

# Chap I : Les transformations chimiques acide-base

## I- Les réactions acide-base ou acidobasiques.

Ressource : Vidéo V01a

### 1°- Définitions des acides et des bases selon Brönsted.

Un acide est une espèce chimique capable de libérer un ion  $H^+$  (proton).    Acide =  $H^+$  + nouvelle espèce chimique

Une base est une espèce chimique capable de capter un ion  $H^+$  (proton).    Base +  $H^+$  = nouvelle espèce chimique

### 2°- Les couples acide/base.

En cédant un proton, l'acide forme une base et réciproquement.

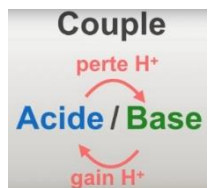
L'acide et la base sont dits conjugués et on parle de couple acide/base. Noté  $AH/A^-$  ou  $BH^+/B$

Ex :  $CH_3CO_2H / CH_3CO_2^-$

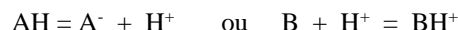
Application :

Donner les bases conjuguées de  $HClO$  ;  $H_3PO_4$  ;  $H_3O^+$  ;  $NH_4^+$

Donner les acides conjugués de  $CO_3^{2-}$  ;  $HS^-$  ;  $HO^-$



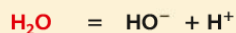
À chaque couple acide/base est associée une **demi-équation** modélisant le passage de l'acide à sa base conjuguée et réciproquement.



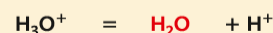
### a- Les couples de l'eau.

L'eau appartient à 2 couples acide/base  $H_3O^+/H_2O$  et  $H_2O/HO^-$ . On dit que c'est une espèce *amphotère*, ou un *ampholyte*.

L'eau est l'acide du couple  $H_2O/HO^-$  auquel on associe la demi-équation :



L'eau est la base du couple  $H_3O^+/H_2O$  auquel on associe la demi-équation :



L'ion hydroxyde  $HO^-$  est la base conjuguée de l'eau.

L'ion oxonium est l'acide conjuguée de l'eau

### b- Les autres couples à connaître.

- acide carboxylique / ion carboxylate :  $RCO_2H(aq) / RCO_2^-(aq)$
- ion ammonium / amine :  $RNH_3^+(aq) / RNH_2(aq)$
- acide carbonique / ion hydrogénocarbonate :  $CO_2, H_2O(aq) / HCO_3^-(aq)$
- ion hydrogénocarbonate / ion carbonate :  $HCO_3^-(aq) / CO_3^{2-}(aq)$

Où R représente une chaîne carbonée

$CO_2, H_2O$  s'écrit aussi  $H_2CO_3$

### Lien avec la structure des molécules organiques

Ressource : Vidéo V01b

La **représentation de Lewis des molécules**, permet de comprendre les propriétés acide – base des molécules organiques.

La différence d'électronégativité entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène explique la fragilité de la liaison O-H et explique que l'atome d'hydrogène soit facilement capté par un doublet non liant d'une autre molécule, laissant le doublet d'électrons de la liaison à O en cas de rupture de cette liaison. Le doublet libre de l'azote est, lui, disponible pour capter un ion  $H^+$ .

Lorsqu'un atome porte un électron en plus sur sa couche de valence, il prend une charge négative, réciproquement, s'il en porte un en moins, il porte alors une charge positive.

Acide	Base
Acide carboxylique $R-COOH$ 	Ion carboxylate $R-COO^-$ 
Ion ammonium $R'-NH_3^+$ 	Amine $R'-NH_2$ 

### 3°- Les réactions acidobasiques.

Une réaction acidobasique est une réaction au cours de laquelle il y a **transfert d'ion hydrogène de l'acide AH d'un couple vers la base B d'un autre couple**.

Soit 2 couples  $AH/A^-$  et  $BH^+/B$ .

Lors du mélange de l'acide AH avec la base B, il se produit la réaction suivante :  $AH + B \rightarrow A^- + BH^+$

Les réactions acidobasiques peuvent être totale ou non.

## II. Lien entre acidité et pH.

Ressources : Vidéo V01c et TP 01 - pH et concentration en ions oxonium

Toute solution acide contient des ions oxonium  $H_3O^+$

En 1909, le chimiste danois Søren Sørensen (1868 – 1939) a l'idée de relier cette concentration à une échelle de pH qui va quantifier l'acidité de la solution.

Le **pH** (ou **potentiel Hydrogène**) est une grandeur sans dimension (donc sans unité) variant de 0 à 14.

Il est défini par la relation suivante :

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$$

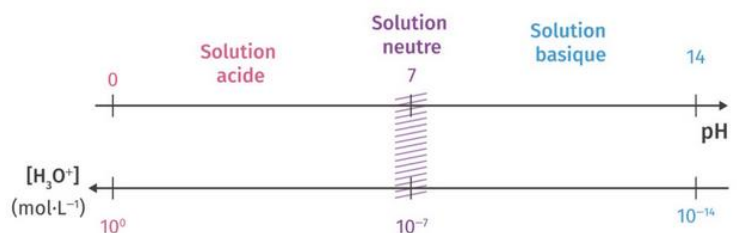
pH sans unité       $[H_3O^+]$  en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$        $c^0$  en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$C^0$  est la concentration de référence, appelée **concentration standard** et exactement égale à  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

La fonction réciproque de la fonction logarithme donne alors accès à la concentration en ion oxonium :

$$[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$$

Plus  $[H_3O^+]$  est élevée plus le pH est **faible** et la solution **acide** et réciproquement.



### Autoprotolyse de l'eau.

L'autoprotolyse de l'eau est la réaction de l'eau sur **elle-même**. C'est une transformation non totale qui aboutit à un équilibre chimique auquel correspond une **constante** d'équilibre  $K_e$  appelée **produit ionique** de l'eau.

Autoprotolyse de l'eau :  $2 H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$

Produit ionique de l'eau :  $K_e = \frac{[H_3O^+]_f \cdot [HO^-]_f}{(c^0)^2}$

$$K_e = 10^{-14}$$

