

Chapitre 4 : Réactions d'oxydoréduction

Exercices

QCM

1. Oxydation et réduction

1. Dans la réaction $2 \text{Mg(s)} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO(s)}$, le magnésium est :
A. oxydé.
2. Dans la réaction $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ba(s)} \rightarrow \text{Zn(s)} + \text{Ba}^{2+}(\text{aq})$, quelle espèce est réduite ?
B. L'ion zinc (II) $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$.

2. Couples redox

1. Quel couple redox a pour demi-équation $\text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- = \text{C(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$?
B. $\text{CO}_2(\text{g})/\text{C(s)}$.
2. La demi-équation $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + 3 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{SO}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$ met en jeu le couple :
B. $\text{HSO}_4^-(\text{aq})/\text{SO}_2(\text{g})$.
3. La demi-équation du couple $\text{Al(OH)}_4^-(\text{aq})/\text{Al(s)}$ est :
A. $\text{Al(OH)}_4^-(\text{aq}) + 3 \text{e}^- = \text{Al(s)} + 4 \text{OH}^-(\text{aq})$.
et **B.** $\text{Al(s)} + 4 \text{OH}^-(\text{aq}) = \text{Al(OH)}_4^-(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$.

Il s'agit de la même demi-équation électronique, celles-ci peuvent être écrites dans les 2 sens.

3. Demi-équations et équations bilan

1. La demi-équation électronique du couple $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ est :
A. $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.
2. Quelle est l'équation bilan de la réaction de l'ion $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ sur le plomb Pb(s) ?
A. $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Pb(s)} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq})$.
3. La demi-équation du couple $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ est :
B. $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+(\text{aq}) = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O(l)}$.

4. Jeopardy

 Propositions de questions :

- a. Quel couple redox correspond à la demi-équation : $(\text{aq}) + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} 2\text{e}^- = 2 (\text{aq})$? SO_4^{2-}
- b. Quelle espèce chimique est oxydée et quelle espèce chimique est réduite dans l'équation bilan : $\text{Ni(s)} + \text{I}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq})$?

Pour s'échauffer

5. Espèces oxydée et réduite

- ◆ Dans la transformation chimique suivante : $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ est oxydé et I_2 est réduit.

6. Couple redox

◆ Dans la transformation chimique suivante, $2 \text{Al(s)} + 3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cu(s)}$, les couples redox intervenants sont : $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al(s)}$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu(s)}$.

7. Oxydant et réducteur

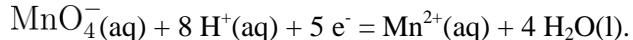
◆ Dans la transformation chimique suivante, $2 \text{Br}^-(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$, les oxydants sont $\text{Cl}_2(\text{aq})$ et $\text{Br}_2(\text{aq})$, les réducteurs sont $\text{Br}^-(\text{aq})$ et $\text{Cl}^-(\text{aq})$

8. Demi-équations

a. La demi-équation électronique du couple $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe(s)}$ est : $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Fe(s)}$.

b. La demi-équation électronique du couple $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al(s)}$ est : $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- = \text{Al(s)}$.

c. La demi-équation électronique du couple $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ est :



9. Équilibrer une équation redox

a. $\text{Zn(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

b. $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O(l)}$

Pour commencer

10. Écrire l'équation d'une réaction redox

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

a. $\text{Cu(s)} + \text{Br}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Br}^-(\text{aq})$.

b. $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$.

c. $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$.

d. $\text{Fe(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$.

e. $\text{Cu(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$.

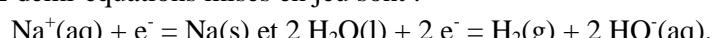
f. $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O(l)}$.

11. Comprendre la réaction du sodium avec l'eau

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. Les 2 couples redox mis en présence sont : $\text{Na}^+(\text{aq})/\text{Na(s)}$ et $\text{H}_2\text{O(l)}/\text{H}_2(\text{g})$.

2. Les 2 demi-équations mises en jeu sont :



12. Production d'aluminium

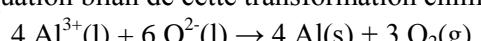
→ APP : Extraire l'information utile d'un texte

1. L'équation de la fusion de l'alumine est : $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{l}) + 3 \text{O}^{2-}(\text{l})$.

2. Al^{3+} est réduit en Al : $\text{Al}^{3+}(\text{l}) + 3 \text{e}^- = \text{Al(s)}$.

O^{2-} est oxydé en O_2 : $2 \text{O}^{2-}(\text{l}) = \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{e}^-$.

3. L'équation bilan de cette transformation chimique est :



4. La masse d'aluminium obtenue à partir de 1,0 tonne ($1,0 \times 10^6$ g) d'alumine est :

$$n_0(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3)}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{1,0 \times 10^6}{2 \times 27,0 + 3 \times 16,0} = 9,8 \times 10^3 \text{ mol}$$

$$\text{Or } \frac{n_0(\text{Al}_2\text{O}_3)}{2} = \frac{n_f(\text{Al})}{4} = \frac{n_f(\text{O}_2)}{3}$$

$$\text{alors } n_f(\text{Al}) = 2n_0(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \times 9,8 \times 10^3 = 2,0 \times 10^4 \text{ mol}$$

$$\text{donc } m(\text{Al}) = n_f(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 2,0 \times 10^4 \times 27,0 = 0,53 \text{ tonne}$$

La masse de dioxygène obtenue à partir de 1,0 tonne d'alumine est :

$$n_f(\text{O}_2) = \frac{3n_0(\text{Al}_2\text{O}_3)}{2} = \frac{3 \times 9,8 \times 10^3}{2} = 1,5 \times 10^4 \text{ mol}$$

$$\text{donc } m(\text{O}_2) = n_f(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 1,5 \times 10^4 \times 2 \times 16,0 = 0,47 \text{ tonne}$$

ou comme la masse se conserve au cours d'une transformation chimique alors :

$$m(\text{O}_2) = m(\text{Al}_2\text{O}_3) - m(\text{Al}) = 1,0 - 0,53 = 0,47 \text{ tonne}$$

5. L'équation bilan de formation du dioxyde de carbone est : $\text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$.

6. La masse minimale de carbone à ajouter est :

$$n_0(\text{O}_2) = n_0(\text{C}) = 1,5 \times 10^4 \text{ mol}$$

$$\text{donc } m(\text{C}) = n_0(\text{C}) \cdot M(\text{C}) = 1,5 \times 10^4 \times 12,0 = 1,8 \times 10^5 \text{ g} = 0,18 \text{ tonne}$$

Différenciation

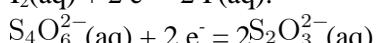
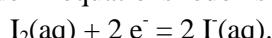
Savoir-faire : Équilibrer des demi-équations/Utiliser une réaction d'oxydoréduction pour un raisonnement

Le choix a été fait ici de proposer 3 exercices dont l'objectif final est le même. On amène progressivement l'élève vers la résolution d'une question ouverte : l'élève est d'abord guidé sur les étapes intermédiaires au départ, puis il est amené à mener cette réflexion par lui-même.

13. Oxydation des ions thiosulfate

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. Les demi-équations rédox sont :

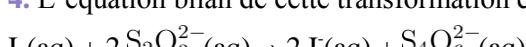


2. Les ions spectateurs sont les ions sodium Na^+ .

3. Les réactifs de cette transformation chimique sont $\text{I}_2(\text{aq})$ et $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$.

Les produits de cette transformation chimique sont : $\text{I}^-(\text{aq})$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$.

4. L'équation bilan de cette transformation chimique est :



5. Pour que le mélange soit dans les proportions stoechiométriques, il faut que :

$$n_0(\text{I}_2) = \frac{n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} \text{ donc } n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 2n_0(\text{I}_2) = 2 \times 1,00 \times 10^{-2} = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

14. Oxydation du dioxyde de soufre (1)

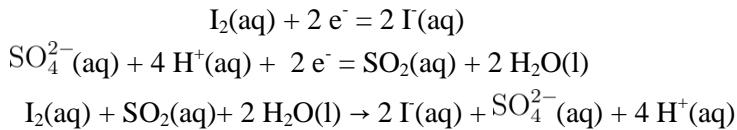
→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. Les 2 couples rédox sont : $I_2(aq)/I^-(aq)$ et $SO_4^{2-}(aq)/SO_2(aq)$.

2. Les réactifs de cette transformation chimique sont $I_2(aq)$ et $SO_2(aq)$.

Les produits de cette transformation chimique sont : $I^-(aq)$ et $SO_4^{2-}(aq)$.

3. L'équation bilan de cette transformation chimique est :



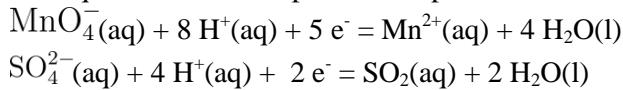
4. Pour que le mélange soit dans les proportions stoechiométriques, il faut que :

$$n_0(I_2) = n_0(SO_2) = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

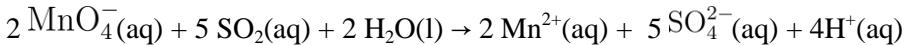
15. Oxydation du dioxyde de soufre (2)

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. Les demi-équations des 2 couples mis en présence sont :



2. L'équation bilan de cette transformation chimique est :



3. Pour que le mélange soit dans les proportions stoechiométriques, il faut que :

$$\frac{n_0(MnO_4^-)}{2} = \frac{n_0(SO_2)}{5} \text{ donc } n_0(SO_2) = \frac{5n_0(MnO_4^-)}{2} = \frac{5 \times 1,00 \times 10^{-2}}{2} = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

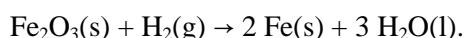
Pour s'entraîner

16. Mise en application

→ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours (fiche de vocabulaire)

→ RAI/MOD : La quantité de matière

1. L'équation bilan de la réduction de l'oxyde de fer par le dihydrogène est :



2. L'oxyde de fer $Fe_2O_3(s)$ est réduit en fer métallique $Fe(s)$. d.o.(Fe_2O_3) = +3 alors que d.o.(Fe) = 0. Le degré d'oxydation diminue, il s'agit donc d'une réduction.

3. La masse molaire de l'oxyde de fer est :

$$M(Fe_2O_3) = 2M(Fe) + 3M(O) = 2 \times 55,8 + 3 \times 16,0 = 159,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La quantité initiale d'oxyde de fer est :

$$n_0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{2,00}{159,8} = 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

La quantité de fer formée est :

$$n_f(\text{Fe}) = 2n_0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \times 1,25 \times 10^{-2} = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

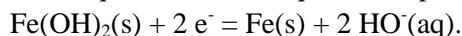
La masse de fer formée est :

$$m(\text{Fe}) = n_f(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 2,50 \times 10^{-2} \times 55,8 = 1,40 \text{ g}$$

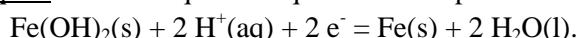
17. Le dioxygène et le fer

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

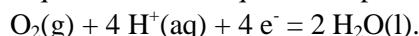
1. a. La demi-équation électronique du couple $\text{Fe(OH)}_2(\text{s})/\text{Fe}(\text{s})$:



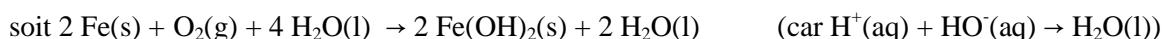
Remarque : La demi-équation équivalente est possible en milieu acide :



La demi-équation électronique du couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$:

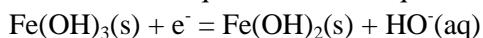


1. b. L'équation-bilan de la transformation chimique est :



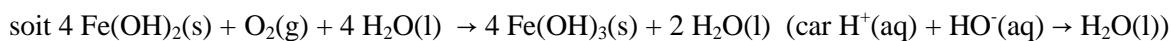
donc $2 \text{Fe}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{Fe(OH)}_2(\text{s})$ (simplification des molécules d'eau apparaissant du côté des réactifs et des produits).

2. a. La demi-équation électronique du couple $\text{Fe(OH)}_3(\text{s})/\text{Fe}(\text{s})$:



La demi-équation électronique du couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$: $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

2. b. L'équation-bilan de la transformation chimique est :



donc $4 \text{Fe(OH)}_2(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 4 \text{Fe(OH)}_3(\text{s})$ (simplification des molécules d'eau apparaissant du côté des réactifs et des produits)

3. L'eau est à la fois un produit dans l'étape 1 et un réactif dans l'étape 2, elle n'apparaît donc pas dans le bilan final de la transformation (on pourra voir en classe de terminale que son rôle est celui d'un catalyseur).

18. Réactions d'oxydoréduction en QCM

→ APP : Maîtriser le vocabulaire de cours

1. a. Dans le couple $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ le cuivre métallique $\text{Cu}(\text{s})$ est le réducteur.

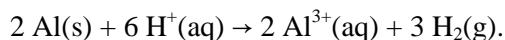
2. a. et b. Il s'agit de la demi-équation électronique du couple $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})/\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$ où $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ est l'oxydant et $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})$ le réducteur.

3. a. et c. Cette transformation chimique met en jeu les couples $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$. $\text{Ag}^+(\text{aq})$ est réduit en $\text{Ag}(\text{s})$ par $\text{Cu}(\text{s})$.

19. Décapage d'un métal

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement, communiquer sur les étapes/chemin de résolution

1. L'équation bilan de la réaction entre l'aluminium et les ions hydrogène est :



2. La masse d'aluminium maximale à enlever est :

$$m(\text{Al}) = 100 \times \frac{0,1}{100} = 0,100 \text{ g}$$

La quantité maximale d'aluminium à enlever est :

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{0,100}{27,0} = 3,70 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Or } \frac{n(\text{Al})}{2} = \frac{n(\text{H}^+)}{6} \text{ donc } n(\text{H}^+) = 3n(\text{Al}) = 1,11 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

La concentration en ion hydrogène est :

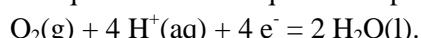
$$[\text{H}^+] = \frac{n(\text{H}^+)}{V} = \frac{1,11 \times 10^{-2}}{1,00} = 1,11 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. Il est déconseillé d'employer des ustensiles en aluminium pour faire de la cuisine car l'aluminium réagit avec les acides.

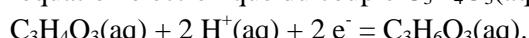
20. Comprendre les attendus Crampes musculaires

→ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

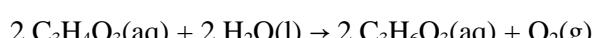
1. La demi-équation électronique du couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ est :



La demi-équation électronique du couple $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3(\text{aq})/\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3(\text{aq})$ est :



2. L'équation bilan de la transformation chimique est :



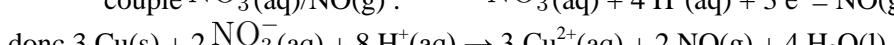
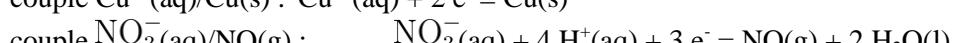
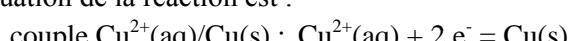
3. L'acide pyruvique subit une réduction.

21. Eau forte

→ REA : Agir de façon responsable/respecter les règles de sécurité

→ RAI/MOD : La quantité de matière

1. L'équation de la réaction est :



2. Il faut porter une blouse, des lunettes de protection, des gants et surtout travailler sous hotte aspirante.

3. La masse de cuivre perdue est :

$$m(\text{Cu}) = m_1 - m_2 = 453,2 - 452,4 = 0,8000 \text{ g}$$

La quantité de cuivre ayant réagi est :

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{0,8000}{63,6} = 1,258 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Le volume d'acide dans la cuve est :

$$V = 0,75 \times 10 \times 50 \times 30 = 11 \times 10^3 \text{ cm}^3 = 11 \text{ L}$$

La concentration en quantité de matière d'ions cuivre est :

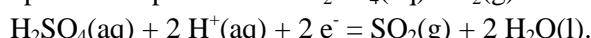
$$n(\text{Cu}_{\text{disparu}}) = n(\text{Cu}_{\text{formé}}^{2+}) \text{ donc}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n(\text{Cu}_{\text{formé}}^{2+})}{V} = \frac{1,258 \times 10^{-2}}{11} = 1,1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

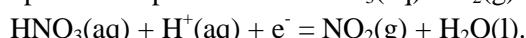
22. Origine des pluies acides

→ APP : Extraire l'information utile sur supports variés/schéma/texte

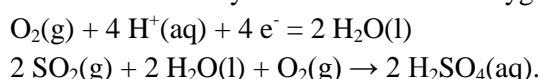
1. Le couple mis en présence est $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})/\text{SO}_2(\text{g})$:



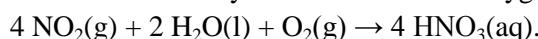
2. Le couple mis en présence est $\text{HNO}_3(\text{aq})/\text{NO}_2(\text{g})$:



3. La réaction entre le dioxyde de soufre et le dioxygène est :



4. La réaction entre le dioxyde de soufre et le dioxygène est :



5. La quantité d'acide reçue par le champ est :

$$n = c \cdot V = 0,010 \times 30\,000 = 3,0 \times 10^2 \text{ mol}$$

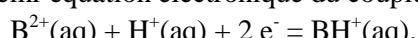
6. Le volume de dioxyde de soufre émis est :

$$V = n \cdot V_m = 3,0 \times 10^2 \times 22,4 = 6,7 \times 10^3 \text{ L} = 6,7 \text{ m}^3$$

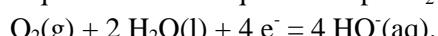
23. La bouteille bleue

→ RAI/ANA : Utiliser des observations/des documents pour répondre à une problématique

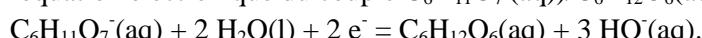
1. La demi-équation électronique du couple $\text{B}^{2+}(\text{aq})/\text{BH}^+(\text{aq})$ est :



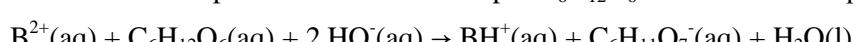
La demi-équation électronique du couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{HO}^-(\text{aq})$ est :



La demi-équation électronique du couple $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7^-(\text{aq})/\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$ est :



2. La coloration bleue disparaît car B^{2+} est réduit par $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ en BH^+ selon l'équation bilan :



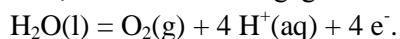
3. La coloration bleue redevient quand on agite car BH^+ est oxydé par O_2 en B^{2+} , selon l'équation bilan : $2 \text{BH}^+(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{B}^{2+}(\text{aq}) + 6 \text{HO}^-(\text{aq})$.

4. L'expérience peut être réalisée plusieurs fois mais pas indéfiniment. Elle s'arrête lorsqu'il n'y aura plus de glucose ou de dioxygène dans la bouteille.

24. Électrolyse de l'eau

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique/physique : écrire l'équation : l'ajuster

1. À l'anode, on observe un dégagement de dioxygène :



À la cathode, on observe un dégagement de dihydrogène :



L'équation bilan de l'électrolyse de l'eau est :



soit $6 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O(l)}$

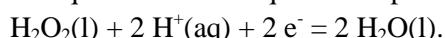
donc $2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$.

2. L'eau est à la fois un oxydant et un réducteur dans cette transformation chimique.

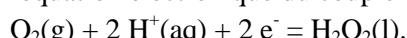
25. Dismutation de l'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement, communiquer sur les étapes

◆ La demi-équation électronique du couple $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})/\text{H}_2\text{O(l)}$ est :



La demi-équation électronique du couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$ est :



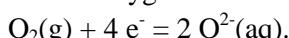
H_2O_2 est à la fois l'oxydant du couple $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})/\text{H}_2\text{O(l)}$ et le réducteur du couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$, ce qui donne une réaction dont l'équation bilan est : $2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$.

26. Copie d'élève à commenter

1. Le plomb Pb(s) se transforme en ion plomb (II) $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$ selon la réaction de demi-équation électronique : $\text{Pb(s)} = \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$.

2. Cette transformation est une oxydation car le plomb métallique Pb a perdu des électrons.

3. Le dioxygène se réduit en ion oxyde selon la réaction de demi-équation électronique :



Pour aller plus loin

27. Réflexion d'un scientifique

→ APP : Extraire l'information utile sur supports variés

1. L'hypothèse de l'électricité animale produite par les muscles et libérée par les métaux est fausse. C'est le contact des métaux qui produit l'électricité.

2. Cette expérience est à l'origine de l'invention de la pile par Alessandro Volta en 1800.

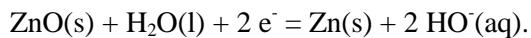
3. Volta place un empilement (d'où le nom de pile) de rondelles de cuivre, de zinc, séparant chaque paire d'une rondelle de tissus imbibée d'eau salée. Lorsqu'on approche deux fils, chacun relié à l'une des extrémités de la pile, une étincelle apparaît entre les fils comme dans le cas de la bouteille de Leyde.

Elle a surtout permis de faire passer le courant dans un circuit fermé. Elle est ainsi à l'origine des lois de l'électricité.

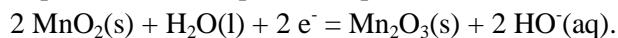
28. Piles électrochimiques

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique/physique : écrire l'équation : l'ajuster

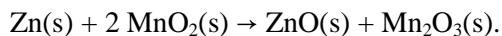
1. La demi-équation électronique du couple ZnO(s)/Zn(s) est :



La demi-équation électronique du couple MnO₂(s)/Mn₂O₃(s) est :



2. L'équation bilan de la transformation chimique est :

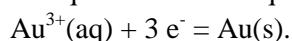


29. Nanoparticules d'or

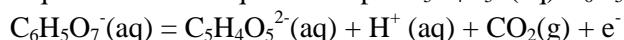
→ RAI/ANA : Utiliser des observations/des mesures/des documents pour répondre à une problématique

1. Pour éviter de perdre l'eau qui va se vaporiser lors de l'ébullition, il faut utiliser un montage à reflux.

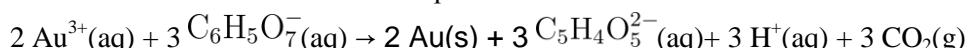
2. La demi-équation électronique du couple Au³⁺(aq)/Au(s) est :



La demi-équation électronique du couple C₅H₄O₅²⁻(aq)/C₆H₅O₇⁻(aq) est :



L'équation bilan de la transformation chimique est :



3. La solution a un pic d'absorbance à 600 nm, la solution absorbe donc les radiations oranges, par conséquent la solution paraît bleue.

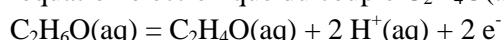
Problèmes à résoudre

30. Éthylotest

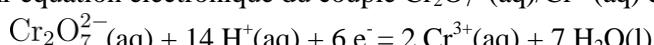
→ RAI/ANA : Construire un raisonnement, communiquer sur les étapes/chemin de résolution

♦ Il faut d'abord déterminer l'équation bilan de la réaction chimique qui s'opère dans l'éthylotest.

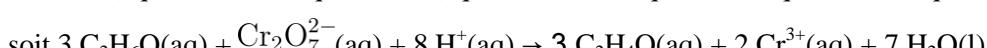
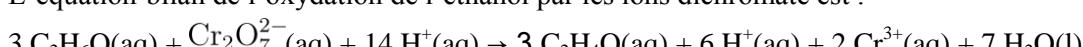
La demi-équation électronique du couple C₂H₄O(aq)/C₂H₆O(aq) est :



La demi-équation électronique du couple Cr₂O₇²⁻(aq)/Cr³⁺(aq) est :



L'équation-bilan de l'oxydation de l'éthanol par les ions dichromate est :



On calcule la quantité d'alcool minimale pour un test positif.

Il ne faut pas oublier que la concentration en alcool dans l'air est 2 000 fois inférieure à la concentration en alcool dans le sang. La concentration en alcool dans le sang pour un permis probatoire est de 0,2 g·L⁻¹ dans le sang donc dans l'air expiré c'est 2 000 fois moins soit 1×10^{-4} g·L⁻¹.

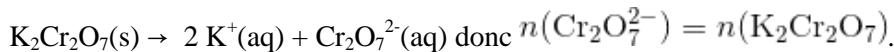
À l'aide de l'équation-bilan, on peut déterminer la quantité en ions dichromate à partir de la quantité d'éthanol.

$$\text{Or } \frac{c}{V} = \frac{n}{M} \text{ et } \frac{c}{V} = \frac{\gamma}{M}, \text{ on en déduit que } \frac{n}{M} = \frac{\gamma}{M}$$

alors $n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = \frac{V(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \cdot \gamma(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} = \frac{1 \times 1 \times 10^{-4}}{46,0} = 2 \times 10^{-6} \text{ mol}$

$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2M(\text{C}) + 6M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

D'après l'équation bilan, $n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})}{3} = 7 \times 10^{-7} \text{ mol}$



La masse molaire du dichromate de potassium est :

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 2M(\text{K}) + 2M(\text{Cr}) + 7M(\text{O}) = 2 \times 39,1 + 2 \times 52,0 + 7 \times 16,0 = 294,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse minimale de dichromate de potassium pour détecter une alcoolémie trop importante sur un permis probatoire est :

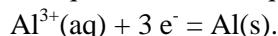
$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 7 \times 10^{-7} \times 294,2 = 2 \times 10^{-4} \text{ g} = 0,2 \text{ mg}$$

Retour sur l'ouverture du chapitre

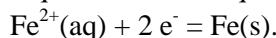
31. Les acides attaquent-ils tous les métaux ?

→ APP : Formuler le résultat attendu (hypothèse,etc.)

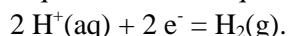
1. La demi-équation électronique du couple $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$ est :



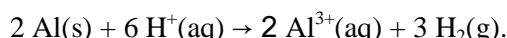
La demi-équation électronique du couple $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$ est :



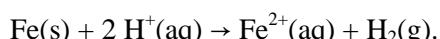
La demi-équation électronique du couple $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ est :



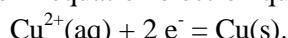
2. L'équation-bilan de la réaction entre l'aluminium et l'acide chlorhydrique est :



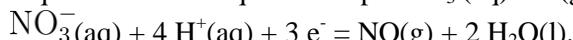
L'équation-bilan de la réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique est :



3. La demi-équation électronique du couple $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ est :



La demi-équation électronique du couple $\text{NO}_3^-(\text{aq})/\text{NO}(\text{g})$ est :



4. L'équation-bilan de la réaction entre le cuivre et l'acide nitrique est :

