

Module 1.6 : Notion de pH

Objectifs : - Calculer le pH de solutions d'acides forts et de bases fortes

Acides

Selon la définition des acides et des bases émise par Johannes Brønsted et Thomas Lowry, un acide est un donneur de H^+ (proton) en solution aqueuse. Notons qu'il n'existe pratiquement pas de protons libres en solution aqueuse, car ils s'hydratent en H_3O^+ : $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$.

L'acide chlorhydrique, par exemple, lorsqu'il se dissocie, libère un H^+ : $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$. On peut également écrire cette réaction sous la forme $H_2O + HCl \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ pour mettre en évidence le fait que le H^+ se trouve dans l'eau sous forme hydratée⁵.

Les acides forts, totalement dissociés, sont : HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃, HClO₄. Le premier proton de H₂SO₄ est également totalement dissocié, la dissociation du second ne l'est que partiellement car elle implique un état d'équilibre, comme dans le cas des acides faibles.

Bases

Selon la définition de Brønsted et Lowry, une base est un accepteur de H^+ en solution aqueuse.

L'ion OH^- est toujours basique : $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$. Les bases fortes sont les hydroxydes d'éléments des colonnes I et IIA du tableau périodique (à l'exception du béryllium). Elles sont totalement dissociées⁶.

Il existe d'autres bases, faibles car elles font intervenir un état d'équilibre, comme par exemple l'ammoniac : $NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$.

pH

Le potentiel hydrogène (pH) est le logarithme décimal négatif de la concentration des H^+ exprimé en molaire (mol/L).

$$pH = -\log |H^+| \quad \text{et donc} \quad |H^+| = 10^{-pH}$$

Dans l'eau, une molécule sur 555 millions (ce qui correspond à une concentration de 10^{-7} mol/L) se trouve dissociée selon l'équilibre suivant :



En solution neutre, $|H^+| = |OH^-| = 10^{-7}$ M et le pH vaut donc exactement 7.

En solution acide, l'excès d'acide déplace l'équilibre et provoque la consommation d'un peu de OH^- . L'équation $|H^+| \cdot |OH^-| = 10^{-14}$ est respectée et si la concentration en acide est de 10^{-2} M par exemple, celle en OH^- sera de 10^{-12} M (car $10^{-2} \cdot 10^{-12} = 10^{-14}$). On a donc $|H^+| > |OH^-|$ et $pH < 7$.

Enfin, en solution basique, on a $|H^+| < |OH^-|$ (toujours avec $|H_3O^+| \cdot |OH^-| = 10^{-14}$) et $pH > 7$.

5 Nous prendrons parfois ici la liberté de simplifier la notation en écrivant H^+ bien que celui-ci soit en solution aqueuse et prenne donc en réalité la forme d'un H_3O^+ .

6 Notons que les oxydes de ces éléments sont également considérés comme basiques dans la mesure où, lorsqu'ils sont en présence d'eau, ils réagissent pour former l'hydroxyde correspondant.