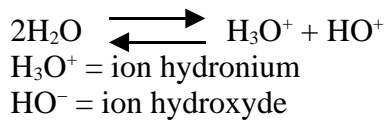


Définition et mesure du pH

I°) Autoprotolyse de l'eau

- L'eau pure est très faiblement conductrice
→ Il y a des ions en très faible quantité
- Provenance des ions par l'autoprotolyse de l'eau : c'est-à-dire la réaction des molécules d'H₂O entre elles)

Équation-Bilan :



Cette réaction est réversible (renversible) : ces deux réactions se font mutuellement.

→ Il se crée donc une stabilité. A l'équilibre, il y a coexistence des 3 entités :

H₂O : Espèce majoritaire

H₃O⁺ : Espèce ultra minoritaire

HO⁻ : Espèce ultra minoritaire

⇒ Dans l'eau pure, la concentration des ions H₃O⁺ est égale à celle des ions HO⁻

Dans toute solution aqueuse, il y a les 3 espèces :

H₂O : toujours majoritaire

H₃O⁺ et HO⁻ avec des concentrations égales ou non mais non indépendantes

II°) pH des solutions aqueuses

1°) Définition

Relation de définition : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

ou : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol.L}^{-1}$ (Valable si $C < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$)

2°) Propriété de la fonction pH

Si [H₃O⁺] augmente, alors log [H₃O⁺] augmentera donc le pH diminuera

Exemple :

$[\text{H}_3\text{O}^+]$	pH
$4,0 \cdot 10^{-5}$	5,0
$1,0 \cdot 10^{-4}$	4,0
$5,0 \cdot 10^{-2}$	1,3

3°) Mesure du pH

- Indicateurs colorés
→ Permet d'encadrer la valeur du pH

<i>Indicateur</i>	<i>Zone de virage</i>	<i>Couleur acide</i>	<i>Couleur basique</i>
Hélianthine (Hél)	3,1 – 4,4	Rouge	Jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	6,0 – 7,6	Jaune	Bleu
Phénolphtaléine (PP)	8,2 – 10,0	Incolore	Rouge violacé

- Papier pH
→ Peu précis, à 1 unité près
- pH-mètre

Mode d'emploi :

- Calibrer avec des solutions tampon
- Bien rincer les électrodes ou la sonde entre deux solutions

III°) Produit ionique de l'eau

1°) Définition

Relation de définition : $[H_3O^+] * [HO^-] = K_e = \text{Constante}$
(pour une température donnée)

2°) Valeurs

à 25°C, $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$ (dans toute solution aqueuse y compris de l'eau pure)

3°) pKe

Par définition : $pKe = -\log K_e \Leftrightarrow K_e = 10^{-pKe}$

Valeur à 25°C : $pKe = -\log 1,0 \cdot 10^{-14} = \underline{14,0}$

4°) Importance pratique

Mesure du pH par le calcul : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

$$\text{puis } [HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-pKe}}{10^{-pH}} = 10^{-pKe + pH}$$

IV°) Classification des solutions aqueuses

1°) Solution neutre

Définition : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$

Conséquence : $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_e^{1/2}$

A 25°C $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \Leftrightarrow \text{pH} = 7,0$

2°) Solutions acide

Définition : $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$

Conséquence : $[\text{H}_3\text{O}^+] > K_e^{1/2}$

A 25°C $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \Leftrightarrow \text{pH} < 7,0$

3°) Solutions basiques

Définition : $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$

Conséquence : $[\text{H}_3\text{O}^+] < K_e^{1/2}$

A 25°C $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \Leftrightarrow \text{pH} > 7,0$

