

# L'EQUILIBRE CHIMIQUE

## I Le pH et sa mesure

### 1) Les acides et les bases

Acide : espèce chimique capable de céder un proton  $H^+$

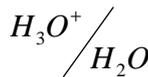
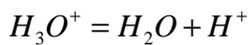
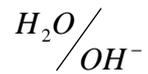
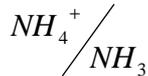
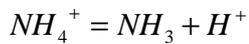
Base : espèce chimique capable de capter un proton  $H^+$

D'où : Acide = Base +  $H^+$

Couple Acido-basique :  $Acide / Base$

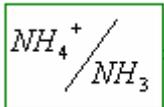
Le couple acido-basique est constitué d'un acide et de sa base conjuguée

Ex :



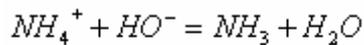
Remarque : certaines espèces chimiques peuvent être acide ou basique.

Ce sont des **Amphotères, ou Ampholytes**.

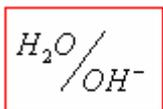


⇒ I

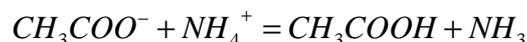
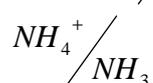
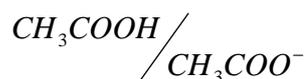
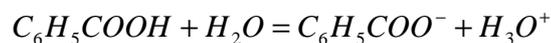
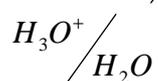
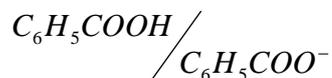
Transformation entre  $NH_4^+$  et  $HO^-$  :



Acide I Base II Base I Acide II



⇒ II



### 2) pH d'une solution aqueuse

Définition :

Le pH est la grandeur qui caractérise l'acidité ou la basicité d'une solution ( $0 \leq pH \leq 14$ )

$$1 \text{ mol.L}^{-1} \leq [H_3O^+] \leq 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$$

La valeur du pH d'une solution dépend de sa concentration en ion oxonium ( $H_3O^+$ )

Relation mathématique :  $pH = -\log[H_3O^+]$

Exemple de calcul :

$$\log 10^x = x$$

$$[H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow pH = -\log 1,0 \cdot 10^{-4} = -(-4) = 4,0$$

$$[H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \rightarrow pH = -\log 2,5 \cdot 10^{-3} = 2,6$$

Fonction inverse :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$pH = 12,0 \rightarrow [H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = 7,6 \rightarrow [H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

Remarque :

- Les deux relations sont valables pour les solutions dont la concentration des ions oxonium est comprise entre  $1,0 \cdot 10^{-1}$  et  $1,0 \cdot 10^{-13}$ . Soit  $1,0 \leq pH \leq 13,0$ .
- Le pH d'une solution varie avec la température
- Pour une solution neutre :  $pH = 7,0$  à  $25^\circ\text{C}$ . et  $pH = 8$  à  $0^\circ\text{C}$

### 3) Mesure du pH :

#### ❖ Indicateurs colorés :

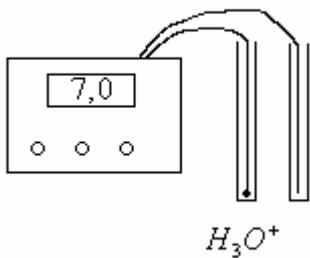
Leur teinte évalue la nature d'une solution ou une zone de pH

Ex : le BBT :  $6 \leq pH \leq 8$   
*jaune*                      *vert*                      *bleu*

#### ❖ Papier pH

Papier filtre sur lequel on a déposé des indicateurs colorés. Précis à  $\pm 1pH$ .

#### ❖ pH-mètre



Un pH-mètre est assimilable à un voltmètre qui mesure la tension entre deux électrodes : un électrode de mesure qui dépend de la concentration de  $H_3O^+$  et une électrode de référence. La tension électrique mesurée ( $U$ ) est tel que :  
 $U = a + b \text{ pH}$

#### ❖ Précision d'une mesure de pH

Dépend de :

- l'étalonnage.
- la température des solutions.
- la qualité des solutions à pH 4 et 7.
- La sensibilité de l'appareil
- L'âge de l'électrode

D'où les pH mesurés à  $\pm 1pH$

Lecture :  $4,56 \Rightarrow 4,6$

Conséquence sur le calcul de  $[H_3O^+]$

Exemple :  $pH = 3,5 \pm 1$

$$\rightarrow [H_3O^+] = 3,2 \cdot 10^{-4} \pm 0,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

D'où on a une incertitude de 22 %

**ATTENTION : Dans les concentrations on travail avec 2 chiffres significatifs**

## II Etat d'équilibre d'un système chimique

### 1) Voir TP

Conclusion :

- Solution d'acide chlorhydrique :  $x_f = x_{\max}$

On a une transformation totale

$x_f$  : Avancement dans l'état final du système ( $t \rightarrow \infty$ ).

$x_{\max}$  : Avancement maximum, correspondant à la disparition totale du réactif limitant.

- Solution d'acide éthanóique :  $x_f < x_{\max}$

Transformation non totale, le réactif limitant n'a pas entièrement disparu.

### 2) Taux d'avancement

Par définition : le taux d'avancement final d'une transformation vaut :  $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$ .

$x_f$  : Taux d'avancement réel.

$x_{\max}$  : Taux d'avancement si la réaction est totale.

Si  $\tau < 1$  : La réaction est partielle ou limitée.

Si  $\tau = 1$  : La réaction est totale.

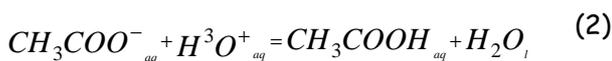
Si  $\tau = 0$  : Il n'y a pas de réaction.

### 3) Une réaction peut s'effectuer dans les deux sens

Première transformation : Acide éthanóique avec l'eau



Deuxième transformation : ion éthanóate avec l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$



Les réactions (1) et (2) sont inverses l'une de l'autre. L'état final obtenu à la fin de chaque transformation dans des conditions semblables est identique. Il y a formation d'un **équilibre chimique**.

L'équilibre chimique est dynamique : les réactions (1) et (2) se produisent simultanément et à la même vitesse lorsque l'équilibre est atteint sa composition n'évolue plus au cours du temps

Remarques :

- Un équilibre chimique peut être modifié, il dépend de conditions expérimentales : concentration des espèces, température, pression...
- Les réactions (1) et (2) conduisent à un équilibre chimique qui s'écrit :
$$\text{CH}_3\text{COOH}_{aq} + \text{H}_2\text{O}_l = \text{CH}_3\text{COO}^-_{aq} + \text{H}_3\text{O}^+_{aq}$$
- Le signe « = » de l'équation n'indique pas le sens de la transformation : elle peut s'effectuer vers la droite ou vers la gauche.