

Correction de la Série de TD Chimie des Solutions

Exercices 1 :

Soit un vinaigre du commerce contenant 30g d'acide acétique par litre de solution

- Calculer le PH de ce vinaigre sachant que le pka de l'acide acétique , est de 4,75 .

Le vinaigre est l'acide acétique de formule CH_3COOH qui est organique donc faible , l'expression à employer pour calculer le PH est :

$$\text{pH} = 1/2 (\text{pKa} - \log \text{Ca})$$

le PM de CH_3COOH est de 60g/mole on calcule le nbre de mole

$30/60 = 0,5$ mole qui se trouve dans litre donc c'est la concentration

molaire , comme notre acide est monovalent donc la Molarité = la Normalité

Application numérique : $\text{pH} = 1/2 (4,75 - \log 0,5) = 2,52$

- Quel volume d'une solution aqueuse 1,8 M d'acide sulfurique faudrait il employer pour préparer une solution aqueuse ayant même PH que le vinaigre .

Pour trouver le volume à prélever à partir d'une solution de H_2SO_4 (acide fort) de concentration 1,8M afin de préparer un litre de solution aqueuse de même PH qui est de même concentration d'acide acétique ,ici c'est un état de dilution on applique la relation suivante : $N_f V_f = N_i V_i$

le N_f c'est la concentration de l'acide donnée du PH

$V_f = 1\text{L}$, $N_i = 1,8\text{M}$, $V_i = ?$

$\text{PH} = -\log \text{Ca} = -\log [\text{H}^+]$

$[\text{H}^+] = 10^{-\text{PH}} = 10^{-2,52} = 0,003\text{ N}$

La concentration de H^+ est en Normalité ce qui explique la conversion de la concentration de H_2SO_4 en Normalité (le H_2SO_4 est bivalent)

$N = M \cdot n = 1,8 \cdot 2 = 3,6\text{N}$

$3,6 \cdot V_i = 0,003 \cdot 1$

$V_i = 0,003/3,6 = 0,0008\text{ L}$

donc il faut prélever 0,8ml de H_2SO_4 et compléter avec de l'eau distillée pour avoir un litre .

Exercice 2 :

Sachant que le K_a de l'acide benzoïque est de $6,2 \cdot 10^{-5}$. -Calculer le PH d'une solution d'acide benzoïque qui contient 4,6 g de benzoate de Na par litre

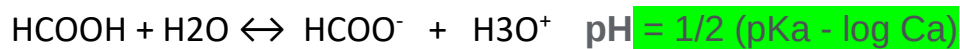
On suppose que la quantité de l'acide égale à la quantité des benzoate qui est la base conjuguée de cet acide donc :

$$pH = 7 + 1/2 pK_a + 1/2 \log C_a = 8$$

Exercice 3 :

Le pH d'une solution aqueuse d'acide formique $HCOOH$ de concentration $2 \cdot 10^{-2} M$ est égal à 2,7 .

-Calculer la constante d'acidité K_a de cet acide ?



$$2,7 = 1/2 (pK_a - \log 2 \cdot 10^{-2}) \quad 5,4 + \log 2 \cdot 10^{-2} = pK_a = 3,7 \quad K_a = 0,0001$$

-Combien de moles de formiate de soude doit on ajouter à 500ml de la solution initiale pour obtenir une solution tampon de $pH = 3,7$?

dans un litre de solution d'acide formique on a $2 \cdot 10^{-2}$ mole dans 500ml on aura 10^{-2} mole , le mélange de formiate de Na ($HCOONa$) avec son acide va produire une solution tampon dont le :

$$pH = pK_a + \log A^-/AH$$

$$3,7 = 3,7 + \log A^-/AH$$

qui implique que $nA^- = nAH$

$n(HCOONa) = n(HCOOH)$ donc $pH = pK_a = 3,7$ l'effet tampon est maximal.

-Combien de moles de soude peut on ajouter à 500 ml de la solution tampon précédente pour que son pH ne dépasse pas 4 ?

Pour garder la solution tampon avec un pH qui ne dépasse pas 4 :

$$4 = 3,7 + \log A^-/AH$$

$$0,3 = \log A^-/AH$$

$$0,5 = A^-/AH$$

$$0,5 = A^-/0,01$$

$nA^- = nNaOH = 0,005$ (la $NaOH$ ne s'interagit qu'avec le $HCOOH$ pour donner $HCOO^-$ sa quantité équivalente à $NaOH$)

Exercice 4 :

Il y a trois solutions H_2SO_4 , l'acide pro ionique et HCl ont le même pH
15 ml d'une solution de $NaOH 10^{-2} M$ sont utilisés pour neutraliser 200ml une

solution de HCL , alors qu' 'il faut 40mL de cette solution pour neutralisation 10 ml de solution de C₂H₅COOH .

-Calculer le PH commun .

$$Ca.Va = Cb.Vb \quad 15 \cdot 10^{-2} = 200 \cdot Ca \quad (\text{le cas de HCl})$$

$$Ca = 0,00075M = 0,00075N$$

$$\text{pour le cas de HCl} \quad PH = -\log Ca = -\log 0,00075N = 3,12$$

- Calculer la molarité de chaque solution . la molarité de H₂SO₄

$$M = N/2 = 0,00075/2 = 0,000375M$$

$$H_3O^+ + OH^- \text{ la molarité de l'acide propionique } 10^{-2} \cdot 40 = 10 \cdot Ca$$

$$Ca = 0,04M = 0,04N$$

Calculer le Ka de l'acide propionique

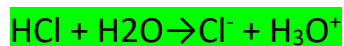
$$PH = \frac{1}{2}(Pka - \log Ca) \quad 6,24 = Pka - \log 0,04 \quad Pka = 4,84 \quad Ka = 1,45$$

EXERCICE 5:

On introduit 0,1 mole de HCL dans un litre d'eau :

a) Quelle est la concentration en ions H₃O⁺ de solution aqueuse

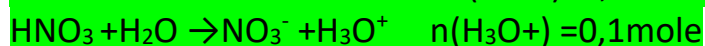
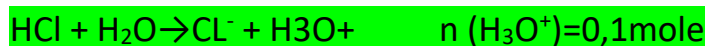
le HCl à une concentration de 0,1c 'est un acide fort la quantité de H₃O⁺ libérée de la dissociation de l' eau est négligeable



$2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$ la concentration ou la quantité de H₃O⁺ est 10⁻⁷ donc la concentration de la solution est 0,1M

b) Même question si on introduit simultanément 0,1 mole de l'acide HNO₃

On a deux réactions d 'acides forts dans l' eau

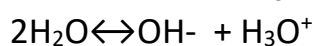
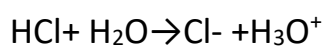


le nbre total en mole de H₃O⁺ est

$$0,1 + 0,1 + 10^{-7} = 0,2 \text{ mole}$$

le 10⁻⁷ est négligeable donc la concentration et l'acidité du mélange est déterminé par le HCl et HNO₃

c) On introduit 10⁻³ mole de HCL dans un litre d'eau quelle est la concentration en ions H₃O⁺



$$nHCl = 10^{-3} \quad nH_3O^+ = 10^{-7} \text{ négligeable}$$

EXERCICE 6:

On introduit 16, 35 gr d'acide trichloracétique C₂HCl₃O₂ dont le volume est 350ml

Combien y a t il de moles d'acide dans la solution de 50 ml de solution ?

Exprimez la molarité et la normalité de la solution . $PM = 163,38 \text{ g/mol}$

Le nbre de mole dans les 350ml : $16,35/163,38 = 0,1 \text{ mol}$

$n_{AH} = 0,1 \text{ mol} \times 50/350 = 0,0142 \text{ mol}$

$N_{AH} = M_{AH} = 0,0142/0,05 = 0,284 \text{ N}$

la concentration est la même dans les deux volumes mais qui est différent
 c' est le nbre de moles

on donne $PM = 163,5 \text{ gr}$

EXERCICE 7:

Déterminer la normalité de chacune des solutions suivantes .

A) 166gr de KI par litre de solution ? $PM = 166 \text{ gr}$.

$KI \rightarrow K^+ + I^-$ $M = 166 \times 1/166 = 1M = 1N$

B) 33gr de $(NH_4)_2SO_4$ dans 200ml de solution ? $PM = 132 \text{ gr}$.

Nbre de mole = $33/132 = 0,25$ $M = 0,25/0,2 = 1,25 \text{ mol/L}$ $N = M \times 2 = 2,5 \text{ eqg/L}$

C) 12,5 gr de $CuSO_4, 5H_2O$ dans 100ml de solution ? $PM = 249,5 \text{ gr}$.

Nbre de mole = $12,5/249,5 = 0,05 \text{ mol}$ $0,05/0,1 = 0,5M$ $N = M \times 2 = 1N$

$(NH_4)_2SO_4$ et $CuSO_4$ sont bivalents

EXERCICE 8 :

Quel est le nombre d'équivalent gramme dans une solution aqueuse à:

1) 3,65 g de HCL ? $n = 3,65/36,5 = 0,1 \text{ mol}$ $M = 0,1 \text{ mol/L} = N$

2) 9,8 g de H_2SO_4 ? $n = 9,8/98 = 0,1 \text{ mol}$ $M = 0,1 \text{ mol/L}$ $N = M \times 2 = 0,2N$

3) dans 20ml de solution 0,12 N de NaOH $N_{eqg} = 0,12/0,02 = 6 \text{ eqg}$

donnée $MCL = 35,5 \text{ g/mol}$; $MS = 32 \text{ g}$

EXERCICE 9:

soit les couples suivants :

H_2O/OH^- K_{a1}

H_3O^+/H_2O K_{a2}

Ecrire les équilibres correspondants à ces deux couples

calculer les constantes K_{a1} et K_{a2} à ces deux couples , et délivrer les valeurs de pK_a correspondantes ?

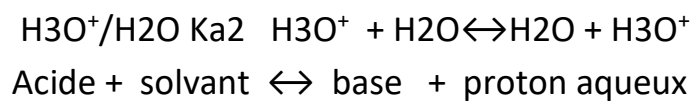
conclusion sur la forces des acides et de et des bases de ces deux couples ?

$K_e = 10^{-14}$ $PM \text{ } H_2O = 18 \text{ gr/mol}$

L'eau met en jeu le couple H_2O/OH^- $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

Acide solvant base

La constante K_e de cet équilibre est de 10^{-14} , soit $pK_a = 14$ une base est dite forte dans l'eau si le pK_a de son couple est supérieur à 14



La constante de cet équilibre est évidemment 1 et le pK_a du couple H_3O^+/H_2O est donc zéro

L'acide de constante K_a est dit acide fort dans l'eau si son pK_a est négatif