

# Chapitre X<sub>4</sub>: Réaction s'effectuant dans les deux sens

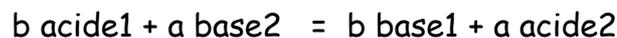
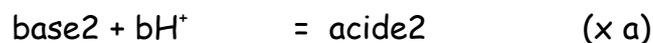
## I- Rappels sur les acides et les bases.

Un acide est une espèce chimique susceptible de céder un proton H<sup>+</sup>.

Une base est une espèce chimique capable de capter un proton H<sup>+</sup>.

Un couple acide/base est l'ensemble d'un acide et d'une base qui se correspondent dans les demi-équation bilan.

Une réaction acido-basique est une réaction faisant intervenir un acide et une base de deux couples différents:



## II- Le pH et sa mesure.

Le caractère acide d'une solution aqueuse est dû à la présence des ions oxonium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> dans cette solution.

### A- Définition du pH.

Le pH, grandeur sans dimension (sans unité) qui mesure l'acidité d'une solution aqueuse diluée, est défini par les relations:

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

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

Dans cette relation la concentration en ions oxonium est exprimée en mol.L<sup>-1</sup>.

La tradition exige que l'on exprime [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] en écriture scientifique. Par exemple si pH=2,9, on écrit: [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 10<sup>-2,9</sup> ⇒ [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 1,26.10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup>

### B- Propriété fondamentale.

La fonction logarithme décimal (log) est une fonction croissante donc:

$$\text{pH grand} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ petit}$$

$$\text{pH petit} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ grand}$$

N.B: Rappelons qu'à 25°C, la neutralité acido-basique correspond à pH=7,0, que les solutions acides ont un pH<7,0 et que les solutions basiques ont un pH>7,0.

## C- Mesure du PH.

Le pH se mesure à l'aide d'un pH-mètre. C'est un millivoltmètre relié à deux électrodes. L'une de ces électrodes est une électrode de référence et l'autre est une électrode de verre. Ces électrodes mettent en jeu deux couples rédox tels que la différence de potentiel électrique entre ces deux électrodes est proportionnelle au pH. Certaines électrodes dites "combinées" rassemblent dans le même support les deux électrodes précédentes.

## III- Réaction d'un acide avec l'eau.

### A- 1er Cas: la réaction est totale: réaction du chlorure d'hydrogène HCl avec l'eau.

#### 1- L'observation expérimentale.

Le pH d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène (ou acide chlorhydrique) de concentration molaire  $c=1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  est égal à 2,0.

#### 2- Interprétation.

Considérons un volume  $V$  de solution.

La solution étudiée est obtenue en mettant  $1,0 \cdot 10^{-2}$  mol de chlorure d'hydrogène ( $\text{HCl}_{(g)}$ ) par litre d'eau. La quantité de matière initiale de chlorure d'hydrogène est donc  $n_0(\text{HCl})=c \cdot V$ . Dressons le tableau d'avancement de la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau:

Équation de la réaction	$\text{HCl}_{(g)}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	→	$\text{Cl}^-_{(aq)}$	+	$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$
E.I (mol)	$n_0(\text{HCl})=cV$				$n_0(\text{Cl}^-)=0$		$n_0(\text{H}_3\text{O}^+)=0$
E.t (mol) l'avancement est $x$	$n(\text{HCl})=cV-x$				$n(\text{Cl}^-)=x$		$n(\text{H}_3\text{O}^+)=x$
E.F (mol) l'avancement est $x_{\text{final}}$	$n_f(\text{HCl})=cV-x_{\text{final}}$				$n_f(\text{Cl}^-)=x_{\text{final}}$		$n_f(\text{H}_3\text{O}^+)=x_{\text{final}}$

Calcul de  $x_{\text{final}}$ :

Calcul de  $x_{\text{max}}$ :

Définissons le **taux d'avancement final**  $\tau$  de la réaction par la relation:

$$\tau = \frac{x_{\text{final}}}{x_{\text{max}}}$$

Dans notre cas  $\tau=1$  ou 100% la réaction est totale, on dit que le chlorure d'hydrogène est **un acide fort**

Pour un tel acide:

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

## B- Cas où la réaction n'est pas totale: Réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.

### 1- Observation expérimentale.

Le pH d'une solution d'acide éthanoïque de concentration  $c=1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  est égal à 3,4.

### 2- Interprétation.

Considérons un volume  $V$  de solution.

La quantité de matière initiale d'acide acétique est  $n_0(\text{CH}_3\text{COOH})=cV$ . Le tableau d'avancement de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau est:

Équation de la réaction	$\text{CH}_3\text{COOH}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$
E.I (mol)	$n_0(\text{CH}_3\text{COOH})=cV$				$n_0(\text{CH}_3\text{COO}^-)=0$		$n_0(\text{H}_3\text{O}^+)=0$
E.t (mol) l'avancement est $x$	$n(\text{CH}_3\text{COOH})=cV-x$				$n(\text{CH}_3\text{COO}^-)=x$		$n(\text{H}_3\text{O}^+)=x$
E.F (mol) l'avancement est $x_{\text{final}}$	$n_f(\text{CH}_3\text{COOH})=cV-x_{\text{final}}$				$n_f(\text{CH}_3\text{COO}^-)=x_{\text{final}}$		$n_f(\text{H}_3\text{O}^+)=x_{\text{final}}$

Calcul de  $x_{\text{final}}$ :

Calcul de  $x_{\text{max}}$ :

Calcul de  $\tau$ :

Ce qui signifie que 4,0% seulement des molécules ont réagi avec l'eau. Un tel acide est appelé **acide faible**.

Pour un tel acide:

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) < c.V \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < c \Rightarrow \text{pH} > -\log c$$

## IV- Réaction s'effectuant dans les deux sens.

### A- Questionnement.

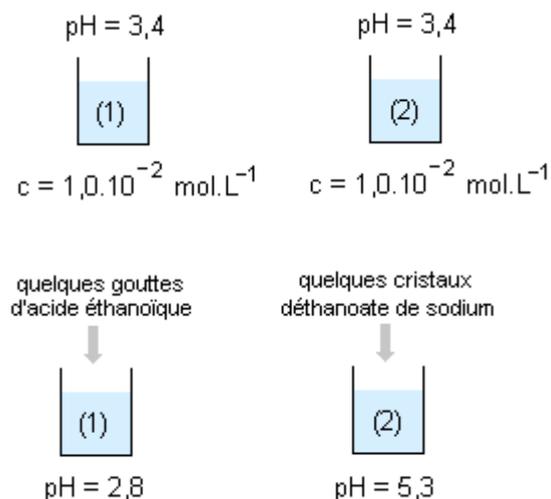
L'exemple précédent de la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau suggère que parmi toutes les molécules d'acide éthanóique présentes dans une solution de concentration  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  seules 4% d'entre elles donnent lieu à une réaction avec l'eau. La question qui se pose alors est: pourquoi ces molécules entrent-elles en réaction et pas les autres? Cette interprétation nous paraît étonnante. En fait, la réalité est tout à fait différente.

### B- Etude expérimentale.

#### 1- Expérience et observations.

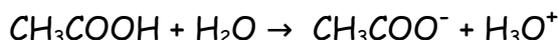
Considérons l'expérience suivante: On dispose de deux béchers, notés (1) et (2), contenant tous les deux le même volume de la même solution d'acide éthanóique à la concentration  $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Une mesure du pH dans chaque bécher donne  $\text{pH} = 3,4$ .

On ajoute alors, dans le bécher (1) quelques gouttes d'acide éthanóique pur, et dans le bécher (2), quelques cristaux d'éthanoate de sodium. Après agitation, le pH dans le bécher (1) est égal à 2,8 et dans le bécher (2) à 5,3.



#### 2- Interprétation.

Dans le bécher (1), le pH diminue (il passe de 3,4 à 2,8) donc la concentration des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  augmente. Ce qui signifie que la réaction d'équation s'effectue dans **le sens direct** indiqué par la flèche (sens de production des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ ):



Dans le bécher (2), le pH augmente (il passe de 3,4 à 5,3) donc la concentration des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  diminue. Ce qui signifie que la réaction précédente s'effectue dans **le sens inverse** de celui indiqué par la flèche (sens de disparition des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

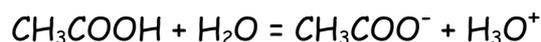
On en déduit que:

- Lorsqu'une transformation chimique n'est pas totale, la réaction qui lui est associée peut s'effectuer dans les deux sens.
- Il n'y a donc pas 4% des molécules d'acide éthanóique qui réagissent avec l'eau. Elles réagissent toutes mais la réaction inverse limite la réaction directe.

**Une telle réaction est appelée: Réaction réversible.**

### C- Écriture de l'équation d'une réaction réversible.

Lorsqu'une réaction est réversible la flèche est remplacée par un signe =. On écrira;



## V- Systèmes chimiques en équilibre.

### A- Définition.

On dit qu'un système chimique est en équilibre si les concentrations (ou les quantités de matière) de ses constituants restent constantes au cours du temps.

### B- Taux d'avancement final.

Pour une réaction non totale qui conduit à un équilibre, il est intéressant de savoir déterminer:

- L'avancement final  $x_{\text{final}}$  qui correspond à l'état d'équilibre obtenu,
- L'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  qui correspond à l'avancement que l'on obtiendrait si la réaction était totale

$$\tau = \frac{x_{\text{final}}}{x_{\text{max}}}$$

### C- Interprétation cinétique de l'équilibre.

Un état d'équilibre chimique résulte de deux réactions s'effectuant en sens inverse avec des vitesses égales.