

Examen N° 01 (session normale)
(Durée 01^h:30)

Exercice 01

On réalise une pile avec les couples $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Ni}_{(\text{s})}$ et $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}/\text{Al}_{(\text{s})}$. La lame de nickel trempe dans 150 mL d'une solution où 2,00 g de sulfate de nickel (NiSO_4) ont été dissous et la lame d'aluminium trempe dans 150 mL d'une solution où 2,00 g de sulfate d'aluminium ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) ont été dissous. Le pont salin est constitué de sulfate de sodium.

- 1) Faire un dessin de cette pile.
- 2) Montrer que l'équation $3 \text{Ni}_{(\text{s})} + 2 \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} = 3 \text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Al}_{(\text{s})}$ peut rendre compte de la transformation de la pile. La constante d'équilibre associée à cette équation est $K = 10^{-143}$.
- 3) Calculer le quotient de réaction initial ; en déduire le sens d'évolution spontanée de la pile vis-à-vis de l'équation ci-dessus.
- 4) Déterminer anode et cathode.
- 5) Donner la polarité de la pile, écrire l'équation au lieu dans chaque pole.
- 6) Déterminer le sens du courant électrique et le sens de déplacement des porteurs de charge dans la pile et hors de la pile.

Données :

La masse molaire du zinc : $M_{(\text{Ni})}=58,7 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_{(\text{S})}=32,1 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_{(\text{Al})}=27 \text{ g. mol}^{-1}$; $M_{(\text{O})}=16 \text{ g. mol}^{-1}$

Exercice 02

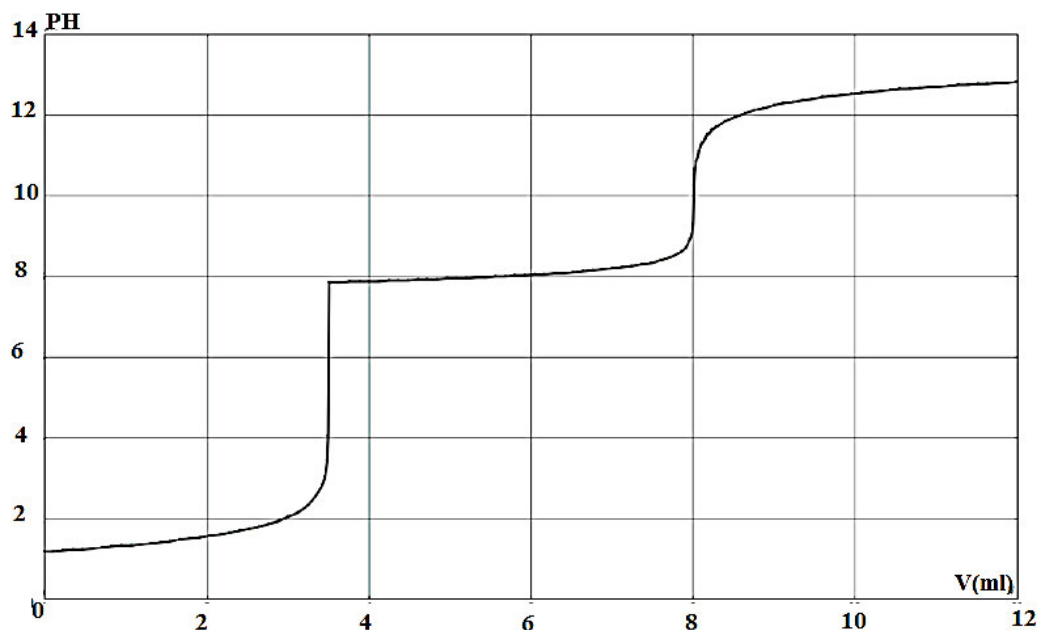
On titre $V_0 = 50 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique (concentration c_1) et de chlorure de cadmium (c_2) par une soude de concentration $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La courbe de suivi pH-métrique suivante est obtenue.

1. Quelles sont les équations des réactions support du titrage ? Justifier leur caractère successif.
2. En déduire les concentrations c_1 et c_2 .
3. Retrouver la valeur du pH aux équivalences.
4. Prévoir qualitativement l'allure dès la courbe de suivi conductimétrique puis donner la courbe théorique de titrage conductimétrique de cet mélange.

Données :

Les conductivités molaires limites λ° à 25°C en $\text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$:

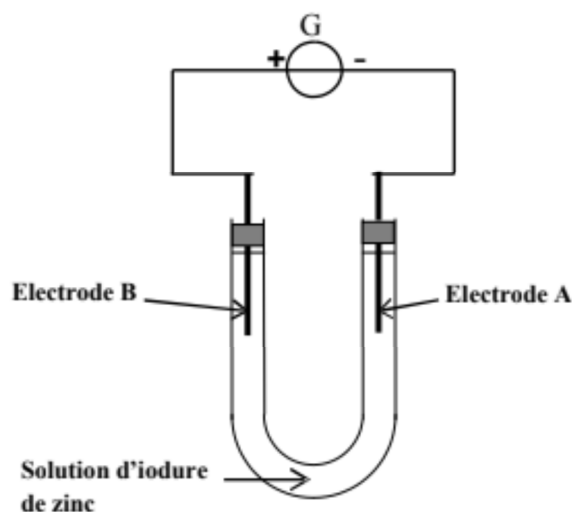
H_3O^+	35,0
OH^-	19,9
$\frac{1}{2} \text{Cd}^{2+}$	5,4
Cl^-	7,6
Na^+	5,0



Exercice 03

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse d'iodure de zinc ($\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$), en utilisant deux électrodes A et B en graphite. On observe un dégagement du gaz diiode au niveau d'une électrode et la formation d'un dépôt de zinc au niveau de l'autre électrode.

La figure ci-contre représente le schéma du dispositif expérimental utilisé pour réaliser cette électrolyse.



Données :

$$1F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} ;$$

Les deux couples mis en jeu sont : $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$ et $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^{-}_{(\text{aq})}$

La masse molaire du zinc : $M_{(\text{Zn})} = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Parmi les deux électrodes A et B, préciser l'anode. Justifier la réponse.
2. Ecrire l'équation de la réaction à chaque électrode et l'équation bilan lors de l'électrolyse.
3. Pendant la durée Δt de l'électrolyse, un courant électrique d'intensité constante $I = 0,5 \text{ A}$ circule dans le circuit; il se forme alors un dépôt de zinc de masse $m = 1,6 \text{ g}$. Déterminer Δt en minutes.