

Manitoba

Éducation, Citoyenneté et Jeunesse

CHIMIE, 12^e année

Document de mise en œuvre

REGROUPEMENT 3 : LA CINÉTIQUE

ÉBAUCHE NON-RÉVISÉE

Février 2008

BLOC A : La vitesse de réaction

- C12-3-01 Formuler une définition opérationnelle de vitesse de réaction, entre autres des exemples de réactions chimiques se produisant à différentes vitesses;
RAG : D3
- C12-3-02 Décrire des variables utilisées pour mesurer les vitesses de réaction (c.-à-d. la variation par unité de temps, $\Delta x/\Delta t$),
par exemple, la pression, la température, le pH, la conductibilité, la couleur.
RAG : D3
- C12-0-C1 Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S5 enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;

EN TÊTE

Demander aux élèves des exemples de réactions ou processus rapides et lents dont ils sont témoins dans leur vie de tous les jours.

Leur suggérer de commencer par des exemples de changements physiques, comme la fonte ou la dissolution. Bien qu'il ne s'agisse pas de changements chimiques, ils permettent de renforcer le concept de réaction rapide et lente. Amener les élèves à réfléchir à des réactions chimiques.

Exemples de réactions rapides que les élèves peuvent donner : explosions, combustion d'essence, réaction de précipitation et de neutralisation.

Exemples de réactions lentes :

rouille, cuisson d'un gâteau, mûrissement d'un fruit, croissance d'une plante.

La cinétique des réactions chimiques touche à bien d'autres aspects des sciences et de l'ingénierie. Les biologistes étudient la vitesse des réactions métaboliques et la progression des réactions en jeu dans la croissance et la régénération des os. Les ingénieurs en mécanique cherchent à retarder la rouille des carrosseries d'automobiles, tandis que les agronomes étudient les réactions chimiques en jeu dans l'altération et la dégradation des aliments (van Kessel, 358).

Pour déterminer la vitesse de toute activité (p. ex., courir, lire, faire cuire des hamburgers), il faut évaluer le travail accompli en une période de temps donnée. On peut quantifier, ou mesurer, la vitesse d'une réaction chimique (aussi appelée cinétique de réaction).

Sur le plan opérationnel, la vitesse de réaction décrit la rapidité ou la lenteur avec laquelle un réactif disparaît ou un produit se forme. À ce stade, une définition opérationnelle tiendrait compte du temps de réaction par opposition à la vitesse. (Dans les réactions rapides, le temps de réaction est court, tandis que les réactions lentes ont un temps de réaction allongé.)

EN QUÊTE

On trouvera ci-dessous un certain nombre de démonstrations/activités de laboratoire illustrant le concept de vitesse de réaction dans une réaction chimique. Il n'est pas nécessaire de faire toutes ces activités; quelques démonstrations devraient suffire à faire comprendre aux élèves la notion de vitesse de réaction.

Démonstration par l'enseignant

Faire réagir du magnésium solide avec une solution 1,0 mol/L de HCl. Faire réagir un autre morceau de magnésium avec une solution 6,0 mol/L de HCl.

Poser aux élèves les questions suivantes :

- Que s'est-il passé?
- Combien de temps a pris chaque réaction?
- Est-ce que la quantité de réactif a une importance?
- Comment pouvez-vous mesurer la vitesse de réaction?

Démonstration par l'enseignant

Produire de l'hydrogène et de l'oxygène par électrolyse dans un plat de savon liquide. Observer les bulles d'hydrogène et d'oxygène gazeux. Enlever l'appareil générateur de gaz. Poser la question suivante aux élèves :

- Est-ce qu'il y a eu une réaction? (Les réponses peuvent varier.)

Discuter du fait que la réaction électrolytique (séparation de l'eau pour former de l'hydrogène et de l'oxygène sous forme gazeuse) se produit spontanément mais à une vitesse réduite. Demander aux élèves :

- Comment on pourrait augmenter la vitesse de réaction? (Les réponses peuvent varier.)

Mettre une éclisse de bois en feu en contact avec les bulles. (Vous pouvez l'attacher à une baguette pour allonger la portée.) La réaction se produit rapidement (en faisant un bruit d'explosion assez fort)!

(Voir l'**annexe 1** pour une description complète de cette démonstration.)

Démonstration par l'enseignant ou activité pour les élèves

Couper une pomme en quatre tranches; veiller à ce que chaque tranche ait à peu près la même surface de pulpe exposée. Tremper la première tranche dans de l'eau et la placer sur le bureau. Cette tranche sera la tranche-témoin. Tremper la deuxième tranche dans le jus de citron et la placer sur le bureau à côté de la première. Placer la troisième tranche au réfrigérateur, ou dans une petite glacière sur la glace. Placer la quatrième tranche dans un sac scellable en enlevant autant d'air que possible.

Comparer les quatre tranches après 10, 20 et 30 minutes, et inscrire le degré de « brunissement » observé sur la pulpe de la pomme à chacune des trois étapes chronométrées. Discuter des observations faites par rapport à l'élément auquel la pomme était exposée.

Pousser la réflexion concernant les observations sur les tranches de pomme, cette fois en parlant de la *vitesse* de brunissement de la pomme dans chaque échantillon (van Kessel, p. 359).

Démonstration par l'enseignant ou activité pour les élèves

Le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) se décompose graduellement pour former de l'eau et de l'oxygène gazeux. Dans cette démonstration, la levure agit sur le peroxyde d'hydrogène pour accélérer la réaction.

Verser 10 mL de peroxyde d'hydrogène dans un bécher et consigner toute observation. Ajouter une pincée de levure au peroxyde d'hydrogène. Remuer doucement à l'aide d'un cure-dents. Noter ce qui se passe.

(Le peroxyde d'hydrogène est un liquide clair et incolore. Quand la levure est ajoutée au peroxyde d'hydrogène, des bulles se forment et le mélange commence à former une mousse.)

Note : Si on touche les bulles avec une éclisse de bois qui a brûlé, l'éclisse recommencera à brûler.

Au lieu de levure, utiliser du dioxyde de manganèse (MnO_2) pour accélérer la réaction de décomposition du peroxyde d'hydrogène.

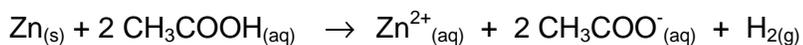
Enseignement direct – La vitesse de réaction

Expliquer aux élèves que la vitesse de réaction se définit comme étant un changement dans une propriété visible par unité de temps. Cette propriété observable doit être choisie en fonction de ce qui peut être mesuré en laboratoire. Il peut s'agir d'un changement de couleur, de température ou de pression, ou de l'apparition d'une nouvelle substance. Dans certaines méthodes courantes, on mesure la vitesse de réaction à l'aide d'un spectromètre, d'un conductimètre et d'un manomètre (ou d'une simple seringue).

Il est important de noter que la concentration ne peut être surveillée directement, et que les propriétés observables (mesurables) énumérées ci-dessous peuvent servir à déterminer la variation de concentration par unité de temps.

Pression

Exemple : on peut utiliser un manomètre pour mesurer une variation de pression lorsqu'une réaction entraîne un changement du nombre de moles de gaz. On peut suivre la réaction entre le zinc et l'acide acétique en fixant un manomètre à un vase de réaction contenant un volume connu immergé dans un bain à température constante.



À mesure que le $\text{H}_{2(g)}$ est produit, la pression du gaz augmente (Silberberg, p. 681).

Une méthode plus simple consiste à utiliser une seringue à gaz pour mesurer la vitesse de réaction. Voir le diagramme ci-dessous.

Un tube scellé contenant du $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$ peut être laissé à la température ambiante pour que les élèves puissent le comparer au tube plongé dans le bain d'eau froide et ensuite avec le tube dans le bain d'eau chaude.

Conductivité

Placer des électrodes dans le mélange en réaction et utiliser l'augmentation ou la diminution de la conductivité des produits pour mesurer la vitesse de réaction. Cette méthode sert habituellement quand des réactifs non ioniques forment des produits ioniques (Silberberg, p. 681)

La vitesse de réaction peut être calculée en trouvant la variation de la quantité de substance produite par unité de temps, ou la variation de la disparition d'un réactif par unité de temps.

vitesse = $\Delta x / \Delta t$ (formation d'un produit)

vitesse = $-\Delta x / \Delta t$ (disparition d'un réactif)

Les élèves peuvent confondre vitesse de réaction et temps de réaction. Souligner que la vitesse de réaction décrit un changement en fonction du temps, alors que le temps de réaction désigne seulement la durée de la réaction (le temps nécessaire pour qu'elle se produise). Les deux termes sont inversement proportionnels, comme le montrent les formules ci-dessus.

EN FIN

Inviter les élèves à remplir un tableau des connaissances sur les vitesses de réaction (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 9.9).

Stratégies d'évaluation suggérées

Entrée dans le carnet scientifique

Proposer aux élèves de faire une entrée dans leur carnet scientifique concernant les réactions rapides et lentes et d'expliquer chaque type de vitesse de réaction. Exemples de questions à poser :

- Est-ce que toutes les réactions se font à la même vitesse?
- Que signifie « vitesse de réaction »?
- Comment peut-on mesurer la vitesse d'une réaction?
- Est-ce qu'une réaction se produit toujours à la même vitesse?

Demander aux élèves de fournir des exemples de :

- Réactions qui ont des vitesses différentes
- Réactions qui se font à différentes vitesses dans des conditions différentes
- Processus qui ne peuvent pas être contrôlés
- Processus qui peuvent être contrôlés

Cadre de comparaison

Suggérer aux élèves de remplir un cadre de comparaison-contraste pour les réactions rapides par rapport aux réactions lentes (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.15-10.18).

Exercice

Pour une réaction donnée, demander aux élèves de prédire quelle variable (ou propriété) peut être plus facilement mesurée (surveillée).

BLOC B : La vitesse moyenne et la vitesse instantanée

- C12-3-03 Mener une expérience pour mesurer la vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction chimique, entre autres la vitesse initiale;
RAG : C2
- C12-3-04 lier la vitesse de formation d'un composé à la vitesse de disparition d'un réactif, compte tenu des données expérimentales sur la vitesse et la stœchiométrie de la réaction, entre autres le traitement descriptif à l'échelle moléculaire;
RAG : D3, D4
- C12-0-S5 enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;*
RAG : C2, C5
- C12-0-S6 estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard, entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S7 interpréter des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5

EN QUÊTE

Activité de laboratoire

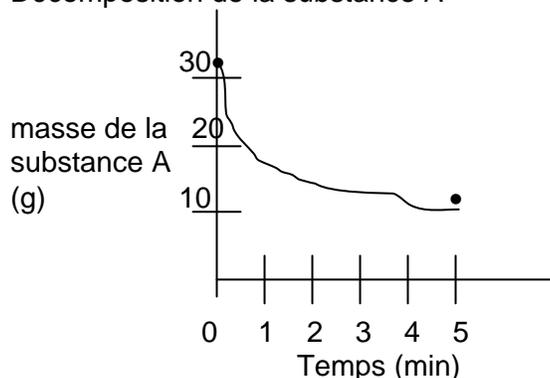
Demander aux élèves de réaliser une expérience de laboratoire pour mesurer la variation de la masse de carbonate de calcium à mesure qu'il réagit avec une solution 3 mol/L d'acide chlorhydrique. Voir le laboratoire intitulé Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique à **l'annexe 2**. À partir de données calculées ou de celles présentées dans l'annexe, proposer aux élèves de calculer la vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction.

Leur suggérer d'utiliser une analyse graphique pour inscrire les données sur le graphique et déterminer la vitesse instantanée au temps = 0 (vitesse initiale) et à d'autres temps. Proposer aux élèves de comparer les vitesses et d'émettre une hypothèse sur les raisons expliquant ces variations de vitesse.

La vitesse moyenne d'une réaction dépend de l'intervalle de temps choisi. Elle est généralement calculée en divisant la quantité totale de substance disparue (ou produite) par le temps (durée totale) de la réaction. Voir le graphique ci-dessous et l'exemple de calcul.

Les élèves ont étudié la stœchiométrie des réactions chimiques dans le regroupement 3 du cours de chimie de 11^e année.

Décomposition de la substance A

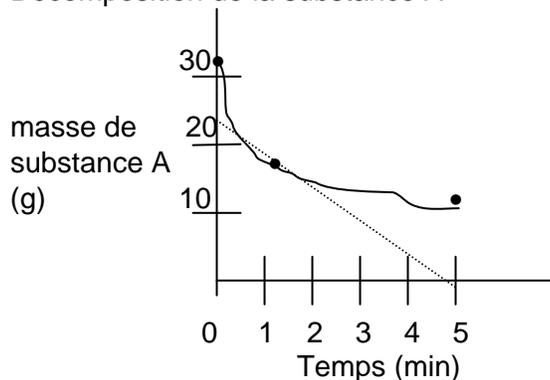


$$\text{vitesse moyenne} = \frac{\text{variation de la quantité de substance A}}{\text{intervalle de temps}} = \frac{30 \text{ g} - 10 \text{ g}}{5 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 4 \text{ g/min}$$

La vitesse instantanée est la vitesse de réaction à un moment précis de la réaction. Pour calculer cette vitesse, il faut tracer une tangente au point précis sur le graphique (moment précis) et calculer ensuite la pente de cette droite.

Voir le graphique et l'exemple de calcul pour déterminer la vitesse instantanée à 1 minute.

Décomposition de la substance A



$$\text{pente} = \frac{\text{variation de la quantité de substance A}}{\text{intervalle de temps}} = \frac{25 \text{ g} - 0 \text{ g}}{5 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 5 \text{ g/min à } t = 1 \text{ min}$$

Animation/Simulation

La simulation présentée dans le site ci-dessous permet aux élèves de déterminer la vitesse de réaction à un moment donné. http://labolycee.org/vit_reaction.swf

Activité de laboratoire sur papier

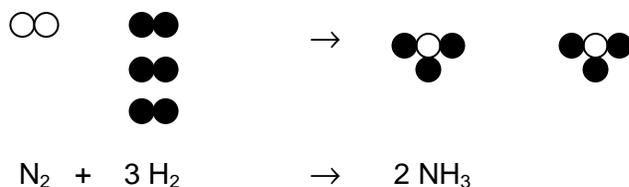
Si les élèves ont besoin de pratique additionnelle, leur suggérer de tracer des exemples de graphiques illustrant des données précises. Consulter les **annexes 3 et 4**, qui proposent deux exercices pouvant convenir à cette fin. À partir des données sur le graphique, leur demander de calculer la vitesse moyenne et de déterminer les vitesses instantanées. Les inviter aussi à comparer les vitesses et à découvrir que le taux de disparition de chaque réactif et de formation de chaque produit est lié à la stœchiométrie de la réaction.

Vitesse de réaction et stœchiométrie

Veiller à présenter ce concept avec précaution. Utiliser les diagrammes de molécules pour faire comprendre aux élèves la vitesse de réaction à l'échelle moléculaire (des particules).

Pour la réaction $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$, le coefficient devant la substance détermine la vitesse de disparition ou de production de cette substance, si la vitesse initiale de disparition de N_2 est connue.

À l'échelle moléculaire, cette réaction serait exprimée comme suit :



Faire remarquer aux élèves que pour chaque molécule de N_2 utilisée, il y a trois molécules de H_2 qui disparaissent. Cela signifie que la vitesse de disparition de H_2 est le triple de la vitesse de disparition de N_2 . En outre, la vitesse de production de molécules de NH_3 est le double de la vitesse de disparition de N_2 .

Ainsi, selon l'équation chimique équilibrée, la vitesse de disparition de $H_2 = 3 \times$ (triple de la vitesse de disparition de N_2), alors que la vitesse de production de $NH_3 = 2 \times$, donc le double de la vitesse de disparition de N_2).

Une autre façon d'exprimer cette réaction est que la vitesse de disparition (ou d'utilisation) de N_2 est trois fois plus faible que la vitesse de disparition de H_2 , et la moitié de la vitesse de production de NH_3 .

Si la vitesse de réaction d'une des espèces est connue, la vitesse de réaction des autres espèces peut être déterminée à partir de la stœchiométrie de la réaction.

Si la vitesse de disparition de l'azote est exprimée comme suit :

$$\text{vitesse de réaction} = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t}$$

alors la formule ci-dessous est vraie :

$$\text{vitesse} = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$$

Exemple de problème

Pour la réaction $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$, si l'hydrogène réagit à une vitesse de 1,5 mol/L·s, quelle est la vitesse de formation de l'ammoniac?

Solution

On peut calculer la vitesse de la même façon qu'avec la stœchiométrie pour déterminer le nombre de moles de produit formé. Il s'agit d'utiliser le rapport des coefficients pour déterminer le rapport entre les vitesses.

$$\begin{aligned} \text{vitesse de production de NH}_3 &= 1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{s H}_2 \left(\frac{2\text{NH}_3}{3\text{H}_2} \right) \\ &= 1,0 \text{ mol/L} \cdot \text{s NH}_3 \end{aligned}$$

EN FIN

Proposer aux élèves de décrire sous forme graphique ce qui se produit à l'échelle moléculaire quand un réactif est utilisé et un produit est formé dans une réaction chimique.

Stratégies d'évaluation suggérées

Habiletés en laboratoire

Une liste de contrôle peut servir à évaluer les habiletés des élèves en laboratoire, par exemple dans :

- la collecte et l'interprétation des données,
- le traçage et l'utilisation des graphiques,
- l'observation, la prédiction et la reconnaissance des liens de cause à effet.

Diverses rubriques et listes de contrôle sont présentées en annexe.

Résolution de problèmes

Leur demander de résoudre des problèmes sur des données expérimentales de vitesse, et la stœchiométrie de réactions. Voir l'**annexe 5**, Problèmes de cinétique chimique, et l'**annexe 6**, Problèmes de cinétique chimique - Réponses.

BLOC C : Les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique

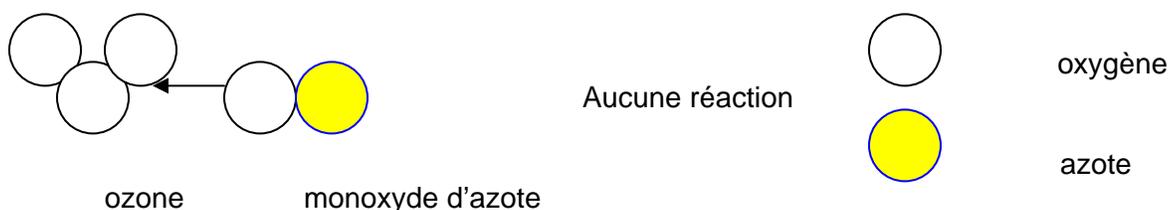
- C40S-3-05 Mener une expérience pour déterminer des facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique, entre autres la nature des réactifs, la surface de contact, la concentration, la pression, le volume, la température, la présence d'un catalyseur;
RAG : C2
- C12-3-06 Utiliser la théorie des collisions pour expliquer les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique, entre autres l'énergie d'activation, l'orientation des molécules;
RAG : D3, D4
- C12-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prévision vérifiable basée sur des connaissances préalables ou sur des observations;
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-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

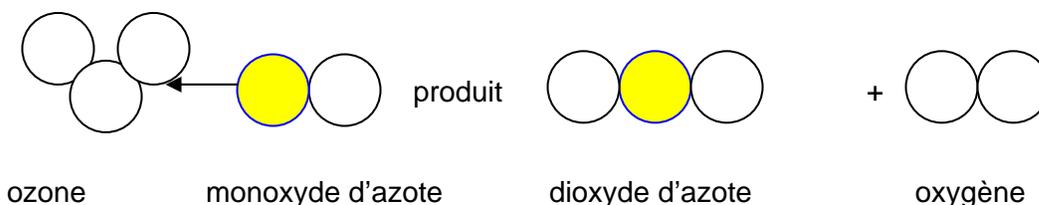
EN QUÊTE

Présenter la « théorie de la collision » dans les réactions chimiques aux élèves. Cette théorie avance que pour qu'une réaction chimique se produise, les particules de réactif doivent entrer en collision. S'il n'y a pas de collision entre les particules, il n'y aura pas de réaction. Mais il n'y aura pas nécessairement de réaction chimique chaque fois qu'il y a collision. Les particules de réactif doivent entrer en collision, mais **avec une énergie cinétique suffisante** (appelée l'énergie d'activation) et **avec la géométrie ou orientation favorable**.

L'orientation de la molécule de monoxyde d'azote ci-dessous ne favorisera PROBABLEMENT PAS une réaction.



L'orientation de la molécule d'azote ci-dessous favorisera PROBABLEMENT une réaction.



L'animation présentée dans le site ci-dessous montre l'orientation favorable des molécules lors de collisions, la réaction étant $O_3 + NO \rightarrow NO_2 + O_2$. Pour séparer la molécule d'ozone, O_3 , l'atome d'azote de la molécule de monoxyde d'azote doit entrer en collision avec le bon angle et une énergie suffisante pour provoquer la réaction chimique.

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/NO+O3singlrxn.html> (site anglais)

Le site ci-dessous montre l'orientation favorable des molécules lors de collisions, la réaction étant $H_2 + C_2H_4 \rightarrow C_2H_6$.

http://www.uel-pcsm.education.fr/consultation/reference/chimie/cinet/apprendre/c_4/detail_c4_1.htm).

L'animation illustrée dans le site ci-dessous

<http://www.defl.ca/~jdeblois/cinetiqueréactions/contenu/cinetique11.html> permet de choisir des variables : énergie d'activation insuffisante, énergie d'activation suffisante et énergie d'activation suffisante mais orientation défavorable, et montre le résultat de la collision des molécules d'hydrogène, H_2 , et d'iode, I_2 .

L'énergie d'activation est définie comme étant la quantité minimale d'énergie cinétique nécessaire pour que les collisions entre les particules soient efficaces, c'est-à-dire qu'elles provoquent une réaction chimique.

Il n'est pas nécessaire que les élèves fassent toutes les activités indiquées. L'enseignant peut choisir de faire plus d'une activité, si le temps le permet. Choisir les activités appropriées au niveau des élèves.

À partir de ces expériences de laboratoire, amener les élèves à conclure qu'une augmentation de température augmente la vitesse de réaction (diminue le temps de réaction), qu'une augmentation de la concentration du ou des réactifs augmente la vitesse de réaction, qu'une augmentation de la surface de contact augmente la vitesse de réaction, que la présence d'un catalyseur augmente aussi la vitesse de réaction, et que la nature (type) des réactifs a une incidence sur la vitesse de réaction. Souligner que la pression et le volume représentent un sous-ensemble de la concentration.

Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse d'une réaction chimique

Théorie des collisions et nature des réactifs

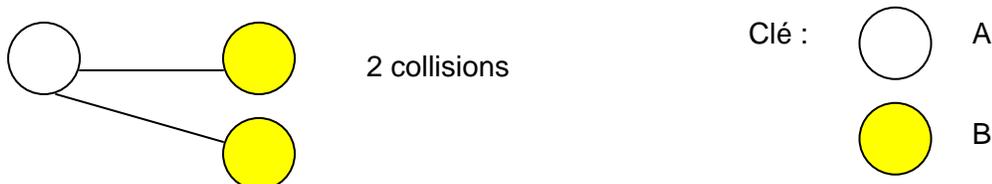
Dans certaines réactions chimiques, il y a réarrangement des atomes suivant la rupture des liens pour former de nouveaux liens. D'autres réactions sont le résultat de transfert d'électrons. La nature des réactifs en jeu dans la réaction aura une incidence sur la vitesse de réaction. Les réactions mettant en jeu des composés ioniques et des ions simples sont généralement plus rapides que celles comportant des composés moléculaires. Moins il y a de liens à briser, plus la réaction sera rapide, et plus les liens à briser sont faibles, plus la vitesse de réaction sera grande. L'état des réactifs, solide, liquide ou gazeux, aura aussi une influence sur la vitesse de réaction.

La théorie des collisions et la surface de contact

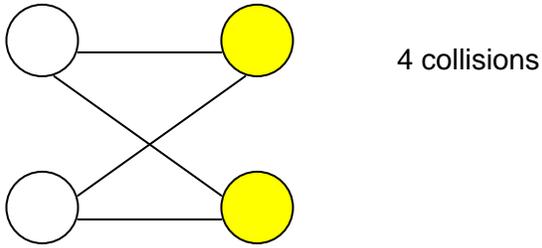
Dans les activités de laboratoire de la section C12-3-05, les élèves ont constaté que l'augmentation de la surface de contact d'un solide augmente la vitesse de réaction. Les collisions ne peuvent se produire qu'à la surface des solides, donc une substance pulvérisée comme CaCO_3 , réagira plus vite que de gros cristaux de CaCO_3 car la surface de contact avec les autres réactifs est plus grande.

La théorie des collisions et la concentration

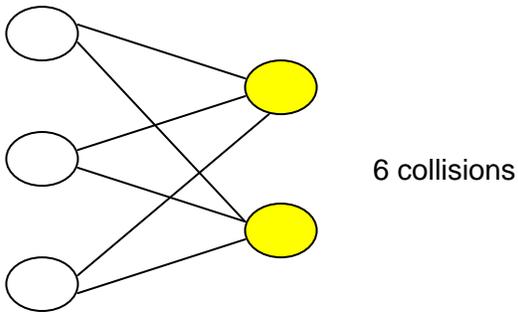
Selon la théorie des collisions, les particules doivent entrer en contact les unes avec les autres pour provoquer une réaction. Si la concentration d'un réactif est augmentée, la vitesse de réaction devrait augmenter puisqu'il y aura plus de molécules de ce réactif qui peuvent entrer en collision. À l'échelle moléculaire, s'il y a une molécule du réactif A qui réagit avec deux molécules du réactif B, il y a deux collisions possibles :



Si la concentration du réactif A est doublée, il y aura quatre collisions possibles.



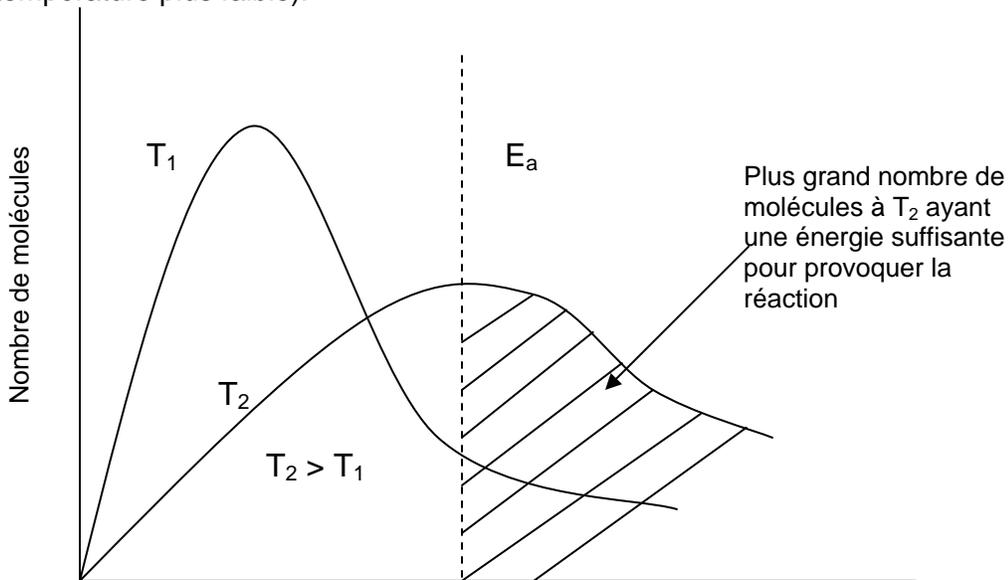
Et si la concentration de A est triplée, il y aura 6 collisions possibles.



En augmentant la fréquence des collisions possibles par l'augmentation de la concentration, on obtient une plus grande vitesse de réaction.

Collisions efficaces et température

Le graphique ci-dessous montre deux températures différentes et le nombre de molécules qui ont suffisamment d'énergie pour réagir. La surface ombrée sous les deux courbes indique qu'il y a plus de molécules qui ont assez d'énergie d'activation à T_2 (température plus élevée) qu'à T_1 (température plus faible).



Activités de laboratoire

Amener les élèves à découvrir d'un point de vue qualitatif les facteurs qui influent sur la vitesse d'une réaction plutôt que de réaliser un laboratoire de vérification. Exemples d'activités de laboratoire possibles :

- Les facteurs influant sur la vitesse de réaction (concentration, nature des réactifs, température, catalyseur, surface de contact) Voir l'**annexe 7** : Laboratoire – Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse de réaction.

Pour la partie A de ce laboratoire, préparer 5 éprouvettes contenant les divers réactifs. Les trois premières éprouvettes contiennent différentes concentrations de réactifs et les réactions se feront à la température ambiante. La quatrième éprouvette est identique à la première en termes de concentration. Cette éprouvette sera chauffée à 50 °C dans un bain d'eau avant qu'on ajoute le permanganate de potassium. Le facteur étudié ici est la température (le temps de réaction de l'éprouvette 1 par rapport au temps de réaction de l'éprouvette 2). Dans la cinquième éprouvette, on ajoute un catalyseur, le sulfate de manganèse (temps de réaction de l'éprouvette 1 comparé au temps de réaction de l'éprouvette 5). La partie B sert à étudier l'ajout de permanganate de potassium en augmentant la concentration de trois gouttes à chaque essai. Les temps de réaction pour les cinq essais sont inscrits et l'effet de l'augmentation de la concentration est observé. La partie C du laboratoire compare le temps de réaction du carbonate de calcium (cristaux) et de l'acide chlorhydrique avec le carbonate de calcium en poudre et l'acide chlorhydrique. Cette partie du laboratoire étudie l'effet de la surface de contact sur le temps de réaction.

- Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse de réaction (concentration, nature des réactifs, température, catalyseur, surface de contact). Voir l'**annexe 8** : Laboratoire – Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse de réaction.

La partie 1 de ce laboratoire étudie l'effet de la nature des réactifs sur le temps de réaction. Faire réagir plusieurs métaux différents sur l'acide chlorhydrique et demander aux élèves de noter leurs observations sur le temps de réaction.

La deuxième partie de cette section étudie l'effet de différentes solutions réagissant avec le magnésium métallique sur les temps de réaction.

La partie 2 examine l'effet de la surface de contact sur le temps de réaction. Le zinc en granules et le zinc en poudre sont combinés avec l'acide chlorhydrique et les temps de réaction sont consignés. Du carbonate de calcium en grains et en poudre est ajouté à de l'acide chlorhydrique et les temps de réaction sont notés.

L'effet de la température sur une réaction chimique est étudié à la partie 3. Une solution de permanganate de potassium est combinée à de l'acide oxalique et le temps de réaction est inscrit. Une deuxième éprouvette contenant seulement du permanganate de potassium est chauffée dans un bain d'eau chaude. Puis l'acide oxalique est ajouté à l'éprouvette dans le bain d'eau chaude et le temps de réaction est noté. Dans la deuxième moitié de cette section, demander aux élèves de préparer trois éprouvettes contenant de l'acide chlorhydrique. Une éprouvette est placée dans un bain d'eau froide, la deuxième reste à la température ambiante, et la troisième est placée dans un bain d'eau chaude. Trois morceaux de magnésium identiques sont ajoutés, un dans chaque éprouvette, et les temps de réaction sont notés.

Dans la partie 4, un catalyseur est ajouté afin d'étudier son incidence sur le temps de réaction. Placer du permanganate de potassium dans deux éprouvettes. Dans une éprouvette, ajouter du sulfate de manganèse (II) (catalyseur). Puis, ajouter de l'acide oxalique aux deux éprouvettes et noter les temps de réaction.

- Expérience 6-A : L'étude des vitesses de réaction (voir *Chimie 12*, p. 274).

La partie 1 de cette activité étudie l'effet de la concentration dans une réaction chimique. Faire réagir du bicarbonate de sodium avec différentes concentrations de vinaigre. Inscrire le temps nécessaire pour que l'éprouvette soit remplie de dioxyde de carbone. Calculer la vitesse de réaction moyenne en mL/s pour chaque essai. La partie 2 illustre l'effet de la température sur la vitesse de réaction avec les mêmes réactifs que dans la partie 1, bicarbonate de sodium et vinaigre. Un gramme de NaHCO_3 réagit avec 10,0 ml de vinaigre, mais les deux réactifs doivent être à 10 °C avant d'être combinés. Répéter l'essai, mais avec les deux réactifs à environ 10 °C de plus que la température ambiante. La dernière partie (partie 3) de l'activité illustre l'effet des réactifs et de la surface de contact sur la vitesse de réaction. Utiliser le carbonate de calcium en poudre au lieu du bicarbonate de sodium; faire réagir CaCO_3 avec 10,0 mL de vinaigre. Noter le temps nécessaire pour remplir l'éprouvette de dioxyde de carbone. Calculer la vitesse de réaction moyenne en mL/s pour l'essai. Répéter l'essai, mais cette fois, utiliser 1 g de CaCO_3 au lieu du carbonate de calcium en poudre. Demander aux élèves de commenter les effets de chaque facteur sur la vitesse de réaction.

Si les élèves n'ont pas compris l'effet des facteurs dans leurs essais, faire des démonstrations pour illustrer ces facteurs. Au cours d'une discussion suivant le laboratoire, inviter les élèves à expliquer leurs observations par rapport à la théorie des collisions.

Démonstration par l'enseignant

Surface de contact et vitesse de réaction

Cette démonstration a pour but d'observer l'effet d'une augmentation de la surface de contact sur la vitesse de réaction. Placer 2 g de poudre de lycopode (ou d'amidon) en amas sur un carreau de porcelaine. Essayer d'allumer la poudre au moyen d'un brûleur ou d'un briquet. Il n'y aura pas de réaction. Soulever le carreau de céramique et souffler la poudre de lycopode (ou l'amidon) en direction du brûleur allumé. La poudre s'enflamme et explose. Expliquer que la vitesse de réaction a augmenté parce que la surface de contact était augmentée.

Catalyseur et vitesse de réaction

Observer l'effet d'un catalyseur sur la vitesse d'une réaction chimique dans cette démonstration. Dans un grand bécher, faire dissoudre 25 g de tartrate de sodium et de potassium (sel de Rochelle) dans 300 mL d'eau. Ajouter 100 mL d'une solution de 3 à 6 % de H_2O_2 au bécher. Faire chauffer la solution à 70 °C. Inviter les élèves à noter l'absence de réaction. Ajouter le catalyseur, le chlorure de cobalt, au bécher. La solution vire au rose puis elle prend une couleur verdâtre (complexe tartrique de cobalt II). Une fois la réaction complétée, la couleur rose apparaît à nouveau dans la solution. Le chlorure de cobalt n'a pas disparu dans la réaction. Inviter les élèves à observer que la solution à 70 °C n'a pas donné lieu à une réaction chimique tant que le catalyseur n'a pas été ajouté. [Chemistry: A Modern Course, Merrill, 1987, Smoot et al., p. 444]. Cette réaction est aussi décrite dans *Chimie 11-12*, p. 543.

EN FIN

Demander aux élèves de comparer la vitesse à laquelle se dissolvent un cube de sucre dans l'eau froide et du sucre granulé dans l'eau chaude. Leur suggérer d'indiquer comment la surface de contact et la température de l'eau peuvent influencer sur la vitesse de dissolution de chacun. (*Science Notebook, Chemistry: Matter and Change*, Dingrando et al., Glencoe-McGraw-Hill, 2005, p. 238)

Inviter les élèves à décrire comment peut s'appliquer la théorie des collisions à un concours de carambolage/démolition (*Science Notebook, Chemistry: Matter and Change*, Dingrando et al., Glencoe-McGraw-Hill, 2005, p. 236).

Stratégies d'évaluation suggérées

Montages visuels

Inviter les élèves à représenter une réaction entre deux substances, comme NO et O₃, au moyen de modèles moléculaires construits à l'aide de balles et de bâtons. Leur proposer de montrer l'orientation favorable pour que les molécules entrent en collision et provoquent la formation de NO₂ et d'O₂. Les amener à montrer une orientation défavorable des molécules, qui empêcherait la réaction de se produire.

Habilités en laboratoire

Demander aux élèves de compléter le cadre de rapport de laboratoire. (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38).

Évaluer périodiquement les habiletés en laboratoire (voir les annexes 3 et 4 du regroupement 1).

Recherche/rapport

Inviter les élèves à faire une recherche sur la façon de contrôler la vitesse de certaines réactions chimiques et à préparer un compte rendu de leurs résultats, ou encore leur demander de produire un rapport ou de faire une analyse d'article portant sur le sujet.

BLOC D : Les diagrammes d'énergie potentielle

C12-3-07 Tracer des diagrammes d'énergie potentielle pour des réactions endothermiques et exothermiques, entre autres les vitesses relatives, l'effet d'un catalyseur, la chaleur de la réaction (variation de l'enthalpie);
RAG : D3

C12-0-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 QUÊTE

Renseignements pour l'enseignant

Une réaction exothermique est une réaction chimique qui provoque la libération d'énergie dans l'environnement. La combustion, ou brûlage, est un exemple de réaction exothermique. En revanche, une réaction endothermique est une réaction chimique qui absorbe de l'énergie du milieu environnant,

Au cours de sciences de 10^e année, les élèves se sont familiarisés avec l'énergie cinétique et l'énergie potentielle par rapport au mouvement. En 11^e année, au cours de chimie (C11-1-02), ils ont appris la théorie moléculaire cinétique pour expliquer les propriétés des gaz. Ils devraient également connaître les courbes de distribution de l'énergie cinétique moléculaire (distribution de Boltzmann).

énergie qui sera stockée dans les produits formés. Si on dissout du chlorure d'aluminium dans l'eau, on peut sentir au toucher que le béccher se refroidit. Proposer aux élèves de dessiner le diagramme d'énergie potentielle et d'indiquer sur leur diagramme la quantité d'énergie potentielle que recèlent les réactifs et les produits, l'énergie d'activation nécessaire, le complexe activé et la variation d'enthalpie ou chaleur de réaction, c.-à-d. combien de chaleur est absorbée (réaction endothermique) ou combien de chaleur est libérée (réaction exothermique).

L'énergie d'activation d'une réaction dicte la vitesse relative d'une réaction. Plus l'énergie d'activation est élevée, plus la vitesse de réaction est lente, et vice versa. Les catalyseurs augmentent la vitesse de réaction en diminuant l'énergie d'activation. Les catalyseurs n'ont aucune incidence sur la chaleur dégagée ou absorbée au cours de la réaction.

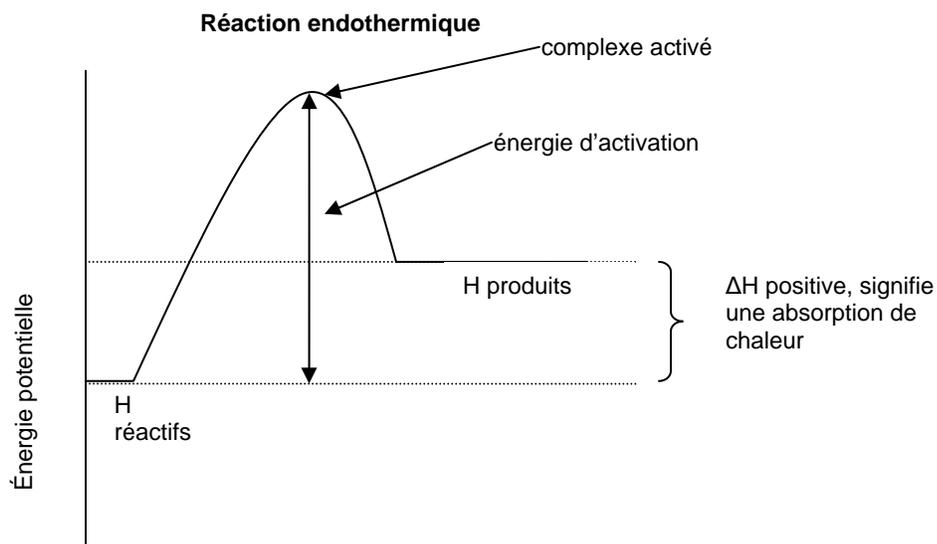
Démonstration

Pour les élèves ayant une mémoire kinesthésique, l'enseignant peut faire les démonstrations ci-dessous.

- Faire rouler un ballon vers le haut d'un plan incliné de façon qu'il revienne vers le bas. Le ballon représente les réactifs qui n'ont pas suffisamment d'énergie d'activation pour produire un complexe activé.
- Faire rouler un ballon vers le haut d'un plan moins incliné de façon qu'il dépasse le sommet du plan. Le plan ayant une pente plus douce représente l'ajout d'un catalyseur, qui diminue l'énergie d'activation et permet à la réaction de se produire.

Activité

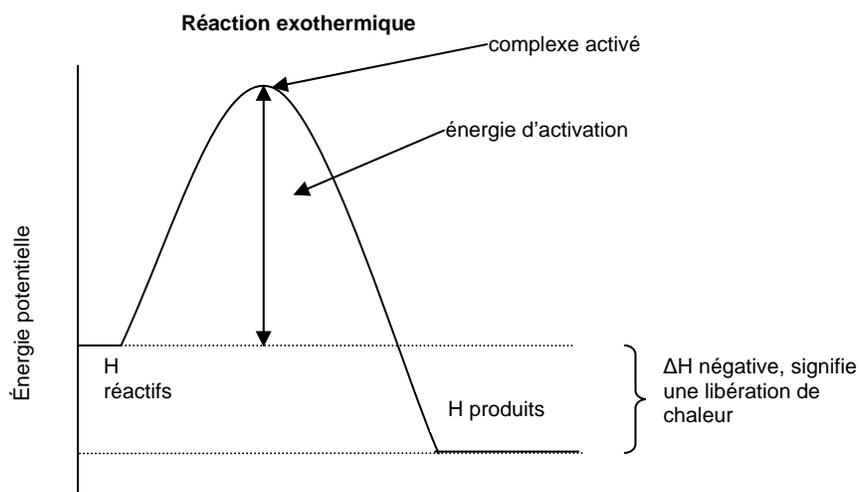
Les élèves peuvent utiliser la théorie des collisions et des diagrammes d'énergie cinétique et d'énergie potentielle pour expliquer leurs observations découlant du laboratoire C12-3-02. Demander aux élèves d'expliquer aussi ce qui se passe à l'échelle **moléculaire**.



Dans le diagramme montrant le mécanisme d'une réaction endothermique, les réactifs contiennent une certaine quantité d'énergie potentielle. À mesure que la réaction progresse de gauche à droite, l'énergie des molécules de réactif augmente (c'est l'énergie d'activation). Si les réactifs ont suffisamment d'énergie pour atteindre le niveau du complexe activé, les liens peuvent se rompre et se réaligner, et de nouvelles substances se forment. L'énergie des produits formés est supérieure à

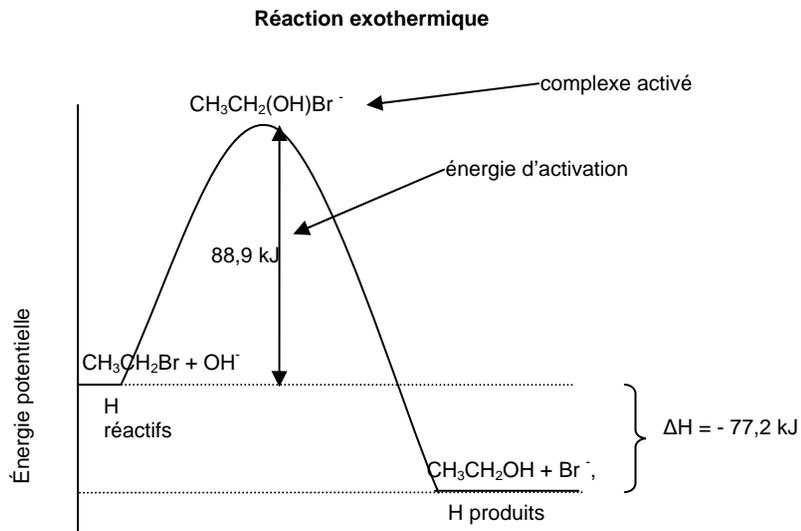
celle qu'avaient les réactifs. Cela signifie qu'il y a eu absorption d'énergie durant la réaction chimique. Si cette réaction s'était produite dans un bécher, et si on avait touché l'extérieur du bécher avec les mains, on aurait eu une sensation de froid au toucher. La différence de chaleur de la réaction, ou variation d'enthalpie, est positive parce que l'énergie potentielle des produits est supérieure à l'énergie potentielle des réactifs au départ.

$$\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}} = \text{valeur positive} = \text{chaleur absorbée}$$



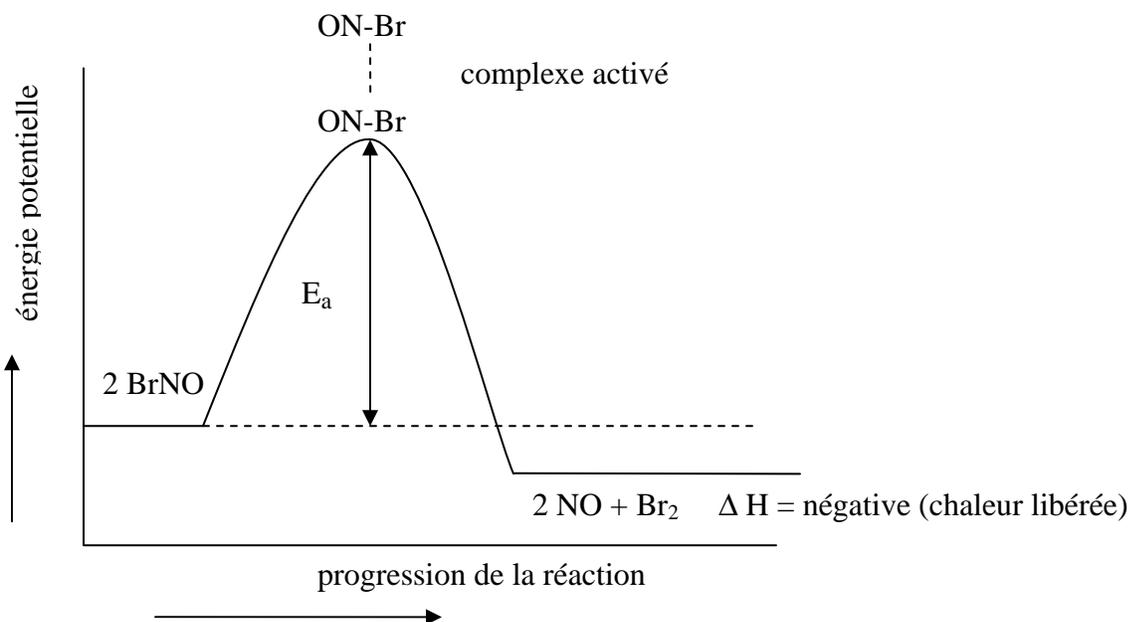
Dans le diagramme illustrant le mécanisme d'une réaction exothermique, les réactifs contiennent une certaine quantité d'énergie potentielle. À mesure que la réaction progresse de gauche à droite, l'énergie des molécules de réactif augmente (c'est l'énergie d'activation). Si les réactifs ont suffisamment d'énergie pour atteindre le niveau du complexe activé, les liens peuvent se rompre et se réaligner, et de nouvelles substances se forment. L'énergie des produits formés est inférieure à celle qu'avaient les réactifs. Cela signifie qu'il y a eu libération d'énergie durant la réaction chimique. Si cette réaction s'était produite dans un bécher et si on avait touché l'extérieur du bécher avec les mains, on aurait eu une sensation de chaleur au toucher.

$$\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}} = \text{valeur négative} = \text{libération de chaleur}$$

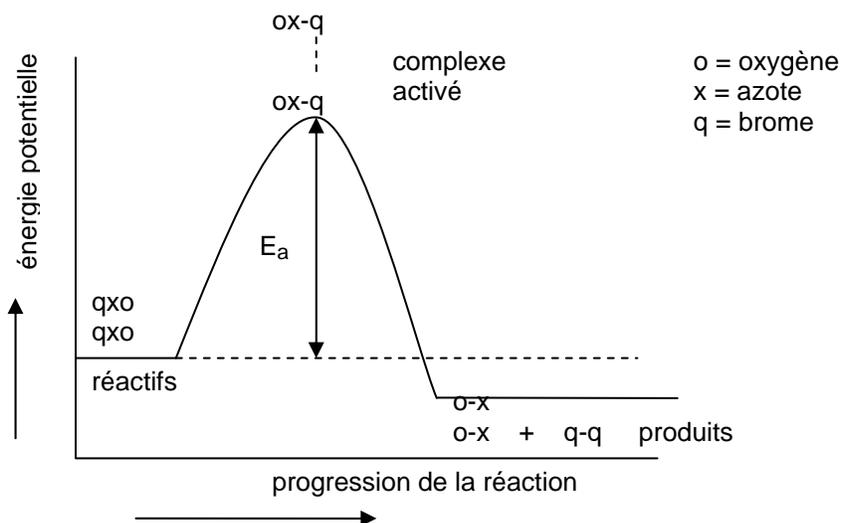


À partir du diagramme illustrant la réaction $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{Br}^-$, demander aux élèves d'indiquer sur le diagramme d'énergie potentielle la valeur de l'énergie potentielle des réactifs, l'énergie potentielle des produits, l'énergie d'activation, la position du complexe activé et la différence de chaleur de la réaction ou variation d'enthalpie.

Le diagramme d'énergie potentielle pour la réaction $2 \text{BrNO} \rightarrow 2 \text{NO} + \text{Br}_2$ montre l'état de transition où se fait le réarrangement des molécules d'azote, de brome et d'oxygène pour former les produits. (Lien utile : http://www.fsj.ualberta.ca/CHIMIE/chim101/G_4.html)

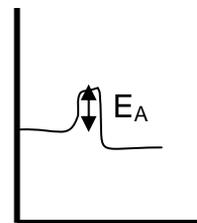
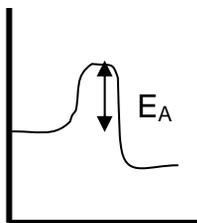
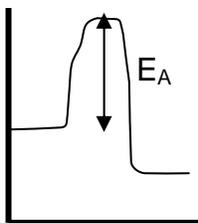


À l'échelle moléculaire, voici le diagramme de l'énergie potentielle qui serait tracé pour la réaction chimique qui vient d'être décrite.



Vitesses relatives

L'enseignant peut utiliser des diagrammes d'énergie potentielle pour montrer si une réaction est rapide ou lente.



où E_a = énergie d'activation

LENTE

Noter que l'énergie d'activation (E_A) est très élevée pour cette réaction. Une grande quantité d'énergie serait nécessaire pour permettre à cette réaction de se dérouler jusqu'au bout.

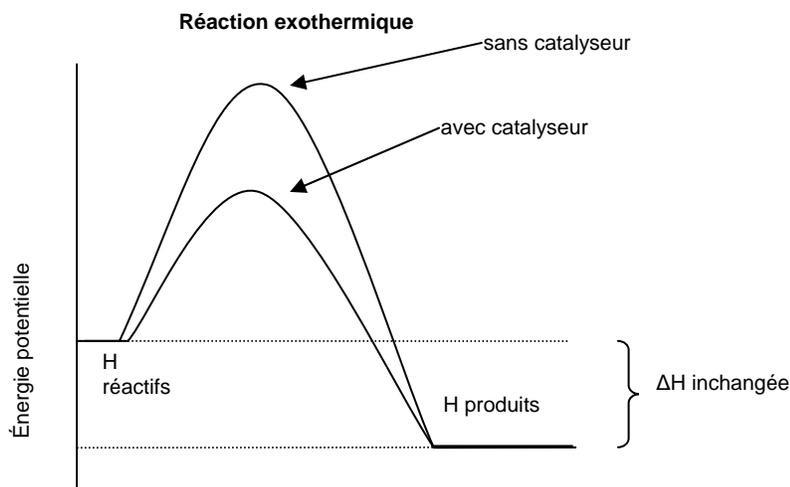
MOYENNE

Noter qu' E_A est un peu plus faible que dans la réaction lente illustrée à gauche.

RAPIDE

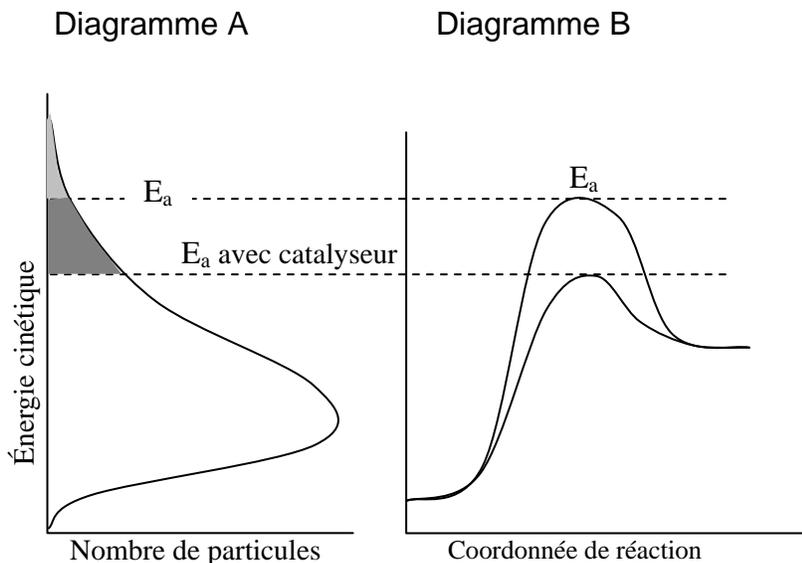
Noter qu' E_A est très faible quand on la compare à la réaction lente et à la réaction de vitesse moyenne.

Diagramme de l'énergie potentielle dans une réaction avec catalyseur ajouté



Le diagramme d'énergie potentielle montre une réaction non catalysée et une réaction catalysée. À partir des activités de laboratoire de la section C12-3-05, les élèves devraient conclure que lorsqu'un catalyseur est ajouté à une réaction chimique, la vitesse de réaction augmente (le temps de réaction est plus court). Ils devraient également noter que le diagramme indiquant la présence d'un catalyseur montre une énergie d'activation inférieure à celle qui est nécessaire, et que la chaleur de réaction ne change pas, donc la variation d'enthalpie est nulle.

Dans le diagramme **A**, le catalyseur permet à un nombre plus grand de particules d'avoir suffisamment d'énergie cinétique pour atteindre le niveau du complexe activé. L'énergie d'activation est abaissée, ce qui signifie que plus de particules peuvent entrer en collision et former un nouveau produit. Le diagramme **B** illustre que l' E_a est abaissée, ce qui permet un plus grand nombre de collisions, donc la formation d'une plus grande quantité de produits.



Stratégies d'évaluation suggérées

Diagrammes d'énergie potentielle

Demander aux élèves d'interpréter les diagrammes d'énergie potentielle et de dessiner le diagramme d'énergie potentielle à partir des données fournies.

Entrée dans le carnet scientifique

Proposer aux élèves d'interpréter les graphiques en répondant aux questions suivantes :

Lesquels des réactifs ou des produits sont au niveau d'énergie le plus élevé?

L'énergie est-elle absorbée ou libérée à la fin de la réaction?

Une fois que le complexe activé est formé, est-ce que la réaction donne toujours lieu à la formation de produits?

BLOC E : Le mécanisme de réaction

C12-3-08 Expliquer le concept du mécanisme de réaction, entre autres l'étape déterminante de la vitesse;
RAG : D2

C12-0-C1 Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie, *par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations 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

Remarques pour l'enseignant

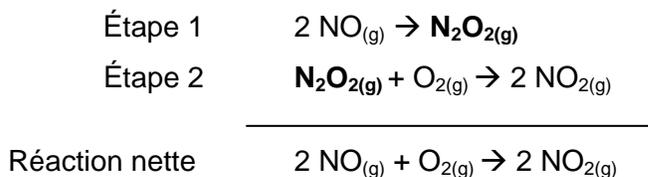
L'enseignant peut commencer par une analogie (faire la vaisselle après dîner). Ce processus se fait en plusieurs étapes : enlever les couverts, remplir l'évier d'eau savonneuse, placer la vaisselle dans l'évier, laver les plats, essuyer les plats, ranger la vaisselle, vider l'évier et essuyer les surfaces.

Rappeler aux élèves qu'une équation chimique équilibrée dans l'ensemble ne nous renseigne pas beaucoup sur les différentes étapes de la réaction chimique. Tout comme une vitesse moyenne de 100 km/h ne nous dit pas grand chose au sujet des différentes vitesses qu'un conducteur a atteintes durant un voyage de deux heures.

Le mécanisme de réaction résume les différentes étapes d'une réaction, et chaque étape est appelée étape élémentaire ou processus élémentaire.

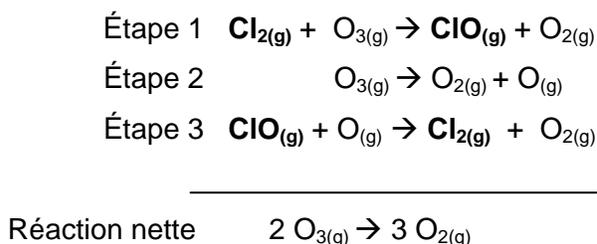
À partir de la réaction suivante, $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)}$, les données expérimentales montrent que NO_2 n'est pas formé directement à la suite des collisions des particules de NO et d' O_2 , car on peut détecter N_2O_2 au cours de la réaction.

Un scénario plus probable pour la réaction serait le mécanisme de réaction en deux temps ci-dessous.



Comme N_2O_2 apparaît dans le mécanisme de réaction mais pas dans l'équation chimique globale, on dit qu'il est **intermédiaire**.

Les catalyseurs, de même que les intermédiaires, n'apparaissent pas dans l'équation globale de la réaction, par exemple, dans la décomposition de l'ozone avec le chlore comme catalyseur.



Dans l'exemple ci-dessus, $\text{Cl}_{2(g)}$ est un **catalyseur** et $\text{ClO}_{(g)}$ est un **intermédiaire**.

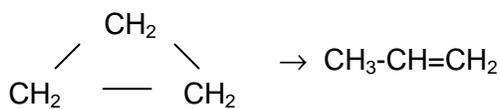
Les processus élémentaires les plus lents détermineront la vitesse de réaction. C'est ce qu'on appelle l'**étape cinétiquement déterminante**.

On peut utiliser des analogies pour illustrer le concept de l'étape cinétiquement déterminante, par exemple, la vaisselle, où l'étape la plus longue (le lavage des plats) serait l'étape cinétiquement déterminante. Amener les élèves à reconnaître que les efforts visant à accélérer les autres étapes n'ont que peu d'influence sur la durée du nettoyage de la vaisselle, mais que c'est en accélérant l'étape la plus longue qu'on raccourcit le plus la corvée de la vaisselle.

La **molécularité** d'une réaction désigne le nombre de particules en jeu dans une étape élémentaire. Les molécules peuvent être du même type ou de types différents. L'étape élémentaire peut mettre en jeu une seule particule (unimoléculaire), deux particules (bimoléculaire) ou trois particules (trimoléculaire). Il est possible d'utiliser les étapes élémentaires d'une réaction pour déduire une loi de vitesse.

Exemples d'étapes élémentaires

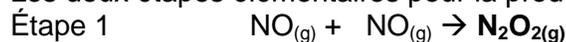
Unimoléculaire : Conversion du cyclopropane en propène



Il n'y a qu'une seule particule en jeu dans ce mécanisme de réaction à une étape, le cyclopropane.

Bimoléculaire : Production de dioxyde d'azote

Les deux étapes élémentaires pour la production de dioxyde d'azote mettent en jeu deux particules.



Trimoléculaire :

Il y a très peu de réactions qui nécessitent trois particules pour réagir simultanément dans une étape élémentaire.

Activité complémentaire

Demander aux élèves de dessiner des diagrammes d'énergie potentielle pour des mécanismes de réaction multiétapes.

Stratégies d'évaluation suggérée

Analogie

Inviter les élèves à créer leur propre analogie d'un mécanisme de réaction.

Entrée dans le carnet scientifique

Proposer aux élèves d'indiquer dans leur carnet scientifique comment ils se sentiraient et agiraient s'ils étaient une substance intermédiaire dans un mécanisme de réaction.

BLOC F : La loi d'une vitesse de réaction

C12-3-09 Déterminer la loi de vitesse d'une réaction chimique à partir de données expérimentales, entre autres les réactions d'ordre 0, 1 ou 2, les graphiques de la vitesse en fonction de la concentration.
RAG : D3

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

Remarques pour l'enseignant

La loi de vitesse différenciée est déterminée par la méthode des vitesses initiales, alors que pour la loi de vitesse intégrée, on utilisera la variation de la concentration en fonction du temps pour déterminer la vitesse. Éviter d'utiliser la loi de vitesse intégrée car elle nécessite trop de calculs. Insister sur l'utilité de se servir de la méthode des vitesses initiales. Un point majeur à se rappeler est que les composantes de la loi de vitesse doivent être déterminées par voie expérimentale et non par l'usage de la stœchiométrie de la réaction.

La plupart des manuels traitent de ce sujet en détail. Déterminer dans quelle mesure approfondir cette notion selon le niveau d'avancement des élèves. Exemple d'introduction :

Pour la réaction suivante :

A → B

Essai	Concentration initiale [A] mol/L	Vitesse initiale mol/L·s
1	0,10	5
2	0,20	10
3	0,30	15

Demander aux élèves d'interpréter les données ci-dessus. Ils peuvent indiquer, par exemple, qu'à mesure que la concentration est augmentée, la vitesse initiale augmente aussi. (C'est un rapport proportionnel.)

On peut l'écrire comme suit :

$$\text{vitesse} \propto [\text{A}]^x$$

où x est appelé l'ordre de réaction. L'ordre décrit en quoi la vitesse est influencée par la variation de concentration des réactifs. Par exemple, si en doublant la concentration d'un réactif on double la vitesse de réaction, cette réaction est de premier ordre pour ce réactif (x = 1). Si le doublement de la concentration d'un réactif donne lieu à une vitesse quatre fois plus grande (2²), la réaction est du deuxième ordre pour ce réactif (x = 2).

Lien utile : <http://chimge.unil.ch/Fr/cin/1cin5.htm>

Pour évaluer ce mécanisme d'un point de vue mathématique, il faut remplacer le symbole de proportionnalité par le signe « égal », et inclure une constante de proportionnalité. Dans le cas présent, on parle de constante de vitesse, dont l'abréviation est k.

$$\text{vitesse} = k[\text{A}]^x$$

Dans ce cas, x est égal à 1.

Exemple de problème

Pour la réaction $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, on obtient les données suivantes. Déterminer la loi de vitesse globale pour cette réaction.

Essai	Vitesse initiale (mol/L·s)	[NO ₂] initiale (mol/L)	[CO] initiale (mol/L)
1	0,0050	0,10	0,10
2	0,080	0,40	0,10
3	0,0050	0,10	0,20

Solution :

1) Prendre le rapport entre les vitesses initiales pour les deux essais dans lesquels un seul réactif a changé.

$$\frac{\text{Essai 2 } [\text{NO}_2]}{\text{Essai 1 } [\text{NO}_2]} = \frac{0,40}{0,10} = 4 \text{ fois (concentration quadruplée)}$$

$$\frac{\text{Essai 2 } \text{vitesse}}{\text{Essai 1 } \text{vitesse}} = \frac{0,080}{0,0050} = 16 \text{ fois (vitesse multipliée par 16)}$$

En multipliant la concentration par quatre, l'effet sur le temps de réaction est qu'il est divisé par 16. Cela signifie que la vitesse est proportionnelle au carré de la concentration de NO₂. La réaction est du deuxième ordre relativement à NO₂.

La loi de vitesse serait la suivante : $\text{vitesse} = k[\text{NO}_2]^2$

2) Maintenant, prenons le rapport des vitesses initiales des essais 1 et 3, où la concentration de CO change.

$$\frac{\text{Essai 3 } [\text{CO}]}{\text{Essai 1 } [\text{CO}]} = \frac{0,20}{0,10} = 2 \text{ fois (concentration doublée)}$$

$$\frac{\text{Essai 3 } \text{vitesse}}{\text{Essai 1 } \text{vitesse}} = \frac{0,0050}{0,0050} = 1 \text{ fois (pas d'augmentation de vitesse)}$$

En augmentant la concentration de CO, les données expérimentales montrent que la vitesse de réaction ne change pas. Quelle que soit la quantité de CO en présence, la vitesse de réaction ne dépend pas de la [CO]. Par conséquent, la réaction est de l'ordre zéro relativement à CO.

La loi de vitesse devrait être : $\text{vitesse} = k[\text{NO}_2]^2[\text{CO}]^0 = k[\text{NO}_2]^2(1) = k[\text{NO}_2]^2$

Souligner le fait que la valeur de k est spécifique à chaque réaction et elle ne change pour cette réaction que si la température change.

Tableau récapitulatif

Comment les vitesses dépendent de la variation de concentration et de l'ordre de réaction

Variation de concentration	Ordre de réaction			
	0	1	2	3
x 1	$1^0 = 1$	$1^1 = 1$	$1^2 = 1$	$1^3 = 1$
x 2 (doublée)	$2^0 = 1$	$2^1 = 2$	$2^2 = 4$	$2^3 = 8$
x 3 (triplée)	$3^0 = 1$	$3^1 = 3$	$3^2 = 9$	$3^3 = 27$

Activités de laboratoire

Si le temps le permet, proposer aux élèves de réaliser l'activité de laboratoire ci-dessous.

- Expérience 6-B : La détermination de la loi de vitesse d'une réaction catalysée (voir *Chimie 12*, p. 306)

Stratégies d'évaluation suggérées

Résolution de problèmes

Inviter les élèves à résoudre des problèmes sur les lois de vitesse.

Entrée dans le carnet scientifique

Demander aux élèves de décrire l'effet produit lorsque [A] est doublée, triplée et quadruplée, par rapport à la vitesse globale des réactions chimiques avec les lois de vitesse suivantes : vitesse = $k[A]^0$; vitesse = $k[A]^1$; vitesse = $k[A]^2$; vitesse = $k[A]^3$.

(p. 544, *Teacher's Guide, Chemistry: Matter and Change*, Dingrando *et al.*, Glencoe-McGraw-Hill, 2005)

Annexe 1 : Électrolyse de l'eau – Explosion de bulles d'oxygène et d'hydrogène

Sujet

Électrolyse, réactions de combustion

Durée

Environ 10 minutes

Description

Un courant électrique est appliqué à des électrodes de platine plongées dans une solution diluée de sulfate de sodium contenant un peu d'indicateur universel. Le changement de pH aux électrodes est visible. L'hydrogène et l'oxygène attirés vers les électrodes sont mélangés et utilisés pour souffler des bulles de savon. Ces bulles peuvent exploser en faisant un claquement sonore.

Appareillage

- Circuit d'alimentation en courant continu (CC) variable, pouvant fournir un courant d'au moins 1 ampère (A) à 12 volts (V)
- Conducteurs de liaison et pinces crocodiles
- Ampèremètre (0–1 A) (facultatif)
- Deux fils de platine d'environ 10 cm de longueur (un seul est essentiel)
- Un pot de verre d'environ 400 mL (comme pour l'entreposage de substances en poudre)
- Un bouchon de caoutchouc percé d'un trou qui s'adapte au pot de verre
- Un tube de verre court
- Un tube de plastique flexible
- Un bécher de 250 cm³
- Brûleur Bunsen
- Spatule en forme de cuillère, ou cuillère à thé

Produits chimiques

Les quantités données sont pour une seule démonstration.

- Environ 10 g de sulfate de sodium (Na₂SO₄).
- Un peu de savon à vaisselle liquide
- Un peu de solution d'indicateur universel

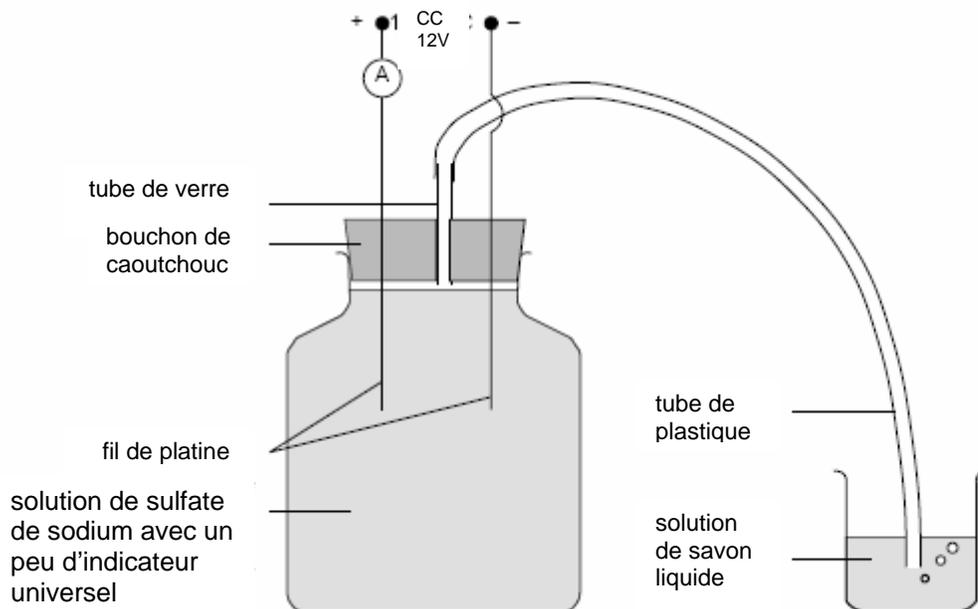
Méthode

Avant la démonstration

Installer l'appareillage tel qu'indiqué dans la figure. Les fils de platine peuvent être insérés dans le bouchon de caoutchouc en perçant des trous au moyen d'un fil rigide chauffé au rouge à la flamme bleue d'un brûleur Bunsen. Vérifier si l'appareillage est étanche (pas de fuite de gaz) et sceller les fils de platine à l'aide de vaseline ou de Blu-tac au besoin.

Préparer une solution d'environ 10 g de sulfate de sodium dans 500 cm³ d'eau.

Allumer le brûleur Bunsen loin de l'appareil d'électrolyse!



Séparation de l'eau produisant de l'hydrogène et de l'oxygène

Démonstration

Remplir le pot de solution de sulfate de sodium, laissant juste assez d'espace pour que le bouchon de caoutchouc puisse entrer sans renverser de liquide. Ajouter quelques gouttes d'indicateur universel à la solution pour que la couleur verte soit bien visible. Poser le couvercle et brancher les électrodes à un circuit d'alimentation en courant continu (CC) de 12 V. Si désiré, brancher l'ampèremètre en série dans le circuit. Allumer le circuit d'alimentation; le courant devrait être d'environ 1 A. L'indicateur vire au bleu autour de la cathode à cause de la formation d'ions OH^- (aq), et au jaune autour de l'anode à cause de la formation d'ions H^+ (aq). Des bulles d'oxygène se formeront à l'anode, et des bulles d'**hydrogène** à la cathode. Souligner qu'il y a environ deux fois plus d'ions hydrogène que d'ions oxygène formés.

Observer ces changements pendant deux ou trois minutes pour permettre au mélange d'hydrogène et d'oxygène de déplacer l'air dans le tube. Puis placer l'extrémité du tube d'échappement de l'air dans un bécher contenant de l'eau avec un peu de savon liquide. Des bulles se formeront à la surface de l'eau. Enlever quelques bulles à l'aide d'une spatule ou d'une cuillère et les approcher de la flamme bleue du brûleur Bunsen. Les bulles exploseront avec un bruit sec, ce qui peut être impressionnant considérant la faible quantité de gaz contenue dans le mélange gazeux. Si les bulles n'explorent pas, attendre encore un peu pour que le mélange gazeux déplace l'air dans le tube d'échappement. Ne pas tenter de mettre le feu aux bulles à l'extrémité du tube de plastique.

Conseils sur la présentation visuelle

Il est essentiel de faire l'expérience sur fond blanc pour pouvoir observer les changements de couleur.

Trucs d'enseignant

Rappeler aux élèves qu'il faut appliquer une énergie électrique pour décomposer l'eau, que l'eau se reforme durant l'explosion et qu'il y a libération d'énergie. Produire de l'hydrogène par électrolyse de l'eau comme carburant est une suggestion d'économie basée sur les carburants de recharge pour remplacer les

carburants à base de pétrole (à la condition que l'électricité ne soit pas produite par la combustion de pétrole ou de gaz!).

Détails supplémentaires

L'anode doit être faite de fil de platine – les autres électrodes ont tendance à réagir avec l'oxygène produit. La cathode peut être faite de cuivre, de fer ou de nickel-chrome s'il n'y a qu'un seul fil de platine disponible.

L'appareillage pourrait être modifié afin d'utiliser des électrodes de platine à partir d'une électrode à hydrogène, par exemple.

Sécurité

Porter des lunettes protectrices.

Il incombe à l'enseignant qui fera la démonstration d'effectuer une évaluation appropriée des risques.

Annexe 2 : Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique

Traduit de *General Level Chemistry Resource Book*, 1981 Scarborough Board of Education Program Department, rédigé par Stan Shapiro, ©1981

La valeur numérique de la vitesse de réaction peut être déterminée en étudiant la variation de quantité d'une substance à différents moments. La substance étudiée peut être un produit ou un réactif. La vitesse de réaction moyenne peut être déterminée comme suit :

$$\text{vitesse moyenne} = \frac{\Delta \text{ quantité de substance}}{\Delta \text{ temps}}$$

ou

$$\text{vitesse moyenne} = \frac{\text{quantité finale} - \text{quantité initiale}}{\text{temps final} - \text{temps initial}}$$

La vitesse instantanée d'une réaction à tout moment donné, t , peut être déterminée en traçant la tangente à la courbe au moment t , et en déterminant ensuite la pente de la tangente.

La réaction à étudier est la suivante :



Observer la perte de masse du système à mesure que le dioxyde de carbone produit s'échappe d'un contenant ouvert dans l'atmosphère.

Procédure :

1. Placer 100 mL d'une solution de HCl à 3 mol/L dans un bécher de 600 mL. Trouver la masse du bécher et de l'acide, et la masse de 10 gros cristaux de CaCO_3 . Ne pas ajouter le CaCO_3 à l'acide tout de suite.
2. Laisser le bécher sur la balance et ajouter le CaCO_3 à l'acide. Inscrive la masse du bécher avec l'acide et le CaCO_3 à toutes les 30 secondes pendant 20 minutes.

Questions :

1. Déterminer la masse de CO_2 produite à chaque intervalle. Note : la masse de CO_2 est égale à la masse perdue pendant cet intervalle.

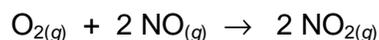
$$\text{Masse de CO}_2 (t = 30 \text{ s}) = \text{masse initiale} - \text{masse} (t = 30 \text{ s})$$

$$\text{Masse de CO}_2 (t = 5 \text{ min}) = \text{masse initiale} - \text{masse} (t = 5 \text{ min})$$

2. Déterminer la vitesse moyenne pour les intervalles ci-dessous.
 - a. Toute la période de 20 minutes
 - b. Les 5 premières minutes
 - c. Entre 5 minutes et 15 minutes
 - d. Les 5 dernières minutes
3. Construire un graphique de la masse de CO_2 produite en fonction du temps de réaction.
4. Utiliser la méthode de la tangente pour déterminer la vitesse instantanée à 1 minute, à 5 minutes, à 15 minutes et à 20 minutes.
5. Expliquer pourquoi la vitesse change de cette façon au fil du temps.

Annexe 3 : Devoir en cinétique n° 1

La formation de dioxyde d'azote à partir de monoxyde d'azote et d'oxygène a été étudiée. L'équation équilibrée pour la réaction est :



Le chimiste a mesuré la concentration des trois gaz à divers intervalles de temps. Les données obtenues sont présentées ci-dessous. Construire un graphique représentant ces données. Placer les concentrations de gaz sur l'axe des y (ordonnées) et le temps sur l'axe des x (abscisses).

Temps (min)	Concentration (mol/L)		
	[O ₂]	[NO]	[NO ₂]
0	0,000343	0,000514	0
2	0,000317	0,000461	0,000053
4	0,000289	0,000406	0,000108
6	0,000271	0,000368	0,000146
10	0,000242	0,000311	0,000204
16	0,000216	0,000259	0,000256
26	0,000189	0,000206	0,000308
41	0,000167	0,000162	0,000353
51	0,000158	0,000143	0,000372
61	0,000150	0,000127	0,000387
71	0,000144	0,000116	0,000399

La vitesse moyenne peut être calculée pour une période donnée en reliant par une ligne droite deux points sur la courbe et en déterminant la pente de cette droite.

La vitesse instantanée est déterminée en traçant une tangente à la courbe à un point donné et en déterminant la pente de cette tangente.

Questions

1. Quelle est la vitesse de réaction moyenne de l'oxyde d'azote et de l'oxygène et la vitesse de formation moyenne du dioxyde d'azote pendant les 71 minutes de la réaction? Déterminer la vitesse pour chaque substance.
2. Quelle est la vitesse moyenne de disparition de NO et d'O₂ et la vitesse moyenne de production de NO₂ pendant les 10 premières minutes, et au cours des 10 dernières minutes?
3. Trouver la vitesse instantanée de disparition d'O₂ et de NO, et la vitesse instantanée de formation de NO₂ à 4 minutes et à 41 minutes du début de l'expérience à l'aide du graphique. Expliquer pourquoi la vitesse change.
4. Que faut-il noter concernant les rapports des vitesses de disparition de l'oxygène et du monoxyde d'azote, et la vitesse de production du dioxyde d'azote?

Réponses aux problèmes : Devoir en cinétique n° 1

1. vitesse moyenne pour NO = $\frac{0,000115914 \text{ mol/L} - 0,000514 \text{ mol/L}}{71 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 5,61 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

vitesse moyenne pour O₂ = $\frac{0,000144 \text{ mol/L} - 0,000343 \text{ mol/L}}{71 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 2,80 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

vitesse moyenne pour NO₂ = $\frac{0,000398086 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{71 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 5,61 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

2. Au cours des 10 premières minutes

vitesse moyenne pour NO = $\frac{0,00031192 \text{ mol/L} - 0,000514 \text{ mol/L}}{10 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 2,02 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

vitesse moyenne pour O₂ = $\frac{0,000242 \text{ mol/L} - 0,000343 \text{ mol/L}}{10 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 1,01 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

vitesse moyenne pour NO₂ = $\frac{0,00020208 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{10 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 2,02 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

Au cours des 10 dernières minutes

vitesse moyenne pour NO = $\frac{0,000115914 \text{ mol/L} - 0,000127914 \text{ mol/L}}{71 \text{ min} - 61 \text{ min}}$

$$= 1,20 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

vitesse moyenne pour O₂ = $\frac{0,000144 \text{ mol/L} - 0,000150 \text{ mol/L}}{71 \text{ min} - 61 \text{ min}}$

$$= 6,00 \times 10^{-7} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

vitesse moyenne pour NO₂ = $\frac{0,000398086 \text{ mol/L} - 0,000386086 \text{ mol/L}}{71 \text{ min} - 61 \text{ min}}$

$$= 1,20 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

3. Les réponses peuvent varier légèrement selon la façon de tracer la tangente au point à 4 min.

$$\begin{aligned} \text{Vitesse instantanée, NO} &= \frac{0,00028 \text{ mol/L} - 0,000485 \text{ mol/L}}{10 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 2,05 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Vitesse instantanée, O}_2 &= \frac{0,00022 \text{ mol/L} - 0,00033 \text{ mol/L}}{10 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 1,10 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Vitesse instantanée, NO}_2 &= \frac{0,000242 \text{ mol/L} - 0,00003 \text{ mol/L}}{10 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 2,12 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

Les réponses peuvent varier légèrement selon la façon de tracer la tangente au point à 41 min.

$$\begin{aligned} \text{Vitesse instantanée, NO} &= \frac{0,000125 \text{ mol/L} - 0,00018 \text{ mol/L}}{60 \text{ min} - 30 \text{ min}} \\ &= 1,83 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Vitesse instantanée, O}_2 &= \frac{0,00014 \text{ mol/L} - 0,00019 \text{ mol/L}}{70 \text{ min} - 20 \text{ min}} \\ &= 1,00 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Vitesse instantanée, NO}_2 &= \frac{0,000365 \text{ mol/L} - 0,000325 \text{ mol/L}}{50 \text{ min} - 30 \text{ min}} \\ &= 2,00 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

4. Le rapport entre O_2 et NO_2 est de 1/2. La vitesse de disparition d' O_2 est la moitié de la vitesse de formation de NO_2 .

Le rapport entre NO et NO_2 est de 2/2, ou 1/1. La vitesse de disparition de NO égale la vitesse de formation de NO_2 .

Annexe 4 : Devoir en cinétique n° 2

Un chimiste étudie la décomposition de l'hémipentoxyde d'azote à 45 °C. L'équation équilibrée s'écrit comme suit :



Le chimiste a mesuré la concentration d'hémipentoxyde d'azote à intervalles de dix minutes pendant 100 minutes à l'aide de la colorimétrie (spectrophotomètre – Spec 20). Le tableau ci-dessous présente les données recueillies. À partir de ces données et de l'équation équilibrée, calculer la concentration de dioxyde d'azote et d'oxygène gazeux à chaque intervalle. Puis construire un graphique illustrant ces données, les concentrations de gaz en ordonnée (axe des y) et le temps sur l'axe des x (abscisses).

Temps (min)	Concentration (mol/L)		
	[N ₂ O ₅]	[NO ₂]	[O ₂]
0	0,0124	0	0
10	0,0092		
20	0,0068		
30	0,0050		
40	0,0037		
50	0,0027		
60	0,0020		
70	0,0014		
80	0,0011		
90	0,0008		
100	0,0006		

La vitesse moyenne pendant une période donnée peut être calculée en reliant par une droite deux points sur cette courbe et en déterminant la pente de la droite.

La vitesse instantanée est déterminée en traçant une tangente à la courbe à un point donné et en déterminant la pente de cette tangente.

Questions

1. Quelle est la vitesse moyenne de décomposition de l'hémipentoxyde d'azote et de formation de dioxyde d'azote et d'oxygène pendant toute la période de 100 minutes? Déterminer la vitesse de chaque substance.
2. Quelle est la vitesse moyenne de décomposition de N_2O_5 pour les 20 premières minutes, et pour les 20 dernières minutes?
3. Trouver la vitesse instantanée de décomposition de N_2O_5 et la vitesse instantanée de formation de NO_2 et d' O_2 à 10 minutes et à 80 minutes du début de l'expérience. Montrer la méthode utilisée sur le graphique. Expliquer pourquoi la vitesse change.
4. Expliquer pourquoi la vitesse change entre 10 et 80 minutes.

Réponses aux problèmes : Devoir en cinétique n° 2

1. vitesse moyenne pour $\text{N}_2\text{O}_5 = \frac{0,0006 \text{ mol/L} - 0,0124 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 1,18 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

vitesse moyenne pour $\text{NO}_2 = \frac{0,0236 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 2,36 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

vitesse moyenne pour $\text{O}_2 = \frac{0,00590 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 5,90 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

2. Pendant les 20 premières minutes

vitesse moyenne pour $\text{N}_2\text{O}_5 = \frac{0,0068 \text{ mol/L} - 0,0124 \text{ mol/L}}{20 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 2,80 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

Pendant les 20 dernières minutes

vitesse moyenne pour $\text{N}_2\text{O}_5 = \frac{0,0006 \text{ mol/L} - 0,0011 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 80 \text{ min}}$

$$= 2,50 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

3. Les réponses peuvent varier légèrement selon la façon de tracer la tangente au point à 10 min.

Vitesse instantanée, $\text{N}_2\text{O}_5 = \frac{0,00370 \text{ mol/L} - 0,0118 \text{ mol/L}}{30 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 2,70 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

Vitesse instantanée, $\text{NO}_2 = \frac{0,0165 \text{ mol/L} - 0,0012 \text{ mol/L}}{30 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 5,10 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

Vitesse instantanée, $\text{O}_2 = \frac{0,0025 \text{ mol/L} - 0,0004 \text{ mol/L}}{20 \text{ min} - 0 \text{ min}}$

$$= 1,05 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

Les réponses peuvent varier légèrement selon la façon de tracer la tangente au point à 80 min.

Vitesse instantanée, $\text{N}_2\text{O}_5 = \frac{0 \text{ mol/L} - 0,002 \text{ mol/L}}{15 \text{ min} - 50 \text{ min}}$

$$= 3,08 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$$

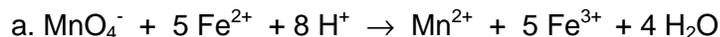
$$\begin{aligned} \text{Vitesse instantanée, NO}_2 &= \frac{0,0236 \text{ mol/L} - 0,02 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 40 \text{ min}} \\ &= 6,00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Vitesse instantanée, O}_2 &= \frac{0,00590 \text{ mol/L} - 0,00520 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 60 \text{ min}} \\ &= 1,75 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

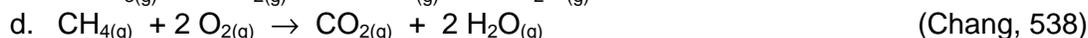
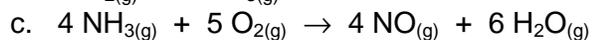
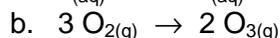
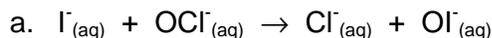
4. Il y a moins de particules de réactif disponibles à mesure que le temps passe, donc la vitesse de réaction ralentit à mesure que la réaction se déroule.

Annexe 5 : Problèmes de cinétique chimique

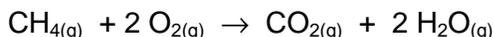
1. Donner 3 exemples de propriétés directement liées aux réactifs ou aux produits qui peuvent être utilisées pour mesurer la vitesse de réaction (van Kessel, 365).
2. Quelle propriété serait appropriée pour mesurer la vitesse dans chacune des réactions suivantes?



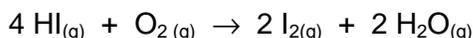
3. Quelles unités ont été utilisées pour exprimer la vitesse de réaction?
4. Dans la réaction $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$, comment la vitesse de disparition de l'hydrogène se compare-t-elle à la vitesse de disparition de l'azote?
Comment la vitesse de production de NH_3 se compare-t-elle à la vitesse de disparition de l'azote?
5. Pour la réaction $2 \text{A} + \text{B} \rightarrow 3 \text{C}$, on a trouvé que la vitesse de disparition de B était de 0,30 mol/L·s. Quelle était la vitesse de disparition de A et la vitesse de formation de C?
6. À une certaine température, la vitesse de disparition de N_2O_5 est de $2,5 \times 10^{-6}$ mol/L·s. Quelle est la vitesse de formation de NO_2 et d' O_2 ? $2 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$
7. Écrire les expressions de vitesse pour les réactions suivantes en termes de disparition des réactifs et de l'apparition des produits.



8. Dans une réaction de combustion, 8,0 mol de méthane réagissent complètement en 3,2 secondes dans un récipient de 2,00 L contenant de l'oxygène gazeux en excès.



- a. Calculer la vitesse moyenne de disparition du méthane gazeux en mol/L·s.
 - b. Calculer la vitesse moyenne de disparition de l'oxygène gazeux en mol/L·s.
 - c. Calculer la vitesse moyenne de production de dioxyde de carbone gazeux en mol/L·s.
 - d. Calculer la vitesse moyenne de production de la vapeur d'eau en mol/L·s. (van Kessel, 366)
9. L'iodure d'hydrogène et l'oxygène réagissent pour former l'iode gazeux et de la vapeur d'eau. Si l'oxygène gazeux réagit à une vitesse de 0,0042 mol/L·s,



- a. quelle est la vitesse de formation d'iode gazeux en mol/L·s?

- b. quelle est la vitesse de formation de la vapeur d'eau en mol/L·s?
- c. quelle est la vitesse de disparition de l'iodure d'hydrogène gazeux en mol/L·s?
10. Supposons la réaction $4 \text{NO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_{5(g)}$. et qu'à un moment donné durant la réaction, l'oxygène réagit à la vitesse de 0,024 mol/L·s. Calculer la vitesse de formation de N_2O_5 et calculer la vitesse de disparition de NO_2 . (Chang, 538)

Annexe 6 : Problèmes de cinétique chimique - Réponses

1. Les réactions qui produisent un gaz (mesurer le volume/la pression); réaction dont le produit est un ion (conductivité); réactions qui produisent un changement de couleur (spectromètre-mesurer l'intensité de la couleur)

2. a) changement de couleur ($\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$)
b) volume/pression ($\text{H}_{2(\text{g})}$ produit)

3. mol/L·s

4. $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$



La vitesse de disparition de H_2 est 3 fois plus rapide que la vitesse de disparition de N_2 .

$3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$



La vitesse de production de NH_3 est deux fois plus rapide que la vitesse de disparition de N_2 .

5. La vitesse de disparition de A est

$2 \text{A} + \text{B} \rightarrow 3 \text{C}$



le double (2 x) de la vitesse de disparition de B (0,30 mol/L·s)

$$= 2 \times 0,30 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

$$= 0,60 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

La vitesse de formation de A est

$2 \text{A} + \text{B} \rightarrow 3 \text{C}$

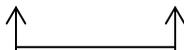


trois fois (3 x) la vitesse de disparition de B (0,30 mol/L·s)

$$= 3 \times 0,30 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

$$= 0,90 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

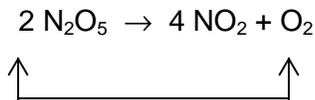
6. $2 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$



un rapport de 2/4, qui peut être simplifié à un rapport de 1/2.

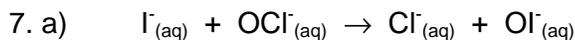
La vitesse de formation de NO_2 est deux fois plus rapide que la vitesse de disparition de N_2O_5 .

$$\text{vitesse de formation de } \text{NO}_2 = 2 \times 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

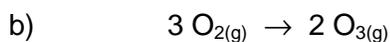


La vitesse de formation d'O₂ est la moitié (1/2) de la vitesse de disparition de N₂O₅.

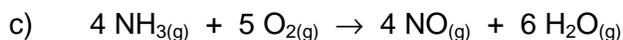
$$\text{vitesse de formation d'O}_2 = 1/2 \times 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 1,25 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



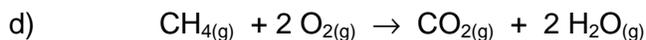
$$\text{vitesse} = \frac{-\Delta[\text{I}^-]}{\Delta t} = \frac{-\Delta[\text{OCl}^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{Cl}^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{OI}^-]}{\Delta t}$$



$$\text{vitesse} = -\frac{1 \Delta[\text{O}_2]}{3 \Delta t} = -\frac{1 \Delta[\text{O}_3]}{2 \Delta t}$$



$$\text{Vitesse} = -\frac{1 \Delta[\text{NH}_3]}{4 \Delta t} = -\frac{1 \Delta[\text{O}_2]}{5 \Delta t} = \frac{1 \Delta[\text{NO}]}{4 \Delta t} = \frac{1 \Delta[\text{H}_2\text{O}]}{6 \Delta t}$$

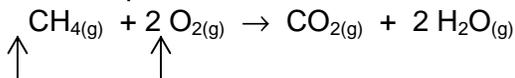


$$\text{Vitesse} = -\frac{\Delta[\text{CH}_4]}{\Delta t} = -\frac{1 \Delta[\text{O}_2]}{2 \Delta t} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = \frac{1 \Delta[\text{H}_2\text{O}]}{2 \Delta t}$$

8. a) $[\text{CH}_4] = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{8,0 \text{ mol}}{2,00 \text{ L}} = 4,0 \text{ mol/L}$

$$\text{vitesse de disparition de CH}_4 = \frac{\text{concentration}}{\text{temps}} = \frac{4,0 \text{ mol/L}}{3,2 \text{ s}} = 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

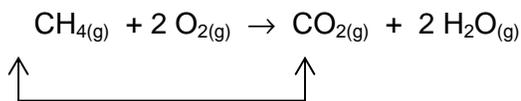
b) vitesse de disparition d'O₂



La vitesse de disparition d'O₂ est deux fois plus rapide que la vitesse de disparition de CH₄ :

$$2 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 2,50 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

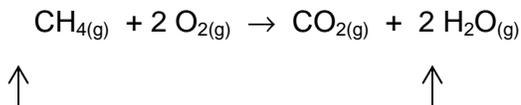
c) vitesse de production de CO₂



The vitesse de production de CO_2 est la même que la vitesse de disparition de CH_4 :

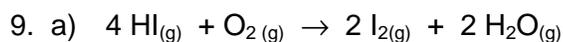
$$1 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

d) vitesse de production de H_2O



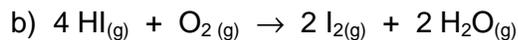
La vitesse de production de H_2O est deux fois plus rapide que la vitesse de disparition de CH_4

$$2 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 2,50 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



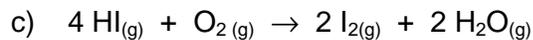
La vitesse de formation d' I_2 est deux fois plus rapide que la vitesse de disparition d' O_2 .

$$= 2 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0084 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



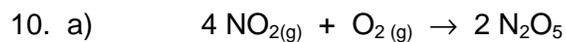
La vitesse de formation de H_2O est deux fois plus rapide que la vitesse de disparition d' O_2 .

$$= 2 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0084 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



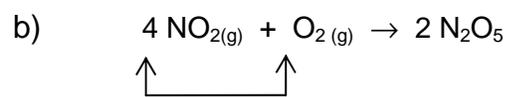
La vitesse de disparition de HI est 4 fois plus rapide que la vitesse de disparition d' O_2 .

$$= 4 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0168 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



La vitesse de formation de N_2O_5 est 2 fois plus rapide que la vitesse de disparition d' O_2 .

$$= 2 \times 0,024 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,048 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



La vitesse de disparition de NO_2 est 4 fois plus rapide que la vitesse de disparition d' O_2 .

$$= 4 \times 0,024 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,096 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Annexe 7 : Laboratoire – Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse de réaction

(Traduit du document *General Level Chemistry Resource Book*, 1981, Scarborough Board of Education Program Department, rédigé par Stan Shapiro, © 1981)

Il est très important pour un chimiste de comprendre les conditions qui influent sur la vitesse de la réaction chimique. Dans un procédé de fabrication de produits chimiques, le fait de contrôler la vitesse d'une réaction donnée peut faire toute la différence entre la rentabilité ou la non-rentabilité d'un procédé. Par exemple, on peut accélérer des réactions en utilisant un catalyseur.

Cette expérience comprend l'exécution de différentes réactions pour examiner l'effet de la nature des réactifs, des variations de température, de l'ajout d'un catalyseur et de différentes grosseurs de particules.

Hypothèse :

Prédire quel effet chacun des facteurs – variation de température, ajout d'un catalyseur, grosseur des particules et nature des réactifs – aura sur la vitesse de réaction et indiquer sur quels arguments reposent ces hypothèses.

Procédure :

Partie A

1. Préparer une série de cinq éprouvettes comme suit :

Réactif	Éprouvette				
	n° 1	n° 2	n° 3	n° 4	n° 5
Na ₂ C ₂ O ₄ à 0,10 mol/L	3 mL	-	3 mL	3 mL	3 mL
FeSO ₄ à 0,10 mol/L	-	3 mL	-	-	-
H ₂ SO ₄ à 1,0 mol/L	1 mL	1 mL	2 mL	1 mL	1 mL
Eau	1 mL	1 mL	-	1 mL	1 mL
MnSO ₄ à 0,10 mol/L	-	-	-	-	3 gouttes
Température	20 °C	20 °C	20 °C	50 °C	20 °C
KMnO ₄ à 0,020 mol/L (gouttes)	3	3	3	3	3
Temps de réaction					

2. Ajouter tous les réactifs indiqués, sauf les 3 gouttes de permanganate de potassium, KMnO₄, à 0,020 mol/L et MÉLANGER.

- L'éprouvette n° 1 est l'éprouvette témoin, à laquelle toutes les autres seront comparées.
- Ajouter trois gouttes de KMnO_4 à 0,020 mol/L et MÉLANGER. Inscire le temps nécessaire pour que la couleur rose-pourpre disparaisse.
- Répéter la procédure pour chacune des autres éprouvettes. Note : L'éprouvette n° 4 doit être à 50 °C AVANT d'ajouter KMnO_4 .

Partie B

- À l'éprouvette n° 1 de la partie A, ajouter 3 autres gouttes de KMnO_4 . Inscire le temps de réaction.
- Quand la réaction est complétée, répéter l'étape 1 encore 4 fois.

Ajouter les séries de gouttes	Temps de réaction (s)
1	
2	
3	
4	
5	

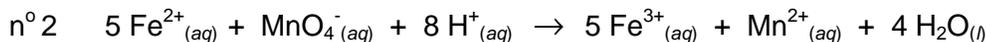
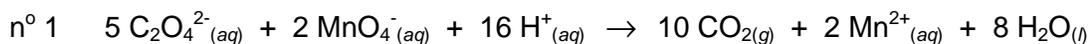
Partie C

- Placer quelques cristaux de carbonate de calcium, $\text{CaCO}_{3(s)}$, dans le bécher n° 1 et une quantité égale de poudre dans le bécher n° 2.
- Ajouter environ 20 mL de HCl à 3,0 mol/L à chaque bécher. Comparer les réactions dans chaque bécher.

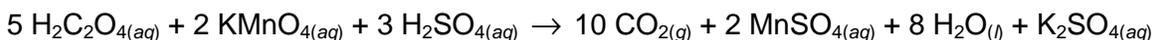
	Contenu	Observations
Bécher n° 1		
Bécher n° 2		

Questions

Les équations nettes pour les réactions qui ont pris place dans les éprouvettes n^{os} 1 et 2 :



1. Comparez les données obtenues pour les éprouvettes n^o 1 et n^o 2, et les équations ci-dessus. Expliquez pourquoi vous avez obtenu ces données.
2. Comparez les données obtenues pour les éprouvettes n^o 1 et n^o 3. Indiquez le rapport qui existe entre la vitesse de réaction et les concentrations. Expliquez ce rapport.
3. Comparez les données obtenues pour les éprouvettes n^o 1 et n^o 4. Indiquez le rapport qui existe entre la température et la vitesse de réaction. Expliquez pourquoi elles sont liées de cette façon.
4. Comparez les données obtenues pour les éprouvettes n^o 1 et n^o 5. Expliquez pourquoi le MnSO_4 a cet effet sur la réaction.
5. Si l'équation équilibrée complète pour l'éprouvette n^o 1 est :



Décrivez les résultats obtenus dans la partie B. Indiquez s'il y a des détails particuliers concernant ces résultats. Si vous ne voyez rien de particulier, demandez à l'enseignant.

6. Qu'avez-vous noté concernant les réactions dans les deux béchers dans la partie C? En quoi sont-elles similaires et en quoi sont-elles différentes? Expliquez vos observations.
7. Expliquez pourquoi un clou de fer chauffé au brûleur Bunsen ne fera que rougir, alors que la laine d'acier brûle complètement.
8. Pourquoi faut-il garder le lait au réfrigérateur?

Conclusion

Expliquez comment chacun des facteurs étudiés durant cette expérience influe sur la vitesse de la réaction chimique et corrobore vos conclusion. Avez-vous prédit les mêmes résultats dans votre hypothèse?

Note aux enseignants :

Partie A

Dans l'éprouvette n° 1, les temps de réaction varient généralement entre 5 et 12 minutes. Demander aux élèves d'inscrire les temps à la seconde la plus près étant donné qu'il ne s'agit pas d'une étude purement quantitative.

L'ion permanganate ne peut pas être converti entièrement en ion Mn (II), qui est incolore, dans l'éprouvette avec le catalyseur ajouté. Le changement de couleur du pourpre au brun jaune de Mn (IV) est acceptable comme point de fin.

Partie B

C'est une partie facultative, selon le temps disponible, qui pose un certain niveau de difficulté pour les élèves. Certains élèves auront besoin de plus d'aide pour répondre à la question n° 5. Si le temps est trop limité, 3 ou 4 essais permettront d'établir une tendance.

En fait, les élèves constateront que le temps de réaction diminue au lieu d'augmenter parce que la réaction elle-même produit MnSO_4 , qui catalyse la réaction. Ils auront constaté à la partie A qu'une diminution de la concentration des réactifs augmente le temps de réaction. Les élèves seront portés à conclure qu'ils augmentent la quantité de KMnO_4 , qui augmente la vitesse. Leur rappeler que chaque fois qu'ils réalisent une réaction, les concentrations des autres réactifs sont diminuées.

Dans cette réaction, Mn (IV) a tendance à persister, ce qui donne une couleur jaunâtre à la solution. Tant que les élèves sont cohérents avec la couleur qu'ils choisissent comme point de fin, les temps de réaction devraient diminuer pour chaque essai successif.

Partie C

Suggérer aux élèves d'utiliser des béchers de 150 mL pour cette partie du laboratoire.

Annexe 8 : Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse de réaction

(Nature des réactifs, surface de contact, température et catalyseur)

Partie 1 : Nature des réactifs

1. Ajoutez 20 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique à 3,0 mol/L à chacun de cinq puits d'une plaque à 24 puits.
2. Placez un petit morceau de magnésium dans le premier puits, un petit morceau d'aluminium dans le deuxième, un petit morceau de zinc dans le troisième, un morceau de fer dans le quatrième et un morceau de cuivre dans le cinquième.
3. Observez et consignez toutes vos observations!

Questions :

- Quel gaz est produit? Comment le savez-vous?
 - Écrivez une équation équilibrée pour représenter la réaction.
 - Est-ce que tous les métaux prennent le même temps pour réagir?
 - Classez les métaux par ordre décroissant de réactivité.
4. Ajoutez 13 gouttes d'eau et 7 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique à 3,0 mol/L à un puits d'une plaque de 24 puits. Mélangez les solutions à l'aide du tube capillaire (scellé à une extrémité).
 5. Ajoutez 13 gouttes d'eau et 7 gouttes d'une solution d'acide acétique à 3,0 mol/L à un deuxième puits de la plaque de 24 puits. Mélangez les solutions à l'aide du tube capillaire.
 6. Ajoutez 20 gouttes d'une solution aqueuse de nitrate de zinc (III) à 1,0 mol/L à un troisième puits, 20 gouttes d'une solution de nitrate de fer (III) à 1,0 mol/L au quatrième puits, et 20 gouttes d'une solution de nitrate de cuivre (II) à 1,0 mol/L au cinquième puits de la plaque.
 7. Placez un petit morceau de magnésium dans chacune des cinq solutions.
 8. Observez et consignez vos observations.

Questions :

- Qu'est-il arrivé dans chacun des puits de la plaque? Indiquez les produits formés dans chaque cas.
- Écrivez une équation équilibrée pour représenter chaque réaction.
- Combien de temps le magnésium prend-il pour réagir dans chaque solution?

Partie 2 : Surface de contact (degré de subdivision du solide)

1. Ajouter 30 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique à 3,0 mol/L à chacun de quatre puits d'une plaque à 24 puits.
2. Au premier puits, ajouter un morceau de carbonate de calcium. Au deuxième puits, ajouter une même quantité de carbonate de calcium en poudre fine.
3. Au troisième puits, ajouter une petite quantité de zinc granulaire. Au quatrième puits, ajouter une même quantité de zinc en tous petits morceaux (mesh 20) ou en poudre fine.
4. Observez et consignez vos observations!

Questions :

Qu'est-il arrivé dans chaque éprouvette? Indiquez les produits formés dans chaque cas.

Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse de réaction (suite)

- Écrivez l'équation équilibrée pour représenter chaque réaction.
- Combien de temps faut-il aux solides pour réagir dans chaque solution?

Partie 3 : Température

1. Préparez un bain d'eau chaude (bain-marie) en chauffant environ 150 mL d'eau dans un bécher de 250 mL jusqu'au point d'ébullition. Réservez.
2. Ajoutez 2 mL d'une solution aqueuse de permanganate de potassium, KMnO_4 , à 0,01 mL (acidifiée par l'ajout d'acide sulfurique) à chacune des deux éprouvettes de 13 x 100 mm.
3. Placez une des éprouvettes de solution de permanganate de potassium dans le bain d'eau chaude. Pendant que la solution réchauffe, passez à l'étape suivante.
4. Ajoutez 5 mL d'une solution d'acide oxalique à 0,02 mol/L au deuxième tube (à la température ambiante). Mélangez à l'aide d'une tige de verre.
5. Ajoutez 5 mL d'une solution d'acide oxalique à 0,02 mol/L à l'éprouvette dans le bain d'eau chaude. Mélangez.
La réaction est : $2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq}) + 6 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 10 \text{CO}_2 (\text{g}) + 14 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
6. Faites chauffer l'eau dans le bain-marie jusqu'au point d'ébullition et mettez de côté. Préparez un bain d'eau froide en ajoutant des cubes de glace à 50 mL d'eau dans un bécher de 250 mL.
7. Ajoutez 3 mL d'eau et 1 mL de solution d'acide chlorhydrique à 3,0 mol/L à chacune des trois éprouvettes. Placez une des éprouvettes dans le bain d'eau chaude, une dans le bain d'eau froide, et laissez l'autre à la température ambiante. Attendez environ 2 minutes pour que les éprouvettes prennent la température de leur milieu.
8. Coupez des morceaux d'un ruban de magnésium de 0,5 cm de long. Ajoutez un morceau à chacune des trois éprouvettes. Observez le temps nécessaire pour que chaque morceau disparaisse complètement.
9. Le temps de réaction est-il le même à toutes les températures? Expliquez.

Partie 4 : Catalyseur

1. Ajoutez 2 mL d'une solution aqueuse de permanganate de potassium, KMnO_4 , à 0,01 mL (acidifiée par l'ajout d'acide sulfurique) à chacune des deux éprouvettes de 13 x 100 mm.
2. À l'une des éprouvettes, ajoutez 5 gouttes de sulfate de manganèse (II) à 0,01 mol/L.
3. Ajoutez 5 mL d'une solution d'acide oxalique à 0,02 mol/L à chaque éprouvette, posez un bouchon et secouez pour mélanger en tenant bien le bouchon.
4. Observez et consignez vos observations!

Questions :

- Est-ce que la réaction prend le même temps dans les deux éprouvettes? Expliquez.

Annexe 8 : Renseignements pour l'enseignant

Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse de réaction

(Nature des réactifs, surface de contact, température et catalyseur)

Ces quatre expériences illustrent les facteurs qui ont une influence sur la vitesse d'une réaction, à savoir :

- nature des réactifs
- surface de contact (degré de subdivision d'un solide pour les réactifs hétérogènes)
- température
- catalyseur (aussi illustrée à l'annexe 2.1.h)

L'annexe 2.1.b et l'annexe 2.1.f peuvent servir à démontrer l'effet des variations de concentration.

Solutions :

- Solution d'acide chlorhydrique à 3,0 mol/L. Diluer 258 mL d'acide chlorhydrique concentré (11,6 mol/L ou 36 %) dans 1,0 L d'eau distillée.
- Solution de nitrate de zinc (II) à 1,0 mol/L. Dissoudre 29,7 g de nitrate de zinc (II) hexahydraté, $Zn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, dans 100 mL d'eau.
- Solution de nitrate de fer (III) à 1,0 mol/L. Dissoudre 4,04 g de nitrate de fer (III) nonahydraté, $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$, dans 100 mL d'eau.
- Solution de nitrate de cuivre (II) à 1,0 mol/L. Dissoudre 29,6 g de nitrate de cuivre (II) hexahydraté, $CU(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, dans 100 mL d'eau.
- Solution de permanganate de potassium à 0,01 mol/L. Ajouter 1 mL d'acide sulfurique concentré (17,8 mol/L ou 95 %) à 75 mL d'eau et ajouter assez d'eau pour compléter le volume à 100 mL. Dissoudre 1,58 g de permanganate de potassium ($KMnO_4$) dans cette solution.
- Solution d'acide oxalique à 0,02 mol/L. Dissoudre 2,52 g d'acide oxalique (acide éthanedioïque, $HOCCOOH \cdot 2H_2O$) dans 100 mL d'eau.
- Solution de sulfate de manganèse (II) à 0,01 mol/L. Dissoudre 2,23 g de sulfate de manganèse (II) tétrahydraté (sulfate de manganèse, $MnSO_4 \cdot 4H_2O$) dans 100 mL d'eau.

NOTE :

1. Des sulfates peuvent être utilisés au lieu des nitrates, mais il faut s'assurer de modifier les masses utilisées selon la différence de masse molaire.
2. Il serait plus facile pour les élèves de réussir l'expérience si la couche d'oxydation était enlevée du ruban de magnésium; pour ce faire, frotter doucement la surface du ruban à l'aide d'un papier d'émeri avant de distribuer les échantillons de magnésium.