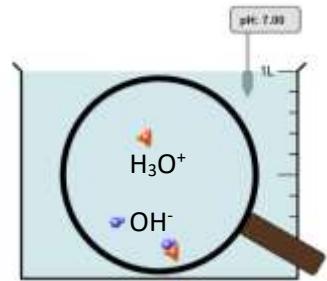


# L'acidité et le pH

Dans l'eau naturelle : 1 molécule sur 10 000 000 se casse pour former un  $\text{H}^+$  et un  $\text{OH}^-$



En réalité,  $\text{H}^+$  se colle à une molécule d'eau et forme  $\text{H}_3\text{O}^+$

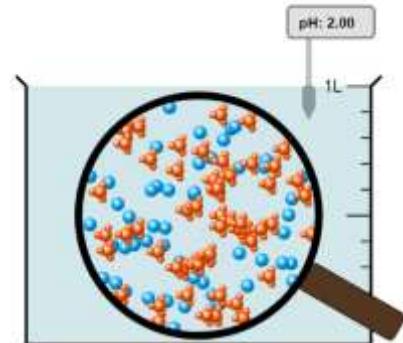


**$\text{H}_3\text{O}^+$  est la molécule responsable de l'acidité**

$$1 \text{ molécule sur } 10\ 000\ 000 = \frac{1}{10\ 000\ 000} = 10^{-7}$$

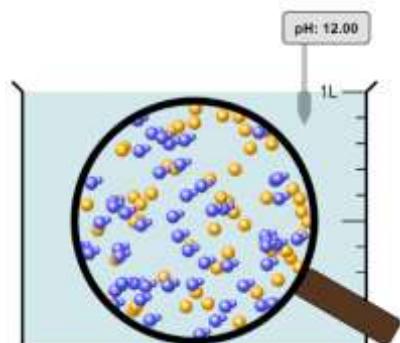
**Lorsqu'on ajoute de l'acide, on apporte des  $\text{H}_3\text{O}^+$**

- les  $\text{OH}^-$  diminuent alors. (Car  $\text{H}_3\text{O}^+$  les  $\text{OH}^-$  réagissent et reforment de l'eau  $\text{H}_2\text{O}$ )
- Il reste des  $\text{H}_3\text{O}^+$  en quantité : la solution est alors acide



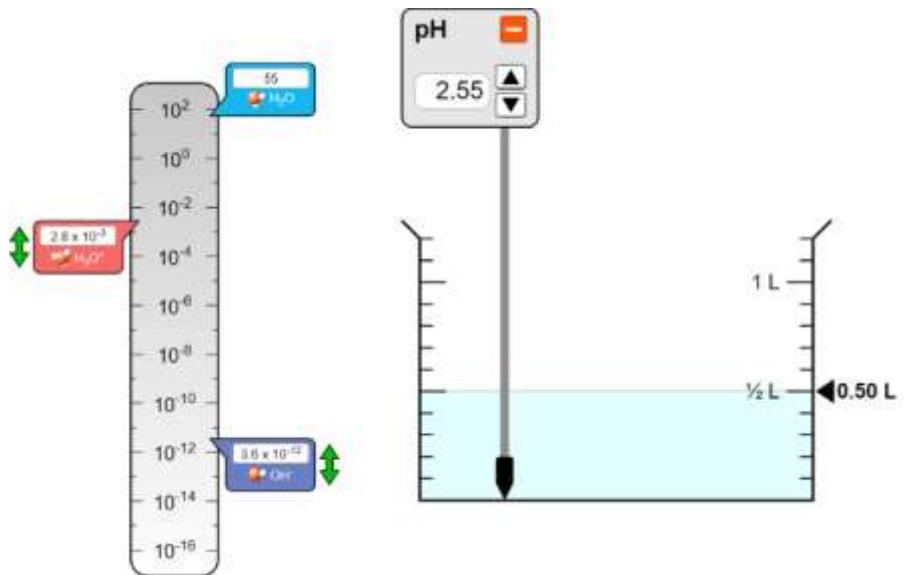
**Lorsqu'on ajoute une base, on apporte des  $\text{OH}^-$**

- les  $\text{H}_3\text{O}^+$  diminuent alors. (Car  $\text{H}_3\text{O}^+$  les  $\text{OH}^-$  réagissent et reforment de l'eau  $\text{H}_2\text{O}$ )
- Il reste des  $\text{OH}^-$  en quantité : la solution est alors basique



- Plus les  $\text{H}_3\text{O}^+$  augmentent ; plus les  $\text{OH}^-$  diminuent et vice-versa

## Concentrations et calculs de pH



$$pH = -\log[H_3O^+] \quad [H_3O^+] \text{ en mol/l}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad [H_3O^+] \text{ en mol/l}$$

Ci-dessus, on a donc :