



LE PH D'UNE SOLUTION AQUEUSE

▪ Les réactions acido-basiques étudiées au lycée se déroulent toujours en solution aqueuse : il est donc nécessaire de s'intéresser plus particulièrement au comportement acido-basique du solvant, l'eau.

►► L'autoprotolyse de l'eau

▪ L'eau distillée conduit faiblement le courant électrique : elle contient des ions (les ions oxonium H_3O^+ et les ions hydroxydes HO^-) qui proviennent d'une réaction de l'eau... sur elle-même !

Cette réaction s'appelle l'autoprotolyse de l'eau

Réaction d'autoprotolyse de l'eau : elle a lieu dans toute solution aqueuse



Remarque : on peut montrer que dans de l'eau (à 25°C), il n'y a que $3,6 \cdot 10^{-7}$ % des molécules qui subissent une ionisation !

►► Le produit ionique de l'eau

▪ Toute solution aqueuse contient donc des molécules d'eau (*évidemment !!*) et des ions H_3O^+ et HO^- (venant de la réaction d'autoprotolyse vue précédemment).

On peut montrer (en faisant des mesures de conductivités – voir cours SPCL chimie) que **dans toute solution aqueuse**, le produit $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$ est égale à une constante, notée K_e , est appelée « produit ionique de l'eau ».

Cette constante ne dépend que de la température de la solution

On appelle produit ionique de l'eau le produit noté $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$

Le produit ionique de l'eau K_e ne dépend que de la température.

Lorsque la température vaut 25°C, le produit ionique de l'eau vaut : $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$

Exemple: Valeurs du produit ionique de l'eau selon la température

température	0°C	25°C	40°C	60°C	80°C
K_e	$1,1 \cdot 10^{-15}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	$3,0 \cdot 10^{-14}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	$2,5 \cdot 10^{-13}$

►► L'échelle de pH

Le pH est directement lié à la concentration des ions hydronium (ou oxonium) H_3O^+ dans la solution. Le pH est une grandeur sans dimension. Il est défini par :

Le pH est une grandeur (sans unité) défini par la relation

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

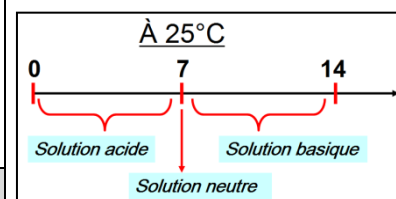
Remarque : quand la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente alors le pH diminue et inversement.

Expérimentalement, on peut évaluer le pH d'une solution à l'aide du « **papier pH** » ou le mesurer à l'aide d'un **pH-mètre**.

Toute solution aqueuse contient des ions oxonium H_3O^+ et des ions hydroxyde HO^- venant de l'autoprotolyse de l'eau. On a $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$

A 25 °C $\hookrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$

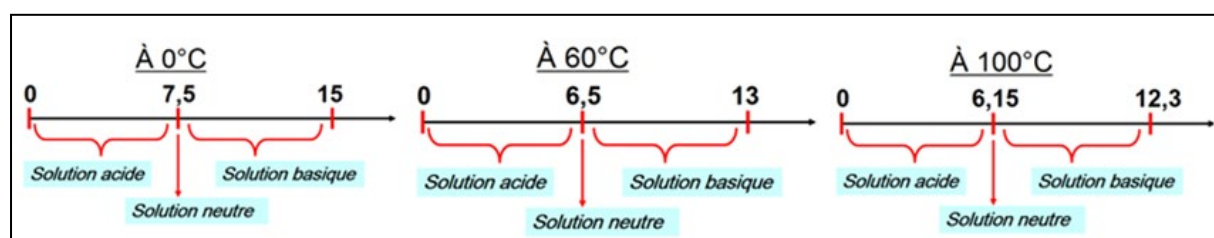
Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$	Si $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$	Si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$
d'après le produit ionique de l'eau : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,0 \cdot 10^{-7}) = 7$	$\text{pH} < 7$	$\text{pH} > 7$
La solution est dite neutre	La solution est dite acide	La solution est dite basique



Remarque :

(1) Les valeurs précédentes sont valables pour des solutions à 25°C

Pour d'autres températures, l'échelle de pH est légèrement différente :



(2) **Lors de la dilution** d'une solution acide ou basique, le pH se rapproche toujours du pH neutre ($\text{pH} = 7$) :

→ pour une solution acide, le pH va augmenter

→ pour une solution basique le pH va diminuer.