

Correction des exercices du chapitre 2 :

Attention les corrections ne sont pas toujours rédigées correctement.

Les solutions rédigées sont faites en classe ou dans le livre avec l'exercice résolu p 42

QCM

p. 41

1. A ; 2. C ; 3. B et C ; 4. C ; 5. A et C ; 6. B et C ; 7. B ; 8. C ; 9. A et B ; 10. B ; 11. C ; 12. A ; 13. A et B ; 14. B et C.

Exercices

Appliquer le cours p. 43

2 Identifier des oxydants et des réducteurs

1. Un oxydant est un accepteur d'électrons / Un réducteur est un donneur d'électrons.

2. Oxydants : Fe^{3+} ; Co^{2+} ; ClO_4^- / Réducteurs : Fe^{2+} ; Co ; Cl_2

3 Reconnaître des oxydants et des réducteurs

Les réactifs sont l'ion fer (II) et l'ion permanganate dont la coloration violette disparaît lors du mélange. D'après les couples Ox/Red fournis, on en déduit que l'ion permanganate est l'oxydant et l'ion fer (II) le réducteur.

4 Recomposer des couples oxydant/réducteur

1. Un couple oxydant/réducteur est constitué d'un oxydant et d'un réducteur conjugués, reliés par une demi équation électronique.

2. $\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) / \text{Cr}^{2+}(\text{aq})$; $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$; $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$; $\text{F}_2(\text{g}) / \text{F}^-(\text{aq})$.

5 Identifier des couples oxydant/réducteur

- a. $\text{Bi}^{5+}(\text{aq}) / \text{Bi}^{3+}(\text{aq})$.
- b. $\text{NO}(\text{g}) / \text{N}_2(\text{g})$.
- c. $\text{BrO}_4^-(\text{aq}) / \text{BrO}_3^-(\text{aq})$.

6 Compléter les demi-équations électroniques

- a. $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.
- b. $2 \text{HClO}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- c. $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

7 Composer des demi-équation électroniques

- 1. $2 \text{HClO}_2(\text{aq}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- 2. $\text{HBrO}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Br}_2(\ell) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

8 Établir des demi-équations électroniques (1)

- 1. $\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{HPO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- 2. $\text{As}_2\text{O}_3(\text{aq}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{As}(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- 3. $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

9 Établir des demi-équations électroniques (2)

- 1. $\text{N}_2(\text{g}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$.
- 2. $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

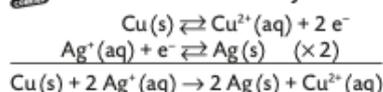
10 Identifier des couples oxydant / réducteur

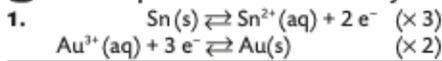
- 1. $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) / \text{Fe}(\text{s})$ et $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$.
- 2. $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s})$.

11 Identifier des couples oxydant / réducteur

- 1. L'éthanol est le réducteur et le dioxygène est l'oxydant. L'éthanal est donc l'oxydant conjugué et l'eau le réducteur conjugué.
- 2. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\ell) / \text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)$ et $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- 3. $2 \text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\ell) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

12 Établir une réaction d'oxydoréduction



13 Établir et prévoir une réaction d'oxydoréduction

2. a. Oui car il s'agit d'un oxydant et d'un réducteur n'appartenant pas au même couple.

b. Non car il s'agit de deux réducteurs.

c. Non car il s'agit d'un oxydant et d'un réducteur appartenant au même couple.

Exercices

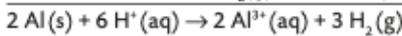
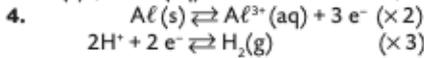
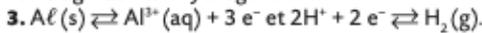
S'entraîner

p. 44

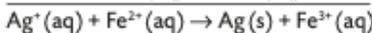
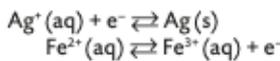
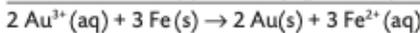
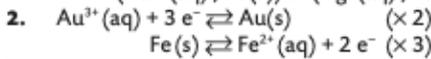
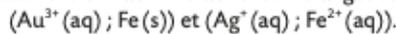
14 À chacun son rythme**Réaction avec l'aluminium**

1. L'aluminium est un réducteur car il cède des électrons.

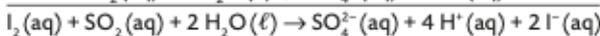
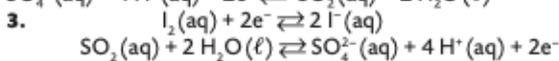
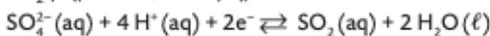
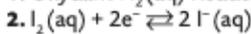
2. Il s'agit de l'ion hydrogène H⁺.

**15 Réaction ou pas réaction ?**

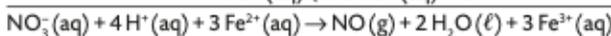
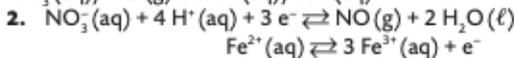
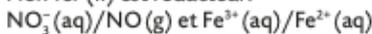
1. Un mélange réalisé avec un oxydant et un réducteur n'appartenant pas au même couple, peut-être le lieu d'une réaction d'oxydoréduction. On identifie donc les mélanges suivants :

**16** Connaître les critères de réussite**Le dioxyde de soufre dans le vin**

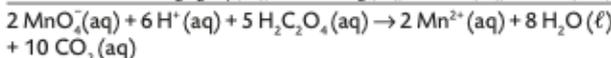
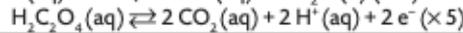
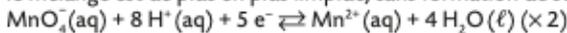
1. Oxydant : I₂(aq) Réducteur : SO₂(aq).

**17 L'ion nitrate dans un engrais**

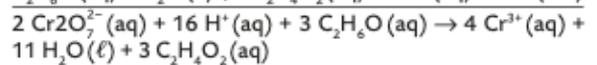
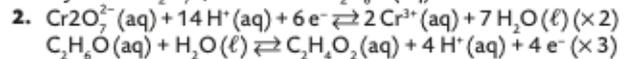
1. L'ion nitrate est un oxydant, il faut donc choisir le couple où l'ion fer (II) est réducteur.

**18 Trouver une équation d'oxydoréduction**

Non car dans l'équation proposée, un des produits est un solide brun (MnO₂), alors que sur les photographies, on observe que le mélange est de plus en plus limpide, sans formation de solide.

**19 Breathalyzer**

1. Oxydant : Cr₂O₇²⁻ ; réducteur : C₂H₆O(aq)

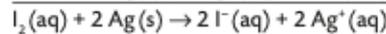
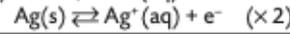
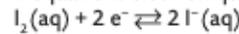
**20 Le nitrate d'argent sur les forums**

Une solution aqueuse de nitrate d'argent est conservée dans un flacon qui la met à l'abri de la lumière. En effet, l'ion argent contenu dans la solution est photosensible. Si l'on verse un peu de cette solution sur une paille, en pleine lumière, l'ion argent Ag⁺ se transforme en argent métallique Ag en captant un électron.

L'argent formé est responsable des taches brunes observées.

Afin de faire disparaître ces taches brunes, on doit faire réagir l'atome d'argent avec une autre entité chimique. L'atome d'argent étant un réducteur (couple Ag⁺(aq)/Ag(s)), il faut donc choisir un oxydant approprié. Il s'agit du diiode I₂ qui appartient au couple I₂(aq)/I⁻(aq).

On peut écrire l'équation de la réaction ayant lieu à partir des demi équations électroniques :

**21** Résolution de problème**Du plomb dans l'eau**

Des pistes de résolutions peuvent être fournies par le professeur :

S'approprier

- Le danger vient de la formation d'ions plomb (II) dans l'eau.
- Le dioxygène dissout dans l'eau oxyde le métal le moins réducteur en ion métallique.

Analyser

- Utiliser l'échelle des potentiels standards fournie pour identifier entre deux métaux celui qui est le plus réducteur.

Réaliser

- Identifier qui du zinc et du cuivre, est plus réducteur que le plomb.
- Trouver dans quelles conditions le dioxygène oxyde le métal plomb en cas de contact avec un autre métal.

Valider

- Conclure quant à la possibilité pour le dioxygène d'oxyder le métal plomb en cas de contact avec le métal zinc ou avec le métal cuivre.

Une démarche attendue de résolution par l'élève peut être la suivante :

1^{re} étape : Bien comprendre la question posée

1. Quelle entité chimique en solution aqueuse est dangereuse pour la santé ?
2. Comment peut être formé l'ion plomb (II) ?
3. Quels métaux au contact du plomb peuvent induire la formation d'ions plomb (II) ?

2^e étape : Lire et comprendre les documents

1. L'ion plomb (II) comporte un risque sanitaire.
2. Le dioxygène dissout dans l'eau oxyde le métal plomb en ion plomb (II) en cas de contact de celui-ci avec un métal plus réducteur.
3. Dans l'échelle des potentiels standards, le métal est d'autant plus réducteur que la valeur du potentiel est petite.
4. Le dioxygène est l'oxydant le plus fort.

3^e étape : Dégager la problématique

Trouver les métaux qui, au contact du plomb, sont susceptibles de provoquer la formation d'ion plomb (II) dans l'eau.

4^e étape : Construire la réponse

- Identifier que le dioxygène est un oxydant pour tous les métaux.

- Comparer le pouvoir réducteur du plomb avec ceux du cuivre et du zinc, à l'aide de l'échelle des potentiels standards.
- Identifier les métaux qui ne présentent pas le risque de voir des ions plomb (II) formés dans l'eau.
- Conclure.

5^e étape : Rédiger la réponse en trois paragraphes

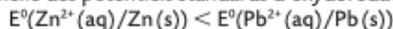
- Présenter le contexte et introduire la problématique.

L'ion plomb (II) dans l'eau constitue un danger sanitaire. Sa formation peut être liée à un contact entre une tuyauterie en plomb et un autre métal.

On nous demande de trouver quel métal peut-on utiliser sans danger pour la santé dans le cadre de la rénovation d'une vieille demeure susceptible d'avoir des tuyaux en plomb.

- Mettre en forme la réponse.

Selon l'échelle des potentiels standards d'oxydoréduction :

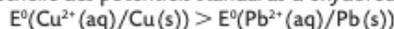


On en déduit que le métal zinc est un réducteur plus fort que le métal plomb.

Il peut donc y avoir une réaction d'oxydoréduction où le dioxygène dissout dans l'eau se réduit sur le métal le moins réducteur, en l'occurrence le plomb, avec formation d'ions plomb (II) issus de l'oxydation du plomb.

Oui, la rénovation peut comporter des risques si le propriétaire de l'habitation utilise des tuyaux en zinc.

- Selon l'échelle des potentiels standards d'oxydoréduction :



On en déduit que le métal cuivre est un réducteur plus faible que le métal plomb.

Le risque n'existe donc pas avec des tuyaux en cuivre.

- En ce qui concerne, la distribution d'eau par la ville, il est souhaitable de demander que les tuyaux en plomb comportent un tube intérieur en polymère organique dans lequel l'eau circule car on ne sait pas avec quels types de métaux, ces tuyaux en plomb sont en contact.

- Conclure et introduire, quand c'est possible, une part d'esprit critique.

La rénovation d'une vieille demeure comporte des risques sanitaires si on utilise une tuyauterie en zinc car celle-ci pourrait se retrouver en contact avec d'anciennes canalisations en plomb et donc conduire à la formation d'ion plomb (II) dans l'eau de consommation, dangereux pour la santé. Il faut utiliser des tuyaux en cuivre qui ne présentent pas un tel risque.

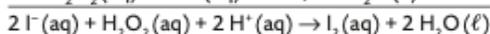
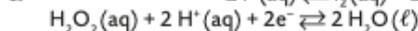
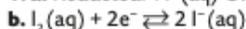
Il est aussi justifié que la distribution d'eau par la ville soit réalisée dans des tuyaux en plomb comportant un tube intérieur en polymère, afin d'éviter ce type de problème.

Vers l'épreuve écrite

p. 47

22 Les propriétés de l'eau oxygénée (30 min)

1. a. Réducteur : $\text{I}^{-}(\text{aq})$ Oxydant : $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$



2. a. L'évolution de la coloration est due à l'oxydation des ions iodure (incolore) par l'eau oxygénée, qui produit du diiode (jaune).

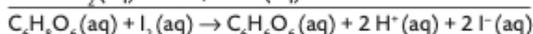
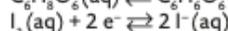
b. $A = k \times C$

$$C = A/k = 0,38/600 = 6,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

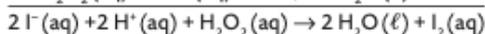
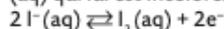
c. $n_{\text{H}_2\text{O}_2} = n_{\text{I}_2} \text{ final} = 6,3 \times 10^{-4} \times 0,100 = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$

3. Car H_2O_2 est à la fois un oxydant dans le couple $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et un réducteur dans le couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$.

23 L'endre sympathique (10 min)



Le diiode oxyde l'acide ascorbique, $\text{I}_2(\text{aq})$ de couleur marron est réduit en ion iodure $\text{I}^{-}(\text{aq})$ qui lui est incolore.



L'eau oxygénée, $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ oxyde les ions iodure $\text{I}^{-}(\text{aq})$ en diiode (marron) $\text{I}_2(\text{aq})$. Ce dernier formant un complexe de couleur bleue avec l'amidon qui a été ajouté à l'eau oxygénée, fait réapparaître l'écriture.

Vers l'oral

p. 48

Application

La réaction rapide à photographier est celle de l'exercice 10 page 43.

La réaction lente à photographier peut être celle de l'exercice 10 ou 12 page 44.

Je m'exprime à l'oral sur

Les réactions d'oxydoréduction

- **Que se passe-t-il entre les réactifs au cours d'une réaction d'oxydoréduction ?**

Il y a un échange d'électrons entre les réactifs : l'oxydant capte le (ou les) électron(s) cédé(s) par le réducteur.

- **Définir un oxydant et un réducteur.**

Un oxydant est une entité chimique capable de capter un ou plusieurs électrons tandis qu'un réducteur est une entité chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.

- **Quels facteurs peuvent influencer sur la vitesse d'une réaction ?**

Une augmentation de la température, une augmentation de la concentration initiale des réactifs, peuvent augmenter la vitesse de la réaction.

L'utilisation d'un catalyseur spécifique à la réaction chimique peut aussi augmenter la vitesse de la réaction chimique.

EXERCICE RÉSOLU

ET COMMENTÉ

38 Autotest

ÉNONCÉ

Afin de contrôler leur alcoolémie individuellement avant de prendre la route, les conducteurs peuvent utiliser un autotest acheté en grande surface ou dans les stations-services. L'air expiré par l'automobiliste passe dans un tube contenant l'ion dichromate qui réagit avec l'éthanol (de formule brute C_2H_6O) éventuellement présent dans cet air expiré. La réaction est modélisée en solution aqueuse.

Données :

- solution d'ion dichromate $Cr_2O_7^{2-}(aq)$: orange ; solution d'ion chrome (III) $Cr^{3+}(aq)$: verte ;
- couple oxydant-réducteur : $C_2H_4O_2(aq) / C_2H_6O(aq)$;
- demi-équation électronique : $Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- = 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$.

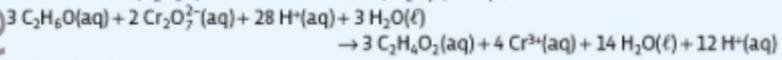
1. Déterminer la demi-équation électronique associée au couple dont l'éthanol est le réducteur.
2. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu dans le tube d'autotest.
3. Les résultats de deux tests **b** et **c** sont montrés ci-contre. Déterminer l'automobiliste qui peut reprendre le volant. Justifier.

UNE SOLUTION

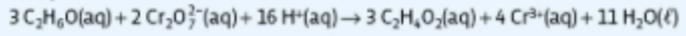
1. La demi-équation électronique s'écrit :



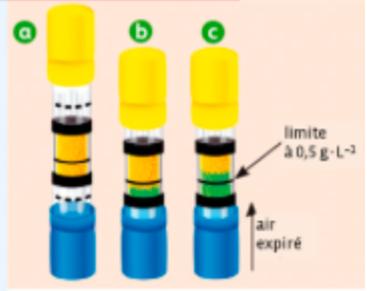
2. Les deux demi-équations électroniques sont combinées de telle sorte qu'aucun électron ne figure dans l'équation de réaction. Il faut donc multiplier par 3 la demi-équation associée au couple de l'éthanol et par 2 celle associée à l'ion dichromate. Les réactifs sont l'éthanol (C_2H_6O) et l'ion dichromate ($Cr_2O_7^{2-}$). L'équation de réaction s'écrit alors :



qui se simplifie en :



3. Les cristaux deviennent verts en présence d'éthanol. L'air expiré arrive par l'embout bleu. Dans le test **c**, les cristaux placés au-delà du trait sont devenus verts. Cet automobiliste ne peut donc pas reprendre le volant. Dans le test **b**, les cristaux sont restés jaune-orange au-delà du trait : l'automobiliste peut reprendre le volant.



S'APPROPRIER

Lire avec attention les indications de couleurs fournies par le texte.

RÉALISER

Les lois de conservation des éléments chimiques et de la charge électrique doivent être respectées dans une demi-équation électronique.

RÉALISER

La combinaison doit s'effectuer de manière à ce que les électrons ne figurent pas dans l'équation de la réaction.

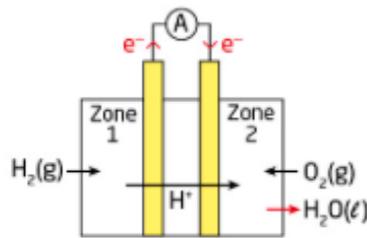
ANALYSER-RAISONNER

Comparer les couleurs des cristaux aux données de l'énoncé afin de conclure.

ENONCÉ

Le principe de la pile à combustible telle que la pile Génépac (GÉNérateur Électrique à Pile à Combustible) est le suivant : une réaction d'oxydoréduction impliquant du dihydrogène et le dioxygène de l'air génère de l'eau, et est à l'origine d'un mouvement d'électrons à l'extérieur de la pile.

Lorsqu'un ampèremètre est relié aux bornes de la pile, un courant est mesuré qui correspond à un passage des électrons comme indiqué sur le schéma ci-dessus.



Données : couples oxydant-réducteur, $H^+(aq) / H_2(g)$ et $O_2(g) / H_2O(l)$.

1. D'après le mouvement des électrons, indiquer dans quelle zone (1 ou 2) de la pile a lieu l'oxydation et dans quelle zone a lieu la réduction.
2. En déduire les demi-équations électroniques correspondant à chacune des zones.
3. Déterminer l'équation de réaction modélisant la transformation ayant lieu au sein de la pile.
4. Justifier l'appellation de « pile propre » pour la pile Génépac.

UNE SOLUTION

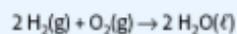
1. Les électrons quittent la zone 1 de la pile : il s'agit d'une perte d'électrons, donc d'une oxydation. Ils arrivent dans la zone 2, où ils sont captés et où a donc lieu une réduction.

2. Zone 1, oxydation : $H_2(g) = 2 H^+(aq) + 2 e^-$
Zone 2, réduction : $O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- = 2 H_2O(l)$

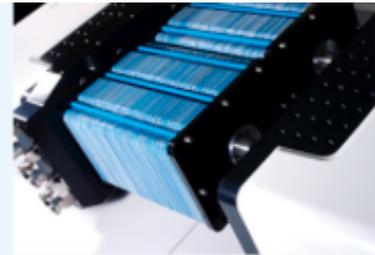
3. En combinant les deux demi-équations électroniques, l'équation d'oxydoréduction suivante est obtenue :



Soit, après simplification :



4. Seule de l'eau est produite. Il n'y a notamment pas de production de dioxyde de carbone comme avec les énergies fossiles. Cette pile est dite « propre » car elle ne rejette ni produits polluants, ni gaz à effet de serre.



ANALYSER-RAISONNER

Bien repérer le sens de déplacement des électrons.

RÉALISER

Les demi-équations électroniques sont ajustées grâce à des électrons, l'ion hydrogène $H^+(aq)$ et de l'eau $H_2O(l)$, même si ces espèces ne sont pas mentionnées dans les couples oxydant-réducteur.

RÉALISER

Lorsqu'une même espèce apparaît aussi bien comme réactif que comme produit dans une équation de réaction, elle doit se simplifier comme dans le cas d'une équation mathématique.

VALIDER

Ne pas oublier d'analyser les produits de la transformation pour conclure.