

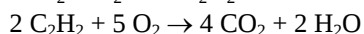
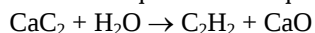
Correction du dernier TP

Cas n°3 :



Le carbure de calcium CaC_2 est une roche utilisée par les spéléologues dans leurs lampes. Cette roche réagit avec de l'eau [réaction (1)] pour former de l'acétylène C_2H_2 et de l'oxyde de calcium CaO . L'acétylène est un gaz. C'est sa combustion dans l'air qui produit la lumière permettant d'éclairer les spéléologues. On rappelle que la combustion d'un hydrocarbure est sa réaction avec le dioxygène. Cette réaction produit du dioxyde de carbone et de l'eau [réaction (2)].

Ecrire et l'équilibrer les équations chimiques des deux réactions chimiques décrites.



Le spéléologue emporte avec lui 100 g de carbure de calcium et de l'eau en excès.

$$m(\text{CaC}_2) = 100\text{g} \text{ donc } n(\text{CaC}_2) = m(\text{CaC}_2)/M(\text{CaC}_2) = 100/(40,1+2 \times 12) = 1,56 \text{ mol}$$

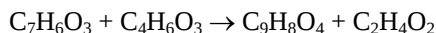
Equation chimique	CaC_2	+	H_2O	$\rightarrow$	C_2H_2	+	CaO
Etat initial $x = 0$	1,56 mol		excès		0		0
Etat intermédiaire x	$1,56 - x$		excès		x		x
Etat final $x_{\text{max}} = 1,56 \text{ mol}$	0		excès		1,56 mol		1,56 mol

Equation chimique	$2 \text{C}_2\text{H}_2$	+	5O_2	$\rightarrow$	4CO_2	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
Etat initial $x = 0$	1,56 mol		excès		4CO_2		0
Etat intermédiaire x	$1,56 - 2x$		excès		$4x$		$2x$
Etat final $x_{\text{max}} = 0,78 \text{ mol}$	0		excès		3,12 mol		1,56 mol

Cas n°4 :



L'aspirine est un médicament, *anti-pyrétique*, *anti-inflammatoire* et *analgésique* aussi appelé « **acide acétylsalicylique** » de formule chimique $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$. L'aspirine est obtenue en laboratoire par réaction entre l'acide salicylique $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ et l'anhydride éthanóïque $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$, selon l'équation chimique :



Quelle masse d'acide salicylique (solide) et quel volume d'anhydride éthanóïque (liquide) faut-il utiliser pour préparer un comprimé contenant 500 mg d'aspirine ?

On donne la masse volumique de l'anhydride éthanóïque : $\mu = 1,082 \text{ kg.L}^{-1}$

Toutes les quantités du tableau sont exprimées en mol

Equation chimique	$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$	+	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$	$\rightarrow$	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	+	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
Etat initial $x = 0$	n		n		0		0
Etat intermédiaire x	$n - x$		$n - x$		x		x
Etat final $x_{\text{max}} = n \text{ mol}$	0		0		n		n

La quantité d'aspirine fabriquée est $n = m/M = 0,500/(9 \times 12 + 8 + 4 \times 16) = 0,500/180 = 2,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

D'après le tableau d'avancement, il faudra disposer des mêmes quantités d'acide salicylique et d'anhydride acétique.

Cas de l'acide salicylique : $n = 2,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$; $m = n \times M = 2,78 \cdot 10^{-3} \times (7 \times 12 + 6 + 3 \times 16) = 2,78 \cdot 10^{-3} \times 138 = 0,385 \text{ g}$

Il faudra donc 384 mg d'acide salicylique

Cas de l'anhydride éthanóïque : $n = 2,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$; $m = n \times M = 2,78 \cdot 10^{-3} \times (4 \times 12 + 6 + 3 \times 16) = 2,78 \cdot 10^{-3} \times 102 = 0,285 \text{ g}$

Il faudra donc 284 mg d'anhydride acétique.

Comme $\mu = m/V$, cette masse correspond à un volume $V = m/\mu = 0,285/1082 = 0,26 \text{ mL}$