

Chapitre

Équilibres acido-basique

4.1 Équilibres acido-basiques

4.1.1 Acido-basicité au sens de Bronsted

Définition 1.1 : Acidobasicité de Bronsted

L'acide peut céder un proton H^+ et une base peut capter un proton H^+ . Une espèce pouvant faire les 2 est ampholyte.

À tout acide est associée une base conjuguée et réciproquement : C'est le couple acido-basique.



Exemple d'espèce ampholyte

L'eau participe à 2 couples acido-basiques. On a H_3O^+/H_2O et H_2O/HO^- . Il y a aussi le couple de l'acide carbonique : H_2CO_3/HCO_3^- et HCO_3^-/CO_3^{2-}

Astuce

Dans tous les cas, la base possède un DNL pouvant fixer un proton et un acide

Formules de Lewis

Elles permettent de prévoir le comportement d'une molécule

Composés à connaître

Il y a l'acide acétique CH_3COOH , l'ion carbonate CO_3^{2-} , l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- , l'ion hydronium H_3O^+ et l'ion

hydroxyde HO^- .

Une liaison C-H n'est pas assez polarisée pour avoir une liaison. En revanche une liaison OH l'est assez pour pouvoir céder l'hydrogène.

Un composé pouvant accepter/céder 2 protons est un diacide/dibase. En général, on parle de polyacide/polybase.

4.1.2 Réactions acido-basique

C'est une réaction d'échange de protons où il n'apparaît pas dans l'équation de réaction.



Proposition 1.1 : Réaction d'autoprotolyse de l'eau



Proposition 1.2 : Produit ionique de l'eau

C'est la constante d'équilibre de la réaction d'autoprotolyse de l'eau. On a $K_e = [H_3O^+][HO^-]$ dont la valeur à 25° est de 10^{-14} .

Dans l'eau pure, les 2 concentrations valent 10^{-7}

4.1.3 Constante d'acidité K_a

Acide fort/acide faible - Constante d'acidité K_a

Dès qu'on met un acide dans l'eau, il va agir avec l'eau. On a $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$.



Définition 1.2 : Acide fort /faible

La réaction avec l'eau d'un acide fort est totale alors que celle d'un acide faible est limitée



Définition 1.3 : Solution acide

On a $[H_3O^+] > [HO^-]$



Définition 1.4 : Constante d'acidité

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

On a $pK_a(H_3O^+/H_2O) = 0$ et $pK_a(H_2O/OH^-) = 14$

Base forte/base faible - Constante de basicité K_b

Dès qu'on met une base dans l'eau, il va agir avec l'eau. On a $A^- + H_2O = AH + HO^-$.



Définition 1.5 : Base fort /faible

La réaction avec l'eau d'une base forte est totale alors que celle d'une base faible est limitée



Définition 1.6 : Solution basique

On a $[H_3P^+] < [HO^-]$



Définition 1.7 : Constante de basicité

$$K_b = \frac{[AH][HO^-]}{[A^-]} = \frac{K_e}{K_a}$$

4.2 Échelle de pka

4.2.1 Force comparée dans acides et bases



Proposition 2.1 : Acides/Bases forts à connaître

On a HCl, HNO_3, H_2SO_4 en acides forts et $NaOH, Ba(OH)$ à connaître.



Comparaison

H_3O^+ est l'acide le plus fort dans l'eau et HO^- la base la plus forte.

4.2.2 Classement sur le critère des K_a

Un acide faible est d'autant plus faible que le K_a du couple est petit, que le pK_a est grand

Une base faible est d'autant plus faible que le K_a du couple est grand, que le pK_b est petit

4.2.3 Influence de la dilution



Acide faible

CH_3COOH se comporte comme un acide faible



Proposition 2.2

La force d'un acide dépend du K_a mais aussi de sa concentration.
En première approximation, on ne prend en compte que K_a .

Quand on dilue un acide faible à l'infini, on peut obtenir un acide fort.