

EXERCICE N°1 :

On réalise la pile électrochimique :

* Le compartiment à gauche est constitué d'une lame en Sn plongeant dans un volume V_1 d'une solution (S_1) de SnCl_2 de concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

* Le compartiment à droite est constitué d'une lame en Pb plongeant dans un volume V_2 d'une solution (S_2) de PbCl_2 de concentration $C_2 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

* La valeur la f é m standard de la pile est $E^0 = 0,01 \text{ V}$.

1⁰) a - Faire le schéma de la pile.

b - Exprimer la f é m E de la pile en fonction de E^0 , C_1 et C_2 . Calculer alors la valeur de E . En déduire la polarité de la pile.

2⁰) La pile alimente un circuit électrique :

a - Ecrire l'équation de la transformation électrochimique qui s'effectue à chacune de ses deux électrodes.

b - En déduire alors l'équation de la réaction spontanée qui se produit dans la pile lorsqu'elle débite.

c - Calculer la valeur de la constante d'équilibre K relative à la réaction associée à la pile.

3⁰) On donne le tableau d'avancement de la réaction associée à la pile :

Equation de la réaction		$\text{Sn} + \text{Pb}^{2+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + \text{Pb}$			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
initial	$x = 0$	excès	$2 \cdot 10^{-2}$	10^{-3}	excès
final	x_f	excès	$2 \cdot 10^{-2} - x_f$	$10^{-3} + x_f$	excès

a - Déterminer les valeurs des volumes V_1 et V_2 des solutions dans les deux compartiments de la pile.

b - Montrer que $x_f = 9,88 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

c - Calculer les molarités $[\text{Sn}^{2+}]_{\text{eq}}$ et $[\text{Pb}^{2+}]_{\text{eq}}$ des ions Sn^{2+} et Pb^{2+} lorsque la pile ne débite plus.

4⁰) Lorsque la pile ne débite plus, on ouvre le circuit électrique et on ajoute dans le compartiment à gauche la solution (S_1) jusqu'à ce que le volume atteigne la valeur $V_1' = V_2$.

a - Montrer que la molarité des ions Sn^{2+} est $[\text{Sn}^{2+}]' = \frac{[\text{Sn}^{2+}]_{\text{eq}} \cdot V_1 + C_1 \cdot (V_2 - V_1)}{V_2}$. Calculer $[\text{Sn}^{2+}]'$.

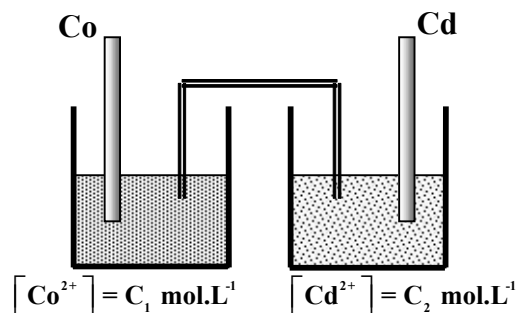
b - Quelle est alors la nouvelle valeur E' de la f é m de la pile ? Conclure.



EXERCICE N°2 :

On considère la pile électrochimique schématisée ci-contre :

- 1⁰) **a** - Donner le symbole de la pile considérée.
- b** - Ecrire l'équation de la réaction associée à cette pile.
- c** - Exprimer la fonction π des concentrations relative à cette réaction en fonction des concentrations C_1 et C_2 .
- d** - Donner l'expression de la f é m E de la pile en fonction de sa f é m standard E^0 et de π .



2⁰) On fait varier les concentrations C_1 et C_2 respectivement des ions Co^{2+} et Cd^{2+} et on mesure chaque fois La f é m E de la pile. Les résultats des mesures ont permis de tracer la courbe $E = f(\log \pi)$ ci-dessous :

a - L'équation de la courbe est $E = a(\log \pi) + b$. Déterminer graphiquement les valeurs de a et de b .

b - En déduire alors que :

- La f é m standard de la pile considérée est $E^0 = -0,12 \text{ V}$.
- La valeur de la constante d'équilibre de la réaction associée à cette pile est $K = 10^{-4}$.

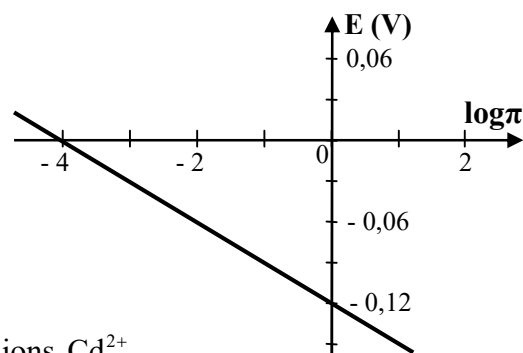
3⁰) Pour une concentration molaire $C_1 = [\text{Co}^{2+}] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$, la f é m de la pile considérée est $E = -0,15 \text{ V}$.

a - Déterminer alors la valeur de la concentration molaire C_2 des ions Cd^{2+} .

b - Ecrire l'équation de la réaction spontanée qui a lieu lorsque la pile débite.

c - Sachant que les deux compartiments de la pile ont un même volume $V = 0,2 \text{ L}$, calculer les molarités des ions Co^{2+} et Cd^{2+} lorsque la pile ne débite plus (pile usée).

d - Calculer alors la variation de masse Δm de l'électrode de cobalt Co . On donne : $M(\text{Co}) = 59 \text{ g.mol}^{-1}$.



EXERCICE N°3 :

1⁰) On considère la pile électrochimique (P_1) schématisée ci-dessous :

- a** - Quel est le rôle du pont salin ?
- b** - Quels sont les couples redox mis en jeu dans la pile (P_1) considérée ?
- c** - Ecrire le symbole de cette pile.
- d** - La f é m de cette pile est : $E(P_1) = -0,44 \text{ V}$.

En déduire le potentiel standard du couple $(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$.

2⁰) On considère maintenant la pile électrochimique (P_2) symbolisée par :

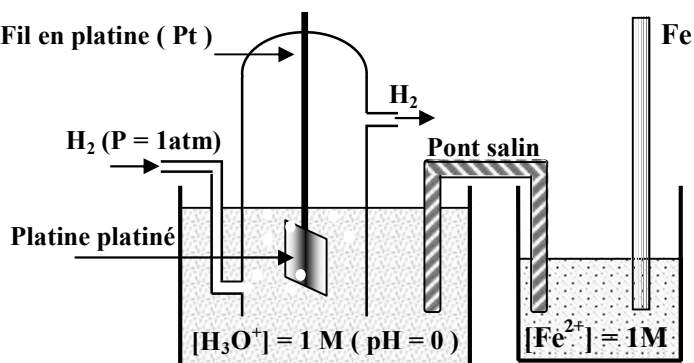


a - Ecrire l'équation de la réaction chimique associée à cette pile.

b - La mesure de la f é m de cette pile donne : $E(P_2) = 1,30 \text{ V}$. Montrer que le potentiel standard du couple

$(\text{Pd}^{2+}/\text{Pd})$ est $E_{\text{Pd}^{2+}/\text{Pd}}^0 = 0,83 \text{ V}$.

3⁰) Classer les deux couples redox $(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$ et $(\text{Pd}^{2+}/\text{Pd})$ par pouvoir réducteur croissant.



EXERCICE N°4 :

1⁰) On considère la pile électrochimique (P) schématisée ci-contre :
La mesure de la f é m de cette pile donne $E = + 1,2V$.

a - Quel est le rôle du pont salin ?

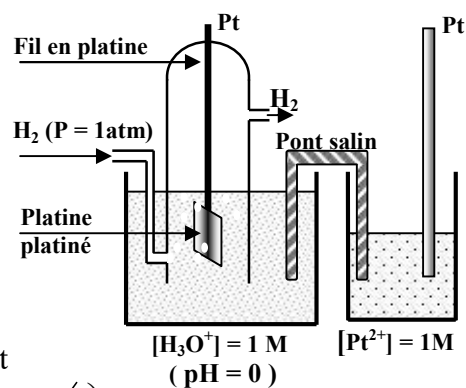
b - Quels sont les couples redox mis en jeu dans la pile considérée ?

2⁰) a - Déterminer la polarité de la pile (P).

b - Dédurre alors l'équation de la transformation électrochimique qui s'effectue à chacune de ses deux électrodes.

c - Calculer la valeur du potentiel standard $E_{Pt^{2+}/Pt}^0$ du couple (Pt^{2+}/Pt) .

3⁰) Le tableau ci-dessous donne les f é m E de différentes piles qui sont constituées chacune d'un couple (M^{2+}/M) et du couple de référence (H_3O^+/H_2) :



Symbole de la pile	E (V)
$Pt H_2(P = 1atm), H_3O^+ (1mol.L^{-1}) Fe^{2+} (1mol.L^{-1}) Fe$	- 0,44
$Pt H_2(P = 1atm), H_3O^+ (1mol.L^{-1}) Cu^{2+} (1mol.L^{-1}) Cu$	+ 0,34
$Pt H_2(P = 1atm), H_3O^+ (1mol.L^{-1}) Zn^{2+} (1mol.L^{-1}) Zn$	- 0,76
$Pb Pb^{2+} (1mol.L^{-1}) H_3O^+ (1mol.L^{-1}), H_2(P = 1atm) Pt$	+ 0,13

a - Recopier et compléter le tableau suivant :

Couple (M^{2+}/M)	(Fe^{2+}/Fe)	(Cu^{2+}/Cu)	(Zn^{2+}/Zn)	(Pb^{2+}/Pb)
Potentiel standard $E_{M^{2+}/M}^0$ (V)				

b - Classer par pouvoir oxydant croissant les différents couples redox mis en jeu dans les piles ci-dessus.

