A partir du sulfure de zinc (correction)

Données :

R = 8,31 S.I.

Masses molaires atomiques

Atome	C	O	S	Zn
M ($g \cdot mol^{-1}$)	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 :

$$2\ ZnS_{(s)} + 3\ O_{2\,(g)} \longrightarrow 2\ ZnO_{(s)} + 2\ SO_{2\,(g)}$$

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

$$ZnO_{(s)} + C_{(s)} \longrightarrow CO_{(g)} + Zn_{(s)}$$

1.1. Quelle est la masse de charbon C nécessaire pour obtenir 10 tonnes (10×10^3 kg) de zinc ?

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

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

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

		$ZnO_{(s)}$ +	$C_{(s)}$ $\longrightarrow$	$CO_{(g)}$ +	$Zn_{(s)}$
État initial (kmol)	x = 0	153	153	0	0
État intermédiaire (kmol)	x	153 - x	153 - x	x	x
État final (kmol)	x_{max} = 153	0	0	153	153

$m_C = n_C \times M_C = 153 \cdot 10^3 \times 12 = 1\ 836\ 000$ g = 1 836 kg = 1,836 t

1.2. Quel volume de monoxyde de carbone CO se dégage dans les CHTP (θ = 20 °C ; p = 1 013 hPa) ?

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

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

Attention aux unités : n = 153 kmol = 153 000 mol = $1,53.10^5$ mol
T = 273 + 20 = 293 K
p = 101 300 Pa = $1,013.10^5$ Pa

$$V_{CO} = \frac{n_{CO}RT}{p} = \frac{1,53.10^5 \times 8,31 \times 293}{1,01.10^5} = 3\ 690 \text{ m}^3$$

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

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

$$m_{ZnO} = n_{ZnO}\, M_{ZnO} = 153.10^{3} \times (65{,}4 + 16{,}0) = 1{,}25.10^{7} \text{ g} = 1{,}25.10^{4} \text{ kg} = 1{,}25.10^{1} \text{ t} = 12{,}5 \text{ t}$$

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 :

		$2\ ZnS_{(s)}$ +	$3\ O_{2\,(g)} \longrightarrow$	$2\ ZnO_{(s)}$ +	$2\ SO_{2\,(g)}$
État initial (kmol)	x = 0	n_{ZnS}	n_{O_2}	0	0
État intermédiaire (kmol)	x	n_{ZnS} - 2x	n_{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} :

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

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

de même : $n_{O_2} - 3x_{max} = 0 \Rightarrow n_{O_2} = 3x_{max} = 3 \times 76{,}5 = 230$ kmol.

et : $n_{SO_2} = 2x_{max} = 2 \times 76{,}5 = 153$ kmol.

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

		$2\ ZnS_{(s)}$ +	$3\ O_{2\,(g)} \longrightarrow$	$2\ ZnO_{(s)}$ +	$2\ SO_{2\,(g)}$
État initial (kmol)	x = 0	153	230	0	0
État intermédiaire (kmol)	x	153 - 2x	230 - 3x	2x	2x
État final (kmol)	x_{max} = 76,5	0	0	153	153

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

$$m_{ZnO} = n_{ZnO}\, M_{ZnO} = 153.10^{3} \times (65{,}4 + 32{,}1) = 1{,}49.10^{7} \text{ g} = 1{,}49.10^{4} \text{ kg} = 1{,}49.10^{1} \text{ t} = 14{,}9 \text{ t}$$

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_{SO_2} = 153 kmol.

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

Attention aux unités : n = 153 kmol = 153 000 mol = $1{,}53.10^5$ mol
T = 273 + 20 = 293 K
p = 101 300 Pa = $1{,}013.10^5$ Pa

$$V_{SO_2} = \frac{n_{SO_2}RT}{p} = \frac{1{,}53.10^5 \times 8{,}31 \times 293}{1{,}01.10^5} = 3\,690 \text{ m}^3$$

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_{O_2} = 230 kmol.

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

Attention aux unités : n = 230 kmol = 230 000 mol = $2{,}30.10^5$ mol
T = 273 + 20 = 293 K
p = 101 300 Pa = $1{,}013.10^5$ Pa

$$V_{O_2} = \frac{n_{O_2}RT}{p} = \frac{2{,}30.10^5 \times 8{,}31 \times 293}{1{,}01.10^5} = 5\,550 \text{ m}^3$$

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 m^3 de dioxygène, il faut donc :

$$V_{air} = 5\ V_{O_2} = 5 \times 5\,550 = 2{,}78.10^5 \text{ m}^3$$