recherches faites avec des alcools primaires contenant de l'oxygène isotopique (O^{18}) dans le groupe hydroxyle ont montré que l'oxygène radioactif issu de l'alcool devient partie intégrante de l'ester et non de l'eau. C'est là une utilisation intéressante des traceurs radioactifs pour suivre l'évolution d'une réaction.



La marche à suivre décrite porte sur certaines des structures plus complexes. Les élèves doivent d'abord se familiariser avec les exemples de ce bloc d'apprentissage avant le début de l'expérience; cela les encouragera à lire la procédure et à songer aux mesures de sécurité applicables. Les élèves doivent préparer la cuve d'eau chaude nécessaire pour exécuter la réaction, avant de commencer à utiliser les alcools inflammables. De l'eau très chaude du robinet suffira souvent pour remplir la cuve.

Le tableau de l'annexe 9 présente d'autres réactions entre des alcools et des acides carboxyliques résultant en la formation d'esters.



Enseignement direct – formule des esters et nomenclature

Les réactions provoquées pendant l'expérience en laboratoire ont déjà exposé les élèves à la formule des esters. Les réactions d'estérification montrent aussi aux élèves comment les éléments sont rassemblés pour former un ester. L'enseignant doit donner aux élèves la formule générale des esters.



Expliquer aux élèves la nomenclature des esters (voir *Chimie 11-12*, p. 439-441, *Chimie 12*, p. 44 et 45 ou *Chimie 12 STSE*, p. 61-65). Indiquer aux élèves que, même si l'on a mis l'accent sur la nomenclature de l'UICPA, la désignation des esters comporte souvent aussi les noms communs de l'alcool et de l'acide carboxylique utilisés.

Étape 1 : identifier la partie « acide » et la nommer en remplaçant la terminaison « oïque » en « oate ».

Étape 2 : nommer le reste de la molécule avec la terminaison « yle ».

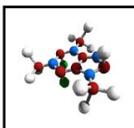
Étape 3 : placer les noms ensemble, les séparant avec la préposition de.

Exemples

La partie « acide » (celle qui contient C=O) a 6 carbones donc est un acide hexanoïque. On change la terminaison pour qu'elle devienne hexanoate. Le reste de la molécule contient 3 carbones alors devient le groupe propyle. Le nom de l'ester est donc *hexanoate de propyle*.



La partie « acide » comprend 5 atomes de carbones (acide pentanoïque) donc devient pentanoate. Le reste de la molécule comprend 1 atome de carbone donc est un groupe nommé méthyle. Le nom de l'ester est donc *pentanoate de méthyle*.



Recherche – utilisation des esters

Proposer aux élèves de mener une courte recherche au sujet d'esters communs et le présenter à la classe. Cette recherche doit inclure :

- les propriétés de l'ester;
- la formule et le nom de l'ester (nom commun s'il y a lieu et la nomenclature IUPAC);
- un modèle moléculaire de l'ester;
- les applications de l'ester.

Lors des présentations, encourager les élèves à compléter un cadre de notes. Indiquer aux élèves qu'ils doivent connaître les 6 premiers composés de chaque groupe fonctionnel.

Cette recherche peut être faite avec les trois groupes fonctionnels, différents groupes d'élèves présentant soit un alcool, un acide carboxylique ou un ester.

Outre l'utilisation évidente, soit le rehaussement des saveurs, de nombreux esters sont des phéromones. Une phéromone est une substance chimique qui transmet des éléments d'information d'un membre d'une espèce à un autre. Dans le cas des insectes, un langage virtuel existe entre les membres d'une même famille. Des phéromones spécifiques ont été détectées et analysées. Elles peuvent servir à diverses fins, par exemple, marquer une piste, avertir du danger, attirer un membre du sexe opposé, ou convoquer une assemblée. L'ester appelé acétate d'isopentyle est en fait la phéromone d'alarme de l'abeille domestique. Les élèves se rappelleront son odeur caractéristique, rappelant celle des bananes, quand ils l'auront préparée dans le laboratoire.

En fin

Proposer aux élèves de participer à un concours de construction de modèles de composés organiques (voir ☺ l'annexe 10).

Stratégies d'évaluation suggérées**1**

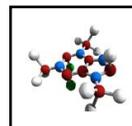
Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir ☺ l'annexe 6 du regroupement 2).

2

Se référer aux ☺ annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

Inviter les élèves à compléter l'exercice de ☺ l'annexe 11.



Bloc J : La polymérisation

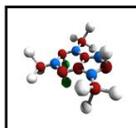
L'élève sera apte à :

- C11-5-22** décrire le processus de polymérisation et nommer d'importants polymères naturels et synthétiques,
par exemple le polyéthylène, le polypropylène, le polystyrène, le Teflon^{MC};
RAG : A4, A5, D4, E1, E2
- C11-5-23** décrire l'influence des produits de la chimie organique sur la qualité de la vie,
par exemple les caoutchoucs synthétiques, le nylon, des médicaments, le Teflon^{MC};
RAG : A4, A5, B1
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-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
- C11-0-D1** identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8
- C11-0-D2** évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles reliées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position, les dilemmes moraux.
RAG : B1, C4, C5, C6, C7

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Proposer aux élèves de mener une activité pour fabriquer un polymère, en mélangeant une solution de 1 g de borate de sodium (Borax) dans 25 mL d'eau avec 4 g d'alcool polyvinyle dissout dans 25 mL d'eau chaude. On peut ajouter du colorant alimentaire à la solution d'alcool polyvinyle. Inviter les élèves à comparer les propriétés avant et après la réaction (voir *Chimie 11*, p. 535 ou *Chimie 12 STSE*, p. 132-133 pour une activité semblable).



En quête**Enseignement direct – les polymères**

Expliquer aux élèves qu'un polymère est une très longue molécule formée par l'union de plus petites unités appelées monomères (voir *Chimie 11-12*, p. 445, *Chimie 12*, p. 81 ou *Chimie 12 STSE*, p. 116). Plusieurs des composés synthétiques qu'on utilise sont des polymères, par exemple le nylon, les plastiques, les adhésifs et la gomme à mâcher. Il existe aussi des polymères naturels tels que les molécules biologiques (l'amidon, les protéines, la cellulose, l'ADN, l'ARN et les graisses).

Les chimistes classent les polymères en plusieurs grandes catégories, tout dépendant de la façon dont ils sont préparés.

Les polymères d'addition

Les polymères d'addition (voir *Chimie 11-12*, p. 445-448, *Chimie 12*, p. 82 ou *Chimie 12 STSE*, p. 117-118) sont formés par une réaction dans laquelle des monomères s'ajoutent les uns aux autres pour former un polymère à longue chaîne. Le monomère contient d'habitude une double liaison carbone-carbone. Le polyéthylène, le polypropylène, le Teflon^{MC}, l'orlon et les caoutchoucs synthétiques sont des exemples de produits polymériques formés de cette façon.

Les polymères de condensation

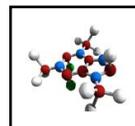
Les polymères de condensation sont formés par des réactions éliminant des petits groupements fonctionnels (p. ex. eau, ammoniac, chlorure d'hydrogène) de monomères différents (voir *Chimie 11-12*, p. 449, *Chimie 12*, p. 83 ou *Chimie 12 STSE*, p. 119-120). Les monomères se lient ensuite ensemble. Des exemples connus de polymères de condensation sont le nylon, le dacron et le polyuréthane.

Les polymères réticulés

Les polymères réticulés sont formés par l'union de longues chaînes en structures tridimensionnelles gigantesques et très rigides. Les polymères formés par les réactions d'addition et de condensation peuvent être modifiés par réticulation. Exemples connus de polymères réticulés : le bakalite^{MC}, le caoutchouc et les résines de fibre de verre. La réticulation des polymères les rend plus rigides, mais cela les rend très difficiles à recycler.

Démonstration – polyacrylate de sodium

Un polymère plutôt inhabituel se trouve dans les couches jetables. Ce polymère granuleux est le polyacrylate de sodium (Waterloc^{MC}). Ce solide absorbe environ 100 fois plus d'eau que son propre poids. On peut exécuter plusieurs tours de « magie » avec cette substance et quelques tasses de carton à intérieur blanc.



Placer environ 0,25 g de polyacrylate de sodium au fond d'une des tasses. Ajouter quelques gouttes d'eau pour faire adhérer la poudre au fond de la tasse. Prendre un verre d'eau et proposer aux élèves de participer au jeu des gobelets, en faisant attention de verser l'eau dans chacune des tasses, SAUF dans celle contenant la poudre. Mélanger les tasses, puis demander aux élèves de deviner où l'eau se trouve. Après avoir fait cela plusieurs fois, verser l'eau dans la tasse contenant la poudre. Attendre quelques minutes, puis inverser la tasse. Le polyacrylate de sodium aura absorbé toute l'eau, et la tasse paraîtra vide! (L'enseignant devra s'exercer quelques fois pour trouver la bonne quantité d'eau et de poudre, de manière que toute l'eau soit absorbée.)

Recherche - les produits de la chimie organique

Proposer aux élèves de mener une recherche sur un composé organique de leur choix. Leur demander de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p. ex. : exposé oral, brochure informative, affiche). Peu importe la méthode choisie, le travail des élèves devrait contenir les renseignements suivants :

- nom et description du composé organique;
- utilisations du composé organique;
- effets positifs et négatifs sur la qualité de vie.

Les élèves devraient comprendre que des améliorations remarquables ont accompagné les progrès de l'être humain, MAIS aux dépens de l'environnement. La discussion de cette question doit mener les élèves au prochain résultat d'apprentissage, axé expressément sur les sciences, la technologie, la société et l'environnement (STSE).

En fin

1

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

- *En quoi votre vie serait-elle différente si les composés organiques synthétiques tels que le nylon ou le Téflon n'existaient pas?*

2

Inviter les élèves à compléter un mot mystère pour revoir le vocabulaire lié à la chimie organique (voir @ l'annexe 12). Le corrigé figure à @ l'annexe 13.

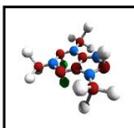
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Évaluer la recherche des élèves selon les critères établis.

2

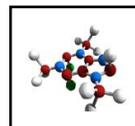
Demander aux élèves de préparer un cadre sommaire de concept pour décrire les polymères (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23-11.25)



Bloc K : La chimie organique et les enjeux STSE

L'élève sera apte à :

- C11-5-24** utiliser le processus de prise de décisions afin d'examiner un enjeu lié à la chimie organique,
par exemple la production de gasohol, les sources d'énergie de remplacement, le recyclage du plastique;
RAG : B1, B2, B3, B5, C4
- C11-0-D1** identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8
- C11-0-D2** évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles reliées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position, les dilemmes moraux;
RAG : B1, C4, C5, C6, C7
- C11-0-D3** reconnaître que les décisions peuvent refléter certaines valeurs, et tenir compte de ses propres valeurs et de celles des autres en prenant une décision,
par exemple être en harmonie avec la nature, générer de la richesse, privilégier la liberté individuelle;
RAG : C4, C5
- C11-0-D4** recommander une option ou identifier sa position en justifiant cette décision;
RAG : C4
- C11-0-D5** évaluer le processus utilisé par soi-même ou d'autres pour parvenir à une décision.
RAG : C4, C5



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Pour activer les connaissances antérieures des élèves en ce qui concerne le processus de prise de décisions, les inviter à discuter des projets qu'ils ont entrepris en 9^e ou en 10^e année :

- *Quels enjeux STSE avez-vous abordés?*
- *Quels étaient les intervenants concernés?*
- *Combien d'options avez-vous élaborées?*
- *Quelle option avez-vous finalement adoptée? Pourquoi?*
- *Quels sont vos meilleurs souvenirs du processus de prise de décisions?*
- *Quels ont été les moments les plus frustrants?*

Le modèle de prise de décisions a été présenté aux élèves dans le cours de sciences de la nature de la 9^e et de la 10^e année. Les élèves ont analysé des enjeux STSE en appliquant ce modèle. Les élèves sont censés connaître ce dernier, mais il serait utile, avant d'entreprendre la présente partie du cours, de le revoir rapidement.

Discuter de la nature des enjeux STSE. Amener les élèves à comprendre qu'un enjeu est une situation à l'égard de laquelle on doit prendre une décision d'ordre social, économique ou environnemental, et qu'il y a toujours plus d'une option. Les enjeux sont habituellement formulés à l'aide d'expressions telles que :

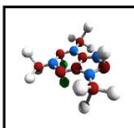
- Devrait-on...
- Doit-on...
- Faut-il...

En quête

Pour amorcer le processus de prise de décisions, inviter les élèves à relever des enjeux ayant trait à la chimie organique. Cerner chacun des enjeux en formulant une question qui touche de près l'environnement, la société ou l'économie, par exemple :

- *Le gouvernement manitobain devrait-il subventionner la production de gasohol?*
- *Devrait-on continuer le développement du champ d'Hibernia situé au large des Grands Bancs de Terre-Neuve?*
- *Devrait-on continuer l'exploitation des sables bitumineux au nord de l'Alberta?*
- *Devrait-on imposer des taxes plus élevées afin d'assurer le recyclage de plastiques?*
- *Devrait-on bannir l'utilisation de pesticides pour les gazons ou pour contrôler les insectes nuisibles tels que les maringouins?*

Inviter les élèves à entreprendre un projet dans lequel ils aborderont un enjeu particulier lié à l'utilisation des produits chimiques organiques dans notre société en passant par les étapes du processus de prise de décisions. Présenter une liste d'exigences aux élèves et leur fournir une



grille d'accompagnement (voir @ l'annexe 14 pour des informations sur le processus de prise de décision). Avec les élèves, décider si la classe examinera plusieurs questions ou une seule.

Les élèves peuvent présenter ces opinions variées, en adoptant plusieurs méthodes :

- un débat;
- une affiche;
- une argumentation comme celles faites devant un tribunal;
- un jeu de rôle;
- un exposé multimédia;
- une lettre;
- un article de journal.

Une fois les arguments présentés, les élèves appliquent le processus de prise de décision pour en venir à un consensus. On pourrait aussi organiser un scrutin à l'échelle de la classe ou auprès de tous les élèves de l'année en question.

En fin

1

Inviter les élèves à compléter une auto-évaluation de leur travail de groupe à l'aide de @ l'annexe 15.

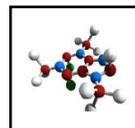
2

Inviter les élèves à ajouter, dans leur carnet scientifique, une inscription résumant leur opinion sur la décision de la majorité et sur celle de la minorité. Qui avait raison et qu'arrivera-t-il si un compromis s'impose pour régler les questions?

Stratégies d'évaluation suggérées

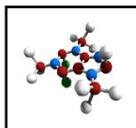
1

Le type d'évaluation utilisée variera selon l'approche adoptée, mais l'évaluation devrait mettre l'accent sur la capacité de l'élève à démontrer les habiletés indiquées dans le regroupement 0.



LISTE DES ANNEXES

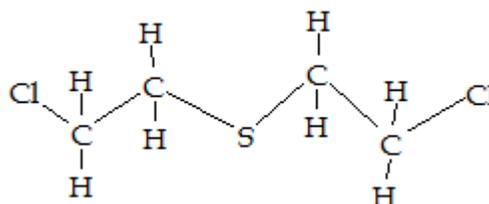
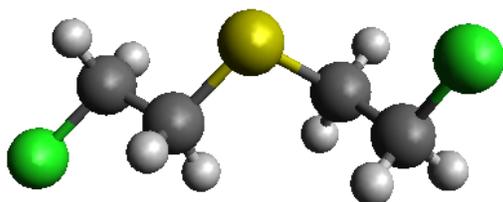
ANNEXE 1 : Qui suis-je? – Une introduction aux composés organiques.....	5.63
ANNEXE 2 : Démonstration – Réaction du luminol.....	5.71
ANNEXE 3 : Organique ou inorganique?.....	5.74
ANNEXE 4 : Les caractéristiques structurales du carbone – Renseignements pour l’enseignant.....	5.75
ANNEXE 5 : Les alcanes – Renseignements pour l’enseignants.....	5.76
ANNEXE 6 : Tendances chez les points de fusion et d’ébullition des alcanes.....	5.80
ANNEXE 7 : Les hydrocarbures saturés et insaturés.....	5.83
ANNEXE 8 : Expérience – La formation d’esters.....	5.85
ANNEXE 9 : Exemples de réactions produisant des esters.....	5.87
ANNEXE 10 : Concours de construction de modèle organique.....	5.88
ANNEXE 11 : Les esters.....	5.89
ANNEXE 12 : Grille de mots croisés – La chimie organique.....	5.90
ANNEXE 13 : Grille de mots croisés – Corrigé.....	5.93
ANNEXE 14 : Le processus de prise de décisions.....	5.94
ANNEXE 15 : Évaluation – Processus de collaboration.....	5.95



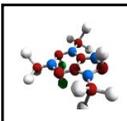
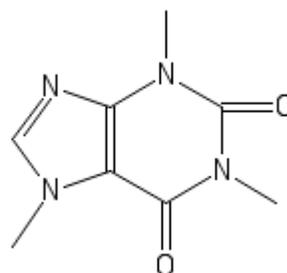
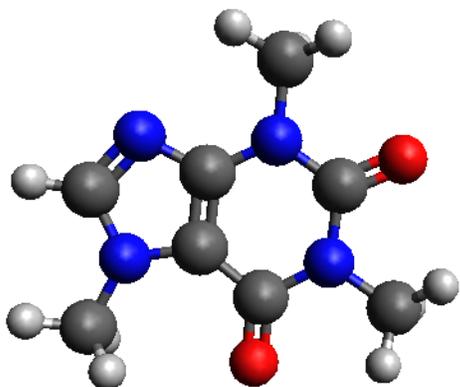
ANNEXE 1 : Qui suis-je? – Une introduction aux composés organiques*

À partir de la liste présentée à la fin de cette activité, choisis le composé chimique qui représente le mieux chacune des descriptions suivantes. Toutes les substances décrites sont des composés organiques.

1. Je suis un agent de guerre chimique utilisé durant la Première Guerre mondiale, qui cause de grosses ampoules au contact avec la peau. Ma formule chimique est $C_4H_8Cl_2S$ et ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

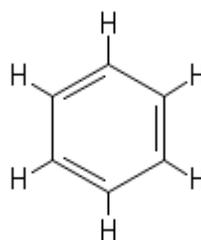
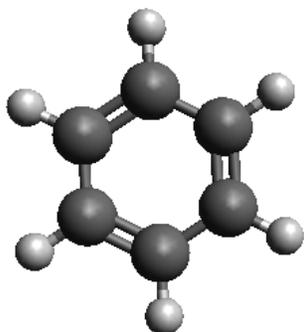


2. J'agis comme stimulant du système nerveux central, diminuant la fatigue et augmentant l'attention de façon temporaire. On peut me trouver dans une tasse de café et ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

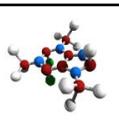
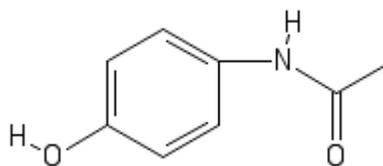
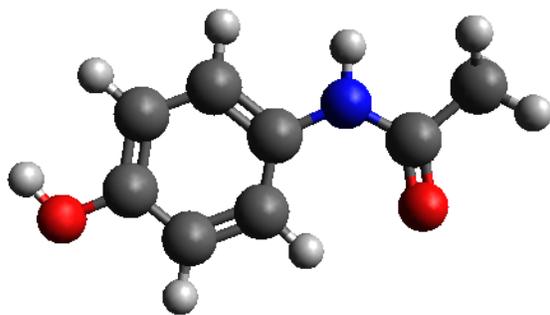


ANNEXE 1 : Qui suis-je? – Une introduction aux composés organiques* (suite)

3. Je suis un composé organique cancérigène avec la formule chimique C_6H_6 . Je suis un solvant industriel important et un précurseur pour la production de plastiques, de caoutchouc synthétique et de colorants. Je suis un liquide incolore, inflammable et j'ai une odeur sucrée. On peut me représenter à l'aide de l'une ou l'autre des structures suivantes. Qui suis-je?

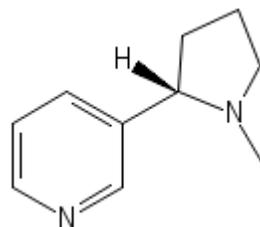
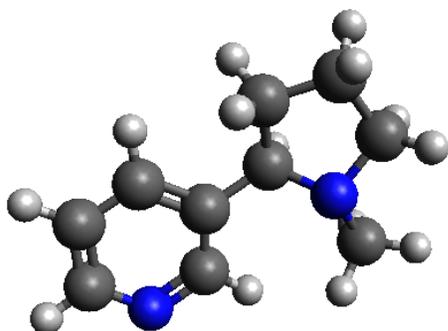


4. Je suis un des ingrédients majeurs dans le Tylenol^{MC}. On m'utilise pour soulager les fièvres, les maux de tête ou autres douleurs. Ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

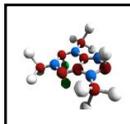
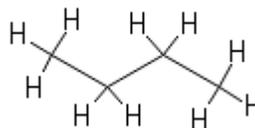
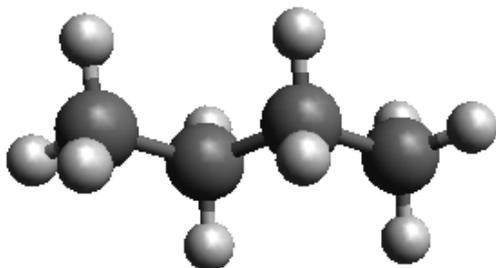


ANNEXE 1 : Qui suis-je? – Une introduction aux composés organiques* (suite)

5. Je suis un alcaloïde qu'on retrouve dans les plantes de tabac et de coca. À de faibles concentrations, j'agis comme stimulant chez les mammifères. Je suis un des principaux facteurs causant la dépendance physique au tabagisme. Ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

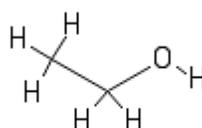
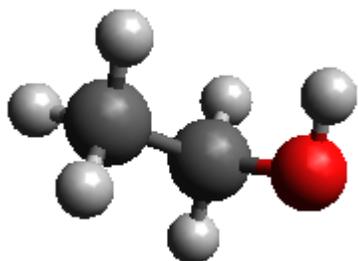


6. Je suis un gaz inflammable, incolore, inodore qui est facilement liquéfié. On me retrouve souvent dans les briquets. J'ai un point d'ébullition peu élevé, donc lorsqu'on fait activer la roulette, je me vaporise et je m'enflamme facilement. Ma réaction de combustion avec l'oxygène produit du CO_2 et du H_2O . Ma formule chimique est C_4H_{10} et ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

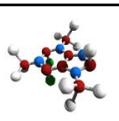
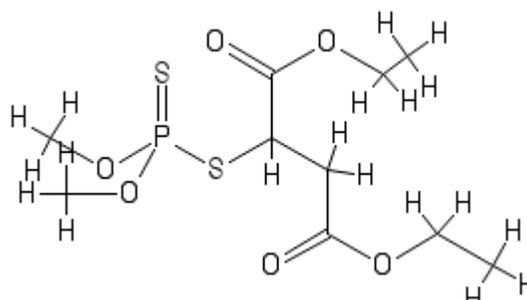
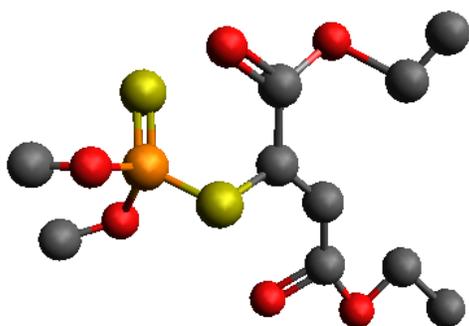


ANNEXE 1 : Qui suis-je? – Une introduction aux composés organiques* (suite)

7. Je suis l'agent intoxicant dans les boissons alcoolisées. On m'utilise beaucoup comme solvant pour des substances qui seront utilisées pour la consommation humaine ou comme produit à appliquer sur la peau, par exemple des parfums, des saveurs, des colorants et des médicaments. Je suis produit de façon synthétique par l'hydratation de l'éthylène ou par moyen biologique, en faisant fermenter des sucres avec de la levure. Ma formule chimique est C_2H_5OH et ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

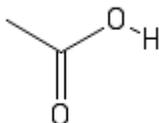
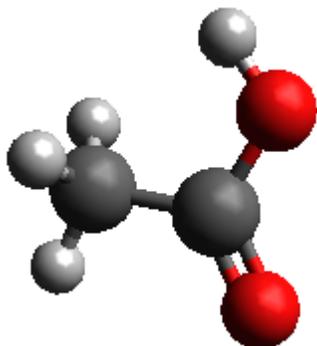


8. Je suis un insecticide organophosphaté à toxicité relativement basse pour les humains. J'empoisonne et je tue les moustiques, mais mon utilisation est controversée. On m'utilise aussi comme traitement contre les poux de tête, les poux de corps et la gale. Ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

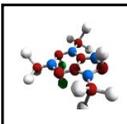
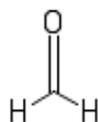
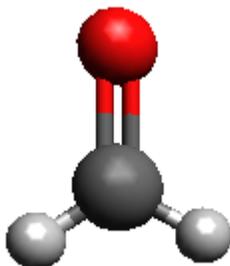


ANNEXE 1 : Qui suis-je? – Une introduction aux composés organiques* (suite)

9. J'ai un goût aigre et une odeur piquante. Je suis corrosif et ma vapeur peut causer une irritation aux yeux, au nez et à la gorge, ainsi qu'une congestion des poumons. Malgré ceci, plusieurs m'ajoutent en forme diluée sur leurs frites. Ma formule chimique est CH_3COOH et ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

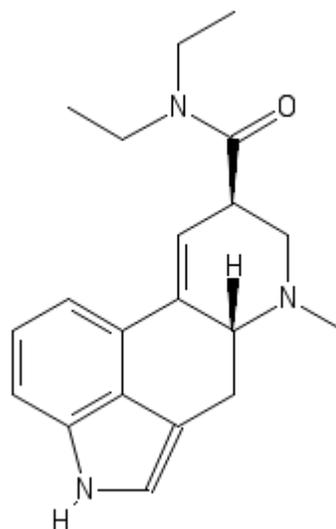
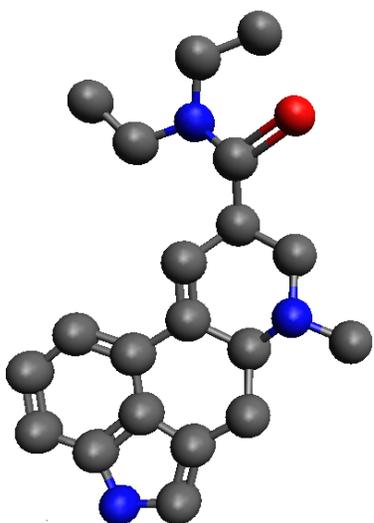


10. Je suis produit à partir de l'oxydation catalytique du méthanol. On m'utilise lors du processus d'embaumement pour désinfecter et préserver les restes humains de façon temporaire. Je suis aussi utile comme désinfectant puisque je tue la plupart des bactéries et des moisissures. J'agis aussi parfois comme agent de conservation dans les vaccins. Ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

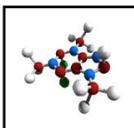
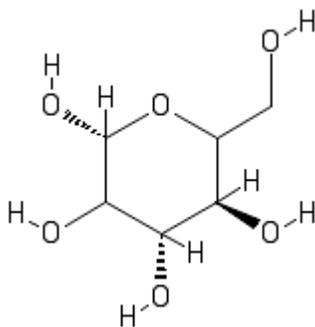


ANNEXE 1 : Qui suis-je? – Une introduction aux composés organiques* (suite)

11. Je suis une drogue psychédélique semi-synthétique. On me consomme (de façon illégale) comme drogue à usage récréatif. Les gens qui me consomment peuvent subir des symptômes physiques tels que des contractions utérines, l'hypothermie, la fièvre, des taux élevés de glucose sanguin, la chair de poule, une augmentation du rythme cardiaque, l'action de serrer les dents, la transpiration, la dilatation des pupilles, la production de salive, la production de mucus, l'insomnie, la paresthésie, l'euphorie, la surréflexivité, des tremblements et la synesthésie. La plupart des usagers disent qu'ils ressentent un engourdissement, un affaiblissement et la nausée. Ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

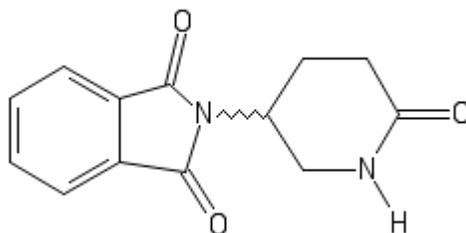


12. Je suis un monosaccharide et j'ai un goût sucré agréable. Les cellules se servent de moi comme source d'énergie. Je suis un des produits majeurs de la photosynthèse. Ma formule chimique est $C_6H_{12}O_6$ et ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

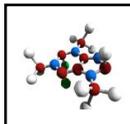
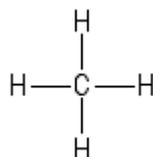
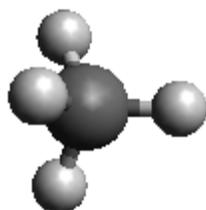


ANNEXE 1 : Qui suis-je? – Une introduction aux composés organiques* (suite)

13. Vers la fin des années 1950, on me prescrivait aux femmes enceintes pour combattre la nausée et pour les aider à mieux dormir. Ma prescription a eu des conséquences sérieuses, car environ 10 000 enfants de ces femmes sont nés avec des malformations importantes. Aujourd'hui, on m'utilise comme anti-inflammatoire et comme traitement pour des conditions cutanées douloureuses associées à la lèpre. Ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

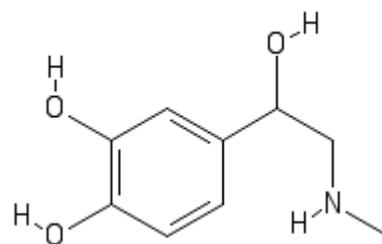
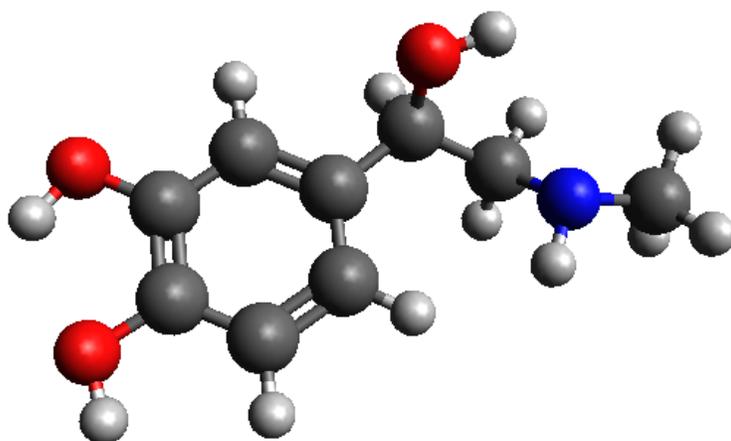


14. Je suis un gaz à effet de serre qui a un grand potentiel pour le réchauffement de la planète. Je suis l'alcane le plus simple et le composant principal du gaz naturel. Je suis incolore et inodore, mais on me mélange souvent à un produit odorant comme mesure de sécurité. Je suis non toxique, mais très inflammable. Je **peux aussi** former des mélanges explosifs avec l'air. Ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?



ANNEXE 1 : Qui suis-je? – Une introduction aux composés organiques* (suite)

15. On me nomme souvent l'hormone de la réaction de combat ou de fuite et je joue un rôle important dans la réaction à court terme au stress. Les glandes surrénales me libèrent lorsque le corps réagit au stress. Lorsque je suis sécrété dans le sang, je prépare le corps pour agir dans une situation d'urgence. J'augmente l'apport d'oxygène et de glucose au cerveau et aux muscles, tout en inhibant des processus corporels qui se déroulent lorsque le corps est au repos (surtout la digestion). Je suis aussi utilisé dans les EpiPen^{MC}. Ma structure chimique est présentée ci-dessous. Qui suis-je?

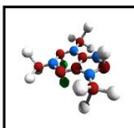


Source des molécules à 3 dimensions : Avogadro, <http://avogadro.openmolecules.net/>, version 1.0.3

Liste des composés :

butane	éthanol
Acide ascorbique	épinéphrine (adrénaline)
formaldéhyde	LSD
AAS (acide acétylsalicylique)	caféine
méthane	malathion
diméthoxane	glucose
thalidomide	octane
gaz moutarde	benzène
acide acétique (vinaigre)	acétaminophène
nicotine	alcool isopropylique

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, «Organic Compounds - C11-5-01 », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 14 mai 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 2 : Démonstration – Réaction du luminol*

La première mention écrite des réactions de chimiluminescence a été faite par Aristote (384-322 A.J.-C.) qui observa des émissions faibles à partir de poissons et champignons morts.

Introduction

La chimiluminescence est un processus où l'énergie d'une réaction chimique est libérée sous forme de lumière, sans la participation de chaleur ou d'une flamme. Ce processus ressemble à la fluorescence (p. ex. les enseignes lumineuses au néon), la phosphorescence (les jouets qui brillent dans le noir) ou l'incandescence (les ampoules), mais ressemble le plus à la bioluminescence. L'exemple le plus courant de ce processus est la bioluminescence de la luciole.

La luciole présente le système de bioluminescence le plus efficace découvert jusqu'à ce jour. Il produit 88 photons de lumière pour chaque 100 molécules de réactif, résultant en un taux d'efficacité de 88 %! La recherche moderne sur les phénomènes de chimiluminescence a mené à la découverte d'une douzaine de réactions chimiques produisant de la lumière, mais la plupart ont un taux d'efficacité de seulement environ 1 %. Aux fins de comparaison, une ampoule a une efficacité d'environ 10 % lorsqu'elle convertit de l'énergie électrique en lumière, le reste de l'énergie produisant de la chaleur.

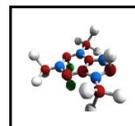
L'importance majeure de ce type de réaction est l'absence de chaleur. De l'énergie lumineuse est produite directement à partir d'une réaction chimique sans passer par un stade intermédiaire impliquant la chaleur. Les produits de la chimiluminescence ne se réchauffent jamais et sont ininflammables. Cela explique pourquoi les scientifiques voudraient bien copier la luciole!

Applications de la chimiluminescence :

- L'industrie pharmaceutique (analyse et contrôle de qualité)
- La science en milieu clinique
- L'industrie d'oxyde d'aluminium
- La criminalistique (le luminol est utilisé pour l'analyse des lieux d'un crime en permettant de déceler des traces de sang en réagissant avec les ions fer des globules rouges)
- La détection de photoactivité dans l'eau à partir de sa concentration en H_2O_2
- La détection de monoxyde d'azote chez les patients souffrant d'asthme
- La chromatographie liquide à haute performance (CLHP)

Réaction de chimiluminescence

Éteindre les lumières et observer la production d'une lumière bleue lorsque deux solutions froides sont mélangées.



ANNEXE 2 : Démonstration – Réaction du luminol* (suite)

Matériel

- 0,05 g de luminol (composé organique)
- 100 mL de solution d'hydroxyde de sodium 1,0 mol/L
- 100 mL de solution d'hypochlorite de sodium, 0,5 % (produite en diluant 10 mL d'une solution d'hypochlorite de sodium 5 % avec 100 mL d'eau distillée ou en diluant de l'eau de Javel 1:10 avec de l'eau distillée)
- cylindre gradué de 100 mL
- 2 béchers de 250 mL
- 1 bécher de 500 mL
- bain de glace (assez grand pour y placer les deux solutions)
- balance

Mise en garde

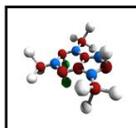
La solution de luminol/hydroxyde de sodium est corrosive et peut brûler la peau et endommager les yeux. L'hypochlorite de sodium est aussi corrosif et toxique et réagit avec les acides pour produire du chlore gazeux.

Marche à suivre

1. Mesurer 0,05 g de luminol et l'ajouter à 100 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium.
2. Placer les solutions de luminol/hydroxyde de sodium et d'hypochlorite de sodium dans un bain de glace pour les refroidir. Cela produira une réaction de plus longue durée.
3. Une fois les solutions refroidies, verser 100 mL de chacune d'entre elles dans des béchers différents.
4. Éteindre les lumières. La salle doit être très sombre pour observer cette réaction.
5. Verser les deux solutions simultanément dans un bécher de 500 mL.
6. Observer une lueur bleue produite par la réaction.

Conseils

- Plus les solutions sont froides plus la réaction est lente, prolongeant ainsi la chimiluminescence.
- La chimiluminescence dure seulement quelques minutes et se voit mieux dans une salle très sombre.
- Option : Enrouler un tube de plastique clair autour d'un cylindre gradué de 500 mL et le fixer en place. Placer un entonnoir au haut et ajouter graduellement les deux solutions de façon simultanée. Les solutions se déplacent le long du tube et peuvent être recueillies dans un bécher où elles continuent à luire.



ANNEXE 2 : Démonstration – Réaction du luminol* (suite)

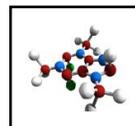
Discussion

Dans une réaction de chimiluminescence, l'énergie chimique est convertie en lumière. La solution d'hypochlorite de sodium est un agent oxydant qui convertit le luminol en un produit qui se trouve dans un état excité. Le retour de ce produit à son état fondamental provoque une émission de lumière.

Questions

1. Les solutions sont refroidies avant la réaction. Explique comment la réaction serait différente en fonction de la vitesse et de l'intensité si les solutions étaient à la température de la pièce.
2. L'énergie chimique peut être convertie en d'autres formes d'énergie. Quelle forme d'énergie est produite par les produits chimiques de cette démonstration?

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Luminol Glow Light – C11-5-01 » , *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 15 mai 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

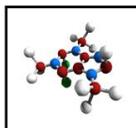


ANNEXE 3 : Organique ou inorganique?*

Pour chaque substance qui suit, indique si elle est organique ou inorganique.

- Le sel de table (chlorure de sodium - NaCl)
- Le beurre (contient des triglycérides)
- Le charbon (fait de carbone, hydrogène, oxygène, et parfois de soufre)
- Le fer
- L'acide chlorhydrique (HCl)
- Le papier (contient de la cellulose)
- Le saphir (variété du minéral corindon, qui est surtout formé d' Al_2O_3 , avec des traces de fer, de titane ou de chrome)
- Le dioxyde de carbone (CO_2)
- L'urée
- La térébenthine (liquide obtenu par la distillation de résine d'arbres, surtout le pin)
- Le quartz (SiO_2)
- Le diamant
- Les perles d'eau douce (formées de CaCO_3 à 90 %, le reste étant de l'eau et des substances organiques)
- La vitamine C (acide ascorbique)
- Le cinabre (minéral formé de sulfure de mercure (II) - HgS)
- L'eau
- Le lait (contient des protéines, du lactose et des lipides)
- L'AAS (acide acétylsalicylique)
- Des bougies en cire d'abeille

* Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Organic or Inorganic - C11-5-01 », Chemistry Teaching Resources, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 15 mai 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 4 : Les caractéristiques structurales du carbone – Renseignements pour l'enseignant*

La chimie organique est une branche de chimie très importante. La majorité des produits chimiques connus sont soit des composés organiques naturels ou synthétiques. Voici une analogie pour représenter ce concept. Si on cherchait un nom dans l'annuaire téléphonique d'une ville telle que Winnipeg, 90 % des noms appartiendraient à la famille des composés organiques! Tel que mentionné au début du regroupement, la chimie organique est essentiellement la chimie du carbone. Faisant partie du groupe IV d'éléments dans le tableau périodique, le carbone est très versatile lorsqu'il forme des liaisons, contribuant donc à la grande diversité de composés qui peuvent exister naturellement ou qui sont fabriqués de façon synthétique.

Le carbone est le seul élément qui a la capacité de former de longues chaînes. Le silicone pourrait théoriquement former des chaînes, mais les liaisons entre le silicone et l'oxygène sont tellement fortes que cet élément forme plus facilement des liaisons Si-O que des liaisons Si-Si. Le carbone peut former de longues chaînes parce que la liaison C-C est très forte. Le C participe donc à la formation de la majorité des éléments constitutifs des êtres vivants (gras, sucres, etc.). De plus, puisque le carbone peut former quatre liaisons, il peut exister sous différentes formes qu'on nomme isomères. Il est l'élément avec la plus grande capacité naturelle à faire ceci.

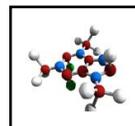
L'allotropie est la capacité d'un élément à exister sous deux ou plusieurs formes. Les atomes sont liés de différentes façons pour chaque allotrope d'un élément. Il y a plusieurs allotropes pour le carbone, par exemple le diamant, le graphite, les fullerènes, la lonsdaléite, le carbone amorphe et les nanotubes de carbone.

Liaisons formées par le carbone avec d'autres atomes pour former des composés organiques
Les composés organiques incluent tous les composés de carbone sauf les oxydes de carbone, les carbonates, les carbures et les cyanures. Les substances dérivées d'organismes vivants ainsi que de nombreux composés synthétiques font partie de la famille des composés organiques.

Les liaisons carbone-carbone sont fortes et stables. Cette propriété permet au carbone de former un nombre presque infini de composés. De fait, il y a plus de composés à base de carbone que de composés formés par tous les autres éléments chimiques combinés, sauf pour ceux avec de l'hydrogène (puisque l'hydrogène fait partie de presque tous les composés organiques).

Les hydrocarbures sont la forme la plus simple de composés organiques. Il s'agit d'une famille de molécules organiques formées d'atomes d'hydrogène liés à une chaîne d'atomes de carbone. Toutes les liaisons dans les hydrocarbures sont des liaisons covalentes.

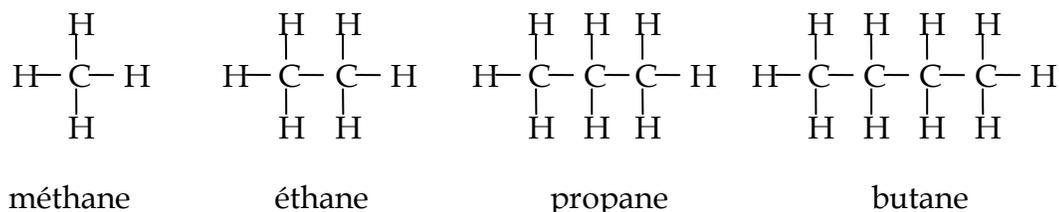
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Structural Characteristics of Carbon C11-5-03 », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 15 mai 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 5 : Les alcanes – renseignements pour l'enseignant*

Les alcanes, parfois nommés paraffines, sont des composés chimiques seulement composés de carbone et d'hydrogène. On les nomme donc aussi hydrocarbures. Les alcanes comprennent seulement des liaisons simples entre les carbones et on les nomme donc des hydrocarbures saturés. La formule structurale générale des alcanes est C_nH_{2n+2} .

Les quatre premiers alcanes sont le méthane, l'éthane, le propane et le butane. Les diagrammes structuraux de ces derniers sont représentés ci-dessous.

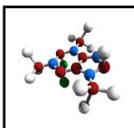


Tous les alcanes sont très inflammables et on s'en sert beaucoup comme carburants, leur réaction de combustion formant de l'eau et du dioxyde de carbone. Les quatre premiers alcanes – le méthane, l'éthane, le propane et le butane – sont à l'état gazeux à la température ambiante et on s'en sert directement comme carburants. Les alcanes du pentane jusqu'à celui à la formule $C_{17}H_{36}$ sont des liquides à la température ambiante. L'essence est un mélange d'alcanes (pentane jusqu'à décane). Le kérosène contient des alcanes de 10 à 16 carbones. Les alcanes à plus de 17 carbones sont des solides à la température ambiante. On retrouve des alcanes à plusieurs carbones (n) dans le carburant diesel, le mazout, la gelée de pétrole, la cire de paraffine, l'huile pour moteurs et pour les valeurs les plus élevées de n, l'asphalte. Les dérivés d'alcane sont utilisés dans des centaines de produits, par exemple les plastiques, la peinture, les médicaments, les produits cosmétiques, les détergents, les insecticides, etc.

On retrouve les alcanes à plusieurs endroits dans la nature. Le méthane est produit dans le tube digestif des vaches par des microorganismes unicellulaires. Ces dernières sont responsables pour une partie du gaz méthane que l'on retrouve dans l'atmosphère.

Chez les plantes, une couche de cire est souvent formée sur les parties exposées à l'air. Cette cire protège la plante contre la perte d'eau et de minéraux, contre les bactéries, les moisissures et les insectes nocifs. Des alcanes sont aussi produits par certains animaux. Par exemple, l'huile de foie de requin est formée d'environ 14 % de pristane ($C_{19}H_{40}$). Ils sont aussi présents dans les phéromones permettant aux insectes de communiquer entre eux.

Une proportion significative des atmosphères de Jupiter, Saturne, Uranus et Neptune est formée d'alcanes. La sonde Huygens a décelé de la pluie de méthane sur Titan, un satellite de Saturne. Elle a aussi décelé un volcan émettant du méthane, ces émissions étant la cause



ANNEXE 5 : Les alcanes – renseignements pour l'enseignant* (suite)

probable du montant élevé de méthane dans l'atmosphère de Titan. On croit aussi qu'il y a des lacs de méthane et d'éthane près des régions polaires de Titan, ceci grâce à l'imagerie radar captée par le vaisseau spatial Cassini. Du méthane et de l'éthane ont aussi été détectés dans la queue de la comète Hyakutake et dans certains météorites.

Les propriétés physiques des alcanes

Pour qu'une substance existe à l'état liquide ou solide, il doit y avoir des forces d'attraction intermoléculaires entre les particules de la substance pure. Ces forces sont de nature électrostatique, mais leur intensité varie considérablement selon le type de force.

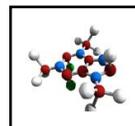
Il y a trois types de forces intermoléculaires : la force de Van der Waals, les interactions dipôle-dipôle, et les liaisons hydrogène. La force de Van der Waals est présente dans toutes les molécules. Les attractions dipôle-dipôle existent seulement chez les molécules polaires et les liaisons hydrogènes sont seulement présentes dans les molécules dont un atome d'hydrogène est lié à un atome de fluor, d'oxygène ou d'azote (atomes hautement électronégatifs). On voit seulement les forces de Van der Waals chez les alcanes puisqu'ils contiennent seulement des atomes d'hydrogène et de carbone et sont non-polaires.

Le point d'ébullition

Les forces d'attraction intermoléculaires chez les alcanes sont les forces de Van der Waals. Plus cette force est élevée, plus le point d'ébullition de l'alcane est élevé. Deux facteurs ont un effet sur l'intensité de la force Van der Waals :

- Le nombre d'électrons autour de la molécule (qui augmente avec la masse moléculaire de l'alcane)
- La surface (taille) de la molécule

Aux conditions normales, les alcanes de un à quatre atomes de carbone sont à l'état gazeux, les alcanes de 5 à 17 atomes de carbone sont liquides et les alcanes de plus de 17 atomes de carbone sont solides. Puisque le point d'ébullition des alcanes est surtout déterminé par la masse de la molécule, il n'est pas surprenant que ce dernier ait un rapport presque direct avec la taille de l'alcane.

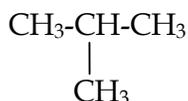


ANNEXE 5 : Les alcanes – renseignements pour l'enseignant* (suite)

Un alcane linéaire a un point d'ébullition plus élevé qu'un alcane ramifié parce que la surface de la molécule est plus grande, donc les forces de Van der Waals entre les molécules sont plus élevées. Comparons par exemple une molécule de n-butane et d'isobutane, dont les points d'ébullition respectifs sont de 0 °C et de -12 °C.



n-butane

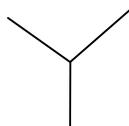


Iso-butane (2-méthylbutane)

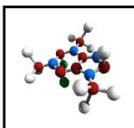
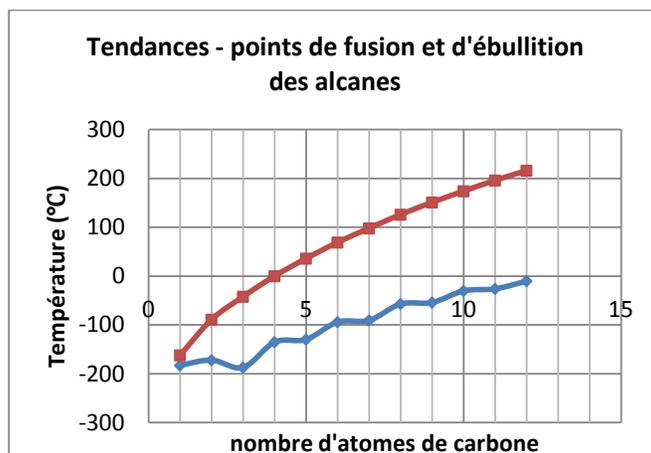
On peut aussi les représenter à l'aide d'un diagramme structurel linéaire :



et

**Le point de fusion**

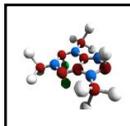
Les points de fusion des alcanes suivent les mêmes tendances que les points d'ébullition pour les mêmes raisons présentées dans la section précédente. Plus la molécule a une grande taille, plus son point de fusion est élevé. Cependant, il y a une différence importante entre les points d'ébullition et de fusion. Les solides ont une structure plus rigide et fixe que les liquides. Un apport d'énergie est nécessaire pour défaire cette structure. Plus d'énergie sera nécessaire pour défaire les structures qui sont plus solides. Le graphique le démontre. Les alcanes avec un nombre impair d'atomes de carbone auront une hausse moins prononcée des points d'ébullition et de fusion que les alcanes avec un nombre pair d'atomes de carbone. Les alcanes à nombre pair s'agencent mieux à l'état solide, formant une structure bien organisée nécessitant un apport d'énergie plus important pour la défaire. Les alcanes à nombre impair s'agencent moins bien et la structure moins stable ne nécessite pas autant d'énergie pour se défaire.



ANNEXE 5 : Les alcanes – renseignements pour l'enseignant* (suite)

Les points de fusion pour les alcanes ramifiés peuvent être plus élevés ou moins élevés que ceux des alcanes linéaires correspondants, dépendant de la stabilité de la molécule à l'état solide. Ceci est particulièrement vrai pour les iso-alcanes (isomères 2-méthyle), dont le point de fusion est souvent plus élevé que pour l'alcane linéaire correspondant.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « MP BP Trends of Alkanes C11-5-4,5,6 », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 15 mai 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 6 : Tendances chez les points de fusion et d'ébullition des alcanes*

Les chimistes recueillent souvent des données relatives aux propriétés physiques et chimiques des substances, données qui sont très utiles lorsqu'elles démontrent des tendances ou patrons chez ces propriétés. Les scientifiques tentent alors d'expliquer ces régularités. Cette activité te permettra d'examiner les points d'ébullition et de fusion des alcanes.

Dessine quatre molécules de propane qui sont rapprochées. Le propane est un gaz. Explique ce qui arrive aux molécules lorsque le propane est liquéfié. Essaie de dessiner une représentation de ce phénomène.

Examine les points d'ébullition pour huit des dix premiers alcanes :

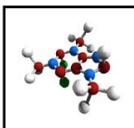
Points d'ébullition des alcanes		
Nom	Formule moléculaire	Point d'ébullition (°C)
méthane	CH ₄	-164
éthane	C ₂ H ₆	-89
propane	C ₃ H ₈	
butane	C ₄ H ₁₀	-0,5
pentane	C ₅ H ₁₂	36
hexane	C ₆ H ₁₄	69
heptane	C ₇ H ₁₆	
octane	C ₈ H ₁₈	125
nonane	C ₉ H ₂₀	151
décane	C ₁₀ H ₂₂	174

Le point d'ébullition des alcanes

L'ébullition est un changement physique où un liquide est converti en gaz. L'ébullition commence lorsque la pression de vapeur d'un liquide est égale à la pression atmosphérique exerçant une pression vers le bas sur le liquide. Y a-t-il d'autres facteurs qui ont un effet sur le point d'ébullition d'un liquide?

Afin d'expliquer les points d'ébullition relatifs, on doit tenir compte d'un certain nombre de propriétés pour chaque substance, propriétés telles que la masse molaire, la structure et les forces intermoléculaires. Toutes ces propriétés peuvent avoir un effet sur la température d'ébullition d'un liquide. Cette activité te permettra d'examiner les points d'ébullition des dix premiers alcanes linéaires, surtout l'effet de la taille de la molécule (la masse) sur le point d'ébullition.

1. Examine le tableau de données ci-haut pour répondre aux questions suivantes :
 - a. Selon les données, quel serait le point d'ébullition du propane et de l'heptane?

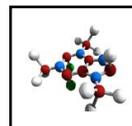


ANNEXE 6 : Tendances chez les points de fusion et d'ébullition des alcanes* (suite)

- b. Quelles substances sont des gaz à la température ambiante (25 °C)?
 - c. Quelles substances sont des liquides à la température ambiante (25 °C)?
2. En examinant les points d'ébullition, que peux-tu conclure au sujet des attractions intermoléculaires du décane comparé à celles du butane?
 3. Dessine un graphique du point d'ébullition en fonction du nombre d'atomes de carbone pour les dix premiers alcanes linéaires.
 4. Utilise le graphique pour déterminer la variation moyenne du point d'ébullition lorsqu'un atome de carbone et deux atomes d'hydrogène sont ajoutés à un alcane linéaire.
 5. Décris la relation entre le nombre d'atomes de carbone et le point d'ébullition.
 6. À partir de ton graphique, détermine par extrapolation les points d'ébullition pour l'undécane ($C_{11}H_{24}$), le dodécane ($C_{12}H_{26}$) et le tridécane ($C_{13}H_{28}$). Compare tes valeurs aux valeurs actuelles ci-dessous.

<i>composé</i>	<i>Formule moléculaire</i>	<i>Point d'ébullition (°C)</i>
undécane	$C_{11}H_{24}$	196
dodécane	$C_{12}H_{26}$	216
tridécane	$C_{13}H_{28}$	234

7. Tu sais déjà que le point d'ébullition d'une substance dépend sur les forces intermoléculaires, en autres mots la force d'attraction entre les molécules. Comment ces forces intermoléculaires sont-elles liées au nombre d'atomes de carbone dans les molécules d'alcanes?



ANNEXE 6 : Tendances chez les points de fusion et d'ébullition des alcanes* (suite)

Le point de fusion des alcanes

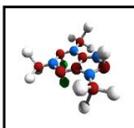
La fusion est un changement physique où un solide est transformé en liquide. À la pression atmosphérique standard, les solides purs cristallins vont fondre à une température spécifique. Le point de fusion est donc une propriété physique caractéristique d'une substance et on peut s'en servir pour l'identifier.

Examine les points de fusion pour les dix premiers alcanes pour répondre aux questions.

Nom	Formule	Point de fusion (°C)
méthane	CH ₄	-183
éthane	C ₂ H ₆	-183
propane	C ₃ H ₈	-190
butane	C ₄ H ₁₀	-138
pentane	C ₅ H ₁₂	-130
hexane	C ₆ H ₁₄	-95
heptane	C ₇ H ₁₆	-91
octane	C ₈ H ₁₈	-57
nonane	C ₉ H ₂₀	-51
décane	C ₁₀ H ₂₂	-30

1. Examine les points de fusion du méthane et du décane. Quelle serait la différence entre leurs forces d'attraction intermoléculaires?
2. Dessine un graphique du point de fusion en fonction du nombre d'atomes de carbone pour les dix premiers alcanes linéaires.
3. Sers-toi du graphique pour calculer la variation moyenne du point de fusion pour :
 - a. Les alcanes à nombre pair de carbone
 - b. Les alcanes à nombre impair de carbone
4. Décris la relation générale entre le nombre d'atomes de carbones et le point de fusion.
5. Tu sais déjà que le point de fusion d'une substance dépend sur les forces intermoléculaires, en autres mots la force d'attraction entre les molécules. Comment ces forces intermoléculaires sont-elles liées au nombre d'atomes de carbone dans les molécules d'alcanes?

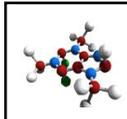
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « MP BP Trends of Alkanes C11-5-4,5,6 », Chemistry Teaching Resources, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 15 mai 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 7 : Les hydrocarbures saturés et insaturés

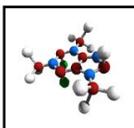
1. Construis des modèles moléculaires pour les alcanes, les alcènes et les alcynes qui suivent. Complète le tableau ci-bas. Compte le nombre d'atomes de carbone et d'hydrogène. Remarques-tu un patron? Explique.
- CH_4
 - C_2H_6
 - C_2H_4
 - C_2H_2
 - C_3H_8
 - C_3H_6
 - C_3H_4

hydrocarbure	Formule moléculaire	Diagramme structural complet	Diagramme structural condensé	Formule générale	Saturé ou insaturé?
Méthane					
Éthane					
Éthène					
Éthyne					
Propane					
Propène					
Propyne					



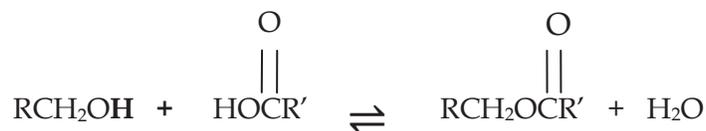
ANNEXE 7 : Les hydrocarbures saturés et insaturés (suite)

2. Compare la formule générale des alcanes, des alcènes et des alcynes. Explique pourquoi elle est différente pour chaque type d'hydrocarbure (en fonction des liaisons).
3. Détermine le nombre d'atomes d'hydrogène dans :
 - a. un alcane à 4 atomes de carbone;
 - b. un alcène à 14 atomes de carbone;
 - c. un alcyne à 6 atomes de carbone.
4. Détermine le nombre d'atomes de carbone dans :
 - a. un alcane à 42 atomes d'hydrogène;
 - b. un alcène à 20 atomes d'hydrogène;
 - c. un alcyne à 26 atomes d'hydrogène.
5. Selon les formules moléculaires suivantes, indique si le composé est un alcane, un alcène ou un alcyne et s'il est saturé ou insaturé.
 - a. $C_{200}H_{400}$
 - b. $C_{150}H_{302}$
 - c. $C_{12}H_{26}$
 - d. $C_{75}H_{148}$
 - e. $C_{90}H_{178}$
 - f. $C_{4050}H_{8100}$



ANNEXE 8 : Expérience – La formation d'esters

Les esters ont souvent une odeur et un goût qui sont agréables. Ils sont souvent des composés essentiels dans les substances tels que les arômes naturels et artificiels. Chimiquement, un ester est formé à partir d'une réaction d'estérification entre un alcool et un acide carboxylique. Voici une réaction type d'estérification :



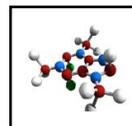
Les réactions d'estérification sont généralement lentes et de rendement faible. L'utilisation d'un catalyseur tel acide sulfurique (H_2SO_4) peut s'avérer utile.

But

Synthétiser des esters, associer la bonne odeur à chaque ester et exprimer l'équation de chaque réaction d'estérification.

Matériel

- 7 éprouvettes
- quelques gouttes d'acide sulfurique concentré
- montage de chauffage
- bécher
- eau distillée
- languette de papier filtre
- alcools et acides carboxyliques suivants :
 - 3-méthylbutan-1-ol (alcool isopentylique)
 - éthanol
 - méthanol
 - alcool benzylique
 - acide salicylique
 - acide éthanoïque (acide acétique)
 - acide propanoïque
 - acide butanoïque (acide butyrique)



ANNEXE 8 : Expérience – La formation d'esters (suite)

Marche à suivre

1. Étiquette 7 éprouvettes avec les numéros 1 à 7.
2. Mets dans l'éprouvette les quantités indiquées d'alcool et d'acide. Agite.

réaction	alcool	acide	ester
1	3-méthylbutane-1-ol (alcool isopentylique) 20 gouttes	Acide éthanoïque (acide acétique) 10 gouttes	Éthanoate de 3-méthylbutyle
2	Éthanol 20 gouttes	Acide éthanoïque (acétique) 10 gouttes	Éthanoate d'éthyle
3	Méthanol 15 gouttes	Acide salicylique 1 pointe de spatule (0,1 g)	Salicylate de méthyle (2-hydroxybenzoate de méthyle)
4	Éthanol 8 gouttes	Acide butanoïque (butyrique) 10 gouttes	Butanoate d'éthyle
5	Éthanol 15 gouttes	Acide propanoïque 20 gouttes	Propanoate d'éthyle
6	3-méthylbutane-1-ol (alcool isopentylique) 10 gouttes	Acide butanoïque (butyrique) 10 gouttes	Butanoate de 3-méthylbutyle
7	Alcool benzylique 20 gouttes	Acide éthanoïque (acétique) 10 gouttes	Éthanoate de phénylméthyle (acétate de phénylméthyle)

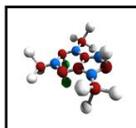
3. Ajoute une goutte d'acide sulfurique concentré.
4. Place l'éprouvette dans un bain d'eau bouillante pendant une minute, en agitant doucement.
5. Trempe une languette de papier filtre et inspire délicatement. Note l'odeur.

AVERTISSEMENT

L'ACIDE SULFURIQUE CONCENTRÉ EST TRÈS CORROSIF. Ton enseignant te montrera l'endroit où cet acide est rangé en toute sécurité et la façon d'ajouter la bonne quantité sans danger.

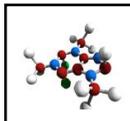
Analyse et conclusion

1. Pour chaque réaction, écris la réaction d'estérification.
2. Pour chaque odeur qui suit, identifie la réaction qui la produit : menthe, pomme, ananas, banane, rhum, dissolvant pour vernis, jasmin.



ANNEXE 9 : Exemples de réactions produisant des esters

Exemples d'esters			
alcool	acide carboxylique	ester	odeur
éthanol	acide butanoïque	butanoate d'éthyle	ananas
CH ₃ CH ₂ O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{HO}-\text{CCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$	
<p>Notez que, si l'on déplace l'alcool et l'acide ensemble et que l'eau est enlevée, comme on le montre, la structure devient l'ester de l'alcool et de l'acide. L'oxygène dans l'ester vient de l'alcool.</p>			
3-méthyl-1-butanol	acide éthanoïque	éthanoate de 3-méthylbutyle	banane
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} \quad \text{HO}-\text{CCH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{OCCH}_3 \end{array}$	
2-méthyl-1-propanol	acide propanoïque	propanoate de 2-méthylpropyle	rhum
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} \quad \text{HO}-\text{CCH}_2\text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \\ \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{OCCH}_2\text{CH}_3 \end{array}$	
1-octanol	acide éthanoïque	éthanoate d'octyle	orange
CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₂ O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} \quad \text{HO}-\text{CCH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_2\text{OCCH}_3 \end{array}$	
méthanol	acide butanoïque	butanoate de méthyle	pomme
CH ₃ O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{HO}-\text{CCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{OCCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$	



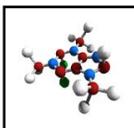
ANNEXE 10 : Concours de construction de modèle organique

Ressources :

La stratégie suivante peut servir à l'évaluation ou à l'apprentissage au début du regroupement, ou comme révision vers la fin du regroupement.

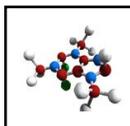
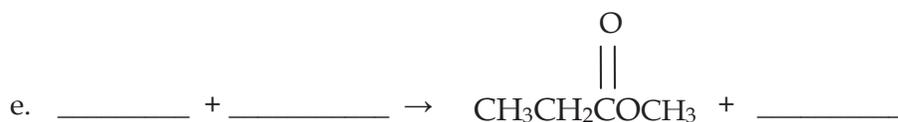
Préparation :

1. Avant de commencer le concours, donner aux élèves les préfixes qui spécifient le nombre d'atomes de carbone dans un substituant organique : méthyle = 1, éthyle = 2, etc., et certains groupements fonctionnels exprimés par les chaînes R : alcool = R-O-H, éther = R-O-R', etc. Présenter la série alcane, alcène et alcyne en même temps que les notions de base de la numérotation des atomes de carbone dans une molécule.
2. Former des équipes le jour du concours. Les capitaines choisissent les membres et consignent le pointage de leur équipe. Les équipes de 3 à 5 joueurs sont celles qui fonctionnent le mieux. Les élèves peuvent utiliser toutes les ressources qu'ils ont accumulées durant leur cours de chimie organique.
3. Inscrire le nom d'une molécule organique sur le tableau ou le rétroprojecteur, et demander aux équipes de construire les modèles de molécule à l'aide des balles et des tiges. (Remarque : Ce jeu peut être joué à l'envers pour varier - construire les modèles et demander aux équipes d'inscrire le nom exact au moyen de la nomenclature de l'UICPA.)
4. Accorder des points à toutes les équipes qui construisent le modèle avec succès, par exemple s'il y a cinq équipes, la première équipe à terminer son modèle marque 5 points, la deuxième marque 4 points, et ainsi de suite.



ANNEXE 11 : Les esters

Complète la réaction d'estérification pour chaque exemple qui suit. Nomme et dessine la formule structurale pour chaque réactif et produit formé.



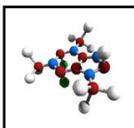
ANNEXE 12 : Grille de mots croisés – La chimie organique

Horizontal

1. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
4. Hydrocarbure qui contient seulement des liaisons simples entre les atomes de carbone.
9. Composé qui n'est pas à base de carbone et d'hydrogène.
12. Fabrication d'une grosse molécule par l'union de plus petites unités appelées monomères.
14. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
15. Composé organique formé par la réaction d'un acide carboxylique avec un alcool.
17. Hydrocarbure qui contient au moins une liaison triple entre les atomes de carbone.
20. Hydrocarbure qui contient des chaînes droites ou ramifiées, mais pas cycliques.
21. CH_4
23. Type de liaison chez les alcanes.
24. Hydrocarbure aromatique dont la formule est C_6H_6 .
25.
$$\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{CH}_3\text{OCCH}_3 \end{array}$$

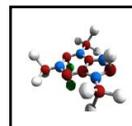
Vertical

2. Composé organique qui comprend un groupement hydroxyle.
3. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
5. Composé organique possédant une structure à base de benzène.
6. Composé à base de carbone.

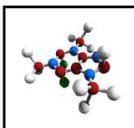
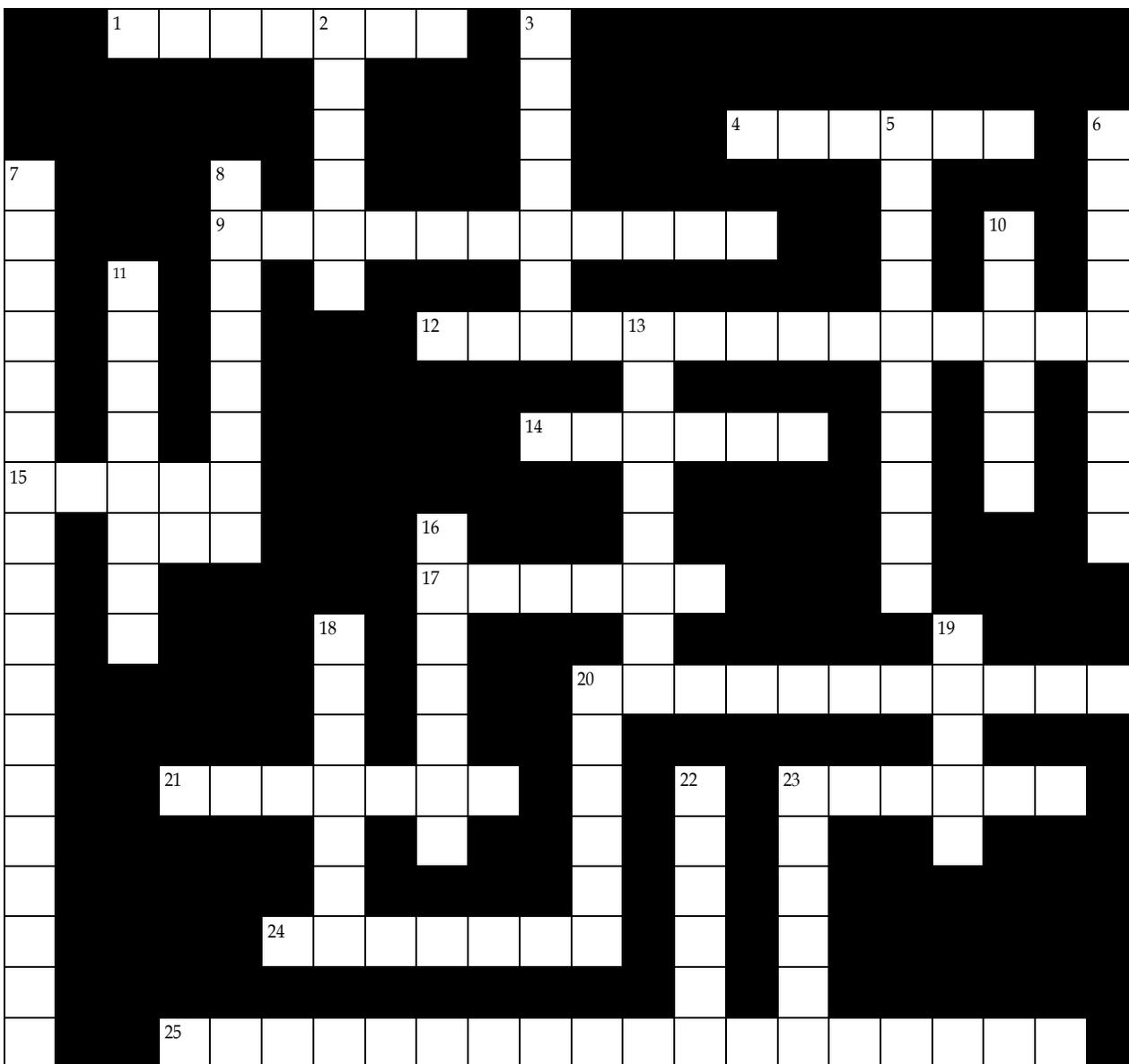


ANNEXE 12 : Grille de mots croisés – La chimie organique (suite)

7. Formule indiquant le nombre d'atomes de chaque type dans une molécule organique (ex. C_4H_{10}).
8. Nom commun pour l'acide carboxylique nommé acide éthanoïque.
10. Type de liaison chez les alcynes.
11. Hydrocarbure contenant des liaisons doubles ou triples.
13. CH_3OH
16. Atome à la base des composés organiques.
18. Ramification ou chaîne latérale contenant un atome de carbone.
19. Abréviation pour l'Union internationale de chimie pure et appliquée.
20. Hydrocarbure comprenant au moins une liaison double.
22. Type de liaison chez les alcènes.
23. Hydrocarbure contenant seulement des liaisons simples.



ANNEXE 12 : Grille de mots croisés – La chimie organique (suite)



ANNEXE 14 : Le processus de prise de décisions

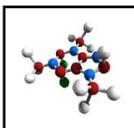
Le processus de prise de décision est un moyen d'analyser des questions et de faire un choix parmi différentes mesures. Les questions sont souvent complexes et ne donnent pas lieu à une réponse unique. Elles peuvent aussi susciter de la controverse lorsqu'elles portent sur des valeurs individuelles et collectives. Pour prendre une décision informée, les élèves doivent maîtriser les concepts scientifiques liés à la question et aussi être sensibilisés aux valeurs à l'origine d'une décision. Le processus comporte une série d'étapes, notamment :

- cerner et clarifier la question
- connaître les différents points de vue et/ou 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 au processus

Les élèves ont pris connaissance du processus de prise de décisions dans les cours de sciences de la 9^e année. La plupart des questions abordées en biologie 11^e concernent des décisions personnelles liées à la santé et au mieux-être, mais d'autres questions relèvent de valeurs de la société. Si les élèves ne possèdent pas beaucoup d'expérience en matière de prise de décisions, l'enseignant peut aborder le processus avec plus d'encadrement, donnant ainsi aux élèves la chance d'utiliser cette approche dans un environnement structuré. On peut ainsi choisir de leur présenter un scénario précis ou une question particulière à étudier. Les élèves prendront éventuellement une part active dans le processus en choisissant leurs propres questions, en effectuant leurs propres recherches, en prenant leurs propres décisions et en donnant suite à ces décisions.

On peut aborder le processus de prise de décisions sous divers angles. Par exemple, les élèves peuvent jouer le rôle de différentes personnes concernées par une question, travailler en équipes pour discuter d'une question ou prendre une décision en se fondant sur leurs propres recherches et valeurs personnelles. On peut demander aux élèves de prendre position et de débattre d'une question ou les placer dans une situation les obligeant à en venir à un consensus. Les élèves ne devraient pas seulement défendre un point de vue qu'ils partagent. On devrait leur demander d'adopter le point de vue de quelqu'un d'autre et de défendre ce point de vue. Peu importe la méthode utilisée, les questions suivantes peuvent orienter les élèves dans le processus de prise de décisions :

- Quelle est la question?



ANNEXE 14 : Le processus de prise de décisions (suite)

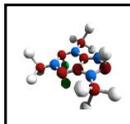
- Quelles sont les données scientifiques importantes nécessaires pour comprendre cette question? Où puis-je trouver ces renseignements?
- Qui a des intérêts dans cette affaire et pourquoi?
- Quelles sont les options possibles?
- Quel est le pour et le contre de chacune des options éventuelles?
- Quelle est ma décision? Quels critères ont mené à la prise de cette décision?

Évaluation

Puisqu'il existe de multiples façons d'aborder une question, divers résultats ou événements culminants peuvent découler du processus de prise de décisions, par exemple, une assemblée locale, une table ronde, une conférence, un débat, une étude de cas, un exposé de principe, un exposé en classe, une discussion en classe, etc. Peu importe le résultat ou l'événement, l'évaluation devrait mettre l'accent sur les compétences précisées dans le regroupement 0, ainsi que sur la compréhension et l'utilisation des concepts scientifiques.

Pour les jeux de rôles, comme les assemblées locales, les tables rondes ou les conférences, les critères d'évaluation devraient porter sur la capacité des élèves à entrer dans la peau de l'intervenant personnifié. Ils pourraient comprendre les critères suivants :

- opinions clairement définies
- présentation de preuves à l'appui des arguments
- réponses claires aux questions et conformes à l'opinion de l'intervenant
- exposé clair et organisé
- opinion de l'intervenant présentée avec précision
- absence de parti pris personnel



ANNEXE 15 : Évaluation – Processus de collaboration

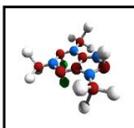
Évaluation du travail d'équipe

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. 	



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, 155 p.

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, 261 p.

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « Introducing the mole - Student copy », 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 the mole - Teacher copy », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « Physical Properties of Matter - C11-1-01: Introductory Activity Student Copy », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « Introductory Questions - Solutions », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « Luminol Glow Light - C11-5-01 », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « MP BP Trends of Alkanes C11-5-4,5,6 », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « Organic Compounds - C11-5-01 », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « Organic or Inorganic - C11-5-01 », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « Physical Properties of Matter - C11-1-01: Introductory Activity Teacher Copy », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « Structural Characteristics of Carbon C11-5-03 », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « The Dancing Coin C11-1-03, 2-05 », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CENTRES FOR RESEARCH IN YOUTH, SCIENCE TEACHING AND LEARNING. « Vapour Pressure with Pop C11-1-06 », Chemistry Teaching Resources, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 12 août 2014).

CORNO, Lyn, et Judi RANDI. « Motivation, Volition and Collaborative Innovation in Classroom Literacy », dans GUTHRIE, John, et Allan WIGFIELD, éd. *Reading Engagement: Motivating Readers through Integrated Sources*, Newark, Delaware, International Reading Association, 1997, p. 14-31.

« Démarche d'apprentissage », dans LEGENDRE, Renald. *Dictionnaire actuel de l'éducation*, 3^e éd., Montréal, Guérin, 2005, p. 362.

DESCHÊNES, Jean. *Introduction aux sciences physiques*, Saint-Laurent, Éditions études vivantes, 1979.

DUXBURY, Alison B., et Alyn C. DUXBURY. *Fundamentals of Oceanography*. Dubuque, IA, Wm. C. Brown Publishers, 1996, p. 33.

ELLIS, Edwin S., et al. « An Instructional Model for Teaching Learning Strategies », *Focus on Exceptional Children*, vol. 23, n° 6, février 1991, p. 1-22.

FOSTER, Graham. *Student Self-Assessment: A Powerful Process for Helping Students Revise their Writing*, Markham, Ontario, Pembroke, 1996, 128 p.

GLATTHORN, Allan. *Learning Twice: An Introduction to the Methods of Teaching*, New York, Harper Collins, 1993.

GOOD, Thomas L., et Jere E. BROPHY. *Looking in Classrooms*, New York, Harper and Row, 1987, 612 p.

HITT, Austin, Orville WHITE, et Debbie HANSON. « Popping the Kernel: Modelling the States of Matter », *Science Scope*, vol. 28, n° 4, 2005, p. 39-41.

LAROCHELLE, M., et J. DÉSAUTELS. *Autour de l'idée de science : itinéraires cognitifs d'étudiants et d'étudiantes*, Québec, Presses de l'Université Laval, 1992, 314 p.

LECLERC, Jacques. *La chimie: Expériences et principes*, Montréal, Centre éducatif et culturel Inc., 1974, p. 62-63.

LOCKE, Edwin. A., et Gary P. LATHAM. *A Theory of Goal Setting and Task Performance*, Englewood Cliffs, New Jersey, Prentice Hall, 1990, 544 p.

MALM, Lloyd E., éd. *Laboratory Manual for Chemistry: An Experimental Science*, San Francisco, CA, W.H. Freeman and Company, 1963.

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 édition*, 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 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.

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. *Senior 3 English Language Arts: A Foundation for Implementation*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 1999.

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.

MAXWELL, Rhoda, et Mary MEISER. *Teaching English in Middle and Secondary Schools*, Upper Saddle River, Prentice Hall, 1997, 481 p.

MILLAR, Robin, et Jonathan OSBORNE. *Beyond 2000: Science Education for the Future*, 1998. <http://www.nuffieldfoundation.org/sites/default/files/Beyond%202000.pdf> (Consulté le 28 janvier 2015).

MONNAIE ROYALE CANADIENNE. « Un symbole national – la pièce de un cent ». www.mint.ca/store/mint/learn/1-cent-5300004#.VKGUnPAJABg (Consulté le 29 décembre 2014).

NATIONAL RESEARCH COUNCIL. *National Science Education Standards*, Washington, National Academy of Sciences, 1996, 262 p.

PARRY, Robert W. et al. *Chemistry : Experimental Foundations*, Englewood Cliffs, New Jersey, Prentice-Hall, Inc., 1975. 106 p.

PROBST, Robert. *Response and Analysis: Teaching Literature in Junior and Senior High School*, Don Mills, Heinemann, 1988, 320 p.

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.

SEIDELL, Atherton. *Solubilities of Inorganic and Organic Compounds*, New York, NY, D. Van Nostrand Company, 1911.

SCHUNK, Dale H., et Barry ZIMMERMAN. « Developing Self-Efficacious Readers and Writers: The Role of the Social and Self-Regulatory Processes », dans GUTHRIE, John T., et Allan WIGFIELD, éd. *Reading Engagement: Motivating Readers through Integrated Sources*, Newark, Delaware, International Reading Association, 1997, p. 51-67.

SILVER, Edward A., et Sandra P. MARSHALL. « Mathematical and Scientific Problem Solving: Findings, Issues, and Educational Implications », dans JONES, Beau Fly, et Lorna IDOL, éd. *Dimensions of Thinking and Cognitive Instruction*, Hillsdale, New Jersey, International Reading Association, 1990, p. 265-290.

SUSTAINABILITY MANITOBA. *Sustainable Development Strategy for Manitoba*, Winnipeg, Manitoba, Sustainability Manitoba, 1994.

TURNER, Julianne C. « Starting Right: Strategies for Engaging Young Literacy Learners », dans GUTHRIE, John T., et Allan WIGFIELD, éd. *Reading Engagement: Motivating Readers through Integrated Sources*, Newark, Delaware, International Reading Association, 1997, p. 183-204.

UNESCO. « Le développement durable grâce à l'éducation environnementale », *Connexion*, vol. 13, n° 2, juin 1988, p. 3.

WILLIAMS, Robin. *The Non-Designer's Design Book: Design and Typographic Principles for the Visual Novice*, Berkeley, Californie, Peachpit Press, 1994, 144 p.



Printed in Canada
Imprimé au Canada