

QUANTITÉS DE MATIÈRE – TRANSFORMATION CHIMIQUE

EXERCICE I

1. Les produits de la transformation chimique sont les espèces chimiques apparues au cours de cette transformation. Il s'agit ici d'une seule espèce chimique : l'oxyde d'aluminium de formule Al_2O_3 produit sous forme de fumée (particules solides) et non de gaz. Les réactifs sont évidemment l'aluminium solide et le dioxygène gazeux. L'équation bilan de cette transformation chimique s'écrit donc

$$4 \text{ Al(s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)}.$$

2. Pour déterminer les quantités de matière initiales, il faut avant tout regarder dans quel état physique se trouve les réactifs. Nous avons une masse de 2,7 g d'aluminium solide soit, puisque la masse molaire de l'aluminium est de $27,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$,

$$n_{\text{Al}} = \frac{m}{M} = \frac{2,7}{27,0} = 1 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

d'aluminium et 1,2 L de dioxygène gazeux soit, puisque dans les conditions de l'expérience, le volume molaire est de $24,0 \text{ L/mol}$,

$$n_{\text{O}_2} = \frac{V}{V_m} = \frac{1,20}{24,0} = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

de dioxygène O_2 .

3. Le tableau d'avancement est donc

Équation chimique		4 Al (s)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Al ₂ O ₃ (g)
État du système	Avancement	Quantités de matière correspondantes (mol)				
État initial	0	$1 \cdot 10^{-1}$		$5 \cdot 10^{-2}$		0
En cours de transformation	x	$1 \cdot 10^{-1} - 4x$		$5 \cdot 10^{-2} - 3x$		2x
Etat final	$x_{\text{max}} = 1,66 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-1} - 4x_{\text{max}} = 3,33 \cdot 10^{-2}$		$5 \cdot 10^{-2} - 3x_{\text{max}} = 0$		$2x_{\text{max}} = 3,33 \cdot 10^{-2}$

Avant de remplir la dernière ligne, il faut déterminer l'avancement maximal.

Il faut donc chercher la valeur minimale que prend x_{max} selon que l'aluminium Al soit réactif limitant et que $1 \cdot 10^{-1} - 4x_{\text{max}} = 0$ ou que le dioxygène O_2 soit réactif limitant et qu'alors $5 \cdot 10^{-2} - 3x_{\text{max}} = 0$. Dans le premier cas, $x_{\text{max}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ et dans l'autre, il vaut $x_{\text{max}} = 1,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$. La plus petite valeur est donc $x_{\text{max}} = 1,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ et c'est le dioxygène le réactif limitant. On peut alors compléter la dernière ligne du tableau d'avancement.

4. Puisque $3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'oxyde d'aluminium ont été produites, cela correspond à une masse de $m = n \times M$ où $n = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ est la quantité de matière et M la masse molaire. Or $M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 2 \times M_{\text{Al}} + 3 \times M_{\text{O}} = 2 \times 27,0 + 3 \times 16,0 = 102,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. On a donc $m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 3,33 \cdot 10^{-2} \times 102,0 = 3,4 \text{ g}$.
Le calcul du volume d'oxyde d'aluminium produit n'est pas possible puisque cet oxyde est à l'état solide (les fumées ne sont pas des gaz).

EXERCICE II

1. Puisque les réactifs sont le sulfure d'hydrogène H_2S (g) et le dioxyde de soufre SO_2 (g) et que le soufre S (s) et l'eau (g) sont les produits de cette transformation, l'équation bilan de cette transformation chimique s'écrit :

$$2 \text{ H}_2\text{S(g)} + \text{SO}_2 \text{ (g)} \rightarrow 3 \text{ S(s)} + 2 \text{ H}_2\text{O(g)}.$$

2. Avec les quantités de matière de l'énoncé, le tableau d'avancement devient :

Équation chimique		2 H ₂ S (g)	+	SO ₂ (g)	→	3 S (s)	+	2 H ₂ O (g)
État du système	Avancement	Quantités de matière correspondantes (mol)						
État initial	0	5		4		0		0
En cours de transformation	x	$5 - 2x$		$4 - x$		3x		2x
Etat final	$x_{\text{max}} = 2,5$	$5 - 2x_{\text{max}} = 0$		$4 - x_{\text{max}} = 1,5$		$3x_{\text{max}} = 7,5$		$2x_{\text{max}} = 5$

Pour déterminer l'avancement maximal, il nous faut chercher la valeur minimale que prend x_{max} selon que le sulfure d'hydrogène H_2S soit réactif limitant et que $5 - 2x_{\text{max}} = 0$ ou que le dioxyde de soufre SO_2 soit réactif limitant et qu'alors $4 - x_{\text{max}} = 0$. Dans le premier cas, $x_{\text{max}} = 2,5 \text{ mol}$ et dans l'autre $x_{\text{max}} = 4 \text{ mol}$. La plus petite valeur est donc $x_{\text{max}} = 2,5 \text{ mol}$ et c'est le sulfure d'hydrogène le réactif limitant.

3. On peut alors compléter la dernière ligne du tableau d'avancement et obtenir la composition molaire de l'état final : 1,5 mol de dioxyde de soufre non consommée, 7,5 mol de soufre et 5 mol d'eau.
4. D'après les coefficients stœchiométriques de l'équation bilan, il faut deux fois plus de moles de sulfure d'hydrogène que de moles de dioxyde de soufre pour que le mélange soit stœchiométrique. Pour 3,5 mol de dioxyde de soufre, il faudra donc 7 mol de sulfure d'hydrogène. L'état final sera donc constitué uniquement des produits de la réaction : 10,5 mol de soufre et 7 mol d'eau.
5. Puisque 10,5 mol de soufre seraient produites, la masse correspondante serait $m_{\text{S}} = n \times M_{\text{S}} = 10,5 \times 32,1 = 337,05 \text{ g}$.