

TD 23 - ACIDES, BASES (SUITE). OXYDORÉDUCTION.

1 Exercice 1- Calculs de concentration

Question (1. 1)

Trouvez le pH des solutions suivantes :

1. 1.a.) solution d'acide formique $HCOOH$ de concentration en soluté apporté $c = 0,1$ mol/L puis $c' = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L ;
1. 1.b.) solution de chloroacétate de sodium ($NaCH_2ClCOO$) de concentration en soluté apporté $c = 0,01$ mol/L ;
1. 1.c.) solution de glycine CH_2COONH_3 noté AH de concentration $c = 0,1$ mol/L. (Indice, prendre en compte la réaction de AH avec lui-même) ;
1. 1.d.) mélange de $V_1 = 100$ mL de solution d'ammoniac NH_3 de concentration $c = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L et de $V_2 = 50$ mL de solution d'acide formique de concentration $c = 0,01$ mol/L ;

Question (1. 2)

Déterminer la concentration en soluté apporté d'une solution de CH_3COOH de $pH = 3,0$

Question (1. 3)

Déterminer la concentration en soluté apporté et en chaque espèce d'une solution d'acide oxalique $C_2O_4H_2$, de $pH = 1,5$.

Données

Couple	$HCOOH/HCOO^-$	$CH_2ClCOOH/CH_2ClCOO^-$	AH_2^+/AH	AH/A^-	NH_4^+/NH_3	CH_3COOH/CH_3COO^-
pK_a	3,8	2,8	2,3	9,6	9,2	4,8

2 Demi-équations de réaction

Question (2. 1)

Pour les ensembles d'espèces suivantes, calculer le nombre d'oxydation de chaque espèce, écrire la demi-équation de réaction et le couple oxydant/réducteur entre chaque couple d'espèces :

2. 1.a.) $Cu, Cu^+, Cu^{2+}, Cu(OH)_2$;
2. 1.b.) $Hg, Hg_2^{2+}, Hg^{2+}, Hg(OH)_2$;
2. 1.c.) $Cl^-, Cl_2, HClO$;
2. 1.d.) $Cr, Cr^{2+}, Cr_2O_3, CrO_4^{2-}, Cr_2O_7^{2-}$

Question (2. 2)

Écrire la demi-équation de réaction entre :

2. 2.a.) Cu^+ et Cu^{2+} ;
2. 2.b.) Hg_2^{2+} et $Hg(OH)_2$;
2. 2.c.) Cl_2 et $HClO$;
2. 2.d.) CrO_4^{2-} et Cr_2O_3 ;
2. 2.e.) CrO_4^{2-} et $Cr_2O_7^{2-}$

3 Relation de Nernst

Question (3. 1)

Exprimer le potentiel d'une l'électrode mettant en jeu les espèces :

3. 1.a.) Cu^+ et Cu ;
3. 1.b.) Hg et Hg^{2+} ;
3. 1.c.) Cl_2 et Cl^- ;
3. 1.d.) Cr_2O_3 et CrO_4^{2-}

4 Pile Leclanché

On peut trouver dans le commerce deux types de piles bâtons, les piles salines ou les piles alcalines. On étudie ici les piles salines, appelées ainsi car elles utilisent un pont salin constitué d'une solution gélifiée de chlorure de zinc et de chlorure d'ammonium (en remplaçant ces solutions par de l'hydroxyde de potassium, on obtient une pile alcaline). Elle fonctionne avec les couples $Zn_{(aq)}^{2+}/Zn_{(s)}$ sur électrode de zinc, et $MnO_{2,(s)}/MnO_2H_{(s)}$ sur électrode de graphite.

On simplifie l'étude en prenant comme conditions de travail :

$$[Zn^{2+}] \simeq 1,0 \text{ mol/L} \quad pH \simeq 4 \text{ au niveau de l'électrode de graphite.}$$

Question (4. 1)

Faire un schéma de la pile (pas besoin de respecter l'aspect extérieur).

Question (4. 2)

Déterminer le potentiel d'oxydoréduction de chaque borne et en déduire quelle est la borne + et quelle est la borne -. Quelle est alors la f.e.m ?

Question (4. 3)

Désigner quelle est la cathode et quelle est l'anode, et déterminer quelle réaction se produit à chaque électrode.

Question (4. 4)

En déduire l'équation de fonctionnement de la pile.

Question (4. 5)

La pile contient une masse $m_1 = 20,0 \text{ g}$ de zinc et une masse $m_2 = 2,9 \text{ g}$ de MnO_2 , calculer sa capacité en mAh et comparer à une pile rechargeable nouvelle génération $Ni-MH$ qui a une capacité de 2500 mAh.

Question (4. 6)

Comment évolue le pH au niveau de l'électrode de graphite lorsque la pile fonctionne ? Comment évolue la f.e.m ?

Données

$$M(Zn) = 65 \text{ g/mol} \quad M(MnO_2) = 87 \text{ g/mol} \quad E_{MnO_2/MnO_2H}^0 = 1,01 \text{ V} \quad E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,77 \text{ V}$$