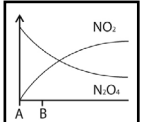


L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

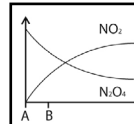


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves étudieront le concept d'équilibre chimique et les constantes d'équilibre. Ils étudieront aussi le principe de Le Chatelier pour prédire et expliquer des déplacements d'équilibre et verront l'importance du concept d'équilibre dans des processus naturels et industriels.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En sciences de 9^e année, les élèves ont appris la différence entre les changements physiques et les changements chimiques. En chimie de 11^e année, ils ont été initiés au concept d'équilibre par rapport aux vitesses d'évaporation et de condensation d'un liquide dans un contenant fermé. Au regroupement 3 du présent cours, ils ont étudié les effets de divers facteurs sur la vitesse d'une réaction chimique.

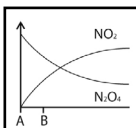


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

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

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

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	L'équilibre physique et chimique	C12-4-01, C12-0-C1, C12-0-C2	1 h
Bloc B	La loi d'équilibre	C12-4-02, C12-4-03, C12-4-04, C12-4-05, C12-0-C1, C12-0-S1, C12-0-S6, C12-0-S7, C12-0-S8	5 h
Bloc C	Le principe de Le Chatelier	C12-4-06, C12-4-07, C12-4-08, C12-0-S2, C12-0-S5, C12-0-S7, C12-0-S9, C12-0-A2	4,5 h
Bloc D	Applications du principe de Le Chatelier	C12-4-09, C12-0-C1, C12-0-T1, C12-0-T3, C12-0-A3	1 h
Bloc E	Le produit de solubilité	C12-4-10, C12-4-11, C12-4-12, C12-4-13, C12-0-S5, C12-0-S6, C12-0-G1, C12-0-T3	5,5 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			18 à 19 h



RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

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

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

CHANG, Raymond et Luc Papillon. *Chimie fondamentale : principes et problèmes, volume 2, chimie des solutions*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2009. (DREF 540 C456c 02, CRA 97024)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97382)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Chenelière Éducation Inc., 2011. (DREF 540 C518c 11, CRA 97383)

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

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

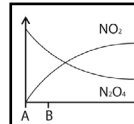
FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)

HILL, John W. et al. *Chimie générale*, Saint-Laurent, Éd. du Renouveau pédagogique, 2008. (DREF 541 H646c 2008)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96139)

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Groupe Beauchemin, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 97715)

[R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CRA 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]



- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR.
La sécurité en sciences de la nature : Un manuel ressource à l'intention des enseignants, des écoles et des divisions scolaires, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2015. (DREF P.D. 372.35 5446, CRA 98839)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d'enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11, CRA 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Les Éd. de la Chenelière Inc., 2003. (DREF 540 C518c 12, CRA91610)

AUTRES IMPRIMÉS

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

Ça m'intéresse, Prisma Presse, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; beaucoup de contenu STSE; excellentes illustrations]

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

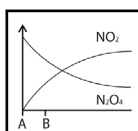
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

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

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

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

Sciences et avenir, La Revue Sciences et avenir, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE. [revue mensuelle; articles détaillés]



DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

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

DVD ET VIDÉOCASSETTES

Le concept de la mole 1, TVOntario, 1986. (DREF 42952/V8008)

SITES WEB

Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 31 décembre 2014). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

Biographie de Fritz Haber. <http://www.futura-sciences.com/magazines/matiere/infos/personnalites/d/chimie-fritz-haber-247/> (consulté le 31 décembre 2014).

- [R] *La bouteille bleue*. http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=La_bouteille_bleue (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo d'une réaction réversible]

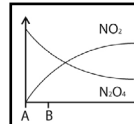
Chemistry Experience Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/equilvpBr2V8.html> (consulté le 31 décembre 2014). [animation montrant le changement de brome liquide en brome gazeux (site en anglais)]

Chemistry Experience Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations. <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equilV8.html>. (consulté le 31 décembre 2014). [animation montrant la réaction réversible $\text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_4$ (site en anglais)]

- [R] *La chimie.net*. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 12 juillet 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]

Dissolution du chlorure de sodium. http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf (consulté le 31 décembre 2014). [animation]

- [R] *Équilibre chimique*. http://www.afd-ld.org/~fdp_chimie/page.php?them=thermodynamique&chap=equilibre-chimique (consulté le 31 décembre 2014). [cliquer sur les icônes pour visionner les vidéos ou accéder aux renseignements]



[R] *Équilibre dynamique*. <http://www1.tfo.org/education/Episode/24972/equilibre-dynamique> (consulté le 31 décembre 2014). [émission TFO sur l'équilibre dynamique des réactions chimiques; accessible à partir du site de la DREF]

Fritz Haber. http://www.fact-index.com/f/fr/fritz_haber.html (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]

Fritz Haber : un criminel de guerre récompensé. <http://www.larecherche.fr/savoirs/special-nobel/fritz-haber-criminel-guerre-recompense-01-10-2008-89028> (consulté le 31 décembre 2014).

Precipitation reactions. http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/crm3s2_3.swf (consulté le 31 décembre 2014). [site anglais]

[R] *Le procédé Haber*. <http://www1.tfo.org/education/episode/24975/le-procede-haber> (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo accessible à partir du site de la DREF]

[R] *Réaction de Belousov Zhabotinsky*. http://ww3.ac-poitiers.fr/sc_phys/cyberlab/cyberter/fete_chi/BZ/bz.htm (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo d'une réaction oscillante]

[R] *Réaction et cinétique*. <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/reactions-and-rates> (consulté le 31 décembre 2014). [cliquer sur l'onglet « collisions multiples » pour étudier l'équilibre en modifiant des paramètres tels que la quantité de réactifs ou de produits]

[R] *Réaction oscillante*. <https://www.youtube.com/watch?v=Ch93AKJm9os> (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo d'une réaction oscillante]

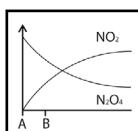
Réactions oscillantes. <http://www.faidherbe.org/site/cours/dupuis/joupord.htm> (consulté le 31 décembre 2014).

[R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com> (consulté le 14 juillet 2014). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

Solubility of AgCl. http://www.dlt.ncssm.edu/core/Chapter14-Gas_Phase-Solubility-Complex_Ion_Equilibria/Chapter14-Animations/Solubility_of_AgCl.html (juillet 2014). [animation montrant la solubilité de l'AgCl au niveau moléculaire (site en anglais)]

Traffic Light Reaction. http://wn.com/traffic_light_reaction_go-science_demonstration (consulté le 31 décembre 2014). [vidéo de la réaction (site en anglais)]

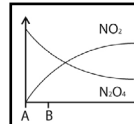
Uses and production of ammonia (Haber process). <http://www.usetute.com.au/haberpro.html> (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

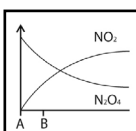
L'élève sera apte à :

- C12-4-01** lier le concept d'équilibre aux systèmes physiques et chimiques, entre autres les conditions nécessaires pour atteindre l'équilibre;
RAG : D3, D4, E2
- C12-4-02** rédiger des expressions de la loi d'équilibre à partir d'équations chimiques équilibrées pour des systèmes hétérogènes et homogènes, entre autres la loi de l'action de masse;
RAG : D3
- C12-4-03** utiliser la valeur de la constante d'équilibre pour déterminer la position de l'équilibre d'un système;
RAG : D3
- C12-4-04** résoudre des problèmes comprenant des constantes d'équilibre;
RAG : D3
- C12-4-05** mener une expérience pour déterminer la constante d'équilibre d'un système;
RAG : C2
- C12-4-06** utiliser le principe de Le Chatelier pour prédire et expliquer des déplacements d'équilibre, entre autres les variations de température, les changements de pression et de volume, le changement de concentration des réactifs ou des produits, l'addition d'un catalyseur ou d'un gaz inerte, les effets de divers stress sur la constante d'équilibre;
RAG : D3, D4, E4
- C12-4-07** mener une expérience pour démontrer le principe de Le Chatelier;
RAG : C2
- C12-4-08** interpréter des graphiques de la concentration en fonction du temps, entre autres les variations de température ou de concentrations, l'addition d'un catalyseur;
RAG : D3, D4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C12-4-09** décrire des applications pratiques du principe de Le Chatelier,
par exemple le processus de Haber, la production d'hémoglobine en altitude, les boissons gazéifiées, l'adaptation des yeux à la lumière, le pH sanguin, la recharge des piles, les moteurs turbocompressés/suralimentés, la synthèse d'esters, les indicateurs météo, l'eau gazéifiée dans l'alimentation d'une poule;
RAG : B1, D3
- C12-4-10** rédiger des expressions du produit de solubilité (K_{ps}) à partir d'équations chimiques équilibrées pour des sels à faible solubilité;
RAG : D3
- C12-4-11** résoudre des problèmes de K_{ps} ,
entre autres des problèmes avec ions communs;
RAG : D3
- C12-4-12** donner des exemples de sels à faible solubilité,
par exemple les calculs rénaux, les cavernes calcaires, l'ostéoporose, la carie dentaire;
RAG : D3, D4, E1
- C12-4-13** mener une expérience pour déterminer le produit de solubilité (K_{ps}) d'un sel à faible solubilité.
RAG : C2, D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

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

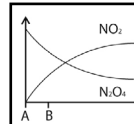
C12-0-C2 démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG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

Étude scientifique

C12-0-S1 faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2

C12-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2

C12-0-S3 planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables indépendantes, dépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C12-0-S4 sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,

par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;

RAG : C1, C2

C12-0-S5 enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,

par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;

RAG : C2, C5

C12-0-S6 estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,

entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;

RAG : C2

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

RAG : C2, C5

C12-0-S8 évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données,

entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;

RAG : C2, C5

C11-0-S9 tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;

RAG : C2, C5, C8

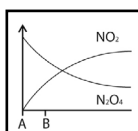
Recherche et communication

C12-0-R1 tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines;

RAG : C2, C4, C6

C12-0-R2 évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple, l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;*

RAG : C2, C4, C5, C8



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C12-0-R3 citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6

C12-0-R4 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

C12-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C12-0-G2 susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7

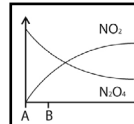
C12-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

C12-0-N1 expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2

C12-0-N2 décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4

C12-0-N3 décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : A1, A2



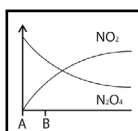
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

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

Attitudes

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



Bloc A : L'équilibre physique et chimique

L'élève sera apte à :

- C12-4-01** lier le concept d'équilibre aux systèmes physiques et chimiques, entre autres les conditions nécessaires pour atteindre l'équilibre;
RAG : D3, D4, E2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

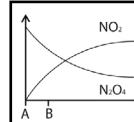
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Démonstration

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

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



Voici un lien menant vers une présentation vidéo de cette démonstration :
http://scienceamusante.net/wiki/index.php?title=La_bouteille_bleue.

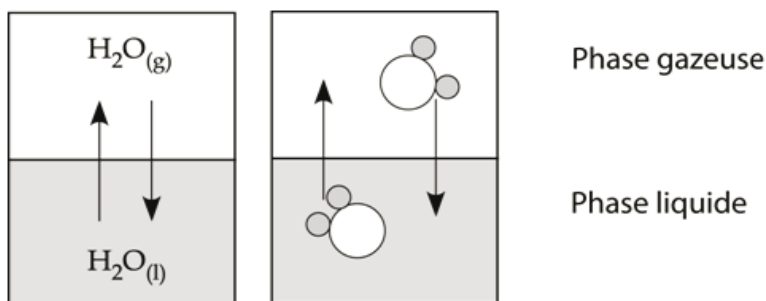
En quête

Enseignement direct - la réversibilité dans les systèmes physiques

Jusqu'ici, le programme d'études de chimie n'a traité que de réversibilité dans les systèmes physiques (c.-à-d., changement de phase et dissociation). Présenter maintenant aux élèves le potentiel de réversibilité dans les systèmes chimiques. Discuter des conditions requises pour atteindre l'équilibre dans des systèmes physiques et chimiques et insister sur les différences entre les deux systèmes. Pour qu'il y ait équilibre physique, le système doit être fermé (ou clos) et à température constante. L'évaporation et la dissolution sont des exemples d'équilibre physique (voir *Chimie 12*, p. 323, *Chimie 12 STSE*, p. 422 ou *Chimie 11-12*, p. 677).

Exemple

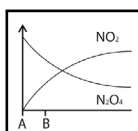
Dans le diagramme, l'eau, $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$, est en équilibre avec sa vapeur, $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$. La vitesse d'évaporation est égale à la vitesse de condensation en vase clos à température constante. À l'échelle moléculaire (des particules), pour chaque molécule d'eau ($\text{H}_2\text{O}_{(l)}$) qui s'évapore, il y a une autre molécule de vapeur d'eau ($\text{H}_2\text{O}_{(g)}$) qui se condense et passe à l'état liquide. C'est un exemple d'une réaction réversible pour un équilibre physique.



Animation

Présenter aux élèves une animation démontrant un équilibre physique. L'animation du site suivant montre la nature moléculaire entre le brome liquide et le brome gazeux (site en anglais) : <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/equilvpBr2V8.html>.

Demander aux élèves de compter le nombre de molécules en phase gazeuse et en phase liquide.

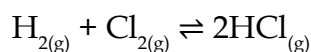


Enseignement direct - la réversibilité dans les systèmes chimiques

Les conditions requises pour avoir un état d'équilibre chimique (voir *Chimie 12*, p. 678 679, *Chimie 12 STSE*, p. 420 424 ou *Chimie 11-12*, p. 324 327) comprennent ce qui suit :

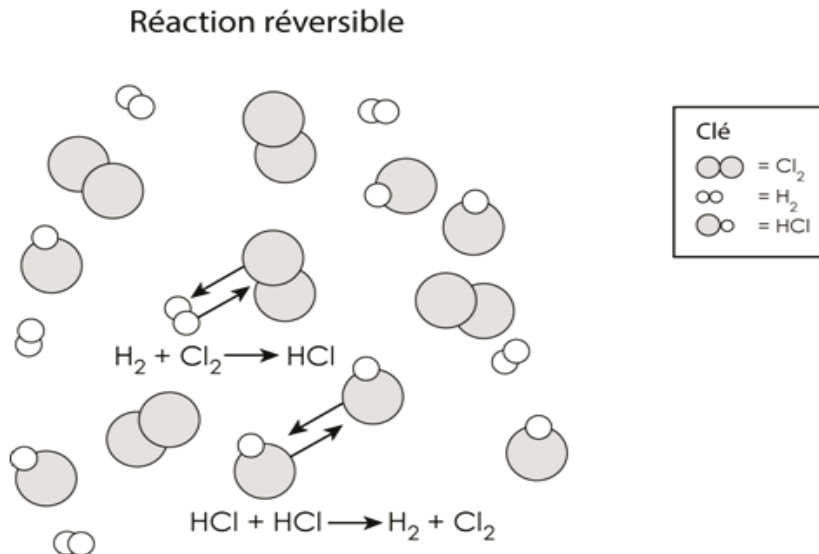
- les propriétés macroscopiques observables sont constantes (p. ex., couleur, pression, concentration, pH);
- le système est fermé;
- la température est constante;
- la réversibilité et la vitesse des transformations opposées sont égales.

Voici un exemple de réaction réversible pour un équilibre chimique :

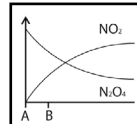


Dans cette réaction à l'échelle particulière, la vitesse de la réaction directe (vers la droite) est égale à la vitesse de la réaction inverse. En d'autres termes, chaque fois qu'une molécule de H_2 se combine à une molécule de Cl_2 , il y a une molécule de HCl qui réagit avec une autre molécule de HCl pour se réarranger et former les réactifs H_2 et Cl_2 .

Voir le diagramme qui suit pour une représentation moléculaire de cette réaction réversible.



Le diagramme illustre les molécules H_2 et Cl_2 se combinant pour former deux molécules de HCl , de même que deux molécules de HCl qui se combinent pour former à nouveau $\text{H}_2 + \text{Cl}_2$.



Démonstration

Faire la démonstration d'un équilibre chimique avec le système $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$ ou le système $\text{CoCl}_4^{2-}\text{-Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$. Voir le mode de préparation à l'annexe 1. De plus, il est possible d'acheter des unités scellées de $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$ auprès de fournisseurs de matériel scientifique au lieu de les préparer en éprouvette pour une démonstration en classe.

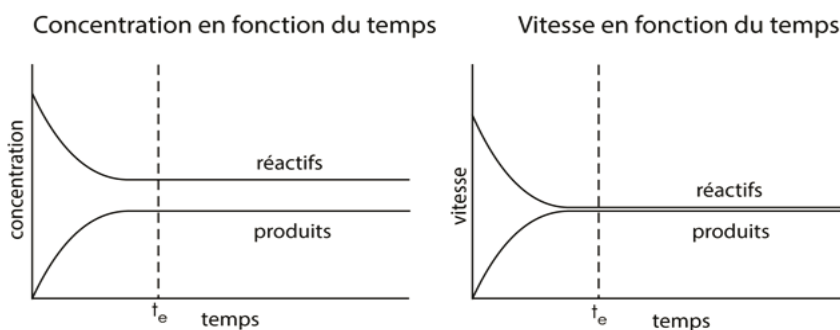
Animation

Proposer aux élèves de visionner une animation montrant un équilibre chimique.

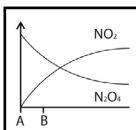
- Chemistry Experience Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations : <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equilV8.html>. Cette animation illustre la réaction $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$ à l'échelle particulaire (site en anglais).
- Équilibre dynamique : http://www1.tfo.org/education/Episode/24972/equilibre_dynamique
Cette émission de TFO démontre l'équilibre dynamique des réactions chimiques.

Graphiques

Pour démontrer la façon dont les systèmes atteignent l'équilibre, utiliser des graphiques de la vitesse en fonction du temps et de la concentration en fonction du temps.

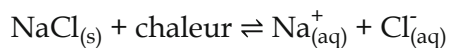


Faire remarquer aux élèves que l'équilibre est atteint dès le début de la phase plateau, et non à la fin comme ils se l'imaginent souvent. Éviter pour l'instant toute discussion quantitative de ces graphiques.



Jeu de rôle - atteindre un état d'équilibre

Proposer aux élèves de jouer le rôle du sodium et du chlorure dans la réaction suivante :



Dans une classe de 20 élèves, par exemple, 10 élèves représenteront les ions sodium et les 10 autres, les ions chlorure. Demander à 4 ions sodium et à 4 ions chlorure de se tenir par le bras du côté gauche de la classe pour représenter les particules de chlorure de sodium, et aux autres élèves de se tenir du côté droit. Demander à un élève d'inscrire le nombre de chaque particule au tableau.

À ce stade, expliquer que pour que le chlorure de sodium se dissocie, il faut ajouter de la chaleur (chauffer le mélange). Placer quatre feuilles de papier de bricolage rouges par terre pour représenter la chaleur. Les élèves qui représentent les particules de chlorure de sodium peuvent prendre ces feuilles pour se dissocier en ions sodium et en ions chlorure et se déplacer du côté droit de la classe. (Les ions sodium dans la particule de chlorure de sodium doivent garder la chaleur.) Les élèves du côté droit de la pièce pourraient utiliser la chaleur pour se joindre et ainsi former une particule de chlorure de sodium. Dans ce cas, ils devraient se rendre du côté gauche de la pièce. Laisser les élèves jouer ces rôles pendant quelques minutes, puis demander à un élève d'inscrire à nouveau au tableau le nombre de chaque particule. Répéter ce processus une autre fois pour que les élèves puissent voir qu'un équilibre s'est établi.

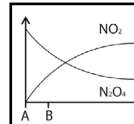
À ce stade, insister sur le fait que le processus d'équilibre n'est pas terminé. La réaction directe et la réaction inverse continuent.

Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser l'activité de laboratoire « La modélisation de l'équilibre » (*Chimie 12*, p. 325), « La simulation de l'équilibre dynamique » (*Chimie 12 STSE*, p. 472) ou « Modéliser l'équilibre dynamique » (*Chimie 11-12*, p. 678).

En fin

Proposer aux élèves de compléter un cadre de comparaison pour des systèmes physiques et chimiques, ouverts ou fermés (en vase clos).



Stratégies d'évaluation suggérées

1

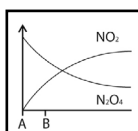
Présenter aux élèves des exemples de situations illustrant des systèmes qui peuvent ou non être en équilibre. Les inviter à indiquer les deux types de systèmes.

2

Présenter des tableaux de données et demander aux élèves d'indiquer si la réaction est en équilibre ou non.

3

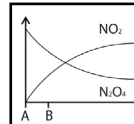
Inviter les élèves à inscrire dans leur carnet scientifique des réactions réversibles (p. ex., dissolution de sel dans l'eau) et non réversibles (p. ex. combustion de papier). Leur demander de répondre à la question suivante : *À l'équilibre, la concentration des réactifs est-elle égale à la concentration du produit? Expliquez votre réponse.* (Non, les concentrations doivent être constantes dans le temps. Donc, elles ne seront pas nécessairement égales.)



Bloc B : La loi d'équilibre

L'élève sera apte à :

- C12-4-02** rédiger des expressions de la loi d'équilibre à partir d'équations chimiques équilibrées pour des systèmes hétérogènes et homogènes, entre autres la loi d'action de masse;
RAG : D3
- C12-4-03** utiliser la valeur de la constante d'équilibre pour déterminer la position de l'équilibre d'un système;
RAG : D3
- C12-4-04** résoudre des problèmes comprenant des constantes d'équilibre;
RAG : D3
- C12-4-05** mener une expérience pour déterminer la constante d'équilibre d'un système;
RAG : C2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT), et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard, entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2



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

C12-0-S8 évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données,
entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Écrire les mots « homogène » et « hétérogène » au tableau.
Inviter les élèves à discuter en petit groupe de signification de ces mots et à formuler une hypothèse sur ce que constituent un « système chimique homogène » et un « système chimique hétérogène ». Leur proposer de partager leur définition avec le reste de la classe.

En sciences de la nature 7^e année, les élèves se sont familiarisés avec les solutions hétérogènes et homogènes.

En quête

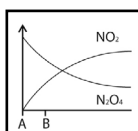
Enseignement direct – la loi de l'équilibre chimique

Présenter aux élèves la loi de l'équilibre chimique. Le rapport entre les concentrations de produits (élevées à une puissance égale au coefficient à partir de l'équation équilibrée) et les concentrations des réactifs (élevées à une puissance égale au coefficient de l'équation équilibrée) dans une réaction à l'équilibre est représenté par la loi d'action de masse ou loi de l'équilibre chimique (voir *Chimie 12*, p. 334-336, *Chimie 12 STSE*, p. 424-429 ou *Chimie 11-12*, p. 684-689). La loi de l'équilibre chimique a été présentée en 1864 par Cato Maximilian Guldberg et Peter Waage, deux chimistes norvégiens. Guldberg et Waage ont analysé les résultats de nombreuses expériences différentes et mis à l'essai une variété de rapports mathématiques jusqu'à ce qu'ils découvrent la relation qui donnait toujours des résultats cohérents.

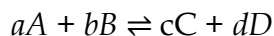
Pour le RAS C12-4-04, les élèves devaient résoudre des problèmes mettant en jeu des constantes d'équilibre. Le présent résultat d'apprentissage offre aux élèves l'occasion d'utiliser des données expérimentales pour calculer la valeur de K_{eq} pour une réaction réversible.

Voici l'expression de la loi d'équilibre (ou la loi d'action de masse) qu'ils ont établie :

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



[A],[B],[C]et[D]représententlesconcentrations des réactifs et des produits lorsque la réaction est en équilibre et que les concentrations ne changent plus. Les exposants a, b, c et d sont les coefficients stœchiométriques de l'équation. On pourrait écrire une équation générale d'équilibre de la façon suivante :



Les solides et les liquides ne sont pas inclus dans l'expression de la loi d'équilibre, car leurs concentrations sont constantes. Peu importe les quantités de solides ou de liquides en présence, les concentrations (mol/L) du solide et du liquide demeurent les mêmes.

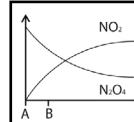
La constante d'équilibre fournit de l'information, par exemple, à quel point la réaction est avancée avant d'atteindre l'équilibre. Comme la constante d'équilibre correspond au rapport entre les produits et les réactifs, une valeur de K_{eq} supérieure à 1 ($K_{eq} > 1$) signifie qu'il y a plus de produits que de réactifs lorsque l'équilibre est atteint. Plus la valeur est grande, plus les produits sont favorisés. Une constante d'équilibre égale à 1 signifie qu'à l'équilibre, la concentration des réactifs et des produits est à peu près égale. Une constante d'équilibre inférieure à 1 ($K_{eq} < 1$) signifie qu'il y a plus de réactifs que de produits lorsque l'équilibre est atteint. La réaction inverse est donc favorisée (voir *Chimie 12*, p. 348 ou *Chimie 12 STSE*, p. 427).

La valeur de l'expression de l'action de masse en tout temps est appelée le quotient de réaction ou quotient réactionnel (Q). À l'équilibre, elle est appelée la constante d'équilibre (K_{eq}). Si le quotient de réaction est égal à la constante d'équilibre, le système est à l'équilibre. Si $Q < K_{eq}$, l'équilibre n'est pas atteint et le montant de produits est trop faible. Le système atteindrait l'équilibre en se déplaçant vers la droite. Si $Q > K_{eq}$, le système se déplace vers la gauche pour atteindre l'équilibre (voir *Chimie 12*, p. 354 ou *Chimie 12 STSE*, p. 459 460). Rappeler aux élèves que les constantes d'équilibre ne sont pas spécifiques à une réaction ni à une température donnée.

Activité – la constante d'équilibre

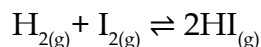
Proposer aux élèves d'établir une relation mathématique entre les concentrations à l'équilibre des réactifs et des produits pour un ensemble de données précis, afin de mieux comprendre la manière d'établir l'expression de la loi d'équilibre.

Certains manuels utilisent le symbole K_{eq} pour représenter la constante d'équilibre. À moins que la valeur soit donnée avec les unités appropriées, ce symbole ne fait pas la distinction entre une valeur de constante d'équilibre calculée à partir des concentrations à l'équilibre (K_c) et celle qui est calculée à partir de la pression d'équilibre (K_p). Les manuels n'utilisent pas d'unités, car celles-ci varient selon la puissance des concentrations.



Exemple de problème

Ton enseignant au laboratoire de chimie veut que tu détermines une relation mathématique pour les données qu'il a trouvées à partir d'une étude de l'équilibre chimique suivant :



Quelle formule mathématique comprenant les concentrations à l'équilibre des réactifs et des produits donne une constante (K) pour un système de réaction à l'iodure d'hydrogène?

Conseils :

- Assure-toi d'analyser toutes tes données pour vérifier ta formule.
- Rappelle-toi que la vitesse de la réaction directe est égale à la vitesse de la réaction inverse à l'équilibre.

Essai	[H ₂] (mol/L)	[I ₂] (mol/L)	[HI] (mol/L)	$\frac{[\text{réactifs}]}{[\text{produits}]^2}$	$\frac{[\text{produits}]^2}{[\text{réactifs}]}$
1	0,003 258 3	0,001 294 9	0,015 869	0,02	60
2	0,004 698 1	0,000 701 4	0,013 997	0,02	60
3	0,001 008 4	0,001 008 4	0,007 816	0,02	60
4	0,000 710 6	0,000 710 6	0,005 468	0,02	60
5	0,001 395 3	0,001 395 3	0,010 791	0,02	60

Solution :

$$\text{vitesse de la réaction directe} = k_d [\text{H}_2][\text{I}_2]$$

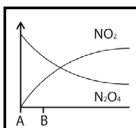
$$\text{vitesse de la réaction inverse} = k_i [\text{HI}]^2$$

À l'équilibre, la vitesse de la réaction directe est égale à la vitesse de la réaction inverse.

$$\text{vitesse de la réaction directe} = \text{vitesse de la réaction inverse, alors } k_d [\text{H}_2][\text{I}_2] = k_i [\text{HI}]^2$$

(Remarque : on ne peut annuler les valeurs de k, puisqu'elles ne sont pas identiques.)

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$



On pourrait aussi utiliser le rapport inverse :

$$\frac{k_i}{k_d} = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

En insérant les concentrations du premier essai dans la première équation, on obtient la valeur suivante :

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(0,015\ 89)^2}{(0,003\ 258\ 3)(0,001\ 294\ 9)} = 59,6$$

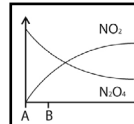
En utilisant les mêmes concentrations du premier essai et en les insérant dans la deuxième équation, on obtient le résultat suivant :

$$\frac{k_i}{k_d} = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(0,003\ 258\ 3)(0,001\ 294\ 9)}{(0,015\ 89)^2} = 0,017$$

Les élèves devraient obtenir des réponses de l'ordre de 60 ou de 0,02 quand ils utilisent les concentrations fournies dans les autres essais. Préciser que dans l'ensemble, les scientifiques se sont entendus pour inclure les constantes d'équilibre dans des documents comme le *CRC Handbook of Chemistry and Physics* en utilisant le rapport entre les concentrations des produits et celles des réactifs :

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = k_{\text{éq}}$$

Comme on exprime généralement la constante d'équilibre en fonction de la concentration, on l'écrit habituellement avec l'indice « c » au lieu de l'indice « éq », donc K_c .



Expressions de la constante d'équilibre

Proposer aux élèves d'écrire des expressions de la constante d'équilibre pour des réactions homogènes et hétérogènes.

Exemple de problème sur une réaction à l'équilibre dans un système hétérogène

Écrire l'expression de la constante d'équilibre pour la dissociation du carbonate de calcium solide.



Solution :

En appliquant la forme standard de l'expression de la constante d'équilibre, l'équation s'écrirait comme suit :

$$k_c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

Cependant, les concentrations des solides et des liquides purs sont constantes, c.-à-d. qu'elles ne varient pas. Elles ne sont pas comprises dans l'expression de l'action de masse. L'expression de la constante d'équilibre pour la dissociation du carbonate de calcium est donc la suivante :

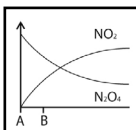
$$k_c = [\text{CO}_2]$$

Résolution de problèmes - la constante d'équilibre

Inviter les élèves à résoudre des problèmes comportant des constantes d'équilibre (voir *Chimie 12*, p. 338-348, *Chimie 12 STSE*, p. 428-431 et p. 442-452 ou *Chimie 11-12*, p. 686-689).


Il est recommandé de se limiter aux types de problèmes suivants :

- calcul de la K_c lorsqu'on donne les concentrations de tous les réactifs et les produits;
- calcul de la concentration à l'équilibre lorsque la K_c et les concentrations à l'équilibre de tous les autres réactifs et produits sont données;
- utilisation d'un tableau IVÉ (voir les ⊕ annexes 2 et 3) pour trouver la K_c à partir d'une concentration initiale ou de la concentration à l'équilibre d'un des produits.



Activités de laboratoire – la constante d'équilibre

Proposer aux élèves de réaliser une activité de laboratoire afin d'étudier la constante d'équilibre.

- **Mesure d'une constante d'équilibre** (voir *Chimie 12*, p. 340 ou *Chimie 12 STSE*, p. 476-478). Cette activité permettra aux élèves d'utiliser des données expérimentales pour calculer la valeur de K_{eq} pour une réaction réversible.
- **Utilisation d'un colorimètre ou spectromètre** (voir  l'annexe 4)
Dans cette expérience, des solutions de SCN^- et de Fe^{3+} à des concentrations variables seront mélangées afin d'obtenir un système en équilibre entre les deux ions séparés et l'ion FeSCN^{2+} . Faire remarquer aux élèves que plus les concentrations de Fe^{3+} sont élevées, plus la couleur rouge orangé du complexe est foncée. Leur demander d'utiliser ensuite le spectromètre ou le colorimètre pour déterminer l'absorbance de chaque système qui servira ensuite à déterminer les concentrations de tous les réactifs et produits en équilibre afin de trouver la valeur de K_{eq} .

En fin

1

Inviter les élèves à faire une recherche sur les travaux des chimistes norvégiens Cat Maximilian Guldberg et Peter Waage qui les ont conduits à proposer la loi d'action de masse. Leur demander de décrire la façon dont la loi d'action de masse a abouti à la formulation des expressions des constantes d'équilibre.

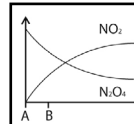
2

Proposer aux élèves d'utiliser les notes explicatives pour montrer la formulation d'une expression de l'action de masse pour une réaction comportant des solides ou des liquides (voir *L'enseignement des sciences de la nature secondaire*, p.13.14-13.15).

3

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

- Pourquoi est-il important de savoir si un système chimique est homogène ou hétérogène lorsqu'on veut calculer une constante d'équilibre?



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'écrire des expressions de la loi d'équilibre à partir d'équations chimiques données, et des équations chimiques à partir de l'expression de la loi d'équilibre.

2

Fournir aux élèves diverses valeurs de K_{eq} et leur demander d'indiquer quelles réactions étaient sur le point de se terminer lorsque l'équilibre a été atteint, et lesquelles ne l'étaient pas.

3

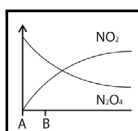
Demander aux élèves de résoudre des problèmes comportant des constantes d'équilibre (voir @ l'annexe 5 où des problèmes et leurs solutions sont présentés).

4

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des @ annexes 8 et 9 du regroupement 1.

5

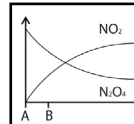
L'évaluation des activités de laboratoire peut se faire au moyen de rapports de laboratoire formels. Utiliser le modèle de rapport de laboratoire ou le format de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11-38, 14-12).



Bloc C : Le principe de Le Chatelier

L'élève sera apte à :

- C12-4-06** utiliser le principe de Le Chatelier pour prédire et expliquer des déplacements d'équilibre,
entre autres les variations de température, les changements de pression et de volume, le changement de concentration des réactifs ou des produits, l'addition d'un catalyseur ou d'un gaz inerte, les effets de divers stress sur la constante d'équilibre;
RAG : D3, D4, E4
- C12-4-07** mener une expérience pour démontrer le principe de Le Chatelier;
RAG : C2
- C12-4-08** interpréter des graphiques de la concentration en fonction du temps, entre autres les variations de température ou de concentration, l'addition d'un catalyseur;
RAG : D3, D4
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction vérifiable basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes*;
RAG : C2, C5
- C12-0-S7** interpréter des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;
RAG : C2, C5, C8
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques.
RAG : C2, C3, C4, C5



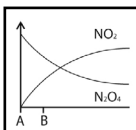
Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Inviter les élèves à explorer les effets des changements de conditions sur les réactions chimiques à l'équilibre. Leur proposer de se rendre sur le site <https://phet.colorado.edu/fr/simulation/reactions-and-rates>, de lancer la simulation « Réaction et cinétique » et de cliquer sur l'onglet « collisions multiples ». Les inviter à choisir une quantité égale de réactifs et à laisser la réaction se poursuivre jusqu'à ce qu'un équilibre soit atteint. Ensuite, leur proposer de modifier des paramètres tels que la quantité de réactifs ou de produits et d'observer ce qui se produit lorsque le système revient à l'équilibre.

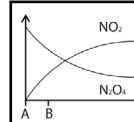
Dans le cours de chimie de 11^e année (C11-02-05), les élèves ont réalisé une expérience pour étudier la loi de Boyle, selon laquelle la pression et le volume d'un gaz sont inversement proportionnels. Ils ont aussi réalisé des expériences en produisant des réactions endothermiques et exothermiques en 11^e et 12^e années (C11-3-13 et C12-3-04). Le RAS C12-3-02 prévoyait un laboratoire visant à faire observer les effets de la concentration, de la température, de la pression, du volume et de la présence d'un catalyseur sur la vitesse de réaction.

En quête**Enseignement direct - le principe de Le Chatelier**

Expliquer aux élèves que plusieurs facteurs peuvent avoir un effet sur l'équilibre d'une réaction réversible. Ils auront peut-être remarqué lors de l'activité de la section « En tête » qu'une augmentation de la concentration des réactifs favorise la formation de produits tandis qu'une augmentation de la concentration des produits favorise la réaction inverse. En 1884, le chimiste français Louis Le Chatelier a proposé un principe (le principe de Le Chatelier) décrivant la façon dont l'équilibre chimique évolue en réponse à un stress ou à une perturbation dans un système fermé (voir *Chimie 12*, p. 356-365, *Chimie 12 STSE*, p. 432-439 ou *Chimie 11-12*, p. 690-695). Un système fermé en équilibre soumis à une perturbation réagit de façon à s'opposer à ce changement et ainsi revenir à l'équilibre. Le tableau qui suit décrit la façon dont l'équilibre chimique se déplace en réponse à un stress dans un système fermé.



Stress	Réaction du système	Effet sur la constante d'équilibre
Augmentation de la température	L'équilibre se déplace de façon à utiliser la chaleur ajoutée, favorisant ainsi une réaction endothermique.	La constante d'équilibre change puisque la position d'équilibre se déplace sans qu'il y ait de substance ajoutée ou enlevée. La chaleur n'entre pas en ligne de compte dans l'expression de l'action de masse pour maintenir le rapport.
Diminution de la température	L'équilibre se déplace de façon à produire plus de chaleur, favorisant ainsi une réaction exothermique.	La constante d'équilibre change, puisque la position d'équilibre se déplace sans qu'il y ait de substance ajoutée ou enlevée. La chaleur n'entre pas en ligne de compte dans l'expression de l'action de masse pour maintenir le rapport.
Augmentation du volume (diminution de la pression)	L'équilibre se déplace du côté ayant le plus de particules de gaz, puisque les solides et les liquides sont incompressibles.	La constante d'équilibre ne change pas, puisque les concentrations de tous les réactifs et des produits changent dans une même proportion.
Diminution du volume (augmentation de la pression)	L'équilibre se déplace du côté ayant le moins de particules de gaz, puisque les solides et les liquides sont incompressibles.	La constante d'équilibre ne change pas, puisque les concentrations de tous les réactifs et des produits changent dans une même proportion.
Augmentation de la concentration	L'équilibre se déplace pour diminuer la quantité du réactif ou du produit qui a été ajouté.	La constante d'équilibre ne change pas, puisque les concentrations de tous les réactifs et des produits changent dans une même proportion.
Diminution de la concentration	L'équilibre se déplace de façon à augmenter la quantité du réactif ou du produit qui a été enlevé.	La constante d'équilibre ne change pas, puisque les concentrations de tous les réactifs et des produits changent dans une même proportion.
Addition d'un catalyseur	Aucun changement. Le catalyseur augmente la vitesse des réactions directe et inverse dans la même mesure, donc il aide simplement à amener les systèmes en équilibre plus rapidement.	La constante d'équilibre ne change pas.
Addition d'un gaz inerte	Aucun changement, puisque le gaz inerte ne participe pas à la réaction.	La constante d'équilibre ne change pas.

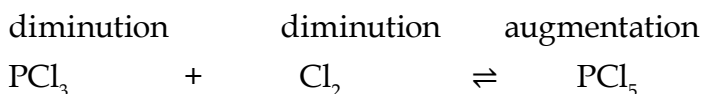


L'exemple ci-dessous montre l'influence d'une variation de la concentration sur les autres substances dans une réaction chimique :

Les changements de concentration qui suivent entraînent un déplacement vers la droite.



Les changements de concentration qui suivent entraînent un déplacement vers la gauche (réaction inverse).



Démonstrations - principe Le Chatelier

- **L'expérience des feux de circulation**

Cette démonstration illustre une réaction d'oscillation entre le jaune orangé initial et le rouge (après avoir agité le flacon une fois) puis le vert (après avoir agité encore un peu). Après avoir laissé reposer le flacon pendant quelques minutes, la couleur change dans l'ordre inverse pour revenir au jaune orangé. Le principe qui explique cette démonstration est qu'une agitation est suffisante pour que la première réaction se produise, et qu'en agitant quelques fois encore, la deuxième réaction peut s'effectuer. À mesure que la solution repose, l'énergie cinétique (due à l'agitation) diminue, ce qui fait qu'il n'y a pas suffisamment d'énergie pour que les réactions se poursuivent. Préparer l'expérience en dissolvant 32 g de KOH dans 1200 mL d'eau (solution A), 40g de glucose dans 1200 mL d'eau (solution B), 0,50 g de benzoïne dans 500 mL d'eau (solution C) et 1,0 g de carmin d'indigo dans 200 mL d'eau (solution D). Dans un grand ballon vide et propre, ajouter 200 mL de la solution A. Ajouter ensuite 200 mL de la solution B, puis 60 mL de solution C et, enfin 16 mL de solution D. Une vidéo de cette démonstration est fournie à l'adresse http://wn.com/traffic_light_reaction_go_science_demonstration (site en anglais). Des vidéos de démonstrations similaires (avec des substances chimiques différentes, mais pour lesquelles les mêmes couleurs apparaissent) sont accessibles sur Internet :

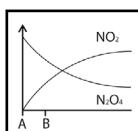
- Vidéo de la réaction de Belousov Zhabotinsky :

http://ww3.ac.poitiers.fr/sc_phys/cyberlab/cyberter/fete_chi/BZ/bz.htm.

Ce site présente une vidéo de cette réaction, où la couleur oscille entre le rouge et le bleu; voir aussi <http://www.faidherbe.org/site/cours/dupuis/joupord.htm>;

- Vidéo de la réaction de Briggs Rauscher :

<http://www.youtube.com/watch?v=Ch93AKJm9os>.



- **Démonstration des cristaux liquides**

S'il est possible d'obtenir une feuille de cristaux liquides thermosensibles, enrouler la feuille autour de verres d'eau froide, d'eau à la température ambiante et d'eau chaude pour voir si l'augmentation de la température fait foncer la couleur :



Les « bagues d'humeur », faites de cristaux liquides, tirent parti de ce phénomène en rétablissant l'équilibre par suite de légers changements de la température corporelle.

Activités de laboratoire - perturbation de systèmes en équilibre

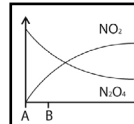
Choisir parmi les expériences ci-dessous qui aident à déterminer la façon dont des systèmes en équilibre réagissent à des stress ou perturbations. Il n'est pas nécessaire que les élèves exécutent chacune des activités. L'enseignant devrait choisir les activités appropriées compte tenu des habiletés des élèves et de l'équipement dont on dispose.

- **Laboratoire d'analogie**

La marche à suivre complète pour cette expérience de laboratoire est fournie à @ l'annexe 6. Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 7. Proposer aux élèves d'utiliser des pailles de deux diamètres (calibres) différents pour transférer de l'eau entre deux cylindres gradués jusqu'à ce que l'équilibre soit atteint. Cette activité est bénéfique pour les élèves, car elle montre que les systèmes ne sont pas nécessairement en équilibre lorsque les concentrations des réactifs et des produits sont identiques. Les résultats des élèves varieront, selon le diamètre de la paille placée dans chaque cylindre gradué. Une grille d'évaluation est proposée à @ l'annexe 8 pour cette analogie.

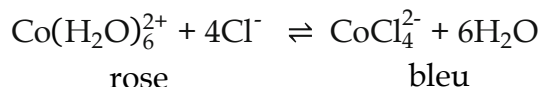
- **Laboratoire sur l'équilibre qualitatif**

Un exercice préalable au laboratoire est fourni à @ l'annexe 9. Cet exercice offre aux élèves l'occasion de prédire la direction du déplacement de l'équilibre en fonction des stress exercés. La marche à suivre complète pour ce laboratoire est fournie à @ l'annexe 10. Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 11. Proposer aux élèves de créer un système en équilibre en utilisant des solutions de nitrate de fer(III) à 0,02 mol/L et de thiocyanate de potassium à 0,002 mol/L. Les solutions sont mélangées, puis on crée des « perturbations » en ajoutant du nitrate de fer(III), du thiocyanate de potassium solide et de l'hydroxyde de sodium à des petites quantités de la solution. Le déplacement de la position d'équilibre initiale peut être observé par les variations de couleur.



- **Perturbation de systèmes en équilibre**

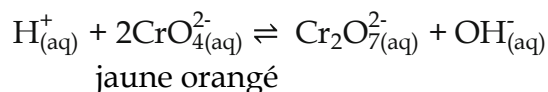
Cette expérience de laboratoire est présentée à ☺ l'annexe 12. La réaction étudiée est la suivante :



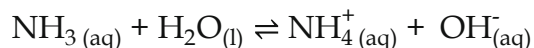
Inviter les élèves à dissoudre le chlorure de cobalt dans l'éthanol et à noter la couleur de la solution. Leur demander ensuite d'appliquer un stress à des petites quantités de la solution préparée (eau distillée, acide chlorhydrique, chlorure de calcium solide, solution de nitrate d'argent, augmentation et diminution de la température/chaleur) et de noter les couleurs résultantes.

- **Expérience 7 B, Perturbation de l'équilibre** (voir *Chimie 12*, p. 358)

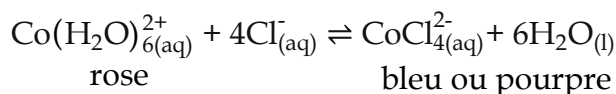
Cette expérience comprend quatre parties. La première porte sur l'équilibre chromate/bichromate :



La deuxième partie porte sur les changements apportés à un système de base en équilibre, soit :



La troisième partie traite de l'effet des changements de concentration et de température sur un système en équilibre.

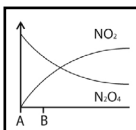


Enfin, en quatrième partie, on examine la réaction $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} + 59 \text{ kJ/mol} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{g})}$

Cette partie devrait être réalisée par l'enseignant à titre de démonstration (voir aussi *Chimie 12 STSE*, p. 439).

- **Expérience 7-B, La réaction d'un système en équilibre aux variations de conditions** (voir *Chimie 12 STSE*, p. 474-475)

Les élèves doivent concevoir leurs propres expériences afin d'étudier le principe de Le Chatelier. La première partie porte sur l'équilibre dans un système gazeux tandis que la deuxième porte sur un système de base en équilibre.



Démonstration sur Internet

Inviter les élèves à visionner les vidéos sur le site suivant et à expliquer les changements qu'ils observent : http://www.afd-ld.org/~fdp_chimie/page.php?them=thermodynamique&chap=equilibre-chimique. Des renseignements pour l'enseignant sont disponibles en format PDF ou sous forme d'animation. Cliquer sur les icônes pour visionner la vidéo ou accéder aux renseignements.

La vidéo « Effet de la température sur un équilibre dynamique » montre les effets de la température sur l'équilibre $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$.

La vidéo « Effet de la concentration sur un équilibre dynamique » montre les effets de la concentration sur l'ion cobalt.

La vidéo « Effet de la pression sur un équilibre dynamique » montre les effets de la pression sur l'équilibre $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$.

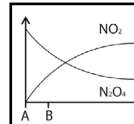
Enseignement direct – analyse de graphiques de la concentration en fonction du temps

Inviter les élèves à examiner les résultats obtenus lors du laboratoire d'analogie, s'ils l'ont terminé, ou leur donner un graphique de la concentration en fonction du temps. Ils devraient remarquer que l'équilibre est illustré par un plateau, montrant que les concentrations des réactifs et des produits ne changent plus dans le temps.

Exemple

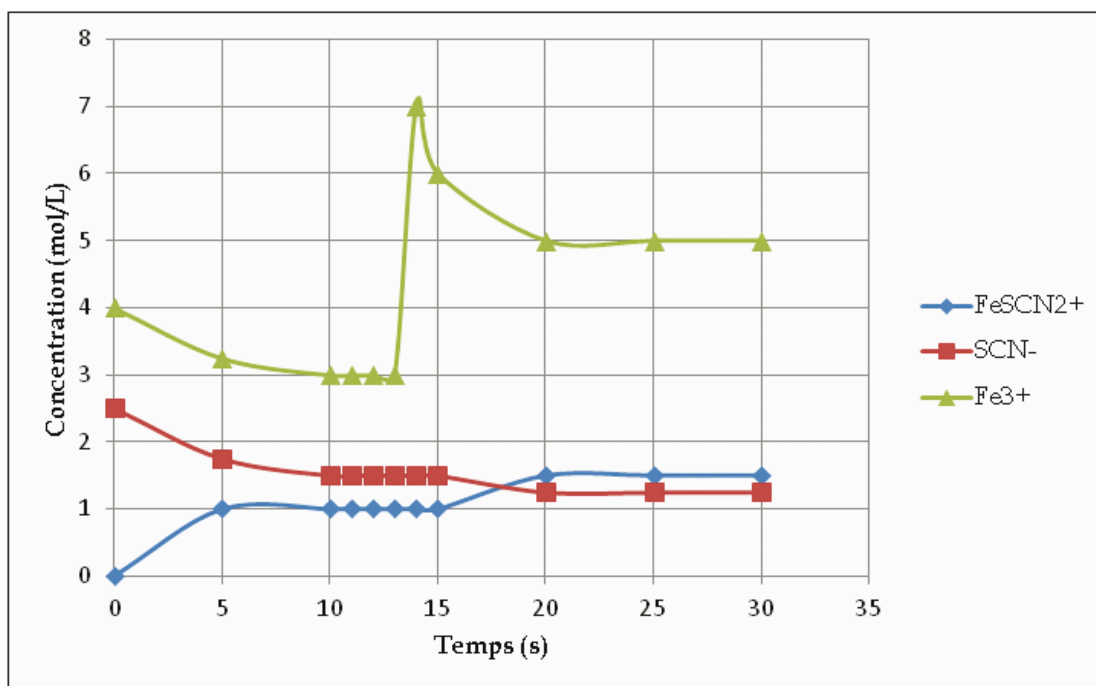
Montrer aux élèves la façon de résoudre le problème qui suit afin de présenter l'analyse quantitative d'un graphique de la concentration en fonction du temps. Voir l'information pour l'enseignant à l'annexe 13. Il est aussi possible de fournir aux élèves les données du tableau suivant pour qu'ils puissent construire le graphique avant de l'interpréter.

Dans le RAS C12-4-01, les élèves ont examiné qualitativement des graphiques de la concentration en fonction du temps. Dans le RAS C12-4-06, ils ont vu qu'un système en équilibre se modifie pour atténuer le stress et rétablir l'équilibre.



Temps	[FeSCN ²⁺]	[SCN ⁻]	[Fe ³⁺]	[Fe ³⁺] après le stress
0	0	2,5	4	
5	1	1,75	3,25	
10	1	1,5	3	
11	1	1,5	3	
12	1	1,5	3	
13	1	1,5	3	
14	1	1,5	3	7
15	1	1,5	3	6
20	1,5	1,25		5
25	1,5	1,25		5
30	1,5	1,25		5

Concentration en fonction du temps



Pour la réaction $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}$, les concentrations des réactifs (Fe^{3+} et SCN^-) diminuent à mesure que la réaction progresse et la concentration du produit (FeSCN^{2+}) augmente. Il semble que la réaction atteigne l'équilibre au bout de 10 secondes. À 15 secondes, un stress est appliqué à l'équilibre, puisque la concentration de Fe^{3+} augmente en flèche à ce moment. Il y a plus de molécules de Fe^{3+} dans ce système, donc le nombre de molécules de SCN^- diminue, et le nombre de molécules de produit (FeSCN^{2+}) augmente. Un nouvel équilibre est établi à 20 secondes.

Questions :

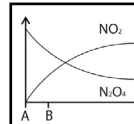
1. Écris une équation équilibrée pour représenter cette réaction.
2. Combien de temps a-t-il fallu pour que le système parvienne à l'état d'équilibre?
3. Calcule la valeur approximative de la constante d'équilibre à partir des concentrations à 10 secondes.
4. Calcule la valeur approximative de la constante d'équilibre à partir des concentrations à 20 secondes.
5. Comment les deux valeurs obtenues en 3 et 4 se comparent-elles? Pourquoi?
6. Quelle a été la perturbation appliquée à 14 secondes?
7. Comment l'ajout d'un catalyseur positif peut-il changer la forme de la courbe?

Réponses :

1. $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}$
2. 10 secondes
3.
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = \frac{(1)}{(3)(1,5)} = 0,22$$
4.
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = \frac{(1,5)}{(5)(1,25)} = 0,24$$
5. Elles sont à peu de choses près les mêmes, puisque la perturbation appliquée au système n'était pas un changement de température.
6. Ajout de Fe^{3+} .
7. Un catalyseur devrait diminuer le temps nécessaire pour atteindre l'équilibre, donc la courbe serait beaucoup plus comprimée sur l'axe des x.

En fin

Proposer aux élèves de consulter l'épisode 4, « Tendances des réactions », de la série de TFO *Équilibre chimique*. Les effets de la chaleur et de la pression sont illustrés dans un système en équilibre en utilisant le principe de Le Chatelier. Inviter les élèves à décrire ces effets sur un système en équilibre à l'échelle macroscopique et à l'échelle microscopique. Cette vidéo est disponible sur le site de TFO.



Stratégies d'évaluation suggérées**1**

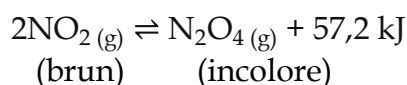
Poser les questions suivantes aux élèves :

- *Quels sont les cinq facteurs qui influent sur la vitesse d'une réaction?*
- *Dans une réaction en équilibre, comment les vitesses de la réaction directe et de la réaction inverse peuvent-elles se comparer?*

2

Inviter les élèves à répondre à des questions relatives au principe de Le Chatelier, par exemple :

Une grande partie du brouillard brunâtre qui flotte au dessus des grandes villes est constituée de dioxyde d'azote, $\text{NO}_{2(g)}$, qui réagit pour former du tétraoxyde de diazote, $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$, selon l'équation :



Utilise cette réaction à l'équilibre pour expliquer pourquoi le brouillard brunâtre disparaît en hiver au dessus des grandes villes pour ne réapparaître qu'au printemps.

(Réponse : La perturbation appliquée est une diminution de la température en hiver. La réaction exothermique (dégagement de chaleur) serait favorisée afin de contrer la diminution de température, ce qui favoriserait la production de tétraoxyde de diazote, un gaz incolore. En été, la perturbation serait une augmentation de température. La réaction endothermique (absorption de chaleur) serait favorisée pour contrer cette perturbation. Il y aurait alors production de dioxyde d'azote, ce qui produirait le brouillard brunâtre au dessus de la ville.)

3

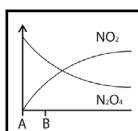
Proposer aux élèves d'écrire un article de journal fictif rédigé le jour où Henri Louis Le Chatelier a fait sa contribution la plus importante à la science afin de souligner cette contribution.

4Inviter les élèves à rédiger un rapport d'expérience pour leur activité de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire pour des modèles*).**5**

Se référer aux ☺ annexes 8 et 9 du regroupement 1 afin d'évaluer les habiletés en laboratoire des élèves.

6

Inviter les élèves à compléter la feuille de travail fournie à ☺ l'annexe 14.



Bloc D : Applications du principe de Le Chatelier

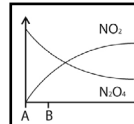
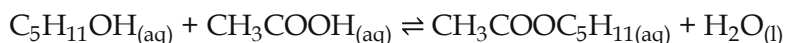
L'élève sera apte à :

- C12-4-09** décrire des applications pratiques du principe de Le Chatelier, *par exemple le procédé Haber, la production d'hémoglobine en altitude, les boissons gazéifiées, l'adaptation des yeux à la lumière, le pH sanguin, la recharge des piles, les moteurs turbocompressés/suralimentés, la synthèse d'esters, les indicateurs météo, l'eau gazéifiée dans l'alimentation d'une poule;*
RAG : B1, D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie, *par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*
RAG : D3
- C12-0-T1** décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2
- C12-0-A3** manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie.
RAG : B4

Stratégies d'enseignement suggéréesEn tête

Poser la question suivante aux élèves pour évaluer leur compréhension du principe de Le Chatelier :

- L'alcool isopentylique réagit avec l'acide acétique pour former de l'acétate de pentyle, composant ayant une odeur plaisante (essence de banane naturelle).



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

En quête

Projet de recherche

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

En fin

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

Stratégies d'évaluation suggérées

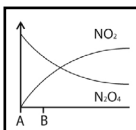
1

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

2

Inviter les élèves à répondre à la question suivante :

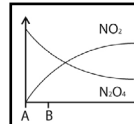
- *Lorsqu'une personne prend votre photo, vous pouvez voir une image « fantôme » du flash pendant plusieurs minutes suivant la prise de la photo. Expliquez ce phénomène en parlant de la vitesse de la réaction directe et de la réaction inverse de la rhodopsine dans l'œil. (Lorsque le flash se déclenche,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



Bloc E : Le produit de solubilité

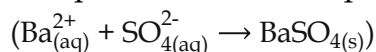
L'élève sera apte à :

- C12-4-10** rédiger des expressions du produit de solubilité (K_{ps}) à partir d'équations chimiques équilibrées pour des sels à faible solubilité;
RAG : D3
- C12-4-11** résoudre des problèmes de K_{ps} ,
entre autres des problèmes avec ions communs;
RAG : D3
- C12-4-12** donner des exemples de sels à faible solubilité,
par exemple les calculs rénaux, les cavernes calcaires, l'ostéoporose, la carie dentaire;
RAG : D3, D4, E1
- C40S-4-13** mener une expérience pour déterminer le produit de solubilité (K_{ps}) d'un sel à faible solubilité;
RAG : C2, D3
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-T3** illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne.
RAG : A5, B2



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Inviter les élèves à écrire des équations ioniques nettes de réactions en solution, par exemple, la réaction entre BaCl_2 et Na_2SO_4 . Les élèves peuvent consulter les règles de solubilité de l'annexe 3 du regroupement 1 pour déterminer quelles substances ioniques formeront un précipité à partir de solutions aqueuses.



Dans les RAS C12-1-01 et C12-1-02, les élèves ont vu que certaines réactions produisent des précipités.

En quête**Enseignement direct – la solubilité des précipités**

Expliquer aux élèves que les précipités formés par les réactions de déplacement double ne sont pas insolubles, mais *légèrement solubles*. À titre d'exemple, même si le tableau de solubilité devrait indiquer que l'AgCl est insoluble, ce composé donne lieu à des réactions de dissociation et de précipitation pour établir l'équilibre. $\text{AgCl}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + \text{Cl}_{(\text{aq})}^-$

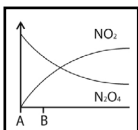
Une bonne représentation visuelle de cette réaction à l'échelle moléculaire est fournie sur le site Web de la *North Carolina School of Science and Mathematics Distance Learning Technologies* (site en anglais), à l'adresse [http://www.dlt.ncssm.edu/core/Chapter14 Gas Phase Solubility Complex Ion Equilibria/Chapter14 Animations/Solubility of AgCl.html](http://www.dlt.ncssm.edu/core/Chapter14%20Gas%20Phase%20Solubility%20Complex%20Ion%20Equilibria/Chapter14%20Animations/Solubility%20of%20AgCl.html).

Au début de ce regroupement, les élèves ont calculé les constantes d'équilibre en utilisant le rapport entre les concentrations des produits (élevées à la puissance de leurs coefficients à partir de l'équation équilibrée) et les concentrations des réactifs (élevées à la puissance de leurs coefficients à partir de l'équation équilibrée) à l'équilibre.

$$K_{\text{éq}} = \frac{[\text{Ag}_{(\text{aq})}^+][\text{Cl}_{(\text{aq})}^-]}{[\text{AgCl}_{(\text{s})}]}$$

Comme les solides ne sont pas inclus dans les expressions d'équilibre (leurs concentrations étant stables), les constantes du **produit de solubilité** sont calculées en utilisant seulement les concentrations des produits à l'équilibre et, puisque ces expressions d'équilibre sont associées à la dissolution d'un solide, on doit remplacer $K_{\text{éq}}$ par K_{ps} .

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$



Comme c'est le cas des constantes d'équilibre, les constantes du produit de solubilité s'appliquent à une seule réaction à une température donnée, puisque la solubilité d'un sel varie selon la température. Plus la valeur de K_{ps} est élevée, plus le sel est soluble.

Exemples : (valeurs données pour 25 °C)

phosphate de calcium $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-26}$

bromure d'argent $K_{ps} = 7,7 \times 10^{-13}$

fluorure de baryum $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-6}$

Dans ces exemples, la solubilité du fluorure de baryum, BaF_2 est plus élevée que celle des autres sels, $Ca_3(PO_4)_2$ et $AgBr$, car BaF_2 a la valeur la plus élevée de K_{ps} . Le phosphate de calcium, $Ca_3(PO_4)_2$, se dissout très légèrement dans l'eau, la valeur de K_{ps} étant très faible.

Bien faire la distinction entre solubilité (nombre de moles de soluté qui se dissoudront dans un litre de solvant, aussi appelée la concentration) et produit de solubilité (produit des concentrations des ions en solution, élevé à la puissance de leurs coefficients dans l'équation équilibrée).

Dans les manuels, on n'utilise aucune unité pour K_{ps} puisque les unités varient selon la puissance des concentrations (mol/L, (mol/L)² ou (mol/L)³).

Enseignement direct - calcul de la constante de solubilité

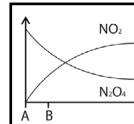
Inviter les élèves à résoudre des problèmes de produit de solubilité. Leur montrer quelques exemples. Limiter les choix de problèmes aux suivants :

1. Calculer la valeur de K_{ps} lorsqu'on donne la solubilité molaire d'un composé.
2. Utiliser un tableau IVÉ pour connaître la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité.
3. Déterminer les concentrations des ions présents à l'équilibre lorsque la valeur de K_{ps} du sel à faible solubilité est connue.
4. Déterminer la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité dans une solution dont la concentration d'un ion commun est connue.

Exemples de problèmes

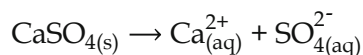
1. Calcul de la K_{ps} en tenant compte de la solubilité molaire d'un composé.

La solubilité du sulfate de calcium, $CaSO_4$, est de $4,9 \times 10^{-3}$ mol/L. Calcule la valeur de K_{ps} pour $CaSO_4$.



Solution :

a) Écrire l'équation de dissociation de CaSO_4 .



b) Écrire le produit ionique, ou l'expression de K_{ps} .

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

c) Insérer les concentrations molaires des ions Ca^{2+} et SO_4^{2-} dans l'expression de K_{ps} et faire le calcul.

$$K_{ps} = [4,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}][4,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}]$$

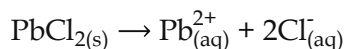
$$K_{ps} = 2,4 \times 10^{-5}$$

2. Utilisation d'un tableau IVÉ pour calculer la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité.

Sachant que la valeur de K_{ps} du PbCl_2 est de 2×10^{-5} , calcule la solubilité molaire du PbCl_2 dans de l'eau pure à 25 °C.

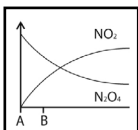
Solution :

a) Écrire l'équation de dissociation de PbCl_2 .



b) Préparer un tableau IVÉ (Initiale, Variation, Équilibre) et y insérer les valeurs pour les ions inconnus. Noter que pour chaque ion Pb^{2+} , deux ions Cl^- sont présents, d'après l'équation équilibrée.

		$\text{PbCl}_{2(s)} \rightarrow \text{Pb}_{(aq)}^{2+} + 2\text{Cl}_{(aq)}^{-}$		
I	---	0	0	
V	---	+ x	+2x	
É	---	x	2x	



- c) Écrire le produit ionique ou l'expression de K_{ps} et insérer les valeurs connues dans l'expression.

$$K_{ps} = [Pb^{2+}] [Cl^-]^2$$

$$2 \times 10^{-5} = (x) (2x)^2$$

- d) Calculer x.

$$2 \times 10^{-5} = 4x^3$$

$$x^3 = 5 \times 10^{-6}$$

$$x = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

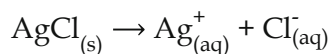
La solubilité molaire du $PbCl_2$ dans l'eau pure à 25 °C est de $1,7 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

3. Détermination des concentrations des ions présents à l'équilibre lorsque la valeur de K_{ps} du sel à faible solubilité est connue.

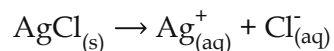
Quelle est la concentration des ions argent et chlorure dans une solution saturée de chlorure d'argent à 25 °C? ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$)

Solution :

- a) Écrire l'équation de dissociation pour AgCl.



- b) Préparer un tableau IVÉ et y insérer les valeurs inconnues des ions, x.



$$I \quad \text{---} \quad 0 \quad 0$$

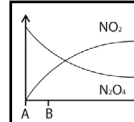
$$V \quad \text{---} \quad +x \quad +x$$

$$É \quad \text{---} \quad x \quad x$$

- c) Écrire le produit ionique ou l'expression de K_{ps} et insérer les valeurs connues.

$$K_{ps} = [Ag^+] [Cl^-]$$

$$1,8 \times 10^{-10} = (x)(x)$$



d) Calculer x .

$$1,8 \times 10^{-10} = (x)^2$$

$$x^2 = 1,8 \times 10^{-10}$$

$$x = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

La solubilité molaire des ions à l'équilibre est égale à

$$x = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

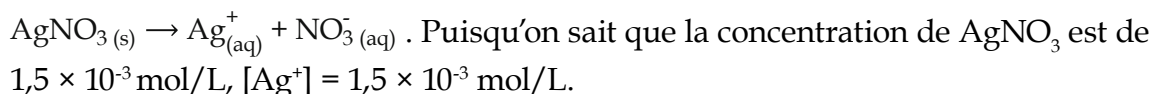
4. Détermination de la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité dans une solution dont la concentration d'un ion commun est connue

Calcule la solubilité molaire du chlorure d'argent dans une solution de nitrate d'argent à $1,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ (K_{ps} pour $\text{AgCl} = 1,6 \times 10^{-10}$).

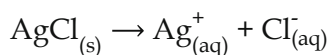
Solution :

Ce problème porte sur un ion commun, Ag^+ , qui est présent dans AgCl et AgNO_3 . Noter que la présence de l'ion commun influe sur la solubilité de AgCl (en mol/L), mais pas sur la valeur de K_{ps} , puisqu'il s'agit d'une constante d'équilibre.

- a) AgNO_3 se dissocie complètement, comme l'indique l'équation

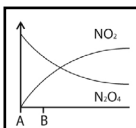


Écrire l'équation de dissociation pour AgCl .



- b) Préparer le tableau IVÉ et y insérer les valeurs pour les ions inconnus. Ne pas oublier qu'il y a deux sources d'ions Ag^+ , $1,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ de AgNO_3 et une quantité inconnue, x , de AgCl .

	$\text{AgCl}_{(s)}$	\rightarrow	$\text{Ag}_{(aq)}^+$	+	$\text{Cl}_{(aq)}^-$
I	---		$1,5 \times 10^{-3}$		0
V	---		+ x		+x
É	---		$1,5 \times 10^{-3} + x$		x



- c) Écrire le produit ionique ou l'expression de K_{ps} et insérer les valeurs connues dans l'équation.

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$1,6 \times 10^{-10} = (1,5 \times 10^{-3} + x)(x)$$



Ce x peut être omis, car la quantité d'ions Ag^+ pouvant être dissous à partir d' $AgCl$ est très petite comparée à la quantité d'ions Ag^+ provenant de $AgNO_3$.

- d) Calculer x .

$$1,6 \times 10^{-10} = (1,5 \times 10^{-3})(x)$$

$$x = 1,1 \times 10^{-7}$$

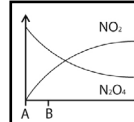
$$[AgCl] = 1,1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

La solubilité molaire de $AgCl$ dans une solution de $AgNO_{3(aq)}$ à $1,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ est de $1,1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Recherche - applications pratiques des sels à faible solubilité

Inviter les élèves à se renseigner au sujet des applications pratiques des sels à faible solubilité à l'aide de la stratégie Jigsaw (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p.3.21). Diviser la classe en groupes d'experts et assigner à chacun une différente application. Inviter les élèves à préparer un résumé de leur exemple. Vérifier les résumés de chaque groupe d'experts, faisant des corrections ou des ajouts, s'il y a lieu. Pour s'assurer que chaque membre du groupe d'experts est en mesure d'expliquer son sujet, inviter les élèves à donner des explications à tour de rôle à l'intérieur du groupe d'experts. Ensuite, former des groupes hétérogènes « familles » pour qu'ils partagent leurs nouvelles connaissances.

Il n'est pas nécessaire que les élèves apprennent les exemples en détail. Ces exemples visent simplement à souligner l'importance des sels à faible solubilité dans notre vie. L'enseignant peut demander aux élèves de trouver des renseignements dans leur manuel ou, si cette information est limitée, de consulter d'autres sources d'information. Les données de référence qui suivent sont destinées à l'enseignant.

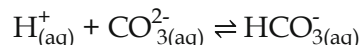


Cavernes calcaires

La pierre calcaire (CaCO_3) est formée par la décomposition d'organismes marins tels que les escargots, les myes, les coraux et les algues. Dans l'eau, le sel à faible solubilité atteindra l'équilibre suivant :



L'érosion chimique de la pierre calcaire se produit lorsque le calcaire est en contact avec une eau acide :



Si le dépôt de calcaire est suffisamment profond, la dissolution du calcaire crée une caverne.

Ostéoporose

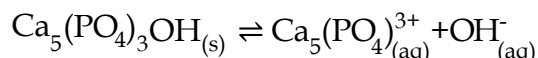
Le calcium de l'organisme est stocké à 99 % dans les os, où il forme le système en équilibre suivant :



Si la concentration de calcium dans le sang diminue, l'équilibre peut être rétabli par une augmentation de la solubilité du phosphate de calcium (des os), rendant ainsi les os poreux et fragiles. Comment éviter ce problème? En s'assurant d'obtenir la dose quotidienne minimale de calcium (surtout entre 10 et 20 ans, lorsque la croissance des os est plus rapide) et en faisant travailler régulièrement les articulations portantes par l'exercice. Il faut noter cependant que de grandes quantités de calcium dans l'organisme peuvent causer la formation de calculs rénaux, qui provoquent de fortes douleurs.

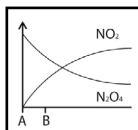
Carie dentaire

Le principal constituant de l'émail des dents est l'hydroxylapatite ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, $K_{ps} = 6,8 \times 10^{-37}$). Dans la bouche, l'équilibre est établi comme suit :



La fermentation du sucre sur les dents provoque la formation de l'ion hydronium. Cet ion réagit avec l'ion hydroxyde de la première réaction, favorisant la réaction directe. Une augmentation de la solubilité de l'hydroxylapatite entraîne la dissolution de l'émail des dents. Depuis plusieurs années, l'eau et les dentifrices sont fluorés. L'ion fluorure remplace l'ion hydroxyde dans l'hydroxylapatite pour créer le fluorapatite ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, $K_{ps} = 1,0 \times 10^{-60}$). Comme le fluorapatite est moins soluble dans l'eau, les dents deviennent plus résistantes à la carie.

L'ajout de fluorure aux dentifrices est très utile, mais il n'y a pas de fluorure ajouté aux dentifrices pour enfants. Pourquoi? Parce qu'un excès de fluorure dans l'organisme dû à l'ingestion de grandes quantités de dentifrice peut causer la fluorose (une croissance anormale des os).



Activités de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser une expérience de laboratoire pour déterminer la valeur de K_{ps} d'un sel à faible solubilité. Voici quelques exemples d'activités de laboratoire :

- **Expérience : K_{ps} de l'hydroxyde de calcium** (voir *Chimie 12*, p. 434 ou *Chimie 12 STSE*, p.551).

Le but de cette expérience consiste à déterminer la constante du produit de solubilité de l'hydroxyde de calcium.

- **Expérience : K_{ps} du chlorure de plomb** (voir ① l'annexe 16)

Le but de cette activité de laboratoire consiste à déterminer la constante du produit de solubilité du chlorure de plomb(II).

Dans le RAS C12-4-11, les élèves ont résolu des problèmes touchant la K_{ps} . Cette activité offre aux élèves l'occasion d'utiliser des données expérimentales pour calculer la valeur de K_{ps} pour un sel légèrement soluble.

En fin**1**

Demander aux élèves d'expliquer la façon dont l'ajout d'ions sulfate à une solution saturée de sulfate de baryum influencerait sur la concentration des ions baryum.

2

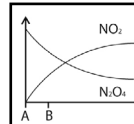
Demander aux élèves de réfléchir à un exemple de la solubilité des sels légèrement solubles dans leur vie de tous les jours ou dans des professions où ce principe est appliqué et de noter l'exemple dans leur carnet scientifique.

3

Proposer aux élèves de mener une recherche sur les composés de plomb insolubles utilisés auparavant dans les pigments de peinture et qui ont provoqué des intoxications au plomb chez certaines personnes, notamment des enfants.

En plus

Si les élèves ont une base solide en mathématiques de précalcul, leur présenter des problèmes portant sur l'utilisation de réactifs limitatifs (inhibiteurs) pour calculer la probabilité de formation d'un précipité lorsque deux solutions de concentrations et de volumes connus sont mélangées.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à résoudre des problèmes de produit de solubilité (voir ☺ l'annexe 17).

2

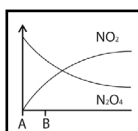
Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir ☺ l'annexe 19 du regroupement 1).

3

Se référer aux ☺ annexes 8 et 9 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

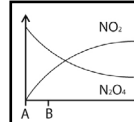
4

Inviter les élèves à évaluer leur participation à l'activité des groupes d'experts (voir ☺ l'annexe 18).



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Préparation de systèmes à l'équilibre	4.52
ANNEXE 2 : Tableau IVÉ – Méthode de résolution de problèmes d'équilibre	4.54
ANNEXE 3 : Méthode de calcul ÉIR/PÉC pour les problèmes de constante d'équilibre..	4.56
ANNEXE 4 : Activité de laboratoire – L'équilibre chimique	4.58
ANNEXE 5 : Problèmes sur l'équilibre	4.60
ANNEXE 6 : Expérience – Analogie pour une réaction en équilibre.....	4.61
ANNEXE 7 : Analogie pour une réaction en équilibre – Renseignements pour l'enseignant.....	4.63
ANNEXE 8 : Analogie pour une réaction en équilibre – Grille d'évaluation pour les rapports de laboratoire.....	4.64
ANNEXE 9 : Prélaboratoire – L'équilibre et le principe de Le Chatelier	4.65
ANNEXE 10 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre	4.66
ANNEXE 11 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre – Renseignements pour l'enseignant...	4.67
ANNEXE 12 : Perturbation des systèmes en équilibre	4.68
ANNEXE 13 : Interprétation des graphiques de la concentration en fonction du temps...	4.72
ANNEXE 14 : Interprétation des graphiques	4.77
ANNEXE 15 : Applications pratiques du principe de Le Chatelier.....	4.78
ANNEXE 16 : Constante du produit de solubilité du chlorure de plomb	4.82
ANNEXE 17 : Résolution de problèmes.....	4.87
ANNEXE 18 : Autoévaluation de l'apprentissage par groupes d'experts.....	4.88



ANNEXE 1 : Préparation de systèmes à l'équilibre

Système dioxyde d'azote/tétraoxyde d'azote (NO₂/N₂O₄)

Préparer de l'oxyde d'azote(IV) en traitant de la tournure de cuivre avec un acide nitrique concentré; travailler sous une hotte. Recueillir le gaz dans trois fioles d'une capacité de 15 mL environ. Lorsque les fioles sont remplies de gaz, sceller les extrémités. L'intensité de la couleur du gaz dans chacune des fioles devrait être à peu près la même.

Attention : Porter des gants de caoutchouc et des lunettes protectrices et préparer les fioles sous une hotte de ventilation. Consulter la fiche signalétique pour obtenir plus d'information.

Démarche (démonstration)

1. Placer les fioles dans trois béchers remplis d'eau, l'un à 0 °C, un autre à 100 °C et le dernier à la température de la pièce. L'intensité de la couleur du gaz contenu dans les trois fioles est une indication directe de l'étendue de la dissociation thermique dans la réaction :

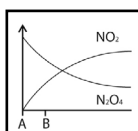


2. Demander aux élèves de comparer la couleur de chacune des fioles de gaz.
3. Illustrer la réversibilité en transférant la fiole se trouvant dans le bécher d'eau à 100 °C dans celui à 0 °C. On peut aussi retirer les fioles se trouvant dans les béchers d'eau à 0 °C et à 100 °C et les laisser atteindre la température de pièce.

Remarque : ces manipulations peuvent aussi être utiles au moment de la discussion sur le principe de Le Chatelier.

Système tétrachlorocobalt(II)/aquocobalt(II)(COCl₄²⁻ / CO(H₂O)₆²⁺)**Matériel**

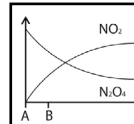
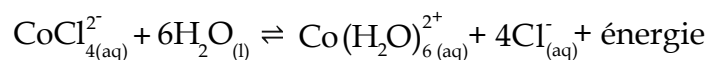
- deux béchers de 600 mL
- deux fioles d'Erlenmeyer de 500 mL
- une plaque chauffante
- acide chlorhydrique concentré
- propan-2-ol (isopropanol)
- éthanol absolu (on peut remplacer l'éthanol absolu par de l'éthanol à 95 %)



Démarche

1. Dans un bécher, faire dissoudre 10 g de chlorure de cobalt(II) (CoCl_2) dans 500 mL d'éthanol. Dans l'autre bécher, faire dissoudre 10 g de chlorure de cobalt(II) dans 500 mL d'eau. Inviter les élèves à observer les couleurs des solutions (le bleu serait supposément produit par le CoCl_4^{2-} agencé de façon tétraédrique; le rose, par le $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ agencé de façon octaédrique).
2. Ajouter lentement de l'eau en quantité suffisante à la solution d'éthanol bleue pour changer sa couleur en rose. Séparer cette solution rose en deux volumes égaux dans les fioles d'Erlenmeyer. Ajouter de l'acide chlorhydrique concentré dans l'un des flacons jusqu'à ce que le bleu réapparaisse. Chauffer l'autre flacon de solution rose sur la plaque chauffante jusqu'à ce que le bleu réapparaisse. La solution chauffée peut être refroidie dans un bain de glace pour faire réapparaître la couleur rose.

Remarque : on peut préparer une solution similaire en mélangeant directement 20 mL de solution de chlorure de cobalt(II) à 0,50 mol/L avec 16 mL de solution de chlorure de sodium saturée (NaCl). Lorsque le mélange est refroidi dans de l'eau froide, il tourne au rose et lorsqu'il est chauffé brièvement avec un brûleur Bunsen, il tourne au bleu. On peut répéter le procédé aussi souvent qu'on le désire.



ANNEXE 2 : Tableau IVÉ – Méthode de résolution des problèmes d'équilibre

Le tableau IVÉ est un outil pratique qui permet de structurer les données pour les problèmes d'équilibre. La lettre I désigne les concentrations initiales des réactifs et des produits. La lettre V indique les variations dans les réactifs et produits par rapport aux conditions initiales et É représente les concentrations des réactifs et des produits à l'équilibre.

Pour préparer le tableau IVÉ, écrire l'équation chimique équilibrée, puis les lettres IVÉ au-dessous, à gauche. Insérer les valeurs connues dans le tableau et utiliser la lettre x pour représenter la valeur à calculer. Voir l'exemple ci-dessous.

Exemple de problème

On place 0,500 mol de H_2 et 0,500 mol de I_2 dans un flacon de 1,00 L à 430 °C. À cette température, la constante d'équilibre, K_{eq} est de 54,3. Calcule les concentrations de H_2 , I_2 et HI à l'équilibre.

Solution :

1) Préparer le tableau IVÉ et y inscrire les valeurs connues.

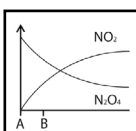
	$H_{2(g)}$	+	$I_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2HI(g)$
I	0,500 mol/L		0,500 mol/L		0 mol/L
V	- x		- x		2 x
É	0,500 mol/L - x		0,500 mol/L - x		2 x

2) Écrire l'expression de la constante d'équilibre pour cette réaction.

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

3) Insérer les valeurs à l'équilibre dans l'expression.

$$54,3 = \frac{(2x)^2}{(0,500-x)(0,500-x)}$$



4) Extraire la racine carrée des deux côtés.

$$\sqrt{54,3} = \sqrt{\frac{(2x)^2}{(0,500-x)(0,500-x)}}$$
$$7,37 = \frac{2x}{0,500-x}$$

5) Résoudre l'équation et trouver la valeur x.

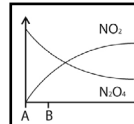
$$7,37 (0,500 - x) = 2x$$
$$3,685 - 7,37x = 2x$$
$$3,685 = 2x + 7,37x$$
$$3,685 = 9,37x$$
$$x = \frac{3,685}{9,37} = 0,393 \text{ mol/L}$$

6) À l'équilibre, les concentrations de H_2 , I_2 et HI sont les suivantes :

$$[\text{H}_2] = 0,500 \text{ mol/L} - x = 0,500 \text{ mol/L} - 0,393 \text{ mol/L} = 0,107 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}_2] = 0,500 \text{ mol/L} - x = 0,500 \text{ mol/L} - 0,393 \text{ mol/L} = 0,107 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = 2x = (2)0,393 \text{ mol/L} = 0,786 \text{ mol/L}$$



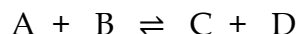
ANNEXE 3 : Méthode de calcul ÉIR/PÉC pour les problèmes de constante d'équilibre

- Sert à trouver la valeur de $K_{\text{éq}}$.
- Idéalement, utilisée lorsque les substances **NE SONT PAS TOUTES** fournies à l'équilibre.

É	Équation équilibrée	
I	Initiales (moles)	Données de départ, avant tout changement
R/P	Ont réagi ou été produites (moles)	À partir des coefficients D'après le rapport et la proportion
É	Équilibre (moles)	Quantités de chaque substance à l'équilibre Réactifs : <u>soustraits</u> des quantités initiales Produits : <u>additionnés</u> aux quantités initiales
C	Concentration (mol/L)	Nombre de moles divisé par le volume total

Exemple 1

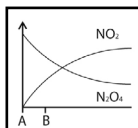
Les réactifs A et B sont mélangés dans un contenant de 1 L, chacun à des quantités initiales de 0,80 mol. Ils réagissent pour produire C et D, comme suit :



À l'équilibre, les quantités de C et de D sont de 0,60 mol. Trouver la valeur de $K_{\text{éq}}$.

É	A	+	B	⇌	C	+	D
I	0,80 mol		0,80 mol		0 mol		0 mol
R ou P	-0,60 mol		-0,60 mol		+0,60 mol		+0,60 mol
É	0,20 mol		0,20 mol		0,60 mol		0,60 mol
C	0,20 mol/L = [0,2]		0,20 mol/L = [0,2]		0,60 mol/L = [0,2]		0,60 mol/L = [0,2]

$$K_{\text{éq}} = \frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{[0,60][0,60]}{[0,20][0,20]} = \frac{0,36}{0,04} = 9$$



Exemple 2

On mélange 2,0 mol de SO₂ et 3,0 mol de NO₂ dans un contenant de 2,0 L. Les substances réagissent et, à l'équilibre, le contenant renferme 0,50 mol de SO₃. Calculer la valeur de K_{éq} pour cette réaction.

É	SO _{2(g)}	+	NO _{2(g)}	⇌	SO _{3(g)}	+	NO(g)
I	2,0 mol		3,0 mol		0 mol		0 mol
R ou P	-0,5 mol		-0,5 mol		+0,5 mol		+0,5 mol
É	1,5 mol		2,5 mol		0,50 mol		0,50 mol
C	1,5 mol/2 L = [0,75]		2,5 mol/2 L = [1,25]		0,5 mol/2 L = [0,25]		0,5 mol/2 L = [0,25]

$$K_{\text{éq}} = \frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]} = \frac{[0,25][0,25]}{[0,75][1,25]} = \frac{0,0625}{0,9375} = 0,067$$

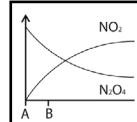
Exemple 3

Pour la réaction : 2SO_{2(g)} + O_{2(g)} ⇌ 2SO_{3(g)}

Au départ, 2,00 mol de SO₂, 1,00 mol de O₂ et 0,10 mol de SO₃ sont mélangées dans un contenant de 15,0 L. Après que la réaction a atteint l'équilibre, il reste 0,20 mol de O₂. Calculer la valeur de la constante d'équilibre.

É	2SO _{2(g)}	+	O _{2(g)}	⇌	2SO _{3(g)}
I	2,00 mol		1,00 mol		0,10 mol
R ou P	- 1,60 mol		-0,80 mol		+1,60 mol
É	0,40 mol		0,20 mol		1,70 mol
C	0,40 mol/15 L = [0,0267]		0,20 mol/15 L = [0,0133]		1,70 mol/15 L = [0,113]

$$K_{\text{éq}} = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{[0,113]^2}{[0,0267]^2[0,0133]} = \frac{0,0128}{0,000\ 009\ 5} = 1350$$



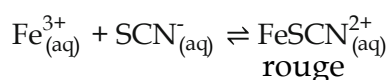
ANNEXE 4 : Activité de laboratoire – L'équilibre chimique

Introduction

Les réactions chimiques se produisent de façon à atteindre un état d'équilibre chimique. On peut caractériser l'état d'équilibre en indiquant sa constante d'équilibre (c'est-à-dire en indiquant la valeur numérique de la loi d'action de masse lorsque le système est à l'équilibre).

Objectif

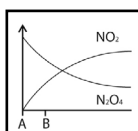
Dans cette expérience, tu vas calculer la valeur de la constante d'équilibre de la réaction suivante :

**Démarche**

1. Nettoie soigneusement six petites éprouvettes, rince avec de l'eau et sèche. Ajoute 5 mL de solution de thiocyanate de sodium (NaSCN) à 0,002 mol/L dans chacune des six éprouvettes.
2. Dans la première éprouvette, ajoute 5 mL de solution de nitrate de fer(III) ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$) à 0,20 mol/L. Cette éprouvette servira d'étalon.
3. Procède de la façon suivante pour les autres éprouvettes :
 - Ajoute 10 mL de solution de nitrate de fer(III) à 0,20 mol/L dans un cylindre gradué, ajoute de l'eau jusqu'à la ligne des 25 mL et mélange soigneusement le tout. Verse 5 mL de la solution diluée résultante (fer(III) à 0,080 mol/L (Fe^{3+})) dans l'éprouvette n° 2.
 - Ne garde que 10 mL de la solution diluée qui se trouve dans le cylindre gradué et jette le reste. Ajoute de l'eau distillée jusqu'à la ligne des 25 mL et brasse bien. Verse 5 mL de la solution résultante (Fe^{3+} à 0,032 mol/L) dans l'éprouvette n° 3.
 - Ne garde que 10 mL de la solution diluée qui se trouve dans le cylindre gradué et jette le reste. Dilue de nouveau jusqu'à la ligne des 25 mL. Continue cette démarche jusqu'à ce que tu aies versé dans chacune des éprouvettes une solution de fer(III) (Fe^{3+}) de plus en plus diluée.
4. Pour déterminer la concentration de FeSCN^{2+} , $[\text{FeSCN}^{2+}]$, dans chacune des éprouvettes, calcule le pourcentage de transmission de chaque éprouvette à l'aide d'un colorimètre ou d'un spectrophotomètre réglé sur la longueur d'onde $\lambda = 460$ nm. Règle la transmission du blanc à 100 %. Calcule ensuite le pourcentage de transmission des éprouvettes 1 à 6.

Données

Nota : densité optique (absorbance) = $-\log$ (pourcentage de transmission)



	Pourcentage de transmission	Densité optique (absorbance)
Éprouvette n° 1	_____	_____
Éprouvette n° 2	_____	_____
Éprouvette n° 3	_____	_____
Éprouvette n° 4	_____	_____
Éprouvette n° 5	_____	_____
Éprouvette n° 6	_____	_____

Résultats

	Concentrations initiales		Concentrations à l'équilibre			K
	[Fe ³⁺]	[SCN ⁻]	[FeSCN ²⁺]	[Fe ³⁺]	[SCN ⁻]	
Éprouvette n° 1						
Éprouvette n° 2						
Éprouvette n° 3						
Éprouvette n° 4						
Éprouvette n° 5						
Éprouvette n° 6						

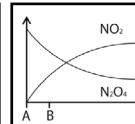
Remarque : pour calculer les concentrations à l'équilibre, suppose que la totalité de l'ion thiocyanate initial (SCN⁻) de l'éprouvette n° 1 a été convertie en ion thiocyanate de fer(III) (FeSCN²⁺). Tu auras ainsi la concentration de FeSCN²⁺ de l'éprouvette n° 1.

La concentration de FeSCN²⁺ dans les autres éprouvettes peut être calculée en partant du principe selon lequel *la concentration d'une substance colorée est directement proportionnelle à la densité optique (absorbance)*.

Pour calculer les concentrations initiales, suppose que le nitrate de fer(III) (Fe(NO₃)₃) et le thiocyanate de sodium (NaSCN) se sont complètement dissociés. Rappelle-toi aussi que le fait de mélanger deux solutions les dilue toutes les deux. Tu obtiendras les concentrations à l'équilibre de l'ion fer(III) (Fe³⁺) et de l'ion thiocyanate (SCN⁻) en soustrayant les concentrations de l'ion thiocyanate de fer(III) (FeSCN²⁺) formé à partir de l'ion fer(III) initial et de l'ion thiocyanate. Calcule la valeur de la constante d'équilibre K pour les éprouvettes 2 à 6.

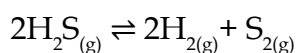
Questions

1. Quelles suppositions fait-on dans cette expérience?
2. Pourquoi n'est-il PAS possible de déterminer la valeur de la constante d'équilibre K pour l'éprouvette n° 1?
3. À l'aide de la valeur moyenne de K, détermine [SCN⁻] dans l'éprouvette n° 1 à l'équilibre.
4. Jusqu'à quel point cette réaction est-elle complète? Pourquoi?
5. Compare les ions de solutions avec des molécules de gaz.
6. Pourquoi cet équilibre en particulier est-il tout indiqué pour une étude en laboratoire?

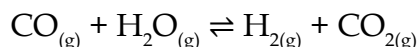


ANNEXE 5 : Problèmes sur l'équilibre

1. Pour la réaction $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(g)}$, une analyse du mélange en équilibre dans un flacon de 1,00 L donne les résultats suivants : azote = 0,50 mol, oxygène = 0,50 mol, monoxyde d'azote = 0,02 mol. Calcule la valeur de K_{eq} pour cette réaction.
2. Le sulfure d'hydrogène est un gaz piquant et toxique. À 1400 K, un mélange en équilibre contient 0,013 mol/L d'hydrogène, 0,18 mol/L de sulfure d'hydrogène et une quantité indéterminée de soufre sous forme de $\text{S}_{2(g)}$. Si la valeur de K_c est de $2,4 \times 10^{-4}$, quelle concentration de $\text{S}_{2(g)}$ est présente à l'équilibre à cette température?



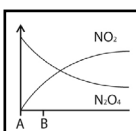
3. La réaction suivante augmente la proportion d'hydrogène gazeux utilisé comme carburant.



Cette réaction a été étudiée à différentes températures en vue de trouver les conditions optimales. À 700 K, sa constante d'équilibre est de 8,3. Supposons que la réaction s'amorce avec 1,0 mol de $\text{CO}_{(g)}$ et 1,0 mol de $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ dans un contenant de 5,0 L. Quelle quantité de chaque substance sera présente dans le contenant quand les gaz seront en équilibre à 700 K?

Réponses :

1. $K_{\text{eq}} = 0,080$
2. $[\text{S}_{2(g)}] = 0,046 \text{ mol/L}$
3. $[\text{CO}_{(g)}] = 1,8 \text{ mol/L}$; $[\text{H}_2\text{O}_{(g)}] = 1,8 \text{ mol/L}$; $[\text{H}_{2(g)}] = 0,20 \text{ mol/L}$; $[\text{CO}_{2(g)}] = 0,20 \text{ mol/L}$



ANNEXE 6 : Expérience – Analogie pour une réaction en équilibre

Objectifs

- Illustrer les conditions expérimentales nécessaires à l'obtention d'un système d'équilibre expérimental.
- Illustrer l'effet de l'application d'une tension sur un système en équilibre.
- Illustrer graphiquement les changements qui mènent à l'établissement d'un équilibre.

Matériel

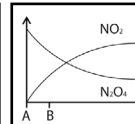
- deux cylindres gradués de 25 mL
- deux pailles de diamètres différents
- papier graphique

Démarche

1. Copie le tableau ci-dessous dans ton cahier de laboratoire et inscris tes données à mesure.

Nombre de transferts	Volume d'eau Cylindre A (mL)	Volume d'eau Cylindre B (mL)
0	25	0
1		
2		
3		
etc.		

- Inscris la lettre « A » sur un cylindre gradué de 25 mL (réactifs) et remplis-le d'eau jusqu'à la ligne des 25 mL. Inscris la lettre « B » sur le deuxième cylindre gradué de 25 mL (produits).
- Avec ton partenaire, transfère l'eau simultanément d'un cylindre à l'autre, en utilisant des pailles de diamètres différents. Descends les pailles dans chaque cylindre, et lorsque chaque paille touche le fond du cylindre, place ton index sur l'extrémité ouverte de la paille. Transfère l'eau ainsi recueillie dans l'autre cylindre et laisse les pailles se vider.
- Enlève les pailles et inscris le volume d'eau dans chaque cylindre, en prenant soin de bien lire le ménisque au dixième de millilitre le plus près.
- Remets les pailles dans leur cylindre d'origine et répète le procédé, en inscrivant les volumes d'eau après chaque transfert.
- Après trois transferts successifs sans variation du volume d'eau, ajoute 5 mL d'eau dans le cylindre « A ». Inscris le volume d'eau dans chacun des cylindres, puis recommence le transfert d'eau jusqu'à ce que tu obtiennes trois transferts successifs sans variation des volumes.

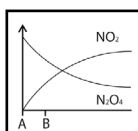


Calculs

1. Rapporte les données relatives aux volumes d'eau des cylindres A et B sur l'axe des y d'une feuille de papier graphique et rapporte le nombre de transferts sur l'axe des x. Joins chaque série de points de manière à former une courbe continue.

Questions

1. Décris, d'après les données de ton graphique, les variations de volume (analogues aux variations de concentration) et les taux correspondants qui apparaissent dans chacune des courbes avant l'addition des 5 mL d'eau supplémentaires.
2. Décris le changement dans la courbe du cylindre A au moment où ont été ajoutés les 5 mL d'eau supplémentaires.
3. Quelle signification peut-on attribuer :
 - a) au point où les deux courbes se coupent?
 - b) aux premières portions planes des deux courbes?
 - c) aux deuxièmes portions planes des courbes?
4. Quel est le changement de volume d'eau total du cylindre B qui résulte de l'addition des 5 mL d'eau au cylindre A?
5. Qu'est-ce qui prouve que l'équilibre a été établi si :
 - a) on observe les données relatives aux transferts d'eau?
 - b) on observe les données rapportées sur le graphique?
6. Pourquoi dit-on de ce système qu'il est « fermé »?
7. L'ajout des 5 mL d'eau constitue une « tension » pour le système.
 - a) Quelle tension analogue y aurait-il si le système représentait réellement une réaction chimique en équilibre?
 - b) Nomme deux autres « tensions » qui pourraient être imposées à un système chimique.
8. Quel facteur contrôle les volumes relatifs d'eau dans chaque cylindre en équilibre dans cette expérience?
9. Consulte d'autres élèves de la classe afin de voir si leurs graphiques ressemblent ou non au tien. Note toute différence que tu trouverais.
10. Dans un système chimique réel, quel facteur contrôlerait les concentrations relatives des réactifs et des produits présents en équilibre?



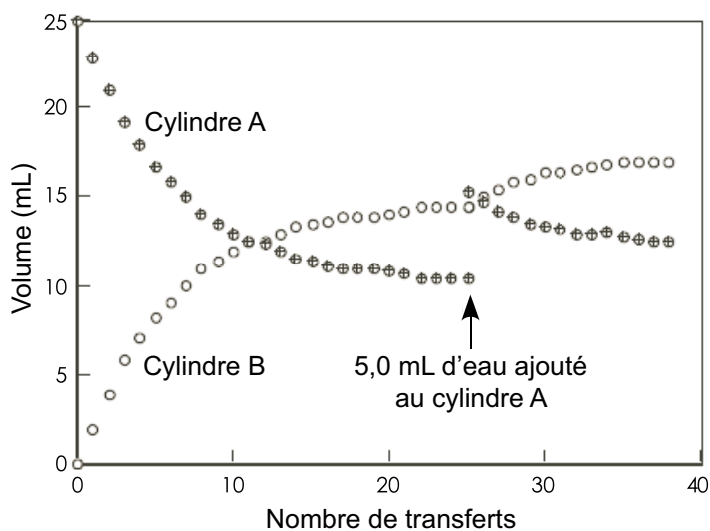
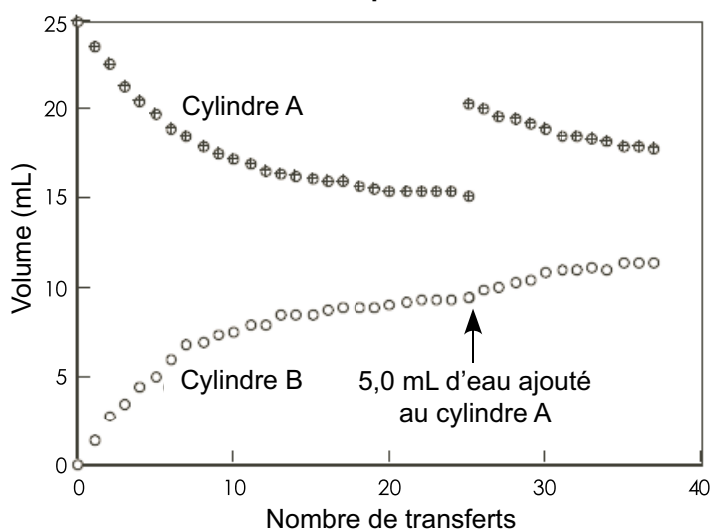
ANNEXE 7 : Analogie pour une réaction en équilibre – Renseignements pour l'enseignant

Contexte

Il est très important d'utiliser deux pailles de diamètres différents pour que le point d'équilibre ne soit pas situé à mi-chemin du volume initial. Il pourrait aussi être utile d'utiliser une solution colorée et une solution incolore.

Les résultats de l'expérience vont dépendre du type de paille utilisée et du cylindre utilisé au départ pour chaque paille. Les graphiques ci-dessous illustrent les données expérimentales réelles obtenues à partir de la démarche donnée à l'annexe 6. (Remarque : on peut utiliser une solution colorée et une solution incolore.)

Données expérimentales



ANNEXE 8 : Analogie pour une réaction en équilibre – Grille d'évaluation pour les rapports de laboratoire

Le rapport de laboratoire comprend-t-il les éléments suivants?

But

Observations et analyse de données

Données qualitatives

- Décris les propriétés de l'eau et des pailles.
- En général, qu'arrive-t-il au volume d'eau dans les deux cylindres gradués?
- Quand l'équilibre a-t-il été atteint?
- Qu'est-il arrivé au système quand le volume de A a changé?
- À quel stade l'équilibre a-t-il été rétabli?

Tableau des données quantitatives

Graphique

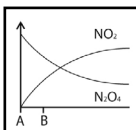
- Identifie les axes
- Inscris le titre
- Relie les points au moyen d'une courbe lisse (régulière)
- Indique :
 - les volumes initiaux du système (pour A et B);
 - comment savoir, à partir du graphique, que l'équilibre est atteint;
 - si la variation de volume dans le cylindre gradué A est due au stress;
 - si la variation de volume dans le cylindre gradué B est due au stress.

Conclusion

- Qu'est-il arrivé quand un stress a été appliqué au système?
- Qu'arrive-t-il à la pente du graphique quand le système atteint l'équilibre?

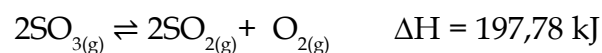
Réponses aux questions

Sources d'erreur

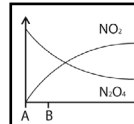


ANNEXE 9 : Prélaboratoire – L'équilibre et le principe de Le Chatelier

1. Définis le terme « équilibre ».
2. Énonce le principe de Le Chatelier.
3. Indique l'effet que produiront les stress ci-dessous sur la quantité de $\text{SO}_{2(g)}$ présente à l'équilibre dans la réaction suivante :

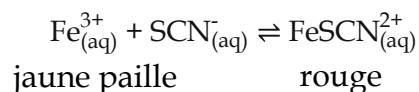


- a) ajout de SO_3 ;
- b) élévation de la température;
- c) diminution du volume;
- d) soustraction d'une certaine quantité d' O_2 ;
- e) ajout de SO_2 ;
- f) ajout d'un catalyseur;
- g) soustraction d'une certaine quantité de SO_3 .



ANNEXE 10 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre

Voici un exemple d'expérience de laboratoire standard visant à montrer l'effet des variations de concentration sur la position d'équilibre.



La position d'équilibre peut être déterminée d'après la couleur de la solution. Lorsque des solutions de nitrate de fer(III) et de thiocyanate de potassium sont mélangées, le mélange à l'équilibre est de couleur orange. Si l'équilibre se déplace vers la droite, la couleur vire au rouge foncé, mais si l'équilibre se déplace vers la gauche, le mélange prend une couleur jaune pâle.

Matériel

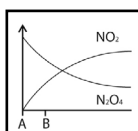
- plaque à puits
- nitrate de fer(III) à 0,020 mol/L
- thiocyanate de potassium à 0,002 mol/L
- hydroxyde de sodium à 1,0 mol/L
- cure-dents

Démarche

1. Dans chacun des quatre puits utilisés, dépose 5 gouttes de nitrate de fer(III) et 5 gouttes de thiocyanate de potassium. Mélange chaque solution à l'aide d'un cure-dents.
2. N'ajoute rien au premier puits, qui servira de témoin.
3. Au deuxième puits, ajoute 10 gouttes d'hydroxyde de sodium. Note tes observations.
4. Au troisième puits, ajoute 10 gouttes de nitrate de fer(III) et note tes observations.
5. Ajoute 10 gouttes de thiocyanate de potassium au quatrième et dernier puits. Note tes observations.

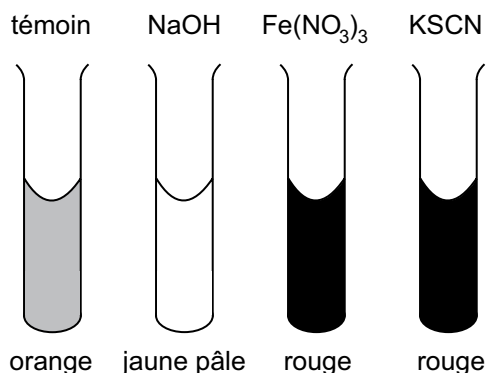
Questions

Utilise le principe de Le Chatelier pour expliquer les résultats des étapes 3 à 5 de la marche à suivre.



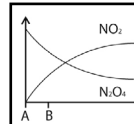
ANNEXE 11 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre – Renseignements pour l'enseignant

Examiner l'expérience ci-dessous :



Si les sels contiennent du Fe^{3+} , du SCN^- ou les deux, la couleur de la solution prend une teinte rouge foncé. Cette couleur indique que l'équilibre favorise la réaction directe (côté droit). Pour utiliser une partie du réactif ajouté, la réaction directe s'accélère, ce qui fait augmenter la concentration de FeSCN^{2+} et déplace l'équilibre dans une nouvelle position.

Lorsqu'on ajoute du NaOH au système, la solution vire au jaune pâle. Les ions hydroxyde du NaOH se combinent aux ions de fer(III) pour produire un complexe insoluble d'hydroxyde de fer(III). La formation d'un précipité a pour effet de diminuer la concentration des ions de fer. Le système réagit au changement en favorisant la réaction inverse et en remplaçant les ions de fer « perdus ». La couleur jaune pâle indique une position d'équilibre à gauche et une réduction de la concentration en ions FeSCN^{2+} .



ANNEXE 12 : Perturbation des systèmes en équilibre

Introduction

Le principe de Le Chatelier décrit l'effet qu'aura l'application de différents types de stress ou perturbations sur la position d'équilibre, c.-à-d. si l'équilibre se déplacera de façon à augmenter ou à diminuer la concentration du ou des produits dans le système en équilibre. Ces stress comprennent des variations de facteurs tels que les concentrations de réactifs ou de produits, la température du système et, pour les réactions où des gaz sont présents, la pression.

Certaines études sont réalisées dans des systèmes en solution aqueuse. Dans ces systèmes où il n'y a pas de gaz, le volume est généralement défini comme le volume de la solution et l'effet de la pression est minime ou nul.

But

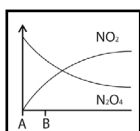
Cette expérience vise à te faire découvrir ce que signifie le principe de Le Chatelier.

Matériel

- bécher de 50 mL
- plaque à 12 puits
- pelle de laboratoire
- cylindre gradué de 10 mL
- compte-gouttes
- plaque chauffante
- bain de glace
- eau distillée
- $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}_{(s)}$
- $\text{CaCl}_{2(s)}$
- AgNO_3 0,1 mol/L
- HCl 12 mol/L
- éthanol

Démarche

1. Prépare tout l'équipement.
2. Mesure 10 mL d'éthanol et place-le dans un bécher de 50 mL.
3. Place plusieurs morceaux de chlorure de cobalt(II) solide dans un des puits de la plaque à puits. Note sa couleur et la formule du composé, tel qu'indiqué sur l'étiquette de la bouteille de solution mère (ou solution de réserve).
4. Ajoute 4 ou 5 cristaux de chlorure de cobalt(II) à l'éthanol dans le bécher jusqu'à ce que la solution prenne une teinte bleue. Ajoute d'autres cristaux, au besoin.
5. À l'aide d'un compte-gouttes, transfère le cinquième de la solution bleue à chacun des quatre puits de la plaque. Assure-toi de laisser une petite quantité dans le bécher.



6. À l'un des puits de l'étape 5, ajoute 5 gouttes d'eau distillée, une goutte à la fois. Note tes observations après chaque goutte. Répète cette étape dans deux autres puits de façon que les trois puits prennent la même couleur.
7. Apporte la plaque à puits sous la hotte. Au moyen du compte-gouttes fourni avec la bouteille d'acide chlorhydrique 12 mol/L, ajoute 5 gouttes de HCl en faisant bien attention, une goutte à la fois, au premier puits de l'étape 6.
8. Au deuxième puits de l'étape 6, ajoute deux petites boules de chlorure de calcium solide.
9. Au troisième puits, ajoute 10 gouttes de nitrate d'argent à 0,1 mol/L.
10. N'ajoute rien à la solution du quatrième puits, qui servira de témoin aux fins de comparaison.
11. Au reste de la solution dans le bécher, ajoute juste assez d'eau distillée pour obtenir une couleur pourpre, à mi-chemin environ entre le bleu et le rose. Place le bécher sur une plaque chauffante et fais réchauffer le bécher jusqu'à ce que la couleur change. Assure-toi de ne pas laisser l'éthanol atteindre le point d'ébullition.
12. Fais refroidir le bécher en le plaçant dans un bain de glace pour voir si la couleur change et si l'étape 11 est réversible.

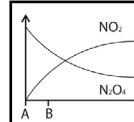
Avertissement : l'acide chlorhydrique est un produit caustique et corrosif. Évite tout contact avec cet acide et s'il t'arrive d'en échapper, nettoie-le immédiatement en l'arrosant d'abord avec une grande quantité d'eau.

Avertissement : le nitrate d'argent peut tacher la peau et les vêtements.

Observations

Avant les réactions

	Couleur
Eau distillée	
$\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}_{(s)}$	
$\text{CaCl}_{2(s)}$	
AgNO_3 0,1 mol/L	
HCl 12 mol/L	
Éthanol	

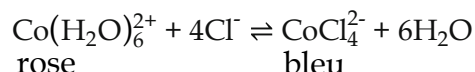


Après les réactions

	Couleur
Ajout d'eau distillée	
Ajout d'acide chlorhydrique	
Ajout de chlorure de calcium	
Ajout de nitrate d'argent	
Augmentation de la température	
Diminution de la température	

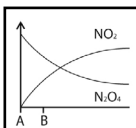
Analyse

1. L'équation ionique nette pour la réaction à l'équilibre que tu as étudiée est la suivante :



L'étiquette de la bouteille de réactif indique la formule du chlorure de cobalt(II) solide, soit $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. Quel nom donne-t-on aux composés qui ont des molécules d'eau liées à leur structure?

2. Quel complexe de cobalt a été favorisé par l'ajout de l'eau à l'étape 6? Sers-toi du principe de Le Chatelier pour expliquer le changement de couleur.
3. Quel complexe de cobalt a été favorisé aux étapes 7 et 8? Quel ion commun aux deux réactifs a fait changer la couleur? Sers-toi du principe de Le Chatelier pour expliquer le changement de couleur dans chaque cas.
4. De quelle couleur était le solide qui s'est formé à l'étape 9? De quelle couleur aurait-il dû être? De quelle couleur est devenu le liquide dans le puits? Quel complexe de cobalt a été favorisé? Explique. Sers-toi du principe de Le Chatelier pour expliquer pourquoi le liquide dans le puits a changé de couleur comme dans ton expérience.
5. Quel complexe de cobalt a été favorisé par l'augmentation de la température à l'étape 11? Écris à nouveau l'équation de la réaction en y indiquant directement le facteur énergie. La valeur de ΔH° pour le procédé est de +50 kJ/mol. Sers-toi du principe de Le Chatelier et de l'équation que tu viens d'écrire pour expliquer les changements de couleur qui sont survenus au moment de chauffer et de refroidir le mélange.



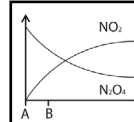
Discussion

Indique deux sources d'erreur dans cette expérience. Si un ou l'autre de tes résultats ne correspond pas au changement de couleur qui aurait dû se produire, donnes-en les raisons dans ton analyse.

Conclusion

Indique de quelle couleur le mélange aurait dû être - pas nécessairement la couleur que tu as observée.

Stress/perturbation	Changement de couleur	Déplacement de l'équilibre
Addition de H ₂ O		
Addition de HCl		
Addition de AgNO ₃		
Addition de CaCl ₂		
Augmentation de la température		
Diminution de la température		

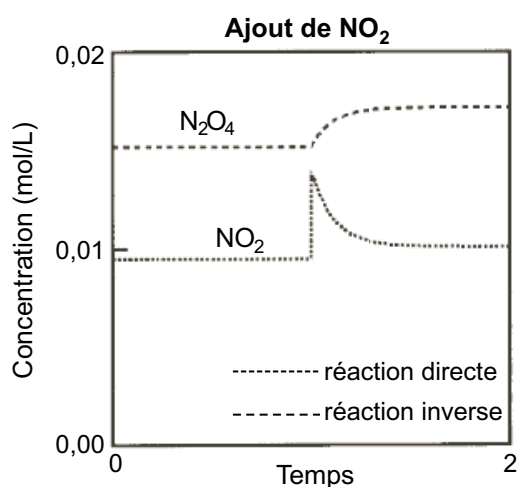


ANNEXE 13 : Interprétation des graphiques de la concentration en fonction du temps

Les croquis ci-dessous illustrent les variations de concentration dans le système en équilibre $\text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_4$. La préparation des graphiques se fonde sur l'hypothèse selon laquelle le système était en équilibre initialement, puis un stress a été appliqué, entraînant ainsi un changement instantané qui a permis au système de rétablir son équilibre.



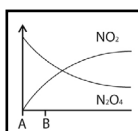
Graphique A



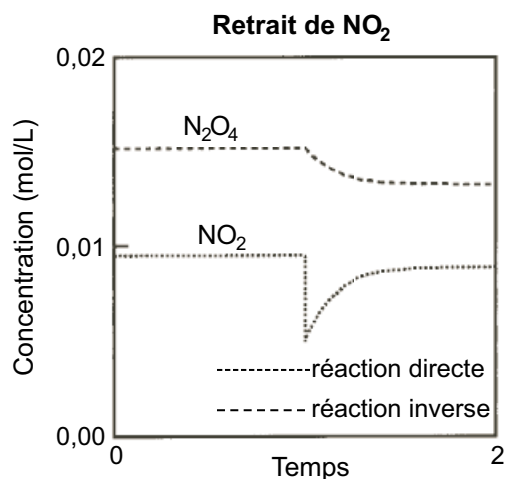
Graphique A

Au départ, la réaction est en équilibre – les concentrations du réactif et du produit sont constantes. Au moment où l'on ajoute du NO_2 (réactif), la concentration de NO_2 augmente abruptement. Puis, comme le réactif est consommé dans la réaction, sa concentration diminue pour atteindre une valeur constante.

Au départ, la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ est inchangée. Cependant, à mesure que la réaction progresse, il y a une plus grande quantité de produit formé et la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ augmente jusqu'à une nouvelle valeur constante qui correspond à une nouvelle position d'équilibre.



Graphique B

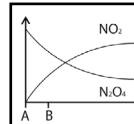
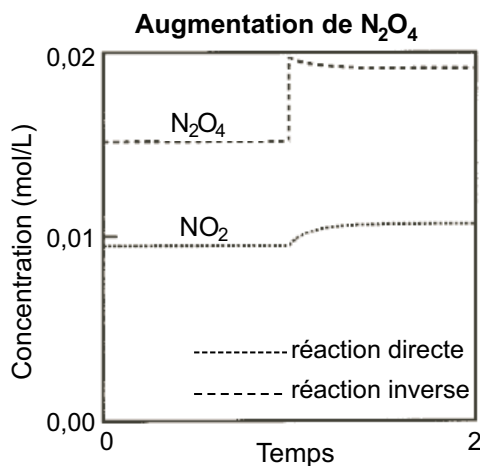


Graphique B

Au départ, la réaction est en équilibre – les concentrations du réactif et du produit sont constantes. Au moment où l'on retire du réactif (NO₂), la concentration de NO₂ chute brusquement. Comme il y a plus de réactif produit dans la réaction inverse, sa concentration augmente pour atteindre une nouvelle valeur constante.

Au départ, la [N₂O₄] est inchangée. Toutefois, comme le produit n'est pas formé au même rythme, sa concentration diminue pour atteindre une nouvelle valeur constante qui correspond à une nouvelle position d'équilibre.

Graphique C

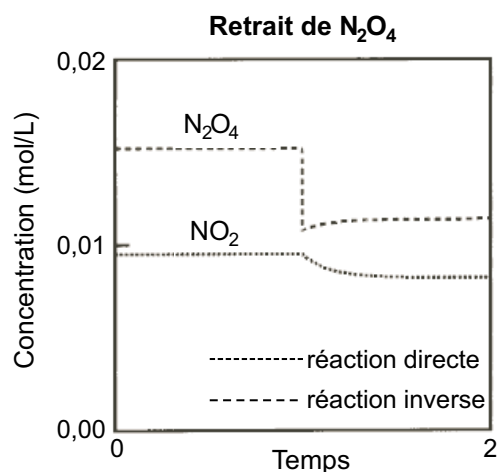


Graphique C

Au moment où le produit N_2O_4 est ajouté, la $[N_2O_4]$ augmente abruptement. Pour trouver un nouvel état d'équilibre, la réaction inverse qui utilise le surplus de N_2O_4 est favorisée. La $[N_2O_4]$ diminue donc pour atteindre une nouvelle valeur constante.

Au moment où le produit N_2O_4 est ajouté, la $[NO_2]$ demeure inchangée. À mesure que la réaction inverse progresse, la $[NO_2]$ augmente pour atteindre une nouvelle valeur constante.

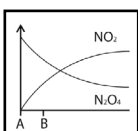
Graphique D



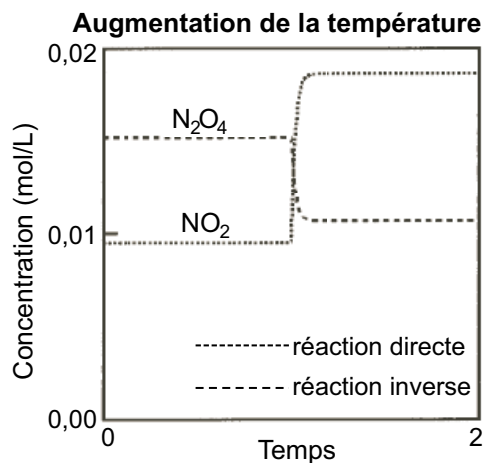
Graphique D

Au moment où le produit N_2O_4 est enlevé, la réaction directe est favorisée pour pallier à ce manque de produits. La $[N_2O_4]$ augmente donc sous l'effet de la réaction directe pour atteindre une nouvelle constante.

Au moment où le produit N_2O_4 est enlevé, la $[N_2O_4]$ est inchangée. Puis, à mesure que le réactif est consommé pour former plus de produit, la $[NO_2]$ diminue jusqu'à une nouvelle constante.

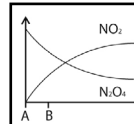


Graphique E

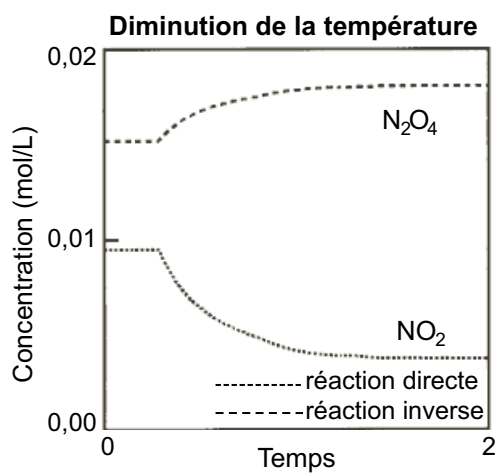
**Graphique E**

Au départ, le système est en équilibre – les concentrations de NO_2 et N_2O_4 sont constantes. La réaction est exothermique; la valeur de K_c diminue à mesure que la température augmente. Avec cette hausse de température, le système n'est plus en équilibre dans les nouvelles conditions. La $[\text{NO}_2]$ augmente jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli.

Au moment où le produit N_2O_4 est ajouté, la vitesse de la réaction directe demeure inchangée. À mesure que la concentration de réactif augmente durant la réaction, la vitesse de la réaction directe augmente pour atteindre une nouvelle valeur constante.

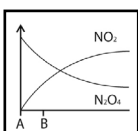


Graphique F

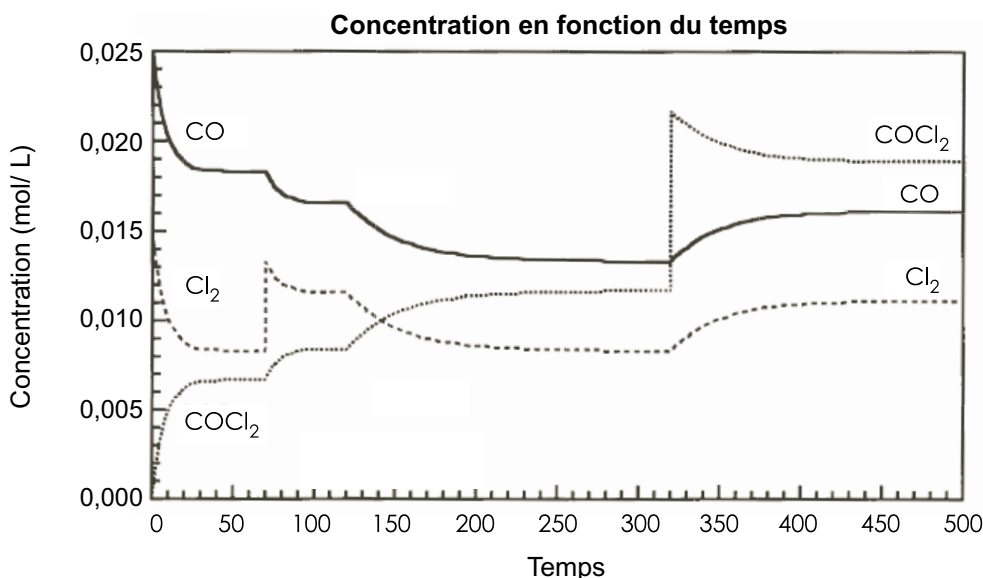


Graphique F

Au départ, le système est en équilibre – les concentrations de NO_2 et N_2O_4 sont constantes. La réaction est exothermique; la valeur de K_c augmente à mesure que la température diminue. Avec cette baisse de température, le système n'est plus en équilibre dans les nouvelles conditions. La $[N_2O_4]$ augmente jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli.



ANNEXE 14 : Interprétation des graphiques



Le graphique ci-dessus montre les concentrations en fonction du temps pour un système contenant du monoxyde de carbone (CO), du chlore (Cl₂) et du phosgène (COCl₂).

1. Écris l'équation équilibrée pour représenter la réaction étudiée.
2. Combien de temps a-t-il fallu au système pour atteindre l'équilibre?
3. Calcule une valeur approximative pour la constante d'équilibre K_c en utilisant les concentrations au temps $t = 60$ s.
4. Explique les changements observés 70 secondes après le début de la réaction.
5. Quels changements de conditions pourraient s'être produits dans le système 120 secondes après le début de la réaction?
6. Y a-t-il eu des changements dans l'intervalle entre $t = 50$ s et $t = 70$ s? Entre $t = 280$ s et $t = 300$ s? Explique tes réponses.
7. Quels changements peuvent s'être produits à $t = 320$ s?
8. Quelle différence aurais-tu remarquée si un catalyseur avait été présent durant toute la réaction?
9. Quels changements pourrais-tu apporter à ce système si tu voulais produire une quantité maximale de phosgène (COCl₂)?
10. Comment peux-tu expliquer les différences de valeurs calculées pour la constante d'équilibre K_c à partir des concentrations à différents moments sur le graphique?

ANNEXE 15 : Applications pratiques du principe de Le Chatelier

Procédé de Haber

La plupart des manuels traitent du procédé de Haber. On peut lire la description du procédé de fabrication de l'ammoniac pour la production d'explosifs aux adresses indiquées ci-dessous.

<http://www.futura-sciences.com/magazines/matiere/infos/personnalites/d/chimie/fritzhaber-247>

<http://www.larecherche.fr/savoirs/specialnobel/fritz-haber-criminelguerre-recompense-01-10-2008-89028>

<http://www.usetute.com.au/haberpro.html> (site en anglais)

http://www.factindex.com/f/fr/fritz_haber.html (site en anglais)

pH sanguin

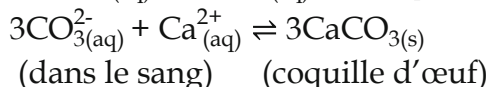
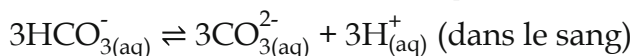
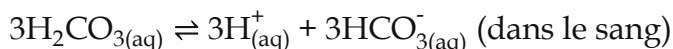
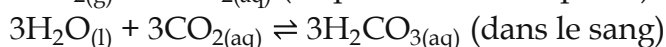
Le sang contient de l'acide carbonique dissous en équilibre avec le dioxyde de carbone et l'eau.



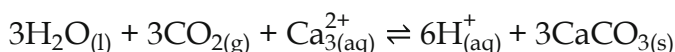
Pour garder le taux d'acide carbonique à des niveaux sûrs, l'organisme évacue le CO_2 produit par l'expiration. L'enlèvement d'un produit favorise la réaction directe et réduit donc la quantité d'acide carbonique présente dans le sang, ce qui permet de maintenir le pH sanguin à un niveau sûr.

Eau gazéifiée dans l'alimentation des poules

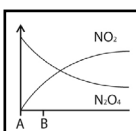
La coquille de l'œuf contient du carbonate de calcium, $\text{CaCO}_{3(\text{s})}$, formé à partir de dioxyde de carbone, un produit de la respiration cellulaire.



Ainsi, l'équation nette serait :



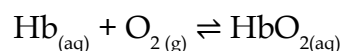
Remarque : ce phénomène offre l'occasion pour l'enseignant de récapituler avec les élèves les notions de mécanisme de réaction, de produits intermédiaires de la réaction et d'équation nette.



Lorsque les poules ont chaud, elles ont tendance à haleter, ce qui diminue la concentration de dioxyde de carbone dans le sang. Pour contrebalancer ce stress, l'équilibre se déplace en favorisant la réaction inverse et il y a diminution de la quantité de carbonate de calcium disponible pour les coquilles des œufs, ce qui a pour effet d'amincir et de fragiliser la coquille. Ted Odom, diplômé de l'Université de l'Illinois, a découvert qu'en donnant de l'eau gazéifiée aux poules, l'équilibre se déplace dans le sens de la réaction directe et diminue les effets du halètement lorsqu'il fait chaud. Ainsi, les producteurs peuvent atténuer ces effets sans installer des systèmes de climatisation coûteux dans les poulaillers.

Production d'hémoglobine en altitude

Dans le corps humain, l'hémoglobine sert au transport de l'oxygène aux tissus.



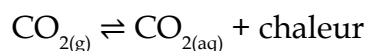
Dans des villes comme Mexico, qui se trouve à 2300 mètres d'altitude, la pression atmosphérique et la concentration d'oxygène sont faibles. Pour compenser ce stress, l'équilibre se déplace pour favoriser la réaction inverse, ce qui provoque une hypoxie, qui peut causer des maux de tête, des nausées et une fatigue extrême. Dans les cas graves, si une victime n'est pas traitée rapidement, elle peut entrer dans un coma et même mourir.

Les personnes qui vivent en haute altitude pendant de longues périodes s'adaptent à une atmosphère pauvre en oxygène en produisant plus d'hémoglobine, ce qui déplace l'équilibre du système vers la droite (réaction directe) et fait disparaître les symptômes d'hypoxie.

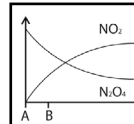
Des études ont montré que les sherpas qui vivent en montagne depuis longtemps se sont adaptés aux conditions de haute altitude en maintenant des teneurs en hémoglobine élevées dans leur sang, parfois jusqu'à 50 % de plus que les personnes vivant au niveau de la mer (voir *Chimie fondamentale : principes et problèmes*, vol. 2, p. 153).

Boissons gazéifiées

Les boissons gazeuses contiennent du gaz carbonique sous pression favorisant le système en équilibre suivant :



Lorsqu'on ouvre une bouteille de boisson gazeuse, la pression sur le dioxyde de carbone diminue. L'équilibre est déplacé vers la gauche dans le système, la solubilité du dioxyde de carbone diminue et des bulles de dioxyde de carbone s'échappent de la solution. Si la bouteille reste ouverte longtemps, les bulles disparaissent complètement et la boisson devient « plate » à cause de la diminution de pression.

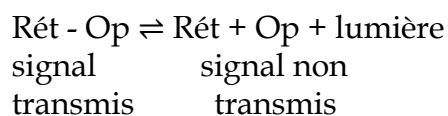


Le fait de secouer une bouteille d'eau gazeuse augmente la pression exercée sur le système qui déplacera son équilibre de façon à atténuer ce stress en favorisant la réaction directe. En augmentant la température de la bouteille (p. ex., en la laissant dans une voiture en pleine chaleur durant l'été), on provoque un déplacement de l'équilibre favorisant la réaction inverse, ce qui crée plus de bulles de gaz carbonique. Ainsi, la pression augmente et peut faire éclater le contenant.

Adaptation des yeux à la lumière

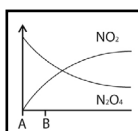
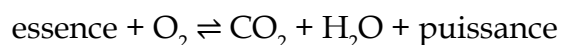
La paroi intérieure du globe oculaire est tapissée de photorécepteurs comme la rhodopsine, un pigment visuel. La rhodopsine est faite d'opsine (une protéine) et de rétinène (un pigment). Lorsque la lumière frappe un photorécepteur, l'énergie absorbée change la forme de la portion rétinène de la molécule. Cette réaction directe se produit très rapidement. Le changement de forme est signalé au nerf optique qui achemine l'information au cerveau où elle est traduite en une image visuelle.

En l'absence de lumière, le rétinène se sépare de l'opsine. Il faut attendre pour être capable de voir à nouveau dans l'obscurité parce que le complexe peut être recombinaison avec l'aide de molécules d'ATP dans une réaction inverse ralentie. Dans une pièce sombre, les photorécepteurs des yeux prennent quelques minutes avant de se réadapter à une lumière moins intense puisque la réaction inverse est plus lente. Si l'on entre dans une pièce très éclairée, les photorécepteurs des yeux prennent encore quelques minutes avant de s'habituer à leur nouvel équilibre à cause de la lenteur de la réaction inverse.



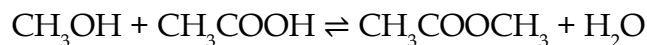
Moteurs turbocompressés/suralimentés

Dans un moteur turbocompressé ou suralimenté, l'air est comprimé et chauffé. Cela signifie qu'il y a une concentration plus élevée (50 % plus élevée) d'oxygène chauffé réagissant avec l'essence, ce qui favorise la formation de produits et génère plus de puissance pour la voiture. Mentionnons que dans des moteurs ordinaires, les turbocompresseurs fonctionnent mieux à des altitudes plus élevées, car l'air y est moins dense. La vapeur produite par la réaction de l'essence et de l'oxygène est utilisée pour faire tourner la turbine qui fait fonctionner le compresseur d'air. Dans un turbocompresseur, une courroie fait tourner le compresseur.



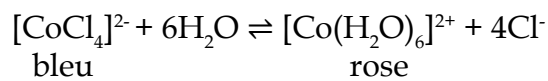
Synthèse des esters

Dans les réactions de synthèse des esters, la réaction inverse est favorisée. Pour favoriser la réaction directe, il faut augmenter la quantité d'acide présente dans le système :

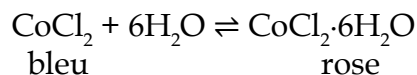


Indicateurs météo

Les élèves ont peut-être observé que les indicateurs de conditions météorologiques sont bleus dans des conditions normales et virent au rose lorsque la pluie approche. Les changements de couleur sont dus à des variations de la couleur du chlorure de cobalt(II) :



L'enseignant peut aussi utiliser le système en équilibre :

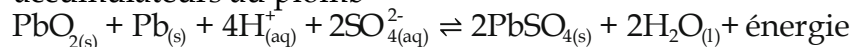


Dans les périodes de faible humidité, l'indicateur météo est bleu. En revanche, lorsque le taux d'humidité est élevé, les produits sont favorisés et l'indicateur est rose.

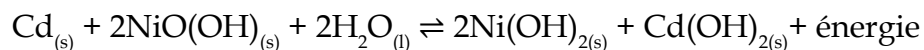
Recharge d'accumulateurs, de batteries et de piles

Les accumulateurs au plomb, les batteries au nickel-cadmium et les piles à combustible sont rechargés par l'ajout d'énergie électrique qui favorise la réaction inverse et produit plus de réactifs.

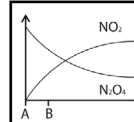
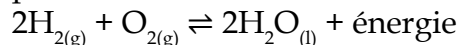
accumulateurs au plomb



batteries au nickel-cadmium



piles à combustible

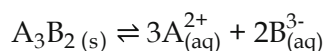


Annexe 16 : Constante du produit de solubilité du chlorure de plomb*

Introduction

Lorsqu'on ajoute un sel à faible solubilité dans l'eau, seulement quelques ions sont formés et la grande majorité du sel n'est pas dissous. Dans une solution saturée, le solide se dissocie en ions au même taux que les ions se regroupent pour former le solide. Il existe un équilibre dynamique entre le solide non dissous et les ions en solution. La concentration du solide non dissous demeure donc constante.

On peut utiliser la constante du produit de solubilité (K_{ps}) d'un sel pour déterminer la concentration des ions dans une solution saturée. Supposons, par exemple, qu'un sel A_3B_2 est dissous dans l'eau. Le solide est en équilibre avec les ions en solution.



L'expression de la constante d'équilibre de cette réaction serait la suivante :

$$K_{\text{éq}} = \frac{[A^{2+}]^3 [B^{3-}]^2}{[A_3B_2]}$$

Comme les solides ne sont pas inclus dans les expressions d'équilibre (leurs concentrations étant stables), la constante du produit de solubilité est calculée en utilisant seulement les concentrations des produits à l'équilibre et, puisque cette expression d'équilibre est associée à la dissolution d'un solide, on doit remplacer $K_{\text{éq}}$ par K_{ps} .

$$K_{ps} = [A^{2+}]^3 [B^{3-}]^2$$

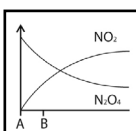
Pour calculer le produit de solubilité, les concentrations ioniques doivent toujours être indiquées en moles par litre (mol/L).

Comme c'est le cas des constantes d'équilibre, les constantes du produit de solubilité s'appliquent à une seule réaction à une température donnée puisque la solubilité d'un sel varie selon la température. Les substances avec une valeur de K_{ps} élevée sont plus solubles (plus d'ions en solution) tandis que les substances avec une valeur de K_{ps} moins élevée sont moins solubles (moins d'ions dissous). Pour cette activité de laboratoire, le sel étudié sera le chlorure de plomb(II) ($PbCl_2$).

Réaction à l'équilibre :



$$K_{ps} = [Pb^{2+}] [Cl^{-}]^2$$



Dans une représentation à l'échelle moléculaire d'une solution saturée de chlorure de plomb(II), il y aurait des morceaux de chlorure de plomb(II) non dissous au fond du bécher en équilibre avec des ions Pb^{2+} et Cl^- dissous, quoiqu'il y aurait deux fois plus d'ions Cl^- que d'ions Pb^{2+} .

Toute substance qui forme une solution saturée aura une K_{ps} . Cependant, pour les substances très solubles comme le NaCl , la valeur de cette constante est si élevée que ce concept est rarement utilisé. Pour les sels à faible solubilité, la K_{ps} est une valeur utile qui nous permet de prédire et de calculer la solubilité des substances dans une solution.

Pour cette expérience de laboratoire, tu vas d'abord préparer une solution saturée d'un sel à faible solubilité, le PbCl_2 . Tu détermineras ensuite la concentration des ions Pb^{2+} en les faisant réagir avec des ions iodure, I^- , pour former un précipité insoluble. Enfin, tu utiliseras la concentration des ions Pb^{2+} pour calculer la constante du produit de solubilité pour le PbCl_2 .

Avant de commencer l'activité de laboratoire, il est recommandé de visionner les animations suivantes pour observer la dissolution d'un sel et la formation d'un précipité à l'échelle moléculaire. Cela va t'aider à dessiner des représentations moléculaires pendant l'activité.

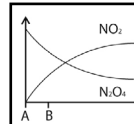
- **Dissolution du NaCl dans l'eau :**
http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf
- **Réactions de précipitation :**
http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/crm3s2_3.swf
(site en anglais)

Objectifs

- Déterminer le nombre de moles d'ions Pb^{2+} dans 100 mL d'une solution saturée de PbCl_2 .
- Convertir le nombre de moles d'ions Pb^{2+} dans 100 mL de solution en nombre de moles d'ions Pb^{2+} dans 1 L de solution.
- Calculer la constante du produit de solubilité pour le PbCl_2 .

Matériel

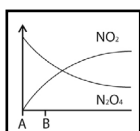
- balance électronique
- 2 béchers de 250 mL
- entonnoir et papier filtre
- support universel avec anneau
- plaque chauffante
- agitateur
- cylindre gradué de 100 mL
- solution de KI 0,5 mol/L
- solution saturée de PbCl_2
- eau distillée



Démarche

Attention! Les composés de plomb sont toxiques et causent une irritation de la peau. Il faut les manipuler avec prudence!

1. Mesure la masse du papier filtre et note l'information dans le tableau de données.
2. Place l'entonnoir muni d'un papier filtre sur l'anneau qui est fixé au support universel.
3. Dans un cylindre gradué de 100 mL, décante 100 mL de surnageant clair de la solution saturée de PbCl_2 . Évite de perturber les cristaux de PbCl_2 . Verse cette solution dans un bécher de 250 mL. Dessine une représentation moléculaire des composantes (ions et molécules) dans ce bécher.
4. Ajoute 20 mL d'une solution de KI 0,5 mol/L au bécher contenant la solution de PbCl_2 .
5. Dessine à nouveau une représentation moléculaire des composantes (ions et molécules) dans le bécher. Encerle les ions qui vont former un précipité. Écris aussi l'équation de la réaction chimique.
6. Écris l'équation ionique nette pour cette réaction et identifie les espèces qui réagissent ensemble. Quels sont les ions spectateurs?
7. Avec la plaque chauffante, chauffe la solution jusqu'à ébullition en remuant de temps à autre. Pourquoi chauffons-nous la solution?
8. Laisse la solution refroidir 5 minutes. Laisse tout solide qui s'est formé se déposer au fond du bécher.
9. Une fois le précipité déposé, fais passer le liquide à travers le filtre. Tente de conserver le plus de solide possible dans le bécher.
10. Rince le précipité trois fois avec de l'eau distillée et fais passer à travers le papier filtre. Pour le rinçage final, fais tourner le bécher et vide son contenu sur le papier filtre. Rince le bécher une dernière fois avec de l'eau et verse à nouveau le contenu sur le filtre.
11. Laisse de côté le filtrat et garde le papier filtre qui contient le précipité PbI_2 . Indique les ions et molécules qui se trouvent dans le filtrat. Pourquoi n'a-t-on pas besoin de cette solution?
12. Fais sécher le précipité à l'aide d'un fourneau de séchage ou en le laissant reposer jusqu'au lendemain. Pourquoi le précipité doit-il être séché?
13. Mesure la masse du papier filtre avec le précipité PbI_2 et note le résultat dans le tableau
14. Détermine la masse du précipité.



Données

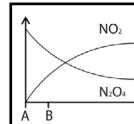
Masse du papier filtre et du précipité :
Masse du papier filtre :
Masse du précipité :

Analyse

- Écris l'équation équilibrée pour la réaction entre des solutions saturées de PbCl_2 et de KI .
- À l'aide des données recueillies, calcule le nombre de moles de chlorure de plomb(II) qui ont été formées.
- Combien de moles d'ions Pb^{2+} sont présentes dans chaque mole de précipité PbCl_2 ?
- Calcule la concentration en moles par litre d'ions Pb^{2+} pour la solution initiale (son volume était de 100 mL).
- Quelle était la concentration en ions Cl^- (en mol/L) de la solution initiale?
- Écris l'équation équilibrée pour la dissolution du PbCl_2 dans l'eau. Indique les états de la matière.
- Écris l'expression de la constante du produit de solubilité et calcule la constante du produit de solubilité pour le PbCl_2 à la température de la pièce (25 °C) à l'aide des concentrations calculées à partir des données recueillies. Pourquoi l'ion chlorure est-il au carré dans l'expression de la K_{ps} ?
- La valeur réelle de la K_{ps} à 25 °C est de $8,5 \times 10^{-9}$. Calcule le pourcentage d'erreur pour cette activité de laboratoire.

$$\% \text{ d'erreur} = \frac{\text{valeur expérimentale de la } K_{ps} - \text{valeur réelle de la } K_{ps}}{\text{valeur réelle de la } K_{ps}} \times 100 =$$

- La réaction a-t-elle réellement eu lieu à une température de 25 °C? Si elle s'était produite à une température inférieure à 25 °C, quelle serait l'incidence sur ton résultat (valeur de K_{ps})? Si la température était supérieure à 25 °C? Qu'arrive-t-il à la concentration des ions Pb^{2+} et Cl^- lorsque la température augmente? Qu'arriverait-il à la valeur de K_{ps} si la température augmentait?



10. Les valeurs de K_{ps} pour le $PbCl_2$ et le PbI_2 à 25 °C sont les suivantes :

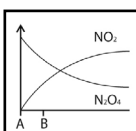
$$K_{ps} (PbCl_2) = 1,6 \times 10^{-5}$$

$$K_{ps} (PbI_2) = 7,1 \times 10^{-9}$$

Pourquoi l'ion I^- a-t-il été utilisé pour recueillir le Pb^{2+} ? Peux-tu nommer un ion qui aurait éliminé encore plus d'ions Pb^{2+} ? (Indice : consulte les valeurs de K_{ps} pour d'autres sels de plomb).

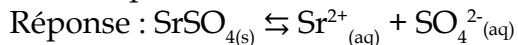
11. Qu'est-ce qui pourrait expliquer la différence entre la valeur expérimentale et la valeur réelle de la K_{ps} ? Comment pourrais-tu réduire l'erreur expérimentale?
12. La K_{ps} est importante puisqu'elle permet de calculer la concentration des ions dans une solution saturée. Calcule la concentration de l'ion Ag^+ dans une solution saturée de $AgCl$. La K_{ps} de l' $AgCl$ est $1,59 \times 10^{-10}$.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Solubility Product Constant of Lead(II) Chloride C12-4-13 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 30 décembre 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



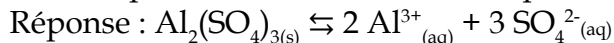
ANNEXE 17 : Résolution de problèmes

1. Écris l'expression de la constante du produit de solubilité pour SrSO_4 .



$$K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

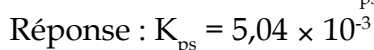
2. Écris l'expression de la constante du produit de solubilité pour $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.



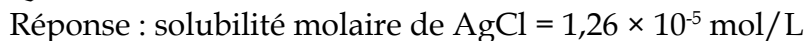
$$K_{ps} = [\text{Al}^{3+}]^2[\text{SO}_4^{2-}]^3$$

3. Un échantillon de $\text{Ba}(\text{OH})_{2(s)}$ est ajouté à de l'eau pure et est amené à l'état d'équilibre à 25°C. La concentration de Ba^{2+} est de 0,108 mol/L et celle de OH^- , 0,216 mol/L.

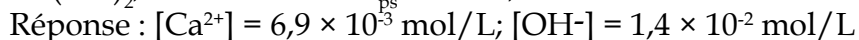
Quelle est la valeur de K_{ps} pour $\text{Ba}(\text{OH})_{2(s)}$?



4. Quelle est la solubilité molaire d'une solution saturée de AgCl ? $K_{ps} = 1,6 \times 10^{-10}$

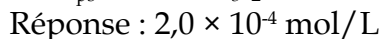


5. Quelles sont les concentrations à l'équilibre de Ca^{2+} et de OH^- dans une solution saturée de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, si la valeur de K_{ps} est de $1,3 \times 10^{-6}$?



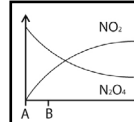
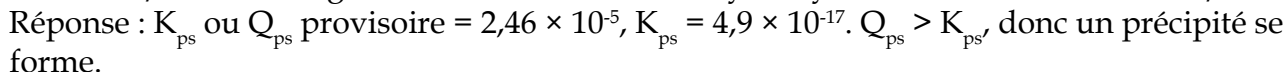
6. Calcule la solubilité molaire de $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ dans une solution de NaIO_3 à 0,060 mol/L.

La K_{ps} de $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ est de $7,1 \times 10^{-7}$.



Question complémentaire :

7. Est-ce qu'un précipité se forme quand 1,0 L d'une solution de chlorure de fer(III) à 0,150 mol/L est mélangé à 2,0 L d'une solution d'hydroxyde de sodium à 0,0333 mol/L?



ANNEXE 18 : Autoévaluation de l'apprentissage par groupes d'experts

Coche aux bons endroits.

		facilement	assez bien	avec difficulté
au sein de mon groupe d'experts	J'ai bien compris mon rôle au sein de mon groupe d'experts.			
	J'ai entrepris une préparation personnelle (entre autres lecture) avant la discussion en groupe d'experts.			
	J'ai été attentif à ce que disaient les autres experts et je n'ai pas interrompu inutilement les membres de mon groupe.			
	J'ai encouragé la participation des autres experts par mon attitude positive et respectueuse.			
	J'ai moi-même contribué positivement à la discussion en apportant de nouvelles idées, des suggestions, des clarifications, etc.			
	J'ai bien saisi et pris en note les renseignements clés de la discussion afin de les partager avec ma famille.			
au sein de ma famille	J'ai bien compris mon rôle au sein de ma famille.			
	J'ai écouté attentivement les rapports faits au sein de ma famille et j'ai demandé des précisions au besoin.			
	J'ai pris en note les renseignements clés issus des rapports faits au sein de ma famille.			
	J'ai rapporté fidèlement et efficacement les renseignements clés recueillis au sein de mon groupe d'experts.			
en plénière	J'ai écouté attentivement les renseignements clés ressortis par l'enseignant après le partage en famille.			
	J'ai posé des questions lorsque j'avais du mal à saisir des renseignements cruciaux.			

De façon générale, je pense que la technique des groupes d'experts :
 _____ m'a aidé à bien apprendre les concepts clés;
 _____ ne m'a pas aidé à bien apprendre les concepts clés.

Explique ta réponse :

