

TD n°6 : équilibre d'oxydoréduction & électrochimie

EXERCICE N°1 :

Pour chacun des couples suivants : $Zn^{2+}/Zn(s)$; $HgCl_2(s)/Hg(l)$; $O_2(g)/H_2O_2$; $ClO_4^-/Cl_2(g)$; $CO_2(g)/CH_3OH$:

1. Écrire les demi-équations électroniques.
2. En déduire les relations de Nernst correspondantes.

EXERCICE N°2 :

Dans un demi-litre d'une solution de chlorure de cuivre II, on immerge une plaque d'étain Sn. Après un certain temps, la solution est complètement décolorée et un dépôt rouge couvre la plaque. Celle-ci a perdu 55 mg d'étain.

Quels sont les couples redox mis en jeu ?

- écrire les demi-équations électroniques.
- Ecrire l'équation de la réaction.

Quelle est la masse du dépôt de cuivre formé ?

Quelle est la concentration initiale de la solution de chlorure de cuivre II ?

Données : Couple oxydant / réducteur : $Sn^{2+}(aq) / Sn(s)$;

Masse atomique molaire en g/mol : Sn = 118,7 ; Cu = 63,5.

EXERCICE N°3 :

A pH = 5, la (f.e.m) de la pile : $Pt / H_2 (P=1 \text{ bar})$, $H^+ : Cl^- 1 \text{ mol/l}$, $Hg_2Cl_2 (\text{Solide}) / Hg$ est de 0.55 V.

Sachant que le potentiel rédox standard du couple Hg_2^{+2}/Hg est de 0.79 V calculer le produit de solubilité de Hg_2Cl_2

EXERCICE N°4 :

Un fil de cuivre est plongé dans 50 ml d'une solution aqueuse contenant 10^{-2} mol/l de Cu^{+2}

Quel est le potentiel de la demi-pile ainsi constituée par rapport à l'électrode à hydrogène ?

On donne : $Cu^{+2} / Cu : E^\circ = 0.34 \text{ V}$

On dissout 0.05 mole de NH_3 gazeux dans la solution dont le volume reste constant, le potentiel varie de 0.5 V. Sachant que la réaction suivante a lieu :



Calculer la constante de formation du cation complexe

EXERCICE N°5 :

Soit la pile : $Fe / Fe^{2+} // Sn^{2+} / Sn$

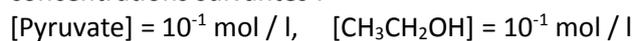
a. Quels sont les pôles positif et négatif de cette pile ?

b. Ecrivez les demi-réactions aux électrodes et l'équation bilan.

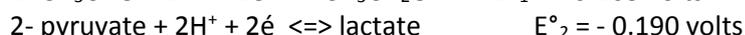
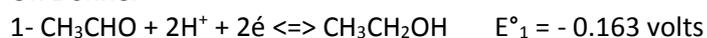
c. Quelles sont les concentrations finales en ions Fe^{2+} et Sn^{2+} si chaque demi-pile contient au départ 50 ml de solutions 0,1 mol/l et si la lame de fer a diminué de 28 mg ?

EXERCICE N°6 :

a- Indiquer la réaction spontanée qui a lieu lorsque, dans une solution à PH = 0, on mélange à 25 C° De l'acétaldéhyde, de l'alcool éthylique, du pyruvate de sodium et de lactate de sodium aux concentrations suivantes :



On Donne:



b- Calculer la variation d'enthalpie libre dans les conditions initiales, déterminer la constante d'équilibre.

EXERCICE N°7 :

Les lentilles de contact doivent être décontaminées et nettoyées après usage. Une solution d'eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène H_2O_2) peut être utilisée à cet effet.

Une de ces Solutions annonce un titre massique en peroxyde d'hydrogène $H_2O_2 : t = 30 \text{ g/l}$.

Pour contrôler cette indication, on peut doser, après acidification, le peroxyde d'hydrogène contenu dans $V = 10$ ml de cette solution par une solution de permanganate de potassium de concentration $C' = 0,20$ mol/l. Les ions MnO_4^- sont violets, les autres espèces incolores.

1. Etablir l'équation de la réaction de dosage

2. Le volume V'_E versé à l'équivalence vaut 17,6 ml.

Déterminer la quantité d'ions permanganate introduits à l'équivalence et en déduire la concentration de la solution en peroxyde d'hydrogène. Le résultat est-il en accord avec la valeur annoncée ?

Données : Couples oxydant/réducteur : $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$, $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$.

EXERCICE N°8 :

On dose $V = 10,0$ ml d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (couple $\text{CO}_2 (\text{aq}) / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) de concentration C inconnue

Par une solution acide de permanganate de potassium (couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$) de concentration $C_0 = 10^{-1}$ mol/l. Le virage a lieu pour $V_E = 12,0$ ml de solution oxydante.

1. Écrire l'équation bilan de la réaction et calculer sa constante.

2. Établir un tableau d'avancement.

3. En déduire une relation entre V , V_E , C et C_0 .

4. Calculer la concentration molaire C de la solution d'acide oxalique.

Données : $E^0 (\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51$ V, $E^0 (\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = -0,49$ V