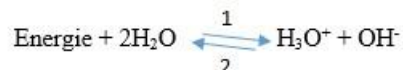


EQUILIBRE IONIQUE DE L'EAU – pH DES SOLUTIONS AQUEUSES

1. AUTOPROLYSE DE L'EAU

L'eau pure est très légèrement conductrice. Elle satisfait à l'équilibre :



L'eau pure contient donc :

- des molécules d'eau H_2O (espèce ultra-minoritaire);
- des ions hydronium H_3O^+ (espèce minoritaire);
- des ions hydroxyde OH^- (espèces minoritaire).

La réaction 1 est endoénergétique.

La réaction 2 est exoénergétique.

2. PRODUIT IONIQUE DE L'EAU

A 25° C, la concentration molaire en ion hydronium est $10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$.

L'eau pure est électriquement neutre : $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol l}^{-1}$

On appelle produit ionique de l'eau la grandeur K_e .

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

K_e est une constante à température donnée, à 25°C, $K_e = 10^{-14}$.

Remarques:

1- La dissolution dans l'eau de substances chimiques peut modifier la quantité d'ions H_3O^+ et OH^- .

Mais dans toute solution aqueuse le produit ionique de l'eau est respecté.

2- Une élévation de température déplace la limite de l'équilibre de l'eau dans le sens endoénergétique.(sens 1).

- à 0° C $K_e = 0,12 \cdot 10^{-14}$
- à 25°C $K_e = 10^{-14}$
- à 50°C $K_e = 9,610 \cdot 10^{-14}$.

3. PH DES SOLUTIONS AQUEUSES

Définition : $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ ou $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$.

Remarque: Dans la pratique, les solutions ne doivent pas être trop concentrées.

$$10^{-1} \text{ mol.l}^{-1} \geq [\text{H}_3\text{O}^+] \geq 10^{-13} \text{ mol.l}^{-1}$$

Pour mesurer le Ph, on utilise le ph-mètre (à 0,1 unité près) ou avec un papier ph (à 0,5 unité près).