A propos du zinc

Bac S 2005 Amérique du Nord (ancien programme) · Exercice 2 **7 points** **Durée conseillée 1 h 31**

1 Partie A. Écrire les demi-équations électroniques qui conduisent à l'équation (1).

Couple $Fe^{2+}(aq) / Fe(s)$, réduction de l'ion fer (II) :
$Fe^{2+}(aq) + 2\,e^- = Fe(s)$

Couple $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$, oxydation du zinc : $Zn(s) = Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$

La somme des deux redonne (1) :
$Fe^{2+}(aq) + Zn(s) = Zn^{2+}(aq) + Fe(s)$

MÉTHODE
Écrire chaque demi-équation dans le sens où elle se produit dans l'équation bilan, puis vérifier que le nombre d'électrons cédés est égal au nombre d'électrons captés (ici 2 et 2).

2 Partie A. Déterminer les quantités de matière d'ions fer (II) et d'ions zinc (II) introduites initialement.

Données utiles $c_1 = c_2 = 1{,}00 \times 10^{-1}\ mol \cdot L^{-1}$; $V_1 = 100\ mL$ de S_1 ; $V_2 = 200\ mL$ de S_2

$n_i(Fe^{2+}) = c_1\,V_1 = 1{,}00 \times 10^{-1} \times 0{,}100 = 1{,}00 \times 10^{-2}\ mol$

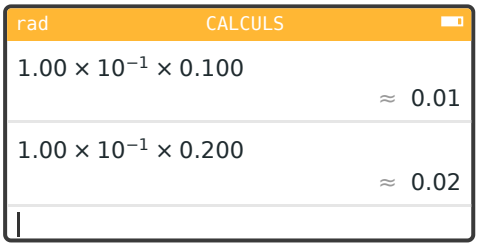
$n_i(Zn^{2+}) = c_2\,V_2 = 1{,}00 \times 10^{-1} \times 0{,}200 = 2{,}00 \times 10^{-2}\ mol$

$n_i(Fe^{2+}) = 1{,}00 \times 10^{-2}\ mol$; $n_i(Zn^{2+}) = 2{,}00 \times 10^{-2}\ mol$

PIÈGE
Laisser les volumes en millilitres, ou utiliser le volume total du mélange (300 mL) : chaque quantité se calcule avec le volume de la solution prélevée.

COMPRENDRE
Les concentrations ont trois chiffres significatifs : les quantités de matière en gardent trois. La calculatrice affiche 0.01, on écrit $1{,}00 \times 10^{-2}$ mol.

À LA CALCULATRICE



3 Partie A. a) Calculer le quotient de réaction initial et identifier l'histogramme de l'état initial. b) Énoncer le critère d'évolution spontanée et prévoir le sens d'évolution. c) Calculer $Q_{r,1}$ et $Q_{r,3}$. d) Les états E1 et E3 peuvent-ils être des états intermédiaires ?

Données utiles $K = 1{,}40 \times 10^{11}$; quantités initiales (question 2) ; figures 1 à 3 : E1 (0,005 mol ; 0,025 mol), E2 (0,010 mol ; 0,020 mol), E3 (0,015 mol ; 0,015 mol)

a) Les solides n'apparaissent pas dans le quotient de réaction. Les deux ions sont dans le même volume $V = V_1 + V_2$, qui se simplifie :

$$Q_{r,i} = \frac{[Zn^{2+}]_i}{[Fe^{2+}]_i} = \frac{n_i(Zn^{2+})}{n_i(Fe^{2+})} = \frac{2{,}00 \times 10^{-2}}{1{,}00 \times 10^{-2}} = 2{,}00$$

La figure 2 indique 0,010 mol d'ions fer (II) et 0,020 mol d'ions zinc (II) : ce sont les quantités initiales.

$Q_{r,i} = 2{,}00$; l'état initial est l'état E2 (figure 2).

b) Critère : si $Q_r < K$, le système évolue dans le sens direct de l'équation ; si $Q_r > K$, il évolue dans le sens inverse ; si $Q_r = K$, il est à l'équilibre et n'évolue plus.

$Q_{r,i} = 2{,}00 < K = 1{,}40 \times 10^{11}$: évolution dans le sens direct (formation de Zn^{2+} et de Fe).

c) Comme en a), $Q_r = \dfrac{n(Zn^{2+})}{n(Fe^{2+})}$:

$$Q_{r,1} = \frac{0{,}025}{0{,}005} = 5{,}0 \text{ ; } Q_{r,3} = \frac{0{,}015}{0{,}015} = 1{,}0$$

d) Le système évolue dans le sens direct : Q_r augmente à partir de 2,00 pour se rapprocher de K. Un état intermédiaire vérifie donc $Q_r > 2{,}00$.

E1 ($Q_{r,1} = 5{,}0 > 2{,}00$) peut être un état intermédiaire ; E3 ($Q_{r,3} = 1{,}0 < 2{,}00$) ne le peut pas.

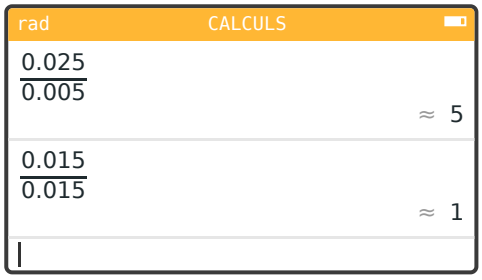
PIÈGE

Faire figurer le fer et le zinc solides dans Q_r, ou inverser le rapport. Les produits de l'équation, telle qu'elle est écrite, sont au numérateur.

COMPRENDRE

On peut aussi raisonner sur les quantités : dans le sens direct, Fe^{2+} est consommé et Zn^{2+} est formé. Dans E3, il y a plus d'ions fer (II) qu'au départ : c'est impossible.

À LA CALCULATRICE



4 Partie A. L'avancement final vaut $1{,}00 \times 10^{-2}$ mol. a) Compléter le tableau d'évolution et déterminer les quantités de matière à l'état final. b) Compléter l'histogramme des concentrations à l'état final (figure 4).

Données utiles $m(\text{Fe}) = 5{,}56$ g ; $m(\text{Zn}) = 6{,}54$ g ; $M(\text{Fe}) = 55{,}6$ g · mol^{-1} ; $M(\text{Zn}) = 65{,}4$ g · mol^{-1} ; $x_f = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol ; $V = 300$ mL

a) Quantités initiales des métaux : $n_i(\text{Fe}) = \dfrac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \dfrac{5{,}56}{55{,}6} = 0{,}100$ mol et $n_i(\text{Zn}) = \dfrac{6{,}54}{65{,}4} = 0{,}100$ mol.

Tableau (quantités en mol) :

Avancement	$Fe^{2+}(aq)$	$Zn(s)$	$Zn^{2+}(aq)$	$Fe(s)$
$x = 0$	0,0100	0,100	0,0200	0,100
$x = x_f$	$0{,}0100 - x_f$	$0{,}100 - x_f$	$0{,}0200 + x_f$	$0{,}100 + x_f$

Avec $x_f = 0{,}0100$ mol :

$n_f(\text{Fe}^{2+}) = 0$; $n_f(\text{Zn}) = 0{,}090$ mol ; $n_f(\text{Zn}^{2+}) = 0{,}0300$ mol ; $n_f(\text{Fe}) = 0{,}110$ mol

b) La figure 4 porte des concentrations : on divise par le volume total $V = 0{,}300$ L.

$[\text{Zn}^{2+}]_f = \dfrac{n_f(\text{Zn}^{2+})}{V} = \dfrac{0{,}0300}{0{,}300} = 0{,}100$ mol · L^{-1} et $[\text{Fe}^{2+}]_f = \dfrac{0}{0{,}300} = 0$.

$[\text{Zn}^{2+}]_f = 0{,}100$ mol · L^{-1} ; $[\text{Fe}^{2+}]_f \approx 0$: une seule barre, à 0,100 pour les ions zinc (II).

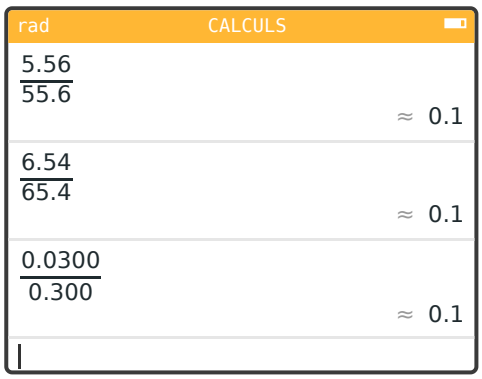
PIÈGE

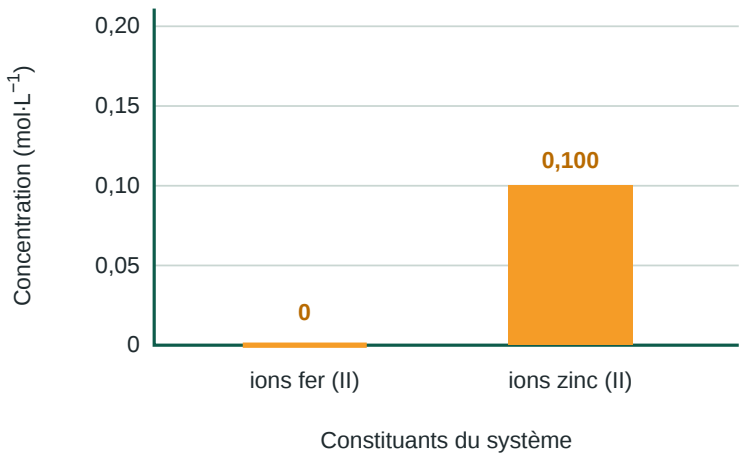
Reporter sur la figure 4 les quantités de matière (0,030 mol) comme sur les figures 1 à 3. L'axe est ici gradué en mol · L^{-1}.

COMPRENDRE

K est très grande : la transformation est quasi totale et $x_f = x_{max}$, l'ion fer (II) étant le réactif limitant. Il en reste en réalité une trace, $[\text{Fe}^{2+}]_f = [\text{Zn}^{2+}]_f / K \approx 7 \times 10^{-13}$ mol · L^{-1}, invisible sur l'histogramme.

À LA CALCULATRICE





4 · Figure 4 complétée : concentrations à l'état final

1 Partie B. a) Représenter le sens de circulation des porteurs de charge, en les nommant. b) Écrire les demi-équations à l'électrode de fer ; est-ce l'anode ou la cathode ? c) Intérêt pratique du dépôt métallique ? d) Comment évolue la masse de l'électrode de zinc ?

Données utiles figure 5 : électrode de zinc reliée à la borne + du générateur, électrode de fer reliée à la borne − ; sur le fer : dépôt métallique et dégagement de dihydrogène

a) Dans les fils et les électrodes, les porteurs de charge sont les électrons : ils sortent de la borne − du générateur, arrivent à l'électrode de fer, et quittent l'électrode de zinc pour rejoindre la borne +. Dans la solution, ce sont les ions : les cations (Zn^{2+}, H^+) se déplacent vers l'électrode de fer, les anions (SO_4^{2-}) vers l'électrode de zinc.

Voir la figure 5 complétée.

b) Le dihydrogène provient de la réduction des ions H^+, le dépôt métallique de celle des ions Zn^{2+} :

$2\,H^+(aq) + 2\,e^- = H_2(g)$ $\quad$ $Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- = Zn(s)$

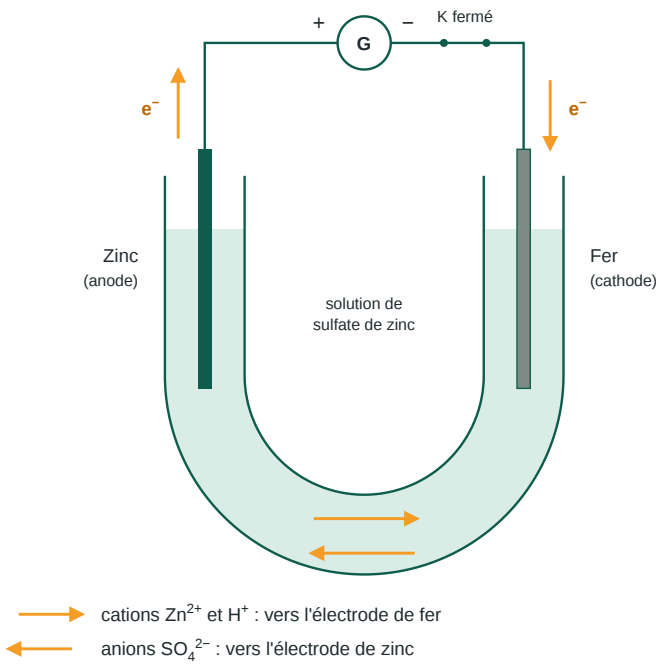
L'électrode de fer est le siège de réductions (elle reçoit les électrons du générateur) : c'est la cathode.

c)

Le fer se recouvre d'une couche de zinc qui le protège de la corrosion (zingage).

d) L'électrode de zinc est l'anode : il s'y produit une oxydation, celle du métal zinc lui-même.

$Zn(s) = Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$: le zinc est consommé, la masse de l'électrode de zinc diminue.



1 · Figure 5 complétée : sens de circulation des porteurs de charge

PIÈGE
Faire circuler des électrons dans la solution : ils n'existent pas libres dans l'eau. Le courant y est assuré par les ions seulement.

COMPRENDRE
Une électrolyse est une transformation forcée : le générateur impose le sens du courant. La cathode est alors reliée à la borne −, à l'inverse d'une pile où la cathode est la borne +.

MÉTHODE
Pour nommer une électrode, chercher la réaction qui s'y produit et non le signe de la borne : réduction à la cathode, oxydation à l'anode, en pile comme en électrolyse.

2 Partie B. Seul le couple Zn^{2+}/Zn intervient. a) Montrer que le bilan s'écrit $Zn_{anode}\,(s) + Zn^{2+}\,(aq) = Zn^{2+}\,(aq) + Zn_{cathode}\,(s)$. b) Calculer la quantité d'électricité Q puis la quantité d'électrons n_e. c) Relier $n_{Zn,disp}$ et n_e. d) Calculer la variation de masse de l'électrode de zinc.

Données utiles $I = 0{,}5$ A ; $\Delta t = 10$ min ; $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ mol^{-1} ; $e = 1{,}60 \times 10^{-19}$ C ; $M(Zn) = 65{,}4$ g · mol^{-1}

a) À l'anode (oxydation) : $Zn_{anode}\,(s) = Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$

À la cathode (réduction) : $Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^- = Zn_{cathode}\,(s)$

Somme membre à membre :
$Zn_{anode}\,(s) + Zn^{2+}\,(aq) = Zn^{2+}\,(aq) + Zn_{cathode}\,(s)$

b) $Q = I\,\Delta t = 0{,}5 \times 10 \times 60 = 3{,}0 \times 10^2$ C

Chaque mole d'électrons porte la charge $N_A\,e$, donc $Q = n_e\,N_A\,e$:

$$n_e = \frac{Q}{N_A\,e} = \frac{3{,}0 \times 10^2}{6{,}02 \times 10^{23} \times 1{,}60 \times 10^{-19}} = 3{,}1 \times 10^{-3}\ \text{mol}$$

$Q = 3{,}0 \times 10^2$ C ; $n_e = 3{,}1 \times 10^{-3}$ mol

c) D'après la demi-équation à l'anode, un atome de zinc oxydé libère deux électrons :

$$n_{Zn,disp} = \frac{n_e}{2}$$

d) L'électrode de zinc perd la masse $m = n_{Zn,disp}\,M(Zn) = \dfrac{n_e}{2}\,M(Zn)$:

$$m = \frac{3{,}1 \times 10^{-3}}{2} \times 65{,}4 = 0{,}10\ \text{g}$$

$\Delta m = -0{,}10$ g : la masse de l'électrode de zinc diminue de 0,10 g.

PIÈGE
Laisser Δt en minutes (Q serait 60 fois trop petite), ou oublier le facteur 2 entre n_e et $n_{Zn,disp}$.

COMPRENDRE
L'ion Zn^{2+} consommé à la cathode est remplacé par celui formé à l'anode : la concentration de la solution ne change pas. Le zinc est simplement transporté de l'anode vers la cathode, qui gagne 0,10 g.

COMPRENDRE
$I = 0{,}5$ A n'a qu'un chiffre significatif : en toute rigueur le résultat est 0,1 g. Deux chiffres sont gardés ici, comme c'est l'usage pour ce sujet.

À LA CALCULATRICE

