

1) On souhaite préparer 500 cm³ d'une solution A d'acide sulfurique à 10⁻¹ mol.L⁻¹.

1.1) Montrons que la concentration C₀ de la solution commerciale vaut environ C₀ = 10 mol/L

Signification de d = 1,198 : 1 L de solution pèse d = 1,198 kg = 1198 g

Signification de p = 90% : dans 100 g de solution il y a 90 g de HCl

$$\text{Concentration molaire : } C_0 = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \times V}$$

Recherchons m : V = 1 L de solution pèse d (g) correspondant à m (g) de HCl

$$100 \text{ (g)} \lll 90 \text{ (g) de HCl}$$

Donc :

$$m = d \times 90\% = dp$$

$$\Rightarrow C_0 = \frac{d \times p}{M \times V} \text{ avec } M = 2MH + MS + 4MO = 98 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow C_0 = \frac{1089 \times 90\%}{98 \times 1} = 10,001 \text{ mol/L}$$

1.2) Calculons le volume de solution commerciale qu'on peut utiliser pour cela.

On a :

$$C_0 V_0 = C_f V_f \Rightarrow V_0 = \frac{C_f V_f}{C_0}$$

$$V_0 = \frac{0,1 \times 0,5}{10} = 5 \times 10^{-3} \text{ l}$$

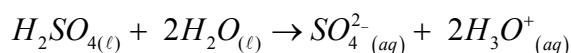
$$V_0 = 5 \times 10^{-3} \text{ l}$$

1.3) Proposons un mode opératoire ainsi que le matériel nécessaire pour cette opération.

2) On mélange B et C.

2.1) Ecrivons l'équation de la réaction de l'acide sulfurique avec l'eau.

H₂SO_{4(l)} peut être considéré comme un diacide fort. Il libère 2 protons H⁺ dans l'eau, il y a donc formation de 2 ions oxonium H₃O⁺. Comme il s'agit d'un diacide fort, la réaction de H₂SO₄ avec l'eau est totale.



2.2) Déterminons la concentration molaire de chacune des espèces.

Ce sont tous deux des diacides fort, donc :

pH_B = -log 2C_B et pH_C = -log 2C_C ; on tire respectivement C_B et C_C dans ces équations.

$$pH_B = -\log 2C_B = \log\left(\frac{1}{2C_B}\right) = 2,5$$

$$\Rightarrow \frac{1}{2C_B} = 10^{2,5}$$

$$\Rightarrow C_B = \frac{1}{2 \times 10^{2,5}} = 0,0016 \text{ mol / L}$$

$$C_B = 0,0016 \text{ mol / L}$$

$$pH_C = -\log 2C_C = \log\left(\frac{1}{2C_C}\right) = 1,5$$

$$\Rightarrow \frac{1}{2C_C} = 10^{1,5}$$

$$\Rightarrow C_C = \frac{1}{2 \times 10^{1,5}} = 0,016 \text{ mol / L}$$

$$C_C = 0,016 \text{ mol / L}$$

2.3) Déterminons le pHm de la solution obtenue.

$$B : C_B V_B = n_1$$

$$C : C_C V_C = n_2$$

$$pH_m = -\log[H_3O^+]$$

$$\text{or } [H_3O^+] = \frac{n_1 + n_2}{V_T} \quad \text{avec } V_T = V_B + V_C = 500 \text{ cm}^3 + 500 \text{ cm}^3 = 1 \text{ l}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = \frac{C_B V_B + C_C V_C}{V_T} = \frac{0,5(0,0016 + 0,016)}{1} = 0,0088$$

$$\text{alors } pH_m = -\log[0,0088] = \log\left(\frac{1}{0,0088}\right) = 2,055$$

$$pH_m = 2,055$$

2.4) Dédisons la concentration du mélange.

On sait que :

$$pH_m = -\log 2C_m = \log\left(\frac{1}{2C_m}\right) = 2,055$$

$$\Rightarrow \frac{1}{2C_m} = 10^{2,055}$$

$$\Rightarrow C_m = \frac{1}{2 \times 10^{2,055}} = 0,0044 \text{ mol / L}$$

$$C_m = 0,0044 \text{ mol / L}$$