

Correction exercices « mole-révision »

I. Exercice n°1 :

Nom	Formule	M (g.mol ⁻¹)	m (g)	n (mol)
Diazote	N ₂	28,0	5,6	0,20
Dichlorométhane	CH ₂ Cl ₂	85,0	26	0,31
Chlorure d'hydrogène	HCl	36,5	5,6	0,15
Dioxyde d'azote	NO ₂	46,0	14	0,31

II. Exercice n° 2

1. Quantité d'acide contenu dans m_a=6,0g d'acide :

$$n_a = \frac{m_a}{M_a} \quad \text{A.N.} \quad n_a = \frac{6,0}{60} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

2. Volume d'acide correspondant :

En utilisant la définition de la masse volumique de l'acide $\mu_a = \frac{m_a}{V_a}$, on a :

$$V_a = \frac{m_a}{\mu_a} \quad \text{A.N.} \quad V_a = \frac{6,0 \times 10^{-3}}{1,05} = 5,7 \text{ mL}$$

III. Exercice n° 3

1. Calcul de la masse de cuivre :

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \times M_{\text{Cu}} \quad \text{A.N.} \quad m_{\text{Cu}} = 0,47 \times 63,5 = 30 \text{ g}$$

Calcul de la masse de zinc :

$$m_{\text{Zn}} = m_{\text{tot}} - m_{\text{Cu}} \quad \text{A.N.} \quad m_{\text{Zn}} = 50,0 - 30 = 20 \text{ g}$$

2. Pourcentage massique en cuivre dans l'alliage : $\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{tot}}} \times 100 = \frac{30}{50,0} \times 100 = 60\%$

Pourcentage massique en zinc : $\frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{tot}}} \times 100 = \frac{20}{50,0} \times 100 = 40\%$

3. Quantité de cuivre présent dans l'échantillon de lait : $n_{\text{Cu}} = 0,47 \text{ mol}$

Quantité de zinc présent dans l'échantillon de lait : $n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} \quad \text{A.N.}$

$$n_{\text{Zn}} = \frac{20}{65,4} = 0,31 \text{ mol}$$

Le nombre total de quantité de matière présent dans l'échantillon est :

$$n_{\text{tot}} = n_{\text{Zn}} + n_{\text{Cu}} \quad \text{A.N.} \quad n_{\text{tot}} = 0,47 + 0,31 = 0,78 \text{ mol}$$

Pourcentage molaire en cuivre dans l'alliage : $\frac{n_{Cu}}{n_{tot}} \times 100 = \frac{0,54}{0,78} \times 100 = 69\%$

Pourcentage molaire en zinc : $\frac{n_{Zn}}{n_{tot}} \times 100 = \frac{0,31}{0,78} \times 100 = 31\%$

IV. Exercice 4 : Réaction chimique

Calcul de la quantité de matière d'ammoniac à synthétiser :

$$n_{NH_3} = \frac{m_{NH_3}}{M_{NH_3}} \quad \text{A.N.} \quad n_{NH_3} = \frac{10^6}{17} = 5,9 \times 10^4 \text{ mol}$$

A partir d'un calcul de proportionnalité, on peut maintenant calculer les quantités de N_2 et de H_2 nécessaires :

$$n_{H_2} = \frac{3 \times 5,9 \times 10^4}{2} = 8,9 \times 10^4 \text{ mol} \quad n_{N_2} = \frac{1 \times 5,9 \times 10^4}{2} = 3,0 \times 10^4 \text{ mol}$$

	1 N_2 +	3 H_2 →	2 NH_3
Coefficients stoechiométriques : Proportions indiquées par la réaction (mol)	1	3	2
Quantités de matières mise en jeu	$3,0 \times 10^4 \text{ mol}$	$8,9 \times 10^4 \text{ mol}$	$5,9 \times 10^4 \text{ mol}$
Masse molaire M ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	28	2	17
Masse de réactifs et produits m (g)	$m_{N_2} = 3,0 \times 10^4 \times 28 = 8,4 \times 10^5 \text{ g}$	$m_{H_2} = 8,9 \times 10^4 \times 2 = 1,8 \times 10^5 \text{ g}$	10^6

Calculons les masses correspondant à ces quantités de matière :

$$m_{H_2} = n_{H_2} \cdot M_{H_2} \quad \text{A.N.} \quad m_{H_2} = 8,9 \times 10^4 \times 2 = 1,8 \times 10^5 \text{ g} \text{ soit environ } 180 \text{ kg}$$

$$m_{N_2} = n_{N_2} \cdot M_{N_2} \quad \text{A.N.} \quad m_{N_2} = 3,0 \times 10^4 \times 28 = 8,4 \times 10^5 \text{ g} \text{ soit environ } 840 \text{ kg}$$

Correction exercices « concentration-révision »

I. Dissolution :

1. Concentration de la solution de chlorure de cuivre :

$$C = \frac{n_{\text{CuCl}_2}}{V_{\text{solution}}} \quad \text{avec} \quad m_{\text{CuCl}_2} = \frac{m_{\text{CuCl}_2}}{M_{\text{CuCl}_2}} \quad \text{d'où} \quad C = \frac{m_{\text{CuCl}_2}}{M_{\text{CuCl}_2} \cdot V_{\text{solution}}}$$

A.N.
$$C = \frac{2,48}{(63,5 + 2 \times 35,5) \times 0,250} = 7,38 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

2. Masse de saccharose :

$$m = n \cdot M$$

or
$$n = C \cdot V$$

d'où
$$m = C \cdot V \cdot M$$

A.N.
$$m = 0,20 \times 0,500 \times 342 = 34,2\text{g}$$

3. Masse de chlorure de sodium :

$$m = n \cdot M$$

or
$$n = C \cdot V$$

d'où
$$m = C \cdot V \cdot M$$

A.N.
$$m = 0,10 \times 0,500 \times 58,5 = 3,0\text{g}$$

II. Dilution :

1.

a. Masse de sulfate de cuivre :

$$m = n \cdot M$$

or
$$n = C \cdot V$$

d'où
$$m = C \cdot V \cdot M$$

A.N.
$$m = 0,20 \times 0,050 \times 249,5 = 2,5\text{g}$$

b. Dilution :

Solution mère	Solution fille
$C = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ $v_p = ?$	$C' = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $V' = 100\text{mL}$

La quantité de soluté prélevé est égale à la quantité de soluté présente dans la solution fille :

$$n_{\text{prél}} = n_{\text{fille}}$$

$$C \cdot v_p = C' \cdot V'$$

$$v_p = \frac{C' \cdot V'}{C} \quad \text{A.N.} \quad v_p = \frac{5,0 \times 10^{-3} \times 100}{1,0 \times 10^{-1}} = 5,0\text{mL}$$

2. Volume de solution à prélever :

Solution mère	Solution fille
$C_0 = 10,0 \text{ mol.L}^{-1}$ $v_p = ?$	$C = 5,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ $V = 250\text{mL}$

La quantité de soluté prélevé est égale à la quantité de soluté présente dans la solution fille :

$$n_{\text{prél}} = n_{\text{fille}}$$

$$C_0 \cdot v_p = C \cdot V$$

$$v_p = \frac{C \cdot V}{C_0} \quad \text{A.N.} \quad v_p = \frac{5,00 \times 10^{-1} \times 250}{10,0} = 12,5 \text{ mL}$$

$$\text{facteur de dilution : } F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{prélevé}}} \quad \text{A.N.} \quad F = 20 \text{ fois}$$

III. Quantité de cuivre

Il faut transformer les concentrations molaires C en concentrations massiques t

La relation entre t et C est établie de façon suivante :

$$t_{\text{soluté}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \text{or} \quad m_{\text{soluté}} = n_{\text{soluté}} \cdot M_{\text{soluté}} \quad \text{donc} \quad t_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}} \cdot M_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = C \cdot M_{\text{soluté}}$$

et donc

$$t_{\text{Cu}} = 5 \cdot 10^{-6} \cdot 63,5 = 3,175 \cdot 10^{-4} \text{ g/L} \quad \text{soit} \quad 317,5 \mu\text{g/L} \quad \text{ce qui est inférieur à } 1 \text{ mg/L}$$

IV. Solution d'ammoniac :

1. Masse d'1L de solution :

On demande ici la masse volumique de la solution ; elle est donnée dans l'énoncée : $\rho = 950 \text{ g.L}^{-1}$

2. Masse d'ammoniac présent dans 1,0L de solution :

$$m_{\text{am}} = \frac{28}{100} \times m_{\text{solution}} \quad \text{d'après les infos de l'étiquette (et la définition d'un pourcentage)}$$

$$\text{or} \quad m_{\text{solution}} = \rho \cdot V_{\text{solution}}$$

$$\text{D'où} \quad m_{\text{am}} = \frac{28}{100} \cdot \rho \cdot V_{\text{solution}}$$

$$\text{A.N.} \quad m_{\text{am}} = \frac{28}{100} \times 950 \times 1,00 = 266 \text{ g}$$

3. Concentration molaire de la solution d'ammoniac :

$$C = \frac{n_{\text{am}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$\text{Or} \quad n_{\text{am}} = \frac{m_{\text{am}}}{M_{\text{am}}}$$

$$\text{d'où} \quad C = \frac{m_{\text{am}}}{M_{\text{am}} \cdot V_{\text{solution}}}$$

$$\text{A.N.} \quad C = \frac{266}{17,0 \times 1,00} = 15,6 \text{ mol.L}^{-1}$$

Remarque : on peut aussi utiliser une formule littérale plus complète qui regroupe les 3 réponses :

$$C = \frac{m_{\text{am}}}{M_{\text{am}} \cdot V_{\text{solution}}} = \frac{\frac{28}{100} \cdot \rho \cdot V_{\text{solution}}}{M_{\text{am}} \cdot V_{\text{solution}}} = \frac{28}{100} \cdot \rho$$