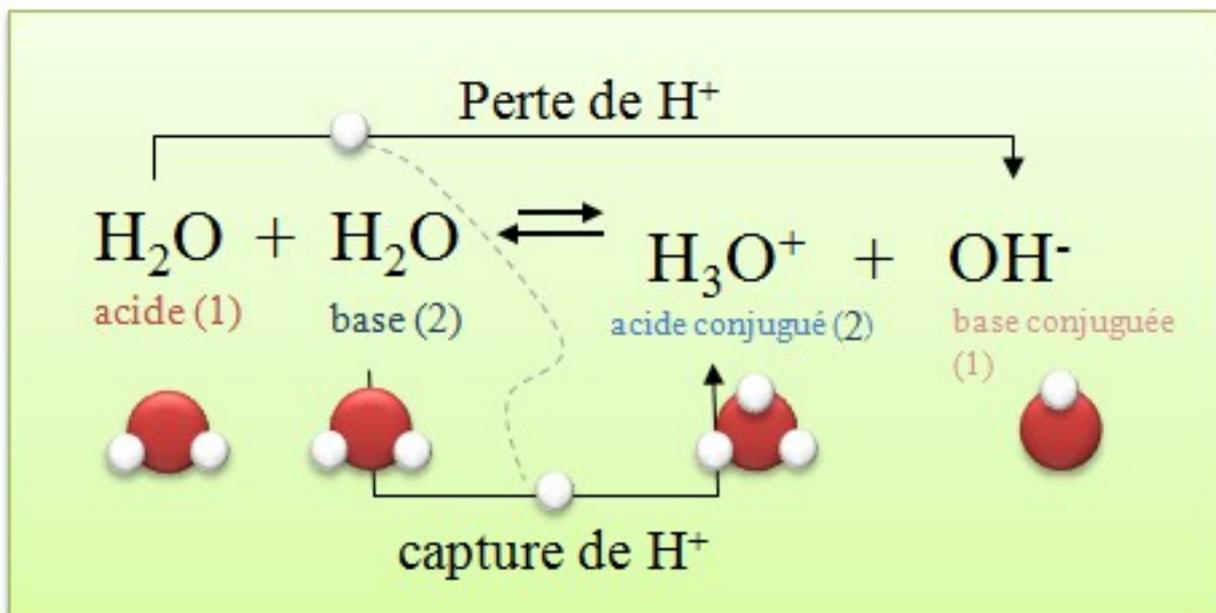


# Équilibre de l'autoprotolyse de l'eau

## I. L'EAU

- L'eau réagit selon une réaction d'autoprotolyse pour former les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$

Il y a donc des ions libres dans l'eau. La conductivité est cependant très faible, cette réaction doit donc aboutir à un état d'équilibre avec de très faibles concentrations de  $\text{OH}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Cet état d'équilibre est appelé **équilibre d'autoprotolyse de l'eau**.



→ les couples acides-bases sont:  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ .

- La constante d'équilibre de la réaction d'autoprotolyse de l'eau, notée  $K_e$ , est appelée «produit ionique de l'eau» et vaut  $10^{-14}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

- En solution neutre,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

- En solution acide,  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

- En solution basique,  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

- En solution aqueuse à  $25^\circ\text{C}$ , les équations suivantes sont toujours vérifiées:

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \leftrightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

- La contribution de l'autoprotolyse de l'eau aux concentrations  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  et  $[\text{OH}^-]$  n'est significative que pour des solutions très diluées d'acides ou de bases.

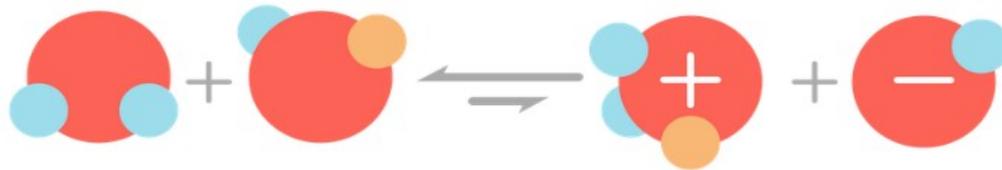
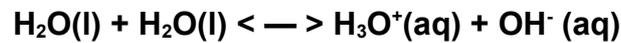
### L'eau est amphotère

L'eau est le solvant le plus courant des réactions acido-basiques. Comme vu dans l'article de Brønsted-Lowry sur les acides et les bases, l'eau est *amphotère*, c'est à dire qu'elle est capable de se comporter tantôt comme acide, tantôt comme une base.

## II- Autoprotolyse de l'eau

Comme les acides et les bases réagissent entre eux, l'eau peut réagir avec elle-même! En fait, des molécules d'eau échangent des protons entre elles! En fait, des molécules d'eau échangent des protons entre elles, en toute petite quantité. On appelle cette réaction **l'autoprotolyse de l'eau**.

Cet échange de protons entre molécules d'eau est traduit par l'équation bilan suivante:



*Une molécule d'eau donne un proton (sphère orange) à une molécule d'eau environnante, qui agit comme une base de Brønsted-Lowry en acceptant ce proton. Les produits de cette réaction réversible sont les ions hydronium et hydroxyde.*

Une molécule d'eau donne un proton et agit comme un acide de Brønsted-Lowry, lorsqu'une autre molécule d'eau en acceptant un proton, agit comme une base de Brønsted-Lowry. Les ions hydronium et hydroxyde sont donc produits en quantité égale. Pour un échantillon d'eau pure donné, les concentrations molaires en ions hydronium,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , et en ions hydroxyde,  $\text{OH}^-$ , sont égales:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \text{ dans l'eau pure}$$

### Qu'est-ce que l'eau pure?

On remarque que cette réaction est réversible. En effet, l'eau est à la fois un acide faible et une base faible, donc les ions hydronium et hydroxyde sont présents en quantité très très faible par rapport aux molécules d'eau non ionisées.

Quels sont alors les ordres de grandeur des concentrations en ions hydronium et hydroxyde ? C'est grâce à la constante d'équilibre de la réaction qu'on appelle aussi **produit ionique de l'eau** et dont le symbole est  $K_e$  qu'on va répondre à cette question.

## III- Le produit ionique de l'eau $K_e$

La constante de réaction de l'autoprotolyse de l'eau s'écrit:

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] \text{ (eq.1)}$$

On rappelle que lorsqu'on écrit les expressions des constantes de réaction à l'équilibre, les concentrations en solides et en liquides purs n'interviennent pas. Par conséquent, dans l'expression de  $K_e$ , la concentration en eau, qui est un liquide pur, n'apparaît pas.

On détermine la valeur de  $K_e$  à 25°C en utilisant la valeur de  $[H_3O^+]$  que l'on déduit du pH de l'eau. Comme le pH de l'eau pure à 25°C est égal à 7, on calcule la concentration en ions hydronium dans l'eau pure:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7} \text{ mol/L à } 25^\circ\text{C}$$

Dans le paragraphe sur l'autoprotolyse de l'eau, on a vu qu'il y a autant d'ions hydronium que d'ions hydroxyde produits par autoprotolyse dans l'eau pure. On en déduit la concentration en ions hydroxyde dans l'eau pure à 25°C:

$$[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/L à } 25^\circ\text{C}$$

C'est un peu difficile à visualiser, mais  $10^{-7}$  est un nombre extrêmement faible! Dans un échantillon d'eau, seule une petite fraction des molécules d'eau sera sous forme ionisée.

Connaissant  $[OH^-]$  et  $[H_3O^+]$ , on en déduit la valeur du produit ionique de l'eau  $K_e$  à 25°C:

$$**$K_e = (10^{-7}) \times (10^{-7}) = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C}$**$$