

Correction Activité documentaire n°1.3 :

Lâcher de ballons.

(Inspirée du livre de 1ère NATHAN)

Pour faciliter leur stockage ou leur transport, les gaz sont en général comprimés. Par exemple la bouteille ci-dessous, de volume $V=14\text{L}$, permet de stocker de l'hélium sous une pression de 18 bar. Le gaz peut être utilisé pour gonfler des ballons de baudruche.

Combien de ballons peut-on espérer gonfler avec cette bouteille d'hélium ?



DOCUMENT Bouteilles de gaz

Les bouteilles ci-dessous ont la même capacité $V = 1,0\text{ L}$ et contiennent des espèces gazeuses différentes sous la même pression $p = 14\text{ bar}$, à température ambiante $\theta = 20\text{ °C}$.

Le fabricant précise les masses des espèces chimiques contenues dans les bouteilles.

Espèce chimique	Dihydrogène H_2	Dioxygène O_2	Diazote N_2	Dioxyde de carbone CO_2	Hélium He
Masse (en g)	1,15	18,4	16,1	25,3	2,30



DONNÉES

■ **Définition :** le volume molaire V_m d'une espèce chimique, à une température et à une pression données, est le volume qu'occupe une mole de cette espèce dans ces conditions de température et de pression. Il s'exprime usuellement en litre par mole ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$).

■ **Volume molaire des gaz à la pression atmosphérique $p = 1,0\text{ bar}$**

Température (en °C)	0	20	50
V_m (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$)	22,7	24,4	26,9

■ **Volume molaire des gaz à la température $\theta = 20\text{ °C}$**

	Air atmosphérique au sommet de l'Everest	Hélium dans une bouteille commerciale	Gaz dans une bouteille de plongée
Pression (en bar)	0,32	18	200
V_m (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$)	76,2	1,4	0,12

■ **Masses molaires des éléments :** voir le tableau périodique [→ Rabat].

Questions :

Réaliser, calculer :

1.a) **Calculer** la masse molaire M de chacune des espèces des gaz étudiés.

$$M(\text{H}_2) = 2 \times M(\text{H}) = 2,00 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \times M(\text{O}) = 32,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{N}_2) = 2 \times M(\text{N}) = 28,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 44,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{He}) = 4,00 \text{ g.mol}^{-1}$$

1.b) **En déduire** la quantité de matière de gaz contenu dans chacune des bouteilles du document.

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{1,15}{2,00} = 0,575 \text{ mol}; n(\text{O}_2) = \frac{18,4}{32,0} = 0,575 \text{ mol}; n(\text{N}_2) = \frac{16,1}{28,0} = 0,575 \text{ mol}; n(\text{He}) = \frac{2,30}{4,00} = 0,575 \text{ mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{25,3}{44,0} = 0,575 \text{ mol}$$

1.c) **Calculer** le volume molaire V_m pour chaque espèce.

$$V_m = \frac{V}{n} \text{ avec } V=1,0\text{L d'après le document.}$$

$$V_m(\text{H}_2) = \frac{1,0}{0,575} = 1,7 \text{ L.mol}^{-1}$$

Pour chaque gaz, V et n ont la même valeur, donc le volume molaire est le même pour tous les gaz.

Analyser, raisonner :

2.a) **Proposer** une expression littérale permettant de relier le volume V d'un échantillon de gaz à la quantité de matière n qu'il contient.

Par analogie avec ce qui est fait pour la masse : $V = n \times V_m$ où n est la quantité de matière de l'espèce chimique et V_m son volume molaire.

2.b) **Préciser** si, pour une pression et une température fixées, le volume molaire dépend de la nature du gaz considéré.

Les résultats obtenus à la question 1.c montrent que dans le cas des bouteilles de gaz de contenance $V = 1,0 \text{ L}$ à $p=1,4 \text{ bar}$ et $\theta = 20^\circ\text{C}$, le volume molaire est indépendant de la nature du gaz considéré. On peut penser que ce résultat est généralisable à tous les gaz dans toutes les conditions de température et de pression.

Remarque : *En toute rigueur, cette loi n'est valable que dans le cadre du modèle des gaz parfaits (qui sera étudié plus tard), c'est-à-dire pour de faibles pressions n'excédant pas quelques centaines de kilopascals. Au-delà, les gaz ne se comportent pas tous de la même manière, les interactions intermoléculaires ne pouvant plus être négligées.*

2.c) **Identifier**, à l'aide des données, de quels paramètres dépend le volume molaire d'un gaz.

À la lecture des données, on constate que le volume molaire d'un gaz dépend de la température et de la pression. Le volume molaire croît avec la température et décroît avec la pression

Réaliser, calculer :

3.a) **Déterminer** la quantité d'hélium contenu dans la bouteille présentée en introduction.

Les données concernant la bouteille d'hélium présentée en introduction sont $V=14\text{L}$ et $p=18\text{bar}$. D'après les données, le volume molaire à température ambiante d'un gaz sous cette pression est $V_m=1,4\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

La quantité de matière contenue dans la bouteille est donc :

$$n_{\text{tot}} = \frac{V}{V_m} = \frac{14}{1,4} = 10 \text{ mol}$$

3.b) **En déduire** le nombre de ballons, chacun de volume $V_b = 4,0\text{ L}$, que l'on peut espérer gonfler (à la pression atmosphérique et à 20°C) avec le gaz contenu dans cette bouteille.

Les données concernant les ballons à gonfler sont $V=4,0\text{L}$ et $p=1,0\text{ bar}$ (pression atmosphérique) et $\theta=20^\circ\text{C}$.

D'après les données, le volume molaire à température ambiante d'un gaz sous cette pression est $V_m=24,4\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

La quantité de matière contenue dans un ballon est donc :

$$n_b = \frac{V_b}{V_{m,b}}$$

Notons N le nombre de ballons que l'on peut gonfler :

$$N = \frac{n_{\text{tot}}}{n_b} = \frac{n_{\text{tot}} \times V_{m,b}}{V_b} = \frac{10 \times 24,4}{4} = 61$$

On peut gonfler 61 ballons.

Remarque : On peut noter que le calcul effectué ne tient pas compte de la quantité de matière résiduelle dans la bouteille qui ne se vide pas complètement.

$$\text{Cette quantité de matière } n_{\text{rés}} = \frac{V}{V_{m,b}} = 14/24,4 = 0,57 \text{ mol}$$

Le nombre de ballons que l'on peut gonfler devient :

$$N = \frac{n_{\text{tot}} - n_{\text{rés}}}{n_b} = \frac{(n_{\text{tot}} - n_{\text{rés}}) \times V_{m,b}}{V_b} = (10 - 0,57) \times 24,4 / 4 = 57,5$$

On ne peut gonfler que 57 ballons