

ACIDES ET BASES EN SOLUTION AQUEUSE-NOTION DE P^H

1) Les définitions :

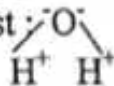
- **Solution aqueuse** : On appelle solution aqueuse toute solution dont le solvant est l'eau.
- **Solvant** : Le solvant est la substance en grande quantité capable de dissoudre d'autre corps.
- **Soluté** : Le soluté est la substance dissoute dans le solvant.
- **Concentration molaire** : La concentration molaire est le rapport du nombre de mole par le volume. Elle se note C ou $[A]$ avec $C_A = \frac{n}{V}$
- ✓ Pour une solution normale : $C=1\text{ mol/L}$
- ✓ Pour une solution décimale : $C=10^{-1}\text{ mol/L}$
- ✓ Pour une solution centimolaire : $C=10^{-2}\text{ mol/L}$
- ✓ Pour une solution millimolaire : $C=10^{-3}\text{ mol/L}$
- **Dilution** : La dilution consiste à ajouter plus de solvant. Dans ce cas :
 - La concentration de la solution diminue : $C_2 < C_1$
 - Le volume de la solution augmente : $V_2 > V_1$
 - Le nombre de mole de la solution reste constante : n (avant dilution) = n (après dilution)

→ $V_1 = V_2 \leftrightarrow C_1 V_1 = C_2 V_2 \rightarrow C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$ avec $V_2 = V_1 + v$ et v est le volume ajouté

Application : On fait dissoudre 0,4g de NaOH dans 400 cm^3 d'eau.

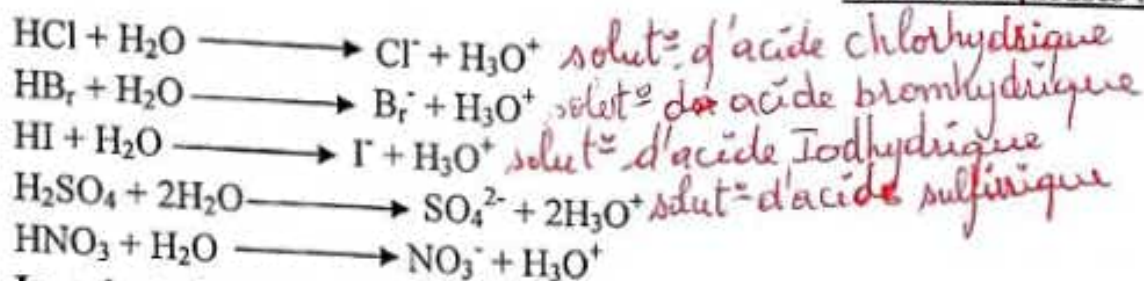
- Calculer la concentration C_1 de la solution.
- On complète le volume de la solution à 1L en ajoutant de l'eau. Quelle est la concentration C_2 de la nouvelle solution ?
- Quel volume d'eau doit-on ajouter à la dernière solution pour que l'on ait $C_3 = \frac{1}{2} C_2$?

2) Le solvant l'eau : L'eau est un composé polaire de formule H_2O . Sa formule développée est :



L'eau est le solvant le plus utilisé. C'est un solvant dissociant, ionisant et solvatant.

- **La dissociation** : Les composés ioniques suivant : NaCl , NaOH , KCl , KOH , $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_7$, KMnO_4 sont dissociés en solution aqueuse en :
 - $\text{NaCl} \xrightarrow{\text{aq}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ *soluté = chlorure de sodium*
 - $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{aq}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ *soluté*
 - $\text{KCl} \xrightarrow{\text{aq}} \text{K}^+ + \text{Cl}^-$ *soluté*
 - $\text{KOH} \xrightarrow{\text{aq}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$ *soluté*
 - $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\text{aq}} 2\text{K}^+ + \text{C}_2\text{O}_7^{2-}$ *soluté*
 - $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\text{aq}} \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ *soluté*
- **L'ionisation** : Les composés polaires suivant : HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 sont ionisés dans l'eau en :



- **La solvation** : Les ions en solution aqueuse sont entourés de molécules d'eau : ils sont solvatés.

Application : On mélange 2 solutions S_1 et S_2 .

S_1 : 0,5L d'iodure de potassium KI de concentration $0,4\text{molL}^{-1}$.

S_2 : 0,5L de peroxodisulfate de potassium $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ de concentration $0,2\text{molL}^{-1}$.

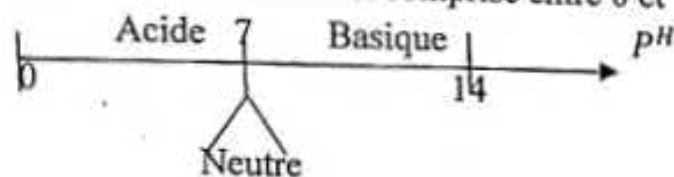
- Ecrire les équations de dissolutions de KI et $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$.
- Calculer les concentrations des ions I^- et $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dans la solution S

3) **Le p^H d'une solution** :

- **Définition** : Le p^H d'une solution est l'opposé du logarithme décimal de la concentration des ions hydroniums ou ions oxoniums (H_3O^+).

$$p^H = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-p^H}$$

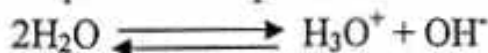
Le p^H d'une solution est comprise entre 0 et 14 :



- Si $p^H < 7$ alors la solution est acide et dans ce cas $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
- Si $p^H > 7$ alors la solution est basique et dans ce cas $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$
- Si $p^H = 7$ alors la solution est neutre et dans ce cas $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- **Autoprotolyse de l'eau** : L'autoprotolyse de l'eau est l'équilibre ionique de l'eau.



- **Produit ionique de l'eau** : Le produit ionique de l'eau est la constante K_e de l'équilibre ionique de l'eau.

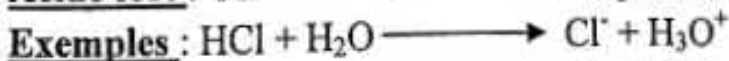


$$\text{On a : } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

K_e dépend de la température : à 25°C $K_e = 10^{-14}$

4) **Acide fort- base forte** :

- **Acide fort** : Un acide fort est un acide qui se dissocie totalement dans l'eau.

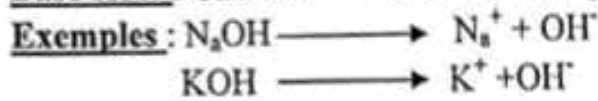


N.B :

- Dans une solution d'acide fort il n'y a pas de molécule d'acide fort.
- De 2 acides forts l'acide le plus fort est celui dont le P^H est plus petit par conséquent $[H_3O^+]$ plus grande.

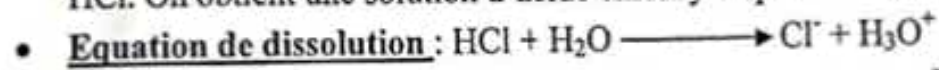
Des solutions S_1, S_2, S_3 : Si $P^{H_1} < P^{H_2} < P^{H_3} \rightarrow [H_3O^+]_1 > [H_3O^+]_2 > [H_3O^+]_3$
alors $S_1 > S_2 > S_3$

- **Base forte** : Une base forte est une base qui se dissocie totalement dans l'eau.

**N.B :**

- Dans une solution de base forte il n'y a pas de molécule de base forte.
- De 2 bases fortes la base la plus forte est celle dont le P^H est plus grand par conséquent $[H_3O^+]$ plus petit.

- **Solution d'acide chlorhydrique** : L'acide chlorhydrique est un acide fort de formule HCl. On obtient une solution d'acide chlorhydrique en dissolvant le HCl dans l'eau.



- **La concentration** : est : $[HCl]_0 = [Cl^-] = [H_3O^+] = C_a = \frac{n_0(HCl)}{V}$

- **Le P^H de la solution** : est : $P^H = -\log C_a$ pour $10^{-6} \leq C_a \leq 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$
Le $P^H \approx 7$ pour $C_a < 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$

- **Inventaire qualitatif** : Il s'agit de citer toutes les espèces en solution.

N.B : Dans une solution aqueuse sont présents les ions H_3O^+ et OH^- . Ils proviennent de l'autoprotolyse de l'eau.

Les espèces en solution d'acide chlorhydrique sont : H_3O^+, OH^-, Cl^- .

- **Inventaire quantitatif** : Il s'agit de calculer la concentration des espèces citées. Pour cela on utilise :

- La définition du P^H : $P^H = -\log[H_3O^+] \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-P^H}$

- Le produit ionique de l'eau : $K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] \rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$

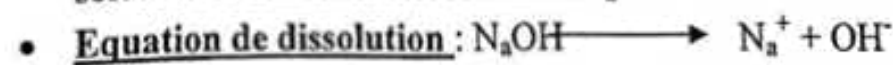
- L'électro-neutralité : $\sum[\text{cations}] = \sum[\text{anions}] \rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$

Pour montrer que l'acide est fort. Il faut montrer que $[HCl]_r$ est nulle et pour cela on utilise :

- Equation de conservation de la matière (ECM) : $[HCl]_0 = [Cl^-] + [HCl]_r$

$$\rightarrow [HCl]_r = [HCl]_0 - [Cl^-] \text{ Or } [HCl]_0 = [Cl^-] = C_a \rightarrow [HCl]_r = C_a - C_a = 0$$

- **Solution de soude** : La soude est une base forte de formule $NaOH$. On obtient une solution de soude en dissolvant le $NaOH$ dans l'eau.



- **La concentration** : est : $[NaOH]_0 = [Na^+] = [OH^-] = C_b = \frac{n_0(NaOH)}{V}$

$$\text{Le } P^H \text{ est : } P^H = -\log[H_3O^+] \text{ or } [H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{C_b} \rightarrow P^H = 14 + \log C_b$$

D'où le P^H d'une solution de base forte est :

$$P^H = 14 + \log C_b \text{ pour } 10^{-6} \leq C_b \leq 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$$

$$\text{Le } P^H \approx 7 \text{ pour } C_b < 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$$

Solutions aqueuses-Notion de pH

- **Inventaire qualitatif** : Les espèces en solution de soude sont : Na^+ , H_3O^+ et OH^-
- **Inventaire quantitatif** :
 - $[H_3O^+] = 10^{-pH}$
 - $[OH^-] = C_b = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$
 - D'après E.N : $[Na^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$
 - D'après E.C.M : $[NaOH]_o = [Na^+] + [NaOH]_r \rightarrow [NaOH]_r = [NaOH]_o - [Na^+]$
Or $[NaOH]_o = [Na^+] = C_b \rightarrow [NaOH]_r = C_b - C_b = 0$ alors la soude est une base forte. / .

LES COULPES ACIDE-BASE

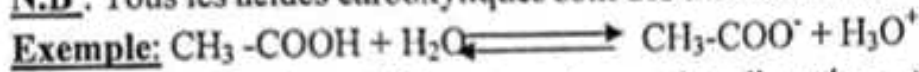
1) Les définitions :

- **Acide :** Selon Bronsted, un acide est un composé capable de céder un proton H^+ .
 $AH \longrightarrow A^- + H^+$

- **Base :** Selon Bronsted, une base est un composé capable de capter un proton H^+ .
 $B^- + H^+ \longrightarrow BH$

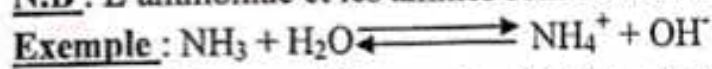
- **Acide faible :** Un acide faible est un acide qui se dissocie partiellement dans l'eau.
 $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$ (AH est l'acide et A^- sa base conjuguée)

N.B : Tous les acides carboxyliques sont des acides faibles.



- **Base faible :** Une base faible est une base qui se dissocie partiellement dans l'eau.
 $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

N.B : L'ammoniac et les amines sont des bases faibles.

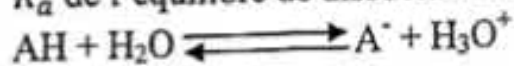


- **Couple acide base :** Un couple acide base est un couple constitué d'un acide faible et de base conjuguée.

Un couple acide-base est noté : AH/A^-

Exemples : CH_3-COOH/CH_3-COO^- et NH_4^+/NH_3
Acide éthanoïque ion éthanoate ion ammonium ammoniac

- **Constante d'acidité :** La constante d'acidité d'un couple acide-base est la constante K_a de l'équilibre de dissociation de cet acide.



On a : $K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]_r}$ et $pK_a = -\log K_a$ (Pour une solution acide)

Et $K_a = \frac{[B]_r \cdot [H_3O^+]}{[BH^+]}$ (Pour une solution basique)

- **Coefficient de dissociation :** Le coefficient de dissociation α d'un acide faible est le quotient entre la concentration de sa base conjuguée et sa concentration initiale restante de l'acide.

- Elle se note : $\alpha = \frac{[A^-]}{[AH]}$

2) Force d'un acide et base faible :

- De 2 acides faibles, l'acide le plus fort est celui dont le K_a du couple est plus grand par conséquent pK_a plus faible.
- L'introduction d'un halogène (Cl, Br, I, F) dans la molécule d'un acide augmente son acidité.



- De 2 bases faibles, la base la plus forte est celle dont le K_a du couple est plus petit par conséquent pK_a plus grand.

Exemples :

- Les amines sont plus fortes que l'ammoniac.
- Les amines aromatiques sont plus fortes que les amines aliphatiques.

3) Zone de prédominance acido-basique : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

Couples acide-base

On sait que: $K_a = [H_3O^+] \cdot \frac{[A^-]}{[AH]_r}$

Or $pK_a = -\log K_a \rightarrow pK_a = -\log([H_3O^+] \cdot \frac{[A^-]}{[AH]_r})$

$\rightarrow pK_a = -\log [H_3O^+] - \log \frac{[A^-]}{[AH]_r} \rightarrow pK_a = pH + \log \frac{[A^-]}{[AH]_r}$

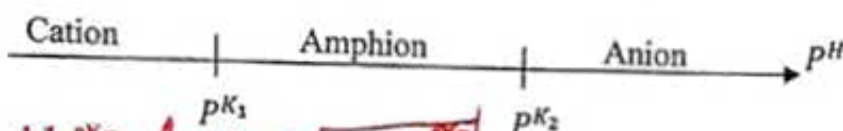
$\rightarrow pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]_r} \rightarrow \boxed{pH - pK_a = \log \frac{[A^-]}{[AH]_r}}$

- Pour $pH > pK_a \rightarrow [A^-] > [AH]_r$ alors la forme basique est prépondérante
- Pour $pH < pK_a \rightarrow [A^-] < [AH]_r$ alors la forme acide est prépondérante
- Pour $pH = pK_a \rightarrow [A^-] = [AH]_r$ alors la solution est tampon.

N.B : A un acide α aminé correspond 2 couples acide-base :

Le couple cation / Amphion et le couple Amphion / anion

- On attribue au couple cation / Amphion pK_1
- Et au couple Amphion / anion le pK_2 tel que $pK_1 < pK_2$



Si $pK_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-pK_a}$

4) Propriétés générales des acides et bases faibles :

- La dilution d'un acide faible est différente de celle d'un acide fort :
- Lorsqu'on dilue 10 fois un acide fort, son pH augmente de 1.
- Lorsqu'on dilue 10 fois un acide faible, son pH augmente de : *Dans une solution acide faible il existe une molécule d'acide faible même dans une solution de base faible il existe une molécule de base faible*
- 0,5 pour un acide très faible.
- De 0,5 à 1 pour un acide peu faible ou $0,5 < pH < 1$.
- Un acide faible ne réagit pas sur sa base conjuguée.
- Un acide faible réagit totalement sur une base forte. *et une base faible réagit avec un acide fort*
- Le pH d'un acide faible varie très peu lors d'une faible dilution.

5) Les indicateurs colorés :

- **Définition :** Un indicateur coloré est un couple acide base dont la couleur forme acide est différente de la couleur forme basique.

Un indicateur est noté : $IndH / Ind^-$

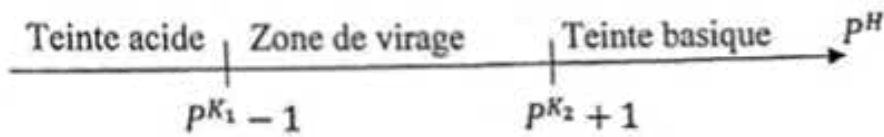


$$K_{ai} = \frac{[Ind^-] \cdot [H_3O^+]}{[IndH]_r} \text{ et } pK_{ai} = -\log K_{ai}$$

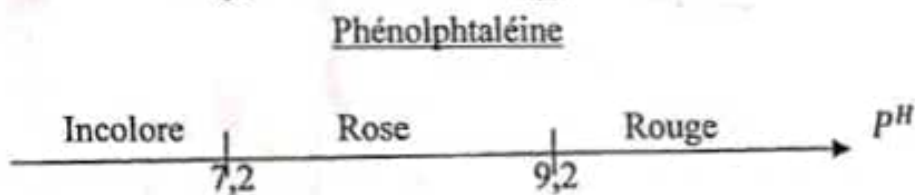
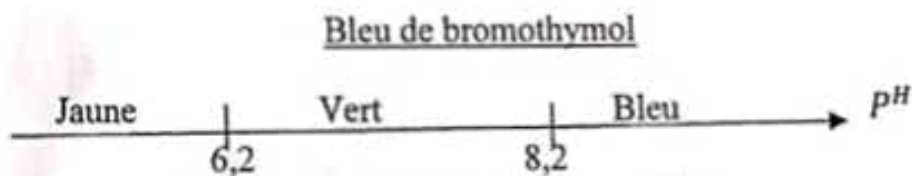
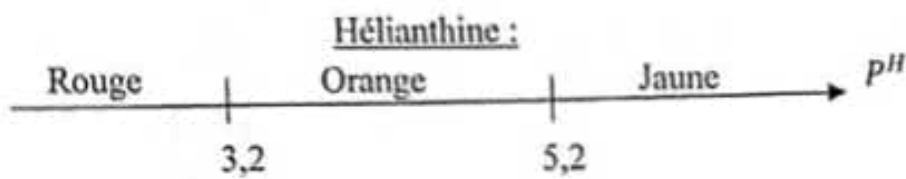
- Pour $pH > pK_{ai} \rightarrow [Ind^-] > [IndH]_r$ alors la couleur est forme basique
- Pour $pH < pK_{ai} \rightarrow [Ind^-] < [IndH]_r$ alors la couleur est forme acide
- Pour $pH = pK_{ai} \rightarrow [Ind^-] = [IndH]_r$ alors la couleur est intermédiairement tampon.
- **Zone de virage :** La zone de virage d'un indicateur est l'ensemble des pH pour lesquels l'indicateur change de couleur.

Couples acide-base

La zone de virage d'un indicateur est telle que $pK_{at} - 1 \leq pH \leq pK_{at} + 1$



▪ Exemples d'indicateurs colorés :



$E_{1/2}$ Base (faible) $\longrightarrow$ Acide (fort)
 $E_{1/2}$ Acide (faible) $\longrightarrow$ Base (forte)
Base (forte) $\longrightarrow$ Acide

LES RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES ET LA SOLUTION TAMPON

1) Les définitions :

- **Dosage** : Doser une solution, c'est déterminer la concentration de cette solution.

N.B. : Un acide est dosé par une base et une base par un acide.

Principe : Soit le dosage d'une solution acide par une solution de base :

Le principe consiste à ajouter à la solution acide des gouttes de la solution basique jusqu'à l'équivalence.

- **Equivalence acido-basique** : L'équivalence acido-basique est lorsque le nombre de moles de l'acide dans la solution est égal au nombre de moles de la base.

A l'équivalence : $n_a = n_b \rightarrow C_a V_a = C_b V_b$

$$\rightarrow C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

- **Point d'équivalence** : Le point d'équivalence est le point E sur la courbe de dosage de coordonnées :

$E \left\{ \begin{array}{l} V_b \\ p^H \end{array} \right.$ s'il s'agit du dosage d'un acide par une base et

$E \left\{ \begin{array}{l} V_a \\ p^H \end{array} \right.$ s'il s'agit du dosage d'une base par un acide.

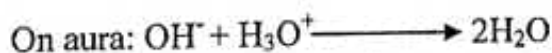
- **Point de demi-équivalence** : Le point de demi-équivalence est le point $E_{1/2}$ sur la courbe de dosage de coordonnées :

$E_{1/2} \left\{ \begin{array}{l} \frac{V_b}{2} \\ p^H = pK_a \end{array} \right.$ S'il s'agit du dosage d'un acide faible par une base forte et

$E_{1/2} \left\{ \begin{array}{l} \frac{V_a}{2} \\ p^H = pK_a \end{array} \right.$ S'il s'agit du dosage d'une base faible par un acide fort

2) Les réactions acido-basiques :

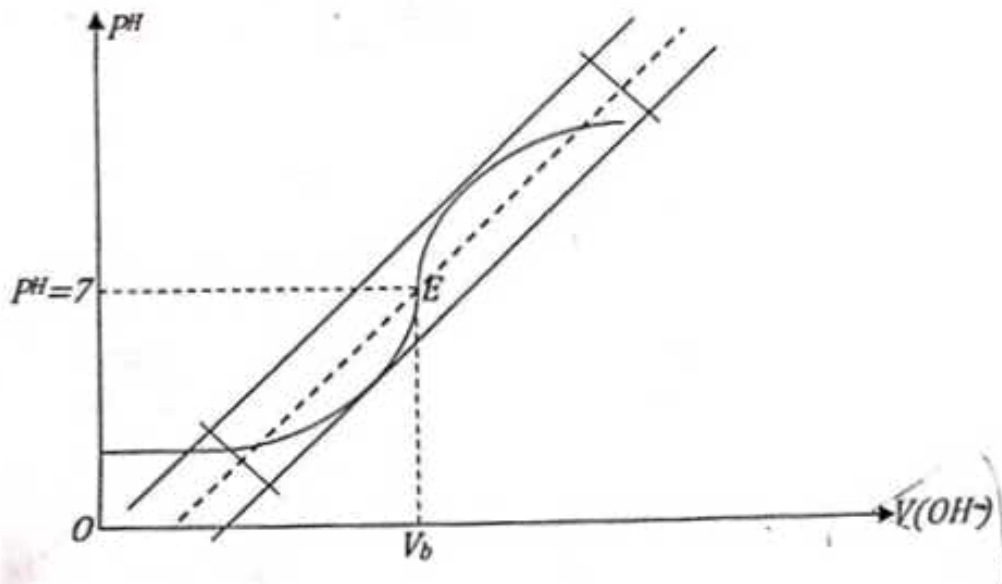
- **Réaction de dosage entre un acide fort et une base forte** : Soit la soude et l'acide chlorhydrique en solution :



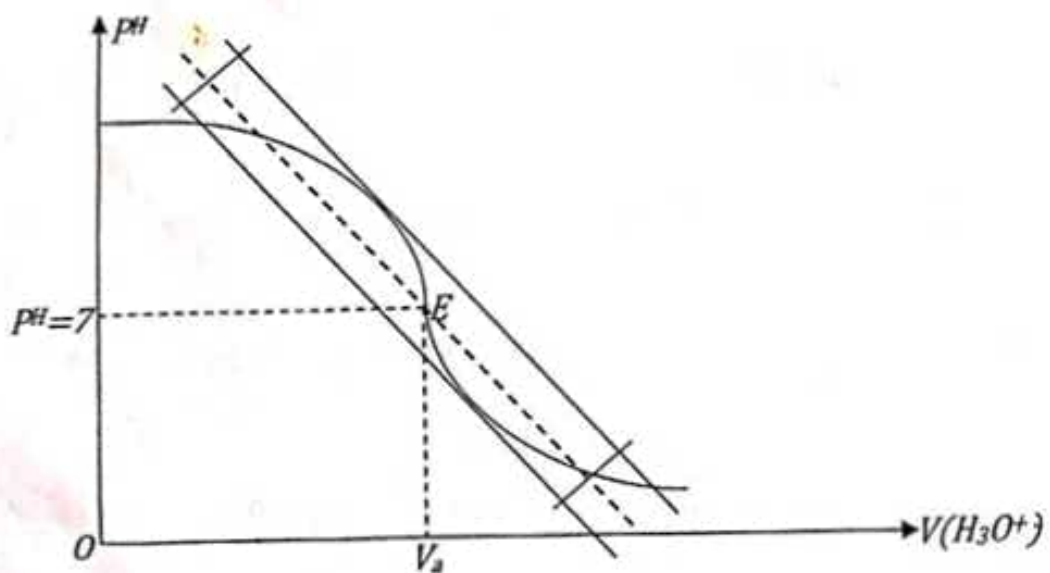
Donc Na^+ et Cl^- sont des ions spectateurs.

N.B. : Dans chacun des deux (2) cas suivants, à l'équivalence, le p^H est 7 et l'indicateur convenable est le bleu de bromothymol (BBT).

- Courbe de dosage d'un acide fort par une base forte :



- Courbe de dosage d'une base forte par un acide fort :



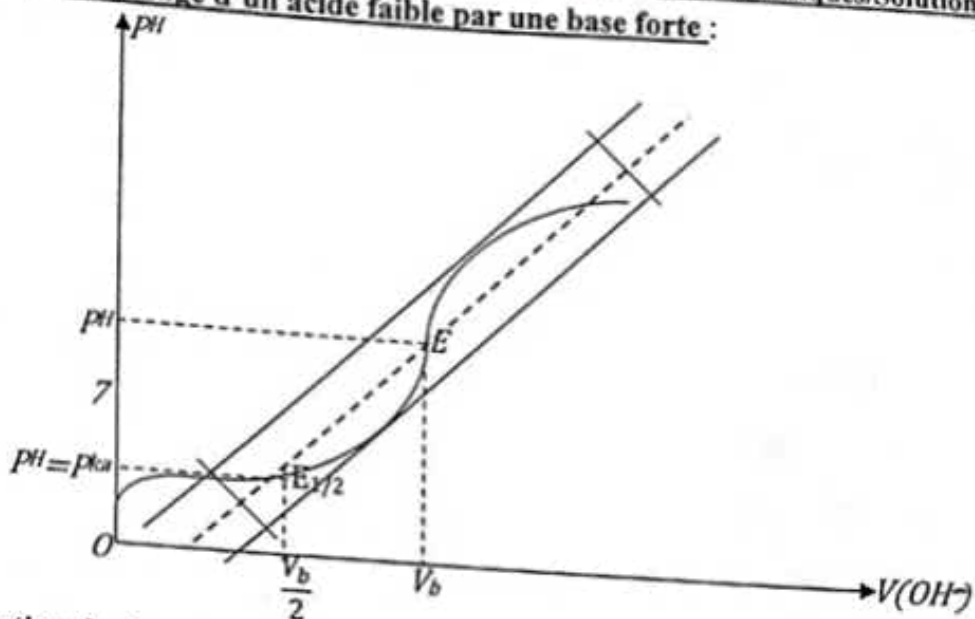
- Réaction de dosage d'un acide faible par une base forte : C'est une réaction totale de neutralisation.



N.B: A l'équivalence, le $pH > 7$ et l'indicateur coloré convenable est la phénolphthaléine.

Réactions acido-basiques/Solution tampon

- Courbe de dosage d'un acide faible par une base forte :

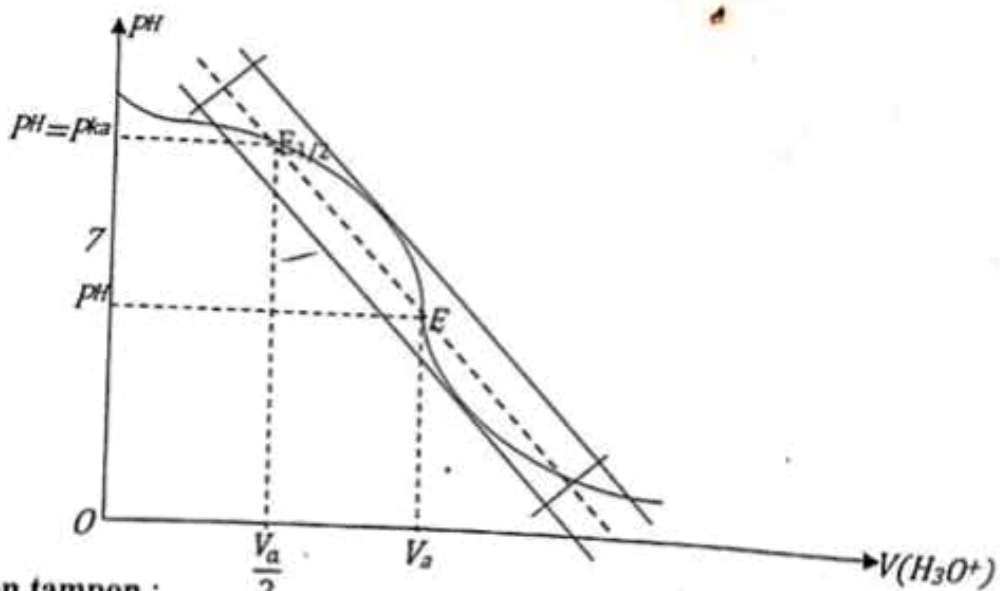


- Réaction de dosage d'une base faible par un acide fort : C'est une réaction totale de neutralisation.



N.B : A l'équivalence, le $\text{pH} < 7$ et l'indicateur coloré convenable est l'hélianthine.

- Courbe de dosage d'une base faible par un acide fort :



3) Solution tampon :

- Définition : Une solution tampon est une solution équimolaire d'un acide faible et de base conjuguée.
- Propriétés : Dans une solution tampon :
 - $\text{pH} = \text{pKa}$
 - Le nombre de mole d'acide faible est égale au nombre de mole de sa base conjuguée.
 - Le pH d'une solution tampon ne varie pas lors d'une dilution modérée.
 - Le pH d'une solution tampon varie très peu lors de l'addition de faible quantité d'acide fort ou de base forte.

Réactions acido-basiques/Solution tampon

- **Applications** : Les solutions tampon sont utilisées en chimie et en biologie :
- **En chimie** : les solutions tampons sont utilisées pour la réalisation des réactions à p^H constant.
- **En biologie** :
 - Le sang humain est tamponné à 7,4.
 - Certains médicaments sont tamponnés (effervescent).
- **Préparation** : On peut préparer une solution tampon de deux (2) manières :

1^{re} Méthode : Elle consiste à introduire simultanément la même quantité de l'acide faible et de sa base conjuguée dans l'eau.

Exemple : Pour préparer une solution tampon de CH_3-COOH / CH_3COO^- , on introduit en même temps dans l'eau le même nombre de mole de CH_3-COOH et CH_3-COO^-

2^e Méthode : Elle consiste à neutraliser la moitié de la quantité de l'acide faible et à ajouter de l'eau. /.