

Série de TD 2

Exercice 1

a) Déterminer l'acide ou la base conjuguée des espèces chimiques suivantes :

NH_4^+ ; HNO_3 ; HClO_4 ; HCOOH ; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$; NH_2OH ; OH^- ; CN^- ;
 $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$

b) Compléter les équilibres suivants en précisant la nature des composés :

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$; $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$; $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots$
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$; $\text{pyridine} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots\dots\dots$

Exercice 2

1) Calculer le pH d'une solution de HCl dans les cas suivants :

a) $1,2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$; b) $3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; c) $5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

2) Même question pour une solution de NaOH

a) $1,2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$; b) $9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; c) $1,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

Exercice 3

Calculer les concentrations des ions H_3O^+ et OH^- dans les liquides biologiques suivants :

- Liquide entre les fibres musculaires , pH=6,1
- Le suc gastrique, pH=1,4
- Le sang humain, pH= 7,34
- Le liquide amniotique, pH=7,1

Exercice 4

Une solution aqueuse $2 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$ de méthylamine CH_3NH_2 à un pH = 12.

a) Quel serait le pH d'une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium (KOH) de même concentration ?

Que peut-on dire de la réaction d'ionisation de la méthylamine dans l'eau ?

b) Faites le bilan qualitatif des espèces présentes dans la solution aqueuse de méthylamine.

c) Calculez les concentrations de toutes les espèces chimiques recensées.

Exercice 5

Calculer le pH des mélanges suivants :

1) 50 ml de HCl à 10^{-2} mol/l et 25 ml d'acide perchlorique HClO_4 à $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$.

2) 20 ml de HCl 10^{-2} M et 20ml d'acide monochloroacétique 10^{-1} M .

3) 25ml d'acide formique 0,1M et 50ml d'acide acétique 10^{-2} M .

4) 10ml de NaOH 10^{-3} M et 10ml d'ammoniaque 10^{-1} M .

Données :

$\text{ClCH}_2\text{COOH} / \text{ClCH}_2\text{COO}^-$: pKa= 2,85 ; $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$: pKa= 3,74

$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$: pKa= 4,75 ; $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ pKa= 9,25.

Exercice 6

On dissout 26,75g de chlorure d'ammonium NH_4Cl dans 1l d'eau.

- 1) Calculer le pH de cette solution sachant que le K_a du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ est égal à $5,6 \cdot 10^{-10}$.
- 2) Combien de moles de NH_3 faut-il ajouter à la solution précédente pour obtenir une solution tampon de $\text{pH} = 9,07$?
 - On néglige la variation de volume due à l'addition des réactifs.

Exercice 7

On souhaite réaliser une réaction enzymatique dans un milieu tamponné à $\text{pH} = 7,4$.

- 1) Connaissant les pK_a de l'acide phosphorique (H_3PO_4), indiquer quel est le couple qui permet de réguler ce pH. Justifier la réponse. Que peut-on dire des autres espèces dérivant de l'acide phosphorique ? $\text{pK}_1 = 2,15$; $\text{pK}_2 = 7,2$; $\text{pK}_3 = 12,3$
- 2)
 - a- Ecrire la réaction prépondérante qui a lieu à $\text{pH} = 7,4$.
 - b- Calculer le rapport des concentrations des deux espèces prédominantes.
 - c- Sachant que la concentration totale de ces deux espèces est $0,450 \text{ mol.L}^{-1}$, en déduire la concentration de chacune d'elles.
- 3) La réaction enzymatique étudiée libère $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ d'ions H_3O^+ .
 - a- Quel sera le pH de ce milieu tamponné ?
 - b- Quel serait ce pH dans l'eau pure, en l'absence de tampon ?

Exercice 8

- 1) Calculer les produits de solubilité des corps suivants, connaissant la solubilité de chacun d'eux à 25°C . on néglige la dissociation de l'eau.
 AgCl : $s = 1,30 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$; Ag_3PO_4 : $s = 1,63 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$: $s = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$, $M=310$
- 2) Connaissant à 25°C , les produits de solubilité des corps suivants, calculer la solubilité de chacun d'eux, en gramme par litre.
 Ag_2CO_3 : $K_s = 6,2 \cdot 10^{-2}$; MgCO_3 : $K_s = 2,6 \cdot 10^{-5}$; $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$: $K_s = 1,5 \cdot 10^{-32}$, $M=811,6$.

Exercice 9

Le produit de solubilité du sulfate de plomb PbSO_4 est de $1,8 \cdot 10^{-8}$. Calculer sa solubilité dans :

- 1) L'eau pure.
- 2) Une solution de nitrate de plomb $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ $0,1 \text{ mol/l}$.
- 3) Une solution de sulfate de sodium Na_2SO_4 10^{-3} mol/l . Que peut-on en conclure ?

Exercice 10

La solubilité de l'hydroxyde de Fer, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ est de $0,6 \text{ mg/l}$.

- 1) Donner l'expression du produit de solubilité et calculer sa valeur.
- 2) Supposons que nous voulions séparer les ions Fe^{2+} d'une solution aqueuse sous forme d'hydroxyde de Fer, $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Quelle doit-être la concentration des ions OH^- pour qu'il reste moins de $1 \mu\text{g}$ d'ions Fe^{2+} par litre ?
- 3) Quelle est alors le pH minimum à atteindre ?