

Module 1.4 : Volumes de gaz

- 1.4.1. Un ballon contient 30 g d'un gaz inerte (ou gaz rare). Aux conditions standards de pression et de température, le volume de ce ballon est de 8,8 litres. Quel est le gaz contenu dans le ballon ?

Stratégie :

- a) Déterminer le nombre de mole avec $V_m = V / n$
- b) Calculer la masse molaire
- c) Comparer aux masses des gaz rares dans le TPE

Résolution :

- a) $n = V / V_m = 8,8 \text{ L} / 24,5 \text{ L/mol} = 3,6 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$
- b) $M = m / n = 30 \text{ g} / 3,6 \cdot 10^{-1} \text{ mol} = 84 \text{ g / mol}$
- c) il s'agit du krypton

- 1.4.2. L'air est un mélange contenant approximativement, en volumes, 80 % de diazote et 20 % de dioxygène. Quelle est la masse de 1,00 m³ d'air mesuré aux conditions standards ?

Stratégie :

- a) Déterminer le volume en Litre correspondant à 1 m³
- b) Calculer le volume de N₂ et celui de O₂
- c) Calculer le nombre de mole de N₂ avec $V_m = V / n$
- d) Calculer la masse molaire de N₂
- e) Déterminer la masse de N₂ avec $M = m / n$
- f) Calculer le nombre de mole de O₂ avec $V_m = V / n$
- g) Calculer la masse molaire de O₂
- h) Déterminer la masse de O₂ avec $M = m / n$
- i) Additionnez les 2.

Résolution :

- a) $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3 \Rightarrow 1,00 \text{ m}^3 = 1,00 \cdot 10^3 \text{ L}$
- b) $80 \% \cdot 1,00 \cdot 10^3 \text{ L} = 8,00 \cdot 10^2 \text{ L N}_2$ et $20 \% \cdot 1,00 \cdot 10^3 \text{ L} = 2,00 \cdot 10^2 \text{ L O}_2$
- c) $n = V / V_m = 8,00 \cdot 10^2 \text{ L} / 24,5 \text{ L/mol} = 32,6 \text{ mol}$
- d) $M(\text{N}_2) = 2 \cdot 14,01 = 28,02 \text{ g/mol}$
- e) $m = M \cdot n = 28,02 \text{ g/mol} \cdot 32,6 \text{ mol} = 914 \text{ g}$
- f) $n = V / V_m = 2,00 \cdot 10^2 \text{ L} / 24,5 \text{ L/mol} = 8,16 \text{ mol}$
- g) $M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16,00 = 32,00 \text{ g/mol}$
- h) $m = M \cdot n = 32,00 \text{ g/mol} \cdot 8,16 \text{ mol} = 261 \text{ g}$
- i) $261 \text{ g} + 914 \text{ g} = 1,175 \text{ kg}$

- 1.4.3. Quelle est la masse de 93,6 L d'hydrogène pris à 50°C et 700 mmHg ? Combien y a-t-il de molécules dans ce volume ?
1 atm = 760 mmHg

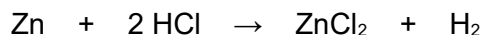
Stratégie :

- a) transformez p et T aux unités de la constante $R = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
- b) trouvez le nombre de mole de gaz contenu dans le volume avec $pV = nRT$
- c) calculer la masse molaire
- d) trouver la masse correspondante avec $M = m/n$
- e) trouver le nombre de molécules correspondant avec $N_A = N/n$

Résolution :

- a) $T = 50 + 273 = 323 \text{ K}$ et $p = 700 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm} / 760 \text{ mmHg} = 0,921 \text{ atm}$
- b) $n = pV / RT = 0,921 \text{ atm} \cdot 93,6 \text{ L} / (8,2 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 323 \text{ K}) = 3,7 \text{ mol}$
- c) $M = 2,002 \text{ g/mol}$
- d) $m = n \cdot M = 3,7 \text{ mol} \cdot 2,002 \text{ g/mol} = 7,4 \text{ g}$
- e) $N = n \cdot N_A = 3,7 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol} = 2,23 \cdot 10^{24} \text{ molécules}$

- 1.4.4. On plonge un morceau de 5,0 g de zinc dans une solution contenant $5 \cdot 10^{-2}$ mol d'acide chlorhydrique.



- a) Le morceau de zinc sera-t-il complètement dissout ?
- b) Si non combien en restera-t-il ?
- c) Quel volume d'hydrogène est dégagé aux conditions standards ?
- d) Quel volume d'hydrogène est dégagé à 22°C et 0,92 atm ?
- e) Quelle quantité d'acide chlorhydrique aurait-il fallu pour tout dissoudre ?

Stratégie :

- a) Calculer le nombre de mol de Zn avec $M = m/n$

Comparer la quantité en mole de Zn et de HCl (stoechio => limitant?)

- b) Déterminer le nombre de mole excédentaire, puis la masse ($M = m/n$)

- c) Déterminer le nombre de mole de H_2 crée (stoechio avec le limitant)

et utiliser $V_m = V/n$ pour en déduire le volume occupé aux c.s.

- d) Utiliser $pV=nRT$ pour transformer le nombre de mole de H_2 crée en V

- e) Utiliser la stoechio pour déterminer le nombre de Zn pour réagir avec HCl

Résolution :

- a) $M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g/mol} \Rightarrow n = m / M = 5,0 \text{ g} / 65,38 \text{ g/mol} = 7,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

peuvent faire réagir $1,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$ de HCl, or il n'y en a moins

HCl est donc le limitant

- b) $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de HCl peuvent faire réagir $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de Zn

Il restera donc $7,6 \cdot 10^{-2} - 2,5 \cdot 10^{-2} = 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de Zn

Soit $m = n \cdot M = 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 65,38 \text{ g/mol} = 3,4 \text{ g}$ de Zn

- c) $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de HCl créent $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de H_2

$V = n \cdot V_m = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 24,5 \text{ L/mol} = 0,61 \text{ L}$ de H_2

- d) $V=nRT/p = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{Mol}^{-1} \cdot 295 \text{ K} / 0,92 \text{ atm} = 0,66 \text{ L}$

- e) pour faire réagir $7,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ il aurait fallu 0,15 mol de HCl.

- 1.4.5. Une bonbonne d'hélium contient 10 kg de ce gaz sous pression. Si l'on voulait stocker ce gaz aux conditions standards de pression et de température, de quel volume devrait-on disposer ?

Stratégie :

- a) Déterminer le nombre de mole d'atomes dans 10 kg d'hélium via $M = m / n$
- b) Déterminer le volume occupé par ce nombre de moles grâce à $V_m = V / n$

Résolution :

- a) $n = m / M = 1,0 \cdot 10^4 \text{ g} / 4,003 \text{ g/mol} = 2,5 \cdot 10^3 \text{ mol}$
- b) $V = n \cdot V_m = 2,5 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 24,5 \text{ L/mol} = 6,1 \cdot 10^4 \text{ L}$

- 1.4.6. Par électrolyse, on transforme 10 mL d'eau liquide en dihydrogène et dioxygène.
- a) Déterminez la masse et la quantité (en moles) d'eau qui réagissent.
 - b) Posez l'équation de réaction.
 - c) Calculez les volumes d'oxygène et d'hydrogène formés aux conditions standards.

Stratégie :

- a) Transformer les mL d'eau en g, calculer $M(\text{H}_2\text{O})$, sortir n de $M = m / n$
- b) Donner l'équation selon réactifs / produits proposés, équilibrer
- c) Déterminer le nombre de mole de produit de chaque gaz, appliquer $V_m = V/n$

Résolution :

- a) dans le cas de l'eau $1 \text{ mL} = 1 \text{ g} \Rightarrow$ ici $10 \text{ mL} = 10 \text{ g}$
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 + 16,00 \text{ g/mol} = 18,02 \text{ g/mol}$
 $n = m / M = 10 \text{ g} / 18,02 \text{ g/mol} = 0,55 \text{ mol}$
- b) $2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ H}_2 + 1 \text{ O}_2$
- c) H_2 : autant de mol $\Rightarrow 0,55 \text{ mol}$, O_2 : 2x moins $\Rightarrow 0,28 \text{ mol}$
 H_2 : $0,55 \text{ mol} \cdot 24,5 \text{ L} = 13 \text{ L}$, O_2 : $0,28 \text{ mol} \cdot 24,5 \text{ L} = 6,9 \text{ L}$

- 1.4.7. Combien y a-t-il de moles de gaz carboniques dans 4,2 L de ce gaz pris aux conditions standard ? Quelle masse ce volume représente-t-il ? Quel volume occuperait cette même masse si, à 25°C, on la comprimait à 5 atm ?

Stratégie :

a) Déterminer le nombre de mole de molécules grâce à $V_m = V / n$

b) Déterminer la masse molaire du CO₂

c) Déterminer la masse de CO₂ grâce à $M = m / n$

d) utiliser $pV = nRT$ et sortir V

Résolution :

a) $n = V / V_m = 4,2 \text{ L} / 24,5 \text{ L/mol} = 0,17 \text{ mol}$

b) $M(\text{CO}_2) = 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01 \text{ g/mol}$

c) $m = n \cdot M = 0,17 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol} = 7,5 \text{ g}$

d) $V = nRT/p = 0,17 \text{ mol} \cdot 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} / 5 \text{ atm} = 0,83 \text{ L}$

- 1.4.8. Un réservoir indéformable contient du gaz carbonique à 27°C et 12 atm. Calculez la pression du gaz à l'intérieur lorsque le réservoir est chauffé à 100°C.

Stratégie :

Il nous manque des données, mais on peut se baser sur la constante R

$R = pV/nT$ comme c'est une constante, elle reste égale même si on change la pression ou la température :

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{n_1 \cdot T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot T_2}$$

et comme ici $n_1 = n_2$ et $V_1 = V_2$

$$p_1 / T_1 = p_2 / T_2$$

$$\Rightarrow p_2 = p_1 \cdot T_2 / T_1$$

Résolution :

$$p_2 = 12 \text{ atm} \cdot 373 \text{ K} / 300 \text{ K} = 14,92 \text{ atm}$$