



LES PILES ELECTROCHIMIQUES

EXERCICE 1 :

I. On réalise la pile suivante : $Pt|H_2(P_{H_2} = 1atm)|H_3O^+(1M)||Sn^{2+}(1M)|Sn$
Sa f.é.m. es : $E_1 = -0,15V$

1-

- a- Faire le schéma de cette pile.
- b- Définir le potentiel standard d'un couple rédox.
- c- Déterminer le potentiel standard du couple Sn^{2+}/Sn

II. On réalise la pile de symbole $Pb|Pb^{2+} || Sn^{2+}|Sn$ en utilisant un volume $V_1 = 50mL$ d'une solution de nitrate de plomb de concentration molaire $C_1 = 0,8 mol.L^{-1}$ et un volume $V_2=100mL$ d'une solution de chlorure d'étain de concentration $C_2 = 0,2 mol.L^{-1}$.

A la solution de nitrate de plomb, on ajoute un volume V' d'eau distillée puis, on mesure la f.é.m. E de la pile en fonction du volume d'eau ajouté.

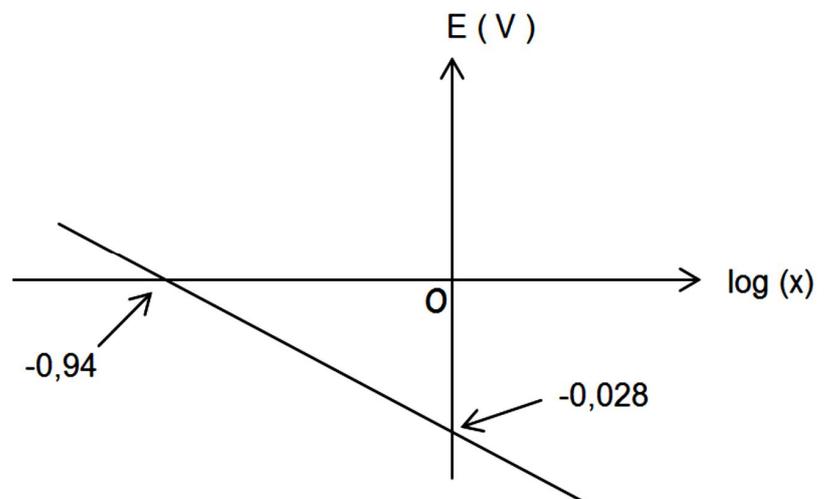
Le graphe suivant représente l'évolution de la f.é.m. E en fonction de $\log(x)$ avec $x = \frac{V_1}{V_1+V'}$

1-

- a- Ecrire l'équation chimique associée à la pile.
- b- Exprimer la fonction π des concentrations en fonction C_1, C_2, V' et V_1 .
- c- Par application de la formule de Nernst, exprimer la f.é.m. E de la pile en fonction de $\log x$.
- d- Déduire en s'aidant de la courbe, la constante d'équilibre K associée et la f.é.m. standard E^0 de la pile.
- e- Déterminer le potentiel standard du couple Pb^{2+}/Pb
- f- Comparer les pouvoirs oxydants des couples

2- On relie les deux électrodes de la pile initiale (avant l'ajout de l'eau)

- a- Calculer la fém. initiale de la pile.
- b- Ecrire l'équation de la réaction spontanée.
- c- Sachant que les volumes restent constants, calculer les concentrations en ions Sn^{2+} et Pb^{2+} lorsque la pile est usée.





LES PILES ELECTROCHIMIQUES

EXERCICE 2 :

Une pile alcaline est formée d'une enveloppe, souvent en matière plastique, isolante, portant diverses inscriptions publicitaires.

En dessous un boîtier en acier est relié à la partie marquée(+). Au contact de l'enveloppe, une pâte gélatineuse contient une poudre noire : c'est du dioxyde de manganèse (MnO_2) capable de capter des électrons.

Au centre, un morceau de papier sépare le dioxyde de manganèse d'un second mélange, qui contient de la poudre de zinc et de la potasse (KOH). Les atomes de zinc métallique peuvent perdre des électrons.

La circulation d'électrons continue jusqu'à épuisement des réactifs : la réaction chimique cesse. La pile ne peut plus fournir d'électricité. Elle est usée, et il faut la changer.

Questions :

- 1- Quel est l'élément chimique figurant dans le texte qui justifie le nom de la pile.
- 2- Quels sont les réactifs qui interviennent lorsque la pile fonctionne.
- 3- Sachant que l'équation de la réaction est :



- a- Préciser les couples rédox mis en jeu.
- b- Ecrire l'équation de la réaction correspondant à l'oxydation et celle à la réduction.

EXERCICE 3 :

La pile à oxyde d'argent est une pile bouton à usage courant, constituée de deux compartiments. Dans le premier compartiment, une plaque de zinc Zn est en contact direct avec une solution d'hydroxyde de potassium KOH gélifiée. Dans le deuxième compartiment, une tige d'argent Ag est en contact direct avec de l'oxyde d'argent Ag_2O et du graphite en poudre. Cette pile met en jeu les couples redox $Zn(OH)_4^{2-}/Zn$ et Ag_2O/Ag .

- 1- Dire en le justifiant, si la pile à oxyde d'argent est une pile alcaline ou non.
 - 2- Quand cette pile débite dans un circuit extérieur, le courant électrique circule de l'électrode d'argent vers l'électrode de zinc à travers ce circuit.
- a- Ecrire l'équation de la transformation qui se produit au niveau de l'électrode négative de la pile.
 - b- Ecrire l'équation de la transformation qui se produit au niveau de l'électrode positive de la pile.
 - c- En déduire l'équation de la réaction spontanée de cette pile.