A propos du zinc (Bac USA 2005)

Certaines transformations chimiques peuvent mettre en jeu la réaction modélisée par l'équation (1) :

$$Fe^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \quad \text{équation (1)}$$

dont la constante d'équilibre associée est : $K = 1{,}40\times10^{11}$ (**hors programme)**

Pour étudier expérimentalement des transformations mettant en jeu les espèces chimiques $Fe^{2+}_{(aq)}$, $Zn_{(s)}$, $Zn^{2+}_{(aq)}$, $Fe_{(s)}$ on dispose :

- d'une solution aqueuse de sulfate de fer S_1 contenant des ions $Fe^{2+}_{(aq)}$ de concentration $1{,}00 \times 10^{-1}$ $mol.L^{-1}$
- d'une solution aqueuse de sulfate de zinc S_2 contenant des ions $Zn^{2+}_{(aq)}$ de concentration $1{,}00 \times 10^{-1}$ $mol.L^{-1}$

Les données nécessaires à l'exploitation des expériences 1 et 2 sont rappelées ci-dessous :

- les expériences sont réalisées à une température de 25°C ;
- on se limite aux couples oxydant/réducteur suivants : ($Fe^{2+}_{(aq)}$ / $Fe_{(s)}$), ($Zn^{2+}_{(aq)}$ / $Zn_{(s)}$) ; et ($H^{+}_{(aq)}$ / $H_{2\,(g)}$);
- masses molaires : M(Fe) = 55,6 $g.mol^{-1}$ et M(Zn) = 65,4 $g.mol^{-1}$;
- nombre d'Avogadro : $N_A = 6{,}02\times10^{23}$ mol^{-1} ;
- charge élémentaire : $e = 1{,}60\times10^{-19}$ C.

A – EXPERIENCE 1 – TRANSFORMATION SPONTANEE

A l'instant t = 0, on mélange dans un grand bécher 100 mL de la solution S_1, 200 mL de la solution S_2, 5,56 g de fer et 6,54 g de zinc, puis on agite.
La transformation chimique de ce système peut être modélisée par l'équation (1).

Q1

a) Écrire les demi-équations électroniques qui conduisent à cette équation.

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

Q2 (hors programme ne pas traiter)

a) Le système chimique ainsi créé évolue spontanément. Une analyse du système permet d'obtenir des histogrammes qui donnent les concentrations en ions fer (II) et en ions zinc (II) pour différents états du système. Les trois histogrammes représentés sur les figures 1 à 3 (**annexe à rendre avec la copie**) correspondent chacun à un état du système lors de son évolution. Calculer le quotient de réaction associé à l'équation (1) à l'état initial. Quel histogramme correspond à cet état ? Justifier.

b) Énoncer le critère d'évolution spontanée d'un système chimique. Prévoir dans quel sens évolue spontanément le système.

c) Calculer les quotients de réaction $Q_{r,\,1}$ et $Q_{r,\,3}$ correspondant aux états E_1 et E_3 (figures 1 et 3, **annexe**).

d) Les deux états E_1 et E_3 peuvent-ils correspondre à des états intermédiaires du système entre l'état initial et l'état final ? Justifier.

Q3

L'avancement de la transformation à l'état final est égal à $1{,}00\times10^{-2}$ mol.

a) Compléter le tableau descriptif de l'évolution du système (**voir annexe**) et déterminer les quantités de matière à l'état final.

b) Compléter l'histogramme donnant les concentrations en ions fer (II) et en ions zinc (II) dans l'état final (figure 4 de **l'annexe**)

B – EXPERIENCE 2 – L'ELECTROLYSE

On réalise le montage représenté figure 5, en annexe. Le générateur de tension continue permet de faire circuler un courant électrique d'intensité I.

Q4

a) L'interrupteur est fermé. On observe alors sur l'électrode de fer la formation d'un dépôt métallique et un dégagement de dihydrogène. Représenter le sens de circulation des porteurs de charges. On précisera leurs noms, dans la solution et dans les fils de connexion.

b) En vous aidant des couples donnés et des observations, écrire les demi-équations se produisant à l'électrode de fer. Cette électrode est-elle l'anode ou la cathode ?
Justifier.

c) Quel est l'intérêt pratique de ce dépôt métallique sur l'électrode de fer ?

d) Comment évolue la masse de l'électrode de zinc ? Justifier votre réponse en écrivant la demi-équation qui se produit à l'électrode de zinc.

Q5

a) On suppose maintenant que seul le couple ($Zn^{2+}_{(aq)}$ / $Zn_{(s)}$) intervient au cours de l'électrolyse. Le générateur délivre une intensité du courant I = 0,5 A pendant Δt = 10 min. Montrer que l'équation correspondant au bilan de l'électrolyse peut s'écrire :

$Zn_{anode,\,(s)} + Zn^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Zn_{cathode,\,(s)}$

Cette électrolyse est dite "à anode soluble".

b) Calculer la quantité d'électricité Q échangée pendant 10 min. En déduire la quantité de matière d'électrons échangée n_e. Quelle relation existe-t-il entre la quantité de matière de zinc ayant disparu $n_{Zn,\,disp}$ et la quantité de matière n_e d'électrons qui a circulé ?

d) Calculer la variation de masse de l'électrode de zinc.

EXERCICE I: ANNEXE à rendre avec la copie

Figure 1

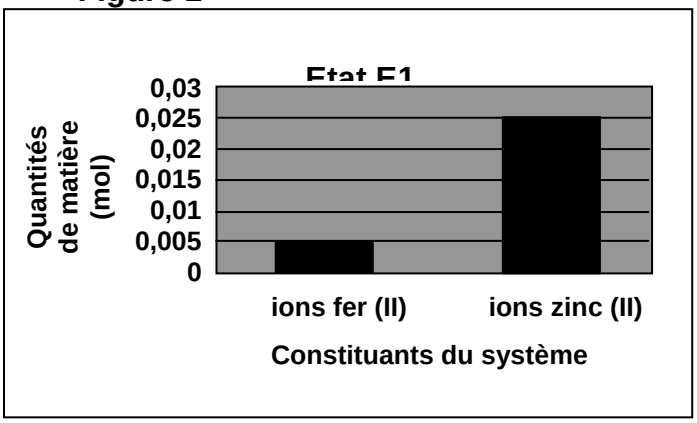


Figure 2

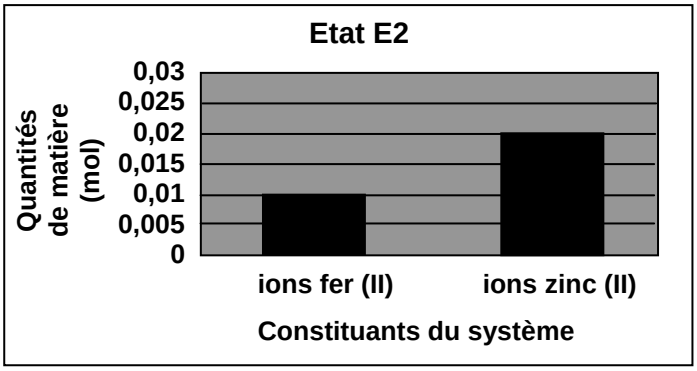


Figure 3

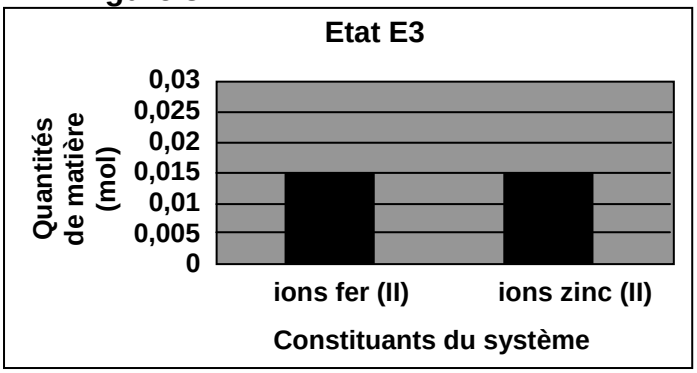
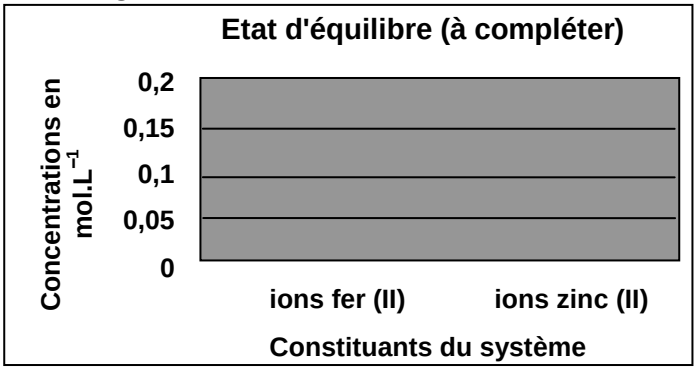


Figure 4



	Avancement (mol)	Équation de la réaction			
Etat Initial	x = 0				
Etat final	$x = x_f$				

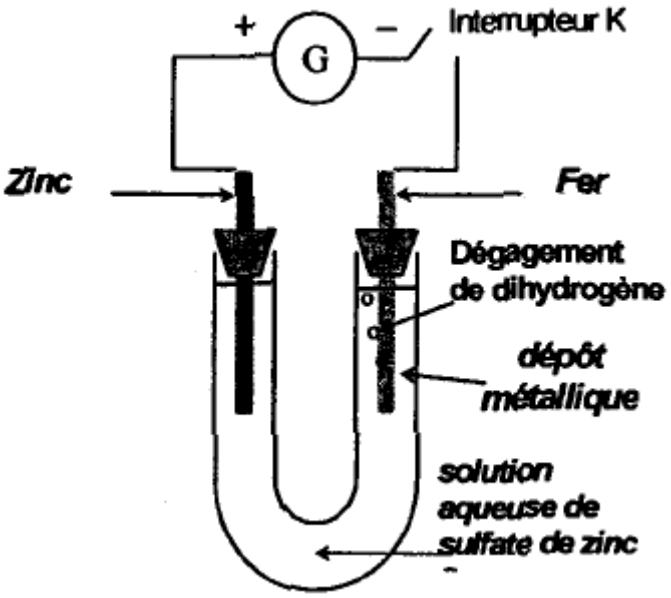



Figure 5