**Correction du devoir de syn3 4eme Sc 2013**

**CHIMIE**

**Exercice 1**

1°)a/ Les solutions ne sont pas diluées on néglige les ions oH- qui proviennent de l’eau

B + H2O A + OH-

C 0 0

C – yf yf yf



b/τf( B1) = 0,24.10-3 ,τf( B2) = 5,62.10-3 τf( B1) =12,59.10-3

2°)/a  Puisque B réagit faiblement avec l’eau alors τf <<1. Kb = C. τf2.

b/Kb1 =5,76.10-10 Kb2 =31,58.10-8 Kb3 =15,84.10-6  Kb3 >Kb2>Kb1

B1 B2 B3 basicité croissante

c/ pKa= pKe - pKb

pka1 = pKe – pKb1 = 4,76 alors B1( CH3COO-) pka2 = pKe – pKb2 = 7,5 alors B2(ClO-)

pka3 = pKe – pKb3 = 9,2 alors B3( NH3)

3°) CH3COOH + H2O CH3COO- + H3O+

C 0 0

C – yf yf yf

a/ 

b/ C + Kaτf - Ka = 0 C + 10-pKaτf - 10-Ka = 0 τf1= -0,34<0 à rejeter

τf2= 0,257 acceptable. τf2 > 0,05 l’acide n’est pas faiblement dissocié.

c/ PH = -log[H3O+]= -log(yf) = -log(Cτf2) = 4,29

**Exercice N°2**

1°) HA + H2O A- + H3O+

t=0 C 0 0

t C y y

tf C – yf yf yf

2°) a/Ka  logKa = log [H3O+] - log r - log [H3O+] = -logKa – log r pH = pKa –logr

b/ r= rτf = 1- τf alors τf = 

c/ τf = ≤ 0,05 = 1/20 alors r ≥ 19

3°)a/pH = 4,2 = pKa

b/ pH = 2,6 log r = 1,6 alors r = 39,8 >19 l’acide est faiblement dissocié

b/pH = ½ (pKa –logC1) C1= 10(pKa -2pH) = 0,1 mol.L- 1.

c/ r = 6,3 alors logr = 0,8 alors le pH = 3,4  τf = =

C2= (1+r)10-pH = 2,9.10-3mol.L-1.

**CHIMIE** *(9 points)* **Exercice 1:** *(4,75 points)*

**1)** a- Dilution au dixième : (S) de C et V (S’) de C’ et V’ avec V’ = 10V. CV = C’V’ C’ = C/10.

Pour la solution d’un acide fort : pH’ = – log C’ = pH + 1(Le pH augmente de 1).

Le pH de (S2) a passé de 1,6 à 2,6. Donc A2H est un acide fort.

Le pH de (S1) a passé de 2,9 à 3,4. Donc A1H est un acide faible.

b- Pour (S2) : pH2 = – log C2  C2 = 10–pH2 = 10–1,6 = 2,51.10–2 mol.L–1.

**2)** a- CH3COOH + H2O  CH3COO– + H3O+

b- t = 0 C0 excès 0 10–pKe/2

tf C0 – yf excès yf yf + [H3O+]eau

La solution n’est pas trop diluée (C0 >10–6 mol.L–1) [H3O+]eau << yf. Donc : [H3O+] = yf . D’où : yf = 10–2,9 = 1,26.10–3

c- f = yf /ym = yf / C0 = 1,26.10–2

d- L'acide est faiblement dissocié dans l’eau (f <5%) : f <<1 yf << C0.D’où : [CH3COOH] = C0.

Ka =  =[H3O+]2 = Ka.C0  pH0 = ½ (pKa – log C0) ; pKa = 2 pH + log C0 = 4,8

e- Ka = [H3O+]2/ C0 = C0f2. Pour la solution diluée : Ka = C’'f2 'f = f  = f 'f = 3,98.10–2 (< 5%).

pH’ = ½ (pKa – log C’) = ½ (pKa – log C0 +1) = pH0 + 0,5  pH’ = 3,4 (valeur confirmée pour S3).

**3)** a- pH = pH’– pH  pH’ = pH + 0,8 = 4,2 [CH3COOH] = C’– yf avec yf = [H3O+]

Ka =  [CH3COOH] = = = 10–3,6 = 2,51.10–4 mol.L–1.

b- Dilution : C V1 = C’ (V1 + Ve)  Ve = (– 1) V1

[CH3COOH] = C’– yf = C’ – 10–pH’ C’ = [CH3COOH] + 10–pH’= 10–3,6 + 10–4,2 = 3,14.10–4 mol.L–1.

Ve = (– 1).10 = 308 mL.

c- 'f = 10–pH/C' 'f = 0,2 = 20%.

L'acide n'est plus faiblement dissocié dans l’eau ('f n’est plus négligeable devant 1).

Donc on ne peut pas retrouver la valeur du pH à partir de l’expression du pH trouvée précédemment.

**Exercice 2:** *(4,25 points)*

**1)** B + H2O **** BH++ OH–

A t = 0 C excès 0 10–pKe/2

A tf  C – yf  excès yf  yf + [OH–]eau

Les solutions ne sont pas trop diluées (pH >8), on néglige les ions [OH–]eau devant yf . D’où : [OH–]= yf

f = = .

**2)** f1 = 1  B1 est une base forte. f2 = 10–1,9 = 1,26.10–2 < 5%  B2 est faiblement ionisée.

**3)** a-B2 est faiblement ionisée[B2] = C. D’où : Ka = = = =**.**

b- Ka =[H3O+]2 = pH = ½ (pKa + pKe + logC)

**4)** a- –1,9 logf  –1,3  1,26.10–2f 5.10–2 (solutions où B réagit faiblement) 

Ka =f2 =2 logf = – log C – pKb logf = ½ (– log C) – ½ pKb (segment de droite).

b-  – ½ pKb = – 2,4 pKb = 4,8 pKa = 9,2.

 Par dilution, C diminue. On constate que lorsque C diminue (de 0,1 à 6,3.10–3 mol.L–1), alors f

augmente (de 1,26 à 5%). Donc, la dilution favorise l’ionisation d’une base faible.

**5)** f = 2.10–2 log f = –1,7. On lit sur la courbe : log C = –1,4 C = 3,98.10–2 mol.L–1.

[OH–] = [BH+] = C.f = 7,96.10–4 mol.L–1 et [H3O+] = Ke/[OH–]= 1,26.10–11 mol.L–1.

[B] = C – [OH–]= 3,9.10–2 mol.L–1.