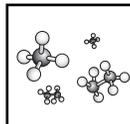


LES RÉACTIONS CHIMIQUES

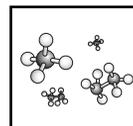


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves vont approfondir leur compréhension de la structure atomique en étudiant les isotopes, la masse atomique moyenne, la nomenclature de composés polyatomiques et les réactions chimiques impliquant des ions polyatomiques. Le concept de la mole est introduit en chimie 11^e année et les élèves apprendront à faire des calculs stœchiométriques en analysant des réactions chimiques. De plus, les élèves exploreront les réactifs limitants et en excès ainsi que les applications de la stœchiométrie dans l'industrie.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

Le présent regroupement est long donc l'enseignant peut décider de le diviser en deux parties distinctes. Les élèves ont écrit les formules et noms de composés ioniques binaires et moléculaires et équilibré des équations chimiques pour des composés monoatomiques. En chimie 11^e année, les élèves doivent le faire avec des composés polyatomiques. La mole est un concept abstrait qui peut poser des difficultés pour les élèves. S'assurer de bien développer une compréhension conceptuelle de cette idée importante avant d'introduire la résolution de problèmes.

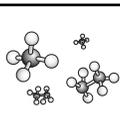


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

Afin de faciliter la présentation des renseignements et des stratégies d'enseignement et d'évaluation, les RAS de ce regroupement ont été disposés en **blocs d'enseignement**. À souligner que, tout comme le regroupement lui-même, les blocs d'enseignement ne sont que des pistes suggérées pour le déroulement du cours de chimie. L'enseignant peut choisir de structurer son cours et ses leçons en privilégiant une autre approche. Quoi qu'il en soit, les élèves doivent réussir les RAS prescrits par le Ministère pour la chimie 11^e année.

Outre les RAS propres à ce regroupement, plusieurs RAS transversaux de la chimie 11^e année ont été rattachés aux blocs afin d'illustrer comment ils peuvent s'enseigner pendant l'année scolaire.

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	La masse atomique	C11-3-01, C11-3-02, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7, C11-0-R1, C11-0-R2, C11-0-R5	3 h
Bloc B	Les composés polyatomiques	C11-3-03, C11-3-04, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	3 h
Bloc C	La classification des réactions chimiques	C11-3-05, C11-3-06, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S9	2,5 h
Bloc D	La mole	C11-3-07, C11-3-08, C11-0-C1, C11-0-C2	2 h
Bloc E	Le volume molaire	C11-3-09, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	2 h
Bloc F	La résolution de problèmes	C11-3-10, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	3 h
Bloc G	Les formules empiriques et moléculaires	C11-3-11, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	1 h
Bloc H	La stœchiométrie	C11-3-12, C11-3-13, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S7	4 h
Bloc I	Le réactif limitant	C11-3-14, C11-3-15, C11-0-C1, C11-0-C2, C11-0-S1, C11-0-S5, C11-0-S7, C11-0-S8, C11-0-S9	5 h
Bloc J	Les applications de la stœchiométrie	C11-3-16, C11-0-R1, C11-0-R2, C11-0-R3, C11-0-R5	2,5 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			29 à 30 h



RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

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

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

CHANG, Raymond, et Luc PAPILLON. *Chimie fondamentale, 3^e édition – Chimie générale volume 1*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2009.

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97382)

[R] CLANCY, Christina, et al. *Chimie 11 STSE – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2011. (DREF 540 C518c 11, CMSM 97383)

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

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

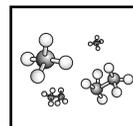
FLAMAND, Eddy et Jean-Luc ALLARD. *Chimie générale, 2^e édition*, Mont-Royal, Éd. Modulo, 2004. (DREF 541 F577c)

HAYNES, William M., éd. *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 95th Edition*, Boca Raton, CRC Press, 2014. [ressource qui contient beaucoup d'information et de données sur les propriétés des composés chimiques]

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

[R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CMSM 96139)

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



- [R] MANITOBA. MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION ET DE LA FORMATION PROFESSIONNELLE. *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire : Une ressource didactique*, Winnipeg, Manitoba, Le Ministère, 2000. (DREF P.D. 507.12 E59, CMSM 93965) [stratégies de pédagogie différenciée]
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11, CMSM 91607)
- [R] MUSTOE, Frank, et al. *Chimie 11 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. de la Chenelière/McGraw-Hill, 2002. (DREF 540 C518c 11)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Guide d'enseignement*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 91609)
- [R] MUSTOE, Frank et John IVANCO. *Chimie 12 – Manuel de l'élève*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2003. (DREF 540 C518c 12, CMSM 91610)

AUTRES IMPRIMÉS

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

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

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

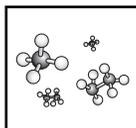
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

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

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

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

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



DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

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

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

DVD ET VIDÉOCASSETTES

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

SITES WEB

Agence Science-Press. <<http://www.sciencepresse.qc.ca/>> (consulté le 8 octobre 2013). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

[R] *L'alcootest*. <<http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/theorie/alcootest.html>> (consulté le 9 avril 2013).

[R] *Amadeo Avogadro*. <<http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/chimisterie/9703/VSauve.html>> (consulté le 9 avril 2013).

Le balancement d'une équation chimique. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-transformations-de-la-matiere/les-changements-chimiques/le-balancement-d'une-equation-chimique.aspx>> (consulté le 9 avril 2013). [explications du balancement d'équations chimique qui inclut une vidéo]

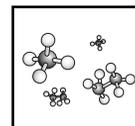
[R] *Bing, Bang, Boom...les couleurs*. <<http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/mosaique/01-02/feu.html>> (consulté le 9 avril 2013).

[R] *The Chemistry of Fireworks*. <<http://www.glencoe.com/sec/science/webquest/content/fireworks.shtml>> (consulté le 9 avril 2013). [site en anglais]

[R] *La chimie.net*. <<http://www.lachimie.net/>> (consulté le 5 avril 2013). [site avec beaucoup d'informations et d'exercices]

La classification des éléments. <<http://www.fsg.ulaval.ca/opus/scphys4/module1/obj5.shtml>> (consulté le 9 avril 2013). [informations sur les isotopes et leurs applications]

[R] *Équation-bilan d'une réaction chimique*. <<http://phys.free.fr/comeqbil.htm>> (consulté le 9 avril 2013). [exercices pour équilibrer des réactions chimiques]



Équilibrer les équations chimiques. <<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/balancing-chemical-equations>> (consulté le 9 avril 2013). [exercices pour équilibrer des réactions chimiques permettant de passer d'une représentation symbolique à une représentation particulaire]

[R] *Les feux d'artifice*. <<http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/theorie/pyrotechnie.html>> (consulté le 9 avril 2013).

[R] *How Breathalyzers Work*. <<http://science.howstuffworks.com/breathalyzer3.htm>> (consulté le 9 avril 2013). [site en anglais]

Isotopes et masses atomiques. <<http://phet.colorado.edu/fr/simulation/isotopes-and-atomic-mass>> (consulté le 9 avril 2013). [simulation]

La masse atomique et les isotopes. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/l'organisation-de-la-matiere/la-classification-periodique/la-masse-atomique-et-les-isotopes.aspx>> [consulté le 9 avril 2013].

La masse relative. <<http://www1.tfo.org/education/Episode/24983/la-masse-relative>> (consulté le 9 avril 2013). [film de TFO expliquant la masse relative]

La mole. <<http://www1.tfo.org/education/Episode/24987/la-mole>> (consulté le 9 avril 2013). [film de TFO expliquant le concept de la mole]

[R] *Le procédé Haber*. <<http://www1.tfo.org/education/episode/24975/le-procede-haber>> (consulté le 9 avril 2013). [film de TFO donnant un aperçu historique de l'élaboration du processus Haber]

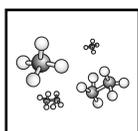
La science amusante. <<http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Catégorie:Chimie>> (consulté le 5 avril 2013). [site qui offre plusieurs démonstrations et activités de laboratoire, ainsi que des informations]

[R] *Sciences en ligne*. <<http://www.sciences-en-ligne.com/>> (consulté le 8 octobre 2014). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

La stœchiométrie et ses calculs. <<http://bv.alloprof.qc.ca/science-et-technologie/l'univers-materiel/les-transformations-de-la-matiere/les-changements-chimiques/la-stoechiometrie-et-ses-calculs.aspx>> (consulté le 9 avril 2013). [explications de calculs stœchiométriques avec vidéo]

Tableau périodique des éléments. <<http://www.espace-sciences.org/sites/espace-sciences.org/files/documents/animations-en-ligne/physique/mendeleiev1/bin/index.html>> (consulté le 5 avril 2013). [tableau périodique interactif]

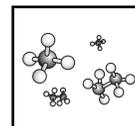
Volumes de gaz. <<http://www1.tfo.org/education/Episode/24984/volumes-de-gaz>> (consulté le 9 avril 2013). [film de TFO expliquant le volume molaire]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

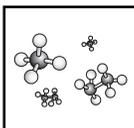
L'élève sera apte à :

- C11-3-01** définir la masse atomique moyenne en fonction des isotopes et de leur abondance relative,
entre autres l'unité de masse atomique (uma ou u);
RAG : A4, B1, D3, E3
- C11-3-02** faire une recherche sur l'importance et l'utilité des isotopes,
par exemple la médecine, la climatologie, les radio isotopes, les techniques de datation;
RAG : A3, B4, D3
- C11-3-03** écrire la formule et le nom de composés polyatomiques selon les lignes directrices de l'Union internationale de chimie pure et appliquée (IUPAC);
RAG : D3
- C11-3-04** calculer, en unités de masse atomique, la masse de composés;
RAG : D3
- C11-3-05** écrire et classer, à partir des équations exprimées en mots, des équations chimiques équilibrées,
entre autres les ions polyatomiques;
RAG : D3
- C11-3-06** prédire les produits d'une réaction chimique à partir des réactifs et du type de réaction,
entre autres les ions polyatomiques;
RAG : D3, E4
- C11-3-07** décrire le concept de mole et son importance pour les mesures en chimie;
RAG : A1, A4, B1, D3
- C11-3-08** calculer la masse molaire d'une variété de substances;
RAG : D3
- C11-3-09** calculer, à partir de la masse volumique à une température et à une pression données, le volume d'un gaz dont la masse est connue,
entre autres le volume molaire;
RAG : D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES THÉMATIQUES (suite)

- C11-3-10** résoudre des problèmes nécessitant la conversion d'unités entre moles, masse, volume et nombre de particules;
RAG : D3, E1
- C11-3-11** trouver des formules empiriques et moléculaires à partir de données en pourcentage sur la masse ou la composition;
RAG : D3, E1
- C11-3-12** interpréter une équation équilibrée en fonction des moles, de la masse et du volume des gaz;
RAG : A2, D3, E1
- C11-3-13** résoudre des problèmes impliquant 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;
RAG; D3
- C11-3-14** identifier le réactif limitant et calculer la masse du produit à partir de l'équation d'une réaction et des données sur les réactifs;
RAG : D3
- C11-3-15** mener une expérience masse-masse ou masse-volume, identifier le réactif limitant et calculer le rapport molaire, entre autres le rendement théorique et le rendement pratique;
RAG : C1, C2, C3, C6, C7
- C11-3-16** discuter l'importance de la stœchiométrie dans les industries et décrire certaines applications,
par exemple en chimie analytique, en ingénierie chimique, en chimie industrielle.
RAG : A5, B4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

C11-0-C1 utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3

C11-0-C2 démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3

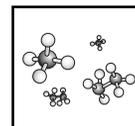
Étude scientifique

C11-0-S1 faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT), et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2

C11-0-S2 énoncer une hypothèse ou une prédiction basée sur des données existantes ou sur des événements observés;
RAG : C2

C11-0-S3 planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2

C11-0-S4 sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire, *par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;*
RAG : C1, C2

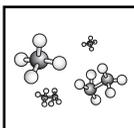


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

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

Recherche et communication

- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, *entre autres imprimées, électroniques et humaines;*
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C11-0-R4 comparer les perspectives et les interprétations proposées par les médias avec celles d'autres sources;
RAG : C2, C4, C5, C8

C11-0-R5 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public-cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

C11-0-G1 collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7

C11-0-G2 susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7

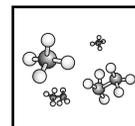
C11-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Prise de décisions

C11-0-D1 identifier et explorer un enjeu STSE courant,
par exemple clarifier ce qu'est l'enjeu, identifier différents points de vue ou intervenants, faire une recherche sur l'information/les données existantes;
RAG : C4, C8

C11-0-D2 évaluer les implications d'options possibles ou de positions possibles reliées à un enjeu,
par exemple les conséquences positives et négatives d'une décision, les forces et faiblesses d'une position;
RAG : B1, C4, C5, C6, C7

C11-0-D3 reconnaître que les décisions peuvent refléter certaines valeurs, et tenir compte de ses propres valeurs et de celles des autres en prenant une décision,
par exemple être en harmonie avec la nature, générer de la richesse, privilégier la liberté individuelle;
RAG : C4, C5



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

C11-0-D4 recommander une option ou identifier sa position en justifiant cette décision;
RAG : C4

C11-0-D5 évaluer le processus utilisé par soi-même ou d'autres pour parvenir à une décision;
RAG : C4, C5

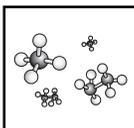
Attitudes

C11-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C4, C5

C11-0-A2 valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprits scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5

C11-0-A3 manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4

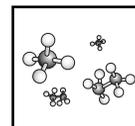
C11-0-A4 se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B4, B5



Bloc A : La masse atomique

L'élève sera apte à :

- C11-3-01** définir la masse atomique moyenne en fonction des isotopes et de leur abondance relative,
entre autres l'unité de masse atomique (uma ou u);
RAG : A4, B1, D3, E3
- C11-3-02** faire une recherche sur l'importance et l'utilité des isotopes,
par exemple la médecine, la climatologie, les radio isotopes, les techniques de datation;
RAG : A3, B4, D3
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C11-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres, imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements,
par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;
RAG : C2, C4, C5, C8



C11-0-R5 communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte.

RAG : C5, C6

Le présent regroupement est long. Nous recommandons fortement à l'enseignant de le diviser en deux parties distinctes. Le RAS C11-3-12 serait un endroit logique où commencer la deuxième partie.

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur la structure atomique de base (protons, neutrons et électrons), le numéro atomique et la masse atomique moyenne des éléments. Les élèves ont étudié ces concepts en 9^e année (RAS S1-2-04). Ils devraient pouvoir utiliser ces connaissances pour représenter divers atomes avec le modèle de Bohr.

En quête

Enseignement direct - les isotopes

Expliquer aux élèves que 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 (voir *Chimie 11*, p. 162-163 ou *Chimie 11 STSE*, p. 15-16).

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

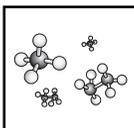
$${}^A_Z X$$

A = Nombre de masse
 X = Symbole de l'élément
 Z = Numéro atomique

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

L'unité de masse atomique (souvent désignée par les symboles u ou u_{ma}) est définie comme étant égale à 1/12 de la masse d'un atome de carbone 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 emploie 1/12 de la masse de l'isotope carbone 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 u .



Quand l'unité de masse atomique 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.

Résolution de problèmes - la masse atomique moyenne

Expliquer aux élèves comment la masse atomique moyenne des atomes est fonction de leur masse relative par rapport au carbone 12.

Proposer aux élèves d'utiliser les données sur l'abondance relative pour calculer la masse atomique moyenne des éléments (voir @ l'annexe 1 ou *Chimie 11 STSE*, p. 18-19). 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 % des atomes de potassium sont du potassium 39 (20 neutrons), 6,88 %, du potassium 41, et seulement une infime quantité, du potassium 40.

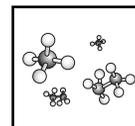
Le bore élémentaire est une combinaison de deux isotopes naturels : le bore 10 a une abondance relative de 19,78 %, et le bore 11, de 80,22 %.

Isotope	Abondance relative (%)	Masse atomique (u)
²⁴ Mg	78,70	23,98504
²⁵ Mg	10,13	24,98584
²⁶ Mg	11,17	25,98259

Activité de laboratoire - la masse atomique moyenne

Proposer aux élèves de réaliser une activité de laboratoire dans laquelle ils utilisent la masse de pièces d'un cent pour montrer comment on calcule la masse atomique moyenne (voir @ l'annexe 2, *Chimie 11*, p. 168 ou *Chimie 11 STSE*, p. 19).

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



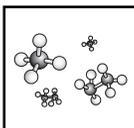
Recherche – les applications des isotopes

Inviter les élèves à effectuer une recherche sur les applications des isotopes. Leur demander de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p. ex. exposé oral, brochure informative, affiche). Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves pour leur recherche sur les isotopes. Les critères devraient porter sur le contenu ainsi que sur la présentation et peuvent être similaires, peu importe le type d'exercice choisi par les élèves.

Voici des applications possibles à explorer :

Il serait peut-être important de prévoir une discussion sur la période radioactive ($T^{1/2}$), mais il n'est pas nécessaire de parler en détail des équations sur la désintégration radioactive. Le document « La santé et la radiophysique : ressource manitobaine pour le cours de Physique 12^e année » contient beaucoup de renseignements sur les isotopes utilisés dans le domaine de la santé.

1. Les traceurs radioactifs utilisés dans les diagnostics médicaux
 - L'iode 131 sert à obtenir des images de la thyroïde, du cœur, des poumons et du foie, et à mesurer le volume sanguin.
 - On peut suivre le sodium 24 (un émetteur bêta dont la période est de 14,8 h), injecté dans le sang sous forme de solution saline, pour observer le cheminement du sang et détecter les constriction ou les obstructions éventuelles dans l'appareil circulatoire.
 - Pour une tomographie par émission de positrons (TEP), on emploie l'¹⁵O dans l'H₂, et l'¹⁵O et le ¹⁸F pour mesurer le métabolisme du glucose dans le cerveau.
2. Les isotopes radioactifs dans les traitements médicaux.
 - Traitement du cancer. Les implants d'or 198 ou les mélanges de strontium 90 et d'yttrium 90 pour détruire les tumeurs cancéreuses de l'hypophyse et du sein.
 - L'utilisation de rayons gamma au cobalt 60 pour détruire les tumeurs au cerveau.
3. Les isotopes d'oxygène en climatologie.
 - On utilise un ratio d'isotopes stables d'¹⁶O et d'¹⁸O 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.
 - Les essais d'armes nucléaires mettent des quantités détectables de certains isotopes radioactifs dans l'atmosphère. Après la quasi-élimination des essais nucléaires en raison du *Traité d'interdiction partielle des essais nucléaires* en 1963, la concentration de carbone 14 dans l'atmosphère a commencé à diminuer immédiatement. Toute personne née avant 1965 possède donc une concentration significativement plus élevée de carbone 14 qu'une personne née après l'interdiction des essais nucléaires atmosphériques. Ainsi, nous pouvons déterminer l'âge de nombreux organismes vivants (y compris les humains) basé sur l'histoire récente de la présence de carbone 14 dans l'atmosphère.



5. Les isotopes utilisés dans les techniques de datation.

- La période du carbone 14 (5 730 ans) est utilisée pour établir l'âge d'os découverts dans des sites archéologiques, car le ^{14}C continue de se désintégrer au fil des années, tandis que la quantité présente dans l'atmosphère est constante. L'âge maximum que le ^{14}C sert à établir est 24 000 ans, tandis que l' ^{238}U peut servir à dater un objet de $4,5 \times 10^9$ ans.
- L'uranium 238 et le plomb 206 servent communément à dater des objets tels que des roches.

📄 L'annexe 3 comprend un tableau d'isotopes utilisés en médecine.

Cyberenquête – l'importance et les applications des isotopes

Inviter les élèves à mener une cyberenquête afin de répondre aux questions de 📄 l'annexe 4. Les réponses figurent à 📄 l'annexe 5.

En fin

1

Proposer aux élèves de dessiner les isotopes de l'hydrogène.



2

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes :

- Pourquoi la masse atomique de l'oxygène a-t-elle une valeur d'exactement 16,00 g sur le tableau périodique tandis que celle du carbone a une valeur de 12,01 g?
- Quelle est la différence entre la masse atomique et la masse atomique moyenne d'un élément?
- Pourquoi est-il important d'utiliser la masse atomique moyenne lorsqu'on calcule le nombre de moles dans un échantillon plutôt que d'utiliser la somme des unités de masse atomique pour l'élément?

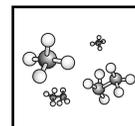
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves de calculer la masse atomique moyenne de divers éléments à partir des données sur l'abondance relative. Voir à la page 3.17, la note sur les données tirées du CRC *Handbook of Chemistry and Physics*.

2

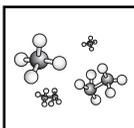
Évaluer les présentations des élèves selon les critères établis.



Bloc B : Les composés polyatomiques

L'élève sera apte à :

- C11-3-03** écrire la formule et le nom de composés polyatomiques selon les lignes directrices de l'Union internationale de chimie pure et appliquée (UICPA);
RAG : D3
- C11-3-04** calculer, en unités de masse atomique, la masse de composés;
RAG : D3
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C11-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Vérifier les connaissances antérieures des élèves en leur demandant de compléter un schéma conceptuel, un cycle de mots, ou en utilisant le procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*) en utilisant des termes tels que : *anion, cation, valence, liaison ionique, métaux, non-métaux, liaison covalente, partage*.

En 10^e année, les élèves ont étudié le concept d'électrons de valence et comment les éléments se combinent pour former des liaisons. Ils ont aussi écrit les formules et noms de composés ioniques binaires et moléculaires.

OU

Inviter les élèves à jouer au jeu des noms ioniques (voir ☉ l'annexe 6). On lance une paire de dés (un avec les désignations de cations monoatomiques, l'autre, d'anions monoatomiques). Les élèves doivent prédire la bonne formule et le nom du composé ionique binaire en fonction des ions.

En quête

Enseignement direct – les ions polyatomiques

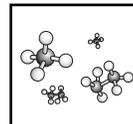
Introduire la notion d'ions polyatomiques aux élèves, en commençant par des exemples simples tels que celui de l'hydroxyde (voir *Chimie 11*, p. 97-105, *Chimie 11 STSE*, p. 66-68 ou *Chimie 11-12*, p. 29-32). Préciser que ces ions sont parfois appelés ions complexes ou radicaux. ☉ L'annexe 7 donne une liste d'ions polyatomiques. 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 ils devraient maintenant comprendre *pourquoi* cette méthode fonctionne. 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.

Activité de laboratoire – la formule d'un précipité

Proposer aux élèves de mener une expérience de laboratoire (voir ☉ l'annexe 8) afin de déterminer la formule d'un précipité d'hydroxyde de cobalt. Des renseignements pour l'enseignant figurent à ☉ l'annexe 9. Cette activité peut aussi être menée pour appuyer le RAS C11-3-11.

Enseignement direct – la masse des composés

Indiquer aux élèves que les indices dans une formule chimique indiquent le nombre d'atomes dans une molécule ou dans une unité de formule. Faire 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 appelée masse formulaire.

Inviter les élèves à 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. Commencer par des composés binaires puis passer à des composés polyatomiques. La masse moléculaire de l'aspirine (C₉H₈O₄) peut se calculer comme suit :

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

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

Activité de laboratoire – la formule d'un hydrate

Proposer aux élèves de mener une activité de laboratoire pour trouver la formule d'un hydrate (voir *Chimie 11*, p. 226 et 227). Cette activité peut aussi être menée pour appuyer le RAS C11-3-11.

En fin

1

Inviter les élèves à jouer à nouveau au jeu des noms ioniques, mais cette fois avec des cations et anions polyatomiques.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Se référer aux @ annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

2

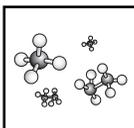
Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir @ l'annexe 6 du regroupement 2).

3

Demander aux élèves de rédiger le nom et la formule de composés binaires et polyatomiques. Il convient d'inclure les cations polyvalents tels que le Cu⁺ et le Cu²⁺. 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.

4

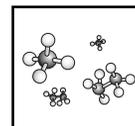
Demander aux élèves de calculer la masse de divers composés, en unités de masse atomique, étant donné le nom et/ou la formule de chaque composé.



Bloc C : La classification des réactions chimiques

L'élève sera apte à :

- C11-3-05** écrire et classer, à partir des équations exprimées en mots, des équations chimiques équilibrées,
entre autres les ions polyatomiques;
RAG : D3
- C11-3-06** prédire les produits d'une réaction chimique à partir des réactifs et du type de réaction,
entre autres les ions polyatomiques;
RAG : D3, E4
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C11-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C11-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données,
entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction.
RAG : C2, C5, C8



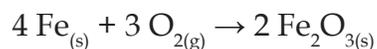
Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Activer les connaissances antérieures des élèves en leur proposant de compléter l'exercice de ⓐ l'annexe 10.

OU

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les types de réactions chimiques à l'aide des événements inattendus suivants :

1. Placer une chandelle non allumée sur une balance. Demander aux élèves de prédire ce qui arrivera à la masse de la chandelle quand elle aura brûlé. Laisser la chandelle se consumer et observer 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.
2. Placer de la laine d'acier (Fe) sur une balance, et prendre note de la masse. Demander aux élèves de prédire ce qui arrivera si la laine est brûlée. La brûler et observer la masse grandir. Les élèves devraient expliquer que la masse augmente à cause de la réaction de synthèse.

**En quête****Activité de laboratoire – les indications des réactions chimiques**

Proposer aux élèves de mener une activité de laboratoire sur les caractéristiques des réactions chimiques (voir ⓐ l'annexe 11). Des renseignements pour l'enseignant figurent à ⓐ l'annexe 12. Les élèves peuvent également mener l'activité de laboratoire à ⓐ l'annexe 13.

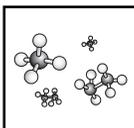
Exercice – équilibrer les réactions chimiques

Inviter les élèves à écrire des réactions chimiques à partir de descriptions écrites (voir *Chimie 11*, p. 113, *Chimie 11 STSE*, p. 114 ou *Chimie 11-12*, p. 53-54) et à équilibrer des réactions chimiques (voir *Chimie 11*, p. 116 et 118, *Chimie 11 STSE*, p. 117-119 ou *Chimie 11-12*, p. 53-54). Revoir au besoin les étapes à suivre pour équilibrer des équations chimiques (voir *Chimie 11*, p. 116 et 117, *Chimie 11 STSE*, p. 118-119 ou *Chimie 11-12*, p. 52-53).

En 10^e année, les élèves ont équilibré des équations chimiques et ont étudié les réactions de synthèse, de décomposition, de déplacement simple, de déplacement double et de combustion pour des composés monoatomiques. En 11^e année, les élèves doivent le faire avec des composés polyatomiques.

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. Commencer par des réactions d'addition et de décomposition, puis passer aux réactions à déplacement simple et double et aux réactions de combustion.



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.

La classification des réactions chimiques

Utiliser la stratégie Jigsaw (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 3.21) pour l'étude des types de réactions chimiques. Les élèves sont séparés en « familles ». Chaque membre de l'équipe choisit (ou reçoit) un type de réaction chimique. Les élèves forment ensuite des « groupes d'experts » selon le type de réaction. Par exemple, tous les élèves ayant les réactions de déplacement simple se réunissent pour examiner ce type de réaction. Les groupes d'experts devront étudier la réaction qui leur est attribuée et revenir ensuite dans leur « famille » avec l'information et des questions à poser aux autres membres de la classe. Lorsque les renseignements sont mis en commun dans les groupes d'experts, on devrait encourager les membres de l'équipe à prendre des notes.

En fin

Inviter les élèves à utiliser le procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9-10.10) afin de définir chaque type de réaction chimique.

Stratégies d'évaluation suggérées

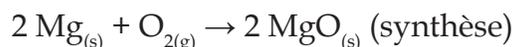
1

Évaluer les rapports d'expériences des élèves.

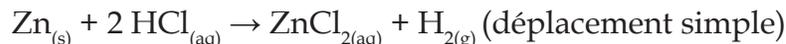
2

Inviter les élèves à compléter des exercices pour équilibrer des réactions chimiques. Ayant reçu la description écrite d'une réaction, les élèves écrivent des équations chimiques équilibrées et identifient 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.

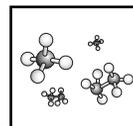
Exemple : Quand on brûle du magnésium dans l'air, un solide blanc se forme. Rédige l'équation chimique équilibrée correspondant à la réaction, en précisant les états de la matière et le type de réaction.



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.



Les élèves peuvent aussi compléter un exercice en ligne au site [http://k.k.k.cgfUc"bYh/Yei Uh jcbgWja jei Yg#dU Yg#d%U\la](http://k.k.k.cgfUc)



Bloc D : La mole

L'élève sera apte à :

C11-3-07 décrire le concept de mole et son importance pour les mesures en chimie;
RAG : A1, A4, B1, D3

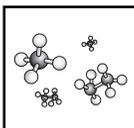
C11-3-08 calculer la masse molaire d'une variété de substances;
RAG : D3

C11-0-C1 utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3

C11-0-C2 démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

Avogadro n'a pas calculé le nombre portant son nom. Il a travaillé avec des gaz et en 1811, publie un article indiquant que des volumes de gaz égaux à la même température et pression contiennent le même nombre de particules. Ce concept est maintenant connu comme l'hypothèse d'Avogadro ou le principe d'Avogadro.

Les idées d'Avogadro n'ont pas été acceptées immédiatement, mais 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.



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur la structure atomique de base (protons, neutrons et électrons), le numéro atomique, la masse atomique moyenne des éléments et les isotopes.

En quête

Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de mener une expérience pour calculer la taille et la masse d'une molécule d'acide oléique, afin de leur permettre de mieux comprendre les dimensions au niveau moléculaire (Voir ☺ l'annexe 14).

Enseignement direct - la mole

Inviter les élèves à compléter l'activité de ☺ l'annexe 15 qui introduit le concept de la mole. Des renseignements pour l'enseignant figurent à ☺ l'annexe 16. Voir *Chimie 11*, p. 171-177, *Chimie 11 STSE*, p. 225-228 ou *Chimie 11-12*, p. 51-52 pour des renseignements sur la mole.

Résolution de problèmes - la masse molaire

Expliquer 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. Un problème tel que celui qui suit serait une activité d'approfondissement qui irait au-delà de l'intention du résultat d'apprentissage : *Quelle est la masse de six atomes de phosphate d'ammonium?*

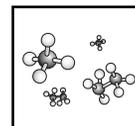
Dans certains manuels et ouvrages de référence, la masse molaire est aussi appelée « poids ou masse moléculaire ».

Il existe plusieurs façons de résoudre ce type de problème, mais en voici un exemple fourni 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.

Exemples de problèmes

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

$$\frac{x}{1 \text{ mol}} = \frac{2,3 \text{ g}}{23,0 \text{ g}}$$



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.

$$x = 0,10 \text{ mol (2 chiffres significatifs)}$$

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

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

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

$$x = 0,400 \text{ mol (3 chiffres significatifs)}$$

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

Quelle est la masse de 0,250 mole de NaOH?

$$\frac{x}{40,0 \text{ g}} = \frac{0,250 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$$

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

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.

En fin

Inviter les élèves à créer un schéma conceptuel pour démontrer comment convertir une unité en une autre.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Inviter les élèves à résoudre des problèmes semblables à ceux présentés dans la section « En quête ».

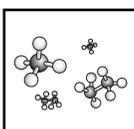
2

Se référer aux annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir 10 l'annexe 6 du regroupement 2).

Afin de pratiquer des calculs de moles dans un contexte pratique, demander aux élèves de calculer d'avance les quantités nécessaires pour le laboratoire qu'ils exécuteront dans le cadre du résultat d'apprentissage C11-3-14.



Bloc E : Le volume molaire

L'élève sera apte à :

- C11-3-09** calculer, à partir de la masse volumique à une température et à une pression données, le volume d'un gaz dont la masse est connue, entre autres le volume molaire;
RAG : D3
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C11-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5

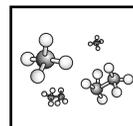
Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur la masse volumique en les invitant à compléter un cadre sommaire de concept (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.23). Les élèves peuvent aussi résoudre quelques problèmes de masse volumique.

En huitième année (8-3-06), les élèves ont étudié la masse volumique des solides, des liquides et des gaz. Ils ont aussi résolu des problèmes en employant les unités appropriées.

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.



En quête**Exercice – le volume molaire**

Inviter les élèves à calculer le volume d'une mole de gaz communs à partir du tableau à l'annexe 17. Préciser aux élèves que ces données ont été recueillies à une température de 0°C et une pression de 101,3 kPa, ce qu'on appelle température et pression normales (TPN). Ceci est important, puisque le volume d'un gaz varie en fonction de la température et la pression, concept étudié au regroupement 2. On utilise également la température ambiante et pression normale (TAPN), indiquant une température de 5°C et une pression de 100 kPa.

Les élèves devraient obtenir une valeur d'environ 22,4 L/mol pour chaque gaz à TPN. À TAPN, le volume aurait une valeur d'environ 24,5 L/mol.

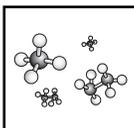
Enseignement direct – le volume molaire

Expliquer aux élèves le concept de volume molaire (voir *Chimie 11*, p. 472-474, *Chimie 11 STSE*, p. 546-549 ou *Chimie 11-12*, p. 169-170). S'assurer d'indiquer qu'un gaz parfait est un gaz hypothétique, où les particules n'occupent presque pas d'espace et où il n'y a aucune force d'attraction entre les particules. En réalité, il y a des forces d'attraction entre les particules, qui se manifestent lorsque la température baisse, que les molécules ralentissent et se rapprochent donc pour passer à l'état liquide. Cependant, le concept des gaz parfaits permet de faire plusieurs généralisations et calculs qui seraient trop complexes si l'on tenait compte de toutes les variables. À TPN, la majorité des gaz occupent un volume semblable, comme le démontrent les données qui suivent, ainsi que les volumes calculés par les élèves à partir des données de l'annexe 17 :

gaz	volume
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

Résolution de problèmes – le volume molaire

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes impliquant le calcul de moles et de volumes de gaz. Encourager les élèves 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 :

1. Calcule le volume de 8,00 g de gaz d'oxygène si la température et la pression sont normales.

$$\text{moles} = \frac{8,00 \text{ g}}{32,0 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

$$\text{volume à TPN} = 0,25 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 5,60 \text{ L}$$

2. Combien de moles y aurait-il dans 8,96 L de gaz, à TPN?

$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{8,96 \text{ L}}{x \text{ mol}} \quad x = \frac{8,96 \text{ mol} \cdot \text{L}}{22,4 \text{ L}} = 0,40 \text{ mol}$$

3. Calcule le volume de 29,9 g d'argon à 25,0 °C et à une pression d'une atm (TAPN).

$$\text{moles} = \frac{29,9 \text{ g}}{39,944 \text{ g/mol}} = 0,75 \text{ mol}$$

$$\text{volume à TPN} = 0,75 \text{ mol} \times 24,5 \text{ L/mol} = 18,4 \text{ L}$$

4. Calcule le volume molaire du gaz d'hydrogène si la masse volumique de celui-ci est de 0,08999 g/L à 0 °C, la pression étant de 760 mm Hg.

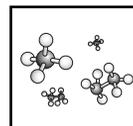
La masse volumique est définie comme étant la masse par unité de volume.

$$\text{masse volumique} = \frac{m}{V} \quad \text{ou} \quad \text{Volume molaire} = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse volumique}}$$

$$\text{Volume molaire} = \frac{2,02 \text{ g/mol}}{0,08999 \text{ g/L}} = 22,4 \text{ L/mol}$$

Activité de laboratoire - la masse molaire

🔗 L'annexe 18 présente une activité de laboratoire au cours de laquelle les élèves peuvent calculer avec un bon degré de précision la masse molaire du butane. Des renseignements pour l'enseignant figurent à 🔗 l'annexe 19. Une activité semblable peut être trouvée dans *Chimie 11*, p. 496-497, *Chimie 11 STSE*, p. 572-573 ou *Chimie 11-12*, p. 179.



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 données, 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.

Résolution de problèmes - le volume molaire et la loi combinée des gaz

Inviter les élèves à résoudre des problèmes impliquant les volumes molaires ainsi que la loi combinée des gaz.

Dans la plupart des manuels scolaires, on utilise l'équation des gaz parfaits ($PV = nRT$) ou des modifications de cette relation pour calculer la masse volumique et le volume molaire. 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 L/mol.

Exemples de problèmes

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

Pour calculer la masse molaire, on peut utiliser l'équation $mv = \frac{m}{V}$. Cependant, nous ne connaissons ni m ni V , mais à l'aide de la loi combinée des gaz présentée au regroupement 2, et du concept de volume molaire d'un gaz à TPN, il est possible de calculer le volume du gaz.

22,414 L à 273 K et à 1,0 atm
x L à 300 K et à 1,5 atm

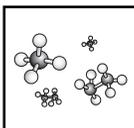
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{1,0 \text{ atm} \times 22,414 \text{ L} \times 300 \text{ K}}{1,5 \text{ atm} \times 273 \text{ K}} = 16,4 \text{ L}$$

On peut maintenant calculer la masse :

$$m = mv \times V = 1,95 \text{ g/L} \times 16,4 \text{ L/mol} = 32,0 \text{ g/mol}$$

Ce gaz pourrait être de l'oxygène.



2. Calcule la masse volumique de l'éthène (C_2H_4) à $-73\text{ }^\circ\text{C}$ et à une pression de 0,445 atm.

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

22,414 L à 273 K et à 1,0 atm
x L à 200 K et à 0,445 atm

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{1,0 \text{ atm} \times 22,414 \text{ L} \times 200 \text{ K}}{0,445 \text{ atm} \times 273 \text{ K}} = 36,9 \text{ L}$$

On peut maintenant calculer la masse volumique de l'éthène.

$$mv = \frac{m}{V} = \frac{28,04 \text{ g/mol}}{36,9 \text{ L/mol}} = 0,760 \text{ g/L}$$

3. Calcule le volume de 11,0 g de dioxyde de carbone à $173\text{ }^\circ\text{C}$ et à une pression de 55,6 kPa.

On doit premièrement déterminer le nombre de moles dans l'échantillon de dioxyde de carbone.

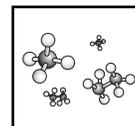
$$\text{moles} = \frac{11,0 \text{ g}}{44,0 \text{ g/mol}} = 0,250 \text{ mol}$$

À TPN, le volume serait donc : $0,25 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 5,60 \text{ L}$

On peut maintenant utiliser les rapports de volume, pression et température pour calculer le volume de gaz.

5,60 L à 273 K et à 101,3 kPa
x L à 446 K et à 55,6 kPa

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 5,60 \text{ L} \times 446 \text{ K}}{55,6 \text{ kPa} \times 273 \text{ K}} = 16,7 \text{ L}$$



En fin

Inviter les élèves à illustrer leur compréhension du volume molaire à l'aide du procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9 et 10.10)

Stratégies d'évaluation suggérées

1

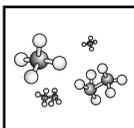
Proposer aux élèves de résoudre des problèmes semblables à ceux présentés dans les exemples.

2

Se référer aux annexes ⑩ 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir ⑩ l'annexe 6 du regroupement 2).



Bloc F : La résolution de problèmes

L'élève sera apte à :

- C11-3-10** résoudre des problèmes nécessitant la conversion d'unités entre moles, masse, volume et nombre de particules;
RAG : D3, E1
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C11-0-C2** démontrer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées

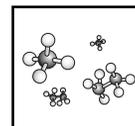
En tête

Inviter les élèves à résumer les concepts de mole, masse molaire et volume molaire.

En quête

Enseignement direct - l'hypothèse d'Avogadro

Expliquer aux élèves comment l'hypothèse d'Avogadro a révolutionné la pensée dans le domaine de la chimie, et comparer la façon dont la constante « N_A » a été calculée dans le passé aux méthodes que l'on utilise aujourd'hui pour la trouver. 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. Des informations sont disponibles au site *Amedeo Avogadro* : <http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/chimisterie/9703/VSauve.html>.

Les élèves ont d'habitude du mal à saisir un si grand nombre. Il est utile de fournir des exemples. Certains ont déjà été fournis dans l'annexe 15. En voici d'autres.

- Si nous devons 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.

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ pièces d'un cent}}{6\,412\,930\,900 \text{ personnes}} = \frac{9,3873 \times 10^{13} \text{ pièces d'un cent, ou environs}}{939\,000\,000\,000 \text{ \$ par personnes.}}$$

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

Résolution de problèmes

Inviter les élèves à résoudre des problèmes pratiques se rapportant à la conversion des unités propres à la masse, aux moles et aux volumes. 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.

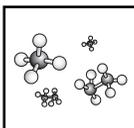
Exemples de problèmes

1. Calcule la masse de 0,250 mol de NH_4OH

Il faut calculer la masse molaire du composé.

$$1 \text{ N} + 4 \text{ H} + 1 \text{ O} + 1 \text{ H} = (1 \times 14 \text{ g}) + (4 \times 1 \text{ g}) + (1 \times 16 \text{ g}) + (1 \times 1 \text{ g}) = 35 \text{ g/mol}$$

Il faut ensuite convertir le nombre de moles en masse, en multipliant afin d'annuler les unités de moles. $0,250 \text{ mol} \times 35 \text{ g/mol} = 8,75 \text{ g}$



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

Si 1,0 mole contient $6,02 \times 10^{23}$ particules, 2,0 mol devraient contenir deux fois ce nombre de particules : $2,0 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ particules/mol} = 12,04 \times 10^{23}$ particules ou $1,2 \times 10^{24}$ particules (deux chiffres significatifs)

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

Il faut premièrement convertir la masse en moles. Pour faire cela, on doit déterminer la masse molaire de l'ammoniac.

$$1 \text{ N} + 3 \text{ H} = (1 \times 14 \text{ g/mol}) + (3 \times 1,0 \text{ g/mol}) = 17,0 \text{ g/mol}$$

$$\text{nombre de moles} = \frac{1,70 \text{ g}}{17,0 \text{ g/mol}} = 0,10 \text{ mol}$$

Ensuite il faut convertir le nombre de moles en volume, en multipliant par le volume molaire à TPN (22,4 L/mol).

$$\text{volume} = 0,10 \text{ mol} \times \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 2,24 \text{ L}$$

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

$$\text{nombre de moles} = 4,82 \times 10^{24} \text{ particules} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ particules}} = 8,01 \text{ mol}$$

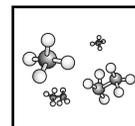
5. Calcule le nombre de molécules de dioxyde de carbone (CO_2) qu'il y a dans 1,68 L de gaz, à température et pression normales.

Il faut premièrement convertir le volume en nombre de moles.

$$\text{nombre de moles} = \frac{1,68 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,075 \text{ moles}$$

Ensuite il faut convertir le nombre de moles en nombre de molécules.

$$\text{nombre de molécules} = 0,075 \text{ mol} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} = 4,52 \times 10^{22} \text{ molécules}$$



En fin

1

Inviter les élèves à compléter le schéma conceptuel à @ l'annexe 20 démontrant la conversion entre les moles, la masse, le volume et le nombre de particules, en inscrivant l'opération mathématique appropriée dans les nuages (le corrigé figure à @ l'annexe 21).

2

Inviter les élèves à écrire une rédaction PPPST sur la mole (voir @ l'annexe 22). Élaborer des critères avec les élèves, p. ex. :

- Le vocabulaire est utilisé correctement et expliqué.
- 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.

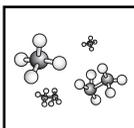
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes de conversion entre les moles, la masse, le volume et le nombre de particules.

2

Évaluer les rédactions des élèves selon les critères élaborés en classe.



Bloc G : Les formules empiriques et moléculaires

L'élève sera apte à :

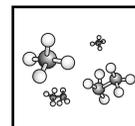
- C11-3-11** trouver des formules empiriques et moléculaires à partir de données en pourcentage sur la masse ou la composition;
RAG : D3, E1
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C11-0-C2** démontrer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les formules chimiques en leur donnant les noms d'une variété de composés chimiques et leur demandant de déterminer la formule chimique pour ces composés.

En 10^e année (S2-2-04), les élèves ont rédigé des formules de composés moléculaires en utilisant des préfixes et, dans le cadre du résultat C11-3-03, 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.



En quête**Enseignement direct – le pourcentage de composition**

Donner les définitions pour la formule empirique et la formule moléculaire aux élèves (voir *Chimie 11 STSE*, p. 268-269). Dans une formule chimique, les éléments sont représentés par des symboles et l'indice représente le nombre d'atomes de chaque élément.

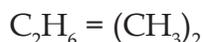
Une formule **empirique (la plus simple)** représente le nombre relatif d'atomes de chaque élément présent dans le composé. Ex. : la formule empirique de l'éthane serait CH_3 .

Une formule **moléculaire** représente le nombre réel d'atomes de chaque élément plutôt qu'un simple rapport entre les atomes. Ex. : la formule moléculaire de l'éthane serait C_2H_6 .

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



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.

Expliquer aux élèves que, lorsque les scientifiques font une analyse chimique afin d'identifier un composé, ils déterminent la masse relative de chaque élément dans le composé. Ces montants s'appellent le pourcentage de composition (voir *Chimie 11 STSE*, p. 262). On le calcule en divisant la masse de l'élément dans le composé par la masse totale du composé, puis on multiplie par cent.

$$\text{Pourcentage de composition} = \frac{\text{masse de l'élément}}{\text{masse totale du composé}} \times 100 \%$$

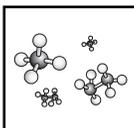
La composition en pourcentage peut être calculée à partir de la formule du composé ou, dans le cadre d'une expérience, au moyen d'une réaction de décomposition du composé.

Résolution de problèmes

Inviter les élèves à résoudre des problèmes impliquant le pourcentage de composition, la formule empirique et la formule moléculaire d'éléments.

Exemples de problèmes

1. Un composé contient 22,1 g de cuivre, 11,2 g de soufre et 22,3 g d'oxygène. Quel est le pourcentage de composition de chacun des éléments du composé?



Étape 1 : Déterminer la masse totale de l'échantillon du composé en faisant l'addition des masses individuelles.

$$22,1 \text{ g} + 11,2 \text{ g} + 22,3 \text{ g} = 55,6 \text{ g}$$

Étape 2 : Déterminer le pourcentage de composition de chaque élément.

$$\text{Pourcentage de composition} = \frac{\text{masse de l'élément}}{\text{masse totale du composé}} \times 100 \%$$

$$\text{Pourcentage de Cu} = \frac{22,1 \text{ g}}{55,6 \text{ g}} \times 100 \% = 39,7 \%$$

$$\text{Pourcentage de S} = \frac{11,2 \text{ g}}{55,6 \text{ g}} \times 100 \% = 20,1 \%$$

$$\text{Pourcentage d'O} = \frac{22,3 \text{ g}}{55,6 \text{ g}} \times 100 \% = 40,1 \%$$

2. 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 :

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

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

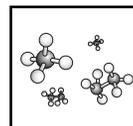
$$\text{O} = \frac{53,29 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 3,3 \text{ mol}$$

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

3. 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.

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

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



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

En divisant par le plus petit nombre de moles, on trouve que le ratio entre les éléments est $C_1H_2Cl_1$; 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 $C_2H_4Cl_2$.

4. 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?

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

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

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

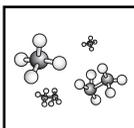
En divisant par le plus petit nombre de moles, on trouve que la formule la plus simple devient $Na_2S_1O_3$.

En fin

Inviter les élèves à représenter les concepts de formule empirique et formule moléculaire en employant le procédé tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.9).

Stratégie d'évaluation suggérée

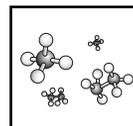
Proposer aux élèves de résoudre divers problèmes semblables à ceux présentés dans la section « En quête ».



Bloc H : La stœchiométrie

L'élève sera apte à :

- C11-3-12** interpréter une équation équilibrée en fonction des moles, de la masse et du volume des gaz;
RAG : A2, D3, E1
- C11-3-13** résoudre des problèmes impliquant 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;
RAG; D3
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C11-0-C2** démontrer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations.
RAG : C2, C5



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Vérifier les connaissances antérieures des élèves sur les équations chimiques équilibrées. Faire une récapitulation au besoin.

En quête**Enseignement direct – les équations chimiques équilibrées**

Montrer aux élèves les diverses façons d'interpréter une équation ou une réaction chimique équilibrée (voir ¶ l'annexe 23). 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.

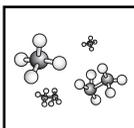
Les élèves n'ont pas étudié les coefficients molaires en détail dans le passé, mais en 10^e année (S2-2-06), ils ont écrit des réactions chimiques à partir d'équations littérales et ils ont équilibré les réactions en fonction de la conservation des atomes. On rappelle aux enseignants que les élèves auront le plus vraisemblablement équilibré des réactions qui contenaient des ions polyatomiques dans le cadre du résultat C11-3-05.

Comme les élèves ont rédigé et équilibré une réaction chimique comportant des ions polyatomiques dans le cadre du résultat C11-3-05, il convient de faire à ce stade-ci le lien avec la stœchiométrie.

Résolution de problèmes

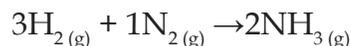
Il y a presque autant de façons de résoudre les problèmes de stœchiométrie masse-masse qu'il y a de professeurs de chimie. Une des méthodes est décrite à titre d'exemple à la page suivante. Les manuels présentent aussi d'autres méthodes. La majorité des auteurs de manuels exposent leur propre méthode pour l'exécution de ces calculs. Choisir le genre de solution qui correspond au style d'apprentissage et aux capacités de ses élèves. Voir *Chimie 11*, p. 234-250, *Chimie 11 STSE*, p. 296-305 ou *Chimie 11-12*, p. 288-299 pour des informations et problèmes de stœchiométrie.

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. »



Exemples de problèmes

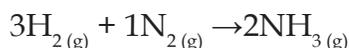
1. Au début, poser aux élèves des questions très simples sur l'utilisation des coefficients, puis aborder peu à peu des problèmes plus complexes.



Questions possibles

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

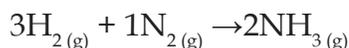
Une fois que les élèves peuvent manipuler les coefficients pour résoudre des problèmes comportant des moles, commencer par un réactif dont la masse est donnée.



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

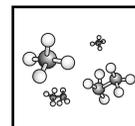
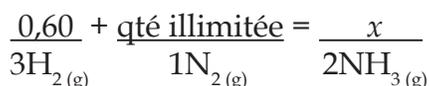
La masse de 12,0 g équivaut à 6,0 moles; cela signifie que le ratio molaire est doublé. Par conséquent, 4,0 mol d'ammoniac sont produites.

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



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

1,2 g d'hydrogène = 0,60 mol. Demander 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 :

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

$$x = 0,40 \text{ mol de NH}_3$$

Pour convertir les moles d'ammoniac en masse, on doit calculer la masse molaire de l'ammoniac.

$$1\text{N} + 3\text{H} = (1 \times 14 \text{ g/mol}) + (3 \times 1,0 \text{ g/mol}) = 17,0 \text{ g/mol}$$

$$0,40 \text{ mol} \times 17,0 \text{ g/mol} = 6,8 \text{ g}$$

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

Quelle quantité de chaleur est produite lors de la combustion totale de 60,16 g d'éthane (C_2H_6), si la chaleur de combustion est de 1 560 kJ/mol d'éthane?



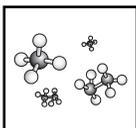
On doit premièrement convertir la masse d'éthane en moles, donc il faut déterminer la masse molaire de l'éthane.

$$2\text{C} + 6\text{H} = (2 \times 12,01 \text{ g/mol}) + (6 \times 1,01 \text{ g/mol}) = 30,08 \text{ g/mol}$$

$$60,16 \text{ g C}_2\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30,08 \text{ g C}_2\text{H}_6} = 2 \text{ mol}$$

Puisque 1 560 kJ de chaleur est dégagé pour chaque mole d'éthane et qu'il y a deux moles d'éthane, nous pouvons calculer la quantité totale de chaleur produite.

$$\frac{1 \text{ 560 kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \times 2 \text{ mol C}_2\text{H}_6 = 3 \text{ 120 kJ}$$



Activités de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser une ou plusieurs des activités suivantes pour renforcer le concept de stœchiométrie :

- Les rapports molaires dans une réaction chimique (voir *Chimie 11*, p. 235 ou *Chimie 11 STSE*, p. 295 ou p. 301).
- La stœchiométrie de la décomposition de la malachite (voir *Chimie 11-12*, p. 304).
- La stœchiométrie de la réaction du nitrate de strontium avec le sulfate de cuivre (II) (voir *Chimie 11-12*, p. 304).
- La stœchiométrie de la réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique (voir *Chimie 11-12*, p. 305-306).

En fin

Inviter les élèves à compléter l'activité à @ l'annexe 24.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

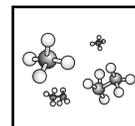
Proposer aux élèves de résoudre des problèmes semblables à ceux présentés dans les exemples.

2

Se référer aux @ annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

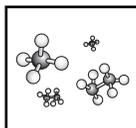
Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir @ l'annexe 6 du regroupement 2).



Bloc I : Le réactif limitant

L'élève sera apte à :

- C11-3-14** identifier le réactif limitant et calculer la masse du produit à partir de l'équation d'une réaction et des données sur les réactifs;
RAG : D3
- C11-3-15** mener une expérience masse-masse ou masse-volume, identifier le réactif limitant et calculer le rapport molaire,
entre autres le rendement théorique et le rendement pratique;
RAG : C1, C2, C3, C6, C7
- C11-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C11-0-C2** démontrer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C11-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement,
entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT), et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C11-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C11-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5



- C11-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données,
entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;
RAG : C2, C5
- C11-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données,
entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction.
RAG : C2, C5, C8

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

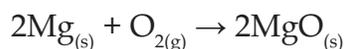
Inviter les élèves à répondre à la question suivante afin d'introduire le concept de réactif limitant et de réactif en excès :

- *Combien de sandwiches pouvez-vous préparer avec la liste d'ingrédients qui suit? Chaque sandwich doit comprendre deux tranches de pain, un morceau de jambon et un morceau de fromage. Est-ce qu'il y a des ingrédients en excès? Quel ingrédient limite le nombre de sandwiches que vous pouvez préparer?*
 - 14 tranches de pain
 - 8 morceaux de jambon
 - 9 morceaux de fromage

En quête

Démonstration

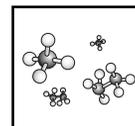
La combustion de magnésium peut servir à faire découvrir aux élèves ce que sont les réactifs limitants.



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

Enseignement direct – le réactif limitant

Expliquer aux élèves le concept de réactif limitant et leur proposer de résoudre des problèmes comportant des réactifs limitants (voir *Chimie 11*, p. 251-259, *Chimie 11 STSE*, p. 306-313 ou *Chimie 11-12*, p. 284 et p. 318-324). Commencer par des problèmes ne nécessitant que des calculs



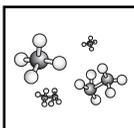
mole-mole. Insister sur la nécessité d'équilibrer d'abord l'équation, pour obtenir les ratios molaires exacts. À mesure que la confiance des élèves grandit, intégrer aux problèmes des calculs de masse et de volume. Arrivés à la fin de l'étude du présent résultat d'apprentissage, les élèves devraient pouvoir calculer la quantité de réactif en excès qui ne réagit pas.

Souligner que le réactif limitant n'est pas nécessairement le réactif dont la masse ou le volume sont les plus petits. Expliquer 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 limitant. Voir l'annexe 25 qui décrit des stratégies pour résoudre des problèmes sur les réactifs limitants.

Activités de laboratoire

Proposer aux élèves de mener des activités de laboratoire impliquant un réactif limitant et le rendement théorique et pratique :

- Le réactif limitant et le réactif en excès
 - Dans cette activité, les élèves examinent une réaction de déplacement simple entre le magnésium et l'acide chlorhydrique (voir *Chimie 11*, p. 255 ou *Chimie 11 STSE*, p. 322-323).
 - Couper 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 ainsi que la concentration d'acide seraient constantes, mais la quantité de magnésium varierait. Demander aux élèves de mettre les morceaux de magnésium dans des ballons de tailles semblables qui ont été préétirés. Ils devront ensuite fixer 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 limitant, 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.
 - 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.
- Le pourcentage de rendement
 - Les élèves calculent le pourcentage de rendement d'une réaction entre le fer solide et le chlorure de cuivre(II) (voir *Chimie 11*, p. 266 ou *Chimie 11 STSE*, p. 324-325).



- La réaction d'un excédent de cuivre avec une solution limitative de nitrate d'argent (voir @ l'annexe 26). 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.
- La réaction d'un ruban de magnésium avec un excédent d'acide chlorhydrique (voir @ l'annexe 27). 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. 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.
- Si l'enseignant a accès à des sondes, @ l'annexe 28 propose une excellente expérience de laboratoire faisant appel à des sondes et à un ordinateur
- @ L'annexe 29 propose une expérience qui permet de calculer le pourcentage de rendement.

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 ne pas tenir compte de la pression partielle due à la vapeur d'eau. Heureusement, cette pression est minimale.

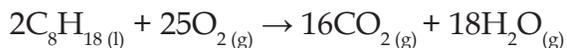
En fin

1

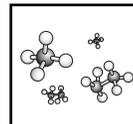
Inviter les élèves à résoudre des problèmes impliquant des réactifs limitants à l'aide de la stratégie des notes explicatives (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.14).

2

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 du monoxyde de carbone. Inviter les élèves à calculer le volume de $\text{CO}_{2(g)}$ émis lors de la combustion d'un litre (1 L) d'essence (facteur limitant), 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.



3

Inviter les élèves à rédiger un texte suivant la stratégie PPPST, en décrivant leur rôle dans une réaction, comme s'ils étaient un réactif limitant ou un réactif en excédent.

4

Proposer aux élèves de trouver des analogies pour évoquer un problème comportant la présence d'un réactif limitant. Par 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?

Stratégies d'évaluation suggérées

1

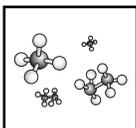
Proposer aux élèves de résoudre des problèmes comportant la présence d'un réactif limitant.

2

Se référer aux @ annexes 10 et 11 du regroupement 1 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

Évaluer le rapport d'expérience des élèves à l'aide d'une grille d'évaluation (voir @ l'annexe 6 du regroupement 2).



Bloc J : Les applications de la stœchiométrie

L'élève sera apte à :

- C11-3-16** discuter l'importance de la stœchiométrie dans les industries et décrire certaines applications,
par exemple en chimie analytique, en ingénierie chimique, en chimie industrielle;
RAG : A5, B4
- C11-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse,
entre autres, imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C11-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements,
par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;
RAG : C2, C4, C5, C8
- C11-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C11-0-R5** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte.
RAG : C5, C6

Stratégies d'enseignement suggérées

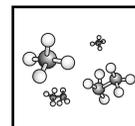
En tête

Proposer aux élèves d'expliquer l'analogie « la stœchiométrie est comme une recette... ».

En quête

Recherche – les applications de la stœchiométrie

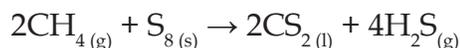
Inviter les élèves à effectuer une recherche sur les applications de la stœchiométrie. Leur proposer de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p. ex. exposé oral, brochure informative, présentation multimédia). Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves. Ces critères devraient porter aussi bien sur le contenu que sur les éléments de la présentation et devraient être semblables, peu importe le type de présentation choisi par les élèves. Encourager les élèves à puiser de l'information de sources variées, à noter les références bibliographiques et à examiner l'information pour en déterminer l'utilité.



Ces sites Internet fournissent des renseignements sur le fonctionnement de l'alcootest :
L'alcootest. <http://mendeleiev.cyberscol.qc.ca/carrefour/theorie/alcootest.html>
How Breathalyzers Work. <http://science.howstuffworks.com/breathalyzer3.htm> (site en anglais)

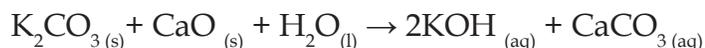
- **Utilisation industrielle**

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



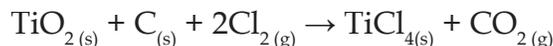
La cellulose de pâte de bois est dissoute dans de l'hydroxyde de sodium et traitée avec du gaz de H₂S pour former de la viscosse, un intermédiaire dans la formation de la rayonne et de la cellophane.

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



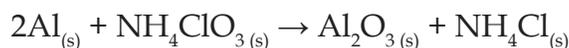
- **Utilisation en métallurgie**

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



- **Génie chimique**

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



En fin

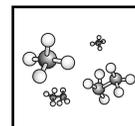
1

Inviter les élèves à faire une autoévaluation de leur travail de groupe (voir @ l'annexe 30).

Stratégies d'évaluation suggérées

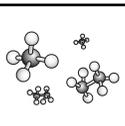
1

Évaluer les présentations des élèves selon les critères établis.



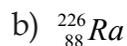
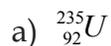
LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Calculer la masse atomique moyenne.....	3.57
ANNEXE 2 : Modélisation d'isotopes	3.58
ANNEXE 3 : Isotopes utilisés en médecine	3.60
ANNEXE 4 : L'importance et les applications des isotopes.....	3.61
ANNEXE 5 : L'importance et les applications des isotopes - Corrigé	3.66
ANNEXE 6 : Jeu « Nommez les ions »	3.67
ANNEXE 7 : Noms, formules et charges de certains ions courants.....	3.68
ANNEXE 8 : Expérience - La formule d'un précipité.....	3.69
ANNEXE 9 : La formule d'un précipité - Renseignements pour l'enseignant	3.71
ANNEXE 10 : Exercice - La classification des réactions chimiques.....	3.74
ANNEXE 11 : Expérience - Indications des réactions chimiques	3.75
ANNEXE 12 : Indications des réactions chimiques- Renseignements pour l'enseignant...3.77	
ANNEXE 13 : Expérience - La chimie en sac	3.78
ANNEXE 14 : Expérience - La taille et la masse d'une molécule d'acide oléique.....	3.79
ANNEXE 15 : Introduction à la mole	3.81
ANNEXE 16 : Introduction à la mole - Renseignements pour l'enseignant	3.86
ANNEXE 17 : Tableau des masses volumiques de gaz	3.88
ANNEXE 18 : Expérience - Calcul de la masse molaire d'un gaz	3.89
ANNEXE 19 : Calcul de la masse molaire d'un gaz - Renseignements pour l'enseignant.3.91	
ANNEXE 20 : Schéma conceptuel.....	3.93
ANNEXE 21 : Schéma conceptuel - Corrigé.....	3.94
ANNEXE 22 : Rédaction sur les moles.....	3.95
ANNEXE 23 : Renseignements contenus dans une équation équilibrée	3.96
ANNEXE 24 : La stœchiométrie de l'essence - Recherche sur Internet	3.97
ANNEXE 25 : Comment résoudre un problème sur les réactifs limitants.....	3.98
ANNEXE 26 : Expérience - Comportement du cuivre solide immergé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent	3.99
ANNEXE 27 : Expérience - La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique	3.102
ANNEXE 28 : Expérience - La stœchiométrie	3.106
ANNEXE 29 : Expérience - La stœchiométrie et le rendement.....	3.109
ANNEXE 30 : Réflexion individuelle sur le travail en groupe	3.111



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 :



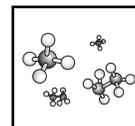
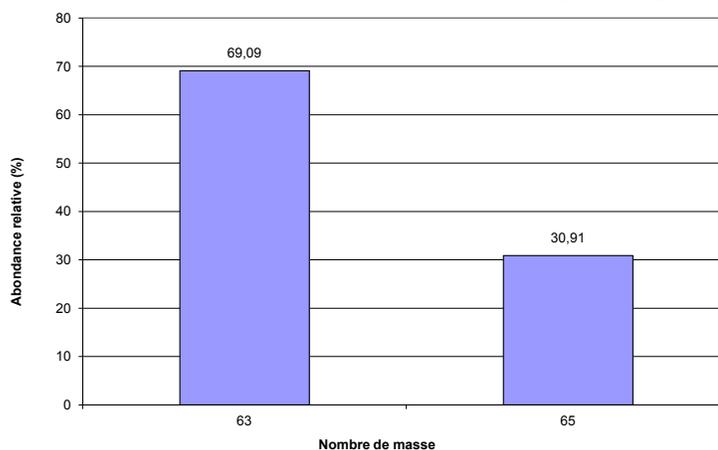
2. Complète le tableau suivant pour calculer la masse atomique moyenne du chlore.

Isotope	Masse de chaque atome (u)	Nombre d'atomes	Masse totale
Cl-35	34,969	758	
Cl-37	36,966	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)	(%)	
	C-13	13	13,003	98,98	
Silicium	Si-28	28	27,977	1,11	
	Si-29	29	28,976	92,21	
	Si-30	30	29,974	4,70	
				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.



ANNEXE 2 : Modélisation d'isotopes

Des pièces canadiennes récentes d'un cent (pièces fabriquées après 1978) comprennent trois « isotopes » différents. Au cours du laboratoire, vous évalueriez 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

- pièces canadiennes d'un cent
- balance

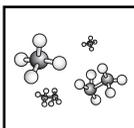
Démarche

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. La seule différence observable entre les deux isotopes de Centium est l'année de fabrication sur la pièce de monnaie. S'il s'agissait bien d'isotopes d'un même atome et que tu pouvais « voir » à l'intérieur de l'atome, quelle serait la seule différence observable?
2. Les pièces d'un cent représentent ou servent de « modèle » pour des atomes. Nomme cinq façons dont ce modèle d'un atome n'est pas représentatif de la réalité.
3. Inscris le nombre de pièces de chaque groupe et le nombre total de pièces.
4. Calcule et inscris la masse de 10 pièces de chaque groupe.
5. Divise la masse totale de chaque groupe par 10 pour obtenir la masse moyenne d'un « isotope » datant d'avant et d'après 1996.

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), 0,25 % (zinc)
1997-1999	1,6 % (cuivrage), 98,4 % (zinc)
2000-au-jour d'hui	4,5 % (cuivrage), 1,5 % (nickel), 94,0 % (acier)

*Les données proviennent de la Monnaie royale canadienne.



ANNEXE 2 : Modélisation d'isotopes (suite)

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 (uma)
1996 et avant			
1997-1999			
2000-aujourd'hui			
		Total	

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

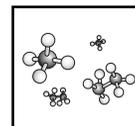
1. Calcule la masse moyenne des isotopes (pièces) en divisant la masse de 10 pièces par 10.
2. Calcule l'abondance relative (%) de chaque isotope en divisant le nombre de pièces de chaque groupe par le nombre total de pièces dans le contenant.
3. Calcule la masse atomique moyenne d'une pièce en :
 -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

Conclusion

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

Questions

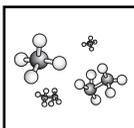
1. La masse atomique serait-elle différente si tu avais un contenant différent de pièces dans lequel il y aurait un nombre différent de pièces datant d'avant et d'après 1997? Explique ta réponse.
2. Pourquoi avons-nous utilisé un échantillon aussi gros pour calculer la masse atomique moyenne de chaque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



ANNEXE 3 : Isotopes utilisés en médecine

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.

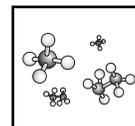


ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes

Dans les tableaux qui suivent, place l'isotope ou les isotopes qui correspondent à l'application décrite. Certains isotopes serviront plus d'une fois :

aluminium 26	or 198
américium 241	oxygène 15
azote 14	oxygène 16
azote 15	oxygène 18
bismuth 213	phosphore 32
calcium 42	plomb 206
calcium 44	plutonium 238
californium 252	polonium 210
carbone 13	prométhium 147
carbone 14	rhénium 188
césium 137	rubidium 82
cobalt 60	silicium 32
deutérium (hydrogène 2)	sodium 24
fluor 18	strontium 90
iode 125	technétium 99m
iode 131	thorium 229
iridium 192	tritium (hydrogène 3)
krypton 85	uranium 238
nickel 62	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 produit par la désintégration de l'isotope parent pendant le stockage ou le transport. Les produits sont employés aux fins suivantes :



ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes (suite)

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.

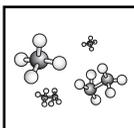
Isotope	Utilisation
	Pour les tomographies par émission de positrons (TEP), on utilise ces deux isotopes afin de mesurer la métabolisation de l'énergie dans le cerveau.
	Utilisé pour la scintigraphie de la glande thyroïde, du cœur, des poumons et du foie et aussi pour mesurer le volume sanguin.
	En l'injectant dans le sang sous forme de solution 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.



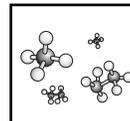
ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes (suite)

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.
Autres utilisations d'isotopes en agriculture	
<ul style="list-style-type: none"> • 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. • Des isotopes servent à mettre au point de nouvelles variétés de plantes résistantes aux virus. 	

4. Sciences

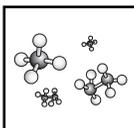
Isotope	Utilisation
	Cet isotope associe les oiseaux et les papillons à leurs aires de reproduction et de mue. Il imprègne le tissu des plumes et des ailes, par le biais de l'eau que les organismes absorbent et des plantes qu'ils mangent, là où les plumes poussent et où le tissu des ailes se développe. 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 se précipite 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).



ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes (suite)

5. Industrie et entreprises

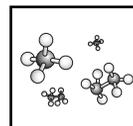
Isotope	Utilisation
	Pour repérer les fuites dans les canalisations enfouies.
	Pour mesurer le degré d'humidité du sol dans les chantiers de construction (routes et immeubles).
	Ces deux isotopes mesurent l'efficacité des systèmes de filtration.
	Cet isotope sert à savoir quand le mélange de liquides 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.
	Cet isotope sert à déterminer 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.
	Cet isotope est utilisé pour dater les vins de cru.
Autres utilisations des isotopes dans le secteur des industries et entreprises <ul style="list-style-type: none"> • 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. 	



ANNEXE 4 : L'importance et l'application des isotopes (suite)

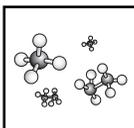
6. Produits et services de consommation

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.
Autres utilisations d'isotopes pour des produits et services de consommation <ul style="list-style-type: none"> • Les disques d'ordinateur se rappellent mieux les données quand ils sont traités avec des isotopes. • Les casseroles antiadhésives sont traitées avec des isotopes pour que le fini colle mieux à la surface. 	



ANNEXE 5 : L'importance et l'application des isotopes – Corrigé

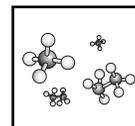
1. Diagnostics médicaux
 - oxygène 15/fluor 18
 - iode 131
 - sodium 24
 - rubidium 82
 - technétium 99m
 - carbone 13
2. Traitements médicaux
 - bismuth 213
 - or 198
 - cobalt 60
 - iode 125
 - iode 131
 - californium 252
 - rhénium 188
3. Agriculture
 - phosphore 32/azote 15
 - carbone 14
4. Sciences
 - deutérium (hydrogène 2)
 - azote 14
 - oxygène 18/deutérium (hydrogène 2)
 - silicium 32
 - calcium 42/calcium 44
 - uranium 238/plomb 206
 - aluminium 26
 - oxygène 16/oxygène 1
 - deutérium (hydrogène 2)
5. Industrie et entreprises
 - 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. Produits et services de consommation
 - américium 241
 - deutérium (hydrogène 2)
 - krypton 85
 - nickel 62/californium 252
 - prométhium 147
 - thorium 229
 - tritium (hydrogène 3)
 - uranium 238
 - plutonium 238



ANNEXE 6 : 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



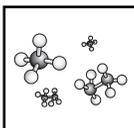
ANNEXE 7 : Noms, formules et charges de certains ions courants

Ions positifs

Ammonium	NH_4^+
Cadmium	Cd^{2+}
Chrome(II)	Cr^{2+}
Chrome(III)	Cr^{3+}
Cobalt(II)	Co^{2+}
Cobalt(III)	Co^{3+}
Cuivre(I)	Cu^+
Cuivre(II)	Cu^{2+}
Hydrogène, Hydronium	$\text{H}^+, \text{H}_3\text{O}^+$
Fer(II)	Fe^{2+}
Fer(III)	Fe^{3+}
Plomb(II)	Pb^{2+}
Plomb(IV)	Pb^{4+}
Manganèse(II)	Mn^{2+}
Manganèse(III)	Mn^{3+}
Mercure(I)	Hg_2^{2+}
Mercure(II)	Hg^{2+}
Nickel	Ni^{2+}
Scandium	Sc^{3+}
Argent	Ag^+
Étain(II)	Sn^{2+}
Étain(IV)	Sn^{4+}
Zinc	Zn^{2+}

Ions négatifs

Acétate, Éthanoate	CH_3COO^-
Arsenate	AsO_4^-
Bromate	BrO_3^-
Carbonate	CO_3^{2-}
Carbonate d'hydrogène, Bicarbonate	HCO_3^-
Chlorate	ClO_3^-
Chlorite	ClO_2^-
Chromate	CrO_4^{2-}
Cyanure	CN^-
Dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Hydruure	H^-
Hydroxyde	OH^-
Hypochlorite	ClO^-
Iodate	IO_3^-
Nitrate	NO_3^-
Nitrite	NO_2^-
Oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Oxyde	O^{2-}
Perchlorate	ClO_4^-
Permanganate	MnO_4^-
Phosphate	PO_4^{3-}
Phosphite	PO_3^{3-}
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 8 : Expérience – La formule d'un précipité

Problème

Quelle est la formule chimique de l'hydroxyde de cobalt?

Matériel

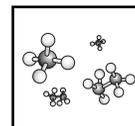
- portoir pour tubes à essai
- règle
- 2 pipettes en polyéthylène
- 13 tubes à essai (6 mm x 50 mm)
- cure-dent ou tube capillaire scellé
- solution de chlorure de cobalt (II), CoCl_2 , 0,0159 g/mL
- solution d'hydroxyde de sodium, NaOH , 0,0160 g/mL

Mesures de sécurité

- L'hydroxyde de sodium est caustique et corrosif. Le manipuler avec précaution et nettoyer à grande eau toute quantité renversée.
- Les composés de cobalt sont toxiques; ne pas les consommer. Se laver soigneusement les mains avant de quitter le laboratoire. Voir la fiche signalétique.

Démarche

1. Place les 13 petits tubes dans le portoir pour tubes à essai.
2. Ajoute 24 gouttes de solution de chlorure de cobalt (II) dans le premier tube. Ajoute 22 gouttes de cette même solution au deuxième tube. Continue à diminuer le nombre de gouttes de deux jusqu'à ce que le 12^e tube ne contienne que 2 gouttes. Le 13^e tube reste vide et servira de témoin. Vérifie les tubes 1 à 12 pour voir si les quantités successives de solution ont été diminuées du même nombre de gouttes : on devrait remarquer une dégradation en forme d'escalier. (Si un tube ou plus semble contenir trop ou trop peu de solution, corrige la quantité en enlevant ou en ajoutant un peu de solution de chlorure de cobalt(II).)
3. Répète l'étape 2 avec la solution d'hydroxyde de sodium, MAIS procède dans l'ordre inverse (c'est-à-dire 24 gouttes d'hydroxyde de sodium dans le 13^e tube, 22 gouttes dans le 12^e tube et ainsi de suite). Le premier tube ne contiendra aucun hydroxyde de sodium et servira de témoin. Le volume total de solution contenue dans chaque tube doit être le même.
4. À l'aide d'un cure-dent ou d'un tube capillaire scellé, mélange les solutions en exerçant un mouvement de haut en bas. Cela permet au précipité de se déposer au fond du tube.
5. Laisse reposer les tubes pendant 10 minutes.
6. Retire tour à tour chacun des tube du portoir à puits et mesure la hauteur du précipité qui s'y trouve.



ANNEXE 8 : Expérience – La formule d'un précipité (suite)

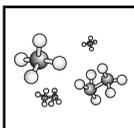
7. Inscris les résultats dans un tableau semblable à celui-ci :

tube	Gouttes de $\text{CoCl}_{2(aq)}$	Gouttes de $\text{NaOH}_{(aq)}$	$\frac{\text{gouttes de CoCl}_2}{\text{gouttes de NaOH}}$	Hauteur du précipité
1	24	0		0
2	22	2	11	
3	20	4	5	

8. Verse tous les produits dans un contenant fourni par l'enseignant.

Analyse et conclusion

1. Que peux-tu conclure au sujet de cette activité de laboratoire?
2. Quel est le rapport entre la masse et le volume du précipité?
3. Quelle est l'importance de la mesure du volume?
4. Comment peux-tu établir un lien entre le volume mesuré et la masse de la substance en réaction?
5. Quelle est l'importance de la mesure de la hauteur du précipité? Que représente la hauteur (approximativement), ou à quoi la hauteur est-elle proportionnelle?



ANNEXE 9 : La formule d'un précipité – Renseignements pour l'enseignant

Mesures de sécurité

Les composés de cobalt et de plomb sont toxiques et s'accumulent dans les tissus du corps. Toujours porter des gants pour préparer les solutions.

Autres possibilités :

Cette activité de laboratoire peut également être effectuée avec des solutions de :

- nitrate de plomb (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ et iodure de potassium, KI
- nitrate de calcium, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ et oxalate de sodium, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

N'utiliser que de l'eau fraîchement distillée ou de l'eau distillée bouillie pour préparer ces solutions, puisque le dioxyde de carbone dissout affecte les résultats.

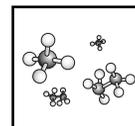
Élimination des produits

Les composés de cobalt sont toxiques. Recueillir tous les déchets dans un contenant réservé pour cette activité de laboratoire. Acidifier la solution avec une quantité minimum d'acide chlorhydrique (HCl) 6,0 mol/L, puis faire précipiter le sulfure de cobalt(II) en ajoutant une solution de sulfure de sodium 3,0 mol/L. Laisser le précipité se déposer. Décanter la solution en excès et la verser dans un évier avec beaucoup d'eau. Laisser sécher le précipité et l'éliminer selon les réglementations provinciales et municipales.

L'iodure de plomb formé doit aussi être éliminé avec précaution. Recueillir tous les déchets dans un contenant réservé pour cette activité de laboratoire. L'iodure de plomb doit être converti dans sa forme la moins soluble possible. On doit ensuite la faire transporter à un site d'enfouissement approprié. Toute solution en excès doit être traitée avec le triple de sa quantité de sulfure de sodium ou de thioacétamide et être brassée de temps à autre pendant une heure. Neutraliser la solution avec une solution d'hydroxyde de sodium 3 mol/L pour compléter la précipitation du composé de plomb. Séparer le précipité de sulfure de plomb par filtration, puis le laisser sécher. Placer le sulfure de plomb dans un contenant en plastique et le faire transporter à un site d'enfouissement approprié. Le produit filtré doit être ajouté lentement, en agitant, à une solution de chlorure de fer en excès. Un précipité devrait se former. Neutraliser la solution qui reste avec du carbonate de sodium (un peu de CO_2 sera dégagé). Laisser le précipité se déposer. Jeter la solution neutre dans l'évier avec beaucoup d'eau. Laisser sécher le précipité et le faire transporter à un site d'enfouissement approprié.

Approfondissement des observations

Approfondir l'activité de laboratoire en montrant aux élèves les solutions qui contiennent un surplus de réactif. Demander aux élèves de prélever une petite quantité du liquide qui se trouve au-dessus du précipité (liquide surnageant) dans le deuxième tube au moyen d'une pipette propre, et la transférer dans un autre petit tube. Démontrer aux élèves la présence de chlorure de cobalt(II) inaltéré en ajoutant une goutte ou deux de solution d'hydroxyde de sodium.



ANNEXE 9 : La formule d'un précipité – Renseignements pour l'enseignant (suite)

De plus, en ajoutant une solution de thiocyanate d'ammonium (NH_4SCN à 5%), on devrait observer la présence du complexe de tetrathiocyanate de cobalt tétraédrique turquoise ($\text{Co}(\text{SCN})_4^{-2}$).

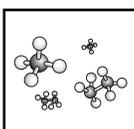
On peut également leur montrer l'hydroxyde de sodium inaltéré dans les solutions en ajoutant une ou deux gouttes de solution de chlorure de cobalt(II) ou quelques gouttes d'indicateur à la phénolphtaléine à un échantillon de liquide surnageant.

Approfondissement des concepts

A. En faisant réagir les solutions avec une variété de proportions connues de deux substances, on peut trouver la proportion qui produit la plus grande quantité de précipité et, par conséquent, déterminer la proportion définie de ces deux substances dans le composé. Une autre façon de déterminer la proportion définie de deux substances réactives consiste à varier leurs proportions et à mesurer la quantité de chaleur dégagée. La proportion correcte est celle qui dégagera le plus de chaleur.

1. Préparer une solution de 0,50 mol/L d'hypochlorite de sodium (NaOCl , l'ingrédient actif de l'eau de Javel) et une solution de 0,50 mol/L de thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, la substance que les photographes appellent un « fixateur »).
2. Mesurer les quantités croissantes de NaOCl (voir le tableau ci-dessous) dans un verre de polystyrène. Mesurer les quantités décroissantes de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dans un bécher. Placer un thermomètre (gradué au dixième de degré) dans le verre. Verser la solution du bécher dans le verre et agiter quelques secondes. Noter immédiatement la température et inscrire la plus forte température atteinte après le mélange des deux solutions.

Mélange n°	mL de NaOCl	mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Température du début (°C)	Température la plus élevée (°C)
1	10	90		
2	20	80		
3	30	70		
4	40	60		
5	50	50		
6	60	40		
7	70	30		
8	80	20		
9	90	10		

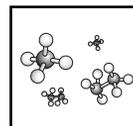


ANNEXE 9 : La formule d'un précipité – Renseignements pour l'enseignant (suite)

3. Demander aux élèves d'analyser les données du tableau pour déterminer les proportions définies de ces deux substances. **(La proportion des solutions produisant la plus grande différence de température est la proportion correcte des deux composés nécessaires à la réaction et à la formation du produit.)**
- B. Un autre principe chimique important est la loi des proportions définies, selon laquelle les composés comportent toujours la même proportion d'éléments par masse sans égard au lieu où le composé a été formé ni à la manière dont il l'a été. En d'autres termes, l'eau possède la même proportion d'oxygène et d'hydrogène en Russie, au Canada et en Afrique. De plus, dans différentes marques, l'ingrédient ou le composé actif comporte la même proportion d'éléments, peu importe où il a été produit.

Le sel d'Epsom est le nom commun du sulfate de magnésium heptahydraté. Si le sel d'Epsom est chauffé, de l'eau s'en dégage. Si toutes les marques de sel d'Epsom ont la même proportion d'eau, on devrait pouvoir vérifier ce fait expérimentalement au moyen de la loi de la conservation de la masse.

1. Acheter trois marques différentes de sel d'Epsom. La plupart des pharmacies ont leur propre marque maison. Peser différentes quantités des trois marques et les attribuer à différents groupes.
2. Placer le sel d'Epsom dans une grande éprouvette et le chauffer lentement, mais complètement, pendant environ 10 à 15 minutes pour faire évaporer l'eau. Un brûleur Bunsen ou toute autre source de chaleur peut être utilisé. Par exemple, on peut aussi chauffer le sel d'Epsom dans un four pendant environ deux heures à 350 °F (176 °C).
3. Il est important de faire évaporer toute l'eau, peu importe la méthode de chauffage. Si l'on utilise le brûleur Bunsen, peser l'éprouvette avant et après le premier chauffage et une autre fois après les chauffages subséquents, jusqu'à ce que deux pesées consécutives indiquent un écart de 0,2 g ou moins. Laisser l'éprouvette refroidir à la température ambiante avant de la peser. Si l'on utilise le four, un deuxième chauffage d'environ 30 minutes est nécessaire pour que toute l'eau s'évapore.
4. Demander aux groupes de déterminer le pourcentage d'eau dans chacune des marques à partir des résultats de la classe. (Pour plus d'information, voir l'expérience sur la loi des proportions définies.)

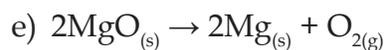
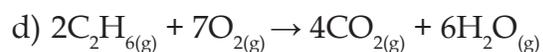
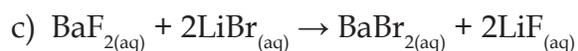
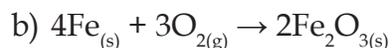
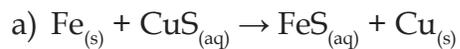


ANNEXE 10 : Exercice – La classification des réactions chimiques

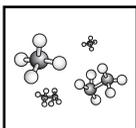
Nom : _____

Date : _____

1. Classe chacune des réactions suivantes selon le type de réaction :



2. Complète et équilibre les réactions chimiques suivantes :



ANNEXE 11 : Expérience – Indications des réactions chimiques

Problème : Reconnaître les indications caractéristiques d'une réaction chimique.

Matériel : petites éprouvettes (13 mm x 100 mm) tige d'agitation en verre
éprouvettes moyennes (18 mm x 150 mm) compte-gouttes
bêchers de taille moyenne (250 mL) tige de bois

Substances :

Liquides : éthanol, C_2H_5OH acide sulfurique, H_2SO_4 , concentré
phénolphtaléine, solution aqueuse à 0,4%

Solides : cristaux de sucre cristaux de di-iodure (iode)
poudre de zinc carbure de calcium CaC_2
permanganate de potassium, $KMnO_4$ thiosulfate de sodium, $Na_2S_2O_3$

Solutions aqueuses, 1,0 mol/L :

nitrate de plomb(II), $Pb(NO_3)_2$ sulfure de sodium, Na_2S
chlorure d'hydrogène, $HCl_{(aq)}$ hydroxyde de sodium, $NaOH$
chromate de potassium, K_2CrO_4 dichromate de potassium,
iodure de potassium, KI $K_2Cr_2O_7$

Démarche

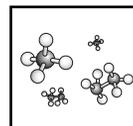
Partie I : démonstration (enseignant seulement)

- Mélanger une petite quantité de permanganate de potassium ($KMnO_4$) et quelques gouttes d'acide sulfurique (H_2SO_4). Utiliser une tige d'agitation en verre pour mélanger les produits chimiques. Mettre l'extrémité de la tige utilisée pour le mélange en contact avec de l'alcool contenu dans une capsule d'évaporation. Demander aux élèves de noter leurs observations.

Partie II : Expériences effectuées par les élèves

ATTENTION : L'acide sulfurique, H_2SO_4 , est corrosif et peut causer de graves lésions. Toujours porter des lunettes de sécurité. En cas de contact de toute solution avec les yeux ou la peau, rincer immédiatement à l'eau pendant au moins 15 minutes.

- À la fin de chacune des expériences, note les observations sur une fiche d'observation semblable à celle qui figure à la page suivante, et jette les mélanges obtenus dans les contenants prévus à cette fin.
- Verse du sucre jusqu'au quart d'une éprouvette de taille moyenne. Place l'éprouvette dans un bécher. Ajoute 2 pleins compte-gouttes d'acide sulfurique (H_2SO_4). **Attention** : Des vapeurs toxiques peuvent se dégager au cours de cette expérience. Faire cette manipulation sous une hotte de laboratoire en bon état de fonctionnement.
- Verse une solution aqueuse de sulfure de sodium (Na_2S) jusqu'au quart d'une petite éprouvette. Ajoute deux gouttes de la solution de nitrate de plomb(II) ($Pb(NO_3)_2$).



ANNEXE 11 : Expérience – Indications des réactions chimiques (suite)

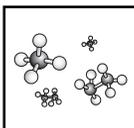
4. Verse une solution aqueuse d'iodure de potassium (KI) jusqu'au quart d'une petite éprouvette. Ajoute deux gouttes de la solution de nitrate de plomb(II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$).
5. **ATTENTION : Effectuer l'expérience suivante sous une hotte de laboratoire!**
Mélange $\frac{1}{8}$ de cuillère de zinc (Zn) et $\frac{1}{8}$ de cuillère de di-iodure (I_2) dans une petite éprouvette SÈCHE. Agite doucement pour mélanger. Ajoute 3 gouttes d'eau.
6. a) Verse de l'eau jusqu'à la moitié d'une éprouvette de taille moyenne. Place l'éprouvette dans un bécher, et ajoute un morceau de carbure de calcium CaC_2 de la taille d'un pois.
b) Allume rapidement le gaz produit à l'aide d'une allumette en bois.
7. Verse une solution de chlorure d'hydrogène ($\text{HCl}_{(\text{aq})}$) jusqu'au quart d'une petite éprouvette. Ajoute 3 gouttes de solution indicatrice de phénolphthaléine. À l'aide d'un compte-gouttes, ajoute lentement de l'hydroxyde de sodium aqueux ($\text{NaOH}_{(\text{aq})}$).
8. Verse de l'eau jusqu'au tiers d'une éprouvette de taille moyenne. Dissous dans l'eau $\frac{1}{4}$ de cuillère de thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). L'éprouvette semble-t-elle plus chaude ou plus froide qu'avant l'ajout du thiosulfate de sodium? Note le changement de température.
9. a) Ajoute quelques gouttes d'une solution de chlorure d'hydrogène, $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ à $\frac{1}{8}$ d'une éprouvette de solution aqueuse de chromate de potassium (K_2CrO_4).
b) Ajoute quelques gouttes d'une solution de chlorure d'hydrogène, $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ à $\frac{1}{8}$ d'une éprouvette de solution aqueuse de dichromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).
c) Ajoute quelques gouttes de NaOH aqueux à $\frac{1}{8}$ d'une éprouvette de solution aqueuse de chromate de potassium (K_2CrO_4).
d) Ajoute quelques gouttes de NaOH aqueux à $\frac{1}{8}$ d'une éprouvette de solution aqueuse de dichromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

Indications des réactions chimiques - Fiche d'observations

Exp.	Observations	Réaction chimique (équation)
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		

Conclusion

1. Énumère quatre caractéristiques d'une réaction chimique.



ANNEXE 12 : Indications des réactions chimiques – Renseignements pour l’enseignant

Partie II : Expériences effectuées par les élèves.

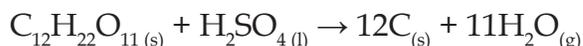
Réaction du sucre avec l’acide sulfurique.

ATTENTION : Cette réaction est dangereuse! L’acide sulfurique concentré est très corrosif! Tout épanchement doit être immédiatement neutralisé avec du bicarbonate de sodium et dilué avec une grande quantité d’eau. En cas de contact avec la peau ou les vêtements, faire tremper dans l’eau pendant au moins 5 minutes. En cas de contact avec les yeux, rincer immédiatement à l’eau pendant au moins 15 minutes. Une observation médicale devrait être effectuée en cas de contact avec la peau ou les yeux. Voir la fiche signalétique.

La réaction du sucre avec l’acide sulfurique concentré est plutôt lente à se manifester, mais elle s’intensifie en dégageant une grande quantité de vapeur et forme rapidement une colonne de carbone noire. Pour cette expérience, on obtient d’excellents résultats en utilisant une grande éprouvette (20 mm x 200 mm) contenant environ 10 mL de sucre et 7 mL d’eau, auxquels on ajoute 10 mL d’acide sulfurique concentré. Même la moitié de ces quantités produisent une réaction suffisante. La mousse est le résultat de la formation de la vapeur.

L’acide sulfurique concentré est un déshydratant puissant, comme le prouve cette démonstration.

L’acide sulfurique a pour effet de retirer l’eau du sucre. Bien que la réaction puisse s’exprimer par l’équation :



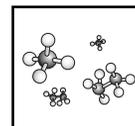
celle-ci est plus complexe. Plus de 50% du gaz produit est du monoxyde de carbone. Les autres gaz comprennent le dioxyde de soufre, le dioxyde de carbone, et d’autres composés carbonés.

Élimination : La méthode d’élimination des déchets suivante s’applique à l’activité de l’annexe précédente.

Éliminer avec soin la colonne de carbone et l’éprouvette. Neutraliser avec du bicarbonate de sodium l’acide sulfurique qui n’a pas réagi et le laver avec de l’eau avant de jeter le déchet carboné.

Les solutions ou les précipités contenant du plomb ou du chrome devraient être recueillis avec soin et déposés dans une décharge conçue pour ce type de déchets dangereux.

Les solutions d’acides ou de bases devraient être neutralisées avant de les jeter à l’égout. On peut aussi jeter à l’égout les solutions de thiosulfate de sodium (hyposulfite).



ANNEXE 13 : Expérience – La chimie en sac

Problème : Reconnaître les caractéristiques d'une réaction chimique.

Matériel :

- 10 g NaHCO_3 (bicarbonate de sodium)
- 7 g CaCl_2 (chlorure de calcium)
- sac Ziplock^{MC}
- Une solution diluée de phénolphtaléine constituée de 3 gouttes de phénolphtaléine dans 30 mL d'eau
- Gobelets en papier ou récipients à balance

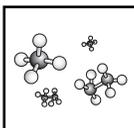
Démarche

ATTENTION : Porte des lunettes de sécurité!

1. Place doucement la quantité requise de bicarbonate de sodium et de chlorure de calcium dans des gobelets en papier ou des récipients à balance distincts.
2. Verse soigneusement les échantillons au fond du sac en plastique, dans les coins opposés.
Ne mélange pas les substances à ce moment!
3. Dépose soigneusement le sac sur le côté sur une paillasse de laboratoire. Verse doucement la solution de phénolphtaléine, puis scelle le sac sans le lever. En appuyant avec les doigts sur l'extérieur du sac, pousse la solution à partir du centre vers les côtés. Note tout changement de l'aspect des produits chimiques qui se trouvent dans chaque coin à mesure qu'elles entrent en contact avec la solution. Touche le sac à chaque coin et note tout changement de température.
4. Agite légèrement le sac afin de mélanger tout son contenu et observe tous les changements que l'on peut voir, entendre ou sentir au toucher.

Questions

1. Quels sont les changements observés au moment du contact du bicarbonate de sodium et de la solution de phénolphtaléine?
2. Quels sont les changements observés au moment du contact du chlorure de calcium et de la solution de phénolphtaléine?
3. Quels sont les changements observés après avoir mélangé les trois substances?
4. À partir de ces observations, nomme trois caractéristiques d'une réaction chimique.
 - i) _____
 - ii) _____
 - iii) _____
5. Peut-on croire que la masse du sac et de son contenu a changé à la suite de cette réaction chimique? Comment peut-on vérifier?



ANNEXE 14 : Expérience – La taille et la masse d'une molécule d'acide oléique

Introduction

Une grande partie de la molécule d'acide oléique est non-polaire, donc insoluble dans l'eau. De plus, elle est moins dense que l'eau donc flotte à sa surface. Cette molécule s'étend en une pellicule encore plus mince que celle produite par l'huile. L'acide oléique s'étend tellement qu'elle forme une couche d'une seule épaisseur de molécule.

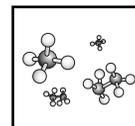
Pour cette activité, tu vas déterminer la longueur d'une molécule d'acide oléique en y déposant une goutte sur une surface d'eau et en mesurant le diamètre du cercle formé. Si nous connaissons le volume de la goutte ainsi que le diamètre de la couche formée sur l'eau, la hauteur de cette couche (longueur de la molécule) peut être calculée à l'aide de l'équation mathématique pour le volume d'un cylindre ($\pi r^2 h$).

Matériel

- poudre de talc
- solution d'acide oléique (5 %) dans de l'alcool
- burette
- support universel
- eau
- plateau

Démarche

1. Verse environ un centimètre d'eau dans un plateau et laisse l'eau reposer jusqu'à ce qu'elle s'immobilise totalement. Ensuite, saupoudre à la surface une quantité de poudre fine juste suffisante pour que tu la voies à peine. Quand tu verseras une infime quantité d'acide oléique à la surface de l'eau, la poudre s'écartera, ce qui te permettra de voir la pellicule d'acide oléique se former à la surface de l'eau.
2. À l'aide d'une burette ou d'une pipette, laisse tomber une goutte d'acide oléique sur l'eau. L'alcool va se dissoudre dans l'eau tandis que l'acide oléique restera à la surface et va s'étendre pour former une couche circulaire de l'épaisseur d'une molécule.
3. Mesure le diamètre du cercle à différents endroits et calcule le diamètre moyen de la couche d'acide oléique. Calcule ensuite la surface du cercle (πr^2).
4. Afin de déterminer le volume d'une goutte de la solution d'acide oléique, note le volume de liquide dans la burette, verse 50 gouttes dans un contenant, puis mesure à nouveau le volume de liquide dans la burette. On peut répéter cette démarche plusieurs fois afin d'obtenir une valeur moyenne.
5. Calcule le volume d'une goutte de solution d'acide oléique.



ANNEXE 14 : Expérience – La taille et la masse d'une molécule d'acide oléique (suite)

6. Puisque la solution contient seulement 5 % d'acide oléique, il faut faire un calcul pour obtenir le volume de seulement l'acide oléique. À l'aide de l'équation pour le volume d'un cylindre ($V = \pi r^2 h$), il est possible de mesurer l'épaisseur (la hauteur) de la couche. Puisqu'on a supposé que l'acide oléique s'étend jusqu'à ce que la pellicule n'ait plus que l'épaisseur d'une seule molécule, on déduit que l'épaisseur que tu as mesurée est la hauteur d'une seule molécule.
7. Jusqu'ici, nous n'avons trouvé que la hauteur d'une molécule d'acide oléique. D'autres expériences montrent que les molécules d'acide oléique sont longues et minces et que leur hauteur équivaut à environ 10 fois la largeur de la base. Elles se tiennent presque droites à la surface de l'eau quand elles forment une mince pellicule ensemble. Nous pouvons donc imaginer qu'une petite partie d'une pellicule d'acide oléique de l'épaisseur d'une seule molécule ressemble à peu près à une collection de petits bâtonnets.

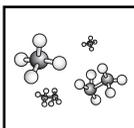
Suppose que toutes les molécules « se touchent ». Alors, la superficie totale de la pellicule = (nombre de molécules) \times (aire de la base d'une molécule), ou

$$\text{Nombre de molécules} = \frac{\text{Superficie totale de la pellicule}}{\text{Aire de la base d'une molécule}}$$

D'après tes données sur la hauteur d'une molécule et l'information disant que la largeur équivaut à de la hauteur, quelle est la superficie de la base d'une molécule? Combien y avait-il de molécules dans la pellicule formée? Qu'en déduis-tu au sujet du nombre de molécules dans la gouttelette avec laquelle tu as commencé l'expérience?

La masse volumique de l'acide oléique est d'environ 1 g/cm^3 . Quelle était la masse de la gouttelette d'acide oléique? Sachant combien de molécules la gouttelette contenait, tu peux maintenant utiliser la relation suivante pour trouver la masse d'une seule molécule d'acide oléique :

$$\text{Masse d'une molécule} = \frac{\text{Masse de l'échantillon}}{\text{Nombre de molécules dans l'échantillon}}$$



ANNEXE 15 : Introduction à la mole*

Comparaison des propriétés

Examine les produits chimiques placés sur une table. Comment sont-ils différents (les différencier en fonction de leurs propriétés physiques et chimiques)? Peux-tu suggérer des raisons qui expliqueraient leurs différences?

En quoi ces produits chimiques sont-ils semblables? Pense à des ressemblances au niveau moléculaire. Cela est plus difficile, mais en fonction de tes connaissances antérieures sur les atomes et les éléments, tu devrais être en mesure de déterminer des ressemblances au niveau moléculaire.

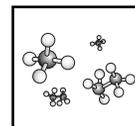
Une ressemblance est que tous ces produits sont formés de protons, de neutrons et d'électrons. Quoiqu'ils pourraient avoir un nombre différent de ces particules subatomiques, la nature de ces particules subatomiques est pareille. Par exemple, le soufre et le carbone sont tous deux formés d'atomes composés de protons, neutrons et électrons. Ces protons, neutrons et électrons sont pareils, peu importe la matière. C'est le nombre de ces particules subatomiques qui différencie ces substances.

Chaque échantillon contient le même nombre de molécules, d'atomes ou unités de formule. Par exemple, le nombre de molécules dans l'échantillon d'eau de 18 g est égal au nombre de molécules dans l'échantillon de sucre de 342 g et au nombre d'unités de formule dans l'échantillon de chlorure de sodium de 58,5 g.

C'est à ce niveau particulière que toute réaction chimique se déroule. Les chimistes doivent mesurer des montants de matière de façon très précise. Une réaction équilibrée leur indique le nombre d'atomes et de molécules qui réagissent, mais les atomes et les molécules sont beaucoup trop petits pour qu'on les compte individuellement. On les regroupe donc pour les compter, tout comme on compte les œufs par la douzaine. Cependant, pour être facilement mesurable, il faut un très grand nombre d'atomes ou de molécules. Les chimistes les regroupent donc en unité appelée la mole, qui comprend $6,02 \times 10^{23}$ particules. On appelle ce nombre la constante d'Avogadro.

Voici quelques exemples pour démontrer la grandeur de ce chiffre :

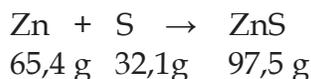
- Une mole de manuels scolaires recouvrirait le Canada à une profondeur d'environ 320 km.
- L'eau des chutes Niagara coule à environ 650 000 kL par minute. À cette vitesse, une mole de gouttes d'eau ($6,02 \times 10^{23}$ gouttes) prendrait 134 000 ans à couler.
- La constante d'Avogadro représente le montant approximatif de millilitres d'eau dans l'océan Pacifique.



ANNEXE 15 : Introduction à la mole* (suite)

- Si une mole de particules de la taille d'un grain de sable avait été libérée durant l'éruption du mont St-Helens, ils couvriraient la province du Manitoba d'une couche ayant l'épaisseur d'un édifice de cinq étages.
- Une mole de guimauves recouvrirait le Canada à une profondeur d'environ 105 000 km.
- Si on distribuait $6,02 \times 10^{23}$ cents parmi tous les habitants de la planète, chaque homme, femme et enfant aurait assez d'argent pour dépenser un million de dollars chaque heure (nuit et jour) et en avoir plus de la moitié qui reste à leur mort.

En théorie, lorsque le zinc et le soufre réagissent pour former du sulfure de zinc, un nombre équivalent de particules réagissent, même si une mole de soufre a une masse de 32,1 g et une mole de zinc a une masse de 65,4 g. Ces masses de soufre et de zinc contiennent chacune $6,02 \times 10^{23}$ particules.



Si ces deux substances contiennent le même nombre de particules ($6,02 \times 10^{23}$), pourquoi ont-elles des masses différentes? Comment 18 g d'eau, 58,5 g de chlorure de sodium et 342 g de sucre de table peuvent-ils tous contenir $6,02 \times 10^{23}$ particules? Cela est relié à la taille de particules formant l'unité de base pour chacune de ces substances. Par exemple, une douzaine de pamplemousses a une masse plus élevée qu'une douzaine d'oranges, puisque les unités de base (le pamplemousse et l'orange) ont des masses différentes.

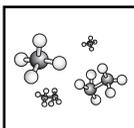
Modèles de Bohr

À l'aide de trois différents types de graines (deux lourdes et une légère) et du modèle à la dernière page de cette annexe, construis un modèle de Bohr pour un des premiers 18 éléments du tableau périodique. Pour ce modèle, utilise la petite graine pour représenter l'électron, la particule subatomique la plus légère.

Examine tous les modèles de Bohr afin d'identifier tout patron ou tendance associée aux modèles. À l'aide des autres élèves, place-les selon ces tendances afin de recréer les premières rangées du tableau périodique et réponds aux questions suivantes.

- Comment ces atomes sont-ils chimiquement différents?
- Comment ces atomes sont-ils physiquement différents?
- Explique pourquoi ces atomes ont des masses différentes.

On détermine la masse atomique de chaque élément selon le nombre de protons et de neutrons dans l'atome, et non le nombre d'électrons. La masse atomique est une mesure du nombre d'unités de masse atomique (u) dans un atome. Par exemple, la masse atomique du carbone est 12.



ANNEXE 15 : Introduction à la mole* (suite)

La masse du proton et du neutron est pareille et a une valeur extrêmement petite. La masse de chacune de ces particules est de $1,66 \times 10^{-24}$ g, une masse si petite qu'elle est difficile à concevoir. Une unité de masse atomique est la mesure de la masse d'un neutron ou d'un proton.

L'hydrogène est l'atome le plus petit. Il possède seulement un proton et un électron, et aucun neutron. La masse de cet atome est équivalente à une unité de masse atomique.

- Quelle serait la masse d'une mole d'atomes d'hydrogène?

Rappelle-toi que la masse d'un électron a une valeur négligeable. Pour déterminer la masse d'une mole d'hydrogène, il est donc seulement nécessaire de connaître la masse d'un proton et le nombre d'atomes dans une mole.

Un proton a une masse de $1,66 \times 10^{-24}$ g. Puisqu'une mole d'atome d'hydrogène contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes, on peut multiplier ces deux valeurs pour calculer la masse d'une mole d'atomes d'hydrogène.

$1,66 \times 10^{-24}$ g (masse d'un proton) $\times 6,02 \times 10^{23}$ atomes = 0,999 g ou 1 g
Ceci est la masse atomique approximative de H sur le tableau périodique.

Un atome d'hydrogène comprend une unité de masse atomique (un proton) et une mole d'atomes d'hydrogène a une masse d'un gramme. Donc, une mole d'unités de masse atomique a une masse de 1 g.

Si nous examinons les modèles de Bohr, le nombre d'unités de masse atomique (u) déterminera la masse d'une mole de cet atome. Une mole d'atomes de carbone comprenant 12 unités de masse atomique (6 protons et 6 neutrons) a une masse de 12 g. Comprends-tu maintenant pourquoi une mole de chacune des substances examinées au début de cette activité aurait une masse différente? Quelle serait la masse d'une mole (masse molaire) de chacune de ces substances?

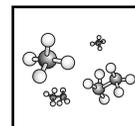
Pour déterminer la masse de composés formés d'atomes, il faut considérer le nombre total d'unités de masse atomique de chaque atome dans le composé. Par exemple, une mole de sucrose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) contient 12 atomes de carbone (chacun contenant 12 u), 22 atomes d'hydrogène (chacun contenant 1 u) et 11 atomes d'oxygène (chacun contenant 16 u) aura une masse de 342 g.

$$C : 12 \times 12 \text{ u} = 144 \text{ g}$$

$$H : 22 \times 1 \text{ u} = 22 \text{ g}$$

$$O : 11 \times 16 \text{ u} = 176 \text{ g}$$

$$\text{Total} : 342 \text{ g}$$



ANNEXE 15 : Introduction à la mole* (suite)

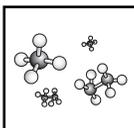
Complète le tableau ci-dessous :

Élément	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre de neutrons	Masse atomique totale (u)	Masse d'une mole de cet atome
Hydrogène	1	1	0	1	1 g
Carbone	6	6	6	12	
Oxygène	8			16	16g
Sodium				23	23g
Magnésium				24	24g
Aluminium		13	14		
Soufre				32	32g
Chlore			18		
Cobalt				60	60g
Nickel				59	59g
Cuivre	29			64	64g

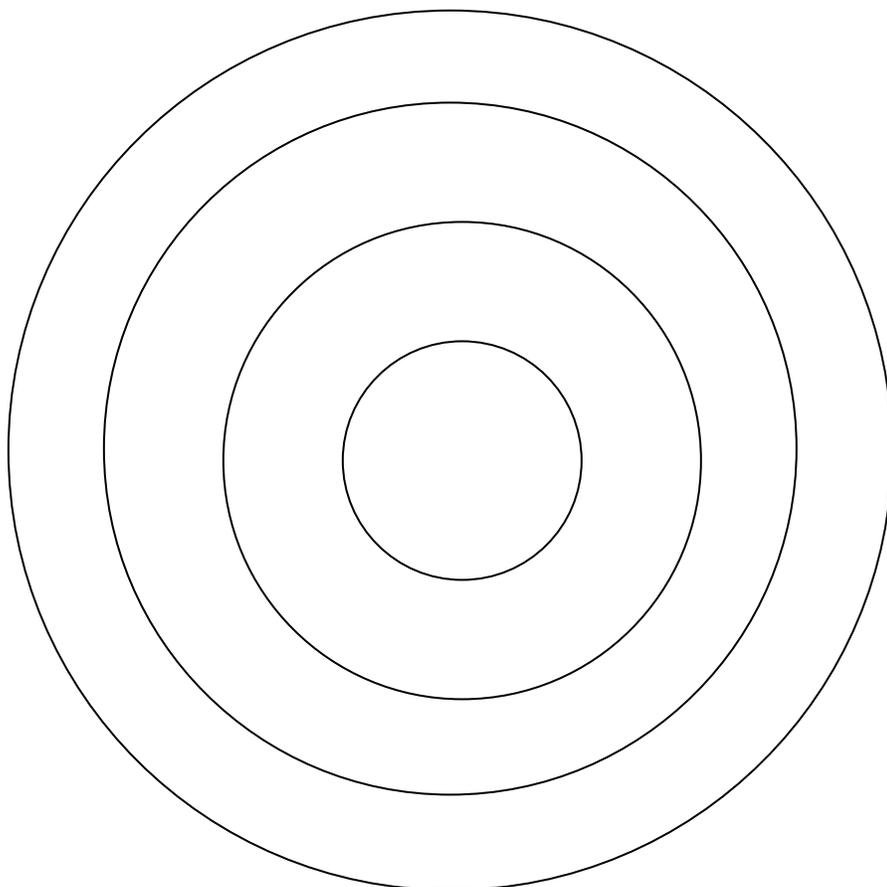
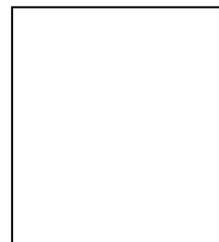
À l'aide de ces masses atomiques, tu peux maintenant calculer la masse d'une mole (masse molaire) des substances dans le tableau qui suit.

Substance	Formule de la molécule ou de l'unité de formule	Composition atomique	U totale	Masse molaire (masse d'une mole)
eau	H ₂ O	2 (H) + (O)	2(1) + 1(16) = 18	18 g
sucrose				
chlorure de sodium				
sulfate de cuivre				
chlorure de cobalt				
chlore gazeux				
méthane				
chlorure d'aluminium				
éthanol				

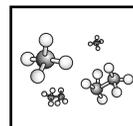
1. Explique ce qu'est une unité de masse atomique.
2. Explique ce qu'est la masse atomique.
3. Explique ce qu'est la masse molaire.
4. Explique pourquoi la masse d'une mole d'éthanol (C₂H₅OH) est différente que la masse d'une mole d'éthane (C₂H₆). Quel produit a une masse molaire plus élevée? Pourquoi?



ANNEXE 15 : Introduction à la mole* (suite)



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



ANNEXE 16 : Introduction à la mole – Renseignements pour l'enseignant*

Le concept de la mole est souvent enseigné exclusivement de façon quantitative et algorithmique, n'assurant donc pas une bonne compréhension conceptuelle de cette idée importante en chimie. Les élèves ont tendance à effectuer les calculs sans se pencher sur les raisons pour lesquelles ces quantités sont dérivées. Il est important pour ces derniers de comprendre que la mole est une quantité qui représente le nombre d'espèces qui réagissent ou de particules présentes dans une réaction chimique, soit comme réactifs ou produits. Les enseignants devraient continuellement mettre l'accent sur le fait que la mole est une représentation d'un nombre de particules. En traitant la mole comme la représentation d'une quantité donnée de particules, des concepts tels que la constante d'équilibre, la stœchiométrie, les réactifs limitants, les tampons et le titrage pourront mieux être compris.

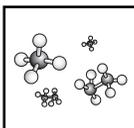
Cette série d'activités met l'accent sur l'unité de masse atomique (u), la masse de soit un proton ou un neutron. L'idée centrale est qu'une mole d'unité de masse atomique a une masse de 1 g. Une mole d'atomes d'hydrogène, qui comprend seulement un proton, aura donc une masse de 1 g. Une mole de carbone, ayant un total de 12 unités de masse atomique (6 protons et 6 neutrons) aura une masse de 12 g. La mole est définie dans le SI comme la quantité de matière qui contient autant de particules qu'il y a dans exactement 12 g de carbone 12.

Comparaison des propriétés**Matériel**

Une mole de 12 substances chimiques courantes, placées dans des sacs en plastique de type zip-loc, p. ex. :

eau (18 g)	aluminium (26,7 g)
carbone (12 g)	chlorure de sodium (58,5 g)
magnésium (24,3 g)	sulfate de cuivre (159,4 g)
cuivre (63,5 g)	soufre (32,1 g)
sucrose (342 g),	nickel (58,7 g)
chlorure de cobalt (129,8 g)	

Inviter les élèves à déterminer la masse de chacune des substances sans leur dire qu'il s'agit d'une mole de chaque produit. Inviter les élèves à trouver des différences et des ressemblances entre les substances. Leurs réponses seront probablement liées à des qualités observables, p. ex. la couleur et l'état. Les encourager à considérer des propriétés chimiques et physiques moins évidentes, p. ex. le pH, la solubilité, la conductivité, le point de fusion, la toxicité, la réactivité.



ANNEXE 16 : Introduction à la mole – Renseignements pour l'enseignant* (suite)

Modèles de Bohr

Matériel

3 types de graines, dont deux de grande taille et de masse équivalente (p. ex. des haricots blancs et noirs) et une de petite taille (p. ex. des graines de canola)

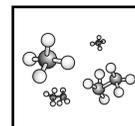
Inviter les élèves à construire un modèle d'un ou deux des premiers 18 éléments du tableau périodique, afin que chaque élément soit représenté. Le modèle à la dernière page peut être utilisé par les élèves.

Inviter les élèves à discuter des différences chimiques entre ces éléments. C'est une bonne occasion de revoir comment la structure atomique détermine la réactivité d'un élément à cause des électrons de valence.

Inviter aussi les élèves à discuter des différences physiques entre les atomes. Il s'agit d'une bonne occasion de discuter de la façon dont la structure atomique détermine les caractéristiques des métaux et des non-métaux. Les électrons de valence chez les métaux peuvent se déplacer plus facilement, ce qui cause la conductivité électrique et thermique, ainsi que le lustre, la ductilité et la malléabilité de ce groupe.

Lorsque les élèves expliquent pourquoi les atomes ont des masses différentes, mettre l'accent sur le proton et le neutron comme unité de masse atomique significatifs. Rappeler aux élèves que les électrons ont une masse négligeable comparée à celle des protons et des neutrons.

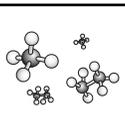
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Introducing the mole - Teacher copy », *Chemistry Teaching Resources*, <<http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html>> (Consulté le 7 novembre 2011). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 17 : Tableau des masses volumiques de gaz

Masse volumique de gaz à « 0 °C » et 101,3 kPa (760 mm de Hg ou 1,0 atm) (TPN)

Nom	Formule	Masse molaire (g/mol)	Masse volumique (g/L)
ammoniac	NH ₃	17,03	0,769
argon	Ar	39,944	1,783
azote	N ₂	28,02	1,250
chlorure d'hydrogène	HCl	36,47	1,63
dioxyde de carbone	CO ₂	44,01	1,977
dioxyde de soufre	SO ₂	64,07	2,926
éthène	C ₂ H ₄	28,05	1,260
éthyne (acétylène)	C ₂ H ₂	26,04	1,170
krypton	Kr	83,70	3,740
méthane	CH ₄	16,04	0,717
monoxyde de carbone	CO	28,01	1,250
néon	Ne	20,18	0,900
oxygène	O ₂	32,00	1,43
ozone	O ₃	48,00	2,14
propane	C ₃ H ₈	44,09	2,01
xénon	Xe	131,30	5,86



ANNEXE 18 : Expérience – Calcul de la masse molaire d'un gaz

Objectif

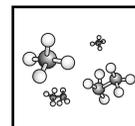
La masse molaire d'un composé est une constante importante qui, dans certains cas, peut aider à identifier la substance. Dans le présent laboratoire, tu calculeras la masse molaire du butane; pour cela, tu feras des calculs fondés sur les lois des gaz combinées et sur la constante 22,4 L/mole.

Matériel

- lunettes de protection
- briquet au butane (la pierre d'allumage a été enlevée)
- bassin de plastique
- entonnoir
- baromètre
- eau
- cylindre gradué de 1000 mL
- thermomètre
- balance

Démarche

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'il est sous l'eau, pour t'assurer que toutes les bulles de butane sont recueillies.
4. Tiens le briquet au butane dans l'eau, sous le cylindre gradué et l'entonnoir. Libère le gaz jusqu'à ce qu'il remplit 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.



ANNEXE 18 : Expérience – Calcul de la masse molaire d'un gaz (suite)

Observations

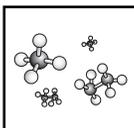
Masse initiale du briquet	
Masse finale du briquet	
Masse du gaz libéré	
Volume initial indiqué sur le cylindre gradué	
Volume final indiqué sur le cylindre gradué	
Volume de gaz libéré	
Température ambiante	
Pression atmosphérique ambiante	

Analyse

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 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?



ANNEXE 19 : Calcul de la masse molaire d'un gaz – Renseignements pour l'enseignant

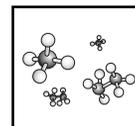
Notes importantes :

- 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



ANNEXE 19 : Calcul de la masse molaire d'un gaz – Renseignements pour l'enseignant (suite)

Calculs :

$$1. \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{(102,14 \text{ kPa}) (68,8 \text{ ml})}{295 \text{ k}} = \frac{(101,3 \text{ kPa}) (V_2)}{273 \text{ k}} \quad V_2 = 64,2 \text{ ml}$$

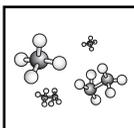
2. Comme une mole de butane occupe un volume de 22,4 L à TPN, alors, $0,0642/22,4 = 0,00287$ mole de gaz est recueillie.
3. Comme 0,00287 mole de butane a une masse de 0,16 g, alors, $0,16/0,00287 = 55,8$ g/mol est la masse molaire du butane, d'après nos données expérimentales.

Conclusion :

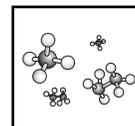
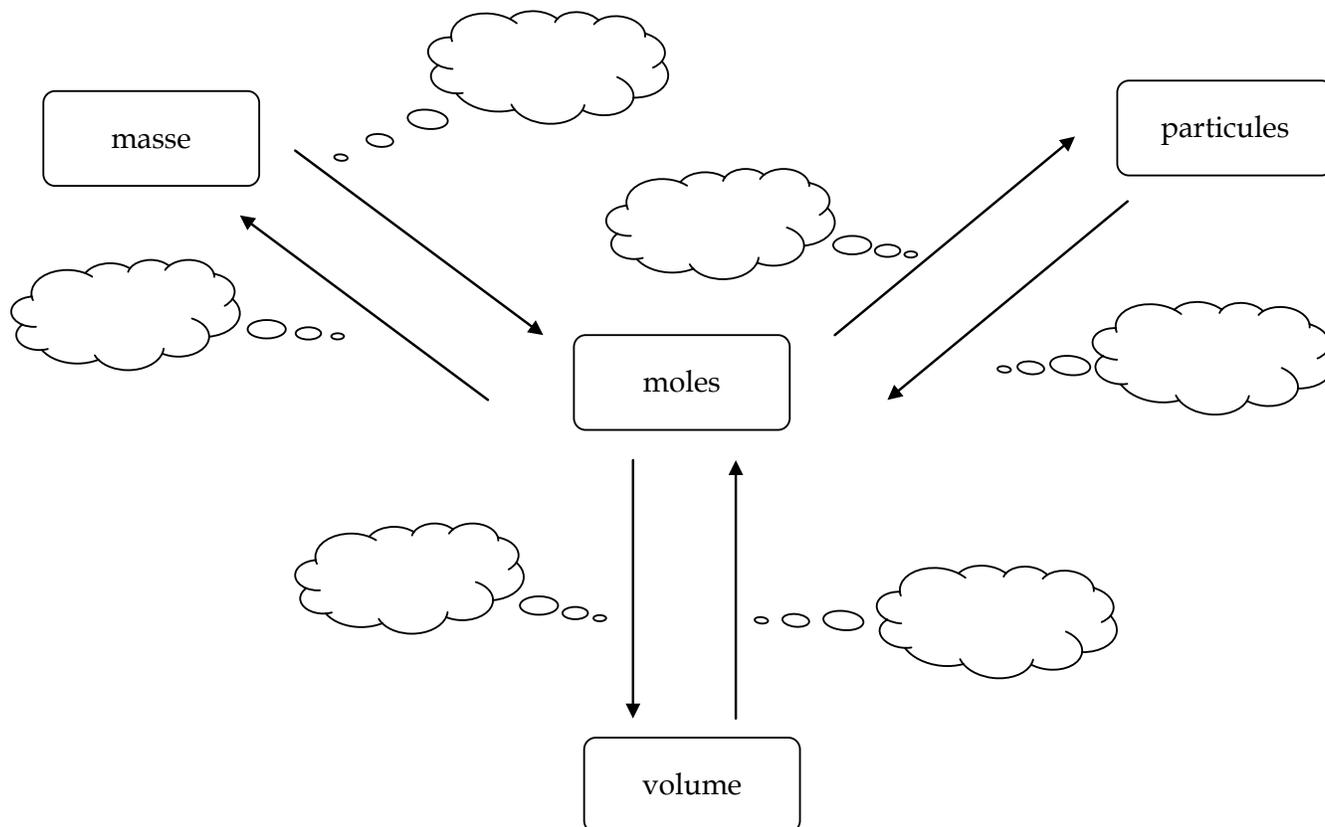
1. 55,8 g/mole
2. 58,1 g/mole
3. (différence absolue entre les valeurs expérimentale et théorique)/(valeur théorique) $\times 100 \%$

$$\frac{(58,1 - 55,8)}{58,1} \times 100 \% = 4,0 \%$$

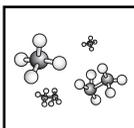
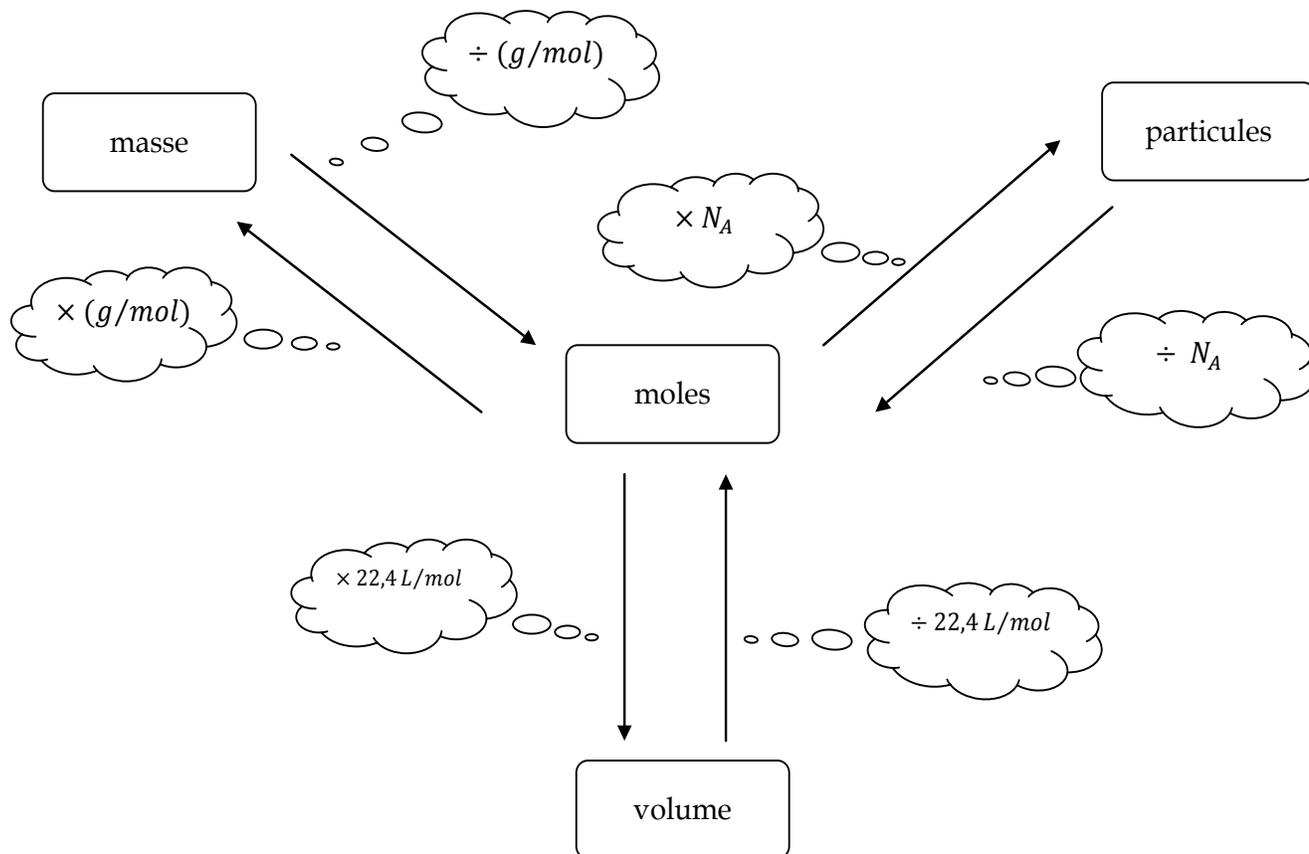
4. Les réponses peuvent varier, mais elles peuvent comprendre ce qui suit :
 - le calcul de la masse du briquet au butane après le laboratoire, alors qu'il contenait encore des traces d'eau;
 - la perte de bulles de butane contenues dans le cylindre gradué.
5. La réponse est plus précise; par conséquent,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



ANNEXE 20 : Schéma conceptuel



ANNEXE 21 : Schéma conceptuel - Corrigé



ANNEXE 22 : 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, petite annonce)

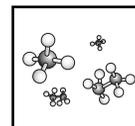
S – Sujet : Quel important sujet as-tu choisi?

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	Petite annonce	Convaincre les autres de se joindre à nous dans un groupe de moles <i>heavy métal</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.

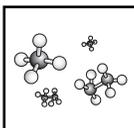
Ton objectif consiste à montrer que tu comprends le vocabulaire et que tu sais comment faire des conversions entre moles, volume, masse et particules.



ANNEXE 23 : 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	

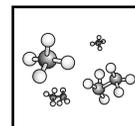


ANNEXE 24 : La stœchiométrie de l'essence – Recherche sur Internet

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

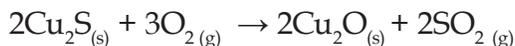
2003 Lexus SC400
2003 Ford Explorer
2003 Honda Civic (berline à quatre portes)
4. Calcule le coût de l'essence régulière et de la super. Utilise les résultats pour calculer ce que coûterait le plein de chacun des véhicules énumérés dans la question précédente. N'oublie pas que la Lexus ne consomme que 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 25 : Comment résoudre un problème sur les réactifs limitants

Question :

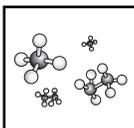
Pour extraire le cuivre de ce minerai sulfuré, il faut tout d'abord faire rôtir la chalcocite.

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(I) qui est produite?

Solution :

Réactif	Moles de réactif	Moles nécessaires pour une réaction complète	Type de réactif
Cu_2S	$30,00 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{159,16 \text{ g}} = 0,1885 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}$	$0,1885 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S} \times \frac{3 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}} = 0,2828 \text{ mol } \text{O}_2$ 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 limitant.
O_2	$7,47 \text{ L} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{22,4 \text{ L } \text{O}_2} = 0,3333 \text{ mol } \text{O}_2$	$0,3333 \text{ L } \text{O}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}}{3 \text{ mol } \text{O}_2} = 0,2223 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{S}$ est nécessaire	Comme il ne faut que 0,2223 mol sur 0,3333 mol d' O_2 , l' O_2 est le réactif en excédent.

$$0,2223 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{O} \times \frac{143,08 \text{ g } \text{Cu}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{Cu}_2\text{O}} = 31,81 \text{ g } \text{Cu}_2\text{O}$$



ANNEXE 26 : Expérience – Comportement du cuivre solide immergé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent*

Introduction

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.

Démarche

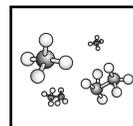
1. Obtiens un fil de cuivre de 30 cm (un fil de calibre 16 convient). Forme une bobine en enroulant le fil autour d'une grosse éprouvette, et laisse environ 7 cm pour la poignée. Étire la bobine un peu pour qu'il y ait un peu d'espace entre les anneaux (voir la figure 1). Pèse la bobine de cuivre à 0,01 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 soient dissouts. Pèse la fiole vide.



Figure 1

Attention! Le nitrate d'argent, solide ou en solution, réagit avec la peau et la rend noire. Fais attention de ne pas en renverser sur ta peau ou tes vêtements. Toutefois, ne t'en fais pas si tu découvres des taches sombres sur tes mains : elles disparaissent en quelques jours. Si tu as les mains propres le lendemain de cette expérience, tu montre que tes 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 laisse-le jusqu'au prochain laboratoire.
6. Au début du prochain laboratoire, 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.



ANNEXE 26 : Expérience – Comportement du cuivre solide immergé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent* (suite)

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 agite 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 est d'habitude négligeable.
9. Après le lavage final, il faut sécher le résidu. Ton enseignant te 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 tu reviendras au laboratoire. Laisse refroidir le bécher et son contenu avant de le peser. Utilise la même balance qu'au début, et enregistre la masse et la marge d'incertitude.

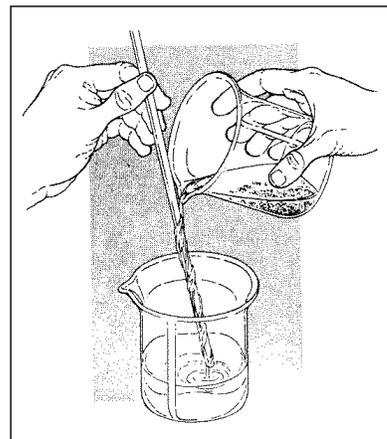
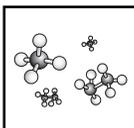


Figure 2

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 la masse 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 la masse demeure constante.

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

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



ANNEXE 26 : Expérience – Comportement du cuivre solide immergé dans une solution aqueuse de nitrate d'argent* (suite)

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 les 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).

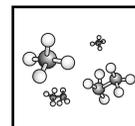
En fonction des résultats obtenus dans cette expérience, insère dans l'énoncé les bons coefficients entiers, quand une mole de cuivre a été utilisée.

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 enseignant 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 valeurs pour que chaque division sur le graphique corresponde à des valeurs de 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?

*« The Behaviour of Solid Copper Immersed in a Water Solution of the Compound Silver Nitrate », *Chemistry: An Experimental Science Laboratory Manual*, San Francisco, CA, W.H. Freeman and Company, 1963, p. 19-21. Adaptation autorisée par W.H. Freeman and Company.



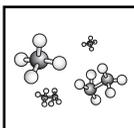
ANNEXE 27 : Expérience – La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique*

Introduction

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?

Démarche

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 enseignant t'indiquera la masse d'un mètre de ruban et, comme l'épaisseur en est uniforme, tu pourras calculer la masse 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 universel et une pince pour support pour tenir un tube de Bunsen (éprouvette à gaz) de 50 mL, 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 universel.
4. Incline le tube Bunsen légèrement par rapport à la position verticale et verses-y environ 10 mL d'acide chlorhydrique modérément concentré et portant l'étiquette HCl, 6 mol/L.
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.



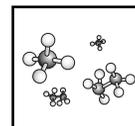
ANNEXE 27 : Expérience – La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique* (suite)

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. L'enseignant 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 de données devrait comprendre ce qui suit :

- la masse 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 Hg)	Température (°C)	Pression (mm Hg)
5	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



ANNEXE 27 : Expérience – La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique* (suite)

Calculs

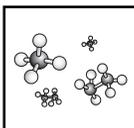
1. Calcule la masse du magnésium utilisé, d'après la masse d'un mètre en grammes et la longueur du ruban.
2. Calcule le nombre de moles de magnésium utilisées.
3. Calcule la pression partielle du gaz d'hydrogène. Comme ce gaz a été recueilli au-dessus de l'eau, c'est en fait un mélange d'hydrogène et 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 :

$P_{H_2} + P_{H_2O} = P_{salle}$. 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 : $P_{H_2} = P_{salle} - P_{H_2O}$.

4. Calcule le volume de gaz d'hydrogène à une pression d'une atmosphère (760 mm Hg) 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 Hg, on peut poser la relation mathématique suivante : **V mesuré x PH₂ = V nouveau x 760 mm Hg**.
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 a une masse de 2,0 g, quelle est la masse d'un litre (la densité) d'hydrogène à la température ambiante et à une pression d'une atmosphère?



ANNEXE 27 : Expérience – La réaction d'un métal avec l'acide chlorhydrique* (suite)

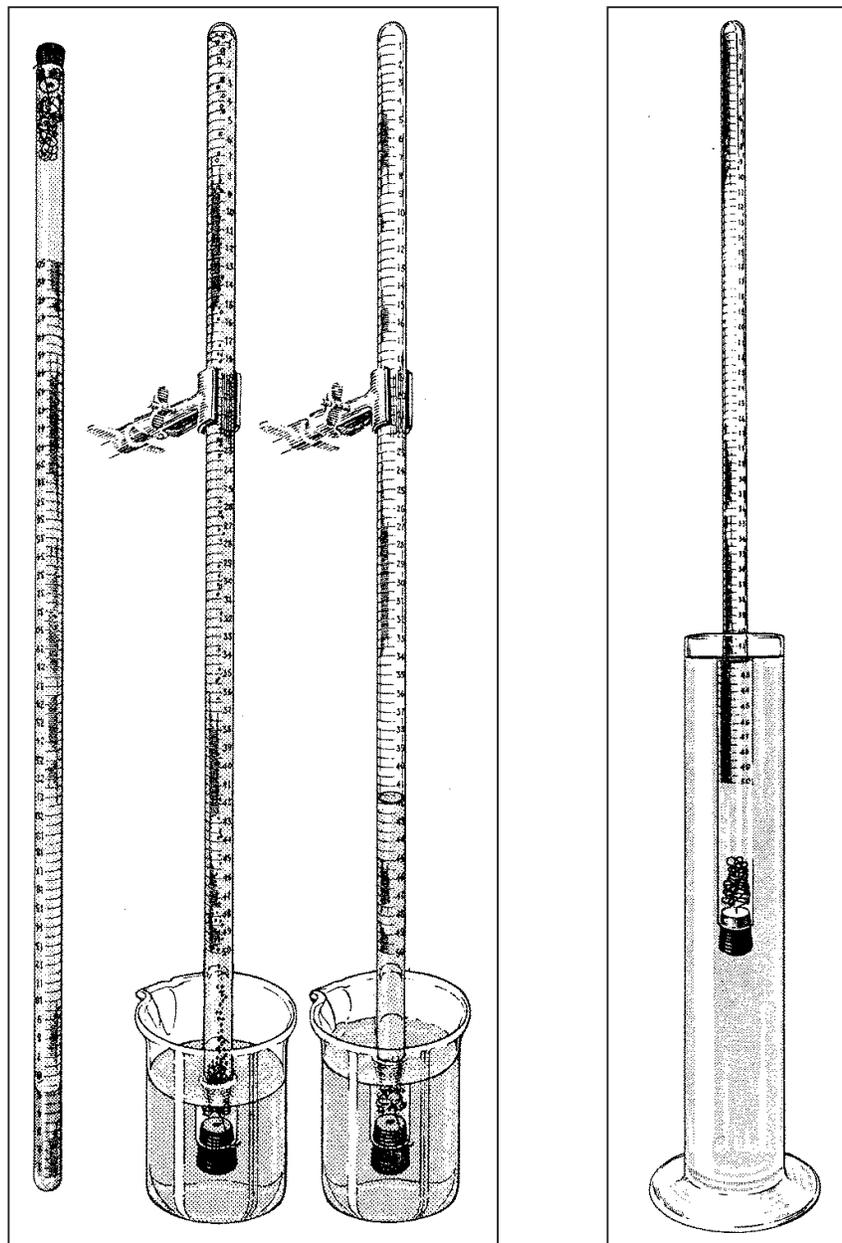
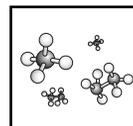


Figure 1 : manipulation du tube Bunsen

Figure 2 : mesure du volume de gaz

*« A Quantitative Investigation of the Reaction of a Metal with Hydrochloric Acid », *Chemistry: An Experimental Science Laboratory Manual*, San Francisco, CA, W.H. Freeman and Company, 1963, p. 26-30.
Adaptation autorisée par W.H. Freeman and Company.



ANNEXE 28 : Expérience – La stoechiométrie

Introduction

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
- 3 tasses de polystyrène
- 2 cylindres gradués
- 500 mL d'hypochlorite de sodium (NaOCl) – Javellisant à lessive ménager 5 % (0,05 mol/L)
- 500 mL de solution d'iodure de potassium (KI), 0,05 mol/L

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

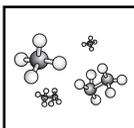
Mesures de sécurité

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.



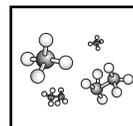
ANNEXE 28 : Expérience – La stoechiométrie (suite)

Démarche

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	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 enseignant. Ne verse rien dans l'évier.



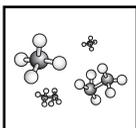
ANNEXE 28 : Expérience – La stoechiométrie (suite)

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 $x\text{NaOCl} + y\text{KI}$ produits + 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 limitant?



ANNEXE 29 : Expérience – La stoechiométrie et le rendement

Introduction

Lors de sa décomposition par chauffage, le chlorate de potassium forme de l'oxygène. Pour ce laboratoire tu vas observer la réaction chimique de décomposition du chlorate de potassium, recueillir des données et analyser ces dernières afin de calculer le rendement de cette même réaction.

Mesures de sécurité

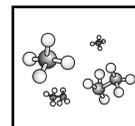
Il faut faire très attention en chauffant le chlorate de potassium car il devient violemment explosif lorsqu'il est contaminé de matière organique. Pour éviter un problème, il faut garder tout équipement de laboratoire propre et il faut porter des lunettes de sécurité à tout temps.

Objectif

Le but de ton expérience est de calculer le rendement de la réaction de décomposition du chlorate de potassium et le cas échéant, démontrer le pourcentage d'erreur.

Matériel

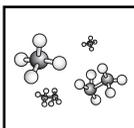
- support universel
- brûleur Bunsen
- pinces à éprouvette
- pinces
- éprouvette
- 2 g de chlorate de potassium
- balance
- spatule



ANNEXE 29 : Expérience – La stoechiométrie et le rendement (suite)

Démarche

1. Prends la masse d'une éprouvette propre et sèche.
2. Pèse 2 g de chlorate de potassium et dépose cette quantité dans l'éprouvette.
3. Mesure la masse du tout.
4. Place l'éprouvette dans le montage de chauffage. Assure-toi que l'éprouvette est bien attachée par les pinces au support universel.
5. Commence à chauffer à feu moyen jusqu'à ce que tu remarques la présence de bulles (c'est l'oxygène qui s'échappe). Ajuste le brûleur pour chauffer plus fortement et maintiens cette flamme jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'échappement de gaz (disparition de bulles).
6. Une fois la décomposition complète, éteins le brûleur, attends que l'éprouvette soit refroidie et mesure sa masse.
7. Chauffe l'éprouvette et son contenu encore une fois à feu fort pendant 3 minutes. Attends que l'éprouvette soit refroidie et mesure sa masse. Si cette masse n'est pas la même que celle de l'étape 6 (près de 0,01 g sur une balance électronique), répète cette étape jusqu'à ce que les deux dernières masses soient les mêmes.



ANNEXE 30 : Réflexion individuelle sur le travail en groupe

Réfléchis au travail que toi et ton groupe avez fait ensemble et évalue-le. Après ta réflexion, discute de tes réponses avec les membres de ton groupe.

Légende : 1 - peu satisfait(e) 3 - satisfait(e) 5 - très satisfait(e)

<p>J'ai bien participé.</p> <p>1 2 3 4 5</p>	<p>Le groupe s'est bien concentré sur la tâche.</p> <p>1 2 3 4 5</p>
<p>Je me suis consciemment efforcé(e) de collaborer.</p> <p>1 2 3 4 5</p>	<p>Le groupe a bien collaboré.</p> <p>1 2 3 4 5</p>
<p>J'ai écouté les autres et j'ai bien accueilli leurs contributions.</p> <p>1 2 3 4 5</p>	<p>Tout le monde a contribué.</p> <p>1 2 3 4 5</p>
<p>La prochaine fois, je pourrais...</p>	<p>La prochaine fois, le groupe pourrait...</p>

