

EXAMEN CHIMIE ANALYTIQUE

Exercice 1 :

A./ Calculer le pH des solutions suivantes :

1 : Acide chlorhydrique : $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ - $10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$

2 : Soude : $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ - $3,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

3 : Acide éthanoïque (CH_3COOH) : $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

pKa ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$) = 4,8

B./ Classer les couples suivants par force d'acidité décroissante.

$\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$; HCl/Cl^- ; $\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$; HF/F^- ; $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$; HCN/CN^-

pka 3,4 -6 14,5 3,2 9,2 9,1

On ajoute l'acide acétique (CH_3COOH) à une solution contenant les ions suivants :

OH^- , Cl^- , NO_2^- , S^{2-} , F^- , CN^- . Il y'aura réaction avec quels ions?

C./ Soient les acides et les bases suivants : On donne les valeurs des pKa des couples acide-base :

HCl : - 6; HBr : - 9; CH_3OH : 16; $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$: 2,2 et 7,2; HF/F^- : 3,2; $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$: 9,2;

$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$: 4,8

Donner les acides forts et faibles ainsi que les bases fortes et faibles..

Exercice 2 :

A.) Déterminer les nombres d'oxydation des atomes présents dans les espèces chimiques suivantes :

a) PO_4^{3-} ; b) Cr_2O_3 ; c) MnO_4^- ; d) Ag^+ ; e) K_2O_2 ; f) LiH ; g) F_2O ; h) I^-

B.) Au vu des potentiels standard des différents couples, prévoir si une réaction aura lieu lorsque l'on mélange une solution d'acide lactique avec :

1.) Une solution acide d'ions bichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$;

2.) Une solution d'ions chromiques Cr^{3+} .

Compléter la réponse en calculant les constantes d'équilibre des réactions d'oxydo-réduction.

On donne : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ $E^\circ_1 = 1,33 \text{ V}$; $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$ $E^\circ_2 = - 0,41 \text{ V}$

$\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ (acide pyruvique)/ $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ (acide lactique) $E^\circ_3 = - 0,19 \text{ V}$

C.) Equilibrer les réactions d'oxydo-réduction

a) $\text{IO}_3^- + \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$ (milieu acide)

b) $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{NO}$ (milieu acide)

Exercice 3 :

L'eau oxygénée de formule H_2O_2 peut être dosée par action des ions permanganate MnO_4^- .

1.) Ecrire la demi-équation électrochimique relative au couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, puis celle relative au couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2$.

2.) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.

3.) Calculer sa constante d'équilibre K°

Données : $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = E^\circ_1 = + 1,51 \text{ V}$

$E^\circ(\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}_2) = E^\circ_2 = + 0,70 \text{ V}$

Exercice 4 :

1.) Donner les noms des complexes suivants :

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$; $\text{Fe}(\text{CO})_5$

2.) Donner les formules des complexes suivants : ion hexaaquachrome(III); ion tetrahydroxozincate(II).

Données : zinc (Zn), fer (Fe), chrome (Cr)