

## Dosage d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium - Corrigé

**1° question :** Cette solution est basique puisque son pH est largement supérieur à 7 (à 25 °C).

**2° question :** La définition du pH est :  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$  ; on a donc :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{en mol/L}} = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{en mol/L}} \cong 2 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

Avec le produit ionique de l'eau, on obtient :  $[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$

$$[\text{HO}^-]_{\text{en mol/L}} \cong 5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

**3° question :**

a) Équation de la réaction de dosage :  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

b) L'équivalence est obtenue lorsque les réactifs ont réagi dans les proportions stoechiométriques ce qui impose :  $C_b V_b = C_a V_E$  (on note :  $V_b = 200,0 \text{ mL}$ )

On a donc :  $C_b = C_a \frac{V_E}{V_b}$

$$C_b \cong 1,6 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

c) La solution d'hydroxyde de sodium contenue dans le bidon est une solution de base forte pour laquelle, on a :  $\text{pH} = 14 + \log C_b$  ; on en déduit : A.N. :  $\text{pH} \cong 9,2$

L'indication portée sur l'étiquette n'est pas tout à fait correcte.

**4° question :**

a) Le pH diminue puisque la solution diluée est moins basique que la solution concentrée.

b) Avec une dilution poussée, le pH tend vers 7 (à 25 °C).