

# Chimie

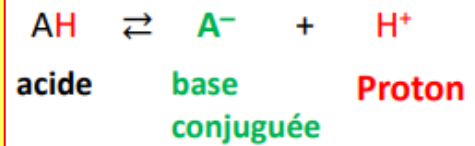


## Chapitre 5 – Equilibres Acide-Base

### 1) Définitions d'un acide et d'une base

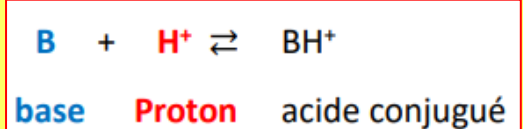
**Acide** : Espèce chimique (molécule ou ion) capable de céder un ou plusieurs protons  $H^+$ .

Un acide capable de céder plusieurs protons est un polyacide.



**Base** : Espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons  $H^+$ .

Une base capable de capter plusieurs protons est une polybase.



**Couple acide-base noté acide/base** :  $AH / A^-$

$A^-$  étant la base conjuguée de l'acide  $AH$ .

### 2) Ampholyte (ou Amphotère)

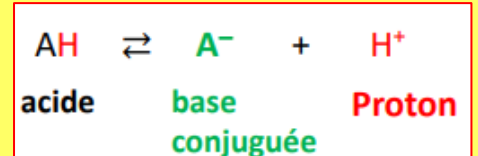
**Ampholyte (ou amphotère)** : Espèce chimique qui peut jouer le rôle de base dans un couple acide-base et d'acide dans un autre couple.

**Exemple** : L'eau  $H_2O$  est un ampholyte.

- Rôle de **base** :  $AH + H_2O \leftrightarrow A^- + H_3O^+$  Couples A-B :  $H_3O^+/H_2O$  et  $AH/A^-$
- Rôle d'**acide** :  $B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^-$  Couples A-B :  $H_2O/OH^-$  et  $BH^+/B$

Un proton  $H^+$  n'existe pas sous forme isolée en solution (énergie trop considérable). **Il se lie toujours à une base.**

Si on met un acide  $AH$  en solution dans l'eau (solvant) :



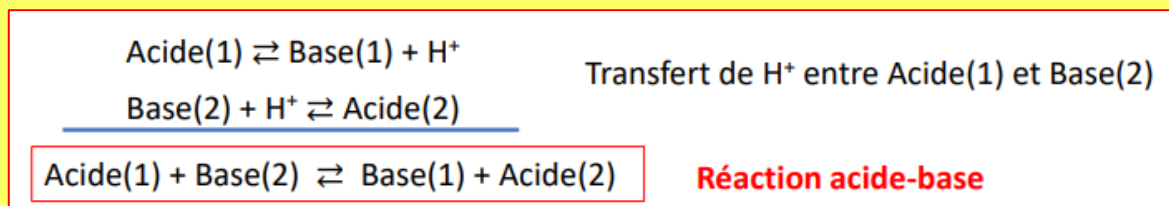
### 3) Réactions acide-base : transfert de protons

**Réaction acide-base** : Réaction de transfert de proton entre :

- Un acide (donneur de proton) d'un couple A-B
- Une base (accepteur de proton) d'un autre couple A-B.

Soient 2 couples acide-base : Acide(1) / Base(1) et Acide(2) / Base(2)

**Equation-bilan** :



### 4) Définition du pH

Le pH d'une solution est défini par la concentration en  $H_3O^+$  tel que :  $pH = \log [H_3O^+]$ . Il mesure l'acidité (ou la basicité) d'une solution et non la force de l'acide et de la base en solution.

Dans l'eau (utilisée comme solvant), le pH est défini dans l'intervalle :

$$0 \leq pH \leq 14$$

## 5) Constante d'acidité $K_a$

$$K_a = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[AH]}$$

Pour un couple acide-base  $AH / A^-$  :

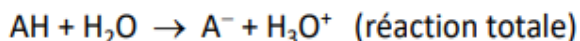
$$pK_a = -\log(K_a)$$

## 6) Force des acides et des bases

Le  $pK_a$  traduit la force d'un acide (ou d'une base).

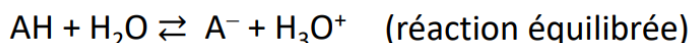
- Plus un acide  $AH$  est fort (plus sa base conjuguée  $A^-$  est faible), plus le proton est libéré facilement.

**Acide  $AH$  fort** : libération totale du proton



l'acide  $AH$  est totalement dissocié dans l'eau.

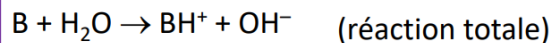
**Acide  $AH$  faible** : libération partielle du proton



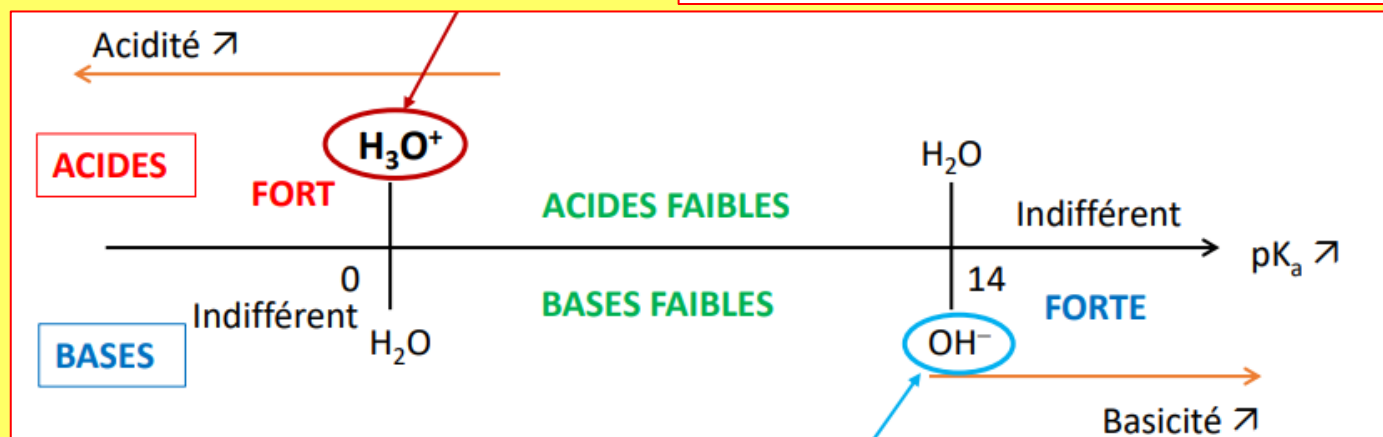
l'acide  $AH$  est partiellement dissocié dans l'eau.

- Plus une base  $B$  est forte (plus son acide conjugué  $BH^+$  est faible), plus le proton est capté facilement.

**Base  $B$  forte** : elle capte totalement un proton



**Base  $B$  faible** : elle capte partiellement un proton



## 7) Constante d'équilibre $K$



Soient deux couples  $A-B$  :

- Acide(1) / Base(1)  $pK_{a1}$
- Acide(2) / Base(2)  $pK_{a2}$

avec  $pK_{a1} < pK_{a2}$

$$K = 10^{\Delta pK_a}$$

Avec  $\Delta pK_a = pK_{a2} - pK_{a1}$

Si  $K > 10^4 \Rightarrow$  La réaction est totale.

## 8) Diagramme de prédominance

