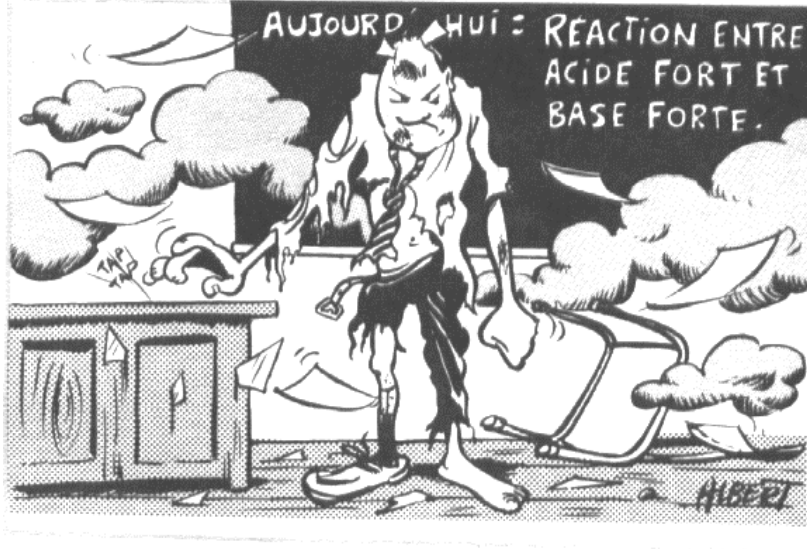


## TD : couples acido-basiques



### EXERCICE 1 :

1) Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique (acide fort) puis d'une solution d'éthanolate 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 :

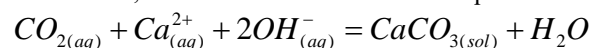
Calculer le pH d'une solution d'acide fluorhydrique de concentration  $10^{-5}$  mol/L.

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  $K^\circ$  de l'équilibre :



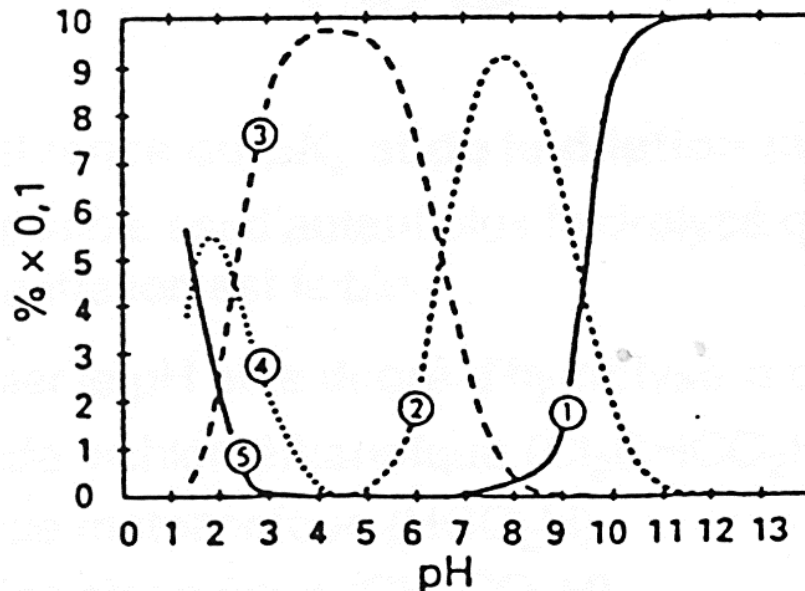
b) Dans la bouche, la concentration des ions calcium est voisine de  $3 \cdot 10^{-3}$  mol/L, le pH est voisin de 6,75 et la pression partielle du dioxyde de carbone dans l'air expiré est égale à 0,04 bar. Dans ces conditions, peut-il y avoir formation de tartre dentaire sur les incisives du bas ?

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

### 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 :  $pK_a(ClOH/ClO^-) = 7,5$  ;  $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ .