



Baccalauréat des voies générale et technologique



Epreuve de physique-chimie de série S

Annales 0 : exemples d'exercices
[BO n° 27 du 4 juillet 2002](#)

<p>Chimie, enseignement obligatoire :</p> <p>Un dispositif de contrôle industriel d'une concentration molaire</p>

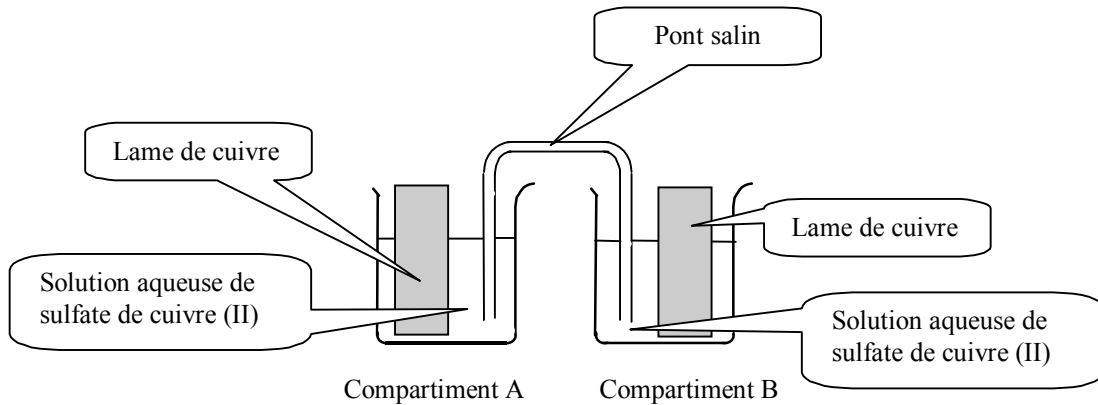
Attention : Les sujets proposés ne sont pas représentatifs de l'ensemble des possibilités offertes par les programmes et ne constituent donc pas une liste fermée de ces possibilités. Aussi doivent-ils être considérés comme des exemples et non comme des modèles.

27 août 2002

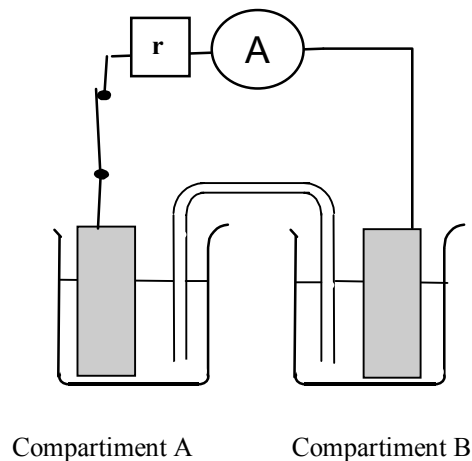
Un dispositif de contrôle industriel d'une concentration molaire

L'usage de la calculatrice n'est pas autorisé

On réalise la pile schématisée ci-dessous en reliant par un pont salin deux compartiments contenant chacun une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) dans laquelle se trouve plongée une lame de cuivre. Les concentrations molaires en ions cuivre (II) dans les deux compartiments pourront prendre des valeurs égales ou différentes dans la suite de l'exercice.



1. Écrire la demi-équation électronique associée au couple $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$.
2. On réalise un circuit série comprenant la pile, un conducteur ohmique, un ampèremètre et un interrupteur, comme le montre le schéma ci-dessous.



- Au cours d'une première expérience on choisit :

$$[\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_A] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_B] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}.$$

En fermant l'interrupteur, on constate le passage d'un courant électrique, l'apparition d'un dépôt de cuivre sur la lame du compartiment B et, dans le compartiment A, l'augmentation progressive de la coloration de la solution.

- Au cours d'une seconde expérience faite avec le même montage on choisit :

$$[\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_A] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_B] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

En fermant l'interrupteur, on ne constate aucune circulation de courant dans l'ampèremètre ni aucune modification du système chimique.

Dans la première expérience, en utilisant les notations $\text{Cu}(s)_A$, $\text{Cu}(s)_B$, $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_A$, $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_B$, pour distinguer la provenance des espèces :

- 2.1. Écrire, pour chaque compartiment, l'équation de la réaction à l'électrode.
- 2.2. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique globale qui se déroule lorsque le courant circule.
- 2.3. Calculer le quotient de réaction initial Q_{ri} associé à cette équation au moment où on ferme l'interrupteur :
 - 2.3.a. dans la première expérience.
 - 2.3.b. dans la seconde expérience.
- 2.4. Que peut-on dire de l'état du système chimique dans la deuxième expérience, sachant que les réactions susceptibles de se produire sont rapides ?
- 2.5. En utilisant la question précédente, montrer qu'il est possible de connaître la valeur de la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction.
- 2.6. Dans la première expérience, montrer que la comparaison de Q_{ri} avec K pouvait permettre de prévoir la transformation chimique dans chacun des deux compartiments.

3. Certaines opérations d'électrometallurgie nécessitent que la concentration en ions métalliques des cuves de traitement soit maintenue quasiment constante. Le dispositif qui vient d'être étudié appelé "pile de concentration" est ici utilisé pour contrôler la concentration des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ dans le compartiment A où se déroule une opération industrielle de traitement chimique .

Au début de l'opération, les deux compartiments A et B de la pile contiennent la même solution d'ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, le contrôle s'effectue avec un voltmètre placé aux bornes de la pile. Celui-ci indique une tension nulle au départ. Le compartiment A est utilisé pour une opération industrielle qui modifie la concentration des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ tandis que le compartiment B reste isolé du processus et ne subit aucune modification. Au bout de quelques heures de fonctionnement on mesure une tension de 10 mV entre les deux lames de cuivre, la lame du compartiment B constituant le pôle négatif de la pile.

En déduire si, au moment où il effectue cette mesure de contrôle, l'ingénieur responsable du dispositif devra demander de diluer la solution du compartiment A ou au contraire d'y ajouter du sulfate de cuivre (II), afin de ramener la concentration en ion $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ à la valeur initiale.

Un dispositif de contrôle industriel d'une concentration molaire

Question	Références aux compétences inscrites au BO
1. Écrire la demi-équation électronique associée au couple Cu^{2+}/Cu .	Ecrire la demi-équation électronique d'un couple du type $\text{M}^{2+}/\text{M}_{(s)}$
2.1. Écrire, pour chaque compartiment, l'équation de la réaction à l'électrode.	Interpréter le fonctionnement d'une pile en disposant d'informations sur les réactions aux électrodes Ecrire les réactions aux électrodes
2.2. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique globale qui se déroule lorsque le courant circule.	Ecrire l'équation d'une réaction
2.3. Calculer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ associé à cette équation au moment où on ferme l'interrupteur : 2.3.a. dans la première expérience. 2.3.b. dans la seconde expérience.	Donner l'expression littérale et calculer le quotient de réaction à un instant donné en disposant de l'équation d'une réaction.
2.4. Que peut-on dire de l'état du système chimique dans la deuxième expérience, sachant que les réactions susceptibles de se produire ne sont pas bloquées cinétiquement ?	Savoir que lorsque l'état d'équilibre d'un système chimique est atteint les quantités de matière n'évoluent plus
2.5. En utilisant la question précédente montrer qu'il est possible de connaître la valeur de la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction.	Savoir que $Q_r = K$ quand l'état d'équilibre d'un système est atteint
2.6. Dans la première expérience, montrer que la comparaison de $Q_{r,i}$ avec K pouvait permettre de prévoir la nature des transformations chimiques dans les deux compartiments.	Etre capable de déterminer le sens d'évolution d'un système donné en comparant $Q_{r,i}$ et K dans le cas de réactions d'oxydo-réduction
3. En déduire si, au moment où il effectue cette mesure de contrôle, l'ingénieur responsable du dispositif devra demander de diluer la solution du compartiment A ou au contraire d'y ajouter du sulfate de cuivre (II), afin de ramener la concentration en ion $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ à la valeur initiale.	Analyser en termes scientifiques une situation décrite Interpréter le fonctionnement d'une pile en disposant d'informations sur la fem.

Un dispositif de contrôle industriel d'une concentration molaire

Question	Réponse	Points	Commentaires
1.	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$	0,25	
2.1.	Compartiment A : L'augmentation progressive de la coloration de la solution est interprétée comme une augmentation de la concentration en ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$. La réaction à l'électrode A est : $\text{Cu}(\text{s})_{\text{A}} = \text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{A}} + 2 \text{e}^-$ Compartiment B : L'apparition du dépôt de cuivre sur l'électrode est interprétée comme une transformation des ions cuivre (II) en cuivre solide soit : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{B}} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})_{\text{B}}$	0,25 0,25 0,25	<i>Les deux équations sont globalement évaluées sur 0,25</i>
2.2.	$\text{Cu}(\text{s})_{\text{A}} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{B}} = \text{Cu}(\text{s})_{\text{B}} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{A}}$	0,25	
2.3.a	$Q_{r,i} = \frac{[\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{A}}]_i}{[\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{B}}]_i} \quad Q_{r,i} = 1,0 \times 10^{-2}$	0,25 0,25	
2.3.b	Avec la même relation que précédemment on a dans cette deuxième expérience : $Q_{r,i} = 1,0$	0,25	
2.4.	La deuxième expérience ne montre aucune évolution, on est dans un état d'équilibre	0,25	
2.5.	On en déduit que la constante d'équilibre associée à cette équation de réaction est égale à 1,0 puisque $Q_r = K$ lorsque l'état d'équilibre est atteint.	0,25	
2.6.	Si on connaît la valeur de K on peut en effet dire que comme $Q_{r,i} < K$ la réaction spontanée se fait dans le sens direct. Le cuivre solide du compartiment A va se transformer en ion et inversement dans le compartiment B	0,25 0,25	
3.	L'indication de la polarité des électrodes montre que la lame de cuivre du compartiment B constitue le pôle négatif de la pile. Cela signifie que si cette pile était utilisée dans une expérience telle que celle de la question 2, juste à la fin du processus industriel, les électrons quitteraient spontanément l'électrode B pour pénétrer dans le compartiment A. Cela suppose alors que les réactions aux électrodes soient : $\text{Cu}(\text{s})_{\text{B}} = \text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{B}} + 2 \text{e}^-$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{A}} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})_{\text{A}}$ La transformation globale serait alors modélisée par la réaction suivante qui se déroulerait selon le sens direct $\text{Cu}(\text{s})_{\text{B}} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{A}} = \text{Cu}(\text{s})_{\text{A}} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{B}}$ $[\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{B}}] < [\text{Cu}^{2+}(\text{aq})_{\text{A}}]$ juste à la fin du processus. La concentration des ions dans le compartiment A a donc augmenté au cours du processus industriel, l'ingénieur doit demander de diluer la solution qu'il contient.	0,25 0,25 0,25	
TOTAL		4	