Correction TD REDOX

RÉACTIONS RÉDOX ET ÉLECTROCHIMIE

Tester les bases

Exercice *REDOX*.1 : Calculs de potentiels standard à partir de potentiels standards connus

Méthode : Il faut écrire les demi-équations rédox ou les équilibres chimiques qui correspondent aux données.

Il faut ensuite obtenir des combinaisons linéaires de réaction puis appliquer la loi de HESS.

Attention, il faut bien respecter le sens d'écriture des équations de réactions.

En effet, l'enthalpie libre de réaction associée à une demi-équation rédox s'écrit $\Delta_{1/2}G^\circ = -n\mathcal{F}E^\circ$ dans le **sens de la réduction**.

1. Il s'agit ici d'écrire les demi-équations correspondant aux deux couples $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu^{+}_{(aq)}$ et $Cu^{+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$ et de trouver la combinaison linéaire avec la demi-équation relative au couple $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu^{+}_{(aq)}$.

(a) $\quad Cu^{2+}_{(aq)} + 1\,e^- = Cu^{+}_{(aq)} \quad \Delta_{1/2}G^\circ_{(a)} = -\mathcal{F}E^\circ_{Cu^{2+}_{(aq)}/Cu^{+}_{(aq)}}$

(b) $\quad Cu^{+}_{(aq)} + 1\,e^- = Cu_{(s)} \quad \Delta_{1/2}G^\circ_{(b)} = -\mathcal{F}E^\circ_{Cu^{+}_{(aq)}/Cu_{(s)}}$

(c) = (a) + (b) $\quad Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,e^- = Cu_{(s)} \quad \Delta_{1/2}G^\circ_{(c)} = -2\mathcal{F}E^\circ_{Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}}$

La combinaison linéaire sur les équations de réaction est valable également sur les enthalpies libres standard de réaction. On a donc :

$$\Delta_{1/2}G^\circ_{(c)} = \Delta_{1/2}G^\circ_{(a)} + \Delta_{1/2}G^\circ_{(b)}$$

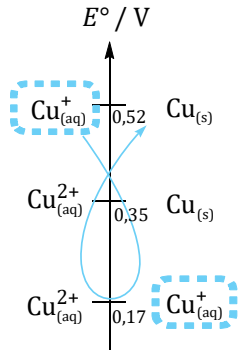
$$-2\mathcal{F}E^\circ_{Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}} = -\mathcal{F}E^\circ_{Cu^{2+}_{(aq)}/Cu^{+}_{(aq)}} - \mathcal{F}E^\circ_{Cu^{+}_{(aq)}/Cu_{(s)}}$$

Le potentiel rédox standard du couple $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu^{+}_{(aq)}$ s'écrit alors :

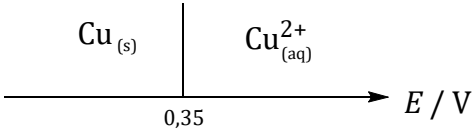
$$\boxed{E^\circ_{Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}} = \frac{E^\circ_{Cu^{2+}_{(aq)}/Cu^{+}_{(aq)}} + E^\circ_{Cu^{+}_{(aq)}/Cu_{(s)}}}{2}}$$

Application numérique : $E^\circ_{Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}} = \frac{0{,}17+0{,}52}{2} = 0{,}35$ V

2. La dismutation du cuivre (I) est spontanée comme on peut le voir sur l'axe des potentiels rédox standard. Ainsi, l'ion $Cu^{+}_{(aq)}$ n'est pas stable en solution aqueuse.



Le diagramme d'existence fait donc apparaître uniquement les ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ et le cuivre solide.



Remarque : Un diagramme de prédominance ou d'existence rédox se gradue en potentiel rédox et non en potentiel rédox standard. Il permet de voir quelle espèce est majoritaire selon le potentiel rédox E de la solution.

Exercice *REDOX*.2 : Détermination d'un produit de solubilité

(a)	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- = Fe^{2+}_{(aq)}$	$\Delta_{1/2}G^\circ_{(a)} = -\mathcal{F}E^\circ_{Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}}$
(b)	$Fe(OH)_{3\,(s)} + 3\,H^+_{(aq)} + e^- = Fe^{2+}_{(aq)} + 3\,H_2O_{(\ell)}$	$\Delta_{1/2}G^\circ_{(b)} = -3\mathcal{F}E^\circ_{Fe(OH)_{3(s)}/Fe^{2+}_{(aq)}}$
(c)	$H_2O_{(\ell)} = H^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$	$\Delta_{1/2}G^\circ_{(c)} = -RT\ln(K_e)$
(d) = (b) + 3(c) − (a)	$Fe(OH)_{3(s)} = Fe^{3+}_{(aq)} + 3\,HO^-_{(aq)}$	$\Delta_r G^\circ_{(d)} = -RT\ln(K_s)$

On a alors la relation suivante entre les enthalpies libres de réaction standard :

$$\Delta_r G^\circ_{(d)} = \Delta_{1/2}G^\circ_{(b)} + 3\Delta_{1/2}G^\circ_{(c)} - \Delta_{1/2}G^\circ_{(a)}$$

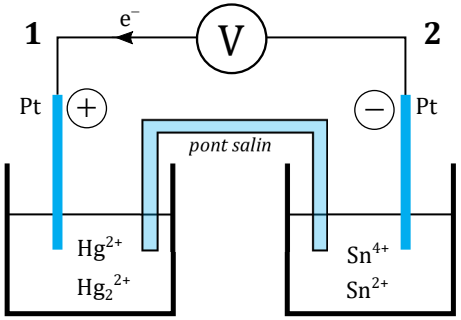
$$-RT\ln(K_s) = -\mathcal{F}E^\circ_{Fe(OH)_{3(s)}/Fe^{2+}_{(aq)}} - 3RT\ln(K_e) + \mathcal{F}E^\circ_{Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}}$$

$$\boxed{\mathrm{p}K_s = \frac{E^\circ_{Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}} - E^\circ_{Fe(OH)_{3\,(s)}/Fe^{2+}_{(aq)}}}{0,06} + 3\mathrm{p}K_e}$$

Application numérique : $\mathrm{p}K_s = \frac{0,77-1,03}{0,06} + 3\times 14,0 = 37,7$

Exercice *REDOX*.3 : Étude d'une pile

1.



2.

- **Compartiment n° 1 :**

  La demi-équation rédox s'écrit : $2\,Hg^{2+}_{(aq)} + 2\,e^- = Hg^{2+}_{2(aq)}$

  La relation de NERNST donne :

$$\boxed{E_1 = E^\circ_{Hg^{2+}_{(aq)}/Hg^{2+}_{2(aq)}} + \frac{0,06}{2}\log\left(\frac{[Hg^{2+}]}{[Hg_2^{2+}]^2\cdot c^\circ}\right)}$$

  Application numérique : $E_1 = 0,91 + \frac{0,06}{2}\log\left(\frac{1}{0,01\times 1}\right) = 0,97$ V

- **Compartiment n° 2 :**

  La demi-équation rédox s'écrit : $Sn^{4+}_{(aq)} + 2\,e^- = Sn^{2+}_{(aq)}$

  La relation de NERNST donne :

$$\boxed{E_2 = E^\circ_{Sn^{4+}_{(aq)}/Sn^{2+}_{(aq)}} + \frac{0,06}{2}\log\left(\frac{[Sn^{4+}]}{[Sn^{2+}]}\right)}$$

  Application numérique : $E_2 = 0,15 + \frac{0,06}{2}\log\left(\frac{0,01}{1}\right) = 0,09$ V

On a donc $E_1 > E_2$ d'où l'attribution de la borne positive au compartiment n° 1 et la borne négative au compartiment n° 2.

Par définition de la tension à vide : $e = E_\oplus - E_\ominus$ d'où

$$\boxed{e = E_1 - E_2}$$

Application numérique : $e = 0,88$ V

3. En effectuant une somme des demi-équations redox énoncées à la deuxième question de l'exercice, on déduit la réaction de fonctionnement :

$$\boxed{Hg^{2+}_{2(aq)} + Sn^{2+}_{(aq)} = 2\,Hg^{2+}_{(aq)} + Sn^{4+}_{(aq)}}$$

4. La relation entre l'enthalpie libre de la réaction électrochimique et la tension à vide s'écrit $\Delta_r G = -n\mathcal{F}e$. Ici, il y a deux électrons échangés, donc la relation s'écrit :

$$\boxed{\Delta_r G = -2\mathcal{F}e}$$

Application numérique : $\Delta_r G = -2\times 96500\times 0,88 = -1,7\cdot 10^5$ J·mol^{-1} = 170 kJ·mol^{-1}

5. La constante thermodynamique d'équilibre de cette réaction s'écrit :

$$\boxed{\boldsymbol{K^\circ = 10^{+\frac{2}{0,06}\left(E^\circ_{Hg^{2+}_{2(aq)}/Hg^{2+}_{2(aq)}} - E^\circ_{Sn^{4+}_{(aq)}/Sn^{2+}_{(aq)}}\right)}} = 2,15 \cdot 10^{25}}$$

La transformation est thermodynamiquement favorable. On fait l'approximation qu'elle est totale.

En notant les concentrations initiales $c_1 = \left[{Hg_2}^{2+}\right]_i$ et $c_2 = \left[Sn^{2+}\right]_i$, $c_3 = \left[Hg^{2+}\right]_i$ et $c_4 = \left[Sn^{4+}\right]_i$ on établit le bilan de matière suivant :

$\mathbf{mol \cdot L^{-1}}$	$Hg^{2+}_{2(aq)}$	+	$Sn^{2+}_{(aq)}$	=	$2\,Hg^{2+}_{(aq)}$	+	$Sn^{4+}_{(aq)}$
E. I.	c_1		c_2		c_3		c_4
E. Eq.	$c_1 - x_{éq}$		$c_2 - x_{éq}$		$c_3 + 2x_{éq}$		$c_4 + x_{éq}$
	≈ 0		$\approx c_2 - c_1$		$\approx c_3 + 2c_1$		$\approx c_4 + c_1$

Ainsi, à l'équilibre on a les concentrations suivantes :

- $\left[{Hg_2}^{2+}\right]_{éq} \approx 0$ mol $\cdot$ L^{-1} ;
- $\left[Sn^{2+}\right]_{éq} \approx 9,9 \cdot 10^{-1}$ mol $\cdot$ L^{-1} ;
- $\left[Hg^{2+}\right]_{éq} \approx 1,02$ mol $\cdot$ L^{-1} ;
- $\left[Sn^{4+}\right]_{éq} \approx 2$ mol $\cdot$ L^{-1}.

Sachant que deux électrons sont échangés :

$$\boxed{\boldsymbol{n_e = 2x_{éq}V}}$$

Application numérique : $n_e = 2 \times 0,01 \times 10 = 0,1$ mol $\cdot$ L^{-1}

Exercice *REDOX*.4 : Lecture de courbes courant-potentiel

1. Il s'agit d'un **système rapide** car un faible écart de potentiel par rapport au potentiel d'équilibre provoque l'apparition d'un courant i d'intensité non négligeable.

2. La courbe coupe l'axe des abscisses lorsque le courant est nul. On obtient donc la valeur du potentiel $E_{éq}$ correspondant à l'aide de la relation de Nernst.

La demi-équation rédox s'écrit :

$$Ag^+_{(aq)} + e^- = Ag_{(s)}$$

La relation de Nernst donne alors :

$$\boxed{\boldsymbol{E_{éq} = E^\circ_{Ag^+_{(aq)}/Ag_{(s)}} + \frac{0,06}{1}\log\left(\frac{\left[Ag^+_{(aq)}\right]}{c^\circ}\right)}}$$

Application numérique : $E_{éq} = 0,8 + 0,06\log\left(\frac{1,0\cdot10^{-2}}{1,0}\right) = 0,68$ V

3. On n'observe pas de palier de diffusion anodique car l'espèce qui réagit est le **métal de l'électrode**. Il n'y a donc pas de problème d'approvisionnement en espèce rédox.

S'entraîner

Exercice *REDOX*.5 : Pile au méthanol

1.
- Oxydation du méthanol :

$$CH_3OH_{(\ell)} + H_2O_{(\ell)} = CO_{2(g)} + 6\,H^+_{(aq)} + 6\,e^-$$

- Réduction du dioxygène :

$$O_{2(g)} + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^- = 2\,H_2O_{(\ell)}$$

2. La tension à vide, dans les conditions standard, s'écrit :

$$e^\circ = -\frac{\Delta_r G^\circ}{n\mathcal{F}}$$

or, $e^\circ = E^\circ_{O_{2(g)}/H_2O_{(\ell)}} - E^\circ_{CO_{2(g)}/CH_3OH_{(\ell)}}$, d'où

$$\boxed{\boldsymbol{\Delta_r G^\circ = 6\mathcal{F}\left(E^\circ_{CO_{2(g)}/CH_3OH_{(\ell)}} - E^\circ_{O_{2(g)}/H_2O_{(\ell)}}\right)}}$$

Application numérique : $\Delta_r G^\circ = 6 \times 96500 \times (0,03 - 1,23) = -695$ kJ $\cdot$ mol^{-1}

Par ailleurs, $\Delta_r H^\circ$ se calcule à l'aide de la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ_{CO_{2(g)}} + 2\Delta_f H^\circ_{H_2O_{(\ell)}} - \Delta_f H^\circ_{CH_3OH_{(\ell)}} - \frac{3}{2}\cancel{\Delta_f H^\circ_{O_{2(g)}}}$$

Application numérique : $\Delta_r H^\circ = -394 + 2\times(-286) - (-239) = -727 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Sachant que l'efficacité η est définie par $\eta = \Delta_r G^\circ / \Delta_r H^\circ$, on obtient une efficacité de 96 %.

3. La quantité de matière utilisée en méthanol $n_{CH_3OH_{(\ell)}}$ est reliée à l'énergie obtenue (que l'on note $\mathcal{E}$) et l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ$ par la relation suivante :

$$n_{CH_3OH_{(\ell)}} = \frac{\mathcal{E}}{|\Delta_r H^\circ|} = \frac{\mathcal{P}\Delta t}{|\Delta_r H^\circ|}$$

Par ailleurs, on peut exprimer le volume de méthanol liquide nécessaire :

$$V_{CH_3OH_{(\ell)}} = \frac{n_{CH_3OH_{(\ell)}} M_{CH_3OH}}{\rho_{CH_3OH_{(\ell)}}} = \frac{n_{CH_3OH_{(\ell)}} M_{CH_3OH}}{d_{CH_3OH_{(\ell)}} \rho_{CH_3OH_{(\ell)}}}$$

Cela donne donc :

$$\boxed{V_{CH_3OH_{(\ell)}} = \frac{\mathcal{P}\Delta t M_{CH_3OH}}{|\Delta_r H^\circ|\, d_{CH_3OH_{(\ell)}} \rho_{CH_3OH_{(\ell)}}}}$$

Application numérique : $V_{CH_3OH_{(\ell)}} = \frac{20\cdot10^3\times3600\times32}{727\cdot10^3\times0{,}79\times1000} = 4{,}0 \text{ L}$

Pour un gaz parfait, on utilise l'équation d'état du gaz parfait en supposant un nombre de moles égal au cas précédent :

$$V_{GP} = \frac{nRT}{p}$$

$$\boxed{V_{GP} = \frac{\mathcal{P}\Delta t RT}{|\Delta_r H^\circ|\, p}}$$

Application numérique : $V_{GP} = \frac{20\cdot10^3\times3600\times8{,}314\times298}{727\cdot10^3\times150\cdot10^5} = 1{,}6\cdot10^{-5} \text{ m}^3 = 16 \text{ L}$

Pour un nombre de moles égales, le méthanol a donc l'avantage de nécessiter un volume environ quatre fois plus faible, ce qui facilite le stockage du combustible.

Exercice *REDOX*.6 : Stockage du dihydrogène (écrits e3a PC 2020)

1. Les demi-équations rédox associées aux deux couples de l'eau sont les suivantes :

- **Couple $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$:**

$$2\,H^+_{(aq)} + 2\,e^- = H_{2(g)}$$

- **Couple $O_{2(g)}/H_2O_{(\ell)}$:**

$$O_{2(g)} + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^- = 2\,H_2O_{(\ell)}$$

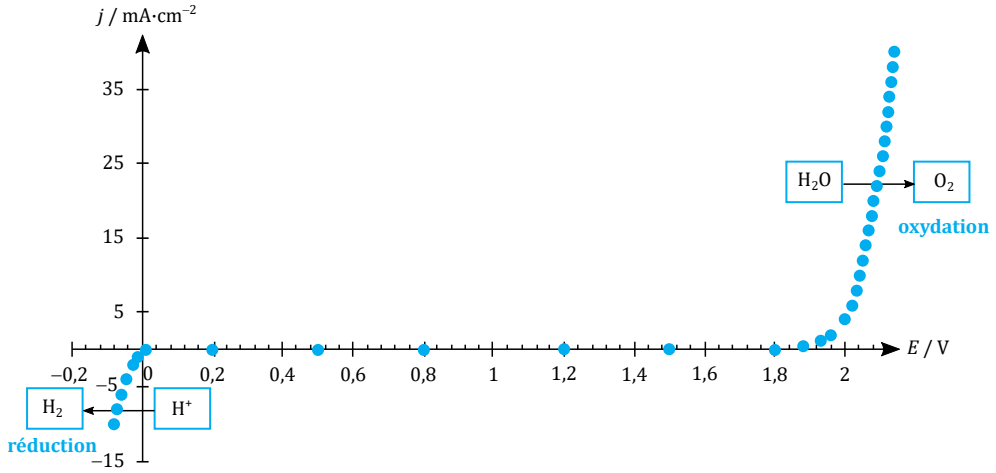
2. Les réactions associées aux deux transformations sont résumées dans le tableau ci-après :

pile	électrolyseur
$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} = 2\,H_2O_{(\ell)}$	$2\,H_2O_{(\ell)} = O_{2(g)} + 2\,H_{2(g)}$

Au sein de la pile, le dihydrogène est **oxydé**. Il joue le rôle de **combustible**. Le dioxygène est quant à lui réduit, il joue le rôle de **comburant**.

3. On utilise plus volontiers la densité de courant j plutôt que le courant afin de s'affranchir de la surface de l'électrode sur le graphique.

4. La décroissance à gauche de la courbe correspond à la **réduction** des protons $H^+_{(aq)}$ alors que la croissance à droite de la courbe correspond à l'**oxydation** de l'eau.



La courbe ne présente **aucun palier** de diffusion dans la mesure où les espèces réactives sont le **solvant**. La diffusion de matière jusqu'à la surface de l'électrode n'est donc **jamais un paramètre limitant**.

> **Rapport de jury :** « *La courbe courant-potentiel a souvent été bien complétée. L'absence de paliers de diffusion n'a cependant été bien justifiée que par une minorité des candidats.* »

5. La réaction d'oxydoréduction peut se déduire des demi-équations rédox :

$$\text{(a)} \qquad 2\,H^+_{(aq)} + 2\,e^- = H_{2(g)} \qquad \Delta_{1/2}G^\circ_{(a)} = -2\mathcal{F}E^\circ_{H^+_{(aq)}/H_{2(g)}}$$

$$\text{(b)} \qquad O_{2(g)} + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^- = 2\,H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta_{1/2}G^\circ_{(a)} = -4\mathcal{F}E^\circ_{O_{2(g)}/H_2O_{(\ell)}}$$

$$\text{(c) = (b) − 2(a)} \qquad 2\,H_2O_{(\ell)} = O_{2(g)} + 2\,H_{2(g)} \qquad \Delta_{1/2}G^\circ_{(c)} = -RT\ln(K^\circ)$$

Par une loi de Hess, il vient :

$$\Delta_{1/2}G^\circ_{(c)} = \Delta_{1/2}G^\circ_{(a)} - 2\Delta_{1/2}G^\circ_{(a)}$$

$$-RT\ln(K^\circ) = -4\mathcal{F}E^\circ_{O_{2(g)}/H_2O_{(\ell)}} + 4\mathcal{F}E^\circ_{H^+_{(aq)}/H_{2(g)}}$$

En isolant K° :

$$\boxed{K^\circ = 10^{-\frac{4}{0{,}06}\left(E^\circ_{O_{2(g)}/H_2O_{(\ell)}} - E^\circ_{H^+_{(aq)}/H_{2(g)}}\right)}}$$

Application numérique : $K^\circ = 10^{-82}$

La constante thermodynamique d'équilibre K° est très inférieure à 1 : la réaction est défavorable thermodynamiquement. Il est donc nécessaire d'apporter de l'énergie en imposant une tension entre les électrodes pour que la réaction ait lieu.

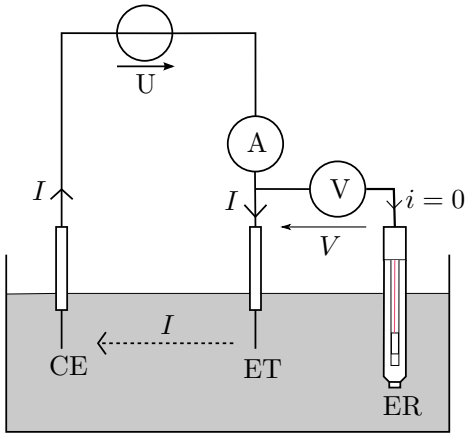
> **Rapport de jury :** « *Cette question de cours a été moyennement réussie. Si beaucoup de candidats connaissent une méthode pour déterminer la constante thermodynamique d'équilibre d'une réaction d'oxydoréduction, peu arrivent à mener leur calcul jusqu'au bout sans erreur.* »

6. Par lecture graphique on lit $U_e \approx 2$ V pour que la réaction ait lieu (différence de potentiel pour laquelle la densité de courant devient non négligeable).

7. Il faut appliquer une tension supérieure à U_e afin de compenser la **chute ohmique** d'une part et pour obtenir une **densité de courant non négligeable** d'autre part.

Exercice *REDOX*.7 : Cinétique de la corrosion de l'acier (écrits Centrale MP 2022)

1. Un montage à trois électrodes est utilisé.



> **Rapport de jury :** « *Le montage à trois électrodes permettant de relever une courbe courant-potentiel est souvent mal connu.* »

2.

- **Zone (a) :** correspond à l'**oxydation du fer** solide en $Fe^{2+}_{(aq)}$.

$$Fe_{(s)} = Fe^{2+}_{(aq)} + 2\,e^-$$

- **Zone (b) :** correspond à la **réduction du dioxygène dissous** en eau liquide.

$$O_{2(diss)} + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^- = 2\,H_2O_{(\ell)}$$

- **Zone (c) :** correspond à la **réduction des protons** en dihydrogène gazeux.

$$2\,H^+_{(aq)} + 2\,e^- = H_{2(g)}$$

> **Rapport de jury :** « *Alors que la thermodynamique de l'oxydoréduction est assez bien maitrisée, beaucoup de candidats ne distinguent pas clairement une équation bilan d'une demi-réaction.* »

3. Grâce à la relation de Nernst, il est possible de déterminer le potentiel d'équilibre $E_{éq}$ du couple :

$$E_{éq} = E^\circ_{H^+_{(aq)}/H_{2(g)}} - 0,06\text{pH} = 0 - 0,06 \times 8,2 = -0,49 \text{ V}$$

Sur la courbe courant-potentiel, on observe un courant non négligeable à partir du potentiel $E_{(i\neq 0)} - E_{réf} = -0,94$ V lu graphiquement, soit $E_{(i\neq 0)} = -0,69$ V. Par définition du surpotentiel :

$$\boxed{\eta_{C,H^+_{(aq)}/H_{2(g)}} = E_{(i\neq 0)} - E_{éq}}$$

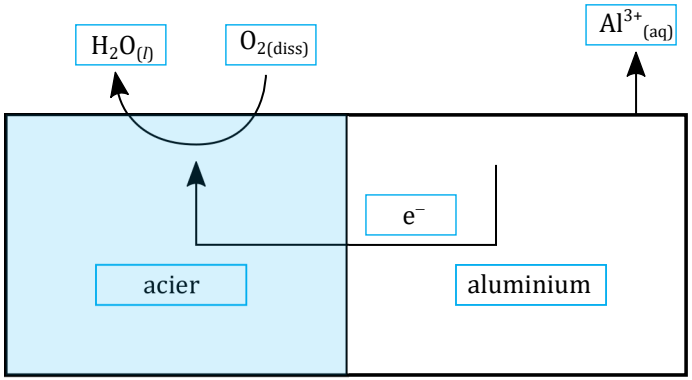
Application numérique : $\eta_{C,H^+_{(aq)}/H_{2(g)}} = -0,69 - (-0,49) = -0,20$ V

> **Rapport de jury :** « *Cette courbe expérimentale étant fournie, la plupart des candidats ne parviennent pas à l'interpréter ni à l'utiliser pour trouver une surtension cathodique.* »

4. Pour la courbe à vitesse nulle, il s'agit du plateau de courant. Sur les courbes à vitesse non nulle, il s'agit de la zone de linéarité de la courbe.

5. L'apport de matière (dioxygène dissous) est favorisée par un mouvement de fluide, donc par une vitesse d'écoulement d'eau salée non nulle. Cela favorise alors la réduction du dioxygène donc une augmentation de la densité de courant (en valeur absolue) ainsi qu'une diminution du palier de diffusion.

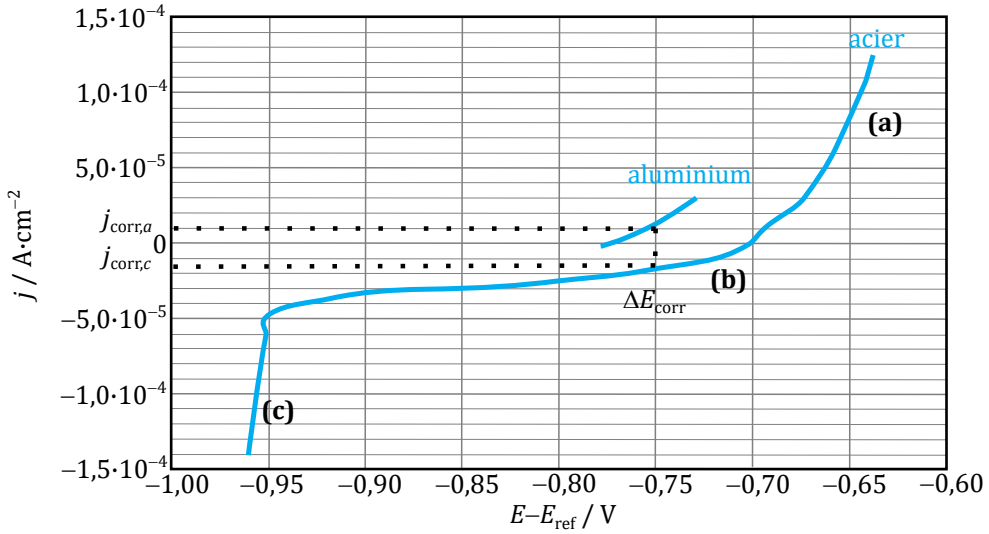
6. Le schéma complété suivant présente les échanges d'électrons et d'espèces au sein du système.



7. On lit sur le graphique un potentiel mixte d'environ $E - E_{ref} \approx -0,75$ V entre la courbe de l'acier et la courbe de l'aluminium.

Par lecture graphique, on lit la densité de courant de corrosion correspondante :

$$j_{corr} = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ A} \cdot \text{cm}^{-2}$$



> **Rapport de jury :** « *La lecture d'un potentiel mixte et du courant correspondant s'est avérée largement défaillante.* »

8. La loi de FARADAY s'écrit :

$$Q = I\Delta t = n_{\text{e}}\mathcal{F} = j_{\text{corr}}S\Delta t = n_{\text{e}^-}\mathcal{F}$$

La demi-équation rédox associée au couple $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Al}_{(\text{s})}$ s'écrit :

$$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\,\text{e}^- = \text{Al}_{(\text{s})}$$

Ainsi, pour une mole d'ions $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$ transformée, 3 moles d'électrons sont échangées.

$$\Delta m_{\text{Al}} = \frac{M_{\text{Al}}\Delta t j_{\text{corr}} S}{3\mathcal{F}}$$

Par définition de la masse volumique, $\Delta m_{\text{Al}} = \rho_{\text{Al}_{(\text{s})}}\Delta e_{\text{Al}} S$ ce qui permet d'obtenir le rapport demandé dans l'énoncé.

$$\boxed{\frac{\boldsymbol{\Delta e_{\text{Al}}}}{\boldsymbol{\Delta t}} = \frac{\boldsymbol{M_{\text{Al}} j_{\text{corr}}}}{\boldsymbol{3\mathcal{F}\rho_{\text{Al}_{(\text{s})}}}}}$$

Application numérique : $\frac{\Delta e_{\text{Al}}}{\Delta t} = \frac{1{,}5\cdot 10^{-1}\times 27{,}0\times 10^{-3}}{3\times 96500\times 2{,}72\times 10^3} = 5{,}14\times 10^{-12}\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$
Pendant un an ($\Delta t = 365\times 24\times 3600 = 3{,}2\cdot 10^7$ s), l'épaisseur est alors de $1{,}62\cdot 10^{-4}$ m, c'est-à-dire 0,162 mm.

Rapport de jury : « *Cette question, qui procède essentiellement d'un bilan de matière, donne lieu à la plus grande confusion, quand les candidats ne se contentent pas de fournir de mémoire, de manière souvent erronée, la relation demandée.* »