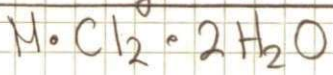


①



$m = 0.642 \text{ g}$

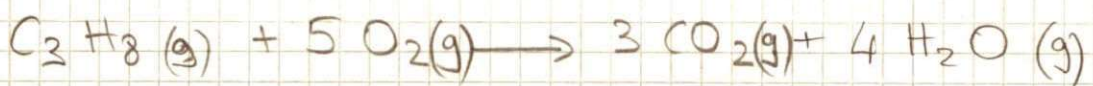
$m_{H_2O} = 0.0949 \text{ g } H_2O$

$M = ?$

Equation	$MCl_2 \cdot 2H_2O$	MCl_2	$2H_2O$
Stoechiométrie	1	1	2
M. molaire moléculaire [g/mol]	$M + 70.86 + 2 \times 18$ $M + 106.86$ $243 \Rightarrow 243 - 106 = 137$	$M + 70.86$ $M_m = 137$	18
Nbre de mole = $\left(\frac{m}{M}\right)$	$12.63 \cdot 10^{-3}$	$2.63 \cdot 10^{-3}$	$5.27 \cdot 10^{-3}$
Masse eng	0.642 g	0.5471	0.0949

de Baryum a une masse moléculaire de 137.

②



Equ.	C_3H_8	$5O_2$	$3CO_2$	$4H_2O$
Stoechio	1	5	3	4
M. moléculaire [g/mol]	44	32	44	18
Nbre de mole	0.227	1.136		
Masse [g]	10 g	36.36 g		

Il faut 36.36 g de O_2

③ Masse molaire : 612 g/mol

act 12
II

22.5 % Na
30.4 % P
47.1 % O

	Na	P	O
Stœchio	6	6	18
M molaire [g/mol]	22.99	30.97	16
Nb mole	$\frac{612 \cdot 22.5}{22.9 \cdot 100}$	$\frac{612 \cdot 30.4}{30.97 \cdot 100}$	$\frac{612 \cdot 47.1}{16 \cdot 100}$

⊗ Nbre de mole = $\frac{M_{\text{molaire tot}} \cdot m_x [\%]}{M_x \cdot 100}$

x = l'élément
⇒ Na₆ P₆ O₁₈

④

	Fe	Fe ₂ O ₃	DS Fe ₂ O ₃
Stœchio	1	1	
M molaire [g/mol]	55.85	159.7	⇒
Nbre mole	0.154	0.154	0.308 mole de Fe
Masse		24.6g	

⑤

Equation	C ₆ H ₁₂ O ₆	2 C ₂ H ₅ OH	2 CO ₂
Stœchio	1	2	2
M molaire [g/mol]	180	46	44
Nbre mole	2.78	5.56	5.56
Masse	500.4	<u>255.76</u> ✓	244.64

Ethanol : 0.789 g → 1 ml
255.76 g → x ml
⇒ 324.16 ml ✓

Equation	S(s) +	O ₂ (g) →	SO ₂ (g)
Stoëchio	1	1	1
M moléculaire [g/mol]	32.06	31.98	64.04
Nbre de mole	406 · 10 ⁹		406 · 10 ⁹
Masse [t]	13 · 10 ⁶ [t] ✓		26 · 10 ⁶ [t]
Masse [g]	1.3 · 10 ¹³ [g]		26 · 10 ¹² g

Equation	KCN +	HCl →	KCl +	HCN
Stoëchio	1	1	1	1
M moléculaire [g/mol]	65,116	36,45	74,54	27
Nbre de mole	0,0022			0,0022
Masse	0,14			0,0581 ✓

Masse en g de HCN formé est de 0,0581 g. ✓

Equation	MnO ₂	+ 4HCl	→ MnCl ₂	+ Cl ₂	+ 2H ₂ O
Stoëchio	1	4	1	1	2
M moléculaire [g/mol]	86,93	36,45	125,83	70,9	18
Nbre de mole	0,86				
Hyp ①	0,86	3,44	0,86	0,86	1,72
→ Hyp ②	0,33	1,32	0,33	0,33	0,66 ✓
Masse		48,2		23,40 ✓	

Exercice 8 suite

- Pour faire réagir 0.86 mol de HNO_2 , il faut 3.44 mol de HCl .

On, nous avons à disposition 48,2 g de HCl qui correspond à 1.32 mol.

- Pour faire réagir 1.32 mol de HCl il faut 0,33 mol de HNO_2 , le reste est en excès.

Donc, on va épuiser le HCl en premier.

- On va produire 23.40 g de Cl_2 ✓

(g)	CaF_2	H_2SO_4	CaSO_4	$+ 2\text{HF}$
Stoëchio	1	1	1	2
M molaire [g/mol]	78	97,96	135,96	19,99
Nbre de mole	77			154,0
Masses [g] réel	$6 \cdot 10^3$			2860
Masses [g] théorique				3075

$$\eta = \text{Rendement en \%} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théo}} \cdot 100 = \frac{2860}{3075} = \underline{\underline{93\%}}$$

(10)

Equation	$4 \text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \rightarrow 6 \text{N}_2 + 12 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$					
Stœchio	4	\rightarrow	6	12	10	1
N moleculaire [g/mol]	227					32
Nbre mole	0.8811					0.22
Masse [g]	$2 \cdot 10^2$					7.05 ✓

On obtient 7.05 g de O_2 .

$$\text{Rendement \%} = \frac{\text{rend}^{\text{réel}}}{\text{rend}^{\text{théo}}} \cdot 100 = \frac{6.55}{7.05} \cdot 100 = \underline{\underline{92.93 \%}}$$