

## Les solutions acides basiques.

### 1 Dissolution.

La dissolution d'un solide dans un solvant est réalisée en plusieurs étapes :

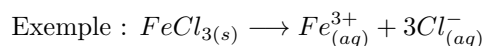
- dissociation : le solvant diminue l'intensité des interactions internes au solide et sépare les particules du solides.
- solvatation : les molécules du solvant entourent les particules dissoutes et les stabilisent.
- dispersion : le tout est ensuite dispersé dans tout le mélange par l'agitation thermique.

#### Propriété

Au cours d'une dissolution, il y a conservation de la **matière** et des **charges électriques** (cela va toujours mieux en le disant !).

#### Définition

L'équation de dissolution d'un solide ionique s'écrit de façon générale :



Quand on dissous **une mole** de chlorure de fer III, on obtient **une mole** d'ions fer III et **trois moles** d'ions chlorure. Les ions chlorure sont donc **trois fois plus nombreux** que les ions fer III.

### 2 Concentration molaire.

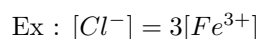
Un solide une fois dissous, n'est plus solide !

On parle tout de même de la concentration en soluté (solide) apporté notée C.

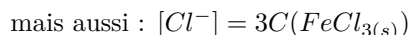
Ex :  $C(FeCl_{3(s)})$  ... se lit : concentration en chlorure de fer III

#### Définition

La concentration des ions qui existent réellement en solution est notée entre crochets [].



La concentration en ions chlorure est **trois fois plus grande** que la concentration en ions fer III (d'après l'équation de dissolution).

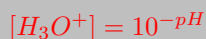


La concentration en ions chlorure est **trois fois plus grande** que la concentration en chlorure de fer III apporté.

### 3 Définition du pH.

L'acidité d'une solution est due à la présence d'ions oxonium  $H_3O^{+}$  dans cette solution.

#### Définition



La concentration est exprimée en  $mol.L^{-1}$  et le pH n'a pas d'unité.

On peut aussi exprimé le pH :

$$pH = -\log [H_3O^{+}]$$

#### Propriété

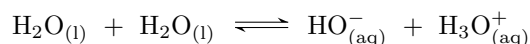
Plus le pH est petit, plus la solution est acide.

$$\text{à } 25 \text{ °C : } 0 < pH < 14 \text{ et } pH_{eau \text{ pure}} = 7$$

Le pH d'une solution se mesure à l'aide de papier pH ou d'un pHmètre.

## 4 Produit ionique de l'eau.

L'eau est à la fois un acide et une base selon l'équation :



### Définition

On lui associe le **produit ionique de l'eau** :  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$  à 25 degrés.  
Ke n'a pas d'unité bien que les concentrations soient exprimées en  $\text{mol.L}^{-1}$

Ce qui explique que pour l'eau pure (autant acide que basique :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$ ) on ait  $\text{pH} = 7$ .

### Propriété

Ce produit ionique de l'eau est vrai pour l'eau pure, mais aussi **pour toutes les solutions aqueuses.**

## 5 pH et solutions.

L'eau pure qui est neutre, c'est à dire autant acide que basique, contient autant d'ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  que d'ions hydroxyde  $\text{HO}^-$ .

### Définition

Les ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  sont responsables de l'**acidité** d'une solution alors que les ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  sont responsables de la **basicité**.

Nature de la solution	Concentrations	pH
Neutre	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$	$\text{pH} = 7$
Acide	$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$	$\text{pH} < 7$
Basique	$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$	$\text{pH} > 7$

### Propriété

- Une solution est d'autant plus acide que son pH tend vers zéro.
- Une solution est d'autant plus basique que son pH tend vers 14.
- Plus on dilue une solution acide, plus son pH augmente et se rapproche de 7.
- Plus on dilue une solution basique, plus son pH diminue et se rapproche de 7.

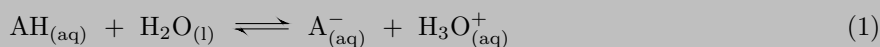
## 6 Acides et bases.

### 6.1 Définition.

#### Définition

Selon Brönsted :

- Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs proton(s).



- Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs proton(s).



## 6.2 Quelques acides et bases à connaître...

- acide chlorhydrique :  $HCl$
- acide éthanoïque :  $CH_3COOH$
- acide sulfurique :  $H_2SO_4$
- soude :  $NaOH$
- ammoniac :  $NH_3$

## 7 Couples acide/base.

### 7.1 Définition.

**Propriété**

Dès qu'un acide a perdu un proton, il devient une nouvelle espèce chimique capable d'en capter, une base ! qu'on appelle sa base conjuguée.

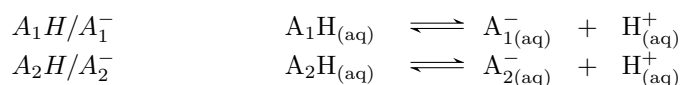
D'où le couple : acide/base ( $AH/A^-$  ou  $BH^+/B$ )

Au couple  $AH/A^-$  est associée la demi-équation acido-basique (protonique)  $AH_{(aq)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$   
 Dans un couple acido-basique :

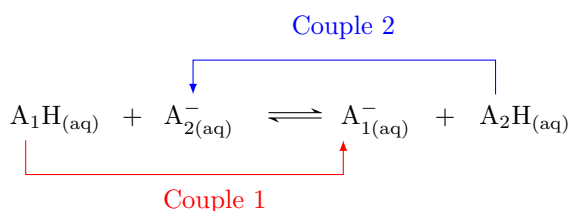
- Soit les deux espèces chimiques sont faibles.
- Soit l'une des deux espèces chimiques est forte et l'autre est indifférente (extrêmement faible).

### 7.2 Réaction acido-basique.

Une réaction acido-basique est toujours une réaction entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple :



L'équation de la réaction entre l'acide du premier couple et la base du deuxième est :



### 7.3 Cas de l'eau.

L'eau se comporte à la fois comme un acide et une base.

Dans la réaction (1) l'eau réagit avec un acide et se comporte donc comme une base (elle capte un proton). Elle appartient alors au couple  $H_3O^+/H_2O$ .

Par contre, dans la réaction (2), elle se comporte comme un acide et appartient au couple  $H_2O/HO^-$ .