

4.1. Déterminer les coordonnées du point équivalent E, en expliquant la méthode utilisée.

4.2. Si on voulait réaliser ce titrage en utilisant un indicateur coloré, lequel choisiriez-vous parmi ceux proposés ci-dessous ?

4.3. Calculer la concentration massique de l'ion hydrogencarbonate dans d'eau minérale dosée. Comparer cette valeur avec l'indication de l'étiquette. Calculer l'erreur relative en %.

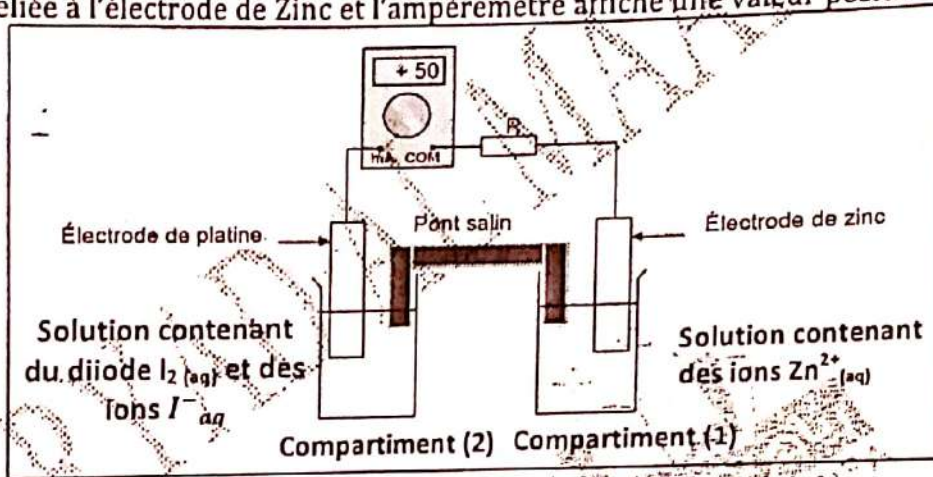
## Partie 2 : Les piles

La pile étudiée est une pile diiode-zinc. Elle est composée de deux demi-piles reliées par un pont salin, papier filtre imbibé d'une solution de chlorure de potassium ( $K_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$ ) :

- La première demi-pile (Compartiment (1)) est constituée d'une lame de zinc plongée dans un volume  $V_1 = 100\text{ mL}$  d'une solution aqueuse de chlorure de zinc ( $Zn_{(aq)}^{2+} + 2Cl_{(aq)}^-$ ) de concentration molaire  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

- La seconde demi-pile (compartiment (2)) est constituée d'une lame de platine plongée dans un volume  $V_2 = 100\text{ mL}$  formé d'un mélange d'une solution brune de diiode  $I_{2(aq)}$  et une solution d'iodure de potassium ( $K_{(aq)}^+ + I_{(aq)}^-$ ). La concentration initiale de  $I_2$  et  $I^-$  dans ce mélange est :  $[I^-]_0 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  et  $[I_2]_0 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . L'électrode de platine ne subit aucune altération chimique lorsque la pile fonctionne.

On associe à cette pile un ampèremètre et une résistance en série comme indiqué sur le schéma ci-dessous. La borne COM est reliée à l'électrode de Zinc et l'ampèremètre affiche une valeur positive.



### On donne :

- Masse molaire :  $M(Ag) = 107,9 \text{ g/mol}$  ;  $M(Zn) = 65,4 \text{ g/mol}$

- Divers : charge élémentaire :  $e = 1,610 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  ; constante d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- Couples redox :  $I_{2(aq)}/I_{(aq)}^-$  ;  $Zn_{(aq)}^{2+}/Zn_{(s)}$

- La constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction ayant pour réactifs le zinc métal et le diiode en solution aqueuse est  $K = 10^{46}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

### 1. Etude de la pile

1.1. Préciser, en le justifiant, la polarité de la pile.

1.2. Écrire les équations des réactions aux électrodes, en déduire l'équation de la réaction qui a lieu quand la pile débite.

1.3. Donner le schéma conventionnel de cette pile.

1.4. Donner l'expression du quotient de réaction initial  $Q_{ri}$  et calculer sa valeur. Déduire le sens d'évolution spontanée du système chimique constituant la pile.

### 2. Durée de fonctionnement de pile

On laisse fonctionner la pile pendant la durée  $\Delta t$ . On suppose que l'intensité du courant débité par la pile reste constant  $I = 50 \text{ mA}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

Pour déterminer la quantité de matière de diiode ayant été consommée pendant le fonctionnement de la pile, on dose le diiode restant dans le compartiment (2) de la pile avec une solution incolore de thiosulfate de sodium ( $2Na_{(aq)}^+ + S_2O_3^{2-}$ ) de concentration molaire en soluté apporté  $C_3 = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

Le volume de solution de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence est  $V_{3,E} = 14,7 \text{ mL}$ .

L'équation de la réaction servant de support au dosage est :  $2S_2O_3^{2-} + I_{2(aq)} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2I_{(aq)}^-$

2.1. Calculer la quantité de matière  $n_{\text{cons}}(I_2)$  de diiode consommé lors du fonctionnement de la pile au bout de la durée  $\Delta t$ .

2.2. En déduire la durée  $\Delta t$  de fonctionnement de la pile.

2.3. Sachant que le métal est utilisé en excès, déterminer la durée  $\Delta t'$  restante pour le fonctionnement de cette pile.

4.1. Déterminer les coordonnées du point équivalent E, en expliquant la méthode utilisée.

4.2. Si on voulait réaliser ce titrage en utilisant un indicateur coloré, lequel choisiriez-vous parmi ceux proposés ci-dessous ?

4.3. Calculer la concentration massique de l'ion hydrogencarbonate dans d'eau minérale dosée. Comparer cette valeur avec l'indication de l'étiquette. Calculer l'erreur relative en %.

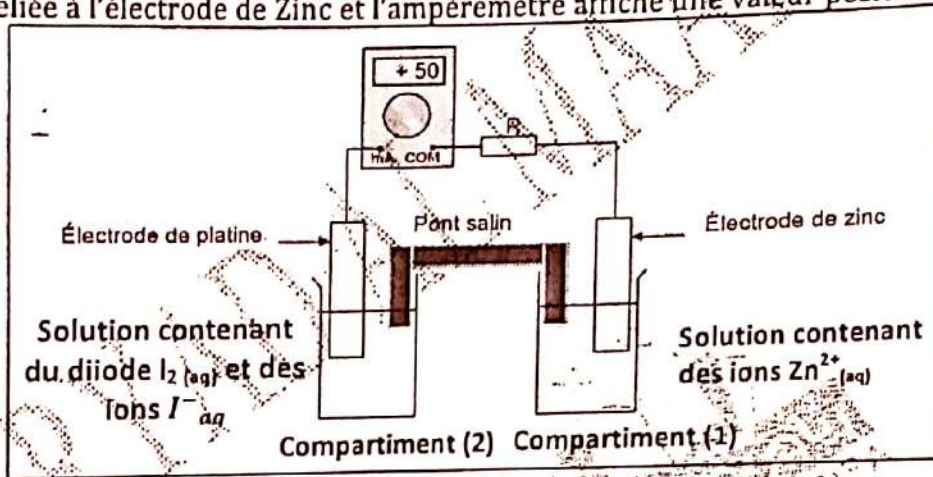
## Partie 2 : Les piles

La pile étudiée est une pile diiode-zinc. Elle est composée de deux demi-piles reliées par un pont salin, papier filtre imbibé d'une solution de chlorure de potassium ( $K_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$ ):

- La première demi-pile (Compartiment (1)) est constituée d'une lame de zinc plongée dans un volume  $V_1 = 100\text{ mL}$  d'une solution aqueuse de chlorure de zinc ( $Zn_{(aq)}^{2+} + 2Cl_{(aq)}^-$ ) de concentration molaire  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

- La seconde demi-pile (compartiment (2)) est constituée d'une lame de platine plongée dans un volume  $V_2 = 100\text{ mL}$  formé d'un mélange d'une solution brune de diiode  $I_{2(aq)}$  et une solution d'iodure de potassium ( $K_{(aq)}^+ + I_{(aq)}^-$ ). La concentration initiale de  $I_2$  et  $I^-$  dans ce mélange est :  $[I^-]_0 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  et  $[I_2]_0 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . L'électrode de platine ne subit aucune altération chimique lorsque la pile fonctionne.

On associe à cette pile un ampèremètre et une résistance en série comme indiqué sur le schéma ci-dessous. La borne COM est reliée à l'électrode de Zinc et l'ampèremètre affiche une valeur positive.



### On donne :

- Masse molaire :  $M(Ag) = 107,9 \text{ g/mol}$  ;  $M(Zn) = 65,4 \text{ g/mol}$

- Divers : charge élémentaire :  $e = 1,610 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  ; constante d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- Couples redox :  $I_{2(aq)}/I_{(aq)}^-$  ;  $Zn_{(aq)}^{2+}/Zn_{(s)}$

- La constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction ayant pour réactifs le zinc métal et le diiode en solution aqueuse est  $K = 10^{46}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

### 1. Etude de la pile

1.1. Préciser, en le justifiant, la polarité de la pile.

1.2. Écrire les équations des réactions aux électrodes, en déduire l'équation de la réaction qui a lieu quand la pile débite.

1.3. Donner le schéma conventionnel de cette pile.

1.4. Donner l'expression du quotient de réaction initial  $Q_{ri}$  et calculer sa valeur. Déduire le sens d'évolution spontanée du système chimique constituant la pile.

### 2. Durée de fonctionnement de pile

On laisse fonctionner la pile pendant la durée  $\Delta t$ . On suppose que l'intensité du courant débité par la pile reste constant  $I = 50 \text{ mA}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

Pour déterminer la quantité de matière de diiode ayant été consommée pendant le fonctionnement de la pile, on dose le diiode restant dans le compartiment (2) de la pile avec une solution incolore de thiosulfate de sodium ( $2Na_{(aq)}^+ + S_2O_3^{2-}$ ) de concentration molaire en soluté apporté  $C_3 = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

Le volume de solution de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence est  $V_{3,E} = 14,7 \text{ mL}$ .

L'équation de la réaction servant de support au dosage est :  $2S_2O_3^{2-} + I_{2(aq)} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2I_{(aq)}^-$

2.1. Calculer la quantité de matière  $n_{\text{cons}}(I_2)$  de diiode consommé lors du fonctionnement de la pile au bout de la durée  $\Delta t$ .

2.2. En déduire la durée  $\Delta t$  de fonctionnement de la pile.

2.3. Sachant que le métal est utilisé en excès, déterminer la durée  $\Delta t'$  restante pour le fonctionnement de cette pile.