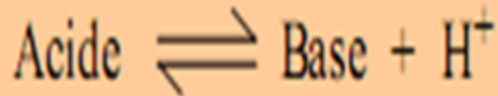


Chapitre III

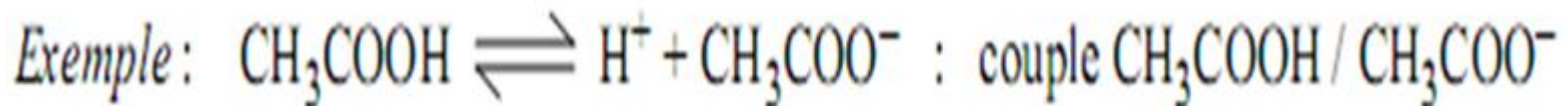
Equilibres acido-basiques

1.1. Monoacide et monobase.

D'après Brønsted : **un acide** est une espèce pouvant libérer un proton H^+ pour le donner à une autre espèce;
une base est une espèce susceptible de capter un proton en provenance d'une autre espèce.



L'acide et la base sont dits « conjugués », ils forment un couple acido-basique noté: acide /base.



L'ion acétate CH_3COO^- est la base conjuguée de l'acide acétique CH_3COOH .

Remarque : les acides et les bases de Lewis.

Un acide de Lewis est toute espèce qui peut accepter une paire d'électrons offerte par une autre espèce chimique lors d'une réaction.

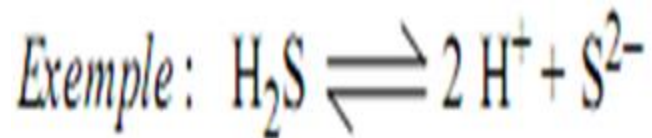
Exemple: $\square\text{AlCl}_3$

Une base de Lewis est toute espèce qui possède une paire d'électron non-liante et qui peut offrir une paire d'électrons à une autre espèce chimique lors d'une réaction.

Exemple: $|\text{NH}_3$

1.2. Polyacide et polybase

Un polyacide est une espèce pouvant libérer 2 ou plusieurs protons; une polybase est une espèce pouvant fixer 2 ou plusieurs protons.



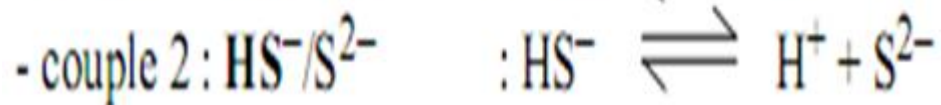
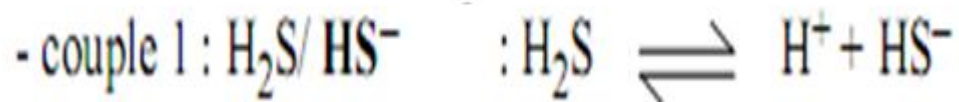
H_2S est un diacide capable de libérer deux protons;

S^{2-} est une dibase pouvant fixer deux ions H^+ .

1.3. Ampholyte.

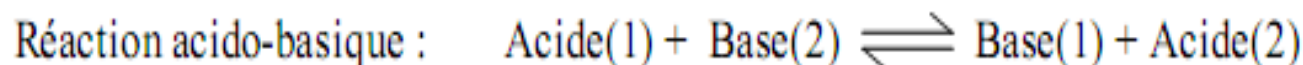
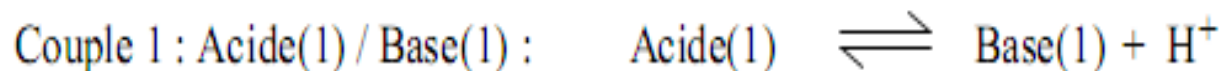
Un ampholyte est un composé qui peut se comporter soit comme un acide, soit comme une base. Les solutions correspondantes sont dites « amphotères »

Exemple : L'ion HS^- est un ampholyte



2. Réaction acido-basique.

Une réaction acido-basique implique deux couples acide-base conjugués qui échangent des protons :

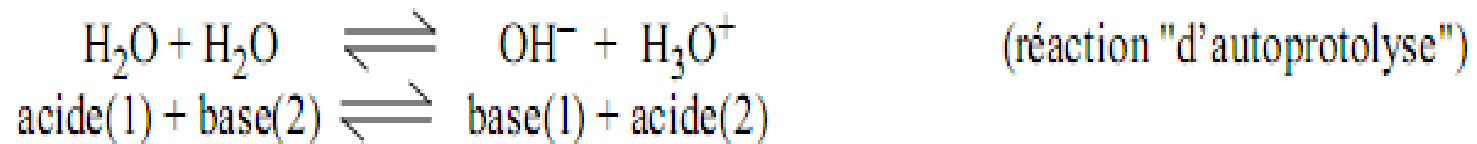


2.1. Réaction acido-basique en milieu aqueux.

• L'eau est un ampholyte appartenant aux 2 couples suivants :



- Le caractère ampholyte de l'eau se traduit alors par la superposition des réactions :



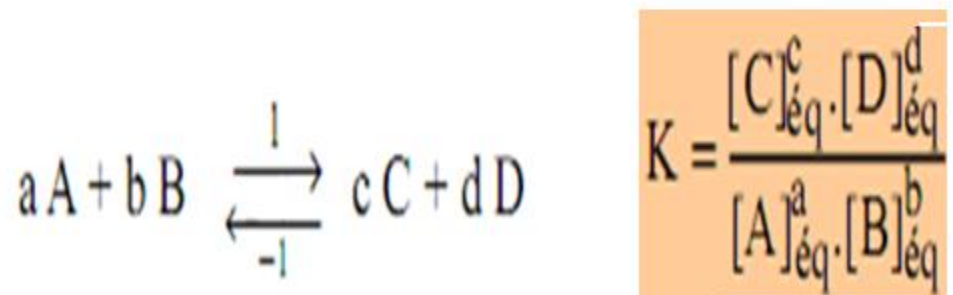
- Lorsqu'on introduit un acide (AH) ou une base (B) dans l'eau, il se produit alors une réaction entre la substance introduite et le solvant (eau) :

Exemples :



Constante d'équilibre dans les réactions acido-basiques.

La constante d'équilibre K de toute réaction acido-basique est donnée par la loi d'action de masse :



où : $[A]_{\text{éq}}$, $[B]_{\text{éq}}$, $[C]_{\text{éq}}$ et $[D]_{\text{éq}}$ sont les concentrations des espèces A, B, C et D à l'équilibre

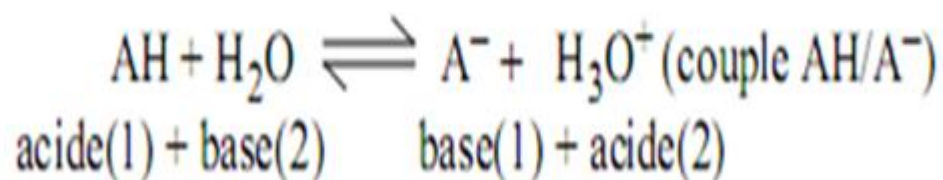
3.1. Equilibre de dissociation de l'eau.

L'équilibre d'autoprotolyse de l'eau : $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ est caractérisé par une constante d'équilibre K_e appelée "produit ionique" de l'eau.

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C} : K_e = 10^{-14} \Rightarrow \text{p}K_e = -\log K_e = 14$$

- Lorsqu'un acide faible AH est mis dans l'eau, il se produit une dissociation :



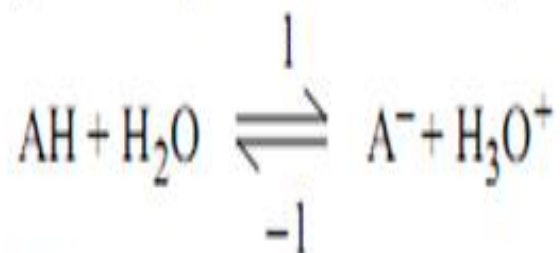
La constante d'équilibre de dissociation de l'acide HA, appelée « constante d'acidité » K_a , s'écrit :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{On pose : } \text{p}K_a = -\log K_a$$

4. Force des acides et des bases.

- Un acide est d'autant plus fort qu'il cède plus facilement un proton H^+ .



Plus un acide est fort, plus l'équilibre est déplacé dans le sens 1 et par conséquent plus K_a est grand :

acidité croissante $\Leftrightarrow K_a \nearrow$; $pK_a \searrow$

- Une base est d'autant plus forte qu'elle capte plus facilement un proton H^+ (la base se protone).

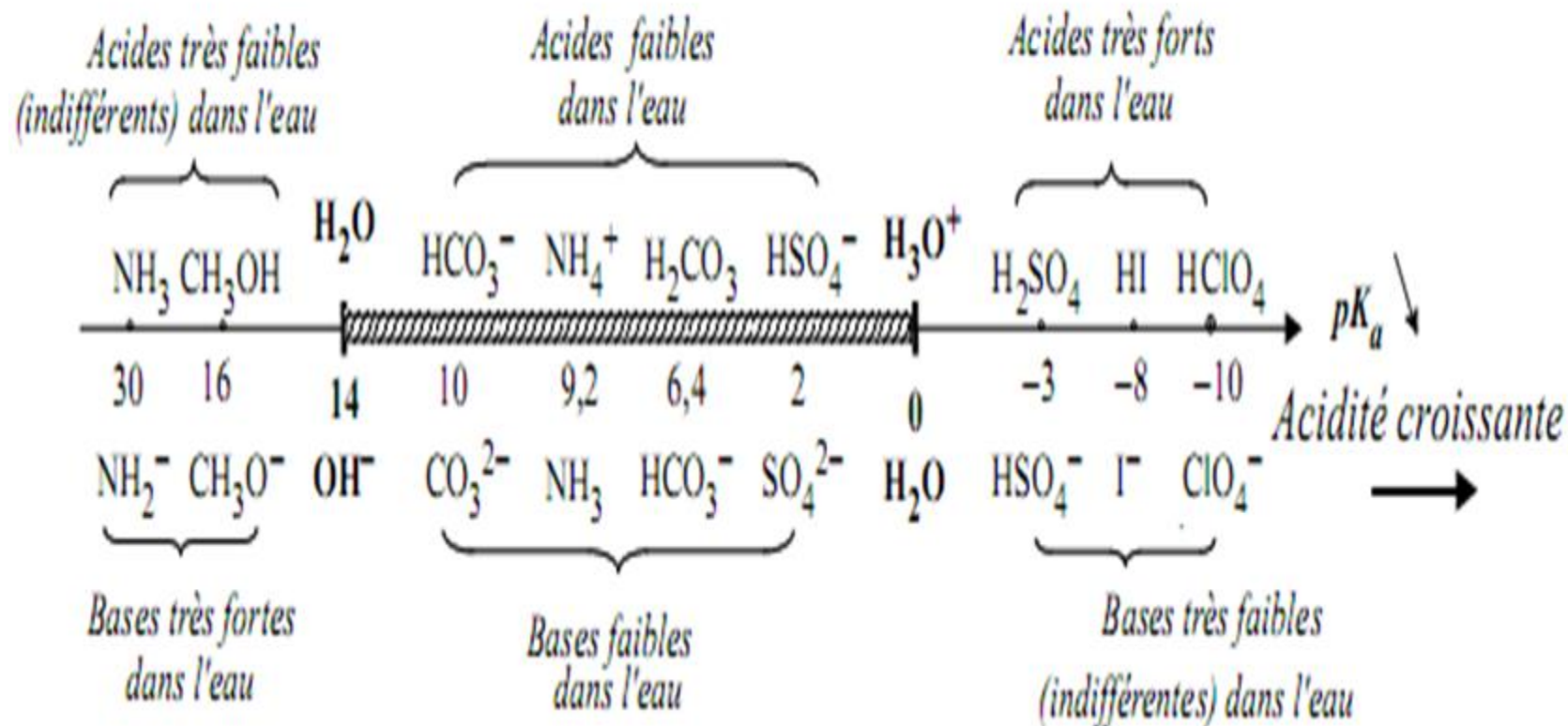


Plus une base est forte, plus l'équilibre est déplacé dans le sens 1 et par conséquent plus la constante K_a du couple acido-basique AH/A^- est faible.

basicité croissante $\Leftrightarrow K_a \searrow$; $pK_a \nearrow$

- L'eau est à la fois un acide et une base. Les pK_a des 2 couples H_3O^+/H_2O ($K_a = 1$) et H_2O/OH^- ($K_a = 10^{-14}$) sont respectivement 0 et 14 à 25°C.

Exemples de couples acido-basiques :



Détermination du pH.

1. pH de l'eau.

- Soit l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau : $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

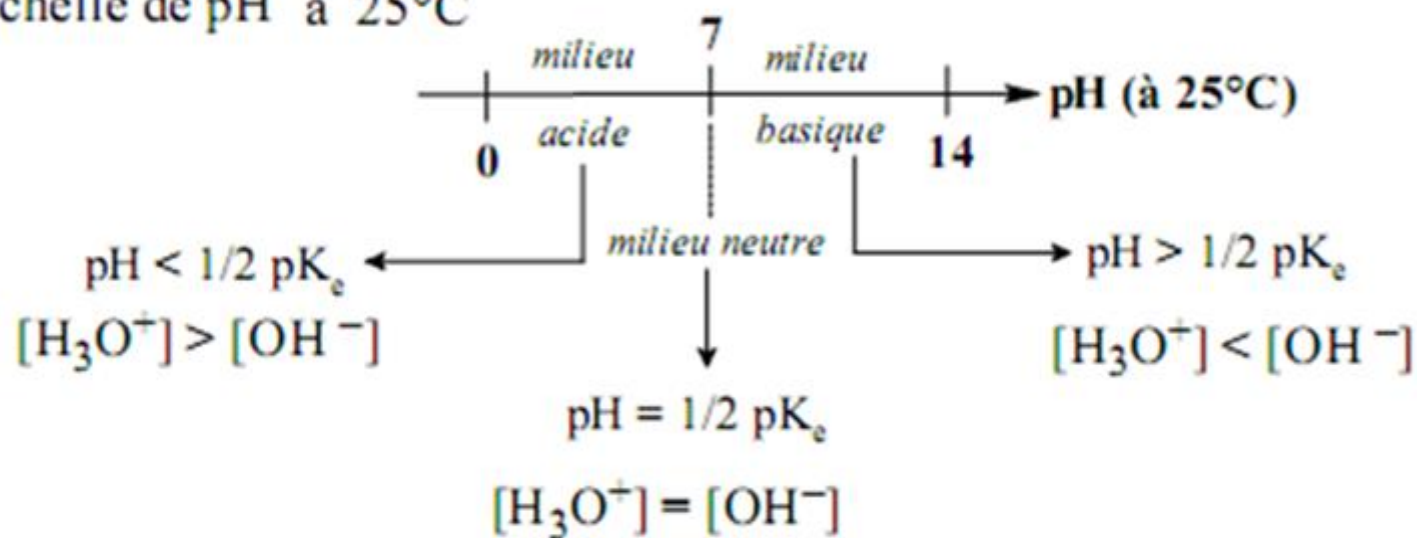
On remarque que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
on a : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$\left. \begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \\ K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \end{array} \right\} [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7$$

Le pH de l'eau pure

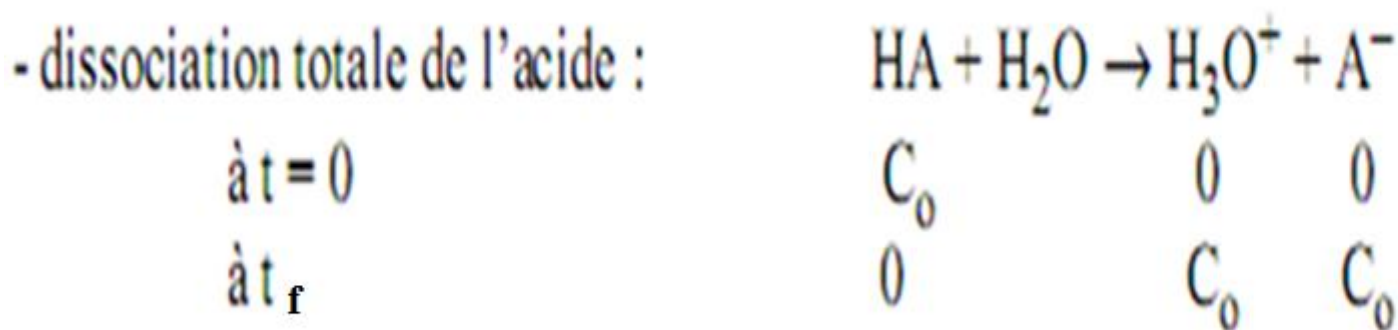
$$\text{pH}_{(\text{eau})} = 7$$

- l'échelle de pH à 25°C



2. pH d'un monoacide fort.

Lorsque l'on dissout dans l'eau un acide fort HA de concentration initiale C_0 , on a :



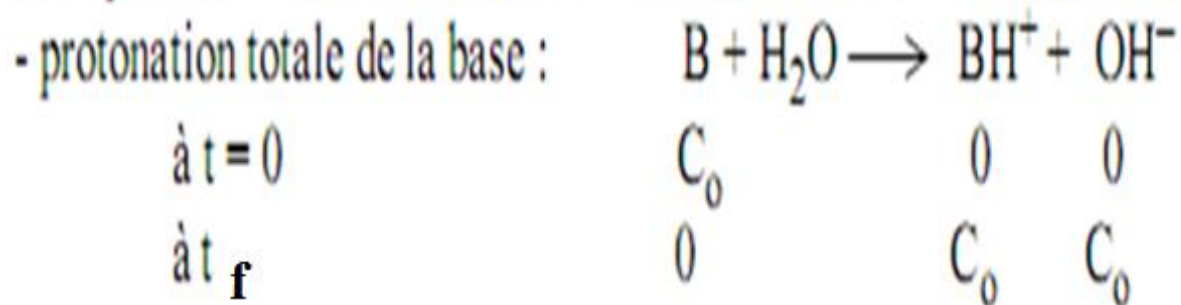
On a : $[H_3O^+] = C_0$ soit : $pH = -\log [H_3O^+] = -\log C_0$

Exemple : Acide chlorhydrique HCl de concentration initiale : $C_0 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$pH = -\log C_0 = -\log 10^{-3} = 3$$

3. pH d'une monobase forte.

Lorsque l'on dissout dans l'eau une monobase forte de concentration initiale C_0 , on a :



$$\text{On a : } [OH^-] = C_0 \Rightarrow C_0 = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_e}{C_0} = \frac{10^{-14}}{C_0}$$

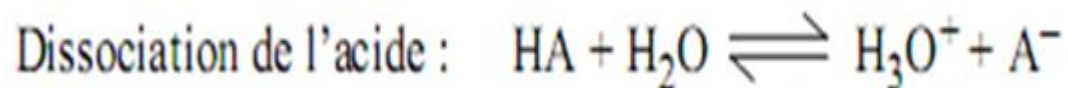
$$\text{pH} = \text{p}K_e + \log C_0 = 14 + \log C_0 \quad \text{à } 25^\circ\text{C}$$

Exemple : solution de soude NaOH de concentration initiale : $C_0 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{pH} = 14 + \log C_0 = 14 + \log 10^{-3} = 11$$

4. pH d'un monoacide faible.

Soit une solution d'un monoacide faible HA de concentration initiale C_0 .



$$\text{à } t_0 \quad C_0 \qquad \qquad 0 \quad 0$$

$$\text{à } t_{\text{eq}} \quad C_0 - X \qquad \qquad X \quad X$$

$$\text{- constante d'acidité du couple HA/A}^- : \quad K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$X \ll C_0$$

$$\text{L'expression de } K_a \text{ devient : } K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_0} \implies [\text{H}_3\text{O}^+] = (K_a \cdot C_0)^{1/2}$$

$$\text{D'où : } \boxed{\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C_0)}$$

Exemple : Calculer le pH d'une solution d'acide acétique CH_3COOH ($\text{p}K_a = 4,8$) de concentration $C_0 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$:

$$\boxed{\text{pH} = 1/2 (4,8 + 1) = 2,9}$$

• Utilisation du coefficient de dissociation.

L'approximation de l'acide faible repose sur l'hypothèse d'une faible dissociation.

$$\alpha = \frac{\text{nombre de moles dissociées de HA}}{\text{nombre de moles initiales de HA}} \quad \text{ou} \quad \frac{\text{concentration dissociée}}{\text{concentration initiale}} \quad \alpha = \frac{x}{C_0}$$

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} \quad \text{si l'autoprotolyse de l'eau est négligée}$$

Bilan de matière :

	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$		
Etat initial	C_0	0	0
Etat d'équilibre	$C_0(1-\alpha)$	$C_0\alpha$	$C_0\alpha$

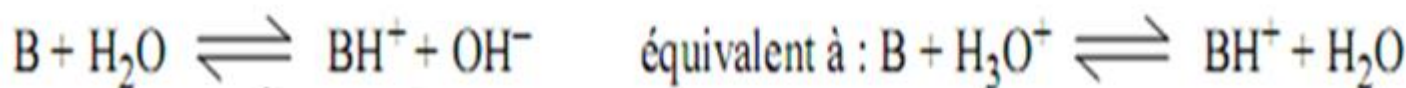
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0 \cdot \alpha \Rightarrow \text{pH} = -\log(C_0 \cdot \alpha)$$

$$\text{Comme : } K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{C_0^2 \alpha^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0 \alpha^2}{(1-\alpha)} = C_0 \alpha^2$$

Si $\alpha \leq 0,1$ (dissociation faible, inférieure à 10 %) on peut négliger α devant 1

5. pH d'une monobase faible.

Soit une solution d'une monobase faible B telle que l'ammoniaque $\text{NH}_{3(\text{aq})}$ de concentration initiale C_0 .



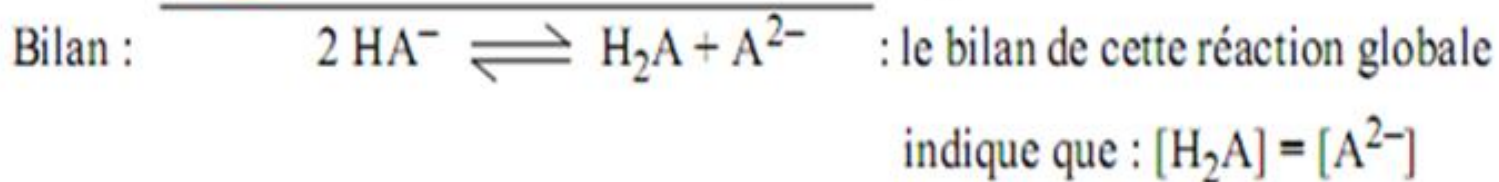
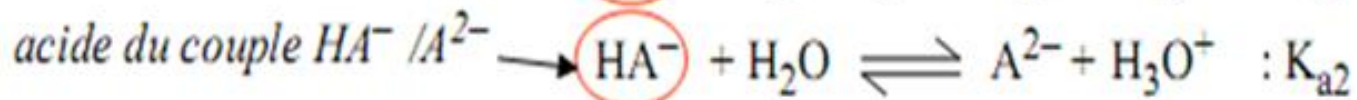
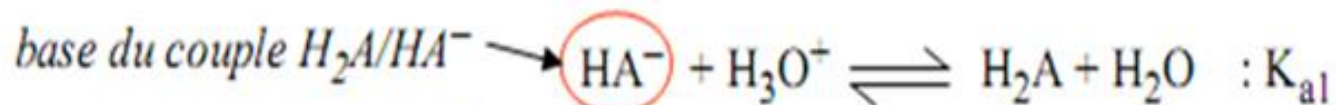
- K_a du couple BH^+/B :
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{B}]}{[\text{BH}^+]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].C_0}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2.C_0}{K_e}, \text{ d'où : } [\text{H}_3\text{O}^+] = (K_a K_e)^{1/2}.C_0^{-1/2}$$

D'où : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ soit :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{p}K_a + \frac{1}{2} \log C_0$$

6. pH d'une solution d'ampholyte.



Le produit $K_{a1} \cdot K_{a2}$ s'écrit :

$$K_{a1} \cdot K_{a2} = \frac{[H_3O^+][HA^-]}{[H_2A]} \cdot \frac{[H_3O^+][A^{2-}]}{[HA^-]} = [H_3O^+]^2 \frac{[A^{2-}]}{[H_2A]}$$

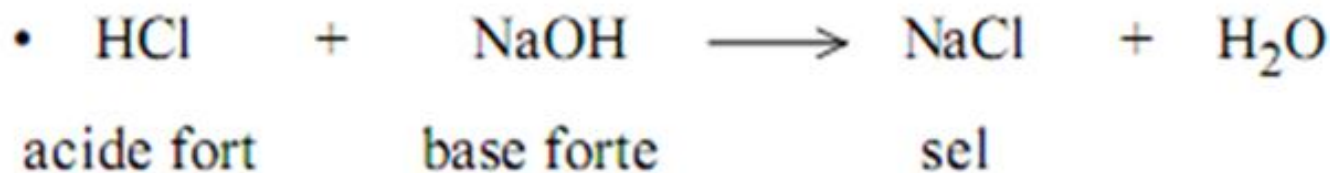
$$\text{D'où : } K_{a1} \cdot K_{a2} = [H_3O^+]^2$$

soit : $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2}) \Rightarrow$ le pH est indépendant de C

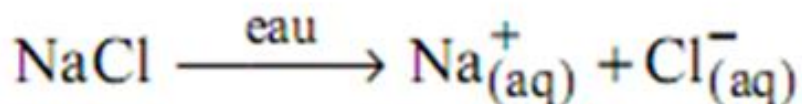
7. pH des solutions salines.

7.1. pH d'une solution d'un sel d'acide fort et de base forte.

Exemple : NaCl (chlorure de sodium)



- En solution aqueuse, il y a dissolution totale du sel :

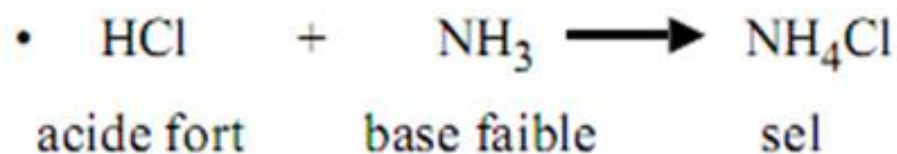


$$\text{pH}(\text{NaCl}) = \text{pH}(\text{eau pure}) = \frac{1}{2} \text{pK}_e = 7$$

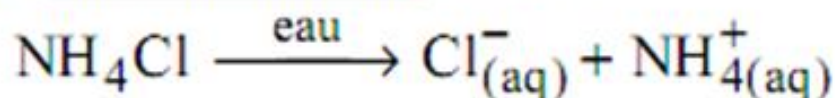
à 25°C

7.2. pH d'une solution d'un sel d'acide fort et de base faible.

Exemple : NH_4Cl (chlorure d'ammonium)



• En solution aqueuse, il y a dissolution totale du sel :



Cl^- : ion spectateur, base conjuguée très faible d'un acide fort (HCl)

NH_4^+ : acide conjugué (faible) de la base faible NH_3 ($\text{pK}_a = 9,2$)

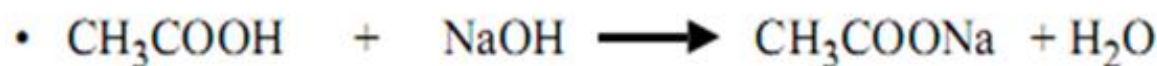
$$\Rightarrow \text{pH}(\text{NH}_4\text{Cl}) = \text{pH}(\text{NH}_4^+) \Rightarrow \text{pH d'un acide faible}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \log[\text{NH}_4^+])$$

$$\text{si } \begin{cases} [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+] \\ [\text{NH}_3] \ll [\text{NH}_4^+] \end{cases}$$

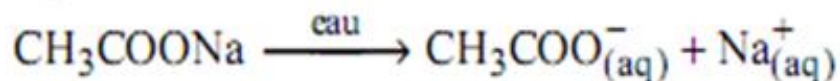
7.3. pH d'une solution d'un sel d'acide faible et de base forte.

Exemple : CH_3COONa (acétate de sodium)



acide faible base forte sel

• En solution aqueuse, il y a dissolution totale du sel :



Na^+ : ion spectateur, acide conjugué très faible d'une base forte (NaOH)

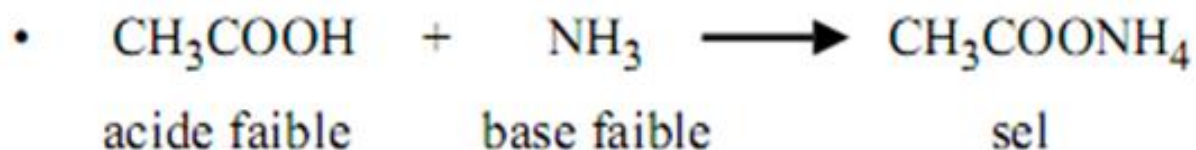
CH_3COO^- : base conjuguée (faible) de l'acide faible CH_3COOH ($\text{pK}_a = 4,8$)

$$\Rightarrow \text{pH}(\text{CH}_3\text{COONa}) = \text{pH}(\text{CH}_3\text{COO}^-) \Rightarrow \text{pH d'une base faible}$$

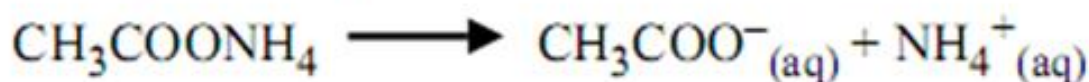
$$\Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_e + \text{pK}_a + \log[\text{CH}_3\text{COO}^-])$$

$$\text{si } \begin{cases} [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-] \\ [\text{CH}_3\text{COOH}] \ll [\text{CH}_3\text{COO}^-] \end{cases}$$

7.4. pH d'une solution d'un sel d'acide faible et de base faible.



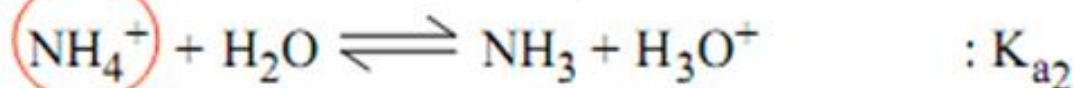
- En solution aqueuse, il y a dissolution totale du sel :



- CH_3COO^- est la base conjuguée faible de CH_3COOH , acide faible.



- NH_4^+ est l'acide conjugué faible de NH_3 , base faible.



en faisant le produit $K_{a1} \cdot K_{a2}$:

le pH est indépendant de C

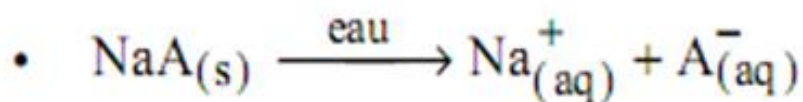
$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2})$$

pH est voisin de 7. Ici : $\text{pH} = 1/2(4,8 + 9,2) = 7$

Solution tampon.

- Solution tampon = mélange d'un acide faible AH et de sa base conjuguée A⁻ dans des proportions égales ou voisines (couple AH/A⁻).

- *Exemple* : HA + sel NaA (solide)



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$



soit : $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$

ou bien : $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$: relation d'Henderson

- Si $[\text{A}^-] = [\text{AH}]$

⇒ $\text{pH} = \text{p}K_a$: efficacité maximale de la solution tampon.

- Réalisation d'une solution tampon :

- acide faible HA + sel NaA (base faible A^-)

- acide faible HA + base forte (OH^-), car OH^- «consomme» HA → A^-

- base faible A^- + acide conjugué (sel NaA)

- base faible A^- + acide fort (H_3O^+), car H_3O^+ «consomme» A^- → HA

- Propriétés des solutions tampons.

- Les solutions tampons ont la propriété de minimiser les variations de pH provoquées par :

- une addition (modérée) d'acide ou de base.

- une addition (modérée) de solvant (eau) : dilution.

Exemple : Mélange de CH_3COOH (C_1) et de CH_3COONa (C_2), avec : $C_1 = C_2 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{pH du mélange tampon : } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \text{pK}_a + \log \frac{C_2}{C_1} = \text{pK}_a = 4,8$$

On rajoute dans 1 L de ce tampon, n_1 moles de HCl (acide fort) (avec : $n_1 = 10^{-2} \text{ mol}$).

Quel est le nouveau pH ? (on suppose que le volume reste égal à 1 L après ajout de HCl).

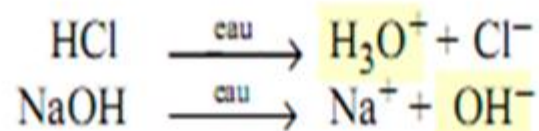
L'ajout de HCl provoque la réaction : $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$

n_1 moles de CH_3COO^- sont «consommées» et n_1 moles de CH_3COOH sont formées :

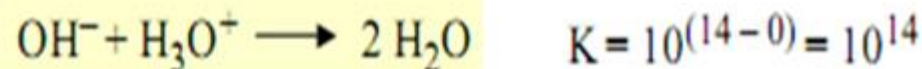
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{10^{-1} - 10^{-2}}{10^{-1} + 10^{-2}} = \text{pK}_a + \log \frac{0,09}{0,11} = 4,7$$

Dosages acido-basique

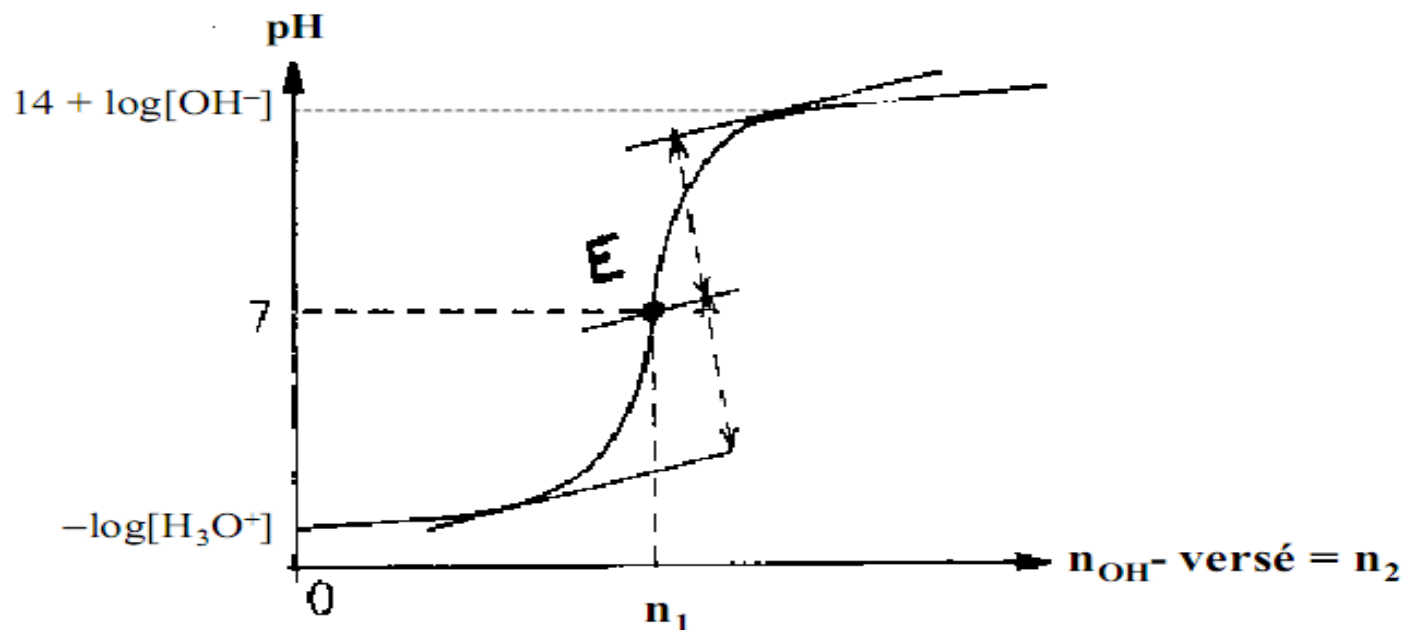
Dosage d'un monoacide fort par une monobase forte.



Les ions Cl^- et Na^+ étant indifférents, la réaction globale qui se produit est donc :



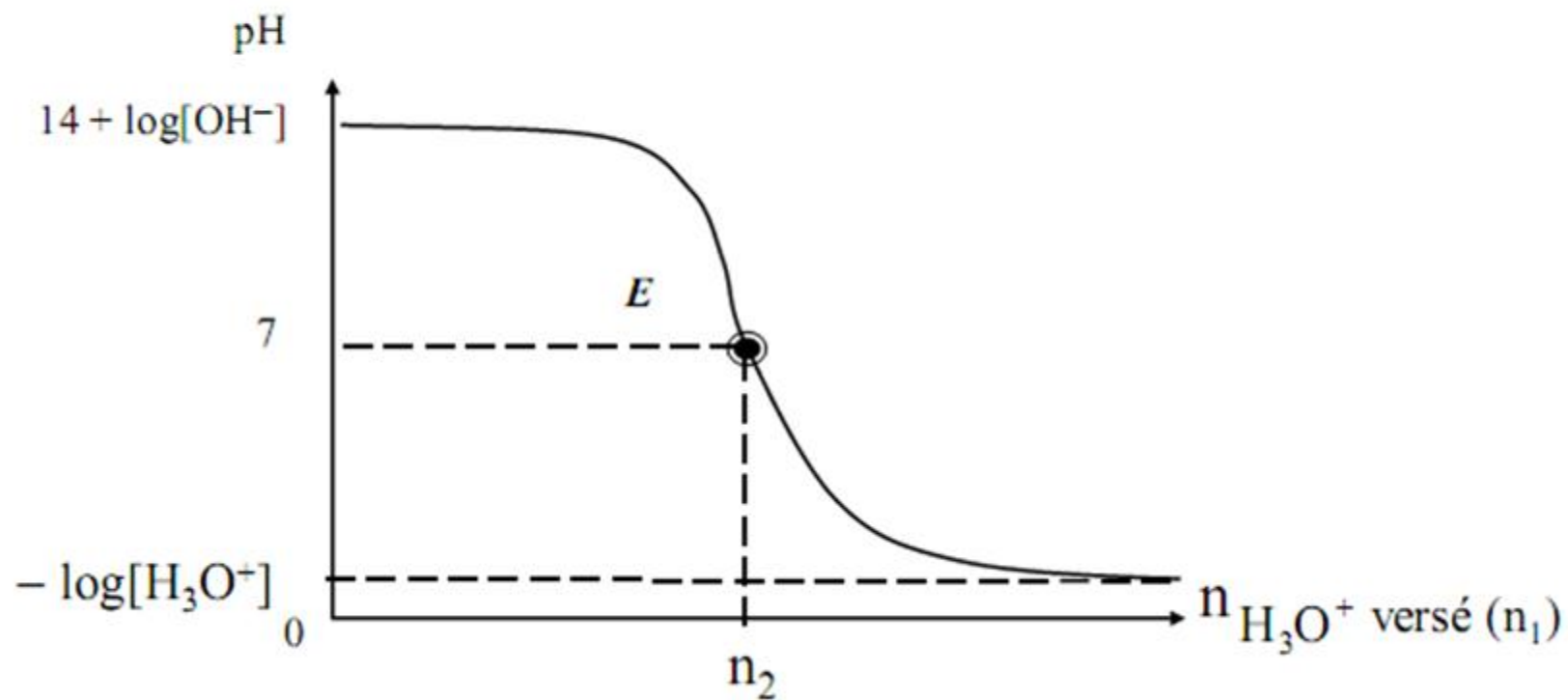
Allure du graphe $\text{pH} = f(n_{\text{OH}^- \text{ versé}})$



La réaction est totale

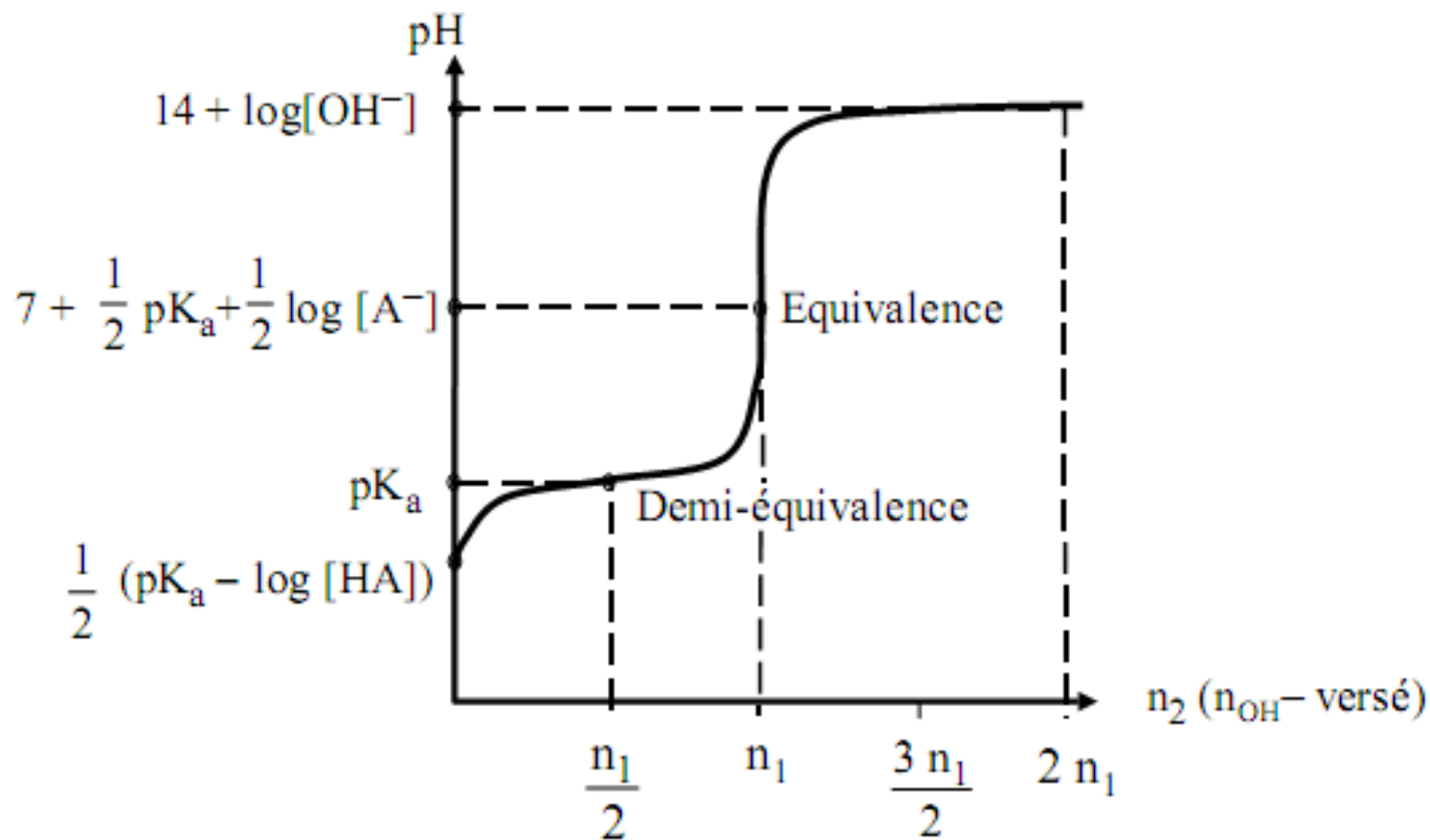
	Avant l'équivalence : $n_1 > n_2$	Equivalence $n_1 = n_2$	Après l'équivalence : $n_1 < n_2$
Nbre de moles	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$		
Etat initial	C_1V_1 C_2V_2 —	C_1V_1 C_2V_2 —	C_1V_1 C_2V_2
Etat final	$C_1V_1 - C_2V_2$ ~ 0 —	~ 0 ~ 0 eau	~ 0 $C_2V_2 - C_1V_1$
Etat final : H_3O^+ $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{n\text{H}_3\text{O}^+}{V_{\text{tot}}}$ $\text{pH} = -\log \frac{C_1V_1 - C_2V_2}{V_{\text{tot}}}$	$\text{pH} = 7$		Etat final : OH^- $\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$ $= 14 + \log \frac{C_2V_2 - C_1V_1}{V_{\text{tot}}}$

Dosage d'une monobase forte par un monoacide fort.



Dosage d'un monoacide faible par une monobase forte

Allure du graphe : $\text{pH} = f(n_{\text{OH}^- \text{ versé}})$

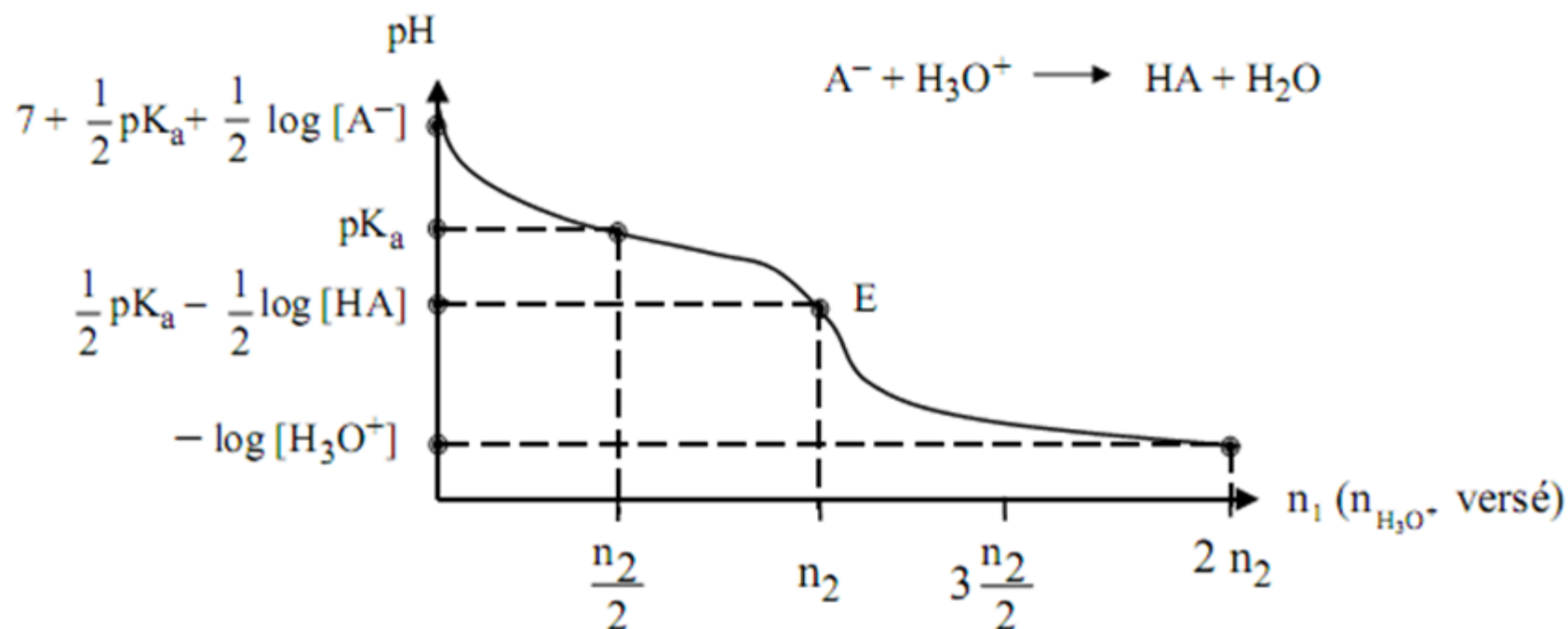


La réaction est quantitative (totale), le réactif minoritaire va totalement réagir.

	$n_2 < n_1$				$n_2 = n_1$				$n_2 > n_1$			
Nbre de moles	$\text{HA} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$				$\text{HA} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$				$\text{HA} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$			
Etat Initial	$C_1 V_1$	$C_2 V_2$	~ 0	~ 0	$C_1 V_1$	$C_2 V_2$	~ 0	~ 0	$C_1 V_1$	$C_2 V_2$	~ 0	~ 0
Etat final	$C_1 V_1 - C_2 V_2$	~ 0	$C_2 V_2$	—	~ 0	~ 0	$C_1 V_1$ ou $C_2 V_2$	—	~ 0	$C_2 V_2 - C_1 V_1$	$C_1 V_1$	—
	Etat final : $[\text{HA}] ; [\text{A}^-]$ Le pH se calcule à l'aide du couple HA/A^- ; soit : $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$				Etat final : $[\text{A}^-]$ et $[\text{HA}] = [\text{OH}^-] = \varepsilon \sim 0$ \Rightarrow la base A^- impose le pH si $[\text{HA}] \ll [\text{A}^-]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$				Etat final : $[\text{A}^-]$ et $[\text{OH}^-]$ Le pH est imposé par la base forte : OH^-			
	$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_2 V_2 / V_{\text{total}}}{(C_1 V_1 - C_2 V_2) / V_{\text{total}}}$				$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_a + \frac{1}{2} \log \frac{C_2 V_2}{V_{\text{total}}}$				$\text{pH} = 14 + \log \frac{C_2 V_2 - C_1 V_1}{V_{\text{total}}}$			

Dosage d'une monobase faible par un monoacide fort

Allure du graphe $\text{pH} = f(n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ versé}})$



Une réaction catalysée par les enzymes est effectuée dans un tampon phosphate de concentration 0,45 mol/l, pH=7,5, la réaction produit 0,05 moles d'ions H_3O^+ .

• Quel couple était choisi pour préparer le tampon ?

$\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$, $\text{pK}_{a_1}=2,1$

$\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$, $\text{pK}_{a_2}=7,2$

$\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$, $\text{pK}_{a_3}=12$.

• Quel était le rapport (base conjuguée/acide conjugué) au début de la réaction ?

• Quelles sont les concentrations des deux espèces au début ?

• Montrer par quelle réaction le pH du milieu est maintenu à peu près constant.

• Quelles sont les concentrations des deux espèces à la fin de la réaction ?

• Quel est alors le pH ?

• Quel serait le pH s'il n'y avait pas eu de tampon ?

Exercice N°2 :

L'acide ascorbique (vitamine C) présente, en solution aqueuse une fonction acide dont le pKa est 4,17. Certaines formes pharmaceutiques proposent la vitamine C tamponnée en réalisant un mélange acide ascorbique – ascorbate monosodique. Un comprimé de masse 500 mg ne contient que ces deux molécules. Il est dissous dans 0.1 litre d'eau pure. Le pH de la solution obtenue est égal à 4,5.

Quelles sont les concentrations molaires respectives de l'acide ascorbique et de l'ascorbate monosodique dans la solution obtenue ?

Données : Les masses molaires : de l'acide ascorbique = 176 g /mol, de l'ascorbate monosodique=198 g /mol.

Exercice N°03

1/ A 100 ml d'une solution tampon de phosphate $\text{pH}=7,2$, on ajoute 100 ml d'eau distillée. Quel est le pH de la nouvelle solution ?

$\text{pH}= 3,6$ b) $\text{pH}= 7$ c) $\text{pH}= 7,2$ d) $\text{pH}=10$

2/ a 50 ml d'une solution d'acide formique 0,1 N on ajoute 10 ml de NaOH 0,25N. Sachant que le K_a de HCOOH est de $2 \cdot 10^{-4}$, quel est le pH de cette nouvelle solution.

$\text{pH}= 1,7$ b) $\text{pH}= 2,7$ c) $\text{pH}= 3,7$ d) $\text{pH}=4,7$

3/ dans quelles proportions doit-on mélanger une solution 0,2 M d'acide acétique dont le $\text{p}K_a$ est 4,7 avec une solution 0,2 M d'acétate de sodium afin d'obtenir un tampon $\text{pH}=5$

Autant de sel que d'acide.

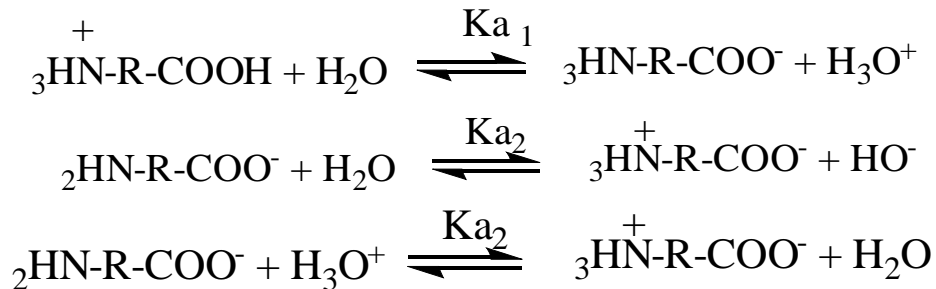
Deux fois plus de sel que d'acide.

Trois fois plus de sel que d'acide.

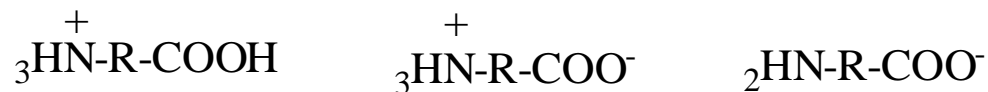
Dix fois plus de sel que d'acide.

Exercice:

1/ Soit un acide aminé $\text{NH}_2\text{-R-COOH}$ dont les pKa sont 2 et 9.
A quels équilibres correspondent ces pKa ? Ecrivez les constantes d'équilibres.



2/ On réalise une solution aqueuse $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ de cet acide pris sous sa forme neutre. Sous quelle forme se trouve t-il en solution ?



L'espèce 2HN-R-COOH n'existe pas en solution

3/ Quel est le pH de cette solution ?

L'acide aminé est un amphotère: $\text{pH} = (\text{pk}_1 + \text{pk}_2) / 2 = 5,5$

1. On prépare une solution (A) en dissolvant, $5 \cdot 10^{-3}$ moles d'un acide fort (HCl) dans 50 mL d'eau pure. Déterminer le pH de cette solution.
 - A. $\text{pH}=0.5$
 - B. $\text{pH}=1$
 - C. $\text{pH}=1.5$
 - D. $\text{pH}=2$
 - E. $\text{pH}=3$

2. On prépare une solution (B) en dissolvant, $5 \cdot 10^{-3}$ moles d'une base faible (NH_3) de $\text{pK}_a=9,2$, dans 50 mL d'eau pure. A propos du pH de cette solution :
 - A. $\text{pH}= 14 + \log C$
 - B. $\text{pH}= \frac{1}{2} \text{pka} - \frac{1}{2} \log C$
 - C. $\text{pH}=7 - \frac{1}{2} \text{pka} - \frac{1}{2} \log C$
 - D. $\text{pH}=11,1$
 - E. $\text{pH}=10,1$

3. On mélange les solutions (A) et (B), cocher la bonne réponse.
 - A. Le mélange est une solution tampon
 - B. Le mélange est un sel basique
 - C. Le mélange est un sel acide
 - D. Le pH de ce mélange égal à 9,5
 - E. Le pH de ce mélange égal à 7

1. On prépare une solution (A) en dissolvant 5 mmoles d'un acide faible de $pK_a = 5.2$ dans 50 mL d'eau pure. L'équation qui permet de déterminer le pH de cette solution est :
 - A. $pH = -\log C$
 - B. $pH = pK_a + \log C$
 - C. $pH = pK_a - \log C$
 - D. $pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C$
 - E. $pH = \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C$

2. On prépare une solution (B) en dissolvant 5 mmoles d'une base forte dans 50 mL d'eau pure. L'équation qui permet de déterminer le pH de cette solution.
 - A. $pH = 14 - \log C$
 - B. $pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \log C$
 - C. $pH = 7 - \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C$
 - D. $pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log C$
 - E. $pH = 14 + \log C$

3. On mélange les solutions (A) et (B), A propos de ce mélange.
 - A. Ce mélange est un tampon
 - B. Ce mélange est un sel acide
 - C. Ce mélange est un sel basique
 - D. Il s'agit d'un dosage au point équivalent
 - E. Il s'agit d'un dosage au point demi-équivalent

1. On prépare une solution tampon en prenant 1 mole de CH_3COOH (acide acétique) et 1mole de CH_3COONa (acétate de sodium) dans 1 litre d'eau. $\text{pka} (\text{CH}_3 \text{COOH}/ \text{CH}_3 \text{COO}^-) = 4,75$. Le pH de la solution tampon sera égale à :
 - A. $\text{pH} = 1/2\text{pka}$.
 - B. $\text{pH} = \text{pka}$.
 - C. $\text{pH} = 2\text{pka}$.
 - D. $\text{pH} = 3\text{pka}$.
 - E. $\text{pH} = 4\text{pka}$.

2. On ajoute à cette réaction une quantité d'acide HCl de concentration $0,1 \text{ mol/l}$;
Cocher la bonne proposition
 - A. Pour calculer le nouveau pH, on applique toujours l'équation du pH d'une solution tampon
 - B. la quantité d'acide ajouté change le pH de la solution considérablement.
 - C. $\text{pH} = 4,75$.
 - D. $\text{pH} = 5,47$.
 - E. $\text{pH} = 7,45$.

Q4. On considère les solutions suivantes S1,S2 et S3

S1 : NH_4Cl , S2 : NaNO_2 , S3 : 20 ml de S1 et 100 ml de S2

- A. Le pH de la solution S1 est un pH d'un acide faible
- B. Le pH de la solution S1 est un pH d'une base faible
- C. Le pH de la solution S2 est un pH d'un acide faible
- D. Le pH de la solution S2 est un pH d'une base faible
- E. Le pH de la solution S3 est un mélange tampon

Q5. On considère les trois solutions suivantes :

S1 : NH_4Cl (0,05mol/l); $\text{pK}_a (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)=9,2$

S2 : NaNO_2 (0,01 mol/L); $\text{pK}_a (\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-)=3,4$

S3 : 20 ml de S1 et 100 ml de S2

- A. Le pH de la solution S1 égale à 3,94
- B. Le pH de la solution S1 égale à 5,25
- C. Le pH de la solution S2 égale à 9,7
- D. Le pH de la solution S2 égale à 7,7
- E. Le pH de la solution S3 égale à 6,3

Q6. On dose une solution de :

NH_3 ($C_b= 5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$, $V_b= 10\text{ml}$) avec le HCl ($C_a=10^{-2} \text{ M}$, $V_a= 50 \text{ ml}$)

- A. Le dosage est au point d'équivalence
- B. Le dosage est au point de demi-équivalence
- C. Le mélange est un mélange tampon
- D. Le pH du mélange est égal à 9,2
- E. Le pH du mélange est égal à 7