

POLYCOPIÉ DE CHIMIE GÉNÉRALE



Semaine 5

Lois des Gaz

Dr. Arne Seitz

BioImaging & Optics Platform (BIOP)
École Polytechnique Fédérale de Lausanne

31 octobre 2025

Table des Matières

1. Introduction aux Gaz
2. Pression des Gaz
3. Loi de Boyle
4. Loi de Charles
5. Principe d'Avogadro
6. Loi des Gaz Parfaits
7. Loi de Dalton des Pressions Partielles
8. Densité des Gaz
9. Théorie Cinétique des Gaz (KMT)
10. Distribution de Maxwell des Vitesses
11. Formulaire Récapitulatif

1. INTRODUCTION AUX GAZ

1.1 Nature des Gaz

Définition :

Un gaz est une phase de la matière caractérisée par des molécules en mouvement aléatoire et continu, largement espacées les unes des autres.

Caractéristiques principales :

- Compressibles (beaucoup d'espace entre les molécules)
- Expansion pour remplir tout l'espace disponible
- Faible densité comparé aux liquides et solides
- Mouvement chaotique et rapide des molécules

Propriétés mesurables :

Variable	Signification	Unités courantes
P	Pression	Pa, atm, bar
V	Volume	m³, L
T	Température	K (Kelvin)
n	Quantité de matière	mol

2. PRESSION DES GAZ

2.1 Définition de la Pression

Formule fondamentale :

$$P = F / A$$

Symbole	Signification	Unités
P	Pression	Pa (Pascal), atm, bar
F	Force exercée	N (Newton) = kg·m·s ⁻²
A	Aire de la surface	m ²

2.2 Unités de Pression - Conversions

Unité	Équivalence	Utilisation
1 atm	101 325 Pa	Pression atmosphérique standard
1 bar	10 ⁵ Pa	Unité SI pratique
1 Torr	1 mmHg H 133.322 Pa	Baromètre à mercure
1 psi	6894.76 Pa	Industrie (livres/pouce ²)

Relation fondamentale :

760 Torr = 760 mmHg = 1 atm = 101 325 Pa = 1.01325 bar

3. LOI DE BOYLE

3.1 Énoncé de la Loi

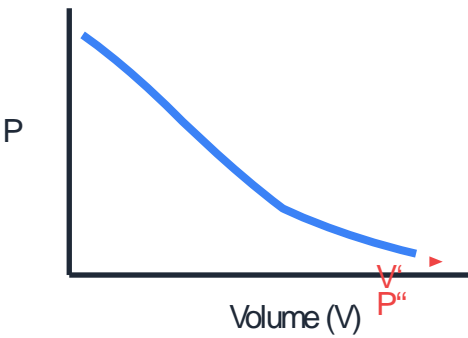
À température constante (isotherme), le volume d'un gaz est inversement proportionnel à sa pression.

Formule :

$$P \times V = \text{constante}$$

ou

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



Symbole	Signification	Unités
P ₁	Pression initiale	Pa, atm, bar
V ₁	Volume initial	L, m ³
P ₂	Pression finale	Pa, atm, bar
V ₂	Volume final	L, m ³

Contexte d'utilisation :

- Prédire le volume d'un gaz lorsqu'on change la pression (T et n constants)
- Exemple : Compression d'air dans une seringue
- Si P' alors V'' (relation inverse)

Exemple pratique :

$$\text{Si } P^{\bullet} = 1 \text{ atm, } V^{\bullet} = 10 \text{ L}$$

$$P, = 2 \text{ atm, } V, = ?$$

$$V, = P^{\bullet} V^{\bullet} / P, = (1 \text{ atm} \times 10 \text{ L}) / 2 \text{ atm} = 5 \text{ L}$$

4. LOI DE CHARLES

4.1 Énoncé de la Loi

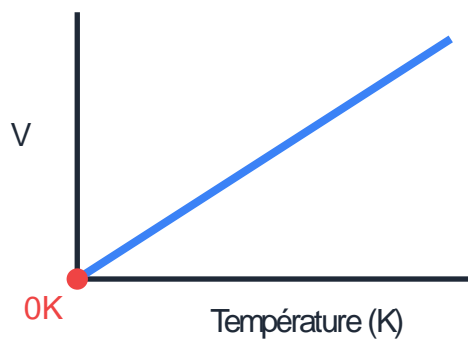
À pression constante (isobare), le volume d'un gaz est directement proportionnel à sa température absolue.

Formule :

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

ou

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$



IMPORTANT :

Toujours utiliser la température en Kelvin !

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273.15$$

Symbole	Signification	Unités

V_i	Volume initial	L, m ³
T_i	Température initiale	K (Kelvin)
V_f	Volume final	L, m ³
T_f	Température finale	K (Kelvin)

Concept clé : Le zéro absolu

À $T = 0 \text{ K} = -273.15^\circ\text{C}$, le volume théorique d'un gaz parfait est zéro.

C'est la température la plus basse possible.

Contexte d'utilisation :

- Prédire le volume d'un gaz lorsqu'on change la température (P et n constants)
- Exemple : Expansion d'une montgolfière lors du chauffage
- Si T' alors V' (relation directe)

5. PRINCIPE D'AVOGADRO

5.1 Énoncé du Principe

À température et pression constantes, des volumes égaux de gaz différents contiennent le même nombre de molécules.

Formule :

$$V/n = \text{constante} = \tilde{V} \text{ (volume molaire)}$$

Valeurs standards :

Conditions	Température	Pression	Volume molaire
STP	0°C (273.15 K)	1 atm	22.41 L·mol ⁻¹
SATP	25°C (298.15 K)	1 bar	24.79 L·mol ⁻¹

Contexte d'utilisation :

- Calcul du nombre de moles à partir du volume (et vice-versa)
- Conversion volume moles dans les calculs stœchiométriques
- Base de la loi des gaz parfaits

6. LOI DES GAZ PARFAITS

6.1 Formule Fondamentale

La loi qui combine toutes les lois précédentes :

$$PV = nRT$$

Symbole	Signification	Unités
P	Pression	Pa, atm, bar
V	Volume	m ³ , L
n	Quantité de matière	mol
R	Constante des gaz parfaits	8.314 J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹
T	Température absolue	K (Kelvin)

Valeurs de R selon les unités :

Unités de P et V	Valeur de R
Pa et m ³	$R = 8.314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
atm et L	$R = 0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
bar et L	$R = 0.08314 \text{ L} \cdot \text{bar} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Contexte d'utilisation :

- Calculer n'importe laquelle des 4 variables (P, V, n, T) si les 3 autres sont connues
- Décrit le comportement des gaz "idéaux" (basse pression, haute température)
- Base de nombreux calculs en chimie et physique

7. LOI DE DALTON DES PRESSIONS PARTIELLES

7.1 Énoncé de la Loi

Dans un mélange de gaz, la pression totale est la somme des pressions partielles de chaque gaz.

Formule :

$$P_{\text{totale}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

7.2 Pression Partielle et Fraction Molaire

Fraction molaire :

$$x_A = n_A / (n_A + n_B + n_C + \dots)$$

Relation :

$$P_A = x_A \times P_{\text{totale}}$$

Exemple : Air atmosphérique

Air : 78% N₂, 21% O₂, 1% autres

À P = 1 atm :

$$P_{N_2} = 0.78 \times 1 \text{ atm} = 0.78 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = 0.21 \times 1 \text{ atm} = 0.21 \text{ atm}$$

Applications pratiques :

- Analyse de mélanges gazeux (air, gaz de combustion)
- Respiration et physiologie (pression partielle de O₂, CO₂)
- Réactions chimiques en phase gazeuse

8. DENSITÉ DES GAZ

Formule de la densité :

$$d = m/V$$

À partir de la loi des gaz parfaits :

$$d = MP / (RT)$$

Symbole	Signification	Unités
d	Densité du gaz	kg·m ⁻³ , g·L ⁻¹
m	Masse du gaz	kg, g
M	Masse molaire	kg·mol ⁻¹ , g·mol ⁻¹
P	Pression	Pa
R	Constante des gaz	8.314 J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹
T	Température	K

Relations importantes :

- Si T' alors d'' (l'air chaud monte)
- Si P' alors d' (compression augmente la densité)
- Si M' alors d' (gaz lourds plus denses)

9. THÉORIE CINÉTIQUE DES GAZ (KMT)

9.1 Les 5 Postulats de Base

- 1. Mouvement : Les molécules de gaz sont en mouvement aléatoire continu
- 2. Taille : Le volume des molécules est négligeable devant le volume du conteneur
- 3. Collisions : Les molécules se déplacent en ligne droite jusqu'à une collision
- 4. Interactions : Aucune force d'attraction ou de répulsion entre molécules (sauf lors des collisions)
- 5. Élasticité : Les collisions sont parfaitement élastiques (pas de perte d'énergie)

9.2 Vitesse Quadratique Moyenne (RMS)

Formule fondamentale :

$$v_{rms} = \sqrt{3RT/M}$$

Symbole	Signification	Unités
v _{rms}	Vitesse quadratique moyenne	m·s ⁻¹
R	Constante des gaz	8.314 J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹
T	Température absolue	K
M	Masse molaire	kg·mol ⁻¹

Relations importantes :

- Si T alors v_{rms} (température = énergie cinétique)
- Si M alors v_{rms} (molécules lourdes plus lentes)

9.3 Température et Énergie Cinétique

$$T = Mv_{\text{rms}}^2 / (3R)$$

$$\text{Énergie cinétique moyenne} = (1/2)mv_{\text{rms}}^2 = (3/2)k_B T$$

$$\text{où } k_B = \text{constante de Boltzmann} = 1.381 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

Signification : La température absolue est proportionnelle à l'énergie cinétique moyenne des molécules.

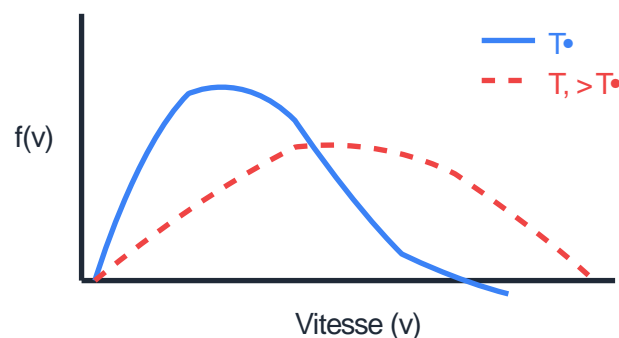
10. DISTRIBUTION DE MAXWELL DES VITESSES

10.1 Fonction de Distribution

La fonction de Maxwell :

$$f(v) = \frac{4M}{\sqrt{2\pi}} \left(\frac{RT}{M} \right)^{3/2} \times v^2 \times e^{(-Mv^2 / (2RT))}$$

Signification : $f(v)$ donne la fraction de molécules ayant une vitesse v à la température T .



10.2 Interprétation Graphique

Caractéristiques de la courbe :

1. Facteur v^2 : La courbe part de zéro (peu de molécules à vitesse nulle)
2. Facteur exponentiel : La courbe diminue rapidement aux grandes vitesses
3. Maximum : Correspond à la vitesse la plus probable

Effets de la température :

- T' : le pic se déplace vers les vitesses plus élevées
- T' : la courbe s'élargit (plus grande dispersion)
- T' : le pic devient plus bas (normalisation)

Effets de la masse molaire :

- M' : le pic se déplace vers les vitesses plus faibles
- M' : la courbe devient plus étroite
- Molécules légères (H_2) : vitesses élevées
- Molécules lourdes (CO_2) : vitesses faibles

11. FORMULAIRE RÉCAPITULATIF

11.1 Lois des Gaz

Loi	Formule	Conditions
Boyle	$P \bullet V \bullet = P, V,$	T, n constants
Charles	$V \bullet / T \bullet = V, / T,$	P, n constants
Gay-Lussac	$P \bullet / T \bullet = P, / T,$	V, n constants
Avogadro	$V \bullet / n \bullet = V, / n,$	P, T constants
Gaz Parfaits	$PV = nRT$	Toutes conditions
Combinée	$P \bullet V \bullet / (n \bullet T \bullet) = P, V, / (n, T,)$	Changement d'état
Dalton	$P_{tot} = P_A + P_B + ...$	Mélanges de gaz

11.2 Formules Dérivées

Grandeur	Formule	Unités
Densité	$d = MP/(RT)$	$kg \cdot m^{-3}, g \cdot L^{-1}$
Masse molaire	$M = dRT/P$	$g \cdot mol^{-1}$
Vitesse RMS	$v_{rms} = \sqrt{3RT/M}$	$m \cdot s^{-1}$
Fraction molaire	$x_A = n_A/n_{total}$	sans dimension
Pression partielle	$P_A = x_A \times P_{total}$	Pa, atm

11.3 Constantes Importantes

Constante	Symbole	Valeur	Unités
Constante des gaz	R	8.314	J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹
Constante des gaz	R	0.08206	L·atm·K ⁻¹ ·mol ⁻¹
Nombre d'Avogadro	N _A	6.022 × 10 ²³	mol ⁻¹
Constante de Boltzmann	k _B	1.381 × 10 ⁻²³	J·K ⁻¹
Volume molaire (STP)	V _m	22.41	L·mol ⁻¹
Volume molaire (SATP)	V _m	24.79	L·mol ⁻¹

11.4 Conversions Essentielles

Température :

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273.15$$

Pression :

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} = 1.01325 \text{ bar} = 760 \text{ Torr} = 760 \text{ mmHg}$$

Volume :

$$\begin{aligned} 1 \text{ L} &= 10^{-3} \text{ m}^3 = 1 \text{ dm}^3 \\ 1 \text{ mL} &= 10^{-6} \text{ m}^3 = 1 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

CONSEILS POUR LA RÉOLUTION DE PROBLÈMES

Liste de Vérification

1. Toujours convertir T en Kelvin ($T(K) = T(^{\circ}C) + 273.15$)
2. Vérifier la cohérence des unités (P, V, n, R)
3. Identifier les variables constantes et variables
4. Choisir la loi appropriée selon les conditions
5. Vérifier le sens physique du résultat

Erreurs Courantes

Utiliser T en $^{\circ}C$ au lieu de K

Mélanger les unités de P (atm vs Pa)

Oublier que PV a des dimensions d'énergie

Confondre masse molaire (g/mol) et masse (g)

APPLICATIONS PRATIQUES

Exemples d'Utilisation :

1. Respiration : Pressions partielles de O₂ et CO₂ dans le sang
 2. Plongée : Loi de Boyle et décompression
 3. Montgolfières : Loi de Charles et expansion thermique
 4. Météorologie : Baromètres et pressions atmosphériques
 5. Industrie : Stockage et transport de gaz comprimés
-

