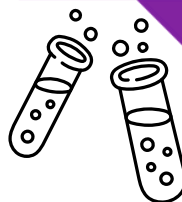


Acide / Base



Définitions

Acide :

Espèce chimique capable de **donner** un proton H^+ .

Exemple : $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

→ HCl est l'acide (il donne H^+), H_2O est la base (elle capte H^+)

Base :

Espèce chimique capable **d'accepter** un proton H^+ .

Exemple : $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

→ NH_3 est la base, NH_4^+ son acide conjugué

→ Chaque **acide** a sa **base** conjuguée, et chaque **base** a son **acide** conjugué.

Acide ou base faible : c'est un acide ou une base dont la réaction avec l'eau n'est **pas totale**.

Acide ou base fort(e) : c'est un acide ou une base qui réagit **entièrement** avec l'eau. L'acide libère tous ses H^+ et la base capte tous les H^+ .

Moyen mnémotechnique :
AciDe Donne, Base prend

Remarque :
 H_3O^+ est l'ion **oxonium** (ou hydronium), souvent écrit $H^+(aq)$ par simplification

Réaction acide/base



Constante d'équilibre

Constante d'acidité K_a de la réaction
d'un acide faible
 $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

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

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

Plus K_a est **grand**, plus l'acide est fort

→ Plus pK_a est **petit**, plus l'acide est fort

Et pour $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

On a $K_e = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$ à $25^\circ C$



Ut' Préparez

Calcul des pH :

Acide fort :

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ &= -\log C \end{aligned}$$

Acide faible :

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times C}$$

$$\text{pH} \approx -\frac{1}{2} (\log K_a + \log C) = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C)$$

Base forte :

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

Base faible :

$$[\text{OH}^-] \approx \sqrt{K_b \cdot C}$$

$$\text{pH} \approx 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_b - \log C) = \frac{1}{2} (\text{p}K_a + \log C)$$

Polyacides, polybases et amphotère

Polyacides :

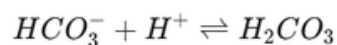
Ce sont des acides capables de libérer **plusieurs** protons H^+ successivement.

Exemple : Acide sulfurique $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Polybases :

Ce sont des bases capables de capter **plusieurs** protons.

Exemple : Ion carbonate $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-$



Amphotère :

Une espèce amphotère peut agir **à la fois** comme acide et comme base, selon son environnement.

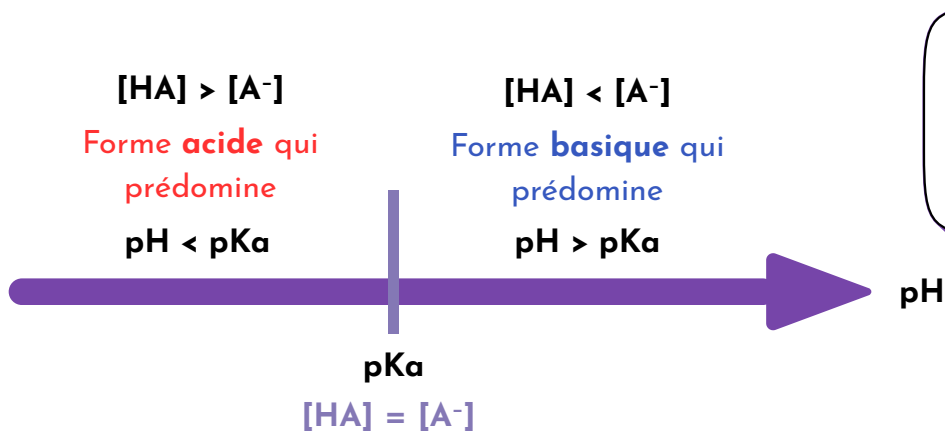
Exemple : Ion hydrogénocarbonate (HCO_3^-)

→ En tant qu'acide : $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$

→ En tant que base : $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$



Diagramme de prédominance



Un diagramme de prédominance montre quelle **forme chimique** (acide HA ou base A^-) domine selon le pH.

Formes ionisées ou moléculaires

Forme moléculaire

non dissociée, neutre (HA)

Forme ionisée

dissociée en ions (A^- et H^+)

Le pH détermine quelle forme prédomine.

Exemple :

À pH acide, l'acide est peu ionisé → forme HA.

À pH basique, il est très ionisé → forme A^- .

| Type | Donne/Capte H^+ ? | pH de prédominance |
|---------------------|---------------------|--------------------|
| Acide fort | Donne complètement | Toujours ionisé |
| Acide faible | Donne partiellement | $pH < pKa$ |
| Base forte | Capte complètement | Toujours ionisé |
| Base faible | Capte partiellement | $pH > pKa$ |



Ut' Préparez