



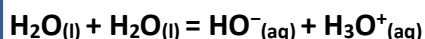
## Solutions aqueuses et pH

Activité Dirigée

▪ 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.

### DOC1/ L'autoprotolyse de l'eau

■ L'eau distillée conduit faiblement le courant électrique : elle contient des ions (les ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et les ions hydroxydes  $\text{HO}^-$ ) qui proviennent d'une réaction de l'eau... sur elle-même !



Il s'agit de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

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

Toute solution aqueuse contient donc des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et des ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  venant de l'autoprotolyse de l'eau.

### DOC2/ Produit ionique de l'eau

■ La constante d'équilibre associée à la réaction d'autoprotolyse de l'eau est appelée **produit ionique de l'eau** et notée  $K_e$  : on a  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{aq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{aq}}$

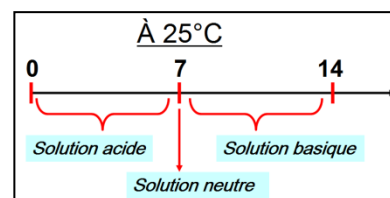
La valeur de  $K_e$  dépend de la température

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

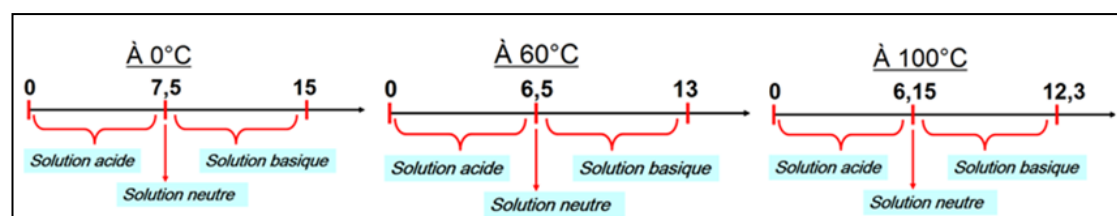
### DOC3/ Le pH d'une solution aqueuse

■ Le pH est une grandeur (sans unité), qui dépend de la concentration en ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  (ou  $\text{HO}^-$  dans la solution). Il est défini par la relation :  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

	Si $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$	Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$	Si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$
	La solution est dite acide	La solution est dite neutre	La solution est dite basique
à 25°C	pH < 7	pH = 7	pH > 7



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



**APP1** A l'aide des relations données dans les DOC2 et DOC3, montrer que l'on peut exprimer le pH d'une solution à l'aide de la relation  $\text{pH} = 14 + \log[\text{HO}^-]$

.....

.....

.....

.....

.....

**APP2** Déterminons le pH d'une solution neutre à 37°C

→ Expression du produit ionique  $K_e$  de l'eau : .....

→ Dans toutes les solutions neutres on a  $[\text{H}_3\text{O}^+] \dots\dots [\text{HO}^-]$

→ Expression de la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  en fonction de  $K_e$  dans une solution neutre :

.....

.....

Dans une solution à 37°C, Le produit ionique  $K_e$  de l'eau à cette température vaut  $K_e = 2,5 \cdot 10^{-14}$

→ valeur de la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans une solution neutre à 37°C

.....

.....

→ pH d'une solution neutre à 37°C

.....

.....

**APP3** Une solution aqueuse de volume 250 mL contient  $4,0 \cdot 10^{-4}$  mol d'ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

→ pH de la solution

.....

.....

.....

**APP4** Compléter le tableau suivant :

Solutions	A	B	C	D	E	F
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol.L <sup>-1</sup> )	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$2,3 \cdot 10^{-8}$				
$[\text{HO}^-]$ (mol.L <sup>-1</sup> )			$1,5 \cdot 10^{-4}$	$5,3 \cdot 10^{-9}$		
<b>pH</b>					2,5	8,9