

A partir du sulfure de zinc (correction)

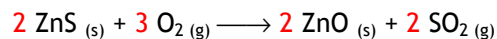
Données :

$R = 8,31 \text{ S.I.}$

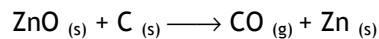
Masses molaires atomiques

Atome	C	O	S	Zn
$M \text{ (g} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$	12,0	16,0	32,1	65,4

Le seul minerai de zinc important est le sulfure de zinc ou blende. On obtient le métal zinc en grillant la blende. On commence par faire réagir le sulfure de zinc ZnS avec du dioxygène. La réaction a pour équation chimique :



Le zinc est ensuite obtenu à partir de l'oxyde de zinc ZnO :



1.1. Quelle est la masse de charbon C nécessaire pour obtenir 10 tonnes ($10 \times 10^3 \text{ kg}$) de zinc ?

On peut calculer la quantité de matière de zinc à produire :

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{10 \times 10^6}{65,4} = 153\,000 \text{ mol} = 153 \text{ kmol}$$

On peut dresser le tableau d'avancement de la deuxième transformation :

		$\text{ZnO}_{(s)}$	+	$\text{C}_{(s)}$	\longrightarrow	$\text{CO}_{(g)}$	+	$\text{Zn}_{(s)}$
État initial (kmol)	$x = 0$	153		153		0		0
État intermédiaire (kmol)	x	$153 - x$		$153 - x$		x		x
État final (kmol)	$x_{\text{max}} = 153$	0		0		153		153

$$m_{\text{C}} = n_{\text{C}} \times M_{\text{C}} = 153 \cdot 10^3 \times 12 = 1\,836\,000 \text{ g} = 1\,836 \text{ kg} = 1,836 \text{ t}$$

1.2. Quel volume de monoxyde de carbone CO se dégage dans les CHTP ($\theta = 20 \text{ }^\circ\text{C}$; $p = 1\,013 \text{ hPa}$) ?

On peut lire dans le tableau que la quantité de CO est $n_{\text{CO}} = 153 \text{ kmol}$.

D'après l'équation d'état du gaz parfait $pV = nRT$ d'où : $V = \frac{nRT}{p}$

Attention aux unités : $n = 153 \text{ kmol} = 153\,000 \text{ mol} = 1,53 \cdot 10^5 \text{ mol}$

$$T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$p = 101\,300 \text{ Pa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}RT}{p} = \frac{1,53 \cdot 10^5 \times 8,31 \times 293}{1,01 \cdot 10^5} = 3\,690 \text{ m}^3$$

1.3. Quelle masse d'oxyde de zinc ZnO a réagi ?

On peut lire dans le tableau que la quantité de ZnO est $n_{\text{ZnO}} = 153$ kmol.

$$m_{\text{ZnO}} = n_{\text{ZnO}} M_{\text{ZnO}} = 153 \cdot 10^3 \times (65,4 + 16,0) = 1,25 \cdot 10^7 \text{ g} = 1,25 \cdot 10^4 \text{ kg} = 1,25 \cdot 10^1 \text{ t} = 12,5 \text{ t}$$

2.1. Quelle masse de blende est nécessaire pour obtenir cet oxyde de zinc ?

On peut commencer à dresser le tableau d'avancement de la première transformation :

$$2 \text{ZnS}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{ZnO}_{(s)} + 2 \text{SO}_{2(g)}$$

État initial (kmol)	$x = 0$	n_{ZnS}	n_{O_2}	0	0
État intermédiaire (kmol)	x	$n_{\text{ZnS}} - 2x$	$n_{\text{O}_2} - 3x$	$2x$	$2x$
État final (kmol)	x_{max}	0	0	153	

Lorsqu'on cherche la quantité de réactif nécessaire, c'est-à-dire la quantité minimale, on calcule cette quantité dans les proportions stoechiométriques. C'est pour cette raison qu'on trouve les deux « 0 » sur la dernière ligne du tableau.

C'est la quantité d'oxyde de zinc qui permet de calculer l'avancement maximal x_{max} :

$$2x_{\text{max}} = 153 \text{ kmol} \Rightarrow x_{\text{max}} = 76,5 \text{ kmol}$$

On peut en déduire n_{ZnS} : $n_{\text{ZnS}} - 2x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow n_{\text{ZnS}} = 2x_{\text{max}} = 2 \times 76,5 = 153$ kmol.

de même : $n_{\text{O}_2} - 3x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow n_{\text{O}_2} = 3x_{\text{max}} = 3 \times 76,5 = 230$ kmol.

et : $n_{\text{SO}_2} = 2x_{\text{max}} = 2 \times 76,5 = 153$ kmol.

Le tableau d'avancement de la première transformation est donc :

$$2 \text{ZnS}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{ZnO}_{(s)} + 2 \text{SO}_{2(g)}$$

État initial (kmol)	$x = 0$	153	230	0	0
État intermédiaire (kmol)	x	$153 - 2x$	$230 - 3x$	$2x$	$2x$
État final (kmol)	$x_{\text{max}} = 76,5$	0	0	153	153

On peut lire dans le tableau que la quantité de ZnS est $n_{\text{ZnS}} = 153$ kmol.

$$m_{\text{ZnO}} = n_{\text{ZnO}} M_{\text{ZnO}} = 153 \cdot 10^3 \times (65,4 + 32,1) = 1,49 \cdot 10^7 \text{ g} = 1,49 \cdot 10^4 \text{ kg} = 1,49 \cdot 10^1 \text{ t} = 14,9 \text{ t}$$

2.2. Quel volume de dioxyde de soufre, mesuré dans les CHTP, a été produit par cette transformation ?

On peut lire dans le tableau que la quantité de SO_2 est $n_{\text{SO}_2} = 153 \text{ kmol}$.

D'après l'équation d'état du gaz parfait $pV = nRT$ d'où : $V = \frac{nRT}{p}$

Attention aux unités : $n = 153 \text{ kmol} = 153\,000 \text{ mol} = 1,53 \cdot 10^5 \text{ mol}$
 $T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$
 $p = 101\,300 \text{ Pa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

$$V_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2} RT}{p} = \frac{1,53 \cdot 10^5 \times 8,31 \times 293}{1,01 \cdot 10^5} = 3\,690 \text{ m}^3$$

2.3. Quel volume d'air, mesuré dans les CHTP, cette transformation a-t-elle consommé ?

On peut lire dans le tableau que la quantité de O_2 est $n_{\text{O}_2} = 230 \text{ kmol}$.

D'après l'équation d'état du gaz parfait $pV = nRT$ d'où : $V = \frac{nRT}{p}$

Attention aux unités : $n = 230 \text{ kmol} = 230\,000 \text{ mol} = 2,30 \cdot 10^5 \text{ mol}$
 $T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$
 $p = 101\,300 \text{ Pa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} RT}{p} = \frac{2,30 \cdot 10^5 \times 8,31 \times 293}{1,01 \cdot 10^5} = 5\,550 \text{ m}^3$$

Pour calculer le volume d'air nécessaire à cette transformation, il faut se souvenir que l'air est constitué approximativement de 20 % (1/5) de dioxygène et de 80 % (4/5) de diazote.

Pour consommer $5\,550 \text{ m}^3$ de dioxygène, il faut donc :

$$V_{\text{air}} = 5 V_{\text{O}_2} = 5 \times 5\,550 = 2,78 \cdot 10^5 \text{ m}^3$$