

16 (suite)

• Volume CO_2 produit par la combustion de CH_4 : 300 l

(e)

• Volume gazeux final :

300 l CO_2
600 l H_2O
500 l H_2O
200 l N_2 (pas brûlé)

* 1600 l de gaz

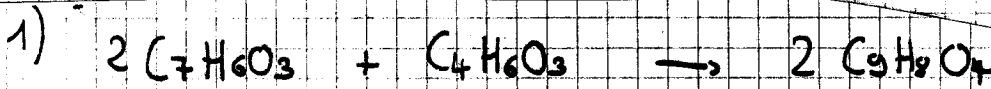
• Masse de produits :

$13,39 \cdot 44 = 589,2 \text{ g}$	CO_2
$26,78 \cdot 18 = 482,0 \text{ g}$	H_2O
$22,32 \cdot 18 = 401,8 \text{ g}$	H_2O
$8,928 \cdot 28 = 249,9 \text{ g}$	N_2

** 1722,9 g de produits

$$\Rightarrow \text{masse volumique produits} = \frac{1722,9}{1600} = \underline{\underline{1,077 \text{ g/l}}}$$

Exercice "révision III"



Stoe	2	1	2
M	138	102	180
m [ml]	7,25	19,61 (exob)	7,25
m [g]	1000g	2000g	1305g

\Rightarrow on devrait produire : 1305g aspirine

$$\text{Rendement} = \frac{\text{masse app. produite}}{\text{masse théorique}} \cdot 100 = \frac{1,12}{1,305} \cdot 100 = \underline{\underline{85,8\%}}$$



$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} \cdot m(\text{CH}_4) = \frac{167000 \cdot 0,0028}{8,315 \cdot 298} = 0,189 \text{ mol CH}_4$$

$$\cdot m(\text{O}_2) = \frac{127000 \cdot 0,035}{8,315 \cdot 304} = 1,759 \text{ mol O}_2$$

2 suite)

Stoe	1	2	1	2	
M	16	32	44	18	
n	0,189	1,758 (excès)	0,189		\Rightarrow <u>0,189 mol CO₂ produits</u>
m			8,316g		

$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$

$\Rightarrow V(\text{CO}_2) = \frac{0,189 \cdot 8,315 \cdot 423}{253000} = 0,00263 \text{ m}^3 \text{ CO}_2 = \underline{2,63 \text{ l CO}_2}$

3) $\cdot 100 \text{ ml AgNO}_3 \text{ } 0,15 \text{ M} \quad [] = \frac{n}{V} \Rightarrow n = [\text{AgNO}_3] \cdot V = 0,15 \cdot 0,1 = 0,015 \text{ mol}$

$\cdot 20 \text{ ml NaBr } 1 \text{ M} \Rightarrow n(\text{NaBr}) = 1 \cdot 0,02 = 0,02 \text{ mol NaBr}$

	AgNO ₃	+ NaBr	\rightarrow	AgBr ↓	+ NaNO ₃
Stoe	1	1		1	1
M	169,9	102,9		187,8	85
n [mol]	0,015	0,02 (excès)		0,015	0,015
m [g]				2,817g	

\Rightarrow masse de AgBr = 2,817g

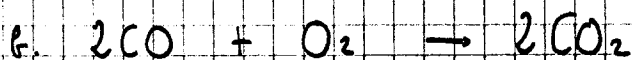
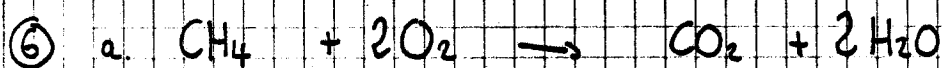
4) $\text{Ti}_x\text{O}_y \Rightarrow$ pour 100g de Ti_xO_y on a 59,9g Ti = 1,25 mol Ti
40,1g O = 2,50 mol O

$\Rightarrow 1 \text{ Ti pour } 2 \text{ O} \Rightarrow \text{TiO}_2$

	C ₈ H ₄ O ₃	+ C ₆ H ₆	\rightarrow	C ₁₄ H ₈ O ₂	+ H ₂ O
Stoe	1	1		1	1
M	148	78		208	18
n [mol]	12,5	12,5		12,5	12,5
m [g]	1,85 · 10 ³	975		2600	225

b) masse de H₂O : 225g masse de C₁₄H₈O₂ : 2600g

c) Rendement = $\frac{m \text{ produite}}{m \text{ théorique}} \cdot 100 = \frac{1960}{2600} \cdot 100 = \underline{75,4\%}$



$$\Rightarrow \left. \begin{array}{l} 140 \text{ l O}_2 \rightarrow x \text{ mole (TPN)} \\ 22,4 \text{ l O}_2 \rightarrow x \text{ " " } \end{array} \right\} x = \underline{6,25 \text{ mole O}_2 \text{ (TPN)}}$$

$$\Rightarrow \left. \begin{array}{l} 100 \text{ l mélange} \rightarrow x \text{ moles} \\ 22,4 \text{ l " } \rightarrow 1 \text{ mole} \end{array} \right\} x = \underline{4,46 \text{ mole mélange}}$$

Système d'équations

$$n(\text{CO}) = x$$

$$n(\text{CH}_4) = (4,46 - x)$$

• Pour brûler x mole CO il faut $0,5x$ mole O₂

• Pour brûler $(4,46 - x)$ mole CH₄ il faut $(4,46 - x) \cdot 2$ mole O₂

$$\Rightarrow \text{nombre mole O}_2 \text{ nécessaire} = 0,5x + 2(4,46 - x)$$

On sait que 6,25 mole O₂ sont utilisés

$$\Rightarrow 0,5x + 2(4,46 - x) = 6,25$$

$$0,5x + 8,92 - 2x = 6,25$$

$$1,5x = 2,67$$

$$x = 1,78 \text{ mole}$$

$$* \quad n(\text{CO}) = x = \underline{1,78 \text{ mole CO aux TPN}}$$

$$** \quad n(\text{CH}_4) = (4,46 - x) = \underline{2,68 \text{ mole CH}_4 \text{ aux TPN}}$$

) total 4,46 mole gaze

$$\% \text{ CO} = \frac{1,78}{4,46} \cdot 100 = \boxed{39,9\% \text{ CO}}$$

$$\% \text{ CH}_4 = \frac{2,68}{4,46} \cdot 100 = \boxed{60,1\% \text{ CH}_4}$$

$$7) \quad pV = nRT \quad R = 8,315 \quad \text{si } p [\text{Pa}] / V [\text{m}^3] / T [\text{K}] / n [\text{mole}]$$

$$760 \text{ mm Hg} \rightarrow 101300 \text{ Pa}$$

$$700 \text{ mm Hg} \rightarrow x \text{ Pa}$$

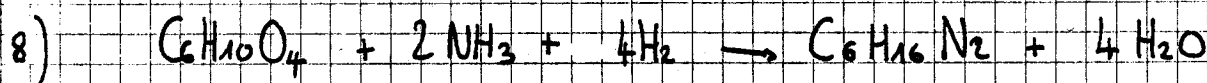
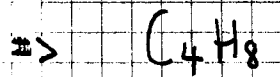
$$\Rightarrow x = 93303 \text{ Pa}$$

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{93303 \cdot 3 \cdot 10^{-4}}{8,315 \cdot 300} = 0,0112 \text{ mole de gaz}$$

7 (suite) $n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n}$ On sait que 0,0112 mol pèsent 0,6277g

$$M = \frac{0,6277}{0,0112} = 56,05$$

- 85,0% de C $\Rightarrow 56,05 \cdot 0,8569 \approx 48$ g de C $\Rightarrow 4$ mol C
- 14,31% de H $\Rightarrow 56,05 \cdot 0,1431 \approx 8$ g de H $\Rightarrow 8$ mol H

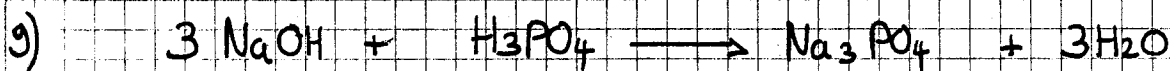


Stoe.	1	2	4	1	4
M	146	17	2	116	18
m [mol]	3,42	6,84	13,68	3,42	13,68
m [g]	5 · 10 ² g	116,28	27,36	396,72	246,24

a) A partir de 500 g de C₆H₁₀O₄ on produit 396,72 g de C₆H₁₆N₂ (si le rendement de la réaction est de 100%)

b) Si on produit 385 g de C₆H₁₆N₂, le rendement est :

$$\text{Rendement} = \frac{385}{396,72} \cdot 100 = \underline{\underline{97,05\%}}$$



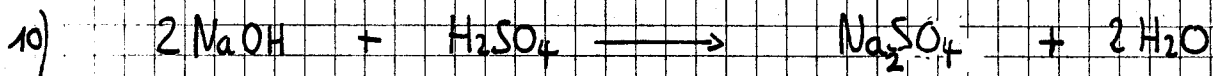
Stoe	3	1	1	3
M	40	97,97	163,94	18
n [mol]	25,8	8,6	8,6	25,8
m [g]	1032	842,54	1410	464,4

a) Il faut 25,8 mol NaOH : $[NaOH] = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{[NaOH]} = \frac{25,8}{3}$
 $V = \underline{\underline{8,6 \text{ l de NaOH } 3M}}$

• Il faut 8,6 mol H₃PO₄ : $V(H_3PO_4) = \frac{m}{[H_3PO_4]} = \frac{8,6}{2} = \underline{\underline{4,3 \text{ l H}_3\text{PO}_4 2M}}$

Suite)

g) Masse H_2O produite : $464,4 \text{ g} \Rightarrow \underline{0,4644 \text{ l } H_2O}$



Stoe.	2	1	1	2
M	40	98	142	28
n [mol]	0,6	0,3	0,3	0,6
m [g]	24 g	29,4 g	42,6 g	16,8 g

• $[H_2SO_4] = \frac{m}{V} \Rightarrow m = V \cdot [H_2SO_4] \Rightarrow$ on détermine m à l'aide du tableau

• $n = V \cdot [NaOH] = 0,3 \cdot 2 = 0,6 \text{ mol NaOH}$

\Rightarrow pour produire $426 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$, il faut $3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$

$\Rightarrow m(H_2SO_4) = V \cdot [H_2SO_4] \Rightarrow [H_2SO_4] = \frac{m(H_2SO_4)}{V}$

$\Rightarrow [H_2SO_4] = \frac{3}{0,5} = 6 \text{ M} \Rightarrow \underline{[H_2SO_4] = 6 \text{ M}}$