

Chimie

Cours · Fiche 7

Loi des gaz

Du gaz parfait aux pressions partielles

6 sections

21 min de lecture

Accès libre

Ce que tu sauras faire

- ✓ décrire l'**état gazeux** à l'aide des quatre variables d'état p, V, n, T et maîtriser leurs **unités** ;
- ✓ énoncer et appliquer les trois **lois historiques** : Boyle-Mariotte, Charles-Gay-Lussac et Avogadro ;
- ✓ utiliser l'**équation d'état des gaz parfaits** $pV = nRT$ et la valeur de la constante R ;
- ✓ calculer la **masse volumique** et la **masse molaire** d'un gaz, ainsi que sa **densité** par rapport à l'air ;
- ✓ exploiter le **volume molaire** 22,4 L/mol aux conditions normales (CNTP) ;
- ✓ traiter un **mélange gazeux** avec la **loi de Dalton** (pressions partielles, fraction molaire).



simulationconcours.be
scanne & continue en ligne

Sommaire

- 1 L'état gazeux : décrire un gaz par quatre nombres
- 2 Les trois lois historiques des gaz
- 3 La loi des gaz parfaits : l'équation d'état $pV = nRT$
- 4 Masse volumique, masse molaire et densité d'un gaz
- 5 Mélanges gazeux : la loi de Dalton des pressions partielles
- 6 Synthèse

1 L'état gazeux : décrire un gaz par quatre nombres

La chimie étudie souvent des réactions qui produisent ou consomment des **gaz** (combustions, fermentations, synthèses industrielles comme celle de l'ammoniac NH_3). Contrairement à un solide ou à un liquide, un gaz n'a ni forme ni volume propres : il *occupe tout le récipient* qui le contient. Pour le décrire complètement, il suffit pourtant de **quatre grandeurs**, appelées *variables d'état*.

DÉFINITION 1.1 gaz et variables d'état

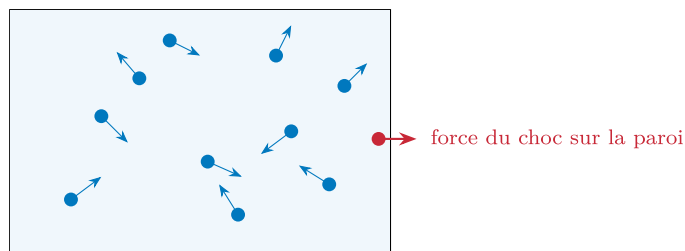
Un **gaz** est un état de la matière dans lequel les molécules sont très espacées, animées d'une agitation incessante et désordonnée, et n'interagissent presque pas entre elles. L'état d'un échantillon de gaz est entièrement fixé par la donnée de **quatre variables d'état** :

- la **pression** p ;
- le **volume** V ;
- la **quantité de matière** n (nombre de moles) ;
- la **température** T .

Les lois des gaz sont précisément les *relations* qui lient ces quatre nombres entre eux.

Le modèle microscopique : d'où vient la pression ?

À l'échelle microscopique, un gaz est un essaim de molécules qui se déplacent en ligne droite et rebondissent sur les parois du récipient. Chaque choc d'une molécule contre la paroi exerce une minuscule poussée ; la somme de ces milliards de chocs par seconde et par unité de surface produit une force continue : c'est la **pression**.



molécules en mouvement désordonné (agitation thermique)

Ce modèle explique immédiatement deux faits :

- plus on **chauffe** le gaz, plus les molécules vont vite, plus les chocs sont violents et fréquents $\Rightarrow$ la pression (ou le volume) *augmente* ;
- plus on **comprime** le gaz (volume plus petit), plus les molécules frappent souvent les parois $\Rightarrow$ la pression *augmente*.

Le gaz parfait : un modèle idéal

DÉFINITION 1.2 gaz parfait

Un **gaz parfait** est un gaz idéalisé qui obéit exactement aux hypothèses suivantes :

- 1 les molécules sont **ponctuelles** : leur volume propre est négligeable devant le volume offert ;
- 2 elles **n'interagissent pas** à distance (pas de forces d'attraction ni de répulsion entre elles) ;
- 3 leurs **chocs** (entre elles et sur les parois) sont *élastiques* : ils ne dissipent pas d'énergie.

REMARQUE

Le modèle du gaz parfait est une *idéalisée*. Les gaz réels s'en rapprochent d'autant mieux qu'ils sont **peu denses** : basse pression et température pas trop basse. Dans les conditions usuelles du laboratoire, l'air, le diazote, le dioxygène, etc. se comportent en très bonne approximation comme des gaz parfaits. Sauf mention contraire, **tous les gaz de ce cours sont supposés parfaits**.

Les quatre grandeurs et leurs unités

Maîtriser les **unités** est ici décisif : la valeur de la constante R (vue plus loin) dépend du choix d'unités, et une erreur d'unité est la première source de fautes dans les calculs de gaz.

La pression p

DÉFINITION 1.3 *pression*

La **pression** est la force pressante exercée perpendiculairement à une surface, rapportée à l'aire de cette surface :

$$p = \frac{F}{S}.$$

où :

- p : la pression, en pascals (Pa) dans le Système international ;
- F : la force pressante, en newtons (N) ;
- S : l'aire de la surface pressée, en mètres carrés (m²).

L'unité SI est le **pascal** : $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$. C'est une très petite unité, on utilise donc souvent ses multiples et des unités usuelles. Le tableau suivant rassemble les conversions à connaître.

Unité	Symbole	Équivalence
pascal	Pa	unité SI de base
kilopascal	kPa	$1 \text{ kPa} = 1000 \text{ Pa}$
bar	bar	$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ kPa}$
atmosphère	atm	$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} \approx 101,3 \text{ kPa}$
millimètre de mercure	mmHg	$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

ATTENTION

$1 \text{ atm} \approx 1 \text{ bar}$ mais *ce n'est pas exactement égal* : $1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar}$. Dans les calculs de la fiche, on emploie surtout l'atmosphère (1 atm) car la valeur de R y devient très simple.

Le volume V

DÉFINITION 1.4 *volume*

Le **volume** V est l'espace occupé par le gaz, c'est-à-dire le volume du récipient (le gaz remplit tout l'espace disponible).

où :

- V : le volume, en mètres cubes (m^3) dans le SI, mais le plus souvent en litres (L) en chimie.

Conversions indispensables :

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3 = 1000 \text{ mL}, \quad 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}.$$

On retiendra notamment $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$ et $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$, très utile pour passer du volume d'une pièce (en m^3) à un volume de gaz (en L).

La température T

DÉFINITION 1.5 température absolue

Dans les lois des gaz, la température doit *toujours* être exprimée en **kelvins** (K), unité de la **température absolue**. Le zéro de cette échelle, 0 K, est le **zéro absolu** : la température la plus basse possible, où l'agitation des molécules cesse.

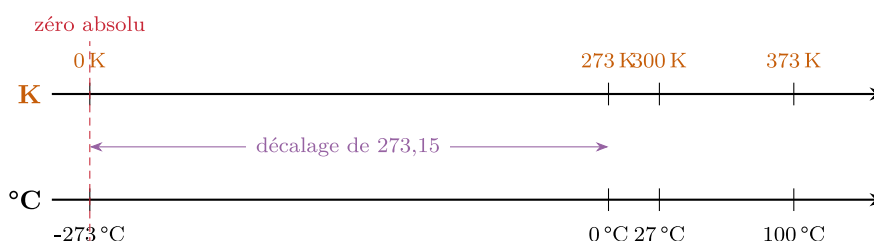
FORMULE 1.1 conversion Celsius $\leftrightarrow$ Kelvin

$$T(\text{K}) = \theta(\text{degreeCelsius}) + 273,15$$

où :

- T : la température absolue, en kelvins (K) ;
- θ : la température en degrés Celsius (degreeCelsius).

En pratique, dans cette fiche, on arrondit fréquemment à $T = \theta + 273$. Une variation de 1 degreeCelsius correspond exactement à une variation de 1 K : seules les *origines* des deux échelles diffèrent.



⚠ ATTENTION

Oublier de convertir en kelvins est l'erreur **numéro un**. Une réaction « à 27 degreeCelsius » se calcule avec $T = 300 \text{ K}$, *jamais* avec 27. Un rapport T_2/T_1 calculé en degrés Celsius donne un résultat totalement faux (on ne peut pas diviser des températures Celsius).

La quantité de matière n

📖 DÉFINITION 1.6 *mole et quantité de matière*

La **quantité de matière** n mesure le *nombre de paquets* de molécules, exprimé en **moles** (mol). Une mole contient $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ entités (nombre d'Avogadro). On la relie à la masse m et à la masse molaire M par :

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

où :

- n : la quantité de matière, en moles (mol) ;
- m : la masse de gaz, en grammes (g) ;
- M : la masse molaire du gaz, en grammes par mole (g/mol).

📌 REMARQUE

Cette relation $n = m/M$ a été étudiée à la Fiche 4. Elle est essentielle ici : c'est le pont entre la *masse* d'un gaz (ce que l'on pèse) et sa *quantité de matière* (ce qui intervient dans $pV = nRT$).

2 Les trois lois historiques des gaz

Avant de disposer de l'équation générale $pV = nRT$, les chimistes et physiciens des XVII^E–XIX^E siècles ont découvert *expérimentalement* trois lois partielles. Chacune fixe **deux** des quatre variables et décrit comment les **deux** autres sont liées. Ce sont les briques de base de la loi des gaz parfaits.

Loi	Ce qui est fixé	Ce qui varie	Relation
Boyle-Mariotte	n, T	p, V	$pV = \text{cste}$
Charles-Gay-Lussac	n, p	V, T	$V/T = \text{cste}$
Avogadro	p, T	V, n	$V/n = \text{cste}$

Loi de Boyle-Mariotte (transformation à T constante)

✓ PROPRIÉTÉ 2.1 loi de Boyle-Mariotte

Pour une quantité fixée de gaz (n constant) maintenue à **température constante** (T constante), le produit de la pression par le volume reste **constant**. Autrement dit, p et V sont **inversement proportionnels** :

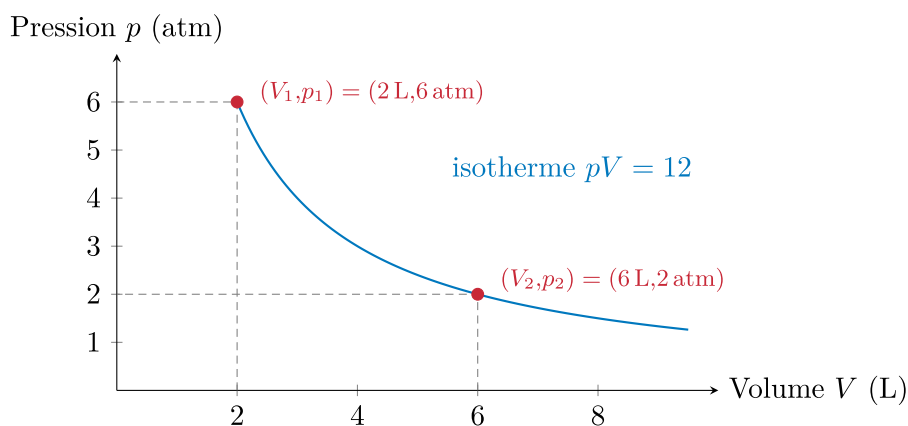
$$p_1 \times V_1 = p_2 \times V_2$$

Si l'on comprime le gaz (on diminue V), sa pression p augmente dans la même proportion, et réciproquement.

où :

- p_1, V_1 : pression et volume dans l'état initial ;
- p_2, V_2 : pression et volume dans l'état final ;
- les unités de p et de V sont libres, à condition d'être *les mêmes* de chaque côté de l'égalité (par ex. p en atm et V en L).

Une transformation à température constante s'appelle une transformation **isotherme**. Dans un diagramme (V, p), l'ensemble des états accessibles est une **hyperbole** $p = \text{cste}/V$.



On vérifie sur le graphique : $p_1 V_1 = 6 \times 2 = 12$ et $p_2 V_2 = 2 \times 6 = 12$: le produit pV est bien conservé.

🔗 EXEMPLE compression d'un gaz dans une seringue

On enferme 24 L d'air dans un cylindre à la pression $p_1 = 1 \text{ atm}$, à température ambiante. On pousse le piston jusqu'à porter la pression à $p_2 = 3 \text{ atm}$, sans changer la température. Quel est le nouveau volume V_2 ?

Données et choix de la loi. La température et la quantité de gaz ne changent pas : on est à n et T constants. C'est exactement le cadre de Boyle-Mariotte :

$$p_1 V_1 = p_2 V_2.$$

Isolation de l'inconnue. On cherche V_2 , donc :

$$V_2 = \frac{p_1 V_1}{p_2}.$$

Application numérique.

$$V_2 = \frac{1 \text{ atm} \times 24 \text{ L}}{3 \text{ atm}} = 8 \text{ L}.$$

Interprétation. En triplant la pression, on a divisé le volume par 3 ($24 \rightarrow 8$). C'est cohérent avec la proportionnalité *inverse* : p et V varient en sens opposés, et leur produit $pV = 24 \text{ atmL}$ est conservé.

Loi de Charles–Gay-Lussac (transformation à p constante)

✅ PROPRIÉTÉ 2.2 loi de Charles–Gay-Lussac

Pour une quantité fixée de gaz (n constant) maintenue à **pression constante** (p constante), le volume est **directement proportionnel à la température absolue** :

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

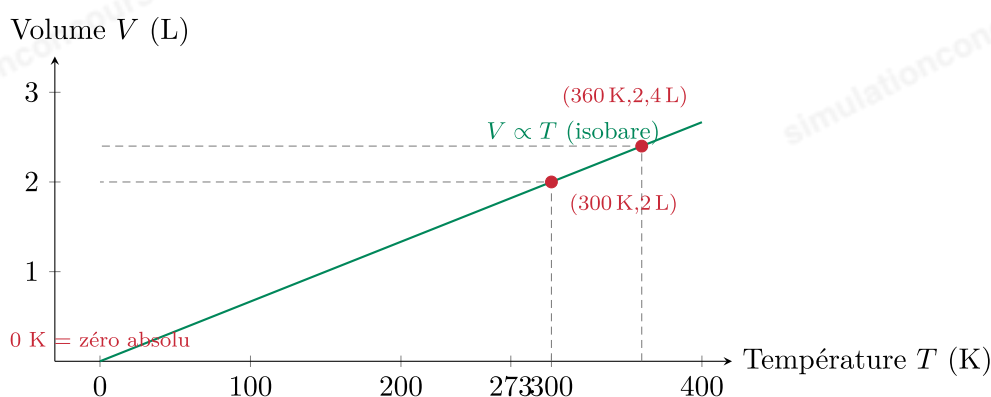
Chauffer le gaz le dilate ; le refroidir le contracte, en proportion exacte de la température en kelvins.

où :

- V_1, T_1 : volume et température absolue dans l'état initial ;

- V_2, T_2 : volume et température absolue dans l'état final ;
- T_1, T_2 *obligatoirement* en kelvins (K) ; V dans une unité quelconque, identique des deux côtés.

Une transformation à pression constante s'appelle une transformation **isobare**. Dans un diagramme (T, V) , les états forment une **droite passant par l'origine** $T = 0$ K. Le prolongement de cette droite vers les volumes nuls pointe précisément vers le **zéro absolu** $\theta = -273,15$ degreeCelsius : c'est l'une des manières historiques de le mettre en évidence.



🔗 EXEMPLE un ballon que l'on chauffe

Un ballon souple contient $V_1 = 2,0$ L d'air à $\theta_1 = 27$ degreeCelsius, à la pression atmosphérique. On le place dans une étuve à $\theta_2 = 87$ degreeCelsius ; la pression reste celle de l'atmosphère. Quel volume occupe-t-il alors ?

Étape 1 — convertir en kelvins (indispensable).

$$T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}, \quad T_2 = 87 + 273 = 360 \text{ K}.$$

Étape 2 — choisir la loi. Pression constante, quantité de gaz constante $\Rightarrow$ Charles-Gay-Lussac :

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \Rightarrow \quad V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1}.$$

Étape 3 — application numérique.

$$V_2 = 2,0 \text{ L} \times \frac{360 \text{ K}}{300 \text{ K}} = 2,0 \text{ L} \times 1,2 = 2,4 \text{ L}.$$

Interprétation. La température absolue a augmenté de 20 % ($300 \rightarrow 360$), donc le volume augmente exactement de 20 % ($2,0 \rightarrow 2,4$). **Piège évité :** si l'on avait gardé les degrés Celsius, on aurait calculé $V_2 = 2,0 \times 87/27 = 6,4$ L, résultat absurde et faux.

REMARQUE variante isochore

Il existe une troisième situation jumelle, à **volume constant** (*isochore*) : alors $p_1/T_1 = p_2/T_2$, c'est-à-dire que la pression est proportionnelle à la température absolue. C'est ce qui fait monter la pression d'un pneu ou d'une bombe aérosol quand ils chauffent. On la déduit immédiatement de $pV = nRT$ avec V et n constants.

Loi d'Avogadro (volumes égaux →-> mêmes nombres de molécules)

PROPRIÉTÉ 2.3 loi d'Avogadro

À température T et pression p **maintenues constantes**, le volume occupé par un gaz est **directement proportionnel à sa quantité de matière** :

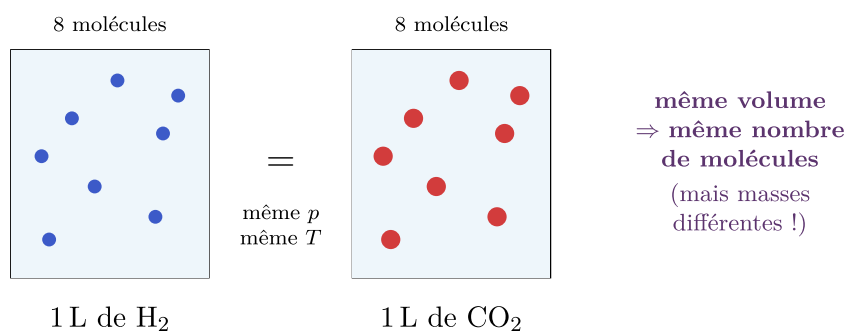
$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Conséquence fondamentale : *des volumes égaux de gaz, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de molécules.*

où :

- V_1, n_1 : volume et quantité de matière du premier gaz (ou état) ;
- V_2, n_2 : volume et quantité de matière du second gaz (ou état) ;
- V en unité quelconque (identique), n en moles (mol).

Cette loi est surprenante : elle dit que la *nature* du gaz n'intervient pas. À p et T fixés, un litre de H_2 et un litre de CO_2 contiennent *le même nombre de molécules*, bien que ces molécules aient des masses très différentes.



EXEMPLE gonfler un ballon double sa quantité de gaz

Un ballon contient $n_1 = 0,50$ mol de gaz et occupe $V_1 = 12,2$ L à une certaine température et pression. On y injecte du gaz, toujours aux mêmes p et T , jusqu'à atteindre $n_2 = 0,80$ mol. Quel volume occupe-t-il ?

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \implies V_2 = V_1 \times \frac{n_2}{n_1} = 12,2 \text{ L} \times \frac{0,80}{0,50} = 19,52 \text{ L}.$$

On a multiplié la quantité de matière par 1,6, le volume est multiplié par le même facteur. Ce résultat prépare la notion capitale de **volume molaire** : le volume « par mole » est le même pour tous les gaz parfaits dans des conditions données.

3 La loi des gaz parfaits : l'équation d'état $pV = nRT$

Les trois lois précédentes ne sont que des cas particuliers. En les fusionnant, on obtient une **équation unique** qui relie d'un seul coup les quatre variables d'état : c'est l'**équation d'état du gaz parfait**, pierre angulaire de toute la fiche.

FORMULE 3.1 loi des gaz parfaits

$$p \times V = n \times R \times T$$

où :

- p : la pression du gaz, en pascals (Pa) si l'on travaille en SI, ou en atm / kPa selon la valeur de R choisie ;
- V : le volume occupé, en mètres cubes (m^3) en SI, ou en litres (L) ;
- n : la quantité de matière de gaz, en moles (mol) ;
- R : la **constante des gaz parfaits** (voir ci-dessous) ;
- T : la température absolue, toujours en kelvins (K).

❗ **REMARQUE** comment $pV = nRT$ contient les trois lois

L'équation d'état *résume* tout ce qui précède. Il suffit d'y fixer deux variables :

- à n et T fixés : $pV = (nRT) = \text{cste} \Rightarrow$ **Boyle-Mariotte** ;
- à n et p fixés : $V/T = (nR/p) = \text{cste} \Rightarrow$ **Charles-Gay-Lussac** ;
- à p et T fixés : $V/n = (RT/p) = \text{cste} \Rightarrow$ **Avogadro**.

On n'a donc *qu'une seule* formule à mémoriser : les trois lois historiques en découlent.

La constante des gaz parfaits R

 **DÉFINITION 3.1** constante des gaz parfaits

R est une **constante universelle** (la même pour tous les gaz). Sa *valeur numérique* dépend des unités choisies pour p et V ; il faut donc choisir la version de R **cohérente** avec ses unités.

Valeur de R	p en	V en	T en
8,314 J/molK	Pa	m ³	K
8,314 kPaL/molK	kPa	L	K
0,082 atmL/molK	atm	L	K

⚠ ATTENTION

Les deux premières lignes ont la *même* valeur numérique 8,314 car $1 \text{ kPa} \times 1 \text{ L} = 1 \text{ J}$. La troisième, $R = 0,082$, est réservée au couple (atm, L) — c'est la plus pratique pour les calculs « chimie » de cette fiche. **Ne mélangez jamais** une pression en atm avec $R = 8,314$: choisissez une ligne du tableau et tenez-vous-y.

Forme « quantité de matière » et autres réarrangements

L'équation $pV = nRT$ s'isole selon l'inconnue recherchée. La forme la plus utilisée en chimie donne directement le **nombre de moles** à partir des conditions (p, V, T) :

 FORMULE 3.2 nombre de moles d'un gaz

$$n = \frac{pV}{RT}$$

où :

- n : la quantité de matière, en moles (mol) ;
- p, V, T : pression, volume et température absolue, dans des unités cohérentes avec R .

On obtient de même, selon le besoin :

$$p = \frac{nRT}{V}, \quad V = \frac{nRT}{p}, \quad T = \frac{pV}{nR}.$$

Conditions normales (CNTP) et volume molaire 22,4 L/mol

Pour comparer des gaz, on définit des conditions de référence.

 DÉFINITION 3.2 conditions normales de température et de pression

Les **conditions normales de température et de pression** (CNTP, aussi notées TPN ou PTN dans le livre) correspondent à :

$$p = 1 \text{ atm} \quad \text{et} \quad T = 273 \text{ K } (\theta = 0 \text{ degreeCelsius}).$$

 PROPRIÉTÉ 3.1 volume molaire aux CNTP

Aux CNTP, **une mole de n'importe quel gaz parfait occupe le même volume**, appelé **volume molaire** :

$$V_m = \frac{RT}{p} = 22,4 \text{ L/mol}$$

Démonstration. On part de $pV = nRT$ avec $n = 1 \text{ mol}$, et l'on calcule le volume aux CNTP avec $R = 0,082$:

$$V_m = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ mol} \times 0,082 \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 22,4 \text{ L}.$$

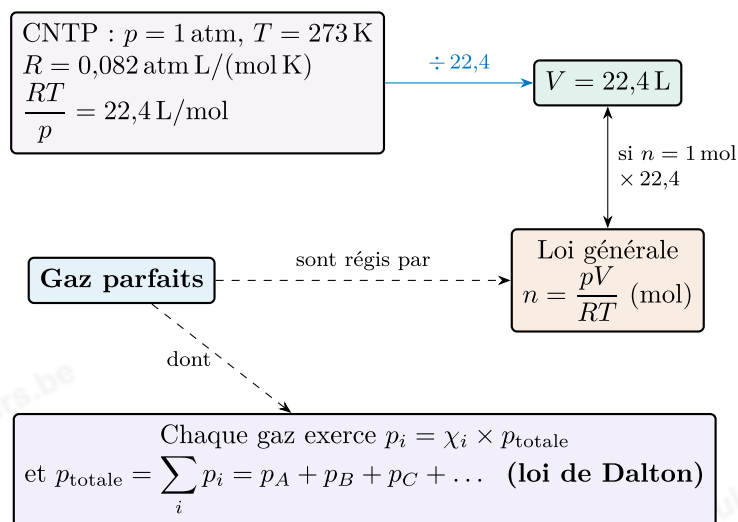
Σ FORMULE 3.3 *passage volume ↔ quantité de matière aux CNTP*

$$\boxed{n = \frac{V}{V_m} = \frac{V}{22,4 \text{ L/mol}}} \iff V = n \times 22,4 \text{ L/mol}.$$

où :

- n : quantité de matière de gaz, en moles (mol) ;
- V : volume du gaz mesuré *aux CNTP*, en litres (L) ;
- $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$: le volume molaire aux CNTP.

Le diagramme ci-dessous (repris de la synthèse du livre) résume comment ces relations s'articulent.



EXEMPLE *du volume au nombre de moles : l'azote aux CNTP*

On dispose de $V = 44,8 \text{ L}$ de diazote N_2 mesurés aux CNTP. Combien de moles cela représente-t-il ?

Méthode 1 — volume molaire.

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{44,8 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 2,0 \text{ mol.}$$

Méthode 2 — équation d'état (pour vérifier). Avec $p = 1 \text{ atm}$, $T = 273 \text{ K}$, $R = 0,082$:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \times 44,8 \text{ L}}{0,082 \times 273 \text{ K}} = \frac{44,8}{22,386} \approx 2,0 \text{ mol.}$$

Les deux méthodes concordent : $44,8 \text{ L}$ aux CNTP correspondent à $2,0 \text{ mol}$. Le volume molaire $22,4 \text{ L/mol}$ n'est rien d'autre qu'un raccourci de l'équation d'état dans les conditions normales.

EXEMPLE *calcul d'une pression : un gaz dans une bouteille*

On enferme $n = 0,50 \text{ mol}$ de dioxygène O_2 dans une bouteille rigide de $V = 5,0 \text{ L}$ portée à $\theta = 27 \text{ degreeCelsius}$. Quelle pression règne à l'intérieur ?

Étape 1 — kelvins : $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$.

Étape 2 — isoler p : $p = \frac{nRT}{V}$.

Étape 3 — application numérique (on prend $R = 0,082$, V en L, donc p sortira en atm) :

$$p = \frac{0,50 \text{ mol} \times 0,082 \times 300 \text{ K}}{5,0 \text{ L}} = \frac{12,3}{5,0} = 2,46 \text{ atm.}$$

La pression vaut environ $2,5 \text{ atm}$, soit deux fois et demie la pression atmosphérique.

4 Masse volumique, masse molaire et densité d'un gaz

L'équation d'état ne contient pas directement la masse. Mais comme $n = m/M$, on peut y faire entrer la **masse** m et la **masse molaire** M du gaz, et accéder ainsi à sa **masse volumique** ρ . C'est ce qui permet, à l'inverse, d'*identifier* un gaz inconnu en mesurant sa masse volumique.

Masse volumique d'un gaz

DÉFINITION 4.1 *masse volumique*

La **masse volumique** ρ d'un gaz est la masse contenue dans l'unité de volume :

$$\rho = \frac{m}{V}.$$

où :

- ρ : la masse volumique, en g/L (ou kg/m³) ;
- m : la masse de gaz, en grammes (g) ;
- V : le volume occupé, en litres (L).

Établissement de la formule. On part de $pV = nRT$ et de $n = \frac{m}{M}$. En remplaçant n :

$$pV = \frac{m}{M}RT \implies pM = \frac{m}{V}RT = \rho RT.$$

On en tire la masse volumique d'un gaz parfait :

FORMULE 4.1 *masse volumique d'un gaz parfait*

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

où :

- ρ : la masse volumique du gaz, en g/L ;
- p : la pression, dans l'unité cohérente avec R ;
- M : la masse molaire du gaz, en g/mol ;
- R : la constante des gaz parfaits ; T : la température absolue, en K.

REMARQUE

Cette formule montre qu'à p et T donnés, la masse volumique d'un gaz est **proportionnelle à sa masse molaire** M : un gaz « lourd » (grand M , comme CO₂) est plus dense qu'un gaz « léger » (petit M , comme He). C'est pourquoi le CO₂ s'accumule au fond d'une cave et l'hélium fait monter les ballons.

Masse molaire d'un gaz

En isolant M dans la relation $pM = \rho RT$ (ou dans $pV = \frac{m}{M}RT$), on obtient une méthode de **détermination expérimentale de la masse molaire** d'un gaz : il suffit de peser une masse m de gaz occupant un volume V connu dans des conditions (p, T) connues.

FORMULE 4.2 masse molaire d'un gaz

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

où :

- M : la masse molaire cherchée, en g/mol ;
- m : la masse de gaz pesée, en grammes (g) ;
- p, V, T : conditions de la mesure (unités cohérentes avec R, T en K).

Aux CNTP, cette relation se simplifie énormément : comme une mole occupe 22,4 L, on a directement

$$M = \rho \times V_m = \rho \times 22,4 \text{ L/mol} \quad (\text{aux CNTP}).$$

EXEMPLE identifier un gaz inconnu par sa masse volumique

Aux CNTP, on mesure la masse volumique d'un gaz inconnu : $\rho = 1,25 \text{ g/L}$. Quelle est sa masse molaire, et de quel gaz peut-il s'agir ?

Calcul de M . Aux CNTP, $M = \rho \times V_m$:

$$M = 1,25 \text{ g/L} \times 22,4 \text{ L/mol} = 28 \text{ g/mol}.$$

Identification. Une masse molaire de 28 g/mol correspond au diazote N_2 ($2 \times 14 = 28$) ou au monoxyde de carbone CO ($12 + 16 = 28$). La mesure de la masse volumique seule ne permet pas de les distinguer, mais elle restreint déjà fortement les possibilités.

Vérification par l'équation complète. Pour $V = 1 \text{ L}$, on a $m = \rho V = 1,25 \text{ g}$, et avec $p = 1 \text{ atm}$, $T = 273 \text{ K}$:

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{1,25 \text{ g} \times 0,082 \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \times 1 \text{ L}} \approx 28 \text{ g/mol}.$$

Cohérent.

EXEMPLE *masse volumique du dioxyde de carbone*

Quelle est la masse volumique du CO_2 aux CNTP ? Sa masse molaire est $M = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$.

$$\rho = \frac{M}{V_m} = \frac{44 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ L/mol}} = 1,96 \text{ g/L}.$$

Le CO_2 (1,96 g/L) est nettement plus dense que l'air ($\approx 1,29 \text{ g/L}$, voir ci-dessous) : il « coule » dans l'air, ce qui explique son emploi dans les extincteurs (il étouffe la flamme en chassant l'air).

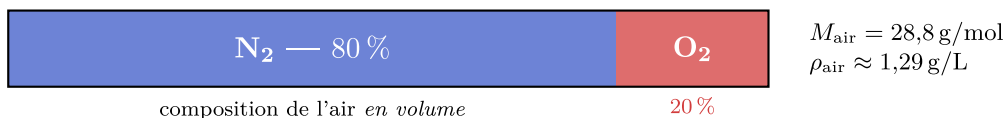
Composition de l'air et densité d'un gaz par rapport à l'air

DÉFINITION 4.2 *composition de l'air*

L'air est un mélange gazeux dont la composition **en volume** est approximativement :

$\approx 80 \%$ de diazote N_2 et $\approx 20 \%$ de dioxygène O_2 .

Sa masse molaire moyenne vaut $M_{\text{air}} = 28,8 \text{ g/mol}$, et 1 L d'air a une masse de 1,29 g aux CNTP.



REMARQUE *d'où vient 28,8 g/mol ?*

C'est la moyenne pondérée des masses molaires, selon les proportions volumiques (qui sont aussi des proportions molaires d'après Avogadro) :

$$M_{\text{air}} = 0,80 \times M(\text{N}_2) + 0,20 \times M(\text{O}_2) = 0,80 \times 28 + 0,20 \times 32 = 22,4 + 6,4 = 28,8 \text{ g/mol}.$$

 DÉFINITION 4.3 *densité d'un gaz par rapport à l'air*

La **densité** d d'un gaz par rapport à l'air est le rapport (sans unité) de sa masse volumique à celle de l'air, dans les mêmes conditions. Comme à p, T fixés $\rho \propto M$, cela revient au rapport des masses molaires :

$$d = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{28,8 \text{ g/mol}}.$$

On en déduit la relation du livre, qui donne la masse molaire d'un gaz connaissant sa densité :

 FORMULE 4.3 *masse molaire à partir de la densité*

$$M_{\text{gaz}} = M_{\text{air}} \times d_{\text{gaz}} = 28,8 \text{ g/mol} \times d_{\text{gaz}} \quad (\text{aux CNTP}).$$

où :

- M_{gaz} : masse molaire du gaz, en g/mol ;
- $M_{\text{air}} = 28,8 \text{ g/mol}$: masse molaire moyenne de l'air ;
- d_{gaz} : densité du gaz par rapport à l'air (nombre sans unité).

 EXEMPLE *ballons : pourquoi l'hélium monte et le CO₂ descend*

Comparons trois gaz à l'air ($M_{\text{air}} = 28,8 \text{ g/mol}$) :

- **Hélium** He, $M = 4 \text{ g/mol}$: $d = \frac{4}{28,8} = 0,14 < 1 \Rightarrow$ plus léger que l'air, *il monte* (ballons gonflés à l'hélium).
- **Dioxyde de carbone** CO₂, $M = 44 \text{ g/mol}$: $d = \frac{44}{28,8} = 1,53 > 1 \Rightarrow$ plus lourd que l'air, *il descend* (s'accumule au sol).
- **Diazote** N₂, $M = 28 \text{ g/mol}$: $d = \frac{28}{28,8} = 0,97 \approx 1 \Rightarrow$ quasiment la densité de l'air (ce qui est logique, l'air étant à 80 % du N₂).

Lecture inverse : si l'on mesure expérimentalement $d = 1,53$ pour un gaz inconnu, alors $M = 28,8 \times 1,53 \approx 44 \text{ g/mol}$, ce qui oriente vers le CO₂.

5 Mélanges gazeux : la loi de Dalton des pressions partielles

Jusqu'ici, le récipient ne contenait qu'un seul gaz. Or l'air, les gaz de combustion, l'atmosphère d'un réacteur sont des **mélanges**. La loi de Dalton décrit comment chaque constituant participe à la pression totale.

Pression partielle

DÉFINITION 5.1 pression partielle

Dans un mélange gazeux, la **pression partielle** p_i d'un constituant est la pression qu'il exercerait *s'il occupait seul* tout le volume du récipient, à la même température. Chaque gaz se comporte comme si les autres n'existaient pas (hypothèse des gaz parfaits : pas d'interaction entre molécules).

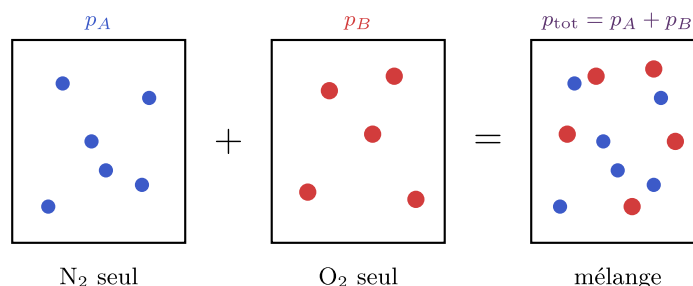
PROPRIÉTÉ 5.1 loi de Dalton

La **pression totale** d'un mélange de gaz parfaits est égale à la **somme des pressions partielles** de ses constituants :

$$p_{\text{tot}} = p_A + p_B + p_C + \dots = \sum_i p_i$$

où :

- p_{tot} : la pression totale du mélange, en atm (ou autre unité de pression) ;
- $p_A, p_B, p_C, \dots$: les pressions partielles de chaque gaz, dans la même unité.



Origine de la loi. Chaque gaz suit sa propre équation d'état dans le volume commun V à la température commune T : $p_i V = n_i R T$. En sommant sur tous les gaz :

$$\left(\sum_i p_i \right) V = \left(\sum_i n_i \right) R T = n_{\text{tot}} R T,$$

ce qui montre que $\sum_i p_i$ joue le rôle de la pression totale : $p_{\text{tot}} V = n_{\text{tot}} RT$.

Fraction molaire et pression partielle

DÉFINITION 5.2 *fraction molaire*

La **fraction molaire** χ_A d'un constituant A est la proportion de ses moles parmi le nombre total de moles du mélange :

$$\chi_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}}.$$

C'est un nombre *sans unité*, compris entre 0 et 1. La somme des fractions molaires de tous les constituants vaut 1 : $\sum_i \chi_i = 1$.

où :

- χ_A : la fraction molaire du gaz A (sans unité) ;
- n_A : la quantité de matière du gaz A , en moles (mol) ;
- n_{total} : la quantité de matière totale du mélange, en moles (mol).

FORMULE 5.1 *pression partielle et fraction molaire*

$$p_A = \chi_A \times p_{\text{totale}}$$

où :

- p_A : la pression partielle du gaz A , en atm ;
- χ_A : la fraction molaire du gaz A (sans unité) ;
- p_{totale} : la pression totale du mélange, en atm.

Justification. En divisant $p_A V = n_A RT$ par $p_{\text{tot}} V = n_{\text{tot}} RT$, les facteurs V, R, T se simplifient :

$$\frac{p_A}{p_{\text{tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} = \chi_A \quad \Longrightarrow \quad p_A = \chi_A p_{\text{tot}}.$$

La pression partielle d'un gaz est donc, tout simplement, sa *part* de la pression totale — proportionnelle à sa fraction molaire.

REMARQUE

Pour des gaz parfaits, la fraction **molaire** est égale à la fraction **volumique** (conséquence de la loi d'Avogadro). C'est pourquoi « l'air contient 20 % de O_2 en volume » signifie aussi $\chi(O_2) = 0,20$, et donc $p(O_2) = 0,20 \times p_{\text{atm}}$.

EXEMPLE pressions partielles dans un mélange N_2/O_2

Un récipient rigide de $V = 10,0 \text{ L}$ à $T = 300 \text{ K}$ contient $n(N_2) = 0,30 \text{ mol}$ et $n(O_2) = 0,20 \text{ mol}$. Déterminons la pression totale et les pressions partielles.

Étape 1 — quantité totale. $n_{\text{tot}} = 0,30 + 0,20 = 0,50 \text{ mol}$.

Étape 2 — pression totale (équation d'état, $R = 0,082$):

$$p_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}}RT}{V} = \frac{0,50 \text{ mol} \times 0,082 \times 300 \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = \frac{12,3}{10,0} = 1,23 \text{ atm.}$$

Étape 3 — fractions molaires.

$$\chi(N_2) = \frac{0,30}{0,50} = 0,60, \quad \chi(O_2) = \frac{0,20}{0,50} = 0,40 \quad (\text{somme} = 1 \checkmark).$$

Étape 4 — pressions partielles.

$$p(N_2) = 0,60 \times 1,23 = 0,74 \text{ atm}, \quad p(O_2) = 0,40 \times 1,23 = 0,49 \text{ atm.}$$

Vérification (loi de Dalton). $p(N_2) + p(O_2) = 0,74 + 0,49 = 1,23 \text{ atm} = p_{\text{tot}} \checkmark$. Tout est cohérent.

 EXEMPLE *combien d'oxygène dans une pièce ? une application de l'air*

Combien de moles — et quelle masse — de dioxygène O_2 contient une pièce de dimensions $2\text{ m} \times 5,6\text{ m} \times 2\text{ m}$ aux CNTP, sachant que l'air contient 20 % de O_2 en volume ?

Étape 1 — volume d'air.

$$V_{\text{air}} = 2 \times 5,6 \times 2 = 22,4\text{ m}^3 = 22400\text{ L}.$$

Étape 2 — moles d'air total (aux CNTP, $V_m = 22,4\text{ L/mol}$) :

$$n_{\text{air}} = \frac{V_{\text{air}}}{V_m} = \frac{22400\text{ L}}{22,4\text{ L/mol}} = 1000\text{ mol}.$$

Étape 3 — moles de O_2 (fraction volumique = fraction molaire = 0,20) :

$$n(O_2) = 0,20 \times 1000 = 200\text{ mol}.$$

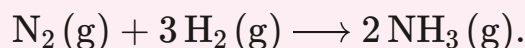
Étape 4 — masse de O_2 ($M(O_2) = 2 \times 16 = 32\text{ g/mol}$) :

$$m(O_2) = n \times M = 200 \times 32 = 6400\text{ g} = 6,4\text{ kg}.$$

La pièce contient 200 mol, soit 6,4 kg, de dioxygène. Remarquez l'astuce de l'énoncé : le volume tombe pile sur $22,4\text{ m}^3$, donc 1000 mol d'air — un clin d'œil au volume molaire.

EXEMPLE passer d'un volume de gaz à une masse via la stœchiométrie

Cet exemple relie la loi des gaz à un bilan de matière (Fiche 5). On fait réagir 44,8 L de N_2 et 67,2 L de H_2 , mesurés aux CNTP, selon la synthèse de l'ammoniac :



Quelle masse maximale d'ammoniac NH_3 peut-on obtenir ?

Étape 1 — volumes → moles (aux CNTP, on divise par 22,4 L/mol) :

$$n(N_2) = \frac{44,8}{22,4} = 2,0 \text{ mol}, \quad n(H_2) = \frac{67,2}{22,4} = 3,0 \text{ mol}.$$

Étape 2 — réactif limitant. La réaction consomme 1 N_2 pour 3 H_2 . Pour 2,0 mol de N_2 , il faudrait $3 \times 2 = 6,0$ mol de H_2 ; on n'en a que 3,0 mol. C'est donc le **dihydrogène H_2 qui est limitant**.

Étape 3 — quantité d'ammoniac formé. D'après les coefficients, 3 H_2 donnent 2 NH_3 :

$$n(NH_3) = \frac{2}{3} \times n(H_2) = \frac{2}{3} \times 3,0 = 2,0 \text{ mol}.$$

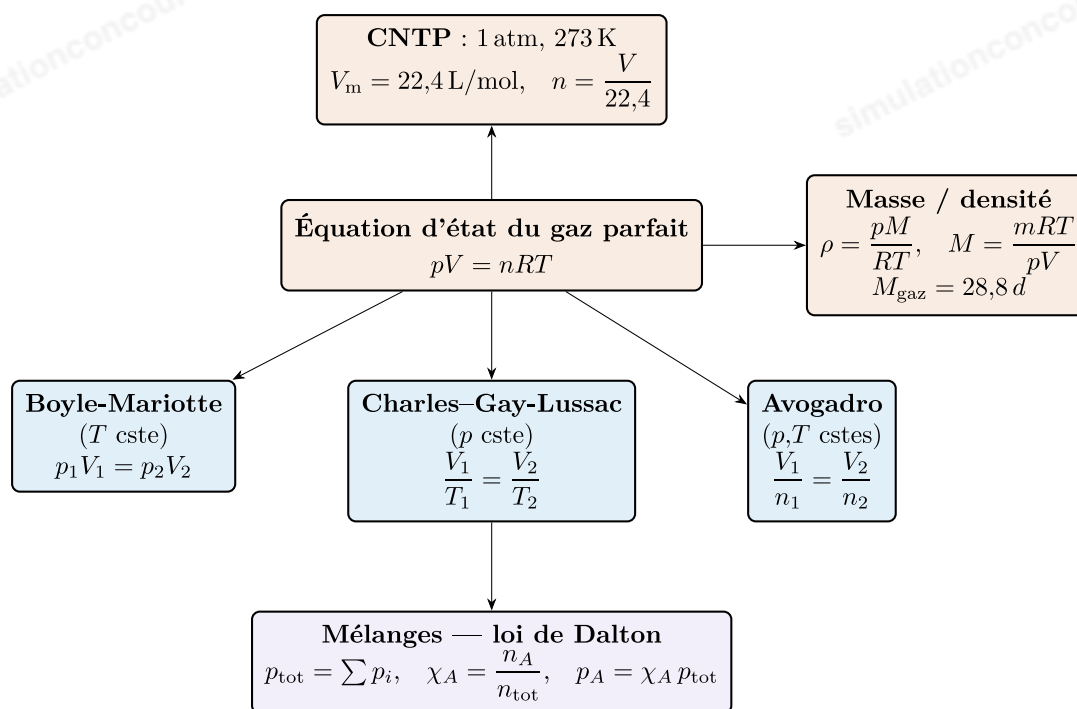
Étape 4 — masse ($M(NH_3) = 14 + 3 \times 1 = 17$ g/mol) :

$$m(NH_3) = n \times M = 2,0 \times 17 = 34 \text{ g}.$$

On obtient au mieux 34 g d'ammoniac. Cet exemple montre la **chaîne de raisonnement** typique en chimie des gaz : $\text{volume} \xrightarrow{\div 22,4} \text{moles} \xrightarrow{\text{stœchiométrie}} \text{moles du produit} \xrightarrow{\times M} \text{masse}$.

6 Synthèse

Le schéma suivant relie l'ensemble des notions de la fiche, du cas particulier (lois historiques) au cas général (équation d'état), puis aux mélanges (Dalton).



MÉMO MÉMO — LES FORMULES À CONNAÎTRE

Situation	Formule	Conditions
Cas général	$pV = nRT$	toujours (gaz parfait)
T constante	$p_1 V_1 = p_2 V_2$	Boyle-Mariotte
p constante	$V_1/T_1 = V_2/T_2$	Charles-Gay-Lussac
p, T constantes	$V_1/n_1 = V_2/n_2$	Avogadro
Nombre de moles	$n = pV/RT$	toujours
Aux CNTP	$n = V/22,4$	$p = 1 \text{ atm}, T = 273 \text{ K}$
Masse volumique	$\rho = pM/(RT)$	toujours
Masse molaire	$M = mRT/(pV)$	toujours
Densité / air	$M_{\text{gaz}} = 28,8 \text{ d}$	aux CNTP
Pression partielle	$p_A = \chi_A p_{\text{tot}}$	mélange (Dalton)
Pression totale	$p_{\text{tot}} = \sum p_i$	mélange (Dalton)

☑ **MÉMO** MÉMO — VALEURS ET CONSTANTES DE RÉFÉRENCE

- **Constante des gaz** : $R = 8,314 \text{ J/molK} = 8,314 \text{ kPaL/molK} = 0,082 \text{ atmL/molK}$.
- **CNTP** (= TPN = PTN) : $p = 1 \text{ atm}$, $T = 273 \text{ K}$ ($\theta = 0 \text{ degreeCelsius}$).
- **Volume molaire aux CNTP** : $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.
- **Air** : $\approx 80 \% \text{ N}_2 + 20 \% \text{ O}_2$ (en volume) ; $M_{\text{air}} = 28,8 \text{ g/mol}$; $\rho_{\text{air}} \approx 1,29 \text{ g/L}$ (CNTP).
- **Conversions** : $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$; $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$; $T(\text{K}) = \theta + 273,15$.

☑ **MÉMO** MÉMO — LES PIÈGES CLASSIQUES À ÉVITER

- **Température** : toujours en **kelvins** dans $pV = nRT$ et dans les rapports V/T , p/T . Convertir avant tout calcul.
- **Cohérence R / unités** : associer $R = 0,082$ à (atm, L), ou $R = 8,314$ à (Pa, m^3). Ne jamais panacher.
- **Le volume 22,4 L/mol** n'est valable qu'**aux CNTP**. Hors CNTP, repasser par $pV = nRT$.
- **Fraction molaire = fraction volumique** pour les gaz parfaits seulement (grâce à Avogadro).
- **Pression partielle** $p_A = \chi_A p_{\text{tot}}$: c'est la fraction *molaire*, pas la fraction massique.

 MÉMO MÉTHODE GÉNÉRALE — RÉSOUDRE UN PROBLÈME DE GAZ

- 1 **Lister** les grandeurs connues et l'inconnue ; repérer ce qui est *constant*.
- 2 **Convertir** les unités : température en K , pression et volume cohérents avec le R choisi.
- 3 **Choisir la loi** : une variable constante $\rightarrow$ loi historique ; sinon $\rightarrow pV = nRT$; mélange $\rightarrow$ Dalton.
- 4 **Isoler** littéralement l'inconnue *avant* l'application numérique.
- 5 **Calculer**, puis **vérifier** l'ordre de grandeur et l'homogénéité (les unités doivent se simplifier correctement).

Fin de la Fiche 7 — Loi des gaz.

— Fin de la fiche · Loi des gaz —



Le cours est lu – maintenant, entraîne-toi.



Tout ce qu'il faut pour transformer ce chapitre en points le jour du concours :

Sur simulationconcours.be

- ✓ Le carnet d'entraînement de cette fiche, corrigé pas à pas
- ✓ Le QCM blanc du chapitre, type concours
- ✓ La fiche de révision condensée, à imprimer
- ✓ Tous les autres cours, gratuits, chapitre par chapitre

Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

En conditions réelles — chrono, QCM type concours et score immédiat.



Rejoins-nous sur simulationconcours.be

scanne le QR ou tape l'adresse — les cours complets sont gratuits