

Faculté de médecine
Département de Pharmacie
Module de chimie analytique
2^{ème} année pharmacie

2022/ 2023

TD N°6 : équilibre d'oxydoréduction & électrochimie

EXERCICE N°1 :

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.

- 1- Quels sont les couples redox mis en jeu ?
- 2- écrire les demi équations électroniques.
- 3- Ecrire l'équation de la réaction.
- 4- Quelle est la masse du dépôt de cuivre formé ?
- 5- Quelle est la concentration initiale de la solution de chlorure de cuivre II ?

Données : Couple oxydant / réducteur: $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Sn}(\text{s})$; masse atomique molaire en g/mol :
Sn = 118,7 ; Cu = 63,5.

EXERCICE N° 2 :

On mélange un volume $V_1=30\text{ml}$ d'une solution S_1 de permanganate de potassium (KMnO_4) de concentration $C_1=0,2\text{mol/l}$ et une solution S_2 de sulfate de fer II (FeSO_4) de concentration $C_2=0,4\text{mol/l}$.

- 1- Ecrire les demi-équation puis en déduire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
- 2- Donner le bilan de la réaction du système à la fin de la réaction.

EXERCICE N°3 :

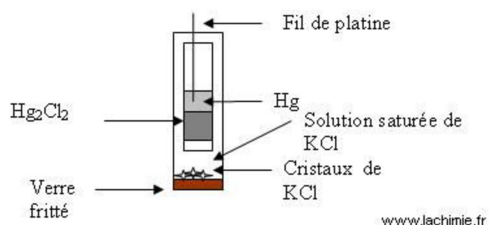
On considère la pile symbolisée par: $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+} (0,1\text{M}) // \text{Fe}^{2+} (0,1 \text{M}) / \text{Fe}$

- 1- Calculer le potentiel de chaque électrode.
- 2- Indiquer l'anode, la cathode et donner les demi réactions d'oxydo-réduction qui ont lieu dans chacune de ces électrodes. Calculer la f.e.m de la pile en question.
- 3- Ecrire l'équation de la réaction chimique globale de fonctionnement de la pile et calculer sa constante d'équilibre.
- 4- Faire un schéma de la pile sur lequel on précisera le sens du courant électrique et celui de circulation des électrons. Indiquer les sens de migration des ions dans le pont salin.
- 5- Calculer, à l'équilibre, le potentiel de chacune des électrodes et la concentration des ions Cu^{2+} et Fe^{2+} .

Données : $E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34\text{V}$ & $E^\circ (\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44\text{V}$

EXERCICE N°4 :

On considère l'électrode de référence au calomel(ECS) suivante à 25°C



- 1- Calculer son potentiel à l'équilibre
- 2- On réalise la pile suivante, l'électrode au calomel précédente a une lame de platine plongeant dans une solution de fer (II) et fer (III) de concentration molaire identique égale à 0,1 mol/l. Les deux électrodes sont reliées par un pont ionique. On néglige la ddp de la jonction

Hg(l) / Hg₂Cl₂ / KCl (1mol/l) // Fe²⁺, Fe³⁺ (0,1mol/l) / Pt

- a- Faire le schéma de la pile
- b- On place entre les deux pôles un voltmètre de très grande résistance.
- c- Calculer la valeur lue sur le voltmètre.

Données : Potentiels standard à pH = 0

$$E^{\circ} (\text{Hg}_2^{2+} / \text{Hg}) = 0,790 \text{ V}; E^{\circ} (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,770 \text{ V}; K_s (\text{Hg}_2\text{Cl}_2) = 6,4 \cdot 10^{-18}$$

EXERCICE N°5 :

- 1- Calculer le potentiel de la demi-cellule suivante : Ag⁺(0,0152 M) | Ag
- 2- Une cellule est constituée d'une électrode de verre et d'une électrode au calomel saturé développe une tension de -41.2 mv en présence d'un tampon à pH 6. En présence d'une solution inconnue, la tension vaut -200.4 mv. Calculer le pH et la concentration en H⁺ de la solution inconnue.

Donnée : E⁰ (Ag⁺/Ag) = 0.799 v

EXERCICE N°6 :

L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H₂O₂, qui peut se décomposer lentement en eau et en dioxygène. Cette réaction fait intervenir les deux couples redox : H₂O₂ / H₂O et O₂ / H₂O₂.

On remarque que l'eau oxygénée joue un rôle d'oxydant dans le premier couple et de réducteur dans le second. Une telle réaction est appelée réaction de dismutation.

1-Etablir l'équation de décomposition de l'eau oxygénée.

L'étiquette d'un eau oxygénée vendu en pharmacie indique 20 volumes cela signifie que dans les conditions normales de température (0°C) et de pression (1 atm), un litre d'eau oxygénée libère 20litre L de l'oxygène lors de sa décomposition.

2- Déterminer la concentration [H₂O₂] de cette solution. On rappelle que dans les conditions normales de températures et de pression, le volume molaire est de 22,4 l/mol.

3-L'étiquette porte l'indication 6% H₂O₂ (en masse). Justifier ce pourcentage.

Donnée : Densité de l'eau oxygénée : d=1,01.