

Oxydoréduction – Exercices - Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

On s'intéresse aux couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, $\text{HClO}_{(\text{aq})}/\text{Cl}_{2(\text{g})}$ et $\text{Cl}_{2(\text{g})}/\text{Cl}^-$.

On rappelle que MnO_4^- est l'ion permanganate et HClO est l'acide hypochloreux.

1 - Écrire et équilibrer les demi-équations de chacun des couples en milieu acide.

2 - Lorsque la réaction est possible, écrire l'équation bilan de la réaction entre

- ▷ l'acide hypochloreux et l'ion manganèse;
- ▷ l'ion manganèse et l'ion chlorure;
- ▷ l'ion manganèse et le dichlore;
- ▷ le permanganate et le dichlore;
- ▷ le permanganate et l'ion chlorure;
- ▷ le dichlore sur lui-même.

Données : $E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$ $E^0(\text{HClO}/\text{Cl}_2) = +1,59 \text{ V}$
 $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,39 \text{ V}$

Exercice 2 corrigé disponible

Le chrome Cr a pour numéro atomique $Z = 24$, et il est moins électronégatif que l'oxygène.

1 - Donner le NO du chrome au sein des espèces $\text{Cr}_{(\text{s})}$, Cr^{2+} et Cr^{3+} .

2 - Sans représenter de schéma de Lewis, déterminer le NO du chrome dans les espèces CrO_4^{2-} et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. On précise qu'il n'y a pas de liaison Cr–Cr dans le dichromate.

3 - Justifier que $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ et Cr^{3+} forment un couple redox. Identifier l'oxydant et le réducteur. Écrire **ensuite** la demi-équation associée, en milieu acide et en milieu basique.

4 - Justifier que CrO_4^{2-} et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ne forment pas un couple redox. Montrer qu'il s'agit d'un couple acide-base par écriture d'une demi-équation.

Exercice 3 corrigé disponible

En présence d'eau, le dioxyde d'azote $\text{NO}_{2(\text{g})}$ peut se dismuter en ions nitrates $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ et nitrites $\text{NO}_2^-_{(\text{aq})}$. Cette réaction produit des protons H^+ , à l'origine des pluies acides.

1 - Écrire les demi-équations de transfert électronique et la relation de Nernst pour les deux couples $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}/\text{NO}_{2(\text{g})}$ (potentiel standard $E_1^\circ = 0,83 \text{ V}$) et $\text{NO}_{2(\text{g})}/\text{NO}_2^-_{(\text{aq})}$ (potentiel standard $E_2^\circ = 0,85 \text{ V}$).

2 - Justifier à l'aide de diagrammes de prédominance que NO_2 se dismute.

3 - Écrire l'équation bilan de l'équation de dismutation.

4 - Exprimer sa constante d'équilibre K° en fonction des potentiels standard et calculer sa valeur numérique.

Exercice 4 corrigé disponible

Peu après avoir été consommé, l'alcool (éthanol de formule $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) passe dans le sang au niveau de l'intestin grêle. Ensuite, des échanges gazeux s'effectuent dans les alvéoles pulmonaires : le sang se charge en dioxygène et se libère du dioxyde de carbone ainsi que d'une partie de l'alcool. Ces vapeurs sont expirées dans l'air avec une concentration en alcool 2100 fois inférieure à celle du sang. Le seuil limite autorisé pour la conduite est de 0,50 g d'éthanol par litre de sang.

Les alcootests jetables sont constitués d'un sachet gonflable de capacité 1 L et d'un tube en verre contenant des cristaux orangés de dichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en milieu acide. Ceux-ci se colorent en vert au contact de l'alcool.

Données :

- ▷ Potentiels standard : couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ $E_1^\circ = 1,33 \text{ V}$;
couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ $E_2^\circ = 0,19 \text{ V}$;

- 1 - Écrire l'équation de la transformation responsable du changement de couleur. Identifier l'espèce oxydée et l'espèce réduite.
- 2 - Calculer la constante d'équilibre de la réaction. Commenter.

Exercice 5 corrigé disponible

On s'intéresse à la pile schématisée par $\text{Ag}_{(s)}|\text{Ag}^+(c)||\text{Zn}^{2+}(c')|\text{Zn}_{(s)}$
avec $c = 0,18 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $c' = 0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le compartiment de gauche a un volume $V = 100 \text{ mL}$, celui de droite un volume $V' = 250 \text{ mL}$.

Données : $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ et $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

- 1 - Déterminer la f.é.m. de la pile. Identifier alors l'anode et la cathode.
- 2 - Écrire les réactions électrochimiques aux électrodes puis la réaction de fonctionnement qui se produit lorsque la pile débite.
- 3 - Schématiser le déplacement des porteurs de charge dans chaque partie de la pile lorsqu'elle débite du courant.
- 4 - Déterminer la composition de la pile lorsqu'elle est usée.
Quelle quantité d'électricité, en coulombs, a-t-elle débité ?

On suppose que la pile débite un courant constant de 15 mA ; quelle est sa durée de fonctionnement ?

Donnée : le pont salin utilisé est à base de chlorure de potassium (KCl)

Exercice 6 corrigé disponible

On s'intéresse à un dosage colorimétrique d'une solution de dichromate de potassium par les ions fer (II) dans un milieu sulfurique garantissant un pH très acide. On donne les potentiels standard

$$E_1^\circ = E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V} \quad \text{et} \quad E_2^\circ = E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}.$$

En milieu acide, l'ion dichromate est orange et l'ion chrome (III) est vert, alors que l'ion Fe^{2+} est vert pâle et l'ion Fe^{3+} est jaune-orangé.

- 1 - Écrire l'équation bilan du titrage redox direct.
- 2 - Calculer sa constante d'équilibre. Cette réaction est-elle adaptée à un titrage ? Pourquoi est-elle malgré tout peu adaptée à un titrage colorimétrique ?
- 3 - Justifier qu'il serait possible de suivre la réaction par potentiométrie. Déterminer le sens du saut de potentiel qui serait observé : est-il descendant ou montant ?

Exercice 7 corrigé disponible

On étudie ici l'accumulateur lithium-oxyde de manganèse, qui représente environ 80 % du marché des batteries au lithium. La première électrode est en dioxyde de manganèse MnO_2 , la deuxième en lithium Li. Ces deux électrodes baignent dans un électrolyte organique contenant des ions Li^+ .

Données :

- ▷ Numéro atomique du lithium : $Z = 3$;
▷ Masse molaire du lithium : $M = 5,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
▷ Potentiels standard : $E_1^\circ(\text{Li}^+/\text{Li}_{(s)}) = -3,03 \text{ V}$ et $E_2^\circ(\text{MnO}_{2(s)}/\text{LiMnO}_{2(s)}) = 0,65 \text{ V}$.

- 1 - Donner la configuration électronique du lithium. Indiquer sa position dans le tableau périodique.
- 2 - Écrire les réactions aux électrodes lorsque l'accumulateur fonctionne en générateur, ainsi que la réaction globale de fonctionnement.
- 3 - La pile contient elle un pont salin ou équivalent ? Pourquoi ?
- 4 - Déterminer la force électromotrice de la pile. **La réaction est-elle totale ?**
- 5 - Déterminer la capacité C de la pile en $\text{A} \cdot \text{h}$ pour une masse initiale de 2 g de lithium.

Exercice 8 corrigé disponible

Après avoir introduit un volume $V_0 = 2,00 \text{ mL}$ d'une solution commerciale d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+ + \text{ClO}^-$) dans une fiole jaugée de volume $V_f = 100 \text{ mL}$, on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. À un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ de cette solution fille, on ajoute environ 10 mL d'une solution d'iode de potassium ($\text{K}^+ + \text{I}^-$) à 15 % en masse et $5,0 \text{ mL}$ d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(aq)}$ à $3,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'échantillon obtenu est titré par une solution de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de concentration $C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le volume équivalent est égal à $V' = 16,0 \text{ mL}$.

Données : potentiels standards à 298 K $E^\circ(\text{ClO}^-/\text{Cl}^-) = 0,89 \text{ V}$ $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$ $E^\circ(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,08 \text{ V}$

- 1 - Proposer une équation pour la réaction entre les ions hypochlorite ClO^- et les ions iode I^- .
- 2 - Proposer une équation pour la réaction de titrage du diiode I_2 par les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
- 3 - Sachant que les ions iode et l'acide éthanoïque sont introduits en excès, déterminer la concentration en ions hypochlorite dans la solution commerciale.