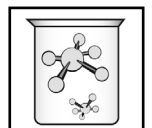


LES RÉACTIONS EN SOLUTION AQUEUSE

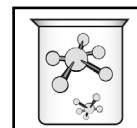


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves étudieront de façon générale les réactions de précipitation, les réactions entre les acides et les bases et les réactions d'oxydoréduction qui seront étudiées plus en profondeur dans les regroupements 3, 4 et 5. De plus, ils élaboreront une procédure pour identifier un certain nombre de solutions inconnues.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

En 9^e année, les élèves ont défini le terme précipité et ont reconnu la formation d'un précipité comme l'un des indicateurs d'une réaction chimique. En 10^e année, ils ont appris à écrire la formule de composés ioniques binaires, à nommer ces composés et à équilibrer des équations chimiques, en plus d'étudier les réactions de déplacement double et la réaction entre un acide et une base. En chimie de 11^e année, les élèves ont appris à écrire la formule et le nom de composés polyatomiques en respectant la nomenclature de l'Union internationale de chimie pure et appliquée. Le processus de dissolution a aussi été étudié en détail en 11^e année dans le regroupement des solutions.

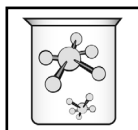


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

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

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

| | Titre du bloc | RAS inclus dans le bloc | Durée suggérée |
|---|---|--|------------------|
| Bloc A | La solubilité et la précipitation | C12-1-01, C12-1-02, C12-1-03, C12-0-C1, C12-0-S1, C12-0-S3, C12-0-S5, C12-0-S7, C12-0-S9, C12-0-A1 | 3,5 h |
| Bloc B | La neutralisation | C12-1-04, C12-1-05, C12-1-06, C12-0-C1, C12-0-C2, C12-0-S5, C12-0-S8 | 3,5 h |
| Bloc C | L'identification de solutions inconnues | C12-1-07, C12-0-S3, C12-0-S4, C12-0-S5, C12-0-S9, C12-0-A2, C12-0-G3 | 2,5 h |
| Bloc D | L'oxydation et la réduction | C12-1-08, C12-1-09, C12-0-C1, C12-0-C2 | 1,5 h |
| Bloc E | Les réactions d'oxydoréduction | C12-1-10, C12-1-11, C12-0-C1, C12-0-C2 | 3 h |
| Bloc F | Applications pratiques des réactions d'oxydoréduction | C12-1-12, C12-0-R1, C12-0-R2, C12-0-R3, C12-0-R5, C12-0-G1, C12-0-G2, C12-0-G3, C12-0-T1, C12-0-T2, C12-0-T3 | 4 h |
| <i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i> | | | 1 à 2 h |
| Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement | | | 19 à 20 h |



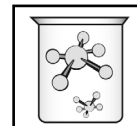
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

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

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

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



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

AUTRES IMPRIMÉS

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

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*]

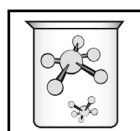
- [R] *Québec Science*, La Revue Québec Science, Montréal (Québec). DREF PÉRIODIQUE.
[revue publiée 10 fois l’an]

- [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]

DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

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



SITES WEB

[R] *Acid-Base Titration.*

http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/crm3s5_5.swf
(consulté le 31 décembre 2014). [animation de la réaction de neutralisation entre des solutions d'hydroxyde de sodium et de chlorure d'hydrogène (site en anglais)]

Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 9 novembre 2013).
[excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]

Animation neutralisation. <https://icp.ge.ch/dip/moodle/mod/resource/view.php?id=7346>
(consulté le 14 janvier 2015). [animation de la réaction de neutralisation entre des solutions d'hydroxyde de sodium et de chlorure d'hydrogène]

[R] *Animation précipitation.* <http://icp.ge.ch/dip/moodle/mod/resource/view.php?id=7344>
(consulté le 10 juillet 2014). [animation de la réaction entre les solutions d'hydroxyde de sodium et de sulfate de cuivre]

[R] *Chimie en solution aqueuse.* <http://uel.unisciel.fr/chimie/solutaque/solutaque/co/solutaque.html>.
(consulté le 12 janvier 2015). [On peut accéder à une animation de la dissolution ionique en cliquant sur l'onglet « simuler » et ensuit le dossier « Dissolution et précipitation d'une espèce dans l'eau ».]

[R] *La chimie.net.* <http://www.lachimie.net/> (consulté le 10 juillet 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]

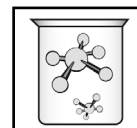
[R] *Dissolution du NaCl dans l'eau.* (consulté le 10 juillet 2014). [animation eduMedia accessible à partir du site de la DREF, <http://dref.mb.ca>]

[R] *Dissolution d'un cristal ionique.* http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf
(consulté le 10 juillet 2014).

[R] *Dissolution d'un solide cristallin.* http://www.ping.be/at_home/caloriflash.htm
(consulté le 10 juillet 2014).

Double Displacement Reaction – Precipitation. http://www.dlt.ncssm.edu/tiger/Flash/moles/DoubleDisp_Reaction-Precipitation.html (consulté le 31 décembre 2014). [animation de la réaction de précipitation du nitrate de plomb(II) et de l'iodure de potassium (site en anglais)]

Electrochemistry simulations. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animationsindex.htm> (consulté le 10 juillet 2014). [site anglais; choisir l'animation « Zinc copper REDOX transfer » ou « Lead silver REDOX transfer »]



En mouvement. http://www.mpi.mb.ca/fr/PDFs/RSLR_PhysicsModule-fr.pdf (consulté le 14 janvier 2015). [scénario d'un accident]

Footprint puzzle. http://www.nap.edu/openbook.php?record_id=5787&page=89 (consulté le 10 juillet 2014). [Les élèves peuvent pratiquer la distinction entre les affirmations et les preuves en observant et interprétant des traces; site anglais]

Indicator Sponge. <http://www.flinnsci.com/Documents/demoPDFs/Chemistry/CF10376.pdf> (consulté le 10 juillet 2014). [site anglais]

Orange Juice to Strawberry Float. <http://www.flinnsci.com/Documents/demoPDFs/Chemistry/CF0516.00.pdf> (consulté le 10 juillet 2014). [site anglais qui présente la démonstration d'une réaction acido-basique]

Neutralization Reactions. <http://higher.ed.mheducation.com> (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]

Metals in aqueous solutions. <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html> (consulté le 10 juillet 2014). [site anglais]

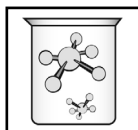
pH Rainbow Tube. <https://www.flinnsci.com/media/621183/91475.pdf> (consulté le 20 novembre 2014). [site anglais]

The reaction of Sodium Sulphate with Barium Chloride.
<http://amrita.olabs.co.in/index.php?sub=73&brch=3&sim=82&cnt=95>
(consulté le 31 décembre 2014) [animation de la réaction entre les solutions de sulfate de sodium et de chlorure de baryum (site en anglais)]

La science amusante. <http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Catégorie:Chimie> (consulté le 25 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 25 avril 2013). [excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]

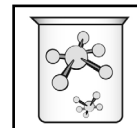
Tennis shoe detectives. <http://www.ucmp.berkeley.edu/fosrec/Heindel3.html> (consulté le 15 juillet 2014). [Les élèves peuvent pratiquer la distinction entre les affirmations et les preuves en observant et interprétant des traces; site anglais]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES THÉMATIQUES

L'élève sera apte à :

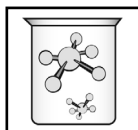
- C12-1-01** expliquer des exemples de solubilité et de précipitation au moyen de représentations particulières et symboliques;
RAG : D3
- C12-1-02** mener une expérience afin d'élaborer un ensemble de règles de solubilité;
RAG : C1, C2
- C12-1-03** utiliser un tableau des règles de solubilité pour prédire la formation d'un précipité;
RAG : D3, C5
- C12-1-04** rédiger une équation équilibrée de neutralisation pour des réactions comprenant des acides forts et des bases fortes;
RAG : D3
- C12-1-05** mener une expérience pour démontrer la stœchiométrie d'une réaction de neutralisation entre une base forte et un acide fort;
RAG : C2
- C12-1-06** calculer la concentration ou le volume d'un acide ou d'une base à partir de la concentration et du volume d'acide ou de base nécessaire pour la neutralisation;
RAG : D3
- C12-1-07** élaborer et mettre en œuvre une procédure visant à identifier un certain nombre de solutions inconnues;
RAG : C2, C4, C5
- C12-1-08** définir l'oxydation et la réduction,
entre autres le gain ou la perte d'électrons, l'agent oxydant, l'agent réducteur;
RAG : D3
- C12-1-09** déterminer le degré d'oxydation d'atomes dans des composés et des ions;
RAG : D3
- C12-1-10** distinguer les réactions d'oxydoréduction de celles qui ne le sont pas,
entre autres l'agent oxydant, l'agent réducteur, la substance oxydée et la substance réduite;
RAG : D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES THÉMATIQUES (suite)

C12-1-11 équilibrer des réactions d'oxydoréduction à l'aide de méthodes redox, entre autres des solutions basiques et acides;
RAG : D3

C12-1-12 mener une recherche sur les applications pratiques des réactions redox, par exemple carburant à fusée, feux d'artifice, agent de blanchiment, photographie, extraction de métaux à partir de minerai, fabrication de l'acier, recyclage de l'aluminium, piles à combustible, batteries, enlèvement des taches de ternissure, horloge à fruit, mise en évidence de sang à des fins judiciaires à l'aide de luminol, chimioluminescence/bioluminescence, dégraissage électrolytique, électrodéposition (galvanoplastie), gravure chimique, antioxydants/agents de conservation.
RAG : B1, B2, B4, D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

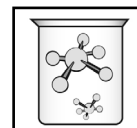
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

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

Étude scientifique

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

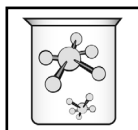


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S6** estimer et mesurer avec exactitude, en utilisant des unités du Système international (SI) ou d'autres unités standard,
entre autres les conversions SI, les chiffres significatifs;
RAG : C2
- C12-0-S7** reconnaître des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;
RAG : C2, C5
- C12-0-S8** évaluer la fiabilité et l'exactitude des données et des méthodes de collecte de données,
entre autres les écarts dans les données, les sources d'erreur, le pourcentage d'erreur;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données,
entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;
RAG : C2, C5, C8

Recherche et communication

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



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

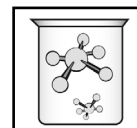
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C12-0-R4** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6

Travail en groupe

- C12-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G2** susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

- C12-0-N1** expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2
- C12-0-N2** décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4
- C12-0-N3** décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées;
RAG : A1, A2



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

C12-0-T1 décrire des exemples de la relation entre des principes chimiques et des applications de la chimie;
RAG : A1, A3, A5, B2

C12-0-T2 expliquer l'interaction de la recherche scientifique et de la technologie dans la production et la distribution de matériaux;
RAG : A5, B1, B2

C12-0-T3 illustrer comment des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne;
RAG : A5, B2

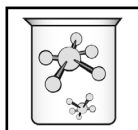
Attitudes

C12-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE;
RAG : C2, C5

C12-0-A2 valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprits scientifiques et technologiques;
RAG : C2, C3, C4, C5

C12-0-A3 manifester un intérêt soutenu et plus éclairé pour la chimie et pour les carrières et les enjeux liés à la chimie;
RAG : B4

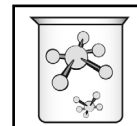
C12-0-A4 se sensibiliser à l'équilibre qui doit exister entre les besoins humains et un environnement durable, et le démontrer par ses actes.
RAG : B4, B5



Bloc A : La solubilité et la précipitation

L'élève sera apte à :

- C12-1-01** expliquer des exemples de solubilité et de précipitation au moyen de représentations particulières et symboliques;
RAG : D3
- C12-1-02** mener une expérience afin d'élaborer un ensemble de règles de solubilité;
RAG : C1, C2
- C12-1-03** utiliser un tableau des règles de solubilité pour prédire la formation d'un précipité;
RAG : D3, D5
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres, la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres, préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables dépendantes, indépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple, des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5



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

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

C12-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE.
RAG : C2, C5

En 9^e année, les élèves ont défini le terme « précipité » et ont reconnu la formation d'un précipité comme l'un des indicateurs d'une réaction chimique. En 10^e année, les élèves ont étudié les réactions de déplacement double.

Le processus de dissolution a été étudié en détail en 11^e année dans le regroupement des solutions. Les élèves ont expliqué le processus de dissolution de composés ioniques et covalents simples à l'aide de représentations particulières et d'équations chimiques. Les élèves ont fait une expérience de laboratoire illustrant la formation de solutions sous l'aspect de la nature polaire et non polaire des substances, utilisant notamment les termes « soluble » et « insoluble ». Ils ont aussi étudié en détail la notion de « concentration ».

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

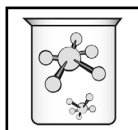
Évaluation des connaissances antérieures

Distribuer une liste de mots (p. ex., soluble, insoluble, précipité, dissolution, déplacement double, déplacement simple, concentration) aux élèves ainsi que des autocollants, des surligneurs ou des crayons de couleur vert, jaune et rouge. Le vert indique que l'élève comprend très bien le concept. Le jaune indique une compréhension partielle et le rouge indique que l'élève ne comprend ou ne connaît pas le concept. Pour chaque mot dans la liste, demander aux élèves d'indiquer leur niveau de compréhension à l'aide des différentes couleurs. Réviser certains concepts au besoin.

En quête

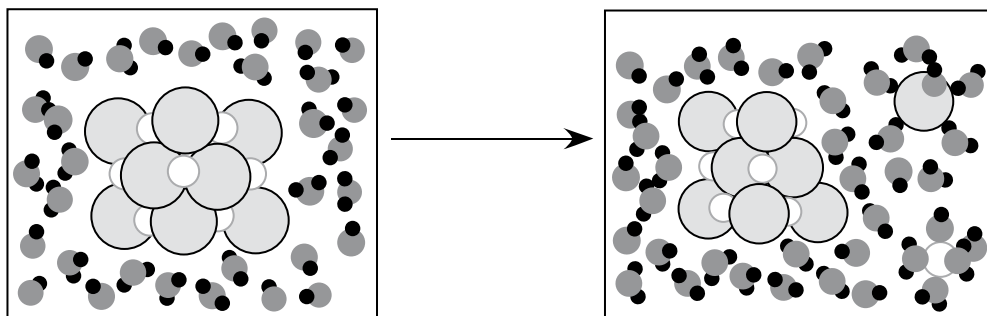
Démonstration

Fournir aux élèves plusieurs exemples de solutions et leur demander d'expliquer le processus de dissolution à l'échelle moléculaire et symbolique (voir *Chimie 11-12*, p. 197, *Chimie 11 STSE*, p. 360-361 ou *Chimie 11*, p. 293-294). Dans le présent contexte, le terme « **moléculaire** » est considéré comme interchangeable avec le terme « **particulaire** ». Les deux désignent des représentations à l'échelle moléculaire.

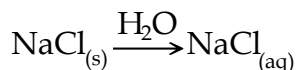


Exemple 1 : $\text{NaCl}_{(s)}$ dissout dans l'eau

Échelle moléculaire :



Forme symbolique :



Animations :

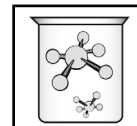
- Dissolution d'un cristal ionique : http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf
- Dissolution d'un solide cristallin (NaCl) : http://www.ping.be/at_home/caloriflash.htm
- Dissolution du NaCl dans l'eau : (animation eduMedia accessible à partir du site Web de la DREF <http://www.dref.mb.ca>)
- Chimie en solution aqueuse : <http://uel.unisciel.fr/chimie/solutaque/solutaque/co/solutaque.html> (on peut accéder à une animation de la dissolution ionique en cliquant sur l'onglet « simuler » et en ouvrant le dossier « Dissolution et précipitation d'une espèce dans l'eau »)

Exemple 2 : $\text{NaCl}_{(aq)}$ et $\text{AgNO}_{3(aq)}$ mélangés ensemble

Échelle moléculaire :

Montrer d'abord des diagrammes des deux solutions séparément dans leur bécher, c.-à-d., dans le bécher 1, la solution de $\text{NaCl}_{(aq)}$ contenant des ions Na^+ et Cl^- circulant au milieu de molécules d'eau et dans le bécher 2, la solution d' $\text{AgNO}_{3(aq)}$ renfermant des ions Ag^+ et NO_3^-

Ce ne sont pas tous les mélanges d'ions qui produisent une réaction de précipitation. Si, par exemple, on mélange une solution de chlorure de sodium (NaCl) avec une solution d'iodure de potassium (KI), il n'y aura aucune précipitation. Tous les ions resteront en solution.



Animations :

- The Reaction of Sodium Sulphate with Barium Chloride :
<http://amrita.olabs.co.in/index.php?sub=73&brch=3&sim=82&cnt=95> (site en anglais qui présente une animation de la réaction entre les solutions de sulfate de sodium et de chlorure de baryum. On doit s'inscrire pour voir l'animation mais l'inscription est gratuite.)
- Animation précipitation :
<http://icp.ge.ch/dip/moodle/mod/resource/view.php?id=7344> (animation de la réaction entre les solutions d'hydroxyde de sodium et de sulfate de cuivre)

Activité de laboratoire

Inviter les élèves à élaborer leur propre démarche en vue de créer une série de règles de solubilité (voir @ l'annexe 1 ou *Chimie 11*, p. 332-333). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 2. Fournir aux élèves des solutions de 0,1 mol/L de divers anions et cations pour qu'ils puissent observer s'il y a formation de précipités. Ces observations aideront les élèves à élaborer une série de règles de solubilité pour les ions positifs et négatifs utilisés au cours de l'activité.

Enseignement direct - écrire des réactions ioniques

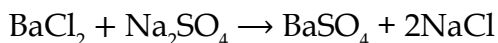
Les réactions de précipitation sont utilisées dans les stations de traitement de l'eau, dans les analyses qualitatives et dans les techniques de préparation de nombreux sels. C'est aussi le processus qui entraîne la formation des grottes calcaires.

Veiller à ce que les élèves suivent les étapes ci-dessous pour qu'ils puissent écrire les équations ioniques :

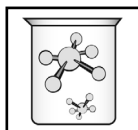
Exemple :

Écris une équation ionique nette pour la réaction entre le chlorure de baryum et le sulfate de sodium.

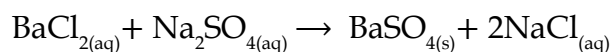
1. Prédis les produits de la réaction et assure-toi d'équilibrer l'équation.



2. Utilise les règles de solubilité de @ l'annexe 3 (voir aussi *Chimie 11 STSE*, p. 363, *Chimie 11*, p. 334 ou *Chimie 11-12*, p. 61) pour déterminer quelles substances ioniques formeront un précipité à partir de solutions aqueuses. Dans ces règles de base, l'ion $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ forme un produit soluble lorsqu'il est combiné à l'ion $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$. Par conséquent, le NaCl restera en solution et sera illustré par la formule $\text{NaCl}_{(\text{aq})}$.

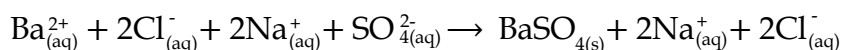


Note aussi dans ces règles que l'ion $\text{Ba}_{(\text{aq})}^{2+}$ forme un produit insoluble avec l'ion $\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$. Donc le BaSO_4 s'écrit avec un (s) en indice, car il forme un précipité dans le bécher. Les substances formant un précipité doivent être suivies du (s) en indice, et celles qui ne forment pas de précipité, du symbole (aq) en indice (voir *Chimie 11 STSE*, p. 407-408, *Chimie 11-12*, p. 281-283 ou *Chimie 11*, p. 341-342).



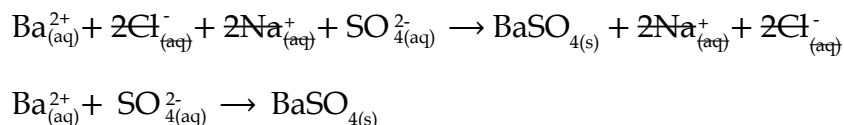
L'équation ci-dessus est une *équation moléculaire équilibrée*.

3. Les composés ioniques en solution dans l'eau se dissocient en ions, contrairement aux composés insolubles. Assure-toi que l'équation est équilibrée.



L'équation ci-dessus est appelée *équation ionique complète*, *équation ionique totale* ou *équation ionique*.

4. Biffe tous les ions spectateurs (les ions qui apparaissent des deux côtés de l'équation) et réécris l'équation.

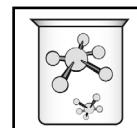


L'équation ci-dessus est appelée *équation ionique nette*.

Voir d'autres exemples de problèmes à  l'annexe 4.

Animation :

- Double Displacement Reaction - Precipitation : http://www.dlt.ncssm.edu/tiger/Flash/moles/DoubleDisp_Reaction-Precipitation.html (réaction de précipitation du nitrate de plomb(II) et de l'iodure de potassium (site en anglais)).



Activité de laboratoire

Fournir aux élèves des plaques à puits et quatre solutions inconnues dans des flacons compte-gouttes. Leur demander d'identifier chaque solution à l'aide de l'expérimentation, des règles de solubilité et d'un tableau des couleurs (voir ☺ l'annexe 5). Voir un exemple de marche à suivre à ☺ l'annexe 6.

☺ L'annexe 7 contient des renseignements pour l'enseignant sur l'évaluation des habiletés de l'élève au laboratoire.

En fin

1

Inviter les élèves à répondre à la question suivante dans leur carnet scientifique :

- *Pensez-vous que l'expression « grandes lignes relatives à la solubilité » serait préférable à « règles de solubilité »? Pourquoi?*

2

Proposer aux élèves de créer un cycle de mots à partir des termes *ions, ions spectateurs, précipité, équation moléculaire, équation ionique totale, équation ionique nette et réaction de déplacement double.*

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Donner aux élèves diverses réactions et leur demander de faire un diagramme illustrant la réaction à l'échelle moléculaire et au niveau symbolique.

2

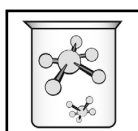
L'évaluation des activités de laboratoire peut se faire au moyen de rapports de laboratoire formels. Utiliser un cadre de rapport de laboratoire ou un format général de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38 et 14.12).

3

Se référer aux ☺ annexes 8 et 9 afin d'évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

4

Inviter les élèves à expliquer par écrit les raisons pour lesquelles certains ions sont insolubles et d'autres sont solubles.



5

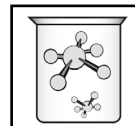
Demander aux élèves de partager leurs résultats avec les autres élèves et de préparer certaines grandes lignes relatives à la solubilité d'ions en solution. Vérifier ensuite les règles élaborées par les élèves en les comparant avec le tableau des règles de solubilité.

6

Inviter les élèves à utiliser leurs notes techniques pour résoudre des problèmes à partir d'une série de règles de solubilité pour prédire la formation possible d'un précipité dans une réaction à double déplacement. Voir les exemples de problèmes à l'annexe 4.

7

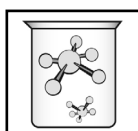
Inviter les élèves à expliquer par écrit les étapes de l'équation ionique nette dans leur carnet scientifique. Voir les renseignements pour l'enseignant à l'annexe 10 et une feuille reproductible pour l'élève à l'annexe 11.



Bloc B : La neutralisation

L'élève sera apte à :

- C12-1-04** rédiger une équation équilibrée de neutralisation pour des réactions comprenant des acides forts et des bases fortes;
RAG : D3
- C12-1-05** mener une expérience pour démontrer la stœchiométrie d'une réaction de neutralisation entre une base forte et un acide fort;
RAG : C2
- C12-1-06** calculer la concentration ou le volume d'un acide ou d'une base à partir de la concentration et du volume d'acide ou de base nécessaire pour la neutralisation;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-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
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple, des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-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



Stratégies d'enseignement suggérées

En 10^e année, les élèves ont écrit les formules des composés ioniques binaires et les ont nommés, ont appris à équilibrer des équations chimiques et ont étudié la réaction entre un acide et une base. En 11^e année, les élèves ont appris à écrire les formules et les noms des composés polyatomiques en respectant la nomenclature de l'Union internationale de chimie pure et appliquée.

En tête

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les réactions de neutralisation en leur posant les questions suivantes :

- *Quels sont les produits formés au moment d'une réaction de neutralisation?*
- *De quel type de réaction chimique la neutralisation est-elle un exemple?*
- *Écrivez l'équation équilibrée pour la réaction de neutralisation entre l'acide chlorhydrique (HCl) et l'hydroxyde de calcium (Ca(OH)₂).*

OU

Faire la démonstration de quelques réactions acido-basiques. Demander aux élèves d'écrire leurs observations sur la réaction chimique qui se produit, c.-à-d. de décrire les réactifs et les produits. Voici quelques exemples de réactions :

- **Jus d'orange et flotteur à la fraise**

<http://www.flinnsci.com/Documents/demoPDFs/Chemistry/CF0516.00.pdf>

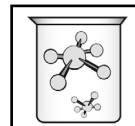
(site en anglais)

Cette démonstration requiert le mélange de bicarbonate de soude et de détergent Alconox® dans l'eau. L'indicateur méthylorange est ajouté au mélange et produit une solution ressemblant au jus d'orange. Puis, on ajoute de l'acide chlorhydrique rapidement, mais avec une grande prudence. La réaction est puissante et produit une solution faisant penser au flotteur à la fraise. Mise en garde : cette démonstration peut être très salissante, d'où l'importance de prendre des précautions.

- **Tube arc-en-ciel**

<https://www.flinnsci.com/media/621183/91475.pdf> (site en anglais)

Pour cette démonstration, on remplit d'abord un tube d'une solution verte. À une extrémité, on ajoute quelques gouttes d'un acide et, à l'autre, quelques gouttes d'une base. Après la réaction, on peut voir tout le spectre des couleurs.



- **L'éponge caméléon**

<http://www.flinnsci.com/Documents/demoPDFs/Chemistry/CF10376.pdf>

(site en anglais)

Cette démonstration illustre la transition dans le changement de couleur d'un indicateur, partant du pH 3 (bleu) au pH 5 (rouge). Tout ce qu'il faut, c'est une éponge de cellulose de couleur pâle, l'indicateur rouge Congo, du bicarbonate de soude et de l'acide acétique ou chlorhydrique.

En quête

Enseignement direct - les règles de nomenclature

Présenter les règles de nomenclature des composés acides binaires et polyatomiques (voir *Chimie 11*, p. 384 ou *Chimie 11 STSE*, p. 69-70). Pour nommer un acide binaire, suivre les règles ci-dessous :

1. Premier mot : « acide »
2. Ensuite, le radical de l'anion
3. Enfin, le suffixe « hydrique »

Exemple de nomenclature d'un acide binaire : HCl

Étape 1 : acide

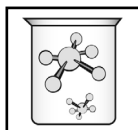
Étape 2 : chlor

Étape 3 : hydrique

La nomenclature des acides polyatomiques suit des règles différentes. Bon nombre d'ions polyatomiques négatifs contenant de l'oxygène forment des acides qui sont nommés en remplaçant le suffixe -ate par -ique et le suffixe -ite par -eux. Pour nommer les oxyacides (acides qui contiennent l'élément oxygène), les élèves devraient pouvoir les reconnaître par la formule générale $H_aX_bO_c$ où X représente un élément autre que l'hydrogène ou l'oxygène.

Exemples d'acides polyatomiques :

- Si un ion H^+ est ajouté à un nitrate NO_3^- , HNO_3 est formé. Ce composé est l'acide nitrique.
- Si deux ions H^+ sont ajoutés à un sulfate SO_4^{2-} , H_2SO_4 est formé. Ce composé est l'acide sulfurique.
- Si un ion H^+ est ajouté à un nitrite NO_2^- , HNO_2 est formé. Ce composé est l'acide nitreux.



Un **acide fort** est un acide qui se dissocie complètement en ions. Si, par exemple, 100 molécules de HCl se dissolvent dans l'eau, cela produira 100 ions H⁺ et 100 ions Cl⁻. Soulignons qu'il n'existe que six acides forts, soit l'acide chlorhydrique (HCl), l'acide bromhydrique (HBr), l'acide iodhydrique (HI), l'acide sulfurique (H₂SO₄), l'acide nitrique (HNO₃) et l'acide perchlorique (HClO₄).

Pour nommer une base, on combine le nom du métal avec celui de l'anion OH⁻, l'ion hydroxyde ou oxhydroyle. Le composé NaOH, par exemple, s'appelle hydroxyde de sodium. Une **base forte** se définit comme étant une base qui se dissocie complètement en ions. Si, par exemple, 100 unités de formule NaOH se dissolvent dans l'eau, cela produira 100 ions Na⁺ et 100 ions OH⁻. Les bases fortes sont des composés ioniques qui contiennent l'ion hydroxyde (OH⁻). Une fois combinés à un ion hydroxyde, les éléments des groupes 1 (IA) et 2 (IIA) forment des bases fortes.

Ces acides et bases sont les seuls que les élèves étudieront dans le regroupement « Réactions en solution aqueuse ». Quand un acide fort et une base forte sont combinés, ils produisent une réaction complète, ce qui signifie que tous les ions hydrogène (de l'acide) et tous les ions hydroxyde (de la base) réagissent pour former de l'eau.

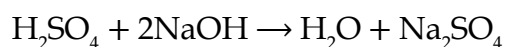
Enseignement direct – les réactions de neutralisation

Rappeler aux élèves que les acides et les bases sont des composés ioniques et que, par conséquent, lorsque ces composés sont placés dans l'eau, ils se dissocient en ions et entrent dans une réaction à double déplacement produisant un sel et de l'eau (voir *Chimie 11*, p. 394-395, *Chimie 11-12*, p. 62 63 ou *Chimie 11 STSE*, p. 177-178).

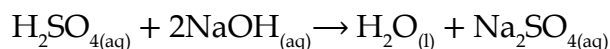
Exemple

Écris l'équation de la réaction de neutralisation entre H₂SO₄ et NaOH.

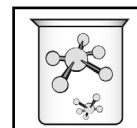
1. Prédis les produits de la réaction et assure-toi d'équilibrer l'équation.



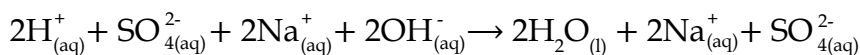
2. Utilise les règles de solubilité pour déterminer si chaque produit sera solide, liquide ou en solution aqueuse.



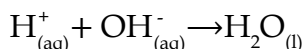
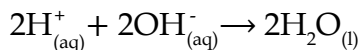
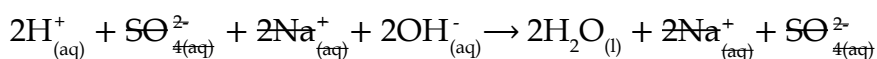
Nota : faire remarquer aux élèves que l'eau est un liquide puisque le solvant des solutions aqueuses est l'eau.



3. Écris l'équation ionique totale en montrant tous les ions qui entrent dans la solution.



4. Biffe les ions spectateurs et écris l'équation ionique nette.



Démonstration – événement inattendu

Montrer aux élèves que les réactions de neutralisation peuvent produire un volume plus grand que la somme des volumes des réactifs. Un exemple serait d'ajouter 125 mL de HCl 0,1 mol/L à 125 mL de NaOH 0,1 mol/L dans un cylindre gradué de 250 mL. On devrait alors observer une augmentation de 2 à 3 mL du volume. Inviter les élèves à expliquer ce phénomène à l'aide de représentations particulières.

Animations

Inviter les élèves à visionner une animation en ligne qui démontre une réaction de neutralisation au niveau particulaire.

- Animation neutralisation :

<https://icp.ge.ch/dip/moodle/mod/resource/view.php?id=7346>

Cette simulation illustre la réaction de neutralisation entre des solutions d'hydroxyde de sodium et de chlorure d'hydrogène.

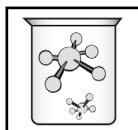
- Acid-Base Titration :

http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/crm3s5_5.swf
(site en anglais)

Cette animation illustre la réaction de neutralisation entre des solutions d'hydroxyde de sodium et de chlorure d'hydrogène. Les ions spectateurs sont représentés dans la simulation.

- Neutralization Reactions :

http://higher.ed.mheducation.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::525::530::/sites/dl/free/0073511072/322633/09_neut_reactions.swf::Neutralization Reactions (site en anglais)



Activité de laboratoire

Fournir aux élèves des solutions 0,1 mol/L de NaOH et de H₂SO₄. Leur demander de faire un microtitrage pour pouvoir comparer le rapport stœchiométrique avec le rapport molaire expérimental entre les réactifs (voir @ l'annexe 12). Des renseignements pour l'enseignant figurent à @ l'annexe 13.

En 10^e année, les élèves ont étudié des réactions de neutralisation ayant un rapport de 1/1. Dans l'activité de laboratoire suggérée, les élèves verront maintenant un rapport de 2/1. On recommande à l'enseignant de ne pas dépasser ce stade et d'éviter les discussions sur les acides et bases Bronsted-Lowry dans le cadre de ce résultat d'apprentissage. Un titrage plus détaillé sera effectué dans le regroupement sur les acides et bases.

Enseignement direct - résolution de problèmes

Proposer aux élèves d'utiliser les données expérimentales de l'activité de laboratoire précédente pour déterminer la concentration inconnue de l'acide ou de la base. Limiter l'emploi de formules telles que $C_1V_1 = C_2V_2$. Pour mieux faire comprendre ce concept, proposer le processus de résolution de problèmes ci-dessous.

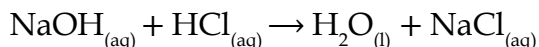
1. Écrire une équation chimique équilibrée pour la réaction.
2. Utiliser la concentration et le volume de la base ou de l'acide connu pour calculer le nombre de moles de la substance.
3. Utiliser les coefficients de l'équation équilibrée pour déterminer le nombre de moles de la base ou de l'acide inconnu.
4. Calculer le volume requis ou la concentration de l'acide ou de la base.

Exemples de problèmes

1. Pour une réaction avec 35,0 mL d'un liquide servant à déboucher les tuyaux contenant du NaOH, il faut ajouter 50,08 mL d'une solution HCl à 0,409 mol/L pour neutraliser la base. Quelle est la concentration de la base dans le produit de nettoyage?

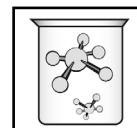
Solution :

- a) Écris une équation équilibrée.



- b) Calcule le nombre de moles de HCl en multipliant la concentration par le volume.

$$\begin{aligned} \text{mol HCl} &= (0,409 \text{ mol/L})(0,05008 \text{ L}) \\ &= 0,0205 \text{ mol de HCl} \end{aligned}$$



- c) Utilise l'équation équilibrée pour exprimer le rapport molaire entre HCl et NaOH et trouve le nombre de moles de NaOH.

$$\text{mol NaOH} = 0,0205 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}}$$

$$\text{mol NaOH} = 0,0205 \text{ mol NaOH}$$

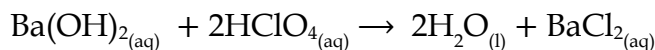
- d) Trouve la concentration de NaOH en divisant le nombre de moles par le volume donné.

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,0205 \text{ mol}}{0,0350 \text{ L}} = 0,586 \text{ mol/L}$$

2. Calcule le volume de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ à 0,256 mol/L qui doit être ajouté pour neutraliser 46,0 mL de solution HClO_4 à 0,407 mol/L.

Solution :

- a) Écris l'équation équilibrée.



- b) Calcule le nombre de moles de HClO_4 en multipliant la concentration par le volume.

$$\text{mol HClO}_4 = (0,407 \text{ mol/L}) (0,0460 \text{ L})$$

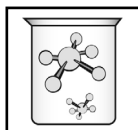
$$= 0,0187 \text{ mol HClO}_4$$

- c) Trouve le nombre de moles de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ en établissant le rapport entre le nombre de moles et le coefficient, à partir de l'équation équilibrée.

$$\frac{\text{mol HClO}_4}{\text{coefficient HClO}_4} = \frac{\text{mol Ba}(\text{OH})_2}{\text{coefficient Ba}(\text{OH})_2}$$

$$\frac{0,0187 \text{ mol HClO}_4}{2 \text{ mol HClO}_4} = \frac{\text{mol Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}$$

$$0,00935 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 = \text{mol Ba}(\text{OH})_2$$



d) Trouve le volume de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ en divisant le nombre de moles par la concentration.

$$V = \frac{\text{mol}}{c} = \frac{0,009\ 35\ \text{mol}}{0,256\ \text{mol/L}}$$

$$\text{Volume de } \text{Ba}(\text{OH})_2 = 36,5\ \text{mL}$$

En fin

1

Demander aux élèves d'expliquer les étapes d'écriture des réactions de neutralisation (voir @ l'annexe 14) et de problèmes de neutralisation à l'aide de la technique « le cahier divisé ».

2

Inviter les élèves à faire une courte recherche sur les réactions acido-basiques et la cuisine (voir *Chimie 11 STSE*, p. 471).

Stratégies d'évaluation suggérées

1

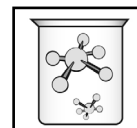
Inviter les élèves à écrire des réactions de neutralisation équilibrées.

2

Se référer aux @ annexes 8 et 9 pour évaluer les habiletés de laboratoire des élèves.

3

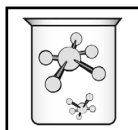
Demander aux élèves de résoudre des problèmes de neutralisation semblables à ceux qui sont présentés à la section « En quête ».



Bloc C : L'identification de solutions inconnues

L'élève sera apte à :

- C12-1-07** élaborer et mettre en œuvre une procédure visant à identifier un certain nombre de solutions inconnues;
RAG : C2, C4, C5
- C12-0-S3** planifier une expérience afin de répondre à une question scientifique précise, entre autres préciser le matériel nécessaire, déterminer les variables indépendantes, dépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données et des observations dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-S9** tirer une conclusion fondée sur l'analyse et l'interprétation des données, entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction;
RAG : C2, C5, C8
- C12-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-A2** valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques.
RAG : C2, C3, C4, C5



Les élèves devraient pouvoir utiliser les concepts étudiés dans les résultats d'apprentissage précédents pour réaliser cette activité.

Préparer les solutions bien avant la période de laboratoire. Il est recommandé de fournir aux élèves l'information sur l'expérience de laboratoire une semaine à l'avance pour qu'ils puissent faire une recherche sur les produits possibles de chaque réaction. Inviter les élèves à remettre leur plan quelques jours avant l'expérience afin de vérifier sa validité. Suggérer aux élèves de se préparer au laboratoire en faisant une recherche sur Internet à l'aide de mots clés tels que « test tube mystery », « identification de solutions inconnues » et « solutions ioniques inconnues » pour se renseigner sur les solutions. Leur suggérer de consulter le tableau des règles de solubilité et d'utiliser le papier tournesol dans leurs essais pour identifier les solutions acides et basiques. La couleur et l'odeur des solutions peuvent aider à identifier les inconnues. Souligner que les élèves qui auront bien préparé leur expérience de laboratoire auront plus de chances de réussir à identifier les solutions inconnues.

Stratégies d'enseignement suggérées

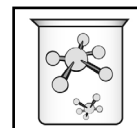
En tête

Puisque les élèves doivent planifier et mener une expérience par eux-mêmes, s'assurer qu'ils connaissent bien la différence entre les affirmations et les preuves. Leur proposer une activité telle que :

- Le scénario d'un accident dans la ressource *En mouvement* qui appuie le programme de sciences de la nature de la 10^e année. Les élèves doivent déterminer qui a causé l'accident : http://www.mpi.mb.ca/fr/PDFs/RSLR_PhysicsModule-fr.pdf;
- Observer et interpréter des traces : <http://www.ucmp.berkeley.edu/fosrec/Heindel3.html> ou http://www.nap.edu/openbook.php?record_id=5787&page=89.

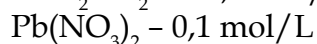
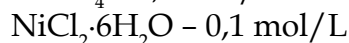
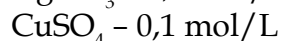
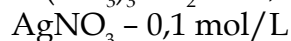
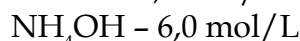
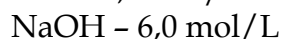
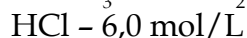
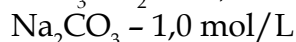
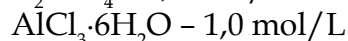
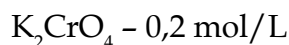
Rappeler aux élèves qu'une affirmation (inférence) indique ce que l'on sait, les preuves (données, observations) expliquent comment on le sait et le raisonnement à l'appui de la preuve indique pourquoi les preuves appuient l'affirmation (lien entre les preuves et l'affirmation).

affirmation + preuve + raisonnement = explication



En quête**Activité de laboratoire**

Fournir aux élèves des échantillons non étiquetés des solutions suivantes :



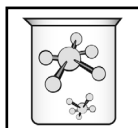
Consulter @ l'annexe 16 pour de l'information sur la préparation de ce laboratoire. L'annexe fournit une série de solutions possibles. Des clés d'identification destinées à l'enseignant sont fournies à @ l'annexe 17 (qui présente une grille indiquant ce que les élèves peuvent apporter au laboratoire) et à @ l'annexe 18 (un sommaire détaillé des observations attendues des élèves après le laboratoire).

Proposer aux élèves de déterminer la nature de chaque solution à l'aide des règles de solubilité, de la couleur, de l'odeur, du test de la flamme et du papier tournesol. Leur expliquer qu'ils vont faire des inférences (indiquer l'identité des solutions) en utilisant leurs observations (formation ou non de précipité, couleur des solutions, test de la flamme) afin d'expliquer comment ces dernières permettent d'identifier les solutions. Voir les renseignements pour les élèves à @ l'annexe 15. Leur proposer d'écrire un rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11-38 et 11-42 pour un modèle).

En fin

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes dans leur carnet scientifique :

- *Qu'as-tu le plus aimé au sujet du fait de concevoir ta propre expérience?*
- *Qu'as-tu le moins aimé au sujet du fait de concevoir ta propre expérience?*
- *Quelles ont été les difficultés éprouvées lorsque ton groupe a conçu son expérience?*
- *Comment ton groupe a-t-il résolu ces problèmes?*



Stratégies d'évaluation suggérées

1

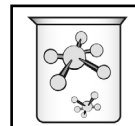
Évaluer les rapports de laboratoire des élèves à l'aide d'une échelle d'évaluation (voir ☺ l'annexe 19 pour un modèle).

2

Évaluer les habiletés de laboratoire des élèves à l'aide des ☺ annexes 8 et 9.

3

Inviter les élèves à compléter une évaluation de leur travail de groupe à l'aide de ☺ l'annexe 20.



Bloc D : L'oxydation et la réduction

L'élève sera apte à :

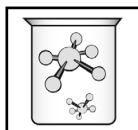
- C12-1-08** définir l'oxydation et la réduction,
entre autres le gain ou la perte d'électrons, l'agent oxydant, l'agent réducteur;
RAG : D3
- C12-1-09** déterminer le degré d'oxydation d'atomes dans des composés et des ions;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une
compréhension de concepts en chimie,
*par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs,
les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de
prédiction, les cycles de mots;*
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
*par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une
autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à
un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.*
RAG: D3

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

La démonstration ci-dessous peut servir d'introduction à ce résultat d'apprentissage. Placer 20 g de chlorure de cuivre(II) dihydraté ($\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) dans un bécher de 250 mL et faire dissoudre dans 175 mL d'eau. Froisser légèrement un carré de feuille d'aluminium de 10 cm de côté et le placer dans la solution. Encourager les élèves à noter soigneusement leurs observations macroscopiques pour discussion ultérieure sur l'activité à l'échelle moléculaire. Demander aux élèves, par exemple, si un réservoir en aluminium pourrait servir au transport d'une solution de CuCl_2 . Les inviter également à expliquer pourquoi la réaction suivante ne se produira pas : $\text{Cu}_{(s)} + \text{AlCl}_3$.

Cette réaction est *exothermique*, donc prévoir une ventilation adéquate ou une hotte.



En quête

Un coup d'œil rapide au résultat d'apprentissage C12-1-12 et aux renseignements qui l'accompagnent fournira à l'enseignant suffisamment d'information pour motiver les élèves à en apprendre davantage sur les processus qui sous-tendent certains phénomènes (propulsion d'une fusée, feux d'artifice, antioxydants, photosynthèse, rouille, ivressomètre, pour ne nommer que quelques applications).

Enseignement direct – l'oxydation et la réduction

Présenter aux élèves le développement de notre compréhension des réactions d'oxydation et de réduction (voir *Chimie 11-12*, p. 558-562 ou *Chimie 12*, p. 465-466). Les réactions d'oxydo-réduction et la perte et le gain d'électrons font l'objet de recherches depuis le début des années 1800. Les réactions d'oxydoréduction et le mouvement des électrons ont attiré l'attention des scientifiques, car elles pourraient aider à résoudre notre crise énergétique, à lutter contre le réchauffement climatique planétaire et à améliorer la santé de la planète.

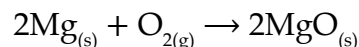
Bien des scientifiques estiment que les piles à hydrogène et les piles à combustible sont la technologie de l'avenir. Si nous voulons que nos élèves d'aujourd'hui fassent des choix judicieux dans le futur, ils doivent minimalement comprendre les technologies électrochimiques actuelles qu'ils utiliseront. Présenter un bref survol des technologies électrochimiques, afin de mieux préparer les élèves au regroupement 6 qui présente une discussion détaillée sur le sujet.

Le terme « oxydation » a été appliqué tout d'abord à la combinaison d'oxygène avec d'autres éléments (p. ex., rouille du fer ou combustion du charbon ou du méthane). La combustion est un synonyme d'oxydation rapide.

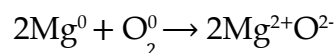
Le terme « réduction » signifiait à l'origine l'enlèvement de l'oxygène d'un composé. Ce terme vient du fait que le métal libre a une masse plus faible que son composé oxydé. Il y a diminution ou réduction de la masse de la matière lorsque l'oxygène est extrait.

Présenter des exemples de réactions aux élèves :

Exemple 1

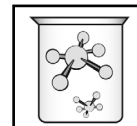


Si la réaction est écrite sous forme ionique, elle devient :



Compte tenu de leurs connaissances antérieures, les élèves devraient connaître certaines réactions d'oxydation, par exemple, la combustion et le pourrissement des aliments.

En chimie 11^e année, les élèves devraient avoir observé le brûlage du métal de magnésium, sinon, il faudrait le faire dès maintenant pour leur rappeler que la combustion (ou le brûlage) est la réaction d'une substance avec l'oxygène gazeux dans l'air.

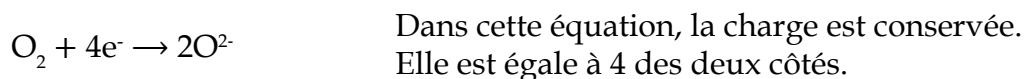
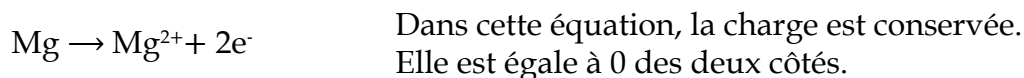


Observations :

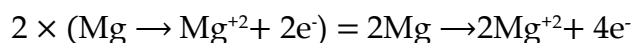
- Le magnésium et l'oxygène gazeux sont deux éléments et n'ont aucune charge.
- Les non-scientifiques appellent généralement cette réaction brûlage ou combustion, mais nous, scientifiques, appelons cette réaction « oxydation ».
- Nous disons que le magnésium a été oxydé pour produire MgO par sa réaction avec l'oxygène gazeux.
- Du point de vue des charges, le métal est passé de la charge 0 à la charge 2+, et le non-métal est passé de 0 à 2⁻.

Les chimistes savent que d'autres éléments non métalliques se combinent à des substances d'une manière semblable à celle de l'oxygène (p. ex., l'hydrogène, l'antimoine et le sodium brûlent dans le chlore et le fer brûle en présence de fluor). Par conséquent, le terme oxydation a été redéfini comme étant le processus par lequel des électrons sont enlevés d'un atome ou d'un ion. La **réduction** a ensuite été définie comme étant le processus par lequel un atome ou un ion gagne des électrons.

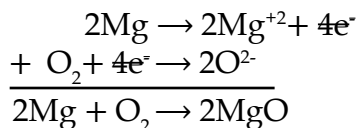
Si l'on considère le changement dans la charge ionique comme étant fonction des électrons, les relations suivantes peuvent être établies :



En doublant la relation Mg, le nombre d'électrons perdus par Mg est égal au nombre gagné par l'oxygène.



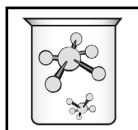
Ceci permet d'avoir une équation équilibrée.



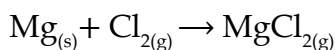
À partir de cet exemple, on peut dire que quand Mg est oxydé (se combine à l'oxygène) :

- Mg gagne une charge positive en s'ionisant.
- Cette réaction entraîne la perte d'électrons.

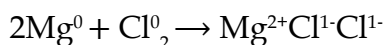
Peut-on appliquer ces généralisations à d'autres réactions?



Exemple 2



Écrite sous forme ionique, cette réaction devient :

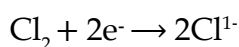


Rappeler aux élèves que deux ions Cl^- sont nécessaires pour équilibrer les charges $2+$ de l'ion Mg et qu'il y ait ainsi formation de MgCl_2 .

Comme dans le premier exemple, on peut écrire la réaction sous sa forme ionique.



Dans cette équation, la charge est conservée.
Elle est égale à 0 des deux côtés.



Dans cette équation, la charge est conservée.
Elle est égale à 2 des deux côtés.

À partir de cet exemple, on peut dire que Mg est encore oxydé.

- Mg gagne une charge positive et devient un ion (s'ionise).
- Il y a eu perte d'électrons.

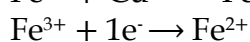
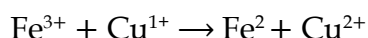
Une réaction complémentaire se produit quand un atome Cl devient un ion Cl^- .

- Cl est réduit en un ion négatif.
- C'est le résultat d'un gain d'électrons.

S'appuyant sur ces énoncés généraux, les chimistes définissent maintenant l'oxydation comme étant la perte d'électrons, et la réduction, comme un gain d'électrons.

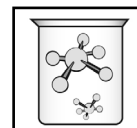
Utiliser des trucs mnémotechniques pour aider les élèves à différencier oxydation et réduction. Par exemple, OXPER RÉGAIN = l'oxydation est la perte d'électrons, la réduction est le gain d'électrons.

Exemple 3



gain d'électrons - réduction

perte d'électrons - oxydation



Fondamentalement, il existe deux types de réactions chimiques : celles qui ne produisent pas de changement apparent du nombre d'électrons et celles qui en produisent. Ce deuxième type de réaction chimique est appelé réaction d'oxydoréduction.

Animation

Inviter les élèves à visionner une animation en ligne qui démontre une réaction d'oxydoréduction au niveau particulaire.

- Choisir l'animation « Zinc copper REDOX transfer » ou « Lead silver REDOX transfer » (site en anglais).
<http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animationsindex.htm>

Enseignement direct - le degré d'oxydation

Maintenant que les élèves peuvent distinguer des réactions d'oxydation et de réduction, il faut les amener à découvrir que dans des réactions complexes, il n'est pas toujours évident de déterminer quel élément est réduit ou oxydé.

Les chimistes ont créé une série de règles pour nous permettre de déterminer plus facilement le nombre d'oxydation d'un élément donné dans un composé ou un ion complexe.

Tous les manuels de chimie fournissent des règles d'attribution des nombres d'oxydation (voir *Chimie 12*, p. 476, *Chimie 12 STSE*, p. 604 ou *Chimie 11-12*, p. 583). Ces règles varient légèrement d'un manuel à l'autre, mais elles donnent toujours la même valeur pour les nombres d'oxydation. ¶ L'annexe 21 fournit une série de règles de ce genre.

Rappeler aux élèves que la charge ionique s'écrit $2+$, alors que le nombre d'oxydation s'écrit $+2$.

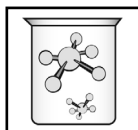
Les exemples ci-dessous ont été élaborés à partir des règles d'oxydation de l'annexe.

Déterminer le nombre d'oxydation des éléments écrits en **gras**.

Exemple 1



La règle 4 indique que le nombre d'oxydation de $\text{H}^{1+} = +1$ et la règle 5 indique que $\text{O}^{2-} = -2$. Ces nombres peuvent être écrits à l'endroit approprié comme indiqué.



La charge totale est calculée à la ligne du bas, c.-à-d. pour H, $+1 \times 1 = +1$; pour O, $-2 \times 3 = -6$

| | | |
|----|---|----------------|
| +1 | ? | -2 |
| H | N | O ₃ |
| +1 | ? | -6 |

Les nombres d'oxydation sont écrits sur la ligne du haut.

Les charges totales sont écrites sur la ligne du bas.

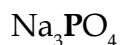
La règle 3 dit que la somme des charges du bas doit égaler 0. Ainsi, le ? sur la ligne du bas doit être +5.

| | | |
|----|----|----------------|
| +1 | ? | -2 |
| H | N | O ₃ |
| +1 | +5 | -6 |

Comme il n'y a qu'un N, le nombre d'oxydation de N doit être +5.

| | | |
|----|----|----------------|
| +1 | +5 | -2 |
| H | N | O ₃ |
| +1 | +5 | -6 |

Exemple 2



La règle 6 indique que le nombre d'oxydation de $\text{Na}^{1+} = +1$ et la règle 5 indique que $\text{O}^{2-} = -2$. Ces nombres peuvent être écrits à l'endroit approprié comme indiqué. La charge totale est calculée au bas, c.-à-d. pour O, $-2 \times 4 = -8$; et pour Na, $+1 \times 3 = +3$.

| | | |
|-----------------|---|----------------|
| +1 | ? | -2 |
| Na ₃ | P | O ₄ |
| +3 | ? | -8 |

Les nombres d'oxydation sont écrits sur la ligne du haut.

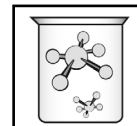
Les charges totales sont écrites sur la ligne du bas.

La règle 3 indique que la somme des charges du bas doit égaler 0. Ainsi, le ? sur la ligne du bas doit être +5.

| | | |
|-----------------|----|----------------|
| +1 | ? | -2 |
| Na ₃ | P | O ₄ |
| +3 | +5 | -8 |

Comme il n'y a qu'un P, le nombre d'oxydation de P doit être +5.

| | | |
|-----------------|----|----------------|
| +1 | +5 | -2 |
| Na ₃ | P | O ₄ |
| +3 | +5 | -8 |



Exemple 3



Il s'agit d'un ion complexe dont la charge totale est 2-. Cette fois, les charges de la ligne du bas égalent 2-. La règle 5 indique que le nombre d'oxydation d'O est -2.

| | | |
|-----------------|----------------|--|
| ? | -2 | |
| Cr ₂ | O ₇ | |
| ? | -14 | |

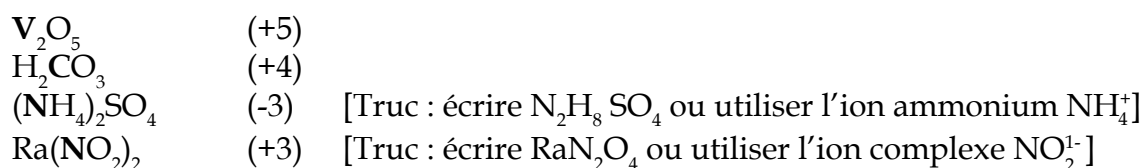
Selon la règle 3, $-14 + ? = -2$, donc le ? doit être +12.

| | | |
|-----------------|----------------|--|
| ? | -2 | |
| Cr ₂ | O ₇ | |
| +12 | -14 | |

Cependant, il y a deux atomes Cr; par conséquent, le nombre d'oxydation de chaque Cr doit être +6.

| | | |
|-----------------|----------------|--|
| +6 | -2 | |
| Cr ₂ | O ₇ | |
| +12 | -14 | |

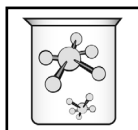
Autres exemples :



Cette méthode est très visuelle. Certains textes utilisent une solution purement algébrique qui fonctionne pour certains élèves.

Exercice

Inviter les élèves à déterminer le nombre d'oxydation du soufre dans chacun des composés suivants : Na_2SO_4 , H_2S , S , S_2Cl_2 , SO_2 et $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Leur demander également d'organiser ces substances par ordre croissant du nombre d'oxydation.



En fin

1

Inviter les élèves à compléter un cadre de comparaison pour les concepts d'oxydation et de réduction (voir @ l'annexe 22). Voir @ l'annexe 23 pour un exemple de réponse.

2

Proposer aux élèves de répondre aux questions suivantes dans leur carnet scientifique :

- Comment le pourrissement des aliments est-il lié à l'oxydation et à la combustion?
- Explique en quoi la combustion et la rouille sont des processus similaires et pourtant assez différents.

En plus

Bien des textes mentionnent souvent l'état d'oxydation des hydrures, des peroxydes et des superoxydes. La courte note ci-dessous devrait aider l'enseignant à fournir aux élèves des explications claires et être considérée comme un complément au cours.

1. Les hydrures ioniques sont formés lorsque l'hydrogène réagit avec un métal réactif comme ceux qui font partie des métaux alcalins et de la famille des alcalino-terreux.

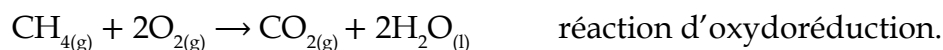
Exemples :

NaH : le nombre d'oxydation de H est -1

BaH₂ : le nombre d'oxydation de H est -1

AlH₃ : le nombre d'oxydation de H est -1

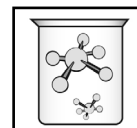
2. Les hydrures covalents sont formés lorsque l'atome d'hydrogène est lié en covalence à l'atome d'un autre élément. Il y a deux types d'hydrures covalents : les hydrures contenant des unités moléculaires distinctes comme CH₄ et NH₃ et ceux qui ont des structures plus complexes, tels que (BeH₂)_x et (AlH₃)_x.



Le carbone de CH₄ a un nombre d'oxydation de -4, qui va jusqu'à +4 dans CO₂, tandis que l'atome d'oxygène va de 0 dans l'oxygène libre à -2 dans CO₂ et H₂O.

3. Le calcium, le strontium et le baryum, des métaux alcalino-terreux, forment des peroxydes ioniques qui sont généralement considérés comme des exceptions aux règles normales d'attribution des nombres d'oxydation de l'oxygène. Les peroxydes ioniques combinés à l'eau ou à un acide dilué produisent de l'H₂O₂ et sont tous des agents oxydants puissants.

L'ion peroxyde est O₂²⁻, dont chaque atome O a un nombre d'oxydation de -1.

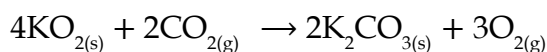


4. Superoxydes : les superoxydes sont un groupe de composés comprenant l'ion O_2^- . Dans des conditions où il y a un excès d' O_2 , les métaux alcalins subissent des réactions de combustion qui génèrent plusieurs produits différents : des oxydes, des peroxydes et des superoxydes. L'ion superoxyde O_2^- a un nombre d'oxydation de $\frac{1}{2}$.

Le potassium, le rubidium et le césium forment des composés superoxydes stables qui se décomposent lorsqu'ils entrent en contact avec l'eau, libérant de l'oxygène gazeux. Cette réaction est utilisée dans les appareils respiratoires autonomes. La vapeur d'eau de l'air expiré des poumons amorce la réaction, libérant de l'oxygène gazeux.



Le KO_2 réagit avec le dioxyde de carbone expiré par les poumons pour libérer encore plus d'oxygène gazeux.

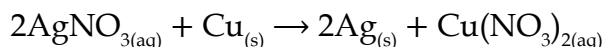


Comme toujours, faire l'essai de tous les exemples avant de les soumettre comme problèmes aux élèves, au cas où il y aurait des nombres d'oxydation fractionnaires. Ce n'est pas tellement un problème dans le présent résultat, mais cela pourrait le devenir lorsque les élèves devront équilibrer les réactions d'oxydoréduction dans le résultat d'apprentissage C12-1-10 (p. ex., Fe_3O_4 où le nombre d'oxydation de Fe devrait être $+8/3$).

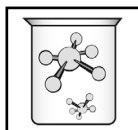
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Soumettre aux élèves une réaction chimique. Leur demander d'identifier la substance oxydée et la substance réduite et de déterminer le nombre d'électrons perdus et gagnés pour conserver la charge. Les élèves devraient pouvoir écrire les demi-réactions, bien qu'à ce stade, l'enseignant n'utiliserait probablement pas ce terme. On peut prendre, par exemple, des réactions qui ont été étudiées en 11^e année, notamment :



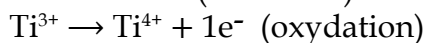
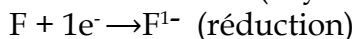
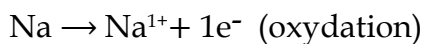
Les élèves devraient être en mesure d'enlever les ions spectateurs des réactions.



2

Donner aux élèves des réactions et leur demander de déterminer lesquelles seraient des réactions d'oxydation ou de réduction. Les élèves devraient pouvoir expliquer leurs réponses.

Exemples :



Lancer un autre défi aux élèves avec la réaction suivante :



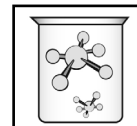
3

Inviter les élèves à répondre à la question suivante :

- *Pourquoi les réactions d'oxydation et de réduction doivent-elles se produire ensemble?*

4

Demander aux élèves de déterminer les nombres d'oxydation des atomes dans des composés et des ions. Il y a une foule de textes qui renferment des exemples et des feuilles de travail pour aider les élèves à pratiquer l'assignation des nombres d'oxydation.



Bloc E : Les réactions d'oxydoréduction

L'élève sera apte à :

- C12-1-10** distinguer les réactions d'oxydoréduction de celles qui ne le sont pas, entre autres l'agent oxydant, l'agent réducteur, la substance oxydée et la substance réduite;
RAG : D3
- C12-1-11** équilibrer des réactions d'oxydoréduction à l'aide de méthodes redox, entre autres des solutions basiques et acides;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs.
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggérées

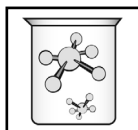
En tête

Démonstration

Préparer un bécher d'une solution de nitrate d'argent en faible concentration et y ajouter un bout de fil de cuivre nu enroulé. Inviter les élèves à observer et à se rappeler les notions relatives aux réactions chimiques apprises en 11^e année. Leur demander de proposer une explication. Est-ce que la réaction inverse se produit?

Dès la 10^e année, les élèves ont été initiés à la conservation des atomes dans une réaction (S2-2-06) et en chimie de 11^e année, à la conservation des atomes et de la masse dans une réaction chimique (C11-3-05, C11-3-12 et C11-3-13).

Utiliser une solution faible de nitrate de cuivre et de l'argent pour démontrer la réaction inverse non spontanée de la démonstration ci-dessus.



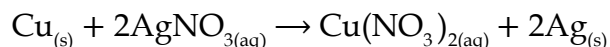
En quête

Enseignement direct – les réactions d’oxydoréduction

Si désiré, faire la démonstration d’un certain nombre de solutions réactives donnant lieu à des réactions d’oxydation-réduction (p. ex., cuivre plus sulfate de zinc et zinc plus sulfate de cuivre). Les possibilités qui sont les plus éloignées dans le tableau du potentiel de réduction normal donneraient lieu aux réactions les plus rapides. Présenter des exemples assez détaillés comme ceux qui figurent ci-dessous pour aider les élèves à bien comprendre les concepts d’oxydation et de réduction ainsi que la perte et le gain d’électrons. Il est essentiel qu’ils comprennent ces notions pour réussir le regroupement 6 : *L’électrochimie*.

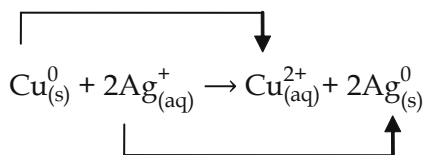
Exemple :

Équation ionique :

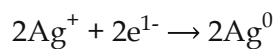


Équation ionique nette :

Électrons perdus (oxydation)



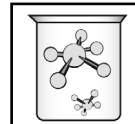
Électrons gagnés (réduction)



Inviter les élèves à noter ce qui suit :

- Un agent réducteur provoque la réduction d’une autre espèce.
- Un agent oxydant provoque l’oxydation d’une autre espèce.
- La substance oxydée, Cu^0 , est l’agent réducteur (aussi appelé donneur d’électrons).
- L’élément réduit, Ag^+ , est l’agent oxydant (aussi appelé accepteur d’électrons).

Dans certains manuels, on définit l’oxydation comme l’augmentation de l’état d’oxydation et la réduction comme étant la diminution de l’état d’oxydation.



S'assurer que les élèves comprennent que chaque atome de cuivre solide (métal) perd deux électrons pour former l'ion cuivre (II). Deux ions argent captent chacun l'un des électrons du cuivre pour former deux atomes d'argent. Le cuivre est « oxydé » et l'argent est « réduit » – une réaction de transfert d'électrons par oxydation/réduction ou réaction d'oxydoréduction.

Chaque perte d'électrons d'une molécule doit être compensée par un gain d'un nombre égal d'électrons dans une autre molécule. L'oxydation et la réduction se produisent toujours simultanément dans les réactions. Si une réaction ne comporte pas de transfert d'électrons, alors elle ne peut être considérée comme une réaction d'oxydoréduction.

Activité de laboratoire – les réactions d'oxydoréduction

Proposer aux élèves de mener l'activité de laboratoire décrite à ☺ l'annexe 24.

Résolution de problèmes

Proposer aux élèves de résoudre des problèmes d'oxydoréduction (voir ☺ l'annexe 25).

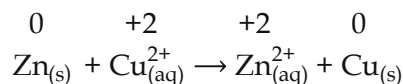
Voici un exemple de problème avec la solution :

Pour la réaction $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + \text{Cu}_{(s)}$:

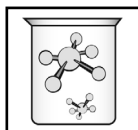
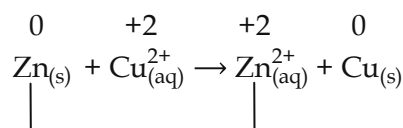
- 1) indique si c'est une réaction d'oxydoréduction ou non;
- 2) si c'est une réaction d'oxydoréduction, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Solution :

Étape 1 : Assigne les nombres d'oxydation de chaque substance d'après les règles d'assignation des nombres d'oxydation.

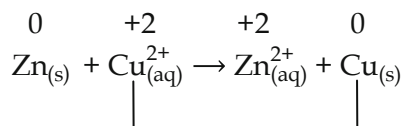


Étape 2 : Remarque quel réactif perd des électrons. C'est la substance oxydée.



L'atome Zn perd deux électrons et forme Zn^{2+} , donc il est oxydé. Zn est aussi l'agent réducteur, car il fournit des électrons au réactif réduit.

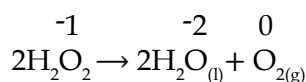
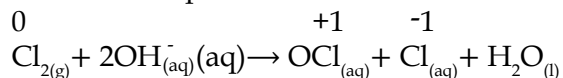
Étape 3 : Remarque quel réactif gagne des électrons. Ce sera la substance réduite.



L'ion Cu^{2+} gagne deux électrons et forme l'atome Cu, donc Cu^{2+} est réduit. Cu^{2+} est aussi l'agent oxydant, car il capte des électrons du réactif oxydé.

Étape 4 : Vérifie s'il y a une réaction de réduction et une réaction d'oxydation. Si les deux réactions se produisent, c'est une réaction d'oxydoréduction.

Un type spécial de réaction d'oxydoréduction se produit quand deux éléments du même composé changent de nombre d'oxydation. On l'appelle parfois la réaction de dismutation. En voici deux exemples :



Les étapes 2 et 3 confirment qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

Animation

Metals in Aqueous Solutions :

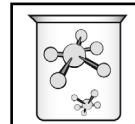
<http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html>.

Ce site Web illustre une réaction d'oxydoréduction à l'échelle moléculaire lorsqu'un métal est immergé dans une solution ionique aqueuse (site en anglais). Demander aux élèves de prédire ce qui se produira avant de placer le métal dans la solution.

Enseignement direct - équilibrer les réactions d'oxydoréduction

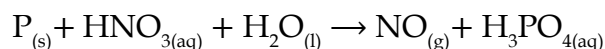
Présenter aux élèves les étapes suivantes pour équilibrer une réaction d'oxydoréduction selon la méthode de variation du nombre d'oxydation. Cette méthode permet d'équilibrer une équation d'oxydoréduction en comparant la diminution et l'augmentation des nombres d'oxydation, c.-à-d. le nombre d'électrons perdus et gagnés.

L'oxydoréduction a des liens directs avec l'électrochimie donc le regroupement 6 pourrait être enseigné directement après ce regroupement ou le résultat d'apprentissage C12-1-11 pourrait être présenté au regroupement 6 plutôt qu'au regroupement 1.

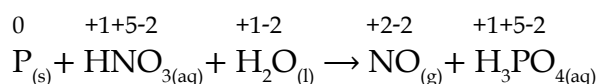


Exemple 1 :

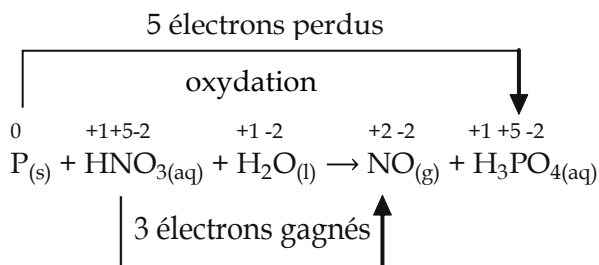
Suivre les étapes indiquées pour équilibrer la réaction chimique ci-dessous.



1. Assigne les nombres d'oxydation à tous les atomes de la réaction. Écris le nombre au-dessus de l'atome approprié.

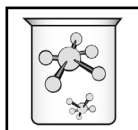
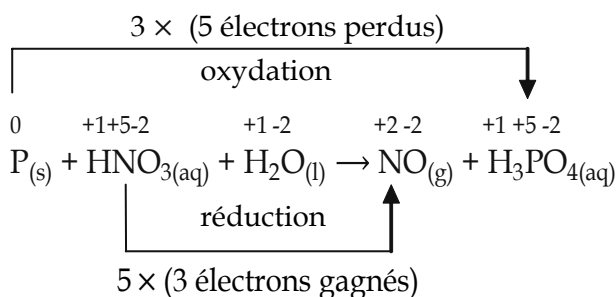


2. Indique quels atomes sont oxydés et lesquels sont réduits. Trace une ligne pour relier les atomes qui sont oxydés et ceux qui sont réduits. Écris le nombre d'électrons gagnés/perdus à mi-chemin de la ligne.

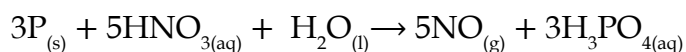


Il existe deux méthodes de base pour équilibrer les réactions d'oxydo-réduction. Étant donné que cette courte section a été conçue en tant qu'introduction à l'oxydoréduction, seule la méthode fondée sur le nombre d'oxydation est présentée. L'autre méthode efficace, fondée sur les demi-réactions, sera présentée plus en détail au regroupement 6 au cours d'une discussion sur le potentiel d'oxydation et la série électrochimique. De façon générale, si la réaction est écrite sous forme moléculaire, comme dans le premier exemple, on tiendra déjà compte de la base ou de l'acide dans la réaction. Dans le cas de réactions ioniques en solution aqueuse, des ions H⁺ ou OH⁻ doivent être ajoutés du côté approprié pour équilibrer la charge ionique et les espèces élémentaires. Les exemples présentés illustrent clairement ce concept.

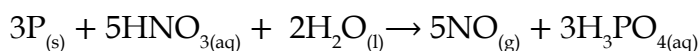
3. Équilibre les nombres d'électrons perdus et gagnés en plaçant les coefficients comme suit :



4. Place le coefficient 3 devant P_(s) et H₃PO₄ et place le coefficient 5 devant HNO₃ et NO.

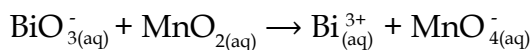


5. Équilibre tous les atomes comme il se doit et fais une vérification finale pour voir si tous les atomes et les charges sont équilibrés. Équilibre d'abord les métaux, puis les non-métaux. Ensuite, fais de même pour l'hydrogène et termine avec l'oxygène. En suivant ces étapes, souvent, les nombres plus complexes de l'atome O sont déjà déterminés.

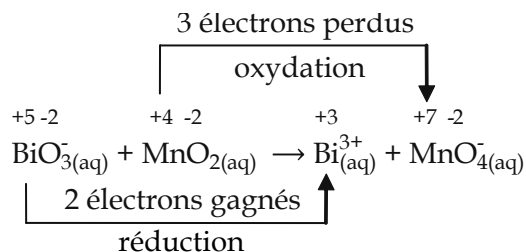


Exemple 2 : Solution acide

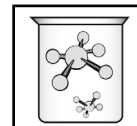
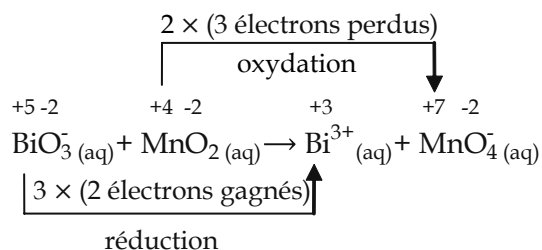
Équilibre la réaction d'oxydoréduction en solution aqueuse qui se produit en solution acide.



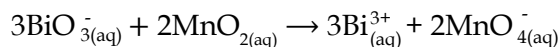
1. Assigne les nombres d'oxydation à tous les atomes de la réaction. Écris le nombre *au-dessus* des atomes appropriés et indique le nombre d'électrons perdus et gagnés.



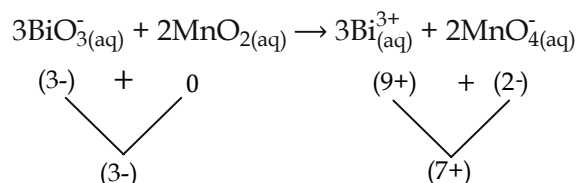
2. Équilibre les nombres d'électrons perdus et gagnés en utilisant les coefficients appropriés.



3. Écris les coefficients devant l'espèce appropriée.



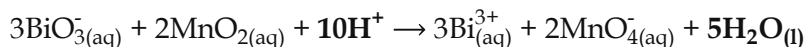
4. Additionne les charges ioniques et équilibre la réaction avec H^+ sachant que la réaction se produit dans une solution **acide**.



Il faudrait ajouter 10 ions H^+ du côté gauche de la réaction pour équilibrer les charges ioniques.

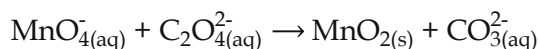


5. Ajoute ensuite de l'eau du côté opposé pour équilibrer les nombres d'atomes H et O.

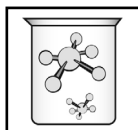
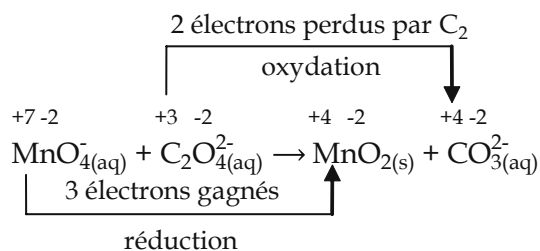


Exemple 3 : Solution basique

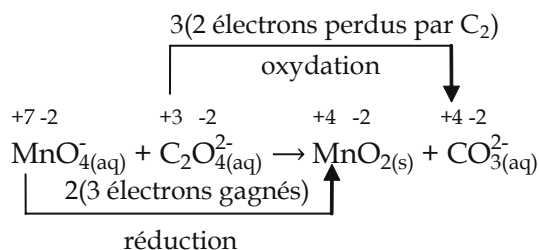
Équilibre la réaction d'oxydoréduction aqueuse suivante qui se produit en *solution basique*.



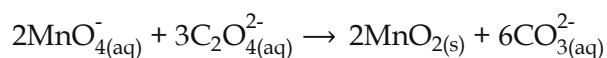
1. Assigne les nombres d'oxydation à tous les atomes de la réaction. Écris ces nombres au-dessus des atomes appropriés et indique les nombres d'électrons perdus et gagnés.



2. Équilibre les électrons perdus et gagnés en utilisant les coefficients.

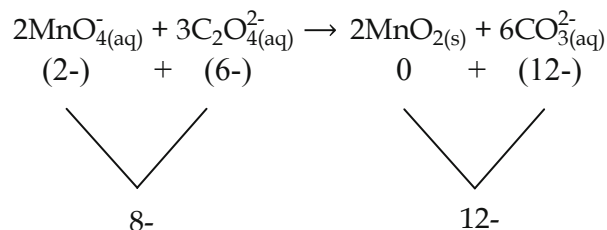


3. Écris les coefficients devant les espèces appropriées.



Remarque qu'il faut $6CO_3^{2-}$ pour équilibrer les atomes C dans $3C_2O_4^{2-}$.

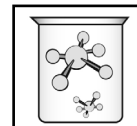
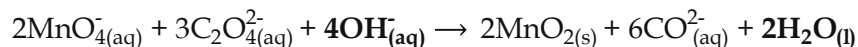
4. Additionne les charges ioniques et fais l'équilibrage avec les ions OH^- sachant que la réaction se produit en solution **basique**.



Il faudrait ajouter quatre ions OH^- à la partie gauche de la réaction pour équilibrer la charge ionique.

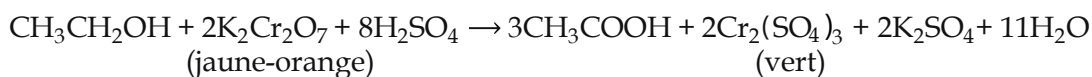


5. Ajoute alors de l'eau au côté opposé de la réaction pour équilibrer le nombre d'atomes H et O.



Démonstration

Le test à l'ivressomètre s'appuie sur la réaction d'oxydoréduction indiquée ci-dessous. On peut lancer un défi aux élèves et leur demander d'équilibrer cette réaction.



Historiquement, avant que la spectrophotométrie laser occupe une place prédominante dans l'équipement mobile d'analyse du taux d'alcool dans l'haleine, le conducteur devait souffler dans une solution de dichromate de potassium de couleur orange vert. Lorsque l'éthanol (s'il était présent dans l'échantillon) réagissait avec l'acide, la solution devenait de plus en plus verte. Le degré de changement était ensuite mesuré au moyen d'un simple spectrophotomètre. À mesure que la longueur d'onde de la lumière émise s'approchait du vert, elle indiquait une plus grande quantité d'alcool dissous dans l'air expiré. Ces réactifs traditionnels sont facilement accessibles dans la plupart des laboratoires d'école. On peut bâtir un ivressomètre rudimentaire et y injecter des bulles d'éthanol dénaturé pour tester le changement de couleur. Un rince bouche ordinaire représente une source efficace et sécuritaire d'alcool pour simuler l'haleine d'un conducteur avec les facultés affaiblies.

Poser la question suivante aux élèves :

- Qu'arriverait-il si on ajoutait du méthanol ou de l'isopropanol au lieu de l'éthanol?

En fin

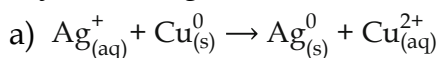
Inviter les élèves à créer une analogie illustrant chacun des termes suivants : oxydation, réduction, agent oxydant et agent réducteur.

Stratégies d'évaluation suggérées

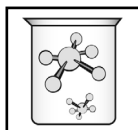
1

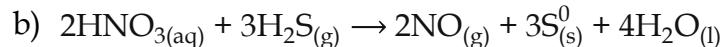
Proposer aux élèves de résoudre des problèmes visant à identifier les réactions d'oxydoréduction et celles qui n'en sont pas. Les élèves pourront également identifier l'agent oxydant, l'agent réducteur, la substance oxydée et la substance réduite dans une réaction d'oxydoréduction. Ici, nous utiliserons la convention selon laquelle la « substance » est généralement une espèce atomique, donc nous n'utiliserons pas une notation ionique (p. ex., N au lieu de N⁵⁺). L'enseignant peut utiliser, s'il le désire, d'autres façons de décrire la substance oxydée ou réduite, mais il est important de toujours utiliser la même notation.

Pour ces exemples de réactions, identifier : la *substance oxydée*, la *substance réduite*, l'*agent oxydant* et l'*agent réducteur*.



(La réaction s'écrit comme suit : $\text{Cu}_{(\text{s})} + 2\text{AgNO}_{3(\text{aq})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})} + 2\text{Ag}_{(\text{s})}$)





Quelle substance est oxydée?

a) $\text{Cu}_{(\text{s})}^0$

b) S

Quelle substance est réduite?

a) $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+$

b) N

Quel est l'agent oxydant?

a) $\text{Cu}_{(\text{s})}^0$

b) $\text{HNO}_{3(\text{aq})}$

Quel est l'agent réducteur?

a) $\text{Cu}_{(\text{s})}^0$

b) $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$

2

Demander aux élèves de décrire les termes *agent oxydant*, *agent réducteur*, *substance oxydée* et *substance réduite* à l'aide de l'approche tripartite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.22).

3

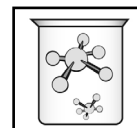
Inviter les élèves à équilibrer les équations d'oxydoréduction à l'aide des notes explicatives (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 13.14).

4

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

5

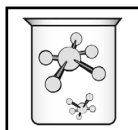
Évaluer le rapport d'expérience des élèves.



Bloc F : Applications pratiques des réactions d'oxydoréduction

L'élève sera apte à :

- C12-1-12** mener une recherche sur les applications pratiques des réactions redox, *par exemple carburant à fusée, feux d'artifice, agent de blanchiment, photographie, extraction de métaux à partir de minerai, fabrication de l'acier, recyclage de l'aluminium, piles à combustible, batteries, enlèvement des taches de ternissure, horloge à fruit, mise en évidence de sang à des fins judiciaires à l'aide de luminol, chimioluminescence/bioluminescence, dégraissage électrolytique, électrodéposition (galvanoplastie), gravure chimique, antioxydants/agents de conservation;*
RAG : B1, B2, B4, D3
- C12-0-R1** tirer des informations d'une variété de sources et en faire la synthèse, entre autres imprimées, électroniques et humaines;
RAG : C2, C4, C6
- C12-0-R2** évaluer l'information obtenue afin de déterminer l'utilité des renseignements, *par exemple l'exactitude scientifique, la fiabilité, le degré d'actualité, la pertinence, l'objectivité, les préjugés;*
RAG : C2, C4, C5, C8
- C12-0-R3** citer ou noter des références bibliographiques selon les pratiques acceptées;
RAG : C2, C6
- C12-0-R4** communiquer l'information sous diverses formes en fonction du public cible, de l'objectif et du contexte;
RAG : C5, C6
- C12-0-G1** collaborer avec les autres afin d'assumer les responsabilités et d'atteindre les objectifs d'un groupe;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G2** susciter et clarifier des questions, des idées et des points de vue divers lors d'une discussion, et y réagir;
RAG : C2, C4, C7
- C12-0-G3** évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7



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

Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Inviter les élèves à faire une recherche rapide dans Internet sur différentes applications des réactions d'oxydoréduction et à partager leurs résultats avec la classe.

En quête

Recherche - applications pratiques de réactions d'oxydoréduction

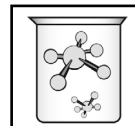
Proposer aux élèves de faire une recherche sur une application pratique de réactions d'oxydoréduction (voir @ l'annexe 26). Leur demander de partager l'information recueillie selon la méthode de leur choix (p. ex., exposé oral, brochure informative, affiche). Des éléments

de contenu pour cette présentation pourraient inclure la réaction d'oxydoréduction équilibrée, l'effet du processus sur l'environnement et la consommation d'énergie par cette réaction. Déterminer les critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient inclure des éléments touchant le contenu et la présentation.

Les renseignements qui suivent visent à servir d'introduction pour chacun des exemples dans le résultat d'apprentissage et pourraient s'ajouter à la liste établie par les élèves dans la section « En tête ». Choisir des exemples qui correspondent aux intérêts et expériences des élèves et de l'enseignant. Compléter le matériel présenté à la page suivante par des recherches d'information dans les ressources habituelles comme Internet, certains manuels, encyclopédies et

Ce résultat d'apprentissage a été placé ici pour que l'enseignant puisse assigner aux élèves une recherche dès le début de l'année scolaire, afin qu'ils rassemblent des données et des idées sur une longue période. Organiser des présentations de groupe durant le regroupement sur l'électrochimie à la fin du cours. Attirer l'attention des élèves sur l'effet de ces processus sur l'environnement et sur leur consommation d'énergie.

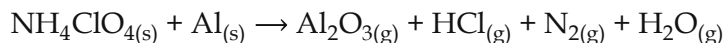
Encourager les élèves à faire des recherches et à préparer des démonstrations pour appuyer leurs présentations.



revues, et auprès de spécialistes. Idéalement, demander aux élèves de fournir de l'information provenant de leur propre sphère d'expériences.

Carburant à fusée

Chaque propulseur fusée solide de la navette spatiale utilisé durant les deux premières minutes du lancement contient 495 000 kg d'un mélange explosif de perchlorate d'ammonium et d'aluminium :

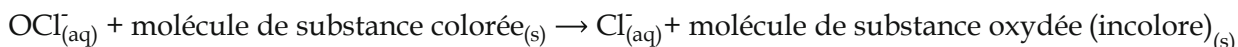


Feux d'artifice

La chaleur et la poussée produites par une pièce pyrotechnique sont le résultat de réactions d'oxydoréduction exothermiques. En général, une pièce pyrotechnique est composée d'un agent oxydant comme le perchlorate de potassium, d'un combustible comme l'aluminium ou le magnésium, d'un liant et de certaines substances chimiques pour les effets spéciaux (couleurs, étincelles et fumée). À titre d'exemple, la couleur verte des feux d'artifice est produite grâce à un composé de baryum et les étincelles dorées sont produites grâce à l'ajout de limaille de fer ou de charbon.

Agent de blanchiment pour l'entretien ménager

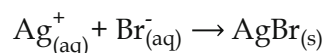
Grâce au processus d'oxydation, les couleurs indésirables (taches) sont enlevées (oxydées) par l'agent de blanchiment. La couleur est le résultat du mouvement d'électrons entre différents niveaux d'énergie des atomes du matériel.



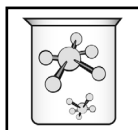
Photographie

Il existe trois réactions d'oxydoréduction différentes en photographie noir et blanc :

1. Le négatif du film est une émulsion de bromure d'argent :

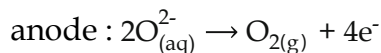
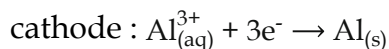


2. Le film est traité et l' $\text{Ag}_{(aq)}^+$ résiduel est converti en argent libre par un agent réducteur. La partie AgBr qui n'a pas réagi est enlevée par immersion dans une solution appropriée. Cette étape produit le négatif.
3. Le négatif est ensuite imprimé sur du papier photographique.



Extraction de métaux à partir de minerai

L'aluminium est extrait de l'oxyde d'aluminium (bauxite raffinée) par électrolyse suivant le procédé de Hall-Heroult.



Ce procédé consomme d'énormes quantités d'énergie électrique. Le recyclage de l'aluminium est beaucoup plus économique que le procédé effectué à partir de la bauxite.

Le cuivre, l'argent, l'or, le platine et le palladium sont les seuls métaux de transition qui présentent une réactivité assez faible pour être présents dans la nature sans être combinés à d'autres éléments.

Production de l'acier

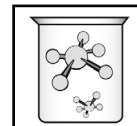
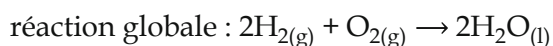
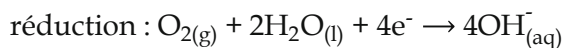
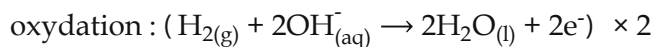
Le procédé à l'oxygène constitue la méthode de base la plus courante pour purifier le fer. Les mitrilles d'acier sont mélangées au fer de fonte dans un haut fourneau, puis on ajoute de l'oxygène (par injection) pour oxyder les impuretés.

Recyclage de l'aluminium

Tous les produits de l'aluminium peuvent être recyclés après usage. Les rebuts en aluminium sont généralement transportés par camion jusqu'au centre de recyclage où ils sont vérifiés et triés pour en déterminer la composition et la valeur. S'il est impossible de déterminer leur qualité, l'aluminium sera d'abord passé entre de gros aimants pour enlever tout métal ferreux, et selon le type de contamination présent, certains rebuts devront être soumis à d'autres traitements. Pour les canettes de boissons, par exemple, il faut enlever la laque qui les recouvre avant de pouvoir récupérer l'aluminium.

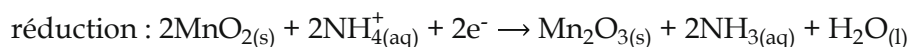
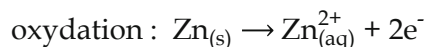
Piles à combustible

La pile à combustible la plus courante est la pile hydrogène-oxygène, utilisée dans la navette spatiale. Certains constructeurs d'automobiles utilisent maintenant des piles à combustible comme sources d'énergie.

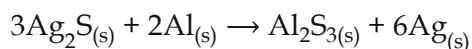


Batteries/piles

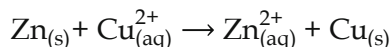
Le flux des électrons dans une pile ou une batterie est généré par l'oxydation du zinc dans la pile et la réduction de MnO_2 . Voici les réactions qui se produisent :

*Enlèvement des ternissures*

La ternissure de l'argent est faite d' Ag_2S et résulte de la réaction d'oxydoréduction mettant en jeu des sulfures de l'environnement. Pour enlever les ternissures, on fait réagir l'aluminium comme suit :

*Horloge à fruit*

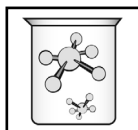
En insérant deux électrodes de différents métaux dans un morceau de fruit (comme le citron) et en les reliant par des fils électriques on peut générer un courant électrique et alimenter une horloge rudimentaire à cristaux liquides :

*Mise en évidence de sang à des fins judiciaires à l'aide de luminol*

Pour réaliser un test au luminol, les criminalistes n'ont qu'à vaporiser la solution de luminol partout où ils pensent trouver des taches de sang. Si le mélange de luminol vient en contact avec des globules rouges, le fer de l'hémoglobine accélérera une réaction entre le peroxyde d'hydrogène et le luminol. Dans cette réaction d'oxydation, le luminol perd des atomes d'azote et d'hydrogène et capte des atomes d'oxygène, d'où la formation d'un composé appelé 3-aminophthalate. Le 3-aminophthalate se présente à l'état excité, les électrons des atomes d'oxygène étant propulsés sur une orbite supérieure. Les électrons retombent rapidement à un niveau d'énergie moins élevé (état fondamental) en émettant un surplus de luminescence sous forme de photon lumineux. Quand le fer accélère la réaction, la lumière émise est assez brillante pour qu'on la voie dans le noir.

Chimioluminescence/bioluminescence

La plupart des méthodes de chimioluminescence n'utilisent que quelques composants chimiques pouvant produire de la lumière. La chimioluminescence du luminol et celle du peroxyoxalate sont toutes deux utilisées dans des méthodes bioanalytiques. Dans chaque système, un « combustible » est chimiquement oxydé pour générer un produit à l'état excité. Dans bien des méthodes utilisant le luminol, c'est ce produit excité qui émet la lumière signalant la présence de sang. Dans la chimioluminescence liée au peroxyoxalate, le produit initial à l'état excité n'émet pas de lumière du tout; il réagit plutôt avec un autre composé, souvent un composé qui est aussi viable comme colorant fluorescent, et c'est ce fluorophore qui devient excité et émet de la lumière.



La bioluminescence est une lumière produite par une réaction chimique à l'intérieur d'un organisme. Au moins deux produits chimiques sont en présence; celui qui produit la lumière est généralement appelé « luciférine » et celui qui alimente ou catalyse la réaction s'appelle « luciférase ».

Dégraissage électrolytique

La couche de sels de mer sur des objets de métal est enlevée à l'aide d'un processus électrochimique. Une pile voltaïque est couplée à une cathode, l'objet lui-même, et à une anode d'acier inoxydable dans une solution basique. Les ions chlorure sont enlevés au passage du courant électrique.

Dans une autre méthode, les bactéries convertissent les ions sulfate en un gaz (sulfure d'hydrogène) permettant le dépôt d'une couche de sulfure d'argent sur les pièces de monnaie et les lingots d'argent après une longue période d'immersion au fond de l'océan. Dans une pile électrolytique, l'argent du sulfure d'argent peut être réduit sous sa forme métallique et récupéré (Dingrando et *al.*, 2005 : 684).

Électrodéposition

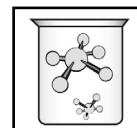
La technique utilisée dans la galvanoplastie s'appelle l'électrodéposition (p. ex., dans la production de CD). L'objet à recouvrir est placé dans un contenant renfermant une solution d'un ou de plusieurs sels métalliques. L'objet est branché à un circuit électrique, formant la cathode (électrode négative) du circuit tandis qu'une électrode généralement faite du même métal à appliquer forme l'anode (positive). Quand un courant électrique passe dans le circuit, les ions métalliques en solution sont attirés vers l'objet, formant une couche du métal sur l'objet. Cependant, il faut une grande habileté et une bonne maîtrise du procédé pour assurer l'uniformité du dépôt métallique sur le produit fini. Ce procédé est similaire à une pile galvanique inversée.

Gravure photochimique

Ce procédé consiste à utiliser les rayons ultraviolets pour transférer un motif sur une pièce de métal. Les produits chimiques sont ensuite appliqués pour enlever certaines parties du motif, créant ainsi un dessin complexe sur le métal (Dingrando et *al.*, 2005 : 641).

Antioxydants/agents de préservation

L'oxydation peut faire pourrir les aliments et dégrader d'autres matières organiques (p. ex., la peau chez les humains). Les antioxydants aident à réduire la dégradation de certains acides aminés essentiels et la perte de certaines vitamines. Les antioxydants comme la vitamine C, la vitamine E, le BHT (butylhydroxytoluène), le HAB (butylhydroxyanisole), les sulfites et le dioxyde de soufre réagissent plus facilement avec l'oxygène que les aliments, ce qui empêche la dégradation des aliments.



Stimulateur cardiaque

Mis au point par un Canadien (John Hopps) dans les années 1940, le stimulateur cardiaque envoie des impulsions électriques au muscle cardiaque afin de régulariser les battements du cœur. L'énergie du stimulateur cardiaque est fournie par une pile qui dure sept ans.

Prévention de la corrosion

L'utilisation de peinture, ou d'un autre revêtement protecteur, permet de protéger les structures d'acier de la corrosion. Des anodes sacrificielles de magnésium, de zinc ou d'un autre métal actif sont aussi utilisées pour prévenir la corrosion.

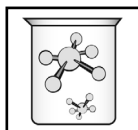
En fin

Inviter les élèves à faire une autoévaluation de leur travail de groupe (voir @ l'annexe 27).

Stratégies d'évaluation suggérées

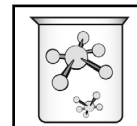
1

Évaluer les présentations des élèves selon les critères établis.



LISTE DES ANNEXES

| | |
|--|-------|
| ANNEXE 1 : Élaboration de règles de solubilité | 1.62 |
| ANNEXE 2 : Élaboration de règles de solubilité – Renseignements pour l’enseignant | 1.63 |
| ANNEXE 3 : Règles de solubilité | 1.66 |
| ANNEXE 4 : Prédiction des réactions de précipitation | 1.67 |
| ANNEXE 5 : Tableau des couleurs | 1.69 |
| ANNEXE 6 : Identification de solutions inconnues – Renseignements pour l’enseignant | 1.70 |
| ANNEXE 7 : Habiletés de l’élève en laboratoire – Renseignements pour l’enseignant..... | 1.72 |
| ANNEXE 8 : Liste de contrôle des habiletés de laboratoire – Habiletés générales | 1.75 |
| ANNEXE 9 : Liste de contrôle des habiletés de laboratoire – Capacité de raisonnement.. | 1.76 |
| ANNEXE 10 : Notes explicatives – Écriture des équations ioniques nettes | 1.77 |
| ANNEXE 11 : Exercice – Écriture des équations ioniques nettes | 1.78 |
| ANNEXE 12 : Laboratoire de titrage | 1.79 |
| ANNEXE 13 : Laboratoire de titrage – Renseignements pour l’enseignant | 1.82 |
| ANNEXE 14 : Équilibrage des réactions de neutralisation | 1.85 |
| ANNEXE 15 : Expérience – Douze solutions mystères | 1.86 |
| ANNEXE 16 : Douze solutions mystères – Guide de préparation..... | 1.88 |
| ANNEXE 17 : Clé n° 1 pour l’enseignant | 1.90 |
| ANNEXE 18 : Clé n° 2 pour l’enseignant | 1.91 |
| ANNEXE 19 : Élaboration d’une échelle d’évaluation de l’expérience..... | 1.93 |
| ANNEXE 20 : Évaluation – Processus de collaboration | 1.94 |
| ANNEXE 21 : Règles sur les nombres d’oxydation..... | 1.95 |
| ANNEXE 22 : Cadre de comparaison – Oxydation et réduction | 1.96 |
| ANNEXE 23 : Cadre de comparaison – Exemple de réponse..... | 1.97 |
| ANNEXE 24 : Expérience – Les réactions d’oxydoréduction | 1.98 |
| ANNEXE 25 : Exercice – Identification des réactions d’oxydoréduction..... | 1.102 |
| ANNEXE 26 : Exemple de recherche..... | 1.103 |
| ANNEXE 27 : Réflexion individuelle sur le travail de groupe | 1.104 |



ANNEXE 1 : Élaboration de règles de solubilité

Objectif

Au cours de cette activité de laboratoire, tu devras observer des réactions de précipitation pour des solutions ioniques différentes et établir un ensemble de règles de solubilité.

Matériel

- Plaque à puits
- Compte-gouttes
- Solutions :
 - Série A : ions argent (Ag^+), ions baryum (Ba^{2+}), ions sodium (Na^+), ions ammonium (NH_4^+), ions calcium (Ca^{2+}), ions chlorure (Cl^-), ions carbonate (CO_3^{2-}), ions sulfate (SO_4^{2-}), ions nitrate (NO_3^-) et ions phosphate (PO_4^{3-})
 - Série B : ions zinc (Zn^{2+}), ions fer (Fe^{3+}), ions sodium (Na^+), ions magnésium (Mg^{2+}), ions potassium (K^+), ions chlorure (Cl^-), ions hydroxyde (OH^-), ions bromure (Br^-), ions carbonate (CO_3^{2-}) et ions acétate ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)

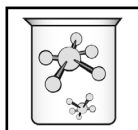
Démarche

Élabore ta propre méthode pour déterminer des règles de solubilité. Ton enseignant te remettra soit la série A, soit la série B.

***Conseil :** avant de commencer à mélanger les solutions, dessine une grille pour organiser tes observations.

Analyse

1. Les scientifiques ont élaboré une série de règles de solubilité en fonction de la solubilité d'anions avec de nombreux cations.
 - a) Énumère les cations qui n'ont pas formé de précipité.
 - b) Pour chaque anion, énumère les cations avec lesquels l'anion était insoluble (a formé un précipité).
 - c) Écris les équations moléculaire, ionique et ionique nette pour chaque réaction (n'oublie pas d'inclure les états).
2. Dresse la liste des règles de solubilité que tu as établies. Consulte un groupe qui a utilisé la série de solutions autre que la tienne et mettez en commun vos observations afin de compléter la liste des règles de solubilité. Consultez ensuite le tableau de l'annexe 5 pour déterminer comment vos résultats s'y comparent.



ANNEXE 2 : Élaboration de règles de solubilité – Renseignements pour l'enseignant

Proposer à des groupes d'élèves de faire l'expérience de laboratoire en utilisant soit la série A, soit la série B et les inviter à mettre en commun leurs observations.

Remarques : Des solutions de 1,0 mol/L peuvent être préparées au lieu de solutions 0,1 mol/L, s'il y a lieu. L'enseignant peut aussi demander aux élèves d'aider à la préparation des solutions. Il peut être souhaitable pour les élèves que les ions participant à la réaction proviennent de solutions séparées. Dans une « série A », par exemple, une solution 0,1 mol/L de NaCl pourrait être la source d'ions Na^+ et une solution 0,1 mol/L de Na_2CO_3 serait la source d'ions CO_3^{2-} . Ces solutions remplaceraient les 2 solutions 0,1 mol/L de carbonate de sodium (Na_2CO_3) étiquetées Na^+ et CO_3^{2-} mentionnées ci-dessous.

Si cette stratégie n'est pas suivie, les élèves observeront sans aucun doute des précipités « anormaux » (phénomènes) et inattendus qui peuvent être difficiles à expliquer. Il pourrait s'ensuivre une confusion, c'est pourquoi il est recommandé de procéder selon le niveau de difficulté désiré pour les élèves qui doivent expliquer les résultats.

Solutions

Préparer deux séries de solutions dans des flacons compte-gouttes de 25 mL :

Série A :

1 solution 0,1 mol/L de nitrate d'argent (AgNO_3) étiquetée Ag^+

2 solutions 0,1 mol/L de chlorure de baryum (BaCl_2) étiquetées Ba^{2+} et Cl^-

2 solutions 0,1 mol/L de carbonate de sodium (Na_2CO_3) étiquetées Na^+ et CO_3^{2-}

2 solutions 0,1 mol/L de sulfate d'ammonium ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) étiquetées NH_4^+ et SO_4^{2-}

2 solutions 0,1 mol/L de nitrate de calcium ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$) étiquetées Ca^{2+} et NO_3^-

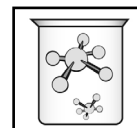
1 solution 0,1 mol/L de phosphate de potassium (K_3PO_4) étiquetée PO_4^{3-}

Série B :

1 solution 0,1 mol/L d'acétate de zinc ($\text{Zn}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$) étiquetée Zn^{2+}

2 solutions 0,1 mol/L de chlorure de fer(III) (FeCl_3) étiquetées Fe^{3+} et Cl^-

2 solutions 0,1 mol/L d'hydroxyde de sodium (NaOH) étiquetées Na^+ et OH^-



1 solution 0,1 mol/L de bromure de magnésium (MgBr_2) étiquetée Mg^{2+}

1 solution 0,1 mol/L de bromure de sodium (NaBr) étiquetée Br^-

2 solutions 0,1 mol/L de carbonate de potassium (K_2CO_3) étiquetées K^+ et CO_3^{2-}

1 solution 0,1 mol/L d'acétate de sodium ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) étiquetée $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$

Résultats probables :

Série A :

| | Cl^- | CO_3^{2-} | SO_4^{2-} | NO_3^- | PO_4^{3-} |
|------------------|------------------|--------------------|--------------------|-----------------|--------------------|
| Ag^+ | PPT | PPT | PPT | pas de réaction | PPT |
| Ba^{2+} | pas de réaction | PPT | PPT | pas de réaction | PPT |
| Na^+ | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction |
| NH_4^+ | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction |
| Ca^{2+} | pas de réaction. | PPT | PPT | pas de réaction | PPT |

PPT = précipité

1.

a) Les cations qui n'ont pas formé de précipité sont Na^+ et NH_4^+ .

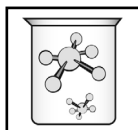
b) Cl^- a formé un précipité avec Ag^+ .

CO_3^{2-} a formé un précipité avec Ag^+ , Ba^{2+} et Ca^{2+} .

SO_4^{2-} a formé un précipité avec Ag^+ , Ba^{2+} et Ca^{2+} . Mentionnons que Ag_2SO_4 est faiblement soluble, donc il peut y avoir précipité ou non.

NO_3^- n'a formé de précipité avec aucun cation.

PO_4^{3-} a formé un précipité avec Ag^+ , Ba^{2+} et Ca^{2+} .



Série B :

| | Cl ⁻ | OH ⁻ | Br ⁻ | CO ₃ ²⁻ | C ₂ H ₃ O ₂ ⁻ |
|------------------|-----------------|-----------------|-----------------|-------------------------------|---|
| Zn ²⁺ | pas de réaction | PPT | pas de réaction | PPT | pas de réaction |
| Fe ³⁺ | pas de réaction | PPT | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction |
| Na ⁺ | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction |
| Mg ²⁺ | pas de réaction | PPT | pas de réaction | PPT | pas de réaction |
| K ⁺ | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction | pas de réaction |

1.

a) Les cations qui n'ont pas formé de précipité sont Na⁺ et K⁺

b) Cl⁻ n'a formé de précipité avec aucun cation.

OH⁻ a formé un précipité avec Zn²⁺, Fe³⁺ et Mg²⁺.

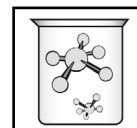
Br⁻ n'a formé de précipité avec aucun cation.

CO₃²⁻ a formé un précipité avec Zn²⁺ et Mg²⁺.

C₂H₃O₂⁻ n'a formé de précipité avec aucun cation.

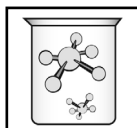
2. Règles de solubilité

- i) La plupart des sels nitrates (NO₃⁻) sont solubles.
- ii) La plupart des sels contenant des ions métalliques alcalins (Li⁺, Na⁺, K⁺, Rb⁺, Cs⁺) et l'ion ammonium (NH₄⁺) sont solubles.
- iii) La plupart des sels de chlorure (Cl⁻), de bromure (Br⁻) et d'iodure (I⁻) sont solubles. Les sels contenant des ions Ag⁺, Pb²⁺ et Hg₂²⁺ sont des exceptions marquantes.
- iv) La plupart des sels de sulfate (SO₄²⁻) sont solubles. BaSO₄, PbSO₄, HgSO₄ et CaSO₄ sont des exceptions marquantes.
- v) La plupart des sels hydroxydes sont faiblement solubles. NaOH et KOH sont les hydroxydes solubles importants. Les composés Ba(OH)₂, Sr(OH)₂ et Ca(OH)₂ sont faiblement solubles.
- vi) La plupart des sels de sulfure (S²⁻), de carbonate (CO₃²⁻), de chromate (CrO₄²⁻) et de phosphate (PO₄³⁻) sont faiblement solubles.



ANNEXE 3 : Règles de solubilité

| Ions négatifs | Ions positifs | Solubilité |
|---|---|---------------------|
| essentiellement tous | ions alcalins (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) | solubles |
| essentiellement tous | ion hydrogène $\text{H}_{(\text{aq})}^+$ | solubles |
| essentiellement tous | ion ammonium (NH_4^+) | solubles |
| nitrate, NO_3^- | essentiellement tous | solubles |
| acétate, CH_3COO^- | essentiellement tous (SAUF Ag^+) | solubles |
| chlorure, Cl^- bromure, Br^- iodure, I^- | Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Cu^+ , Tl^+ | faiblement solubles |
| | tous les autres | solubles |
| sulfate, SO_4^{2-} | Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , Ra^{2+} | faiblement solubles |
| | tous les autres | solubles |
| sulfure, S^{2-} | ions alcalins, $\text{H}_{(\text{aq})}^+$, NH_4^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Ra^{2+} | solubles |
| | tous les autres | faiblement solubles |
| hydroxyde, OH^- | ions alcalins, $\text{H}_{(\text{aq})}^+$, NH_4^+ , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Ra^{2+} , Tl^+ | solubles |
| | tous les autres | faiblement solubles |
| phosphate, PO_4^{3-} carbonate, CO_3^{2-} sulfite, SO_3^{2-} | ions alcalins, $\text{H}_{(\text{aq})}^+$, NH_4^+ | solubles |
| | tous les autres | faiblement solubles |
| chromate, CrO_4^{2-} | Ba^{2+} , Sr^{2+} , Pb^{2+} , Ag^+ | faiblement solubles |
| | tous les autres | solubles |



ANNEXE 4 : Prédiction des réactions de précipitation

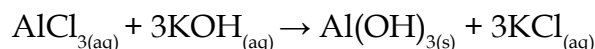
À partir d'un tableau des solubilités :

- prédis les produits des réactions suivantes;
- écris une équation moléculaire équilibrée et vérifie le tableau pour déterminer la solubilité des produits;
- écris une équation ionique totale;
- écris une équation ionique nette.

Exemple 1

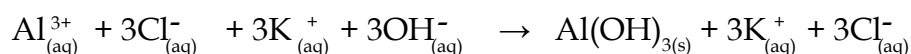
AlCl_3 réagit avec KOH .

- Al^{3+} se combine avec OH^- pour former $\text{Al}(\text{OH})_3$ et K^+ se combine avec Cl^- pour former KCl .
- L'équation moléculaire équilibrée sera :

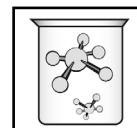
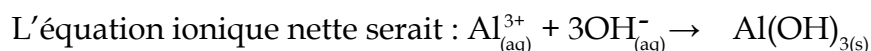
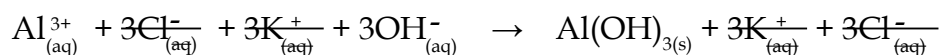


Remarque dans le tableau des solubilités que l'ion Al^{3+} est insoluble avec l'ion OH^- et forme un précipité.

- Les composés qui sont écrits comme étant aqueux se séparent en leurs cations et anions respectifs. Les solides sont écrits sous leur forme moléculaire.



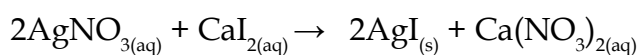
- Les ions qui se trouvent des deux côtés de la réaction sont appelés ions spectateurs. Ils sont biffés (annulés) quand on écrit l'équation ionique nette.



Exemple 2

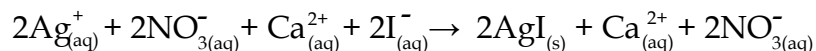
AgNO₃ réagit avec CaI₂.

- a) Ag⁺ se combine avec I⁻ pour former AgI et Ca²⁺ se combine avec NO₃⁻ pour former Ca(NO₃)₂.
- b) L'équation moléculaire équilibrée sera :

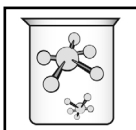
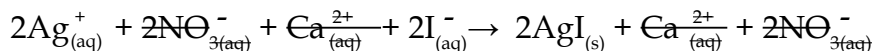


Remarque dans le tableau des solubilités que l'ion Ag⁺ est insoluble lorsqu'il est combiné à l'ion I⁻ et forme donc un précipité.

- c) Les composés qui sont écrits comme étant aqueux se séparent en leurs cations et anions respectifs. Les solides sont écrits sous leur forme moléculaire.

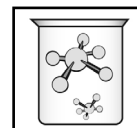


- d) Les ions qui se trouvent des deux côtés de la réaction sont appelés ions spectateurs. Ils sont biffés (annulés) quand on écrit l'équation ionique nette.



ANNEXE 5 : Tableau des couleurs

| Ion | Symbole | Couleur |
|---------------|------------------------------|------------|
| Chrome(II) | Cr^{2+} | Bleu |
| Chrome(III) | Cr^{3+} | Vert |
| Cobalt(II) | Co^{2+} | Rose |
| Chromate | CrO_4^{2-} | Jaune |
| Bichromate | $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ | Orange |
| Cuivre(I) | Cu^+ | Vert |
| Cuivre(II) | Cu^{2+} | Bleu |
| Fer(II) | Fe^{2+} | Vert |
| Fer(III) | Fe^{3+} | Jaune pâle |
| Manganèse(II) | Mn^{2+} | Rose |
| Permanganate | MnO_4^- | Mauve |
| Nickel(II) | Ni^{2+} | Vert |



ANNEXE 6 : Identification de solutions inconnues – Renseignements pour l'enseignant

Former des groupes d'élèves et leur présenter quatre solutions inconnues. Leur proposer d'identifier chaque solution en utilisant seulement une plaque à puits, un bâtonnet à café, le tableau des règles de solubilité et les solutions. Les groupes de solutions utilisées par les élèves peuvent inclure des solutions 0,1 mol/L de :

Série 1 : $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, NaOH , Na_2CO_3 , CuSO_4
Série 2 : $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, Na_3PO_4 , Na_2SO_4 , AgNO_3
Série 3 : $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, MnSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
Série 4 : $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, KI , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NaOH
Série 5 : NiSO_4 , Na_2CO_3 , MnSO_4 , NaCl
Série 6 : CuSO_4 , NaCl , Na_3PO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

Inviter les élèves à identifier correctement les quatre solutions et à expliquer comment ils ont fait pour identifier chaque solution à partir des règles de solubilité. Leur demander de répondre aux questions suivantes :

1. Peux-tu identifier ces solutions inconnues à partir de l'information contenue dans le tableau montrant la couleur des ions communs en solution aqueuse?
2. Quelles solutions ont formé un précipité quand tu les as mélangées? Peux-tu identifier des solutions inconnues à partir de ce résultat?
3. Y a-t-il des réactions qui n'ont formé aucun précipité? Peux-tu identifier des solutions inconnues d'après ce résultat?

Guide de préparation

Préparer des solutions 0,1 mol/L de chacune des substances suivantes :

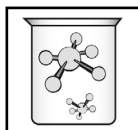
Série 1 :

Solution 1 : 2,613 g de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 0,40 g de NaOH dans 100 mL de solution

Solution 3 : 1,06 g de Na_2CO_3 dans 100 mL de solution

Solution 4 : 2,50 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution



Série 2 :

Solution 1 : 2,91 g de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 2,68 g de $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 3 : 1,421 g de Na_2SO_4 dans 100 mL de solution

Solution 4 : 1,699 g de AgNO_3 dans 100 mL de solution

Série 3 :

Solution 1 : 3,923 g de $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 1,69 g de $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 3 : 2,613 g de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ dans 100 mL de solution

Solution 4 : 2,97 g de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Série 4 :

Solution 1 : 4,04 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 1,66 g de KI dans 100 mL de solution

Solution 3 : 3,312 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ dans 100 mL de solution

Solution 4 : 0,40 g de NaOH dans 100 mL de solution

Série 5 :

Solution 1 : 2,63 g de $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 1,06 g de Na_2CO_3 dans 100 mL de solution

Solution 3 : 1,69 g de $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 4 : 0,584 g de NaCl dans 100 mL de solution

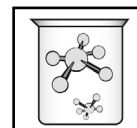
Série 6 :

Solution 1 : 2,50 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 2 : 0,584 g de NaCl dans 100 mL de solution

Solution 3 : 2,68 g de $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution

Solution 4 : 2,97 g de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ dans 100 mL de solution



ANNEXE 7 : Habiletés de l'élève en laboratoire – Renseignements pour l'enseignant

Les habiletés de l'élève en laboratoire portent sur deux aspects : les activités de l'élève dans le laboratoire et le rapport qu'il écrit. Trop souvent, les enseignants consacrent plus d'énergie à évaluer le rapport plutôt qu'à évaluer le processus de réflexion et le travail durant le laboratoire. Les élèves comprennent-ils pourquoi ils font ce laboratoire? Obtiennent-ils les résultats attendus? Ont-ils confiance en leur technique de laboratoire lorsqu'ils voient les autres obtenir des résultats différents? Prenez en considération les suggestions qui suivent avant de concevoir votre approche d'évaluation du travail en laboratoire des élèves.

Avant le laboratoire

Habituellement, les enseignants soulignent le but, la démarche, les méthodes de collecte des données et les mesures de sécurité durant la discussion qui précède le laboratoire. Ils posent aussi des questions au groupe pour vérifier la compréhension des élèves. Ces derniers savent-ils ce qu'ils ont à faire et les raisons pour lesquelles on favorise cette approche? Le fait de s'adresser à tout le groupe continue d'être l'approche la plus appropriée pour une introduction.

Durant le laboratoire

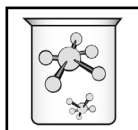
À ce point, vous avez l'occasion d'assigner à chaque élève une tâche individuelle. Les aptitudes générales en laboratoire, comme le relevé des observations ou l'utilisation de l'équipement approprié, peuvent être portées sur une liste de contrôle.

Vous pouvez également interviewer les élèves entre les étapes afin de vérifier la profondeur de leur compréhension. Cela peut se faire en posant une série de questions à chacun. En quoi ce laboratoire est-il relié à ce que vous avez appris en classe? Quelle était la logique derrière votre hypothèse? Obtenez-vous les résultats attendus? Avez-vous éprouvé des difficultés avec la démarche?

Une évaluation de ce type peut paraître longue, mais peut être allégée en utilisant une liste de contrôle et en rencontrant un nombre limité d'élèves à chaque laboratoire. En utilisant la même liste de contrôle pour chaque élève durant tout le cours, vous pouvez noter les progrès chaque fois que vous procédez à une évaluation.

Après le laboratoire

Vous dirigerez votre activité postlaboratoire habituelle. Le gros des analyses fera l'objet d'une discussion par le groupe élargi avant que les élèves rédigent leurs rapports individuels. Vous dirigerez le groupe vers une compréhension des grandes lignes que vous appuierez avec des détails à partir de l'expérience du groupe.



Par la suite, vous voudrez peut-être poser des questions à certains élèves pour vérifier leur compréhension. Que pouvez-vous conclure à partir de vos résultats? Donnez-moi une preuve précise pour appuyer votre conclusion. Quelles étaient les sources d'erreur dans votre cas? Que feriez-vous de différent une prochaine fois?

Même si ces questions peuvent être écrites dans le rapport de laboratoire, le fait de prendre du temps pour en discuter avec certains élèves vous permet d'en savoir davantage et de renforcer la compréhension. Encore une fois, il suffit peut-être de questionner certains élèves sur une base rotative.

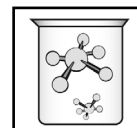
Refaire le laboratoire

On demande souvent aux élèves d'identifier les sources d'erreur possibles. Ils ont rarement la chance de resserrer les variables de contrôle et de répéter le laboratoire. Peut-être veulent-ils changer complètement d'approche pour résoudre le problème et tester à nouveau. Vous pourriez éliminer un nouveau laboratoire du cours pour que vos élèves effectuent un laboratoire déjà fait. Les élèves ont besoin de mettre en pratique leurs habiletés analytiques en essayant plus d'une fois. Après tout, ne répète-t-on pas qu'un échantillon plus large est plus pertinent?

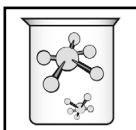
Produits variés

Les élèves peuvent résumer leur expérience dans un rapport de laboratoire. Vous pourriez aussi vous servir de protocoles de laboratoire ou de carnets de laboratoire. Les protocoles de laboratoire permettent à l'enseignant d'obtenir des réponses bien précises. Le carnet de laboratoire permet aux élèves de noter leur travail au fur et à mesure qu'ils réalisent le laboratoire, ce qui reflète davantage le processus que le produit. Vous pouvez faire les analyses, répondre aux questions et tirer les conclusions après le laboratoire.

Le tableau qui suit propose un cadre général pour un rapport de laboratoire. Il existe plusieurs autres formats qui peuvent être utilisés (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.26-11.29 et 14.11-14.12 ou d'autres ressources pour plus d'idées).

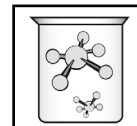


| | |
|--------------|---|
| Introduction | <ul style="list-style-type: none"> ● l'objectif ou la question ● l'hypothèse* ou la prédiction <p>*Doit être appuyée d'éléments rationnels (que va-t-on trouver et pourquoi?)</p> |
| Méthodologie | <ul style="list-style-type: none"> ● matériel ● méthode - démarche <p>Remarque : dans beaucoup de laboratoires, cette information sera fournie. Dans les laboratoires conçus par l'élève, cette partie est plus importante et est établie par l'élève.</p> |
| Résultats | <p>Observations générales; peut comprendre :</p> <ul style="list-style-type: none"> ● des tableaux de données ● des graphiques et des calculs |
| Analyse | <p>Cette partie devrait comprendre n'importe lequel des éléments suivants qui sont pertinents au laboratoire :</p> <ul style="list-style-type: none"> ● interprétation - discussions autour des résultats ● l'hypothèse a-t-elle été corroborée? ● signification des résultats ● liens entre les résultats et des connaissances antérieures ● réponses aux questions ● analyse des erreurs - sources d'erreur ● résumé |



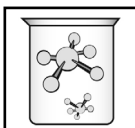
ANNEXE 8 : Liste de contrôle des habiletés de laboratoire – Habiletés générales

| Habiletés générales | Attentes | Attentes pas encore satisfaites | Attentes satisfaites |
|---|---|---------------------------------|----------------------|
| - est préparé à réaliser le laboratoire. | - a lu d'avance le sommaire du laboratoire, fait des tableaux, pose les questions qui précisent la tâche plutôt que demander « Qu'est-ce que je fais maintenant ? » | | |
| - prépare et utilise l'équipement correctement. | - choisit le bon équipement, se prépare bien (p. ex., vérifie que la hauteur de l'anneau sur le trépied à anneau est appropriée) et utilise correctement l'équipement (p. ex., allumer un bec Bunsen ou anesthésier les mouches des cerises). | | |
| - suit des procédures sécuritaires. | - fait la démonstration de procédures générales sécuritaires aussi bien que de faits précis indiqués dans le prélaboratoire. | | |
| - note les observations. | - note ses observations personnelles au cours de l'action, utilise des approches quantitative et qualitative comme on lui demande, prend des notes de façon organisée (p. ex., en utilisant un tableau ou une clé). | | |
| - travaille de façon indépendante (labo individuel) ou en collaboration (labo de groupe). | - connaît les tâches et se met tout de suite au travail OU partage les tâches et observations, sait écouter et est réceptif au point de vue des autres élèves. | | |
| - gère le temps efficacement. | - divise les tâches et les ordonne afin de respecter les échéances. | | |
| - nettoie convenablement. | - laisse la table et l'évier propres, range l'équipement, lave la surface de la table, se lave les mains. | | |



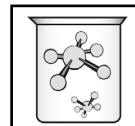
ANNEXE 9 : Liste de contrôle des habiletés de laboratoire – Capacité de raisonnement

| Capacité de raisonnement | Questions | Compréhension du laboratoire | | |
|-------------------------------|---|------------------------------|----------|-------------|
| | | Limitée | Générale | Approfondie |
| Connaissance – compréhension | <ul style="list-style-type: none"> - Quel est le but de ce laboratoire? - Comment est-il relié à ce que tu étudies en classe? - Quels sont les fondements de ton hypothèse? - Pourquoi as-tu besoin de consignes spéciales relatives à la sécurité pour ce laboratoire? - Quels conseils as-tu reçus pour éliminer les produits chimiques? | | | |
| Mise en application – analyse | <ul style="list-style-type: none"> - Comment as-tu décidé de la démarche? - Cette démarche présente-t-elle des difficultés? - Obtiens-tu les résultats attendus? - Quel graphique, diagramme ou tableau concevrais-tu pour illustrer ces résultats? - Vois-tu une tendance dans tes données? - Y a-t-il des points de données qui ne suivent pas la tendance? | | | |
| Synthèse – évaluation | <ul style="list-style-type: none"> - Que peux-tu conclure à partir de tes résultats? - Donne une preuve précise pour appuyer ta conclusion. - Quelles étaient les sources d'erreur pour cet essai? - Que ferais-tu de différent dans un second essai? Que ferais-tu de la même façon? - Comment tes deux essais se comparent-ils? | | | |



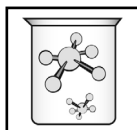
ANNEXE 10 : Notes explicatives – Écriture des équations ioniques nettes

| Résous le problème en indiquant toutes les étapes | Décris en mots chaque étape du processus |
|--|--|
| $\text{Na}_2\text{S} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{FeS}$ | Étape 1 : Prédise les produits de la réaction à double déplacement et assure-toi que l'équation est équilibrée. |
| $\text{Na}_2\text{S}_{(\text{aq})} + \text{FeSO}_{4(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} + \text{FeS}_{(\text{s})}$ | Étape 2 : Ajoute « aq » ou « s » en indice à chaque espèce pour indiquer s'il s'agit d'un produit soluble ou faiblement soluble (c.-à-d., écris l'équation moléculaire). |
| $2\text{Na}_{(\text{aq})}^+ + \text{S}_{(\text{aq})}^{2-} + \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-} \rightarrow 2\text{Na}_{(\text{aq})}^+ + \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-} + \text{FeS}_{(\text{s})}$ | Étape 3 : Écris l'équation ionique en séparant les espèces solubles en leurs ions. |
| $\cancel{2\text{Na}_{(\text{aq})}^+} + \text{S}_{(\text{aq})}^{2-} + \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + \cancel{\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}} \rightarrow \cancel{2\text{Na}_{(\text{aq})}^+} + \cancel{\text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}} + \text{FeS}_{(\text{s})}$ | Étape 4 : Annule (biffe) tous les ions spectateurs et réécris l'équation. |
| $\text{S}_{(\text{aq})}^{2-} + \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} \rightarrow \text{FeS}_{(\text{s})}$ | Ce qui donne l'équation ionique nette. |



ANNEXE 11 : Exercice – Écriture des équations ioniques nettes

| Résous le problème en indiquant toutes les étapes | Décris en mots chaque étape du processus |
|--|---|
| $\text{BaCl}_2 + \text{Na}(\text{PO}_4)_3 \rightarrow$ | Étape 1 : Prédise les produits de la réaction à double déplacement et assure-toi que l'équation est équilibrée. |
| | Étape 2 : Ajoute « aq » ou « s » en indice à chaque espèce pour indiquer s'il s'agit d'un produit soluble ou faiblement soluble (c.-à-d. écris l'équation moléculaire). |
| | Étape 3 : Écris l'équation ionique en séparant les espèces solubles en leurs ions. |
| | Étape 4 : Annule (biffe) tous les ions spectateurs et réécris l'équation. |
| | Ce qui donne l'équation ionique nette. |



ANNEXE 12 : Laboratoire de titrage

Le titrage est un procédé qui sert généralement à déterminer la concentration inconnue de substances. Dans cette expérience, tu dois ajouter des gouttes d'une solution de concentration connue d'hydroxyde de sodium à un bécher contenant une concentration connue d'acide sulfurique jusqu'à ce qu'il y ait neutralisation. Le nombre de moles de chaque réactif peut ensuite être calculé à partir des volumes présents, de sorte que leur rapport puisse être comparé au rapport des coefficients dans l'équation équilibrée.

Matériel

- 1 bécher de 50 mL
- 3 micropipettes
- indicateur à la phénolphthaléine
- cylindre gradué 10 mL
- eau distillée
- solution 0,1 mol/L de NaOH
- solution 0,1 mol/L de H₂SO₄

Démarche

1. À l'aide d'un cylindre gradué 10 mL et d'une micropipette, compte et inscris le nombre de gouttes ajoutées pour obtenir 1,0 mL d'eau distillée. Répète cette étape deux autres fois.
REMARQUE : pour maximiser la reproductibilité et la précision des résultats, tiens la micropipette verticalement et appuie sur la poire doucement. Évite de faire entrer des bulles d'air dans la tige de la pipette, car tu pourrais obtenir des demi-gouttes ou des quarts de gouttes.
2. Ajoute 5 mL d'eau distillée et une goutte d'indicateur à la phénolphthaléine à un bécher de 50 mL. Mélange bien en faisant tourner le liquide dans le bécher.
3. Utilise une deuxième micropipette (pour éviter la contamination des solutions) pour ajouter 20 gouttes d'une solution 0,1 mol/L de H₂SO₄ au bécher. Mélange bien la solution.
4. Avec une troisième micropipette, ajoute la solution 0,1 mol/L de NaOH goutte à goutte jusqu'à ce que la couleur de la solution soit permanente. Mélange doucement la solution après l'ajout de chaque goutte en la faisant tourner lentement dans le bécher. Inscris le nombre de gouttes nécessaires pour atteindre le point de virage (la fin du titrage).
REMARQUE : le point de virage correspond au moment où une goutte d'un acide ou d'une base change de façon permanente la couleur de l'indicateur utilisé pour le titrage.
5. Rince le contenu des béchers dans l'évier en faisant couler beaucoup d'eau (le rinçage final doit être fait à l'eau distillée) et répète les étapes 2 à 4 deux autres fois (trois au total).

*Les nombres de gouttes des trois essais ne doivent pas différer de plus d'une goutte. Si tu as fait une erreur, si tu manques le point de virage ou si tu as oublié de compter des gouttes, recommence l'essai. N'efface pas tes résultats, mais indique ce qui a mal fonctionné.

Observations qualitatives

- Décris chaque solution avant la réaction.
- Décris la solution après avoir ajouté les gouttes de phénolphthaléine.

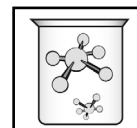


Tableau des données quantitatives

| Essai | Gouttes d'eau dans 1,0 mL |
|-----------|---------------------------|
| 1 | |
| 2 | |
| 3 | |
| Moyenne : | |

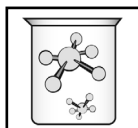
| Volume d'eau utilisé (mL) | Gouttes d'acide sulfurique | Volume d'acide sulfurique (mL) | Gouttes d'hydroxyde de sodium | Volume d'hydroxyde de sodium (mL) |
|---------------------------|----------------------------|--------------------------------|-------------------------------|-----------------------------------|
| 5 | 20 | | | |
| 5 | 20 | | | |
| 5 | 20 | | | |
| Moyenne : | | | | |

Analyse

1. Écris une équation moléculaire équilibrée pour la réaction.
2. Dessine une représentation particulière de la réaction équilibrée.
3. Calcule le nombre moyen de gouttes nécessaires pour obtenir 1,0 mL d'eau distillée.
4. D'après les données obtenues à l'étape 2, calcule le volume de NaOH ajouté pour chaque essai.
5. Calcule le nombre moyen de moles de NaOH nécessaires pour neutraliser l'échantillon de H_2SO_4 .
6. D'après les données obtenues à l'étape 2, calcule le volume de H_2SO_4 ajouté pour chaque essai.
7. À partir de l'équation équilibrée, détermine le nombre moyen de moles présentes dans l'échantillon de H_2SO_4 .
8. Utilise les coefficients de l'équation équilibrée pour déterminer le rapport entre le nombre de moles d'hydroxyde de sodium et de moles d'acide sulfurique.
9. Utilise le nombre de moles obtenu aux étapes 4 et 5 pour déterminer le rapport entre le nombre de moles d'hydroxyde de sodium et d'acide sulfurique.

Conclusion

Indique la relation stoechiométrique entre l'hydroxyde de sodium et l'acide sulfurique.



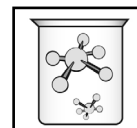
Questions

- Dessine une représentation particulière de la réaction entre l'hydroxyde de baryum et l'acide sulfurique.
 - Écris l'équation moléculaire équilibrée pour la réaction entre l'hydroxyde de baryum et l'acide sulfurique.
 - Utilise les coefficients de l'équation équilibrée pour calculer le volume d'hydroxyde de baryum nécessaire pour réagir avec 20 mL d'acide sulfurique.

- Dessine une représentation particulière de la réaction entre l'hydroxyde d'aluminium et l'acide sulfurique.
 - Écris l'équation moléculaire équilibrée de la réaction entre l'hydroxyde d'aluminium et l'acide sulfurique.
 - Utilise les coefficients de l'équation équilibrée pour calculer le volume d'hydroxyde d'aluminium nécessaire pour réagir avec 30 mL d'acide sulfurique.

Sources d'erreur

Quelles seraient des sources d'erreur possibles pour cette activité de laboratoire?
Quelles erreurs auraient pu se produire dans ton activité de laboratoire?



ANNEXE 13 : Laboratoire de titrage – Renseignements pour l’enseignant

Objectif

Démontrer la stœchiométrie d’une réaction de neutralisation entre un acide fort et une base forte.

Observations qualitatives

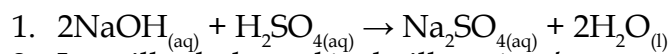
| | |
|---------------------|-------------------------|
| eau distillée | liquide clair, incolore |
| acide sulfurique | liquide clair, incolore |
| hydroxyde de sodium | liquide clair, incolore |
| phénolphtaléine | liquide clair, incolore |

Tableau des données quantitatives

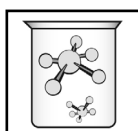
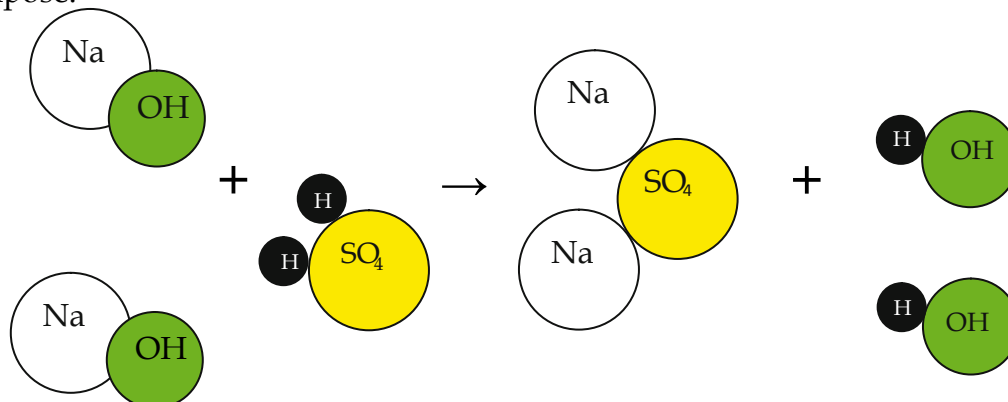
| Essai | Gouttes d’eau dans 1,0 mL |
|-----------|---------------------------|
| 1 | 23 |
| 2 | 24 |
| 3 | 23 |
| Moyenne : | 23 |

| Volume d’eau utilisé (mL) | Gouttes d’acide sulfurique | Volume d’acide sulfurique (mL) | Gouttes d’hydroxyde de sodium | Volume d’hydroxyde de sodium (mL) |
|---------------------------|----------------------------|--------------------------------|-------------------------------|-----------------------------------|
| 5 | 20 | 0,858 | 69 | 2,96 |
| 5 | 20 | 0,858 | 68 | 2,92 |
| 5 | 20 | 0,858 | 70 | 3,00 |
| Moyenne : | 20 | 0,858 | 69 | 2,96 |

Calculs



2. La taille de la molécule illustrée n’est pas une représentation fidèle de la taille réelle du composé.



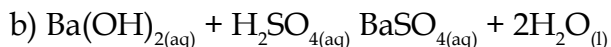
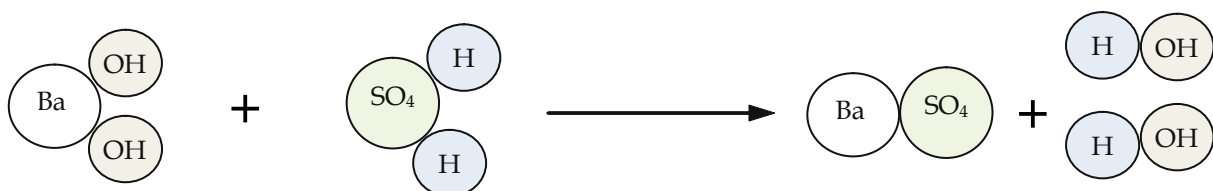
3. $23 + 24 + 23/3 = 23,3$ gouttes
4. volume de NaOH = $(1 \text{ mL}/23,3 \text{ gouttes}) \times 69 \text{ gouttes} = 2,96 \text{ mL}$ de NaOH
5. moles de NaOH = $0,10 \text{ mol/L} \times 2,96 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,000 296 \text{ mol}$ de NaOH
6. volume de H_2SO_4 = $(1 \text{ mL}/23,3 \text{ gouttes}) \times 20 \text{ gouttes} = 0,858 \text{ mL}$ de H_2SO_4
7. moles de H_2SO_4 = $0,10 \text{ mol/L} \times 0,858 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,000 085 8 \text{ mol}$ de H_2SO_4
8. coefficient NaOH/ H_2SO_4 = $2/1 = 2$
9. moles de NaOH/moles de H_2SO_4 = $0,000 296/0,000 085 8 = 3,45$

Conclusion

Les réponses varieront. Par exemple, le rapport stœchiométrique entre l'hydroxyde de sodium et l'acide sulfurique dans l'équation équilibrée est de 2 pour 1, alors que le rapport expérimental est de 3,45 pour 1.

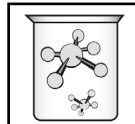
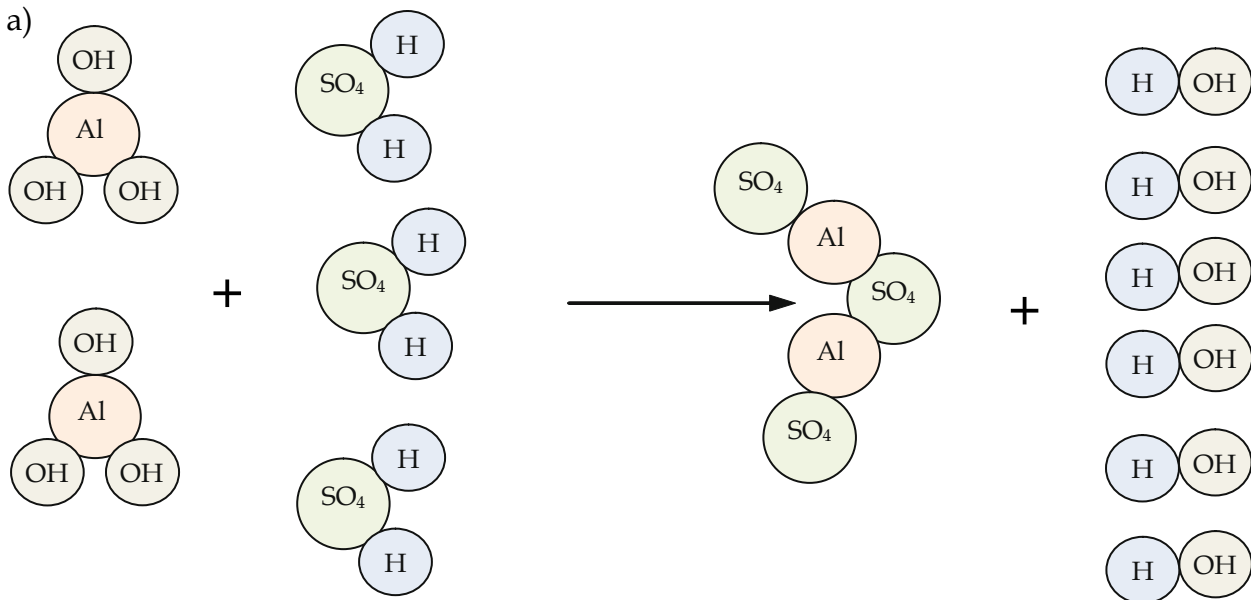
Questions

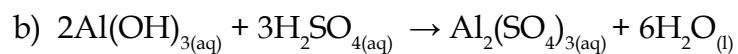
1. a)



c) Le volume d'hydroxyde de baryum nécessaire pour réagir avec 20 mL d'acide sulfurique est de 20 mL.

2. a)

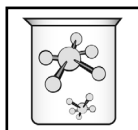




c) Le volume d'hydroxyde d'aluminium nécessaire pour réagir avec 30 mL d'acide sulfurique est de 20 mL.

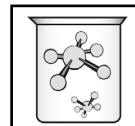
Sources d'erreur

Parmi les sources d'erreur possibles, mentionnons l'étalonnage de la micropipette et du cylindre gradué et l'exactitude des concentrations des solutions utilisées.



ANNEXE 14 : Équilibrage des réactions de neutralisation

| Résous le problème en indiquant toutes les étapes | Décris en mots chaque étape du processus |
|---|---|
| $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | <p>Étape 1 : Prédise les produits de la réaction de neutralisation. Souviens-toi qu'il y a formation d'un sel et d'eau.</p> |
| $\text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} + 2\text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | <p>Étape 2 : Vérifie si l'équation est équilibrée. Utilise les symboles « aq » ou « l » en indice pour identifier chaque espèce comme étant soluble ou faiblement soluble (écris l'équation moléculaire).</p> |
| $2\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}^{2-}_{4(aq)} + 2\text{Na}^+_{(aq)} + 2\text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow 2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{SO}^{2-}_{4(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | <p>Étape 3 : Écris l'équation ionique totale et indique tous les ions en solution.</p> |
| $\cancel{2\text{H}^+_{(aq)}} + \cancel{\text{SO}^{2-}_{4(aq)}} + \cancel{2\text{Na}^+_{(aq)}} + 2\text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \cancel{2\text{Na}^+_{(aq)}} + \cancel{\text{SO}^{2-}_{4(aq)}} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | <p>Étape 4 : Annule (biffe) tous les ions spectateurs et réécrit l'équation.</p> |
| $\text{H}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ | <p>Écris l'équation ionique nette.</p> |



ANNEXE 15 : Expérience – Douze solutions mystères

Objectif

Tout comme des détectives, les chimistes tentent d'identifier des substances inconnues grâce à des analyses minutieuses et astucieuses. Ils doivent notamment observer les couleurs, les odeurs et les réactions des substances inconnues et les comparer avec celles de substances connues. Dans cette expérience, tu tenteras d'identifier douze composés chimiques différents en les mettant en réaction les uns avec les autres, en observant les résultats et en comparant ces résultats avec les caractéristiques connues de certains produits chimiques communs.

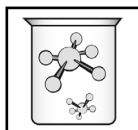
Composés chimiques

Les douze produits chimiques sont les suivants (sans aucun ordre particulier) :

- chromate de potassium (K_2CrO_4)
- chlorure d'aluminium ($AlCl_3$)
- carbonate de sodium (Na_2CO_3)
- acétate de sodium ($NaCH_3COO$)
- acide chlorhydrique (HCl)
- hydroxyde de sodium ($NaOH$)
- hydroxyde d'ammonium/ammoniaque (NH_4OH)
- nitrate de fer(III) ($Fe(NO_3)_3$)
- nitrate d'argent ($AgNO_3$)
- sulfate de cuivre(II) ($CuSO_4$)
- chlorure de nickel(II) ($NiCl_2$)
- nitrate de plomb(II) ($Pb(NO_3)_2$).

Recherche et planification

Avant d'amorcer l'expérience, tu dois faire des recherches poussées sur la couleur caractéristique des solutions, leur odeur caractéristique, la coloration de flamme et la couleur de tout précipité susceptible d'être créé par la combinaison de chaque espèce différente. Ton plan écrit doit inclure un tableau de données indiquant chaque espèce, les couleurs de la solution, de la flamme et du précipité potentiel, et toute autre information qui pourrait t'aider à identifier la substance inconnue.



Matériel

Le jour du laboratoire, on te fournira le matériel suivant :

- douze éprouvettes contenant chacun 8 mL d'une solution différente
- plaques à puits
- bâtonnets à café ou cure-dents
- cotons-tiges/fil de platine pour le test à la flamme ou tiges de bois humectées
- brûleur Bunsen
- allumettes
- papier de tournesol
- 10 micropipettes
- gants
- eau distillée

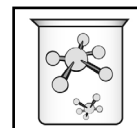
Essaie de ne pas gaspiller tes échantillons parce qu'on ne pourra pas t'en fournir d'autres. Ne suppose pas que les séries de solutions que les autres groupes utilisent ont été numérotées de la même façon – ce n'est pas le cas!

Rapport de laboratoire

Après avoir consigné toutes tes observations au laboratoire, tu auras du temps pour essayer d'identifier chacune des solutions inconnues. Le rapport de laboratoire doit inclure une explication logique de la méthode qui t'a permis d'identifier chaque solution. Indique les équations ioniques de tout précipité que tu auras observé.

Conseils de sécurité

Toutes les solutions doivent être traitées comme si elles étaient toxiques et corrosives. Évite d'inhaler les vapeurs. Certaines réactions peuvent se produire très rapidement, et d'autres, plus lentement. Observe chaque réaction pendant au moins deux minutes avant d'éliminer les produits. Les réactions gazeuses (formation de bulles) sont immédiates. Rince complètement le bâtonnet à café après chaque usage. Dépêche-toi, car le temps est limité. Fais-en bon usage!



ANNEXE 16 : Douze solutions mystères – Guide de préparation

Faire ces solutions à l'avance ou demander aux élèves de les préparer dans le cadre du RAS C11-4-15 (en 11^e année). Préparer une solution, compte tenu de la masse du soluté (en grammes) et du volume de solution (en millilitres) et déterminer la concentration en moles/litre.

Matériel

Plaques à puits, bâtonnets à café, cotons-tiges/fil pour le test à la flamme ou tiges de bois humectées, brûleurs Bunsen, allumettes, papier de tournesol, micropipettes (10 par groupe), gants, eau distillée, portoir à éprouvettes (12 × 10/groupe = 120 éprouvettes), bouchons/film de paraffine ou de plastique pour couvrir les éprouvettes

100 mL des solutions suivantes :

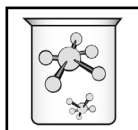
- 0,2 mol/L de K_2CrO_4 – préparation : dissoudre 3,88 g de K_2CrO_4 dans 100 mL d'eau distillée
- 1,0 mol/L de $AlCl_3 \cdot 6H_2O$ – préparation : dissoudre 24,14 g de $AlCl_3$ dans 100 mL d'eau distillée
- 1,0 mol/L de Na_2CO_3 – préparation : dissoudre 10,6 g de Na_2CO_3 dans 100 mL d'eau distillée
- 1,0 mol/L de $NaCH_3COO \cdot 3H_2O$ – préparation : dissoudre 13,61 g de $NaCH_3COO$ dans 100 mL d'eau distillée
- 6,0 mol/L de HCl – préparation : mélanger 49,6 mL dans 100 mL d'eau distillée
- 6,0 mol/L de NaOH – préparation : dissoudre 24,0 g de NaOH dans 100 mL d'eau distillée
- 6,0 mol/L de NH_4OH – préparation : mélanger 40,5 mL dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$ – préparation : dissoudre 4,04 g de $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$ dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $AgNO_3$ – préparation : dissoudre 1,7 g de $AgNO_3$ dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $CuSO_4$ – préparation : dissoudre 2,5 g de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $NiCl_2 \cdot 6H_2O$ – préparation : dissoudre 2,38 g de $NiCl_2$ dans 100 mL d'eau distillée
- 0,1 mol/L de $Pb(NO_3)_2$ – préparation : dissoudre 3,31 g de $Pb(NO_3)_2$ dans 100 mL d'eau distillée

Les solutions de 100 mL doivent être faites à l'avance.

Les éprouvettes peuvent être étiquetées au préalable : série 1, éprouvette 1, etc.

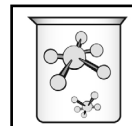
Donner à chaque élève un échantillon de 8 à 10 mL de chaque solution (12 éprouvettes différentes) placées dans un portoir.

Voir la clé pour l'enseignant fournie pour chaque série d'éprouvettes.



Clé pour l'enseignant, par série de solutions

| Substance | Groupes 1 et 9 | Groupes 2 et 10 | Groupes 3 et 6 | Groupes 4 et 7 | Groupes 5 et 8 |
|--------------|-------------------|--------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| K_2CrO_4 | 3 | 1 | 2 | 3 | 4 |
| $AlCl_3$ | 5 | 5 | 6 | 7 | 8 |
| Na_2CO_3 | 6 | 9 | 10 | 11 | 12 |
| $NaCH_3COO$ | 1 | 4 | 1 | 2 | 3 |
| HCl | 11 | 8 | 5 | 6 | 7 |
| $NaOH$ | 4 | 12 | 9 | 10 | 11 |
| NH_4OH | 7 | 3 | 4 | 1 | 2 |
| $Fe(NO_3)_3$ | 10 | 7 | 8 | 5 | 6 |
| $AgNO_3$ | 2 | 11 | 12 | 9 | 10 |
| $CuSO_4$ | 8 | 2 | 3 | 4 | 1 |
| $NiCl_2$ | 12 | 6 | 7 | 8 | 5 |
| $Pb(NO_3)_2$ | 9 | 10 | 11 | 12 | 9 |

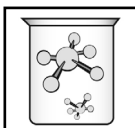


LES RÉACTIONS EN SOLUTION AQUEUSE

ANNEXE 17 : Clé n° 1 pour l'enseignant

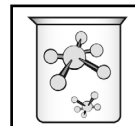
Exemple de ce que les élèves ont pu préparer avant de réaliser l'expérience de laboratoire :

| | | | | | | | | | | | | |
|-----------------------------------|---------------------------------|-------------------|---|-----------------------|------------|---------------------|---------------------|---|----------------------------------|---------------------------------|---------------------|-----------------------------------|
| | K ₂ CrO ₄ | AlCl ₃ | Na ₂ CO ₃ | NaCH ₃ COO | HCl | NaOH | NH ₄ OH | Fe(NO ₃) ₃ | AgNO ₃ | CuSO ₄ | NiCl ₂ | Pb(NO ₃) ₂ |
| K ₂ CrO ₄ | | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt | Ag ₂ CrO ₄ | Pas de ppt | Pas de ppt | PbCrO ₄ |
| AlCl ₃ | | | Al ₂ (CO ₃) ₃ | Pas de ppt | Pas de ppt | Al(OH) ₃ | Al(OH) ₃ | Pas de ppt | AgCl | Pas de ppt | Pas de ppt | PbCl ₂ |
| Na ₂ CO ₃ | | | | Pas de ppt | gaz | Pas de ppt | Pas de ppt | Fe ₂ (CO ₃) ₃ | AgCO ₃ | CuCO ₃ | NiCO ₃ | PbCO ₃ |
| NaCH ₃ COO | | | | | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt | AgCH ₃ COO | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt |
| HCl | | | | | | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt | AgCl | Pas de ppt | Pas de ppt | PbCl ₂ |
| NaOH | | | | | | | Pas de ppt | Fe ₂ (OH) ₃ | AgOH | Cu(OH) ₂ | Ni(OH) ₂ | Pb(OH) ₂ |
| NH ₄ OH | | | | | | | | Fe ₂ (OH) ₃ | AgOH | Cu(OH) ₂ | Ni(OH) ₂ | Pb(OH) ₂ |
| Fe(NO ₃) ₃ | | | | | | | | | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt | Pas de ppt |
| AgNO ₃ | | | | | | | | | | Ag ₂ SO ₄ | AgCl | Pas de ppt |
| CuSO ₄ | | | | | | | | | | | Pas de ppt | PbSO ₄ |
| NiCl ₂ | | | | | | | | | | | | PbCl ₂ |
| Pb(NO ₃) ₂ | | | | | | | | | | | | |



ANNEXE 18 : Clé n° 2 pour l'enseignant

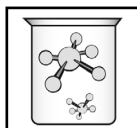
| Substance | Couleur/ odeur de la solution | Couleur du papier de tournesol | Coloration de flamme | Réagit avec | Pour former | Couleur du ppt |
|--------------|-------------------------------|--------------------------------|----------------------|---|--|--|
| K_2CrO_4 | Jaune | Bleu | Violet | $AgNO_3$ $Pb(NO_3)_2$ | Ag_2CrO_4 $PbCrO_4$ | Rouge brique Jaune |
| $AlCl_3$ | | Neutre | | Na_2CO_3 $NaOH$ $AgNO_3$ $Pb(NO_3)_2$ | $Al_2(CO_3)_3$ $Al(OH)_3$ $AgCl$ $PbCl_2$ | Blanc Blanc Blanc* Jaune |
| Na_2CO_3 | | Bleu | Jaune | HCl $Fe(NO_3)_3$ $AgNO_3$ $CuSO_4$ $NiCl_2$ $Pb(NO_3)_2$ $AlCl_3$ | Bulles $Fe(CO_3)_3$ $AgCO_3$ $CuCO_3$ $NiCO_3$ $PbCO_3$ $Al_2(CO_3)_3$ | Bulles Blanc* Blanc Blanc Blanc Blanc |
| $NaCH_3COO$ | | Bleu | Jaune | $AgNO_3$ | $AgCH_3COO$ | Blanc* |
| HCl | | Rose | | $AgNO_3$ $Pb(NO_3)_2$ Na_2CO_3 | $AgCl$ $PbCl_2$ Bulles | Blanc* Jaune Bulles |
| $NaOH$ | | Bleu | | $Fe(NO_3)_3$ $AgNO_3$ $CuSO_4$ $NiCl_2$ $Pb(NO_3)_2$ $AlCl_3$ | $Fe(OH)_3$ $AgOH$ $Cu(OH)_2$ $Ni(OH)_2$ $Pb(OH)_2$ $Al(OH)_3$ | Blanc Brun Blanc Blanc Blanc Blanc |
| NH_4OH | Forte odeur | Bleu | | $Fe(NO_3)_3$ $AgNO_3$ $CuSO_4$ $NiCl_2$ $Pb(NO_3)_2$ $AlCl_3$ | $Fe(OH)_3$ $AgOH$ $Cu(OH)_2$ $Ni(OH)_2$ $Pb(OH)_2$ $Al(OH)_3$ | Blanc Brun* Blanc Blanc Blanc Blanc |
| $Fe(NO_3)_3$ | Jaune pâle | Neutre | | Na_2CO_3 $NaOH$ | $Fe_2(CO_3)_3$ $Fe(OH)_3$ | Blanc Blanc/brun |
| $AgNO_3$ | | Neutre | | $NiCl_2$ K_2CrO_4 $AlCl_3$ Na_2CO_3 $NaCH_3COO$ | $AgCl$ Ag_2CrO_4 $AgCl$ Ag_2CO_3 $AgCH_3COO$ | Blanc* Rouge brique Blanc* Blanc* Blanc* |



ANNEXE 18 : Clé n° 2 pour l'enseignant (suite)

| Substance | Couleur/ odeur de la solution | Couleur du papier de tournesol | Coloration de flamme | Réagit avec | Pour former | Couleur du ppt |
|-----------------------------------|-------------------------------|--------------------------------|----------------------|---|---|--|
| AgNO ₃ | | Neutre | | NiCl ₂ K ₂ CrO ₄ AlCl ₃ Na ₂ CO ₃ NaCH ₃ COO HCl NaOH CuSO ₄ | AgCl Ag ₂ CrO ₄ AgCl Ag ₂ CO ₃ AgCH ₃ COO AgCl AgOH Ag ₂ SO ₄ | Blanc* Rouge brique Blanc* Blanc* Blanc* Blanc* Brun Blanc* |
| CuSO ₄ | Bleu | Neutre | Vert bleuté | Pb(NO ₃) ₂ Na ₂ CO ₃ NaOH | PbSO ₄ CuCO ₃ Cu(OH) ₂ | Blanc Blanc Blanc |
| NiCl ₂ | Vert/bleu vert | Neutre | | Pb(NO ₃) ₂ Na ₂ CO ₃ NaOH AgNO ₃ | PbCl ₂ NiCO ₃ Ni(OH) ₂ AgCl | Jaune Blanc Blanc Blanc* |
| Pb(NO ₃) ₂ | | Neutre | Blanc bleuté | K ₂ CrO ₄ AlCl ₃ Na ₂ CO ₃ HCl NaOH CuSO ₄ NiCl ₂ | PbCrO ₄ PbCl ₂ PbCO ₃ PbCl ₂ Pb(OH) ₂ PbSO ₄ PbCl ₂ | Jaune Jaune Blanc Jaune Blanc Blanc Blanc Jaune |

*La plupart des précipités d'argent ont d'abord une couleur blanche ou blanc grisâtre, mais virent ensuite au mauve, brun ou noir.

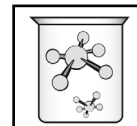


ANNEXE 19 : Élaboration d'une échelle d'évaluation de l'expérience

Nom : _____

Titre de l'expérience : _____

| | 1 | 2 | 3 | 4 |
|---|---|---|---|---|
| La méthodologie expérimentale vérifie l'hypothèse. | | | | |
| L'énoncé du problème justifie la nécessité de l'expérience. | | | | |
| La démarche est complète, claire et décrite de manière séquentielle. | | | | |
| Une variable indépendante est clairement identifiée. | | | | |
| Le plan permet de contrôler et mesurer avec exactitude la variable indépendante. | | | | |
| Une variable dépendante est clairement identifiée. | | | | |
| Le concept fait en sorte que la variable dépendante est mesurée avec exactitude. | | | | |
| L'expérience comprend des mesures de contrôle adéquates. | | | | |
| La marge d'erreur est indiquée et on a ajouté un commentaire réfléchi sur la réduction des erreurs. | | | | |
| Une liste complète du matériel nécessaire est fournie. | | | | |
| On décrit une stratégie conforme d'utilisation de mesures et d'essais répétés. | | | | |
| La méthodologie expérimentale tient compte des mesures de sécurité indiquées. | | | | |
| Le compte rendu est soigné, présentable et bien organisé. | | | | |
| On utilise une langue et un vocabulaire adéquats et des phrases complètes. | | | | |
| Des instructions sont données pour le nettoyage et l'élimination des déchets. | | | | |



ANNEXE 20 : Évaluation – Processus de collaboration

Évaluation du travail d'équipe

Évaluer les processus de collaboration à l'aide de l'échelle suivante.

Échelle d'évaluation

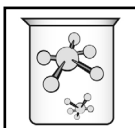
4 – Nous avons été systématiquement forts sur ce point.

3 – Nous avons été généralement efficaces sur ce point.

2 – Nous avons été parfois efficaces sur ce point.

1 – Nous n'avons pas été efficaces sur ce point. Nous avons eu des problèmes que nous n'avons pas essayé de résoudre.

| Processus de groupe | Note |
|---|------|
| <ul style="list-style-type: none"> • Nous avons respecté les visions et les forces individuelles des membres du groupe. • Nous avons encouragé chaque personne à participer aux discussions de groupe et aux processus de prise de décisions. • Nous avons remis en question les idées de chacun, sans toutefois faire d'attaque personnelle. • Nous avons essayé d'explorer un large éventail d'idées et de perspectives avant de prendre des décisions. • Nous avons fait un partage équitable des tâches et des responsabilités. • Nous avons réglé avec succès les problèmes liés à l'absence ou au désintérêt des membres. • Nous avons pris des décisions consensuelles. • Nous avons fait un usage productif de notre temps. | |



ANNEXE 21 : Règles sur les nombres d'oxydation

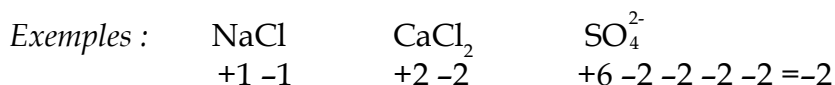
Règle 1 : Le nombre d'oxydation de tout atome libre (ou de ses multiples) est 0.



Règle 2 : Le nombre d'oxydation d'un ion (simple ou complexe) correspond à la charge ionique de celui-ci.



Règle 3 : Dans un composé, la somme de tous les nombres d'oxydation de chaque partie doit égaler la charge totale de ce composé ou de cet ion complexe.



Règle 4 : Le nombre d'oxydation de l'hydrogène est +1, sauf dans le cas des hydrures métalliques où H est l'anion (p. ex., CaH_2 , LiH). Dans leur cas, le nombre d'oxydation de l'hydrogène est -1.

Règle 5 : Le nombre d'oxydation de l'oxygène est -2, sauf dans le cas des peroxydes (H_2O_2 , Na_2O_2), où il est égal à 1, et lorsque l'oxygène est combiné au fluor ($O = +2$).

Règle 6 : Le nombre d'oxydation des éléments du groupe 1 (IA) est +1.

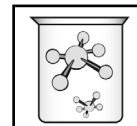
Règle 7 : Le nombre d'oxydation des éléments du groupe 2 (IIA) est +2.

Règle 8 : Dans la plupart des cas, le nombre d'oxydation des éléments de la 17^e colonne du tableau périodique (groupe VIIA) est -1.

Règle 9 : Dans un composé formé d'ions complexes, le nombre d'oxydation de chaque élément peut être déterminé en utilisant la charge de l'ion complexe.

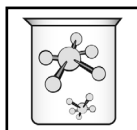
Exemple :

- Le composé $Ni_2(SO_4)_3$ contient les ions Ni^{3+} et SO_4^{2-} .
- Puisque le nombre d'oxydation de l'oxygène est -2 selon la règle 5 (pour une charge totale de -8), S doit être +6 afin de résulter en une charge de -2 pour l'ion sulfate.
- Donc,



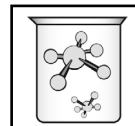
ANNEXE 22 : Cadre de comparaison - Oxydation et réduction

| Oxydation | Réduction |
|---|---|
| Définition historique : | Définition historique : |
| Exemple : | Exemple : |
| Définition actuelle : | Définition actuelle : |
| Exemple : | Exemple : |
| Truc pour mémoriser : | Truc pour mémoriser : |
| <p>Quand on équilibre une réaction d'oxydoréduction :</p> <p>Une substance est _____;</p> <p>cette substance est aussi l'agent _____.</p> <p>Son nombre d'oxydation (augmente ou diminue?) _____.</p> | <p>Quand on équilibre une réaction d'oxydoréduction :</p> <p>Une substance est _____;</p> <p>cette substance est aussi l'agent _____.</p> <p>Son nombre d'oxydation (augmente ou diminue?) _____.</p> |



ANNEXE 23 : Cadre de comparaison - Exemple de réponse

| Oxydation | Réduction |
|---|---|
| <p>Définition historique :</p> <p>Gain d'oxygène</p> <p>Exemple :</p> $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ | <p>Définition historique :</p> <p>Perte d'oxygène</p> <p>Exemple :</p> $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ |
| <p>Définition actuelle :</p> <p>Perte d'électrons</p> <p>Exemple :</p> $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \text{MgS}$ <p>(Mg est oxydé)</p> | <p>Définition actuelle :</p> <p>Gain d'électrons</p> <p>Exemple :</p> $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \text{MgS}$ <p>(Le soufre est réduit)</p> |
| <p>Truc pour mémoriser :</p> <p>OXPER</p> | <p>Truc pour mémoriser :</p> <p>RÉGAIN</p> |
| <p>Quand on équilibre une réaction d'oxydo-réduction :</p> <p>Une substance est <u>oxydée</u>; cette substance est aussi l'<u>agent réducteur</u>.</p> <p>Son nombre d'oxydation <u>augmente</u>.</p> | <p>Quand on équilibre une réaction d'oxydo-réduction :</p> <p>Une substance est <u>réduite</u>; cette substance est aussi l'<u>agent oxydant</u>.</p> <p>Son nombre d'oxydation <u>diminue</u>.</p> |



ANNEXE 24 : Expérience - Les réactions d'oxydoréduction*

Objectifs

Cette activité de laboratoire te permettra de visiter 13 stations aménagées dans le laboratoire en compagnie d'un ou de plusieurs partenaires. À chaque station, vous devrez observer une réaction chimique, déterminer s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifier les substances oxydées et réduites, ainsi que les agents oxydants et réducteurs.

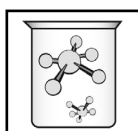
Matériel

- Station 1 : solution de HCl 0,1 mol/L; ruban de magnésium de 2 cm; allumettes; éprouvette n° 1
- Station 2 : solution de H₂SO₄ 0,1 mol/L; copeaux de CaCO₃; allumettes; éprouvette n° 2
- Station 3 : solution de NaOH 0,1 mol/L; indicateur universel; HCl 0,1 mol/L; éprouvette n° 3
- Station 4 : cristaux de AgNO₃; eau distillée; fil de cuivre; éprouvette n° 4
- Station 5 : solution de CuCl₂ 0,1 mol/L; papier d'aluminium; éprouvette n° 5
- Station 6 : solution de KI 0,1 mol/L; solution de Pb(NO₃)₂ 0,1 mol/L; éprouvette n° 6
- Station 7 : solution de CuSO₄ 0,1 mol/L; solution de NaOH 0,1 mol/L; éprouvette n° 7
- Station 8 : ruban de magnésium; pinces à creuset; brûleur; éprouvette n° 8
- Station 9 : solution de H₂O₂ 3 %; solution saturée de KI; éclisse de bois; allumettes; éprouvette n° 9
- Station 10 : vinaigre (solution d'acide acétique 5 %); bicarbonate de soude; éprouvette n° 10
- Station 11 : CaCO₃; pinces à éprouvettes; brûleur; bouchon de caoutchouc à un trou avec tube de verre; éprouvette contenant une solution de Ca(OH)₂; éprouvette n° 11
- Station 12 : ruban de Mg; solution de CuSO₄ 0,1 mol/L; éprouvette n° 12
- Station 13 : calcium; eau distillée; éclisse de bois; allumettes; éprouvette n° 13

Démarche

Station 1 : Remplissez l'éprouvette n° 1 à ¼ avec la solution de HCl. Ajoutez-y le ruban de magnésium. Notez vos observations. Vérifiez la présence de gaz en plaçant une allumette qui brûle à l'embouchure de l'éprouvette. S'il s'agit d'hydrogène, vous devriez entendre un léger éclatement.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.



Station 2 : Remplissez l'éprouvette n° 2 à $\frac{1}{4}$ avec la solution d'acide sulfurique (H_2SO_4). Ajoutez-y un morceau de carbonate de calcium (CaCO_3). Notez vos observations. Vérifiez la présence de gaz en plaçant une allumette qui brûle à l'embouchure de l'éprouvette. S'il s'agit de dioxyde de carbone, la flamme devrait s'éteindre.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 3 : Remplissez l'éprouvette n° 3 à $\frac{1}{4}$ avec la solution d'hydroxyde de sodium (NaOH). Ajoutez-y quelques gouttes d'indicateur universel. L'indicateur change de couleur selon le pH. Le bleu et le violet signifient qu'il s'agit d'une base. Le rouge, l'orange et le jaune signifient qu'il s'agit d'un acide. Le vert signifie que la solution est neutre. Quelle est la couleur de l'indicateur dans la solution d'hydroxyde de sodium? Ajoutez des gouttes d'acide chlorhydrique (HCl) jusqu'à ce que la solution devienne verte.

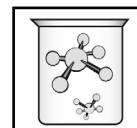
Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 4 : Placez un cristal de nitrate d'argent (AgNO_3) dans l'éprouvette n° 4. Remplissez l'éprouvette à $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée. Enroulez un fil de cuivre autour de votre doigt afin de créer une bobine de fil. Placez le fil dans la solution de nitrate d'argent. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 5 : Remplissez l'éprouvette n° 5 à $\frac{1}{4}$ avec la solution de chlorure de cuivre(II) (CuCl_2). Ajoutez-y un morceau de papier d'aluminium. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.



Station 6 : Remplissez l'éprouvette n° 6 à $\frac{1}{4}$ avec la solution d'iodure de potassium (KI). Ajoutez-y quelques gouttes de nitrate de plomb(II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$). Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 7 : Remplissez l'éprouvette n° 7 à $\frac{1}{4}$ avec la solution de sulfate de cuivre(II) (CuSO_4). Ajoutez-y quelques gouttes d'hydroxyde de sodium (NaOH). Notez vos observations.

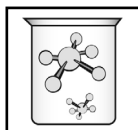
Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 8 : Tenez un morceau de ruban de magnésium à l'aide de pinces à creuset. Allumez le brûleur et faites chauffer le magnésium. Une fois que le magnésium commence à brûler, placez-le dans l'éprouvette n° 8. Notez vos observations. ATTENTION : évitez d'observer directement le magnésium lorsqu'il brûle. La lumière pourrait endommager vos yeux.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 9 : Remplissez l'éprouvette n° 9 à $\frac{1}{4}$ avec la solution de peroxyde d'hydrogène (H_2O_2). Ajoutez-y quelques gouttes de la solution saturée d'iodure de potassium (KI). Cette solution ne participe pas à la réaction. Elle permet simplement au peroxyde d'hydrogène de se décomposer. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.



Station 10 : Remplissez l'éprouvette n° 10 à $\frac{1}{4}$ avec du vinaigre (acide acétique). Ajoutez-y un peu de bicarbonate de soude. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 11 : Placez un peu de carbonate de calcium (CaCO_3) dans l'éprouvette n° 11 et scellez l'éprouvette à l'aide d'un bouchon de caoutchouc et un tube de verre inséré dans le trou du bouchon. Faites chauffer doucement l'éprouvette à l'aide d'un brûleur. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

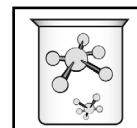
Station 12 : Remplissez l'éprouvette n° 12 à $\frac{1}{4}$ avec la solution de sulfate de cuivre(II) (CuSO_4). Ajoutez-y un morceau de ruban de magnésium d'une longueur d'environ 2 cm. Notez vos observations.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Station 13 : Remplissez l'éprouvette n° 13 à $\frac{1}{4}$ avec de l'eau distillée. Ajoutez-y un morceau de calcium (Ca). Notez vos observations. Vérifiez la présence de gaz en plaçant une allumette qui brûle à l'embouchure de l'éprouvette. S'il s'agit d'hydrogène, vous devriez entendre un léger éclatement.

Écrivez l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. De quel type de réaction s'agit-il? Assignez un nombre d'oxydation à chaque élément. Déterminez s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction et, si oui, identifiez la substance oxydée, la substance réduite, ainsi que l'agentoxydant et l'agent réducteur.

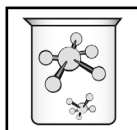
*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Redox Reactions - C12 1 12 », *Chemistry Teaching Resources*, <http://umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 18 décembre 2012). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 25 : Exercice – Identification des réactions d'oxydoréduction

Pour chacune des réactions suivantes, prédis les produits de la réaction, équilibre la réaction, identifie s'il s'agit d'une oxydoréduction et, si oui, indique la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

1. $\text{Ag} + \text{S} \rightarrow$ (synthèse)
2. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ (décomposition)
3. $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$ (synthèse)
4. $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$ (déplacement simple)
5. $\text{CuF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ (déplacement double)
6. $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$ (déplacement simple)
7. $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow$ (combustion)
8. $\text{LiOH} + \text{HCl} \rightarrow$ (neutralisation)
9. $\text{Pb}(\text{OH})_4 + \text{KI} \rightarrow$ (déplacement double)
10. $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow$ (combustion)



ANNEXE 26 : Exemple de recherche

Pour en apprendre davantage sur les réactions d'oxydoréduction qui se produisent autour de vous, formez des groupes de deux ou trois élèves et préparez une présentation sur l'un des sujets suivants :

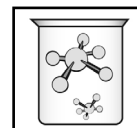
- carburant à fusée
- feux d'artifice (pièces pyrotechniques)
- agents de blanchiment/eau de Javel (enlèvement des taches, désinfection par chloration)
- photographie
- extraction de métaux du minerai
- fabrication de l'acier
- recyclage de l'aluminium
- piles à combustible
- piles/batteries
- enlèvement des ternissures (de l'argent)
- horloge à fruit
- détection de taches de sang à l'aide du luminol en criminologie
- corrosion (rouille) : processus et méthodes de prévention
- chimioluminescence/bioluminescence
- dégraissage électrolytique
- électrodéposition
- gravure photochimique
- antioxydants/agents de conservation

Ressources disponibles :

- bibliothèque
- Internet
- manuels scolaires
- courriel (communication avec un scientifique, peut-être)
- entrevues
- journaux, périodiques

Votre présentation devrait inclure l'information suivante :

- réaction d'oxydoréduction du processus choisi;
- renseignements sur les substances oxydées et réduites lors de la réaction;
- agents oxydants et réducteurs;
- effets du processus sur l'environnement et apport d'énergie nécessaire pour le processus.



ANNEXE 27 : Réflexion individuelle sur le travail de 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 leur apport.</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> |

