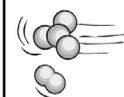


LA CINÉTIQUE

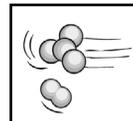


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves étudieront la vitesse des réactions chimiques. Ils devront utiliser la théorie des collisions pour expliquer les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique. Ils étudieront aussi le concept du mécanisme de réaction et la loi de la vitesse d'une réaction.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 10^e année, les élèves se sont familiarisés avec l'énergie cinétique et l'énergie potentielle par rapport au mouvement. Dans le cours de chimie de 11^e année, ils ont utilisé la théorie moléculaire cinétique pour expliquer les propriétés des gaz et ont étudié la stœchiométrie des réactions chimiques.

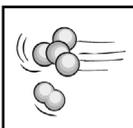


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

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

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

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	La vitesse de réaction	C12-3-01, C12-3-02, C12-0-C1, C12-0-S5	1 h
Bloc B	La vitesse moyenne et la vitesse instantanée	C12-3-03, C12-3-04, C12-0-S5, C12-0-S6, C12-0-S7	3 h
Bloc C	Les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique	C12-3-05, C12-3-06, C12-0-S2, C12-0-S3, C12-0-S4, C12-0-S6, C12-0-S7, C12-0-S9	2 h
Bloc D	Les diagrammes d'énergie potentielle	C12-3-07, C12-3-08, C12-0-C1, C12-0-C2	2 h
Bloc E	La loi d'une vitesse de réaction	C12-3-09, C12-0-C1	1,5 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			<i>1 à 2 h</i>
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			10 à 11 h



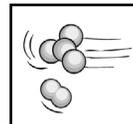
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

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

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

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



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

AUTRES IMPRIMÉS

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

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

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

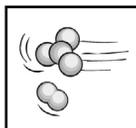
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

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

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

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

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

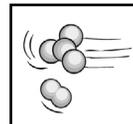


DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

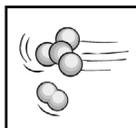
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)

SITES WEB

- Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 31 décembre 2014). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]
- Bases de la théorie de la réaction chimique. http://uel.unisciel.fr/chimie/cinet/cinet_ch05/co/apprendre_ch5_04.html (consulté le 31 décembre 2014). [en cliquant sur une animation, on peut voir l'orientation favorable des molécules lors de collisions]
- [R] *La chimie.net*. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 12 juillet 2014). [site avec beaucoup d'informations et d'exercices]
- [R] *Chocs efficaces*. http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/livre_interactif_chimie/12_Suivi_temporel/Chocs_efficaces.swf (consulté le 31 décembre 2014). [animation sur les effets d'une augmentation de température]
- [R] *Chocs efficaces*. http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/livre_interactif_chimie/12_Suivi_temporel/Chocs_efficaces_2.swf (consulté le 31 décembre 2014). [animation sur les effets d'une augmentation de la concentration]
- Constante de vitesse. <http://chinge.unil.ch/Fr/cin/1cin5.htm> (consulté le 31 décembre 2014).
- Énergie d'activation. http://www.fsj.ualberta.ca/CHIMIE/chim101/G_4.html (consulté le 31 décembre 2014).
- NO + O₃ bimolecular collision. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/> (consulté le 31 décembre 2014). [animation qui montre l'orientation favorable des molécules lors de collisions (site en anglais)]
- [R] *Réaction et cinétique*. <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/reactions-and-rates> (consulté le 31 décembre 2014). [animation qui permet d'explorer des facteurs influençant la vitesse de réaction]



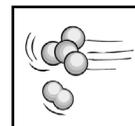
- [R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com/> (consulté le 31 décembre 2014). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]
- [R] *Vitesse volumique de réaction*. http://www.labolycee.org/anim/vit_reaction.swf (consulté le 31 décembre 2014). [simulation permettant de déterminer la vitesse de réaction à un moment donné]



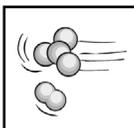
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

L'élève sera apte à :

- C12-3-01** formuler une définition opérationnelle de vitesse de réaction, entre autres des exemples de réactions chimiques se produisant à différentes vitesses;
RAG : D3
- C12-3-02** donner des exemples de variables utilisées pour mesurer les vitesses de réaction (c.-à-d. la variation par unité de temps, $\Delta x / \Delta t$),
par exemple, la pression, la température, le pH, la conductibilité, la couleur;
RAG : D3
- C12-3-03** mener une expérience pour mesurer la vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction chimique,
entre autres la vitesse initiale;
RAG : D3
- C12-3-04** lier la vitesse de formation d'un composé à la vitesse de disparition d'un réactif, compte tenu des données expérimentales sur la vitesse et la stœchiométrie de la réaction,
entre autres le traitement descriptif à l'échelle particulière;
RAG : D3, D4
- C12-3-05** mener une expérience pour déterminer des facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique,
entre autres la nature des réactifs, la surface de contact, la concentration, la pression, le volume, la température, la présence d'un catalyseur;
RAG : C2
- C12-3-06** utiliser la théorie des collisions pour expliquer les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique,
entre autres l'énergie d'activation, l'orientation des molécules;
RAG : D3, D4
- C12-3-07** tracer des diagrammes d'énergie potentielle pour des réactions endothermiques et exothermiques,
entre autres les vitesses relatives, l'effet d'un catalyseur, la chaleur de la réaction (variation de l'enthalpie);
RAG : D3



- C12-3-08** expliquer le concept du mécanisme de réaction,
entre autres l'étape déterminante de la vitesse;
RAG : D2
- C12-3-09** déterminer la loi de vitesse d'une réaction chimique à partir de données
expérimentales,
entre autres les réactions d'ordre 0, 1 ou 2, les graphiques de la vitesse en
fonction de la concentration.
RAG : D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

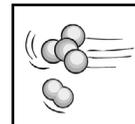
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

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

Étude scientifique

- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2

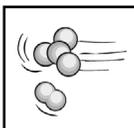


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;*
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard, *entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;*
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données, *entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;*
RAG : C2, C5
- C11-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, *entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;*
RAG : C2, C5, C8

Recherche et communication

- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, *entre autres imprimées, électroniques et humaines;*
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

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

Travail en groupe

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

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

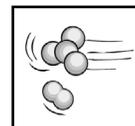
C12-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

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

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

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



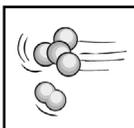
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

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

Attitudes

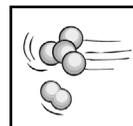
- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie;
RAG : C2, C5
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques;
RAG : C2,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



Bloc A : La vitesse de réaction

L'élève sera apte à :

- C12-3-01** formuler une définition opérationnelle de vitesse de réaction, entre autres des exemples de réactions chimiques se produisant à différentes vitesses;
RAG : D3
- C12-3-02** donner des exemples de variables utilisées pour mesurer les vitesses de réaction (c.-à-d., la variation par unité de temps, $\Delta x / \Delta t$),
par exemple la pression, la température, le pH, la conductibilité, la couleur;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes.
RAG : C2, C5



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à réfléchir à des exemples de réactions ou processus rapides et lents dont ils sont témoins dans la vie de tous les jours. Leur suggérer de commencer par des exemples de changements physiques, comme la fonte ou la dissolution. Bien qu'il ne s'agisse pas de changements chimiques, ces exemples permettent de renforcer le concept de réaction rapide et lente. Amener les élèves à réfléchir à des réactions chimiques.

Parmi les exemples de réactions rapides que les élèves peuvent donner, mentionnons les explosions, la combustion d'essence et les réactions de précipitation et de neutralisation.

Pour ce qui est des exemples de réactions lentes, les élèves peuvent parler, entre autres de la rouille, de la cuisson d'un gâteau, du mûrissement d'un fruit ou de la croissance d'une plante.

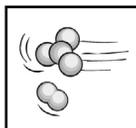
La cinétique des réactions chimiques touche à bien d'autres aspects des sciences et de l'ingénierie. Les biologistes étudient la vitesse des réactions métaboliques et la progression des réactions en jeu dans la croissance et la régénération des os. Les ingénieurs en mécanique cherchent à retarder la rouille des carrosseries d'automobile, tandis que les agronomes étudient les réactions chimiques en jeu dans l'altération et la dégradation des aliments (van Kessel *et al.*, 2003 : 358).

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

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

OU

Inviter les élèves à travailler avec un partenaire afin d'effectuer l'exercice de @ l'annexe 1. Distribuer la feuille A à l'un des élèves et la feuille B à l'autre. Chaque élève travaille individuellement et tente de répondre aux questions sur sa feuille. Ensuite, l'élève qui a reçu la feuille A pose les questions qui figurent sur sa feuille à son partenaire et note les réponses de ce dernier. L'élève qui a reçu la feuille B pose ensuite les questions qui figurent sur sa feuille à son partenaire et note les réponses. Demander aux élèves d'arriver à un consensus sur leurs réponses, puis examiner les questions avec l'ensemble des élèves.



En quête

Activité – introduction à la vitesse de réaction

Proposer aux élèves d'effectuer l'activité décrite à l'annexe 2 afin de mieux comprendre la vitesse de réaction.

Démonstrations ou activités de laboratoire

Inviter les élèves à réaliser des activités de laboratoire ou leur présenter des démonstrations illustrant le concept de vitesse de réaction dans une réaction chimique (voir l'annexe 2 ou les activités décrites ci-dessous). Il n'est pas nécessaire de faire toutes ces activités; quelques démonstrations devraient suffire à faire comprendre aux élèves la notion de vitesse de réaction.

- **Réaction du magnésium avec l'acide chlorhydrique**

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

Poser aux élèves les questions suivantes :

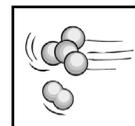
- *Que s'est-il passé?*
- *Combien de temps a pris chaque réaction?*
- *Est-ce que la quantité de réactif a une importance?*
- *Comment pouvez-vous mesurer la vitesse de réaction?*

- **Dégradation des aliments**

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

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

Pousser la réflexion concernant les observations sur les tranches de pomme, cette fois en parlant de la vitesse de brunissement de la pomme dans chaque échantillon (van Kessel *et al.*, 2003 : 359).



- **Réaction de décomposition**

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

Verser 10 mL de peroxyde d'hydrogène dans un bécher et noter toute observation. Ajouter une pincée de levure au peroxyde d'hydrogène. Remuer doucement à l'aide d'un cure-dents. Noter ce qui se passe. (Le peroxyde d'hydrogène est un liquide clair et incolore. Lorsque la levure y est ajoutée, des bulles se forment et le mélange commence à former une mousse.)

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

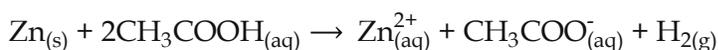
Enseignement direct - la vitesse de réaction

Expliquer aux élèves que la vitesse de réaction se définit comme un changement dans une propriété visible par unité de temps. Cette propriété observable doit être choisie en fonction de ce qui peut être mesuré en laboratoire. Il peut s'agir d'un changement de couleur, de température ou de pression, ou de l'apparition d'une nouvelle substance (voir *Chimie 12*, p. 272-273 ou *Chimie 12 STSE*, p. 354-362). Dans certaines méthodes courantes, on mesure la vitesse de réaction à l'aide d'un spectromètre, d'un conductimètre et d'un manomètre (ou d'une simple seringue).

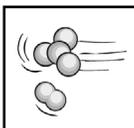
Il est important de souligner que la concentration ne peut être surveillée directement, et que les propriétés observables (mesurables) énumérées ci-dessous peuvent servir à déterminer la variation de concentration par unité de temps.

- **Pression**

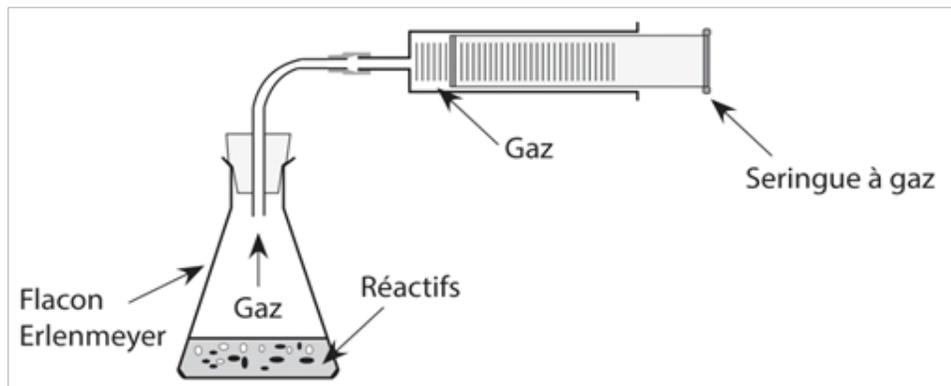
On peut utiliser un manomètre pour mesurer une variation de pression lorsqu'une réaction entraîne un changement du nombre de moles de gaz. On peut suivre la réaction entre le zinc et l'acide acétique en fixant un manomètre à un vase de réaction contenant un volume connu immergé dans un bain à température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



La pression du gaz augmente à mesure que le $\text{H}_{2(g)}$ se forme.



Une méthode plus simple consiste à utiliser une seringue à gaz pour mesurer la vitesse de réaction. Voir le diagramme qui suit :



- **Température**

Pour une réaction exothermique, la vitesse de réaction peut être mesurée en fonction de l'augmentation de la température. Pour une réaction endothermique, la vitesse de réaction est mesurée en fonction de la baisse de température.

- **pH**

On peut utiliser un pH-mètre pour mesurer la variation de l'acidité par unité de temps. Ces données peuvent ensuite servir à déterminer la concentration d'ions hydrogène (ions hydronium) par unité de temps.

- **Conductivité**

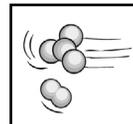
On peut placer des électrodes dans le mélange en réaction et utiliser l'augmentation ou la diminution de la conductivité des produits pour mesurer la vitesse de réaction. Cette méthode sert habituellement lorsque des réactifs non ioniques forment des produits ioniques.

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

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

$$\text{vitesse} = \Delta x / \Delta t \text{ (disparition d'un réactif)}$$

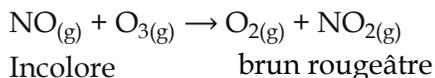
Les élèves peuvent confondre vitesse de réaction et temps de réaction. Souligner que la vitesse de réaction décrit un changement en fonction du temps, alors que le temps de réaction désigne seulement la durée de la réaction (le temps nécessaire pour qu'elle se produise). Les deux termes sont inversement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



- **Couleur**

Un spectromètre peut servir à mesurer la concentration d'un réactif ou d'un produit qui absorbe (ou émet) de la lumière d'une étroite gamme de longueurs d'onde.

En voici un exemple :



Des quantités connues de réactifs sont injectées dans un tube pour échantillons de gaz, et la vitesse de production de $\text{NO}_{2(g)}$ est mesurée par la surveillance de la couleur par unité de temps.

En fin

Inviter les élèves à remplir un tableau des connaissances sur la vitesse de réaction (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 9.9-9.11).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

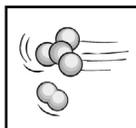
Proposer aux élèves de faire une entrée dans leur carnet scientifique concernant les réactions rapides et lentes et d'expliquer chaque type de vitesse de réaction. Voici des exemples de questions à poser :

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

2

Demander aux élèves de fournir des exemples de ce qui suit :

- réactions qui ont des vitesses différentes;
- réactions qui se produisent à différentes vitesses dans des conditions différentes;
- processus qui ne peuvent pas être contrôlés;
- processus qui peuvent être contrôlés.

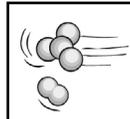


3

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

4

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



Bloc B : La vitesse moyenne et la vitesse instantanée

L'élève sera apte à :

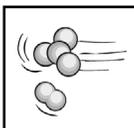
- C12-3-03** mener une expérience pour mesurer la vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction chimique,
entre autres la vitesse initiale;
RAG : C2
- C12-3-04** lier la vitesse de formation d'un composé à la vitesse de disparition d'un réactif, compte tenu des données expérimentales sur la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

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Proposer aux élèves de compléter l'activité décrite à ☺ l'annexe 3.

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



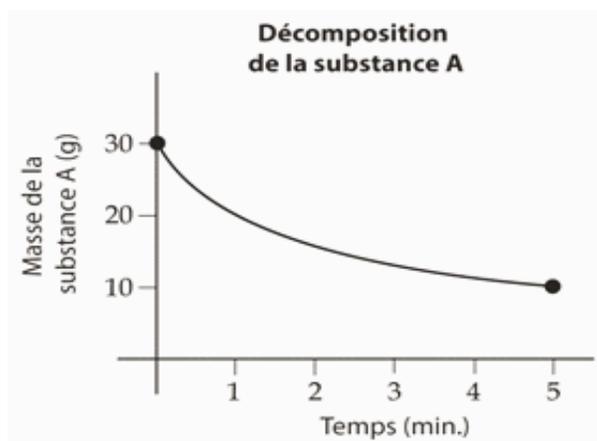
En quête

Activité de laboratoire - mesure de la vitesse de réaction

Proposer aux élèves de réaliser une expérience de laboratoire pour mesurer la variation de la masse de carbonate de calcium à mesure que le composé réagit avec une solution 3 mol/L d'acide chlorhydrique (voir @ l'annexe 4 ou @ l'annexe 5). À partir de données calculées ou de celles qui sont présentées à l'annexe, proposer aux élèves de calculer la vitesse moyenne et la vitesse instantanée d'une réaction.

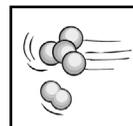
Leur suggérer d'utiliser une analyse graphique en ajoutant les données au diagramme et en déterminant la vitesse instantanée au temps = 0 (vitesse initiale) et à d'autres temps. Proposer aux élèves de comparer les vitesses et d'émettre une hypothèse sur les raisons expliquant ces variations de vitesse.

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

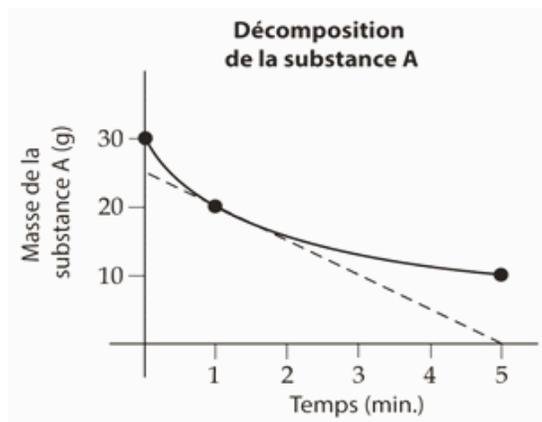


$$\text{vitesse moyenne} = \frac{\text{variation de la quantité de substance A}}{\text{intervalle de temps}} = \frac{30 \text{ g} - 10 \text{ g}}{5 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 4 \text{ g/min}$$

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



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



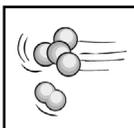
$$\text{pente} = \frac{\text{variation de la quantité de substance A}}{\text{intervalle de temps}} = \frac{25 \text{ g} - 0 \text{ g}}{5 \text{ min} - 0 \text{ min}} = 5 \text{ g/min à } t = 1 \text{ minute}$$

Simulation - vitesse de réaction

La simulation présentée sur le site « vitesse volumique de réaction », http://www.labolycee.org/anims/vit_reaction.swf, permet aux élèves de déterminer la vitesse de réaction à un moment donné.

Analyse de données

Si les élèves ont besoin de pratique additionnelle, leur suggérer de tracer des exemples de graphiques illustrant des données précises. Consulter les ☺ annexes 6 et 8 où l'on propose deux exercices pouvant convenir à cette fin. Les corrigés figurent aux ☺ annexes 7 et 9. À partir des données sur le graphique, leur demander de calculer la vitesse moyenne et de déterminer les vitesses instantanées. Les inviter aussi à comparer les vitesses et à découvrir que le taux de disparition de chaque réactif et de formation de chaque produit est lié à la stœchiométrie de la réaction.

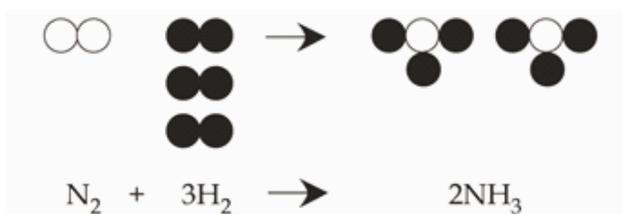


Enseignement direct - vitesse de réaction et stœchiométrie

Présenter ce concept avec prudence. Utiliser les diagrammes de molécules pour faire comprendre aux élèves la vitesse de réaction à l'échelle particulaire.

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

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



Faire remarquer aux élèves que pour chaque molécule de N_2 utilisée, trois molécules de H_2 disparaissent. Cela signifie que la vitesse de disparition de H_2 équivaut à trois fois la vitesse de disparition de N_2 . En outre, la vitesse de production de molécules de NH_3 équivaut à deux fois la vitesse de disparition de N_2 .

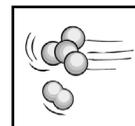
Ainsi, selon l'équation chimique équilibrée, la vitesse de disparition de $H_2 = 3x$ (triple de la vitesse de disparition de N_2), alors que la vitesse de production de $NH_3 = 2x$ (double de la vitesse de disparition de N_2).

On peut exprimer cette réaction autrement en affirmant que la vitesse de disparition (ou d'utilisation) de N_2 est trois fois plus faible que la vitesse de disparition de H_2 et qu'elle équivaut à la moitié de la vitesse de production de NH_3 .

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

La vitesse de disparition de l'azote est exprimée comme suit :

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



Donc, la formule ci-dessous est vraie :

$$\text{Vitesse de réaction} = \frac{-\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

Exemple de problème

Pour la réaction $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, si l'hydrogène réagit à une vitesse de $1,5 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$, quelle est la vitesse de formation de l'ammoniac?

Solution :

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

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

En fin

Proposer aux élèves de dessiner ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsqu'un réactif est utilisé et qu'un produit est formé au cours d'une réaction chimique.

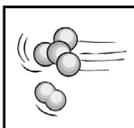
Stratégies d'évaluation suggérées

1

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

2

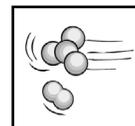
Demander aux élèves de résoudre des problèmes sur des données expérimentales de vitesse et sur la stœchiométrie de réactions (voir @ l'annexe 10). Les réponses se trouvent à @ l'annexe 11.



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

L'élève sera apte à :

- C12-3-05** mener une expérience pour déterminer des facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique,
entre autres la nature des réactifs, la surface de contact, la concentration, la pression, le volume, la température, la présence d'un catalyseur;
RAG : C2
- C12-3-06** utiliser la théorie des collisions pour expliquer les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique,
entre autres l'énergie d'activation, l'orientation des molécules;
RAG : D3, D4
- C12-0-S2** énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5



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

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

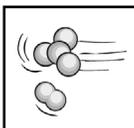
Inviter les élèves à se pencher sur les questions suivantes :

- *On place un morceau de magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique 1 mol/L. On place ensuite un morceau de magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique 6 mol/L. Quelle réaction se déroulera plus rapidement? Pourquoi? Qu'est-ce qui se produit à l'échelle moléculaire pour expliquer cette augmentation de vitesse?*
- *On fait réagir du monoxyde d'azote avec de l'hydrogène afin de produire du monoxyde de diazote et de l'eau. Si l'on provoque cette réaction à 25 °C et ensuite à 100 °C, dans laquelle de ces deux conditions sera-t-elle plus rapide? Pourquoi? Qu'est-ce qui se produit à l'échelle moléculaire pour expliquer cette différence de vitesse?*
- *On place un morceau de magnésium dans une solution d'acide chlorhydrique. On répète cette manipulation, mais cette fois avec du magnésium en poudre. Quelle réaction sera plus rapide? Pourquoi? Qu'est-ce qui se produit à l'échelle moléculaire pour expliquer cette différence de vitesse?*

En quête

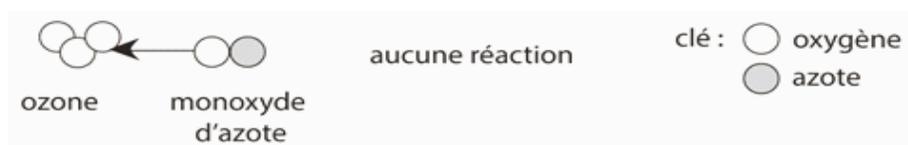
Enseignement direct - la théorie des collisions

Présenter la « théorie de la collision » dans les réactions chimiques aux élèves (voir *Chimie 11-12*, p. 524-526, *Chimie 12*, p. 289-296 ou *Chimie 12 STSE*, p. 365-366). Selon cette théorie, pour qu'une réaction chimique se produise, les particules de réactif doivent entrer en collision. S'il n'y a pas de collision entre les particules, il n'y a pas de réaction. Toutefois, il n'y a pas nécessairement de réaction chimique chaque fois qu'il y a collision. Les particules de réactif doivent entrer en collision, mais avec une énergie cinétique suffisante (appelée l'énergie d'activation) et selon une orientation favorable. L'énergie d'activation est définie comme la quantité minimale d'énergie cinétique nécessaire pour que les collisions entre les particules soient efficaces, c'est-à-dire, qu'elles provoquent une réaction chimique.

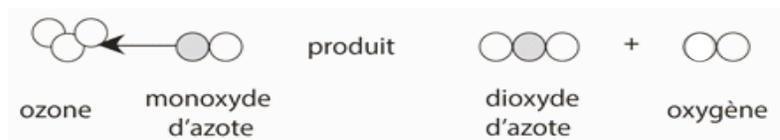


Exemples

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



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

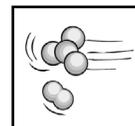


Animations

- L'une des animations présentées dans le site ci-dessous montre l'orientation favorable des molécules au moment de la collision, la réaction étant $O_3 + NO \rightarrow NO_2 + O_2$. Pour séparer la molécule d'ozone O_3 , l'atome d'azote de la molécule de monoxyde d'azote doit entrer en collision avec le bon angle et une énergie suffisante pour provoquer la réaction chimique. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/index4.html> (site en anglais)
- Le site ci-dessous montre l'orientation favorable des molécules au moment de la collision, la réaction étant $H_2 + C_2H_4 \rightarrow C_2H_6$. http://uel.unisciel.fr/chimie/cinet/cinet_ch05/co/apprendre_ch5_04.html
- L'animation présentée sur le site ci-dessous permet d'explorer des facteurs influençant la vitesse de réaction, par exemple, la concentration, l'énergie d'activation et l'orientation des molécules. <http://phet.colorado.edu/fr/simulation/reactions-and-rates>

Activités de laboratoire

Amener les élèves à découvrir d'un point de vue qualitatif les facteurs qui influent sur la vitesse d'une réaction plutôt que de réaliser un laboratoire de vérification. Il n'est pas nécessaire que les élèves fassent toutes les activités indiquées. L'enseignant peut choisir de faire plus d'une activité, si le temps le permet. Choisir les activités appropriées compte tenu du niveau de connaissances des élèves.



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

La première partie de cette activité porte sur l'effet de la concentration dans une réaction chimique. Faire réagir du bicarbonate de sodium avec des solutions de vinaigre de différentes concentrations. Inscrive le temps nécessaire pour que l'éprouvette soit remplie de dioxyde de carbone. Calculer la vitesse de réaction moyenne en mL/s pour chaque essai.

La deuxième partie illustre l'effet de la température sur la vitesse de réaction avec les mêmes réactifs que dans la partie 1, soit le bicarbonate de sodium et le vinaigre. Un gramme de NaHCO_3 réagit avec 10,0 mL de vinaigre, mais les deux réactifs doivent être à 10 °C avant d'être combinés. Répéter l'essai, mais avec les deux réactifs à environ 10 °C de plus que la température ambiante.

Enfin, la troisième partie de l'activité illustre l'effet des réactifs et de la surface de contact sur la vitesse de réaction. Utiliser le carbonate de calcium en poudre au lieu du bicarbonate de sodium; faire réagir CaCO_3 avec 10,0 mL de vinaigre. Noter le temps nécessaire pour remplir l'éprouvette de dioxyde de carbone. Calculer la vitesse de réaction moyenne en mL/s pour l'essai. Répéter l'essai, mais cette fois, utiliser 1 g de CaCO_3 au lieu du carbonate de calcium en poudre.

Demander aux élèves de commenter les effets de chaque facteur sur la vitesse de réaction. Si les élèves n'ont pas compris l'effet des facteurs dans leurs essais, faire des démonstrations. Au cours d'une discussion suivant le laboratoire, inviter les élèves à expliquer leurs observations par rapport à la théorie des collisions.

- **L'étude des vitesses de réaction** (voir *Chimie 12 STSE*, p. 388)

Cette activité permet aux élèves d'élaborer leur propre marche à suivre afin d'identifier les facteurs influant sur la vitesse de réaction.

- **Capter des bulles de gaz (concentration, température, surface de contact)**

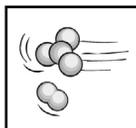
(voir @ l'annexe 12)

Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 13. Cette activité permet aux élèves d'élaborer leur propre marche à suivre afin d'étudier la réaction entre le carbonate de calcium et l'acide chlorhydrique.

- **Les facteurs influant sur la vitesse de réaction (concentration, température)**

(voir @ l'annexe 14)

Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 15. Cette activité est adaptée de l'expérience classique appelée « réaction de l'horloge à l'iode ». On fait réagir un excès d'iode avec de l'amidon pour obtenir un produit bleu-noir lorsque la réaction est terminée. Cette activité de laboratoire permettra aux élèves d'étudier les effets de la concentration et de la température sur la vitesse de réaction. À la partie A, les élèves font varier la concentration d'un des réactifs et mesurent le temps nécessaire pour que le changement de couleur se manifeste.



À la partie B, les élèves étudient le rôle de la température sur la vitesse d'une réaction en déclenchant la réaction dans des bains d'eau de température différente.

Les élèves doivent ensuite construire des graphiques pour illustrer leurs observations, tirer des conclusions sur les relations entre ces variables et expliquer leurs observations par rapport à la théorie des collisions.

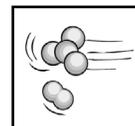
- **Facteurs qui ont une incidence sur la vitesse de réaction (concentration, nature des réactifs, température, catalyseur, surface de contact)** (voir @ l'annexe 16)

La partie A de ce laboratoire permet d'étudier l'effet de la nature des réactifs sur le temps de réaction. Faire réagir plusieurs métaux différents avec de l'acide chlorhydrique et demander aux élèves de noter leurs observations sur le temps de réaction. Les élèves étudient aussi l'effet de différentes solutions réagissant avec le magnésium métallique sur les temps de réaction.

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

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

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



Démonstrations**• Surface de contact et vitesse de réaction**

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

• Catalyseur et vitesse de réaction

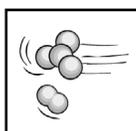
Cette démonstration a pour but d'observer l'effet d'un catalyseur sur la vitesse d'une réaction chimique. Dans un grand bécher, faire dissoudre 25 g de tartrate de sodium et de potassium (sel de Rochelle) dans 300 mL d'eau. Ajouter 100 mL d'une solution de 3 à 6 % de H₂O₂ au bécher. Faire chauffer la solution à 70 °C. Faire remarquer aux élèves l'absence de réaction. Ajouter le catalyseur, le chlorure de cobalt, au bécher. La solution vire au rose puis elle prend une couleur verdâtre (complexe tartrique de cobalt(II)). Une fois la réaction complétée, la couleur rose apparaît à nouveau dans la solution. Le chlorure de cobalt n'a pas disparu dans la réaction. Faire remarquer aux élèves que la solution à 70 °C n'a pas donné lieu à une réaction chimique tant que le catalyseur n'a pas été ajouté. Cette réaction est aussi décrite dans Chimie 11-12, p. 543.

Enseignement direct – facteurs qui ont une incidence sur la vitesse d'une réaction chimique

À partir de ces expériences de laboratoire, amener les élèves à conclure qu'une augmentation de température augmente la vitesse de réaction (diminue le temps de réaction), qu'une augmentation de la concentration du ou des réactifs augmente la vitesse de réaction, qu'une augmentation de la surface de contact augmente la vitesse de réaction, que la présence d'un catalyseur augmente aussi la vitesse de réaction et que la nature (le type) des réactifs a une incidence sur la vitesse de réaction. Souligner que la pression et le volume représentent un sous-ensemble de la concentration (voir *Chimie 12 STSE*, p. 372-374).

• Théorie des collisions et nature des réactifs

Dans certaines réactions chimiques, la rupture des liens et la formation de nouveaux liens entraînent une réorganisation des atomes. D'autres réactions sont le résultat de transfert d'électrons. La nature des réactifs a une incidence sur la vitesse de réaction. Les réactions comprenant des composés ioniques et des ions simples sont généralement plus rapides que celles qui comportent des composés moléculaires. Moins il y a de liens à briser, plus la réaction est rapide et plus les liens à briser sont faibles, plus la vitesse de réaction est grande. L'état des réactifs (solide, liquide ou gazeux) a aussi une influence sur la vitesse de réaction.

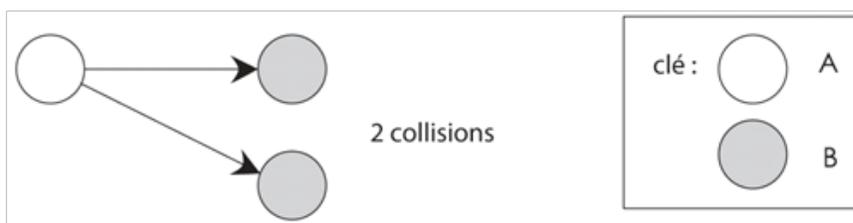


- **Théorie des collisions et surface de contact**

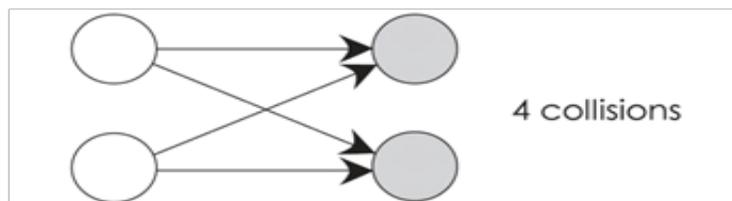
Dans les activités de laboratoire, les élèves auraient dû constater que l'augmentation de la surface de contact d'un solide augmente la vitesse de réaction. Les collisions ne peuvent se produire qu'à la surface des solides. Ainsi, une substance pulvérisée comme CaCO_3 réagira plus vite que de gros cristaux de CaCO_3 car la surface de contact avec les autres réactifs est plus grande.

- **Théorie des collisions et concentration**

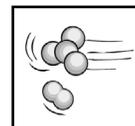
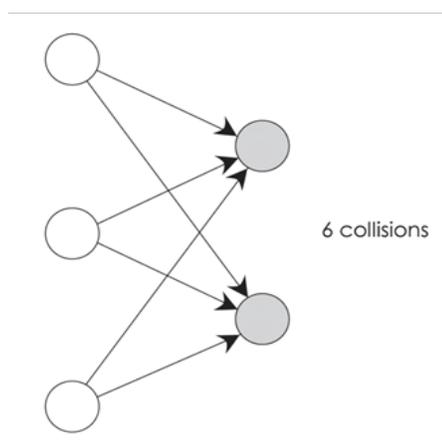
Selon la théorie des collisions, les particules doivent entrer en contact les unes avec les autres pour provoquer une réaction. Si la concentration d'un réactif est augmentée, la vitesse de réaction devrait augmenter aussi, puisqu'il y aura plus de molécules de ce réactif qui peuvent entrer en collision.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



Si la concentration du réactif A est doublée, quatre collisions sont possibles.



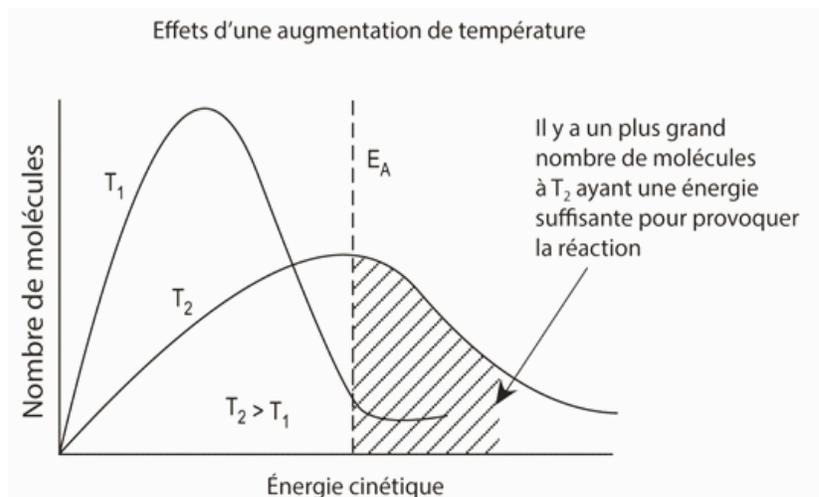
Si la concentration du réactif A est triplée, six collisions sont possibles.



En augmentant la fréquence des collisions possibles par l'augmentation de la concentration, on obtient une plus grande vitesse de réaction. (Animation : http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/livre_interactif_chimie/12_Suivi_temporel/Chocs_efficaces_2.swf)

- **Collisions efficaces et température**

Le graphique ci-dessous montre deux températures différentes et le nombre de molécules qui ont suffisamment d'énergie pour réagir. La surface ombrée sous les deux courbes indique que le nombre de molécules ayant suffisamment d'énergie d'activation est plus grand à T₂ (température plus élevée) qu'à T₁ (température plus faible). (Animation : http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/livre_interactif_chimie/12_Suivi_temporel/Chocs_efficaces.swf)



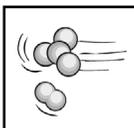
En fin

Inviter les élèves à répondre à nouveau aux questions de la section « En tête ». Leurs réponses ont-elles changé à la lumière des concepts étudiés durant ce bloc d'enseignement?

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à compléter un cadre de concept pour illustrer les facteurs ayant une influence sur la vitesse d'une réaction chimique (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23-11.26).



2

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

3

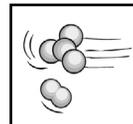
Demander aux élèves de remplir un cadre de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38).

4

Évaluer les habiletés en laboratoire (voir les  annexes 8 et 9 du regroupement 1).

5

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



Bloc D : Les diagrammes d'énergie potentielle

L'élève sera apte à :

- C12-3-07** tracer des diagrammes d'énergie potentielle pour des réactions endothermiques et exothermiques,
entre autres les vitesses relatives, l'effet d'un catalyseur, la chaleur de la réaction (variation de l'enthalpie);
RAG : D3
- C12-3-08** expliquer le concept du mécanisme de réaction,
entre autres l'étape déterminante de la vitesse;
RAG : D2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

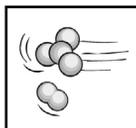
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Présenter la démonstration suivante aux élèves pour vérifier s'ils comprennent bien le concept d'énergie d'activation :

1. Faire rouler un ballon vers le haut d'un plan incliné de façon qu'il revienne vers le bas. Le ballon représente les réactifs qui n'ont pas suffisamment d'énergie d'activation pour produire un complexe activé.

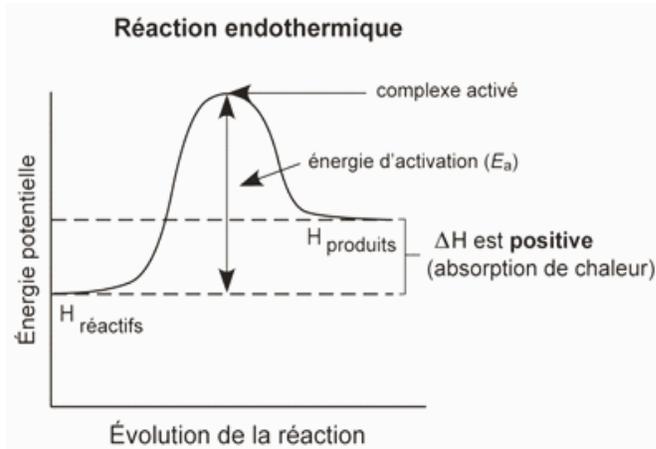
En 10^e année, les élèves se sont familiarisés avec l'énergie cinétique et l'énergie potentielle par rapport au mouvement. En chimie, 11^e année, ils ont utilisé la théorie moléculaire cinétique pour expliquer les propriétés des gaz.



2. Faire rouler un ballon vers le haut d'un plan moins incliné de façon qu'il dépasse le sommet du plan. Le plan ayant une pente plus douce représente l'ajout d'un catalyseur qui diminue l'énergie d'activation et permet à la réaction de se produire.

En quête

Enseignement direct - diagrammes d'énergie potentielle

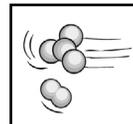


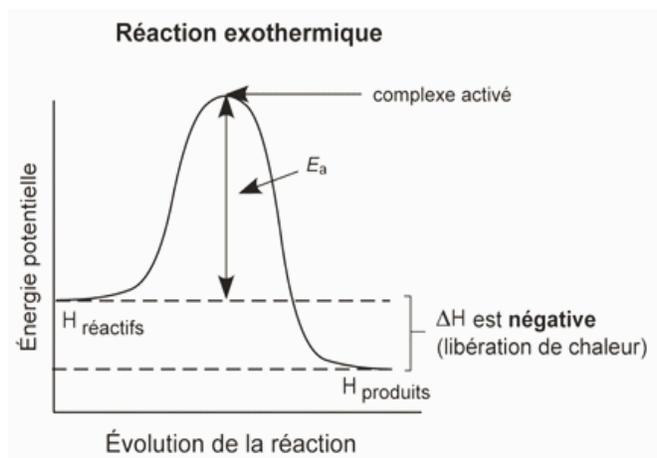
Une réaction endothermique est une réaction chimique qui absorbe de l'énergie du milieu environnant, énergie qui sera stockée dans les produits formés. Si on dissout du chlorure d'aluminium dans l'eau, on peut sentir au toucher que le bécher se refroidit.

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

Montrer aux élèves des diagrammes d'énergie potentielle associés à des réactions chimiques (voir *Chimie 12*, p. 292, *Chimie 11-12*, p. 498-499 ou *Chimie 12 STSE*, p. 366-371). Dans le diagramme montrant le mécanisme d'une réaction endothermique, les réactifs contiennent une certaine quantité d'énergie potentielle. À mesure que la réaction progresse de gauche à droite, l'énergie des molécules des réactifs augmente (c'est l'énergie d'activation). Si les réactifs ont suffisamment d'énergie pour atteindre le niveau du complexe activé, les liens peuvent se rompre et se réaligner et de nouvelles substances se forment. L'énergie des produits formés est supérieure à celle qu'avaient les réactifs. Cela signifie qu'il y a eu absorption d'énergie durant la réaction chimique. Si cette réaction s'était produite dans un bécher et si on avait touché l'extérieur du bécher avec les mains, on aurait eu une sensation de froid au toucher. La différence de chaleur de la réaction, ou variation d'enthalpie, est positive parce que l'énergie potentielle des produits est supérieure à l'énergie potentielle des réactifs au départ.

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

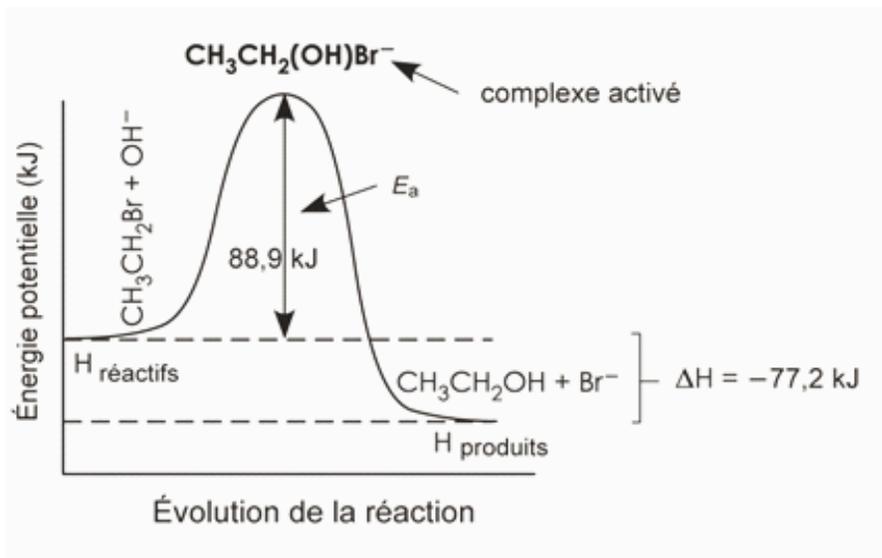




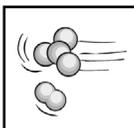
Une réaction exothermique est une réaction chimique qui provoque la libération d'énergie dans le milieu environnant. La combustion en est un exemple.

Montrer aux élèves un diagramme illustrant le mécanisme d'une réaction exothermique (voir *Chimie 12*, p. 292 ou *Chimie 11-12*, p. 498-499). Les réactifs contiennent une certaine quantité d'énergie potentielle. À mesure que la réaction progresse de gauche à droite, l'énergie des molécules des réactifs augmente (c'est l'énergie d'activation). Si les réactifs ont suffisamment d'énergie pour atteindre le niveau du complexe activé, les liens peuvent se rompre et se réaligner et de nouvelles substances se forment. L'énergie des produits formés est inférieure à celle qu'avaient les réactifs. Cela signifie qu'il y a eu libération d'énergie durant la réaction chimique. Si cette réaction s'était produite dans un bécher et si on avait touché l'extérieur du bécher avec les mains, on aurait eu une sensation de chaleur au toucher.

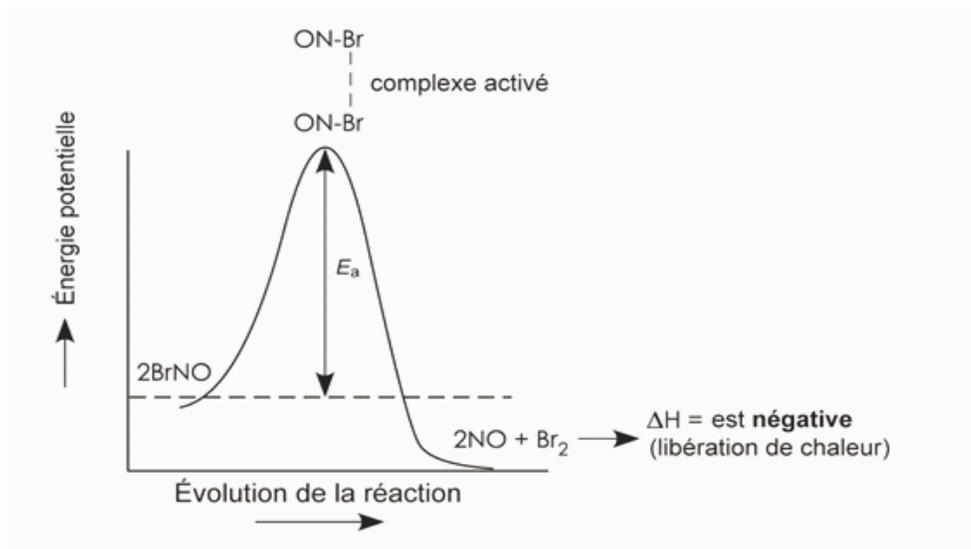
$$\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}} = \text{valeur négative} = \text{libération de chaleur}$$



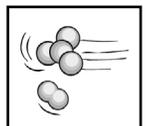
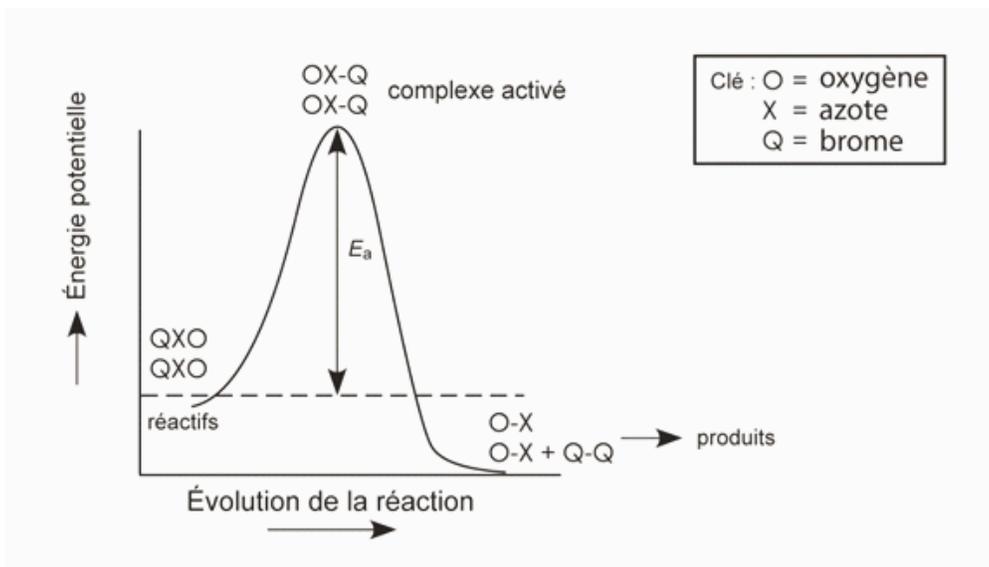
À partir du diagramme illustrant la réaction $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{Br}^-$, demander aux élèves d'indiquer la valeur de l'énergie potentielle des réactifs, l'énergie potentielle des produits, l'énergie d'activation, la position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



Le diagramme d'énergie potentielle pour la réaction $2\text{BrNO} \rightarrow 2\text{NO} + \text{Br}_2$ montre l'état de transition où se fait le réarrangement des molécules d'azote, de brome et d'oxygène pour former les produits.



Voici le diagramme de l'énergie potentielle qui serait tracé pour la réaction chimique qu'on vient de voir, à l'échelle moléculaire.



Vitesses relatives

Utiliser des diagrammes d'énergie potentielle pour montrer aux élèves la façon dont on peut déterminer si une réaction est rapide ou lente.

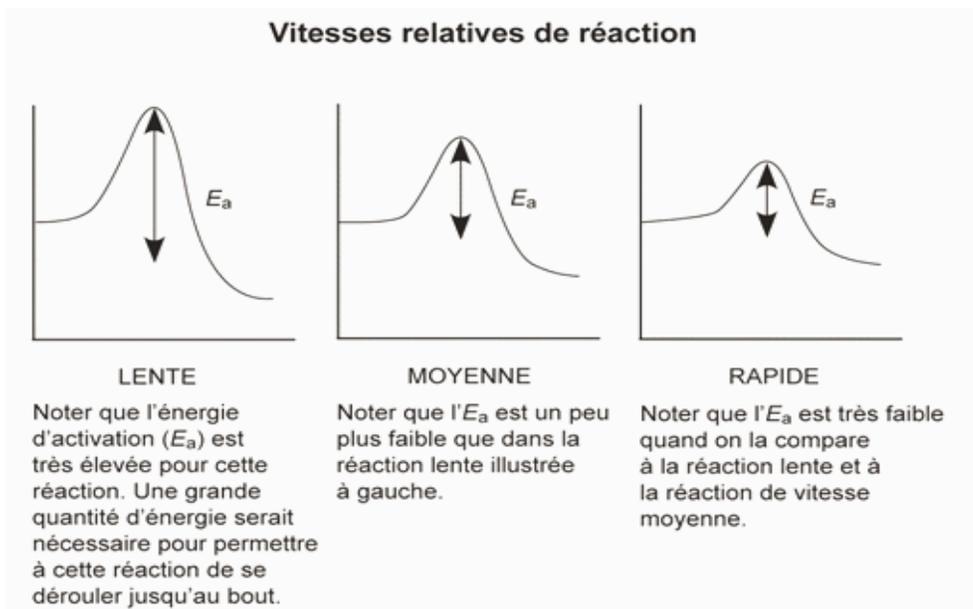
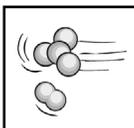
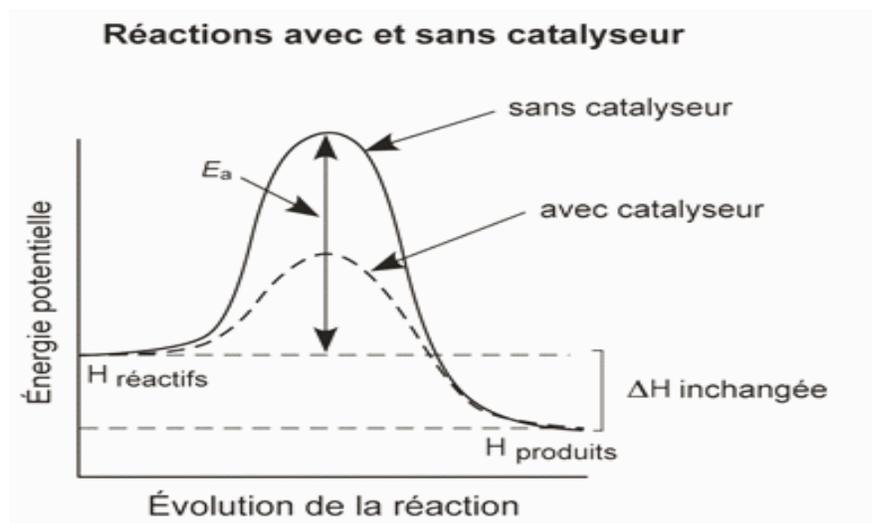
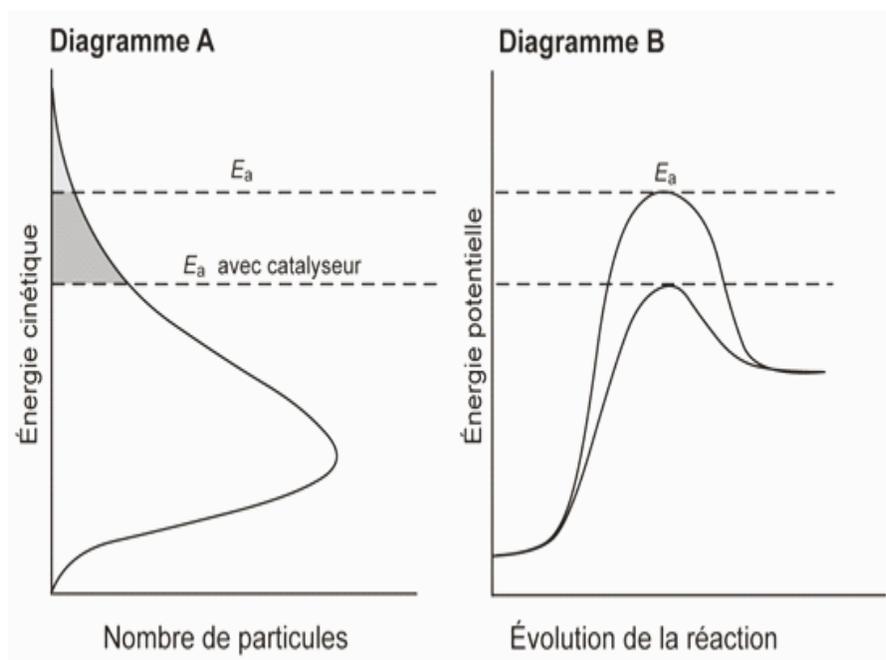


Diagramme de l'énergie potentielle dans une réaction avec catalyseur ajouté



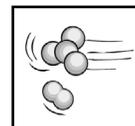
Présenter aux élèves le diagramme d'énergie potentielle à la page précédente où sont illustrées une réaction non catalysée et une réaction catalysée. À partir des activités de laboratoire de la section C12-3-05, les élèves devraient conclure que lorsqu'un catalyseur est ajouté à une réaction chimique, la vitesse de réaction augmente (le temps de réaction est plus court). Ils devraient également noter que le diagramme indiquant la présence d'un catalyseur montre une énergie d'activation inférieure à celle qui est nécessaire, et que la chaleur de réaction ne change pas, ce qui signifie que la variation d'enthalpie est nulle (voir *Chimie 12*, p. 302, *Chimie 11-12*, p. 536-538 ou *Chimie 12 STSE*, p. 374).



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

Enseignement direct - l'étape déterminante d'une réaction (voir *Chimie 12*, p. 297-299 ou *Chimie 12 STSE*, p. 383-386)

Présenter aux élèves une analogie (faire la vaisselle après dîner) pour montrer le concept d'étape déterminante d'une réaction chimique. Ce processus se fait en plusieurs étapes : enlever les couverts, remplir l'évier d'eau savonneuse, placer la vaisselle dans l'évier, laver les plats, essuyer les plats, ranger la vaisselle, vider l'évier et essuyer les surfaces.



Inviter les élèves à se pencher sur les questions suivantes :

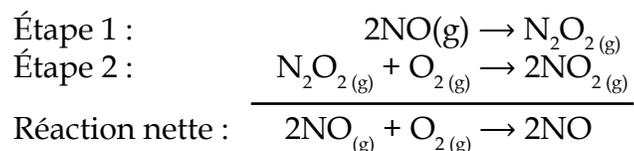
- Si deux personnes enlèvent les couverts, une personne remplit l'évier d'eau et lave la vaisselle et deux personnes essuient les plats et rangent la vaisselle, quelle étape va déterminer la vitesse de réaction?
- Décrivez l'effet si une autre personne :
 - enlevait les couverts;
 - lavait la vaisselle;
 - séchait et rangeait la vaisselle.

Rappeler aux élèves qu'une équation chimique équilibrée ne nous renseigne pas beaucoup sur les différentes étapes de la réaction chimique, tout comme la vitesse moyenne d'une voiture (p. ex., 100 km/h) ne nous dit pas grand-chose au sujet des différentes vitesses que le conducteur a atteintes durant un voyage de deux heures.

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

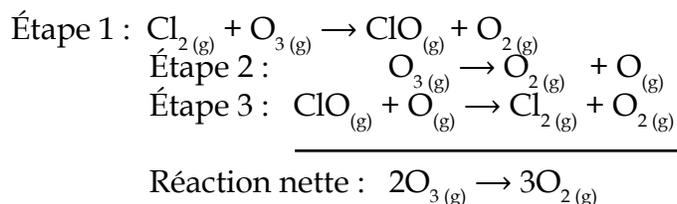
Pour la réaction $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(g)}$, les données expérimentales montrent que NO_2 n'est pas formé directement à la suite des collisions des particules de NO et d' O_2 , car on peut détecter N_2O_2 au cours de la réaction.

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

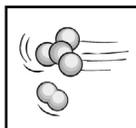


Comme N_2O_2 apparaît dans le mécanisme de réaction, mais pas dans l'équation chimique globale, on dit qu'il est **intermédiaire**.

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



Dans l'exemple ci-dessus, $\text{Cl}_{2(g)}$ est un catalyseur et $\text{ClO}_{(g)}$ est un intermédiaire. Les processus élémentaires les plus lents détermineront la vitesse de réaction. C'est ce qu'on appelle l'étape cinétiquement déterminante.

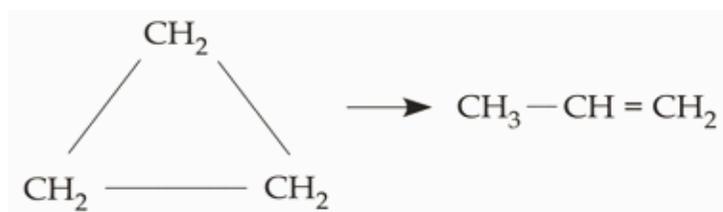


On peut utiliser des analogies pour illustrer le concept de l'étape cinétiquement déterminante, par exemple, la vaisselle, où l'étape la plus longue (le lavage des plats) serait l'étape cinétiquement déterminante. Amener les élèves à reconnaître que les efforts visant à accélérer les autres étapes n'ont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

La molécularité d'une réaction désigne le nombre de particules en jeu dans une étape élémentaire. Les molécules peuvent être du même type ou de types différents. L'étape élémentaire peut comprendre une seule particule (unimoléculaire), deux particules (bimoléculaire) ou trois particules (trimoléculaire). Il est possible d'utiliser les étapes élémentaires d'une réaction pour déduire une loi de vitesse (étudiée au RAS C12-3-09).

Exemples d'étapes élémentaires

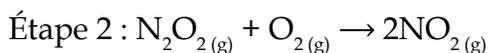
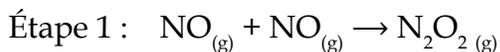
1. Unimoléculaire : conversion du cyclopropane en propène



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

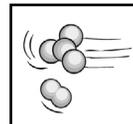
2. Bimoléculaire : production de dioxyde d'azote

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



3. Trimoléculaire :

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



En fin

1

Inviter les élèves à utiliser la théorie des collisions et des diagrammes d'énergie cinétique et d'énergie potentielle pour expliquer leurs observations découlant des laboratoires du bloc d'enseignement précédent. Demander aux élèves d'expliquer aussi ce qui se passe à l'échelle moléculaire.

2

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

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'interpréter des diagrammes d'énergie potentielle et de dessiner des diagrammes d'énergie potentielle à partir de données fournies. On s'attend à ce que les élèves puissent dessiner un diagramme d'énergie potentielle et indiquer sur leur diagramme la quantité d'énergie potentielle que recèlent les réactifs et les produits, l'énergie d'activation nécessaire, le complexe activé, l'étape déterminante et la variation d'enthalpie ou chaleur de réaction, c.-à-d. la quantité de chaleur absorbée (réaction endothermique) ou libérée (réaction exothermique).

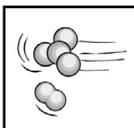
2

Proposer aux élèves d'interpréter des diagrammes d'énergie potentielle en répondant aux questions suivantes :

- *Lesquels des réactifs ou des produits se trouvent au niveau d'énergie le plus élevé?*
- *L'énergie est-elle absorbée ou libérée à la fin de la réaction?*
- *Une fois que le complexe activé est formé, est-ce que la réaction donne toujours lieu à la formation de produits?*
- *Quelle étape du mécanisme de réaction est l'étape déterminante?*

3

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



Bloc E : La loi d'une vitesse de réaction

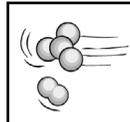
L'élève sera apte à :

- C12-3-09** déterminer la loi de vitesse d'une réaction chimique à partir de données expérimentales,
entre autres les réactions d'ordre 0, 1 ou 2, les graphiques de la vitesse en fonction de la concentration;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots.
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggéréesEn têteInviter les élèves à examiner le tableau ci-dessous pour la réaction $A \rightarrow B$:

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

- *Quelle est la relation entre la concentration initiale de A et la vitesse initiale de la réaction?*
(Les élèves peuvent indiquer, par exemple, qu'à mesure que la concentration augmente, la vitesse initiale augmente aussi. C'est un rapport proportionnel.)



En quête

Enseignement direct - la loi de vitesse

La loi de vitesse différenciée est déterminée par la méthode des vitesses initiales, alors que pour la loi de vitesse intégrée, on utilise la variation de la concentration en fonction du temps pour déterminer la vitesse. Éviter d'utiliser la loi de vitesse intégrée, car elle demande trop de calculs. Insister sur l'utilité de se servir de la méthode des vitesses initiales. Un point majeur à se rappeler est que les composantes de la loi de vitesse doivent être déterminées par voie expérimentale et non par l'usage de la stœchiométrie de la réaction (voir *Chimie 12*, p. 278-284 ou *Chimie 12 STSE*, p. 380-383).

Pour la réaction étudiée à la section « En tête », on peut écrire le rapport comme suit :

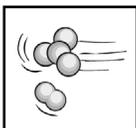
$$\text{vitesse} \propto [A]^x$$

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

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

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

Dans ce cas, x est égal à 1.



Exemple de problème

Pour la réaction $\text{NO}_{2(g)} + \text{CO}_{(g)} \rightarrow \text{NO}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)}$, on obtient les données suivantes. Détermine la loi de vitesse globale pour cette réaction.

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

Solution :

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

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

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

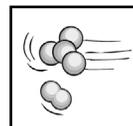
En multipliant la concentration par 4, le temps de réaction est divisé par 16.
Cela signifie que la vitesse est proportionnelle au carré de la concentration de NO₂.
La réaction est du deuxième ordre relativement à NO₂.

La loi de vitesse serait la suivante : vitesse = k[NO₂]²

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

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

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



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

La loi de vitesse devrait être : $vitesse = k[NO_2]^2 [CO]^0 = k [NO_2]^2 (1) = k[NO_2]^2$

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

Tableau récapitulatif

Incidence de la variation de concentration et de l'ordre de réaction sur la vitesse :

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

Activité de laboratoire

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

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

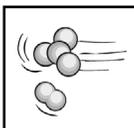
En fin

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

Stratégies d'évaluation suggérées

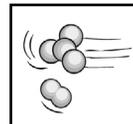
1

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



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire - La cinétique.....	3.50
ANNEXE 2 : Vitesse de réaction	3.53
ANNEXE 3 : Mesurer la vitesse de réaction.....	3.59
ANNEXE 4 : Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique	3.60
ANNEXE 5 : Expérience - Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique.....	3.62
ANNEXE 6 : Exercice - La cinétique	3.65
ANNEXE 7 : La cinétique - Renseignements pour l'enseignant.....	3.67
ANNEXE 8 : Exercice 2 - La cinétique	3.71
ANNEXE 9 : Exercice 2 - Corrigé	3.73
ANNEXE 10 : Problèmes de cinétique chimique.....	3.77
ANNEXE 11 : Problèmes de cinétique chimique - Corrigé	3.79
ANNEXE 12 : Expérience - Capturer des bulles de gaz	3.83
ANNEXE 13 : Capturer des bulles de gaz - Renseignements pour l'enseignant	3.87
ANNEXE 14 : Expérience - Facteurs influant sur la vitesse de réaction.....	3.89
ANNEXE 15 : Facteurs influant sur la vitesse de réaction - Renseignements pour l'enseignant.....	3.91
ANNEXE 16 : Expérience - Facteurs influant sur la vitesse de réaction.....	3.94
ANNEXE 17 : Facteurs influant sur la vitesse de réaction - Renseignements pour l'enseignant.....	3.96



ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – La cinétique*

FEUILLE A

1. Explique pourquoi les pommes de terre provenant de compagnies telles que McDonald's sont coupées en frites qui sont longues et minces plutôt que courtes et épaisses.

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

2. Pourquoi entreposer du diluant pour peinture ou de l'essence dans une cabane de jardin est-il plus dangereux en été qu'en hiver?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

3. Pourquoi le couvercle sur un tube de balles de tennis peut-il s'ouvrir accidentellement plus facilement lorsqu'il fait chaud?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

4. Tu as le choix de remplir un tube de balles de tennis avec de l'eau ou de l'essence. Lequel choisirais-tu pour faire sauter plus facilement le couvercle? Pourquoi?

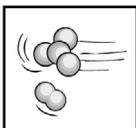
Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

5. Pourquoi la poudre de cacao se dissout-elle plus facilement dans du lait chaud que dans du lait froid?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :



ANNEXE 1 : Entrevue avec un partenaire – La cinétique (suite)*

FEUILLE B

1. La température corporelle est d'environ 37 °C. Pourquoi cette température est-elle idéale pour le bon fonctionnement de l'organisme? Pourquoi ne pourrait-elle pas être plus basse?

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

2. Les pastilles Alka Seltzer^{MC} réagissent rapidement avec l'eau. Explique comment on peut ralentir cette réaction.

Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

3. Pourquoi les fruits ont-ils l'air si frais lorsqu'on les achète, mais se dégradent si rapidement lorsqu'on les place dans un bol à fruits?

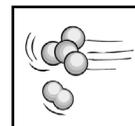
Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

4. Fred achète du peroxyde d'hydrogène. Il remarque qu'après trois mois d'entreposage dans une armoire, le peroxyde s'est transformé en eau et a perdu ses propriétés antiseptiques. Explique ce qui est arrivé et ce que Fred aurait pu faire pour que le peroxyde « dure » plus longtemps.

Ma réponse :

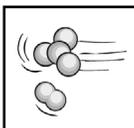
Réponse de mon/ma partenaire :



5. On utilise la levure pour fabriquer du pain. Pourquoi la pâte lève-t-elle plus rapidement à température élevée qu'à basse température?
Ma réponse :

Réponse de mon/ma partenaire :

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



ANNEXE 2 : Vitesse de réaction*

Introduction

Cette activité de laboratoire te permettra d'observer quelques changements chimiques et physiques afin de mieux comprendre la vitesse de réaction. La variation de la quantité de réactifs ou de produits dans une réaction en fonction du temps s'appelle la vitesse de réaction. Dans les deux cas, les changements physiques et chimiques se produisent à l'échelle moléculaire et ces changements peuvent être observés à l'échelle macroscopique. Lorsque les changements se produisent lentement à l'échelle macroscopique, les changements moléculaires qui entraînent la formation de produits à partir de réactifs sont lents eux aussi. À l'inverse, lorsque la variation est beaucoup plus rapide à l'échelle macroscopique, cela veut dire que les changements qui se produisent à l'échelle moléculaire sont plus rapides. Cette activité te permettra d'examiner des méthodes simples permettant de mesurer la vitesse de réaction, de déterminer si les taux sont constants ou non et de comprendre ce qui se passe à l'échelle moléculaire lorsque ces changements se produisent.

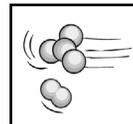
1. La vitesse d'une réaction de combustion

Matériel

- chronomètre ou montre
- chandelle sur un verre de montre
- allumette
- balance électronique

Démarche

1. Règle la balance à zéro.
2. Place la chandelle fixée au verre de montre sur la balance.
3. Note la masse de la chandelle dans le tableau ci-dessous.
4. Allume la chandelle et note sa masse à toutes les 10 secondes pendant au moins 4 minutes.

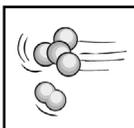


Observations

Temps (s)	Masse (g)	Variation de la masse (g)	Temps (s)	Masse (g)	Variation de la masse (g)
0		S/O	130		
10			140		
20			150		
30			160		
40			170		
50			180		
60			190		
70			200		
80			210		
90			220		
100			230		
110			240		
120					

Analyse

- Sers-toi des données recueillies pour déterminer le changement de masse de la chandelle pour chaque intervalle de 10 secondes.
- Écris l'équation équilibrée pour la réaction de combustion de la cire ($C_{25}H_{52}$).
- En te référant aux réactifs et produits de la réaction, explique ce qui se passe à l'échelle moléculaire.
- Examine la variation de la masse de la chandelle durant les 4 minutes.
 - Que représente ce changement de masse à l'échelle moléculaire?
 - La chandelle brûle-t-elle à un taux constant? Explique.
 - Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel la chandelle brûle plus rapidement? Encerle cet intervalle dans le tableau.
 - Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel la chandelle brûle plus lentement? Encerle cet intervalle dans le tableau.
 - Calcule la vitesse de combustion (par minute) pour cette réaction :
 - pour la première minute;
 - pour la deuxième minute;
 - pour toute la durée de l'expérience.
 - Trace un graphique représentant la variation de la masse de la chandelle durant sa combustion. Sur le graphique, encerle la section qui représente :
 - la combustion la plus lente;
 - la combustion la plus rapide;
 - une vitesse de combustion constante.



- 5) Habituellement, cette réaction de combustion se déroule à une vitesse constante. La chandelle commence peut-être à brûler lentement, mais la vitesse de combustion augmente jusqu'à ce qu'elle soit constante et demeure constante jusqu'à ce que la combustion soit terminée. Explique ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsque la chandelle brûle lentement au début de la réaction et ensuite brûle plus rapidement jusqu'à ce que la réaction se déroule à vitesse constante.
- 6) Lorsqu'on inverse un bécher sur la chandelle, la taille de la flamme diminue puis la flamme s'éteint. Explique ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsque la flamme de la chandelle diminue, puis cesse de brûler.

2. Le taux d'évaporation

Nota : cette expérience devrait être faite sous une hotte.

Matériel

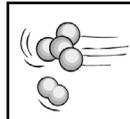
- balance électronique
- boîte de Pétri
- liquide volatil (p. ex., éthanol, hexane)
- cylindre gradué de 5 mL

Démarche

1. Place la boîte de Pétri sur la balance.
2. Ajoute 5 mL d'éthanol sur la boîte de Pétri.
3. Note la masse de l'éthanol et de la boîte dans le tableau ci-dessous.
4. Note la masse de l'éthanol et de la boîte toutes les 10 secondes pendant au moins 3 minutes.

Observations

Temps (s)	Masse (g)	Variation de la masse (g)	Temps (s)	Masse (g)	Variation de la masse (g)
0		S/O	100		
10			110		
20			120		
30			130		
40			140		
50			150		
60			160		
70			170		
80			180		
90					



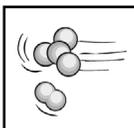
Analyse

1. Sers-toi des données recueillies pour calculer la variation de la masse pour chaque intervalle de 10 secondes.
2. Écris l'équation équilibrée pour l'évaporation de l'éthanol (C_2H_5OH).
3. Explique où et comment le changement d'état se produit à l'échelle moléculaire lorsque l'éthanol s'évapore (tu peux dessiner ce processus).
4. Examine la variation de la masse pendant les 3 minutes.
 - a) Que représente cette variation?
 - b) Est-ce que l'éthanol s'évapore à une vitesse constante?
 - c) Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel l'éthanol s'évapore plus rapidement? Encerle cet intervalle de temps dans le tableau.
 - d) Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel l'éthanol s'évapore plus lentement? Encerle cet intervalle de temps dans le tableau.
 - e) Calcule la vitesse d'évaporation (en g/min) :
 - i. pour la première minute;
 - ii. pour la deuxième minute;
 - iii. pour la troisième minute;
 - iv. pour les 3 minutes.
 - f) Trace un graphique représentant la variation de la masse de l'éthanol pendant les 3 minutes. Sur le graphique, encerle la section qui représente :
 - i. l'évaporation la plus lente;
 - ii. l'évaporation la plus rapide;
 - iii. une vitesse d'évaporation constante.
3. Habituellement, l'évaporation se fait à une vitesse constante. Explique ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsque l'alcool s'évapore à une vitesse constante.
4. Explique ce qui se produirait à l'échelle moléculaire s'il y avait une hausse soudaine de température.

3. Réaction entre le carbonate de calcium et l'acide chlorhydrique

Matériel

- ballon
- règle en plastique
- ficelle
- morceaux de carbonate de calcium
- cylindre gradué
- acide chlorhydrique dilué
- fiole d'Erlenmeyer



Démarche

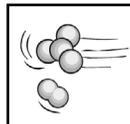
1. Verse 50 mL d'acide dans la fiole.
2. Étire le ballon afin qu'il puisse se gonfler facilement.
3. Trace une ligne à l'aide de la règle et d'un stylo au niveau de la partie la plus large du ballon non gonflé.
4. Mesure le diamètre du ballon à l'aide de la règle.
5. Place 5 éclats de carbonate de calcium dans la fiole et place immédiatement le ballon sur l'ouverture. Lorsque le ballon se met à gonfler, mesure son diamètre toutes les 10 secondes à l'aide de la ficelle jusqu'à ce que tout le carbonate de calcium ait réagi. Note ces données dans le tableau ci-dessous.

Observations

Temps (s)	Diamètre (mm)	Variation du diamètre (mm)	Temps (s)	Diamètre (mm)	Variation du diamètre (mm)
0					
10					
20					
30					

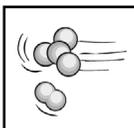
Analyse

1. Sers-toi des données recueillies pour calculer le changement de diamètre du ballon pendant la réaction.
2. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique.
3. Examine le changement de diamètre du ballon pendant la réaction.
 - a) Que représente le changement de diamètre? Explique ce qui se produit à l'échelle moléculaire.
 - b) La réaction se déroule-t-elle à une vitesse constante? Explique ta réponse.
 - c) Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel la réaction se fait plus rapidement? Encerle cet intervalle dans le tableau.
 - d) Y a-t-il un intervalle de temps pendant lequel la réaction se fait plus lentement? Encerle cet intervalle dans le tableau.
 - e) Calcule la vitesse de réaction (mm/min) :
 - i. pour la première minute;
 - ii. pour la deuxième minute;
 - iii. pour la troisième minute;
 - iv. pour toute la réaction.



- f) Trace un graphique du changement de diamètre en fonction du temps.
- g) S'il y avait une augmentation soudaine de la concentration d'acide chlorhydrique, explique pourquoi, à l'échelle moléculaire, la vitesse de réaction augmenterait.

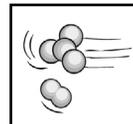
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, «< Introducing Reaction Rates - Introductory Lab Activities C12-3-01 >>, *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 3 : Mesurer la vitesse de réaction*

1. Écris la réaction entre l'acide chlorhydrique et le magnésium. Comment pourrais-tu mesurer la vitesse de réaction pour une réaction complète entre ces deux substances? Y a-t-il d'autres façons de mesurer la vitesse?
2. Écris la réaction pour le fer qui rouille. Comment pourrais-tu mesurer la vitesse de cette réaction? Quelles unités seraient utilisées pour représenter cette vitesse de réaction?
3. Imagine un fruit qui se décompose. Comment pourrais-tu mesurer la vitesse de cette réaction?
4. Écris la réaction chimique d'une pastille d'Alka-Seltzer^{MC} (composé principalement de carbonate de calcium) dans de l'acide chlorhydrique. Comment pourrais-tu mesurer la vitesse de la réaction pour une pastille? Quelles unités seraient utilisées pour représenter cette vitesse de réaction?

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Measuring Reaction Rates C12-3-02 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 4 : Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique

Introduction

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

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

ou

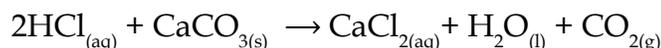
$$\text{vitesse moyenne} = \frac{\text{quantité finale} - \text{quantité initiale}}{\text{temps final} - \text{temps initial}}$$

La vitesse instantanée d'une réaction à tout moment « t » peut être déterminée de façon approximative en traçant la tangente à la courbe au moment t , puis en déterminant la pente de la tangente.

Objectif

Cette expérience te permettra de mesurer la perte de masse d'un réactif à plusieurs reprises au cours d'une réaction chimique. Tu pourras ensuite calculer la vitesse moyenne et les vitesses instantanées de la réaction.

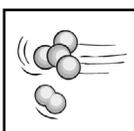
La réaction à étudier est la suivante :



Tu vas mesurer la perte de masse de cette réaction à mesure que le dioxyde de carbone produit s'échappe d'un contenant ouvert dans l'atmosphère.

Démarche

1. Place 100 mL d'une solution de HCl à 3 mol/L dans un bécher de 600 mL.
Trouve la masse du bécher et de l'acide, et la masse de 10 gros cristaux de CaCO₃.
N'ajoute pas le CaCO₃ à l'acide tout de suite.
2. Laisse le bécher sur la balance et ajoute le CaCO₃ à l'acide. Inscris la masse du bécher avec l'acide et le CaCO₃ toutes les 30 secondes, pendant 20 minutes.



Questions

1. Détermine la masse de CO₂ produite à chaque intervalle.

Nota : la masse de CO₂ est égale à la masse perdue pendant cet intervalle.

$$\begin{aligned} \text{masse de CO}_2 (t = 30 \text{ s}) &= \text{masse initiale} - \text{masse} (t = 30 \text{ s}) \\ \text{masse de CO}_2 (t = 5 \text{ min}) &= \text{masse initiale} - \text{masse} (t = 5 \text{ min}) \end{aligned}$$

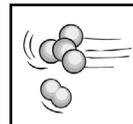
2. Détermine la vitesse moyenne pour les intervalles ci-dessous.

- toute la période de 20 minutes
- les 5 premières minutes
- entre 5 minutes et 15 minutes
- les 5 dernières minutes

3. Trace un graphique de la masse de CO₂ produite en fonction du temps de réaction.

4. Utilise la méthode de la tangente pour déterminer la vitesse instantanée à 1 minute, à 5 minutes, à 15 minutes et à 20 minutes.

5. Explique pourquoi la vitesse change de cette façon au fil du temps.



ANNEXE 5 : Expérience – Détermination graphique de la vitesse d'une réaction chimique***Introduction**

Une réaction chimique est une transformation de réactifs en produits. En chimie, la vitesse d'une réaction correspond au temps nécessaire aux réactifs pour se transformer en produits. Lorsque des changements chimiques se produisent à l'échelle moléculaire, on peut observer des changements à l'échelle macroscopique. Lorsque ces changements sont lents à l'échelle macroscopique, ils sont également lents à l'échelle moléculaire, et lorsque les changements sont rapides à l'échelle macroscopique, ils sont rapides à l'échelle moléculaire.

Objectif

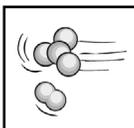
Cette activité de laboratoire te permettra de mesurer la vitesse d'une réaction chimique, de déterminer si le taux de changement est constant et de réfléchir à ce qui se produit à l'échelle moléculaire lorsque ces changements surviennent. Tu calculeras aussi la vitesse de la réaction à l'aide d'un graphique.

Matériel

- cylindre gradué
- stylo
- règle en plastique
- cristaux de carbonate de calcium ou une pastille Tums extra-forte (les Tums « réguliers » ont une faible concentration de carbonate de calcium et ne sont donc pas suffisamment réactifs)
- chronomètre
- acide chlorhydrique (1 mol/L)
- détergent
- balance électronique (optionnel)

Démarche

1. Verse 20 mL d'acide chlorhydrique 1 mol/L dans un cylindre gradué.
2. Ajoute 10 gouttes de détergent à l'acide et fais tourbillonner le cylindre pour bien dissoudre le détergent dans l'acide. Évite de créer de la mousse.
3. Place un gros cristal de carbonate de calcium ou une pastille Tums dans le cylindre et note immédiatement le niveau initial de la solution. Le carbonate de calcium commencera immédiatement à réagir et le gaz libéré sera capté dans des bulles de savon.
4. Toutes les 10 secondes, mesure la hauteur des bulles de savon à l'aide de la règle. Continue jusqu'à ce que la réaction cesse. Il est probable que le niveau d'acide diminue pendant la réaction. Mesure l'accumulation TOTALE des bulles pour chaque mesure, car le niveau « 0 » va changer. Note ces observations dans le tableau de la prochaine page.



5. Une fois la réaction terminée, détermine la variation de la hauteur des bulles pour chaque intervalle de 10 secondes et note cette mesure dans le tableau de données.

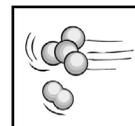
Observations

Temps (s)	Hauteur des bulles (mm)	Variation de la hauteur (mm)	Temps (s)	Hauteur des bulles (mm)	Variation de la hauteur (mm)
0	0	S.O.			
10					
20					

1. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction.
2. Que signifie la variation de la hauteur des bulles dans le cylindre gradué par rapport à l'équation chimique de la réaction?
3. Trace un graphique du volume de dioxyde de carbone produit en fonction du temps.

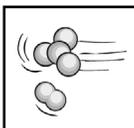
Analyse

1. Examine le graphique. Tu t'attendais peut-être à observer une pente plutôt élevée au début de la réaction. Explique pourquoi la vitesse de réaction était plutôt lente initialement.
2. La réaction se déroule-t-elle à une vitesse constante? Explique pourquoi ou pourquoi pas.
3. Y a-t-il un intervalle de temps durant lequel la réaction se fait plus rapidement? Encerle cet intervalle dans le graphique.
4. Y a-t-il un intervalle de temps durant lequel la réaction se fait plus lentement? Encerle cet intervalle dans le graphique.
5. Calcule la vitesse moyenne de réaction pour les intervalles ci-dessous :
 - a) première minute;
 - b) deuxième minute;
 - c) troisième minute;
 - d) intervalle de temps durant lequel la réaction est la plus rapide;
 - e) intervalle de temps durant lequel la réaction est la plus lente;
 - f) toute la durée de la réaction.



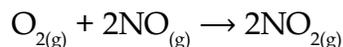
6. À l'aide de la méthode de tangente, calcule la vitesse instantanée de la réaction au point sur la courbe où la réaction est la plus lente.
7. À l'aide de la méthode de tangente, calcule la vitesse instantanée de la réaction au point sur la courbe où la réaction est la plus rapide.
8. Explique ce qui se produit au cours de la réaction à l'échelle particulière en te référant à l'équation de la réaction.
9. S'il y avait une augmentation soudaine de la température de l'acide (p. ex., si on le plaçait dans un bain d'eau chaude), explique pourquoi, à l'échelle moléculaire, la réaction se ferait plus rapidement.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Graphical Determination of the Rate of a Chemical Reaction C12-3-03 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011).
Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 6 : Exercice – La cinétique

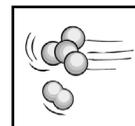
Une chimiste étudie la formation de dioxyde d'azote à partir de monoxyde d'azote et d'oxygène. L'équation équilibrée de la réaction est la suivante :



La chimiste a mesuré la concentration des trois gaz à divers intervalles de temps. Les données obtenues sont présentées ci-dessous.

Temps (min)	Concentration (mol/L)		
	[O ₂]	[NO]	[NO ₂]
0	0,000 343	0,000 514	0
2	0,000 317	0,000 461	0,000 053
4	0,000 289	0,000 406	0,000 108
6	0,000 271	0,000 368	0,000 146
10	0,000 242	0,000 311	0,000 204
16	0,000 216	0,000 259	0,000 256
26	0,000 189	0,000 206	0,000 308
41	0,000 167	0,000 162	0,000 353
51	0,000 158	0,000 143	0,000 372
61	0,000 150	0,000 127	0,000 387
71	0,000 144	0,000 116	0,000 399

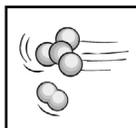
- Trace un graphique représentant ces données. Place les concentrations de gaz sur l'axe des y (ordonnées) et le temps sur l'axe des x (abscisses). La vitesse moyenne peut être calculée pour une période donnée en reliant par une ligne droite deux points sur la courbe et en déterminant la pente de cette droite. La vitesse instantanée est déterminée en traçant une tangente à la courbe à un point donné et en déterminant la pente de cette tangente.
- Quelles sont la vitesse de réaction moyenne de l'oxyde d'azote et de l'oxygène et la vitesse de formation moyenne du dioxyde d'azote au cours des 71 minutes de la réaction? Détermine la vitesse pour chaque substance.



3. Quelles sont la vitesse moyenne de disparition de NO et d'O₂ et la vitesse moyenne de production de NO₂ pendant les 10 premières minutes et les 10 dernières minutes?
4. À l'aide du graphique, trouve la vitesse instantanée de disparition d'O₂ et de NO et la vitesse instantanée de formation de NO₂ à 4 minutes et à 41 minutes du début de l'expérience.

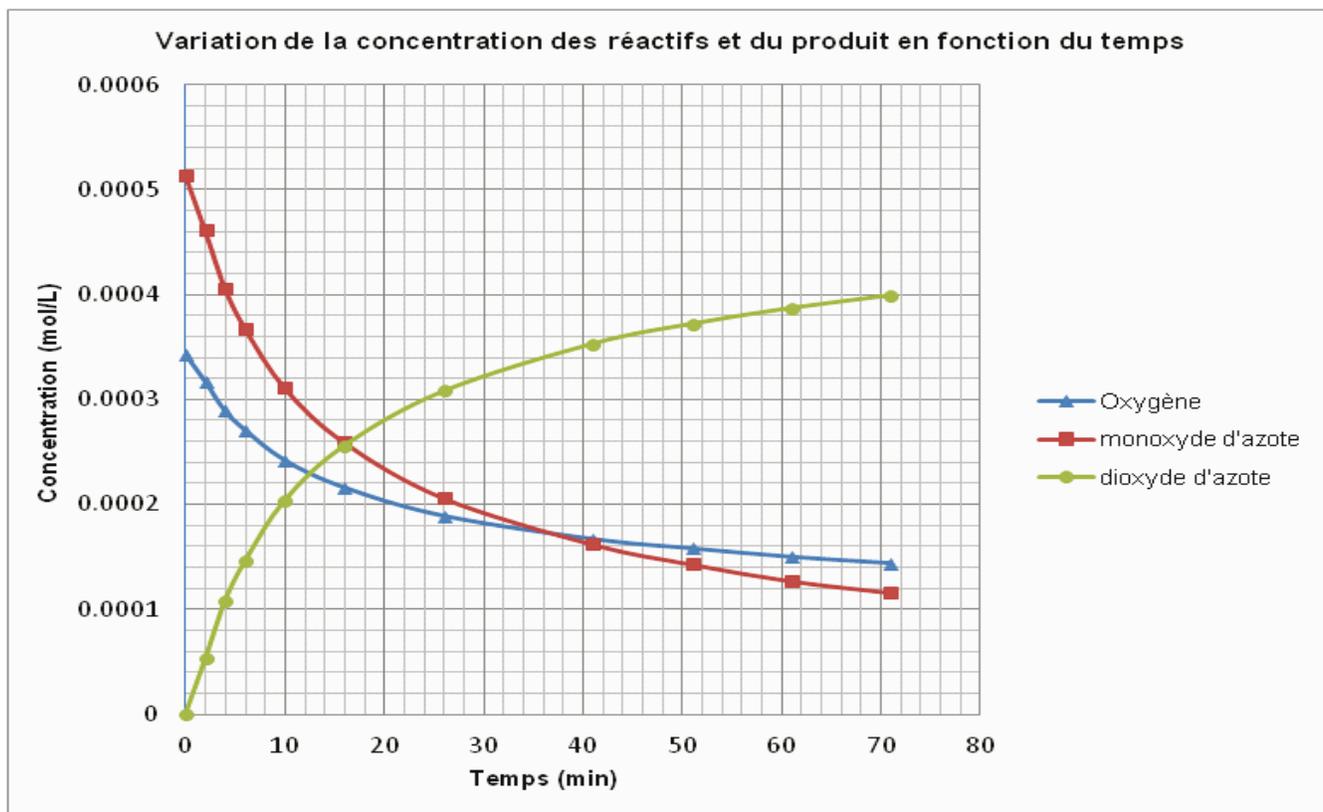
Explique pourquoi la vitesse change.

5. Que remarques-tu concernant les rapports des vitesses de disparition de l'oxygène et du monoxyde d'azote et la vitesse de production du dioxyde d'azote?



ANNEXE 7 : La cinétique – Renseignements pour l'enseignant

1. Graphique de la réaction



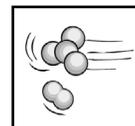
2. Pendant les 71 minutes de la réaction :

$$\text{vitesse moyenne pour NO} = \frac{0,000\ 116\ \text{mol/L} - 0,000\ 514\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 0\ \text{min}}$$

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

$$\text{vitesse moyenne pour O}_2 = \frac{0,000\ 144\ \text{mol/L} - 0,000\ 343\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 0\ \text{min}}$$

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



$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO}_2 &= \frac{0,000\ 399\ \text{mol/L} - 0\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 5,61 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

3. Au cours des 10 premières minutes

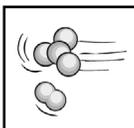
$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO} &= \frac{0,000\ 311\ \text{mol/L} - 0,000\ 514\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 2,03 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour O}_2 &= \frac{0,000\ 242\ \text{mol/L} - 0,000\ 343\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 2,04 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

Au cours des 10 dernières minutes

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO} &= \frac{0,000\ 116\ \text{mol/L} - 0,000\ 127\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 61\ \text{min}} \\ &= 1,10 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour O}_2 &= \frac{0,000\ 144\ \text{mol/L} - 0,000\ 150\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 61\ \text{min}} \\ &= 6,00 \times 10^{-7}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO}_2 &= \frac{0,000\ 399\ \text{mol/L} - 0,000\ 387\ \text{mol/L}}{71\ \text{min} - 61\ \text{min}} \\ &= 1,20 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO} &= \frac{0,000\ 28\ \text{mol/L} - 0,000\ 485\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 2,05 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

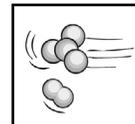
$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour O}_2 &= \frac{0,000\ 22\ \text{mol/L} - 0,000\ 33\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 1,10 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO}_2 &= \frac{0,000\ 242\ \text{mol/L} - 0,000\ 33\ \text{mol/L}}{10\ \text{min} - 0\ \text{min}} \\ &= 2,12 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO} &= \frac{0,000\ 125\ \text{mol/L} - 0,000\ 18\ \text{mol/L}}{60\ \text{min} - 30\ \text{min}} \\ &= 1,83 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

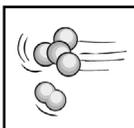
$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour O}_2 &= \frac{0,000\ 14\ \text{mol/L} - 0,000\ 19\ \text{mol/L}}{70\ \text{min} - 20\ \text{min}} \\ &= 1,00 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO}_2 &= \frac{0,000\ 365\ \text{mol/L} - 0,000\ 325\ \text{mol/L}}{50\ \text{min} - 30\ \text{min}} \\ &= 2,00 \times 10^{-6}\ \text{mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

5. Le rapport entre O₂ et NO₂ est de 1:2. La vitesse de disparition d'O₂ équivaut à la moitié de la vitesse de formation de NO₂.

Le rapport entre NO et NO₂ est de 2:2 ou 1:1. La vitesse de disparition de NO est égal à la vitesse de formation de NO₂.



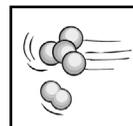
ANNEXE 8 : Exercice 2 – La cinétique

Une chimiste étudie la décomposition du pentaoxyde de diazote à 45 °C.
L'équation équilibrée s'écrit comme suit :

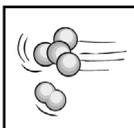


La chimiste a mesuré la concentration de pentaoxyde de diazote à des intervalles de 10 minutes pendant 100 minutes à l'aide de la colorimétrie (spectrophotomètre).
Le tableau ci-dessous comprend les données recueillies.

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



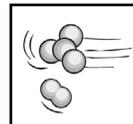
1. À partir de ces données et de l'équation équilibrée, calcule la concentration de dioxyde d'azote et d'oxygène gazeux à chaque intervalle, puis construis un graphique illustrant ces données, les concentrations de gaz en ordonnée (axe des y) et le temps en abscisse (axe des x). La vitesse moyenne peut être calculée pour une période donnée en reliant par une ligne droite deux points sur la courbe et en déterminant la pente de cette droite. La vitesse instantanée est déterminée en traçant une tangente à la courbe à un point donné et en déterminant la pente de cette tangente.
2. Quelle est la vitesse moyenne de décomposition du pentaoxyde de diazote et de formation de dioxyde d'azote et d'oxygène pendant toute la période de 100 minutes? Détermine la vitesse pour chaque substance.
3. Quelle est la vitesse moyenne de décomposition de N_2O_5 pour les 20 premières minutes, et pour les 20 dernières minutes?
4. Trouve la vitesse instantanée de décomposition de N_2O_5 et la vitesse instantanée de formation de NO_2 et d' O_2 à 10 minutes et à 80 minutes du début de l'expérience. Montre la méthode utilisée sur le graphique. Explique pourquoi la vitesse change.
5. Explique pourquoi la vitesse change entre 10 et 80 minutes.

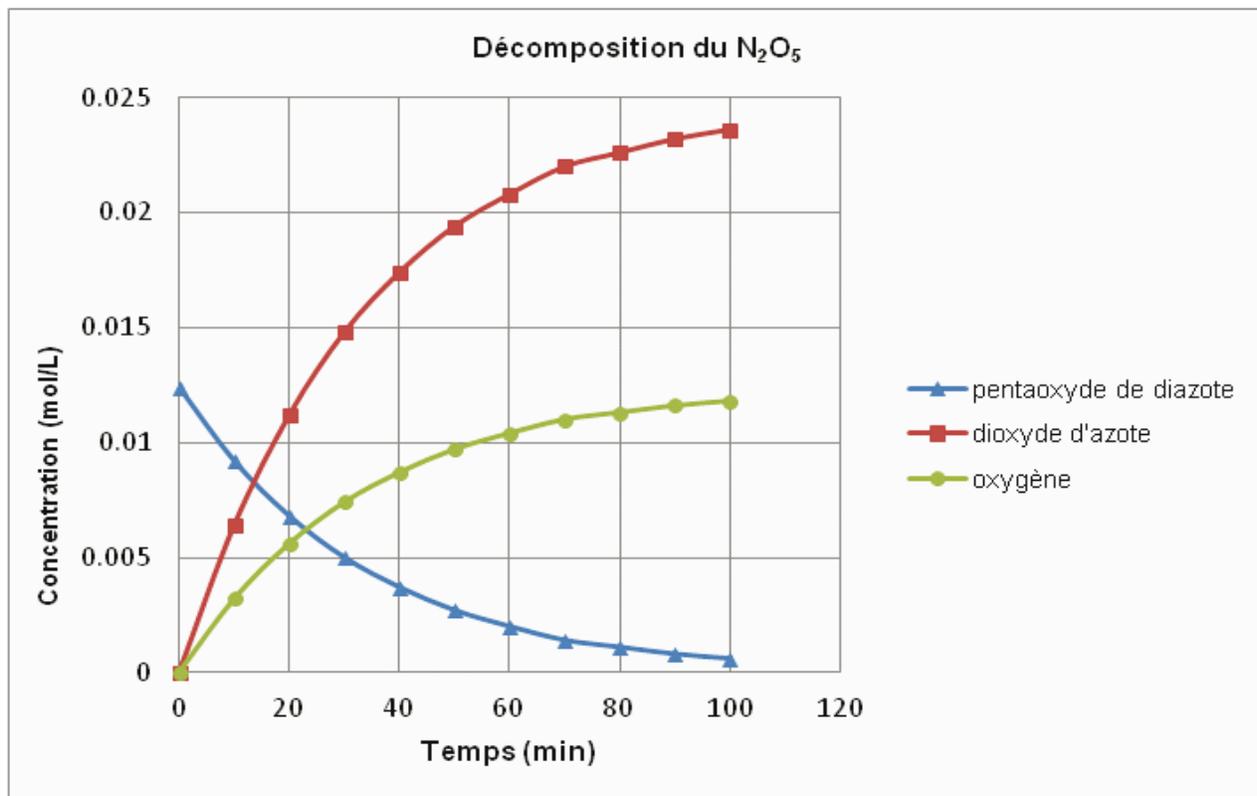


ANNEXE 9 : Exercice 2 – Corrigé

1. Tableau et graphique

Décomposition du N_2O_5 à 45 °C			
Temps (min)	Concentration (mol/L)		
	$[\text{N}_2\text{O}_5]$	$[\text{NO}_2]$	$[\text{O}_2]$
0	0,0124	0	0
10	0,0092	0,0064	0,0032
20	0,0068	0,0112	0,0056
30	0,0050	0,0148	0,0074
40	0,0037	0,0174	0,0087
50	0,0027	0,0194	0,0097
60	0,0020	0,0208	0,0104
70	0,0014	0,0220	0,0110
80	0,0011	0,0226	0,0113
90	0,0008	0,0232	0,0116
100	0,0006	0,0236	0,0118

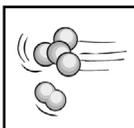




2. Pour l'intervalle de temps de 100 minutes

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour N}_2\text{O}_5 &= \frac{0,0006 \text{ mol/L} - 0,0124 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 1,18 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour NO}_2 &= \frac{0,0236 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 2,36 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour O}_2 &= \frac{0,0118 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 1,18 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

3. Pendant les 20 premières minutes

$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour N}_2\text{O}_5 &= \frac{0,0068 \text{ mol/L} - 0,0124 \text{ mol/L}}{20 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 2,80 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

Pendant les 20 dernières minutes

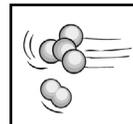
$$\begin{aligned} \text{vitesse moyenne pour N}_2\text{O}_5 &= \frac{0,0006 \text{ mol/L} - 0,0011 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 80 \text{ min}} \\ &= 2,50 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour N}_2\text{O}_5 &= \frac{0,00370 \text{ mol/L} - 0,0118 \text{ mol/L}}{30 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 2,70 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour NO}_2 &= \frac{0,0165 \text{ mol/L} - 0,0012 \text{ mol/L}}{30 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 5,10 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour O}_2 &= \frac{0,0025 \text{ mol/L} - 0,0004 \text{ mol/L}}{20 \text{ min} - 0 \text{ min}} \\ &= 1,05 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

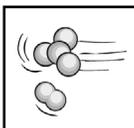


Les réponses peuvent varier légèrement selon la façon de tracer la tangente au point à 80 minutes.

$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour } \text{N}_2\text{O}_5 &= \frac{0 \text{ mol/L} - 0,002 \text{ mol/L}}{15 \text{ min} - 50 \text{ min}} \\ &= 3,08 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

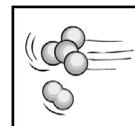
$$\begin{aligned} \text{vitesse instantanée pour } \text{NO}_2 &= \frac{0,00590 \text{ mol/L} - 0,00520 \text{ mol/L}}{100 \text{ min} - 60 \text{ min}} \\ &= 1,75 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{min} \end{aligned}$$

5. Il y a moins de particules de réactif disponibles à mesure que le temps passe, donc la vitesse de réaction ralentit à mesure que la réaction s'effectue.

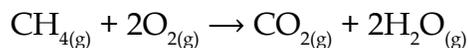


ANNEXE 10 : Problèmes de cinétique chimique

- Donne trois exemples de propriétés directement liées aux réactifs ou aux produits qui peuvent être utilisées pour mesurer la vitesse de réaction.
- Quelle propriété serait appropriée pour mesurer la vitesse dans chacune des réactions suivantes? Explique ton raisonnement.
 - $\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnSO}_4$
- Quelles unités ont été utilisées pour exprimer la vitesse de réaction?
- Dans la réaction $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, comment la vitesse de disparition de l'hydrogène se compare-t-elle à la vitesse de disparition de l'azote? Comment la vitesse de production de NH_3 se compare-t-elle à la vitesse de disparition de l'azote?
- Pour la réaction $2\text{A} + \text{B} \rightarrow 3\text{C}$, on a constaté que la vitesse de disparition de B était de $0,30 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$. Quelle était la vitesse de disparition de A et la vitesse de formation de C?
- Pour la réaction $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$, on a constaté qu'à une certaine température, la vitesse de disparition de N_2O_5 est de $2,5 \times 10^6 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$. Quelle est la vitesse de formation de NO_2 et d' O_2 ?
- Écris les expressions de vitesse pour les réactions suivantes en fonction de la disparition des réactifs et de la formation des produits.
 - $\text{CH}_4(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$
 - $3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{O}_3(g)$
 - $4\text{NH}_3(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{NO}(g) + 6\text{H}_2\text{O}(g)$
 - $\text{I}^-_{(aq)} + \text{OCl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cl}^-_{(aq)} + \text{OI}^-_{(aq)}$



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



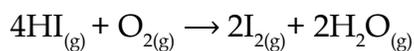
Calcule la vitesse moyenne de disparition du méthane gazeux en mol/L·s.

Calcule la vitesse moyenne de disparition de l'oxygène gazeux en mol/L·s.

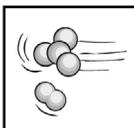
Calcule la vitesse moyenne de production de dioxyde de carbone gazeux en mol/L·s.

Calcule la vitesse moyenne de production de la vapeur d'eau en mol/L·s.

9. L'iodure d'hydrogène et l'oxygène réagissent pour former l'iode gazeux et de la vapeur d'eau. Si l'oxygène gazeux réagit à une vitesse de 0,0042 mol/L·s,



- Quelle est la vitesse de formation d'iode gazeux en mol/L·s?
- Quelle est la vitesse de formation de la vapeur d'eau en mol/L·s?
- Quelle est la vitesse de disparition de l'iodure d'hydrogène gazeux en mol/L·s?

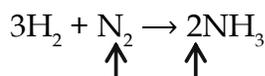


ANNEXE 11 : Problèmes de cinétique chimique – Corrigé

- Les réactions qui produisent un gaz (mesurer le volume/la pression); réaction dont le produit est un ion (conductivité); réactions qui produisent un changement de couleur (spectromètre - mesurer l'intensité de la couleur).
- Observer le changement de couleur serait la meilleure façon de mesurer la vitesse de réaction. Lorsque l'ion permanganate (MnO_4^-) disparaît, la couleur rose de la solution disparaît elle aussi. Il est également possible qu'une couleur rouge-brun apparaisse à mesure que le Fe^{3+} se forme.
 - Puisque l'hydrogène gazeux est produit, on pourrait recueillir le gaz et mesurer son volume à mesure que la réaction s'effectue. Si le contenant est scellé, on pourrait mesurer l'augmentation de pression.
- $\text{mol/L}\cdot\text{s}$

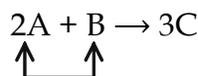


La vitesse de disparition de H_2 est trois fois plus grande que la vitesse de disparition de N_2 .



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

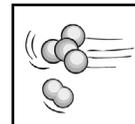
- La vitesse de disparition de A s'écrit comme suit :



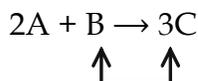
Ceci représente le double (2x) de la vitesse de disparition de B (0,30 mol/L·s).

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

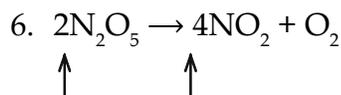
$$= 0,60 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



La vitesse de formation de C s'écrit comme suit :



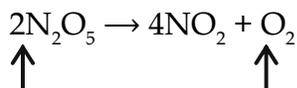
Ceci représente trois fois (3x) la vitesse de disparition de B (0,30 mol/L·s)
= $3 \times 0,30 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$
= 0,90 mol/L·s



Ceci représente un rapport de 2:4 ou 1:2.

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

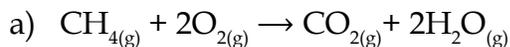
La vitesse de formation de $\text{NO}_2 = 2 \times 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.



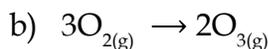
La vitesse de formation d' O_2 équivaut à la moitié de la vitesse de disparition de N_2O_5 .

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

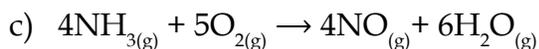
7.



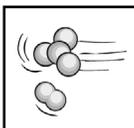
$$\text{vitesse} = -\frac{\Delta[\text{CH}_4]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

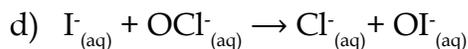


$$\text{vitesse} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_3]}{\Delta t}$$



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

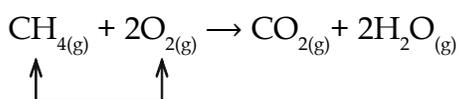




$$\text{vitesse} = -\frac{\Delta[\text{I}^-]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{OCl}^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{Cl}^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{OI}^-]}{\Delta t}$$

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

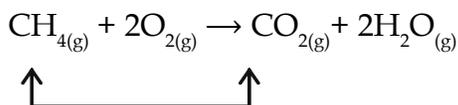
a) vitesse de disparition d' O_2



La vitesse de disparition d' O_2 est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de CH_4 .

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

b) vitesse de production de CO_2

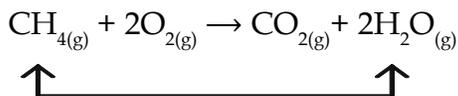


La vitesse de production de CO_2 est égale à la vitesse de disparition de CH_4 .

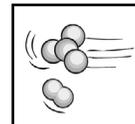
$$1 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

c) vitesse de production de H_2O

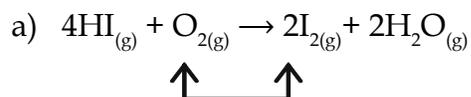
La vitesse de production de H_2O est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de CH_4 .



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

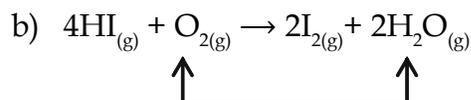


9.



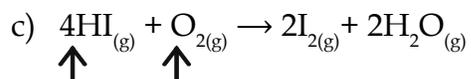
La vitesse de formation d'I₂ est deux fois plus grande que la vitesse de disparition d'O₂.

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



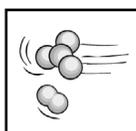
La vitesse de formation de H₂O est deux fois plus grande que la vitesse de disparition d'O₂.

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



La vitesse de disparition de HI est quatre fois plus grande que la vitesse de disparition d'O₂.

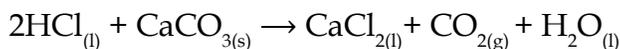
$$4 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0168 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$



ANNEXE 12 : Expérience – Capturer des bulles de gaz*

Introduction

L'acide chlorhydrique et le carbonate de calcium réagissent pour former du chlorure de calcium, du dioxyde de carbone et de l'eau, selon la réaction suivante :



Pour cette activité, ton groupe devra concevoir trois expériences afin de mesurer l'influence de la concentration, de la température et de la surface de contact sur la vitesse de réaction.

Pour chacune de ces expériences, la vitesse de réaction peut être déterminée en mesurant la production de dioxyde de carbone en fonction du temps écoulé.

Matériel disponible

- HCl 0,1 Mol/L (15 mL/essai)
- HCl 1 Mol/L (15 mL/essai)
- HCl 5 Mol/L (15 mL/essai)
- CaCO₃ (en poudre)
- CaCO₃ (morceaux)
- brûleur Bunsen
- support universel
- thermomètre
- seau
- bouchons en caoutchouc
- tubes de vinyle
- bain de glace
- cylindre gradué
- balance
- flacons et béchers

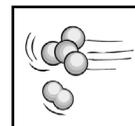
Si tu veux du matériel supplémentaire, demande s'il est disponible!

Suggestions pour la démarche*Suggestions générales*

1. Avant de commencer les expériences, le groupe doit déterminer la façon dont le dioxyde de carbone sera mesuré de façon précise pour chaque essai en utilisant le matériel fourni.
2. Il faut aussi utiliser des intervalles de temps constants afin de comparer les représentations graphiques de tes résultats. Comment allez-vous mesurer la production de gaz en fonction du temps de façon constante?
3. Pour chacune des expériences, comment allez-vous consigner les données et les observations pour chaque essai (il faudra créer un graphique à partir des données)?

Expérience 1 : effet de la température sur la vitesse de réaction

1. Comment allez-vous faire varier la température afin d'avoir trois essais différents?
 - a) Essai 1 :
 - b) Essai 2 :
 - c) Essai 3 :



2. Afin de concevoir un test spécialement pour cette expérience, toutes les variables sauf la température doivent demeurer identiques pour chaque essai. Qu'est-ce qui ne doit pas changer dans cette expérience et comment allez-vous vous assurer que ces variables demeurent constantes pour que l'expérience soit valable?

Expérience 2 : effet de la concentration sur la vitesse de réaction

1. Comment allez-vous faire varier la concentration pour créer trois essais différents?
 - a) Essai 1 :
 - b) Essai 2 :
 - c) Essai 3 :
2. Afin de concevoir un test spécialement pour cette expérience, toutes les variables sauf la concentration doivent demeurer identiques pour chaque essai. Qu'est-ce qui ne doit pas changer dans cette expérience et comment allez-vous vous assurer que ces variables demeurent constantes pour que l'expérience soit valable?

Expérience 3 : effet de la surface de contact sur la vitesse de réaction

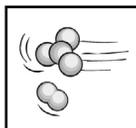
1. Comment allez-vous faire varier la surface de contact pour créer trois essais différents?
 - a) Essai 1 :
 - b) Essai 2 :
 - c) Essai 3 :
2. Afin de concevoir un test spécialement pour cette expérience, toutes les variables sauf la surface de contact doivent demeurer identiques pour chaque essai. Qu'est-ce qui ne doit pas changer dans cette expérience et comment allez-vous vous assurer que ces variables demeurent constantes pour que l'expérience soit valable?

Analyse des données

Partie A : analyse graphique

Réponds aux questions suivantes pour chacune des trois expériences.

1. À l'aide des données recueillies, trace un graphique de la production de dioxyde de carbone en fonction du temps pour chaque essai.
2. Si la même quantité de carbonate de calcium a été utilisée pour chaque essai, la quantité de gaz produit devrait-elle être identique?
3. Les graphiques indiquent-ils que la quantité de gaz produit est la même? Si ce n'est pas le cas, explique pourquoi.



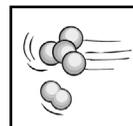
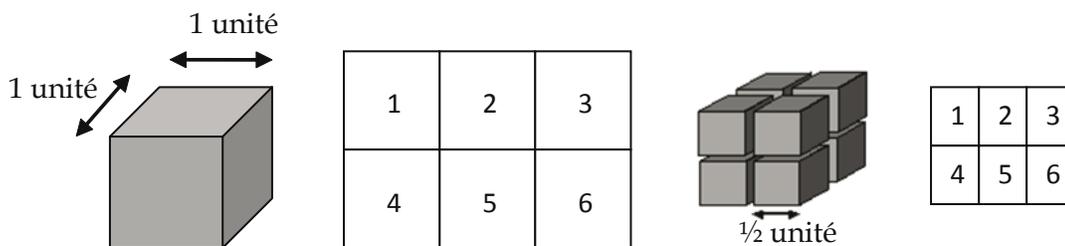
Partie B : vitesse de réaction

1. Calcule la vitesse de réaction moyenne pour chaque essai de la première expérience (effet de la température sur la vitesse de réaction).
2. Compare ces vitesses moyennes avec les trois graphiques tracés pour chaque essai. Sans calculer les vitesses de réaction pour la deuxième expérience (effet de la concentration sur la vitesse de réaction), trouve la réaction la plus rapide, la plus lente et celle qui a une vitesse moyenne. Écris ces mots sur les graphiques.
3. Réponds de nouveau à la question 2 pour la troisième expérience (effet de la surface de contact sur la vitesse de réaction).

Partie C : analyse à l'échelle particulaire

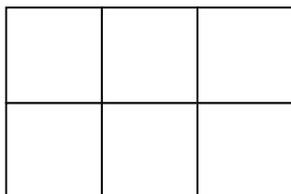
1. Qu'arrive-t-il aux particules à mesure que la température augmente? Comment cette information peut-elle être utilisée pour expliquer pourquoi la quantité de dioxyde de carbone produit par unité de temps est plus grande à des températures plus élevées?
2. Dans l'expérience 2, le dioxyde de carbone a été produit en plus grande quantité à des concentrations d'acide chlorhydrique plus élevées. Dessine un diagramme particulaire comparant les concentrations d'acide chlorhydrique suivantes : 0,1 mol/L, 1 mol/L et 5 mol/L.
3. À l'aide du diagramme tracé à la question 2, explique pourquoi le dioxyde de carbone a été produit en plus grande quantité lorsqu'on a augmenté la concentration d'acide chlorhydrique.
4. Lequel des essais de l'expérience 3 a donné la plus grande production de dioxyde de carbone?
5. À l'aide des diagrammes ci-dessous, explique pourquoi l'essai avec la plus grande surface de contact a produit la réaction la plus rapide.

Chaque cube compte six faces identiques (un cube est égal à un « morceau » - petit ou grand).

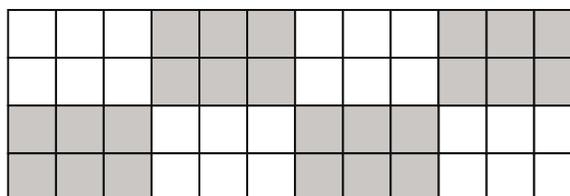


Compare la surface de contact totale si le volume des deux types de morceaux est identique

Surface de contact
totale pour un gros
morceau



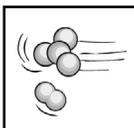
Surface de contact totale pour un même
volume de petits morceaux
(dans ce cas il faudrait huit petit morceaux)



Partie D : analyse

En une ou deux phrases, décris comment tu pourrais maximiser la vitesse de chacune des réactions.

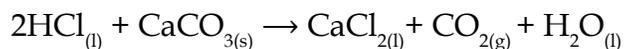
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Capturing Bubbles C12-3-06 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 13 : Capter des bulles de gaz – Renseignements pour l'enseignant*

Introduction

Lorsqu'on ajoute de l'acide chlorhydrique au carbonate de calcium, du dioxyde de carbone est produit. Cette réaction est utilisée pour étudier les effets de différents facteurs sur la vitesse de réaction.

**Matériel**

- lunettes de sécurité
- 3 béchers de 250 mL
- 3 fioles de 150 mL
- 2 x 150 mL d'acide chlorhydrique dilué
- 150 mL d'acide chlorhydrique concentré
- 2 x 2 g de morceaux de carbonate de calcium
- 2 g de poudre de carbonate de calcium

Préparation

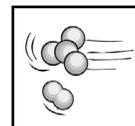
À l'aide des trois fioles de 150 mL, préparer deux solutions identiques de 150 mL d'acide chlorhydrique dilué et une solution de 150 mL d'acide chlorhydrique concentré. Mesurer deux portions de 2 g de morceaux de carbonate de calcium et une portion de 2 g de poudre de carbonate de calcium et placer chaque portion dans l'un des béchers de 250 mL.

Démonstration

Montrer aux élèves l'un des béchers contenant des morceaux de carbonate de calcium et le bécher contenant la poudre de carbonate de calcium. Expliquer que les béchers contiennent une masse identique de la même substance (carbonate de calcium) et la même quantité d'acide chlorhydrique dilué sera ajoutée. S'attendent-ils à voir la même réaction? Ajouter l'acide chlorhydrique dilué aux deux béchers. Demander aux élèves si la réaction s'effectue de façon identique dans les deux béchers. Ils devraient observer qu'il s'agit de la même réaction, mais que le carbonate de calcium en poudre réagit plus rapidement.

Inviter les élèves à réfléchir à ce qui réagit, quels seraient les produits formés et quelle serait l'équation qui représente cette réaction chimique.

Montrer aux élèves le deuxième bécher contenant des morceaux de carbonate de calcium et leur expliquer que ce bécher contient aussi la même masse de carbonate de calcium que les deux autres béchers. Verser l'acide chlorhydrique concentré dans le bécher et inviter les élèves à noter leurs observations. Leur demander pourquoi cette réaction est plus rapide que celle qu'on a observée dans l'autre bécher contenant les morceaux de carbonate de calcium. C'est sans doute en raison du liquide ajouté.



Inviter les élèves à réfléchir à la façon dont on pourrait mesurer la vitesse de réaction et comparer la vitesse de chacune de ces réactions de façon précise. C'est ce qu'ils tenteront de faire dans la prochaine activité.

Expérience

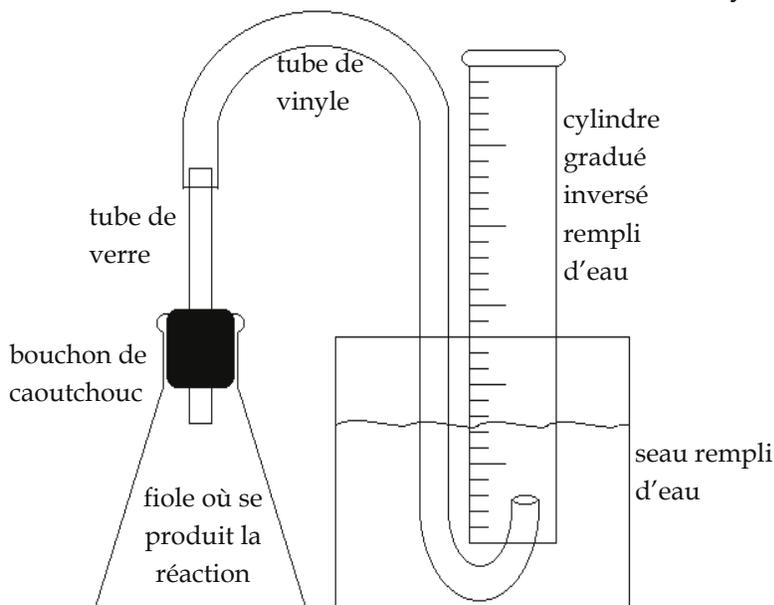
Consignes :

- S'assurer d'avoir les solutions d'acide chlorhydrique identifiées et prêtes pour les élèves. Leur expliquer que seulement 15 mL d'acide seront utilisés pour chaque essai.
- S'assurer d'avoir tout le matériel nécessaire accessible aux élèves.

Mesure du dioxyde de carbone produit

Si les élèves ont de la difficulté à trouver une façon de mesurer la production de dioxyde de carbone, ils pourraient utiliser l'une des méthodes suivantes :

1. Mesurer le volume de gaz à mesure qu'il déplace l'eau dans un cylindre gradué inversé.

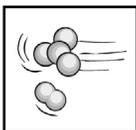


2. Placer la fiole ou un bécher sur une balance électronique pendant que la réaction s'effectue et mesurer la perte de masse. Une balance à trois places décimales est idéale, mais une balance à deux places décimales fonctionne aussi.

Options pour le déroulement de l'activité

Au lieu de demander à chaque groupe d'élèves de faire les trois expériences, demander à chaque groupe de faire l'une des expériences et de présenter ses résultats à la classe.

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Capturing Bubbles C12-3-06 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 14 : Expérience – Facteurs influant sur la vitesse de réaction

Introduction

Cette activité de laboratoire te permettra d'étudier l'effet de la concentration et de la température sur la vitesse de réaction.

Matériel

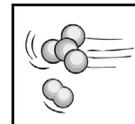
- 2 béchers de 100 mL
- 1 bécher de 250 mL
- 2 cylindres gradués de 10 mL
- serviettes de papier
- 2 éprouvettes (18 x 250 mm)
- thermomètre ou sonde de température
- chronomètre
- solution A (10 mL par essai)
- plaque chauffante
- glace
- eau distillée
- solution B (10 mL par essai)

Démarche

Partie A : concentration des réactifs et vitesse de réaction

1. Inscris « cylindre A » sur l'un des cylindres gradués et « bécher A » sur l'un des béchers de 100 mL. Mesure 10,0 mL de la solution A dans ce cylindre gradué, puis verse cette quantité dans le bécher A.
2. Inscris « cylindre B » sur l'autre cylindre gradué et « bécher B » sur le deuxième bécher de 100 mL. Mesure 10,0 mL de la solution B dans le cylindre B, puis verse cette quantité dans le bécher B.
3. Donne le chronomètre à un membre de ton groupe. Ce membre doit donner le signal pour mélanger les solutions et démarrer le chronomètre dès que la solution A est versée dans la solution B. Une fois les solutions mélangées, agite le mélange un peu. Place ensuite le bécher sur un morceau de serviette de papier (qui sert de contraste). Lorsqu'il y a changement de couleur, le chronomètre doit être arrêté. Note le temps.
4. Rince et sèche les béchers.
5. Répète les étapes 1 à 4 en modifiant la concentration de la solution A, selon les valeurs indiquées dans le tableau suivant.

Essai	Volume de solution A (mL)	Volume d'eau distillée (mL)
2	9,0	1,0
3	8,0	2,0
4	7,0	3,0
5	6,0	4,0
6	5,0	5,0



Partie B : Température et vitesse de réaction

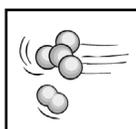
1. Prépare un bain d'eau glacée en remplissant à moitié un bécher de 250 mL avec de l'eau et de la glace.
2. Mesure 10,0 mL de la solution A dans une éprouvette étiquetée « éprouvette A » et 10,0 mL de solution B dans une éprouvette étiquetée « éprouvette B ».
3. Place les éprouvettes dans le bain d'eau glacée et laisse-les jusqu'à ce que leur température soit égale à celle du bain. Note la température.
4. Verse rapidement la solution A dans la solution B et fais tourner la solution quelques fois dans l'éprouvette. Démarre le chronomètre aussitôt que la solution A est versée. Place l'éprouvette dans le bain d'eau glacée.
5. Arrête le chronomètre lorsqu'il y a un changement de couleur. Note le temps.
6. Rince et sèche les éprouvettes.
7. Répète les étapes 2 à 5 avec deux bains d'eau chaude (venant du robinet) à différentes températures puis avec un bain chauffé entre 80 et 90 °C à l'aide de la plaque chauffante.
8. Partage les données du groupe avec celles d'autres groupes afin d'obtenir une variété de températures.

Analyse

1. Si tu as partagé tes données pour la partie A avec d'autres groupes d'élèves, calcule la vitesse moyenne pour chaque essai.
2. Trace un graphique de la vitesse de réaction en fonction de la concentration et de la vitesse de réaction en fonction de la température.

Conclusion

1. Quel est l'effet de la concentration et de la température sur la vitesse d'une réaction chimique?
2. Explique ta conclusion à l'aide de la théorie des collisions.

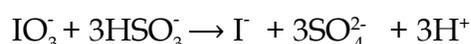


ANNEXE 15 : Facteurs influant sur la vitesse de réaction – Renseignements pour l'enseignant

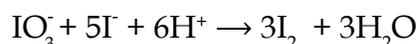
Cette expérience est un exemple de réaction oscillante ou réaction horloge et on la nomme réaction oscillante de l'iode ou réaction Harcourt-Esson. La solution initiale, incolore ou laiteuse, subit un changement soudain de couleur et devient bleu foncé. Ceci permet de mesurer le temps de réaction. En faisant varier la concentration et la température, les élèves peuvent déterminer l'effet de ces facteurs sur la vitesse de réaction.

La réaction étudiée comprend trois étapes et finit par produire de l'iode. L'iode réagit ensuite avec l'amidon pour former un composé de couleur bleu foncé.

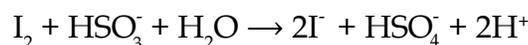
La première étape, qui représente l'étape déterminante de la vitesse, est la suivante :



L'ion iodate (IO_3^-) en excès provoque l'oxydation de l'ion iodure (I^-) pour former de l'iode :



Cependant, l'iode subit immédiatement une réduction par les ions métabisulfite pour former des ions iodure à nouveau :

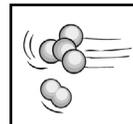


Lorsque tout le métabisulfite est consommé, l'iode qui est encore présent réagit avec l'amidon pour former un composé bleu foncé.

Préparation avant l'expérience de laboratoire

Il faudra préparer deux solutions pour cette activité de laboratoire :

- Solution A : solution saturée d'iodate de potassium (KIO_3)
 - Il faudra environ 80 mL de solution pour chaque groupe d'élèves.
 - Cette solution peut être faite bien à l'avance.
- Solution B : solution formée de métabisulfite de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$), d'acide sulfurique (H_2SO_4) et d'amidon soluble.
 - Pour chaque litre d'eau, il faudra :
 - 25,0 g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$;
 - 5,0 mL d'acide sulfurique concentré (H_2SO_4);
 - 40 g d'amidon soluble.
 - Il faudra environ 100 mL de solution par groupe d'élèves.
 - La solution ne se conserve pas bien, c'est pourquoi il faut la préparer au plus tôt un jour avant l'activité de laboratoire.

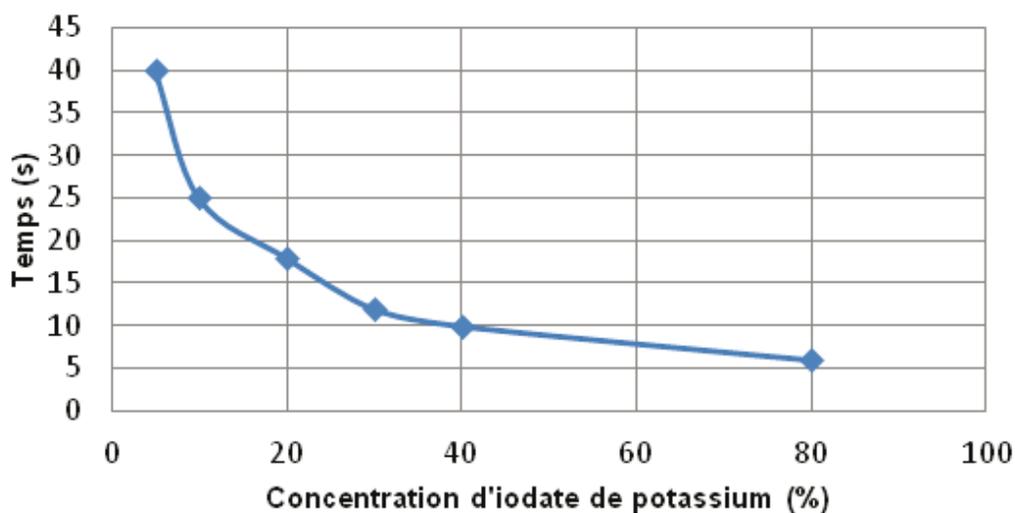


- Pour dissoudre l'amidon, bien le mélanger dans quelques millilitres d'eau distillée, puis verser ce mélange dans moins d'un litre d'eau bouillante. Une fois l'amidon dissous, laisser refroidir, ajouter le H_2SO_4 et le $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$, mélanger jusqu'à ce que tout soit dissous et ajouter de l'eau pour former une solution de 1 L.
- Vérifier la vitesse de réaction avant l'activité. Si la réaction s'effectue trop rapidement pour qu'on puisse mesurer le temps avec précision, diluer la solution de KIO_3 .

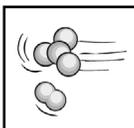
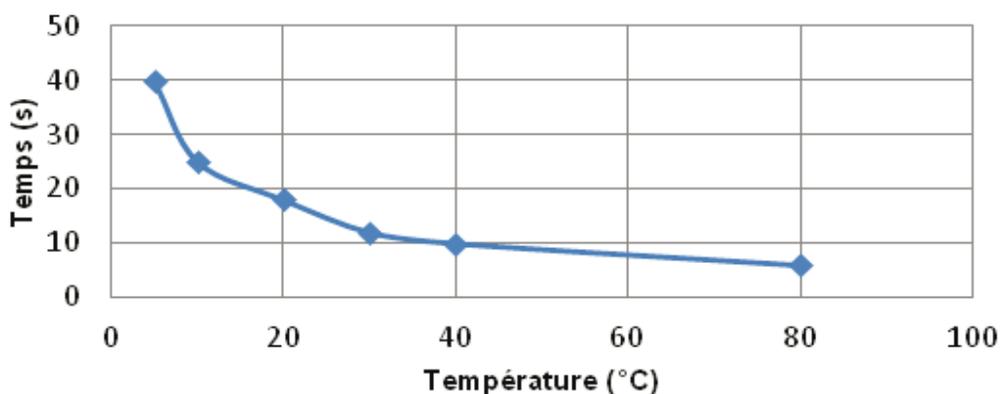
Analyse

Les graphiques tracés par les élèves devraient ressembler aux graphiques suivants :

Temps en fonction de la concentration



Temps en fonction de la température



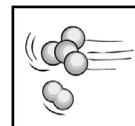
Conclusion

1. Selon le graphique du temps en fonction de la concentration, on peut conclure qu'il existe une relation inverse entre le temps nécessaire pour que la réaction s'effectue et la concentration d'un des réactifs. Cette réaction est non linéaire. Plus la concentration augmente, plus la vitesse de réaction augmente.

Selon le graphique du temps en fonction de la température, on peut conclure qu'il y a une relation inverse et non linéaire entre le temps et la température. Plus la température augmente, plus la vitesse de réaction augmente.

2. Selon la théorie des collisions, la vitesse de réaction devrait augmenter lorsque la concentration d'un réactif augmente, puisqu'il y a plus de particules de réactif. Ceci augmente la probabilité d'avoir une collision avec l'énergie suffisante pour provoquer une réaction.

Lorsqu'on augmente la température, l'énergie cinétique des particules augmente également, ce qui donne lieu à une probabilité accrue de collisions entre des particules ayant assez d'énergie pour provoquer une réaction. La vitesse de réaction augmente donc lorsque la température augmente.



ANNEXE 16 : Expérience – Facteurs influant sur la vitesse de réaction

Partie 1 : nature des réactifs

1. Ajoute 20 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique 3,0 mol/L à chacun de 5 puits d'une plaque à 24 puits.
2. Place un petit morceau de magnésium dans le premier puits, un petit morceau d'aluminium dans le deuxième, un petit morceau de zinc dans le troisième, un morceau de fer dans le quatrième et un morceau de cuivre dans le cinquième.
3. Observe et consigne toutes tes observations.

Questions :

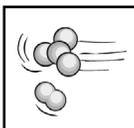
- Quel gaz est produit? Comment le sais-tu?
 - Écris une équation équilibrée pour représenter la réaction.
 - Est-ce que tous les métaux prennent le même temps pour réagir?
 - Classe les métaux par ordre décroissant de réactivité.
4. Ajoute 13 gouttes d'eau et 7 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique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

Questions :

- Qu'est-il arrivé dans chacun des puits de la plaque? Indique les produits formés dans chaque cas.
- Écris une équation équilibrée pour représenter chaque réaction.
- Combien de temps faut-il au magnésium pour réagir dans chaque solution?

Partie 2 : surface de contact

1. Ajoute 30 gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique 3,0 mol/L à chacun de 4 puits d'une plaque à 24 puits.
2. Au premier puits, ajoute un morceau de carbonate de calcium. Au deuxième, ajoute une même quantité de carbonate de calcium en poudre fine.
3. Au troisième puits, ajoute une petite quantité de zinc granulaire. Au quatrième puits, ajoute une même quantité de zinc en tout petits morceaux ou en poudre fine.
4. Observe et consigne tes observations.



Questions :

- Qu'est-il arrivé dans chaque éprouvette? Indique les produits formés dans chaque cas.
- Écris l'équation équilibrée pour représenter chaque réaction.
- Combien de temps faut-il aux solides pour réagir dans chaque solution?

Partie 3 : température

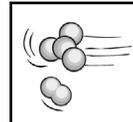
1. Prépare un bain d'eau chaude (bain-marie) en chauffant environ 150 mL d'eau dans un bécher de 250 mL jusqu'au point d'ébullition.
2. Ajoute 2 mL d'une solution aqueuse de permanganate de potassium (KMnO_4) 0,01 mol/L (acidifiée par l'ajout d'acide sulfurique) à chacune des deux éprouvettes de 13 x 100 mm.
3. Place une des éprouvettes de solution de permanganate de potassium dans le bain d'eau chaude. Pendant que la solution se réchauffe, passe à l'étape suivante.
4. Ajoute 5 mL d'une solution d'acide oxalique 0,02 mol/L au deuxième tube (à la température ambiante). Mélange à l'aide d'une tige de verre.
5. Ajoute 5 mL d'une solution d'acide oxalique 0,02 mol/L à l'éprouvette dans le bain d'eau chaude. Mélange à l'aide d'une tige de verre.
6. Fais chauffer l'eau dans le bain-marie jusqu'au point d'ébullition. Prépare un bain d'eau froide en ajoutant des cubes de glace à 50 mL d'eau dans un bécher de 250 mL.
7. Ajoute 3 mL d'eau et 1 mL de solution d'acide chlorhydrique 3,0 mol/L à chacune des trois éprouvettes. Place une des éprouvettes dans le bain d'eau chaude, une dans le bain d'eau froide et laisse l'autre à la température ambiante. Attends environ deux minutes pour que les éprouvettes prennent la température de leur milieu.
8. Coupe des morceaux d'un ruban de magnésium d'une longueur de 0,5 cm. Ajoute un morceau à chacune des trois éprouvettes. Mesure le temps nécessaire pour que chaque morceau disparaisse complètement.
9. Le temps de réaction est-il le même à toutes les températures? Explique.

Partie 4 : catalyseur

1. Ajoute 2 mL d'une solution aqueuse de permanganate de potassium (KMnO_4) 0,01 mol/L (acidifiée par l'ajout d'acide sulfurique) à chacune des deux éprouvettes de 13 x 100 mm.
2. À l'une des éprouvettes, ajoute 5 gouttes de sulfate de manganèse(II) 0,01 mol/L.
3. Ajoute 5 mL d'une solution d'acide oxalique 0,02 mol/L à chaque éprouvette, pose un bouchon et secoue pour mélanger, en tenant bien le bouchon.
4. Observe et consigne tes observations.

Question :

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



ANNEXE 17 : Facteurs influant sur la vitesse de réaction – Renseignements pour l'enseignant

Ces quatre expériences illustrent les facteurs qui ont une incidence sur la vitesse d'une réaction, notamment :

- la nature des réactifs;
- la surface de contact;
- la température;
- le catalyseur employé.

Solutions :

- solution d'acide chlorhydrique 3,0 mol/L. Diluer 258 mL d'acide chlorhydrique concentré (11,6 mol/L ou 36 %) dans 1,0 L d'eau distillée.
- solution de nitrate de zinc(II) 1,0 mol/L. Dissoudre 29,7 g de nitrate de zinc(II) hexahydraté ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.
- solution de nitrate de fer(III) 1,0 mol/L. Dissoudre 4,04 g de nitrate de fer(III) nonahydraté ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.
- solution de nitrate de cuivre(II) 1,0 mol/L. Dissoudre 29,6 g de nitrate de cuivre (II) hexahydraté ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.
- solution de permanganate de potassium 0,01 mol/L. Ajouter 1 mL d'acide sulfurique concentré (17,8 mol/L ou 95 %) à 75 mL d'eau et ajouter assez d'eau pour porter le volume à 100 mL. Dissoudre 1,58 g de permanganate de potassium (KMnO_4) dans cette solution.
- solution d'acide oxalique 0,02 mol/L. Dissoudre 2,52 g d'acide oxalique (acide éthanedioïque, $\text{HOOC}\text{COOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.
- solution de sulfate de manganèse(II) 0,01 mol/L. Dissoudre 2,23 g de sulfate de manganèse(II) tétrahydraté (sulfate de manganèse, $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$) dans 100 mL d'eau.

REMARQUES :

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

