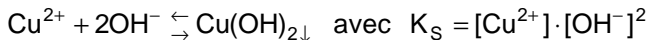


## Solubilité de l'hydroxyde de cuivre II

La solubilité, dans l'eau pure, de l'hydroxyde de cuivre II est de  $9.75 \cdot 10^{-6}$  g/l.

$$S_{\text{mol/l}} = \frac{9.75 \cdot 10^{-6}}{97.56} = 9.99 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

- Déterminer le pH d'une solution saturée en hydroxyde de cuivre II.



On écrit la relation d'électroneutralité :

$$[\text{OH}^-] = 2[\text{Cu}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{ou} \quad [\text{OH}^-] = 2S + [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{comme } [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{il vient} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]^2 + 2S \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] - K_e = 0$$

On trouve  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7.38}$  et  $\text{pH} = 7.38$  :

- Calculer le produit de solubilité de l'hydroxyde de cuivre II.

$$K_S = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$$

$$\text{On a } [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-7.38}} = 10^{-6.62} \text{ mol/l}$$

$$\text{Comme } [\text{Cu}^{2+}] = S = 9.99 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

$$\text{on obtient : } K_S = 9.99 \cdot 10^{-8} \times (10^{-6.62})^2$$

et  $\text{p}K_S = 20.24$