

solution tampon  $pH = pK_a + \log \frac{[base]}{[acide]}$

**Dilution** :  $C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$

**Base Forte** :  $pH = 14 + \log C_0$

**Acide Fort** :  $pH = -\log C_0$

# Acides et Bases

## Exercices et solutions

$pK_b = -\log K_b$

**Neutralisation** :  $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$

base faible  $pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a + \log C_0)$

$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$

Prof, Mourad AMARA

$pH + pOH = 14$

$C = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V}$

acide faible :  $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_0)$

# Exercice 1

Ecrire les réactions de dissociation dans l'eau des acides et bases suivantes, et calculer leur pH

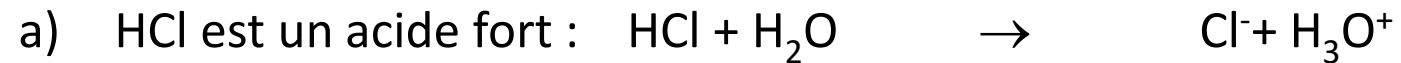
**a)** 0,02 moles de HCl dans 400 ml d'eau.

**b)** 500 ml de  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  0,1M ( $K_a = 6,6 \cdot 10^{-5}$ ).

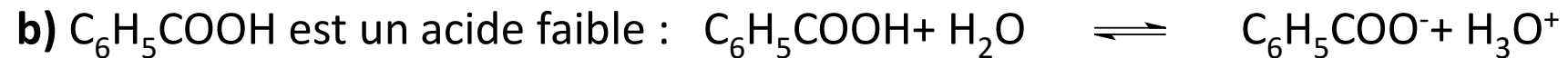
**c)** 0,4g de NaOH dans 100 ml d'eau ( $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$ ).

**d)** 0,05 moles de  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$  dans 1 L d'eau ( $K_b = 7,94 \cdot 10^{-4}$ ).

# Correction de l'exercice 1



$$\text{pH} = -\log [\text{HCl}] = -\log (n_A/v_A) = -\log(0,02/0,4) = \mathbf{1,3}$$



$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}k_a - \log[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]) = \frac{1}{2} [-\log (6,6 \cdot 10^{-5}) - \log(0,1)] = \mathbf{2,6}$$

# Correction de l'exercice 1

c) NaOH est une base forte:  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{NaOH}]$$

$$\text{pH} = 14 + \log (m_{\text{NaOH}} / M_{\text{NaOH}} \cdot V) = 14 + \log (0,4 / (40 \times 0,1)) = \mathbf{13}$$

d)  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$  est une base faible :  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$

$$\text{pH} = 1/2(14 + \text{p}K_a + \log [(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}]) = \mathbf{11,8}$$

sachant que  $\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$ .

# Exercice 2

1- On fait dissoudre une masse  $m_1=3,6$  g d'un acide faible ( $K_a=10^{-3,48}$ ) dans 20 ml d'eau, Calculer le coefficient de dissociation  $\alpha_1$  de cet acide dans la solution obtenue. ( $M_{\text{acide}}=180\text{g/mol}$ )

- Si on fait dissoudre la même masse dans 50 ml d'eau, que devient le coefficient de dissociation  $\alpha_2$  ? Conclure.

2- On fait dissoudre des pastilles de soude (NaOH) dans 100 ml d'eau, le pH de la solution est 12,7. Quelle est la masse de la soude qu'a-t-on dissout ?

- Si on ajoute 400 ml d'eau à la solution précédente, que devient le pH de la solution obtenue ?

# Correction de l'exercice 2

1- Calcul de  $\alpha_1$  :  $\alpha_1 = \sqrt{ka/Ca}$  et  $Ca = \frac{m}{M.V_1} = 1 \text{ M}$

A.N :  $\alpha_1 = 0,0182$

- Si on dissout la même masse dans 50 ml  $\alpha_2 = \sqrt{ka/Ca'}$  et  $Ca' = \frac{m}{M.V_2} = 0,4 \text{ M}$

A.N :  $\alpha_2 = 0,0288$

- Conclusion : avec la dilution, la dissociation de l'acide augmente (loi de dilution d'OTSWALD).

2- la masse de NaOH dissoute dans 100ml pour avoir un pH=12,7

NaOH est une base forte :  $\text{pH} = 14 + \log C_B$  A.N :  $C_B = 0,05 \text{ M}$

On a  $C_B = m_B / M_{\text{NaOH}} \cdot V_B$  donc  $m_B = C_B \cdot M_{\text{NaOH}} \cdot V_B$ . AN:  $m_B = 0,2 \text{ g}$

-si on ajoute 400 ml d'eau à la solution précédente, le pH devient :

$\text{pH} = 14 + \log C_b' = 14 + \log (m_b / M_{\text{NaOH}} \cdot 0,5) = 12$

# Exercice 3

Calculer le pH des mélanges suivants :

1- 500 ml de HCl 0,1N avec 600 ml de NaOH à 1 g/l.

2- 500 ml d'acide acétique ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) 0,3M avec 300 ml de KOH 0,5M.

3- Acide propanoïque 0,2 M ( $pK_a = 4,87$ ) dans 500 ml d'eau avec 800 ml de NaOH 0,2M

4- 0,25 mol de diméthylamine ( $pK_a = 10,73$ ) dans 100 ml d'eau avec 500 ml de  $\text{HNO}_3$  à 0,5M

5- 0,25 mol de diméthylamine dans 100ml d'eau avec 250 de  $\text{HNO}_3$  à 0,5 M.

# Correction de l'exercice 3

Le principe consiste à faire une comparaison des nombres de moles (C.V) et calculer le pH en fonction du produit obtenu :

C.V (acide) = C.V (base) : 3 possibilités

- Acide fort et base forte  $\Rightarrow$  pH = 7
- Acide faible et base forte  $\Rightarrow$  pH > 7 (sel basique faible)
- Acide fort et base faible  $\Rightarrow$  pH < 7 (sel acide faible)

Si C.V (acide fort) =  $\frac{1}{2}$  C.V (base faible) ou C.V (base forte) =  $\frac{1}{2}$  C.V (acide faible)  $\Rightarrow$  solution tampon pH = pKa

**1**-Mélange de HCl (acide fort) avec NaOH (base forte)

$$n_A = C_A V_A = 0,1 \times 500 \cdot 10^{-3} = 0,05 \text{ mol et } n_B = \frac{m \cdot V}{M} = \frac{1 \cdot 1 \cdot 0,6}{40} = 0,015 \text{ mol.}$$

- on a  $n_A > n_B$ , il y a un excès de l'acide fort  $\Rightarrow$  pH =  $-\log((n_A - n_B)/v_T) = 1,5$



# Correction de l'exercice 3

2- Mélange de l'acide acétique (acide faible) avec KOH (base forte)

$$n_a = C_a V_a = 0,15 \text{ mol et } n_B = C_B V_B = 0,15 \text{ mol}$$

-on a  $n_a = n_B$  cas de la neutralisation de l'acide faible par une base forte et l'obtention d'un sel basique faible.

$$C_{\text{sel}} = \frac{C_a V_a}{V_t} = \frac{C_b V_b}{V_t} = 0,187 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}(14 + \text{p}K_a + \log C_{\text{sel}}) = 9$$

3- Mélange de l'acide propanoïque (acide faible) et NaOH (base forte)

$$n_a = C_a V_a = 0,1 \text{ mol et } n_B = C_B V_B = 0,16$$

-on a  $n_a < n_B$  On a alors un excès de base forte

$$\text{pH} = 14 + \log \left( \frac{C_B V_B - C_a V_a}{V_T} \right) = 12,66$$

# Correction de l'exercice 3

4- Mélange de diméthylamine (base faible) avec  $\text{HNO}_3$  (acide fort)

$$n_b = 0,25 \text{ mol} \text{ et } n_A = C_A V_A = 0,25 \text{ mol}$$

$n_b = n_A$  cas de neutralisation de la base faible et l'obtention d'un sel acide faible

$$C_{\text{sel}} = \frac{C_A V_A}{V_T} = \frac{C_b V_b}{V_T} = 0,416 \text{ M} \quad \text{pH} = 1/2(\text{pka} - \log C_{\text{sel}}) = 5,55$$

5- Mélange de diméthylamine (base faible) avec  $\text{HNO}_3$  (acide fort)

$$\text{On a } n_b = 0,25 \text{ mol} \text{ et } n_A = C_A V_A = 0,125 \text{ mol}$$

On a  $n_b = 2n_A$  cas de  $\frac{1}{2}$  neutralisation de la base faible et l'obtention d'une solution tampon

$$\text{pH} = \text{pka} = 10,73$$

# Exercice 4

On neutralise 50 ml d'une solution basique de méthylamine ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ) de concentration  $C_B$  par l'acide chlorhydrique HCl de concentration  $C_A$ . Les résultats sont regroupés dans le tableau

$V_{\text{HCl}}(\text{ml})$	0	50	80	100	150
pH	11,85	10,7	.....	Point équivalent	....

**1-** Ecrire la réaction de neutralisation

**2-** Quelle est la nature de la solution obtenue après avoir ajouté 50 ml de HCl. Déduire le pka du couple ( $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$ )

# Exercice 4

## 3- Calculer

- a) La concentration  $C_B$  de la solution de méthylamine
- b) La concentration  $C_A$  de la solution HCl.
- c) Calculer la concentration du sel formé à la neutralisation.

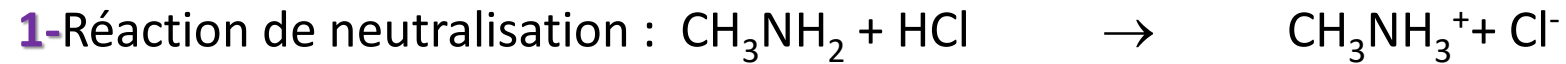
## 4- Déterminer le pH :

- a) Au point équivalent
- b) Après addition de
  - 80 ml de HCl ;
  - 150 ml de HCl

5- Quel volume du sel de  $(\text{CH}_3\text{NH}_3^+\text{Cl}^-)$  à 0,5M faut-il ajouté à 1 litre de solution de méthylamine de concentration  $C_B$  pour préparer une solution tampon ?

- a) Déterminer le pH du mélange
- b) Que devient le pH si on ajoute 2 litres d'eau ?

# Correction de l'exercice 4



2- 50 ml de HCl versé correspond à la **moitié** du  $V_{\text{p.équivalent}}$  (100ml), donc on a une solution tampon et **pH=pka=10,7**

3- calcul des concentrations :

a) La concentration  $C_b$  :

à  $V_{\text{HCl}}=0$ , on a pH=11,85 (base faible) et  $\text{pH} = \frac{1}{2}(14 + \text{pka} + \log C_b)$

$$\log C_b = 2 \text{ pH} - 14 - \text{pka} \Rightarrow \mathbf{C_b = 0,1M}$$

b) La concentration  $C_A$  :

La neutralisation est effectuée à  $V_A=100$  ml, où  $n_b=n_A$  ce qui donne  $C_A V_A = C_b V_b$  alors  **$C_A=0,05$  M**

c) La concentration du sel formé au point équivalent

$$C_{\text{sel}} = n_b / (v_A + v_b) = n_A / (v_A + v_b) = c_A v_A / (v_A + v_b) \quad \text{On trouve : } \mathbf{C_{\text{sel}} = 0,033M}$$

# Correction de l'exercice 4

## 4- Déterminer le pH :

a)-Au point équivalent : on a un sel acide faible :  $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \log C_{\text{sel}}) = 6,09$

b) Après l'addition de 80ml de HCl: avant la neutralisation donc  $n_b > n_A$ , on a un mélange de base faible et du sel acide conjugué faible  $\Rightarrow$  Equation d'Henderson :  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log (n_b - n_A) / n_A = 10,1$

c) Après addition de 150 ml de HCl : On dépasse la neutralisation, donc  $n_A > n_b$ , on a un excès d'acide fort et  $\text{pH} = -\log((n_A - n_b) / v_T) = 1,9$

# Correction de l'exercice 4

5- le volume de sel ( $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ \text{Cl}^-$ ) à 0,5M qu'il faut ajouter à 1 litre de solution de méthylamine pour préparer une solution tampon.

Dans une solution tampon

$C_{\text{base faible}} = C_{\text{Acide conjugué}}$  et donc  $n_b = n_{\text{sel}}$  dans le volume total

On a  $n_b = C_b v_b = 0,1 \text{ mol}$  et  $n_{\text{sel}} = C_{\text{sel}} v_{\text{sel}} = 0,1 \text{ mol}$

On obtient :  $v_{\text{sel}} = n_{\text{sel}} / C_{\text{sel}} = 0,2 \text{ litre}$  donc  $V_{\text{sel}} = 200 \text{ ml}$

a) Détermination du pH du mélange : solution tampon  $\text{pH} = \text{pka} = 10,7$

b) Quand on ajoute 2 litre ;  $\text{pH} = \text{pka} + \log C_b' / C_A' = \text{pka}$  car  $C_b' = C_A'$  (pH reste constant)



MERCI