

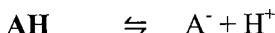
Application de la loi d'action de Masse aux réactions Acide - Base

RAPPEL DU COURS

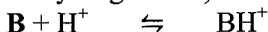
❖ Rappels:

➤ Les acides et les bases selon Bronsted

Un **monoacide** est une entité chimique, électriquement chargée ou non, capable de libérer un proton (ion hydrogène H^+) au cours d'une réaction chimique.

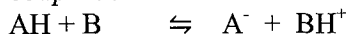


Une **monobase** est une entité chimique, électriquement chargée ou non, pouvant **capter** un proton (ion hydrogène H^+) au cours d'une réaction chimique



➤ Réaction Acide-Base

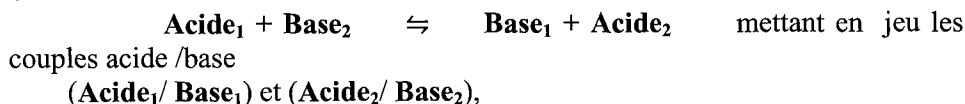
Une réaction acide-base est une transformation chimique au cours de laquelle il se produit un transfert d'ion H^+ entre la forme acide d'un couple acide/base et la forme basique d'un autre couple acide/base : soit



Cette réaction met en jeu les deux couples acide / base (AH / A^-) et (BH^+ / B).

❖ La loi d'action de masse : Comparaison des acides et des bases :

Soit la réaction :



La loi d'action de masse s'écrit
$$K = \frac{[Base_1]_{\text{eq}} \cdot [Acide_2]_{\text{eq}}}{[Acide_1]_{\text{eq}} \cdot [Base_2]_{\text{eq}}}$$
.

➤ Si $K > 1$: l'**Acide1** est plus fort que l'**Acide2** ; la **Base2** est plus forte que la **Base1**.

➤ Si $K < 1$: l'**Acide2** est plus fort que l'**Acide1** ; la **Base1** est plus forte que la **Base2**.

➤ Si $K = 1$: l'**Acide1** et l'**Acide2** sont de même force ; il en est de même pour la **Base1** et la **Base2**.

Donc, l'**acide le plus fort** est conjugué à la **base la plus faible**.

❖ Conditions d'évolution spontanée :

Pour prévoir le sens d'évolution spontanée, il suffit de calculer π qu'on compare à K :

- Si $\pi < K$: la réaction **directe** se produit spontanément.
- Si $\pi > K$: la réaction **inverse** se produit spontanément.
- Si $\pi = K$: pas de réaction possible spontanément ; le système est en **équilibre dynamique**.

❖ **Constante d'acidité K_a et pK_a :**

➤ Le couple de référence est H_3O^+ / H_2O

➤ Soit la réaction : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$.

Cette réaction met en jeu les deux couples (AH/A^-) et (H_3O^+ / H_2O) .

La constante d'équilibre relative à cette réaction est appelée **constante d'acidité** et notée K_a .

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

(K_a ne dépend que de la température).

➤ $K_a (H_3O^+ / H_2O) = 55,35$

➤ Par définition,

$$pK_a = -\log K_a \Leftrightarrow K_a = 10^{-pK_a}$$

➤ $pK_a (H_3O^+ / H_2O) = -1,74$

➤ la constante d'acidité d'un couple acide-base renseigne sur la tendance plus ou moins grande qu'à l'acide correspondant à céder un ion hydrogène à l'eau.

➤ Un **acide** est d'autant plus fort que la valeur de sa constante d'acidité K_a **est grande** et que la valeur de son pK_a **est faible**.

➤ Plus un acide est **fort**, plus sa base conjuguée est **faible**.

➤ Un **acide fort** (sous entendu dans l'eau) est un acide **plus fort** que H_3O^+ $pK_a < -1,74$

➤ Un **acide inerte** est un acide nettement **moins fort** que H_2O $pK_a > 15,74$

➤ Un **acide faible** est un acide **plus fort** que H_2O mais **moins fort** que H_3O^+ .

V / **Constante de basicité K_b et pK_b :**

➤ Le couple de référence H_2O / OH^-

➤ Soit la réaction : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$.

Cette réaction met en jeu les deux couples (BH^+/B) et (H_2O / OH^-) .

La constante d'équilibre de relative à cette réaction est appelée **constante de basicité** et notée K_b .

$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

(K_b ne dépend que de la température).

➤ $K_b(H_2O / OH^-) = 55,35$

➤ Par définition,

$$pK_b = -\log K_b \Leftrightarrow K_b = 10^{-pK_b}$$

➤ $\text{p}K_b(\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-) = -1,74$

➤ la constante de basicité d'un couple acide-base renseigne sur la tendance plus au moins grande qu'à la base correspondante à fixer un ion hydrogène provenant de l'eau.

➤ Une **base** est d'autant plus **forte** que la valeur de sa constante de basicité K_b **est grande** et que la valeur de son $\text{p}K_b$ **est faible**.

➤ Plus une base est **forte**, plus son acide conjugué est **faible**.

➤ Une **base forte** (sous entendu dans l'eau) est une base **plus forte** que OH^- .

➤ Une **base inerte** est une base nettement **moins forte** que H_2O

➤ Une **base faible** est une base **plus forte** que H_2O mais **moins forte** que OH^- .

VI / Relation entre K_a et K_b pour un couple acide/base :

$$K_a \cdot K_b = K_e = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C}.$$

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_e = 14 \text{ à } 25^\circ\text{C}.$$

Avec $\text{p}K_e = -\log K_e \Leftrightarrow K_e = 10^{-\text{p}K_e}$