

	Lycée Joliot Curie à 7	<i>CHIMIE- Chapitres IX-X-XI</i>	Classe de Ter Spé φχ
	SUJET DS n°8		Nom : Prénom :

Exercice 1:

L'acide butanoïque de formule $C_3H_7CO_2H$ est présent dans le beurre rance, le fromage et dans le contenu gastrique. Il dégage une odeur forte et désagréable. Divers esters qui possèdent d'ailleurs des arômes plaisants sont obtenus à partir de l'acide butanoïque et sont utilisés dans l'industrie cosmétique pour des réactions d'estérification.

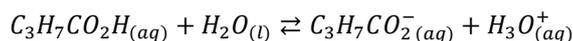
Données :

pK_A du couple acide butanoïque / ion butanoate à 25 °C : $pK_A = 4,82$.

Concentration standard : $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

On considère un volume V de valeur égale à 1,00 L d'une solution d'acide butanoïque de concentration en quantité de matière de valeur égale à $c = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ à 25 °C.

L'équation de la réaction modélisant la transformation entre l'acide butanoïque et l'eau est la suivante :



1. Identifier les couples acide/base mis en jeu dans cette transformation chimique en précisant les deux demi-équations

2. À partir de l'expression de la constante d'équilibre K_A de la réaction, retrouver la relation :

$$pH = pK_A + \log \left(\frac{[C_3H_7CO_2^-]_f}{[C_3H_7CO_2H]_f} \right)$$

3. Calculer le rapport $\frac{[C_3H_7CO_2^-]_f}{[C_3H_7CO_2H]_f}$ pour une solution de $pH = 3,9$. En déduire l'espèce prédominante dans la solution.

4. Retrouver le résultat de la question précédente en traçant le diagramme de prédominance de l'acide butanoïque.

5. Compléter à l'aide d'expressions littérales le tableau d'avancement ci-dessous.

Équation		$C_3H_7CO_2H_{(aq)}$	$+ H_2O_{(l)}$	\rightleftharpoons	$C_3H_7CO_2^-_{(aq)}$	$+ H_3O^+_{(aq)}$
État initial	0					
En cours de transformation	x					
Final	$x = x_f$					
Maximal	$x = x_{max}$					

6. Établir que la constante d'équilibre K_A de la réaction mettant en jeu la transformation de l'acide butanoïque avec l'eau a pour expression :

$$K_A = \frac{\left(\frac{x_f}{V}\right)^2}{\left(c - \frac{x_f}{V}\right) \times c^0}$$

On pourra s'aider du tableau d'avancement complété à la question précédente.

7. Ecrire l'équation du second degré avec x_f et en déduire la valeur de x_f . Puis vérifier que la valeur du taux d'avancement de la réaction de l'acide butanoïque avec l'eau est proche de 12 %.

8. Montrer que la solution obtenue a bien un pH de 3,9.

TOTAL

/ 15 points

Exercice 2: Pile et électrolyse avec le cuivre

Données :

- Masse molaire du cuivre : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. - Charge élémentaire de l'électron : $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
- Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. - Charge électrique d'une mole d'électrons : $F = 96\,500 \text{ C}$.
- Couple oxydant/réducteur : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$.

Partie A – Pile de concentration

On considère une pile constituée de deux électrodes de cuivre plongeant chacune dans des solutions de sulfate de cuivre de concentrations différentes. Chaque solution a pour volume $V = 100 \text{ mL}$ et les concentrations initiales des ions positifs sont : $[\text{Cu}^{2+}]_1 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{Cu}^{2+}]_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

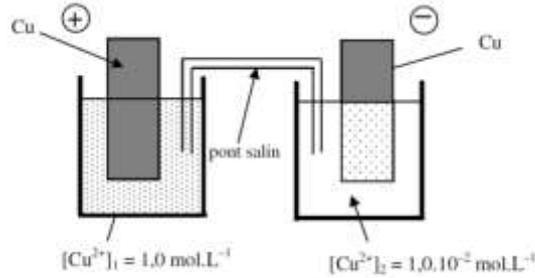


FIGURE 1 – Schéma de la pile.

1- Equation de réactions

- 1.1. Écrire les demi-équations des réactions se produisant aux électrodes en accord avec la polarité donnée sur la figure 1. Pour chaque demi-réaction, indiquer s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.
- 1.2. Écrire l'équation de la réaction s'effectuant dans la pile. Pour la réaction considérée la constante d'équilibre vaut : $K = 1$.

2. Evolution de la pile

- 2.1. Calculer la valeur du quotient réactionnel initial $Q_{r,i}$.
- 2.2. Cette valeur est-elle cohérente avec la polarité proposée ?

3. Etude de la pile

On fait débiter la pile dans un conducteur ohmique et un ampèremètre.

- 3.1. Compléter le schéma de la figure 1 avec le circuit électrique.
- 3.2. Sur le schéma, indiquer par des flèches le sens du courant et le sens de déplacement des électrons dans le circuit extérieur.
- 3.3. Que peut-on dire des concentrations finales quand l'état d'équilibre est atteint ?

**
**
**
**
**
**
**
**
**

Partie B – Dépôt de cuivre par électrolyse

4. On remplace une électrode de cuivre par une bague en métal conducteur que l'on veut recouvrir de cuivre. La bague et l'électrode de cuivre sont maintenant introduites dans une cuve contenant une solution de sulfate de cuivre (voir figure 2).

- 4.1. Quel appareil est-il nécessaire de rajouter dans le montage précédent pour réaliser ce dépôt ?
- 4.2. Écrire les demi-équations aux électrodes en justifiant votre raisonnement et en précisant l'électrode concernée (l'électrode de cuivre ou la bague)
- 4.3. Compléter la figure 2 ci-dessous avec le circuit électrique. Indiquer le sens des électrons, le sens du courant et la polarité.

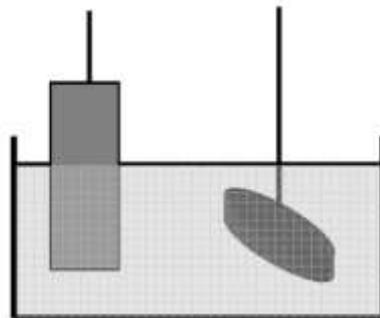


FIGURE 2 – Schéma de l'électrolyse

**
**
**
**

5. L'électrolyse fonctionne pendant une heure à une intensité constante = 400 mA .

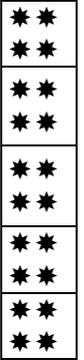
5.1. Déterminer la quantité d'électricité correspondante notée Q .

5.2. En déduire la quantité de matière d'électrons, notée $n(e^-)$, qui a circulé pendant cette durée. N'hésitez pas à réaliser un tableau d'avancement en privilégiant l'état final.

5.3. Quelle relation existe-t-il entre la quantité de cuivre qui a disparu $n_{disp}(Cu^{2+})$ et la quantité de matière $n(e^-)$ d'électrons qui a circulé ?

5.4. En déduire la quantité déposée de cuivre $n_{dép}(Cu)$ déposée.

5.5. Quelle est la masse $m(Cu)$ déposée correspondante ?



Total

/ 25