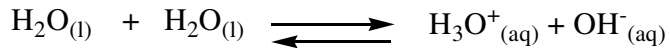


**Cours 2<sup>ème</sup> année chimie**  
**Module : Chimie analytique**

### 3 Les solutions ioniques .Acides et Bases

#### 3.1 La dissociation ionique (l'équilibre de dissociation de l'eau)

L'eau donne lieu à un équilibre ionique où une molécule d'eau pure échange un proton  $H^+$ , avec une autre molécule (l'auto dissociation de l'eau), selon l'équation suivante :



#### 3.2 Produit ionique de l'eau

Selon la définition de la constante d'équilibre on a :

$$K_c = [H_3O^+] [OH^-] / [H_2O] [H_2O]$$

Les mesures de la conductivité électrique indiquent la présence d'une concentration de  $1.00 \cdot 10^{-7}$  mol/l en ions  $H_3O^+$  et  $OH^-$ , compte tenu que la concentration de l'eau pure est environ de 55.5 mol/l, on peut conclure que la variation de la concentration de l'eau au cours du processus d'ionisation est négligeable. Cette concentration d'eau constante est intégrée à la constante d'équilibre qui est appelée le produit ionique de l'eau est comme suit :

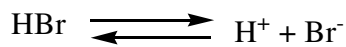
$$K_e = [H_3O^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

#### 3.3 Généralités sur les acides et les bases (Définitions)

##### 3.3.1 Acide et Base selon ARRHENIUS :

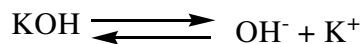
En partant du phénomène de la dissociation de l'eau, ARRHENIUS propose en 1884 un concept d'acide et de base, un acide est une substance qui libère des ions  $H^+$  en solution aqueuse

Exemple :



Une base est une substance qui libère des  $OH^-$  en solution aqueuse

Exemple :



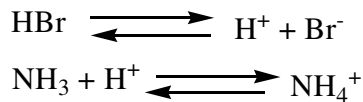
Ces définitions manquent de généralité

- Elles ne sont applicables qu'aux solutions aqueuses
- Certaines substances ne possèdent pas d'ions  $OH^-$  dans leur structure
- Les ions  $H^+$  ne se trouvent pas libre, dans l'eau il se forme  $H_3O^+$

### 3.3.2 Acide et Base selon Bronsted et Lowry 1923

Un acide est une substance qui peut libérer un proton et une base, une substance qui peut accepter un proton

Exemple :



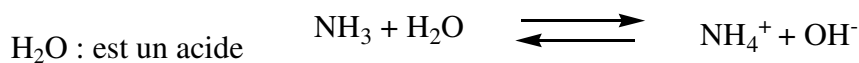
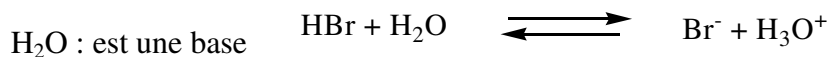
Dans la conception de BRONSTED-LOWRY l'acide ou la base ne peuvent agir seuls, il doit y avoir présence simultanée de deux espèces (c'est la notion de couples acide-base conjugués)

Exemple :

$\text{HCl} / \text{Cl}^-$   $\text{Cl}^-$  la base conjuguée de l'acide  $\text{HCl}$

Certaines substances peuvent être considérées comme un acide ou une base

Exemple :



Ces substances sont dites amphotères ou ampholytes

### 3.3.3 Acide et Base selon Lewis

Une définition beaucoup plus générale, un acide est une substance qui peut accepter un doublet d'électrons et une base, une substance qui peut donner un doublet d'électrons

Exemple :

$\text{BF}_3$  le bore possède une orbitale moléculaire vide, il peut accepter un doublet

$\text{NH}_3$  L'azote possède un doublet libre

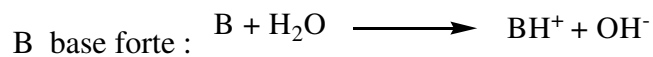
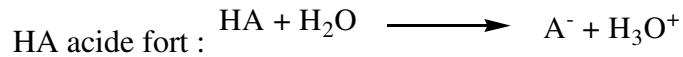
La théorie la plus utilisée actuellement est celle de BRONSTED et LOWRY

## 3.4 Forces des acides et des bases

Selon leur dissociation, les acides et les bases se classent en deux groupes :

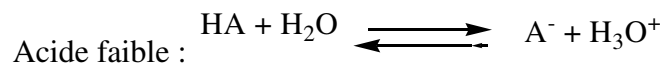
### 3.4.1 Acides et bases forts

Ce sont des électrolytes forts, l'équilibre de dissociation est nettement en faveur de la réaction directe



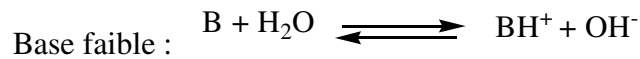
### 3.4.2 Acides et bases faibles

La dissociation est faible , n'est pas complète et produit une réaction d'équilibre



$$K_a = [\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HA}]$$

$K_a$  : est appelé constante d'acidité de l'acide HA



$$K_b = [\text{BH}^+][\text{OH}^-] / [\text{B}]$$

$K_b$  : est appelé constante de basicité de la base B

Plus la constante est grande , plus l'acide (ou la base) est fort

On utilise généralement la forme logarithmique :

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

Plus le pK est grand , plus l'acide (ou la base) est faible

$pK_a$  et  $pK_b$  sont des constantes qui dépendent :

- de la température
- de la nature du solvant

En effectuant le produit des deux relations :

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

A 25°C si le solvant est l'eau :

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$pK_a + pK_b = 14$$