

Oxydoréduction

Sauf précision contraire, la température est de 25 °C, ce qui permet d'approximer $\frac{RT}{\mathcal{F}} \ln 10 = 0,059 \text{ V}$.

Exercices

Exercice 1 : Équations bilan d'oxydoréduction

[◆◆◆]

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

Exercice 2 : Nombres d'oxydation du chrome

[◆◆◆]

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 : Nombres d'oxydation du soufre

[◆◆◆]

Le soufre S est situé juste en dessous de l'oxygène dans le tableau périodique.

1 - Déterminer sans construire de schéma de Lewis le NO du soufre dans les espèces chimiques SO_2 , SO_4^{2-} et SO_3 .

2 - Calculer par la même méthode le NO du soufre dans les espèces $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$.

3 - Écrire la formule de Lewis de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$. Un atome de soufre est central dans l'ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, et l'ion tétrathionate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ présente une liaison simple O–O.

4 - Que peut-on conclure de ces représentations à propos du NO du soufre ? D'où vient le « problème » ? Que représente le NO calculé à la question 2 ?

Exercice 4 : Dismutation du dioxyde d'azote

[◆◆◆]

En présence d'eau, le dioxyde d'azote $\text{NO}_{2(\text{g})}$ peut se dismuter en ions nitrates NO_3^- et nitrites NO_2^- . 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 $\text{NO}_3^-/\text{NO}_{2(\text{g})}$ (potentiel standard $E_1^\circ = 0,83 \text{ V}$) et $\text{NO}_{2(\text{g})}/\text{NO}_2^-$ (potentiel standard $E_2^\circ = 0,85 \text{ V}$).

2 - Justifier à l'aide de diagrammes de prédominance que NO_2 se dismute. On choisira $p_{\text{NO}_2} = 1 \text{ bar}$ et une concentration frontière $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à pH nul.

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 5 : Éthylotest

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 $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ $E_2^\circ = 0,19 \text{ V}$;
- ▷ Masses molaires atomiques : $M_{\text{H}} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{C}} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{K}} = 39 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Cr}} = 52 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- 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.
- 3 - Déterminer la quantité de matière d'alcool expirée par litre d'air dans l'hypothèse d'une alcoolémie atteignant le seuil de 0,50 g d'alcool par litre de sang.
- 4 - En déduire la masse de dichromate de potassium devant être placée avant le trait de jauge afin que celui-ci indique le seuil limite.

Exercice 6 : Pile argent-zinc

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 ?

Exercice 7 : Stabilisation du cuivre (I) par précipitation

| Cet exercice est donné à titre de complément culturel. Il est donc moins important que d'autres.

L'objectif de cet exercice est d'étudier la stabilisation du cuivre au NO^+/I^- par précipitation, qui illustre plus généralement l'influence de la précipitation sur l'oxydoréduction.

Données : potentiels standards des couples Cu^+/Cu $E_1^\circ = 0,52 \text{ V}$ et $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$: $E_2^\circ = 0,16 \text{ V}$.

- 1 - Montrer à partir de diagrammes de stabilité que l'ion Cu^+ est instable. Pour simplifier, on prendra $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ comme concentration frontière. Qu'observe-t-on ?

Les ions cuivre (I) forment avec les ions iodure I^- le précipité $\text{CuI}_{(s)}$, de produit de solubilité $K_s = 10^{-11}$.

- 2 - Écrire l'équation de dissolution du précipité, puis écrire les demi-équations redox pour les couples CuI/Cu et $\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}$.
- 3 - En déduire la relation de Nernst pour les couples CuI/Cu et $\text{Cu}^{2+}/\text{CuI}$ en notant leurs potentiels standards E_3° et E_4° . Exprimer alors E_3° en fonction de $\text{p}K_s$ et E_1° , et de même E_4° en fonction de $\text{p}K_s$ et E_2° . Calculer les valeurs numériques.
- 4 - Expliquer en quoi les ions cuivre (I) sont stabilisés en présence d'iodure.

Annale de concours

Exercice 8 : Pile à combustible à oxyde solide

[écrit PT 2015, ♦♦♦]

Le principe de la pile à combustible consiste à utiliser du dihydrogène pour stocker et transporter de l'énergie. Une pile à combustible est un assemblage de cellules élémentaires, en nombre suffisant pour assurer la production électrochimique d'électricité dans les conditions de tension et d'intensité voulues. De façon générale, le fonctionnement électrochimique d'une cellule élémentaire de pile à combustible peut être représenté selon le schéma figure 1.

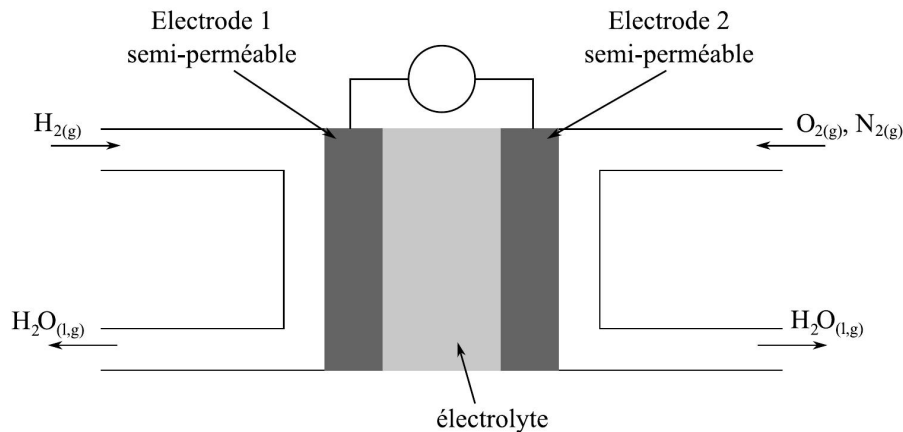


Figure 1 – Schéma de principe d'une pile à combustible.

Chaque cellule élémentaire est constituée de deux compartiments disjoints alimentés chacun en gaz dihydrogène et dioxygène. Les électrodes sont séparées par un électrolyte solide qui laisse passer les anions oxygène. Les couples d'oxydoréduction mis en jeu dans la réaction sont $H_{(aq)}^+ / H_{2(g)}$ et $O_{2(g)} / H_2O_{(liq)}$.

- 1 - Indiquer les configurations électroniques fondamentales des atomes constitutifs des réactifs et du produit. En déduire les schémas de Lewis des trois molécules.
- 2 - À partir des informations du schéma, attribuer et justifier le choix de la cathode et de l'anode aux électrodes 1 et 2, ainsi que le sens de circulation des électrons.
- 3 - Écrire les demi-équations électroniques pour chaque couple mis en jeu, quand la pile débite.
- 4 - Le réactif qui est oxydé est appelé le combustible de la pile. Parmi les espèces chimiques présentes dans les couples, laquelle constitue le combustible ?
- 5 - En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation ayant lieu dans la cellule de réaction.

Dans un véhicule motorisé fonctionnant grâce à une pile à combustible, on estime à 1,5 kg la masse de dihydrogène nécessaire pour parcourir 250 km.

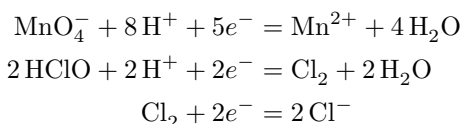
- 6 - Calculer la quantité de matière de dihydrogène correspondant à cette masse, puis le volume occupé par cette quantité de gaz à 20 °C sous pression atmosphérique.
- 7 - Quel est l'avantage pour l'environnement de l'utilisation d'une pile à combustible au dihydrogène par rapport à un carburant classique ? Quel en est l'inconvénient majeur ?

Oxydoréduction

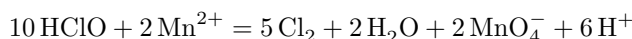
Exercices

Exercice 1 : Équations bilan d'oxydoréduction

1

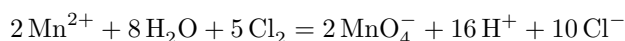


2 ▷ Pas de difficulté :

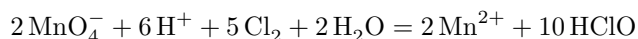


▷ Pas de réaction entre Mn^{2+} et Cl^- car ce sont deux réducteurs.

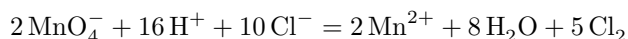
▷ Comme Mn^{2+} est un réducteur, Cl_2 intervient forcément en tant qu'oxydant :



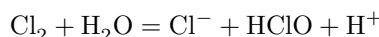
▷ Comme MnO_4^- est un oxydant, Cl_2 intervient forcément en tant que réducteur :



▷ Pas de difficulté :

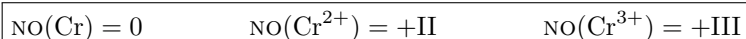


▷ Le dichlore intervient en tant qu'oxydant et réducteur (dismutation) :



Exercice 2 : Nombres d'oxydation du chrome

1 Le nombre d'oxydation d'un édifice monoatomique est égal à la charge de cet édifice, donc

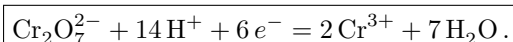


2 Comme l'oxygène est le plus électronégatif des éléments présents dans l'édifice, alors son NO est égal à $-II$. La somme des NO étant égale à la charge totale de l'édifice, on en déduit

▷ pour l'ion chromate CrO_4^{2-} : $\text{NO}(\text{Cr}) + 4\text{NO}(\text{O}) = \text{NO}(\text{Cr}) - 8 = -2$, donc $\text{NO}(\text{Cr}) = +VI$.

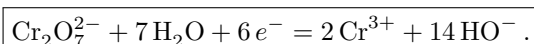
▷ pour l'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: $2\text{NO}(\text{Cr}) + 7\text{NO}(\text{O}) = \text{NO}(\text{Cr}) - 14 = -2$, donc $\text{NO}(\text{Cr}) = +VI$.

3 Le chrome possède un **nombre d'oxydation différent** dans les deux espèces, elles forment donc un couple redox. Le NO du chrome est plus élevé dans l'ion dichromate, c'est donc lui l'oxydant. En milieu acide, la demi-équation s'écrit



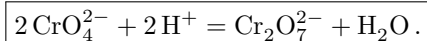
Rappel de méthode : on équilibre d'abord l'élément autre que O et H, puis ensuite O en rajoutant des molécules d'eau, puis ensuite H en rajoutant des protons H^+ , et enfin la charge en rajoutant les électrons.

En milieu basique, on obtient cette fois



Rappel de méthode : Le plus fiable pour équilibrer une demi-équation redox en milieu basique est d'abord de l'écrire en milieu acide, puis de rajouter (des deux côtés) autant de HO^- que nécessaire pour compenser les H^+ et former H_2O : ici il y a 14 H^+ dans la demi-équation en milieu acide, donc il faut ajouter 14 HO^- de chaque côté pour passer en milieu basique. On simplifie enfin les molécules d'eau excédentaires.

4 Le chrome est **au même nombre d'oxydation dans les deux édifices**, ce n'est donc pas un couple redox. La demi-équation s'écrit avec exactement la même méthode que pour un couple redox ... sauf qu'il ne sera pas nécessaire d'ajouter des électrons pour équilibrer les charges.



La demi-équation met en jeu un échange de proton, mais pas d'électron, on est donc bien en présence d'un couple acide-base.

Exercice 3 : Nombres d'oxydation du soufre

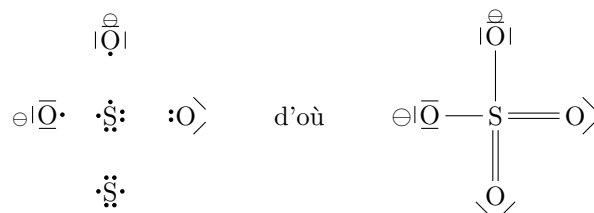
1 Le soufre étant moins électronégatif que l'oxygène, raisonnons en attribuant un NO de $-II$ à chaque oxygène présent dans l'édifice.

- ▷ Pour SO_2 : $\text{NO}(\text{S}) + 2\text{NO}(\text{O}) = \text{NO}(\text{S}) - 4 = 0$ d'où $\text{NO}(\text{S}) = +IV$;
- ▷ Pour SO_4^{2-} : $\text{NO}(\text{S}) + 4\text{NO}(\text{O}) = \text{NO}(\text{S}) - 8 = -2$ d'où $\text{NO}(\text{S}) = +VI$;
- ▷ Pour SO_3 : $\text{NO}(\text{S}) + 3\text{NO}(\text{O}) = \text{NO}(\text{S}) - 6 = 0$ d'où $\text{NO}(\text{S}) = +VI$.

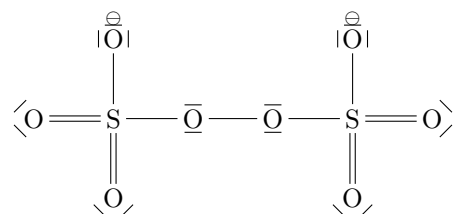
2 ▷ Pour $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: $2\text{NO}(\text{S}) + 3\text{NO}(\text{O}) = 2\text{NO}(\text{S}) - 6 = -2$ d'où $\text{NO}(\text{S}) = +II$;
 ▷ Pour $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$: $4\text{NO}(\text{S}) + 6\text{NO}(\text{O}) = 4\text{NO}(\text{S}) - 12 = -2$ d'où $\text{NO}(\text{S}) = 5/2$??? Un NO non-entier doit vous faire réagir ... mais vous avez beau vérifier votre calcul (si si vous l'avez fait), il semble juste.

3 **Thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$:**

- ▷ Décompte des électrons de valence :
 - O : $1s^2 2s^2 2p^4$ donc 6 électrons de valence ;
 - S : même famille donc 6 électrons de valence également avec possibilité d'hypervalence ;
 - on n'oublie pas la charge ;
 - Total : $2 \times 6 + 3 \times 6 + 2 = 32$ électrons soit 16 doublets.
- ▷ Méthode simple :



Tétrathionate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$: immédiat par rapport au schéma de Lewis précédent.



4 L'écriture des schémas de Lewis montre qu'il existe des liaisons $\text{S}=\text{S}$, donc symétriques, pour lesquelles le NO se calcule en attribuant la moitié des électrons de la liaison à chaque atome de soufre. On en déduit que le soufre est présent **à des nombres d'oxydation différents dans ces édifices** : les atomes de soufre centraux ont un NO de $+IV$ alors que les atomes de soufre périphériques ont un NO de 0. Le NO calculé à la question 2 correspond au NO **moyen** des atomes de soufre dans l'édifice.

Exercice 4 : Dismutation du dioxyde d'azote

1 Pour le couple $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2(\text{g})$: $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ et

$$E_1 = E_1^\circ + 0,059 \log \frac{[\text{NO}_3^-] [\text{H}^+]^2 p^\circ}{p_{\text{NO}_2}}.$$

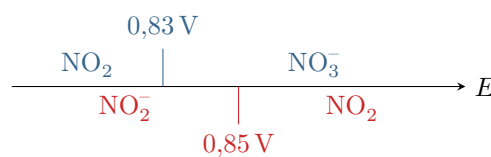
Pour le couple $\text{NO}_2/\text{NO}_2^-$: $\text{NO}_2 + e^- = \text{NO}_2^-$ et

$$E_2 = E_2^\circ + 0,059 \log \frac{p_{\text{NO}_2}}{p^\circ [\text{NO}_2^-]}.$$

2 Calculons les potentiels frontière compte tenu des conventions de l'énoncé.

$$E_{1,\text{fr}} = E_1^\circ + 0,059 \log 1 = 0,83 \text{ V} \quad \text{et} \quad E_{2,\text{fr}} = E_2^\circ + 0,059 \log 1 = 0,85 \text{ V}$$

On en déduit les diagrammes de prédominance :



On constate alors que les domaines de prédominance de NO_2 sont disjoints : il est « instable en sa propre présence », et se dismute donc. Cependant, les potentiels frontière sont très proches, la réaction de dismutation est donc peu favorisée.

3 $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{NO}_2^-$.

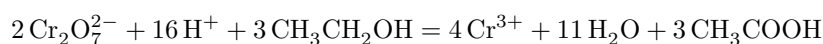
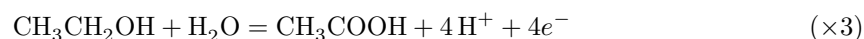
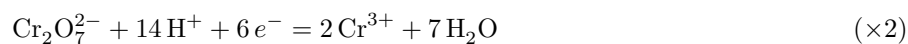
4 La constante d'équilibre est donnée par

$$K^\circ = 10^{\frac{E_2^\circ - E_1^\circ}{0,059}} = 2,15.$$

Cette relation peut se redémontrer à partir de l'unicité du potentiel à l'équilibre, mais le faire à chaque fois est fastidieux. Mieux vaut donc l'apprendre par cœur et vérifier systématiquement sa cohérence avec les diagrammes de prédominance : ici les domaines de prédominance sont disjoints, donc la réaction est favorisée, donc $K^\circ > 1$, donc l'exposant doit être positif. C'est bien cohérent car $E_2^\circ > E_1^\circ$.

Exercice 5 : Éthylotest

1 Les espèces en présence sont l'éthanol et le dichromate. L'équation bilan de la transformation s'obtient à partir des demi-équations.



L'éthanol (réducteur) est **oxydé** et le dichromate (oxydant) est **réduit**.

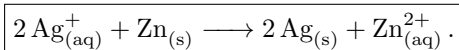
2 La transformation met en jeu un échange de $6 \times 2 = 4 \times 3 = 12$ électrons. La constante d'équilibre s'écrit donc

$$K^\circ = 10^{\frac{12}{0,059}(E_1^\circ - E_2^\circ)} = 10^{228}.$$

Il s'agit d'une transformation (quasi) totale.

Cette relation peut se redémontrer à partir de l'unicité du potentiel à l'équilibre, mais le faire à chaque fois est fastidieux. Mieux vaut donc l'apprendre par cœur ... et vérifier systématiquement la cohérence de l'expression écrite, par exemple en traçant des diagrammes de prédominance qualitatifs. Pour tracer de tels diagrammes (au brouillon!) on considère que le potentiel frontière est de l'ordre du potentiel standard.

La réaction de fonctionnement de la pile lorsqu'elle débite est donc



Attention à ne pas oublier les nombres stœchiométriques : une réaction chimique ne peut pas produire d'électrons, il ne doit donc pas en rester dans l'équation bilan !

3 Les électrons migrent par le circuit extérieur de l'électrode de zinc jusqu'à l'électrode d'argent. Connaissant les réactions aux électrodes, on en déduit le mouvement des ions dans le pont salin : leur migration permet de garantir l'électronéutralité des deux solutions. On en déduit le schéma figure 2.

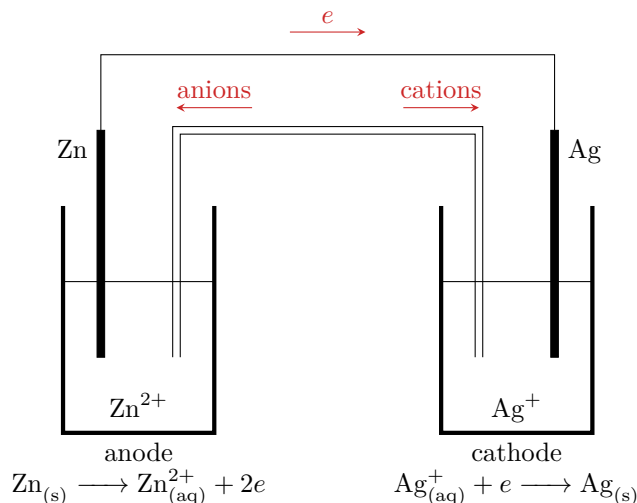


Figure 2 – Mouvement des porteurs de charge dans la pile argent-zinc. Le dessin est fait lorsque la pile débite.

4 Lorsque la pile est usée, la réaction de fonctionnement a atteint son état d'équilibre. Compte tenu de la différence entre les potentiels standard, on peut la supposer quasi-totale : en effet,

$$K = 10^{\frac{2}{0,059} (E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^\circ - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^\circ)} = 10^{53}.$$

Comme les volumes des deux compartiments sont différents, le bilan de matière doit impérativement être fait en quantité de matière. La concentration finale, quasi nulle, en ions argent est notée ε .

	2Ag^+	+	Zn	=	2Ag	+	Zn^{2+}
état initial	cV		excès		excès		$c'V'$
état d'équilibre	εV		excès		excès		$c'V' + \frac{cV}{2}$

La concentration finale en Zn^{2+} vaut donc

$$[\text{Zn}^{2+}]_f = \frac{c'V' + \frac{cV}{2}}{V'} = 0,34 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Comme les ions argent ne sont plus présents qu'à l'état de traces dans la demi-pile à l'argent, leur concentration ε ne peut que se déduire de la loi d'action des masses.

$$\frac{[\text{Zn}^{2+}]_f}{\varepsilon^2} = K \quad \text{d'où} \quad \varepsilon = \sqrt{\frac{[\text{Zn}^{2+}]_f}{K}}$$

ce qui donne numériquement

$$[\text{Ag}^+]_f = 1,8 \cdot 10^{-27} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Compte tenu de la valeur numérique trouvée, l'hypothèse de réaction quasi-totale utilisée pour les calculs est largement confirmée.

La quantité d'électricité débitée par la pile est reliée au nombre d'électrons ayant transité par le circuit électrique. Comme chaque ion Ag^+ ayant réagi a reçu un électron, on en déduit la charge délivrée par la pile,

$$Q = cV \times \mathcal{F} = 1,7 \cdot 10^4 \text{ C},$$

où cV est la quantité de matière d'ions Ag^+ ayant réagi et $\mathcal{F} = \mathcal{N}_A e$ la constante de Faraday est la charge d'une mole d'électrons.

Exercice 7 : Stabilisation du cuivre (I) par précipitation

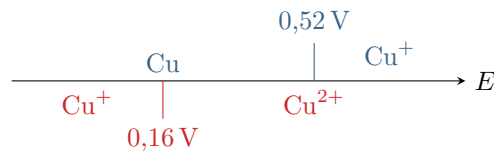
1 Couple Cu^+/Cu : $\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$ donc

$$E = E_1^\circ + 0,059 \log[\text{Cu}^+] \quad \text{d'où} \quad E_{\text{fr}} = E_1^\circ + 0,059 \log 1 = 0,52 \text{ V}.$$

Couple $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$: $\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$ donc

$$E = E_2^\circ + 0,059 \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^+]} \quad \text{d'où} \quad E_{\text{fr}} = E_2^\circ + 0,059 \log 1 = 0,16 \text{ V}.$$

On en déduit les diagrammes de prédominance :



On observe que Cu^+ possède deux domaines disjoints : il est donc instable.

2 L'équation de dissolution du précipité d'iodure de cuivre s'écrit $\text{CuI} = \text{Cu}^+ + \text{I}^-$. Les demi-équations des couples où le précipité apparaît font nécessairement intervenir l'ion I^- , et s'écrivent



3 Pour les couples impliquant le précipité, la loi de Nernst s'écrit

$$E = E_3^\circ + 0,059 \log \frac{1}{[\text{I}^-]} \quad \text{et} \quad E = E_4^\circ + 0,059 \log \frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]}{1}$$

Comme le précipité CuI est par hypothèse présent (sinon écrire les demi-équations n'aurait aucun sens!), la concentration $[\text{I}^-]$ peut être reliée au produit de solubilité,

$$[\text{Cu}^+][\text{I}^-] = K_s \quad \text{donc} \quad [\text{I}^-] = \frac{K_s}{[\text{Cu}^+]}.$$

Pour relier les potentiels standard les uns aux autres, utilisons l'unicité du potentiel en solution. D'abord,

$$E = E_1^\circ + 0,059 \log[\text{Cu}^+] = E_3^\circ + 0,059 \log \frac{1}{[\text{I}^-]}$$

et en introduisant le produit de solubilité

$$E_1^\circ + 0,059 \log[\text{Cu}^+] = E_3^\circ + 0,059 \log \frac{[\text{Cu}^+]}{K_s}$$

ce qui permet d'identifier

$$E_3^\circ = E_1^\circ - 0,059 \text{p}K_s = -0,14 \text{ V}.$$

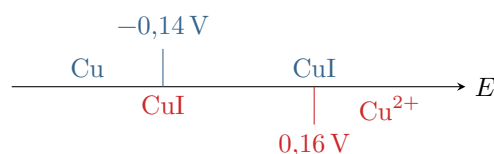
De même,

$$E_2^\circ + 0,059 \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^+]} = E_4^\circ + 0,059 \log ([\text{Cu}^{2+}][\text{I}^-]) = E_4^\circ + 0,059 \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]K_s}{[\text{Cu}^+]}$$

d'où par identification

$$E_4^\circ = E_2^\circ + 0,059 \text{p}K_s = 0,82 \text{ V}.$$

4 Traçons les diagrammes de prédominance pour les couples impliquant le précipité.



Les deux domaines de stabilité du cuivre au NO +I, ceux du précipité, sont maintenant superposés. Le précipité est donc stable, ou en d'autres termes le cuivre (I) a été stabilisé par précipitation.

Annale de concours

Exercice 8 : Pile à combustible à oxyde solide**[écrit PT 2015]**

1 Est-ce bien nécessaire ?

2 Au niveau de l'électrode 1, il y a arrivée de dihydrogène, un réducteur, et départ d'eau, qui est l'oxydant associé. On en déduit qu'il y a oxydation du dihydrogène, et donc que **l'électrode 1 est l'anode**. Réciproquement, au niveau de l'électrode 2, il y a arrivée de dioxygène, un oxydant, et départ d'eau qui est le réducteur associé. On en déduit qu'il y a réduction du dioxygène, et donc que **l'électrode 2 est la cathode**. Ainsi, les électrons traversent la pile de l'électrode 1 vers l'électrode 2.

3 $\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$ et $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

Il n'est jamais faux d'écrire les demi-équations avec des symboles « = », mais compte tenu de la précision de la question (la pile débite), je pense que l'auteur du sujet attend plus de précision sur le sens réel de la transformation électrochimique, d'où la flèche.

4 Parmi les espèces en présence, c'est le **dihydrogène** qui est oxydé. C'est donc lui le combustible.

5 En combinant les deux demi-équations : $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

6 La masse molaire du dihydrogène est $M_{\text{H}_2} = 2,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La quantité de matière n nécessaire pour parcourir les 250 km est donc

$$n = \frac{m}{M} = 750 \text{ mol}.$$

D'après la loi des gaz parfaits, le volume occupé vaut

$$V = \frac{nRT}{P} = 1,8 \cdot 10^4 \text{ L}.$$

7 Le gros avantage de la pile à combustible est qu'elle ne rejette que de l'eau, et aucune substance polluante. L'inconvénient majeur de la pile envisagée ici est bien sûr la production et le stockage du dihydrogène, qui est un gaz très explosif.

Le stockage du dihydrogène pour les piles à combustible est un domaine de recherche très actif. Il est a priori produit par électrolyse de l'eau (soit l'inverse de la transformation qui a lieu dans la pile), l'énergie nécessaire à l'électrolyse pouvant venir d'une source d'énergie propre. Il est ensuite stocké selon différentes modalités : bouteille de gaz ou de liquide, stockage dans des hydrures métalliques solides, etc. Vous pouvez lire la page Wikipedia « pile à combustible » à ce sujet.