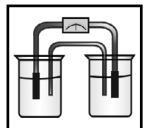


L'ÉLECTROCHIMIE

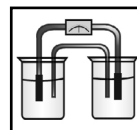


APERÇU DU REGROUPEMENT

Dans le présent regroupement, les élèves poursuivront leur étude des réactions d'oxydoréduction en étudiant les piles voltaïques et électrolytiques. Ils utiliseront les potentiels standard d'électrodes données pour prédire la spontanéité de réactions d'oxydoréduction.

CONSEILS D'ORDRE GÉNÉRAL

Les élèves devraient pouvoir déterminer les nombres d'oxydation de tous les éléments d'une réaction d'oxydoréduction et indiquer l'élément oxydé et l'élément réduit, ainsi que les agents oxydant et réducteur. Si les élèves n'ont pas encore présenté les résultats de leur recherche sur les applications des réactions d'oxydoréduction entamée au regroupement 1, on doit leur laisser le temps de le faire.

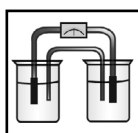


BLOCS D'ENSEIGNEMENT SUGGÉRÉS

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

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

	Titre du bloc	RAS inclus dans le bloc	Durée suggérée
Bloc A	La série d'activité	C12-6-01, C12-6-02, C12-0-S1, C12-0-S5	2 h
Bloc B	L'évolution historique des piles voltaïques	C12-6-03, C12-0-R1, C12-0-R2, C12-0-R3, C12-0-N1, C12-0-N2, C12-0-N3	1 h
Bloc C	La pile voltaïque	C12-6-04, C12-6-05, C12-0-C1, C12-0-S4, C12-0-S5, C12-0-A1	3 h
Bloc D	Le potentiel standard	C12-6-06, C12-6-07, C12-6-08, C12-0-C1	2,5 h
Bloc E	Les piles électrolytiques	C12-6-09, C12-6-10, C12-6-11, C12-0-C1, C12-0-C2, C12-0-T3	3,5 h
Bloc F	Résolution de problèmes	C12-6-12, C12-0-C1, C12-0-C2, C12-0-N2, C12-0-T1, C12-0-T3	2 h
<i>Récapitulation et objectivation pour le regroupement en entier</i>			1 à 2 h
Nombre d'heures suggéré pour ce regroupement			15 h à 16 h



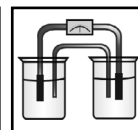
RESSOURCES ÉDUCATIVES POUR L'ENSEIGNANT

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

[R] indique une ressource recommandée

LIVRES

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



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

AUTRES IMPRIMÉS

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

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

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

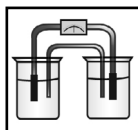
Pour la science, Éd. Bélin, Paris (France). DREF PÉRIODIQUE [revue mensuelle; version française de la revue américaine *Scientific American*]

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

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

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

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

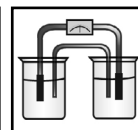


DISQUES NUMÉRISÉS ET LOGICIELS

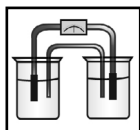
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'évaluation informatisée*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96140)
- [R] JENKINS, Frank, et al. *Chimie 11-12 – Banque d'images*, Montréal, Éd. Chenelière Éducation, 2008. (DREF 540 J52ch, CRA 96141)

SITES WEB

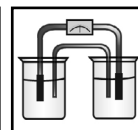
- Agence Science-Press. <http://www.sciencepresse.qc.ca/> (consulté le 31 décembre 2014). [excellent répertoire des actualités scientifiques issues de nombreuses sources internationales; dossiers très informatifs]
- [R] Alessandro Volta. http://fr.wikipedia.org/wiki/Alessandro_Volta (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] Animations, application de physique chimie. <http://www.physagreg.fr/animations.php> (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] Awesome Engine Animation. <https://www.youtube.com/watch?v=OXd1PIGur8M&feature=related> (consulté le 31 décembre 2014). [site qui montre une animation de la combustion dans un engin de voiture (site en anglais)]
- [R] C'est pas sorcier – piles et batteries. <https://www.youtube.com/watch?v=mItO3l82Ic0> (consulté le 31 décembre 2014). [émission sur les piles qui comprend une bonne explication du fonctionnement de la pile électrolytique. Il y a aussi des bonnes explications des différents types de piles. Le DVD est aussi disponible à la DREF]
- [R] Chimie en solution aqueuse – l'oxydoréduction – piles électrochimiques. http://www.uel.education.fr/consultation/presentation/present/maquette/exemples_uel/module_ex/apprendre/chimie/ex2/titre9.htm (consulté le 31 décembre 2014). [animation d'une pile Daniell avec explications]
- [R] La chimie.net. <http://www.lachimie.net/> (consulté le 12 juillet 2014). [site avec beaucoup d'information et d'exercices]



- [R] *Department of Chemistry Iowa State University – Electrochemical cell experiment.*
<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/electroChem/volticCell.html> (consulté le 31 décembre 2014). [cette simulation aide les élèves à créer leur propre pile électrochimique; les élèves doivent choisir les électrodes et les solutions ioniques nécessaires pour créer une pile électrochimique fonctionnelle (site en anglais)]
- [R] *Department of Chemistry Iowa State University – Metals in Aqueous Solutions.*
<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html> (consulté le 31 décembre 2014). [simulation de réactions de différents métaux dans diverses solutions aqueuses (site en anglais)]
- [R] *The electrochemical cell.*
http://physics.kenyon.edu/EarlyApparatus/Electricity/Electrochemical_Cell/Electrochemical_Cell.html (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]
- [R] *Encyclopédie de L'Agora.* http://agora.qc.ca/mot.nsf/Dossiers/Alessandro_Volta (consulté le 31 décembre 2014). [biographie d'Alessandro Volta]
- [R] *Expériences d'électrochimie – la batterie au citron.*
http://www.funsci.com/fun3_fr/elechim/elechim.htm (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Experiments in electrochemistry.* http://www.funsci.com/fun3_en/electro/electro.htm (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]
- [R] *Galvani, Luigi.* <http://www.memo.fr/Dossier.asp?ID=1223> (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *L'histoire de la pile électrique.* <http://www.tetraconcept.com/grizzly/pile.htm> (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Histoire de l'électricité. Galvani, Volta et la découverte de la pile électrique.*
<http://seaus.free.fr/spip.php?article844> (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Luigi Galvani.* <http://www.corrosion-doctors.org/Biographies/GalvaniBio.htm> (consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]
- [R] *La pile Daniell.*
http://physiquecollege.free.fr/physique_chimie_college_lycee/lycee/terminale_TS/daniell.htm (consulté le 31 décembre 2014). [excellente animation qui permet d'observer le fonctionnement de la pile Daniell à l'échelle moléculaire]



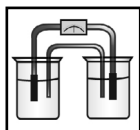
- [R] *Pile de Volta*. http://www.fondation-lamap.org/sites/default/files/upload/media/mini-sites/projet_europe/FLASH/VOLTEXP.SWF (consulté le 31 décembre 2014). [site permettant de simuler le montage d'une pile de Volta]
- [R] *Pile voltaïque*.
http://fr.wikipedia.org/wiki/Pile_volta%C3%AFque (consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Raymond Chang Chemistry Animation Center – Oxidation Reduction Reactions*.
<http://www.crescent.edu.sg/crezlab/webpages/pptReaction3.htm>
(consulté le 31 décembre 2014). [animation de la réaction de déplacement simple entre le zinc et le sulfate de cuivre ainsi que le cuivre et le nitrate d'argent (site en anglais)]
- [R] *Réaction entre l'acide nitrique concentré et le métal cuivre*.
<http://video.coursgratuits.net/200/p-chimie-acide-nitrique-et-metal-cuivre.php>
(consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *La saga de la chimie moderne – Alessandro Volta*.
http://www.ensc-rennes.fr/digitalAssets/60/60912_volta.pdf
(consulté le 31 décembre 2014).
- [R] *Scheme of Electrochemical Cell*. <http://chimge.unil.ch/En/redox/1red13.htm>
(consulté le 31 décembre 2014). [site en anglais]
- [R] *Sciences en ligne*. <http://www.sciences-en-ligne.com> (consulté le 14 juillet 2014).
[excellent magazine en ligne sur les actualités scientifiques; comprend un dictionnaire interactif pour les sciences, à l'intention du grand public]



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES

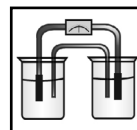
L'élève sera apte à :

- C12-6-01** élaborer de façon expérimentale une série d'activité;
RAG : C2
- C12-6-02** prédire la spontanéité de réactions à partir d'une série d'activité;
RAG : D3
- C12-6-03** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des piles voltaïques, entre autres les contributions d'Alessandro Volta, de Luigi Galvani;
RAG : A2, A4, B1
- C12-6-04** expliquer le fonctionnement d'une pile voltaïque (galvanique) à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique, entre autres écrire la demi-réaction, la réaction globale et la notation abrégée;
RAG : D3, E4
- C12-6-05** construire une pile voltaïque (galvanique) fonctionnelle et mesurer sa tension;
RAG : C2
- C12-6-06** définir le potentiel standard d'une électrode, entre autres avec l'électrode d'hydrogène comme électrode de référence;
RAG : D3
- C12-6-07** calculer les potentiels standard de piles à partir des potentiels standard d'électrodes donnés;
RAG : D3
- C12-6-08** prédire la spontanéité de réactions à partir de potentiels standard d'électrode;
RAG : D3
- C12-6-09** comparer les piles voltaïques et les piles électrolytiques;
RAG : D3
- C12-6-10** expliquer le fonctionnement d'une pile électrolytique à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique, entre autres l'électrolyse d'un composé ionique fondu, l'électrolyse d'un composé ionique aqueux;
RAG : D3, E4



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE THÉMATIQUES (suite)

- C12-6-11** décrire des utilisations pratiques des piles électrolytiques, *par exemple l'électrolyse de l'eau, l'électrolyse de saumure, la galvanoplastie, la production et la purification des métaux;*
RAG : B1, B2
- C12-6-12** résoudre des problèmes impliquant des piles électrolytiques à l'aide de la loi de Faraday.
RAG : D3



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX

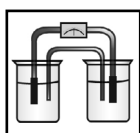
L'élève sera apte à :

Démonstration de la compréhension

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

Étude scientifique

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

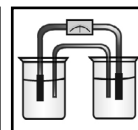


RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

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

Recherche et communication

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



RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

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

Travail en groupe

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

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

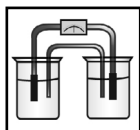
C12-0-G3 évaluer les processus individuels et collectifs employés;
RAG : C2, C4, C7

Nature de la science

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

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

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



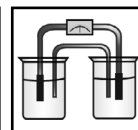
RÉSULTATS D'APPRENTISSAGE SPÉCIFIQUES TRANSVERSAUX (suite)

STSE

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

Attitudes

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



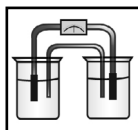
Bloc A : La série d'activité

L'élève sera apte à :

- C12-6-01** élaborer de façon expérimentale une série d'activité;
RAG : C2
- C12-6-02** prédire la spontanéité de réactions à partir d'une série d'activité;
RAG : D3
- C12-0-S1** faire preuve d'habitudes de travail qui tiennent compte de la sécurité personnelle et collective, et qui témoignent de son respect pour l'environnement, entre autres la connaissance et l'emploi de mesures de sécurité, de règlements du Système d'information sur les matières dangereuses utilisées au travail (SIMDUT) et de l'équipement d'urgence appropriés;
RAG : B3, B5, C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié, *par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes.*
RAG : C2, C5

Dans le premier regroupement, Les réactions en solution aqueuse, les élèves ont étudié les réactions d'oxydation et de réduction. Ils devraient maintenant pouvoir déterminer les nombres d'oxydation de tous les éléments de toute réaction d'oxydoréduction, et indiquer l'élément oxydé et l'élément réduit ainsi que les agents oxydant et réducteur. De plus, ils devraient pouvoir trouver l'équation équilibrée des réactions d'oxydoréduction et bien comprendre le concept de la conservation des électrons. S'ils ne sont pas en mesure de le faire correctement, ils auront de la difficulté à comprendre la section ci-dessous concernant l'électrochimie.

Mentionnons également que le résultat d'apprentissage suivant a été abordé dans le regroupement d'introduction, Les réactions en solution aqueuse (C12-1-12). On peut proposer aux élèves de faire une recherche sur les applications des réactions redox et leur laisser le temps de présenter leurs conclusions dans le cadre du présent regroupement.



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Activer les connaissances antérieures des élèves sur les concepts d'oxydoréduction du regroupement 1 en leur proposant de résoudre des problèmes visant à reconnaître les réactions d'oxydoréduction et celles qui n'en sont pas ou en réalisant l'activité de ① l'annexe 1.

En quête**Expérience de laboratoire**

Proposer aux élèves de réaliser une expérience qui permet de trouver de façon qualitative comment la série d'activité peut être élaborée (voir *Chimie 12*, p. 470-471, *Chimie 11-12*, p. 602 ou *Chimie 12 STSE*, p. 619). Une expérience de laboratoire similaire est présentée à ① l'annexe 2.

L'électrochimie est un sujet idéal pour amorcer la discussion sur les modes de représentation visuel, moléculaire et symbolique des réactions. Des recherches récentes montrent que pour que les élèves approfondissent leur connaissance des mécanismes des réactions chimiques, il faut discuter des modes de représentation de ces réactions et en donner des exemples. Une fois que les élèves auront observé les changements macroscopiques en laboratoire, leur demander de dessiner et d'expliquer ce qui survient à l'échelle moléculaire. Des animations peuvent aussi être utilisées pour montrer ce qui se produit à l'échelle moléculaire.

Enseignement direct – prédire la spontanéité de réactions à partir d'une série d'activité

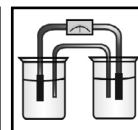
Une fois que les élèves auront établi un tableau d'activité, leur indiquer qu'ils peuvent s'en servir pour prédire la spontanéité des réactions.

La plupart des séries d'activité nord-américaines sont énumérées sous forme de tableau des potentiels standard de réduction à 25 °C et en solution à une concentration de 1 mol/L, tandis que les séries d'activité européennes sont généralement présentées en fonction des potentiels d'oxydation.

① L'annexe 3 comprend un tableau des potentiels standard de réduction où l'on présente des notes concernant l'espèce la plus facilement réduite, l'espèce qui a le moins d'affinité pour les électrons, etc. Ce type de tableau est habituellement présent dans les manuels de chimie. ① L'annexe 4 fournit des renseignements sur les tableaux des potentiels standard de réduction.

Montrer aux élèves que les diverses espèces sont organisées dans le tableau en fonction de :

- leur affinité pour les électrons;
- la facilité avec laquelle elles sont réduites ou oxydées;
- leur force en tant qu'agents oxydants ou réducteurs.



Inviter les élèves à examiner un tableau des potentiels standard d'électrode et à répondre à des questions telles que :

- Quelle espèce représente l'agent oxydant le plus fort? (Réponse : $F_{2(g)}$)
- Quelle espèce est la moins facilement réduite? (Réponse : $Li_{(aq)}^+$)
- Quelle espèce représente l'agent réducteur le plus faible? (Réponse : $F_{(aq)}^-$)

Ce ne sont que quelques exemples de questions que l'enseignant peut poser et auxquelles les élèves devront répondre en utilisant le tableau des potentiels standard de réduction. D'autres questions d'évaluation sont fournies plus loin.

D'après les résultats d'expériences sur les réactions chimiques, contrairement aux expériences faites par les élèves, les chimistes ont découvert que certaines espèces réagissent spontanément alors que d'autres ne réagissent pas. Les élèves ont déjà appris, dans le cours de chimie de 10^e année, que les métaux alcalins réagissent pour devenir des ions positifs, perdant des électrons en cours de route pour devenir stables et avoir une structure électronique similaire à celle des gaz inertes. De même, le fluor gazeux capte rapidement et facilement des électrons pour devenir un ion stable en solution, présentant la structure électronique d'un gaz inerte avec un octet d'électrons à son niveau d'énergie extérieur. Ces réactions figurent dans le haut et le bas d'un tableau très important pour les chimistes, fondé sur l'affinité relative des diverses espèces pour les électrons provoquant la réduction de la charge ionique de l'espèce réduite (voir une version de ce tableau à l'annexe 3).

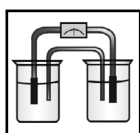
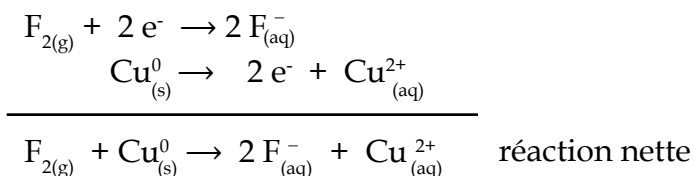
Expliquer aux élèves la façon d'utiliser le tableau pour déterminer la spontanéité d'une réaction chimique.

Exemple

Le fluor gazeux, dans le coin supérieur gauche du tableau, a une affinité pour les électrons supérieure à celle d'une espèce située plus bas à gauche du tableau; l'espèce la plus élevée dans le tableau fera donc l'objet d'une réduction en tant qu'agent oxydant, et une espèce située en dessous subira une réaction inverse pour produire une réaction d'oxydation.

Ex. : F_2 réagira avec Cl^- , Ag^0 , Cu^0 , etc.

On peut déterminer la réaction nette de la façon suivante :



- F_2 a une affinité plus grande pour les électrons (en fait, la plus grande affinité parmi toutes les espèces).
- F_2 est réduit et est donc l'agent oxydant.
- Cu^0 est oxydé, donc il est l'agent réducteur.

Animations

Proposer aux élèves de visionner des animations ou d'essayer des simulations de réactions d'oxydoréduction :

- **Reactions of Metals and Metal Ions Experiment** (site en anglais)

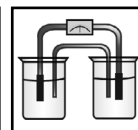
<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html>].

Cette simulation de l'Université de l'Iowa permet à l'élève de découvrir la série d'activité en plaçant différents métaux dans diverses solutions aqueuses et d'observer la simulation à l'échelle moléculaire.

Proposer aux élèves de suivre les étapes suivantes pour cette simulation :

- Pour démarrer l'animation, clique sur « start ». Tu verras quatre solutions ioniques. Choisis un des quatre métaux et suis les directives à l'écran. Note tes observations (p. ex., quelles réactions se produisent). Répète la marche à suivre pour les trois autres métaux en notant bien tes observations.
 - Examinons quatre métaux, soit le magnésium, le zinc, le cuivre et l'argent.
 - a) Lequel est le plus réactif? Explique pourquoi.
 - b) Lequel est le moins réactif? Explique pourquoi.
 - c) Place chaque métal en ordre croissant de réactivité (du moins réactif au plus réactif).
 - d) Cherche le magnésium, le zinc, le cuivre et l'argent dans le tableau de potentiel de réduction standard à la fin de ce document. Y a-t-il un lien entre la réactivité des métaux et le tableau? Explique ta réponse.
 - Essaie les activités 2 et 3 et réponds aux questions 2 a), b) et c) ci-haut avec la nouvelle série de métaux.
 - Essaie l'activité 4.
- **Raymond Chang Chemistry Animation Center - Oxidation Reduction Reactions**
http://highered.mheducation.com/olcweb/cgi/pluginpop.cgi?it=swf::100%::100%::/sites/dl/free/0072512644/117354/06_Oxidation_Reduxn_Rxns.swf::Oxidation_Reduction_Reactions (site en anglais)

Animation d'une réaction de déplacement simple entre $CuSO_{4(aq)}$ et $Zn_{(s)}$ et entre $AgNO_{3(aq)}$ et $Cu_{(s)}$



En fin**1**

Proposer aux élèves de faire une recherche pour trouver l'origine de l'expression « série électrochimique ».

2

Inviter les élèves à faire le lien entre la position d'une espèce dans le tableau et sa réactivité chimique, tel qu'étudié en sciences de 10^e année ou en chimie de 11^e année.

3

Inviter les élèves à dessiner les représentations des réactifs et des produits de réactions d'oxydoréduction (redox) et à montrer la façon dont le transfert d'électrons s'effectue en solution.

Stratégies d'évaluation suggérées**1**

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

2

Demander aux élèves de résoudre les problèmes suivants :

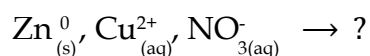
Partie A

Prédire si les réactions suivantes seront spontanées ou non à partir d'un tableau des potentiels standard de réduction :

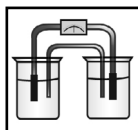
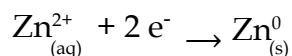
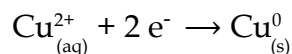
1. Placer une bande de zinc métallique dans une solution 1,0 mol/L de nitrate de cuivre(II).

Réponse :

Les espèces disponibles pour la réaction sont les suivantes : $\text{Zn}_{(s)}^0$, $\text{Cu}_{(aq)}^{2+}$, $\text{NO}_{3(aq)}^-$

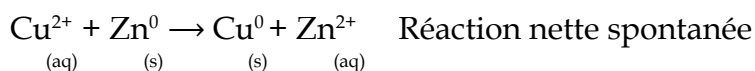
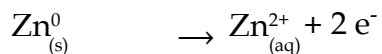
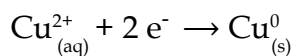


Les ions $\text{NO}_{3(aq)}^-$ ne réagiront pas, à moins que la solution soit acide. Voir le tableau à @ l'annexe 3.



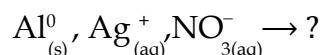
D'après le tableau, Cu^{2+} a une plus grande affinité pour les électrons que Zn^{2+} , donc Cu^{2+} attirera des électrons et sera réduit pour devenir Cu^0 au cours du processus. Ces électrons seront donnés par Zn^0 , qui sera oxydé du même coup pour devenir Zn^{2+} .

Les deux réactions sont les suivantes :

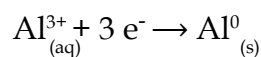
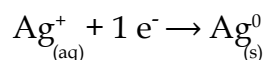


2. Une bande d'aluminium métallique est plongée dans une solution à 1,0 mol/L de nitrate d'argent.

Réponse : Les espèces disponibles pour la réaction sont : $\text{Al}^0_{(\text{s})}$, $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$, $\text{NO}^-_{3(\text{aq})}$

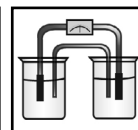
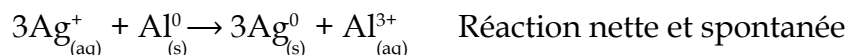
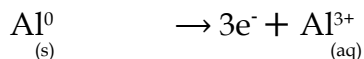
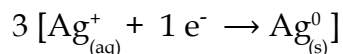


Les ions $\text{NO}^-_{3(\text{aq})}$ ne réagiront pas, à moins que la solution soit acide. Voir le tableau à l'annexe 3.



D'après le tableau, Ag^+ a une plus grande affinité pour les électrons que Al^{3+} , donc Ag^+ attirera des électrons et sera réduit au cours du processus pour devenir Ag^0 , provoquant l'oxydation d' Al^0 qui donnera des électrons et deviendra Al^{3+} .

Les deux réactions sont les suivantes (la première est multipliée par 3 pour équilibrer le nombre d'électrons donnés et gagnés) :



Partie B

(Utilise un tableau de potentiels standard de réduction pour répondre aux questions.)

Parmi les espèces suivantes, Au^{3+} , $\text{Cr}^0_{(s)}$, Sr^{2+} , Br^- , dites laquelle (ou lesquelles) :

Réponses

- | | |
|--|--------------------------------|
| a) est la plus facilement réduite, c.-à-d. l'agent oxydant le plus fort; | Au^{3+} |
| b) a la plus grande affinité pour les électrons; | Au^{3+} |
| c) est la moins facilement oxydée; | Cr^0 |
| d) est la plus facilement oxydée; | Br^- |
| e) oxydera Sn^{2+} en Sn^{4+} ; | Au^{3+} |
| f) peut réduire $\text{F}_{2(g)}$ en $2\text{F}^-_{(aq)}$. | Br^- et Cr^0 |

Partie C

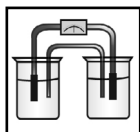
Au cours d'une expérience comme celle que vous avez réalisée en classe, des feuillets d'or, d'argent et d'étain sont plongés dans des béchers contenant leurs solutions ioniques. Les résultats obtenus sont les suivants :

- $\text{Sn}^0_{(s)} + \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow$ dépôt d'argent (Ag) métallique
- $\text{Au}^{3+}_{(aq)} + \text{Sn}^0_{(s)} \rightarrow$ dépôt d'or (Au) métallique
- $\text{Au}^0_{(s)} + \text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow$ aucune réaction

Place les ions utilisés dans l'expérience par ordre décroissant de force d'attraction des électrons (c.-à-d. avec en tête de liste les espèces ayant la plus grande affinité pour les électrons).

Réponses :

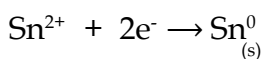
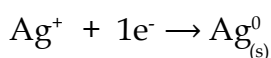
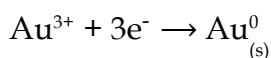
- On peut déduire que pour que la réaction 1 se produise conformément à la notation, Ag^+ doit avoir une plus grande affinité pour les électrons que Sn^{2+} , donc Ag^+ doit être placé au-dessus de Sn^{2+} dans un tableau où l'espèce ayant la plus grande affinité pour les électrons est placée en haut.
- De même, la réaction 2 indique que pour que la réaction se produise telle qu'indiqué dans la notation, Au^{3+} doit avoir une plus grande affinité pour les électrons que Sn^{2+} , donc Au^{3+} doit être placé au-dessus de Sn^{2+} dans un tableau où l'espèce ayant la plus grande affinité pour les électrons est placée en haut.



- Si la réaction 3 avait provoqué la formation de produits, en suivant la même logique que dans les deux réactions précédentes, Ag^+ aurait dû être placé au-dessus de Au^{3+} dans le tableau. Toutefois, la réaction **ne s'est pas** produite, donc le raisonnement inverse est vrai et Au^{3+} doit être placé au-dessus d' Ag^+ .
- Voici la liste complète des réactions ou des espèces ayant la plus grande affinité pour les électrons :

Au^{3+} , ensuite Ag^+ et enfin Sn^{2+}

OU



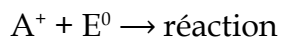
Partie D

Proposer un défi aux élèves en leur demandant de répondre à la question suivante :

Les substances A, B, C, D et E sont des métaux qui forment des ions positifs. Les ions du métal A réagissent avec le métal E, mais pas avec le métal C. Toutefois, le métal C ne réagit pas avec des solutions contenant des ions des métaux D et B. Le métal D ne réagit pas avec les ions du métal B. Place les ions métalliques par ordre décroissant, en commençant par l'agent oxydant le plus fort.

Réponse :

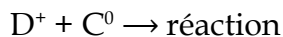
Maintenant que les élèves saisissent mieux la logique qui sous-tend le classement des diverses espèces, une courte explication pourrait être fournie. Supposons un cas facile, où des ions métalliques ont une valence de 1+.



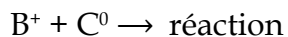
Donc A^+ sera au-dessus de E^+



Donc C^+ sera au-dessus de A^+



Donc D^+ sera au-dessus de C^+

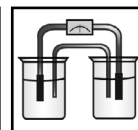


Donc B^+ sera au-dessus de C^+



Donc D^+ sera au-dessus de B^+

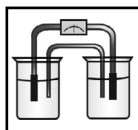
La liste des espèces commençant par l'agent oxydant le plus fort (en ordre décroissant) serait la suivante : D^+ , B^+ , C^+ , A^+ , E^+ .



Bloc B : L'évolution historique des piles voltaïques

L'élève sera apte à :

- C12-6-03** retracer dans les grandes lignes l'évolution historique des piles voltaïques, entre autres les contributions d'Alessandro Volta, de Luigi Galvani;
RAG : A2, A4, B1
- 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-N1** expliquer le rôle que jouent les théories, les données et les modèles dans l'élaboration de connaissances scientifiques;
RAG : A1, A2
- C12-0-N2** décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4
- C12-0-N3** décrire comment des connaissances scientifiques évoluent à la lumière de nouvelles données et à mesure que de nouvelles idées et de nouvelles interprétations sont avancées.
RAG : A1, A2



Stratégies d'enseignement suggérées**En quête****Recherche**

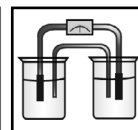
Inviter les élèves à faire une recherche sur le développement historique de la pile voltaïque (galvanique) et à préparer un rapport sur leurs constatations, individuellement ou en petits groupes. Ce rapport peut prendre des formes variées et les élèves devraient avoir la liberté de choisir la forme qu'ils préfèrent pour partager leurs apprentissages. Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves.

Les critères devraient porter aussi bien sur le contenu que sur les éléments de la présentation et devraient être semblables, peu importe le type de présentation choisi par les élèves.

Les piles voltaïques sont des piles électrochimiques servant à convertir l'énergie chimique en énergie électrique. Elles sont aussi appelées piles galvaniques, d'après Luigi Galvani. Pour en savoir plus sur Galvani et Volta, consulter @ l'annexe 5.

Les sites Web suivants peuvent être utiles :

- Galvani, Luigi. <http://www.memo.fr/Dossier.asp?ID=1223>
- Alessandro Volta. http://fr.wikipedia.org/wiki/Alessandro_Volta
- Pile voltaïque. http://fr.wikipedia.org/wiki/Pile_volta%C3%AFque
- La saga de la chimie moderne – Alessandro Volta. http://www.ensc-rennes.fr/digitalAssets/60/60912_volta.pdf
- Histoire de l'électricité. Galvani, Volta et la découverte de la pile électrique. <http://seaus.free.fr/spip.php?article844>
- Encyclopédie de L'Agora. http://agora.qc.ca/mot.nsf/Dossiers/Alessandro_Volta
- L'histoire de la pile électrique. <http://www.tetraconcept.com/grizzly/pile.htm>
- Luigi Galvani. <http://www.corrosion-doctors.org/Biographies/GalvaniBio.htm> (site en anglais)
- The electrochemical cell. http://physics.kenyon.edu/EarlyApparatus/Electricity/Electrochemical_Cell/Electrochemical_Cell.html (site en anglais).
- Experiments in electrochemistry. http://www.funsci.com/fun3_en/electro/electro.htm (site en anglais)
- Scheme of Electrochemical Cell. <http://chimge.unil.ch/En/redox/1red13.htm> (site en anglais)



Activités de laboratoire/Démonstrations

- Inviter les élèves à construire une pile au citron (voir *Chimie 11-12*, p. 611).
- Proposer aux élèves de reproduire l'expérience de Volta et de construire une pile voltaïque. Préciser qu'ils doivent alterner les pièces de cinq sous et d'un sou, ainsi que les pastilles de carton trempées dans l'eau salée et brancher un fil conducteur entre le bas et le haut de la pile. Leur proposer de montrer comment un courant électrique est généré en plaçant un disque de zinc sur le dessous de la pile avec un papier filtre trempé dans une solution d'électrolyte au milieu et un disque de cuivre sur le dessus (cette disposition en « sandwich » est appelée « élément »). Après avoir empilé les six éléments et en évitant que la solution s'égoutte par les côtés (ce qui peut provoquer un court-circuit), utiliser deux fils avec des pinces crocodiles – une au bas de la pile et l'autre sur le dessus – pour mesurer le voltage (la tension) entre le disque de zinc du bas et le disque de cuivre du haut. Il est possible d'utiliser la pile voltaïque pour alimenter une petite horloge, un thermomètre ou une calculatrice à affichage à cristaux liquides (ACL).

En fin

1

Inviter les élèves à répondre à la question suivante :

- *En quoi serions-nous touchés si les piles électrochimiques n'existaient pas? Comment notre vie en serait-elle changée?*

2

Inviter les élèves à faire un remue-méninges afin de dresser une liste des articles qui requièrent une pile pour fonctionner.

3

Inviter les élèves à réaliser une activité sur la pile de Volta à l'adresse suivante :

http://www.fondation-lamap.org/sites/default/files/upload/media/minisites/projet_europe/FLASH/VOLTEXP.SWF.

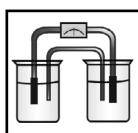
Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves d'expliquer comment l'électrochimie permet de produire de l'énergie dans les piles.

2

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

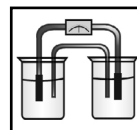


3

Demander aux élèves de présenter leur recherche sur l'histoire des piles voltaïques. Évaluer les recherches à l'aide des critères établis.

4

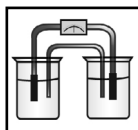
Proposer aux élèves de tracer un diagramme illustrant la pile de Volta (pile voltaïque) et d'expliquer pourquoi (ou comment) elle produit un courant électrique.



Bloc C : La pile voltaïque

L'élève sera apte à :

- C12-6-04** expliquer le fonctionnement d'une pile voltaïque (galvanique) à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique,
entre autres écrire la demi-réaction, la réaction globale et la notation abrégée;
RAG : D3, E4
- C12-6-05** construire une pile voltaïque (galvanique) fonctionnelle et mesurer sa tension;
RAG : C2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-S4** sélectionner et employer l'équipement scientifique de façon appropriée et sécuritaire,
par exemple la verrerie jaugée, la balance, le thermomètre;
RAG : C1, C2
- C12-0-S5** enregistrer, organiser et présenter des données dans un format approprié,
par exemple des diagrammes étiquetés, des graphiques, des applications multimédias, des logiciels, des sondes;
RAG : C2, C5
- C12-0-A1** faire preuve de confiance dans sa capacité de mener une étude scientifique en chimie ou d'examiner un enjeu STSE.
RAG : C2, C5



Stratégies d'enseignement suggérées

En tête

Événement inattendu

Au début du cours, apporter du jus d'orange. En prendre une gorgée et vider le reste dans un bécher; y plonger deux électrodes métalliques, l'une en magnésium, l'autre en cuivre. Relier les deux électrodes à une horloge à grand cadran. Observer les aiguilles qui commencent à avancer et dire ce qui suit : « nous avons mis la pendule à l'heure; nous pouvons maintenant commencer le cours ».

On pourrait aussi, par exemple, insérer un soufre en cuivre et une lame de zinc propre dans un citron et relier le tout à un voltmètre ou à une horloge. Les détails de l'expérience de l'horloge-citron sont fournis à l'adresse suivante :

- Expériences d'électrochimie – la batterie au citron.
http://www.funsci.com/fun3_fr/elechim/elechim.htm

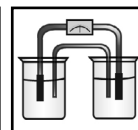
Le regroupement 3 en sciences de la nature de la 9^e année est consacré à la nature de l'électricité. Dans cette étude détaillée de l'électricité, les élèves ont fait le lien entre le modèle particulaire de l'électricité et la structure atomique (S1-3-04), ont construit des diagrammes de circuits électriques (S1-3-13) et ont utilisé des instruments appropriés pour mesurer la différence de potentiel (S1-3-14). Ils devraient donc posséder les connaissances nécessaires relatives aux circuits électriques. Toutefois, une récapitulation de cette matière pourrait s'avérer bien utile.

En quête

Les élèves devraient pouvoir expliquer le fonctionnement des piles électrochimiques en utilisant les trois modes de représentation : visuel (macroscopique), particulaire (microscopique) et symbolique.

Après la présentation de cette section, les élèves devraient comprendre qu'une réaction chimique peut servir à créer un courant électrique. Une pile voltaïque est un appareil pour lequel on utilise une réaction redox spontanée pour produire de l'énergie électrique. Selon la loi de la conservation de l'énergie, celle-ci ne peut être ni créée, ni détruite; elle est simplement convertie d'une forme à une autre. Dans une pile voltaïque, l'énergie chimique d'une réaction redox spontanée est convertie en énergie électrique.

Une cellule électrochimique est le siège de nombreux processus chimiques et électriques. Amener les élèves à expliquer les réactions prenant place dans les deux demi-cellules en parlant de flux d'électrons, de flux d'anions et de flux de cations.



Activité - construction d'une pile voltaïque

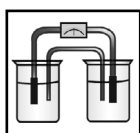
Inviter les élèves à construire une pile voltaïque à réaction spontanée en utilisant ce qu'ils ont appris au sujet de la série électrochimique dans les RAS C12-6-01 et C12-6-02. Leur fournir le matériel suivant : voltmètres, fils, pinces crocodiles, tubes en U, ouate, métaux communs et leurs solutions ioniques à 1,0 mol/L et solution à 1,0 mol/L de nitrate de sodium, de potassium ou d'ammonium pour le pont salin.

Demander aux élèves d'écrire la réaction spontanée en indiquant la réaction de réduction, la réaction d'oxydation et les deux réactions des demi-piles à l'aide du tableau redox présenté dans les sections précédentes. Confirmer la spontanéité des réactions, puis demander aux élèves de former des groupes pour construire leur pile et de mesurer la tension (différence de potentiel) entre les électrodes.

Soulignons que les élèves n'obtiendront probablement pas la tension nette prévue (E_{pile}). Selon l'équation Nernst, le voltage maximal dépend de la concentration, si la température est constante. Immédiatement après le branchement du circuit, les concentrations commencent à changer : celle des ions du réactif diminue puisque les ions sont utilisés, et la concentration des ions du produit augmente à mesure que le produit se forme. Conformément au principe de Le Chatelier, le système est soumis à un stress et tente de rétablir l'équilibre en stimulant la réaction inverse et en réduisant le voltage net de la pile. À ce stade, demander aux élèves quelles conditions entraîneraient un déplacement de l'équilibre vers la droite (réaction directe) et une augmentation de la tension.

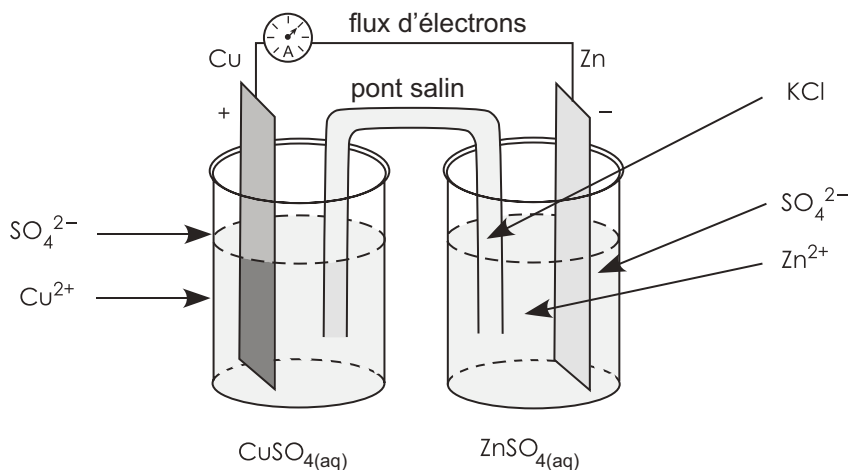
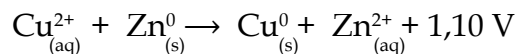
Un gradient (une chute) de concentration se produirait à chaque électrode, causant ainsi un excès d'un des ions et une pénurie des autres ions pour la réaction nette.

Les élèves pourraient aussi réaliser l'activité de ⓐ l'annexe 6 au lieu de celle-ci.



Enseignement direct - fonctionnement de la pile Daniell

Le diagramme ci-dessous illustre la pile électrochimique correspondant à la réaction suivante :

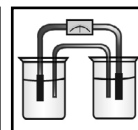
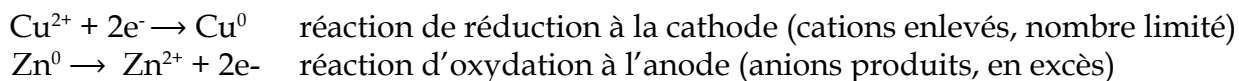


La pile électrochimique ci-dessus illustre un cas particulier. La première version réussie de cette pile a été construite par John Frederic Daniell (1790-1845). Une recherche sur Internet peut fournir tous les renseignements requis. Ce type de pile électrochimique avec des électrodes de Cu et de Zn est maintenant appelée la pile Daniell.

Dans le diagramme, les deux demi-piles sont reliées par un pont salin qui contient une solution ionique d'un sel soluble, comme KCl. Ce pont sert de circuit interne et permet de maintenir l'équilibre électrique entre les deux demi-piles. Dans le cas présent, comme il y a production d'ions zinc à l'anode rendant le compartiment anodique positif avec un excès d'ions positifs, les ions Cl se déplacent du pont salin vers l'anode de façon à maintenir la neutralité électrique dans cette demi-pile. Pour ce qui est de la cathode, les ions cuivre sont enlevés de la solution, ce qui la rend négative sur le plan électrique. Pour contrer cet effet, des ions K positifs du pont salin vont se rendre à la cathode pour rétablir, encore une fois, la neutralité électrique de la cathode. Lorsque les deux demi-piles sont reliées par un fil électrique permettant aux électrons de se déplacer et un autre fil pour les déplacements des ions positifs et négatifs, on obtient une pile électrochimique.

Chaque pile galvanique devrait comprendre :

- une anode (zinc) qui sera oxydée (perdra des électrons);
- une cathode (cuivre) qui sera réduite (captera des électrons).

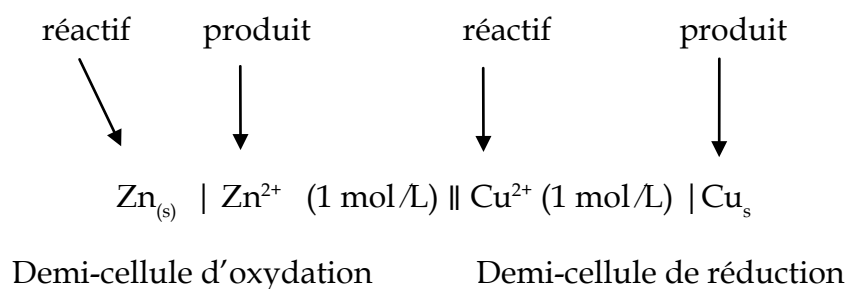


Les électrons circulent de l'anode à la cathode dans une pile électrochimique.
Les anions se déplacent vers l'anode et les cations, vers la cathode.

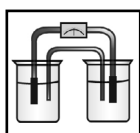
La migration des ions est essentielle au fonctionnement de la pile puisque l'accumulation de la charge ionique dans la solution autour des électrodes s'opposerait au déplacement des électrons. Le résultat est un voltage de +1,10 V.

La même pile peut être construite au moyen d'un matériau poreux (verre de carton) agissant comme pont salin. Laisser aux élèves le choix de construire leurs piles avec un pont salin ou un matériau poreux.

Une notation abrégée est souvent utilisée pour représenter le diagramme de la pile voltaïque.



La ligne verticale simple représente la limite de phase entre le métal et la solution ionique. La ligne verticale double représente le pont salin. Par convention, la réaction anodique est indiquée en premier, à gauche de la ligne double et la réaction cathodique est placée en deuxième, à la droite de la ligne double.



Animations/simulations

Les animations suggérées ci-dessous aideront les élèves à comprendre les phénomènes qui se produisent à l'échelle microscopique et les représentations symboliques associées.

- Animations, application de physique chimie :
<http://www.physagreg.fr/animations.php> (sélectionner l'animation sur le fonctionnement de la pile Daniell dans la section « Animations, simulations de chimie)
- La pile Daniell :
http://physiquecollege.free.fr/physique_chimie_college_lycee/lycee/terminale_TS/daniell.htm (excellente animation qui permet d'observer le fonctionnement de la pile Daniell à l'échelle moléculaire)
- Chimie en solution aqueuse – l'oxydoréduction – piles électrochimiques :
http://www.uel.education.fr/consultation/presentation/present/maquette/exemples_uel/module_ex/apprendre/chimie/ex2/titre9.htm (animation d'une pile Daniell avec explications)
- La pile Daniell :
<https://www.youtube.com/watch?v=TuNoWxEcfpk> (explication du fonctionnement de la pile Daniell)
- C'est pas sorcier – piles et batteries :
<https://www.youtube.com/watch?v=mItO3l82Ic0> (émission sur les piles qui comprend une bonne explication du fonctionnement de la pile électrolytique. Il y a aussi des bonnes explications des différents types de piles. Le DVD est aussi disponible à la DREF)
- Principe d'une pile Daniell :
http://www.ostralo.net/3_animations/swf/pile.swf
- Department of Chemistry Iowa State University – Electrochemical cell : experiment (site en anglais) <http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/electroChem/volticCell.html> (cette simulation aide les élèves à créer leur propre pile électrochimique; les élèves doivent choisir les électrodes et les solutions ioniques nécessaires pour créer une pile électrochimique fonctionnelle)

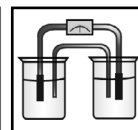
En fin

1

Inviter les élèves à faire une recherche sur Internet et à décrire les travaux de certains scientifiques ayant participé à la mise au point des piles électrochimiques.

2

Inviter les élèves à expliquer comment la citation d'Anaxagore de Clazomènes, « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme » s'applique à la pile voltaïque.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

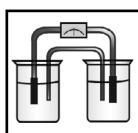
Demander aux élèves de dessiner le diagramme d'une pile voltaïque et d'identifier les électrodes positive et négative, l'anode, la cathode, les demi-réactions, la direction du déplacement des électrons, la direction du flux des ions, les solutions utilisées, laquelle des électrodes est érodée, laquelle accepte des ions métalliques, la réaction nette de la pile et le voltage produit. Insister sur la nature particulière de la matière au moment d'expliquer les réactions qui se produisent aux électrodes, le déplacement des ions, la circulation des électrons dans le circuit, ainsi que le maintien de la neutralité électrique dans toutes les parties de la pile.

2

Les élèves devraient pouvoir construire et mettre à l'essai des piles voltaïques simples. Évaluer les habiletés en laboratoire à l'aide des  annexes 8 et 9 du regroupement 1.

3

Inviter les élèves à comparer les résultats de leurs piles et à expliquer les différences de voltage. Faire en sorte que plusieurs groupes d'élèves utilisent les mêmes électrodes pour assurer la comparabilité des résultats.



Bloc D : Le potentiel standard

L'élève sera apte à :

- C12-6-06** définir le potentiel standard d'une électrode,
entre autres avec l'électrode d'hydrogène comme électrode de référence;
RAG : D3
- C12-6-07** calculer les potentiels standard de piles à partir des potentiels standard
d'électrodes donnés;
RAG : D3
- C12-6-08** prédire la spontanéité de réactions à partir de potentiels standard d'électrode;
RAG : D3
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une
compréhension de concepts en chimie,
*par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs,
les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de
prédiction, les cycles de mots.*
RAG : D3

Stratégies d'enseignement suggérées

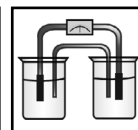
En tête

Au début de la section précédente, on mentionnait que le cours de sciences de la nature de 9^e année présentait des notions très détaillées sur l'électricité, et pour compléter cette information, les élèves ont traité du transfert des électrons pendant une bonne partie du cours de cette année. Revoir les concepts au besoin avec les élèves.

En quête

Enseignement direct - le potentiel standard

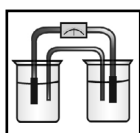
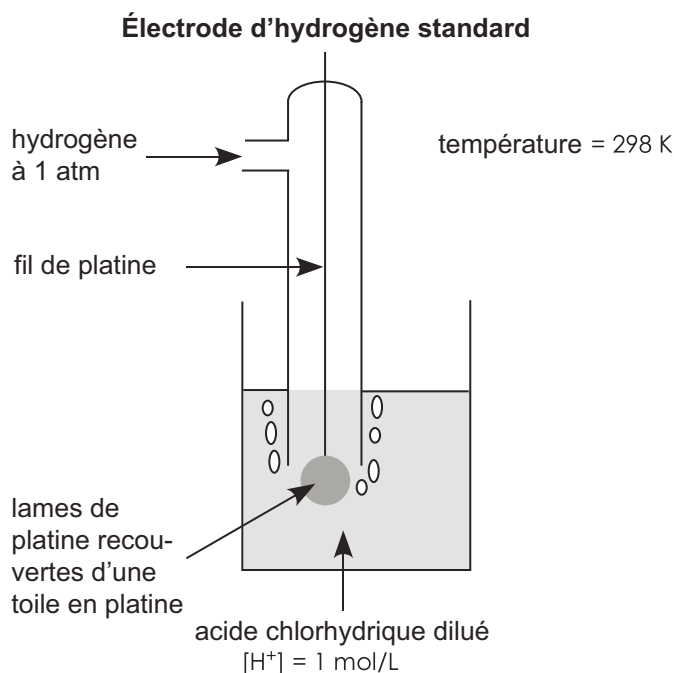
Expliquer aux élèves le concept du potentiel standard (voir *Chimie 12*, p. 516-520, *Chimie 12 STSE*, p. 642-645 ou *Chimie 11-12*, p. 627-630). Lorsque les scientifiques ont construit les premières piles voltaïques (galvaniques) qui sont en fait des piles électrochimiques, ils ont enregistré un potentiel net de la pile résultant des réactions, mais ils ne savaient pas quelle était la contribution de chaque demi-pile au potentiel total de la pile. Bien des expériences ont été réalisées dans le but de déterminer le potentiel standard absolu (E^0) pour toute demi-réaction ou réaction de demi-pile.

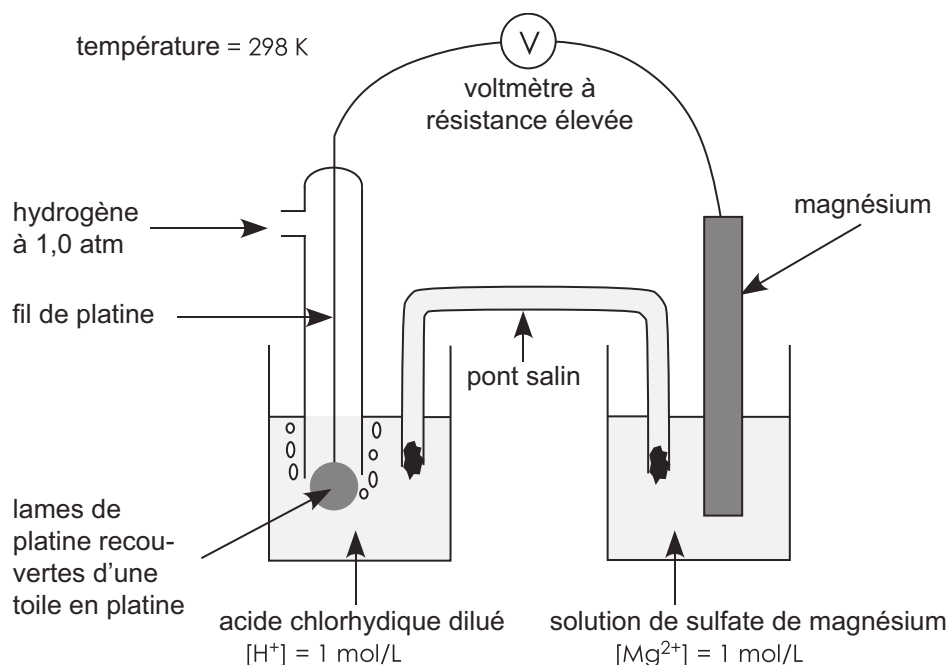


Durant ces expériences, des chimistes ont découvert que non seulement la température avait une incidence sur le potentiel net de la pile, mais aussi la concentration des ions en solution et la pression, si un gaz était utilisé. Mentionnons qu'un autre terme est souvent utilisé comme synonyme de potentiel standard, soit « force électromotrice » ou « fem ».

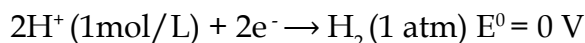
Bon nombre d'électrodes de référence ont été mises à l'essai avant que l'électrode normale à hydrogène soit choisie. Les chimistes ont choisi l'électrode à hydrogène comme électrode de référence par rapport à laquelle le potentiel de toutes les autres électrodes serait mesuré. Les élèves constateront rapidement que ce choix était judicieux, ne serait-ce que parce que cet élément se trouve au milieu du tableau des potentiels standard.

Dans l'électrode à hydrogène montrée ci-dessous, l'hydrogène gazeux est injecté par barbotage dans une solution d'acide chlorhydrique à 25 °C. L'électrode de platine présente une surface sur laquelle les molécules d'hydrogène peuvent se dissocier et sert de conducteur du courant électrique vers le circuit externe.





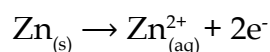
Dans des conditions standard de 1 atm (atmosphère) pour l'hydrogène gazeux et d'une solution de HCl à 1 mol/L, le potentiel de réduction de H^+ à 25 °C est fixé à exactement zéro.



L'électrode normale à hydrogène est parfois mentionnée sous sa forme abrégée, ENH. Une fois que l'électrode normale a été choisie, les scientifiques ont été en mesure d'utiliser cette demi-pile pour déterminer le potentiel de réduction de toutes les autres demi-réactions de la série électrochimique. Ces valeurs ont été placées dans un tableau en fonction des demi-réactions correspondantes de façon à produire un tableau plus utile, celui des potentiels standard de réduction.

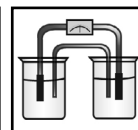
Exemple

Dans une pile galvanique formée d'une électrode de zinc et d'une ENH, l'électrode de zinc subit une perte massique au cours de la réaction, ce qui indique que la réaction de demi-pile de l'électrode de zinc doit être exprimée comme suit :

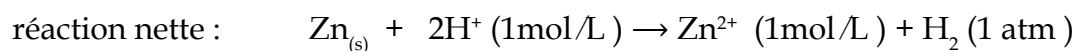
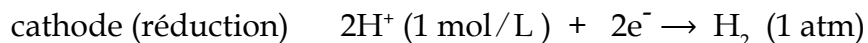


La notation abrégée pour cette pile serait la suivante :

$Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}(1\text{mol/L}) \parallel H^+(1\text{mol/L}) \mid H_2(1\text{atm}) \mid Pt_{(s)}$ (on inclue l'électrode inerte dans la notation abrégée.)



Voici les réactions des demi-piles :



Par convention, la fem standard de la pile, E_{pile}^0 , qui est égale au potentiel de la cathode moins celui de l'anode, correspond à la formule suivante :

$$E_{\text{pile}}^0 = E_{\text{cathode}}^0 - E_{\text{anode}}^0$$
$$E_{\text{pile}}^0 = E^0\left(\frac{\text{H}^{+}}{\text{H}_2}\right) - E^0\left(\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}}\right)$$

(La différence de potentiel mesurée pour la pile est de 0,76 V.)

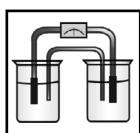
$$0,76\text{ V} = 0 - E^0\left(\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}}\right)$$
$$E^0\left(\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}}\right) = -0,76\text{ V}$$

De même, tous les potentiels d'électrodes ont été déterminés et appariés à la réaction de demi-pile dans un tableau des potentiels standards de réduction.

Enseignement direct - calcul du potentiel standard de piles

Expliquer maintenant aux élèves comment déterminer la fem nette de la pile à partir des réactions de demi-piles en utilisant le tableau des potentiels standard de réduction (voir *Chimie 12*, p. 517-522, *Chimie 12 STSE*, p. 644-648 ou *Chimie 11-12*, p. 628-631).

Le tableau est structuré en fonction de la tendance des substances à capter des électrons, c'est-à-dire leur potentiel de réduction. Pour chaque réaction redox, la demi-réaction qui est la plus positive se produira sous forme de réaction de réduction, et la demi-réaction qui est la plus négative se produira sous forme de réaction d'oxydation.

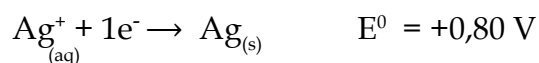
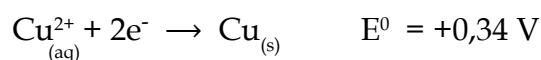


Le tableau des potentiels standard de réduction sert à déterminer la spontanéité de la réaction et le potentiel électrique d'une pile donnée. Toute valeur positive du potentiel de la pile obtenue en calculant la différence entre le potentiel de demi-réaction de la cathode et celui de l'anode indique qu'il y aura réaction redox spontanée. Toute valeur négative du potentiel de réduction d'une pile indique que la réaction redox ne sera pas spontanée.

Exemple

Calcule le potentiel d'une pile d'argent-cuivre.

- Déterminer les demi-réactions pour l'argent et le cuivre à partir du tableau des potentiels standard de réduction.



Étant donné que les ions Ag^+ sont plus facilement réduits que les ions Cu^{2+} , la demi-réaction $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$ sera une demi-réaction de réduction, et la réaction

$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ sera inversée et deviendra la demi-réaction d'oxydation.

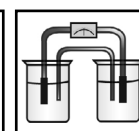
On peut aussi exprimer en considérant que l'ion Ag^+ a une plus grande affinité pour les électrons que l'ion Cu^{2+} , donc la réaction ayant la fem⁺ la plus faible deviendra la réaction d'oxydation. Lorsqu'une demi-réaction est inversée, le signe du potentiel de réduction est aussi inversé.

Ainsi, les demi-réactions seront les suivantes :



- Insérer les potentiels des demi-piles dans l'équation.

$$E_{\text{pile}} = E^0_{\text{oxydation}} + E^0_{\text{réduction}} = (-0,34 \text{ V}) + (+0,80 \text{ V}) = +0,46 \text{ V}$$



Cette pile a un potentiel de + 0,46 V, ce qui confirme la spontanéité de la réaction.

Remarque :

Les manuels présentent souvent deux méthodes de calcul du potentiel standard de la pile (E_{pile}^0).

$$E_{pile}^0 = E_{oxydation}^0 + E_{réduction}^0$$

$$E_{pile}^0 = E_{cathode}^0 - E_{anode}^0$$

Les deux formules vont évidemment permettre d'en arriver au résultat correct.

Indiquer aux élèves qu'ils peuvent aussi utiliser la formule $E_{pile}^0 = E_{réduction}^0 - E_{oxydation}^0$ pour obtenir le potentiel de la pile. Ils ne seront pas obligés alors de changer de signe avant de calculer les valeurs.

En fin

Inviter les élèves à décrire les étapes à suivre pour prédire si une réaction redox se produira spontanément.

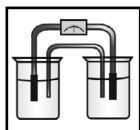
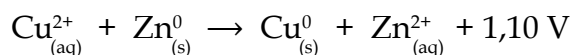
En plus

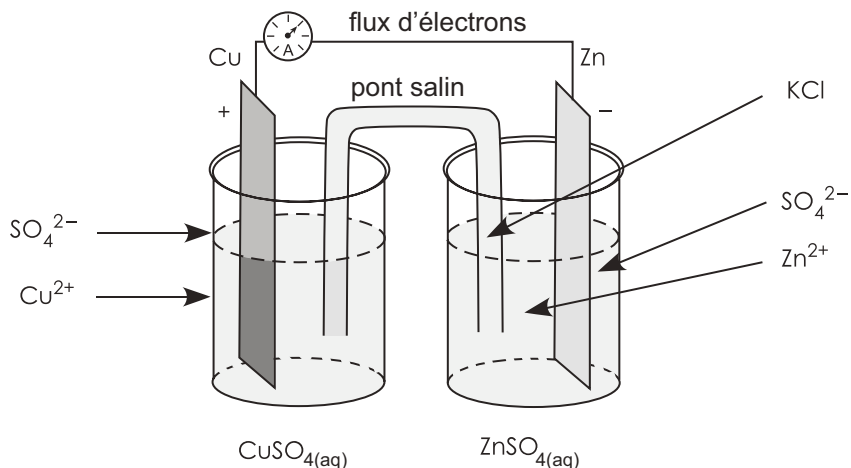
Demander aux élèves d'intégrer le principe de Le Chatelier dans leurs discussions sur l'équilibre chimique des réactions acide-base et la solubilité. Le principe de Le Chatelier s'applique également aux piles électrochimiques.

Les élèves savent déjà que lorsqu'un stress est appliqué à un système en équilibre, la réaction se déplace afin de compenser ou d'atténuer ce stress. Grâce aux cours de chimie de 11^e et de 12^e années, les élèves savent qu'à mesure qu'une réaction se produit, la concentration des réactifs diminue et celle des produits augmente. Proposer aux élèves d'examiner comment on peut modifier une pile électrochimique pour prolonger le voltage, sachant que la fem initiale diminue avec le temps.

Dans l'exemple suivant, on utilise une pile Daniell pour explorer les effets de l'ajout ou du retrait de substances d'un système.

Rappeler aux élèves qu'une pile Daniell est un cas spécial de pile voltaïque (galvanique) dont la réaction nette est notée comme suit :





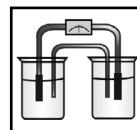
Faits :

- Aussitôt le circuit branché, le voltage commence à diminuer à partir d'une fem de 1,10 V.
- La couleur bleue associée à l'ion $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ du côté de l'électrode cathodique (réduction) devient moins intense à mesure que les ions sont réduits pour devenir des atomes de cuivre solide qui se déposent sur la cathode de cuivre.
- La concentration d'ions $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ augmentera autour de l'anode de zinc.

Résultat : la concentration des réactifs continuera de diminuer et la concentration de produits continuera d'augmenter.

Effets à prendre en considération d'après le principe de Le Chatelier :

- L'ajout d'ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ sous quelque forme que ce soit à l'aide d'un sel soluble de Cu^{2+} favorise la réaction directe (vers la droite) pour atteindre l'équilibre.
- Retrait d'ions $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$: l'ajout d'un anion précipitant permet d'enlever efficacement les ions $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ solubles par la formation d'un précipité (solide), p.ex., avec l'ion sulfure (S^{2-}) qui forme le ZnS solide, ou avec l'ion hydroxyde (OH^-) pour former le $\text{Zn}(\text{OH})_2$ solide.



Stratégies d'évaluation suggérées

1

Demander aux élèves de répondre aux questions suivantes sur l'ENH.

1. Pourquoi fallait-il que l'électrode de référence soit une électrode normale à hydrogène (ENH)?

Réponse :

Tout couple d'électrodes donne une force électromotrice (fem) précise pour la pile, mais pour comparer les forces relatives des électrodes et leurs effets sur la dynamique des piles, les scientifiques devaient trouver une électrode à laquelle ils pourraient comparer toutes les autres. Bon nombre d'électrodes ont été mises à l'essai initialement, mais ce qui rendait l'électrode à hydrogène bien pratique, c'est qu'elle donnait un potentiel qui se situait au milieu du tableau des potentiels.

2. En quoi le tableau des potentiels standard de réduction aurait-il été différent si une autre électrode standard avait été choisie plutôt que l'ENH?

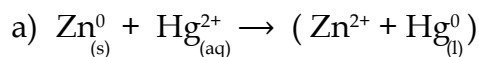
Réponse :

Si une autre électrode avait été utilisée au lieu de l'électrode à hydrogène, l'ordre d'affinité pour les électrons aurait été le même dans les réactions, mais on aurait attribué la valeur zéro à la nouvelle électrode de référence et les autres électrodes auraient été comparées à celle-ci. De chaque côté de la nouvelle électrode de référence, on aurait obtenu des nombres positifs et négatifs allant en augmentant à mesure que l'on se serait éloigné de la nouvelle électrode de référence.

2

Demander aux élèves de trouver le potentiel net de la pile pour une réaction donnée, de déterminer si la réaction serait spontanée et d'expliquer pourquoi.

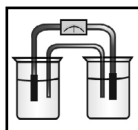
1. Complète les réactions suivantes à l'aide du tableau des potentiels standard de réduction. Calcule le potentiel net de la pile et indique la raison pour laquelle la réaction se produira spontanément tel que le prévoit la notation. (Les réponses varieront selon les tableaux utilisés.)

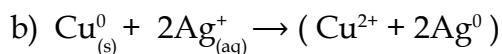


Réponse :

$$E_{\text{pile}} = +1,54 \text{ V}$$

Cette pile fonctionnerait spontanément puisque son voltage net est positif.

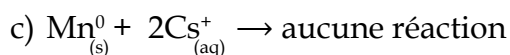




Réponse :

$$E_{\text{pile}} = +0,46 \text{ V}$$

Cette pile fonctionnerait spontanément puisque son voltage net est positif.



Réponse :

$$E_{\text{pile}} = -1,74 \text{ V}$$

Cette pile ne fonctionnerait pas puisque son voltage net est négatif.

3

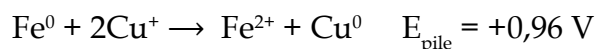
Pour chacune des situations suivantes, demander aux élèves d'écrire les réactions ioniques nettes équilibrées, d'indiquer les réactions d'oxydation et de réduction et la fem de la pile, de prédire si la réaction sera spontanée et d'expliquer brièvement pourquoi ou pourquoi pas.

1. Au Moyen Âge, le fer servait à la confection de chaudrons et de casseroles. Serait-il possible d'entreposer une solution d'acétate de cuivre(II) dans ce genre de contenant en fer?

Explique ta réponse en indiquant les réactions en jeu et en tenant compte de la fem.

Réponse :

L'ion acétate n'est pas représenté dans le tableau des potentiels standard d'électrode, c'est donc un ion spectateur. La réaction prévue serait :



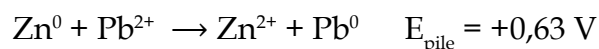
Comme le potentiel net est positif, il y aurait une réaction spontanée. Ce ne serait pas une bonne idée d'entreposer cette solution dans un contenant en fer.

Le fer métallique est oxydé en Fe^{2+} et le Cu^+ est réduit pour devenir du cuivre élémentaire.

2. Une solution de nitrate de plomb(II) est versée dans un contenant dans lequel un morceau de zinc métallique est placé.

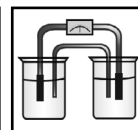
Réponse :

L'ion nitrate ne réagit que s'il est placé dans une solution acide. Dans cet exemple, il s'agit donc d'un ion spectateur. La réaction attendue serait la suivante :



Comme le potentiel net de la pile est positif, il se produirait une réaction entre le zinc métallique et la solution de plomb.

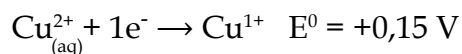
Le zinc métallique est oxydé en Zn^{2+} et l'ion Pb^{2+} est réduit pour devenir du plomb (métal).



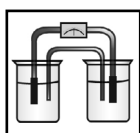
3. Quels contenants métalliques pourraient être utilisés pour entreposer une solution d'acétate de cuivre(I) à 0,20 mol/L? Explique ta réponse.

Réponse :

L'ion acétate n'apparaît pas dans le tableau des potentiels standard d'électrode, donc il sera un ion spectateur. L'ion Cu^+ apparaît dans la réaction de réduction suivante :



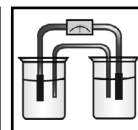
Pour qu'il y ait une réaction, l'espèce doit figurer dans le tableau des potentiels standard de réduction et se trouver au-dessus du Cu^+ et à la gauche pour que le potentiel net de la pile soit positif. On doit donc chercher un métal placé sous le cuivre (Cu^+) dans le tableau. Ainsi, on pourrait entreposer une solution d'acétate de cuivre(I) à 0,20 mol/L dans des contenants de Pb^0 , Sn^0 , Ni^0 , Co^0 , Fe^0 , Cr^0 , etc.



Bloc E : Les piles électrolytiques

L'élève sera apte à :

- C12-6-09** comparer les piles voltaïques et les piles électrolytiques;
RAG : D3
- C12-6-10** expliquer le fonctionnement d'une pile électrolytique à l'échelle macroscopique, moléculaire et symbolique,
entre autres l'électrolyse d'un composé ionique fondu, l'électrolyse d'un composé ionique aqueux;
RAG : D3, E4
- C12-6-11** décrire des utilisations pratiques des piles électrolytiques,
par exemple, l'électrolyse de l'eau, l'électrolyse de saumure, la galvanoplastie, la production et la purification des métaux;
RAG : B1, B2
- C12-0-C1** utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple, les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de prédiction, les cycles de mots;
RAG : D3
- C12-0-C2** démontrer une compréhension des concepts en chimie,
par exemple utiliser un vocabulaire scientifique approprié, expliquer un concept à une autre personne, comparer, appliquer ses connaissances à une nouvelle situation ou à un nouveau contexte, créer une analogie, utiliser des manipulatifs;
RAG : D3
- C12-0-T3** illustrer la façon dont des concepts de chimie sont appliqués dans des produits et des procédés, dans des études scientifiques et dans la vie quotidienne.
RAG : A5, B2



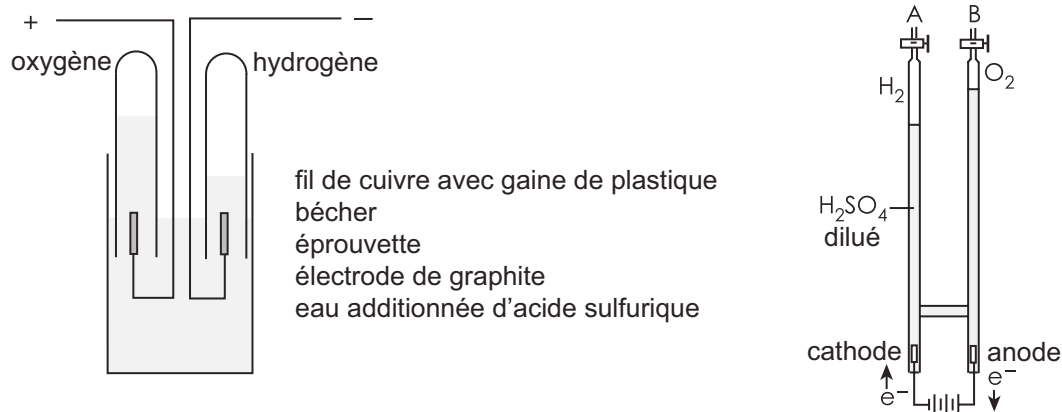
Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

L'étude suivante sur les piles électrolytiques vient compléter la discussion précédente sur les piles électrochimiques. Vérifier les connaissances antérieures des élèves et faire une récapitulation, au besoin, avant d'ajouter des éléments.

En quête**Démonstration – l'électrolyse de l'eau**

Une démonstration de l'électrolyse de l'eau constitue toujours un bon point de départ pour parler des piles électrolytiques, même s'il s'agit généralement d'une réaction lente. L'électrolyse est le processus par lequel l'énergie électrique est utilisée pour provoquer une réaction non spontanée.

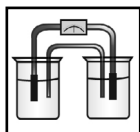
Le schéma simplifié ci-dessous montre la façon dont on peut dissocier les éléments de l'eau à l'aide d'un simple appareil. Cet appareil est spécialement conçu pour la dissociation électrolytique de l'eau. Comme l'eau est un mauvais conducteur d'électricité, l'usage d'une solution à 0,1 mol/L d'acide chlorhydrique ou d'acide sulfurique permet d'accélérer la réaction.

Appareil de Hofmann

Un indicateur universel ajouté à la solution acide change de couleur au début de la réaction, ce qui rend la différence dans les volumes de gaz produits plus évidente pour l'observateur.

La formule empirique de l'eau indique les volumes de gaz produits; ainsi, il y aura deux fois plus d'hydrogène gazeux produit que d'oxygène gazeux. Une éclisse allumée permettra de déterminer si le gaz produit est l'oxygène ou l'hydrogène. Si l'éclisse est plus brillante, c'est de l'oxygène et s'il y a un son d'éclatement produit au contact, c'est de l'hydrogène.

Le tableau ci-dessous présente une comparaison entre les piles électrolytiques aux piles électrochimiques.



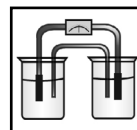
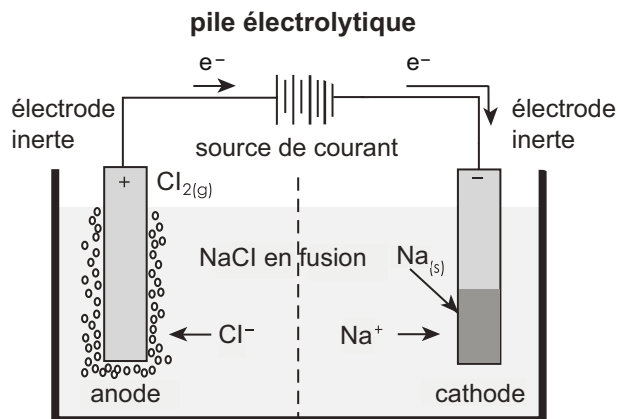
	Pile électrochimique	Pile électrolytique
Spontanéité de réaction	Spontanée	Non spontanée
Potentiel de la pile	Positif	Négatif
Électricité	Produite	Consommée
Charge de l'électrode*	Cathode+ Anode-	Cathode- Anode+
Cathode	Réduction	Réduction
Anode	Oxydation	Oxydation
Conservation de l'énergie	Convertit l'énergie chimique en énergie électrique	Convertit l'énergie électrique en énergie chimique

* La notion de charge des électrodes peut être difficile à saisir pour les élèves. Il faut plutôt mettre l'accent sur les processus chimiques qui se produisent à chaque électrode.

La pile électrolytique

Inviter les élèves à se renseigner sur les piles électrolytiques (voir *Chimie 12*, p. 524-529, *Chimie 12 STSE*, p. 660-667 ou *Chimie 11-12*, p. 639-650). Leur proposer de décrire les processus en jeu dans ces piles selon les divers modes de représentation, tout comme pour les piles électrochimiques. La nature particulière de la matière a tout autant d'importance et de pertinence dans le cas des piles électrolytiques. Inviter les élèves à expliquer le fonctionnement complet d'une pile électrolytique opérationnelle dans les trois modes de représentation.

Un diagramme étiqueté d'une pile électrolytique est fourni ci-dessous. Noter les similitudes avec une pile électrochimique. L'une des différences dans la configuration de l'appareil est que dans la pile électrolytique, les deux réactions se produisent dans le même contenant. Autre différence : une source d'électricité est nécessaire pour stimuler la réaction qui normalement n'est pas spontanée.



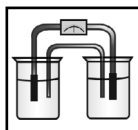
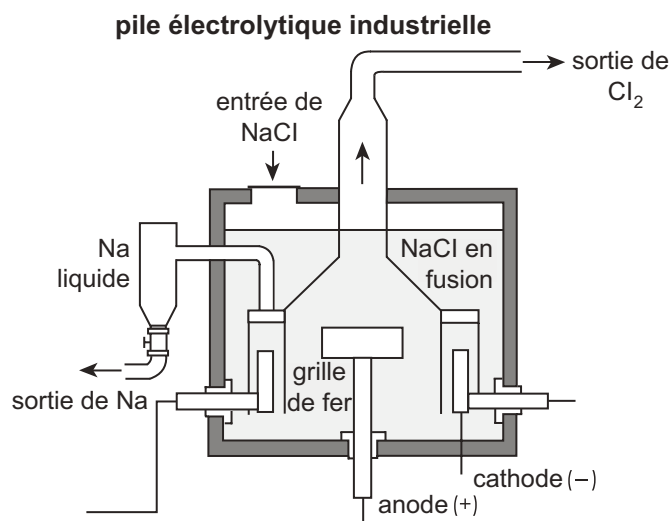
Le diagramme d'une pile électrolytique devrait inclure les éléments suivants : un contenant, une solution électrolytique (acide, base ou sel), les deux électrodes, une « pompe » à électrons externe (batterie/pile), l'électrode positive de la batterie branchée à l'anode et l'électrode négative branchée à la cathode. Toujours indiquer les réactions de demi-pile et la réaction nette.

Il existe deux types de piles électrolytiques :

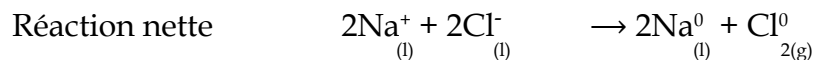
- La pile la plus simple est celle où l'électricité est appliquée à un composé ionique fondu. Il sera question des applications industrielles de cette pile un peu plus loin.
- Le deuxième type de pile présenté ici est celui où l'on applique de l'électricité à une solution aqueuse. Cette pile est plus complexe, du fait qu'il y a beaucoup plus d'espèces qui peuvent être oxydées et réduites.

Enseignement direct – électrolyse de composés ioniques fondus

Ces solutions sont faites à partir de composés ioniques purs à l'état fondu. Évidemment, le contenant de la pile doit être fait d'une matière qui tolère les températures élevées nécessaires pour maintenir la substance à l'état fondu. Une pile industrielle est présentée ci-dessous.



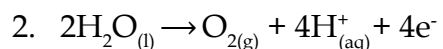
La borne négative de la pile est branchée à la cathode. Comme dans une pile électrochimique, les cations se déplacent vers la cathode et les anions, vers l'anode, selon les réactions suivantes :



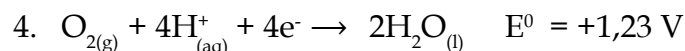
Cette réaction est utilisée pour produire des réserves de sodium et de chlore gazeux purs.

Enseignement direct – électrolyse d'une solution aqueuse

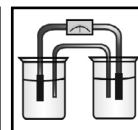
L'enseignant devrait réviser attentivement ses connaissances de base sur le sujet avant de l'aborder avec les élèves (voir *Chimie 12*, p. 528-530, *Chimie 12 STSE*, p. 661 ou *Chimie 11-12*, p. 641-644). La présence d'eau ajoute de nouvelles espèces qui peuvent être oxydées ou réduites. En examinant le tableau des potentiels standard de réduction, on constate que les réactions d'oxydation suivantes pourraient se produire à l'anode.



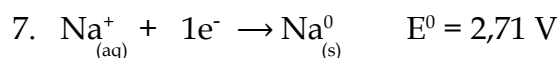
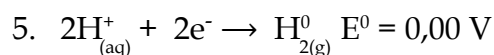
D'après le tableau, on peut voir que les deux réactions ont été inversées; la notation doit donc être la suivante :



Les valeurs de la force électromotrice (fem) des demi-piles sont rapprochées, mais elles indiquent encore que pour la réaction inverse d'oxydation, l'eau ($\text{H}_2\text{O}_{(l)}$) devrait être la première à être oxydée. Toutefois, des expériences ont montré qu'il faut un potentiel beaucoup plus élevé pour oxyder l'eau, et c'est en fait $\text{Cl}_{2(g)}$ qui est produit et NON PAS de l'oxygène ($\text{O}_{2(g)}$). Le voltage requis pour la réaction d'oxydation en excès de la valeur attendue est appelé surtension (ou survoltage). Les causes de surtension sont très complexes et dépassent la portée des renseignements généraux pertinents, même ceux qui sont destinés à l'enseignant. En termes simples, une tension plus élevée survient lorsque des espèces ont de la difficulté à transférer des électrons aux atomes à l'interface électrode/solution. En raison de cette anomalie, les valeurs de E^0 doivent être utilisées avec prudence pour la prédiction de l'ordre réel d'oxydation ou de réduction des espèces en solution aqueuse.

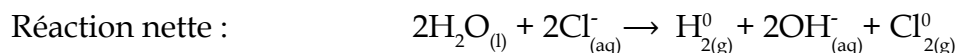


Les réactions de réduction suivantes pourraient se produire à la cathode :



Conformément à notre tableau de redox, l'espèce qui sera réduite le plus facilement est l'espèce 5, mais dans une solution aqueuse de sel, à un pH de 7, les concentrations de H^+ seraient trop faibles pour en tenir compte à $1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$. Par conséquent, la réaction privilégiée à la cathode serait la réaction n° 6.

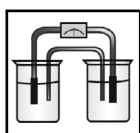
Les réactions d'électrolyse d'une solution aqueuse seraient les suivantes :



Recherche - applications des piles électrolytiques

Dans bon nombre de réactions utiles, il faut appliquer de l'électricité pour produire des changements chimiques. Proposer aux élèves d'effectuer une recherche sur les applications des piles électrolytiques. Si l'on en croit les médias, les piles à combustible (des piles électrochimiques) seraient la source d'énergie de l'avenir. Plusieurs manuels fournissent de l'information thématique sur ce type de pile. Élaborer des critères d'évaluation avec les élèves. Les critères devraient porter autant sur le contenu que sur les éléments de la présentation et devraient être semblables, peu importe le type de présentation choisi par les élèves.

- L'électrolyse de solutions aqueuses (solutions saturées de chlorure de sodium/ NaCl) est utilisée pour la purification de l'eau et l'extraction d'hydroxyde de sodium, d'hydrogène et de chlore (aussi connue sous le nom de « procédé chloroalcalin »).
- L'électrolyse du sodium fondu dans une pile Downs est utilisée pour obtenir du sodium élémentaire et du chlore gazeux.
- L'électrolyse de l'oxyde d'aluminium, produit du raffinage du minerai de bauxite, permet d'obtenir de l'aluminium métallique.
- L'extraction est le procédé qui permet d'obtenir un métal à partir d'un minerai. Les métaux réactifs, comme le lithium, le béryllium, le magnésium, le calcium et le radium sont extraits par un procédé industriel d'électrolyse de leurs chlorures fondus.



- L'extraction est suivie d'un raffinage ou d'une purification qui permet d'enlever les impuretés par voie électrolytique pour produire un métal pur comme le cuivre ou le nickel. Le degré de pureté résultant atteint 99,99 %.
- La galvanoplastie permet de recouvrir un objet d'une mince couche d'un métal, comme le cuivre ou l'argent, pour le protéger ou le décorer.
- La galvanisation est un procédé où le fer est recouvert d'une couche de zinc protectrice.
- La protection cathodique est une méthode permettant d'éviter la rouille (l'oxydation) où un métal réactif (l'anode sacrificielle) est lié à un objet. Ce procédé est utilisé pour protéger les coques de navire, les pipelines pétroliers et gaziers, les moteurs de navire, la tuyauterie souterraine en fer et les réservoirs de stockage d'essence.

Construction d'une pile électrolytique

Inviter les élèves à construire une pile électrolytique à l'aide d'une solution de sulfate de cuivre(II), d'une lame de cuivre métallique, d'une pièce de cinq sous ou de vingt-cinq sous, et d'une pile de 6 V. Le cuivre de la solution se déposera sur la pièce de cinq sous (nickel). En inversant le courant, le cuivre plaqué se détache du nickel.

En fin

Inviter les élèves à dresser un cadre de comparaison pour les piles électrolytiques et les piles électrochimiques.

Stratégies d'évaluation suggérées

1

Proposer aux élèves de calculer le potentiel de piles électrolytiques.

2

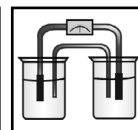
Demander aux élèves de tracer le diagramme d'une pile électrolytique et d'indiquer les électrodes positive et négative, l'anode et la cathode, les demi-réactions en jeu, la direction du déplacement des électrons, la direction du flux d'ions, les solutions utilisées, la réaction nette, l'électrode qui sera érodée et celle qui sera plaquée.

3

Demander aux élèves d'expliquer le fonctionnement complet d'une pile électrolytique opérationnelle dans les trois modes de représentation : visuel, particulaire (moléculaire) et symbolique.

4

Évaluer les recherches des élèves à l'aide des critères établis.



Bloc F : Résolution de problèmes

L'élève sera apte à :

C12-6-12 résoudre des problèmes comprenant des piles électrolytiques à l'aide de la loi de Faraday;
RAG : D3

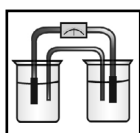
C12-0-C1 utiliser des stratégies et des habiletés appropriées pour développer une compréhension de concepts en chimie,
par exemple les analogies, les cadres de concepts, les organigrammes, les manipulatifs, les représentations particulières, les jeux de rôle, les simulations, les cadres de tri et de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

C12-0-C2 démontrer une compréhension 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-N2 décrire, d'un point de vue historique, la façon dont les observations et les travaux expérimentaux de nombreuses personnes ont abouti à la compréhension moderne de la matière;
RAG : A1, A4

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

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



Stratégies d'enseignement suggérées**En tête**

Tel qu'on l'a mentionné dans un résultat d'apprentissage précédent, les élèves ont discuté d'électricité en détail dans le cours de sciences de 10^e année. Ils ont appris notamment que la quantité d'électricité est égale au produit de l'intensité du courant par le temps. Vérifier les connaissances antérieures des élèves et revoir ces concepts, au besoin.

En quête**Enseignement direct – la loi de Faraday**

Expliquer aux élèves la loi de Faraday (voir *Chimie 12*, p. 538-539 ou *Chimie 11-12*, p. 653-654). Michael Faraday (1791-1867) a mené des expériences intensives afin de déterminer la relation stœchiométrique entre la charge électrique et l'énergie chimique. Il a établi que la quantité de substance produite ou consommée dans une réaction d'électrolyse est directement proportionnelle à la quantité d'électricité qui circule dans le circuit. Un ampère est défini comme étant 1 coulomb circulant dans un conducteur en 1 seconde.

Intensité de courant électrique = coulombs/seconde ou formulée comme suit :

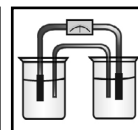
$$Q = I\Delta t$$

où Q = charge (coulombs)
 I = intensité de courant (ampères)
 Δt = temps (secondes)

Faraday a défini sa constante comme étant la quantité d'électricité transportée par une mole d'électrons.

1 faraday = nombre d'Avogadro \times charge électrique d'un électron
= $6,02 \times 10^{23} \cdot \text{mole}^{-1} \times 1,602\,192 \times 10^{-19} \text{ coulombs} \cdot \text{électron}^{-1}$
= 96 484 coulombs \cdot mole d'électrons⁻¹ (habituellement arrondi en chimie)
= 96 500 coulombs/mole d'électrons

La combinaison de ces deux relations fournit au chimiste une méthode simplifiée pour calculer la quantité d'électricité nécessaire pour produire une mole d'un produit à une électrode donnée. C'est habituellement la cathode qui nous intéresse le plus, car c'est là que se dépose le solide.



$$\text{Moles d'électrons} = \frac{\text{amp} \times \text{sec}}{96\,500}$$

Selon le problème, on utilise des unités différentes pour 96 500 :

$$\frac{96\,500 \text{ amp}\cdot\text{s}}{\text{mole d'électrons}}$$

OU

$$\frac{96\,500 \text{ coulombs}}{\text{mole d'électrons}}$$

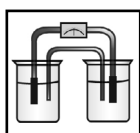
On peut utiliser l'analyse des unités pour confirmer les calculs et les unités appropriées.

Faire remarquer aux élèves le caractère proportionnel de la charge ionique par rapport au nombre de grammes libérés (déposés) à partir d'une solution (sel fondu ou aqueux) durant le passage d'une (1) mole d'électrons.

Le tableau ci-dessous illustre la relation entre le nombre de moles d'électrons et les réactions des demi-piles.

Sel fondu ou en solution	Ion	Nombre d'oxydation	Grammes d'élément produits (poids en équivalents-grammes)
NaCl	Na ⁺	+1	23 g de Na/faraday
HCl	Cl ⁻	-1	35,5 g de Cl/faraday
MgCl ₂	Mg ²⁺	+2	12,2 g de Mg/faraday (24,3/2)
Al ₂ (SO ₄) ₃	Al ³⁺	+3	9 g d'Al/faraday (27/3)

Soulignons qu'avec Mg²⁺, il faut deux fois plus de moles d'électrons (d'électricité) pour libérer une mole de Mg qu'une mole de Na. Comme il y a une mole d'électrons dans un faraday, seule la moitié de la mole (ou 12,2 g) de Mg métallique sera déposée. Il faut 1 faraday (96 500 coulombs) pour libérer 1 mole d'ions Na⁺, 2 faradays d'électricité pour libérer 1 mole d'ions Mg²⁺ et 3 faradays pour libérer 1 mole d'ions Al³⁺.



Résolution de problèmes

Inviter les élèves à résoudre des problèmes comprenant le produit de solubilité. Leur montrer quelques exemples.

- Combien de coulombs de courant électrique seraient produits s'il y avait un courant de 12,0 A circulant pendant 15,0 minutes?

Solution :

$$Q = I\Delta t$$

$$Q = \text{ampères} \times \text{secondes}$$

$$Q = 12,0 \text{ A} \times 15,0 \text{ min} \times 60 \text{ sec/min}$$

$$Q = 10\,800 \text{ C}$$

- Si un courant de 7,85 A circule à travers une solution de chlorure de cuivre(I) fondu pendant 45,0 minutes, combien de moles d'électrons auront circulé dans la pile?

Solution :



$$\text{moles d'électrons} = \frac{\text{A} \times \text{s}}{96\,500}$$

$$\text{moles d'électrons} = \frac{7,85 \text{ A} \times 45 \text{ min} \times 60 \text{ s}}{96\,500 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mole d'électrons}^{-1} \cdot \text{min}}$$

$$\text{mole d'électrons} = 0,220$$

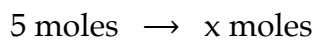
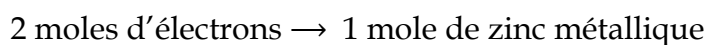
- Calcule le nombre de grammes de zinc déposés si 5,00 moles d'électrons circulent à travers une solution de sulfate de zinc.

Solution :

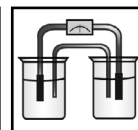
- Écrire la demi-réaction de réduction.



- Utiliser le rapport des moles de la réaction.



$$x = 2,50 \text{ mol} \times 65,38 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ ou } 163,45 \text{ g (164 g avec 3 chiffres significatifs)}$$



4. Si 9,00 A circulent pendant 10,0 min dans une solution de fluorure d'argent fondu, quelle sera la masse d'argent métallique déposée à la cathode?

Solution :

La réaction à la cathode est la suivante : $\text{Ag}_{(\text{aq})}^{+} + 1\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}^{0}$

Donc, selon la stœchiométrie de la réaction, 1 mole d'électrons produit 1 mole d'Ag métallique.

$$\text{moles d'électrons} = \frac{\text{A} \times \text{s}}{96\,500}$$

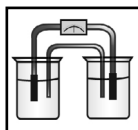
$$\text{moles d'électrons} = \frac{9,00 \text{ A} \times 10,0 \text{ min} \times 60 \text{ s}}{96\,500 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mole d'électrons}^{-1} \cdot \text{min}}$$

$$\text{mole d'électrons} = 0,0560 = \text{moles d'Ag}$$

$$\text{masse d'Ag} = 0,0560 \text{ mol d'Ag} \times \frac{107,9 \text{ g}}{\text{mol}}$$

$$\text{masse d'Ag} = 6,04 \text{ g (3 chiffres significatifs)}$$

Ne pas oublier de demander aux élèves de présenter les projets relatifs aux réactions d'oxydoréduction qu'ils ont commencés au regroupement 1 « Les réactions en solution aqueuse ».



Activité de laboratoire

Proposer aux élèves de réaliser une expérience de laboratoire dans laquelle une solution d'iodure de potassium est électrolysée à l'aide d'électrodes de carbone.

En fin

1

Inviter les élèves à rédiger un compte rendu des divers usages industriels des piles électrolytiques.

2

Demander aux élèves de discuter des effets environnementaux de l'utilisation d'une pile électrochimique servant à la production d'éléments purs.

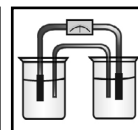
Stratégies d'évaluation suggérées

1

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

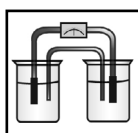
Exemples :

- trouver la masse à partir des données fournies pour la réaction à la cathode, l'intensité du courant électrique et le temps;
- trouver le temps requis pour déposer une masse donnée de métal à la cathode, compte tenu de l'intensité du courant et du cation en jeu;
- trouver l'intensité du courant électrique requis pour déposer une masse donnée de métal à la cathode pour un laps de temps donné;
- trouver le volume de gaz produit à l'anode, compte tenu de l'intensité du courant, de la période de réaction et de la quantité de gaz produit à une température et à une pression données.



LISTE DES ANNEXES

ANNEXE 1 : Les réactions d'oxydoréduction.....	6.59
ANNEXE 2 : Expérience - Série d'activité.....	6.66
ANNEXE 3 : Potentiels standard de réduction.....	6.68
ANNEXE 4 : Tableaux des potentiels standard de réduction - Renseignements pour l'enseignant.....	6.69
ANNEXE 5 : Luigi Galvani et Alessandro Volta.....	6.70
ANNEXE 6 : Expérience - La pile voltaïque	6.71
ANNEXE 7 : L'électrolyse - Renseignements pour l'enseignant.....	6.82



ANNEXE 1: Les réactions d'oxydoréduction*

Introduction

- Lorsque le sulfure d'argent, de couleur noire, se forme sur des bijoux en argent, une réaction d'oxydoréduction s'est produite.
- Lorsque la rouille se forme sur une voiture, une réaction d'oxydoréduction s'est produite.
- La pile qui alimente ton iPod fonctionne grâce à une réaction d'oxydoréduction.
- Lorsque l'essence subit une réaction de combustion avec l'oxygène et fait fonctionner ta voiture, une réaction d'oxydoréduction s'est produite.
- Lorsque le gaz naturel, qui sert à chauffer des maisons au Manitoba, réagit avec de l'oxygène, une réaction d'oxydoréduction s'est produite.
- La photosynthèse qui s'opère dans les plantes pour produire l'oxygène que nous respirons est une réaction d'oxydoréduction.

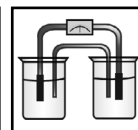
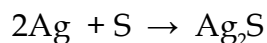
Les réactions d'oxydoréduction sont souvent la cause de plusieurs réactions chimiques qui peuvent être observées quotidiennement.

Il existe plusieurs types de réactions chimiques : la synthèse, la décomposition, le déplacement simple, le déplacement double, la combustion, la réaction entre un acide et une base. La plupart de ces réactions (sauf les réactions de déplacement double et les réactions entre les acides et les bases) sont des réactions d'oxydoréduction. Lorsqu'une réaction d'oxydoréduction survient, il y a une réaction d'oxydation (une perte d'électrons) et une réaction de réduction (un gain d'électrons). Le degré d'oxydation est utile pour déterminer si une réaction est une oxydoréduction ou non. Lorsqu'un changement du degré d'oxydation se manifeste pendant une réaction, il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. S'il n'y a aucun changement au degré d'oxydation, il ne s'agit pas d'une réaction d'oxydoréduction.

Voici un résumé des différents types de réactions chimiques :

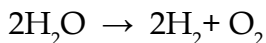
1. Synthèse

Exemple : l'argent qui se ternit et forme du sulfure d'argent

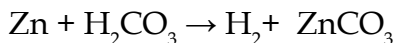


2. Décomposition

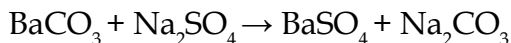
Exemple : électrolyse de l'eau

**3. Déplacement simple**

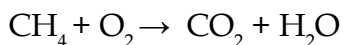
Exemple : formation du carbonate de zinc (utilisé dans les écrans solaires)

**4. Déplacement double**

Exemple : formation du sulfate de baryum (utilisé pour les rayons X)

**5. Combustion des hydrocarbures***

Exemple : combustion du méthane

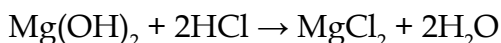


***Les produits sont TOUJOURS le CO₂ et le H₂O!**

6. La réaction acido-basique*

Cette réaction est une forme de déplacement double où un acide réagit avec une base (on nomme aussi cette réaction la neutralisation).

Exemple : réaction entre le lait de magnésie et l'acide chlorhydrique (neutralisation de l'acide gastrique)

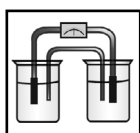


***Les produits sont TOUJOURS un sel (composé ionique) et de l'eau!**

Réaction d'oxydoréduction ou non?

Utilise le degré d'oxydation pour déterminer si la réaction est une réaction d'oxydoréduction ou non. Les règles sur les nombres d'oxydation sont fournies à la fin de l'annexe.

Réaction d'oxydoréduction : réaction chimique (oxydation et réduction) durant laquelle il y a un changement de l'état d'oxydation.



Réaction d'oxydation : réaction chimique durant laquelle l'état d'oxydation d'un élément augmente (l'atome ou l'ion perd des électrons).

oxydation

0 +1

Exemple : $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
(le Na se fait oxyder)

Réaction de réduction : réaction chimique où l'état d'oxydation d'un élément diminue (l'atome ou l'ion gagne des électrons)

réduction

0 -1

Exemple : $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
(le Cl est réduit)

REMARQUE : l'oxydation ne peut se produire sans réduction!

Perte d'électrons = oxydation

Truc mnémorique : OXPER

gain d'électrons = réduction

RÉGAIN

Agent oxydant : substance qui cause l'oxydation d'une autre espèce (contient la substance qui est réduite)

Agent réducteur : substance qui cause la réduction d'une autre espèce (contient la substance qui est oxydée)

Si oxydé → agent réducteur

Si réduit → agent oxydant

0 0 +1 -1

Exemple : $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$

Al est oxydé; Al est l'agent réducteur.

Cl est réduit; Cl est l'agent oxydant.

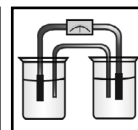
0 +2 -1 +2 -1 0

Exemple : $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$

Zn est oxydé; Zn est le réducteur.

Cu est réduit; CuCl_2 est l'oxydant.

REMARQUE : s'il n'y a aucun changement du degré d'oxydation, il ne s'agit pas d'une réaction d'oxydoréduction.



Objectifs

- reconnaître les réactions d'oxydoréduction;
- reconnaître les substances réduites et oxydées ainsi que les oxydants et les réducteurs dans une réaction d'oxydoréduction.

Pour cette activité de laboratoire, tu vas observer une série de démonstrations et faire quelques activités pratiques. Décris brièvement tes observations pour chaque réaction et écris l'équation équilibrée. Pour chaque équation, effectue une analyse en faisant ce qui suit :

1. Assigne un nombre d'oxydation à tous les atomes de l'équation.
2. Identifie l'élément oxydé et l'élément réduit (s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction).
3. Identifie l'agent oxydant et l'agent réducteur (s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction).

Matériel**(par activité ou expérience)**

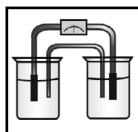
1. Aucun
2. Morceau de zinc, éprouvette, 3 mL de HCl 6,0 mol/L, éclisse de bois, allumettes
3. Na₂S 1,0 mol/L, Pb(NO₃)₂ 1,0 mol/L, petite éprouvette
4. Hotte, morceau de cuivre, bécher de 100 mL, 5 mL de HNO₃ 16,0 mol/L, eau distillée
5. 1/8 de cuillère de zinc, 1/8 de cuillère d'iode, petite éprouvette, bécher de 250 mL, trois gouttes d'eau distillée
6. KI 1,0 mol/L, Pb(NO₃)₂ 1,0 mol/L, petite éprouvette

1. La combustion du gaz naturel (CH₄ en présence d'oxygène)

Écris l'équation équilibrée pour la combustion du méthane et détermine s'il s'agit d'une oxydoréduction à l'aide des nombres d'oxydation. Il ne sera pas nécessaire de noter des observations pour cette réaction, puisque tu ne feras pas d'activité de laboratoire pour cette réaction.

Écris aussi l'équation équilibrée pour la combustion du propane (C₃H₈) et l'essence (C₈H₁₈). Il n'est pas nécessaire de faire une analyse des nombres d'oxydation pour ces équations.

Voici un site qui montre une animation de la combustion dans un engin de voiture :
<http://www.youtube.com/watch?v=OXd1PIGur8M&feature=related> (site en anglais)



2. Réaction entre l'acide chlorhydrique et le zinc

Place un morceau de zinc dans une éprouvette qui contient 3 mL d'une solution de HCl 6,0 mol/L. Note tes observations. Vérifie la présence de gaz en plaçant une allumette qui brûle à l'embouchure de l'éprouvette. S'il s'agit d'hydrogène, tu devrais entendre un léger éclatement. Écris l'équation équilibrée pour les deux réactions chimiques ci-dessous et assigne un nombre d'oxydation à chaque élément. S'agit-il d'une réaction d'oxydoréduction? Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

a) Réaction entre le zinc et l'acide chlorhydrique

b) Réaction entre l'hydrogène gazeux produit et l'oxygène

Animation de métaux réagissant avec l'acide chlorhydrique (voir l'activité 4) :

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redox/home.html> (site en anglais)

3. Réaction entre le sulfure de sodium et le nitrate de plomb(II)

Remplis une petite éprouvette à $\frac{1}{4}$ avec la solution de sulfure de sodium 1,0 mol/L.

Ajoute deux gouttes de nitrate de plomb(II) 1,0 mol/L. Note tes observations.

Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. Attribue un nombre d'oxydation à chaque élément et détermine s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

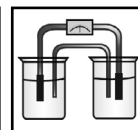
Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Information sur le sulfure de plomb(II) (PbS) :

Le sulfure de plomb (ou la galène) ressemble beaucoup au plomb, mais il s'agit d'un composé avec une structure cristalline identique à celle du sel de table.

4. Réaction entre l'acide nitrique et le cuivre*

Sous la hotte, place un morceau de cuivre dans un bécher de 100 mL contenant 5 mL d'une solution de HNO₃ 16,0 mol/L. Note tes observations. Lorsque la réaction est terminée, remplis le bécher avec de l'eau distillée et laisse-le sous la hotte. NE SORS PAS LE BÉCHER DE LA HOTTE! Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. Attribue un nombre d'oxydation à chaque élément et détermine s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.



Réaction entre l'acide nitrique et le cuivre :

<http://video.coursgratuits.net/200/p-chimie-acide-nitrique-et-metal-cuivre.php>

*Ton enseignant présentera peut-être cette réaction comme démonstration.

5. Réaction entre le zinc et l'iode

Sous la hotte, mélange 1/8 de cuillère de zinc avec 1/8 de cuillère d'iode dans une petite éprouvette bien sèche. Agite légèrement pour mélanger les substances. Place l'éprouvette dans un bécher de 250 mL. Ajoute trois gouttes d'eau distillée. Note tes observations. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. Attribue un nombre d'oxydation à chaque élément et détermine s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

6. Réaction entre le nitrate de plomb(II) et l'iodure de potassium

Remplis une petite éprouvette au quart avec une solution d'iodure de potassium 1,0 mol/L. Ajoute deux gouttes d'une solution de nitrate de plomb(II) 1,0 mol/L. Note tes observations. Écris l'équation équilibrée pour cette réaction chimique. Assigne un nombre d'oxydation à chaque élément et détermine s'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction. Si oui, identifie la substance oxydée, la substance réduite, l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Règles sur les nombres d'oxydation

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

Exemple : C = 0 H₂ = 0 O₂ = 0

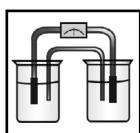
Règle 2 : Le nombre d'oxydation d'un ion (simple ou complexe) correspond à la charge ionique.

Exemple : Na⁺ = +1 P³⁺ = +3 S²⁻ = -2

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

Exemple :

NaCl	CaCl ₂	SO ₄ ²⁻
+1 -1	+2 -2	+6 -2 -2 -2 -2 = -2



Règle 4 : Le nombre d'oxydation de l'hydrogène est +1, sauf dans les hydrures métalliques où H représente l'anion (p. ex., CaH₂ ou LiH); dans ces cas, le nombre d'oxydation de H est de -1.

Règle 5 : Le nombre d'oxydation de l'oxygène est -2, sauf dans les peroxydes (H₂O₂, Na₂O₂) où il vaut -1 et lorsque l'oxygène est combiné au fluor (O = +2).

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

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

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

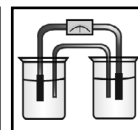
Règle 9 : Dans un composé formé d'ions complexes, le nombre d'oxydation de chaque élément peut être déterminé en utilisant la charge de l'ion complexe.

Exemple :

- Le composé Ni₂(SO₄)₃ contient les ions Ni³⁺ et SO₄²⁻.
- Puisque le nombre d'oxydation de l'oxygène est -2 selon la règle 5 (pour une charge totale de -8), S doit être +6 afin que la charge soit de -2 pour l'ion sulfate.
- Donc,



*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Redox Reaction – REDOX or NOT », *Chemistry Teaching Resources*, <http://www.umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 16 juillet 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.



ANNEXE 2 : Expérience – Série d'activité

Objectif

Pour cette activité de laboratoire qualitative, tu vas placer des gouttes de différentes solutions sur des lames de métaux variés et tu vas observer s'il y a une réaction ou non. Chaque solution aura un ion aqueux qui correspond à une des lames de métal.

Matériel

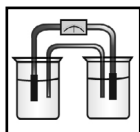
- lames de métal de 19 mm x 125 mm des métaux suivants :
 - Aluminium (Al)
 - Cuivre (Cu)
 - Zinc (Zn)
 - Fer (Fe)
 - Autres
- solutions 0,20 mol/L de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ou autres nitrates avec cations qui correspondent aux autres métaux utilisés, comme $\text{Pb}_{(s)}$ et $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- compte-gouttes, flacon compte-gouttes ou pipette
- laine d'acier ou papier sablé
- crayons
- bouteille d'eau
- serviettes de papier

Attention :

- Les produits chimiques utilisés pour cette activité sont des oxydants et doivent être manipulés avec prudence.
- Porte des lunettes de sécurité, des gants et un tablier ou un sarrau.
- Consulte les fiches signalétiques pour des renseignements supplémentaires sur les produits utilisés.

Démarche

1. Procure-toi des échantillons de solutions 0,2 mol/L de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ et $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.
2. À l'aide de la laine d'acier ou du papier sablé, frotte doucement les deux tiers d'un côté de la lame métallique afin d'y enlever tout produit d'oxydoréduction ou de saleté. Place le résidu dans une poubelle.
3. À l'aide d'un crayon, trace des cercles d'environ 7 mm sur les surfaces nettoyées des lames de métal.
4. Place les lames sur une serviette de papier, les cercles tracés vers le haut.
5. Place deux gouttes d'une des solutions sur un des cercles. Attends quelques secondes, puis note toute observation.
6. Rince et sèche les lames de métal.
7. Répète le processus avec chaque solution en utilisant un cercle distinct chaque fois et note tes observations.

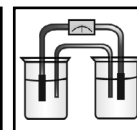


Observations

Dans un tableau de données semblable à celui-ci, note tes observations et indique s'il y a eu une réaction ou non.

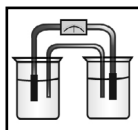
Agent réducteur	Agent oxydant			
	$\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+}$	$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$	$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$	$\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$
$\text{Al}_{(\text{s})}$				
$\text{Cu}_{(\text{s})}$				
$\text{Fe}_{(\text{s})}$				
$\text{Zn}_{(\text{s})}$				

- À partir des observations :
 - Écris les équations ioniques nettes pour chaque réaction qui s'est produite. Identifie l'agent oxydant, l'agent réducteur, la substance oxydée et la substance réduite.
 - Crée une liste de demi-réactions de réduction pour chaque agent oxydant en les plaçant de l'oxydant le plus puissant au plus faible. Explique pourquoi tu as placé les demi-réactions dans l'ordre choisi.
- Quel métal serait le plus vulnérable à la corrosion? Explique ta réponse.
- On utilise le zinc pour recouvrir des objets tels que des clous en fer à l'aide d'un processus nommé galvanisation. Qu'est-ce que cela accomplit?
- Trouve les valeurs d'électronégativité pour les métaux utilisés dans l'activité de laboratoire? Quel est le lien entre ces valeurs et tes observations?
- Trouve une façon qui te permettrait de déterminer de façon expérimentale le degré d'oxydation des substances utilisées dans cette activité de laboratoire.



ANNEXE 3 : Potentiels standard de réduction

Espèce ayant le plus d'affinité pour les électrons Espèce la plus facilement réduite Agent oxydant le plus fort	Demi-réaction	E (volts)	Agent réducteur le plus faible Espèce la moins facilement oxydée
	$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	+2,87	
	$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	+1,77	
	$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	+1,52	
	$Au^+(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s)$	+1,50	
	$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	+1,36	
	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	+1,33	
	$MnO_2(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 2H_2O(l)$	+1,28	
	$\frac{1}{2} O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2O(l)$	+1,23	
	$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	+1,06	
	$AuCl_4^-(aq) + 3e^- \rightarrow Au(s) + 4Cl^-(aq)$	+1,00	
	$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \rightarrow NO(g) + 2H_2O(l)$	+0,96	
	$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	+0,80	
	$\frac{1}{2} Hg_2^{2+}(aq) + e^- \rightarrow Hg(l)$	+0,79	
	$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Hg(l)$	+0,78	
	$NO_3^-(aq) + 2H^+(aq) + e^- \rightarrow NO_2(g) + H_2O(l)$	+0,78	
	$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+0,77	
	$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2O_2(aq)$	+0,68	
	$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$	+0,53	
	$Cu^+(aq) + e^- \rightarrow Cu(s)$	+0,52	
	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	+0,34	
	$SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow SO_2(g) + 2H_2O(l)$	+0,17	
	$Cu^{2+}(aq) + e^- \rightarrow Cu^+(aq)$	+0,15	
	$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	+0,15	
	$S(s) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2S(g)$	+0,14	
	$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0,00	
	$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$	-0,13	
	$Sr^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sr(s)$	-0,14	
	$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	-0,25	
	$Co^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Co(s)$	-0,28	
	$Se(s) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2Se(g)$	-0,40	
	$Cr^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Cr^{2+}(aq)$	-0,41	
	$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0,44	
	$Ag_2S(s) + 2e^- \rightarrow 2Ag(s) + S^{2-}(aq)$	-0,69	
	$Te(s) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2Te(g)$	-0,72	
	$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Cr(s)$	-0,74	
	$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0,76	
	$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow 2OH^-(aq) + H_2(g)$	-0,83	
	$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mn(s)$	-1,18	
	$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1,66	
	$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2,37	
	$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2,71	
	$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$	-2,87	
	$Sr^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sr(s)$	-2,89	
	$Ba^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ba(s)$	-2,90	
	$Cs^+(aq) + e^- \rightarrow Cs(s)$	-2,92	
	$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	-2,92	
	$Rb^+(aq) + e^- \rightarrow Rb(s)$	-2,92	
	$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3,00	
Espèce ayant le moins d'affinité pour les électrons Espèce la moins facilement réduite Agent oxydant le plus faible			Espèce la plus facilement oxydée Agent réducteur le plus fort



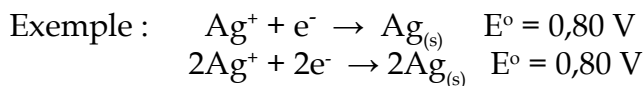
ANNEXE 4 : Tableaux des potentiels standard de réduction – Renseignements pour l'enseignant

Certains manuels présentent un tableau des potentiels standard de réduction dans lequel la demi-réaction au haut du tableau est l'ion lithium qui est réduit à l'atome lithium. La réaction du fluor est placée dans le bas du tableau.

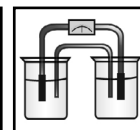
La tendance d'une substance à gagner des électrons se nomme le potentiel de réduction (E°). Puisque chaque réduction doit être accompagnée d'une oxydation, les scientifiques ont convenu de présenter ces demi-réactions sous forme de réduction. Ils ont aussi choisi une substance standard avec laquelle on pouvait comparer le potentiel de réduction. L'hydrogène a été choisi pour la réaction standard. Son potentiel a donc une valeur de zéro. Les valeurs pour le reste du tableau ont été déterminées de façon expérimentale en faisant réagir des substances avec l'hydrogène à des concentrations de 1 mol/L et à TAPN.

Voici ce qu'il faut savoir lorsqu'on utilise un tableau des potentiels standard de réduction :

1. Les potentiels de réduction dépendent de la concentration des réactifs et des produits, et non de la quantité. Cela signifie que les coefficients stœchiométriques ne changent pas la différence de potentiel de la demi-réaction.



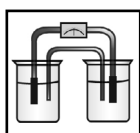
2. Les demi-réactions sont écrites sous forme de réduction.
3. Les demi-réactions peuvent se produire dans une direction ou dans l'autre. En inversant la direction, on transforme la réaction en oxydation et on inverse le signe positif ou négatif de E° .
4. Une valeur positive de E° signifie que la substance est facilement réduite.
Plus la valeur positive augmente, plus la substance est facilement réduite.
Si la valeur de E° est négative, la substance est facilement oxydée.
Plus la valeur négative augmente, plus la substance est facilement oxydée.
5. Une valeur négative de E° signifie que la substance n'est pas facilement réduite.
Plus la valeur est négative, plus la substance est facilement oxydée.
6. Une substance avec une valeur plus positive de E° va oxyder une substance ayant une valeur moins positive de E° .



ANNEXE 5 : Luigi Galvani et Alessandro Volta

Luigi Galvani (1737-1798) a découvert qu'un muscle peut se contracter sous l'effet d'une stimulation électrique. Galvani pensait que l'électricité était une « entité » naturelle qui se manifestait uniquement chez les animaux. On savait déjà qu'une charge électrique appliquée à la moelle épinière d'une grenouille pouvait provoquer des spasmes musculaires dans tout le corps. Des charges électriques pouvaient faire sauter une patte de grenouille même après que le membre eut été amputé. Un jour, alors que Galvani sectionnait la patte de la grenouille, son scalpel d'acier est entré en contact avec un crochet de laiton qui retenait la patte en place, produisant des secousses musculaires rapides. D'autres expériences ont permis de confirmer cet effet, convainquant Galvani que c'était le résultat de ce qu'il appelait l'électricité animale, la force vitale dans les muscles de la grenouille.

Alessandro Volta (1745-1827), un physicien italien, avait étudié les travaux de Galvani, mais il ne pensait pas que l'électricité était un phénomène exclusif aux animaux et il entreprit de réfuter l'hypothèse de Galvani. En 1800, après des recherches intensives, il mit au point la pile voltaïque, la première pile électrique. Cette pile voltaïque originale était composée de disques de zinc et d'argent avec, entre les disques alternés, une pastille de carton ayant trempé dans la saumure. La pile pouvait produire des étincelles à répétition grâce à un fil reliant le disque de zinc du bas au disque d'argent du haut. Aucune grenouille n'a subi de traumatismes pendant la production de la pile voltaïque. Ce dispositif a permis de démontrer la fausseté de l'hypothèse du fluide électrique animal avancée par Galvani. Le débat entre Galvani et Volta est considéré comme l'un des épisodes les plus intéressants de l'histoire de la science.



ANNEXE 6 : Expérience – La pile voltaïque*

Introduction

Imagine que tu as un camion de transport avec un réservoir fait de nickel. Pourrais-tu transporter une solution de $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$ dans ce réservoir? Un chimiste n'y songerait pas, puisque les ions de fer (Fe^{3+}) réagissent spontanément avec le nickel et donc causeraient la désintégration du réservoir!

Les réactions spontanées ne posent pas toutes des problèmes. Elles ont mené à la fabrication de divers types de piles qui font fonctionner les montres, les téléphones cellulaires, les lecteurs MP3, les prothèses auditives, les calculatrices, les ouvre-porte de garage, etc. Nous devrions peut-être remercier la contraction musculaire d'une cuisse de grenouille qui a mené à la découverte de la pile électrochimique.

Histoire de la pile

Vers la fin du 18^e siècle, Luigi Galvani a observé que l'action de deux métaux différents produisait un courant électrique causant la contraction de muscles dans une cuisse de grenouille. Il croyait que ce phénomène était causé par une « électricité animale ».

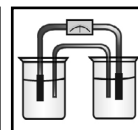
Les piles existaient peut-être bien avant cette découverte. En effet, un bocal en argile (daté entre 250 AEC et 640 EC) contenant une tige d'acier entourée d'un cylindre de cuivre fut découvert en 1936 près de Bagdad. En remplissant le bocal avec une solution électrolytique (p. ex., du vinaigre, du vin ou du jus de citron), l'appareil peut produire un potentiel d'environ 1 V. Cependant, plusieurs scientifiques n'acceptent pas cette théorie, car on ne sait toujours pas à quoi elle aurait pu servir. Elle aurait pu être utilisée pour plaquer des objets avec des métaux précieux et certains pensent que les Égyptiens auraient plaqué de l'antimoine sur des objets de cuivre il y a plus de 4300 ans.

C'est Alessandro Volta qui a inventé la première pile électrique moderne en 1800. Il a prouvé qu'un courant électrique est généré lorsque certains métaux et produits chimiques entrent en contact.

À cette époque, les piles n'étaient pas rechargeables. En 1859, le physicien français Gaston Planté inventa la première pile rechargeable. Cette pile était composée d'électrodes de plomb baignant dans une solution acide, une combinaison encore utilisée de nos jours.

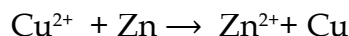
Il existe deux types de piles :

- Pile électrochimique (voltaïque) : appareil qui utilise une réaction chimique spontanée pour produire un courant électrique
- Pile électrolytique (que tu vas étudier dans les prochaines leçons) : appareil qui utilise un courant électrique pour produire une réaction chimique qui ne se produirait pas de façon spontanée (p. ex., électrolyse de l'eau)



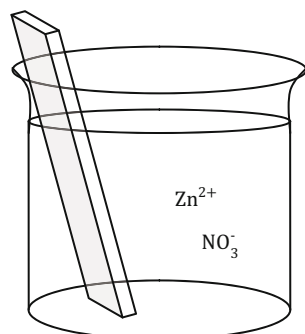
Les piles électrochimiques produisent un courant électrique à partir d'une réaction chimique spontanée. Elles sont formées de deux demi-piles reliées qui permettent aux électrons de se déplacer d'une électrode métallique à une autre par l'entremise d'un circuit externe et aux ions de se déplacer d'une électrode à l'autre par l'entremise d'un passage interne (ou pont salin). La demi-pile dans laquelle se produit une réaction d'oxydation (perte d'électrons) se nomme l'anode. La demi-pile dans laquelle se produit une réaction de réduction (gain d'électrons) se nomme la cathode.

Il y a réaction d'oxydoréduction lorsque des électrons sont perdus par la substance oxydée (l'agent réducteur) et gagnés simultanément par la substance réduite (l'agent oxydant). Étudions la réaction d'oxydoréduction suivante pour expliquer le transfert des électrons :

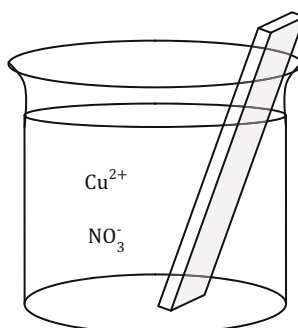


Dans le diagramme suivant, chaque bécher représente une demi-pile pour la réaction. Cependant, puisque les électrons ne peuvent pas se déplacer d'un bécher à l'autre, la réaction d'oxydoréduction ne peut avoir lieu.

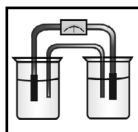
Zinc (Zn)

 $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

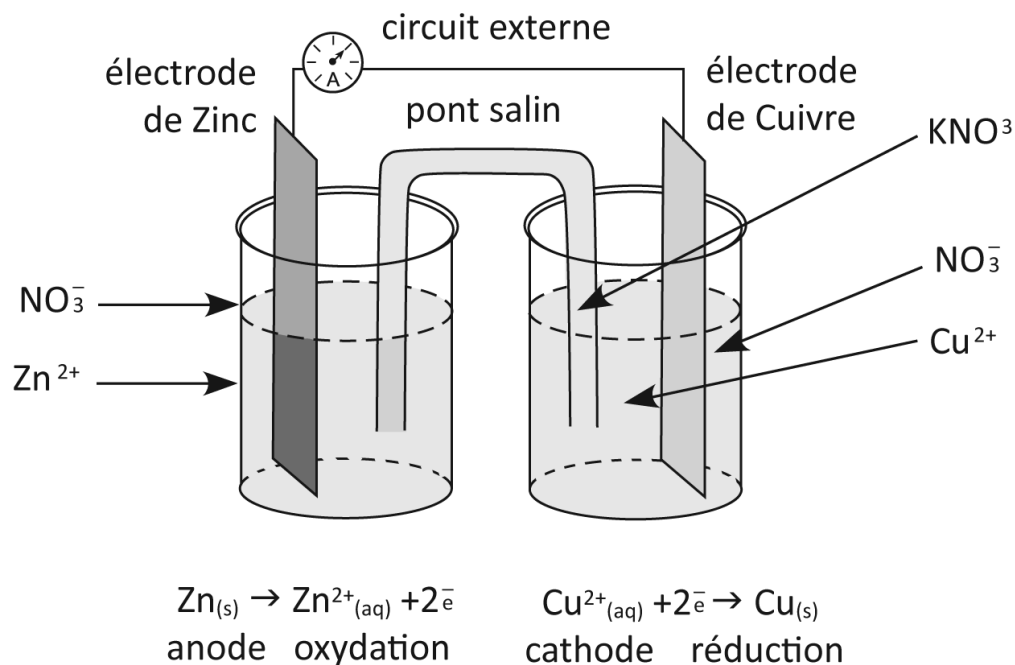
Cuivre (Cu)

 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Si les électrodes de zinc et de cuivre étaient reliées comme dans le diagramme suivant, une réaction d'oxydoréduction pourrait avoir lieu puisque les électrons pourraient voyager par le fil externe.



Pile voltaïque (avec électrodes de zinc et de cuivre) avant la réaction :

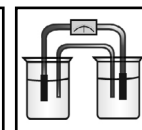


Dans ce diagramme, les deux demi-piles sont reliées par un pont salin, ce qui empêche les deux solutions d'électrolytes de se mélanger, mais qui permet le mouvement d'ions afin de maintenir une neutralité électrique. Cette pile est représentée comme suit :

$\text{Zn}|\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \parallel \text{Cu}|\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. La ligne simple (|) représente la frontière entre la solution et l'électrode. La ligne double (||) représente le pont salin qui sépare les deux demi-piles.

Lorsque le zinc est oxydé, des anions doivent se rendre à (ou des cations doivent quitter) la demi-pile de Zn pour compenser l'ajout de charges positives résultant de la formation d'ions Zn^{2+} . Des cations doivent aussi pénétrer (ou des anions doivent quitter) la demi-pile de Cu à cause de la réduction du Cu^{2+} .

Si on sépare la réaction d'oxydoréduction en deux demi-réactions, il est possible d'attribuer à chacune un potentiel (le potentiel de réduction) de façon arbitraire. Ce potentiel indiquerait la tendance relative de chaque demi-réaction à se produire. Le potentiel total de la pile (le seul potentiel qui peut être mesuré) est égal à la différence entre les deux potentiels de réduction et est une mesure de la capacité de la réaction à faire circuler les électrons dans un circuit. On mesure le potentiel à l'aide d'un appareil qu'on nomme le voltmètre.



En examinant le diagramme précédent, tu devrais remarquer que l'anode contient le meilleur agent réducteur (substance ayant la plus grande tendance à se faire oxyder) et qu'elle a donc un potentiel de réduction moins élevé. L'anode représente aussi l'électrode négative dans une pile voltaïque. Elle est reliée à l'aide du fil négatif (noir) au voltmètre et les électrons voyagent toujours de l'anode à la cathode. Lorsque les fils sont bien connectés, le mouvement des ions et des électrons se fait comme suit :

Calcul du potentiel net d'une pile :

Étape 1 : Écris les deux demi-réactions.

Réaction à l'anode : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (oxydation)

Réaction à la cathode : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ (réduction)

Étape 2 : Écris la valeur du potentiel de réduction (E^0) pour chaque réaction.

Réaction à l'anode : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- - 0,76 \text{ V}$

Réaction à la cathode : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu} + 0,34 \text{ V}$

Étape 3 : Calcule le potentiel net

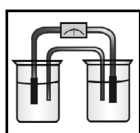
$$\begin{aligned}\Delta E &= E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}} \\ &= 0,34 - (-0,76) \\ &= +1,10 \text{ V}\end{aligned}$$

Une valeur positive de E^0 signifie que la réaction est spontanée (nécessaire pour faire une pile qui fonctionne). Une valeur négative de E^0 signifie que la réaction n'est pas spontanée (la pile ne fonctionne pas).

Le potentiel d'une pile dépend des produits chimiques utilisés. À titre d'exemple, les produits chimiques dans une pile sèche (p. ex., piles qu'on utilise pour faire fonctionner des télécommandes) ont habituellement un potentiel d'environ 1,5 V. Ce potentiel est devenu une valeur standard et est maintenant un facteur limitant lorsqu'on décide quels produits chimiques seront utilisés pour créer une pile sèche.

Objectifs

À la partie 1 de cette activité de laboratoire, tu construiras une pile électrochimique avec des électrodes de fer et de plomb et tu mesureras le potentiel net de la pile à l'aide d'un voltmètre. Tu représenteras aussi la réaction à l'aide des morceaux de papier à découper fournis à la fin de la présente annexe.



À la partie 2, tu construiras des piles électrochimiques différentes avec des métaux et des solutions variés afin de déterminer quelle combinaison produit le potentiel le plus élevé.

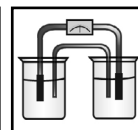
Questions à répondre avant de faire le laboratoire

1. Définis les termes suivants : électrode, électrolyte, anode, cathode, oxydation, réduction.
2. Tu construis une pile voltaïque formée d'une électrode de zinc dans une solution de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ et d'une électrode de cuivre dans une solution de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
 - a) Identifie tous les ions présents dans chaque demi-pile.
 - b) Les atomes de zinc et de cuivre ont tendance à se faire oxyder. Pour lequel des métaux la tendance est-elle la plus élevée? Pourquoi? Cette électrode sera donc l'anode. Elle disparaîtra à mesure que des ions positifs se formeront.
 - c) Écris la demi-réaction qui se produit à l'anode (oxydation).
 - d) De quelle électrode les électrons proviennent-ils? Dans quelle direction se déplacent-ils?
 - e) Écris la demi-réaction qui se produit à la cathode (réduction).
 - f) Si on place un pont salin (KNO_3) pour relier les deux demi-piles, la réaction continue un certain temps. Dessine cette pile voltaïque en incluant le pont salin, le voltmètre, les électrodes, les fils de connexion, les ions métalliques et les ions du pont salin. Indique le mouvement des électrons et des ions dans le système.

Partie 1 : construction d'une pile électrochimique

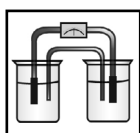
Matériel

- 2 béchers de 250 mL
- électrode de fer (environ 2,5 cm x 12 cm)
- électrode de plomb (environ 2,5 cm x 12 cm)
- laine d'acier
- voltmètre
- 2 fils électriques avec pinces crocodiles
- solution de nitrate de plomb(II) 1,0 mol/L
- solution de nitrate de fer(II) 1,0 mol/L
- tube en U ou éponge coupée en forme de U
- 2 boules de coton (si on utilise le tube en U)
- lamelle de papier filtre
- solution de KNO_3 1,0 mol/L (pour saturer l'éponge ou le papier filtre ou pour remplir le tube en U)



Démarche

1. Dessine deux béchers de 250 mL reliés par un pont salin et contenant chacun une électrode reliée à un voltmètre.
2. Dans un bécher de 250 mL, verse environ 125 mL de la solution de nitrate de plomb(II). Sur ton diagramme, identifie les ions présents dans le bécher.
3. Avec la laine d'acier, nettoie l'électrode de plomb. (Pourquoi est-ce nécessaire?) Place l'électrode dans le bécher contenant la solution de nitrate de plomb(II). Identifie cette électrode sur ton diagramme.
4. Verse environ 125 mL de la solution de nitrate de fer(II) dans un deuxième bécher. Sur ton diagramme, identifie les ions présents dans ce bécher.
5. Avec la laine d'acier, nettoie l'électrode de fer. (Pourquoi est-ce nécessaire?) Place l'électrode dans le bécher contenant la solution de nitrate de fer(II). Identifie cette électrode sur ton diagramme.
6. Prépare le pont salin en trempant la lamelle de papier filtre ou l'éponge dans une solution de KNO_3 ou encore en remplissant un tube en U avec la solution de nitrate de potassium et en bouchant les extrémités avec les boules de coton. Place chaque bout de la lamelle de papier filtre, de l'éponge ou du tube en U dans un des béchers. Identifie les ions présents dans le pont salin sur ton diagramme.
7. Que se produit-il lorsque tu retires le pont salin d'une des solutions? Peux-tu expliquer pourquoi cela a un effet? Explique le rôle du pont salin.
8. Relie l'électrode de plomb à la borne positive (rouge) du voltmètre.
9. Relie l'électrode de fer à la borne négative (noire) du voltmètre.
10. Note le potentiel sur le voltmètre. Prédis ce qui se produirait si tu inversais les fils électriques. Essaie-le.
11. Montre le mouvement des ions et des électrons sur ton diagramme. N'oublie pas le mouvement des ions du pont salin. Les électrons se déplacent-ils dans le circuit externe ou dans la solution? Les ions du pont salin se déplacent-ils dans le circuit externe ou dans la solution?
12. Prédis ce qui finirait par arriver à la masse des électrodes de fer et de plomb. Explique pourquoi il y aurait une variation de masse à chaque électrode.
13. Écris la réaction qui se produit à la cathode et celle qui se produit à l'anode ainsi que la réaction nette. Calcule le potentiel net de la pile à l'aide d'un tableau des potentiels standard de réduction. Explique pourquoi il pourrait y avoir des différences entre les valeurs expérimentales et les valeurs théoriques (calculées).
14. Explique ce qui se produirait si tu reliais deux demi-piles identiques, par exemple, $\text{Fe} | \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 || \text{Fe} | \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.



15. À l'aide du grand diagramme de la pile voltaïque et des morceaux de papier représentant des électrons, des ions et des atomes de métal, fais une simulation de la même expérience. Identifie l'anode et la cathode et indique la direction du flux d'électrons et le mouvement des ions en solution en collant les morceaux de papier aux endroits appropriés et en ajoutant des flèches pour montrer la direction du mouvement. Utilise ce modèle pour répondre aux questions suivantes :

- Écris en mots ce qui se produit à l'électrode où les électrons sont perdus.
- Écris-le sous forme d'équation chimique.
- Écris en mots ce qui se produit à l'électrode où les électrons sont ajoutés.
- Écris-le sous forme d'équation chimique.
- Combine ces deux équations chimiques pour écrire une réaction chimique nette.
- Décris en tes propres mots ce qui se produit dans le pont salin pour assurer que le système demeure électriquement neutre.

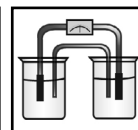
Partie 2 : construction de piles variées

Dans une pile électrochimique, les électrons sont transférés d'un métal à l'autre à l'aide de fil plutôt qu'avec un contact direct entre le métal et l'ion métallique, comme on le fait pour établir une série d'activité (voir le Bloc A).

Les métaux ont peu d'électrons de valence et ont donc tendance à les perdre. En général, ils sont facilement oxydés. Cependant, la facilité avec laquelle les électrons sont perdus varie d'un métal à un autre. Une liste de métaux placés selon la facilité avec laquelle ils perdent des électrons est ce que l'on appelle une série d'activité. Une telle liste est utile pour déterminer si certaines réactions vont se produire ou non. Le tableau des potentiels standard de réduction permet de déterminer le potentiel net d'une pile électrochimique. Puisque les demi-réactions ne peuvent se déclencher seules, on doit comparer deux demi-réactions pour calculer le potentiel net.

Matériel

- petits morceaux (1,5 cm x 0,5 cm) des métaux suivants : Al, Cu, Fe, Mg, Pb, Sn, Zn, Ni
- solutions 1,0 mol/L de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$
- laine d'acier
- solution de KNO_3 1,0 mol/L
- petites lamelles de papier filtre qui serviront de pont salin
- plaque à puits (12 puits)
- fils électriques avec pinces crocodiles
- voltmètre

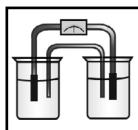


Démarche

1. Avec les métaux et les solutions fournis et à l'aide d'un tableau des potentiels standard de réduction, prédis quelle combinaison de métaux et de leurs solutions vont donner lieu au potentiel le plus élevé. Note aux moins trois combinaisons.
2. Calcule, à l'aide du tableau des potentiels standard de réduction, le potentiel théorique des trois combinaisons de métaux.
3. Place environ 2 mL de chacune des solutions dans les puits de la plaque à puits.
4. Nettoie les morceaux de métal à l'aide de la laine d'acier et place chaque électrode dans sa solution correspondante.
5. Découpe des petites lamelles de papier filtre, qui serviront de pont salin. Trempe chaque lamelle dans la solution de nitrate de potassium (assure-toi que toute la lamelle est trempée).
6. Commence l'activité de laboratoire avec les électrodes d'aluminium et de cuivre. Insère une extrémité du pont salin dans le compartiment d'aluminium et l'autre dans le compartiment de cuivre.
7. Fixe un fil électrique de façon à relier la borne négative du voltmètre à l'une des électrodes et l'autre de façon à relier la borne positive à l'autre électrode. Si le voltmètre indique un potentiel négatif, inverse les connexions.
8. Note le potentiel de la pile.
9. Répète pour les autres combinaisons.
10. Détermine la combinaison qui a produit le potentiel le plus élevé. Compare ce résultat à ta prédiction.
11. Compare les potentiels obtenus pour chaque combinaison de métaux avec les valeurs théoriques calculées au numéro 2.

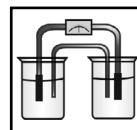
Tableau de données

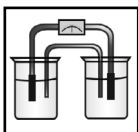
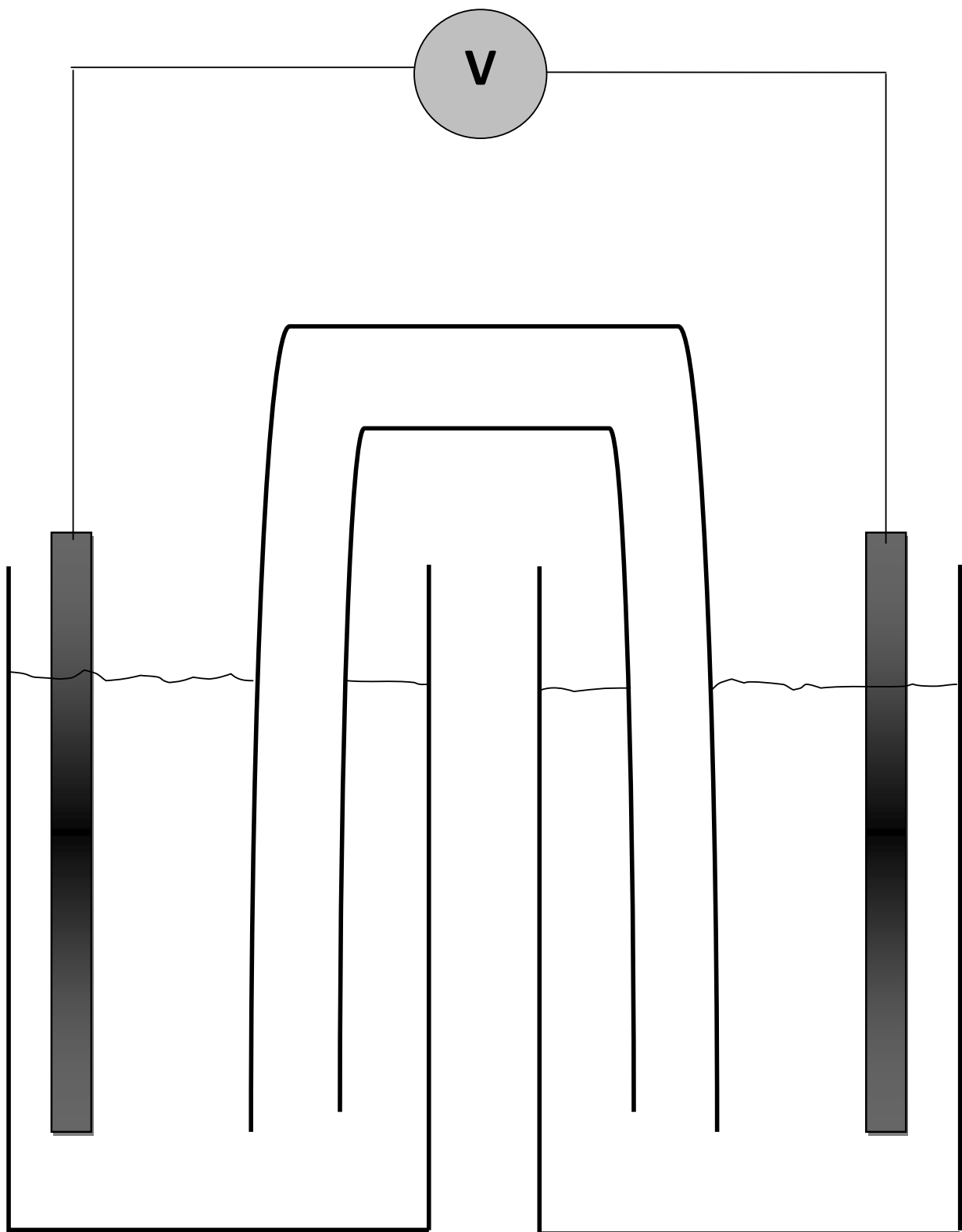
	Al(NO ₃) ₃	Cu(NO ₃) ₂	Fe(NO ₃) ₂	Mg(NO ₃) ₂	Pb(NO ₃) ₂	Sn(NO ₃) ₂	Zn(NO ₃) ₂	Ni(NO ₃) ₂
Al(NO ₃) ₃								
Cu(NO ₃) ₂								
Fe(NO ₃) ₂								
Mg(NO ₃) ₂								
Pb(NO ₃) ₂								
Sn(NO ₃) ₂								
Zn(NO ₃) ₂								
Ni(NO ₃) ₂								



Analyse

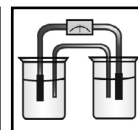
1. Quelle combinaison de métaux a donné lieu au potentiel le plus élevé?
2. Est-ce que tu avais prédit la même chose?
3. Écris les demi-réactions et la réaction nette pour chaque combinaison.
4. Explique pourquoi il y aurait une différence entre les valeurs théoriques et les valeurs expérimentales du potentiel net de chaque pile.
5. Quel métal est le meilleur agent oxydant? Que signifie ce terme?
6. Quel métal est le meilleur agent réducteur? Que signifie ce terme?
7. À quoi sert le pont salin?
8. Donne des exemples d'applications pratiques d'une pile électrochimique.





e⁻	e⁻	e⁻	e⁻	e⁻
e⁻	e⁻	e⁻	e⁻	e⁻
Fe²⁺	Fe²⁺	Fe²⁺	Fe²⁺	Fe²⁺
NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻
Pb²⁺	Pb²⁺	Pb²⁺	Pb²⁺	Pb²⁺
NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻
Pb	Pb	Pb	Pb	Pb
Fe	Fe	Fe	Fe	Fe
K⁺	K⁺	K⁺	K⁺	K⁺
NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻	NO₃⁻

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Voltaic (Galvanic) Cells », *Chemistry Teaching Resources*, <http://www.umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 16 juillet 2014). Adaptation autorisée par l'Université du Manitoba.

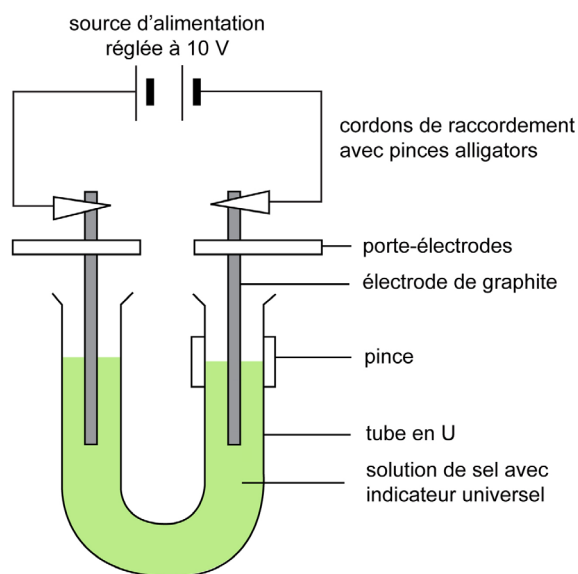


ANNEXE 7 : L'électrolyse – Renseignements pour l'enseignant*

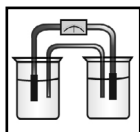
Introduction

Avez-vous déjà examiné les dates de découverte de certains éléments du tableau périodique? Si oui, vous avez peut-être remarqué que certains éléments tels que le cuivre et l'or sont connus depuis longtemps. Par contre, d'autres éléments tels que le chlore, l'iode, le sodium et le brome ont été découverts seulement au 19^e siècle. Pourquoi ces éléments ont-ils été si « difficiles » à découvrir? Certains, comme l'or, sont très stables. Ils ne réagissent pas facilement. D'autres, comme le chlore et le brome, sont très instables et se présentent seulement sous forme de composés dans la nature. Ils ont gagné ou perdu des électrons pour devenir des ions très stables. Pour les transformer d'ion stable en élément instable, on doit fournir de l'énergie en appliquant un processus nommé l'électrolyse.

Le diagramme suivant illustre un appareil utilisé pour l'électrolyse d'une solution d'iodure de potassium. Faire la démonstration de ce processus ou aider les élèves à monter le dispositif. Des cristaux d'iodure de potassium sont dissous dans l'eau dans un bécher, puis on y ajoute un indicateur universel ou un autre indicateur tel que le bleu de bromothymol ou la phénolphthaléine. La solution est ensuite versée dans un tube en U fixé sur place. Les fils ne devraient pas être reliés aux électrodes à ce moment.



Inviter les élèves à réfléchir au contenu du tube en U, c'est-à-dire à la solution d'iodure de potassium. Leur proposer de dessiner une représentation moléculaire de cette solution, en indiquant les ions et les molécules qui y sont présents. Il n'est pas nécessaire d'inclure l'indicateur.



Questions

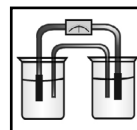
Poser la question suivante aux élèves :

D'après ce que tu connais de l'électricité, des indicateurs, du carbone (graphite) et du cuivre, quelle serait l'utilité :

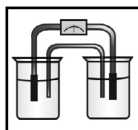
- a) de la source d'énergie;
- b) des électrodes de graphite;
- c) des fils de cuivre;
- d) de l'indicateur ajouté à la solution?

Démonstration

1. Relier les fils et inviter les élèves à faire des observations à l'échelle macroscopique. Leur demander de décrire toute observation qui pourrait laisser croire à une réaction chimique et d'essayer de déterminer quels produits sont formés à chaque électrode à l'aide de leurs observations (*changement de couleur, production de gaz*).
 - a) Électrode 1 :
 - i. observations suggérant la présence d'une réaction chimique
 - ii. inférences au sujet des produits formés
 - b) Électrode 2 :
 - i. observations suggérant la présence d'une réaction chimique
 - ii. inférences au sujet des produits formés
2. Inviter les élèves à expliquer leurs observations à l'échelle moléculaire. Leur demander d'utiliser un modèle représentant la pile électrolytique et d'accomplir les étapes suivantes :
 - a) Place les morceaux de papier représentant les atomes et molécules présents dans la solution sur le modèle papier du tube en U. Tu devrais inclure les molécules d'eau et de l'eau dissociée, ainsi que les ions potassium et iodure.
 - b) Indique le mouvement des électrons vers l'une des électrodes lorsque les fils sont reliés à la source d'énergie. Cette électrode deviendra négative. Place un symbole - sur elle.
 - c) Indique le mouvement des électrons à l'aide de flèches.
 - d) À mesure que l'électrode devient négative, des ions H^+ se déplacent vers l'électrode. L'eau commence à se dissocier en ions H^+ et OH^- . Dissocie deux molécules d'eau et déplace $2H^+$ vers l'électrode négative.
 - e) À la surface de l'électrode, les deux ions H^+ gagnent un électron pour former deux atomes de H. Démontre ce processus en annulant (en déchirant) la charge positive avec la charge négative.
 - f) Puisque les deux atomes d'hydrogène sont instables, ils se lient de façon covalente pour former de l'hydrogène gazeux. Relie les deux atomes pour montrer qu'ils ont formé de l'hydrogène gazeux.
 - g) Lors de la démonstration, tu as peut-être remarqué qu'à la même électrode où ce gaz s'est formé, l'indicateur a changé de couleur. Qu'est-ce qui a causé ce changement de couleur? D'où est venue la substance qui a causé ce changement?



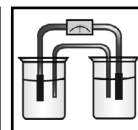
- h) En tes propres mots, décris tous les processus qui se sont produits à cette électrode.
(Réponse : les électrons se déplacent dans l'électrode qui devient alors négative. La molécule d'eau se dissocie et les ions hydrogène gagnent un électron pour former des atomes d'hydrogène. Puisque les atomes d'hydrogène sont instables, deux atomes forment une liaison covalente pour devenir une molécule d'hydrogène gazeux. C'est ce gaz qui forme les bulles autour de l'électrode. Les ions OH⁻ entraînent un changement de couleur de l'indicateur, ce qui indique que la solution est basique.)
- i) Quelle demi-réaction (oxydation ou réduction) s'est produite à l'électrode négative (la cathode)? Écris cette demi-réaction sous forme symbolique.
- j) Examine maintenant l'autre électrode. Lorsque les fils sont reliés à la source d'énergie, les électrons quittent cette électrode pour se rendre à la source d'énergie. Cette électrode perd des électrons; elle acquiert donc une charge positive. Place un symbole + sur cette électrode.
- k) Illustre ce mouvement d'électrons à l'aide de flèches sur le diagramme.
- l) À mesure que l'électrode devient positive, l'eau et les ions iodure (I⁻) migrent vers elle. Déplace deux ions I⁻ vers l'électrode positive.
- m) Les ions I⁻ perdent chacun un électron à l'électrode positive et forment des atomes de I. Démontre ce processus en annulant (en déchirant) la charge négative et en la déplaçant sur l'électrode. Ces électrons peuvent maintenant se déplacer dans le circuit pour remplacer ceux qui ont été envoyés vers l'électrode négative.
- n) Puisque les deux atomes d'iode sont instables, ils se lient de façon covalente pour former de l'iode (solide brun qui se dissout partiellement pour former une solution brune). Relie les deux iodures pour illustrer la formation d'I₂.
- o) En tes propres mots, décris tous les processus qui se sont produits à cette électrode.
- p) Quelle demi-réaction (oxydation ou réduction) s'est déroulée à l'électrode positive (l'anode)? Écris cette demi-réaction sous forme symbolique.

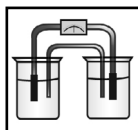
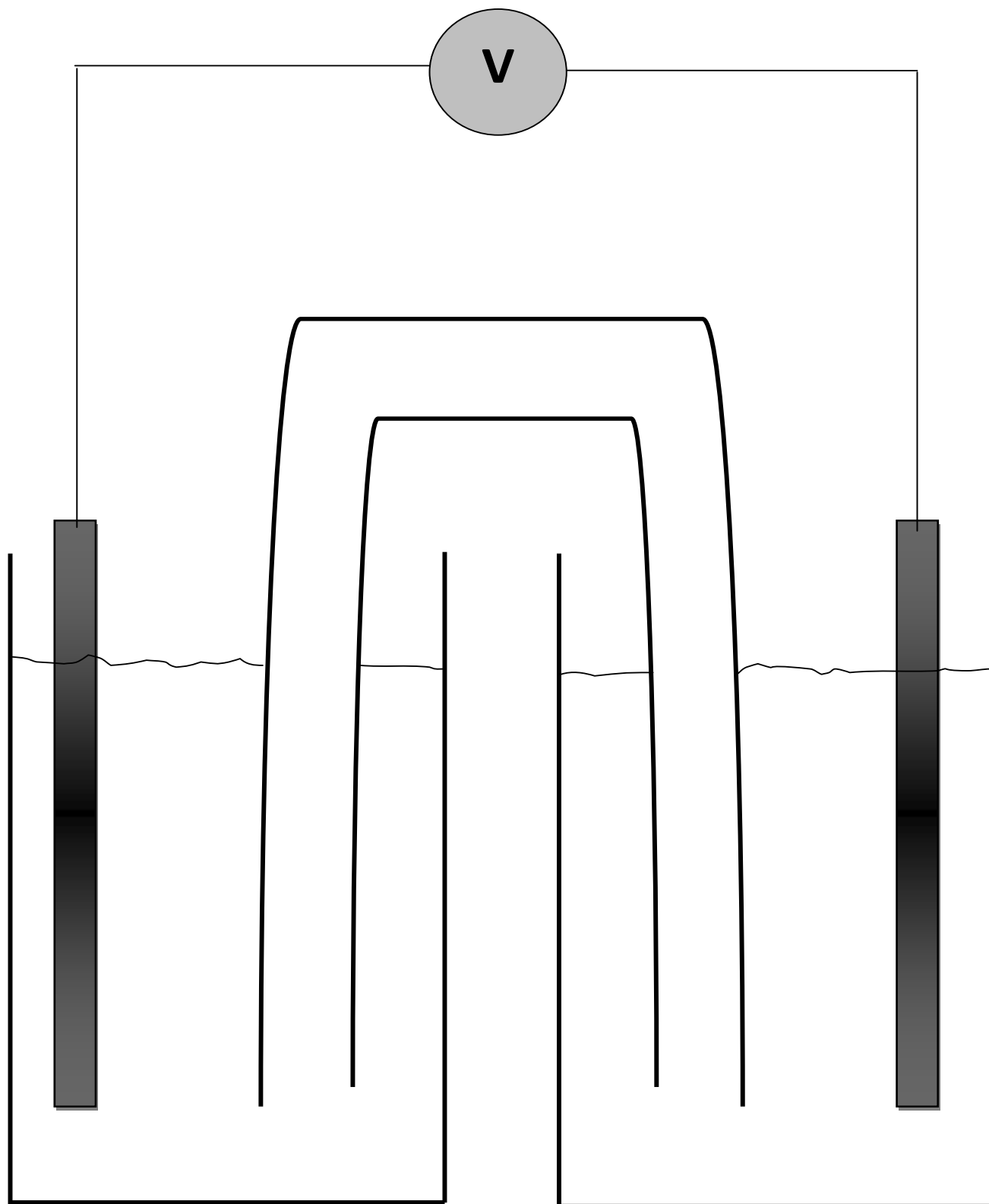


Questions

Inviter les élèves à répondre aux questions suivantes :

1. Décris le mouvement des électrons. Se sont-ils déplacés dans la solution entre les électrodes ou seulement dans les fils de cuivre?
2. Décris le mouvement des ions positifs et négatifs. Se sont-ils déplacés dans la solution entre les électrodes ou seulement dans les fils de cuivre?
3. Donne une formule chimique équilibrée sous forme symbolique pour représenter :
 - a) la réaction à la cathode (gain d'électrons);
 - b) la réaction à l'anode (perte d'électrons);
 - c) la réaction nette de la pile.
4. Explique pourquoi, à l'échelle particulaire, cette réaction :
 - a) n'a pas entraîné la formation de potassium à la cathode;
 - b) n'est pas spontanée (de l'énergie étant nécessaire pour qu'elle se produise).





K^+	K^+	K^+	K^+	K^+
I^-	I^-	I^-	I^-	I^-
H_2O	H_2O	H_2O	H_2O	H_2O
OH^-	OH^-	OH^-	OH^-	OH^-
H^+	H^+	H^+	H^+	H^+
e^-	e^-	e^-	e^-	e^-
e^-	e^-	e^-	e^-	e^-

*Centres for Research in Youth, Science Teaching and Learning, « Electrolysis », *Chemistry Teaching Resources*,
<http://www.umanitoba.ca/outreach/crystal/chemistry.html> (site consulté le 16 juillet 2014). Adaptation autorisée
par l'Université du Manitoba.

