

Activité 1.5 – Autoprotolyse de l'eau

Objectifs :

- ▶ Définir un acide et une base selon le modèle de Brønsted
- ▶ Écrire l'équation d'une réaction acido-basique à partir des couples acide/base.

Contexte : Les solutions sont acides si elles contiennent majoritairement des ions oxonium H_3O^+ et basiques si elles contiennent majoritairement des ions hydroxydes HO^- . Si les concentrations molaires de ces ions deviennent importantes, les solutions acides ou basiques présentent un danger.

→ Pourquoi n'existe-t-il pas des solutions contenant en même temps des ions oxonium et des ions hydroxyde en quantité importante ?

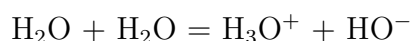
Document 1 – L'autoprotolyse de l'eau

L'eau pure ne contient pas uniquement des molécules d'eau H_2O . Elle contient toujours des **ions oxonium** H_3O^+ et des **ions hydroxyde** HO^- : ce sont les ions de l'eau.

Ces ions existent car les molécules d'eau H_2O s'échangent des protons H^+ . En effet, l'eau est une espèce chimique spéciale, car elle peut jouer le rôle d'un acide comme d'une base.

On dit que l'eau est une molécule **ampholyte**, ou que c'est une espèce **amphotère**.

On obtient donc cette réaction acido-basique, qui s'appelle l'autoprotolyse de l'eau :



⚠ L'égalité indique que la réaction peut se faire dans les deux sens.

1 — Donner les deux couples acides/bases de l'eau.

Document 2 – Le produit ionique de l'eau

Pour toute solution aqueuse diluée à une température fixe, le produit des concentrations molaires en ions oxonium H_3O^+ et hydroxyde HO^- reste constant.

Ce produit s'appelle le **produit ionique de l'eau**, noté K_e , sans unité.

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

Lorsque la température est de 25°C , $K_e = 10^{-14}$. Les concentrations molaires sont données en mol/L. À 25°C , l'eau pure est parfaitement neutre, avec un $\text{pH} = 7$.

On rappelle que par définition, le pH est relié à la concentration d'ions oxonium

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

.....

.....

[illegible]