

Exercices de révision II

- 1) 1 mole de gaz parfait occupe 22,4 l aux TPN
 \Rightarrow nb moles H_2 dans 100 g? $n = \frac{m}{M} = \frac{100}{2} = 50 \text{ mol } H_2$
 \Rightarrow 50 mol H_2 occupent $50 \cdot 22,4 = \underline{1120 \text{ l}}$ aux TPN
- 2)* On considère que l'air est un gaz parfait (hypothèse fautive mais acceptable!)
 22,4 litres gaz parfait aux TPN \rightarrow 1 mole
 60 m³ = 60000 l " " " \rightarrow X " | proportionnalité
 \Rightarrow nb moles dans 60 m³ de gaz parfait (aux TPN) = $60000 / 22,4 = \underline{2678,6 \text{ mol}}$
- Masse de 1 mole d'air? Air: pour simplifier: 21% O₂ et 79% N₂
 Dans 1 mole air: 0,21 mole O₂ et 0,79 mole N₂
 Masse 1 mole air: $(0,21 \cdot 32) + (0,79 \cdot 28) = 28,84 \text{ g}$
 \Rightarrow Masse de 2678,6 moles d'air = $2678,6 \cdot 28,84 = \underline{77250,8 \text{ g}} \approx \underline{77,25 \text{ kg}}$
- 3) 448 l CO₂ \Rightarrow gaz parfait, donc occupe 22,4 l aux TPN
 22,4 l CO₂ aux TPN \rightarrow 1 mole
 448 l " " " \rightarrow X " | proportionnalité
 \Rightarrow 448 l correspondent à $448 / 22,4 = 20 \text{ mol CO}_2$
- Masse de 20 mol CO₂? $n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M = 20 \cdot 44 = \underline{880 \text{ g CO}_2}$
- 4) 1 litre du gaz inconnu pèse 2,86 g. Si gaz parfait:
 22,4 l aux TPN \rightarrow 1 mole
 1 l aux TPN \rightarrow X " | proportionnalité: $X = 1/22,4 = 0,0446 \text{ mol}$
 • 0,0446 mol pèse 2,86 g $\Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{2,86}{0,0446} = \underline{64,12 \text{ g/mol}}$

⑤ $900 \text{ g H}_2\text{O} \rightarrow n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{900}{18} = 50 \text{ mol H}_2\text{O}$

	2 H ₂ O	\rightarrow	2 H ₂	+	O ₂
Stoe.	2		2		1
M	18		2		32
m [mol]	50		50		25
m [g]	900		100		800

- 50 mol H₂ 1 mol → 22,4 l (TPN) } x = 1120 l H₂
- 25 mol O₂ 1 mol → 22,4 l (TPN) } x = 560 l O₂

⑦ 1 mol NO₂ → 22,4 l } x = 53,57 mol NO₂
 x mol NO₂ → 1200 l

$m = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M \Rightarrow m = 53,57 \cdot 46 = \underline{2464,22 \text{ g NO}_2}$

⑧ On considère que 1 mol → 22,4 l
 1 l → 2,55 g } x = 57,12 [g/l]
 22,4 l → x g

⑨ Si le système est fermé, on peut écrire :

$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow P_1 V_1 T_2 = P_2 V_2 T_1$

On connaît: P₁ = 0,86 atm V₁ = 150 l T₁ = 373 K P₂ = 2 atm T₂ = 273 K

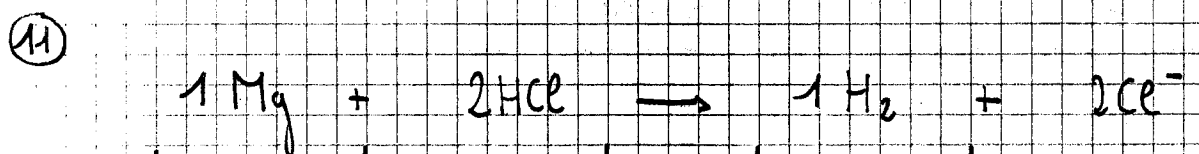
On cherche V₂

$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{0,86 \cdot 150 \cdot 273}{2 \cdot 373} = \underline{47,21 \text{ l de gaz}}$

10) 1 mol → 22,4 l aux TPN

• Masse d'1 mol NO ? m = n · M(NO) = 1 · 30 = 30 g

Masse vol (NO) = $\frac{30}{22,4} = \underline{1,339 \text{ g/l aux TPN}}$



Stoe.	1	2	1	2
M	24,3	36,45	2	35,45
n [mol]	0,01025 ^(53,57) excès	0,009	0,0045	0,009
m [g]	0,25	0,328	0,0045 ·	0,319

• On cherche $n(\text{HCl})$ $[\text{HCl}] = \frac{n(\text{HCl})}{V} \Rightarrow n = [\] \cdot V = 1 \cdot 0,009 = 0,009 \text{ mol}$ (4)

• Mg est en excès et HCl détermine les masses de produits

• On produit 0,0045 mol H_2

\Rightarrow Aux TPN $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 22,4 \text{ l} \\ 0,0045 \text{ mol} \rightarrow x \end{array} \right\} \underline{x = 0,1008 \text{ l } \text{H}_2 \text{ aux TPN}}$

(12) $\left. \begin{array}{l} 112 \text{ l } \text{CO}_2 \rightarrow x \text{ mol} \\ 22,4 \text{ l } \text{CO}_2 \rightarrow 1 \text{ mol} \end{array} \right\} \underline{x = 5 \text{ mol } \text{CO}_2 \text{ aux TPN}}$

	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	\longrightarrow	$2 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$+$	2 CO_2
Stoe.	1		2		2
M	180		46		44
n [mol]	2,5		5		5
m [g]	450		230		220

Il faut décomposer 450 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Exercice de révision II suite

13) • 220 ml NaCl 0,1M $\rightarrow m(\text{NaCl}) = 0,22 \cdot 0,1 = 0,022 \text{ mol}$

• 15 ml NaCl 1M $\rightarrow m(\text{NaCl}) = 0,015 \cdot 1 = 0,015 \text{ mol}$

$\left. \begin{array}{l} m(\text{NaCl})_{\text{total}} = 0,022 + 0,015 = 0,037 \text{ mol} \\ \text{Volume total} = 1 \text{ l} \end{array} \right\} [\text{NaCl}] = \frac{0,037}{1} = \underline{\underline{0,037 \text{ M}}}$

14) • 10 ml KCl 1M $\rightarrow m(\text{KCl}) = 0,01 \cdot 1 = 0,01 \text{ mol}$

• 10 ml KCl 0,3M $\rightarrow m(\text{KCl}) = 0,11 \cdot 0,3 = 0,033 \text{ mol}$

$\left. \begin{array}{l} m(\text{KCl})_{\text{total}} = 0,01 + 0,033 = 0,043 \text{ mol} \\ \text{Volume total} = 0,01 + 0,11 + 0,5 = 0,62 \text{ l} \end{array} \right\} [\text{KCl}] = \frac{0,043}{0,62} = \underline{\underline{0,0694 \text{ M}}}$

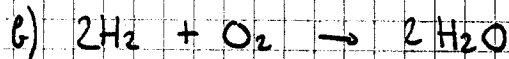
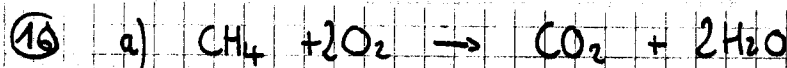
15	3H_2	+	N_2	\longrightarrow	2NH_3
Stoe	3		1		2
M	2		28		17
n [mol]	66,96		22,32		44,64
m [g]					

• 1000 l de NH_3 aux TPN = ? mol

$$\left. \begin{array}{l} 22,4 \text{ l } \text{NH}_3 \rightarrow 1 \text{ mol } \text{NH}_3 \\ 1000 \text{ l } \text{ " } \rightarrow x \text{ " " } \end{array} \right\} x = \underline{44,64 \text{ mol } \text{NH}_3 \text{ aux TPN}}$$

$\Rightarrow 22,32 \text{ mol } \text{N}_2 \rightarrow \underline{500 \text{ l } \text{N}_2 \text{ aux TPN}}$

$\Rightarrow 66,96 \text{ mol } \text{NH}_3 \rightarrow \underline{1500 \text{ l } \text{NH}_3 \text{ aux TPN}}$



1000 l de ce gaz composé de 50% $\text{H}_2 \rightarrow 500 \text{ l } \text{H}_2$

30% $\text{CH}_4 \rightarrow 300 \text{ l } \text{CH}_4$

20% $\text{N}_2 \rightarrow 200 \text{ l } \text{N}_2$

(a)

$$\left. \begin{array}{l} 300 \text{ l } \text{CH}_4 \rightarrow x \text{ mol } \text{CH}_4 \\ 22,4 \text{ l } \text{CH}_4 \rightarrow 1 \text{ mol } \text{CH}_4 \end{array} \right\} x = 13,39 \text{ mol } \text{CH}_4$$

\Rightarrow pour brûler 13,39 mol CH_4 il faut 26,78 mol O_2 (stoe.)

26,78 mol $\text{O}_2 \rightarrow 600 \text{ l } \text{O}_2$

• 500 l $\text{H}_2 \rightarrow$ il faut 250 l O_2 pour le brûler

\Rightarrow Volume O_2 total = 600 l + 250 l $\text{O}_2 = \underline{850 \text{ l } \text{O}_2}$

(b) nb. mol H_2O produits par combustion de CH_4 : 26,78

" " " " " " " " H_2 : 22,32

\Rightarrow nb. mol H_2O total = 26,78 + 22,32 = 49,1 mol H_2O

Masse H_2O produite : 49,1 · 18 = 883,8 g H_2O

Solutions exercices "révision II" suite

16 (suite)

• Volume CO₂ produit par la combustion de CH₄: 300 l

(e)

• Volume gazeux final :

300 l CO ₂
600 l H ₂ O
500 l H ₂ O
200 l N ₂ (pas brûlé)

* 1600 l de gaz

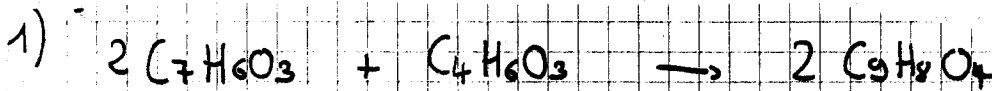
• Masse de produits :

13,39 · 44 = 589,2 g CO ₂
26,78 · 18 = 482,0 g H ₂ O
22,32 · 18 = 401,8 g H ₂ O
8,928 · 28 = 249,9 g N ₂

** 1722,9 g de produits

⇒ 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]	1000 g	2000 g	1305 g

⇒ on devrait produire : 1305 g aspirine

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



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

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