

Regroupement 3 : Les réactions chimiques

C30S-3-01

Définir la masse atomique moyenne en ce qui touche les isotopes et l'abondance relative, entre autres, l'unité de masse atomique (uma, u ou μ).

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots, etc.

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs, etc.

S3C-0-S7

Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens.

Stratégies d'enseignement suggérées

Connaissances antérieures :

S1-2-04 Les élèves connaissent la structure atomique de base (protons, neutrons et électrons), le nombre atomique et la masse atomique moyenne des éléments. Ils devraient pouvoir utiliser ces connaissances pour représenter divers atomes avec le modèle de Bohr.

Renseignements pour l'enseignant :

Le présent regroupement est long. Nous recommandons fortement à l'enseignant de le diviser en deux parties distinctes.

Des variations des atomes d'un même élément existent dans la nature. On les appelle « isotopes ». La masse moyenne des isotopes de chaque élément constitue une caractéristique de ce dernier.

Les isotopes sont des atomes d'un même élément (même nombre de protons), mais le nombre de neutrons varie. Ils ont tous le même nombre atomique (nombre de protons), mais le nombre de masse n'est pas le même (somme des protons et des neutrons).

$$\begin{array}{l} {}^A_Z X \\ A = \text{Nombre de masse} \\ X = \text{Symbole} \\ Z = \text{Nombre atomique} \end{array}$$

Exemple de la représentation d'un isotope : Sodium 24 ou ${}^{24}\text{Na}$.

L'unité de masse atomique (souvent désignée par les symboles u, μ ou uma) est définie comme étant égale à 1/12 de la masse d'un atome de C 12. La grandeur d'une unité de masse atomique est arbitraire : en effet, on aurait très bien pu dire qu'elle était égale à 1/24 de la masse d'un atome de carbone, ou à 1/10 de celle d'un atome de fer. Il y a trois raisons pour lesquelles on

emploi 1/12 de la masse de l'isotope C 12 : le carbone est un élément très commun; cette valeur donne un nombre entier comme masse atomique de presque tous les autres éléments; l'élément le plus léger (H) a ainsi une masse d'environ une uma. Quand l'uma a été définie pour la première fois, sa masse en grammes était inconnue; depuis, on l'a cependant calculée de façon expérimentale. L'unité de masse atomique est une unité de masse extrêmement petite.

Illustre comment la masse atomique moyenne des atomes est fonction de leur masse relative par rapport au Carbone 12.

Les élèves doivent utiliser les données sur l'abondance relative pour calculer la masse atomique moyenne des éléments. La majorité des éléments ont des isotopes naturels. Le *CRC Handbook of Chemistry and Physics* indique l'abondance relative de chacun. Si l'enseignant utilise les données du manuel, il doit s'assurer que l'abondance relative correspond à la masse atomique réelle.

Exemples :

Une des sources alimentaires de potassium est la banane; 93,1 p. 100 des atomes de potassium sont du potassium 39 (20 neutrons), 6,88 p. 100, du potassium 41, et seulement une infime quantité, du potassium 40.

Le bore élémentaire est une combinaison de deux isotopes naturels : le bore 10 a une abondance relative de 19,78 p. 100, et le bore 11, de 80,22 p. 100.

Isotope	Abondance relative (%)	Masse atomique
Mg 24	78,70	23.98504
Mg 25	10,13	24.98584
Mg 26	11,17	25.98259

L'**annexe 1** contient une fiche de travail qui contient d'autres questions sur le calcul de la masse atomique.

Activité de laboratoire

Demandez aux élèves d'exécuter une activité de laboratoire dans laquelle ils utilisent une masse de sous pour montrer comment on calcule la masse atomique moyenne. Voir l'**annexe 2**.

L'évaluation de l'activité peut prendre la forme d'un rapport de laboratoire dûment rédigé, ou celle de questions et de réponses formulées à partir des données recueillies à la faveur de l'activité.

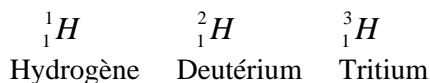
Analogie

L'utilisation de moyennes pondérées pour calculer la note d'un élève suppose le même processus que celui employé pour calculer la masse atomique moyenne.

Stratégies d'évaluation suggérées

Présentation visuelle

Faites découvrir aux élèves ce que sont les isotopes en leur demandant de dessiner les isotopes de l'hydrogène.



Pour présenter la matière qu'ils ont apprise, les élèves doivent utiliser :

- des affiches;
- des brochures;
- des tableaux d'information/affichage;
- des modèles/maquettes.

L'enseignant peut évaluer chaque mode de présentation avec une formule appropriée établie avec les élèves avant le début du devoir.

Devoirs avec crayon et papier

Les élèves doivent calculer la masse atomique moyenne de divers éléments à partir des données sur l'abondance relative. Voir à la page précédente, la note sur les données tirées du *CRC Handbook of Chemistry and Physics*.

C30S-3-02

Faire une recherche sur l'importance et l'utilité des isotopes, par exemple la médecine, la climatologie, les radio-isotopes, les techniques de datation;

S3C-0-R1

Choisir et prendre en compte des données obtenues de diverses sources, entre autres des documents imprimés ou électroniques, des conseils de spécialistes et d'autres personnes ressources.

S3C-0-R2

Justifier le choix des renseignements d'après leur fiabilité, l'absence de parti pris et l'utilité des sources.

S3C-0-R5

Appliquer toute une gamme de méthodes pour communiquer les résultats de la recherche en fonction du but recherché et des destinataires.

Connaissances antérieures

Les élèves ont abordé la question des isotopes dans le cadre du résultat d'apprentissage antérieur; pour le moment, ils ne savent pas grand-chose sur leurs utilisations.

Notes à l'intention de l'enseignant

L'enseignant voudra peut-être prévoir une discussion sur la période radioactive ($T^{1/2}$), mais il vaut mieux qu'il s'abstienne de parler en détail des équations sur la décroissance de la radioactivité.

L'enseignant doit aborder l'importance et les applications des isotopes en évoquant certaines des utilisations de divers isotopes. Voici des exemples :

(Remarque : Les élèves trouveront beaucoup d'isotopes mais sans grands détails sur chacun. Par conséquent, dans les projets de recherche, ce sera la gamme d'isotopes utilisés qui sera en évidence, plutôt que des renseignements détaillés sur tel ou tel isotope.)

1. Les traceurs radioactifs utilisés dans les diagnostics médicaux

Exemple : L' I^{131} sert à obtenir des images de la thyroïde, du cœur, des poumons et du foie, et à mesurer le volume sanguin.

Exemple : On peut suivre le sodium 24 (un émetteur bêta dont la période est de 14,8 h), injecté dans le sang sous forme de soluté salin, pour observer le cheminement du sang et détecter les contractions ou les obstructions éventuelles dans l'appareil circulatoire.

Exemple : Pour une tomographie par émission de positrons (TEP), on emploie l' ^{15}O dans l' H_2 , et l' ^{15}O et le ^{18}F pour mesurer le métabolisme du glucose dans le cerveau.

2. Les isotopes radioactifs dans les traitements médicaux.

Exemple : Traitement du cancer. Les implants d'Au 198 ou les mélanges de Sr 90 et de Y 90 pour détruire les tumeurs cancéreuses de l'hypophyse et du sein.

Exemple : L'utilisation de rayons gamma au Co 60 pour détruire les tumeurs au cerveau.

3. Les isotopes d'oxygène en climatologie.

Exemple : On utilise un ratio d'isotopes stables d'O¹⁶ et d'O¹⁸ pour calculer la température moyenne de la Terre (spectrométrie gazeuse de noyaux de glace, échantillons de précipitations).

4. Les isotopes d'hydrogène employés dans les tests nucléaires atmosphériques.

5. Les isotopes utilisés dans les techniques de datation.

Exemple : La période du carbone 14 (5 730 ans) utilisée pour établir l'âge d'os découverts dans des sites archéologiques, car le C 14 continue de se désintégrer au fil des années, tandis que la quantité présente dans l'atmosphère est constante. L'âge maximum que le C 14 sert à établir est 24 000 ans, tandis que l'U 238 peut servir à dater un objet datant de $4,5 \times 10^9$ ans.

Exemple : L'uranium 238 et le plomb 206 servent communément à dater des objets tels que des roches.

Recherche/Rapport

Recherches et comptes rendus des élèves sur les applications des isotopes en médecine, en climatologie ou pour la datation (voir Stratégies d'évaluation suggérées).

Les sites Web suivants peuvent servir à trouver les renseignements nécessaires. L'enseignant épargnera du temps en classe en demandant aux élèves d'exécuter la recherche pendant leurs temps libres. Les élèves pourront présenter leurs comptes rendus de diverses façons (voir l'**annexe 3**).

http://www.ec.gc.ca/science/sandemay01/article7_f.html
www.nei.org/index.asp?catnum=1&catid=1

Stratégies d'évaluation suggérées

Comptes rendus de recherches

Demandez aux élèves de faire des recherches et de faire rapport là-dessus individuellement ou en groupe. Ils pourront :

- rédiger un compte rendu;
- faire un exposé verbal;
- dresser un tableau d'affichage;
- recourir aux multimédias.

Présentations visuelles

Les élèves peuvent présenter l'information recueillie, en utilisant :

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

L'enseignant peut évaluer chaque mode de présentation avec une formule appropriée établie avec les élèves avant le début du devoir.

C30S-3-03

Rédiger la formule et le nom de composés polyatomiques (ternaires) selon la nomenclature de l'Union internationale de chimie pure et appliquée (IUPAC);

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;

S3C-0-S7

Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens.

Connaissances du niveau d'entrée

S2-2-01, S2-2-02 Les élèves connaissent les notions relatives à la capacité combinatoire (valences) et à la liaison (ionique et covalente).

S2-2-03, S2-2-04 Rédiger des formules et des noms pour les composés binaires ioniques et moléculaires.

Évaluation des connaissances antérieures

Vérifiez la compréhension des notions antérieures et faites une récapitulation au besoin.

L'enseignant peut faire cette vérification ou cette évaluation en se servant d'un des formulaires fournis dans les chapitres 9 et 10 de *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, par exemple : l'organigramme; le tableau de connaissances; la stratégie « Écoute, dessine, trouve un partenaire, discute »; le cycle de mots; le procédé tripartite ou le cadre de comparaison. La classe pourra ainsi passer en revue les termes suivants : anion, cation, valence (capacité combinatoire), liaison ionique, métaux, non-métaux, liaison covalente, partage, l'unité de formule, binaire.

Activité d'activation

Les élèves s'adonnent au jeu des noms ioniques. (Voir l'**annexe 4**.) On lance une paire de dés (une avec les désignations de cations monoatomiques, l'autre, d'anions monoatomiques). Les élèves prédisent la bonne formule et le nom du composé ionique binaire en fonction des ions.

Activité de laboratoire

Il existe une intéressante expérience de laboratoire qui permet aux élèves de définir la relation entre les ions métalliques positifs et les ions non métalliques négatifs dans une formule donnée. On titre diverses solutions de chlore avec du nitrate d'argent à l'aide d'un compte-gouttes.

L'indicateur (la dichlorofluorescéine) passe du blanc au rose quand tous les ions de chlore dans la solution ont réagi. En organisant les données sous forme de tableau, les élèves peuvent voir la relation entre les ions positifs et négatifs dans une formule.

Notes à l'intention de l'enseignant

Indiquez que l'UICPA est l'Union internationale de chimie pure et appliquée. Quand vous abordez la question des ions polyatomiques, commencez avec des exemples simples tels que celui de l'hydroxyde. L'enseignant doit aussi préciser que ces ions sont parfois appelés ions complexes ou radicaux. L'**annexe 5** donne une liste d'ions polyatomiques. Il convient d'encourager les élèves à établir des formules en équilibrant la charge ionique au lieu d'utiliser la méthode de « croisement ». Il se peut qu'ils aient utilisé cette dernière méthode pour trouver la bonne formule d'un composé dans une classe antérieure, mais il faut maintenant leur dire pourquoi cette méthode fonctionne. Les activités visant à représenter les particules aideraient peut-être les élèves à définir les formules. On peut employer des formes de papier pour représenter divers cations et anions. L'objectif consiste à dresser une figure rectangulaire montrant le ratio ionique correct.

Stratégies d'évaluation suggérées

Rapports de laboratoire

Pour évaluer les activités décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, l'enseignant peut demander des rapports de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

Devoirs avec crayon et papier

- Les élèves devraient pouvoir rédiger le nom et la formule de composés binaires et tertiaires. Il convient d'inclure les ions multivalents tels que le Cu^+ et le Cu^{2+} . Les élèves pourraient formuler les questions et mettre à l'épreuve les connaissances de leurs camarades de classe.
- Les élèves devraient pouvoir expliquer par écrit pourquoi une formule donnée est correcte en fonction des ions et de leur charge totale dans la molécule.

C30S-3-04

Calculer, en unités de masse atomique, la masse de composés;

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;

S3C-0-S7

Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens.

Connaissances antérieures

S1-2-04 Expliquer la structure atomique d'un atome en fonction de sa masse atomique.

S2-2-02, S2-2-05 Utiliser le tableau périodique pour expliquer pourquoi les éléments se

combinent en vertu de ratios particuliers afin de former des composés, et étudier la loi de la conservation de la masse.

C3-3-01 Utiliser les données sur l'abondance relative pour calculer la masse atomique moyenne.

Évaluation des connaissances antérieures

Vérifiez la compréhension des notions antérieures et faites une récapitulation au besoin.

Activité d'activation

Utilisez un billet d'admission pour activer les connaissances antérieures des élèves.

Notes à l'intention de l'enseignant

Commencez par redire que les indices inférieurs indiquent le nombre d'atomes dans une molécule ou dans une unité de formule. Faites la distinction entre la masse moléculaire et la masse formulaire. Les composés moléculaires, aussi appelés molécules, contiennent des atomes liés ensemble dans des particules distinctes de charge électrique neutre. Exemples : l'O₂ et le CO₂. La masse d'une molécule est appelée masse moléculaire. Les composés ioniques sont faits d'ions. Exemples : le NaCl et le CuSO₄. La masse d'un composé ionique est appelé masse formulaire.

Les élèves doivent calculer la masse moléculaire et la masse formulaire de divers composés. La somme des masses atomiques moyennes des atomes d'une formule chimique est la masse moléculaire ou la masse formulaire du composé. Commencez avec des composés binaires puis passez peu à peu à des composés polyatomiques. La masse moléculaire de l'aspirine (C₉H₈O₄) peut se calculer comme suit :

$$\begin{aligned} \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 &= 9\text{C} + 8\text{H} + 4\text{O} \\ &= (9 \times 12,01\text{uma}) + (8 \times 1,01\text{uma}) + (4 \times 16,00\text{ uma}) \\ &= 180\text{ uma} \end{aligned}$$

Un diagramme de Venn permettrait de bien montrer les similitudes et les différences entre la masse moléculaire et la masse formulaire.

Activité de laboratoire

On peut faire de nombreuses recherches dans le contexte de ce résultat d'apprentissage : trouver la formule d'un hydrate, ou trouver le pourcentage d'eau dans un sel hydraté. En complément, on pourrait calculer le pourcentage de chaque composé en fonction de la masse.

Stratégies d'évaluation suggérées

Devoirs avec crayon et papier

Test/Jeu-questionnaire écrit

Les élèves calculent la masse de divers composés, en uma, étant donné le nom et/ou la formule de chaque composé.

C30S-3-05

**Rédiger et classer, à partir de la description écrite de réactions, des équations chimiques équilibrées,
entre autres des ions polyatomiques;**

C30S-3-06

Prédire les produits d'une réaction chimique à partir des réactifs et du type de réaction, entre autres des ions polyatomiques;

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;

S3C-0-S9

Tirer une conclusion après avoir analysé et interprété les données, entre autres les rapports de cause à effet, les autres explications, et l'appui ou le rejet d'une hypothèse ou d'une prédiction.

Connaissances antérieures

S2-2-06 Traduire des équations littérales en équations chimiques équilibrées, et vice-versa.

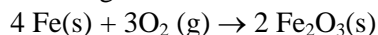
S2-2-07 Analyser et classer les réactions chimiques comme étant des synthèses, une décomposition, un déplacement simple, un déplacement double ou une combustion.

Évaluation des connaissances antérieures

Vérifiez la compréhension des notions antérieures et faites une récapitulation au besoin.

Démonstrations

L'enseignant peut utiliser l'événement inattendu suivant pour passer en revue les types de réaction. Mettez une chandelle non allumée sur une balance. Demandez aux élèves de prédire ce qui arrivera à la masse de la chandelle quand elle aura brûlée. Laissez la chandelle se consumer et observez la diminution de la masse. Les élèves devraient expliquer que la diminution de la masse est due aux produits gazeux de la réaction de combustion. Ensuite, mettez de la laine d'acier (Fe) sur la balance, et prenez note de la masse. Demandez de nouveau aux élèves de prédire ce qui arrivera si la laine est brûlée. Brûlez-la et voyez la masse grandir. Les élèves devraient expliquer que la masse augmente à cause de la réaction de synthèse.



Activité de laboratoire

« Indications de réactions chimiques »

Il s'agit d'une activité de laboratoire qui renforce les connaissances des élèves sur les caractéristiques d'une réaction chimique (voir l'**annexe 6**).

Notes à l'intention de l'enseignant

Après avoir suivi le cours de sciences du S2, les élèves devraient bien comprendre ce que signifie « équilibrer une équation ». Afin de passer en revue les divers types de réactions, l'enseignant voudra peut-être prévoir des activités de laboratoire ou des démonstrations. Quand il équilibre des

équations, l'enseignant doit maintenant présenter aux élèves des réactions plus complexes qui comportent des ions polyatomiques.

Les élèves devraient pouvoir changer une équation exprimée en mots en une équation équilibrée. Il ne faut pas qu'ils se limitent à des réactions axées sur un rapport 1:1. La règle générale suivante fonctionne pour la plupart des réactions chimiques : équilibrer d'abord les métaux, puis les ions et les non-métaux, l'hydrogène et, enfin, l'oxygène. S'il n'y a ni métal ni ion, comme dans le cas d'une réaction de combustion organique, on équilibre le carbone d'abord, puis l'hydrogène et, enfin, l'oxygène.

Les élèves doivent indiquer l'état des réactifs et des produits (gaz, liquide, solide, aqueux), quand on leur fournit les renseignements nécessaires dans la question.

Les élèves devraient pouvoir prédire les produits d'une réaction, si on leur indique les réactifs et le genre de réaction. Commencez avec des réactions d'addition et de décomposition, puis passez aux réactions à déplacement simple et double et aux réactions de combustion.

Travail d'équipe et de collaboration

Utilisez la stratégie jigsaw : chaque élève devient un « expert » d'un genre de réaction. Les élèves se réunissent en un grand groupe, et chacun enseigne à ses camarades. Chaque expert conçoit des questions à poser aux autres membres de la classe.

Stratégies d'évaluation suggérées

Demandez aux élèves de suivre une démarche à trois points, à l'égard de chaque type de réaction.

Rapports de laboratoire

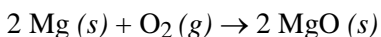
Pour évaluer les activités décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, l'enseignant peut demander des rapports de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

Devoirs avec crayon et papier

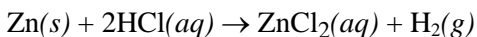
Test/Jeu-questionnaire par écrit

Ayant reçu la description écrite d'une réaction, les élèves posent des équations chimiques équilibrées et désigne le type de réaction dont il s'agit. Étant donné les réactifs et le type de réaction, ils prédisent les produits qui résulteront de la réaction et rédigent une équation chimique équilibrée.

Exemple : Quand on brûle du magnésium dans l'air, un solide blanc se forme. Rédige l'équation chimique équilibrée correspondant à la réaction, en précisant les états de la matière et le type de réaction.



Exemple : Quand on traite le zinc avec de l'acide chlorhydrique, un gaz est produit. Rédige l'équation chimique équilibrée correspondante et indique le type de réaction.



Activité des élèves

Les élèves formulent leurs propres questions et les partagent avec leurs camarades de classe pour ajouter ainsi aux exercices. Ces questions peuvent faire partie d'un jeu-questionnaire ou d'un test.

C30S-3-07

Décrire le concept de la mole et son importance en matière de métrologie pour la chimie;

C30S-3-08

Calculer la masse molaire;

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs.

Connaissances du niveau d'entrée

Le sujet n'a pas été étudié antérieurement. Nous rappelons aux enseignants que, dans le cours de sciences du S2 (voir l'annexe 7), on a légèrement abordé la question des chiffres significatifs.

Notes à l'intention de l'enseignant

Avogadro n'a pas calculé le nombre portant son nom. Il a travaillé avec des gaz pour essayer de prouver que des volumes de gaz égaux soumis aux mêmes conditions contiennent le même nombre de particules. Ses travaux sur les particules au niveau moléculaire ont servi de fondement à d'autres études menées par des scientifiques tels que Jean-Baptiste Perrin. Celui-ci a mesuré le déplacement des particules colloïdales affichant un mouvement brownien. Ensuite, il s'est servi des résultats de ces expériences pour calculer la première valeur de la constante d'Avogadro. Voir la liste des ressources pour obtenir d'autres renseignements.

L'enseignant devrait expliquer comment l'hypothèse d'Avogadro a révolutionné la pensée dans le domaine de la chimie, et comparer la façon dont la constante « N » a été calculée dans le passé à celle que l'on aurait pu utiliser aujourd'hui pour la trouver.

Activité

Il existe un excellent micro-laboratoire pour calculer la valeur du nombre d'Avogadro. La procédure comporte la production d'une couche monomoléculaire d'acide stéarique.

On peut aussi faire une expérience légèrement modifiée par rapport au laboratoire précédent, pour calculer la taille et la masse d'une molécule d'acide oléique. (Voir l'**annexe 7**.)

Un autre micro-laboratoire offre aux élèves la possibilité d'estimer la taille d'une mole, en comparant la masse moyenne de pois cassés au volume d'une mole de pois.

Expliquez la relation entre les moles, le nombre de particules et la masse en grammes. Soulignez que la mole est l'unité principale dans la plupart des calculs. Il faut encourager les élèves à recourir à l'analyse dimensionnelle pour résoudre les problèmes. Le présent cours vise à limiter les calculs avec le nombre d'Avogadro et à mettre davantage l'accent sur les calculs pratiques faisant intervenir la masse, le volume et les moles. On considérerait que le calcul suivant s'inscrirait dans le prolongement du résultat d'apprentissage : Quelle est la masse de six atomes de phosphate d'ammonium?

Il faut rappeler aux élèves que, dans certains manuels et ouvrages de référence, la masse molaire est aussi appelée « poids ou masse moléculaire ».

Au fil des années, les professeurs de chimie ont recouru à mille et une méthodes pour aider les élèves à assimiler ces calculs. L'une d'elles a été fournie aux fins d'information. Quand on convertit d'une unité à une autre, il faut toujours inscrire l'inconnue en haut, comme dans l'exemple. Ensuite, on trouve la valeur de x, soit en faisant une multiplication en croisé, soit en divisant tout simplement.

Combien de moles y a-t-il dans 2,3 g d'atomes de sodium?

$$\frac{X}{1 \text{ mole}} = \frac{2,3 \text{ g}}{23,0 \text{ g}}$$

Si l'on divise, les unités en grammes se simplifient, ce qui laisse un nombre de moles comme réponse. On a tout de même fait une multiplication en croisé!

$$X = 0,10 \text{ mole (2 chiffres significatifs)}$$

La même méthode permet de trouver le nombre de moles dans $2,41 \times 10^{23}$ atomes de cuivre.

$$\frac{X}{1 \text{ mole}} = \frac{2,41 \times 10^{23} \text{ atomes}}{6,02 \times 10^{23} \text{ atomes}}$$

Les nombres d'atomes se simplifient, ce qui laisse un nombre de moles comme réponse.

$$X = 0,400 \text{ mole (3 chiffres significatifs)}$$

Quand la conversion se fait dans l'autre sens, la multiplication en croisé permet de trouver la réponse.

Quelle est la masse de 0,25 mole de NaOH?

$$\frac{X}{40,0 \text{ g}} = \frac{0,250 \text{ mole}}{1 \text{ mole}}$$

$$X = 10,0 \text{ g (3 chiffres significatifs)}$$

Il faut faire un effort pour demander aux élèves de vérifier leurs réponses et de voir si elles sont raisonnables. En posant par écrit les ratios de cette façon, les élèves ont de meilleures chances de voir la relation entre ce qui leur est donné et ce qu'ils doivent trouver. Il convient de poursuivre l'analyse des unités pour confirmer les réponses obtenues avec la méthode des ratios.

Activité de laboratoire

L'annexe 8 décrit une excellente activité de laboratoire au cours de laquelle les élèves peuvent calculer avec un bon degré de précision la masse molaire du butane.

Il y a bien d'autres activités que l'on peut faire au sujet des moles et de la masse. Nous proposons à l'enseignant de demander aux élèves de calculer d'avance les quantités nécessaires pour le laboratoire qu'ils exécuteront dans le cadre du résultat d'apprentissage C30S-3-14.

Stratégies d'évaluation suggérées

Rapports de laboratoire

Pour évaluer les activités décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, l'enseignant peut demander des rapports de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et des réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

Présentations visuelles

Les élèves créent un diagramme visuel ou une carte conceptuelle pour montrer comment convertir une unité en une autre.

Rédaction d'un journal scientifique personnel

Les élèves rédigent un poème, une lettre, une carte de souhaits ou une affiche pour inviter les parents à célébrer la Journée des moles, le 23 octobre, de 6 h 02 à 18 h 06. Pour les enseignants du deuxième semestre, l'Équinoxe molaire est le 23 avril.

L'enseignant peut évaluer chacun de ces modes de présentation avec une rubrique appropriée conçue avec les élèves avant le début des devoirs. Des modèles de rubrique sont donnés dans l'annexe du présent document.

C30S-3-09

Calculer, à partir de la densité à une température et à une pression données, le volume d'un gaz dont la masse est connue, entre autres le volume molaire;

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;

S3C-0-S7

Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens.

Connaissances du niveau d'entrée

En huitième année (8-3-06), les élèves ont étudié la propriété de la densité relativement aux solides, aux liquides et aux gaz. Ils ont aussi résolu des problèmes en se servant de la relation densité = masse / volume unitaire, en employant les unités appropriées. Toutefois, l'enseignant aura fortement avantage à revoir ce concept et à en évaluer la compréhension chez les élèves.

Les élèves ont déjà étudié les phases de la matière, et on leur a expliqué les propriétés des gaz à l'aide de la théorie cinétique des molécules.

Renseignements pour l'enseignant

L'enseignant se rappellera que, pour qu'un gaz se comporte comme un gaz parfait, les forces intermoléculaires doivent être aussi faibles que possible. Afin de créer une telle situation, il faut que la pression du gaz soit nettement inférieure à une atmosphère (1 atm) et que la température soit relativement élevée. En outre, la conformité aux propriétés d'un gaz idéal varie sensiblement d'un gaz à l'autre. Par suite de la complexité de cette question, nous supposons, aux fins du cours de chimie 30S, que tous les gaz sont parfaits.

Dans la plupart des manuels du secondaire, on lit que le volume molaire « idéal » de **n'importe quel** gaz, à température et pression normales (TPN), est de 22,414 l. Il faut donner aux élèves toutes les unités correspondant à la TPN : 0°C et 101,3 kPa, ou 760 mm Hg, 1,00 atm.

En fait, la plupart des gaz s'écartent de cette valeur (22,414 l), même si la température et la pression sont normales.

Ammoniac (NH ₃)	22,079 l
Chlore (Cl ₂)	22,184 l
Dioxyde de carbone (CO ₂)	22,260 l
Oxygène (O ₂)	22,390 l
Argon (Ar)	22,397 l
Gaz parfait	22,414 l
Néon (Ne)	22,422 l
Hydrogène (H ₂)	22,432 l
Hélium (He)	22,435 l

Si les élèves utilisent trois chiffres significatifs, les calculs se rapprocheront beaucoup de 22,4 l. Un certain nombre de calculs typiques ont été fournis.

Notes à l'intention de l'enseignant

Activités en classe

Avec un tableau donnant la densité des gaz, demandez aux élèves de calculer le volume molaire de gaz communs et le volume d'une certaine masse d'une substance gazeuse, à une température et à une pression données. Demandez-leur de résoudre des problèmes nécessitant des conversions entre la masse et le volume. Encouragez-les à utiliser la logique et le raisonnement, au lieu de miser sur les algorithmes et les ratios. Voici des exemples de problèmes simples portant sur le volume molaire :

Calcule le volume de 8,00 g de gaz d'oxygène si la température et la pression sont normales. Combien de moles y aurait-il dans 8,96 l de gaz, à température et pression normales?

Si l'on signale aux élèves que le volume molaire à 25° C et à une pression d'une atm est de 24,5 l / mole, alors, ils pourraient aussi résoudre des problèmes du genre suivant :

Trouve le volume de 29,9 g d'argon à 25,0°C et à une pression d'une atm.

Les élèves peuvent confirmer la valeur du volume molaire d'un gaz en utilisant la densité de ce dernier. Calculez le volume molaire du gaz d'hydrogène si la densité de celui-ci est de 0,08999 g/l à 0° C, la pression étant de 760 mm Hg.

La densité est définie comme étant la masse par unité de volume.

$$D = \frac{M}{V} \quad \text{ou} \quad V = \frac{M}{D}$$

$$V = \frac{2,02 \text{ g} \cdot \text{mole}^{-1}}{0,08999 \text{ g} \cdot \text{l}^{-1}} = 22,4 \text{ l / mole}$$

Inversement, les élèves peuvent calculer la densité d'un gaz à température et pression normales, en se servant du volume molaire et de la masse molaire du gaz.

Activité/Démonstration

Voici une excellente activité qui donne de bons résultats aux élèves, tout en leur permettant d'apprendre et d'appliquer les consignes de sécurité dans un laboratoire.

On évalue la masse d'un briquet au butane avant et après que le combustible soit libéré sous forme de gaz dans une chambre de collecte. Cette mesure est la masse du gaz libéré dans l'eau. L'exactitude des résultats dépend beaucoup de la précision de la chambre de collecte. On pourrait insérer un entonnoir renversé dans le tube d'un eudiomètre pour recueillir plus efficacement tout gaz libéré. En connaissant le volume exact du gaz à une température et à une pression établies, nous pouvons le convertir à ce qu'il serait si la température et la pression étaient normales. Ensuite, avec la valeur de 22,4 l/mole, nous pouvons calculer le nombre de moles de gaz libérées. En divisant la masse du gaz libéré par le nombre de moles, nous pouvons calculer la masse molaire du gaz. Le gaz doit être du butane (C₄H₁₀). On pourrait faire une comparaison avec la masse molaire exacte.

Prolongement

D'autres problèmes sont possibles si l'on y intègre aussi les lois sur les gaz, une fois que les élèves ont parfaitement compris le concept de volume molaire.

Exemple : Calcule la masse molaire d'un gaz si sa densité à 27,0 °C et à une pression de 1,5 atm est de 1,95 g/l. Quel est ce gaz?

$D = \frac{M}{V}$ nous ne connaissons ni M ni V dans ces conditions,
V mais nous pouvons changer 22,414 l et voir à quoi ce volume correspond aux conditions en question, en utilisant les lois sur les gaz.

$$22,414 \text{ l à } 273 \text{ }^\circ\text{K et à } 1,0 \text{ atm} \\ ? \text{ l à } 300 \text{ }^\circ\text{K et à } 1,5 \text{ atm}$$

$$\frac{22,414 \text{ l} \times 300 \text{ }^\circ\text{K} \times 1,0 \text{ atm}}{273 \text{ }^\circ\text{K} \times 1,5 \text{ atm}} = 16,4 \text{ l}$$

$$M = D \times V$$

$$= \frac{1,95 \text{ g}}{1} \times \frac{16,41}{\text{mole}}$$

= 32,0 g/mole (3 chiffres significatifs). Le gaz pourrait être l'O₂.

D'autres problèmes sont possibles si l'on y intègre aussi les lois sur les gaz, une fois que les élèves ont parfaitement compris le concept de volume molaire.

Exemple : Calcule la densité de l'éthène (C₂H₄) à -73 °C et à une pression de 0,445 atm.

Afin d'utiliser la formule $D = \frac{M}{V}$, nous devons trouver le volume molaire aux conditions données.

22,414 l à 273 °K et à une pression de 1,0 atm
 ? l à 200 °K et à une pression de 0,445 atm

$$\frac{22,414 \text{ l} \times 200 \text{ }^\circ\text{K} \times 1,0 \text{ atm}}{273 \text{ }^\circ\text{K} \times 0,445 \text{ atm}} = 36,9 \text{ l}$$

alors, $D = \frac{M}{V}$

$$= \frac{28,04 \text{ g} \cdot \text{mole}^{-1}}{36,9 \text{ l} \cdot \text{mole}^{-1}}$$

$$= 0,760 \text{ g / l.}$$

On peut aussi poser des problèmes comportant des grammes et des moles.

Exemple : Calcule le volume de 11,0 g de dioxyde de carbone à 173 °C et à une pression de 55,6 kPa.

$$\text{Moles} = \frac{11,0 \text{ g}}{44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$= 0,250 \text{ mol}$$

Le volume à une température et à une pression normales = 0,25 mol x 22,4 l
 = 5,60 l

5,60 l à 273 °K et 101,3 kPa
 ? l à 446 °K et 55,6 kPa

$$\frac{5,60 \text{ l} \times 446 \text{ }^\circ\text{K} \times 101,3 \text{ kPa}}{273 \text{ }^\circ\text{K} \times 55,6 \text{ kPa}}$$

Réponse = 16,8 l de gaz.

Stratégies d'évaluation suggérées

Devoirs avec papier et crayon

Les élèves résoudre des problèmes portant sur le volume molaire et la définition de la densité. La majorité des manuels contiennent un choix raisonnable de problèmes simples et d'autres plus compliqués.

Rédaction d'un journal scientifique personnel

Un certain nombre d'activités ont eu lieu dans votre classe. Les élèves voudront peut-être réfléchir aux résultats auxquels elles ont abouti.

*Dans beaucoup de ressources, on utilise l'équation des gaz parfaits ($PV = nRT$) ou des modifications de cette relation pour calculer la densité et le volume molaire, etc. Toutefois, on peut aussi faire les calculs en modifiant les conditions par rapport à la température et à la pression normales, puis en utilisant $22,414 \text{ l} \cdot \text{mole}^{-1}$.

C30S-3-10

Résoudre des problèmes nécessitant la conversion d'unités faite en moles, masse, volume et nombre de particules;

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;

S3C-0-S7

Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens.

Liens historiques

Depuis 1865, il y a eu plus de 80 calculs de la valeur de ce que nous appelons maintenant le nombre ou la constante d'Avogadro. L'expression « nombre d'Avogadro » rend hommage à Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro pour les travaux remarquables qu'il a accomplis. Il a travaillé avec des gaz pour essayer de prouver que des volumes de gaz égaux soumis aux mêmes conditions contiennent le même nombre de particules. Ses travaux sur les particules au niveau moléculaire ont servi de fondement à d'autres études menées par des scientifiques tels que Jean-Baptiste Perrin et Josef Loschmidt. Perrin a mesuré le déplacement des particules colloïdales affichant un mouvement brownien et il s'est servi des résultats de ces expériences pour calculer la première valeur de la constante d'Avogadro. Les recherches de Loschmidt reposaient sur la théorie cinétique des molécules. Pour trouver un excellent résumé de la recherche faite sur le nombre d'Avogadro, consultez le site Web indiqué ci-après et rendez-vous au lien *Loschmidt's Number* vers le bas de la page. Le résumé décrit les méthodes originales employées ainsi que les méthodes plus modernes faisant appel à la diffraction des rayons X et à la radioactivité.

<http://gemini.tntech.edu/~tfurtsch/scihist/avogadro.htm>

Si le lien ne fonctionne pas, utilisez Google et inscrivez simplement « Avogadro » dans la fenêtre de recherche : cela vous donnera accès à plusieurs sites excellents, y compris la page d'accueil d'Avogadro (*Avogadro's Home Page*). La valeur officielle de la constante donnée par le NIST (National Institute for Standards and Technology) est $6,0221415 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Notes à l'intention de l'enseignant

L'enseignant devrait expliquer comment l'hypothèse d'Avogadro a révolutionné la pensée dans le domaine de la chimie, et comparer la façon dont la constante « N » a été calculée dans le passé aux méthodes que l'on utilise aujourd'hui pour la trouver.

Les élèves ont d'habitude du mal à saisir un si grand nombre. Il est utile de fournir des exemples.

Exemple : Si nous devions répartir entre tous les humains un nombre de sous aussi grand que le nombre d'Avogadro, combien chaque personne recevrait-elle?

En date du 15 janvier 2005, la population du globe était estimée à 6 412 930 900 personnes.

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ sous}}{6\,412\,930\,900 \text{ personnes}} = 9,3873 \times 10^{13} \text{ sous}$$

ou environ 939 000 000 000 \$!

Exemple : Si l'on empilait le nombre de feuilles de papier correspondant au nombre d'Avogadro, la pile dépasserait les limites de notre système solaire!

Exemple : Le nombre de grains de riz correspondant au nombre d'Avogadro couvrirait toute la surface de la Terre : en fait, la couche de riz aurait 75 m d'épaisseur!

Soumettez aux élèves des problèmes pratiques se rapportant à la conversion des unités propres à la masse, aux moles et aux volumes. Insistez moins sur la conversion du nombre de particules en d'autres unités.

La page qui suit contient un certain nombre d'exemples. Il faut accorder une attention particulière à l'utilisation des bonnes unités. Rappelez-vous que les élèves ont eu recours à l'analyse des unités pour résoudre les problèmes axés sur les lois des gaz.

Exemples de problèmes

Ex. : 1) Calcule la masse de 0,250 mol de NH_4OH

$$0,250 \text{ mol} \times \frac{35,0 \text{ g}}{\text{mol}} = 8,75 \text{ g}$$

Ex. : 2) Combien y a-t-il de particules dans 2,0 mol d'atomes de carbone?

$$\text{Si } 1,0 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23}, \text{ alors}$$

2,0 mol devrait équivaloir au double.

$$2,0 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \frac{\text{particules}}{\text{mol}} = 12,04 \times 10^{23} \text{ particules}$$

ou $1,2 \times 10^{24}$ particules (2 chiffres significatifs)

Ex. : 3) Quel serait le volume de 1,70 g d'ammoniac (NH_3) si la température et la pression étaient normales?

$$\frac{1,70 \text{ g}}{17,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \times 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Réponse = 2,24 l (3 chiffres significatifs)

Ex. : 4) Combien y a-t-il de moles dans $4,82 \times 10^{24}$ particules?

$$\frac{4,82 \times 10^{24} \text{ particules}}{6,02 \times 10^{23} \text{ particules/mol}} = 8,01 \text{ mol}$$

$$6,02 \times 10^{23} \text{ particules} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ex. : 5) Calcule le nombre de molécules de dioxyde de carbone (CO₂) qu'il y a dans 1,68 l de gaz, à température et pression normales.

$$\frac{1,68 \text{ L}}{22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ particules} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Réponse} = 4,52 \times 10^{22} \text{ particules}$$

Stratégies d'évaluation suggérées

Rapports de recherche

Demandez aux élèves de faire des recherches sur le nombre d'Avogadro et de soumettre un rapport individuel ou rédigé par un petit groupe. Ils pourront offrir l'information sous la forme :

- d'un rapport écrit;
- d'un exposé oral;
- d'un tableau d'information;
- d'une présentation multimédia.

Présentations visuelles

Les élèves peuvent soumettre des exemples qui donnent une meilleure idée de l'ampleur du nombre d'Avogadro et le faire en créant :

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

Rédaction d'un journal scientifique personnel

Les élèves voudront peut-être rédiger dans leur journal un passage sur le nombre d'Avogadro et sur la raison pour laquelle il porte le nom de ce chercheur même si celui-ci n'a pas trouvé le nombre même. Ce serait bien de faire comme si Avogadro rédigeait une lettre, à la première personne du singulier!

Rédaction créatrice

L'**annexe 9** présente des activités de rédaction créatrice sur la mole. Ces activités abordent le concept de la mole sous un angle tout à fait différent.

C30S-3-11

Trouver des formules empiriques et moléculaires à partir de données en pourcentage sur la masse ou la composition;

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;

S3C-0-S7

Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens.

Connaissances antérieures

En secondaire I (S2-2-04), les élèves ont rédigé des formules de composés moléculaires en utilisant des préfixes et, dans le cadre du résultat C30S-3-03, ils ont rédigé des formules de composés polyatomiques en se servant de la nomenclature de l'UICPA. Toutefois, on ne leur a pas encore expliqué qu'il existe de nombreux genres de formules.

Stratégies d'enseignement suggérées

La plupart des ressources énumérées à la page suivante donnent une explication détaillée des divers genres de formules, tout en proposant des activités et des laboratoires conçus pour permettre aux élèves de trouver des formules par la voie expérimentale. Les renseignements généraux suivants ont été inclus.

Dans une formule chimique, les éléments sont représentés par des symboles, et un nombre inscrit en indice correspond au nombre d'atomes de chaque élément.

Une formule **empirique (la plus simple)** représente le nombre relatif d'atomes de chaque élément présent dans le composé.

Ex. : la formule empirique de l'éthane serait CH₃.

Une formule **moléculaire** représente le nombre réel d'atomes de chaque élément plutôt qu'un ratio entre les atomes.

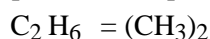
Ex. : la formule moléculaire de l'éthane serait C₂ H₆.

Autre façon de représenter cela :

Formule moléculaire = (Formule empirique)_n

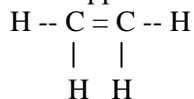
Où n est un nombre entier : n=1, etc.

Dans le présent exemple, n =2



Une formule de **structure** (ou développée) montre les liaisons entre les atomes et fournit des renseignements sur le nombre d'atomes.

Ex. : la formule développée de l'éthane serait :



Comme les élèves définiront la formule à partir de la composition en pourcentage et de la masse, il faut leur rappeler qu'il y a une distinction entre les composés moléculaires et ioniques. Au sens le plus strict, il est inexact de dire que 58,5 g / mol est la masse molaire du NaCl non moléculaire. Il est plus exact de dire qu'il s'agit de la masse formulaire.

La composition en pourcentage d'un composé correspond à la masse de chaque élément, divisée par la masse totale du composé et multipliée par 100 %. La composition en pourcentage peut être calculée à partir de la formule du composé ou, dans le cadre d'une expérience, au moyen d'une réaction de décomposition du composé.

Dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, l'enseignant donne aux élèves soit la composition en pourcentage, soit les données sur la masse, et ils doivent ensuite trouver la formule appropriée.

Les problèmes que les élèves sont censés résoudre en ce qui concerne l'établissement d'une formule à partir de la composition en pourcentage et des données sur la masse doivent être aussi simples que possible. Plusieurs exemples ont été fournis.

Ex. : Soit un composé dont la composition est la suivante : 40,0 % de carbone, 6,714 % d'hydrogène et 53,29 % d'oxygène. Trouve la formule empirique du composé.

Suppose qu'il s'agit d'un échantillon de 100,0 g, auquel cas :

$$\text{C } \frac{40,0 \text{ g}}{12,0 \text{ g/mol}} = 3,3 \text{ mol}$$

$$\text{H } \frac{6,71 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 6,7 \text{ mol}$$

$$\text{O } \frac{53,29 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 3,3 \text{ mol}$$

En divisant par le plus petit nombre de moles, on trouve que le ratio entre les éléments de la formule est $\text{C}_1 \text{H}_2 \text{O}_1$.

Ex. : Soit un composé qui contient 71,65 % de chlore, 24,27 % de carbone et 4,07 % d'hydrogène. Trouve la formule moléculaire si la masse molaire est de 98,96 g/mol. Suppose qu'il s'agit d'un échantillon de 100,0 g.

$$\text{Cl } \frac{71,65 \text{ g}}{35,5 \text{ g/mol}} = 2,02 \text{ mol}$$

$$\text{C } \frac{24,27 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 2,02 \text{ mol}$$

$$\text{H } \frac{4,07 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 4,01 \text{ mol}$$

En divisant par le plus petit nombre de moles, on trouve que le ratio entre les éléments est $\text{C}_1 \text{H}_2 \text{Cl}_1$; la masse formulaire serait alors 49,5 g/mol. Si la masse molaire est 98,96 g/mol, la formule moléculaire sera un multiple de la formule la plus simple, soit :

$$\frac{98,96 \text{ g/mol}}{49,5 \text{ g/mol}} = 2$$

La formule moléculaire est donc $\text{C}_2 \text{H}_4 \text{Cl}_2$.

Ex. : L'analyse expérimentale a montré qu'un composé contenait 7,30 g de sodium, 5,08 g de soufre et 7,62 g d'oxygène. Quelle est la formule la plus simple de ce composé?

$$\text{Na } \frac{7,30 \text{ g}}{23,0 \text{ g/mol}} = 0,317 \text{ mol}$$

$$\text{S} \quad \frac{5,08 \text{ g}}{32,1 \text{ g/mol}} = 0,158 \text{ mol}$$

$$\text{O} \quad \frac{7,62 \text{ g}}{16,90 \text{ g/mol}} = 0,476 \text{ mol}$$

En divisant par le plus petit nombre de moles, on trouve que la formule la plus simple devient $\text{Na}_2\text{S}_1\text{O}_3$.

Stratégies d'évaluation suggérées

Rapports de laboratoire

Si les élèves font un laboratoire, l'enseignant peut demander un rapport de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et des réponses formulées à partir des données recueillies pendant la recherche.

Devoirs avec papier et crayon

L'enseignant évaluerait les élèves en leur demandant de résoudre divers problèmes sur les formules, ou soit sur la composition en pourcentage, soit sur les données relatives à la masse.

C30S-3-12

Interpréter une équation équilibrée exprimée en moles, des masses et des volumes de gaz;

C30S-3-13

Résoudre des problèmes comportant des réactions mole-mole, masse-masse, volume-volume et masse-volume à partir de réactifs et de produits connus, entre autres des problèmes concernant la chaleur de réaction;

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;

S3C-0-S7

Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens.

Connaissances du niveau d'entrée

Les élèves n'ont pas étudié les coefficients molaires en détail dans le passé, mais en secondaire 2 (S2-2-06), ils ont mis par écrit des réactions chimiques à partir d'équations littérales et ils ont équilibré les réactions en fonction de la conservation des atomes. On rappelle aux enseignants que

les élèves auront le plus vraisemblablement équilibré des réactions qui contenaient des ions polyatomiques dans le cadre du résultat C30S-3-05.

Évaluation des connaissances antérieures

Vérifiez la compréhension des notions antérieures et faites une récapitulation au besoin.

Notes à l'intention de l'enseignant

L'enseignant doit montrer aux élèves les diverses façons d'interpréter une équation ou une réaction chimique équilibrée (voir l'**annexe 10**). Il faut souligner que la mole est l'unité centrale lorsqu'il s'agit de comprendre la relation entre les réactifs et les produits dans une réaction chimique. En d'autres termes, les coefficients d'une réaction équilibrée peuvent représenter des moles, des molécules, la conservation de la masse en grammes (uma), ou des volumes de gaz.

Comme les élèves ont rédigé et équilibré une réaction chimique comportant des ions polyatomiques dans le cadre du résultat C30S-3-05, il convient de faire à ce stade-ci la jonction avec la stœchiométrie.

Liens historiques

Jeremias Benjamin Richter (1762–1807) a créé la stœchiométrie en 1792. Il a dit : « La stœchiométrie est la partie de la chimie qui traite des proportions dans lesquelles les diverses substances (ratios des masses) se combinent entre elles. »

Au début, l'enseignant pose aux élèves des questions très simples sur l'utilisation des coefficients, puis il aborde peu à peu des problèmes plus complexes.



- D'abord, travaillez avec les multiples des rapports molaires :
Combien de moles d'ammoniac obtiendrait-on avec la réaction de 6 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ et de 2 mol de $\text{N}_2(\text{g})$, etc.
- Ensuite, combien de moles de $\text{N}_2(\text{g})$ faudrait-il pour que s'opère une réaction exacte avec 9 mol de $\text{H}_2(\text{g})$, etc.
- Ensuite, combien de moles de gaz d'hydrogène et d'azote faudrait-il pour produire 0,4 mol d'ammoniac.

Par suite de cette progression, les élèves ont une chance de travailler avec les coefficients avant d'aborder la masse et le volume. (Cependant, les coefficients molaires représentent aussi des volumes de gaz!)

Une fois que les élèves peuvent manipuler les coefficients pour résoudre des problèmes comportant des moles, commencez avec un réactif dont la masse est donnée.

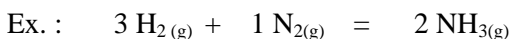


Calcule le nombre de moles d'ammoniac produites avec 12,0 g de gaz d'hydrogène et une quantité illimitée d'azote.

La masse de 12,0 g équivaut à 6,0 moles; cela signifie que le ratio molaire est doublé. Par conséquent, 4,0 mol d'ammoniac sont produites.

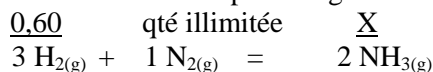
Il y a presque autant de façons de résoudre les problèmes de stœchiométrie masse-masse qu'il y a de professeurs de chimie. Une des méthodes est décrite à titre d'exemple à la page suivante. Les manuels présentent aussi d'autres méthodes.*

Recommandation : Utilisez des masses qui donnent un nombre de moles que les élèves peuvent trouver visuellement avec le ratio molaire de la réaction équilibrée. Si nous employons le même exemple :



Question : Calcule la masse d'ammoniac produite avec 1,2 g d'hydrogène réagissant avec une quantité illimitée d'azote.

Solution : 1,2 g d'hydrogène = 0,60 mol. Demandez aux élèves d'inscrire le nombre de moles d'hydrogène au-dessus du coefficient molaire de l'hydrogène. Comme la quantité d'azote est illimitée, la quantité de produit dépend de la quantité d'hydrogène; nous pouvons donc faire comme si l'azote n'entrait pas en ligne de compte dans le ratio molaire.



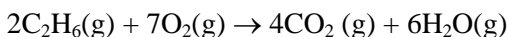
le ratio molaire est :

$$\frac{0,60}{3} = \frac{X}{2}$$

X = 0,40 mol de NH₃ ou 6,8 g de produit.

Une fois que les élèves ont maîtrisé les problèmes masse-masse, l'enseignant peut aborder la question de la chaleur de réaction.

Question : Quelle quantité de chaleur est produite lors de la combustion totale de 60,16 g d'éthane (C₂H₆), si la chaleur de combustion est de 1 560 kJ/mol d'éthane?



Solution :

$$60,16 \text{ g C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30,08 \text{ g C}_2\text{H}_6} \times \frac{1 \text{ 560 kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 3 \text{ 120 kJ}$$

Activités de laboratoire

On peut faire ici deux laboratoires pour renforcer le concept de stœchiométrie.

- 1) La stœchiométrie d'une réaction produisant un précipité. Il s'agit d'une micro-expérience dans laquelle les élèves font réagir du fer solide avec du sulfate de cuivre(II).
- 2) La stœchiométrie : Prolongement de l'étude du concept. Faire réagir des solutions de diverses concentrations pour trouver les proportions stœchiométriques entre l'hypochlorite de sodium (NaOCl) et le thiosulfate de sodium (Na₂ S₂ O₃).

Ce laboratoire peut aussi avoir lieu dans le cadre du résultat C30S-03-13 qui concerne les réactifs limitatifs.

Stratégies d'évaluation suggérées

Rapports de laboratoire

Pour évaluer les activités décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, l'enseignant peut demander des rapports de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

Test écrit/Jeu-questionnaire

Les élèves interprètent divers énoncés stœchiométriques; ils équilibrent alors des équations chimiques et trouvent des quantités de réactifs et de produits.

Recherches sur Internet

D'après les résultats de tes recherches, calcule le coût du remplissage d'un réservoir d'essence, le nombre de moles d'essence nécessaires pour faire le plein, le nombre de litres de CO₂ émis quand tout le réservoir est consommé, et la distance que le véhicule parcourt avec un réservoir plein. Voir l'**annexe 11**.

Présentations visuelles

Utilise un logiciel de schématisation conceptuelle (p. ex., Inspiration) pour créer une carte conceptuelle illustrant les diverses relations quantitatives.

Évaluation par les camarades de classe

Les élèves inventent des problèmes de stœchiométrie qui pourraient servir aux évaluations.

* La majorité des auteurs de manuels exposent leur propre méthode « unique » pour l'exécution de ces calculs. L'enseignant doit choisir le genre de solution qui correspond au style d'apprentissage et aux capacités de ses élèves.

C30S-3-14

Préciser, à partir de l'équation de la réaction et de données sur les réactifs, le réactif limitatif, et calculer la quantité de produit;

S3C-0-U1

Appliquer des stratégies et des habiletés qui facilitent la compréhension des notions de chimie,

par exemple, les analogies, les cadres conceptuels, les cartes conceptuelles, les manipulatifs, les représentations de particules, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de prédiction et de tri, les cycles de mots;

S3C-0-U2

Démontrer une compréhension des notions de chimie,

par exemple employer un vocabulaire scientifique précis, expliquer des concepts à d'autres, comparer des concepts, appliquer ses connaissances à de nouvelles situations ou à de nouveaux contextes, présenter de nouvelles analogies, utiliser des manipulatifs;

S3C-0-S7

Interpréter l'organisation des données et les tendances, déduire et expliquer les liens.

Connaissances du niveau d'entrée

Les élèves n'ont pas encore parlé en classe d'exemples propres à la chimie, mais il existe dans la vie de nombreux cas où la quantité de produit est limitée par ce qui est disponible.

Stratégies d'enseignement suggérées

Dans le cadre du résultat d'apprentissage précédent, les élèves ont découvert l'idée qu'un réactif peut exister en quantité excessive ou illimitée. Une discussion de classe pourrait donc amener les élèves à conclure qu'un réactif non excédentaire limiterait la quantité de produit et qu'il resterait une partie de l'excédent en plus du produit. Afin de bien saisir ce concept, les élèves doivent prendre conscience d'exemples pratiques et concrets de facteurs limitatifs : entre autres, les ingrédients qu'il faut pour faire cuire un gâteau, ou les pièces nécessaires pour construire un véhicule. S'il manque un des ingrédients ou une des pièces, le produit final ne peut être créé. Par conséquent, l'ingrédient ou la pièce qui manque détermine la quantité de produit créée.

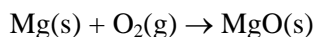
Autre exemple courant : la confection de sandwiches alors qu'un des ingrédients n'est disponible qu'en une quantité limitée. Ce pourrait être la viande ou le fromage qui serait nécessaire pour faire un sandwich complet.

Les élèves doivent commencer par résoudre des problèmes comportant des réactifs limitatifs et ne nécessitant que des calculs mole-mole. Insistez sur la nécessité d'équilibrer d'abord l'équation, pour obtenir les ratios molaires exacts. À mesure que la confiance des élèves grandit, intégrez aux problèmes des calculs de masse et de volume. Arrivés à la fin de l'étude du présent résultat d'apprentissage, les élèves devraient pouvoir calculer la quantité de réactif excédentaire qui ne réagit avec rien.

Soulignez que le réactif limitatif n'est pas nécessairement le réactif dont la masse ou le volume sont les plus petits. Expliquez aux élèves qu'ils doivent calculer le nombre de moles du produit formé, à partir du nombre de moles de chaque réactif, afin d'identifier le réactif limitatif. Voir l'**annexe 12** qui décrit des stratégies pour résoudre des problèmes sur les réactifs limitatifs.

Démonstration par l'enseignant

La combustion de magnésium peut servir à faire découvrir aux élèves ce que sont les réactifs limitatifs.



Quand tout le magnésium a brûlé, la réaction s'arrête. Par conséquent, le magnésium est le réactif limitatif, car c'est de lui que dépend la quantité de produit formée. Le gaz d'oxygène est le réactif en excédent, car il y en a encore quand la réaction cesse.

Activité de laboratoire

Il existe un certain nombre d'expériences de laboratoire simples que les élèves peuvent facilement faire pour mieux comprendre le concept des facteurs limitatifs.

Premier exemple

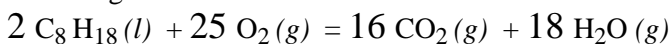
Coupez quatre ou cinq morceaux de ruban de magnésium de tailles différentes. Il convient, avant le laboratoire, de faire un test afin de calculer la bonne quantité de magnésium et la concentration appropriée d'acide chlorhydrique pour gonfler un ballon. La quantité et la concentration d'acide seraient constantes, mais la quantité de magnésium varierait. Demandez aux élèves de mettre les morceaux de magnésium dans des ballons de tailles semblables qui ont été pré-étirés. Fixez les ballons à un vase d'Erlenmeyer dans lequel une quantité appropriée d'acide a été versée. Une fois les ballons bien fixés, on peut les incliner pour que la bande de magnésium tombe dans l'acide. Comme le magnésium est le facteur limitatif, les ballons se gonfleront à des degrés différents, ce qui montrera que l'acide est en excédent et que le magnésium limite la réaction. Il est possible de calculer le volume stœchiométrique du gaz d'hydrogène prévu, en se servant de la loi de Boyle, à condition de connaître la pression atmosphérique dans la pièce. On pourrait recueillir le gaz par suite du déplacement d'eau, en ajoutant un tube d'alimentation au système.

Deuxième exemple

On peut faire la même activité en ajoutant des quantités différentes de pastilles Alka-Seltzer à l'eau et en recueillant le gaz ainsi produit.

Question STSE

Les automobiles utilisent l'énergie produite pendant la combustion de l'essence qui engendre d'habitude de l'eau et du dioxyde de carbone. L'essence est un mélange complexe de nombreux composés organiques; toutefois, on considère que la réaction suivante est représentative d'une réaction générale.



Cependant, si la quantité d'oxygène est limitée dans la réaction, c'est un polluant que l'on produit plutôt, c'est-à-dire de l'oxyde carbonique. Les élèves pourraient calculer le volume de $\text{CO}_2(g)$ émis lors de la combustion d'un litre d'essence (facteur limitatif), l'oxygène étant alors un réactif en quantité illimitée. À supposer que la température et la pression soient normales, demandez aux élèves de calculer la quantité de $\text{CO}_2(g)$ produite par la voiture de leur famille pendant une journée, une semaine et la durée de vie du véhicule. La classe pourrait alors tenir une discussion sur le réchauffement de la planète. (Thèmes d'actualité en sciences 30S – Changement climatique et surveillance de l'environnement, p. 16, p. 24.)

Les élèves rédigent un texte suivant la stratégie PPPST; ils décrivent leur rôle dans une réaction, comme s'ils étaient un réactif limitatif ou un réactif en excédent.

Stratégies d'évaluation suggérées

Test écrit/Jeu-questionnaire

Les élèves résolvent des problèmes comportant la présence d'un réactif limitatif.

Journal scientifique personnel

Les élèves inventent une analogie pour évoquer un problème comportant la présence d'un réactif limitatif.

Exemple : S'il faut deux boules de crème glacée, une cerise et 50 ml de sirop de chocolat pour confectionner une coupe glacée, combien de coupes peut-on préparer avec huit boules de crème glacée, six cerises et 100 ml de sirop de chocolat?

Les élèves peuvent aussi dire comment des réactifs limitatifs influent sur leur vie quotidienne.
Exemple : Le barbecue cesse de fonctionner quand il n'y a plus de propane.

Construction de problèmes

Les élèves formulent leurs propres problèmes comportant la présence d'un réactif limitatif, et ils en donnent la solution.

Comptes rendus de recherche

Demandez aux élèves de fournir des exemples de facteurs limitatifs. Ils peuvent présenter un rapport individuel ou rédigé par un petit groupe. Ils pourront offrir l'information sous la forme :

- d'un rapport écrit;
- d'un exposé oral;
- d'un tableau d'information;
- d'une présentation multimédia.

L'enseignant peut évaluer chacun de ces modes de présentation avec une rubrique appropriée conçue avec les élèves avant le début des devoirs.

Rapports de laboratoire

Pour évaluer les activités décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, l'enseignant peut demander des rapports de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et des réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

* La plupart des manuels et ouvrages ressources décrivent des activités ou des analogies simples qui illustrent le concept des réactifs limitatifs. Pour les laboratoires et les démonstrations, l'enseignant fait son choix en fonction du matériel et du temps disponibles.

C30S-3-15

Faire une expérience en laboratoire axée sur le lien masse-masse ou masse-volume, et identifier le réactif limitatif, entre autres le rendement théorique et le rendement pratique;

S3C-0-S1

Cultiver des habitudes de travail qui respectent la sécurité personnelle et collective et qui tiennent compte de l'environnement, entre autres connaître et appliquer les consignes de sécurité nécessaires, être au courant du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT), savoir utiliser l'équipement d'urgence;

S3C-0-S3

Concevoir et exécuter une recherche sur une question scientifique précise, entre autres le matériel, les variables dépendantes ou indépendantes, les vérifications, la méthodologie et les aspects liés à la sécurité;

S3C-0-S5

Colliger, enregistrer, organiser et présenter des données dans un format adapté, par exemple, des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, les produits obtenus avec des logiciels, les relevés de données recueillies avec des sondes;

S3C-0-S9

Tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, entre autres les rapports de cause à effet, les explications, l'appui ou le rejet d'une hypothèse ou d'une prédiction.

Connaissances antérieures

Les élèves ont déjà étudié des notions sur les gaz, y compris la relation entre la pression et la température.

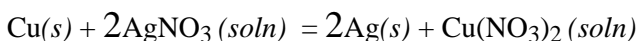
Notes à l'intention de l'enseignant

Les élèves feront une expérience de laboratoire portant sur un réactif limitatif. Fournissez-leur le contexte nécessaire sur les techniques qu'il faudra peut-être pour exécuter l'expérience, par exemple, sur la filtration et l'utilisation des tubes de collecte.

Activités de laboratoire*

Les élèves doivent exécuter une expérience de laboratoire pour analyser la relation stœchiométrique entre les réactifs et les produits. Bien des expériences permettent d'illustrer le concept. Un certain nombre de suggestions ont été formulées, mais il faudrait consulter les manuels de laboratoire pour obtenir les détails des expériences proposées.

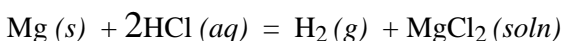
Exemple classique : la réaction d'un excédent de cuivre avec une solution limitative de nitrate d'argent (voir l'**annexe 13**). Cette analyse donne d'excellents résultats; on peut en élargir la portée pour examiner la conservation de la masse, en recourant à d'autres procédures et réactions.



Autre exemple : les réactions de substitution simples :

- du sulfate de cuivre(II) pentahydrate avec la laine d'acier;
- de l'aluminium avec le chlorure de cuivre(II) dihydrate.

Autre exemple : la réaction d'un ruban de magnésium avec un excédent d'acide chlorhydrique (voir l'**annexe 14**).



Le gaz d'hydrogène produit serait recueilli au moyen du déplacement d'eau dans un tube d'eudiomètre. Les élèves convertiraient le volume expérimental du gaz à la température ambiante au volume qu'il occuperait si la température et la pression étaient normales.

(La loi des pressions partielles – Loi de Dalton – n'a pas été abordée pendant le module sur les lois régissant les gaz. Il faudrait donc passer outre à la pression partielle due à la vapeur d'eau. Heureusement, cette pression est minime.) Les élèves calculeraient le rendement théorique de la masse de magnésium et de la réaction, et ils le compareraient à la valeur obtenue lors de l'expérience.

4) Si l'enseignant a accès à des sondes, l'**annexe 15** propose une excellente expérience de laboratoire faisant appel à des sondes et à un ordinateur.

Stratégies d'évaluation suggérées

Rapports de laboratoire

Pour évaluer les expériences décrites dans le cadre du présent résultat d'apprentissage, l'enseignant peut demander des rapports de laboratoire en bonne et due forme, ou utiliser des questions et des réponses formulées à partir des données recueillies au cours des diverses activités.

Dans chacune de ces expériences, les élèves évalueraient le rendement prévu et le rendement expérimental. Ils utiliseraient ensuite ces valeurs pour calculer le rendement en pourcentage. Il faut les encourager à repérer et à expliquer les sources d'erreur expérimentale.

Activités des élèves

Demandez aux élèves de concevoir une expérience de laboratoire qui pourrait servir à illustrer quantitativement ce qu'est et ce que donne un réactif limitatif.

Devoirs avec papier et crayon

Les élèves résolvent des problèmes portant sur la présence d'un des réactifs en excédent.

C30S-3-16

Préciser l'importance de la stœchiométrie dans les industries et décrire certaines applications,

par exemple, en chimie analytique, en ingénierie chimique et/ou en chimie industrielle;

S3C-0-R1

Choisir et prendre en compte des données obtenues de diverses sources, entre autres des documents imprimés ou électroniques, des conseils de spécialistes et d'autres personnes ressources;

S3C-0-R2

Justifier le choix des renseignements d'après leur fiabilité, l'absence de parti pris et l'utilité des sources;

S3C-0-R3

Citer les sources d'information d'une façon communément acceptée;

S3C-0-R5

Appliquer toute une gamme de méthodes pour communiquer les résultats de la recherche en fonction du but recherché et des destinataires.

Notes à l'intention de l'enseignant

Il n'est pas nécessaire que les élèves apprennent les exemples en détail. Ceux-ci servent simplement à montrer l'importance de la stœchiométrie dans nos vies.

On encourage l'enseignant à utiliser des exemples locaux chaque fois que c'est possible : les engrais chimiques, la production d'ammoniac, l'analyse de l'haleine (éthylométrie), la métallurgie, les coussins gonflables, le propérol, etc. Voir l'**annexe 16**.

Il existe d'excellents sites Internet qui procureront aux élèves des renseignements sur bon nombre des exemples proposées. (Par exemple, le site qui suit décrit le processus de Haber pour la fabrication d'ammoniac destiné aux explosifs. La matière risque d'être complexe pour les élèves du cours 30S, mais c'est une excellente ressource pour les enseignants.)

<http://www.usetute.com.au/haberpro.html>

http://www.fact-index.com/f/fr/fritz_haber.html

L'enseignant peut demander aux élèves de réunir des renseignements fournir dans leur propre manuel. Si ceux-ci sont limités, les élèves ou lui-même devront peut-être mener d'autres recherches. Certains manuels mentionnés sous *Ressources éducatives pour l'enseignant* contiennent d'excellentes données. Des renseignements ont été fournis ici et dans l'annexe du présent Regroupement.

Renseignements sur les feux d'artifice

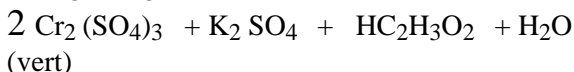
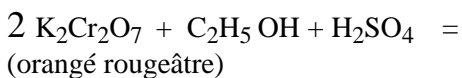
<http://www.glencoe.com/sec/science/webquest/content/fireworks.shtml>

Ivressomètres

Utilisez Google pour profiter du lien qui suit. En inscrivant le mot « ivressomètre » dans la fenêtre de recherche, on dénicherait d'excellents renseignements sur le fonctionnement de cet appareil et sur les divers genres d'ivressomètres trouvés sur le marché aujourd'hui.

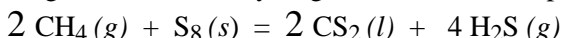
<http://science.howstuffworks.com/breathalyzer3.htm>

La réaction suivante résume bien ce qui se passe lors d'un alcootest :



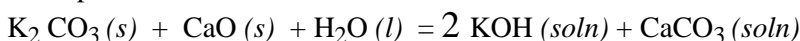
Utilisation industrielle

Le gaz de sulfure d'hydrogène est souvent employé dans la fabrication de la cellophane :



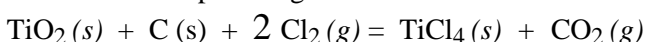
La cellulose de pâte de bois est dissoute dans de l'hydroxyde de sodium et traitée avec du gaz de H₂S pour former de la viscose, un intermédiaire dans la formation de la rayonne et de la cellophane.

De la potasse et de la chaux vive entrent dans la fabrication du savon :



Utilisation en métallurgie

Le titane est un métal de transition souvent employé dans la fabrication de nombreux alliages, étant donné son poids léger et sa résistance :



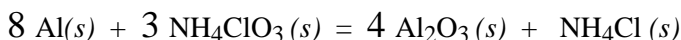
Coussins gonflables

La réaction suivante montre comment, à partir de l'azoture de sodium, du gaz d'azote est produit d'une façon explosive pour déployer les coussins gonflables installés dans les véhicules automobiles :



Génie chimique

Le propergol solide est un mélange de poudre d'aluminium (12 p. 100) et de perchlorate d'ammonium (74 p. 100). Une fois le carburant allumé, la réaction **ne peut plus** être arrêtée!



Stratégies d'évaluation suggérées

Discussion en classe

Afin de montrer que la stœchiométrie n'est pas un sujet confiné à la classe de chimie, demandez aux élèves de donner des exemples de ses applications dans l'industrie.

Recherches / Comptes rendus des élèves

Les élèves font des recherches sur une application ou sur plusieurs et ils rédigent un compte rendu. Ils peuvent partager leurs résultats par écrit, de vive voix ou par la voie électronique. Si l'enseignant veut que les élèves mènent des recherches sur Internet, il doit leur fournir des mots-clés pour leur faire épargner du temps. Bon nombre des ouvrages cités sous *Ressources éducatives pour l'enseignant* contiennent d'excellentes données sur certains des thèmes abordés dans les exemples fournis dans le cadre du résultat d'apprentissage.

Relations dans la collectivité

Amenez la classe dans une industrie locale qui utilise la stœchiométrie.

Présentation visuelle

Les élèves créent un document visuel, tel qu'une affiche, pour illustrer une application de la stœchiométrie.

Travail en collaboration

L'enseignant peut recourir aux stratégies d'enseignement telles que *Jigsaw* ou *Roundtable* pour amener les élèves à partager avec leurs camarades de classe leurs connaissances sur des applications particulières de la stœchiométrie.

Journal scientifique personnel

Les élèves réfléchissent à une application de la stœchiométrie industrielle. Leur réflexion peut reposer sur la façon dont celle-ci influe sur leur vie quotidienne ou sur des carrières qui font appel à elle.

Présentations visuelles

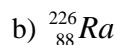
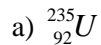
En se fondant sur leurs recherches, les élèves créent une affiche qui met en lumière une application industrielle de la stœchiométrie.

Compte rendu de recherche – Exposés

En s'inspirant de leurs recherches, les élèves décrivent comment la stœchiométrie est employée dans l'industrie. Ils peuvent partager les fruits de leur travail avec toute la classe grâce à des activités *Jigsaw* ou en faisant des exposés en bonne et due forme.

C30S-3-01 Annexe 1 : Calculer la masse atomique moyenne

1. Trouve le nombre de protons, de neutrons et d'électrons dans un atome neutre de chacun des éléments suivants :



2. Complète le tableau suivant pour calculer la masse atomique moyenne du chlore.

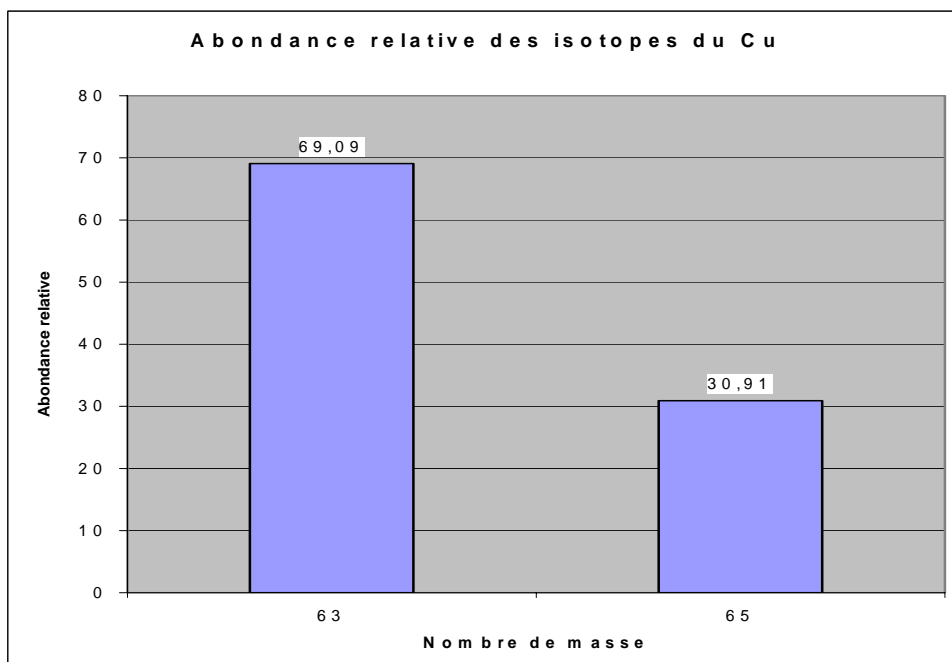
Isotope	Masse de chaque atome	Nombre d'atomes	Masse totale
Cl-35	34,969 u	758	
Cl-37	36,966 u	242	
Totaux		1 000	
Moyenne			

3. Complète le tableau suivant pour trouver la masse atomique moyenne de chaque élément.

Élément	Symbole	Nombre de masse	Masse (u)	Abondance relative (%)	Masse atomique moyenne (u)
Carbone	C-12	12	12 (exactement)	98,98	
	C-13	13	13,003	1,11	
Silicium	Si-28	28	27,977	92,21	
	Si-29	29	28,976	4,70	
	Si-30	30	29,974	3,09	

4. Définis le terme « isotope ». Explique comment la masse atomique d'un élément se rapporte à l'abondance de ses différents isotopes.

5. Avec le graphique donné ci-après, calcule la masse atomique moyenne du cuivre.



C30S-3-01 Annexe 2 : Modélisation d'isotopes

But : Des pièces canadiennes récentes d'un cent (pièces fabriquées après 1978) comprennent trois « isotopes » différents. Au cours du laboratoire, vous évaluerez la masse de certaines quantités de chacun de ces genres de pièce, de manière à pouvoir calculer la masse de chaque « isotope » et la « masse atomique » moyenne d'une pièce d'un cent.

Matériel : un contenant de pièces canadiennes d'un cent
une balance

Méthode :

1. Amène tes pièces à ton pupitre et trie-les en trois groupes : les pièces datant de 1996 et d'avant; les pièces datées de 1997 à 1999, et les pièces datées de l'an 2000 et d'après.
2. Inscris le nombre de pièces de chaque groupe et le nombre total de pièces.
3. Calcule et inscris la masse de 10 pièces de chaque groupe.
4. Divise la masse totale de chaque groupe par 10 pour obtenir la masse moyenne d'un « isotope » datant d'avant et d'après 1982.

Remarque :

Pièces canadiennes d'un cent	
Date	Composition
1908-1920	95,5 % (cuivre), 3,0 % (étain), 1,5 % (zinc)
1921-1941	95,5 % (cuivre), 3,0 % (étain), 1,5 % (zinc)
1942-1977	98,0 % (cuivre), 0,5 % (étain), 1,5 % (zinc)
1978-1979	98,0 % (cuivre), 1,75 % (étain), 0,25 % (zinc)
1980-1981	98,0 % (cuivre), 1,75 % (étain), 0,25 % (zinc) (la forme, qui était ronde, est désormais dodécagonale)
1982-1996	98,0 % (cuivre), 1,75 % (étain), 1,25 % (zinc)
1997-1999	1,6 % (cuivrage), 98,4 % (zinc)
2000-aujourd'hui	4,5 % (cuivrage), 1,5 % (nickel), 94,0 % (acier)

Observations quantitatives

Isotope	Nombre de pièces	Masse de 10 pièces (g)
1996 et avant		
1997-1999		
2000-aujourd'hui		
Total		-----

Isotope	Masse moyenne de l'isotope (g)	Abondance relative	Abondance relative x masse moyenne de l'isotope (u.m.a.)
1996 et avant			
1997-1999			
2000-aujourd'hui			
		Total	

Calculs (Montre un exemple des calculs nécessaires à chaque étape.)

1. Calcule la masse moyenne des isotopes (pièces) en divisant la masse de 10 pièces par 10.
2. Calcule l'abondance relative (%) de chaque isotope en divisant le nombre de pièces de chaque groupe par le nombre total de pièces dans le contenant.
3. Calcule la masse atomique d'une pièce en :
 - a. multipliant l'abondance relative (%) par la masse moyenne de l'isotope;
 - b. additionnant les valeurs trouvées en (a).

Conclusion

Indique la « masse atomique » d'une pièce canadienne d'un cent.

Questions

1. La masse atomique serait-elle différente si tu avais un contenant différent de pièces dans lequel il y aurait un nombre différent de pièces datant d'avant et d'après 1997? Explique ta réponse.
2. Pourquoi avons-nous utilisé un échantillon aussi gros pour calculer la masse atomique moyenne de chaque « isotope » (pièce)?

Annexe 3 : Isotopes utilisés en médecine et en climatologie

Isotope	Application	Utilisation	Rayons	Demi-vie
Sodium 24	Traceur radioactif médical	Détecter la constriction des vaisseaux sanguins et les obstructions dans le système circulatoire.	Émetteur bêta	14,8 h
Iode 131	Traceur radioactif médical	Évaluer l'activité de la glande thyroïde.	Émetteur bêta	8 jours
Technétium 99	Traceur radioactif médical	Utilisé pour la scintigraphie d'organes tels que le cœur, le foie et les poumons.	Émetteur gamma	6 h
Cobalt 48	Traceur radioactif médical	Établir l'absorption de vitamine B12 qui contient du cobalt non radioactif.		71,3 jours
Fer 59		Calculer le taux de formation de globules rouges (ils contiennent du fer).		45,6 jours
Chrome 51		Calculer le volume sanguin et la durée de vie des globules rouges.		27,8 jours
Hydrogène 3 Tritium		Calculer le volume d'eau dans l'organisme; évaluer l'utilisation de la vitamine D (marquée) dans le corps; recherche en chimie cellulaire.		12,3 années
Strontium 85		Scintigraphie osseuse.		64 jours
Or 198		Hépatogrammes isotopiques.		2,7 jours
Phosphore 32		Tumeur des yeux, du foie.		14,3 jours

Les traceurs servent à établir des diagnostics en médecine. L'utilisation d'isotopes radioactifs comporte un avantage particulier : ils sont faciles à détecter. Des techniques ou des appareils photographiques appelés compteurs permettent d'en relever la présence, même s'il n'y en a que de petites quantités.

Nom : _____

Date : _____

L'importance et l'application des isotopes

Pendant la classe d'aujourd'hui, vous vous renseignerez sur les isotopes suivants :

Aluminium-26	Américium-241	Bismuth-213
Californium-252	Californium-252	Californium-252
Californium-252	Carbone-13	Carbone-14
Carbone-14	Calcium-42 et 44	Césium-137
Cobalt-60	Cobalt-60	Cobalt-60
Deutérium (Hydrogène-2)	Deutérium (Hydrogène-2)	Deutérium (Hydrogène-2)
Deutérium (Hydrogène-2)	Deutérium (Hydrogène-2)	Fluor-18
Or-198	Iode-125	Iode-131
Iode-131	Iode-131	Iridium-192
Krypton-85	Plomb-206	Nickel-62
Nickel-62	Azote	Azote-15
Oxygène-15	Oxygène-16	Oxygène-18
Oxygène-18	Oxygène-18	Phosphorus-32
Plutonium-238	Plutonium-238	Polonium-210
Promethium-147	Rhénium-188	Rubidium-82
Silicium-32	Sodium-24	Sodium-24
Strontium-90	Technétium-99m	Thorium-229
Tritium (Hydrogène-3)	Tritium (Hydrogène-3)	Uranium-238
Uranium-238	Uranium-238	Vanadium-52

Les isotopes sont créés dans des accélérateurs de particules ou dans des réacteurs nucléaires. Comme ils se désintègrent avec le temps (certains, assez rapidement), on fabrique des isotopes parents de manière que l'isotope voulu est fait à la faveur de la désintégration, pendant le stockage ou le transport. Les produits sont employés aux fins suivantes :

1. Diagnostics médicaux.

Les isotopes peuvent repérer les processus anormaux dans l'organisme, car certains éléments naturels tendent à se concentrer dans certains organes internes. Après que l'on a injecté un isotope à un malade, un appareil-photo spécial peut prendre des images du fonctionnement interne de son corps. La discipline de la médecine nucléaire a été créée dans les années 1950.

Isotope	Utilisation
	Pour les tomographies par émission de positrons (TEP), on utilise ces deux isotopes afin de mesurer la métabolisation de l'énergie dans le cerveau.
	Utilisé pour la scintigraphie de la glande thyroïde, du cœur, des poumons et du foie et aussi pour mesurer le volume sanguin.
	En l'injectant dans le sang sous forme de soluté salin, on peut le suivre pour observer la circulation sanguine et détecter les constriction et les obstructions dans l'appareil circulatoire (prévention des crises cardiaques).
	Utilisé en imagerie cardiaque (cœur), car sa réactivité chimique s'apparente à celle du potassium (qui est employé dans les muscles tels que le cœur). Une fois que l'isotope parvient au cœur, on peut faire une TEP. Il se désintègre en moins d'une journée.
	Aide à diagnostiquer les infections osseuses chez les enfants et les tumeurs cérébrales.
	Utilisé pour détecter la bactérie <i>helicobacter pylori</i> (qui peut endommager la muqueuse gastrique et entraîner la formation d'ulcères) dans l'estomac de l'être humain. Si la bactérie est présente, elle ingère l'isotope et produit du $^{13}\text{CO}_2$ qui sera exhalé à une concentration plus élevée que la normale.

2. Traitements médicaux.

L'application interne ou externe directe d'isotopes est supérieure à la chimiothérapie, car ils sont propres à lutter contre la tumeur ou le cancer dont il s'agit et ils endommagent moins les tissus sains.

Isotope	Utilisation
	Lutte contre le cancer des poumons et la leucémie.
	On emploie des implants de cet isotope ou des mélanges de strontium-90 et d'ytterbium-90 pour détruire des tumeurs de l'hypophyse et du sein.
	On emploie des rayons gamma issus de cet isotope pour détruire des tumeurs cérébrales.
	Cet isotope est employé comme grain radioactif (implant) thérapeutique pour lutter contre le cancer de la prostate.
	Pour traiter la maladie de Graves (maladie de la thyroïde). L'isotope se concentre dans la glande et en détruit les cellules malades. On s'en sert aussi pour traiter les cancers de la thyroïde.
	Utilisé pour traiter le cancer du col de l'utérus.
	Pour enrayer l'ostéalgie (douleurs dans les os).

* Récemment, les médecins et les malades ont eu du mal à obtenir à temps des isotopes d'importance vitale. Des préoccupations relatives à la sécurité et d'ordre économique ont retardé ou entravé l'acheminement de ces produits sur les marchés internationaux.

3. Agriculture.

Isotope	Utilisation
	Ces trois isotopes aident les agriculteurs à calculer la quantité de nutriments et d'eau que les plantes tirent du sol. Les agriculteurs sont ainsi mieux à même de savoir combien d'engrais et d'eau ils doivent utiliser sans verser dans l'excès. Cela protège l'environnement (écoulement de surface), conserve l'eau et épargne des fonds.
-----	Afin de créer du bétail résistant aux maladies, les scientifiques utilisent des éléments radioactifs leur permettant de repérer précisément les organes que les maladies frappent chez les animaux.
-----	Les scientifiques utilisent des isotopes pour lutter contre les parasites. De petites quantités de rayonnements stérilisent les insectes et les parasites porteurs de maladies, ce qui élimine le recours indésirable aux pesticides.
-----	Ces isotopes servent à mettre au point de nouvelles variétés de plantes résistantes aux virus.

4. Sciences.

Isotope	Utilisation
	Cet isotope associe les oiseaux et les papillons à leurs aires de reproduction et de mue. Il imprègne le tissu des plumes et des ailes, par le biais de l'eau que les organismes absorbent et des plantes qu'ils mangent, là où les plumes poussent et où le tissu des ailes se développe. Les concentrations de cet isotope sont plus élevées dans les organismes du Sud-Est de l'Amérique du Nord, et plus faibles, dans le Nord-Ouest. Pourquoi? Quand l'eau s'évapore à l'équateur, celle contenant cet isotope s'évapore plus vite, car elle est plus lourde.
	On a utilisé un isotope de cet élément pour essayer d'expliquer pourquoi certains petits du canard colvert nés et élevés dans les régions agricoles ne peuvent pas voler.
	Les enquêteurs utilisent le ratio de ces deux isotopes dans les cheveux, les tissus et les fluides pour savoir où les personnes ont vécu.
	On utilise l'isotope pour mesurer l'absorption de silicium par le phytoplancton océanique et surveiller ainsi les tendances possibles du réchauffement de la planète.
	Un de ces isotopes est administré par intraveineuse, et l'autre est ingéré par le malade. L'isotope intraveineux passe rapidement dans l'organisme, tandis que l'autre doit être métabolisé. Le ratio entre les deux isotopes indique combien de temps le calcium demeure dans le corps avant d'être éliminé.
	Ces deux isotopes servent à dater les objets tels que des roches pouvant remonter au maximum à $4,5 \times 10^9$ années.
	Utilisé pour étudier les effets des précipitations acides. On peut modéliser le cheminement de ces dernières jusqu'aux voies fluviales, en utilisant l'isotope comme traceur. Celui-ci sert aussi à voir s'il y a un rapport entre l'aluminium et la maladie d'Alzheimer.
	Le ratio entre ces isotopes sert à indiquer les températures mondiales. La pluie tombant près des océans tropicaux contient l'isotope lourd en plus grande quantité, tandis que l'isotope léger est plus présent dans les précipitations près des pôles. Pendant les périodes glaciaires, une plus grande quantité de l'isotope léger est emprisonnée dans la glace polaire, et la pluie, partout sur la planète, contient une concentration plus élevée de l'isotope lourd.
	Il faut de grandes quantités de cet isotope pour fabriquer des armes nucléaires et provoquer des réactions nucléaires. Il est aussi brûlé dans les naines brunes (étoiles avortées).

5. Industrie et entreprises.

Isotope	Utilisation
	Pour repérer les fuites dans les canalisations enfouies.
	Pour mesurer le degré d'humidité du sol dans les chantiers de construction (routes et immeubles).
	Ces deux isotopes mesurent l'efficacité des systèmes de filtration.
	Cet isotope sert à savoir quand le mélange de liquides en fusion est achevé, ce qui garantit que les alliages ont une résistance maximale.
	Ces trois isotopes servent à repérer les défauts de soudage dans les pipelines, les chaudières et les pièces d'aéronef. Les rayons passent au travers de l'objet et frappent une pellicule photographique de l'autre côté. Plus il y a de fissures, de fractures ou de failles dans l'objet, plus le nombre de rayons enregistrés sur la pellicule est grand.
	L'isotope est employé dans les appareils industriels pour éliminer l'électricité statique. On s'en sert aussi pour traiter les bouteilles avant de les remplir et pour réduire la charge statique lors de la fabrication des pellicules photographiques.
	Les musées misent sur cette matière radioactive pour vérifier l'authenticité de peintures et d'œuvres d'art, tandis que les archéologues s'en servent pour établir l'âge des os trouvés.
	On peut employer ces deux isotopes pour détecter des explosifs.
	Procure de l'électricité aux vaisseaux spatiaux de la NASA.
	Combustible pour les centrales nucléaires.
	Pour contrôler l'épaisseur du papier. Si un nombre trop faible de particules traversent le détecteur, le papier est trop épais. Si le nombre est trop élevé, c'est le contraire.
	Pendant 15 à 45 minutes, on expose les aliments à l'un ou l'autre de ces deux isotopes pour tuer les bactéries et les parasites risquant de causer des maladies. (REMARQUE : Cela NE REND PAS les aliments radioactifs.) Cela réduit le gaspillage et prolonge la durée de conservation des aliments dans les endroits sans réfrigération. La méthode réduit la teneur en vitamines (A, C, E et thiamine), mais pas autant que si l'on fait cuire, met en conserve ou congèle les aliments. Les mêmes isotopes servent à stériliser les cosmétiques, les produits capillaires, les appareils médicaux, les bandages, les condoms, les tampons hygiéniques et les solutions pour verres de contact.
	Utilisé pour dater les vins de cru.
-----	Certains isotopes permettent de calculer le débit des canalisations.
-----	L'industrie de l'automobile utilise des isotopes pour mesurer le taux d'usure des moteurs et la qualité de l'acier employé dans la construction des véhicules.

-----	Les fabricants utilisent des isotopes pour surveiller la corrosion de leur matériel de transformation.
-----	Des isotopes servent à mesurer la densité de divers matériaux.
-----	Grâce à des isotopes, on peut s'assurer que les cannettes d'aluminium et d'étain sont toujours de la bonne épaisseur.
-----	Certains isotopes servent à définir la structure géologique d'un lieu et à évaluer la probabilité qu'il y ait là du pétrole, du gaz naturel ou des minéraux.
-----	Des isotopes employés dans les photocopieuses éliminent l'énergie statique et empêchent les feuilles de papier de coller l'une à l'autre.

6. Produits et services de consommation.

Isotope	Utilisation
	Les détecteurs de fumée sont munis de cette source radioactive pour déclencher une alarme quand ils repèrent la fumée dégagée par un feu. La source émet des particules qui ionisent les molécules d'air autour de l'alarme. Ces molécules chargées conduisent l'électricité, de sorte que le courant circule dans l'appareil. La fumée interrompt la circulation d'électricité et déclenche ainsi l'alarme.
	Une puce d'ordinateur munie de ce gaz dure huit fois plus longtemps que celle créée avec le gaz d'hydrogène.
	Est utilisé dans les lampes témoins équipant les laveuses, les sècheuses, les stéréos et les cafetières.
	Ces deux isotopes régularisent la tension et protègent contre les sautes de courant.
	Est utilisé dans les thermostats de couverture électrique.
	Prolonge la vie des lampes fluorescentes.
	Avec d'infimes quantités de phosphore, cet isotope crée la luminescence employée dans les éclairages d'urgence, les enseignes de sortie photogènes à bord des aéronefs, ainsi que les jauges, les montres, les peintures et les cadrans phosphorescents. Comme aucune électricité n'est nécessaire, un éclairage d'urgence est possible là où les étincelles risquent d'être dangereuses, ou encore là où il n'y a aucun câblage électrique.
	Cet isotope est employé dans les appareils dentaires (couronnes et dentiers, p. ex.) pour leur donner une couleur et un éclat naturels.
	Alimente les stimulateurs cardiaques, ce qui réduit le risque d'opérations chirurgicales répétées.
-----	Les disques d'ordinateur se rappellent mieux les données quand ils sont traités avec des isotopes.
-----	Les casseroles anti-adhésives sont traitées avec des isotopes pour que le fini colle mieux à la surface.

L'importance et l'application des isotopes – Corrigé

1. Oxygène-15/Fluor-18; Iode-131; Sodium-24; Rubidium-82; Technétium-99m; Carbone-13.
2. Bismuth-213; Or-198; Cobalt-60; Iode-125; Iode-131; Californium-252; Rhénium-188.
3. Phosphore-32/Azote-15; Carbone-14.
4. Deutérium (Hydrogène-2); Azote; Oxygène-18/Deutérium (Hydrogène-2); Silicium-32; Calcium-42 et 44; Uranium-238/Plomb-206; Aluminium-26; Oxygène-16/Oxygène-18; Deutérium (Hydrogène-2).
5. Iode-131; Californium-252; Deutérium (Hydrogène-2)/Oxygène-18; Vanadium-52; Iridium-192/Sodium-24/Cobalt-60; Polonium-210; Carbone-14; Nickel-62/Californium-252; Plutonium-238; Uranium-238; Strontium-90; Cobalt-60/Césium-137; Tritium (Hydrogène-3).
6. Américium-241; Deutérium (Hydrogène-2); Krypton-85; Nickel-62/Californium-252; Prométhium-147; Thorium-229; Tritium (Hydrogène-3); Uranium-238; Plutonium-238.

Annexe 4 : Jeu « Nommez les ions »

1. Retire un ion positif (morceau de papier bleu) et un ion négatif (morceau de papier jaune) du bol.
2. Inscris le cation et l'anion dans les colonnes appropriées du tableau.
3. Utilise ces renseignements pour établir la formule et nommer le composé ionique formé quand ces deux ions se combinent.
4. Inscris la formule et le nom dans le tableau.
5. Remets le cation et l'anion dans le bol, mélange les morceaux de papier et refais les étapes 1 à 4 jusqu'à ce que tu aies nommé 12 composés ioniques différents.

Ion positif (Cation)	Ion négatif (Anion)	Formule du composé	Nom du composé

Annexe 5 : Noms, formules et charges de certains ions courants

<u>Ions positifs</u>		<u>Ions négatifs</u>	
Ammonium	NH_4^+	Acétate, Éthanoate	CH_3COO^-
Cadmium	Cd^{2+}	Arsenate	AsO_4^-
Chromium(II)	Cr^{2+}	Bromate	BrO_3^-
Chromium(III)	Cr^{3+}	Carbonate	CO_3^{2-}
Cobalt(II)	Co^{2+}	Carbonate d'hydrogène, Bicarbonate	HCO_3^-
Cobalt(III)	Co^{3+}	Chlorate	ClO_3^-
Cuivre(I)	Cu^+	Chlorite	ClO_2^-
Cuivre(II)	Cu^{2+}	Chromate	CrO_4^{2-}
Hydrogène, Hydronium	$\text{H}^+, \text{H}_3\text{O}^+$	Cyanure	CN^-
Fer(II)	Fe^{2+}	Dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Fer(III)	Fe^{3+}	Hydruure	H^-
Plomb(II)	Pb^{2+}	Hydroxyde	OH^-
Plomb(IV)	Pb^{4+}	Hypochlorite	ClO^-
Manganèse(II)	Mn^{2+}	Iodate	IO_3^-
Manganèse(III)	Mn^{3+}	Nitrate	NO_3^-
Mercure(I)	Hg_2^{2+}	Nitrite	NO_2^-
Mercure(II)	Hg^{2+}	Oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Nickel	Ni^{2+}	Oxyde	O^{2-}
Scandium	Sc^{3+}	Perchlorate	ClO_4^{1-}
Argent	Ag^+	Permanganate	MnO_4^-
Étain(II)	Sn^{2+}	Phosphate	PO_4^{3-}
Étain(IV)	Sn^{4+}	Phosphite	PO_3^{3-}
Zinc	Zn^{2+}	Phosphate monohydrogène	HPO_4^{2-}
		Phosphate dihydrogène	H_2PO_4
		Sulfate	SO_4^{2-}
		Hydrogénosulfate, bisulfate	HSO_4^-
		Sulfite	SO_3^{2-}
		Hydrogénosulfite, bisulfite	HSO_3^-
		Sulfure d'hydrogène, disulfure	HS^-

Annexe 6 : Indications des réactions chimiques

Voir Chimie 30S : Programme d'études transitoire, p. 85-87

Annexe 8 : Calculer la masse molaire d'un gaz

Objet : La masse molaire d'un composé est une constante importante qui, dans certains cas, peut aider à identifier la substance. Dans le présent laboratoire, tu calculeras la masse molaire du butane; pour cela, tu feras des calculs fondés sur les lois des gaz combinées et sur la constante 22,4 l/mole.

Matériel : lunettes de protection, briquet au butane (la pierre d'allumage a été enlevée), bassin de plastique, eau, cylindre gradué de 1 000 ml, entonnoir, thermomètre, balance, baromètre.

Procédure :

1. Établis la masse initiale du briquet au butane.
2. Verse l'eau dans le bassin et remplis celui-ci aux trois quarts. Ensuite, remplis d'eau le cylindre gradué et inverse-le dans le bassin de manière que l'eau se situe dans la partie calibrée. Prends note du volume indiqué.
3. Place l'entonnoir dans l'ouverture du cylindre gradué, pendant qu'elle est sous l'eau, pour t'assurer que toutes les bulles de butane soient recueillies (voir le diagramme).
4. Tiens le briquet au butane dans l'eau, sous le cylindre gradué et l'entonnoir. Libère le gaz jusqu'à ce qu'il remplisse entre la moitié et les trois quarts du cylindre.
5. Équilibre les pressions à l'intérieur et à l'extérieur du cylindre en ajustant la position de celui-ci jusqu'à ce que les niveaux d'eau à l'intérieur et à l'extérieur du cylindre soient identiques.
6. Lis la mesure sur le cylindre et prends note du volume de gaz recueilli.
7. Prends note de la température et de la pression ambiantes.
8. Essuie à fond le briquet au butane et mesure sa masse finale.

Observations :

Relevé des données

Masse initiale du briquet	
Masse finale du briquet	
Masse du gaz libéré	
Volume initial indiqué sur le cylindre gradué	
Volume final indiqué sur le cylindre gradué	
Volume de gaz libéré	
Température ambiante	
Pression atmosphérique ambiante	

Calculs :

1. En te servant des lois combinées sur les gaz, convertis le volume de gaz libéré dans le laboratoire au volume que le gaz occuperait si la température et la pression étaient normales (TPN).
2. Utilise le volume du gaz ainsi obtenu (TPN) et la constante 22,4 l/mole pour trouver le nombre de moles de gaz recueilli à TPN.
3. Utilise la masse de gaz libéré (Relevé des données) et divise-la par le nombre de moles de gaz à TPN pour trouver la masse molaire du gaz.

Conclusion :

1. Quelle est la masse molaire du butane, d'après les résultats de ton laboratoire?
2. Quelle est la masse molaire connue du butane, d'après le tableau périodique?
3. Quel est le pourcentage d'erreur de ton expérience?

4. Dans toute expérience, il y a un pourcentage d'erreur ou d'incertitude. Décris certaines faiblesses, limites, erreurs expérimentales ou incertitudes possibles risquant d'influer sur l'exactitude de tes résultats. Dresse une liste et classe-les par ordre d'importance décroissant.
5. Il est toujours très possible d'oublier une source d'erreur expérimentale. Au cours de la présente expérience, tu n'as peut-être pas pris en compte le fait que le butane d'un briquet n'est pas pur, mais qu'il contient une petite quantité de vapeur d'eau. Si la température ambiante est typique, cela ferait varier d'environ 2,6 kPa la pression que tu as enregistrée. Soustrais cette valeur de la pression que tu as utilisée, et sers-toi du nouveau résultat pour recalculer la masse molaire et le pourcentage d'erreur. Ta réponse est-elle sensiblement plus exacte?

Calcul de la masse molaire d'un gaz – Renseignements à l'intention de l'enseignant

Notes importantes :

*Le butane est très inflammable. N'exécutez pas cette expérience près d'une flamme nue. Il faut retirer la pierre d'allumage du briquet. Il est essentiel que le laboratoire soit bien ventilé, et tout le monde doit se protéger les yeux.

*Il est relativement facile d'enlever le capuchon métallique et la roulette d'allumage d'un briquet Bic typique; la pierre et un long ressort sortiront alors tout simplement.

*Il faut un briquet au butane par groupe.

*Un contenant de crème glacée de 4 l suffit, mais vu sa petite taille, il rend les choses plus difficiles. On peut enlever l'entonnoir pour créer plus de place pour la main, mais les élèves doivent alors veiller davantage à ne pas perdre de bulles. On peut aussi utiliser un évier rempli d'eau.

*Si vous n'avez pas de baromètre, vous pouvez trouver la pression atmosphérique dans votre ville en consultant un site Internet de météo.

*Après avoir bien essuyé le briquet, vous aurez avantage aussi à le laisser à l'air libre pendant un moment pour faire sécher aussi les pièces intérieures. On enregistre une masse plus exacte en procédant de cette façon.

Observations :

Modèle de relevé des données

Masse initiale du briquet	18,17 g
Masse finale du briquet	18,01 g
Masse du gaz libéré	0,16 g
Volume initial indiqué sur le cylindre gradué	21,0 ml
Volume final indiqué sur le cylindre gradué	89,8 ml
Volume du gaz libéré	68,8 ml
Température ambiante	22°C = 295 °K
Pression atmosphérique ambiante	102,14 kPa

Calculs :

$$1. \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \frac{(102.14)(68.8)}{295} = \frac{(101.3)(V_2)}{273} = 64.2 \text{ mL}$$

2. Comme une mole de butane occupe un volume de 22,4 l à TPN, alors, $0,0642/22,4 = 0,00287$ mole de gaz est recueillie.

3. Comme 0,00287 mole de butane a une masse de 0,16 gramme, alors, $0,16/0,00287 = 55,8$ g est la masse molaire du butane, d'après nos données expérimentales.

Conclusion :

1. 55,8 g/mole

2. 58,1 g/mole

3. $\frac{\text{différence absolue entre les valeurs expérimentale et théorique/valeur théorique}}{\text{theoretical value}} \times 100$

$$\frac{(58.1 - 55.8)}{58.1} \times 100 = 4.0 \%$$

4. Les réponses peuvent varier, mais elles peuvent comprendre ce qui suit :
 - le calcul de la masse du briquet au butane après le laboratoire, alors qu'il contenait encore des traces d'eau;
 - la perte de bulles de butane contenues dans le cylindre gradué.
5. La réponse est plus précise; par conséquent, cette source d'erreur inconnue était importante.

Annexe 9 : Devoir de rédaction sur les moles

Vous venez de découvrir le concept des moles, qui est relativement abstrait, étant donné qu'il est difficile d'imaginer $6,02 \times 10^{23}$ unités de quoi que ce soit. Ce devoir de rédaction vous permettra d'explorer ce thème et de vous familiariser avec le nouveau vocabulaire. Nous adopterons le modèle PPPST pour faire ce devoir :

P – Personnage : Qui es-tu?

P – Public : À qui écris-tu?

P – Présentation : Quelle forme adopteras-tu? (Ex. : lettre, chanson rap, poème, annonce classée)

S – Sujet : Quel important sujet as-tu choisi?

T – Ton : Quel verbe fort décrit ton intention? (Ex. : persuader, exiger, plaider)

Voici une liste d'idées possibles pour ton devoir de rédaction PPPST. Tu peux en utiliser une, ou songer à ta propre idée. Si c'est ce que tu fais, discute de ton plan avec moi avant de commencer ta rédaction.

Personnage	Public	Présentation	Sujet et ton
Atome de Pb	Autres atomes de plomb	Annonce classée	Convaincre les autres de se joindre à nous dans un groupe de moles <i>heavy metal</i> .
Pile de sel	Autres unités de formule	Communiqué	Annoncer la découverte du nombre de moles qui composent ta pile.
Mole	Tableau périodique	Chanson rap	Expliquer comment trouver ta masse molaire.
Agent immobilier	Mole d'oxygène	Annonce immobilière	Vendre la maison idéale pour une mole d'oxygène.

Ton objectif consiste à montrer que tu comprends le vocabulaire et que tu sais comment faire des conversions entre moles, volume, masse et particules.

Évaluation :

- Au moins cinq mots du nouveau vocabulaire sont utilisés correctement et expliqués.
- Les calculs sont décrits correctement.
- La rédaction est intéressante et fait preuve de créativité.
- Le texte est clair. L'orthographe et la grammaire sont correctes.
- Le devoir est d'une bonne longueur (d'une demi-page à une page).

Annexe 10 : Renseignements contenus dans une équation équilibrée

Pour la réaction : $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

Visualisée en fonction	Réactifs		Produits	
	C_3H_8	5O_2	3CO_2	$4\text{H}_2\text{O}$
des molécules	1 molécule de C_3H_8	5 molécules de O_2	3 molécules de CO_2	4 molécules de H_2O
de la quantité (mol)	1 mol de C_3H_8	5 mol de O_2	3 mol de CO_2	4 mol de H_2O
de la masse (uma)	44,09 uma de C_3H_8	160,00 uma de O_2	132,03 uma de CO_2	72,06 uma de H_2O
de la masse (g)	44,09 g de C_3H_8	160,00 g de O_2	132,03 g de CO_2	72,06 g de H_2O
de la masse totale	204,09 g		204,09 g	

Annexe 11 : La stœchiométrie de l'essence – Devoir de recherche sur Internet

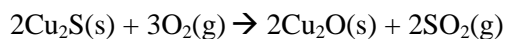
Directives : Utilise Internet et tes connaissances sur la stœchiométrie pour répondre aux questions suivantes.

1. L'énergie qui sert à propulser ton véhicule vient de la combustion de l'essence (C_8H_{18}). Rédige une équation chimique équilibrée pour illustrer la combustion de l'essence.
2. La plupart des stations d'essence vendent de l'essence de trois catégories : l'essence régulière, l'essence intermédiaire et la super. Qu'est-ce qui différencie chaque catégorie par rapport aux autres?
3. À l'égard de chacun des véhicules suivants, indique ce qui suit :
 - a. la taille du réservoir d'essence
 - b. l'économie de carburant sur autoroute
 - 2003 Lexus SC400
 - 2003 Ford Explorer
 - 2003 Honda Civic (berline à quatre portes)
4. Calcule le coût de l'essence régulière et de la super. Utilise les résultats pour calculer ce que coûterait le plein de chacun des véhicules énumérés dans la question précédente. N'oublie pas que la Lexus ne consomme que de l'essence super.
5. Si un litre d'essence contient 6,18 moles d'essence, combien de moles le réservoir de chaque véhicule contient-il?
6. Quelle est la masse d'un réservoir plein de chacun des véhicules?
7. Si tu prends la route avec chacun des véhicules mentionnés, combien de kilomètres parcourras-tu avec un réservoir plein dans chaque cas?
8. Combien i) de moles ii) de grammes et iii) de litres de dioxyde de carbone seraient-ils émis par chaque véhicule si tu utilisais un réservoir d'essence entier?

Annexe 12 : Comment résoudre un problème sur les réactifs limitatifs

Question :

Pour extraire le cuivre de ce minerai sulfuré, il faut tout d'abord faire rôtir la chalcocite.



Si 30,00 g de Cu_2S réagit avec 7,47 l d' O_2 à TPN, quelle est la masse maximale d'oxyde de cuivre qui est produite?

Solution :

Réactif	Moles de réactif	Moles nécessaires pour une réaction complète	Type de réactif
Cu_2S	$30,00 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{159,16 \text{ g}} = 0,1885 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}$	$0,1885 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S} \times \frac{3 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}} = 0,2878 \text{ mol } \text{O}_2$ est nécessaire	Comme il faut 0,2223 mol de Cu_2S , mais que tu n'as que 0,1885 mol, le Cu_2S est le réactif limitatif.
O_2	$7,47 \text{ l} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{22,4 \text{ l}} = 0,3333 \text{ mol } \text{O}_2$	$0,3333 \text{ l } \text{O}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}}{3 \text{ mol } \text{O}_2} = 0,2223 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}$ est nécessaire	Comme il ne faut que 0,2878 mol sur 0,3333 mol d' O_2 , l' O_2 est le réactif en excédent.

$$0,2223 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S} \times \frac{159,16 \text{ g } \text{Cu}_2\text{S}}{1 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}} = 35,38 \text{ g } \text{Cu}_2\text{S}$$

Annexe 13 : Comportement du cuivre solide immergé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent

Au cours de la présente expérience, tu pèseras un échantillon de nitrate d'argent solide et tu en prépareras une solution aqueuse. Tu pèseras aussi un morceau de fil de cuivre, tu le mettras dans la solution et tu observeras ce qui se passera. En pesant le fil de cuivre à la fin de l'expérience, tu pourras relever tout changement quantitatif qui se sera opéré.

Avant de te rendre au laboratoire, dessine un tableau dans ton cahier de laboratoire pour pouvoir y enregistrer les données que tu relèveras.

Procédure

1. Obtiens un fil de cuivre de 30 cm (un fil de calibre 16 convient). Forme une bobine en enroulant le fil autour d'une grosse éprouvette, et laisse environ 7 cm pour la poignée. Étire la bobine un peu pour qu'il y ait un peu d'espace entre les anneaux (voir la figure 1). Pèse la bobine de cuivre à 0,01 g près.
2. Pèse un bécher propre de 250 ml parfaitement sec, à 0,01 g près. Pèse la fiole de nitrate d'argent (AgNO_3) fournie par ton professeur.
3. Remplis aux deux cinquièmes environ le bécher de 250 ml avec de l'eau distillée. Ajoute le nitrate d'argent solide dans l'eau. Brasse le tout doucement avec une tige de verre solide jusqu'à ce que tous les cristaux d' AgNO_3 se soient dissous. Pèse la fiole vide.

Attention! Le nitrate d'argent, solide ou en solution, réagit avec la peau et la rend noire. Faites attention de ne pas en renverser sur votre peau ou vos vêtements. Toutefois, ne vous en faites pas si vous découvrez des taches sombres sur vos mains : elles disparaissent en quelques jours. Si vous avez les mains propres le lendemain de cette expérience, vous montrez que vos techniques de laboratoire sont bonnes.

4. Plie la poignée de la bobine de fil de cuivre pesée, de manière à pouvoir l'accrocher au bord du bécher, la bobine étant immergée dans la solution de nitrate d'argent. Mets la bobine dans le bécher et observe pendant plusieurs minutes au moins tout changement qui se produit.
5. Couvre le bécher d'une cloche de verre et mets-le dans ta case jusqu'au prochain laboratoire.
6. Au début du prochain laboratoire, ouvre ta case très doucement, prends le bécher et mets-le sur le pupitre. Observe ce qui s'est passé dans le bécher. Enregistre toutes tes observations dans ton cahier de laboratoire.
7. Secoue les cristaux fixés à la bobine et retire-la de la solution. Utilise ton flacon-laveur pour rincer dans le bécher tous les cristaux tendant à adhérer à la bobine. Voir la figure 1. Mets la bobine de côté pour qu'elle sèche. Pèse-la quand elle est bien sèche.
8. Laisse les cristaux se poser dans le bécher. Fais soigneusement décanter la solution. En d'autres termes, vide le liquide du bécher et laisses-y les solides, comme la figure 2 le montre. Ajoute 5 ml de solution diluée de nitrate d'argent et brasse doucement jusqu'à ce que toute trace de cuivre disparaisse. Fais décanter encore une fois. Lave le résidu avec 10 ml d'eau et fais décanter soigneusement. Lave et fais décanter encore trois fois au moins. Tu peux passer outre aux quelques particules qui pourraient s'écouler avec l'eau de lavage, car la quantité n'en est d'habitude pas pesable.
9. Après le lavage final, il faut sécher le résidu. Votre professeur vous proposera une méthode acceptable. Si l'échantillon est mis à sécher pendant la nuit sous une lampe infrarouge ou dans un fourneau, il devrait être sec quand vous reviendrez au laboratoire.

Laisse refroidir le bécher et son contenu avant de le peser. Utilise la même balance qu'au début, et enregistre le poids et la marge d'incertitude.

Remarque : Si tu emploies un bain de sable pour faire sécher l'échantillon, tu peux t'assurer qu'il est bien sec en procédant comme suit : pèse l'échantillon et le bécher, puis remets l'échantillon dans le bain de sable et chauffe-le une deuxième fois. Pèse-le de nouveau. Si le poids a diminué, l'échantillon n'était pas sec et il se pourrait qu'il ne le soit pas encore. Chauffe-le et pèse-le encore. Répète la procédure jusqu'à ce que le poids demeure constant.

Ton relevé de données devrait inclure ce qui suit (n'oublie pas de prendre en compte la marge d'incertitude dans tes données) :

- le poids du cuivre avant l'immersion dans la solution
- le poids du cuivre à la fin de l'expérience
- le changement dans le poids du cuivre
- le poids de la fiole et du nitrate d'argent
- le poids de la fiole
- le poids du nitrate d'argent
- le poids du bécher et de l'argent
- le poids du bécher
- le poids de l'argent.

Calculs

1. Calcule le nombre de moles de cuivre qui ont réagi.
2. Calcule le nombre de moles d'argent obtenues.
3. Calcule le ratio entre les moles d'argent et des moles de cuivre dans cette réaction. Assure-toi d'exprimer tes calculs avec le bon nombre de chiffres significatifs.

Questions

1. Ce que tu as observé peut être décrit avec l'énoncé suivant :
Une mole de cuivre (solide) + _____ mole(s) de nitrate d'argent (dans l'eau) → _____ mole(s) d'argent (solide) + _____ mole(s) de nitrate de cuivre (dans l'eau).
En fonction des résultats obtenus dans cette expérience, insère dans l'énoncé les bons coefficients entiers, quand une mole de cuivre a été utilisée.
2. Combien d'atomes de cuivre solide ont-ils été utilisés dans ton expérience?
3. Combien d'atomes d'argent solide ont-ils été utilisés dans ton expérience?
4. Quelle est la relation entre le nombre d'atomes d'argent et le nombre d'atomes de cuivre calculés aux questions 2 et 3?
5. Afin d'évaluer les résultats de cette expérience, ton professeur recueillera les données obtenues par les autres membres de ta classe. Dessine un graphique montrant, sur l'axe vertical, le nombre de personnes ayant obtenu un ratio donné entre l'argent et le cuivre. Indique les ratios Ag/Cu le long de l'axe horizontal. Arrondis les choses pour que chaque division sur le graphique corresponde à des valeurs de $\pm 0,05$. Par exemple, les valeurs allant de 1,85 à 1,95, à l'exclusion de cette dernière, doivent être indiquées comment étant 1,9.

6. Si tu t'en tiens uniquement au tiers du milieu des données inscrites, quelle est la gamme des valeurs obtenues? Comment cela se compare-t-il au coefficient d'incertitude que tu as jugé justifiable en fonction de tes mesures?

Questions à se poser

1. Quelle est la cause de la couleur dans la solution, une fois la réaction terminée?
2. Quelle est la nature des particules dans la solution aqueuse?

Annexe 14 : Recherche quantitative sur la réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique

Au cours de cette expérience, tu calculeras le volume de gaz d'hydrogène produit quand un échantillon de magnésium réagit avec du chlorure d'hydrogène dissout dans l'eau. Le volume du gaz d'hydrogène sera mesuré à la température et à la pression ambiantes, c'est-à-dire aux conditions qui comptent dans le cas d'un gaz. Les données que tu obtiendras te permettront de répondre à la question suivante : Combien de litres de gaz d'hydrogène à la température ambiante et à une pression d'une atmosphère peut-on produire avec une mole de magnésium?

Procédure

1. Obtiens un bout de ruban de magnésium (Mg) d'environ 5 cm de longueur. Mesure soigneusement la longueur du ruban et inscris-la à 0,05 cm près. Ton professeur t'indiquera le poids d'un mètre de ruban et, comme l'épaisseur en est uniforme, tu pourras calculer le poids du magnésium que tu utilises.
2. Plie le bout de magnésium de manière à pouvoir le loger dans une petite cage en spirale faite de fil de cuivre fin. Laisse environ 5 cm du fil de cuivre : cela te servira de poignée (voir la figure 1).
3. Installe un support annulaire et une pince tout usage pour tenir un tube de mesure de 50 ml de gaz, muni d'un bouchon de caoutchouc à un ou deux trous, comme le montre la figure 1. Place un bécher de 400 ml rempli d'eau ordinaire aux deux tiers environ, près du support annulaire.
4. Incline le tube de mesure légèrement par rapport à la position verticale et verses-y environ 10 ml d'acide chlorhydrique modérément concentré et portant l'étiquette 6M HCl.
5. En maintenant le tube dans la même position, remplis-le lentement avec de l'eau ordinaire contenue dans le bécher. Pendant que tu verses, rince tout acide pouvant se trouver sur les parois du tube, de manière que, dans la partie supérieure du tube, le liquide contienne très peu d'acide. Essaie d'éviter d'agiter la couche d'acide au fond du tube. Tu peux déloger les bulles s'accrochant aux parois du tube en le tapotant légèrement.
6. En tenant la bobine de cuivre par la poignée, glisse environ 3 cm du bout de métal dans le tube. Accroche le fil de cuivre au bord du tube et fixe-le avec le bouchon de caoutchouc. Le tube devrait être complètement rempli, de sorte que le bouchon déplacera un peu d'eau quand tu le mettras en place.
7. Avec tes doigts, couvre le(s) trou(s) du bouchon et inverse le tube dans le contenant d'eau, comme le montre la figure 1. Fixe-le en place avec la pince. Comme l'acide est plus dense que l'eau, il diffusera vers le fond et finira par réagir avec le métal.
8. Une fois que la réaction s'arrête, attends environ cinq minutes pour laisser le tube atteindre la température ambiante. Déloge toute bulle accrochée à la paroi du tube.
9. Couvre le(s) trou(s) du bouchon avec tes doigts et transfère le tube dans un grand cylindre ou dans une cuve de laboratoire presque rempli(e) d'eau à la température ambiante (voir la figure 2). Soulève ou abaisse le tube jusqu'à ce que le niveau du liquide à l'intérieur du tube soit le même que celui observé à l'extérieur. Cela te permet de mesurer le volume des gaz dans le tube (hydrogène et vapeur d'eau) à la pression ambiante. Lis le volume en te mettant les yeux au même niveau que le bas du ménisque (la surface concave formée par l'eau dans le tube). Prends note du volume des gaz à 0,05 ml près.
10. Retire de l'eau le tube de mesure des gaz et vide la solution acide dans l'évier. Rince le tube sous le robinet.
11. Prends note de la température ambiante. Ton professeur t'indiquera la pression ambiante ou t'aidera à lire le baromètre pour connaître la pression ambiante. S'il y a assez de

temps, tu pourras répéter l'expérience avec un autre échantillon de magnésium pour vérifier tes résultats.

Le tableau des données devraient comprendre ce qui suit :

- le poids du ruban de magnésium en grammes/mètre (renseignement fourni par le professeur);
- la longueur du bout de magnésium;
- le volume d'hydrogène (saturé de vapeur d'eau);
- la température de l'eau;
- la température ambiante;
- l'indication au baromètre (pression ambiante);
- la pression de vapeur d'eau à la température ambiante (voir le tableau suivant) :

PRESSION DE VAPEUR D'EAU À DIVERSES TEMPÉRATURES			
Température (°C)	Pression (mm)	Température (°C)	Pression (mm)
15	12,8	23	21,0
16	13,6	24	22,4
17	14,5	25	23,8
18	15,5	26	25,2
19	16,5	27	26,7
20	17,5	28	28,3
21	18,6	29	30,0
22	19,8	30	31,8

Calculs

1. Calcule le poids du magnésium utilisé, d'après le poids d'un mètre en grammes et la longueur du ruban.
2. Calcule le nombre de moles de magnésium utilisées.
3. Calcule la pression partielle du gaz d'hydrogène. Comme ce gaz a été recueilli au-dessus de l'eau, c'est en fait un mélange d'hydrogène et de vapeur d'eau. La pression totale causée par ces deux gaz est égale à la pression ambiante. Mathématiquement, nous pouvons exprimer cette relation comme suit : $P_{H_2} + P_{H_2O} = P_{room}$. Pour connaître la pression ambiante, il suffit de lire le baromètre. Tu peux trouver la pression de vapeur d'eau en consultant le tableau donné ci-dessus. On a obtenu les valeurs qui y figurent en mesurant la pression de vapeur d'eau au-dessus d'eau liquide à diverses températures. Tu peux ensuite calculer la pression partielle de l'hydrogène comme suit : $P_{H_2} = P_{room} - P_{H_2O}$.
4. Calcule le volume de gaz d'hydrogène à une pression d'une atmosphère pressure (760 mm) et à une température de 0 °C. Tu as appris qu'à une température donnée, le produit de la pression et du volume d'un gaz est une constante. $PV = k$. Pour calculer le nouveau volume à une pression de 760 mm, on peut poser la relation mathématique suivante : $V_{measured} P_{H_2} = V_{new} 760$ ($V_{mesuré} P_{H_2} = V_{nouveau} 760$).
5. Calcule le volume d'hydrogène sec que l'on obtiendrait avec une mole de magnésium à la température ambiante et à une pression d'une atmosphère.

Questions

1. Étant donné qu'une mole de Mg produit une mole d'hydrogène (H₂), quel est le volume d'une mole d'hydrogène à la température ambiante et à une pression d'une atmosphère?
2. Si une mole d'hydrogène pèse 2,0 g, quel est le poids d'un litre (la densité) d'hydrogène à la température ambiante et à une pression d'une atmosphère?

Annexe 15 : Stœchiométrie et méthode de Job

Avec une série de réactions chimiques faisant intervenir les deux mêmes réactifs, nous évaluerons la quantité de produit obtenue. En maintenant constant le nombre total des moles de réactifs utilisées et en variant les quantités relatives, nous trouverons la quantité maximale de produit possible. La méthode de Job nous permet d'évaluer la quantité de produit obtenue, en appliquant l'outil le plus pratique – la température, dans le présent cas. Toute propriété permettant de mesurer quantitativement un produit peut être employée.

Question

Si nous combinons divers ratios molaires de réactifs et si nous analysons leurs produits, quels seront les coefficients des réactifs dans une réaction chimique?

Prédiction

Si nous trouvons la quantité maximale de chaleur produite par un certain ratio de réactifs, quels seront leurs coefficients?

Matériel

Ordinateur et capteur thermique

4 tasses de mousse de styrène

2 cylindres gradués

500 ml – 0,05 M 5 % d'hypochlorite de sodium (NaOCl) – Javellisant à lessive ménager

500 ml – 0,05 M de solution d'iodure de potassium (KI)

Assure-toi que les produits chimiques et les appareils sont à la température ambiante, avant de commencer.

Mesures de sécurité

Porte un tablier de laboratoire et des lunettes de sécurité.

Hypochlorite de sodium – Puissant irritant des yeux, de la peau et des muqueuses.

Iodure de potassium – Il est dangereux d'en avaler.

Sois prudent en te servant de toutes les solutions, car certaines sont corrosives, toxiques ou tachent les vêtements.

Procédure

1. Dresse un tableau d'enregistrement des données, comme suit. (Note que la « température moyenne minimale » sera la même dans chaque rangée, car toutes les réactions commenceront à la même température.)

Essai n°	Ratio des ml	Volume de NaOCl utilisé (ml)	Moles de NaOCl utilisé (mol)	Volume de KI utilisé (ml)	Moles de KI utilisé (mol)	Température moyenne maximale (°C)	Température moyenne minimale (°C)	Changement de température (°C)
1	20:80	20		80				
2	40:60	40		60				
3	60:40	60		40				
4	80:20	80		20				

2. Branche le capteur thermique à l'ordinateur et crée un affichage de la date (numérique et graphique).

3. Commence à enregistrer les données.
4. Utilise le cylindre gradué pour mesurer 20 ml de NaOCl et les verser dans une tasse propre en mousse de styrène.
5. Mesure la température des 20 ml de NaOCl.
6. En te servant d'un autre cylindre gradué, mesure 80 ml de KI et note la température du produit.
7. Inscris la moyenne des deux températures dans la rangée Essai n° 1 du tableau, sous « Température moyenne minimale ».
8. Verse le KI dans la tasse de mousse de styrène, avec le NaOCl, tout en prenant note de la température. Mélange doucement le tout avec le capteur thermique.
9. Après que la température a monté et une fois qu'elle a commencé à descendre, cesse d'enregistrer les données.
10. Retire le thermomètre et l'agitateur et essuie-les pour les rendre propres.
11. Répète les étapes 3 à 10 en utilisant des ratios volumiques de NaOCl et de KI correspondant à 40:60, 60:40 et à 80:20.
12. Jette les solutions conformément aux directives de ton professeur. Ne verse rien dans l'évier.

Analyse

1. Pour chacun des volumes de NaOCl et de KI indiqués, calcule le nombre de moles utilisées au cours des essais (rappelle-toi que la concentration de chaque produit chimique est de 0,50 M et que le nombre de moles est égal à $M \times \text{volume}$). Inscris ces valeurs dans le tableau.
2. Dans le cas de chaque essai, trouve la température maximale atteinte. Inscris cette valeur dans la colonne « température moyenne maximale ».
3. Calcule et note le « changement de température » en soustrayant la température moyenne minimale de la température moyenne maximale dans chaque rangée.
4. Dans quel essai la température a-t-elle monté le plus?
5. Quel a été ce changement maximum de température?
6. Quel était le ratio entre les volumes de NaOCl et de KI quand le changement maximum de température s'est produit?
7. Quel était le ratio entre les moles de NaOCl et de KI quand le changement maximum de température s'est produit?

Conclusion

1. Quels sont les nombres entiers les plus simples qui équilibreraient l'équation $x\text{NaOCl} + y\text{KI} \rightarrow \text{produits} + \text{chaleur}$, si l'on utilise le ratio molaire à la température maximale? On ne s'attend pas à ce que tu connaisses les coefficients des produits.
2. Quel était l'agent limitatif?

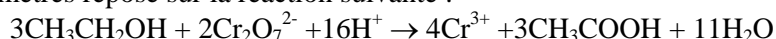
Annexe 16 : Applications de la stœchiométrie

Nutrition

Les réactions chimiques qui se produisent dans un organisme nécessitent la présence d'un ensemble complet de réactifs. Comme les substances réagissent entre elles en fonction de certains ratios fixes et d'équations chimiques équilibrées, il doit y avoir une certaine quantité de chaque réactif pour que la réaction ait lieu. Le manque d'un nutriment ou d'un réactif clé empêchera la réaction de se produire. Ces réactifs limitatifs entraveront la croissance de l'organisme. Afin de faire échec à ce problème, les agriculteurs traitent leurs récoltes avec des engrais pour s'assurer que les plantes reçoivent les nutriments essentiels (N, P et K) en quantités suffisantes. Beaucoup d'humains prennent des suppléments alimentaires tous les jours pour s'assurer qu'ils absorbent tous les nutriments nécessaires à la vie.

Ivressomètre

On s'est servi de la chimie analytique pour mettre l'ivressomètre au point, cet appareil portatif qui mesure la quantité d'alcool dans l'haleine. Le fonctionnement des ivressomètres repose sur la réaction suivante :



L'ion dichromate orange réagit avec l'éthanol (présent dans l'alcool) pour former l'acide acétique et l'ion chromate vert. L'éthanol est le réactif limitatif dans la réaction. La mesure dans laquelle la couleur change est proportionnelle à la concentration d'alcool dans le sang. L'ivressomètre convertit le changement de couleur en un degré d'alcool dans le sang.

Stœchiométrie des automobiles

Effacité des moteurs

L'essence comprend principalement de l'isooctane (2,2,4-triméthylpentane). Pendant la combustion, l'isooctane réagit avec l'oxygène comme suit :



Les réactifs doivent être mélangés selon un ratio molaire qui s'approche de celui montré dans l'équation équilibrée, pour que le moteur fonctionne bien. Quand on appuie sur l'accélérateur plusieurs fois avant de faire démarrer le moteur, on inonde celui-ci d'essence. Par conséquent, l'oxygène n'est pas présent dans le moteur, et la réaction de combustion ne s'amorce pas. En revanche, s'il y a trop d'oxygène, le manque d'essence entraîne le calage du moteur.

Coussins gonflables

On recourt à la stœchiométrie pour s'assurer que les coussins de sécurité se gonflent assez, mais pas trop. L'efficacité des coussins dépend d'une réaction qui engendre rapidement un grand volume de gaz à partir d'une petite masse d'azote de sodium. Un capteur déclenche l'allumeur en cas de collision frontale. L'allumeur produit l'énergie thermique nécessaire pour amorcer une réaction entre les gaz produisant les réactifs dans le coussin gonflable. Le produit gazeux de la réaction, à savoir l'azote, remplit le coussin. Le volume de gaz nécessaire pour gonfler le sac jusqu'à un certain degré dépend de la quantité des réactifs, de la densité du gaz et de la température.



(Une quantité relativement petite d'azote de sodium peut engendrer un fort volume de N_2 à 25 °C et à une pression d'une atmosphère – environ 100 l.) Essayez la stœchiométrie avec la classe.

Pollution automobile

Dans de nombreuses parties du monde, la pollution atmosphérique est surtout due aux automobiles. Les polluants tels que le CO, le NO et le NO_2 sont émis quand le mélange carburant-air est mal équilibré et que la température autour du moteur est élevée. Ces polluants gazeux réagissent avec l'oxygène et l'eau dans l'air pour produire des polluants tels que l'acide nitrique et l'ozone.

Les gouvernements ont promulgué des lois qui limitent la quantité maximale de polluants qu'une automobile peut émettre par kilomètre de route. Les constructeurs d'automobiles utilisent la stœchiométrie pour calculer la consommation d'essence sur une distance donnée. Plus une voiture se déplace avec efficacité, moins grande est la quantité d'émissions. Le réacteur catalytique, chambre de réaction fixée au tuyau d'échappement, est installé pour convertir les polluants tels que le NO_2 et les hydrocarbures en des gaz inoffensifs tels que le N_2 , le CO_2 et l' O_2 .