

Acides et Bases en solution aqueuse

I- Rappel : Concentration d'une solution

La concentration molaire d'une solution est le quotient de la quantité de matière dissoute par le volume de solution obtenue :

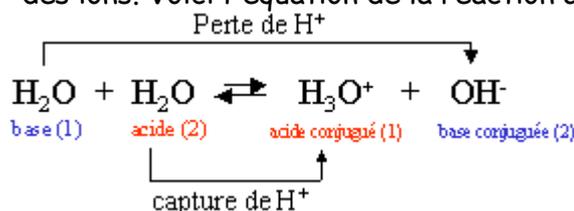
Exemple : on donne $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$ et $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$

◆ Calculer la masse molaire du chlorure de sodium (NaCl)

◆ Combien, dans un litre d'eau salée à $0,1 \text{ mol/L}$, a-t-on de sel ?

II - Autoprotolyse de l'eau :

L'eau déminéralisée contient des ions. Voici l'équation de la réaction acido-basique de l'eau :



Les couples acides-bases sont : $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.

Il y a donc des ions libres dans l'eau. La conductivité est cependant très faible, cette réaction doit donc aboutir à un état d'équilibre avec de très faibles concentrations de OH^- et H_3O^+ . Cet état d'équilibre est appelé équilibre d'autoprotolyse de l'eau. Comme il s'agit d'une réaction aboutissant à un état d'équilibre, nous pouvons calculer la constante d'équilibre, celle-ci est particulière et se note K_w .

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

Dans toute solution aqueuse, le produit des concentrations des ions OH^- et H_3O^+ est une constante. Ce produit se nomme **PRODUIT IONIQUE DE L'EAU**. Sa valeur est de :

$$K_w = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C}$$

Concentration des ions OH^- et H_3O^+ dans l'eau pure :

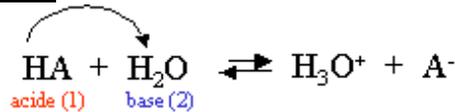
◆ Équation : $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

◆ Dans l'eau pure il y a autant de mole d'ions OH^- que de mole d'ions H_3O^+ . Nous pouvons donc retrouver les concentrations de ces ions.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \text{ mole.L}^{-1}$$

III - Milieu acide, milieu basique :

1°. Un acide dans l'eau :

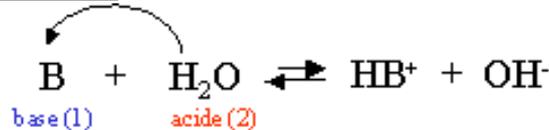


=> Une solution est acide si : $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$.

◆ Exemple :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mole.L}^{-1} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} =$$

2°. Une base dans l'eau :



=> Une solution est basique si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$.

◆ Exemple :

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mole.L}^{-1} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} =$$

3°. Définition du pH :

La concentration molaire en ions hydronium d'une solution aqueuse détermine, son caractère acide, basique ou neutre. Le pH d'une solution est égal à la relation :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Où log est la fonction logarithmique en base 10 et $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est la concentration en ions H_3O^+ .

Par conséquent, connaissant le pH, l'on peut retrouver la concentration en ions $[\text{H}_3\text{O}^+]$ par la relation suivante :

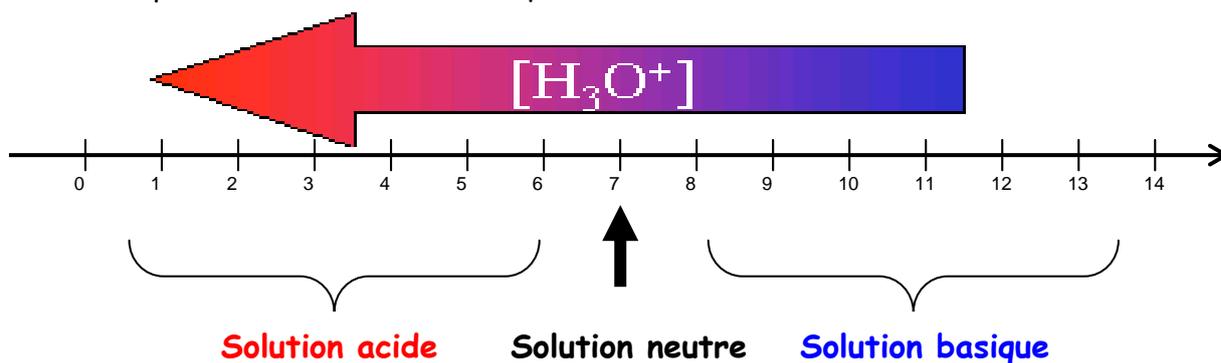
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

◆ Exemple :

1. Si une solution a une concentration en H_3O^+ égale à 10^{-8} mol/L. Quel est son pH ?
2. Si une solution a une concentration en $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5}$ mol/L; déterminer son pH.
3. La mesure du pH du coca-cola donne 2,7, calculer la concentration en ions H_3O^+ .
4. Quels sont le pH et le caractère d'une solution si $[\text{OH}^-] = 0,00002 \text{ mol.L}^{-1}$?

4°. Échelle de pH :

Sur l'échelle des pH, l'acidité ne varie donc que de 0 à 14.



Notons que lorsque le pH augmente, la concentration en H_3O^+ diminue.

Domaine de pH des solutions aqueuses : La concentration en ions H_3O^+ et OH^- caractérise une solution :

- une solution est acide si donc $[H_3O^+] > [OH^-]$
- une solution est basique si donc $[H_3O^+] < [OH^-]$
- une solution est neutre si donc $[H_3O^+] = [OH^-]$

5°. Mesure du pH :

Il existe deux méthodes permettant de mesurer le pH d'une solution :

a. Le papier pH :



Pour mesurer le pH, il suffit de déposer une goutte de solution sur la languette de papier pH et de comparer la couleur obtenue avec le panel de couleur fourni avec le papier. Attention ! Un papier pH est composé d'un mélange de différentes substances qui changent de couleurs selon les concentrations en H_3O^+ que contient la solution.

b. Le ph-mètre :

Il s'agit d'un appareil constitué de deux parties : une électrode que l'on plonge dans la solution et un voltmètre électronique dont l'échelle est graduée directement en unités de pH.



c) Exemples d'indicateurs colorés :

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénol-phtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose

IV - Acides forts et bases fortes :

1°- Acides forts :

a. Définition :

Un acide fort est une espèce chimique qui s'ionise **totalemment** dans l'eau pour donner l'ion hydronium (H_3O^+).

b. Exemples :

Acide chlorhydrique :

Acide nitrique :

2°- Bases fortes :

a. Définition :

Une base forte est une espèce chimique qui s'ionise **totalemment** dans l'eau pour donner l'ion hydroxyde (OH^-).

b. Exemples :

Soude :

Potasse :

3°- Réaction d'un acide fort avec une base forte :

La réaction d'un acide fort sur une base forte est une réaction qui correspond à l'action de l'ion hydronium H_3O^+ , libéré par l'acide, sur l'ion hydroxyde OH^- fourni par la base.

L'équation bilan est :

.....

III - Expérience : Dosage d'un acide fort par une base forte

1°- Principe :

Pour doser un acide fort de concentration inconnue présent dans une solution, on le fait réagir avec une solution de base forte de concentration connue.

2° - Mode opératoire :

On a les solutions suivantes :

- ◆ Base forte : solution de soude de concentration $C_B =$
- ◆ Acide fort : solution d'acide chlorhydrique de concentration C_A inconnue.

On verse la soude dans la burette et on verse $V_a = 10$ mL d'acide dans un bécher avec du BBT. On cherche le volume de soude nécessaire pour changer la couleur de la solution.

3° - Dosage rapide : On verse la soude tous les cm^3 ; d'où les résultats :

V_B	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
Couleur																	

4° - Dosage précis : on verse directement de soude puis goutte à goutte

V_B									
Couleur									

Au changement de couleur on trouve $V_B =$

.....
.....

IV - Expérience : Suivi pH-métrique de la réaction acide fort-base forte

1° - Mode opératoire :

On a les solutions suivantes :

- ◆ Base forte : solution de soude de concentration $C_B =$
- ◆ Acide fort : solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A =$

On verse la soude dans la burette et on verse $V_a = 20$ ml d'acide dans un bécher. on a un pH-mètre pour mesurer le pH obtenu après le rajout de soude.

2° - On cherche à savoir le pH obtenu en fonction du volume de soude versé.

V_B	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	19			20	
pH															

V_B		21	22	24	26	28	30
-------	--	----	----	----	----	----	----

pH							
----	--	--	--	--	--	--	--

3° - Exploitation de résultats :

On trace la courbe $\text{pH} = (V_B)$. En abscisse 1cm représente 2 cm^3 de soude.
 En ordonnée 1 cm représente 1 pour le pH.

On constate :

On a un point d'équivalence E tel que : $\text{pH} =$ et $V_B =$

A l'équivalence on a :

Conclusion :