**Université Ziane Achour Djelfa**

**Faculté de sciences de la Nature et de la Vie**

**1ère année tronc commun SNV**

**Module de Chimie 2**

**Série 1: Les équilibres acido-basiques**

**Exercice 1 :** La concentration en ion H30+ d’un échantillon typique de sang artériel est égale à 4.10-8 M. Calculer le pH de cet échantillon sanguin.

**Exercice 2 :** L’acide carbonique H2CO3 est un électrolyte faible, sa constante d’équilibre Kc = 4 10-7

* Calculer le coefficient de dissociation α de cet acide pour une solution de concentration C0 = 0.1M
* Dans les mêmes conditions de température et de pression calculer α pour C0 = 0.001M

**Exercice 3 :** Le pH du sang humain est 7,3, celui du chien 6,9. Quelles sont les concentrations respectives en ions H3O+ est OH—, exprimées en puissance entière ?

**Exercice 4 :** 1° Calculer le pH des solutions d’acide chlorhydrique suivantes :

1. 1,2.10-2 M ; b) 3.10-4 M ; c) 5.10-6 M ;

2° Calculer le pH des solutions de soude suivante :

1. 1,2.10-2 M ; b) 9.10-3 M ; c) 1,4.10-5 M ;

**Exercice 5 :** Trois solutions d’acide sulfurique, d’acide chlorhydrique et d’acide propionique (CH3CH2COOH : acide faible) ont même pH. 15 cm3 d’une solution de soude 10-2 M sont nécessaire pour neutraliser 200 cm3 de la solution d’acide chlorhydrique alors qu’ile faut 40 cm3 de cette solution pour neutraliser 10 cm3 de la solution d’acide propionique. Calculer :

1. le pH commun aux trois solutions,
2. la molarité de chacune de ces trois solutions,
3. la constante d’acidité de l’acide propionique.

**Exercice 6 :** On considère une solution d’hydroxyde de baryum Ba(OH)2 dont le pH est 12,7. Quelle est la molarité de cette base forte ?

**Exercice 7 :** Sachant que la constante d’acidité de l’acide benzoïque (C6H5COOH) est égale à 6,2.10-5, calculer le pH d’une solution aqueuse contenant 3,6 g de benzoate de sodium C6H5COONa par litre.

**Exercice 8 :** La constante d’acidité de l’acide monochloracétique, ClCH2COOH, dans l’eau à 25 °C est Ka=1,4.10-3.

1. Calculer le coefficient de dissociation α et le pH des solutions aqueuses de cet acide pour les concentrations successives : 10-4 M, 10-2 M, 1 M

1. Comparer les valeurs de pH trouvées, à celles de solutions aqueuses d’acide chlorhydrique de mêmes concentrations.

**Exercice 9 :** L’acidité de la limonade est due à la présence de l’acide citrique (H3Cit). En admettant qu’un seul proton de cet acide s’ionise, déterminer la concentration de celui-ci dans le jus de citron, si après une dilution par 10 il conduit à une acidité de pH = 2,6.

Ka = 8,4.10-4 pour la première acidité de H3Cit.

***Corrigé de la série 1***

***Exo 1****: 1M c'est équivalent à 1mol/l, donc 4.10-8 M veut dire [H3O+] = 4.10-8mol/l*

*pH* = *-log* *[H3O+] donc pH* = *-log 4.10-8 = 7.4.*

***Exo 2:*** H2CO3  + *H2O H3O+ + HCO3- avec Kc = C0 . α2/ (1- α)*

*La résolution de l’équation du second degré donne α = 0.002*

*Pour la concentration C0 = 0.001mol**/**l**Kc est constante* *donc**α = 0.02*

***Exo 3:*** *[H3O+][OH-] = 10-14 à T = 25°C; donc pour le sang humain [H3O+] = 10-7.3 ou 5. 10-8mol/l*

*[OH-] = 10-14 / 5. 10-8 = 2. 10-7mol/l*

*Pour le sang du chien: [H3O+] = 10-6.9 = 1.26. 10-7 mol/l*

*[OH-] = 10-14 / 1.26. 10-7 = 7.9. 10-8 mol/l.*

***Exo 4: 1.****Pour un acide fort: pH = -Log Ca dont Ca est la concentration de l'acide ou la molarité d'un monoacide*

1. *1,2.10-2 M* *; pH = -Log 1,2.10-2 = 1.92* b) *3.10-4 M* ; *pH = - Log3.10-4=* *3.52*

c) *5.10-6 M ;  pH = - Log5.10-6 =5.3*

*2. pour une base forte pH = 14 +LogCb*

1. *1,2.10-2 M* ; *pH = 14 +Log1,2.10-2 = 12.08 .*  b) *9.10-3 M ; pH = 14 +Log9.10-3 = 11.95*

*c) 1,4.10-5 M ; pH = 14 +Log1,4.10-5 = 9.15*

***Exo 5:*** *Le point**d'équivalence exige :* ***NaVa = NbVb*** *; donc* ***Na = NbVb/Va =* 10-2.15/200 = 7.5. 10-*4mol/l***

*L'acide chlorhydrique est un monoacide fort; donc*: *pH = -Log Ca =* ***-Log*7.5. 10-4 = 3.12**

*a) Donc le pH commun des trois solutions* **= 3.12.**

*Pour l'acide propionique (acide faible):* ***Na = NbVb/Va = 40.* 10-2/*10 = 4.* 10-*2mol/l***

***b) La molarité des monoacides acides = La normalité;*** *donc = La molarité de l'acide chlorhydrique est:*

*M=***7.5. 10-*4*** *et celle de l'acide propionique, M=* ***4.* 10-*2.***

***L'acide sulfurique est un diacide fort, donc: N=2M et M=N/2 et pH = -Log2M***

*et par conséquent :* ***2M = 10-pH = 10-3.12, donc******M=10-3.12 /2 = 3.8.* 10-*4.***

***c)*** *Pour un acide faible :* ***pH = pKa/2-1/2LogM,*** *donc* ***pKa = 2pH+ LogM =4.8 ou Ka = 1.58.10-5***

***Exo 6:*** *Ba(OH)2 est une dibase forte donc : pH = 14+log2Cb , la molarite M=Cb; donc 14+log2M = 12.7*

*Donc Log2M = -1.3 et alors 2M =10-1.3 ou* ***M =10-1.3/2 = 0.025***

***Exo 7:*** *Le sel C6H5COONa se dissocie en donnant : C6H5COO- qui a un caractère basique et Na+ qui est neutre*

*Donc la solution qui contient C6H5COO- une solution de base faible: pH = 7 +1/2pKa + 1/2logCb*

*Cb = m/M = 3.6/(144) =0.025mol/l ; pKa = -log6,2.10-5 =4.2; log Cb =-1.6*

***pH = 7+ 4.2/2 -1.6/2 = 8.3***

***Exo 8:*** *ClCH2COOH est un acide faible donc pH = 1/2pKa - 1/2logM ; pKa =* ***2.85***

*1- pH = 2.85/2 -1/2log 10-4 =* ***3.4*** *; 2- pH = 2.85/2 -1/2log 10-2 =* ***2.4****; 3- pH =****1.4***

*pour les mêmes concentrations de l’acide chlorhydrique : 1- pH =* ***4****: pH =****2****; pH =* ***0***

***Calcul du coefficient de dissociation α pour la solution 10-4M***

*ClCH2COOH + H2O ClCH2COO- + H3O+*

*initiale C0 excès 0 0*

*finale C0 - C0* ***α*** *C0* ***α*** *C0* ***α***

***Ka = (****C0* ***α)2*** */C0(1-* ***α) =*** *C0* ***α2/ (****1-* ***α) on obtient une équation du second degré***

***C0 α2 + Ka α - Ka = 0 ; Δ = Ka2 + 4 C0Ka = (1.4.10-3)2 + 4.10-4.1.4.10-3= 0.25.10-5***

***α = (-1.4.10-3 + )/2.10-4 = 0.93***

***Exo 9:***  *H3Cit est un acide organique faible: pH = 1/2pKa- 1/2LogCa; pKa =* ***3.08;***

*Donc après dilution logCa =2( 1/2pKa -pH) = 2( 3.08/2 - 2.6) = -1.06 ou Ca =* ***0.087mol/l***

*Avant la dilution la concentration de l'acide citrique dans le boisson = 10\*0.087 =* ***0.87mol/l***