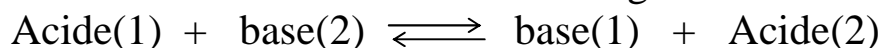


Classification des couples acide-bases

I- Force relative des couples acide-base

On considère la réaction acide-base générale suivante :



On applique la loi d'action de masse à cet équilibre

$$K = \frac{[\text{Base}(1)][\text{Acide}(2)]}{[\text{Acide}(1)][\text{Base}(2)]}$$

Pour un mélange équimolaire deux cas se présentent :

1^{er} Cas $K > 1$

- La réaction est favorisée dans le sens direct.
- On dit que l'acide(1) est plus fort que l'acide(2). On dit aussi que la base(2) est plus forte que base(1).

2^{ème} Cas $K < 1$

- La réaction est favorisée dans le sens inverse.
- On dit que l'acide(2) est plus fort que l'acide(1). On dit aussi que la base(1) est plus forte que base(2).

3^{ème} Cas $K \approx 1$

On dit que l'acide(1) et l'acide(2) sont de forces comparables. On dit aussi que la base(1) et la base(2) sont de forces comparables.

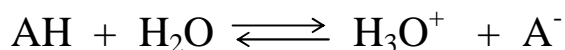
Remarque

Pour classer les couples acide-base, on les classe par rapport à un couple de référence.

II- Choix du couple de référence

1/ Pour les couples AH/A⁻

Pour classer les couples acide-base AH/A⁻, On fait réagir ces couples avec un couple choisi conventionnellement comme référence H₃O⁺/H₂O.



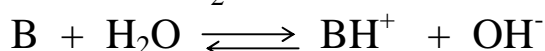
La constante relative à cet équilibre est :

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Si $K \gg 1$ alors on dit l'acide AH est plus fort que H_3O^+ .

2/ Pour les couples BH^+/B

Pour classer les couples acide-base BH^+/B , On fait réagir ces couples avec un couple choisi conventionnellement comme référence $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.



La constante relative à cet équilibre est :

$$K = \frac{[\text{OH}^-][\text{BH}^+]}{[\text{B}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Si $K \gg 1$ alors on dit que la base B est plus forte que OH^-

III- Constante d'acidité et constante de basicité

1/ Constante d'acidité

On considère l'équilibre suivant : $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

De constante $K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}][\text{H}_2\text{O}]}$; $[\text{H}_2\text{O}] = \text{Cte}$ car l'eau est un

corps pur alors $[\text{H}_2\text{O}]K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}]} = \text{Cte}'$ notée K_a

$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$ est appelée constante d'acidité du couple

AH/A^- . La constante d'acidité s'exprime souvent en puissance de dix, alors on définit une autre constante $\text{p}K_a = -\log K_a$

$$\Leftrightarrow K_a = 10^{-\text{p}K_a}.$$

Remarque

Plus K_a est grand plus l'acide est fort et inversement.

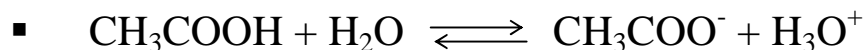
Plus K_a est fort plus $\text{p}K_a$ est faible.

Rappel :

$$\text{Log}(10^x) = x$$

$$\log(a.b) = \log(a) + \log(b)$$

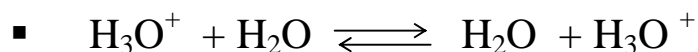
Exemples



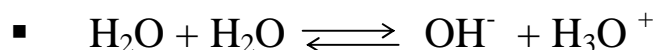
La constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

$$K_a = 1,77 \cdot 10^{-5} \text{ et le } pK_a = 4,75$$

L'acide éthanoïque est faible son K_a est faible ainsi que son pK_a



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \quad ; \text{ d'ou } pK_a = -1,74.$$



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{K_e}{[\text{H}_2\text{O}]} = \frac{10^{-14}}{55,5} \quad ; \text{ d'ou } pK_a = 15,74.$$

Conclusion

La valeur de la constante d'acidité nous renseigne sur la force du couple AH/A^- par rapport au couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.

2/ Constante de basicité

On considère l'équilibre suivant : $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$

On définit la constante de basicité du couple BH^+/B

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{BH}^+]}{[\text{B}]} \text{ et } pK_b = -\log K_b \Leftrightarrow K_b = 10^{-pK_b}$$

Remarque

Plus K_b est grand plus la base est forte et inversement.

Plus K_b est grand plus pK_b est faible.

Conclusion

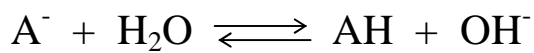
La valeur de la constante de basicité nous renseigne sur la force du couple BH^+/B par rapport au couple H_2O/OH^- .

3/ Relation entre K_a et K_b

On considère la réaction de dissociation d'un acide AH dans

l'eau : $AH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ Alors $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$.

On considère la réaction de sa base conjuguée avec l'eau.



$$K_b = \frac{[OH^-][AH]}{[A^-]}$$

On constate que $K_a \cdot K_b = [H_3O^+][OH^-]$ ou $K_a \cdot K_b = K_e$

$$pK_e = pK_a + pK_b$$