



Chimie

Synthèse · Fiche 7

# Loi des gaz

Du gaz parfait aux pressions partielles — l'essentiel du chapitre, condensé pour réviser vite.

6 sections

4 min de lecture

Pack Réussite

## À maîtriser

- ✓ les quatre variables d'état  $p, V, n, T$  et leurs **unités** ;
- ✓ les trois **lois historiques** : Boyle–Mariotte, Charles–Gay–Lussac, Avogadro ;
- ✓ l'**équation d'état**  $pV = nRT$  et le bon choix de  $R$  ;
- ✓ **masse volumique, masse molaire, densité** ;
- ✓ le **volume molaire** 22,4 L/mol aux CNTP ;
- ✓ les **mélanges gazeux** : loi de Dalton, fraction molaire.



simulationconcours.be

scanne & continue en ligne

## 1 L'état gazeux : les quatre variables

### DÉFINITION 1.1 gaz parfait et variables d'état

Un **gaz** occupe tout le volume disponible. Il est décrit par quatre **variables d'état** : **pression**  $p$ , **volume**  $V$ , **quantité de matière**  $n$  (avec  $n = m/M$ ), **température**  $T$ . Un **gaz parfait** est un gaz idéalisé (molécules ponctuelles, sans interaction, chocs élastiques) ; sauf mention contraire, tous les gaz de cette fiche sont supposés parfaits.

| Unité de pression | Symbole | Équivalence                                                   |
|-------------------|---------|---------------------------------------------------------------|
| pascal            | Pa      | unité SI                                                      |
| bar               | bar     | $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$                             |
| atmosphère        | atm     | $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} \approx 1,013 \text{ bar}$ |
| mmHg              | mmHg    | $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$                            |

### FORMULE 1.1 conversion Celsius $\leftrightarrow$ Kelvin

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

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

### ATTENTION

Toujours convertir  $T$  en **kelvins** avant tout calcul et tout rapport  $T_2/T_1$  :  $\theta = 27 \text{ degreeCelsius} \Rightarrow T = 300 \text{ K}$  (jamais 27). Un rapport calculé en degrés Celsius est faux.

## 2 Les trois lois historiques

| Loi                | Fixé   | Varie  | Relation            |
|--------------------|--------|--------|---------------------|
| Boyle-Mariotte     | $n, T$ | $p, V$ | $pV = \text{cste}$  |
| Charles-Gay-Lussac | $n, p$ | $V, T$ | $V/T = \text{cste}$ |
| Avogadro           | $p, T$ | $V, n$ | $V/n = \text{cste}$ |

✔ **PROPRIÉTÉ 2.1** Boyle-Mariotte — isotherme,  $n, T$  constants

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

💡 **EXEMPLE**

$$p_1 = 1 \text{ atm}, V_1 = 24 \text{ L}, p_2 = 3 \text{ atm} \Rightarrow V_2 = p_1 V_1 / p_2 = 8 \text{ L}.$$

✔ **PROPRIÉTÉ 2.2** Charles-Gay-Lussac — isobare,  $n, p$  constants

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

❗ **REMARQUE** variante isochore

$V$  constant  $\Rightarrow p_1/T_1 = p_2/T_2$  (dédit de  $pV = nRT$ ) : c'est ce qui fait monter la pression d'un pneu qui chauffe.

💡 **EXEMPLE**

$$V_1 = 2,0 \text{ L à } T_1 = 300 \text{ K}, T_2 = 360 \text{ K} \Rightarrow V_2 = V_1 T_2 / T_1 = 2,4 \text{ L}.$$

✔ **PROPRIÉTÉ 2.3** Avogadro —  $p, T$  constants

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

Des volumes égaux de gaz, dans les mêmes conditions de  $p$  et  $T$ , contiennent le même nombre de molécules — quelle que soit la nature du gaz.

### 3 Équation d'état des gaz parfaits $pV = nRT$

**FORMULE 3.1** loi des gaz parfaits

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

où :

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

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

#### ⚠ ATTENTION

Ne jamais panacher  $R = 0,082 \text{ (atm,L)}$  avec une pression en pascals : choisir une ligne du tableau et s'y tenir.

Réarrangements utiles :

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

#### DÉFINITION 3.1 CNTP

Conditions normales de température et de pression :  $p = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 273 \text{ K}$  ( $\theta = 0 \text{ degreeCelsius}$ ).

**FORMULE 3.2** volume molaire aux CNTP

$$V_m = \frac{RT}{p} = 22,4 \text{ L/mol} \quad \Rightarrow \quad n = \frac{V}{V_m}.$$

**EXEMPLE**

$V = 44,8 \text{ L}$  de  $\text{N}_2$  aux CNTP  $\Rightarrow n = V/V_m = 44,8/22,4 = 2,0 \text{ mol}$ .

## 4 Masse volumique, masse molaire, densité

**FORMULE 4.1** *masse volumique et masse molaire d'un gaz parfait*

$$\rho = \frac{p M}{R T}$$

$$M = \frac{m R T}{p V}$$

où :

- $\rho$  : masse volumique (g/L) ;  $M$  : masse molaire (g/mol) ;  $m$  : masse (g).

**REMARQUE**

Aux CNTP :  $M = \rho \times V_m$ . À  $p, T$  donnés,  $\rho \propto M$  : un gaz « lourd » (grand  $M$ ) est plus dense qu'un gaz « léger ».

**DÉFINITION 4.1** *densité par rapport à l'air*

$d = \rho_{\text{gaz}}/\rho_{\text{air}} = M_{\text{gaz}}/M_{\text{air}}$ , avec  $M_{\text{air}} = 28,8 \text{ g/mol}$  (air  $\approx 80 \% \text{ N}_2 + 20 \% \text{ O}_2$  en volume),  $\rho_{\text{air}} \approx 1,29 \text{ g/L}$  aux CNTP.

**FORMULE 4.2** *masse molaire à partir de la densité*

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

| Gaz           | $M$ (g/mol) | $d$  | Comportement                   |
|---------------|-------------|------|--------------------------------|
| He            | 4           | 0,14 | monte (plus léger que l'air)   |
| $\text{N}_2$  | 28          | 0,97 | $\approx$ air                  |
| $\text{CO}_2$ | 44          | 1,53 | descend (plus lourd que l'air) |

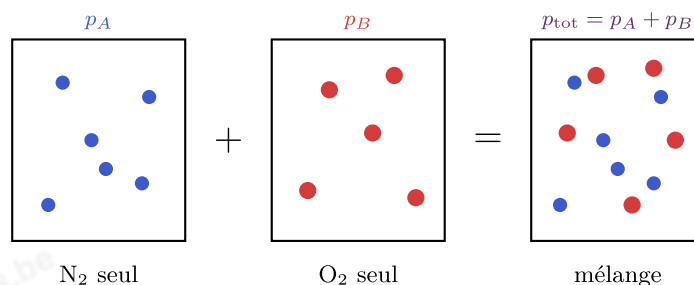
## 5 Mélanges gazeux : loi de Dalton

### DÉFINITION 5.1 pression partielle

$p_i$  : pression qu'exercerait le gaz  $i$  s'il occupait *seul* tout le volume, à la même température.

### PROPRIÉTÉ 5.1 loi de Dalton

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



### DÉFINITION 5.2 fraction molaire

$\chi_A = n_A / n_{\text{total}}$  (sans unité,  $\sum_i \chi_i = 1$ ).

### FORMULE 5.1 pression partielle et fraction molaire

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

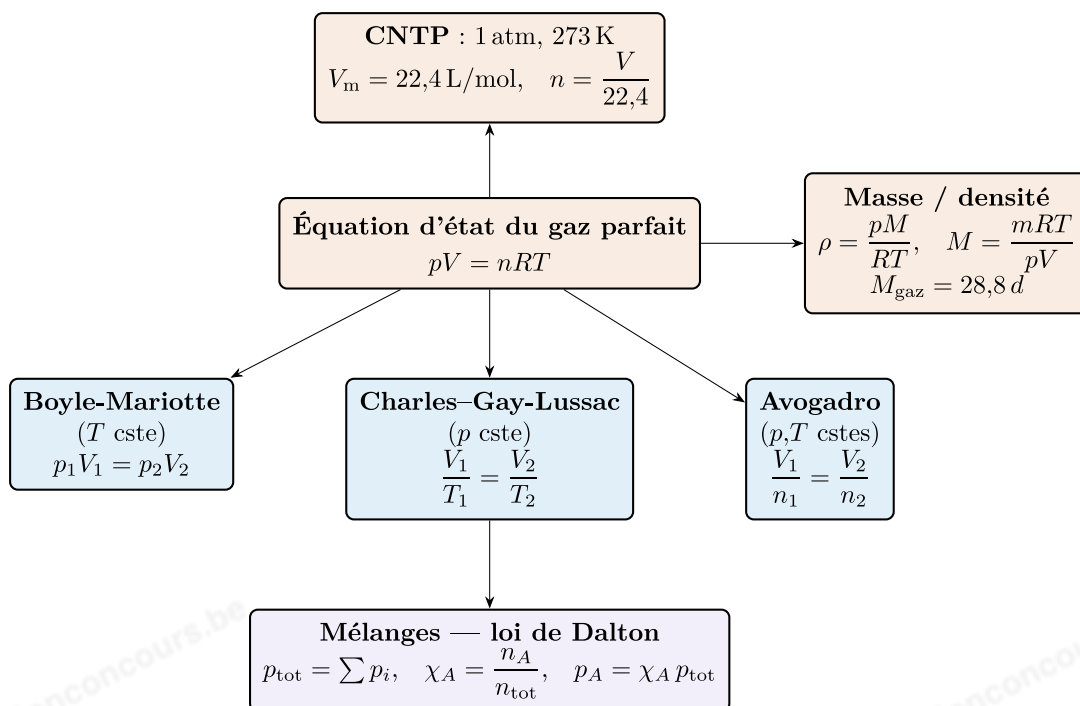
### REMARQUE

Pour des gaz parfaits, fraction molaire = fraction volumique (conséquence d'Avogadro) : « 20 % de  $\text{O}_2$  en volume » signifie  $\chi(\text{O}_2) = 0,20$ .

### EXEMPLE

$n(\text{N}_2) = 0,30 \text{ mol}$ ,  $n(\text{O}_2) = 0,20 \text{ mol}$ ,  $V = 10,0 \text{ L}$ ,  $T = 300 \text{ K}$  :  $n_{\text{tot}} = 0,50 \text{ mol}$ ,  $p_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} RT / V = 1,23 \text{ atm}$ ,  $\chi(\text{N}_2) = 0,60 \Rightarrow p(\text{N}_2) = 0,74 \text{ atm}$ ,  $p(\text{O}_2) = 0,49 \text{ atm}$  (somme = 1,23 atm ✓).

## 6 Synthèse



### 📌 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<sup>3</sup>). 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 de révision 7 — Loi des gaz.

— Fin de la synthèse · Loi des gaz —



# Synthèse bouclée ? Vérifie que ça tient.



La théorie est condensée — il reste à la faire tomber dans tes automatismes :

## Sur [simulationconcours.be](https://simulationconcours.be)

- ✓ Le QCM blanc du chapitre, type concours, corrigé et expliqué
- ✓ Le carnet d'entraînement de la fiche, niveau par niveau
- ✓ Le cours complet si un point résiste — gratuit
- ✓ Toutes les autres synthèses du Pack Réussite

## Tous les jeudis : simulation du concours en ligne

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



**Rejoins-nous sur [simulationconcours.be](https://simulationconcours.be)**

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