

Manitoba

Éducation, Citoyenneté et Jeunesse

CHIMIE 12^e année

Document de mise en œuvre

REGROUPEMENT 4 : L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE

ÉBAUCHE NON-RÉVISÉE

Avril 2008

Pour en savoir plus, prière de communiquer avec :

Danièle Dubois-Jacques

Conseillère en sciences de la nature

Bureau de l'éducation française

1181, avenue Portage, bureau 509

Téléphone : 1 800 282-8069, poste 6620 ou 204 945-6620 (à Winnipeg)

Courriel : daniele.dubois-jacques@gov.mb.ca

BLOC A : L'équilibre physique et chimique

- 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 moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- S3C-0-C2 Montrer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple employer un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

EN TÊTE

Connaissances antérieures

Vérifier la compréhension des notions antérieures et faire une récapitulation au besoin. Pour réviser et/ou évaluer les connaissances antérieures, utiliser des stratégies SVA (p. ex., carte conceptuelle, tableau des connaissances, Pense-Trouve un partenaire-Discute – voir le document *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9).

Démonstration

Présenter ce thème à partir 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. Dans un 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 l'erlenmeyer à l'aide d'un bouchon. Secouer vigoureusement et la solution est de couleur bleue. Laisser reposer et la couleur disparaît. Ce système met en jeu l'oxydation du dextrose (ou du glucose) par l'oxygène (provoquée par l'agitation du flacon) et le bleu de méthylène agit 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.

Aux cours de sciences de 9^e année, les élèves ont appris la différence entre les changements physiques et les changements chimiques (résultat d'apprentissage S1-2-12). Au cours de chimie de 11^e année (RAS C11-1-05, C11-1-06), 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.

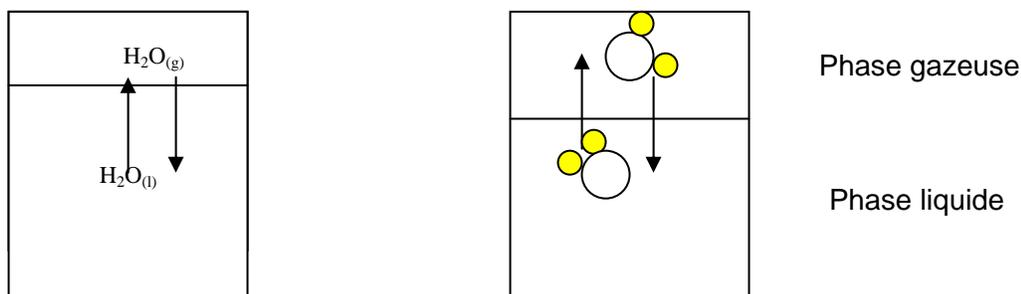
Un lien à une présentation vidéo de cette démonstration peut être trouvé à http://scienceamusante.net/wiki/index.php?title=La_bouteille_bleue.

EN QUÊTE

Enseignement direct – La réversibilité dans les systèmes chimiques

Jusqu'à ce stade, le programme d'études 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 une température constante. L'évaporation et la dissolution sont des exemples d'équilibre physique. 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.

Diagramme 1



Animation

La vidéo d'animation du site suivant montre la nature moléculaire entre le brome liquide et le brome gazeux (site anglais). Demander aux élèves de compter le nombre de molécules en phase gazeuse et en phase liquide.

Chemistry Experience Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations for Introduction to College Chemistry (aussi appelé General Chemistry)

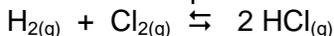
<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/equilvpBr2V8.html>

$[\text{Br}_{2(l)} - \text{Br}_{2(g)}]$

Remarques pour l'enseignant

Les conditions requises pour avoir un état d'équilibre chimique comprennent les suivantes : propriétés macroscopiques constantes observables (température, pression, concentration, etc.), système fermé, température constante, réversibilité et vitesses de changements opposés égales.

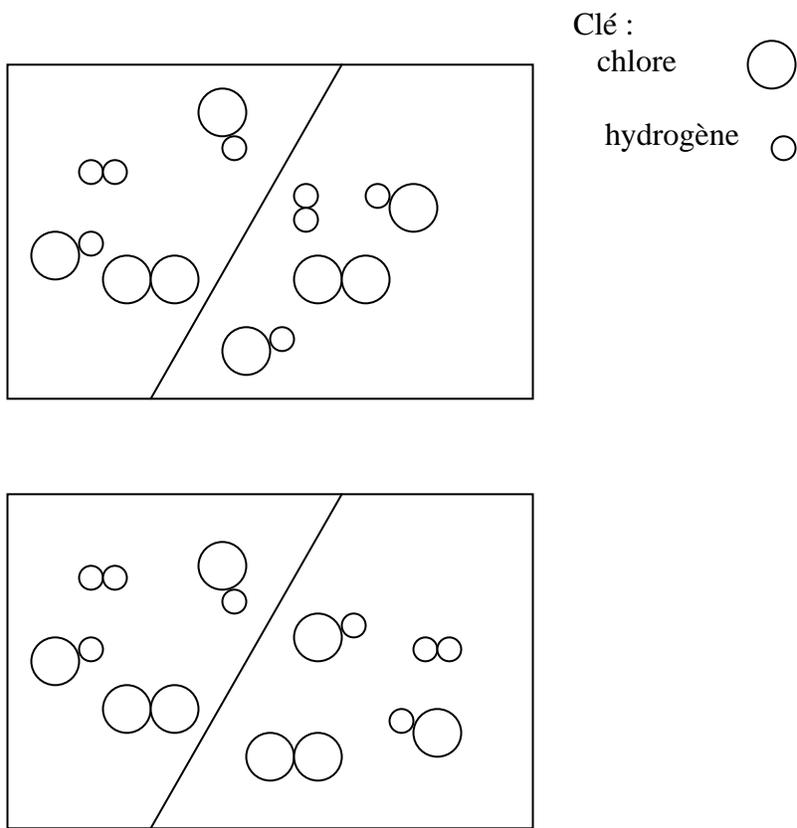
Voici un exemple de réaction réversible pour un équilibre chimique :



Dans cette réaction, à l'échelle moléculaire, 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 2 pour une représentation moléculaire de cette réaction réversible.

Diagramme 2



Du côté droit du diagramme, noter H₂ et Cl₂ qui se combinent pour former 2 molécules de HCl. Dans le diagramme du bas, du côté droit, les deux molécules de HCl se sont combinées pour former finalement H₂ + Cl₂.

Démonstration/animation

Faire la démonstration d'un équilibre chimique avec le système NO₂-N₂O₄ ou le système CoCl₄²⁻-Co(H₂O)₆²⁺. Voir le mode de préparation à l'**annexe 1** : Préparation de systèmes en équilibre. De plus, il est possible d'acheter des unités scellées de NO₂-N₂O₄ auprès de fournisseurs de produits scientifiques au lieu de les préparer en éprouvettes pour une démonstration en classe.

L'animation dans ce site Web montre la réaction N₂O₄-NO₂ à l'échelle moléculaire (site anglais).

[Chemistry Experience Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations for Introduction to College Chemistry \(aussi appelé General Chemistry\)](http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equiV8.html)

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equiV8.html>

[N₂O₄-NO₂]

Le site Web ci-dessous présente un coup d'œil macroscopique de l'équilibre, soit l'utilisation de deux pelles de tailles différentes pour remplir ou vider un puits (site anglais). La section 3 montre le même concept en se servant du système NO₂-N₂O₄ en équilibre chimique.

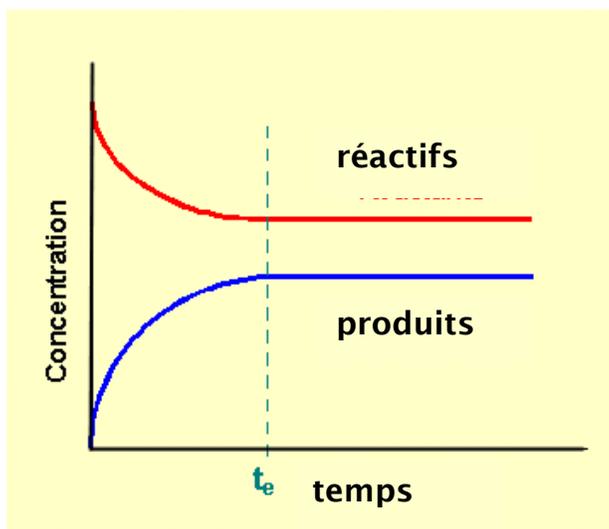
[Chemistry: The Science in Context, W.W. Norton & Company](#)

<http://www.wwnorton.com/college/chemistry/gilbert/overview/ch15.htm>

Equilibrium Tutorial, chapitre 15, section 2 (A Macroscopic Equilibrium) et section 3 (Chemical Equilibrium)

Remarques pour l'enseignant

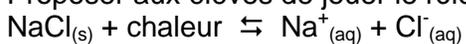
Pour démontrer comment les systèmes atteignent l'équilibre, utiliser des graphiques de la vitesse en fonction du temps, et de la concentration en fonction du temps.



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. Soulignons également qu'une discussion quantitative de ces graphiques doit être évitée pour l'instant.

Activité pour les élèves

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



Par exemple dans une classe de 20 élèves, 10 élèves représenteront les ions sodium et 10 autres élèves, 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 4 feuilles de papier de bricolage rouges par terre pour représenter la chaleur, qui peuvent être prises par les élèves représentant les particules de chlorure de sodium pour qu'ils puissent 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 pour former une particule de chlorure de sodium et 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 de se produire.

Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser l'activité de laboratoire *La modélisation de l'équilibre*, dans *Chimie 12*, p. 325 ou *Modéliser l'équilibre dynamique*, dans *Chimie 11-12*, p. 678.

Stratégies d'évaluation suggérées

Cadre de comparaison

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

En équilibre ou non?

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 pas.

Entrée dans le carnet scientifique

Inviter les élèves à inscrire dans leur carnet scientifique des réactions qui sont réversibles (dissolution de sel dans l'eau) et non réversibles (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.*

Réponse : Non, les concentrations doivent être *constantes* dans le temps. Donc, elles ne seront pas nécessairement égales.

BLOC B : La loi d'équilibre

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

EN TÊTE

Vérifier la compréhension des notions antérieures et faire une récapitulation au besoin.

Au cours de sciences de 7 ^e année, les élèves se sont familiarisés avec les solutions hétérogènes et homogènes.
--

EN QUÊTE

Remarques pour l'enseignant

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). La loi d'action de masse a été présentée en 1864 par Cato Maximillian 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.

Expression de l'action de masse (ou expression de la loi d'équilibre)

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

Où [A], [B], [C] et [D] représentent les concentrations 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.

Les solides et les liquides ne sont pas inclus dans l'expression de l'action de masse parce que leurs concentrations sont constantes. Peu importe les quantités de solides ou de liquides en présence, les concentrations (mol/dm³) du solide et du liquide demeurent les mêmes. La valeur de l'expression de l'action de masse en tout temps est appelée le quotient de réaction

(Q). À l'équilibre, elle est appelée la constante d'équilibre ($K_{\text{éq}}$). Rappeler aux élèves que les constantes d'équilibre ne sont spécifiques qu'à une réaction à une température donnée.

La constante d'équilibre fournit de l'information, par exemple, à quel point la réaction est-elle avancée avant d'atteindre l'équilibre. Comme la constante d'équilibre est le rapport entre les produits et les réactifs, une valeur de $K_{\text{éq}}$ supérieure à 1 ($K_{\text{éq}} > 1$) signifie qu'il y a plus de produits que de réactifs, et la réaction était presque terminée quand l'équilibre a été atteint (et inversement).

Les manuels officiels utilisent le symbole $K_{\text{éq}}$ pour représenter la constante d'équilibre. À moins que la valeur ne 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 calculée à partir de la pression d'équilibre (K_p).

Les manuels n'utilisent pas d'unités parce que celles-ci varient selon la puissance des concentrations. Dans certains cas, toutes les unités seraient annulées.

Il est recommandé de limiter les problèmes aux suivants :

1. Calculer la $K_{\text{éq}}$ avec des concentrations à l'équilibre de tous les réactifs et produits.
2. Calculer la concentration à l'équilibre lorsque $K_{\text{éq}}$ et les concentrations à l'équilibre de tous les réactifs et produits résiduels sont données.
3. Utiliser un tableau ICE (voir l'**annexe 2** : ICE et l'**annexe 3** : méthodes E.I.R/P.E.C.) pour trouver $K_{\text{éq}}$ à partir d'une concentration initiale ou de la concentration à l'équilibre d'un des produits.

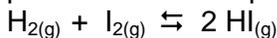
[Traduction libre] « Vous constaterez que les élèves ont besoin de s'exercer plus souvent à la calculatrice pour résoudre des problèmes avec notation scientifique. Plus précisément, les élèves font souvent l'erreur d'utiliser le signe de multiplication (X) pour saisir des nombres avec notation scientifique. Leur rappeler que sur la plupart des calculatrices, la touche d'exposant [EXP] ... (ou [EE] sur d'autres) représente en réalité « X 10 » soit « multiplier par 10 ». Pour leur faciliter la tâche, leur montrer la façon de saisir plusieurs nombres à notation scientifique et à faire les calculs avec ces nombres ». (Dingrando *et al.*, 579, Teacher's Edition)

Activité pour les élèves

Proposer aux élèves de déterminer une relation mathématique entre les concentrations à l'équilibre des réactifs et des produits pour un ensemble de données particulier.

Problème

Ton professeur 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 utilisant 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 :

1. Assure-toi d'analyser toutes tes données pour vérifier ta formule.
2. 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)	$\frac{[\text{réactifs}]}{[\text{produits}]^2}$	$\frac{[\text{réactifs}]}{[\text{produits}]^2}$
1	0,0032583	0,0012949	0,015869	0,02	60
2	0,0046981	0,0007014	0,013997	0,02	60
3	0,0010084	0,0010084	0,007816	0,02	60
4	0,0007106	0,0007106	0,005468	0,02	60
5	0,0013953	0,0013953	0,010791	0,02	60

Solution :

$$\text{Vitesse}_{\text{directe}} = k_f[\text{H}_2][\text{I}_2]$$

$$\text{Vitesse}_{\text{inverse}} = k_r[\text{HI}]^2$$

À l'équilibre,

$$\text{Vitesse}_{\text{directe}} = \text{Vitesse}_{\text{inverse}}$$

Alors,

$$k_f[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_r[\text{HI}]^2$$

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

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

ou

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

En substituant les concentrations du premier essai dans cette équation, on obtient la valeur suivante :

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(0,015869)^2}{(0,0032583)(0,0012949)} = 59,6$$

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

$$\frac{k_i}{k_d} = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(0,0032583)(0,0012949)}{(0,015869)^2} = 0,017$$

Préciser aux groupes d'élèves qu'ils doivent 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 (aussi appelé The Rubber Book) à l'aide du rapport entre les concentrations des produits et celles des réactifs, ou

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

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

Écrire l'expression de l'action de masse pour la dissociation du carbonate de calcium solide.



Solution :

En appliquant la forme standard de l'expression de l'action de masse, l'équation s'écrirait comme suit :

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

Mais les concentrations des solides et liquides purs sont constantes, c.-à-d. qu'elles ne peuvent pas changer. Elles ne sont pas incluses dans l'expression de l'action de masse, donc l'expression de l'action de masse pour la dissociation du carbonate de calcium est la suivante :

$$K_{\text{éq}} = [\text{CO}_2]$$

Stratégies d'évaluation suggéréesRésolution de problèmes

Suggérer 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.

Proposer aux élèves d'utiliser les notes techniques pour montrer la dérivation d'une expression de l'action de masse pour une réaction comportant des solides et/ou des liquides.

Fournir aux élèves diverses valeurs de $K_{\text{éq}}$ et leur demander d'indiquer quelles réactions étaient près d'être complétées quand l'équilibre a été atteint, et lesquelles ne l'étaient pas.

Demander aux élèves de résoudre des problèmes comportant des constantes d'équilibre (voir l'**annexe 4** qui présente des problèmes et les solutions).

Entrée dans le carnet scientifique

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

BLOC C : La constante d'équilibre

C12-4-05 Mener une expérience pour déterminer la constante d'équilibre d'un système;
RAG : C2

C12-0-S1 adopter des habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres connaître et prendre les précautions nécessaires à la sécurité, être au courant du *Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail* (SIMDUT), savoir utiliser l'équipement d'urgence;
RAG : B3, B5, C1, C2

- C12-0-S6 estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard, entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S7 interpréter des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- 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

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 $K_{\text{éq}}$ pour une réaction réversible.

EN QUÊTE

Remarques pour l'enseignant

Il n'est pas nécessaire de réaliser toutes les expériences de laboratoire mentionnées dans les ressources d'apprentissage. Choisir une activité appropriée aux habiletés des élèves et à l'équipement disponible à l'école.

Activité de laboratoire

La mesure d'une constante d'équilibre

Proposer aux élèves de mener une expérience afin de déterminer la constante d'équilibre (voir *Chimie 12*, p. 340).

Utilisation d'un colorimètre ou spectromètre

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 $K_{\text{éq}}$ (voir l'**annexe 5** : Équilibre chimique, ou consulter *Chemistry with CBL*. Dan Holmquist, Jack Randall, Donald L. Volz. Oregon: Vernier Software, 1997. "Chemical equilibrium – Finding a Constant, K_c " p. 20-1 à 20-2T).

Stratégies d'évaluation suggérées

Rapports de laboratoire

Suggérer aux élèves d'utiliser le format de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*). Le logiciel de traitement de texte Word et les chiffriers électroniques peuvent faciliter la préparation des rapports.

Habiletés en laboratoire

De temps à autres, vérifier au hasard les habiletés en laboratoire des élèves, de façon que tous aient été évalués en bout de ligne (voir en annexe la liste de contrôle des habiletés en laboratoire). Mettre l'accent sur les habiletés relatives aux dilutions en série à partir de solutions-mères.

BLOC D : Le principe de Le Chatelier

- 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
- C12-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prévision vérifiable basée sur des connaissances préalables ou sur des observations;
RAG : C2
- 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;
- C12-0-S9 tirer une conclusion selon 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

Remarques pour l'enseignant

Le principe de Le Chatelier décrit comment l'équilibre chimique évolue en réponse à un stress ou perturbation dans un système fermé.

Au cours de chimie de 11^e année, dans le RAS C11-02-05, les élèves ont réalisé une expérience pour découvrir la loi de Boyle — c.-à-d. que la pression et le volume d'un gaz sont en relation inversement proportionnelle. Dans les RAS C11-3-13 et C12-3-04, ils ont réalisé des expériences avec des réactions endothermiques et exothermiques. Le RAS C12-3-02 prévoyait un laboratoire en vue d'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. Vérifier la compréhension des notions antérieures et faire une récapitulation au besoin.

Stress	Réaction du système	Effet sur la constante d'équilibre
Augmentation de température	L'équilibre se déplace de façon à utiliser la chaleur ajoutée, favorisant une réaction endothermique.	La constante d'équilibre change parce que 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 une réaction exothermique.	La constante d'équilibre change parce que 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, parce que les solides et les liquides sont incompressibles.	La constante d'équilibre ne change pas parce que 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, parce que les solides et les liquides sont incompressibles.	La constante d'équilibre ne change pas parce que 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 parce que 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 parce que 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 parce que le gaz inerte ne participe pas à la réaction.	La constante d'équilibre ne change pas.

L'illustration ci-dessous montre comment une variation de la concentration influe sur les autres substances dans une réaction chimique.

Tout changement parmi ceux mentionnés au-dessus de la réaction entraîne un déplacement vers la droite.



Tout changement parmi ceux mentionnés au-dessous de la réaction entraîne un déplacement vers la gauche.

Démonstration

L'expérience des feux de circulation 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 en ordre inverse pour revenir au jaune orangé. Le principe qui sous-tend 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 se faire. À mesure que la solution repose, l'énergie cinétique (due à l'agitation) diminue, et il n'y a pas assez d'énergie pour que les réactions se poursuivent.

Préparer l'expérience en dissolvant 32 g de KOH dans 1200 mL d'eau (solution A), 40 g 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, puis 200 mL de B, puis 60 mL de C, et enfin 16 mL de D.

Une vidéo d'une démonstration similaire (avec des substances chimiques différentes, mais les mêmes couleurs apparaissent) est accessible sur le site de la [Purdue University: College of Science, Chemical Education Division Groups](http://chemed.chem.purdue.edu/demos/main_pages/19.2.html) (site anglais)

19.2 Traffic Lights

http://chemed.chem.purdue.edu/demos/main_pages/19.2.html

Vidéo sur Internet : Réaction de Belousov-Zhabotinsky

Le site suivant présente une vidéo de cette démonstration, où la couleur oscille entre le rouge et le bleu.

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

Voir aussi <http://www.faidherbe.org/site/cours/dupuis/joupord.htm> et <http://www.ac-nancy-metz.fr/enseign/Physique/video/video2.htm>.

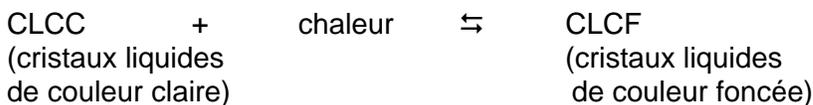
Vidéo sur Internet : Réaction de Briggs-Rauscher

Le site suivant présente une vidéo de cette démonstration.

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

Démonstration des cristaux liquides

S'il est possible d'obtenir une feuille de cristaux liquides thermosensible, 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 :

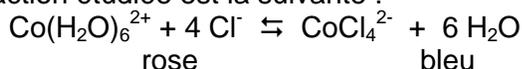


Les « bagues d'humeur », faites de cristaux liquides, tirent parti de ce phénomène en rétablissant l'équilibre par suite de légers changements de la température corporelle.

Perturbation de systèmes en équilibre

Choisir parmi les expériences ci-dessous, qui aident à déterminer comment des systèmes en équilibre réagissent à des stress ou perturbations. Il n'est pas nécessaire de faire exécuter toutes les activités de laboratoire par les élèves. L'enseignant devrait choisir les activités appropriées aux habiletés des élèves et à l'équipement disponible à l'école.

- Laboratoire d'analogie : La procédure complète de cette expérience de laboratoire est fournie à **l'annexe 6** : Analogie pour une réaction en équilibre. Demander 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 quand les concentrations des réactifs et des produits sont identiques. Les résultats des élèves varieront, selon le diamètre de la paille qui est placée dans chaque cylindre gradué. **L'annexe 7** propose une rubrique d'évaluation pour cette analogie.
- Laboratoire sur l'équilibre qualitatif : Un exercice préalable au laboratoire est fourni à **l'annexe 8** : Prélab : L'équilibre et le principe de Le Chatelier. Cet exercice offre aux élèves l'occasion de prédire dans quelle direction se déplacera l'équilibre en fonction des stress exercés. La technique complète pour ce laboratoire est indiquée à **l'annexe 9** : Laboratoire sur l'équilibre qualitatif (voir les remarques pour l'enseignant à **l'annexe 10**). Demander aux élèves de créer un système en équilibre 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 applique des « perturbations » en ajoutant du nitrate de fer (III), du thiocyanate de potassium solide et du phosphate de sodium hydrogène à des petites quantités de la solution. Le déplacement de la position d'équilibre originale peut être observé par les variations de couleur.
- Perturbation de systèmes en équilibre : Cette expérience de laboratoire et la rubrique de notation sont présentées à **l'annexe 11** : Perturbation de systèmes en équilibre. La réaction étudiée est la suivante :



Demander aux élèves de dissoudre le chlorure de cobalt dans l'éthanol et de noter la couleur de la solution. Puis les inviter à appliquer des 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 à noter les couleurs résultantes.

Education Division Groups à l'adresse

http://chemed.chem.purdue.edu/demos/main_pages/16.3.html

16.3, Effect of Temperature on the NO₂/N₂O₄ Equilibrium.

L'équilibre Fe(SCN)²⁺/Fe(SCN)₂⁺ est étudié en examinant les perturbations (ajout de FeCl₃, NH₄SCN, NH₄Cl, KNO₃) appliquées à ce système (site anglais).

Cette vidéo est un bon exemple visuel d'application du principe de Le Chatelier à un système en équilibre. Voir le site de Purdue University: College de Science, Chemical Education Division Groups à l'adresse http://chemed.chem.purdue.edu/demos/main_pages/18.5.html 18.5, The Fe(SCN)²⁺/Fe(SCN)₂⁺ Equilibrium.

L'équilibre du complexe chlorure de cobalt (rose au bleu) est expliqué et démontré dans le site de la North Carolina School of Science and Mathematics Distance Learning Technologies (site anglais)

Co(H₂O)₆²⁺ - CoCl₄²⁻ Equilibrium-Le Chatelier's Principle, à l'adresse : <http://www.dlt.ncssm.edu/core/c14.htm>

Animation

Le site Web ci-dessous présente une animation d'équilibre chimique à l'échelle macroscopique (site anglais). Les effets de l'ajout d'une perturbation à un système en équilibre chimique sont illustrés graphiquement à l'échelle particulière (moléculaire).

Chemistry: The Science in Context; W.W. Norton & Company

<http://www.wwnorton.com/college/chemistry/gilbert/overview/ch15.htm>

Le Chatelier's Principle Tutorial, chapitre 15, section 2 (A Macroscopic Equilibrium), sections 4, 5, 6, et 7 (Shifting Equilibrium)

Stratégies d'évaluation suggérées

Questions à répondre

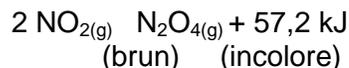
Pour amorcer cette partie et réviser la compréhension des notions antérieures, poser les questions suivantes aux élèves :

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?

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

1. Une grande partie du brouillard brunâtre qui flotte au-dessus des grandes villes est constituée de dioxyde d'azote, NO_{2(g)}, qui réagit pour former du tétraoxyde de diazote, N₂O_{4(g)}, selon l'équation :



Utiliser 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, formant un brouillard brunâtre au-dessus de la ville.

Entrée dans le carnet scientifique

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.

Rapport de laboratoire

Suggérer aux élèves d'utiliser le format de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*). Le logiciel de traitement de texte Word et les chiffriers électroniques peuvent faciliter la préparation des rapports.

Habilités en laboratoire

De temps à autres, vérifier au hasard les habiletés en laboratoire des élèves, de façon que tous aient été évalués en bout de ligne. Voir l'annexe sur une liste de contrôle des habiletés en laboratoire.

BLOC E : Les graphiques de la concentration en fonction du temps

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

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

Remarques pour l'enseignant

Activités en classe

Rappeler aux élèves que sur un graphique de la concentration en fonction du temps, l'équilibre est illustré par un plateau. Si les élèves ont complété le laboratoire d'analogie dans le RAS précédent, ils peuvent retourner voir les résultats qu'ils ont obtenus. Dans ces graphiques de la

concentration/temps, le plateau montre que les concentrations des réactifs et des produits ne changent plus dans le temps. Si désiré, faire les calculs avec les élèves dans le problème suivant afin de leur montrer comment se fait l'analyse quantitative des graphiques de concentration en fonction du temps.

Voir l'information pour l'enseignant à l'**annexe 12** : Interprétation des graphiques – Concentration en fonction du temps.

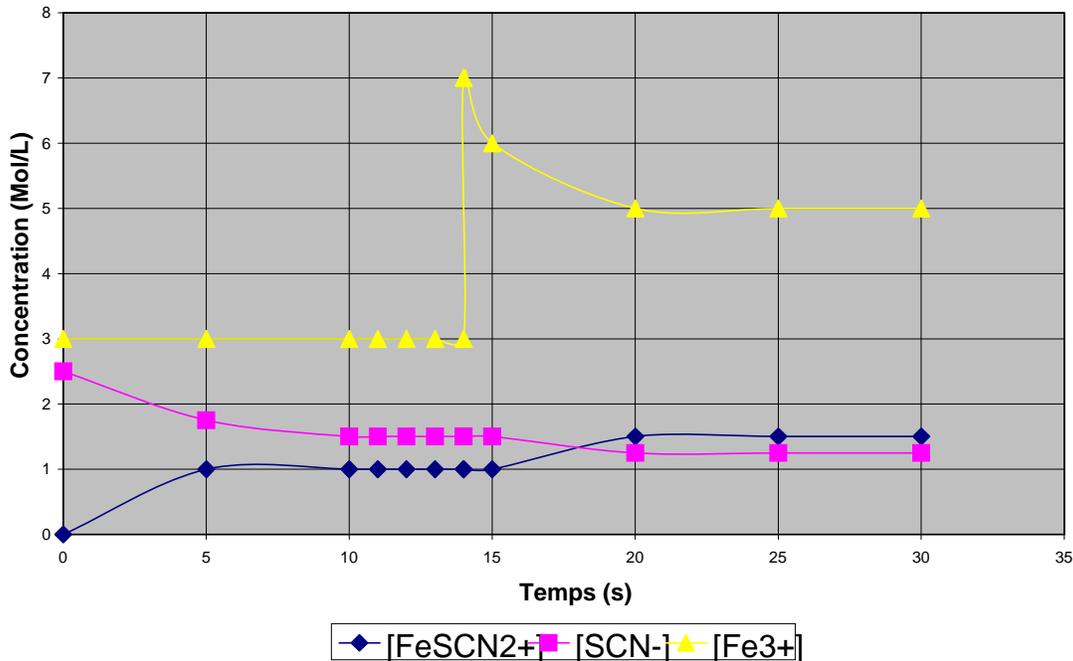
L'enseignant peut aussi fournir aux élèves les données du graphique pour qu'ils puissent construire le graphique avant de l'interpréter.

Dans le RAS C12-4-01, les élèves ont appris le traitement qualitatif 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		6
20	1.5	1,25		5
25	1.5	1,25		5
30	1.5	1,25		5

Concentration en fonction du temps



Interprétation de graphiques de la 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 avance et la concentration du produit, FeSCN^{2+} , augmente. Il semble que la réaction atteigne l'équilibre à 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?

Corrigé :



2. 10 secondes

$$3. K_{\text{éq}} = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = \frac{(1)}{(3)(1,5)} = 0,22$$

$$4. K_{\text{éq}} = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = \frac{(1,5)}{(5)(1,25)} = 0,24$$

5. Elles sont à peu de choses près les mêmes parce que 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.

Stratégies d'évaluation suggérées

Résolution de problèmes

Inviter les élèves à préparer des questions sur le traçage et l'interprétation de graphiques de la concentration en fonction du temps, et de les poser en classe.
Leur suggérer de compléter la feuille de travail fournie à l'**annexe 13**, Interprétation des graphiques – Feuille de l'élève.

BLOC F : Applications du principe de Le Chatelier

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 gazeifiées, 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, les boissons gazeifiées dans le régime 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 professions et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4

Les élèves ont appris le principe de Le Chatelier dans le RAS C12-4-06.

EN TÊTE

Évaluation des connaissances antérieures

Vérifier la compréhension des notions antérieures et faire une récapitulation au besoin. Certains exemples ont peut-être été abordés dans les résultats d'apprentissage précédents.

Remarques pour l'enseignant

Il n'est pas nécessaire que les élèves apprennent les exemples en détail. Ces exemples servent simplement à illustrer l'importance du principe de Le Chatelier dans notre vie. Si désiré, demander aux élèves de se renseigner sur le sujet en consultant leur manuel, ou si l'information est limitée, de faire des recherches dans d'autres sources. L'enseignant trouvera des données générales ci-dessous.

Procédé de Haber

La plupart des manuels présentent une discussion sur le procédé de Haber. Consulter une description du procédé de fabrication de l'ammoniac pour la production d'explosifs dans les sites Web ci-dessous.

http://membres.lycos.fr/xjarnot/Chimistes/Nobel_1915.html

<http://membres.lycos.fr/tpe632/newpage1.html>

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

http://www.fact-index.com/f/fr/fritz_haber.html (site anglais)

pH sanguin

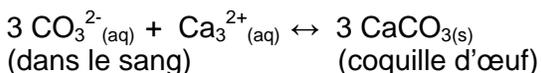
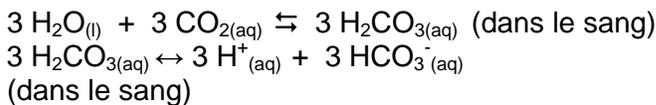
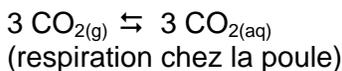
Le sang contient de l'acide carbonique dissous, en équilibre avec le dioxyde de carbone et l'eau.



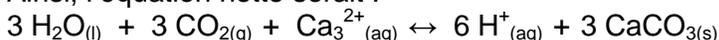
Pour garder le taux d'acide carbonique à des niveaux sûrs, l'organisme évacue par l'expiration le CO₂ produit. L'enlèvement d'un produit favorise la réaction directe, réduisant la quantité d'acide carbonique présente dans le sang pour maintenir le pH sanguin à un niveau sûr.

Eau gazéifiée dans le régime des poules

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



Ainsi, l'équation nette serait :

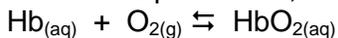


Note – Ce phénomène offre l'occasion pour l'enseignant de récapituler avec les élèves les notions de mécanisme de réaction, de produits intermédiaires de la réaction et d'équation nette.

Quand 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'University of 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 les jours de chaleur. Ainsi, les producteurs peuvent atténuer ces effets sans avoir à 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 City, 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 têtes, 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.

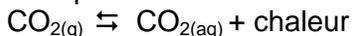
Les personnes qui vivent en haute altitude pendant de longues périodes s'adaptent à une atmosphère pauvre en oxygène en produisant plus d'hémoglobine, ce qui déplace l'équilibre du système vers la droite (réaction directe), et fait disparaître les symptômes d'hypoxie.

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.

(Chimie fondamentale : principes et problèmes, volume 2, Chang, p. 153)

Boissons gazéifiées

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



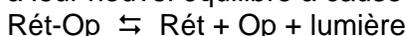
Quand on ouvre une bouteille de boisson gazeuse, la pression sur le dioxyde de carbone diminue. L'équilibre est déplacé vers la gauche dans le système, la solubilité du dioxyde de carbone diminue, et des bulles de dioxyde de carbone s'échappent de la solution. Si la bouteille est ouverte pendant longtemps, 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. Une augmentation de la température de la bouteille (p. ex., en la laissant dans une voiture à la chaleur en été) provoquera un déplacement de l'équilibre favorisant la réaction inverse, créant plus de bulles de gaz carbonique. Donc 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). Quand 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 transporte 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 recombiné 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.

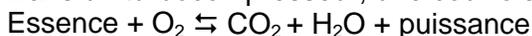


Signal transmis	Signal non transmis
-----------------	---------------------

Moteurs turbocompressés/suralimentés

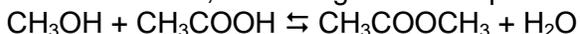
Dans un moteur turbocompressé ou suralimenté, l'air est comprimé et chauffé. Cela signifie qu'il y a une concentration plus élevée (50 % plus élevée) d'oxygène chauffé réagissant avec l'essence, ce qui favorise la formation de produits et génère plus de puissance pour la voiture. Note : dans des moteurs 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, c'est-à-dire :



Leur suggérer de décrire comment leur corps peut atténuer le stress qui lui est imposé en grim pant une grosse montagne.

Recherche/Rapport – Présentations

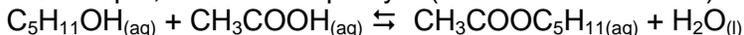
À partir de leur recherche, inviter les élèves à décrire comment le principe de Le Chatelier est utilisé dans l'industrie. Les amener à partager cette information avec toute la classe dans le cadre de présentations formelles.

Jeu-questionnaire/Test

1. Lorsqu'une personne prend votre photo, vous pouvez voir une image « fantôme » du flash pendant plusieurs minutes suivant la prise de la photo. Leur demander d'expliquer ce phénomène en termes de vitesse de la réaction directe et de la réaction inverse de la rhodopsine dans l'œil.

Réponse : Quand 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 si élevée, une image fantôme peut être vue pendant plusieurs minutes parce que la réaction dans les photorécepteurs prend du temps à s'inverser.

2. Quand de l'alcool isoamylique et de l'acide acétique réagissent, ils forment un composé aromatique, l'acétate de pentyle (l'essence de banane) :



Demander à un élève d'ajouter un agent desséchant pour enlever l'eau et tenter d'augmenter la production d'essence de banane. Cette approche est-elle logique? Expliquer.

Réponse : Ajouter un agent desséchant pour diminuer la quantité d'eau présente dans le système. Pour réduire le stress et rétablir l'équilibre, le système favorisera la formation de plus de produits. Donc, l'ajout d'un agent desséchant est une méthode logique pour augmenter la production d'acétate de pentyle.

Rubriques/Listes de contrôle

Voir à l'annexe diverses rubriques et listes de contrôle pouvant servir à l'autoévaluation, à l'évaluation par les pairs et à l'évaluation par l'enseignant pour toute présentation de rapport de recherche.

BLOC G : Le produit de solubilité

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

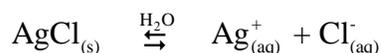
C12-4-11 Résoudre des problèmes de K_{ps} ,
entre autres des problèmes avec ions communs;
RAG : D3

C12-0-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

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

Remarques pour l'enseignant

Dans ce résultat d'apprentissage, les élèves devraient prendre conscience que les précipités formés par les réactions de double déplacement ne sont pas insolubles, mais *légèrement solubles*. Par exemple, tandis que le tableau de solubilité devrait indiquer que l'AgCl est insoluble, il donne lieu à des réactions de dissociation et de précipitation pour établir l'équilibre.



Une bonne représentation visuelle de cette réaction à l'échelle moléculaire est fournie au site Web de la North Carolina School of Science and Mathematics Distance Learning Technologies (site anglais)

http://www.dlt.ncssm.edu/core/Chapter14-Gas_Phase-Solubility-Complex_Ion_Equilibria/Chapter14-Animations/Solubility_of_AgCl.html

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

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

Comme les solides ne sont pas inclus dans les expressions d'équilibre, puisque les concentrations sont constantes, les constantes du produit de solubilité sont calculées en utilisant seulement les concentrations des produits à l'équilibre.

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

Tout comme pour les constantes d'équilibre, les constantes du produit de solubilité sont spécifiques à une seule réaction à une température donnée. Plus la valeur de la K_{ps} est élevée, plus le sel est soluble.

Exemples : (valeurs données pour 25 °C)

phosphate de calcium	$K_{\text{ps}} = 1,2 \times 10^{-26}$
bromure d'argent	$K_{\text{sp}} = 7.7 \times 10^{-13}$
fluorure de baryum	$K_{\text{sp}} = 1.7 \times 10^{-6}$

Dans ces exemples, la solubilité du fluorure de baryum, BaF_2 , est plus élevée que celle des autres sels, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ et AgBr , parce que BaF_2 a la valeur la plus élevée de K_{ps} . Le phosphate de calcium, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, se dissout très légèrement dans l'eau à cause de la valeur très basse de K_{ps} .

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

Les manuels n'utilisent pas d'unités pour K_{ps} parce que les unités varient selon la puissance des concentrations, c.-à-d. mol/L, $(\text{mol/L})^2$ ou $(\text{mol/L})^3$.

Limiter les choix de problèmes aux suivants :

1. Calculer la K_{ps} en tenant compte de la solubilité molaire d'un composé.
2. Utiliser un tableau ICE pour connaître la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité.
3. Déterminer les concentrations des ions présents à l'équilibre quand 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.

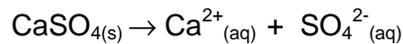
Exemple 1

Calculer 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. Calculer la K_{ps} pour CaSO_4 .

Solution :

1) Écrire l'équation de dissociation de CaSO_4 .



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

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

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

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

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

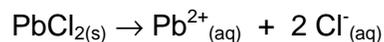
Exemple 2

Utiliser un tableau ICE pour calculer la solubilité molaire d'un sel à faible solubilité.

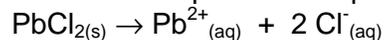
Calculer la solubilité molaire de PbCl_2 dans de l'eau pure à 25 °C quand la K_{ps} de PbCl_2 est de 2×10^{-5} .

Solution :

1) Écrire l'équation de dissociation de PbCl_2 .



2) Préparer un tableau ICE et y insérer les valeurs pour les ions inconnus. Noter que pour chaque ion Pb^{2+} , il y a deux ions Cl^{-} présents d'après l'équation équilibrée.



I	---	0	0
C	---	+ x	+2x
E	---	x	2x

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

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

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

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

Exemple 3

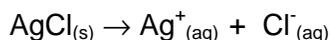
Déterminer les concentrations des ions présents à l'équilibre quand la valeur de K_{ps} du sel à faible solubilité est connue.

Quelle est la concentration des ions argent et chlorure dans une solution saturée de chlorure d'argent à 25 °C?

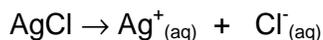
$$K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$$

Solution :

1) Écrire l'équation de dissociation pour AgCl.



2) Préparer un tableau ICE et y insérer les valeurs inconnues des ions, x.



I	---	0	0
C	---	+ x	+x
E	---	x	x

3) Écrire le produit ionique ou l'expression de K_{ps} et y substituer les valeurs connues.

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

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

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

Exemple 4

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

Calculer la solubilité molaire du chlorure d'argent dans une solution de nitrate d'argent à $1,5 \times 10^{-3}$ mol/L.

K_{ps} pour AgCl = $1,6 \times 10^{-10}$

Solution :

Ce problème porte sur un ion commun. L'ion commun est 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} parce qu'il s'agit d'une constante d'équilibre.

1) $AgNO_3$ se dissocie complètement comme l'indique l'équation, $AgNO_{3(s)} \rightarrow Ag^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$. Comme on sait que la concentration de $AgNO_3$ est de $1,5 \times 10^{-3}$ mol/L, alors $[Ag^+] = 1,5 \times 10^{-3}$ mol/L.

Écrire l'équation de dissociation pour AgCl.



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

	$AgCl_{(s)}$	\rightarrow	$Ag^+_{(aq)}$	+	$Cl^-_{(aq)}$	
I	---		$1,5 \times 10^{-3}$		0	
C	---		+ x		+x	
E	---		$1,5 \times 10^{-3} + x$		x	

3) Écrire le produit ionique, ou l'expression de K_{ps} et substituer les valeurs connues dans l'expression.

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

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

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

4) 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 $1,5 \times 10^{-3}$ mol/L est de $1,1 \times 10^{-7}$ mol/L

Activité complémentaire :

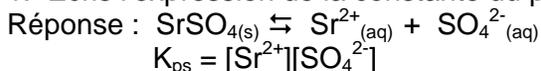
Si les élèves ont une base solide en mathématiques de pré-calcul, leur présenter des problèmes portant sur l'utilisation de réactifs limitatifs (inhibiteurs) pour calculer la probabilité de formation d'un précipité quand deux solutions de concentrations et de volumes connus sont mélangées.

Stratégies d'évaluation suggérées

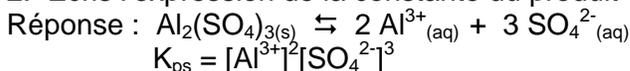
Résolution de problèmes

Inviter les élèves à écrire l'expression de K_{ps} pour les équations chimiques données.

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

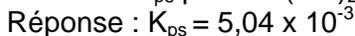


2. Écris l'expression de la constante du produit de solubilité pour $Al_2(SO_4)_3$.

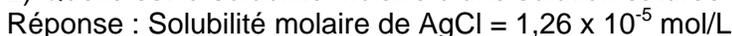


Exemples de problèmes :

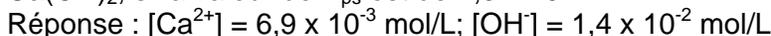
1) Un échantillon de $Ba(OH)_{2(s)}$ est ajouté à de l'eau pure et est amené à l'état d'équilibre à 25 °C. La concentration de Ba^{2+} est de 0,108 mol/L et celle de OH^- , 0,216 mol/L. Quelle est la valeur de K_{ps} pour $Ba(OH)_{2(s)}$?



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



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

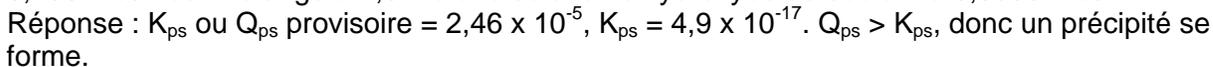


4) Calculer la solubilité molaire de $Ca(IO_3)_2$ dans une solution 0,060 mol/L de $NaIO_3$. La K_{ps} de $Ca(IO_3)_2$ est de $7,1 \times 10^{-7}$.



Question complémentaire :

5) 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?



Entrée dans le carnet scientifique

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

BLOC H : Les sels à faible solubilité

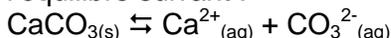
- C12-4-12 Donner des exemples de sels à faible solubilité, *par exemple, les calculs rénaux, les cavernes calcaires, l'ostéoporose, la carie dentaire;*
RAG : D3, D4, E1
- C12-0-C1 Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie, *par exemple 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-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

Remarques pour l'enseignant

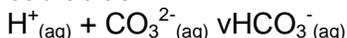
Il n'est pas nécessaire que les élèves apprennent les exemples en détail. Ces exemples visent simplement à souligner l'importance des sels à faible solubilité dans notre vie. L'enseignant peut demander aux élèves de trouver des renseignements dans leur manuel ou, si cette information est limitée, à consulter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

Cavernes calcaires

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



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



Si le dépôt de calcaire est suffisamment profond sous la surface, 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 : $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(s) \rightleftharpoons 3 \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{PO}_4^{3-}_{(aq)}$.

Si la concentration du calcium dans le sang diminue, l'équilibre peut être rétabli si la solubilité du phosphate de calcium (des os) augmente, ce qui rend les os poreux, 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 par l'exercice régulier des articulations portantes.

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 ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, dont la $K_{ps} = 6,8 \times 10^{-37}$). 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 la fluorapatite ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$, $K_{ps} = 1,0 \times 10^{-60}$). Comme la 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).

Stratégies d'évaluation suggérées

Discussion en classe

Pour valider les sels à faible solubilité comme sujet de discussion dans d'autres matières que la chimie, inviter les élèves à fournir des exemples de ses applications.

Recherche et rapport par les élèves

Proposer aux élèves de faire une recherche et un compte rendu sur une ou plusieurs applications des sels à faible solubilité. Les résultats peuvent être présentés par écrit, verbalement ou en un format électronique. Si désiré, inviter les élèves à utiliser l'Internet, et leur fournir des mots clés pour accélérer leur recherche.

Présentation visuelle

Inviter les élèves à préparer une présentation visuelle (comme une affiche) pour faire la démonstration d'une application de la solubilité des sels à faible solubilité.

Travail d'équipe

Si désiré, utiliser des stratégies d'enseignement comme « Jigsaw » ou la table ronde pour permettre aux élèves de partager des exemples particuliers de la solubilité des sels légèrement solubles avec leurs camarades.

Entrée dans le carnet scientifique

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 qui utilisent ce principe.

Recherche/Rapport – Présentations

À partir de leur recherche, inviter les élèves à décrire comment la solubilité des sels légèrement solubles est utilisée dans l'industrie. Les amener à partager cette information avec toute la classe dans le cadre de présentations formelles.

Leur proposer de faire une recherche sur les composés de plomb insolubles utilisés auparavant dans les pigments de peinture qui ont provoqué des intoxications au plomb chez des personnes, notamment des enfants.

BLOC I : Expérience - K_{ps}

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

Activités de laboratoire

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

- Expérience 9-A (voir *Chimie 12*, p. 434) Le but de cette expérience est de déterminer la constante du produit de solubilité de l'hydroxyde de calcium.
- Laboratoire 39 : Une constante de produit de solubilité (*Laboratory Manual, Dingrando et al.*)
Le but de cette activité de laboratoire est de déterminer la constante du produit de solubilité du chlorure de plomb (II). Ajouter 100 mL de $PbCl_2$ saturé à 20 mL d'une solution de K_2CrO_4 à 0,5 mol/L. Chauffer le mélange jusqu'au point d'ébullition puis laisser reposer et refroidir pendant au moins cinq minutes. Décanter le liquide du bécher en s'assurant que la plus grande partie du précipité reste dans le bécher. Placer le papier filtre dans le bécher avec le précipité et le sécher. La K_{ps} de $PbCl_2$ est ensuite déterminée par une série de calculs.
- Chemlab 18 : Comparaison de deux constantes du produit de solubilité (*Dingrando et al.*)
Ce laboratoire vise plusieurs objectifs : comparer les valeurs de la K_{ps} pour deux composés différents et faire le lien avec les observations, expliquer les observations portant sur les deux précipités en se servant du principe de Le Chatelier, et calculer la solubilité molaire des deux composés ioniques à partir de

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

leurs valeurs de K_{ps} . Comme il s'agit d'une expérience de laboratoire à petite échelle, les quantités de produits chimiques utilisés sont minimales. Dix gouttes de $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ et dix gouttes de $\text{NaCl}(\text{aq})$ sont ajoutées à deux puits d'une microplaque. Observer le précipité qui se forme ($\text{AgCl}(\text{s})$, de couleur blanche). Au deuxième puits, ajouter 10 gouttes d'une solution de Na_2S . Le précipité résultant qui se forme, $\text{Ag}_2\text{S}(\text{s})$, est noir.

Stratégies d'évaluation suggérées

Rapport de laboratoire

Inviter les élèves à utiliser le format de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*). Le logiciel de traitement de texte Word et les chiffriers électroniques peuvent faciliter la préparation des rapports.

Habilités en laboratoire

De temps à autres, vérifier au hasard les habiletés en laboratoire des élèves, de façon que tous aient été évalués en bout de ligne. Élaborer une liste de contrôle pour l'évaluation des habiletés en laboratoire relativement aux mesures et aux mélanges de solutions. Voir en annexe la liste de contrôle des habiletés en laboratoire.

Annexe 1 : Préparation de systèmes à l'équilibre

Système formé de dioxyde d'azote/tétraoxyde d'azote ($\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$)

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

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

Marche à suivre (démonstration) :

1. Placez les fioles dans trois béchers remplis d'eau, l'un à 0 °C, l'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. Demandez aux élèves de comparer la couleur de chacune des fioles de gaz.
3. Illustrez 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 formé de tétrachlorocobalt(II)/Aquo cobalt(II) ($\text{CoCl}_4^{2-}/\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$)

Matériel :

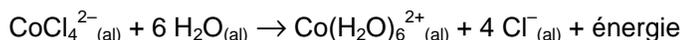
deux béchers de 600 mL
une plaque chauffante
du propanol-2 (isopropanol)
de l'éthanol absolu (on peut remplacer l'éthanol absolu par de l'éthanol à 95 %)

deux fioles d'Erlenmeyer (coniques) de 500 mL
de l'acide chlorhydrique concentré

Marche à suivre :

1. Dans un bécher, faites dissoudre 10 g de chlorure de cobalt(II) (CoCl_2) dans 500 mL d'éthanol. Dans l'autre bécher, faites dissoudre 10 g de chlorure de cobalt(II) dans 500 mL d'eau. Observez les couleurs des solutions (le bleu serait supposé dû au CoCl_4^{2-} agencé de façon tétraédrique; le rose serait dû au $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ agencé de façon octaédrique).
2. Ajoutez lentement *suffisamment* d'eau à la solution d'éthanol bleue pour changer sa couleur en rose. Divisez cette solution rose en deux volumes égaux dans les fioles d'Erlenmeyer. Ajoutez de l'acide chlorhydrique concentré dans l'une des fioles jusqu'à ce que le bleu réapparaisse. Chauffez l'autre fiole 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 ramener sa couleur rose.

Remarque : On peut préparer une solution similaire en mélangeant directement 20 mL de solution de chlorure de cobalt(II) en concentration de $0,50 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ 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 ICE – Méthode de résolution des problèmes d'équilibre

Un moyen pratique pour structurer les données pour les problèmes d'équilibre consiste à utiliser un tableau ICE. La lettre I désigne les concentrations initiales des réactifs et des produits. La lettre C indique les changements dans les réactifs et produits par rapport aux conditions initiales à l'équilibre, et E représente les concentrations des réactifs et des produits à l'équilibre.

Pour préparer le tableau ICE, écrire l'équation chimique équilibrée et en dessous, les lettres ICE du côté gauche du tableau. Insérer les valeurs connues dans le tableau, et x pour représenter la valeur à calculer. Voir l'exemple ci-dessous.

Exemple de problème

0,500 mol de H₂ et 0,500 mol de I₂ sont placées dans un flacon de 1,00 L à 430 °C. La constante d'équilibre, K_e, est de 54,3 à cette température. Calculer les concentrations de H₂, I₂ et HI à l'équilibre.

Solution

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

	H ₂ (g)	+	I ₂ (g)	⇌	2 HI(g)
I	0,500 mol/L		0,500 mol/L		0 mol/L
C	- x		- x		2 x
E	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) Substituer 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.

$$7,37 = \frac{2x}{0,500 - x}$$

5) Solutionner l'équation et calculer x.

$$\begin{aligned}7,37 (0,500 - x) &= 2x \\3,685 - 7,37x &= 2x \\3,685 &= 2x + 7,37x \\3,685 &= 9,37x\end{aligned}$$

$$x = \frac{3.685}{9.37} = 0,393 \text{ mol/L}$$

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

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

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

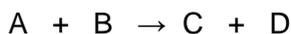
$$[\text{HI}] = 2 x = (2)0,393 \text{ mol/L} = 0,786 \text{ mol/L}$$

Annexe 3 : Corrigé pour la constante d'équilibre ($K_{\text{éq}}$) : Méthode de calcul E.I.R./P.E.C.

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

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

Q 1 : Les réactifs A et B sont mélangés dans un contenant de 1 litre, 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 $K_{\text{éq}}$.

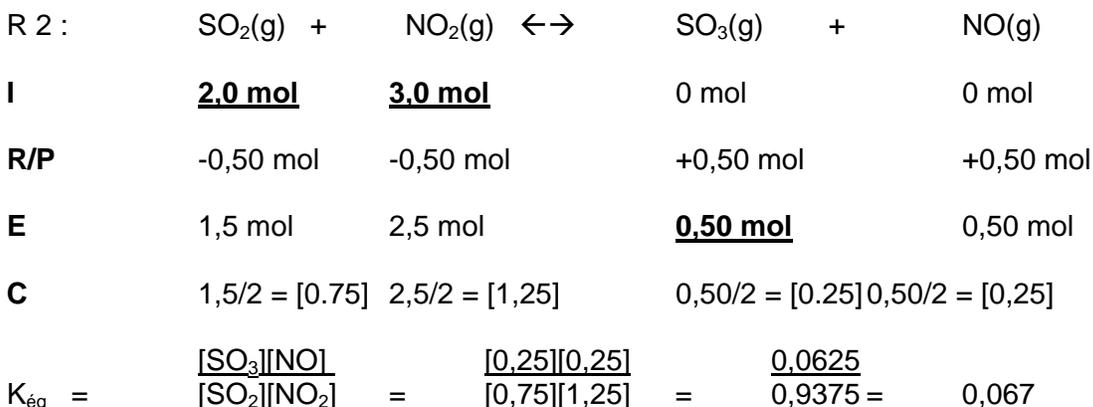
R 1 :	A	+	B	\leftrightarrow	C	+	D
I	<u>0,80 mol</u>		<u>0,80 mol</u>		0 mol		0 mol
R ou P	-0,60 mol		-0,60 mol		+0,60 mol		+0,60 mol
E	0,2 mol		0,2 mol		<u>0,60 mol</u>		<u>0,60 mol</u>
C	0,2 mol/1L = [0,2] 0,60 mol/1L = [0,6]		0,2 mol/1L = [0,2]		0,60 mol/1L = [0,6]		

Donc :

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

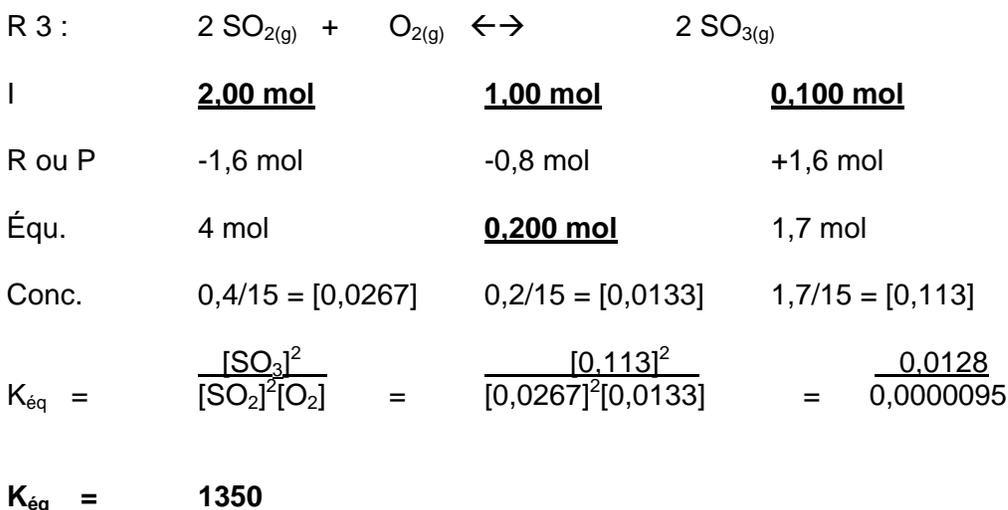
$$K_{\text{éq}} = 9$$

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



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

Au départ, 2,00 mol de SO₂, 1,00 mol de O₂ et 0,100 mol de SO₃ sont mélangées dans un contenant de 15,0 L. Après que la réaction a atteint l'équilibre, il reste 0,200 mol de O₂. Calculer la valeur de la constante d'équilibre.



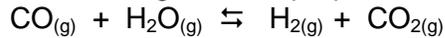
Annexe 4 : Problèmes sur l'équilibre

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 mole, oxygène = 0,50 mole, monoxyde d'azote = 0,020 mole. Calculer la $K_{\text{éq}}$ pour cette réaction.

2) Le sulfure d'hydrogène est un gaz piquant et toxique. À 1400 °K, un mélange en équilibre contient 0,013 mole/L d'hydrogène, 0,18 mole/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. Supposer que la réaction s'amorce avec 1,0 mole de $\text{CO}_{(g)}$ et 1,0 mole 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?

Corrigé pour le sujet de la feuille d'activité C12-04-4

1. Réponse : $K_{\text{éq}} = 0,080$

2. Réponse : $[\text{S}_{2(\text{g})}] = 0,046 \text{ mol/L}$

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

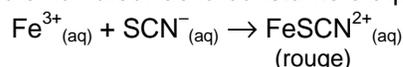
Annexe 5 : L'équilibre chimique

Introduction :

Les réactions chimiques se produisent de manière à approcher 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 :



Marche à suivre :

1. Nettoie soigneusement six petites éprouvettes, rince avec de l'eau et sèche. Ajoute 5 mL de solution de thiocyanate de sodium (NaSCN) en concentration de $0,0020 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ dans chacune des six éprouvettes.
2. Dans la première éprouvette, ajoute 5 mL de solution de nitrate de fer(III) ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$) en concentration de $0,20 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$. Cette éprouvette servira d'étalon.
3. Procède de la façon suivante pour les éprouvettes qui restent :
 - Ajoute 10 mL de solution de nitrate de fer(III) à $0,20 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ 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 $0,80 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$ (Fe^{3+})) dans l'éprouvette n° 2.
 - Ne garde que 10 mL de la solution diluée qui se trouve dans le cylindre graduée 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 $0,032 \text{ mole}\cdot\text{L}^{-1}$) dans l'éprouvette n° 3.
 - Ne garde que 10 mL de la solution diluée qui se trouve dans le cylindre graduée 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+} , [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 $\lambda = 460 \text{ nm}$. 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 en équilibre			<i>K</i>
	[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 converti en ion thiocyanate de fer(III) (FeSCN²⁺). Tu auras ainsi [FeSCN²⁺] de l'éprouvette n° 1.

La concentration [FeSCN²⁺] dans les autres éprouvettes peut être calculée en partant du principe que : *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 sont les hypothèses posées 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 6 : 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 à 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
du papier graphique

Marche à suivre :

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.		

2. 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).
3. Ton partenaire et toi, allez transférer 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.
4. Enlève les pailles et inscris le volume d'eau de chaque cylindre, en prenant soin de bien lire le ménisque au dixième de millilitre le plus proche.
5. Remets les pailles dans leur cylindre d'origine et répète le procédé, en inscrivant les volumes d'eau après chaque transfert.
6. 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 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 :

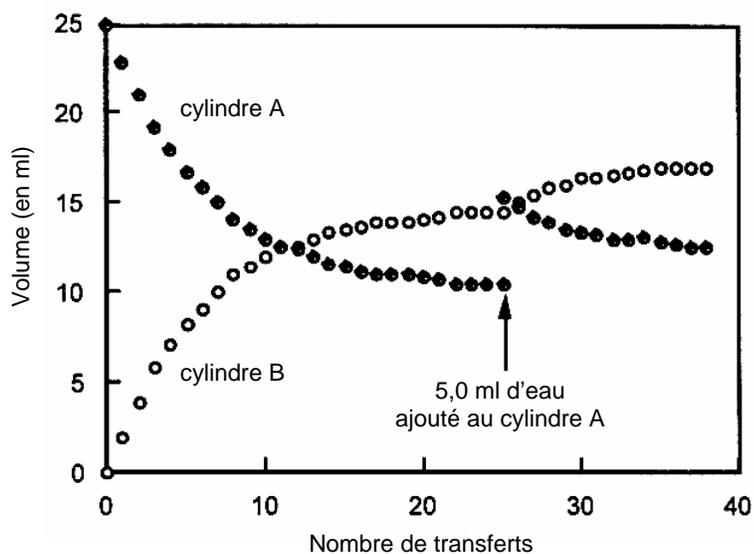
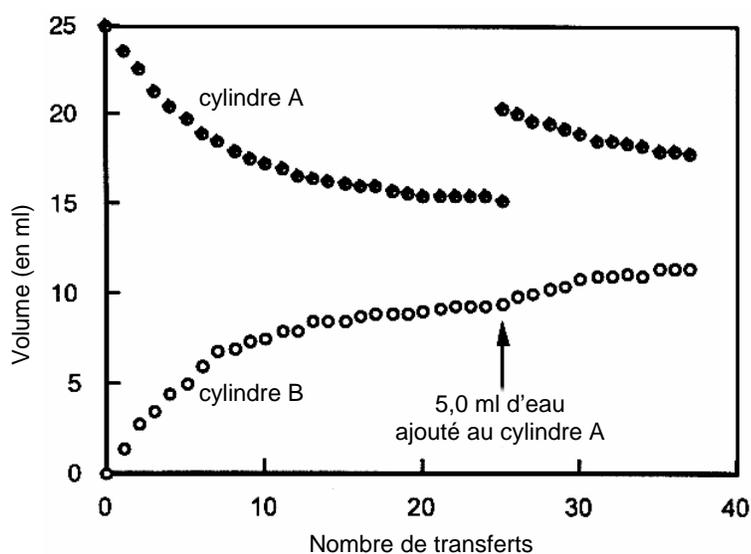
1. Décris, d'après les données de ton graphique, les variations de volume (analogues aux variations de concentration) et les taux correspondants apparaissant dans chacune des courbes avant l'addition du 5 mL d'eau supplémentaire.
2. Décris le changement dans la courbe du cylindre A au moment où a été ajouté le 5 mL d'eau supplémentaire.
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 deuxième portions planes des courbes?
4. Quel est le changement de volume d'eau total du cylindre B qui résulte de l'addition du 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 du 5 mL d'eau constitue une « tension » pour le système.
 - a) Quelle tension analogue interviendrait 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 au tien ou en diffèrent. 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?

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 28. (Remarque : On peut utiliser une solution colorée et une solution incolore.)



Annexe 7 : Analogie pour une réaction en équilibre – Grille d'évaluation pour les rapports de laboratoire

But :

Observations :

Données qualitatives

- Décris les propriétés de l'eau et les 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 (voir la procédure pour la préparation)

Graphique :

- Identifier les axes
- Inscrire le titre
- Relier les points au moyen d'une courbe lisse (régulière)
- Indiquer :
 - o les volumes initiaux du système (c.-à-d. pour A et B).
 - o Comment peut-on savoir, à partir du graphique, que l'équilibre est atteint?
 - o La variation de volume dans le cylindre gradué A est due au stress.
 - o La variation de volume dans le cylindre gradué B est due au stress.

Conclusions :

- 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?

Questions :

Sources d'erreur :

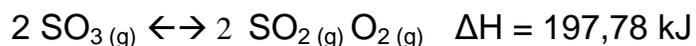
TOTAL :

Annexe 8 : PRÉLAB – 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 (a à g) 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

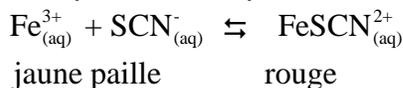
e) Ajout de SO_2

f) Ajout d'un catalyseur

g) Soustraction d'une certaine quantité de SO_3

Annexe 9 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre

Voici un exemple d'expérience de laboratoire standard pour démontrer 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. Quand des solutions de nitrate de fer (III) et de thiocyanate de potassium sont mélangées, la couleur du mélange à l'équilibre est l'orange. Si l'équilibre se déplace vers la droite, la couleur virera au rouge foncé, mais si l'équilibre se déplace vers la gauche, le mélange prendra une couleur jaune pâle.

Matériel

Microplaque

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

Procédure

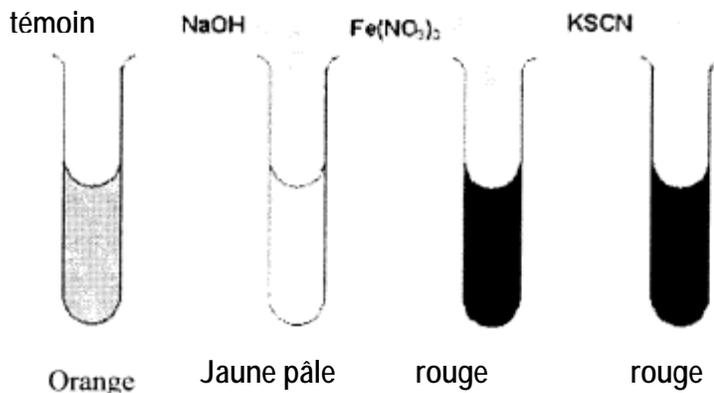
1. Dans chacun des quatre puits utilisés, dépose 5 gouttes de nitrate de fer (III) et 5 gouttes de thiocyanate de potassium. Mélange chaque solution à l'aide d'un cure-dents.
2. N'ajoute rien au premier puits, qui servira de témoin.
3. Au deuxième puits, ajoute 10 gouttes d'hydroxyde de sodium. Note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

Annexe 10 : Laboratoire qualitatif sur l'équilibre – Remarques pour l'enseignant

Examiner l'expérience ci-dessous.



Si les sels contiennent du Fe^{3+} , 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.

Quand 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 11 : Perturbation des systèmes en équilibre

(Adapté de *Chemistry in Microscale*)

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 mettant en jeu des gaz, la pression.

Certaines études sont réalisées dans des systèmes en solution aqueuse. Dans ces systèmes, où il n'y a pas de gaz en jeu, le volume du système 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.

Appareillage :

bécher de 50 mL
microplaque de 12 puits
pelle de laboratoire
cylindre gradué de 10 mL
pipettes compte-gouttes
plaque chauffante
bain de glace

Matériel :

eau distillée
 $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}_{(s)}$
 $\text{CaCl}_2_{(s)}$
 AgNO_3 0,1 M
HCl 12 M
éthanol

Procédure :

1. Prépare tout l'équipement.
2. Mesure 10 mL d'éthanol et place-le dans un bécher de 50 mL.
3. Place plusieurs pièces de chlorure de cobalt (II) solide dans un des puits de la microplaque. 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 microplaque. 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 pour que ces trois puits prennent la même couleur.
7. Apporte ta microplaque à la hotte. Au moyen du compte-gouttes fourni avec la bouteille d'acide chlorhydrique 12 M, ajoute avec précaution 5 gouttes de HCl, une goutte à la fois, au premier puits de l'étape 6.

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 de grandes quantités d'eau.

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 M.

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

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 qui est environ à mi-chemin 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.

Observations :

Réactions avant :

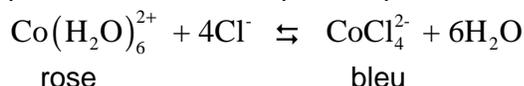
	Couleur
Eau distillée	
CoCl ₂ ·6H ₂ O _(s)	
CaCl _{2(s)}	
AgNO ₃ 0,1 M	
HCl 12 M	
Éthanol	

Réactions après :

	Couleur
Ajout d'eau distillée	
Ajout d'acide chlorhydrique	
Ajout de chlorure de calcium	
Ajout de nitrate d'argent	
Augmentation de température	
Diminution de 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 CoCl₂·6H₂O. 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'addition d'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 +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 :

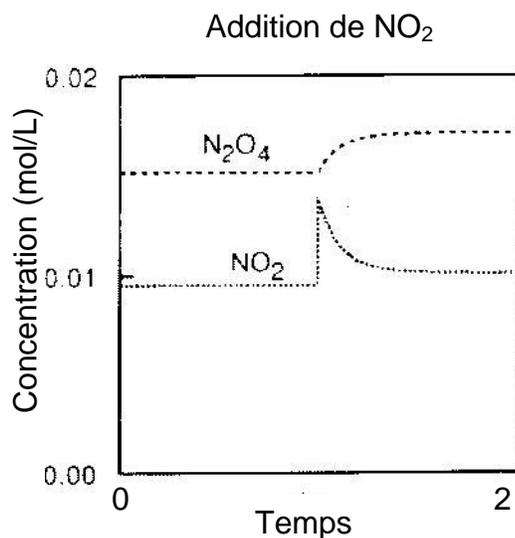
Indique deux sources d'erreur dans cette expérience. Si un ou l'autre de tes résultats ne correspond pas au changement de couleur qui aurait dû se produire, analyse pourquoi dans ta discussion.

Conclusion : (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		
Élévation de la température		
Diminution de la température		

Annexe 12 : Interprétation des graphiques : concentration en fonction du temps

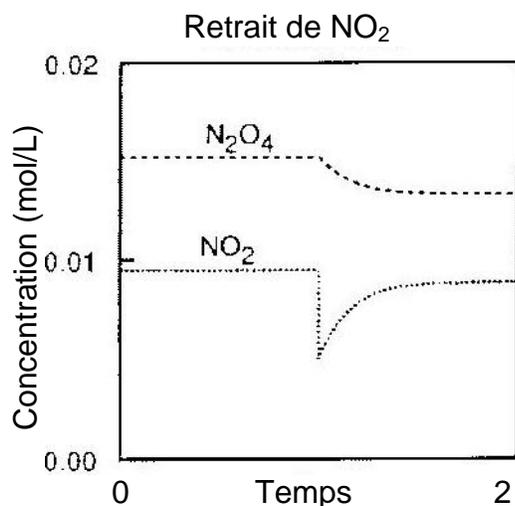
Les croquis ci-dessous illustrent les variations de concentration dans le système en équilibre $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$. La préparation des graphiques se fonde sur l'hypothèse selon laquelle le système était en équilibre initialement, puis un stress (ou perturbation) a été appliqué, entraînant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



Graphique A : Au départ, la réaction est en équilibre – les concentrations du réactif et du produit sont constantes.

Au moment où l'on ajoute plus de réactif NO_2 , la concentration de NO_2 augmente abruptement. 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 se déroule la réaction, il y a plus de produit formé et la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ augmente jusqu'à une nouvelle valeur constante, une nouvelle position d'équilibre.

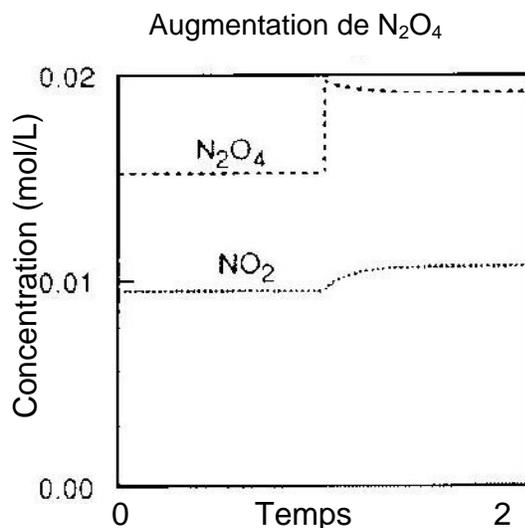


Graphique B : Au départ, la réaction est en équilibre – les concentrations du réactif et du produit sont constantes.

Au moment où l'on retire du réactif NO_2 , la concentration de NO_2 diminue abruptement.

Comme il y a plus de réactif produit pendant la réaction inverse, sa concentration augmente pour atteindre une nouvelle valeur constante.

Au départ, la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ est inchangée. Mais comme le produit n'est pas formé au même rythme, sa concentration diminue pour atteindre une nouvelle valeur constante, une nouvelle position d'équilibre.

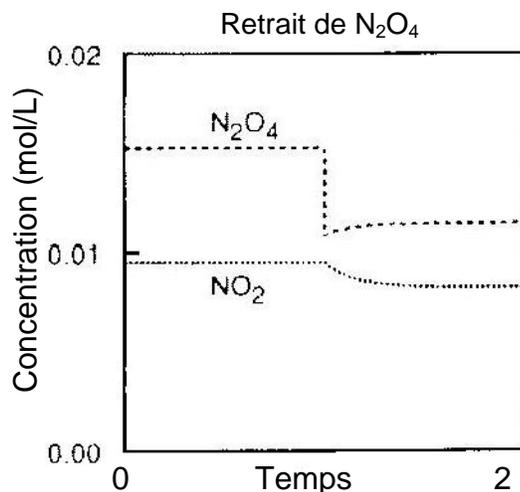


Graphique C : Au moment où le produit N_2O_4 est ajouté, la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ augmente abruptement.

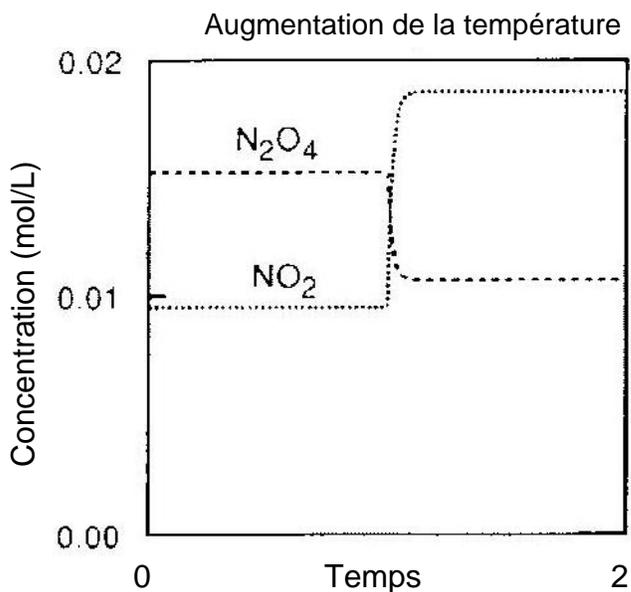
Puis, comme la concentration du produit diminue durant la réaction, la vitesse de la réaction inverse diminue jusqu'à ce qu'elle atteigne une valeur constante.

Au moment où le produit N_2O_4 est ajouté, la vitesse de la réaction directe demeure inchangée.

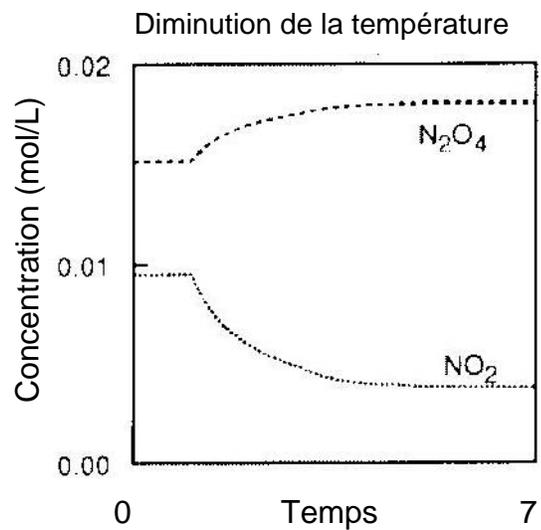
À mesure que la concentration de réactif augmente durant la réaction, la vitesse de la réaction directe augmente pour atteindre une nouvelle valeur constante.



Graphique D : Au moment où le produit N_2O_4 est enlevé, la réaction inverse s'arrête. Puis, à mesure qu'il y a plus de produit formé par suite de la réaction directe, la vitesse de la réaction inverse augmente pour atteindre une nouvelle constante. Au moment où le produit N_2O_4 est enlevé, la vitesse de la réaction directe est inchangée. Puis, à mesure que le réactif est consommé pour former plus de produit, la vitesse de la réaction directe diminue jusqu'à une nouvelle constante.



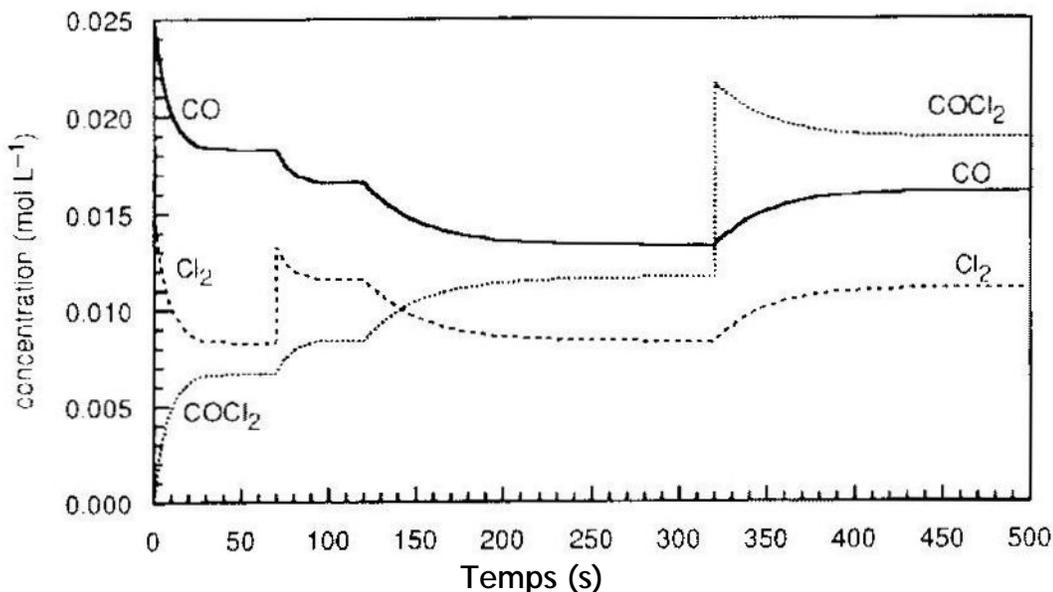
Graphique E : Au départ, le système est en équilibre - les concentrations de N_2O_4 et de NO_2 sont constantes. La réaction est exothermique, K_c diminue à mesure que la température augmente. Avec cette hausse de température, le système n'est plus en équilibre dans les nouvelles conditions. La $[NO_2]$ augmente pour établir un nouvel équilibre.



Graphique F : Au départ, le système est en équilibre - les concentrations de N_2O_4 et de NO_2 sont constantes.

La réaction est exothermique, 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 pour établir un nouvel équilibre

Annexe 13 : 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). (Bodenstein et Plaut ont étudié ce système (*Z. physik. Chemie*, 1924, 110, 399-416).

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 à 70 s après le début de la réaction.
5. Quels changements aux conditions pourraient s'être produits dans le système à 120 s 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 remarqué 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?