

Constante d'acidité d'un couple acide base

I Réaction acide base.

Elle se produit lorsqu'on mélange un acide et une base. Le processus est le suivant :

- L'acide noté AH va céder un proton H^+ et se transformer en sa base conjuguée notée A^-
- La base notée B va capter ce proton H^+ pour se transformer en son acide conjugué noté BH^+

Une réaction acide base est donc un transfert d'un proton de l'acide vers la base. Chaque espèce se transforme en son conjugué.

Don du proton par l'acide :

Gain du proton par la base :

Equation bilan :

Une réaction acide base met donc en jeu deux couples acide/base différents : AH/A^- et B/BH^+

Exemple:

Couples CH_3COOH/CH_3COO^- et NH_4^+/NH_3

- Réaction entre CH_3COOH et NH_3 :

Don du proton par l'acide :

Gain du proton par la base :

Equation bilan :

- Réaction entre NH_4^+ et CH_3COO^- :

Don du proton par l'acide :

Gain du proton par la base :

Equation bilan :

II Application : mise en solution d'un acide ou d'une base

a) *Mise en solution d'un acide.*

La mise en solution d'un acide est une réaction acide base où l'eau joue le rôle d'une base. Le couple acide/base qui contient l'eau est H_3O^+/H_2O

- L'acide AH donne son proton et se transforme en sa base conjuguée A^- .
- L'eau capte ce proton et se transforme en ion oxonium H_3O^+

Constante d'acidité

Don du proton par l'acide :

Gain du proton par l'eau :

Equation bilan :

Si la mise en solution de l'acide est totale, la solution contient :

Si la mise en solution de l'acide est partielle, la solution contient

Exemple : mise en solution de l'acide éthanóique du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

Don du proton par l'acide :

Gain du proton par la base :

Equation bilan :

b) *Mise en solution d'une base*

La mise en solution d'une base est une réaction acide base où l'eau joue le rôle d'un acide. Le couple acide/base qui contient l'eau est $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$

- L'eau donne son proton et se transforme en HO^- .
- La base B capte ce proton et se transforme en son acide conjugué BH^+

Don du proton par l'eau:

Gain du proton par la base :

Equation bilan :

Si la mise en solution de la base est totale, la solution contient :

Si la mise en solution de la base est partielle, la solution contient

Exemple : mise en solution de la base ammoniac du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

Don du proton par l'eau

Gain du proton par la base :

Equation bilan :

III Constante d'acidité d'un couple acide/base.

a) Définition.

Considérons un acide noté A et sa base conjuguée notée B. Lors de la mise en solution de A, il se forme des ions oxonium H_3O^+ et la base conjuguée.

La constante d'acidité du couple A/B est un nombre, connu, sans unité, noté K_a tel que

$$K_a = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{(A)}$$

Exemple : pour le couple CH_3COOH/CH_3COO^-

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1,58 \cdot 10^{-5}$$

Remarques

- On définit parfois un nombre noté $pK_a = -\log K_a$. (ou $K_a = 10^{-pK_a}$) Donner la valeur de K_a ou de pK_a revient au même car une valeur se déduit de l'autre.

Application : déterminer la valeur du pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^-

- La constante d'acidité se définit uniquement pour les couples où les espèces sont faibles (dissociées partiellement dans l'eau) car autrement, $[A] = 0$ (il ne reste plus de soluté) et on ne peut pas diviser par 0

b) Conséquence : domaine de prédominance des formes acides et basiques d'un couple.

Domaine de prédominance : conditions de pH pour lequel une des formes est présente en plus grande quantité que l'autre.

On travaillera à partir de l'exemple du couple CH_3COOH/CH_3COO^- dont le pK_a vaut 4,8

- Cas 1 . si $pH = pK_a = 4,8$

Par définition , $[H_3O^+] =$

$K_a =$

Donc, à partir de l'expression $K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$, on peut écrire

On en déduit que $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} =$ donc $[CH_3COO^-] =$ $[CH_3COOH]$

Conclusion :

Constante d'acidité

- Cas 2 : Si $\text{pH} < \text{pKa}$ (par exemple $\text{pH} = 3$)

Par définition , $[\text{H}_3\text{O}^+] =$

$K_a =$

Donc, à partir de l'expression $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$, on peut écrire

On en déduit que $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ donc $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $[\text{CH}_3\text{COOH}]$

Conclusion :

- Cas 3 : Si $\text{pH} > \text{pKa}$ (par exemple $\text{pH} = 6$)

Par définition , $[\text{H}_3\text{O}^+] =$

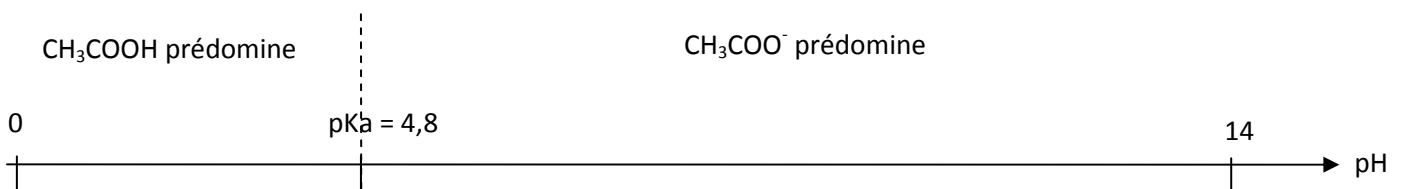
$K_a =$

Donc, à partir de l'expression $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$, on peut écrire

On en déduit que $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ donc $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $[\text{CH}_3\text{COOH}]$

Conclusion :

Diagramme de prédominance du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$



Généralisation

Dans une solution ou un mélange de plusieurs espèces :

Si $\text{pH} = \text{pKa}$, aucune forme d'un couple donné ne prédomine

Si $\text{pH} < \text{pKa}$, la forme acide du couple prédomine

Si $\text{pH} > \text{pKa}$, la forme basique du couple prédomine

