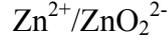
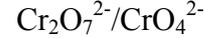
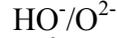


Travaux dirigés de Chimie n° 5

Exercice 1 : Ecriture de la constante de réaction

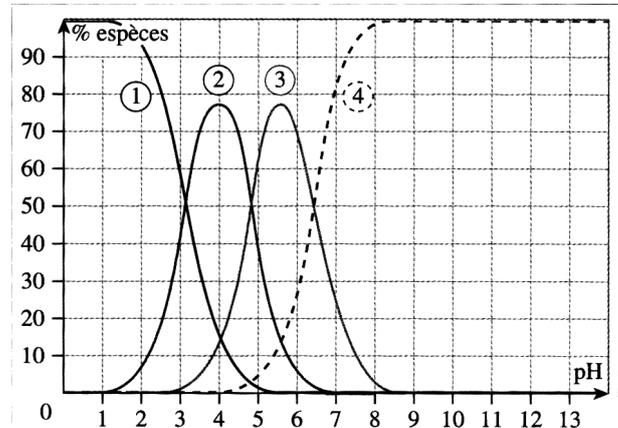
On envisage différents couples acide-base ; écrire pour chaque couple la réaction de l'acide sur l'eau puis la constante d'acidité correspondante :



Exercice 2 : Diagramme de distribution de l'acide citrique

L'acide citrique de formule $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ est un triacide noté H_3A . Le document ci-dessous donne son diagramme de distribution en fonction du pH. Les courbes tracées représentent le pourcentage de chacune des espèces contenant « A » lorsque le pH varie.

1. Identifier chacune des courbes.
2. En déduire les constantes pK_{Ai} et K_{Ai} relatives aux trois couples mis en jeu.
3. 250,0mL de solution ont été préparés en dissolvant 1,05g d'acide citrique monohydraté $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
 - a. Calculer la concentration c de la solution.
 - b. Déterminer, à partir de c et du diagramme de distribution, la composition du mélange à $\text{pH}=4,5$.



Exercice 3 : Diagramme de prédominance.

L'acide malonique ou acide propanedioïque de formule $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ est un diacide caractérisé par ses constantes d'acidité successives $\text{pK}_{\text{A1}}=2,85$ et $\text{pK}_{\text{A2}}=5,80$. Il sera noté H_2A par la suite.

1. Ecrire les équations des réactions de H_2A et HA^- avec l'eau : en déduire l'expression de K_{A1} et K_{A2} , puis le diagramme de prédominance des espèces.
2. Déterminer l'espèce majoritaire dans les trois solutions suivantes S_1 , S_2 et S_3 caractérisées par :
 - a. $\text{pH}(\text{S}_1)=3,20$.
 - b. $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{S}_2}=2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
 - c. $[\text{HO}^-]_{\text{S}_3}=5,2 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$.
 - d. Déterminer la composition, en pourcentage des concentrations, de la solution S_2 .

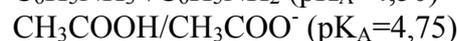
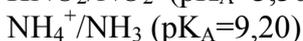
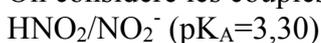
Exercice 4 : Les couples du CO_2 .

1. Ecrire les équilibres liant les espèces de couples $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ et $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$.
2. Exprimer K_{A1} et K_{A2} .
3. L'ion HCO_3^- est un ampholyte : le vérifier.
4. L'ion HCO_3^- apparaît dans une réaction faisant intervenir H_2CO_3 et CO_3^{2-} comme produits. Quelle est l'expression de la constante d'équilibre ? Quelle est sa valeur ?
5. Préciser sur un axe gradué en pH les domaines de prédominance des différentes espèces.

Données : $\text{pK}_{\text{A1}}=6,4$; $\text{pK}_{\text{A2}}=10,3$.

Exercice 5 : Réactions acido-basiques

On considère les couples :



1. Classer ces couples sur une échelle de pK_A . Quel est l'acide le plus fort ? Quelle est la base la plus forte ?

2. Ecrire les équations bilans et déterminer les constantes d'équilibre des réactions suivantes :
- Acide acétique CH_3COOH avec l'aniline $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$.
 - Acide nitreux HNO_2 avec l'ammoniac NH_3 .
 - Aniline avec l'ion ammonium.

Calculs de pH

Exercice 6 : Dissolution de l'acide perchlorique

On dissout de l'acide perchlorique, HClO_4 dans l'eau. Il s'agit d'un acide fort.

- Ecrire le couple correspondant.
- On dissout $m=0,10\text{g}$ de cet acide dans 1L d'eau. On supposera que le volume de la solution obtenue fait $V = 1\text{L}$. Quelle est la concentration des ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en fonction de la masse molaire M de cet acide ?
- On donne $M(\text{Cl})=35,5\text{g/mol}$. En déduire l'expression du pH.
- Quelle est alors la concentration des ions hydroxydes $[\text{OH}^-]$?

Exercice 7 : pH d'une solution d'ions Fer(III)

En solution aqueuse, les ions fer(III) sont présents sous forme du complexe $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$, qui se comporte comme un diacide, de pK_A successifs 2,2 et 3,4.

- Ecrire les couples acido-basiques associés au complexe $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$.
On notera ensuite les différentes espèces AH_2 , AH^+ et A^{2+} .
- Ecrire l'équation de la réaction entre le complexe $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ noté A_2H et l'eau calculer sa constante d'équilibre.
- On dispose d'une solution de chlorure de fer(III), de concentration $1,0 \cdot 10^{-1}\text{mol/L}$.
 - En considérant uniquement la première acidité de $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$, déterminer la composition de la solution à l'équilibre. Calculer le pH de la solution.
 - Quelles espèces prédominent dans la solution ? Etait-il justifié de ne pas prendre en compte la seconde acidité de $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$?

Exercice 8 : Solutions d'ammoniaque

- On dispose d'une solution $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ d'ammoniaque.
 - Donner le couple acide-base correspondant. Son pK_A est de 9,2.
 - Ecrire l'équation de dissociation correspondante. On notera x l'avancement molaire.
 - Donner les concentrations de chaque espèce en solution en fonction de x .
 - Calculer la concentration de NH_3 à l'équilibre.
 - Calculer le pH de cette solution avec l'hypothèse de faible dissociation et sans cette hypothèse.
- A 50mL de la solution précédente, on ajoute 50mL d'acide chlorhydrique de concentration $0,05\text{mol.L}^{-1}$.
 - Faire le bilan des espèces en solution.
 - Ecrire la réaction prépondérante
 - Calculer les concentrations en NH_3 et NH_4^+ . Calculer le pH du mélange.
 - Quelles propriétés possède ce mélange.

Exercice 9 : Réaction prépondérante.

On prépare 200,0mL de solution en dissolvant $2,00 \cdot 10^{-2}\text{mol}$ de chlorure d'anilinium ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+, \text{Cl}^-$) ($\text{pK}_A=4,50$) et $3,00 \cdot 10^{-2}\text{mol}$ de borate de sodium Na^+BO_2^- ($\text{pK}_A=9,20$).

- Tracer un diagramme de prédominance vertical des espèces acides et basiques des deux couples.
- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit lors du mélange des réactifs. Calculer sa constante K^0 .
- Déterminer la composition finale du système. En déduire une valeur approchée du pH de la solution.