

# Manitoba

Éducation, citoyenneté et jeunesse

CHIMIE, 12<sup>e</sup> année

Document de mise en œuvre

**REGROUPEMENT 1 : LES RÉACTIONS EN SOLUTION  
AQUEUSE**

ÉBAUCHE NON-RÉVISÉE

Janvier 2008

## BLOC A : La solubilité et la précipitation

C12-1-01 Expliquer des exemples de solubilité et de précipitation à l'échelle moléculaire et au niveau symbolique;  
RAG : D3

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

### EN TÊTE

#### Évaluation des connaissances antérieures

Vérifier si les élèves possèdent les connaissances antérieures nécessaires, et les réviser au besoin. Les stratégies SVA, soit Sait-Veut savoir-A appris (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9), peuvent servir à la révision et/ou à l'évaluation des connaissances antérieures.

### EN QUÊTE

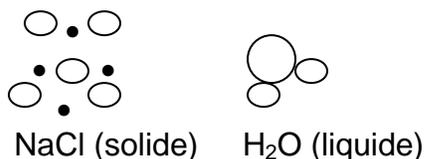
#### Démonstration

Fournir aux élèves plusieurs exemples de solutions et leur demander d'expliquer le processus de dilution à l'échelle moléculaire et symbolique. Dans le présent contexte, le terme « **moléculaire** » est considéré comme étant interchangeable avec le terme « **particulaire** ». Ils désignent des *représentations à l'échelle moléculaire*.

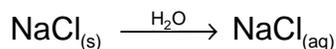
Le processus de dilution a été étudié en détail en 11<sup>e</sup> année, thème 4 : Solutions. Les élèves ont expliqué le processus de dilution de composés ioniques et covalents simples à l'aide de représentations visuelles des particules et d'équations chimiques. Les élèves ont fait une expérience de laboratoire illustrant la formation de solutions sous l'aspect de la nature polaire et apolaire (non polaire) des substances, utilisant notamment les termes « soluble » et « insoluble ».

1)  $\text{NaCl}_{(s)}$  dissous dans l'eau

Échelle moléculaire :



Niveau symbolique :



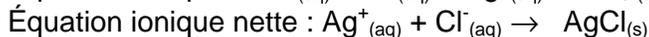
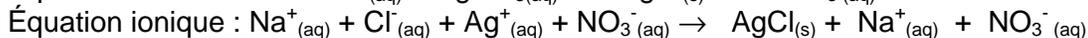
2)  $\text{NaCl}_{(aq)}$  et  $\text{AgNO}_{3(aq)}$  mélangés ensemble

Échelle moléculaire :

Montrer d'abord les deux solutions séparément dans leur bécher, c.-à-d., dans le bécher 1, la solution de  $\text{NaCl}_{(aq)}$  contenant des ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  circulant au milieu de molécules d'eau, et dans le bécher 2, la solution d' $\text{AgNO}_{3(aq)}$  renfermant des ions  $\text{Ag}^+$  and  $\text{NO}_3^-$  qui flottent autour des molécules d'eau.

Puis dans le troisième diagramme, montrer le mélange des deux solutions. Ici, les élèves devraient savoir que les ions  $\text{Ag}^+$  vont se combiner aux ions  $\text{Cl}^-$  et former un précipité blanc.

Niveau symbolique :



Le site Web ci-dessous (site Anglais) présente une animation de la réaction entre les solutions de chlorure de sodium et de nitrate d'argent :

Virtual Crezlab Qualitative Analysis

<http://www.crescent.edu.sg/crezlab/Webpages/PptRéaction4.htm>

Le site Web ci-dessous présente une animation de la réaction entre les solutions d'hydroxyde de sodium et de sulphate de cuivre :

[http://www.edu.ge.ch/po/chimie-orrm/flash/precipitation\\_son.swf](http://www.edu.ge.ch/po/chimie-orrm/flash/precipitation_son.swf)

**Nota :** Ce ne sont pas tous les mélanges d'ions qui produisent une réaction de précipitation. Par exemple, si l'on mélange une solution de chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ ) avec une solution d'iodure de potassium ( $\text{KI}$ ), il n'y aura aucune précipitation. Tous les ions resteront en solution. Le site Web ci-dessous présente une animation de la dissolution d'un composé ionique en solution aqueuse :

<http://www.uel-pcsm.education.fr/consultation/reference/chimie/solutaque/index.htm>

### Stratégie d'évaluation suggérée

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

## BLOC B : Élaboration des règles de solubilité

- |          |   |
|----------|---|
| C12-1-02 | Mener une expérience afin d'élaborer un ensemble de règles de solubilité;<br>RAG : C1, C2   |
| C12-0-S1 | adopter des habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres connaître et prendre les précautions nécessaires à la sécurité, être au courant du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT), savoir utiliser l'équipement d'urgence;<br>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 indépendantes, dépendantes et contrôlées, préciser les méthodes et les mesures de sécurité à suivre;<br>RAG : C1, C2  |
| C12-0-S5 | enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié,<br><i>par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;</i><br>RAG : C2, C5  |

- C12-0-S7 interpréter des régularités et des tendances dans les données, en inférer et en expliquer des relations;  
RAG : C2, C5
- C12-0-S9 tirer une conclusion selon l'analyse et l'interprétation des données, entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction.  
RAG : C2, C5, C8
- C12-0-A1 faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie;  
RAG : C2, C5
- C12-0-A2 valoriser le scepticisme, l'honnêteté, l'exactitude, la précision, la persévérance et l'ouverture d'esprit en tant qu'états d'esprit scientifiques et technologiques;  
RAG : C2, C3, C4, C5

## EN TÊTE

### Évaluation des connaissances antérieures

Vérifier si les élèves possèdent les connaissances de base nécessaires et réviser ces notions au besoin. Les stratégies SVA (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9) peuvent servir à la révision et/ou à l'évaluation des connaissances antérieures..

Au cours de sciences de 9<sup>e</sup> année, les élèves ont défini le terme précipité et ont reconnu la formation d'un précipité comme étant l'un des indicateurs d'une modification chimique.  
En 10<sup>e</sup> année, les élèves ont étudié les réactions à double déplacement.  
L'unité sur les solutions en chimie au niveau de la 11<sup>e</sup> année présentait les concepts d'espèces solubles et insolubles. Ils ont aussi étudié en détail la notion de concentration.

### Démonstration

Faire la démonstration de la réaction entre l'iodure de potassium et le nitrate de plomb (II), ou le chlorure de cobalt (II) et une solution d'hydroxyde de calcium saturée (eau de chaux). Ces réactions à double déplacement représentent deux indicateurs de modification chimique (variation de couleur et formation d'un précipité). Comme complément de la démonstration, demander aux élèves de prédire quels seront les produits de la réaction, et d'équilibrer l'équation. Leur rappeler que les deux solutions ont une concentration, qui est une représentation numérique des moles de soluté par rapport au volume de la solution. Le précipité produit par la réaction est insoluble, ou faiblement soluble, dans l'autre produit aqueux.

Les élèves pourront réviser les réactions qu'ils ont étudiées aux cours de sciences de 10<sup>e</sup> et de chimie en 11<sup>e</sup> année. Les encourager à dessiner les représentations moléculaires de ces réactions.

## EN QUÊTE

### Activité de laboratoire

Inviter les élèves à élaborer leur propre procédure en vue de créer une série de règles de solubilité. Pour cette expérience, voir l'annexe 1 : *Élaboration d'une série de règles de solubilité*. 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.

Si désiré, demander aux élèves d'élaborer leur propre procédure pour l'activité de laboratoire. On trouvera une liste de règles de solubilité dans les Renseignements pour l'enseignant de l'annexe 2.

## EN FIN

Amener 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?

## Stratégies d'évaluation suggérées

1. L'évaluation des activités de laboratoire peut se faire au moyen de rapports de laboratoire formels. Utiliser le modèle de rapport de laboratoire ou le format de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38, 14.12). Pour préparer ces rapports, les élèves peuvent utiliser un logiciel de traitement de textes et un tableur électronique. Se référer aux annexes 3 et 4 afin d'évaluer les habiletés de laboratoire.
2. Inviter les élèves à expliquer par écrit pourquoi certains ions sont insolubles et d'autres sont solubles.
3. 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.

## BLOC C : Les règles de solubilité

- C12-1-03 Utiliser un tableau des règles de solubilité pour prédire la formation d'un précipité;  
RAG : D3, C5
- C12-0-C1 Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,  
*par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*  
RAG : D3
- S3C-0-C2 Montrer une compréhension des concepts en chimie,  
*par exemple employer un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;*  
RAG : D3
- C12-0-S1 adopter des habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement,  
entre autres connaître et prendre les précautions nécessaires à la sécurité, être au courant du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT), savoir utiliser l'équipement d'urgence;  
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S9 tirer une conclusion selon l'analyse et l'interprétation des données,  
entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction.  
RAG : C2, C5, C8

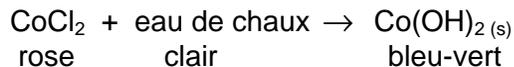
## Stratégies d'enseignement suggérées

### EN TÊTE

### Démonstration

Si l'enseignant n'a pas déjà réalisé l'activité de démonstration du RAS C40S-1-01, il peut montrer aux élèves que deux solutions claires (transparentes) ne donneront pas nécessairement un produit final clair, p. ex., nitrate de plomb (II) et iodure de potassium.

En revanche, pour une démonstration plus respectueuse de l'environnement, l'enseignant peut montrer aux élèves une réaction de précipitation avec changement de couleur.



## EN QUÊTE

### Enseignement direct - Écrire des réactions ioniques

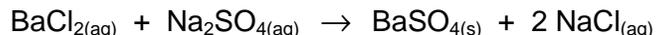
Les réactions de précipitation sont utilisées dans les stations de traitement de l'eau, dans les analyses qualitatives et dans les techniques de préparation de nombreux sels. C'est aussi le processus qui préside à la formation des grottes calcaires.

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  $\text{BaCl}_2$  et  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

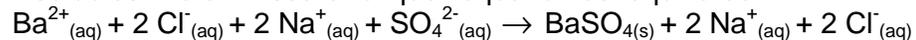
1. Prédise les produits de la réaction et assure-toi d'équilibrer l'équation.  
 $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{NaCl}$

2. Utilise les règles de solubilité de l'**annexe 5** pour déterminer quelles substances ioniques formeront un précipité à partir de solutions aqueuses. Tout manuel de chimie mentionné dans les liens avec les ressources d'apprentissage contient un tableau de ces règles. Dans ces règles de base, l'ion  $\text{Cl}^-$  forme un produit soluble lorsque combiné à l'ion  $\text{Na}^+$ . Par conséquent, le  $\text{NaCl}$  restera en solution et sera illustré par la formule  $\text{NaCl}_{(\text{aq})}$ . Note aussi dans ces règles que l'ion  $\text{Ba}^{2+}$  forme un produit insoluble avec l'ion  $\text{SO}_4^{2-}$ . Donc le  $\text{BaSO}_4$  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.



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

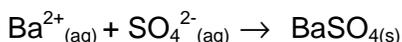
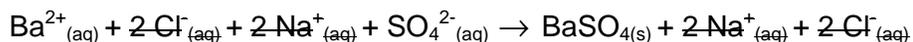
3. Les composés ioniques en solution dans l'eau se dissocient en ions, contrairement aux composés insolubles. Note – Assure-toi que l'équation est équilibrée.



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

4. Biffe tous les ions spectateurs<sup>1</sup> (les ions qui apparaissent des deux côtés de l'équation) et réécrivez l'équation.

<sup>1</sup> **Note de la traductrice** : La terminologie et la présentation des équations sont tirées de l'ouvrage *Chimie des solutions*, Hill, John W., Petrucci, H. Ralph, Dion, Martin et Martin Lamoureux, ERPI (Éd. du renouveau pédagogique Inc.), 2003. Ce document est une version française de l'ouvrage *General Chemistry – An Integrated Approach*, chapitres 4 et 12 à 18 de John W. Hill et Raph H. Petrucci, avec l'autorisation de Prentice-Hall Inc. Il est utilisé entre autres dans les établissements de niveau collégial du Québec.



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

Voir d'autres exemples de problèmes à **l'annexe 6** : *Prédire les réactions de précipitation*.

### Animation

L'animation présentée dans le site Web <http://www.crescent.edu.sg/crezlab/webpages/pptReaction3.htm> montre la réaction de précipitation du nitrate de plomb (II) et de l'iodure de potassium (site Anglais).

Le site Web ci-dessous présente une animation de la réaction entre les solutions d'hydroxyde de sodium et de sulfate de cuivre :

[http://www.edu.ge.ch/po/chimie-orrm/flash/precipitation\\_son.swf](http://www.edu.ge.ch/po/chimie-orrm/flash/precipitation_son.swf)

### Activité de laboratoire

Fournir aux élèves des plaques à cupules 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'une échelle des couleurs (voir **l'annexe 7**). Voir un exemple de procédure à **l'annexe 8** : *Identification de solutions inconnues*.

### EN FIN

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 à double déplacement.

### Stratégies d'évaluation suggérées

#### 1. Résolution de problèmes

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 6** : *Prédiction des réactions de précipitation*.

#### 2. Habilités en laboratoire

Se référer aux annexes 3 et 4 afin d'évaluer les habiletés de laboratoire.

#### 3. Entrée dans le carnet scientifique / Notes techniques

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 9** : *Notes techniques – Écriture des équations ioniques nettes* et une feuille reproductible pour l'élève à **l'annexe 10**.

## BLOC D : La neutralisation

- |          |  |
|----------|--|
| C12-1-04 | Rédiger une équation équilibrée de neutralisation pour des réactions impliquant des acides forts et des bases fortes;<br>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;<br>RAG : C2   |
| C12-0-C1 | Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,<br><i>par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;</i><br>RAG : D3 |

- S3C-0-C2      Montrer une compréhension des concepts en chimie,  
*par exemple employer un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;*  
RAG : D3
- C12-0-S5      enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié,  
*par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;*  
RAG : C2, C5
- C12-0-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-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 résultats d'apprentissage ci-dessous ont été étudiés au cours de sciences de 10<sup>e</sup> année.

S2-2-03 : Écrire la formule et le nom de composés ioniques binaires, entre autres respecter les lignes directrices de l'Union internationale de chimie pure et appliquée et justifier leur utilisation

S2-2-06 : équilibrer des équations chimiques, entre autres traduire en mots des équations chimiques équilibrées, et traduire en équations chimiques équilibrées des équations exprimées en mots.

S2-2-10 : expliquer comment un acide et une base interagissent pour former un sel et de l'eau au cours du processus de neutralisation.

Au cours de chimie de 11<sup>e</sup> année, RAS C11-3-03, 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.

## Stratégies d'enseignement suggérées

### EN TÊTE

Vérifier si les élèves possèdent les connaissances antérieures nécessaires, et les réviser au besoin.

### EN QUÊTE

#### Enseignement direct – règles de nomenclature

Présenter les règles de nomenclature des composés acides binaires et polyatomiques. 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 des ions polyatomiques négatifs fortement oxydés forment des acides qui sont nommés en remplaçant le suffixe -ate par -ique et le suffixe -ite par -eux. Pour nommer les oxacides (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. S'il y a suffisamment d'ions  $H^+$  ajoutés à un ion (racine)ate polyatomique pour neutraliser complètement sa charge, l'acide (racine)ique est formé.

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.

S'il y a deux ions  $H^+$  ajoutés à un sulfate,  $SO_4^{2-}$ ,  $H_2SO_4$  est formé, c.-à-d. l'acide sulfurique.

Un **acide fort** est un acide qui se dissocie complètement en ions. Par exemple, s'il y a 100 molécules de HCl dissoutes dans l'eau, il y aura 100 ions  $H^+$  et 100 ions  $Cl^-$  produits. Soulignons qu'il n'existe que six acides forts, c'est-à-dire : acide chlorhydrique (HCl), acide bromhydrique (HBr), acide iodhydrique (HI), acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ), acide nitrique ( $HNO_3$ ) et acide perchlorique ( $HClO_4$ ). Recommander aux élèves de retenir les noms de ces acides puisque cette nomenclature forme la base des noms d'autres acides. Les noms des autres oxacides et des acides faibles seront étudiés dans l'unité sur les acides et les bases.

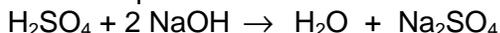
Pour nommer une base, on combine le nom du métal avec celui de l'anion  $OH^-$ , l'ion hydroxyde ou oxyhydrile. Par exemple, le composé NaOH s'appelle hydroxyde de sodium. Une **base forte** se définit comme étant une base qui se dissocie complètement en ions. Ainsi, s'il y a 100 unités de formule NaOH dissoutes dans l'eau, 100 ions  $Na^+$  et 100 ions  $OH^-$  seront produits. 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 l'unité Réactions en solution aqueuse. Quand un acide fort et une base forte sont combinés, ils produisent une réaction complète, c'est-à-dire que tous les ions hydrogène (de l'acide) et tous les ions hydroxyde (de la base) réagissent pour former de l'eau.

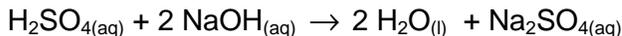
Rappeler aux élèves que les acides et les bases sont des composés ioniques, et donc lorsqu'ils sont placés dans l'eau, ils se dissocient en ions et entrent dans une réaction à double déplacement produisant un sel et de l'eau.

Ex. : Écris l'équation de la réaction de neutralisation entre  $H_2SO_4$  et NaOH.

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

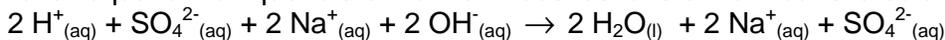


2. Utilise les règles de solubilité pour confirmer si chaque produit sera solide, liquide ou en solution aqueuse.

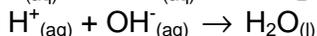
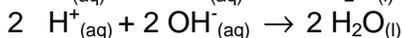
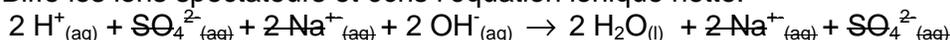


Note – Faire remarquer aux élèves que l'eau est un liquide puisque le solvant des solutions aqueuses est l'eau.

3. Écris l'équation ionique totale montrant tous les ions entrant dans la solution.



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



## Démonstration

Montrer aux élèves que les réactions de neutralisation peuvent produire un volume plus grand que la somme des volumes des réactifs. Exemples de démonstrations classiques : 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. Observer une augmentation de 2 à 3 mL du volume. Demander aux élèves d'expliquer ce phénomène à l'aide de représentations des particules.

## Animation/Simulation

### Chimie 1DF

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

[http://www.edu.ge.ch/po/chimie-orrm/flash/neutralisation\\_son.swf](http://www.edu.ge.ch/po/chimie-orrm/flash/neutralisation_son.swf)

Virtual Crezlab Qualitative Analysis (site anglais)

La simulation 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.

<http://www.crescent.edu.sg/crezlab/webpages/AcidRéaction3.htm>

## Activité de laboratoire

Fournir aux élèves des solutions 0,1 mol/L de NaOH et de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Leur demander de faire un microtitrage pour pouvoir comparer le rapport stœchiométrique avec le rapport molaire expérimental entre les réactifs. Voir **l'annexe 11** : *Laboratoire de titrage* et **l'annexe 12** : *Laboratoire de titrage – Renseignements pour l'enseignant*.

En 10<sup>e</sup> 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 l'unité sur les acides et bases.

## EN FIN

Demander aux élèves d'expliquer les étapes d'écriture des réactions de neutralisation à l'aide de la technique « le cahier divisé ». Voir l'exemple à **l'annexe 13** : *Équilibrage des réactions de neutralisation*.

## Stratégies d'évaluation suggérées

### Équilibrage de réactions de neutralisation

Inviter les élèves à écrire des réactions de neutralisation équilibrées.

### Rapports de laboratoire

Demander aux élèves d'utiliser le modèle de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*). Pour préparer ces rapports, les élèves peuvent utiliser un logiciel de traitement de textes et un tableur électronique.

### Habilités en laboratoire

Évaluer les habiletés en laboratoire à l'aide des annexes 3 et 4.

## BLOC E : La neutralisation II

- 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 moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*

RAG : D3

C12-0-S5 enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié,  
*par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;*

RAG : C2, C5

C12-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;

RAG : C2, C4, C7

## EN TÊTE

### Démonstration

Comme activité d'activation avant d'appliquer la stratégie de résolution de problèmes suggérée pour les questions de neutralisation, l'enseignant peut faire la démonstration de plusieurs réactions acido-basiques. Demander aux élèves d'écrire leurs observations sur la réaction chimique qui prend place, c.-à-d. de décrire les réactifs et les produits. La liste ci-dessous n'est qu'un des nombreux exemples de démonstrations possibles. Les documents de référence sont indiqués dans les liens sur les ressources d'apprentissage.

Dans le RAS C12-1-05, les élèves ont recueilli des données expérimentales sur la stœchiométrie d'une réaction de neutralisation entre une base forte et un acide fort.

**Note :** Comme certaines de ces démonstrations requièrent la présence d'acides faibles, il ne faut pas demander aux élèves d'écrire les équations équilibrées après la démonstration.

- **Jus d'orange et flotteur à la fraise**  
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 beaucoup de précautions. La réaction est très vigoureuse et produit une solution faisant penser au flotteur à la fraise. **Mise en garde :** Cette démonstration peut faire beaucoup de dégâts; il faut donc prendre des précautions.
- **Tube arc-en-ciel**  
Pour cette démonstration, remplir d'abord un tube d'une solution verte. À une extrémité, ajouter quelques gouttes d'un acide, et à l'autre, quelques gouttes d'une base. Après réaction, on peut voir tout le spectre des couleurs.
- **Du lait de magnésie au laboratoire**  
Pour cette démonstration, mélanger du  $Mg(OH)_2$ , lait de magnésie®, de l'acide chlorhydrique et un indicateur universel, qui changera de couleur du bleu (basique) au rouge (acide). Durant ce processus, on peut voir une gamme complète de couleurs de l'indicateur universel.
- **L'éponge caméléon**  
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.
- **Le pichet magique**

Préparer plusieurs béchers et à l'aide du « pichet magique », produire différents changements de couleur. Le secret de cette démonstration, c'est qu'on ajoute à chacun des béchers quelques gouttes d'acide ou de base à des concentrations variables. Voir la présentation complète de cette démonstration à partir des liens vers les ressources d'apprentissage.

## EN QUÊTE

### Enseignement direct – résolution de problèmes

Proposer aux élèves d'utiliser les données expérimentales du RAS C12-1-04 pour déterminer la concentration inconnue de l'acide ou de la base. Minimiser l'importance de l'emploi de formules telles que  $C_1V_1 = C_2V_2$ . Souligner aussi le fait que certains textes utilisent la notation suivante pour la concentration :  $M_1V_1 = M_2V_2$ . Les manuels de chimie américains utilisent souvent la molarité (M). Le résultat d'apprentissage C11-4-13 du cours de chimie de 11<sup>e</sup> année définit les termes molarité et concentration. Il est préférable d'utiliser autant que possible l'unité mol/L car l'UICPA n'accepte plus l'unité M (molarité). Voir le site de l'UICPA ([www.iupac.org](http://www.iupac.org)) pour plus de détails sur la terminologie et les unités officielles. Pour mieux faire comprendre ce concept, proposer le processus de résolution de problèmes ci-dessous.

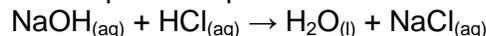
1. Écrire une équation chimique équilibrée pour la réaction.
2. Utiliser la concentration et le volume de la base ou de l'acide connu pour calculer le nombre de moles de la substance.
3. Utiliser les coefficients de l'équation équilibrée pour déterminer le nombre de moles de la base ou de l'acide inconnu.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

### Exemples de problèmes

1. Dans la réaction avec 35,0 mL d'un liquide pour déboucher les tuyaux qui contient 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.

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

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

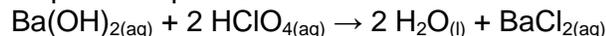
- d) Trouve la concentration de NaOH en divisant le nombre de moles par le volume donné.

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

2. Calcule le volume de 0,256 mol/L de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  qui doit être ajouté pour neutraliser 46,0 mL de solution  $\text{HClO}_4$  à 0,407 mol/L.

#### Solution

- a) Écris l'équation équilibrée.



- b) Calcule le nombre de moles de  $\text{HClO}_4$  en multipliant la concentration par le volume.

$$\begin{aligned} \text{mol HClO}_4 &= (0,407 \text{ mol/L}) (0,0460 \text{ L}) \\ &= 0,0187 \text{ mol HClO}_4 \end{aligned}$$

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

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

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

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

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

$$V = \frac{\text{moles}}{C} = \frac{0,00935 \text{ mol}}{0,256 \text{ mol/L}}$$

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

## EN FIN

Demander aux élèves d'écrire les étapes pour résoudre des problèmes de neutralisation.

## Stratégie d'évaluation suggérée

### Résolution de problèmes

Fournir aux élèves un problème de neutralisation à résoudre. Utiliser le format des notes techniques pour inciter les élèves à mettre en commun leur processus de réflexion relativement à la solution mathématique du problème.

## BLOC F : L'identification de solutions inconnues

- |          |  |
|----------|--|
| C12-1-07 | Élaborer et mettre en œuvre une procédure visant à identifier un certain nombre de solutions inconnues;<br>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;<br>RAG : C1, C2 |
| C12-0-S4 | sélectionner et utiliser l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire, <i>par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;</i><br>RAG : C1, C2  |
| C12-0-S5 | enregistrer, organiser et présenter des données et des observations au moyen d'un format approprié, <i>par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;</i><br>RAG : C2, C5                                  |
| C12-0-S9 | tirer une conclusion selon l'analyse et l'interprétation des données, entre autres expliquer les relations de cause à effet, déterminer d'autres explications, appuyer ou rejeter une hypothèse ou une prédiction.<br>RAG : C2, C5, C8                                     |

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. Demander aux élèves de remettre leur plan quelques jours avant le labo 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 l'identification des inconnues. Souligner que les élèves qui auront bien préparé leur expérience de laboratoire auront plus de chances de réussir à identifier les solutions inconnues.

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

## Stratégies d'enseignement suggérées

### Activité de laboratoire

Fournir aux élèves des échantillons non étiquetés des solutions suivantes :

$K_2CrO_4$  - 0,2 mol/L

$AlCl_3$  - 1,0 mol/L

$Na_2CO_3$  - 1,0 mol/L

$NaCH_3COO$  - 1,0 mol/L

HCl - 6,0 mol/L

NaOH - 6,0 mol/L

$NH_4OH$  - 6,0 mol/L

$Fe(NO_3)_3$  - 0,1 mol/L

$AgNO_3$  - 0,1 mol/L

$CuSO_4$  - 0,1 mol/L

$NiCl_2$  - 0,1 mol/L

$Pb(NO_3)_2$  - 0.1 mol/L

Consulter l'**annexe 15** : *Douze solutions mystères – Guide de préparation* ou l'information sur la préparation de ce laboratoire avant de le soumettre aux élèves. L'annexe fournit une série de solutions possibles. Des clés d'identification destinées à l'enseignant sont fournies à l'**annexe 16** (qui présente une grille indiquant ce que les élèves peuvent apporter au laboratoire) et à l'**annexe 17** (un sommaire détaillé des observations attendues des élèves après le laboratoire).

Inviter les élèves à déterminer la nature de chaque solution à l'aide des règles de solubilité, de la couleur, de l'odeur, du test d'inflammabilité et du papier tournesol. Voir les consignes pour les élèves à l'**annexe 14** : *La solution mystère – Laboratoire*.

## Stratégies d'évaluation suggérées

### Rapports de laboratoire

L'activité de laboratoire proposée pour ce résultat d'apprentissage pourrait être évaluée à l'aide d'un rapport de laboratoire standard inspiré du modèle de rapport de laboratoire (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 11.38, 14.12). Un logiciel de traitement de textes et un tableur pourraient servir à la préparation de ces rapports.

### Habilités en laboratoire

Se référer aux annexes 3 et 4 afin d'évaluer les habiletés de laboratoire.

## BLOC G : L'oxydation et la réduction

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

- C12-0-C1 Utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,  
*par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*  
RAG : D3
- S3C-0-C2 Montrer une compréhension des concepts en chimie,  
*par exemple employer un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;*  
RAG : D3

## Stratégies d'enseignement suggérées

### EN TÊTE

#### Évaluation des connaissances antérieures

Vérifier si les élèves possèdent les connaissances antérieures nécessaires, et les réviser au besoin. Toute stratégie SVA peut servir à la révision et/ou à l'évaluation des connaissances antérieures (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, chapitre 9).

#### Démonstration

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. Cette réaction est *exothermique*, donc prévoir une ventilation adéquate ou une hotte. Encourager les élèves à noter soigneusement leurs observations macroscopiques pour discussion ultérieure sur l'activité à l'échelle moléculaire. Par exemple, demander aux élèves si un réservoir en aluminium pourrait servir au transport d'une solution de  $\text{CuCl}_2$ . Les inviter également à expliquer pourquoi la réaction suivante ne se produira pas :  $\text{Cu}_{(s)} + \text{AlCl}_3$ .

En 10<sup>e</sup> année, les élèves ont appris l'importance de l'électron et de la charge nucléaire relativement à la périodicité, et la réaction entre des éléments pour produire des composés ioniques et covalents (résultats d'apprentissage S2-2-01, S2-2-02, S2-2-03 et S2-2-04).

La présente section vise à faire comprendre aux élèves comment la perte et le gain d'électrons peuvent être considérés comme étant soit un processus d'oxydation, soit un processus de réduction.

### 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 (p. ex., propulsion d'une fusée, feux d'artifice, antioxydants, photosynthèse, rouille, ivressomètre, pour ne nommer que quelques applications).

Les réactions d'oxydoréduction 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 pour aider à résoudre notre crise énergétique et notre lutte contre le réchauffement climatique planétaire et 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 l'avenir, ils doivent minimalement comprendre les technologies électrochimiques actuelles qu'ils utiliseront.

Cette courte section d'initiation représente un bref survol des technologies électrochimiques, conduisant à la dernière unité qui présente une discussion détaillée sur le sujet.

## Enseignement direct – l'oxydation et la réduction

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.

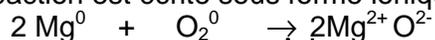
Le terme « réduction » signifiait à l'origine l'enlèvement de l'oxygène d'un composé. Ce terme vient du fait que le métal libre a une masse plus faible que son composé oxydé. Il y a diminution ou réduction de la masse de la matière lorsque l'oxygène est extrait.

Compte tenu de leurs connaissances antérieures, les élèves devraient être familiers avec le concept d'oxydation dans la combustion et le pourrissement des aliments comme des évidences dans les exemples ci-dessous.

Au cours de chimie de 11<sup>e</sup> 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 brûlage, est la réaction d'une substance avec l'oxygène gazeux dans l'air.



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



- 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; 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 ion gagne des électrons.

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

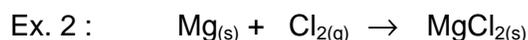


Les élèves peuvent maintenant voir qu'en doublant la relation Mg, le nombre d'électrons perdus par Mg est égal au nombre gagné par l'oxygène.

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

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

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



Écrite sous forme ionique, cette réaction devient :



Rappeler aux élèves que 2 ions  $\text{Cl}^{-1}$  sont nécessaires pour équilibrer les charges  $2+$  de l'ion  $\text{Mg}$  pour former  $\text{MgCl}_2$ .

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

$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$  dans cette équation, la charge est conservée : charge 0 des 2 côtés

$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{Cl}^{1-}$  dans cette équation, la charge est conservée : charge  $2^{-}$  des 2 côtés

À partir de cet exemple, on peut dire que  $\text{Mg}$  est encore oxydé.

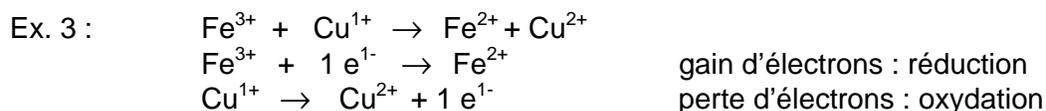
1.  $\text{Mg}$  gagne une charge positive et devient un ion (s'ionise).
2. Il y a eu perte d'électrons.

Une réaction complémentaire se produit quand un atome  $\text{Cl}$  devient un ion  $\text{Cl}^{1-}$ .

1.  $\text{Cl}$  est réduit en un ion négatif.
2. 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.



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

Le site suivant illustre une réaction d'oxydoréduction (ou redox) à l'échelle moléculaire. Des électrons sont transférés des atomes de zinc aux ions cuivre (II). C'est une excellente animation montrant l'échange d'électrons à l'échelle particulaire, expliquant en détail le processus en cause (site anglais).

Chemistry Experiment Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations for Introduction to College Chemistry (aka General Chemistry)

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

Voir également le site <http://www.educnet.education.fr/rnchimie/liens/gene.htm>.

### EN FIN

#### Cadre de comparaison

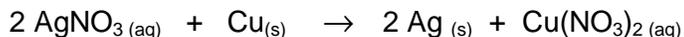
Inviter les élèves à commencer à préparer un cadre de comparaison et contraste entre l'oxydation et la réduction (voir l'**annexe 18**). Ils pourront compléter ce cadre quand ils auront vu le résultat d'apprentissage C12-1-09.

#### Stratégies d'évaluation suggérées

##### Résolution de problèmes

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'utilisera

probablement pas ce terme. On peut prendre, par exemple, des réactions qui ont été étudiées en 11<sup>e</sup> année, notamment :

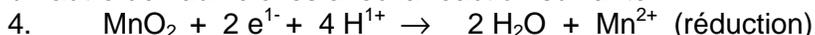


D'après les unités précédentes, les élèves peuvent maintenant enlever les ions spectateurs des réactions.

2. Comme autre type de question, demander aux élèves de déterminer lesquelles des réactions suivantes seraient des réactions d'oxydation ou de réduction. Les élèves devraient pouvoir expliquer leurs réponses.

- Ex. :
1.  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^{1+} + 1 \text{e}^{-1}$  (oxydation)
  2.  $\text{F} + 1 \text{e}^{-1} \rightarrow \text{F}^{1-}$  (réduction)
  3.  $\text{Ti}^{3+} \rightarrow \text{Ti}^{4+} + 1 \text{e}^{-1}$  (oxydation)

Lancer un autre défi aux élèves avec la réaction suivante :



3. Les inviter à répondre à la question suivante : Pourquoi les réactions d'oxydation et de réduction doivent-elles se produire ensemble?

## BLOC H : Le degré d'oxydation

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 moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*  
RAG : D3

S3C-0-C2 Montrer une compréhension des concepts en chimie,  
*par exemple employer un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;*  
RAG : D3

## Stratégies d'enseignement suggérées

### Enseignement direct

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 si l'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 textes de chimie fournissent des règles d'attribution des nombres d'oxydation. Ces règles varient légèrement d'un texte à l'autre, mais elles donnent toujours la même valeur pour les nombres d'oxydation. **L'annexe 20**, *Règles des nombres d'oxydation*, 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. Voir les renseignements généraux pour l'enseignant à la fin du présent résultat d'apprentissage.

Il y a bien des façons d'établir ou d'expliquer le processus arithmétique permettant de trouver les nombres d'oxydation. L'une de ces méthodes a été représentée graphiquement.

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

Ex. 1 :  $\text{HNO}_3$

La règle 4 dit que le nombre d'oxydation de  $\text{H}^{1+} = +1$  et la règle 5 dit que  $\text{O}^{2-} = -2$

+1	?	-2
H	<b>N</b>	$\text{O}_3$
+1	?	-6
	+5	

Ces nombres peuvent être écrits à l'endroit approprié tel qu'indiqué.  
La charge totale est calculée à la ligne du bas, c.-à-d. pour H,  $+1 \times 1 = +1$ ; pour O,  $-2 \times 3 = -6$

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 égaier 0.

Ainsi, le ? sur la ligne du bas doit être +5.

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

Ex. 2 :  $\text{Na}_3\text{PO}_4$

La règle 2 dit que le nombre d'oxydation de  $\text{Na}^{1+} = +1$  et la règle 5 dit que  $\text{O}^{2-} = -2$ .

Ces nombres peuvent être écrits à l'endroit approprié tel qu'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
$\text{Na}_3$	<b>P</b>	$\text{O}_4$
+3	?	-8
	+5	

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

Les charges totales sont écrites à la ligne du bas.

La règle 3 dit que la somme des charges du bas doit être 0.

Ainsi le ? de la ligne du bas doit être +5.

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

Ex. 3 :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Il s'agit d'un ion complexe dont la charge totale est 2-.

Cette fois, les charges de la ligne du bas égaient 2-.

La règle 5 dit que  $\text{O}^{2-} = -2$ .

?	-2	
<b><math>\text{Cr}_2</math></b>	$\text{O}_7$	2-
?	-14	
+12		

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

Cependant, il y a 2 atomes Cr; par conséquent, le nombre d'oxydation de chaque Cr doit être +6.

Autres exemples :  $V_2O_5$  (+5),  
 $H_2CO_3$  (+4),  
 $(NH_4)_2SO_4$  (-3), [Truc : écrire  $N_2H_8SO_4$ , OU utiliser l'ion ammonium  $NH_4^+$ ]  
 $Ra(NO_2)_2$  (+3), [Truc : écrire  $RaN_2O_4$ , OU utiliser l'ion complexe  $NO_2^{1-}$ ]

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

### Renseignements généraux pour l'enseignant

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 devrait être considérée comme étant un supplément ou enrichissement du cours.

Il y a deux types d'hydrures : ioniques et covalents.

1) Les hydrures ioniques sont formés lorsque l'hydrogène réagit avec un métal réactif comme ceux faisant partie des métaux alcalins et de la famille des alcalino-terreux, p. ex. :

$NaH$  = le nombre d'oxydation de H est  $-1$ ,  
 $BaH_2$  = le nombre d'oxydation de H est  $-1$   
 $AlH_3$  = le nombre d'oxydation de H est  $-1$

2) Les hydrures covalents, dans lesquels 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  $CH_4$  et  $NH_3$ , et ceux qui ont des structures plus complexes tels que  $(BeH_2)_x$  et  $(AlH_3)_x$ .  
 $CH_{4(g)} + 2 O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(l)}$ . Cette réaction est une réaction d'oxydoréduction.

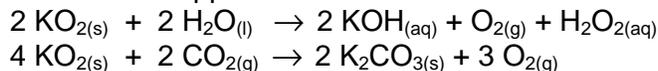
Le carbone de  $CH_4$  a un nombre d'oxydation de  $-4$ , qui va jusqu'à  $+4$  dans  $CO_2$ , tandis que l'atome d'oxygène va de  $0$  dans l'oxygène libre à  $-2$  dans  $CO_2$  et  $H_2O$ .

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  $H_2O_2$  et sont tous des agents oxydants puissants.

L'ion peroxyde est  $O_2^{2-}$ , dont chaque atome O a un nombre d'oxydation de  $-1$ .

4) Superoxydes : L'action de l'oxygène à des pressions proches d'une atmosphère sur le potassium, le rubidium ou le césium donne des solides cristallins jaunes à orange avec la formule  $MO_2$ . On peut obtenir  $NaO_2$  uniquement en faisant réagir  $Na_2O_2$  avec  $O_2$  à une pression de 300 atm et à 500 C. Il est impossible d'isoler  $LiO_2$ . Les superoxydes d'alcalino-terreux (p. ex., de magnésium), de zinc et de cadmium sont produits en petites concentrations sous forme de solides en suspension dans des peroxydes.

Les composés comme  $KO_2$  réagissent fortement avec l'eau et libèrent de l'oxygène gazeux. C'est pourquoi  $KO_2$  est utilisé dans les appareils respiratoires autonomes. L'air expiré des poumons contient du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau. Les deux réactions suivantes montrent comment le superoxyde est utilisé dans l'appareil.



Comme toujours, l'enseignant doit 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 S12-1-10.

Ex. :  $Fe_3O_4$ , où le nombre d'oxydation de Fe devrait être  $+8/3$  !!!

## EN FIN

Demander aux élèves de déterminer le nombre d'oxydation du soufre dans chacun des composés suivants :  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{SO}_2$  et  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , et d'organiser ces substances par ordre croissant du nombre d'oxydation.

### Stratégies d'évaluation suggérées

#### Résolution de problèmes

Les élèves devraient pouvoir 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. L'enseignant peut leur fournir des tubes à essai scellés contenant des substances dont la formule est indiquée sur l'étiquette.

Leur proposer de déterminer le nombre d'oxydation pour chaque atome apparaissant dans la formule chimique.

#### Cadre de comparaison

Demander aux élèves de compléter le cadre de comparaison et contraste qu'ils ont commencé sous le résultat d'apprentissage précédent (voir l'**annexe 19** pour des exemples de réponses).

#### Entrée dans le carnet scientifique

Demander aux élèves d'essayer d'expliquer comment le pourrissement des aliments est lié à l'oxydation, et à la combustion.

Leur demander d'expliquer en quoi la combustion (le brûlage) et la rouille sont des processus similaires et pourtant assez différents.

## BLOC I : Les réactions d'oxydoréduction

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

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

S3C-0-C2 Montrer une compréhension des concepts en chimie,  
*par exemple employer un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;*  
RAG : D3

### Stratégies d'enseignement suggérées

## EN TÊTE

### Démonstration

Préparer un bécher d'une solution de nitrate d'argent en faible concentration et ajouter un bout de fil de cuivre nu enroulé. Inviter les élèves à observer et à se rappeler de leur 11<sup>e</sup> année les notions

Dès la 10<sup>e</sup> année, les élèves ont été initiés à la conservation des atomes dans une réaction (p. ex., sous le résultat d'apprentissage S2-2-06), et au cours de chimie de 11<sup>e</sup> année, à la conservation des atomes et de la masse dans une réaction chimique (RAS C11-3-05, C11-3-12 et C11-3-13).

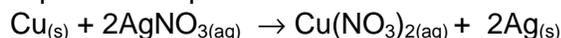
relatives aux réactions chimiques. Leur demander de proposer une explication. Est-ce que la réaction inverse se produit?

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

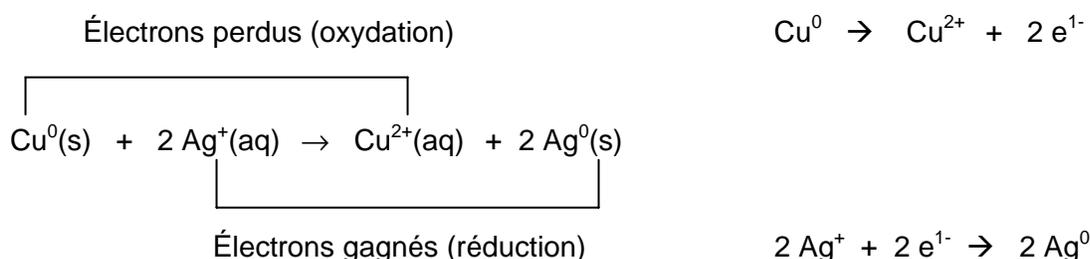
### EN QUÊTE

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 ci-dessous pour aider les élèves à bien comprendre le concept d'oxydation et de réduction ainsi que la perte et le gain d'électrons. Il est essentiel qu'ils comprennent ces notions pour réussir l'unité sur l'électrochimie.

Équation ionique :



Équation ionique nette :



Un agent réducteur cause la réduction d'une autre espèce.

Un agent oxydant provoque l'oxydation d'une autre espèce.

La substance oxydée,  $\text{Cu}^0$ , est l'agent réducteur (aussi appelé donneur d'électrons).

L'élément réduit,  $\text{Ag}^+$ , est l'agent oxydant (aussi appelé accepteur d'électrons).

Certains textes définissent l'oxydation comme étant l'augmentation de l'état d'oxydation, et la réduction comme étant la diminution de l'état d'oxydation.

Noter que chaque atome de cuivre solide (métal) perd 2 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.

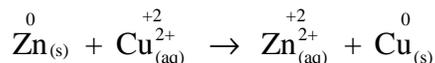
### Exemple de problème

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

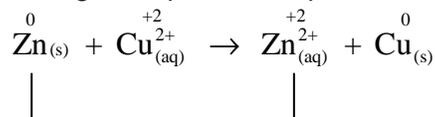
- 1) Indique si c'est une réaction d'oxydoréduction ou non.
- 2) Si c'est une réaction d'oxydoréduction, indique quelle est la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

### Solution

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

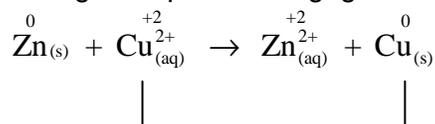


Étape 2 : Regarde quel réactif perd des électrons. C'est la substance oxydée.



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

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

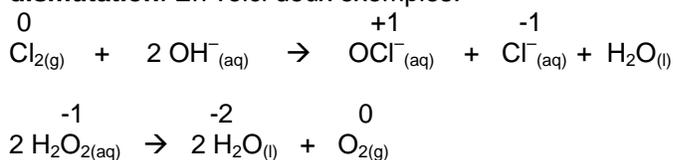


L'ion  $\text{Cu}^{2+}$  gagne 2 électrons et forme l'atome Cu, donc  $\text{Cu}^{2+}$  est réduit.  $\text{Cu}^{2+}$  est aussi l'agent oxydant car il capte des électrons du réactif oxydé.

Étape 4 : Regarde 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.

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



### Animation

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

Chemistry Experiment Simulations, Tutorials and Conceptual Computer Animations for Introduction to College Chemistry (aka General Chemistry)

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

### EN FIN

Les élèves peuvent créer une analogie illustrant chacun des termes suivants : oxydation, réduction, agent oxydant et agent réducteur

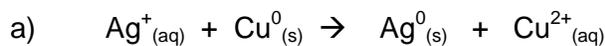
### Stratégies d'évaluation suggérées

#### Résolution de problèmes

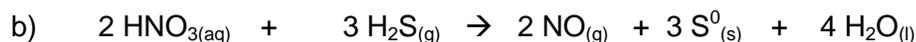
Proposer aux élèves de résoudre des problèmes visant à identifier les réactions d'oxydoréduction et celles qui n'en sont pas.

Les élèves pourront également indiquer 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, et donc nous n'utiliserons pas une notation ionique (p. ex., N au lieu de  $\text{N}^{+5}$ ). 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, déterminer : 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) $\text{Cu}^0_{(\text{s})}$	b) S
Quelle substance est réduite?	a) $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$	b) N
Quel est l'agent oxydant?	a) $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$	b) $\text{HNO}_{3(\text{aq})}$
Quel est l'agent réducteur?	a) $\text{Cu}^0_{(\text{s})}$	b) $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$

### Approche tripartite

Les élèves peuvent utiliser cette approche pour décrire les termes agent oxydant, agent réducteur, substance oxydée et substance réduite (voir *L'enseignement des sciences de la nature au secondaire*, p. 10.22).

### Carnet

Il y a des trucs mnémoniques souvent utilisés pour aider les élèves à se rappeler de la définition d'oxydation et de réduction, p. ex., OXPER RÉGAIN. Laisser du temps libre aux élèves pour qu'ils puissent faire appel à leur créativité artistique ou linguistique pour illustrer ces trucs mnémoniques, par exemple, en créant une bande dessinée ou une courte histoire de l'atome qui perd un électron qu'un autre vient capter (Teacher's Edition, Chemistry : Matter and Change, Dingrando *et al.*, Glencoe-McGraw-Hill, 2005, p. 638).

## **BLOC J : Équilibrer les réactions d'oxydoréduction**

- 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 moléculaires, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;*  
RAG : D3
- S3C-0-C2 Montrer une compréhension des concepts en chimie,  
*par exemple employer un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;*  
RAG : D3

### **Stratégies d'enseignement suggérées**

#### **Enseignement direct : Équilibrer les réactions d'oxydoréduction**

Tel que mentionné précédemment dans le dernier résultat d'apprentissage, dès la 10<sup>e</sup> année, les élèves se sont familiarisés avec la conservation des atomes (S2-2-06), et au cours de chimie de 11<sup>e</sup> année, avec la conservation des atomes et de la masse durant les réactions chimiques (C11-3-12 et C11-3-13).

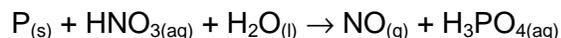
Il y a deux méthodes de base pour équilibrer les réactions d'oxydoréduction. Étant donné que cette courte section a été conçue en tant qu'introduction à l'oxydoréduction, seule la méthode basée sur le nombre d'oxydation est présentée. L'autre méthode efficace qui est basée sur les demi-réactions sera présentée plus en détail à la dernière unité 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 ci-dessous, la base ou l'acide sera déjà pris en compte 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 ci-dessous illustrent clairement ce concept.

### Méthode basée sur le nombre d'oxydation :

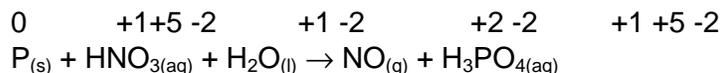
Utiliser les étapes suivantes pour équilibrer une réaction d'oxydoréduction selon la méthode de variation du nombre d'oxydation. Cette méthode permet d'équilibrer une équation d'oxydoréduction en comparant la diminution et l'augmentation des nombres d'oxydation, c.-à-d. le nombre d'électrons perdus et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

#### Exemple 1

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

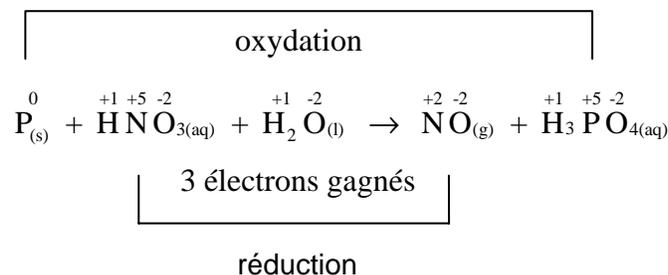


1. Assigne les nombres d'oxydation à tous les atomes de la réaction. Écris le nombre au-dessus de l'atome approprié.



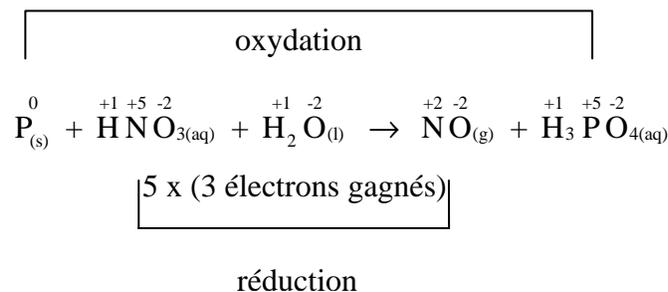
2. Indique quels atomes sont oxydés et lesquels sont réduits. Trace une ligne pour relier les atomes qui sont oxydés et ceux qui sont réduits. Écris le nombre d'électrons gagnés/perdus à mi-chemin de la ligne.

(5 électrons perdus)

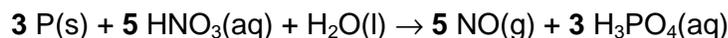


3. Équilibre les nombres d'électrons perdus et gagnés en plaçant les coefficients comme suit :

3 x (5 électrons perdus)



4. Place le coefficient 3 devant  $P_{(s)}$  et  $H_3PO_4$  et place le coefficient 5 devant  $HNO_3$  et  $NO$ .

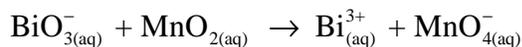


5. Équilibre tous les atomes comme il se doit et fais une vérification finale pour voir si tous les atomes et les charges sont équilibrés. Équilibre d'abord les métaux, puis les non-métaux, l'hydrogène et l'oxygène en dernier. En suivant ces étapes, souvent, les nombres plus complexes de l'atome O sont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

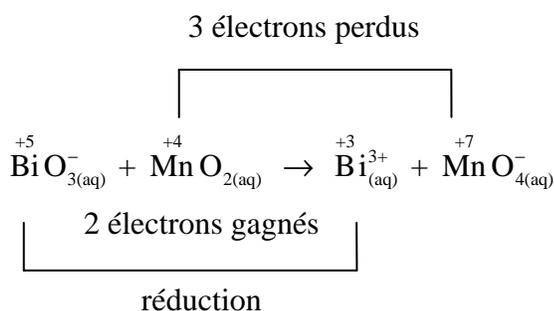


### Exemple 2 Solution acide

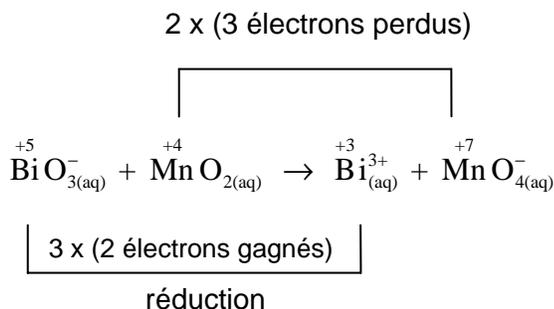
Équilibre la réaction d'oxydoréduction en solution aqueuse qui se produit en **solution acide**.



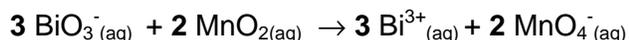
1. Assigne les nombres d'oxydation à tous les atomes de la réaction. Écris le nombre au-dessus des atomes appropriés et indique le nombre d'électrons perdus et gagnés.



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  $\text{H}^+$  sachant que la réaction se produit dans une solution **acide**.

$$\begin{array}{rcl}
 (3-) & + & 0 \\
 (3-) & & = (9+) + (2-) \\
 & & = (7+)
 \end{array}$$

Apparemment, il faudrait ajouter 10 ions  $\text{H}^+$  du côté gauche de la réaction pour équilibrer les charges ioniques.

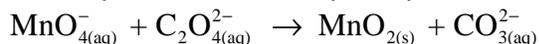


5. Ajoute ensuite de l'eau du côté opposé pour équilibrer les nombres d'atomes H et O.

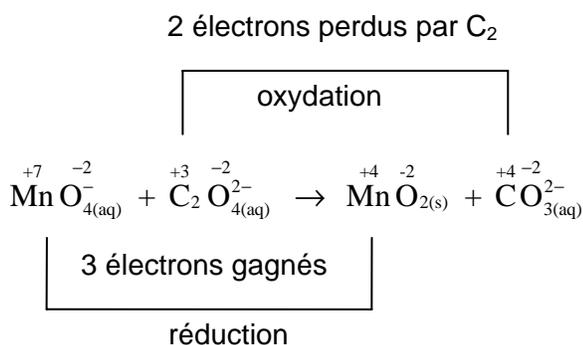


**Exemple 3** Solution basique

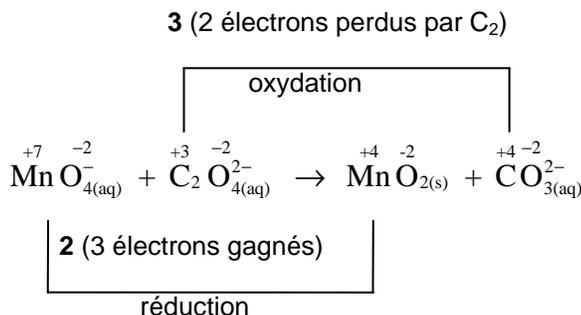
Équilibre la réaction d'oxydoréduction aqueuse suivante, qui se produit en **solution basique**.



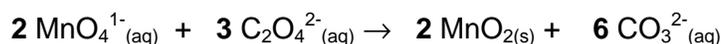
1. Assigne les nombres d'oxydation à tous les atomes de la réaction. Écris ces nombres au-dessus des atomes appropriés et indique les nombres d'électrons perdus et gagnés.



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

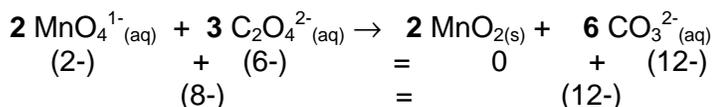


3. Écris les coefficients devant les espèces appropriées.



Note qu'il faut 6 CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> pour équilibrer les atomes C dans 3 C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>.

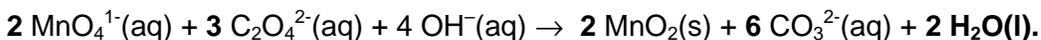
4. Additionne les charges ioniques et fais l'équilibrage avec les ions OH<sup>-</sup> sachant que la réaction se produit en solution **basique**.



Apparemment, il faudrait ajouter 4 ions OH<sup>-</sup> à la partie gauche de la réaction pour équilibrer la charge ionique.

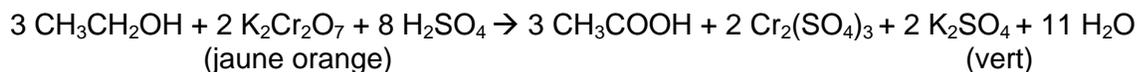


5. Ajoute alors de l'eau au côté opposé de la réaction pour équilibrer le nombre d'atomes H et O.



### Démonstration

Le test à l'ivressomètre est basé sur la réaction d'oxydoréduction indiquée ci-dessous. Si désiré, lancer un défi aux élèves et leur demander d'équilibrer cette réaction.



Historiquement, avant que la spectrophotométrie laser n'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. 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.

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

### EN FIN

Proposer aux élèves de décrire brièvement la technologie utilisée dans un ivressomètre traditionnel et son mode d'emploi.

### Stratégies d'évaluation suggérées

#### Notes explicatives

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* 13.14).

## BLOC K : Applications pratiques des réactions d'oxydoréduction

- 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, corrosion du verre, chimioluminescence/bioluminescence, dégraissage électrolytique, électrodéposition (galvanoplastie), gravure chimique, anti-oxydants/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 et de l'objet 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-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

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 l'unité 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.

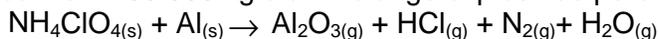
Encourager les élèves à faire des recherches et à préparer des démonstrations pour appuyer leurs présentations.

## EN QUÊTE

Les renseignements ci-dessous visent à servir d'introduction pour chacun des exemples dans le résultat d'apprentissage. Choisir des exemples qui correspondent aux intérêts et expériences des élèves et de l'enseignant. Compléter le matériel présenté ci-dessous par des recherches d'informations dans les ressources habituelles comme Internet, certains manuels, encyclopédies et revues, et auprès de spécialistes. Idéalement, demander aux élèves de fournir de l'information provenant de leur propre sphère d'expériences. Voir un exemple de devoir à l'**annexe 21**.

### Carburant à fusée

Chaque propulseur-fusée solide de la navette spatiale utilisé durant les 2 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. Par exemple, la

couleur verte de feux d'artifice est due à un composé de baryum, et les étincelles dorées, 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 causée par le mouvement d'électrons entre différents niveaux d'énergie des atomes du matériel.



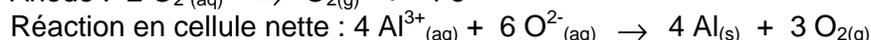
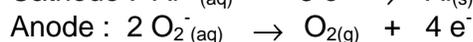
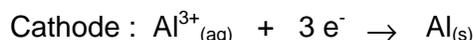
### Photographie

Il existe trois 3 réactions d'oxydoréduction différentes en photographie noir et blanc :

- 1) Le négatif du film est une émulsion de bromure d'argent :  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Br}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{AgBr}_{(\text{s})}$ .
- 2) Le film est traité et l' $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$  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 à partir de la bauxite.

Le cuivre, l'argent, l'or, le platine et le palladium sont les seuls métaux de transition qui sont suffisamment non réactifs pour être présents dans la nature non combinés à d'autres éléments.

### Production de l'acier

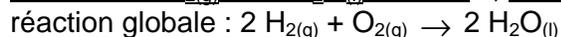
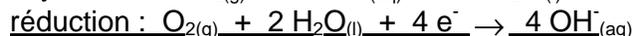
Un aspect est le procédé à l'oxygène utilisé pour purifier le fer (méthode de base, la plus couramment utilisée). Les mitrilles d'aciers sont mélangées au fer de fonte dans un haut fourneau puis on ajoute de l'oxygène (par injection) pour oxyder les impuretés.

### Recyclage de l'aluminium

Tous les produits de l'aluminium peuvent être recyclés après usage. Les produits de rebut 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.

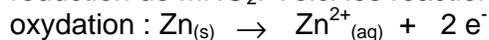
### Piles à combustible

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



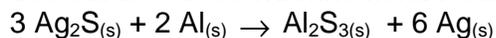
### Batteries/piles

Le flux des électrons dans une pile ou une batterie est généré par l'oxydation du zinc dans la pile, et la réduction de  $\text{MnO}_2$ . Voici les réactions qui se produisent :



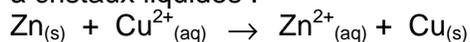
### **Enlèvement des ternissures**

La ternissure de l'argent est faite d'Ag<sub>2</sub>S et est le produit 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 :



### **Stimulateur cardiaque**

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

### **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.

### **Prévention de la corrosion**

La peinture, ou un autre revêtement protecteur, est une façon 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.

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

Pour réaliser un test au Luminal, les criminalistes n'ont qu'à vaporiser la solution de Luminal partout où ils pensent trouver des taches de sang. Si le mélange de Luminal vient en contact avec des globules rouges, le fer de l'hémoglobine accélérera une réaction entre le peroxyde d'hydrogène et le Luminal. Dans cette réaction d'oxydation, le Luminal perd des atomes d'azote et d'hydrogène et capte des atomes d'oxygène, d'où un composé appelé 3-aminophthalate. Le 3-aminophthalate se présente à l'état excité – les électrons des atomes d'oxygène sont 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 Luminal 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 Luminal, 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 (p. ex., Titanic)**

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 quand le courant électrique passe.

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 (*Teachers Edition of Chemistry: Matter and Change*, p. 684).

### **Électrodéposition (p. ex., production de CD)**

La technique utilisée dans la galvanoplastie s'appelle l'électrodéposition. L'objet à recouvrir est placé dans un contenant renfermant une solution d'un ou 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 maîtrise du procédé pour assurer l'uniformité du dépôt métallique sur le produit fini. Ce procédé est similaire à une pile galvanique inversée.

### **Mordançage**

Ce procédé utilise les rayons ultraviolets pour transférer un motif sur une pièce de métal. Puis les produits chimiques sont appliqués pour enlever certaines parties du motif, créant un dessin complexe sur le métal. (*Teachers Edition of Chemistry: Matter and Change*, p. 641)

### **Stratégies d'évaluation suggérées**

L'enseignant peut commencer cette section maintenant et présenter plus tard ces applications de réactions chimiques d'oxydoréduction, dans l'unité sur l'électrochimie. Des exemples de rubriques d'évaluation sont fournis à l'**annexe 22**.

Offrir aux élèves la possibilité d'utiliser divers modes de présentation : modèles réduits/maquettes, affiches, montages sur ordinateur, animation, vidéo, murale, etc.

## Annexe 1 : Élaboration de règles de solubilité

Élabore ta propre méthode pour déterminer des règles de solubilité. Les solutions que la classe utilisera comprennent les suivantes :

Série A : ions argent ( $\text{Ag}^+$ ), ions baryum ( $\text{Ba}^{2+}$ ), ions sodium ( $\text{Na}^+$ ), ions ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ), ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ), ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ), ions carbonate ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), ions sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), ions nitrate ( $\text{NO}_3^-$ ) et ions phosphate ( $\text{PO}_4^{3-}$ )

Série B : ions zinc ( $\text{Zn}^{2+}$ ), ions fer ( $\text{Fe}^{3+}$ ), ions sodium ( $\text{Na}^+$ ), ions magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ ), ions potassium ( $\text{K}^+$ ), ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ), ions hydroxyde ( $\text{OH}^-$ ), ions bromure ( $\text{Br}^-$ ), ions carbonate ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) et ions acétate ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ )

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

Questions - suivi

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).
2. Dresse la liste des règles de solubilité que tu as préparées.

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

Série de solutions en flacons compte-gouttes de 25 mL :

*Demander 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.*

**Notes :** 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*. Par exemple, dans une « série A », une solution de 0,1 mol/L de NaCl pourrait être la source d'ions  $\text{Na}^+$  et une solution 0,1 mol/L de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  serait la source d'ions  $\text{CO}_3^{2-}$ . Ces solutions remplaceraient les « 2 solutions 0,1 mol/L de carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) étiquetées  $\text{Na}^+$  et  $\text{CO}_3^{2-}$  » 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, donc il est recommandé de procéder selon le niveau de difficulté désiré pour les élèves qui doivent expliquer les résultats.

Série A :

- 1 solution 0,1 mol/L de nitrate d'argent ( $\text{AgNO}_3$ ) étiquetée  $\text{Ag}^+$
- 2 solutions 0,1 mol/L de chlorure de baryum ( $\text{BaCl}_2$ ) étiquetées  $\text{Ba}^{2+}$  et  $\text{Cl}^-$
- 2 solutions 0,1 mol/L de carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) étiquetées  $\text{Na}^+$  et  $\text{CO}_3^{2-}$
- 2 solutions 0,1 mol/L de sulfate d'ammonium ( $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ) étiquetées  $\text{NH}_4^+$  et  $\text{SO}_4^{2-}$
- 2 solutions 0,1 mol/L de nitrate de calcium ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ) étiquetées  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{NO}_3^-$
- 1 solution 0,1 mol/L de phosphate de potassium ( $\text{K}_3\text{PO}_4$ ) étiquetée  $\text{PO}_4^{3-}$

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  $\text{Zn}^{2+}$
- 2 solutions 0,1 mol/L de chlorure de fer (III) ( $\text{FeCl}_3$ ) étiquetées  $\text{Fe}^{3+}$  et  $\text{Cl}^-$
- 2 solutions 0,1 mol/L d'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}$ ) étiquetées  $\text{Na}^+$  et  $\text{OH}^-$
- 1 solution 0,1 mol/L de bromure de magnésium ( $\text{MgBr}_2$ ) étiquetée  $\text{Mg}^{2+}$
- 1 solution 0,1 mol/L de bromure de sodium ( $\text{NaBr}$ ) étiquetée  $\text{Br}^-$
- 2 solutions 0,1 mol/L de carbonate de potassium ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) étiquetées  $\text{K}^+$  et  $\text{CO}_3^{2-}$
- 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 <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
Ag <sup>+</sup>	PPT	PPT	PPT	Ø R.	PPT
Ba <sup>2+</sup>	Ø R.	PPT	PPT	Ø R.	PPT
Na <sup>+</sup>	Ø R.	Ø R.	Ø R.	Ø R.	Ø R.
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ø R.	Ø R.	Ø R.	Ø R.	Ø R.
Ca <sup>2+</sup>	Ø R.	PPT	PPT	Ø R.	PPT

PPT = précipité      Ø R. = pas de réaction

1.

a) Les cations qui n'ont pas formé de précipité sont Na<sup>+</sup> et NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.

b) Cl<sup>-</sup> a formé un précipité avec Ag<sup>+</sup>.

CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> a formé un précipité avec Ag<sup>+</sup>, Ba<sup>2+</sup> et Ca<sup>2+</sup>.

SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> a formé un précipité avec Ag<sup>+</sup>, Ba<sup>2+</sup> et Ca<sup>2+</sup>. À noter que Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> est faiblement soluble, donc il peut y avoir précipité ou non.

NO<sub>3</sub><sup>-</sup> n'a formé de précipité avec aucun cation.

PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> a formé un précipité avec Ag<sup>+</sup>, Ba<sup>2+</sup> et Ca<sup>2+</sup>.

**Série B :**

	Cl <sup>-</sup>	OH <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> <sup>-</sup>
Zn <sup>2+</sup>	Ø R.	PPT	Ø R.	PPT	Ø R.
Fe <sup>3+</sup>	Ø R.	PPT	Ø R.	Ø R.	Ø R.
Na <sup>+</sup>	Ø R.	Ø R.	Ø R.	Ø R.	Ø R.
Mg <sup>2+</sup>	Ø R.	PPT	Ø R.	PPT	Ø R.
K <sup>+</sup>	Ø R.	Ø R.	Ø R.	Ø R.	Ø R.

1.

a) Les cations qui n'ont pas formé de précipité sont Na<sup>+</sup> et K<sup>+</sup>.

b) Cl<sup>-</sup> n'a formé de précipité avec aucun cation.

OH<sup>-</sup> a formé un précipité avec Zn<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup> et Mg<sup>2+</sup>.

Br<sup>-</sup> n'a formé de précipité avec aucun cation.

CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> a formé un précipité avec Zn<sup>2+</sup> et Mg<sup>2+</sup>.

C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub><sup>-</sup> n'a formé de précipité avec aucun cation.

2. Règles de solubilité

i) La plupart des sels nitrates (NO<sub>3</sub><sup>-</sup>) sont solubles.

ii) La plupart des sels contenant des ions métalliques alcalins (Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Rb<sup>+</sup>, Cs<sup>+</sup>) et l'ion ammonium (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) sont solubles.

iii) La plupart des sels de chlorure (Cl<sup>-</sup>), de bromure (Br<sup>-</sup>) et d'iodure (I<sup>-</sup>) sont solubles. Des exceptions marquantes sont les sels contenant des ions Ag<sup>+</sup>, Pb<sup>2+</sup> et Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup>.

iv) La plupart des sels de sulfate (SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) sont solubles. Des exceptions marquantes sont BaSO<sub>4</sub>, PbSO<sub>4</sub>, HgSO<sub>4</sub> et CaSO<sub>4</sub>.

v) La plupart des sels hydroxyde sont faiblement solubles. Les hydroxydes solubles importants sont NaOH et KOH. Les composés Ba(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub> et Ca(OH)<sub>2</sub> sont faiblement solubles.

vi) La plupart des sels de sulfure (S<sup>2-</sup>), de carbonate (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>), de chromate (CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) et de phosphate (PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>) sont faiblement solubles.

### Annexe 3 : 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 synopsis du labo, 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 (ex., hauteur de l'anneau sur le trépied à anneau) et utilise correctement l'équipement (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 pré-laboratoire		
note les observations	note ses observations personnelles au cours de l'action, utilise des approches quantitative et qualitative telles que demandées, note de façon organisée (ex., utilise un tableau ou une clé)		
travaille de façon indépendante (labo individuel) ou travaille 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 aux points 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 4 : Liste de contrôle des habiletés de laboratoire – Capacité de raisonnement

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

### Annexe 5 : Règles de solubilité

<b>Ions négatifs</b>	<b>Ions positifs</b>	<b>Solubilité</b>
essentiellement tous	ions alcalis ( $\text{Li}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Rb}^+$ , $\text{Cs}^+$ )	soluble
essentiellement tous	ion hydrogène $\text{H}^+_{(\text{aq})}$	soluble
essentiellement tous	ion ammonium ( $\text{NH}_4^+$ )	soluble
nitrate, $\text{NO}_3^-$	essentiellement tous	soluble
acétate, $\text{CH}_3\text{COO}^-$	essentiellement tous (SAUF $\text{Ag}^+$ )	soluble
chlorure, $\text{Cl}^-$ bromure, $\text{Br}^-$ iodure, $\text{I}^-$	$\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Cu}^+$ , $\text{Tl}^+$	faible solubilité
	tous les autres	soluble
sulfate, $\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Ra}^{2+}$	faible solubilité
	tous les autres	soluble
sulfure, $\text{S}^{2-}$	ions alcalis, $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Be}^{2+}$ , $\text{Mg}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Ra}^{2+}$	soluble
	tous les autres	faible solubilité
hydroxyde, $\text{OH}^-$	ions alcalis, $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Ra}^{2+}$ , $\text{Tl}^+$	soluble
	tous les autres	faible solubilité
phosphate, $\text{PO}_4^{3-}$ carbonate, $\text{CO}_3^{2-}$ sulfite, $\text{SO}_3^{2-}$	ions alcalis, $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ , $\text{NH}_4^+$	soluble
	tous les autres	faible solubilité
chromate, $\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Ag}^+$	faible solubilité
	tous les autres	soluble

## Annexe 6 : Prédiction des réactions de précipitation

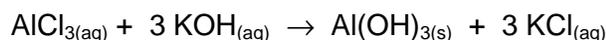
À partir d'un tableau des solubilités :

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

### Exemple 1

$\text{AlCl}_3$  réagit avec  $\text{KOH}$

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

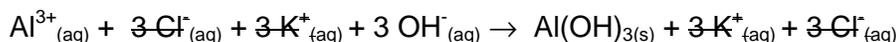


Remarque dans le tableau des solubilités que l'ion  $\text{Al}^{3+}$  est insoluble avec l'ion  $\text{OH}^-$  et forme un précipité.

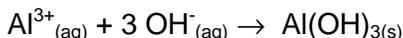
- Les composés qui sont notés comme étant aqueux se séparent en leurs cations et anions respectifs. Les solides sont écrits sous leur forme moléculaire.



- Les ions qui sont communs aux deux côtés de la réaction sont appelés ions spectateurs. Ces ions sont biffés (annulés) quand on écrit l'équation ionique nette.



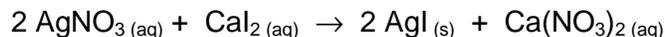
L'équation ionique nette serait :



### Exemple 2

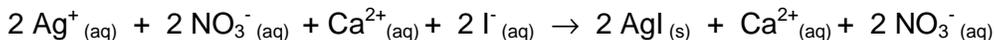
$\text{AgNO}_3$  réagit avec  $\text{CaI}_2$

- $\text{Ag}^+$  se combine avec  $\text{I}^-$  pour former  $\text{AgI}$  et  $\text{Ca}^{2+}$  se combine avec  $\text{NO}_3^-$  pour former  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .
- L'équation moléculaire équilibrée sera :

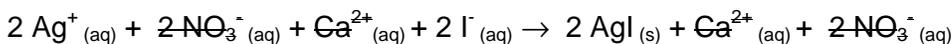


Remarque dans le tableau des solubilités que l'ion  $\text{Ag}^+$  est insoluble lorsque combiné à l'ion  $\text{I}^-$ , et forme donc un précipité.

- 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 sont communs aux deux côtés de la réaction sont appelés ions spectateurs. Ces ions sont biffés (annulés) quand on écrit l'équation ionique nette.



L'équation ionique nette serait :  $2 \text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + 2 \text{I}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{AgI}_{(\text{s})}$

### Annexe 7 : Tableau des couleurs

<b>Ion</b>	<b>Symbole</b>	<b>Couleur</b>
Chrome (II)	$\text{Cr}^{2+}$	Bleu
Chrome(III)	$\text{Cr}^{3+}$	Vert
Cobalt (II)	$\text{Co}^{2+}$	Rose
Chromate	$\text{CrO}_4^{2-}$	Jaune
Bichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Orange
Cuivre (I)	$\text{Cu}^+$	Vert
Cuivre (II)	$\text{Cu}^{2+}$	Bleu
Fer (II)	$\text{Fe}^{2+}$	Vert
Fer (III)	$\text{Fe}^{3+}$	Jaune pâle
Manganèse(II)	$\text{Mn}^{2+}$	Rose
Permanganate	$\text{MnO}_4^-$	Mauve
Nickel(II)	$\text{Ni}^{2+}$	Vert

## Annexe 8 : Identification de solutions inconnues – Remarques pour l'enseignant et guide de préparation

Former des groupes d'élèves et leur présenter quatre solutions inconnues. Leur demander d'identifier chaque solution en utilisant seulement une plaque à godets, 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 :  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$
- Série 2 :  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$
- Série 3 :  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- Série 4 :  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaOH}$
- Série 5 :  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$
- Série 6 :  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

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.

1. À l'aide de l'information contenue dans le tableau montrant la couleur des ions communs en solution aqueuse, peux-tu identifier ces solutions inconnues?
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 chaque substance suivante :

#### Série 1 :

- Solution 1 : 2,613 grammes de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  dans 100 mL de solution
- Solution 2 : 0,40 gramme de  $\text{NaOH}$  dans 100 mL de solution
- Solution 3 : 1,06 gramme de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  dans 100 mL de solution
- Solution 4 : 2,50 grammes de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  dans 100 mL de solution

#### Série 2 :

- Solution 1 : 2,91 grammes de  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  dans 100 mL de solution
- Solution 2 : 2,68 grammes de  $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  dans 100 mL de solution
- Solution 3 : 1,421 gramme de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dans 100 mL de solution
- Solution 4 : 1,699 gramme de  $\text{AgNO}_3$  dans 100 mL de solution

#### Série 3 :

- Solution 1 : 3,923 grammes de  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  dans 100 mL de solution
- Solution 2 : 1,69 gramme de  $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  dans 100 mL de solution
- Solution 3 : 2,613 grammes de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  dans 100 mL de solution
- Solution 4 : 2,97 grammes 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 grammes de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$  dans 100 mL de solution
- Solution 2 : 1,66 gramme de  $\text{KI}$  dans 100 mL de solution
- Solution 3 : 3,312 grammes de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  dans 100 mL de solution
- Solution 4 : 0,40 gramme de  $\text{NaOH}$  dans 100 mL de solution

**Série 5 :**

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

Solution 2 : 1,06 gramme de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  dans 100 mL de solution

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

Solution 4 : 0,584 gramme de  $\text{NaCl}$  dans 100 mL de solution

**Série 6 :**

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

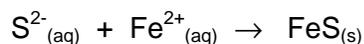
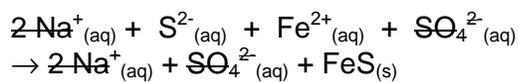
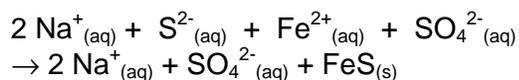
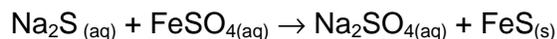
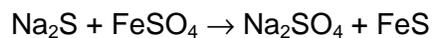
Solution 2 : 0,584 gramme de  $\text{NaCl}$  dans 100 mL de solution

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

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

## Annexe 9 : Notes techniques - Écriture des équations ioniques nettes

**Phase 1 : Résous le problème en indiquant toutes les étapes.**



**Phase 2 : Décris en mots chaque étape du processus.**

Étape 1 : Prédis 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 réécrit l'équation.

Ce qui donne l'équation ionique nette.

## Annexe 10 : Notes techniques - Écriture des équations ioniques nettes (FR de l'élève)

**Phase 1 : Résous le problème en indiquant toutes les étapes.**

**Phase 2 : Décris en mots chaque étape du Processus.**



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 11 : 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 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

### Procédure :

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.  
NOTE : Pour avoir les résultats les plus reproductibles et précis, tiens la micropipette verticalement et appuie sur la poire lentement et 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. Au moyen d'une deuxième micropipette (pour éviter la contamination des solutions), ajoute 20 gouttes d'une solution 0,1 mol/L de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 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).  
NOTE : Le point de virage est quand 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 :				

### Calculs

1. Écris une équation moléculaire équilibrée pour la réaction.
2. Dessine une représentation des particules 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 dans chaque essai.
5. Calcule le nombre moyen de moles de NaOH nécessaires pour neutraliser l'échantillon de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
6. D'après les données obtenues à l'étape 2, calcule le volume de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ajouté dans chaque essai.
7. À partir de l'équation équilibrée, détermine le nombre moyen de moles présentes dans l'échantillon de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
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 stœchiométrique entre l'hydroxyde de sodium et l'acide sulfurique.

### Questions

1. a) Écris l'équation moléculaire équilibrée pour la réaction entre l'hydroxyde de baryum et l'acide sulfurique.  
b) Utilise les coefficients de l'équation équilibrée pour calculer le volume d'hydroxyde de baryum nécessaire pour réagir avec 20 mL d'acide sulfurique.
2. a) Écris l'équation moléculaire équilibrée de la réaction entre l'hydroxyde d'aluminium et l'acide sulfurique.  
b) 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 erreurs auraient pu se produire dans ton activité de laboratoire?

## Annexe 12 : Laboratoire de titrage (Renseignements pour l'enseignant)

**But :** 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
Phénolphthaléine	liquide clair, incolore

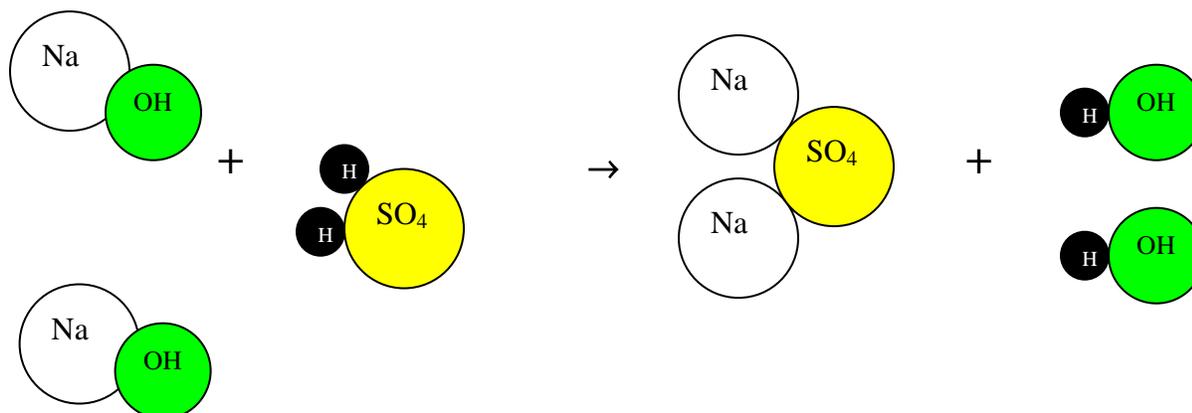
### Tableau des données quantitatives

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

- $2 \text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(aq)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- La taille de la molécule illustrée n'est pas une représentation fidèle de la taille réelle du composé.



- $23 + 24 + 23 / 3 = 23,3$  gouttes
- volume de NaOH =  $(1 \text{ mL} / 23,3 \text{ gouttes}) \times 69 \text{ gouttes} = 2,96 \text{ mL}$  de NaOH
- moles de NaOH =  $0,10 \text{ mole} / \text{L} \times 2,96 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,000296 \text{ mole}$  de NaOH
- volume de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  =  $(1 \text{ mL} / 23,3 \text{ gouttes}) \times 20 \text{ gouttes} = 0,858 \text{ mL}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  =  $0,10 \text{ mole} / \text{L} \times 0,858 \times 10^{-3} \text{ L} = 0,0000858 \text{ mole}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- coefficient NaOH /  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 / 1 = 2$
- moles de NaOH / moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,000296 / 0,0000858 = 3,45$

## 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 à 1, alors que le rapport expérimental est de 3,45 à 1.

## Questions

- $\text{Ba(OH)}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} \rightarrow \text{BaSO}_{4(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
  - Le volume d'hydroxyde de baryum nécessaire pour réagir avec 20 mL d'acide sulfurique est de 20 mL.
  
- $2 \text{Al(OH)}_{3(\text{aq})} + 3 \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{aq})} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
  - Le volume d'hydroxyde d'aluminium nécessaire pour réagir avec 30 mL d'acide sulfurique est de 20 mL.

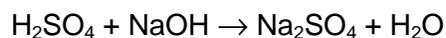
## Sources d'erreur

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

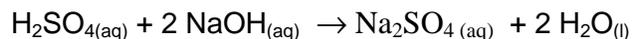
## Annexe 13 : Équilibrage des réactions de neutralisation

**Phase 1 : Résous le problème en indiquant toutes les étapes.**

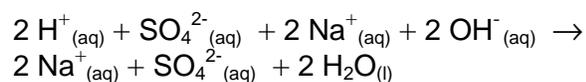
**Phase 2 : Décris en mots chaque étape du Processus.**



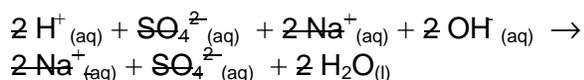
Étape 1 : Prédis les produits de la réaction de neutralisation. Souviens-toi qu'il y a formation d'un sel et d'eau.



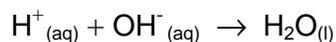
Étape 2 : Vérifie si l'équation est équilibrée. Utilise les symboles « aq » ou « l » en indice pour identifier chaque espèce comme étant soluble ou faiblement soluble (c.-à-d. écris l'équation moléculaire).



Étape 3 : Écris l'équation ionique totale, et indique tous les ions en solution.



Étape 4 : Annule (biffe) tous les ions spectateurs.



Étape 5 : Écris l'équation ionique nette.

## Annexe 14 : Douze solutions mystères – Laboratoire

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.

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) ( $NiCl_2$ ), et nitrate de plomb (II) ( $Pb(NO_3)_2$ ).

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 (qui doit être étalé sur trois cours) doit inclure un tableau ou grille des 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 l'inconnue.

Le jour du laboratoire, on te fournira douze tubes à essai contenant chacun 8 mL d'une solution différente, des plaques à cupules, bâtonnets à café, cotons-tiges / fil de platine pour le test à la flamme / tiges de bois humectées, brûleur Bunsen, allumettes, *papier de tournesol*, 10 micropipettes, gants et eau distillée. Essaie de ne pas gaspiller tes échantillons parce qu'on ne pourra pas t'en fournir d'autres. Et 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!

Après avoir consigné toutes tes observations au laboratoire, tu auras du temps pour essayer d'identifier chacune des solutions inconnues. Un rapport de laboratoire en bonne et due forme 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.

Quelques conseils d'ami :

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 de jeter 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 15 : Douze solutions mystères – Guide de préparation

L'enseignant peut préparer ces solutions à l'avance ou demander aux élèves de les préparer dans le cadre du RAS C11-4-15 (en 11<sup>e</sup> 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 cupules, bâtonnets à café, cotons-tiges / fil pour le test à la flamme / tiges de bois humectées, brûleurs Bunsen, allumettes, papier de tournesol, micropipettes (10 par groupe), gants, eau distillée, portoir à tubes à essai (12 x 10/groupe = 120 tubes à essai), bouchons/film de paraffine ou de plastique pour couvrir les tubes

100 mL des solutions suivantes :

0,2 mol/L de  $K_2CrO_4$  - préparation : dissoudre 3,88 grammes de  $K_2CrO_4$  dans 100 mL d'eau distillée

1,0 mol/L de  $AlCl_3 \cdot 6H_2O$  - préparation : dissoudre 24,14 grammes de  $AlCl_3$  dans 100 mL d'eau distillée

1,0 mol/L de  $Na_2CO_3$  - préparation : dissoudre 10,6 grammes 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 grammes 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 1,70 gramme de  $AgNO_3$  dans 100 mL d'eau distillée

0,1 mol/L de  $CuSO_4$  - préparation : dissoudre 2,50 grammes 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 grammes de  $NiCl_2$  dans 100 mL d'eau distillée

0,1 mol/L de  $Pb(NO_3)_2$  - préparation : dissoudre 3,31 grammes de  $Pb(NO_3)_2$  dans 100 mL d'eau distillée

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

Les tubes à essai peuvent être étiquetés au préalable : série 1, tube à essai 1, etc.

Donner à chaque élève un échantillon de 8 à 10 mL de chaque solution (12 tubes à essai différents) placés dans un portoir.

Voir la clé pour l'enseignant fournie pour chaque série de tubes à essai.

### Clé pour l'enseignant, par série de solutions

Substance	Groupe 1 et groupe 9	Groupe 2 et groupe 10	Groupe 3 et groupe 6	Groupe 4 et groupe 7	Groupe 5 et groupe 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

## Annexe 16 : Clé pour l'enseignant 1

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

	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	AlCl <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	NaCH <sub>3</sub> COO	HCl	NaOH	NH <sub>4</sub> OH	Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	AgNO <sub>3</sub>	CuSO <sub>4</sub>	NiCl <sub>2</sub>	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>		NP	NP	NP	NP	NP	NP	NP	Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	NP	NP	PbCrO <sub>4</sub>
AlCl <sub>3</sub>			Al <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	NP	NP	Al(OH) <sub>3</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	NP	AgCl	NP	NP	PbCl <sub>2</sub>
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>				NP	gas	NP	NP	Fe <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	AgCO <sub>3</sub>	CuCO <sub>3</sub>	NiCO <sub>3</sub>	PbCO <sub>3</sub>
NaCH <sub>3</sub> COO					NP	NP	NP	NP	AgCH <sub>3</sub> COO	NP	NP	NP
HCl						NP	NP	NP	AgCl	NP	NP	PbCl <sub>2</sub>
NaOH							NP	Fe <sub>2</sub> (OH) <sub>3</sub>	AgOH	Cu(OH) <sub>2</sub>	Ni(OH) <sub>2</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>
NH <sub>4</sub> OH								Fe <sub>2</sub> (OH) <sub>3</sub>	AgOH	Cu(OH) <sub>2</sub>	Ni(OH) <sub>2</sub>	Pb(OH) <sub>2</sub>
Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>									NP	NP	NP	NP
AgNO <sub>3</sub>										Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ?	AgCl	NP
CuSO <sub>4</sub>											NP	PbSO <sub>4</sub>
NiCl <sub>2</sub>												PbCl <sub>2</sub>
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>												

### Annexe 17 : Clé pour l'enseignant 2

Substance	Couleur/odeur de la solution	Couleur du papier 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 $Fe(NO_3)_3$ $AgNO_3$ $CuSO_4$ $NiCl_2$ $Pb(NO_3)_2$ $AlCl_3$	bubbles $Fe(CO_3)_3$ $AgCO_3$ $CuCO_3$ $NiCO_3$ $PbCO_3$ $Al_2(CO_3)_3$	bubbles blanc 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		$NiCl_2$ $K_2CrO_4$ $AlCl_3$ $Na_2CO_3$ $NaCH_3COO$ HCl NaOH $CuSO_4$ (?)	AgCl $Ag_2CrO_4$ AgCl $Ag_2CO_3$ $AgCH_3COO$ AgCl AgOH $Ag_2SO_4$ (?)	blanc* rouge brique blanc* blanc* blanc* blanc* brun blanc*
$CuSO_4$	bleu	neutre	vert bleuté	$Pb(NO_3)_2$ $Na_2CO_3$ NaOH	$PbSO_4$ $CuCO_3$ $Cu(OH)_2$	blanc blanc blanc
$NiCl_2$	vert / bleu-vert	neutre		$Pb(NO_3)_2$ $Na_2CO_3$ NaOH $AgNO_3$	$PbCl_2$ $NiCO_3$ $Ni(OH)_2$ AgCl	jaune blanc blanc blanc*
$Pb(NO_3)_2$		neutre	blanc bleuté	$K_2CrO_4$ $AlCl_3$ $Na_2CO_3$ 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 jaune

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

## Annexe 18 : Cadre de comparaison – Oxydation-réduction

<b>Oxydation</b>	<b>Réduction</b>
<p>Définition historique :</p> <p>Exemple :</p>	<p>Définition historique :</p> <p>Exemple :</p>
<p>Définition actuelle :</p> <p>Exemple :</p>	<p>Définition actuelle :</p> <p>Exemple :</p>
<p>Truc pour mémoriser :</p>	<p>Truc pour mémoriser :</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>	<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 19 : Cadre de comparaison – Exemple de réponse

<b>Oxydation</b>	<b>Réduction</b>
<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><b>OXPER</b></p>	<p>Truc pour mémoriser :</p> <p><b>GAGNERÉ</b></p>
<p>Quand on équilibre une réaction d'oxydoréduction :</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'oxydoréduction :</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 20 : Règles sur les nombres d'oxydation

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

Exemples : C = 0    H<sub>2</sub> = 0    O<sub>2</sub> = 0

Règle 2 : Le nombre d'oxydation d'un ion (simple ou complexe) est sa charge ionique.

Exemples : Na<sup>+</sup> = +1    P<sup>3+</sup> = +3    S<sup>2-</sup> = -2

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 ion complexe.

Exemples :    NaCl            CaCl<sub>2</sub>            SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>  
                  +1 -1            +2 -2            +6 -2 -2 -2 = -2

Règle 4 : Le nombre d'oxydation de l'hydrogène est +1, sauf sans les hydrures métalliques, où H est l'anion (p. ex., CaH<sub>2</sub> ou LiH), où il vaut -1.

Règle 5 : Le nombre d'oxydation de l'oxygène est -2, sauf dans les peroxydes (c.-à-d. H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) où il égale -1, et lorsque combiné au fluor (O = +2).

## Annexe 21 : 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 un rapport écrit en vue d'une présentation orale sur l'un des sujets suivants.

- a) carburant à fusée
- b) feux d'artifice (pièces pyrotechniques)
- c) agent de blanchiment/eau de Javel (c.-à-d. pour l'enlèvement des taches, la désinfection par chloration)
- d) photographie
- e) extraction de métal du minerai
- f) élaboration de l'acier
- g) recyclage de l'aluminium
- h) piles à combustible
- i) piles/batteries
- j) enlèvement des ternissures (de l'argent)
- k) horloge à fruit
- l) détection de taches de sang à l'aide du Luminol en criminologie
- m) corrosion c.-à-d., rouille : processus et méthodes de prévention
- n) chimioluminescence/bioluminescence
- o) dégraissage électrolytique
- p) électrodéposition
- q) mordantage/gravure chimique
- r) antioxydants/agents de conservation

Remettez le plan écrit de votre projet (environ une page) à l'enseignant la veille de la présentation orale. (\* Les dates seront déterminées au début de l'unité d'électrochimie), pour qu'il puisse faire des photocopies de votre rapport écrit pour les autres élèves.

La présentation orale devrait durer une dizaine de minutes et sera évaluée par l'enseignant. Elle sera suivie d'une brève période de questions (pas plus de 5 minutes) où les autres élèves peuvent demander des précisions.

Les rubriques d'évaluation ci-jointes présentent plus de détails sur les critères et barèmes de notation de la présentation orale et du rapport écrit.

Ressources disponibles :

- a) bibliothèque
- b) Internet
- c) vieux manuels (voir Teachers Edition)
- d) courriel (communication avec un scientifique peut-être)
- e) annuaire téléphonique (p. ex., quelqu'un du laboratoire de criminalistique de la GRC peut avoir une brochure à vous envoyer concernant les tests au Luminol)
- f) bibliothèques d'université ou publiques

## Annexe 22 : Applications pratiques des réactions d'oxydoréduction – Exemples de rubriques

### *Rapport de groupe*

Noms : \_\_\_\_\_

<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	Total des points alloués	Maximum de points possibles
<b>Critères généraux</b>							
Le rapport ne satisfait à aucun des cinq critères.	Le rapport satisfait à un des cinq critères.	Le rapport satisfait à deux des cinq critères.	Le rapport satisfait à trois des cinq critères.	Le rapport satisfait à quatre des cinq critères.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Le rapport comprend une page titre.</li> <li>- Le rapport est transcrit à l'ordinateur.</li> <li>- Le rapport est à double interligne.</li> <li>- Le rapport comprend une bibliographie par ordre alphabétique.</li> <li>- Il y a au moins cinq sources citées dans la bibliographie.</li> </ul>		
<b>Contenu/Information</b>							
Le rapport ne satisfait à aucun des cinq critères.	Le rapport satisfait à un des cinq critères.	Le rapport satisfait à deux des cinq critères.	Le rapport satisfait à trois des cinq critères.	Le rapport satisfait à quatre des cinq critères.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- L'information présentée est claire, exacte et concise.</li> <li>- Tous les renseignements pertinents sont présentés et faciles à comprendre.</li> <li>- Le rapport indique toutes les réactions d'oxydoréduction utilisées dans l'application.</li> <li>- Le rapport indique toutes les substances oxydées et réduites, et tout agent oxydant et réducteur.</li> <li>- Le rapport décrit comment les réactions d'oxydoréduction pertinentes sont utilisées par l'homme/la nature.</li> </ul>		

					Total des points alloués	Maximum de points possibles
0	1	2	3	4		
<b>Organisation</b>						
Le rapport ne satisfait à aucun des critères.	Le rapport satisfait à un des quatre critères.	Le rapport satisfait à deux des quatre critères.	Le rapport satisfait à trois des quatre critères	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Le rapport contient une introduction claire et concise, qui décrit le sujet à l'étude.</li> <li>- Le corps du texte suit un plan logique.</li> <li>- Il y a de bonnes transitions entre les paragraphes.</li> <li>- La conclusion inclut un bref résumé du lien entre le sujet du rapport et la chimie de l'oxydoréduction.</li> </ul>		
<b>Mécanique (grammaire, orthographe et ponctuation)</b>						
Le grand nombre d'erreurs indique l'absence de révision du texte.	Six erreurs relevées.	Quatre erreurs relevées.	Deux erreurs relevées.	Aucune erreur. Excellent travail!		
<b>Aides visuelles (illustrations, tableaux, diagrammes)</b>						
Les aides visuelles laissent à désirer.	Les aides visuelles satisfont à un des trois critères.	Les aides visuelles satisfont à deux des trois critères.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Les élèves ont manifestement consacré du temps et des efforts dans la préparation des aides visuelles.</li> <li>- Les aides visuelles utilisées dans le rapport sont bien faites et bien structurées.</li> <li>- Les aides visuelles facilitent la compréhension de l'application.</li> </ul>			
<b>Créativité</b>						
Le rapport ne présente aucune créativité.	Le rapport présente une certaine créativité.		Le rapport fait montre d'une créativité hors du commun.			

0	1	2	3	4	5	6	Total des points alloués	Maximum de points possibles
<b>Contenu/Information</b>								
Le contenu ne satisfait à aucun des quatre critères.	Le contenu satisfait à un des quatre critères.	Le contenu satisfait à deux des quatre critères.	Le contenu satisfait à trois des quatre critères.	-L'information est présentée de façon claire, exacte et concise. -Tous les renseignements pertinents sont présentés. -Toutes les réactions d'oxydoréduction sont incluses. -La description de l'application est précise.				
<b>Présentation</b>								
Les présentateurs ne satisfont à aucun des six critères.	Les présentateurs satisfont à un des six critères.	Les présentateurs satisfont à deux des six critères.	Les présentateurs satisfont à trois des six critères.	Les présentateurs satisfont à quatre des six critères.	Les présentateurs satisfont à cinq des six critères.	-Tous les présentateurs ont établi un contact visuel.  - Tous les présentateurs ont contribué également à la présentation.  - Tous les présentateurs ont parlé d'une voix claire, modulée.  - Tous les présentateurs ont parlé d'un ton confiant, sans consulter leurs notes.  - Tous les présentateurs ont fait montre d'intérêt et d'enthousiasme pour le sujet.  - Les présentateurs ont fait participer les spectateurs à la présentation.		

				Total des points alloués	Maximum de points possibles
0	1	2	3		
<b>Organisation</b>					
La présentation ne satisfait à aucun des critères.	La présentation satisfait à un des trois critères.	La présentation satisfait à deux des trois critères.	-La présentation comprend une introduction et une conclusion explicites. -La présentation suit un plan logique. -Il y a de bonnes transitions entre les sections.		
<b>Débit</b>					
Le débit de la présentation est si rapide que l'auditoire ne peut pas suivre le rythme, ou si lent que l'auditoire perd le fil.			Le débit de la présentation n'est ni trop rapide, ni trop lent		
<b>Aides visuelles (modèles réduits, diagrammes, présentations PowerPoint, vidéo, démonstrations)</b>					
Les aides visuelles ne satisfont pas aux critères.	Les aides visuelles satisfont à un des trois critères.	Les aides visuelles satisfont à deux des trois critères.	-Le groupe a consacré assez de temps et d'efforts pour la préparation des aides visuelles. -Les aides visuelles utilisées dans la présentation sont bien faites et organisées. -Les aides visuelles facilitent la compréhension de l'application.		
<b>Créativité</b>					
À aucun moment, la présentation n'a réussi à capter l'attention des élèves.	La présentation n'a pas réussi à susciter et à maintenir l'intérêt de tous les élèves.	Certains élèves semblaient parfois distraits durant la présentation.	La présentation a réussi à maintenir l'intérêt des élèves en tout temps.		
<b>Compréhension du sujet</b>					
Les présentateurs ne comprennent pas bien le sujet. Ils n'ont pas réussi à répondre aux questions des autres élèves.	Les présentateurs ne comprennent pas tout à fait le sujet. Ils ont réussi à répondre à quelques questions des autres élèves.	Les présentateurs semblaient bien comprendre le sujet, mais ils n'ont pas pu répondre à toutes les questions des autres élèves.	Les présentateurs ont prouvé leur parfaite compréhension du sujet en donnant des réponses claires et pertinentes aux questions des autres élèves.		

					Total des points alloués	Maximum de points possibles
0	1	2	3	4		
<b>Jeu-questionnaire</b>						
Les questions et réponses du jeu-questionnaire ne satisfont à aucun des critères, ou sont absentes du rapport.	Les questions et réponses du jeu-questionnaire satisfont à un des quatre critères.	Les questions et réponses du jeu-questionnaire satisfont à deux des quatre critères.	Les questions et réponses du jeu-questionnaire satisfont à trois des quatre critères.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Inclut cinq questions différentes sur le sujet</li> <li>-Une clé de réponse est fournie.</li> <li>-Les questions vérifient différentes parties de la présentation/du rapport.</li> <li>-Les réponses aux questions sont de différentes longueurs.</li> </ul>		
<b>Évaluation du groupe</b>						
<p>Le groupe n'a pas utilisé tout le temps alloué de façon adéquate.</p> <p>Les membres du groupe n'ont pas contribué également à la préparation du rapport.</p>	<p>Le groupe n'a pas bien utilisé une partie du temps alloué.</p> <p>Les membres du groupe n'ont pas tous contribué également à la préparation du rapport.</p>	<p>Le groupe a utilisé le temps disponible de façon responsable la plupart du temps.</p> <p>Presque tous les membres du groupe ont contribué également à la préparation du rapport.</p>	<p>- Le groupe a utilisé et géré tout le temps disponible de façon responsable.</p> <p>-Tous les membres du groupe ont collaboré également à la préparation du rapport.</p>			

# L'éponge caméléon

## Introduction

L'enseignant peut capter l'attention de ses élèves en plongeant une éponge rouge dans une solution rouge pour la voir tourner au bleu. Cette expérience stimulera une discussion animée sur les explications possibles.

## Concepts de chimie

- Acides et bases
- Indicateurs de pH

## Matériel (pour chaque démonstration)

1 g d'indicateur rouge Congo	Éponge « indicatrice »
100 mL de sol. 1 M d'acide chlorhydrique, HCl	2 béchers ou grands pots, 1000 mL ou plus
100 mL sol. 1 M d'hydroxyde de sodium, NaOH	Pincettes
1 mL de colorant alimentaire rouge	Éponge
1 mL de colorant alimentaire bleu	

## Précautions

*L'acide chlorhydrique est corrosif pour la peau et les yeux et il est toxique lorsqu'il est avalé ou inhalé. La solution d'hydroxyde de sodium est corrosive pour la peau et les yeux. Porter des lunettes de protection contre les éclaboussures de produits chimiques, des gants et un tablier résistant aux produits chimiques. Prière de consulter les fiches signalétiques des produits pour plus de détails.*

## Préparation de l'indicateur

Préparer une solution 1 % d'indicateur rouge Congo en ajoutant 1 g de rouge Congo à 100 mL d'eau distillée ou désionisée. Rincer l'éponge (y compris les éponges neuves) avec de l'eau pour enlever les résidus de savon, de surfactants ou d'acides. Si l'éponge est trop grosse pour la grandeur du bécher de solution d'indicateur, la couper en deux. Placer l'éponge dans la solution de rouge Congo en l'immergeant complètement. Porter des gants de caoutchouc pour éviter de se tacher les mains; tordre l'éponge de temps à autres pour faire sortir le liquide. Laisser l'éponge s'imprégner de liquide pendant 15 minutes. Ensuite, la tordre pour enlever autant de liquide que possible et rincer l'éponge avec de l'eau fraîche à quelques reprises. L'éponge indicatrice est maintenant prête à utiliser. Utiliser le reste de la solution pour préparer d'autres éponges indicatrices.

## Préparation pour la démonstration

1. Ajouter 100 mL d'une solution 1 M d'acide chlorhydrique à un bécher de 1000 ou 2000 mL. Remplir le bécher jusqu'aux  $\frac{3}{4}$  environ d'eau du robinet.
2. Ajouter suffisamment de colorant alimentaire rouge (environ 1 mL pour 1000 mL de solution) à la solution acide dans le bécher jusqu'à obtenir une couleur rouge foncé.
3. Ajouter 100 mL de solution 1 M d'hydroxyde de sodium à un bécher de 1000 à 2000 mL. Remplir le bécher aux  $\frac{3}{4}$  environ d'eau du robinet.
4. Ajouter suffisamment de colorant bleu à la solution basique dans le bécher jusqu'à obtenir une couleur bleu foncé.
5. Si l'éponge est rouge, faire couler abondamment l'eau du robinet sur l'éponge pour la rincer.
6. Si l'éponge est bleue, placer l'éponge dans la solution basique pour la faire tourner au rouge.

---

\* NdT : Normalement, c'est une mauvaise pratique que d'ajouter l'eau dans l'acide; il faut plutôt ajouter l'acide dans l'eau. (truc mnémorique : Acide dans l'eau = bravo! Eau dans l'acide = suicide!). Mais comme il s'agit ici d'une solution diluée...

## Procédure

1. Placer doucement l'éponge rouge dans le bécher contenant la solution acide rouge à l'aide de pinces ou avec une main gantée. L'éponge tournera au bleu immédiatement!
2. Enlever l'éponge et la tordre pour remettre le plus possible de solution acide (rouge) dans le bécher.
3. *Facultatif* : Rincer l'éponge sous l'eau du robinet pour montrer que l'éponge est réellement bleue et que ce n'est pas seulement parce qu'elle est saturée de solution bleue. Cette étape diminue également la quantité d'acide et de base transférée entre les solutions. Si la plus grande partie du liquide est enlevée en tordant l'éponge, cette étape ne sera peut-être pas nécessaire.
4. Placer doucement l'éponge bleue dans le bécher contenant la solution basique (bleue) à l'aide de pinces ou avec une main gantée. L'éponge tournera au rouge immédiatement!
5. Enlever l'éponge et la tordre pour extraire autant de solution basique (bleue) que possible au-dessus du bécher bleu.
6. Rincer l'éponge sous l'eau du robinet, si nécessaire, pour montrer que l'éponge a bien viré au rouge et non pas seulement parce qu'elle est saturée de solution rouge.
7. Répéter la démonstration si des élèves le demandent.

## Élimination

Les solutions acide et basique peuvent être utilisées plusieurs fois avant d'être neutralisées ou que les colorants commencent à se décomposer. Au moment de les éliminer, mélanger simplement les deux solutions pour les neutraliser et vider le mélange dans l'évier en faisant couler l'eau.

## Conseils

- Le colorant alimentaire est très efficace et tache les doigts et les vêtements – donc porter des gants et un tablier.
- La concentration des solutions acide et basique n'est pas critique tant qu'elle est supérieure à 0,05 M. Si l'éponge est rincée entre l'immersion dans les solutions acide et basique, il n'est même pas nécessaire d'avoir la même concentration dans les deux solutions.
- Le fait de rincer l'éponge entre les changements de couleur aide à éviter la contamination des solutions acide et basique. Elle diminue la quantité d'acide et de base et la quantité de colorant transférés entre les béchers. *Note* : Le liquide extrait de l'éponge est la couleur de la solution et non la couleur de l'éponge. Le fait d'extraire le plus possible de solution de l'éponge en la tordant permet aussi de garder le pH approprié de chaque solution.

## Discussion

L'éponge indicatrice est saturée de solution de rouge Congo. Le rouge Congo est un colorant biologique et un indicateur de pH. Il est utilisé directement pour teindre des textiles comme le coton et produit une couleur rouge brillante. Les biologistes l'utilisent comme agent de contraste général pour la cellulose.

Le rouge Congo est aussi utilisé comme indicateur de pH. La zone de transition de la couleur se situe à un pH entre 3,0 et 5,0. Sous le pH 3,0 (solutions très acides), l'indicateur est bleu. Au-dessus du pH 5,0, il est rouge.

Quand une éponge de cellulose est humectée dans une solution de rouge Congo, le colorant forme des liens permanents avec les fibres de cellulose. Il y a encore des sites actifs acide/base sur le rouge Congo et l'éponge devient alors une éponge indicatrice pour les acides. Elle peut aussi servir pour vérifier s'il reste de l'acide sur les compteurs après l'utilisation de substances acides par les élèves.

## ***Du lait de magnésie au laboratoire***

**Sujet :** Présenter une solution inconnue aux élèves.

Les inviter à proposer des hypothèses.

Conception de l'expérience

**Matériel :** Mélange commercial de  $Mg(OH)_2$  – lait de magnésie

Solution 3 M de HCl

Indicateur universel

Plaque à agitateur et barre magnétique

Glace

### **Étapes de la démonstration :**

- 1) Placer environ 10 mL de lait de magnésie dans un bécher de 500 mL et diluer en ajoutant de l'eau froide du robinet mélangée à de la glace jusqu'à la moitié du bécher.
- 2) Ajouter 2 ou 3 compte-gouttes pleins d'indicateur universel. Mélanger aussi vite que possible avec la barre d'agitation magnétique.
- 3) Ajouter plusieurs mL de HCl tout en continuant d'agiter le mélange. Attendre que tous les changements se soient produits.
- 4) L'expérience peut être répétée plusieurs fois avant que tout le  $Mg(OH)_2$  ait réagi avec HCl.

### **Points de discussion :**

- 1) Certains produits chimiques présents à la maison peuvent être utilisés pour des démonstrations de chimie.
- 2) Pourquoi les TUMS ou les Roloids ne peuvent pas être utilisés à cette fin? (Parce qu'ils produisent des solutions tampons au lieu de réactions de neutralisation?)
- 3) Essayer d'expliquer pourquoi la couleur change dans un sens et ensuite dans l'autre.

# Jus d'orange et flotteur à la fraise

## Démonstration d'une mousse acido-basique

### Introduction

Ça prend de l'espace, c'est plein de couleurs, ça fait des dégâts : c'est ça la chimie! Voyez le « jus d'orange » dans un bécher se transformer en une belle mousse de « flotteur à la fraise ». Quelle belle façon de présenter les réactions acido-basiques aux élèves!

### Concepts de chimie

- Acides et bases
- Indicateurs acido-basiques

### Matériel (pour chaque démonstration)

50 g de bicarbonate de soude, $\text{NaHCO}_3$	Environ 300 mL d'eau du robinet
50 g de savon Alconox	Grand bac, aquarium ou évier
100 mL de solution 0,5 % de méthylorange	Longue tige d'agitation
270 à 280 mL de solution 3 M d'acide chlorhydrique	Béchers de 2 L et de 600 mL

### Précautions

*L'acide chlorhydrique (3 M) est modérément toxique s'il est avalé ou inhalé; il est corrosif pour les tissus humains, surtout pour les yeux. La solution de méthylorange (0,5 %) est légèrement toxique si avalée. L'Alconox® et le bicarbonate de soude sont des irritants, surtout pour les yeux. Au cours de cette démonstration, un mélange mousseux se forme rapidement, qui peut être éclabousser dans toutes les directions. Porter des lunettes de protection contre les produits chimiques ainsi que des gants et un tablier résistant aux produits chimiques.*

### Procédure

1. Placer un très grand plateau sur la table servant à la démonstration.
2. Ajouter environ 300 mL d'eau du robinet à un bécher de 2 L.
3. Ajouter 50 g de bicarbonate de soude et 50 g d'Alconox au bécher de 2 L. Mélanger la solution au moyen d'une longue tige. Il est possible que le solide ne se dissolve pas complètement.
4. Ajouter 100 mL de solution 0,5 % d'indicateur de méthylorange au bécher contenant le bicarbonate de soude et l'Alconox. Mélanger. La solution résultante devrait ressembler à du jus d'orange, mais en plus épais et d'une teinte plus foncée que le vrai jus d'orange.
5. Ajouter environ 270 à 280 mL d'une solution 3 M d'acide chlorhydrique à un bécher de 600 mL.
6. Placer le bécher contenant le bicarbonate de soude au centre d'un très grand plateau ou dans l'évier ou l'aquarium.
7. Porter des lunettes de protection contre les éclaboussures de produits chimiques; ajouter rapidement mais avec précaution les 270 à 280 mL de HCl d'un seul coup au bécher contenant le mélange de bicarbonate de soude orange. Reculer immédiatement car le mélange va déborder du bécher.

8. Noter le changement de couleur du mélange. La solution aura l'air d'un flotteur à la fraise, mais après un certain temps, des parties de solution vireront au jaune.

### Élimination

Le mélange résultant devrait être dilué dans l'eau, neutralisé et jeté dans l'évier en faisant couler beaucoup d'eau.

### Conseils

- Cette démonstration fait beaucoup de dégâts et peut produire plus de 10 litres de bulles savonneuses pouvant contenir de petites quantités d'acide chlorhydrique. Il est recommandé de pratiquer cette démonstration avant de l'exécuter devant les élèves. Toutes les personnes assistant à la démonstration doivent porter des lunettes de protection contre les produits chimiques. On peut couper de moitié toutes les quantités mentionnées pour diminuer les risques et les dégâts éventuels, mais la démonstration sera moins spectaculaire.
- Cette démonstration peut aussi être exécutée dans un bécher de 1 L ou de 3 L. Il est conseillé de ne pas utiliser de flacon Erlenmeyer ni de cylindre gradué car les projections et éclaboussures peuvent être plus importantes étant donné l'étroitesse de l'ouverture.
- Il est possible de substituer 75 g ou 25 g d'Alconox (au lieu de 50 g) pour obtenir plus ou moins de mousse respectivement. Le détergent à vaisselle liquide fonctionne aussi (environ trois bons jets) mais il donne une mousse moins belle. On obtient une mousse moins abondante avec 25 g de bicarbonate de soude (au lieu de 50 g) et une solution 1 M (au lieu de 3 M) d'acide chlorhydrique et la même quantité de savon (50 g).

### Discussion

Le bicarbonate de soude réagit avec l'acide chlorhydrique dans une réaction de neutralisation pour produire du chlorure de sodium, de l'eau et du dioxyde de carbone (gaz) suivant l'équation ci-dessous :



Le méthylorange est un indicateur acide-base qui vire au jaune orange à un pH de 4,4, et au rouge à un pH de 3,0. La solution basique initiale présente une couleur orange foncé. L'intensité de la solution jaune orange est due à la forte concentration de l'indicateur. Après l'ajout d'acide, le pH chute et une couleur de fraise apparaît. L'un des produits de cette réaction de neutralisation est le dioxyde de carbone gazeux qui se forme rapidement et est piégé dans les bulles de savon. La réaction produit plus de 13 litres de CO<sub>2</sub>, d'où l'abondance de bulles de savon.

# Tube arc-en-ciel

## Concepts de chimie

1. Les indicateurs universels peuvent servir à illustrer toute une plage de conditions de pH (généralement parce qu'ils sont faits d'un mélange de différents indicateurs qui, tous, changent de couleur à différents pH).
2. Plus un acide est dilué, plus son pH augmente – mais jamais au-delà de 7,0. De même, plus une base est diluée, plus son pH diminue – mais jamais à moins de 7,0.
3. Les solutions tampons sont des solutions qui résistent aux variations du pH.

## Matériel

0,5 mL d'une solution 0,1 M de NaOH

0,5 mL d'une solution 0,1 M de HCl

Eau désionisée

100 à 200 mL d'une solution 5 % d'un indicateur universel

Tube de verre ou de plastique transparent = diam. intérieur : 1-3 cm, longueur : 40-80 cm

2 bouchons de caoutchouc solide pour fermer le tube

1 bécher

2 compte-gouttes ou pipettes jetables

## Sécurité

Porter des lunettes de protection et un tablier. Laver à grande eau toute tache d'acide ou de base.

Suivre les mesures de sécurité habituelles en laboratoire.

## Procédure

1. Placer un bouchon sur l'une des extrémités du tube et remplir le tube d'une solution aqueuse d'indicateur universel jusqu'à 3 à 4 cm du bord. Ajouter quelques gouttes de HCl au tube, insérer l'autre bouchon tout en gardant la main sur le bouchon du fond pour le maintenir en place! Inverser le tube et observer les couleurs produites.
2. Enlever le bouchon du haut (qui était initialement au fond du tube), ajouter un nombre égal de gouttes de NaOH au tube, replacer le bouchon fermement tout en gardant la main sur l'autre bouchon pour le garder en place! Inverser et observer ce qui se passe. Le spectre entier de l'indicateur est maintenant étalé le long du tube. Noter les différences entre le tube avant et après que la base a été ajoutée.
3. Demander aux élèves de prédire combien de fois le tube devrait être inversé avant que toute la solution soit également mélangée pour restaurer la couleur verte homogène. En faire l'essai.
4. Préparer un deuxième tube pour être exposé au mur. Laisser le tube reposer – fixé en position verticale pendant quelques heures (ou journées?). L'observer de temps à autres. Les changements successifs qui surviennent dans le système sont assez intéressants – mais pas toujours reproductibles!
5. Une fois que la solution est revenue à sa couleur originale uniforme, on peut recommencer l'expérience. De fait, selon la longévité de l'indicateur universel utilisé, la même solution peut être recyclée à maintes reprises.

# Le pichet magique

**Concept :** Illustration du concept des acides et des bases.

**Matériel :**

- Pichet opaque ou grand bécher recouvert tout autour de papier d'aluminium
- 4 béchers de 250 mL
- 400 mL d'eau
- Phénolphthaléine
- Vinaigre
- Solution 0,1 M d'hydroxyde de sodium (NaOH) idéalement, sinon de l'ammoniaque pour l'entretien ménager (odeur forte et désagréable).
- 3 compte-gouttes

**Préparation de la démonstration :**

1. Étiqueter les béchers de 1 à 4.
2. Dans les béchers 1 et 3, mettre 30 gouttes de phénolphthaléine.
3. Dans le bécher 4, mettre 45 gouttes de vinaigre.
4. Dans le pichet, ajouter 15 gouttes d'hydroxyde de sodium ou d'ammoniaque et 400 mL d'eau.

**Instructions :**

1. Verser 100 mL d'eau du pichet dans chacun des quatre béchers.

Les solutions des béchers 1 et 3 auront une couleur rose, et celles des béchers 2 et 4 seront incolores.

2. Verser les liquides des béchers 1, 2 et 3 dans le pichet (pas celui du bécher 4 pour le moment).

Demander aux élèves de deviner de quelle couleur est le liquide dans le pichet.

3. Verser à nouveau le liquide du pichet dans les béchers 1, 2 et 3. Maintenant, tous les liquides doivent être roses.

4. Maintenant, verser le liquide des QUATRE béchers dans le pichet. Demander aux élèves de deviner de quelle couleur est le liquide dans le pichet. Pourquoi le liquide du dernier bécher fait-il disparaître le rose pour donner un liquide incolore?

5. Verser le liquide du pichet dans les quatre béchers. Tous devraient être incolores.

**Introduction :**

L'autre jour, j'avais soif et je me suis versé à boire avec ce pichet, mais chaque fois que je versais un verre, j'obtenais une boisson d'une couleur différente. (Commencer l'expérience.) Des fois, j'avais une limonade rose, et d'autres fois, j'avais de l'eau. Le pichet change souvent d'avis.

**Explication :**

La phénolphthaléine est un indicateur d'acide et de base. Dans un acide, l'indicateur est incolore. Dans une base, il est rose. Dans le pichet, il y avait soit de l'hydroxyde de sodium, soit de l'ammoniaque, qui sont tous deux des bases. Donc quand ce liquide a été ajouté aux béchers 1 et 3, qui contenaient de la phénolphthaléine, la solution a viré au rose. Jusqu'à ce moment, les béchers 1 et 3 contenaient une base et de la phénolphthaléine, ce qui donne une couleur rose.

Le deuxième bécher ne contenait que de l'ammoniaque mais pas de phénolphthaléine, donc la solution est restée incolore. Donc les trois premiers béchers vidés dans le pichet ont donné une solution rose, qui est reversée dans les trois premiers béchers et reste rose. Dans le quatrième bécher, une chose étrange s'est produite : la solution rose sortant du pichet devient maintenant incolore. En effet, comme le 4<sup>e</sup> bécher contient du vinaigre ou de l'acide acétique qui neutralise l'ammoniaque, la solution devient acide, et dans des conditions acides, l'indicateur à la phénolphthaléine devient incolore.

L'étape finale consiste à vider les quatre béchers dans le pichet. Le vinaigre, qui est acide, du bécher 4 rend le reste de la solution incolore car l'acide neutralise la base, soit l'hydroxyde de sodium ou l'ammoniaque (NH<sub>4</sub>OH).

Neutralisation :  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2) + \text{H}_2\text{O}$

**Précautions :** Porter des lunettes de protection et éviter les éclaboussures de solutions basiques dans les yeux.

**Élimination des solutions :** Jeter les liquides dans l'évier.