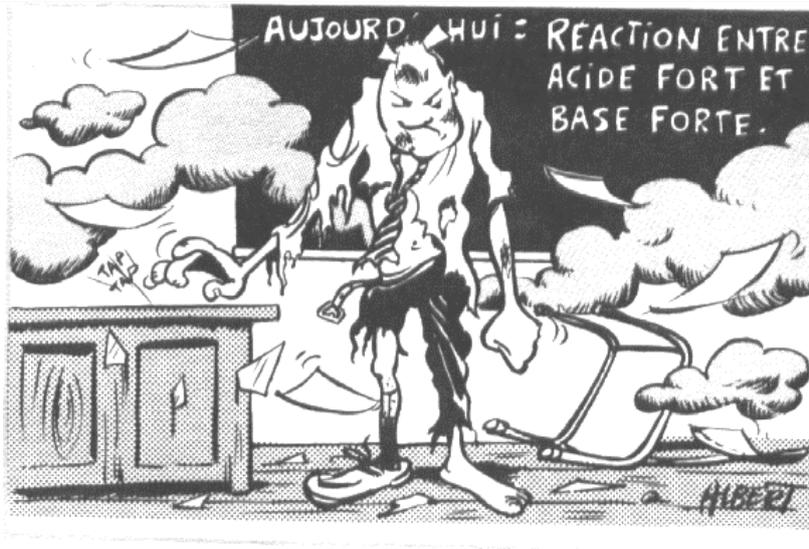


TD : couples acido-basiques



EXERCICE 1 :

1) Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique (acide fort) puis d'une solution d'éthanoate de sodium (base forte) de concentrations : $C = 10^{-3}$ mol/L; $C = 10^{-6}$ mol/L; $C = 10^{-7}$ mol/L

2) Calculer le pH des solutions d'acide faible suivantes : Acide méthanoïque $pK_a = 3,8$; Chlorure d'ammonium $pK_a = 9,2$ de concentrations: $C = 10^{-2}$ mol/L; $C = 10^{-5}$ mol/L

EXERCICE 2 :

La glycine est un acide aminé de formule H_2N-CH_2-COOH . Elle contient une fonction basique NH_2 et une fonction acide $COOH$. Les deux pK_a de la glycine sont 2,3 et 9,6.

- 1) Donner les domaines de prédominance en fonction du pH en précisant bien la formule semi-développée de la glycine dans chaque domaine. Indiquer la formule chimique de la glycine en solution.
- 2) Calculer le pH d'une solution obtenue en dissolvant $5 \cdot 10^{-3}$ mole de glycine dans 50 mL d'eau.

EXERCICE 3 :

Au contact de l'eau, l'acide sulfurique H_2SO_4 se solvolyse totalement conduisant à l'ion hydrogénosulfate qui est lui-même un acide faible de $pK_a = 2$.

Calculer le pH de trois solutions de concentrations 0,1 ; 10^{-3} ; 10^{-5} mol/L. Commenter.

EXERCICE 4 :

Calculer le pH des solutions 10^{-3} mol/L d'ampholytes suivantes :

- Hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3$: $pK_1 = 6,37$; $pK_2 = 10,25$
- Monohydrogénophosphate de sodium Na_2HPO_4 : $pK_1 = 2,12$; $pK_2 = 7,21$; $pK_3 = 12,67$
- Hydrogéoaxalate de sodium $NaHC_2O_4$: $pK_1 = 1,2$; $pK_2 = 4,3$.

Ces trois espèces se dissocient tout d'abord totalement dans l'eau.

EXERCICE 5 :

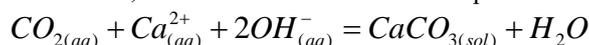
Calculer le pH d'une solution d'acide fluorhydrique de concentration 10^{-5} mol/L.

Quelle remarque peut être faite quant à la dissociation de cet acide faible dans ces conditions ? Interpréter.

$pK_a (HF/F^-) = 3,20$.

EXERCICE 6 :

a) A partir des données fournies, calculer la constante K° de l'équilibre :



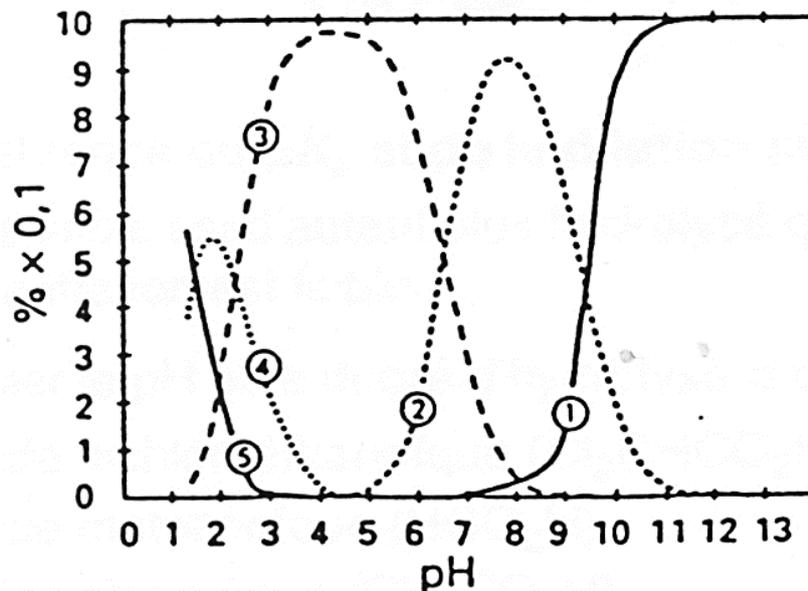
b) Dans la bouche, la concentration des ions calcium est voisine de $3 \cdot 10^{-3}$ mol/L, le pH est voisin de 6,75 et la pression partielle du dioxyde de carbone dans l'air expiré est égale à 0,04 bar. Dans ces conditions, peut-il y avoir formation de tartre dentaire sur les incisives du bas ?

$CO_2(gaz) = CO_2(aq)$ $K^\circ = 3 \cdot 10^{-2}$ $pK_{a1}(CO_{2(aq)}/HCO_3^-) = 6,4$ $pK_{a2}(HCO_3^-/CO_3^{2-}) = 10,3$ $pK_e(H_2O) = 14$.
 $pK_s(CaCO_3, s) = 8,4$ $CaCO_3(s) = Ca_{(aq)}^{2+} + CO_3^{2-}(aq)$ $K = K_s(CaCO_3)$.

EXERCICE 7:

On considère un tétracide, l'acide pyrophosphorique $H_4P_2O_7$, que nous écrirons H_4A .

- Ecrire les équilibres successifs de dissociation de cet acide dans l'eau, préciser les expressions des constantes d'acidité.
- Le diagramme de distribution des espèces en fonction du pH est donné sur le schéma suivant. Préciser la signification des courbes notées 1 à 5.
- En déduire les pK_{ai} de l'acide pyrophosphorique $H_4P_2O_7$.
- Quelles sont les domaines de prédominance des différentes formes de cet acide, de H_4A et A^{4-} ?
- On mélange 0,2 mole de Na_4A et 0,15 mole de H_4A dans un litre d'eau, quelle est la composition de la solution obtenue ?



EXERCICE 8 :

A partir d'une solution de H_3PO_4 à 1,6 mol/L et d'une solution de soude à 1 mol/L, on désire préparer 200 mL de solution tampon de $pH=6,50$ dont la concentration en phosphore sous toutes ses formes, soit égale à 0,4 mol/L.

- Quels sont les volumes respectifs des solutions de H_3PO_4 , de NaOH et d'eau distillée à mélanger pour réaliser le tampon ?
- Quel est le tampon qui assure le $pH 7,4$ du sang ?

EXERCICE 9 :

- Quelles sont les propriétés d'une solution tampon ?
- Les solutions tampons « Tris », très utilisées en biochimie est un mélange d'un acide que l'on notera RNH_3^+ et de sa base conjuguée RNH_2 (2-amino-2-hydroxyméthylpropan-1,3-diol). Le pK_a du couple est de 8,2 à 25°C. En notant C_0 , la concentration molaire totale du tampon, déterminer, en fonction de C_0 , les concentrations de RNH_3^+ et RNH_2 respectivement notées C_a et C_b dans la solution tampon de $pH = 9,8$.
- La solution est préparée en introduisant une masse m_a de l'acide, sous forme chlorure (RNH_3Cl) et une masse m_b de la masse (RNH_2) dans une fiole jaugée de 1,00 L et en complétant avec de l'eau distillée. Calculer les masses m_a et m_b à introduire pour obtenir une solution tampon de concentration molaire $C_0 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

$$\begin{aligned} \text{Masses molaires :} \quad & RNH_3Cl : M_a = 157,6 \text{ g.mol}^{-1} \\ & RNH_2 : M_b = 121,1 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

EXERCICE 10 :

L'eau de Javel est une solution aqueuse équimolaire d'ions chlorure Cl^- et hypochlorite ClO^- . Le degré chlorométrique désigne le nombre de litres de dichlore qui peuvent être libérés par l'addition d'acide chlorhydrique en quantité non limitante à un litre d'eau de Javel dans les conditions normales de température et de pression (le volume molaire des gaz est alors 22,4 L).

- A combien de moles de dichlore correspond un litre d'eau de Javel commerciale à 48 « degrés chlorométriques » ?
 - Dans une piscine de 60 m^3 , on introduit de l'eau de Javel commerciale à 48 degrés chlorométriques. Déterminer le volume d'eau de Javel commerciale à verser dans la piscine pour obtenir une concentration de 1 $mg.L^{-1}$ en élément chlore.
 - Quel est alors le pH de l'eau de piscine ?
 - Quel volume d'acide chlorhydrique à 9 $mol.L^{-1}$ doit-on verser pour amener le pH de cette eau à 7,5.
- Données : $pK_a(ClOH/ClO^-) = 7,5$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.