

OXYDOREDUCTION**Exercice n°1**

1°) Tracer le domaine de prédominance ou d'existence pour Sn^{4+} , Sn^{2+} et Sn , dans l'hypothèse où $[\text{Sn}^{2+}]_{\text{lim}} = 0.10 \text{ mol/l}$. Conclure.

2°) On agite de l'étain métal en excès dans une solution de chlorure d'étain (IV) à 0.1 mol/l . Décrire les phénomènes observés.

Déterminer la composition finale de la solution.

On donne $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0.14 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0.15 \text{ V}$

Exercice n°2

1°) On traite du cuivre par de l'acide nitrique, HNO_3 . Que se passe-t-il ?

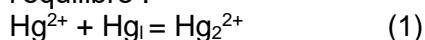
2°) Même question avec le zinc.

3°) Quelle est l'action de l'acide chlorhydrique, HCl sur ces deux métaux ?

Données : H^+/H_2 $E^\circ = 0$; NO_3^-/NO $E^\circ = 0.96 \text{ V}$; Cu^{2+}/Cu $E^\circ = 0.34 \text{ V}$ et Zn^{2+}/Zn $E^\circ = -0.76 \text{ V}$.

Exercice n°3

L'ion mercurique Hg^{2+} n'existe pratiquement pas en solution en présence de mercure Hg_l à cause de l'équilibre :



On donne : $E^\circ_1(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+}) = 0.907 \text{ V}$, $E^\circ_2(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) = 0.850 \text{ V}$

1°) Calculer le potentiel standard E°_3 du couple $\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}$.

2°) Calculer la constante de l'équilibre (1). Commenter l'affirmation du début de l'énoncé.

Exercice n°4

On construit la pile suivante :

① Electrode de zinc plongeant dans une solution de sulfate de zinc 0.1 mol/l

② Electrode d'argent plongeant dans une solution de nitrate d'argent 0.1 mol/l

1°) Préciser les polarités, déterminer la f.e.m de cette pile. Faire un schéma clair de la pile.

2°) On fait débiter la pile.

2.1°) Ecrire les réactions d'électrodes, et la réaction globale.

2.2°) Préciser le sens du courant.

2.3°) Calculer la constante d'équilibre de la réaction.

2.4°) Calculer la concentration des espèces ioniques restant en solution lorsque la f.e.m atteint la valeur 1.40 V .

3°) On ajoute de l'ammoniac concentré dans l'un ou l'autre des compartiments. Que se passe-t-il, qualitativement, dans chaque cas ?

4°) Donner la f.e.m de la pile suivante :



On donne Zn^{2+}/Zn $E^\circ = -0.76 \text{ V}$ Ag^+/Ag $E^\circ = 0.80 \text{ V}$

$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ $\text{pK} = 9.5$ $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ $\text{pK}' = 7.1$

Exercice n°5

Soit la pile : $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \ 0.1 \text{ mol/l} ; \text{HNO}_3 \ 0.01 \text{ mol/l} \parallel \text{NaOH} \ 1 \text{ mol/l} ; \text{PbS (s)} \mid \text{Pb}$

On mesure sa f.e.m $e = 0.69 \text{ V}$

On donne: Ni^{2+}/Ni $E^\circ_1 = -0.23 \text{ V}$; Pb^{2+}/Pb $E^\circ_2 = -0.13 \text{ V}$ H_2S $\text{pK}_1 = 7.0$ $\text{pK}_2 = 13.0$

1°) Faire un schéma de la pile.

2°) Préciser sa polarité.

3°) Calculer le produit de solubilité du sulfate de plomb.

Exercice n°6

Calculer le potentiel d'électrode lorsque la solution a atteint l'état d'équilibre:

Cr^{3+} : 0.1 mol/l + Hg_2^{2+} : 0.3 mol/l .

On donne $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$ $E^\circ_1 = -0.41 \text{ V}$; $\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+}$ $E^\circ_2 = 0.91 \text{ V}$.