



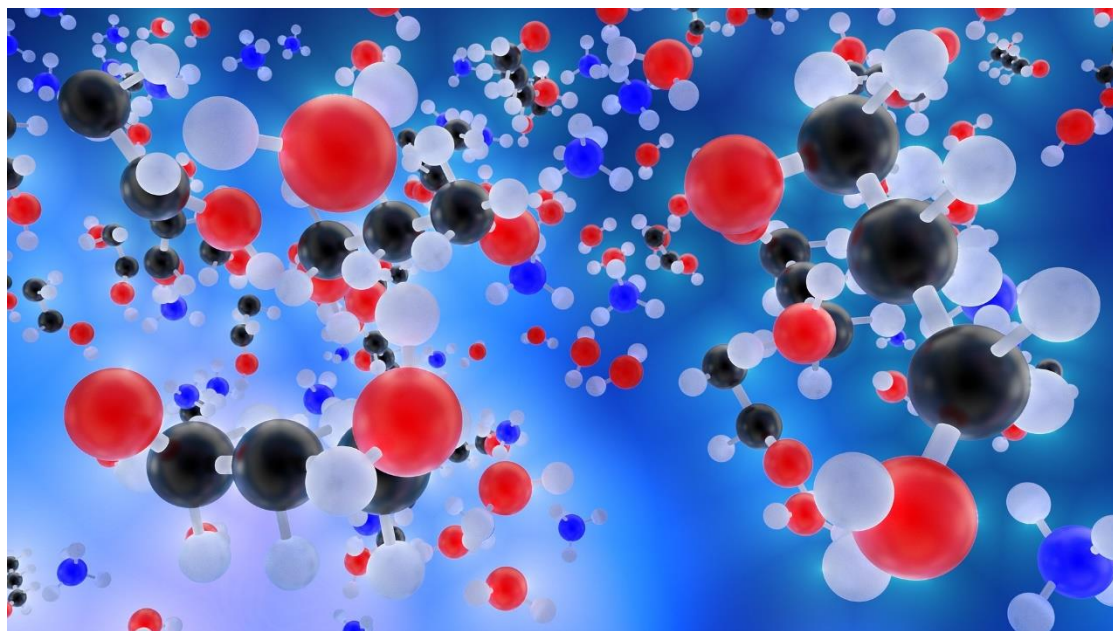
UNIVERSITÉ DE
SHERBROOKE

CHM010 – Chimie générale



Module 3 : La stoechiométrie (partie 1)

Pierre-Alexandre Turgeon
Chargé de cours
Département de chimie



8.2 Masse atomique et concept de mole

La mole

Lorsqu'on doit compter les atomes, on obtient généralement des chiffres astronomiques!

Par exemple :

Un atome de carbone-12 a une masse d'environ : $1,99 \times 10^{-26}$ kg

Combien y a-t-il d'atomes dans 48,0g de carbone-12?

$$n_{\text{atome}} = \frac{48,0 \text{ g}}{1,99 \times 10^{-23} \text{ g}} = 2,41 \times 10^{24} \text{ atomes}$$

Le chiffre de $2,41 \times 10^{24}$ atomes n'est pas très pratique à gérer...
C'est pourquoi les chimistes ont inventé le concept de « mole ».

8.2 Masse atomique et concept de mole

La mole

Depuis 2018, une mole (symbole : mol) équivaut exactement à :

$$6,02214076 \times 10^{23} \text{ unités}$$

Donc, dans 48,0g de carbone 12, il y a $2,41 \times 10^{24}$ atomes et il y a :

$$\frac{2,41 \times 10^{24} \text{ atomes}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes/mol}} = 4,00 \text{ mol}$$

En réalité, la définition de la mole provient historiquement du nombre d'atomes dans 12g de carbone 12.

8.2 Masse atomique et concept de mole

La mole

602 214 076 000 000 000 000 000 unité/mol

La mole peut être utilisée pour dénombrer n'importe quel type d'objet...

- Des atomes
- Des molécules
- Des électrons

- Des grains de sables? En fait une mole de grain de sable permettrait de couvrir la Terre entière avec une couche de 17 cm de sable (source : <https://www.wired.com/2010/10/how-big-is-a-mole/>)

8.2 Masse atomique et concept de mole

La mole

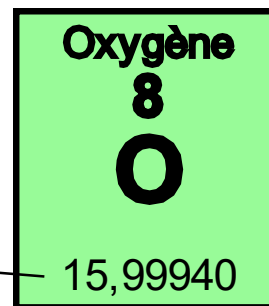
Le nombre d'unités contenu dans une mole est appelé « **nombre d'Avogadro** » en l'honneur du chimiste Italien Amedeo Avogadro.

La masse correspondant à une mole d'un élément est appelée la **masse molaire (M)**. Les unités de la masse molaire sont des g/mol.

La **masse molaire** d'un élément est numériquement équivalente à sa masse atomique en unités de masse atomique. Par exemple :

1 mole d'oxygène = 15,999 g

$M_o = 15,999 \text{ g/mol}$



8.2 Masse atomique et concept de mole

Exemples pratiques

Déterminer combien d'atomes sont contenus dans 1,57 g d'uranium sachant que la masse atomique de l'uranium est de 238,029 u.

Puisque la masse atomique équivaut à la masse molaire, on peut déjà savoir que : $M_U = 238,029 \text{ g/mol}$

On trouve ensuite le nombre de moles dans 1,57 g :

$$n_U = \frac{1,57 \text{ g}}{238,029 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0065958 \text{ mol}$$

Attention, l'arrondissement n'est pas fait à ce stade, mon on garde le bon nombre de chiffres significatifs en tête pour la suite du calcul.

On doit ensuite multiplier par le nombre d'Avogadro :

$$\begin{aligned} \text{nb atomes} &= 0,0065958 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \frac{\text{atomes}}{\text{mol}} \\ \text{nb atomes} &= 3,97201 \times 10^{21} = 3,97 \times 10^{21} \text{ atomes} \end{aligned}$$

8.2 Masse atomique et concept de mole

Exemples pratiques

Déterminer combien de moles sont contenus dans un cube de plomb ($\rho = 11,34 \text{ g/cm}^3$) de 5,00 cm de côté.

Tout d'abord, on connaît la masse molaire du plomb : $M_{\text{Pb}} = 207,2 \text{ g/mol}$

On détermine ensuite le volume du cube de plomb :

$$V = (5,00 \text{ cm})^3 = 125 \text{ cm}^3$$

On cherche ensuite la masse du cube :

$$m_{\text{Pb}} = \rho \times V = 11,34 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 125 \text{ cm}^3 = 1417,5 \text{ g} = 1,4175 \times 10^3 \text{ g}$$

Il reste à déterminer le nombre de moles :

$$n_{\text{Pb}} = \frac{1,4175 \times 10^3 \text{ g}}{207,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 6,841216 \text{ mol} = 6,84 \text{ mol}$$

8.3 Masse moléculaire et concept de mole

Les molécules

Le concept de mole s'applique aussi aux molécules. Pour trouver la masse molaire de la molécule d'eau (H_2O):

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times 1,0079 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 15,9994 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18,0152 \text{ g/mol}$$

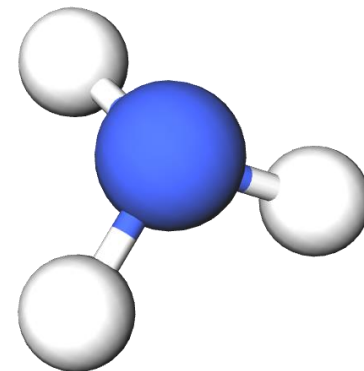
Donc, la masse d'une mole de molécules d'eau est environ égale à 18 grammes.



8.3 Masse moléculaire et concept de mole

Exemple pratique

Combien de molécules d'ammoniac (NH_3) sont contenus dans 86,0 grammes?



Étape 1 : Déterminer la masse molaire de l'ammoniac :

$$M_{\text{NH}_3} = 14,0067 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \times 1,00794 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 17,0305 \text{ g/mol}$$

Étape 2 : Déterminer le nombre de moles d'ammoniac :

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{86,0 \text{ g}}{17,03052 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,04976 \text{ mol}$$

Étape 3 : Déterminer le nombre de molécules :

$$\begin{aligned} \text{nb molécules} &= 5,04976 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \frac{\text{molécules}}{\text{mol}} \\ \text{nb molécules} &= 3,04097 \times 10^{24} = 3,04 \times 10^{24} \text{ molécules} \end{aligned}$$

8.4 Rapports de masse et quantité de substance

Pourcentage massique

Pourcentage de la masse d'un élément par rapport à la masse totale du composé.

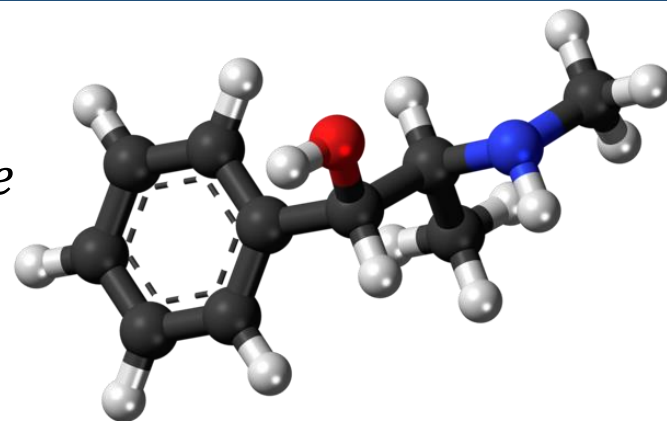
Le pourcentage massique ($\%_{m/m}$) se calcule simplement :

$$\%_{m/m} = \frac{\text{masse d'un élément dans 1 mole du composé}}{\text{masse d'une mole du composés}} \times 100\%$$

8.4 Rapports de masse et quantité de substance

Exemple pratique

Déterminer le pourcentage massique de l'azote dans la pseudoéphédrine dont la formule chimique est : $C_{10}H_{15}NO$



La masse molaire de l'azote est de 14,0067 g

On doit trouver la masse molaire de la pseudoéphédrine :

$$M_{\text{pseudo}} = 10 \times 12,011 + 15 \times 1,00794 + 14,0067 + 15,9994 = 165,235 \text{ g/mol}$$

(les unités ont été omises dans la formule afin de simplifier le calcul)

On peut ensuite trouver le pourcentage massique :

$$\%_{m/m} = \frac{14,0067 \text{ g}}{165,235 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \times 100\% \approx 8,48\%$$

8.4 Rapports de masse et quantité de substance

Rapports stœchiométriques

Le terme stoechiométrie (du grec stoikheîon (élément) et métron (mesure)) a été introduit en 1792 par le chimiste Allemand Jeremias Benjamin Richter

« La stœchiométrie est la science qui mesure les proportions quantitatives ou rapports de masse dans lesquels les éléments chimiques sont impliqués »



La stœchiométrie peut représenter :

- Le ratio entre les réactifs et les produits au cours d'une réaction chimique
- Le ratio entre les éléments dans une formule chimique

8.4 Rapports de masse et quantité de substance

Rapports stœchiométriques

La stœchiométrie permet de calculer rapidement les quantités de chaque éléments dans une formule chimique. Par exemple, dans la molécule d'eau (H_2O), le rapport stœchiométrique de l'hydrogène est donné de :

$$\frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

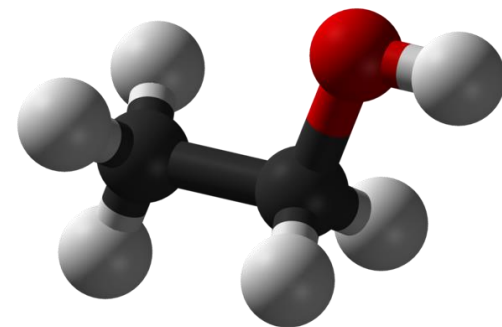
Donc, pour trouver combien de moles d'hydrogène se trouvent dans 2,34 moles d'eau, on fait :

$$2,34 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 4,68 \text{ mol H}$$

8.4 Rapports de masse et quantité de substance

Exemple pratique

Quelle masse d'hydrogène est contenue dans 125 mL d'éthanol (C_2H_6O) dont la masse volumique est de $0,789 \text{ g/cm}^3$?



(Il y a plusieurs façons de résoudre ce problème!)

Étape 1 : Déterminer le rapport stœchiométrique entre l'hydrogène et l'éthanol

Il y a 6 atomes d'hydrogène dans la molécule d'éthanol, donc :

$$\frac{6 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_2H_6O}$$

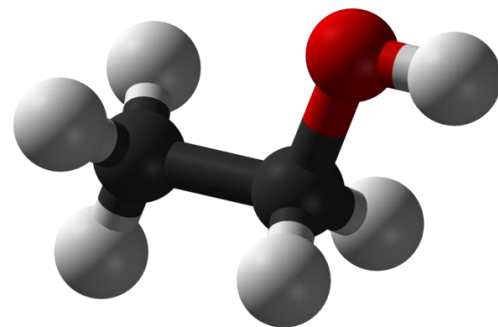
Étape 2 : Déterminer la masse moléculaire de l'éthanol

$$M_{C_2H_6O} = 2 \times 12,011 + 6 \times 1,00794 + 15,9994 = 46,069 \text{ g/mol}$$

8.4 Rapports de masse et quantité de substance

Exemple pratique

Quelle masse d'hydrogène est contenue dans 125 mL d'éthanol (C_2H_6O) dont la masse volumique est de $0,789 \text{ g/cm}^3$?



Étape 3 : Déterminer la masse d'éthanol

$$m_{C_2H_6O} = 125 \text{ mL} \times 0,789 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 98,625 \text{ g}$$

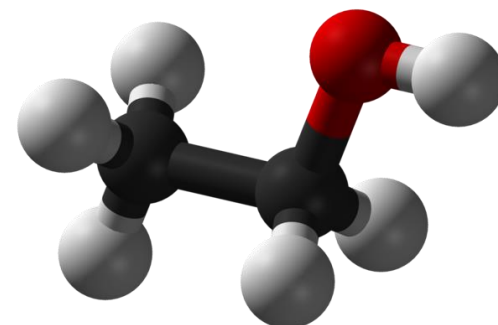
Étape 4: Déterminer le nombre de moles d'éthanol

$$n_{C_2H_6O} = \frac{98,625 \text{ g}}{46,069 \text{ g/mol}} = 2,1408 \text{ mol}$$

8.4 Rapports de masse et quantité de substance

Exemple pratique

Quelle masse d'hydrogène est contenue dans 125 mL d'éthanol (C_2H_6O) dont la masse volumique est de $0,789 \text{ g/cm}^3$?



Étape 5 : Déterminer le nombre de moles d'hydrogène

$$n_H = 2,1408 \text{ mol } C_2H_6O \times \frac{6 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_2H_6O} = 12,84486 \text{ mol H}$$

Étape 6 : Déterminer la masse d'hydrogène :

$$m_H = 12,84486 \text{ mol} \times 1,00794 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 12,9469 = 12,9 \text{ g}$$

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Déterminer une formule empirique

Si on connaît la masse de chaque élément dans un composé, il est possible de déterminer sa formule chimique empirique

Essayons de déterminer la formule chimique d'un composé formé à partir de 46,5 g de carbone et 15,6 g d'hydrogène :

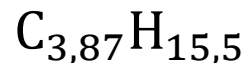
$$n_C = \frac{46,5 \text{ g}}{12,011 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,87 \text{ mol de C}$$

$$n_H = \frac{15,6 \text{ g}}{1,00794 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 15,5 \text{ mol de H}$$

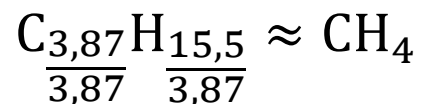
8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Déterminer une formule empirique (suite)

On peut ensuite écrire une première chimique :



Et puis on simplifie la formule chimique en divisant tous les facteurs par le plus petit d'entre-eux :



Il s'agit de la formule empirique, celle-ci ne correspond pas toujours à la formule moléculaire.

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Déterminer une formule empirique (suite)

Prenons un autre exemple d'une molécule composée de 99,5 g de carbone, de 132,5 g d'oxygène et de 16,7 g d'hydrogène.

$$n_C = \frac{99,5 \text{ g}}{12,011 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 8,28 \text{ mol}$$

$$n_O = \frac{132,5 \text{ g}}{15,9994 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 8,28 \text{ mol}$$

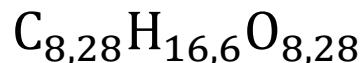
$$n_H = \frac{16,7 \text{ g}}{1,00794 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 16,6 \text{ mol}$$

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

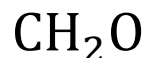
Déterminer une formule empirique (suite)

Prenons un autre exemple d'une molécule composée de 99,5 g de carbone, de 132,5 g d'oxygène et de 16,7 g d'hydrogène.

On écrit la formule chimique suivante :



On peut simplifier à la formule empirique suivante :



Dans ce cas-ci, impossible de différencier cette molécule...
Formaldéhyde (CH_2O), fructose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) et acide acétique (CH_3COOH) possèdent tous la même formule empirique...

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Déterminer une formule moléculaire

Pour déterminer la formule moléculaire à partir de la formule empirique, il faut plus d'informations... Dans le problème précédent, si on avait donné la masse molaire : 180,16 g/mol

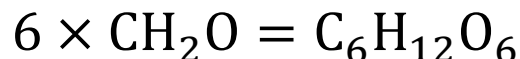
La masse de la formule empirique est de :

$$12,011 + 2 \times 1,00794 + 15,9994 = 30,026$$

Ensuite on divise la masse molaire par la masse empirique :

$$\frac{180,16}{30,026} = 6,00$$

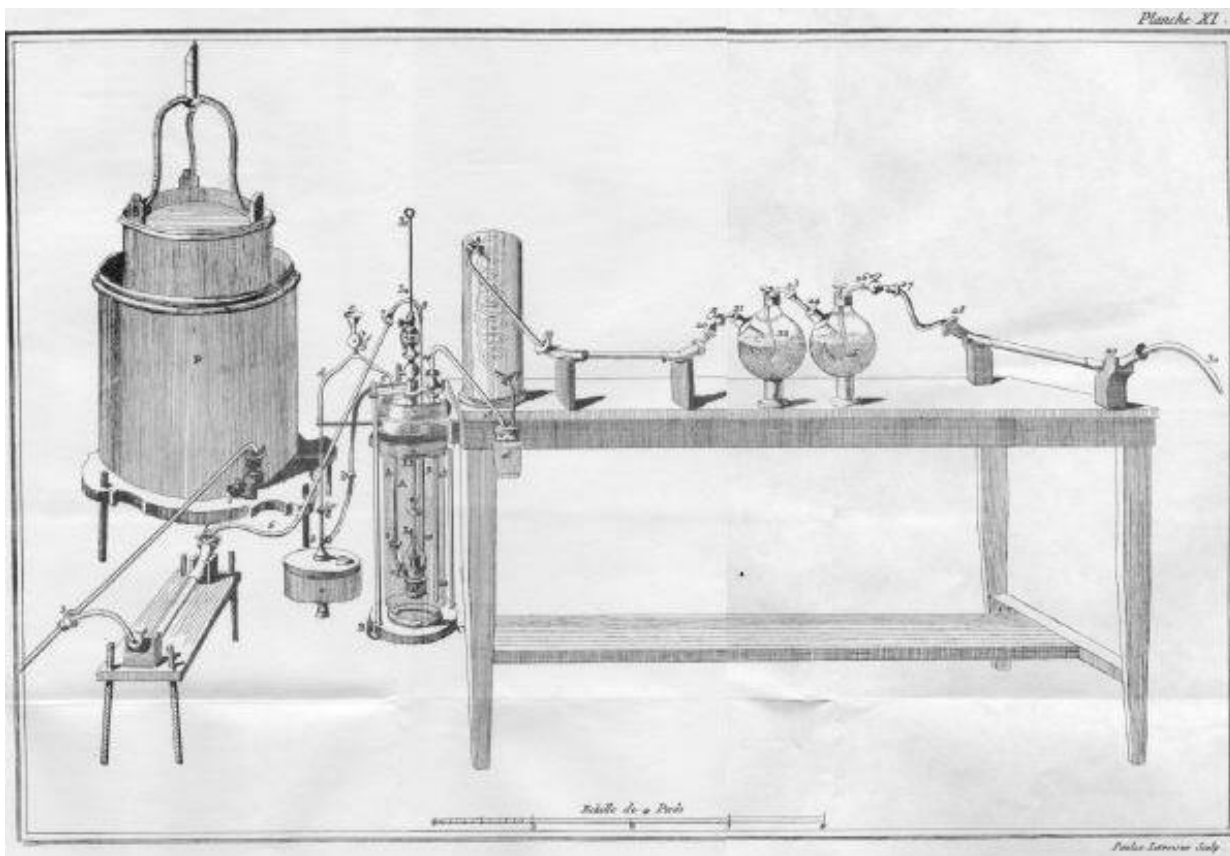
Donc, la bonne formule est :



8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Analyse par combustion

L'analyse par combustion permet de déterminer la composition élémentaire en **carbone** et en **hydrogène** d'un échantillon. Cette technique est décrite en 1789 par Lavoisier dans son « *Traité Élémentaire de Chimie* ».



8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Analyse par combustion

Lors de l'analyse par combustion, l'échantillon est brûlé sous atmosphère d'oxygène.

Les produits de réactions (H_2O et CO_2) sont récoltés et mesurés précisément.

Les appareils modernes peuvent aussi mesurer l'azote (NO_2) et le soufre (SO_2)

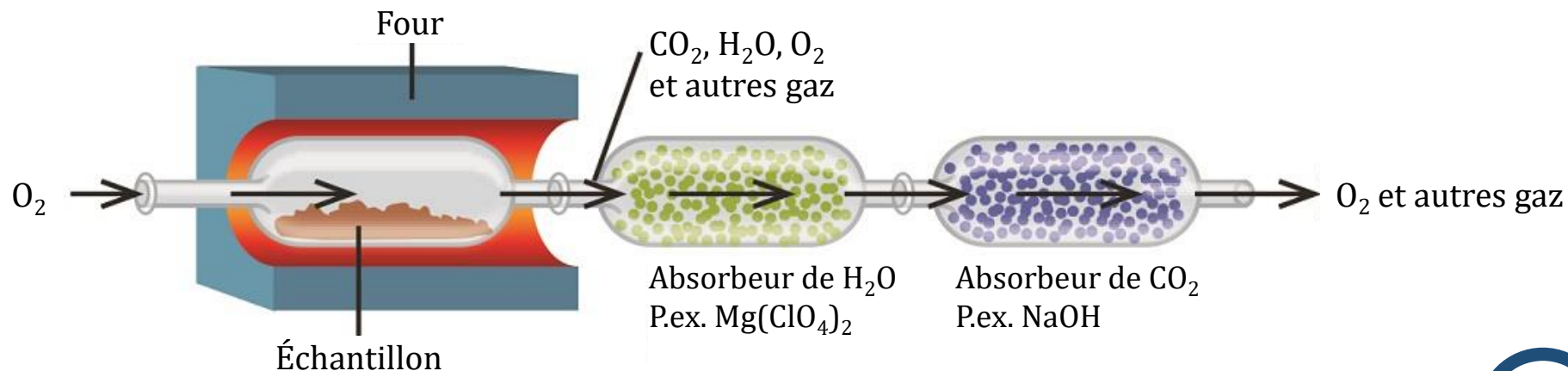


Image tirée de : <https://chem.libretexts.org> (avec modifications)

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Analyse par combustion

Les quantités de CO_2 et de H_2O récoltées peuvent être reliées directement à la quantité de carbone et d'hydrogène dans la molécule.

$$\text{H}_2\text{O} : \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$\text{CO}_2 : \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2}$$

On déduit la quantité d'oxygène à partir de la masse totale et des masses de carbone et d'hydrogène.

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Exemple pratique

La combustion d'un échantillon contenant seulement du carbone et de l'hydrogène donne 13,2 g de CO_2 et 7,21 g de H_2O . Déterminez la formule empirique.

Étape 1 : Déterminer la quantité de H_2O et de CO_2

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{13,2 \text{ g}}{44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,300 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{7,21 \text{ g}}{18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,400 \text{ mol}$$

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Exemple pratique

La combustion d'un échantillon contenant seulement du carbone et de l'hydrogène donne 13,2 g de CO_2 et 7,21 g de H_2O . Déterminez la formule empirique.

Étape 2 : Déterminer la quantité de H et de C

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = 0,300 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,800$$

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

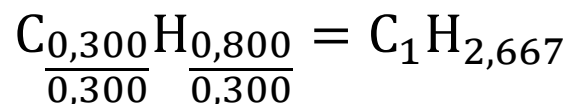
Exemple pratique

La combustion d'un échantillon contenant seulement du carbone et de l'hydrogène donne 13,2 g de CO_2 et 7,21 g de H_2O . Déterminez la formule empirique.

Étape 3 : Déterminer la formule empirique



On divise par 0,300



On trouve le multiple de la formule empirique qui donne deux nombres entiers (3).



8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Exemple pratique #2

Déterminer la formule empirique d'un composé contenant seulement du carbone, de l'hydrogène et du chlore. L'analyse par combustion d'un échantillon de 0,725 g a donné 0,267g de CO₂ et 0,0547 g d'H₂O.

Étape 1 : Convertir les masses en moles

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{0,267 \text{ g}}{44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,00607 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,0547 \text{ g}}{18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,00304 \text{ mol}$$

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Exemple pratique #2

Déterminer la formule empirique d'un composé contenant seulement du carbone, de l'hydrogène et du chlore. L'analyse par combustion d'un échantillon de 0,725 g a donné 0,267g de CO_2 et 0,0547 g d' H_2O .

Étape 2 : Déterminer les quantités de H et de C

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = 0,00607 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,00607 \text{ mol H}$$

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Exemple pratique #2

Déterminer la formule empirique d'un composé contenant seulement du carbone, de l'hydrogène et du chlore. L'analyse par combustion d'un échantillon de 0,725 g a donné 0,267g de CO_2 et 0,0547 g d' H_2O .

Étape 3 : Déterminer la quantité de Cl

On cherche à déterminer la masse de H e C dans l'échantillon :

$$m_{\text{H+C}} = 0,00607 \text{ mol} \times 12,011 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 0,00607 \text{ mol} \times 1,00794 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,0790 \text{ g}$$

Donc, la masse de Cl peut être déterminée :

$$m_{\text{Cl}} = 0,725 - 0,0790 = 0,646 \text{ g}$$

Et le nombre de moles de Cl :

$$n_{\text{Cl}} = \frac{0,646 \text{ g}}{35,4527 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0182 \text{ mol}$$

8.5 Déterminer une formule chimique expérimentalement

Exemple pratique #2

Déterminer la formule empirique d'un composé contenant seulement du carbone, de l'hydrogène et du chlore. L'analyse par combustion d'un échantillon de 0,725 g a donné 0,267g de CO_2 et 0,0547 g d' H_2O .

Étape 4 : Déterminer la formule empirique



On divise par 0,00607 :



8.6 Calculs en milieu gazeux

Les gaz

Plusieurs réactions chimiques se déroulent en phase gazeuse. Différentes lois permettent de décrire le comportement des gaz en fonction de 4 paramètres expérimentaux :

- La pression (P)
- La température (T) (*attention celle-ci doit être en Kelvin*)
- Le volume (V)
- La quantité de matière (n) (*en moles*)

8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi de Boyle-Mariotte

Robert Boyle était un chimiste Irlandais. En 1662, il fut le premier à démontrer que le volume et la pression d'un gaz étaient intimement interreliés.

$$V \propto \frac{1}{P}$$

(T et n constants)

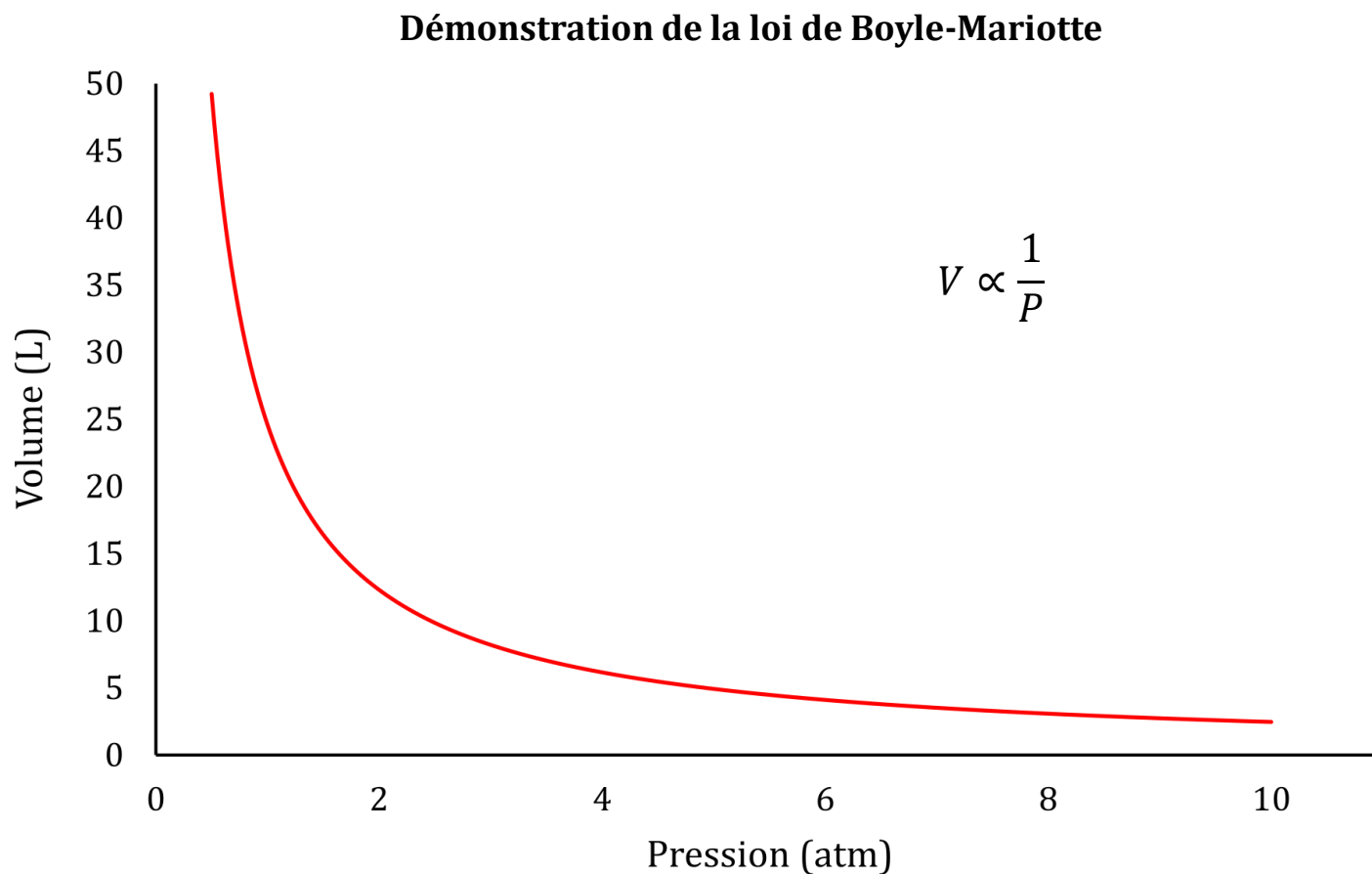


Photo : [Kinkreet](#), Wikimedia

La **loi de Boyle** (ou loi de Boyle-Mariotte) démontre que si on double la pression d'un gaz, son volume diminue de moitié.

8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi de Boyle-Mariotte



8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi de Boyle-Mariotte en action



Images : Denney, NASA Columbia Scientific Balloon Facility

Un ballon d'hélium qui s'élève dans l'atmosphère va voir son volume augmenter considérablement.



8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi de Boyle-Mariotte

La loi de Boyle-Mariotte peut s'exprimer de la façon suivante :

$$V \propto \frac{1}{P} = K \times \frac{1}{P}$$

Où K est une constante qui dépend entre autre de n et T. Donc :

$$PV = K$$

Ceci nous permet de réécrire la loi de Boyle-Mariotte de la façon suivante :

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

8.6 Calculs en milieu gazeux

Exercice pratique

Un ballon d'hélium est gonflé à une pression de 1,00 atm jusqu'à un volume de 3,2 L. Quel sera le volume du ballon lorsqu'il aura atteint une altitude de 8000m ($P = 35,0 \text{ kPa}$)?

Note : 1 atm = 101,325 kPa



Étape 1 : Convertir la pression de kPa vers atm

$$P(\text{atm}) = 35,0 \text{ kPa} \times \frac{1 \text{ atm}}{101,325 \text{ kPa}} = 0,345 \text{ atm}$$

Étape 2 : Calculer le volume à haute altitude

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{1,00 \text{ atm} \times 3,2 \text{ L}}{0,345 \text{ atm}} = 9,264 = 9,3 \text{ L}$$

8.6 Calculs en milieu gazeux

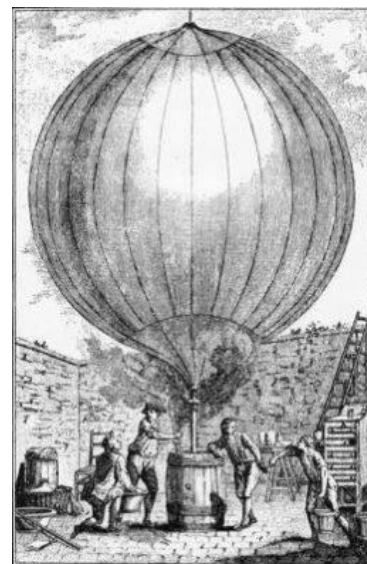
La loi de Charles

Jacques Charles était un chimiste français qui fut le premier à faire voler un ballon gonflé à l'hydrogène.

Son premier ballon s'envola le 27 août 1783, moins d'un an après le premier vol du ballon à air chaud des frères Montgolfier

L'hydrogène fut fabriqué en mettant en contact 225 kg d'acide sulfurique et plus de 500 kg de fer.

Le ballon parcouru plus de 16 km à partir du Champs de Mars jusqu'au village de Gonesse où il fut détruit par des paysans effrayés.



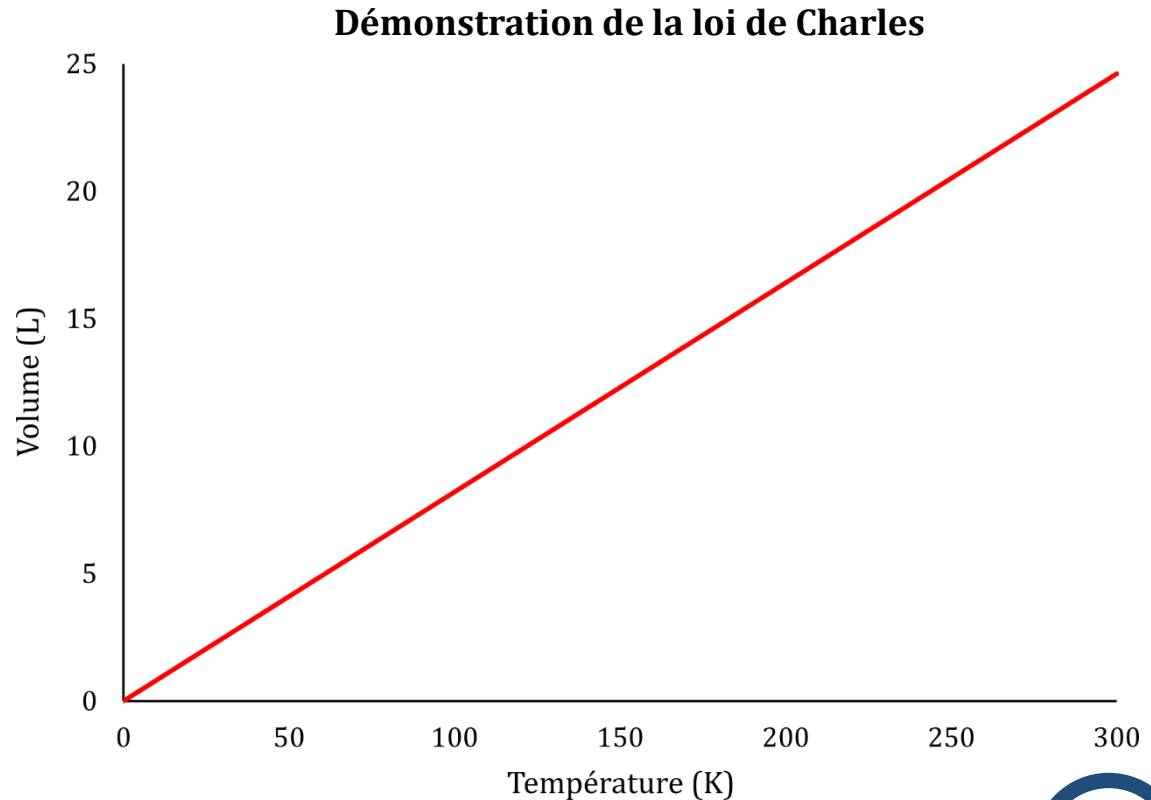
8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi de Charles

La loi de Charles stipule que le volume d'un gaz augmente proportionnellement avec la température :

$$V \propto T$$

(seulement à P et n constants)



8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi de Charles

On peut réorganiser la loi de Charles de la façon suivante. La proportionnalité nous permet d'écrire :

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

Donc, pour deux volumes et deux températures différentes :

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Attention, cette formule ne fonctionne qu'avec les Kelvin...

8.6 Calculs en milieu gazeux

Exercice pratique

Vous remplissez des ballons avec 2,55 L d'hélium à pression ambiante dans la maison ($T_1 = 25,0\text{ }^{\circ}\text{C}$). Vous accrochez ensuite ces ballons à l'extérieur par une froide journée d'hiver ($T_2 = -20,0\text{ }^{\circ}\text{C}$). Quel sera le volume des ballons une fois à l'extérieur?



Étape 1 : Convertir les températures en Kelvin

$$\begin{aligned}T_1 &= 25,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273,15 = 298,15\text{ K} \\T_2 &= -20,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273,15 = 253,15\text{ K}\end{aligned}$$

Étape 2 : Déterminer le nouveau volume

$$V_2 = \frac{V_1}{T_1} \times T_2 = \frac{2,55\text{ L}}{298,15\text{ K}} \times 253,15\text{ K} = 2,165 = 2,17\text{ L}$$

8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi d'Avogadro

Avogadro avait postulé que deux échantillons de gaz différents (p. ex. l'hydrogène et l'azote) ayant le même volume devraient posséder le même nombre de molécules.

Cette loi s'énonce de la façon suivante :

$$V \propto n$$

(avec T et P constants)

Ou encore :

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

8.6 Calculs en milieu gazeux

Exercice pratique

Un piston de 13,4 L contient 0,453 mol de gaz. Quel quantité de gaz demeure-t-elle dans le piston si celui-ci est comprimé à un volume de 4,21 L?

On réarrange la loi d'Avogadro pour obtenir :

$$n_2 = V_2 \frac{n_1}{V_1} = 4,21 \text{ L} \times \frac{0,453 \text{ mol}}{13,4 \text{ L}} = 0,14232 = 0,142 \text{ mol}$$

8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi des gaz parfaits

Les différentes lois empiriques ont permis de mieux comprendre le comportement des gaz :

Loi de Boyle-Mariotte

(n et T constants)

$$V \propto \frac{1}{P}$$

Loi de Charles

(à n et P constants)

$$V \propto T$$

Loi d'Avogadro

(P et T constants)

$$V \propto n$$

Loi de Gay-Lussac

(à n et P constants)

$$P \propto T$$

Ces lois ont pu être combinées afin d'obtenir la « fameuse » loi des gaz parfaits :
(nous allons nous attarder à la constante « R » un peu plus loin)

$$PV = nRT$$

8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi des gaz parfaits

$$PV = nRT$$

La loi des gaz parfaits est l'une des relations les plus importantes de la chimie, mais il faut bien comprendre qu'il s'agit d'une approximation.

- On néglige le volume des particules de gaz (on considère que les atomes et les molécules ont un volume nul).
- On néglige les interactions entre les particules de gaz (on considère qu'il n'y a aucune attraction entre les atomes ou les molécules).

8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi des gaz parfaits

$$PV = nRT$$

En conséquence de ces approximations, la loi des gaz parfaits n'est pas valide dans les conditions suivantes :

- À très haute pression, les atomes/molécules deviennent très rapprochés les uns des autres. On ne peut donc plus négliger le volume des particules.

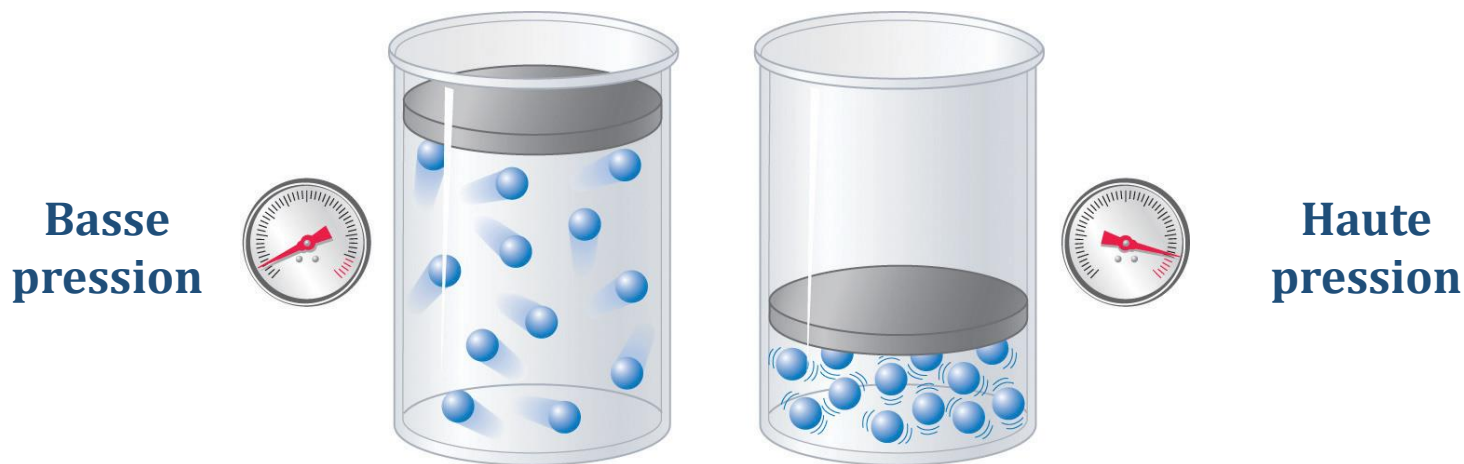


Image originale du livre Principles of General Chemistry

8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi des gaz parfaits

$$PV = nRT$$

En conséquence de ces approximations, la loi des gaz parfaits n'est pas valide dans les conditions suivantes :

À très basse température, l'énergie cinétique des particules de gaz devient petite en comparaison de l'énergie d'interaction entre les particules.



Dans les conditions ambiantes de pression et de température, la loi des gaz parfaits s'applique bien à tous les gaz. Elle fonctionne encore mieux pour les gaz nobles.

8.6 Calculs en milieu gazeux

La constante des gaz parfaits (R)

La constante des gaz parfaits a été déterminée de façon empirique, c'est-à-dire par de multiples expériences.

Il est très important d'utiliser les bonnes unités avec la bonne constante « R ». Par exemple :

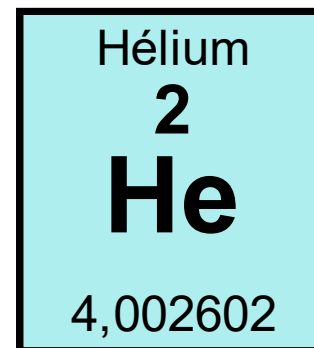
$$R = 8,314 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

8.6 Calculs en milieu gazeux

Exercice pratique

Déterminer le volume occupé par 1,00 mole d'hélium dans les conditions standards ($T = 0,00^{\circ}\text{C}$ et $P = 1,00 \text{ atm}$).



Étape 1 : Convertir la température en Kelvin

$$T = 0^{\circ}\text{C} + 273,15 = 273,15 \text{ K}$$

Étape 2 : Calculer le volume

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,00 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 273,15 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}}$$

$$V = 22,4 \text{ L}$$

8.6 Calculs en milieu gazeux

Exercice pratique #2

L'azote liquide a une masse volumique de 0.807 g/mL. Si un échantillon de 325 mL d'azote liquide s'évapore complètement dans une pièce à 15,0 °C et 1,00 atm, quel volume d'azote gazeux sera généré?

Note: l'azote se retrouve toujours sous forme de N_2 , il a donc une masse molaire de 28,0134 g/mol

Plan pour résoudre ce problème :

- Déterminer la masse d'azote
- Déterminer la quantité d'azote (en moles)
- Déterminer le volume de gaz occupé par cette quantité d'azote.



8.6 Calculs en milieu gazeux

Exercice pratique #2

L'azote liquide a une masse volumique de 0.807 g/mL. Si un échantillon de 325 mL d'azote liquide s'évapore complètement dans une pièce à 15,0 °C et 1,00 atm, quel volume d'azote gazeux sera généré?

Étape 1 : Déterminer la masse d'azote

À partir de la masse volumique, on peut trouver la masse :

$$m_{N_2} = 325 \text{ mL} \times 0,807 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 262,275 \text{ g d'azote}$$

Étape 2 : Déterminer la quantité d'azote en moles :

$$n_{N_2} = \frac{262,275 \text{ g}}{28,0134 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 9,36248 \text{ mol}$$

8.6 Calculs en milieu gazeux

Exercice pratique #2

L'azote liquide a une masse volumique de 0.807 g/mL. Si un échantillon de 325 mL d'azote liquide s'évapore complètement dans une pièce à 15,0 °C et 1,00 atm, quel volume d'azote gazeux sera généré?

Étape 3 : Déterminer le volume d'azote gazeux

$$V_{N_2} = \frac{n_{N_2} RT}{P} = \frac{9,36248 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 288,15 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}}$$
$$V_{N_2} = 221,381 = 221 \text{ L}$$

À 20 °C, 1L d'azote liquide génère 694 L d'azote gazeux. C'est pourquoi il est extrêmement dangereux de conserver de l'azote liquide dans un espace clos (p. ex. dans un réfrigérateur).

8.6 Calculs en milieu gazeux

La loi de Dalton

Lorsqu'un gaz est composé de plusieurs gaz différents, on peut définir le concept de **pression partielle**.

Si un mélange de gaz est composé à 1% d'argon (en terme de quantité en moles), la pression partielle d'argon correspondra à 1% de la pression totale.

$$P_{\text{Ar}} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n_{\text{Tot}}} \times P_{\text{Tot}}$$

La pression totale est toujours égale à la somme des pressions partielles de toutes les composantes.

8.6 Calculs en milieu gazeux

Exercice pratique

La composition de l'air est donnée dans le tableau ci-contre. Donnez les pressions partielles des différents gaz pour un échantillon d'air à 101,3 kPa.

Gaz	% (mol/mol)
Azote (N ₂)	78,1%
Oxygène (O ₂)	20,9%
Argon (Ar)	0,93%
Dioxyde de carbone (CO ₂)	0,041%

Azote :

$$P_{\text{N}_2} = 0,781 \times 101,3 = 79,1 \text{ kPa}$$

Oxygène :

$$P_{\text{O}_2} = 0,209 \times 101,3 = 21,2 \text{ kPa}$$

Argon :

$$P_{\text{Ar}} = 0,0093 \times 101,3 = 0,94 \text{ kPa}$$

Dioxyde de carbone :

$$P_{\text{CO}_2} = 0,00041 \times 101,3 = 0,042 \text{ kPa}$$