

2ème Sciences

Thème 2 : Les solutions

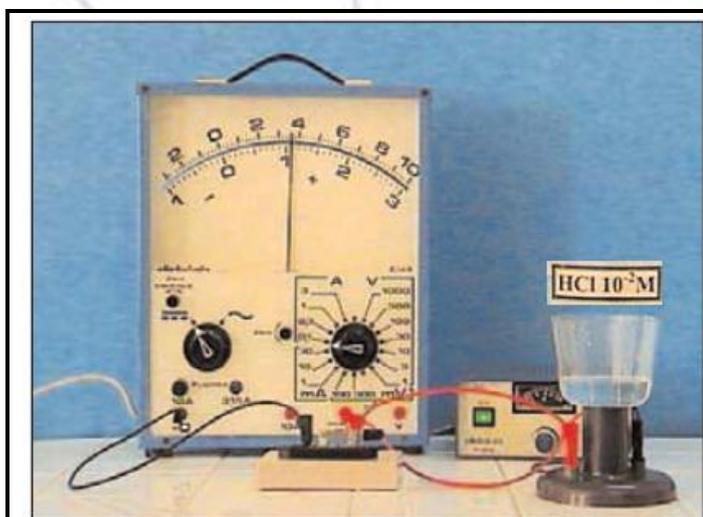
Chap8: Acides forts, acides faibles, bases fortes, bases faibles

I- Comparaison de la force des acides:

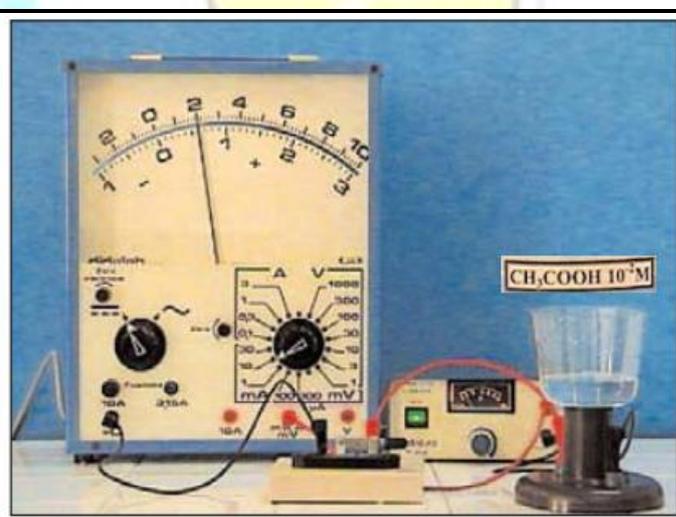
On considère deux solutions aqueuses (S_1) et (S_2) de chlorure d'hydrogène HCl et d'acide éthanoïque CH_3COOH de même concentration $C_a = 10^{-2} mol.L^{-1}$.

1) Comparaison de la force des acides d'après leur conductibilité électrique

a- Expériences et observations



Le milliampèremètre indique une intensité de courant I_1 égale à 38 mA



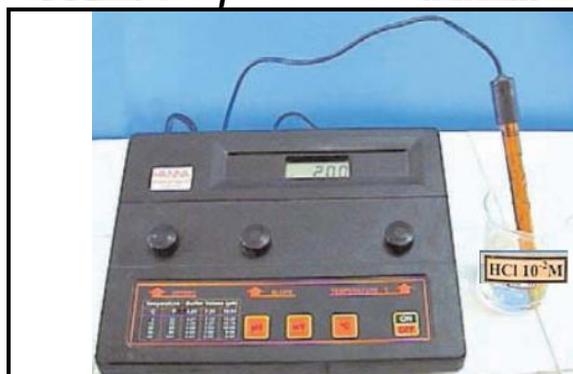
le milliampèremètre indique une intensité de courant I_2 égale à 2 mA

b- Conclusion

- La solution de chlorure d'hydrogène contient beaucoup plus d'ions que la solution d'acide éthanoïque.
- Comme HCl et CH_3COOH sont deux acides, alors HCl est un acide plus fort que CH_3COOH .

2) Comparaison de la force des acides d'après le pH de leurs solutions

a- Expériences et observations



$pH_1 = 2$ donc $[H_3O^+]_1 = 10^{-2} mol.L^{-1}$



$pH_2 = 3,4$ donc $[H_3O^+]_2 = 10^{-3,4} mol.L^{-1}$

b- Conclusion

- $[H_3O^+]_2$ est inférieure à $[H_3O^+]_1$: à concentration égale l'acide HCl est plus fort que l'acide CH_3COOH .
- A concentrations égales, l'acide le plus fort est celui qui correspond à la solution de pH le plus faible.

II- Acides forts et acides faibles:

1- Ionisation de HCl dans l'eau:

Pour la solution aqueuse (S_1) de chlorure d'hydrogène : $n(HCl)_{S_1} = C_a \cdot v(1L) = 10^{-2} mol$
 $pH = 2$; $[H_3O^+] = 10^{-2} mol \cdot L^{-1} = C_a$

⇒ L'ionisation d'une mole de HCl dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions H_3O^+ donc toutes les molécules HCl introduites initialement en solution ont été complètement ionisées selon l'équation : $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

Remarque

La molarité de HCl dans la solution est nulle $[HCl] = 0 mol \cdot L^{-1}$.

2- Ionisation de CH_3COOH dans l'eau

Pour la solution aqueuse (S_2) d'acide éthanoïque CH_3COOH

$n(CH_3COOH) = C_a \cdot v(1L) = 10^{-2} mol$

$pH = 3,4$; $[H_3O^+] = 10^{-3,4} mol \cdot L^{-1} = 4 \cdot 10^{-4} mol \cdot L^{-1} < C_a$

Comme l'ionisation d'une mole de CH_3COOH dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions H_3O^+ , on en déduit que l'ionisation de CH_3COOH dans l'eau n'est pas totale : celle-ci est partielle. Seules quelques molécules de CH_3COOH ont été ionisées.

On dit que l'acide CH_3COOH est un acide faible. L'ionisation dans l'eau de l'acide faible CH_3COOH s'écrit : $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$

Remarque

La solution finale de cet acide contient en plus de l'eau, des ions H_3O^+ , des ions OH^- , des ions CH_3COO^- et de l'acide éthanoïque CH_3COOH . En conséquence la concentration molaire de CH_3COOH dans la solution n'est pas nulle ($[CH_3COOH] \neq 0$).

3- Généralisation

- Un acide fort AH est un acide qui s'ionise totalement dans l'eau.
- $[H_3O^+] = C$.
- Le pH d'une solution aqueuse d'un monoacide fort est tel que : $10^{-pH} = C$.
- L'équation de la réaction d'ionisation de l'acide fort AH dans l'eau est :



Exemples d'acides forts : HCl , HI , HBr , HNO_3 , H_2SO_4 ...

- Un acide faible AH est un acide qui s'ionise partiellement dans l'eau.
- La molarité en ions H_3O^+ dans une solution aqueuse d'un monoacide faible de concentration molaire C est telle que $[H_3O^+] < C$.
- Le pH d'une solution aqueuse d'un monoacide faible est tel que : $10^{-pH} < C$.
- L'équation de la réaction d'ionisation d'un acide faible AH dans l'eau est :



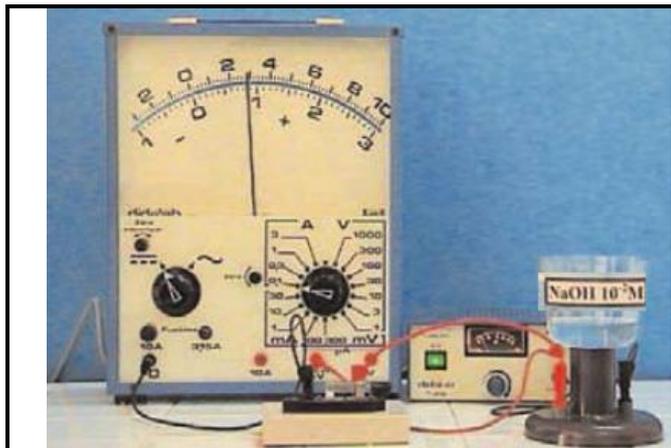
Exemples d'acides faibles : CH_3CO_2H , H_3PO_4 etc...

III- Comparaison de la force des bases:

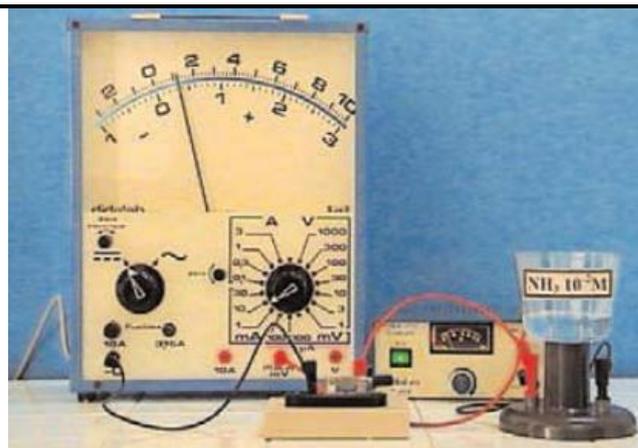
On considère deux solutions aqueuses (S'_1) et (S'_2) d'hydroxyde de sodium $NaOH$ et d'ammoniac NH_3 de même concentration $C_b = 10^{-2} mol \cdot L^{-1}$.

1) Comparaison de la force des bases d'après leur conductibilité électrique

a. Expérience et observations



Le milliampèremètre indique une intensité de courant I_1 égale à 30 mA



le milliampèremètre indique une intensité de courant I_2 égale à 1 mA

b- Conclusion

- La solution d'hydroxyde de sodium contient beaucoup plus d'ions que la solution d'ammoniac.
- Comme $NaOH$ et NH_3 sont deux bases, alors $NaOH$ est une base plus forte que $[OH^-]_1$.

2) Comparaison de la force des bases d'après le pH de leurs solutions

a-Expérience et observations



$pH'_1 = 12$ donc
 $[H_3O^+]'_1 = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$
 Et $[OH^-]'_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$



$pH'_2 = 10,4$ donc
 $[H_3O^+]'_2 = 10^{-10,4} \text{ mol.L}^{-1}$
 et $[OH^-]'_2 = 10^{-3,6} \text{ mol.L}^{-1}$

b- Conclusion

- $[OH^-]'_2$ est inférieure à $[OH^-]'_1$: à concentration égale la base $NaOH$ est plus forte que la base NH_3 .
- A concentrations molaires égales, la base la plus forte est celle qui correspond à la solution de pH le plus grand.

IV- Bases fortes est bases faibles

1) Dissociation de $NaOH$ dans l'eau :

Pour la solution aqueuse (S'_1) d'hydroxyde de sodium $n(NaOH)_{S'_1} = C_b \cdot v(1L) = 10^{-2} \text{ mol}$
 $pH = 12$; $[H_3O^+] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = C_b$

➡ la dissociation ionique d'une mole de $NaOH$ dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions OH^- donc toutes les molécules $NaOH$ introduites initialement en solution ont été complètement ionisées selon l'équation : $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

La dissociation ionique de $NaOH$ dans l'eau est totale.

On dit que l'hydroxyde de sodium est une base forte.

Remarque :

La molarité de $NaOH$ dans la solution est nulle $[NaOH] = 0 \text{ mol. L}^{-1}$.

2) Ionisation de NH_3 dans l'eau

Pour la solution aqueuse (S'_2) d'ammoniac NH_3

$$n(NH_3)_{S'_2} = C_b \cdot v(1L) = 10^{-2} \text{ mol}$$

$$pH = 10,4; [H_3O^+] = 10^{-10,4} \text{ mol. L}^{-1} \text{ et } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = 10^{-3,6} \text{ mol. L}^{-1} < C_b$$

Comme l'ionisation d'une mole de NH_3 dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions OH^- . On en déduit que l'ionisation de NH_3 dans l'eau n'est pas totale : elle est partielle.

Seules quelques molécules de NH_3 ont été ionisées. On dit que NH_3 est une base faible.

L'ionisation dans l'eau de la base faible NH_3 s'écrit :



Remarque

La solution finale de cette base contient en plus de l'eau, des ions H_3O^+ , des ions OH^- , des ions NH_4^+ et l'ammoniac NH_3 .

En conséquence la concentration molaire de NH_3 dans la solution n'est pas nulle ($[NH_3] \neq 0$).

3) Généralisation

- Une base forte B est une base qui s'ionise totalement dans l'eau.
- La molarité en ions OH^- dans une solution aqueuse d'une monobase forte de concentration molaire C est égale à $[OH^-] = C$.
- A $25^\circ C$, le pH d'une solution de monobase forte est tel que : $10^{-pH} = \frac{10^{-14}}{C}$.
- L'équation de la réaction d'ionisation d'une base forte B dans l'eau est :



Exemples de bases fortes : $NaOH$, KOH ...

- Une base faible B est une base qui s'ionise partiellement dans l'eau.
- La molarité en ions OH^- dans une solution aqueuse d'une monobase faible de concentration molaire C est telle que $[OH^-] < C$.
- A $25^\circ C$, le pH d'une solution de monobase faible est tel que : $10^{-pH} > \frac{10^{-14}}{C}$.
- L'équation de la réaction d'ionisation d'une base faible B dans l'eau est :



Exemples de bases faibles : NH_3 , CH_3NH_2 ...

Application :

On donne : $M(H) = 1 \text{ g. mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g. mol}^{-1}$ et $M(K) = 39 \text{ g. mol}^{-1}$.

A- On prépare une solution aqueuse de potasse KOH en dissolvant 0,14 g de potasse dans 250 cm^3 d'eau distillée.

1) Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.

- 2) On mesure le pH de la solution, on trouve $pH = 12$.
- Calculer la concentration molaire des ions OH^- dans la solution.
 - La potasse est-elle une base forte ou faible? Justifier la réponse.
 - Ecrire l'équation de la dissociation de la potasse.

B- Le pH d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque $HCOOH$ de concentration molaire $C = 0,04 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ est égal à 2,6.

- Calculer la concentration des ions H^+ dans la solution.
- L'acide méthanoïque est-il fort ou faible? Justifier la réponse.
- Ecrire l'équation de la dissociation ionique de l'acide méthanoïque en solution aqueuse.

Application :

On prépare deux solutions (S_1) et (S_2) de même molarité $C_A = 0,01 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ en dissolvant dans l'eau pure, respectivement les monoacides A_1H et A_2H .

La mesure de leur pH à $25^\circ C$ donne respectivement: $pH_1 = 2$, $pH_2 = 3,9$.

- Calculer la concentration molaire en ions H_3O^+ .
 - Préciser le caractère fort ou faible de A_1H et de A_2H .
 - Ecrire les équations de l'ionisation de chacun des deux acides dans l'eau.
- L'acide A_1H est l'acide nitrique, on prélève un échantillon de volume V_1 qu'on fait agir sur le carbonate de calcium.
 - Ecrire l'équation chimique de la réaction.
 - Quel est le volume de gaz dégagé par attaque de 2 g de $CaCO_3$?
 - Quel est le volume minimal de (S_1) nécessaire pour cette réaction ?

On donne :

Volume molaire: $V_M = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$;

Masses molaires : $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Ca) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M(N) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$