

CORRECTION du DS2 de CHIMIE

Durée : 1h00

Exercice 1 - Calculer les quantités de matière contenues dans les échantillons suivants :1 . Un échantillon de carbone de masse $m(C) = 12,0$ g.

$$n = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{12,0}{12,0} = 1,00 \text{ mol}$$

2 . Un échantillon de alumine Al_2O_3 , de masse $m(Al_2O_3) = 1,20$ kg.

$$n = \frac{m(Al_2O_3)}{M(Al_2O_3)} = \frac{1,20 \cdot 10^3}{2 \cdot 27,0 + 3 \cdot 16,0} = 11,8 \text{ mol}$$

3 . Un échantillon de mercure Hg liquide, de volume 0,050 L.

$$n = \frac{\rho_{Hg} \cdot V}{M(Hg)} = \frac{d_{Hg} \cdot \rho_{H_2O} \cdot V}{M(Hg)} = \frac{13,6 \cdot 1,000 \cdot 0,050}{200,6} = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

4 . Un échantillon de trichlorométhane $CHCl_3$ liquide, de volume $V(CHCl_3) = 40,0$ mL.

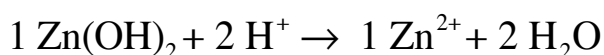
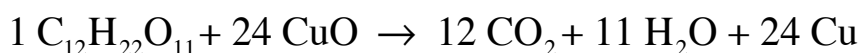
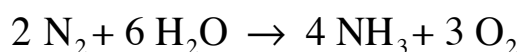
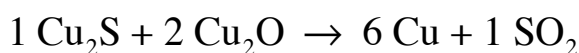
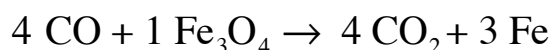
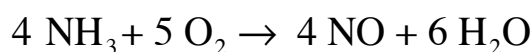
$$n = \frac{\rho_{CHCl_3} \cdot V}{M(CHCl_3)} = \frac{1,49 \cdot 10^{-3} \cdot 10^3 \cdot 40,0}{12,0 + 1,0 + 3 \cdot 35,5} = 4,99 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

5 . Un échantillon de diazote N_2 gazeux, de volume $V(N_2) = 0,025$ m³, à 0°C et 1013 hPa.

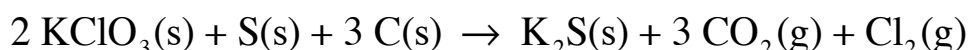
$$n = \frac{V_{N_2}}{V_m} = \frac{25}{22,4} = 1,1 \text{ mol}$$

6 . Un échantillon de 350 millilitres d'une solution de glucose $C_6H_{12}O_6$ de concentration massique $2,3 \cdot 10^{-3}$ kg.dm⁻³.

$$n = C \cdot V = \frac{C_m}{M(C_6H_{12}O_6)} \cdot V = \frac{2,3 \cdot 10^{-3}}{6 \cdot 12,0 + 12 \cdot 1,0 + 6 \cdot 16,0} = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Exercice 2 – Equilibrer les équations ci-dessous, directement sur le sujet (on représentera tous les coefficients stoechiométriques, même s'ils sont égaux à 1) :**Exercice 3**Un artificier veut préparer un feu de Bengale rouge. Il mélange 122,6 g de chlorate de potassium $KClO_3$, 16,0 g de soufre S et 18,0 g de carbone C.

L'équation chimique modélisant la transformation chimique est la suivante :



1 . Calculer les quantités de matière initiales de réactifs.

$$n_i(KClO_3) = \frac{m(KClO_3)}{M(KClO_3)} = \frac{122,6}{39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16,0} = 1,000 \text{ mol}$$

$$n_i(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{16,0}{32,0} = 5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_i(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{18,0}{12,0} = 1,50 \text{ mol}$$

2 . Dresser puis compléter de manière littérale le tableau d'avancement de la réaction.

	$2 KClO_3(s) + S(s) + 3 C(s) \rightarrow K_2S(s) + 3 CO_2(g) + Cl_2(g)$					
E.I.	$n_i(KClO_3)$	$n_i(S)$	$n_i(C)$	0	0	0
E.int	$n_i(KClO_3) - 2x$	$n_i(S) - x$	$n_i(C) - 3x$	x	$3x$	x
E.F.	$n_i(KClO_3) - 2x_{\max}$	$n_i(S) - x_{\max}$	$n_i(C) - 3x_{\max}$	x_{\max}	$3x_{\max}$	x_{\max}

3 . Déterminer l'avancement maximal de la réaction.

$$n_i(KClO_3) - 2x_1 = 0 \quad \Rightarrow \quad x_1 = \frac{n_i(KClO_3)}{2} = 5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_i(S) - x_2 = 0 \quad \Rightarrow \quad x_2 = n_i(S) = 5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_i(C) - 3x_3 = 0 \quad \Rightarrow \quad x_3 = \frac{n_i(C)}{3} = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Les réactifs sont dans les proportions stoechiométriques :

$$x_{\max} = 5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

4 . En déduire les quantités de matière des produits formés.

$$n_f(K_2S) = x_{\max} = 5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_f(CO_2) = 3x_{\max} = 1,500 \text{ mol}$$

$$n_f(Cl_2) = x_{\max} = 5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

5 . Calculer le volume total occupé par les gaz produits. Pourquoi ne faut-il pas réaliser cette réaction dans un récipient hermétiquement clos ?

La réaction produit deux gaz : le dioxyde de carbone et le dichlore. La quantité de matière totale de ces deux gaz réunis vaut :

$$n_{gaz} = n_f(CO_2) + n_f(Cl_2)$$

On a donc :

$$V_{gaz} = n_{gaz} \cdot V_m = (1,500 + 0,500) \cdot 22,4 = 44,8 \text{ L}$$

Si cette réaction a lieu dans un récipient hermétiquement clos, les gaz produits vont être responsables d'une augmentation conséquente et brusque de la pression. Cela risque de faire exploser le récipient, si les parois de ce dernier ne sont pas suffisamment solides.