

Capítol 1

Les propietats i el comportament dels gasos

(darrera actualització: 4 de febrer de 2026)

Índex

L'estudi dels gasos és fonamental per a comprendre el comportament de la matèria en estat gasós. Aquests conceptes són claus tant en la química moderna com en l'aplicació industrial. Les lleis dels gasos proporcionen una base per descriure el comportament macroscòpic dels gasos en funció de la temperatura, el volum i la pressió. Aquestes lleis són fonamentals per a la comprensió de molts processos químics i físics, com ara la termodinàmica, la cinètica química i la química de superfícies.

1.1 Les lleis dels gasos

En general, el volum d'un gas està determinat per la seva temperatura i la pressió que suporta. Existeix una relació matemàtica entre aquests paràmetres, que s'expressa com l'equació d'estat:

$$V = V(T, P, n), \quad (1.1)$$

on V és el volum, T és la temperatura, P la pressió, i n el nombre de mols del material. Es tracta d'una equació que pot ser molt complexa i específica per a líquids i sòlids, però en el cas dels gasos tots ells tenen un comportament molt similar. Això és degut a que en l'estat gas, les molècules són mes independents entre elles i, per tant, la seva naturalesa molecular no afecta substancialment al comportament del tot.

De partícules i mols de partícules

El mol és la unitat bàsica del Sistema Internacional per mesurar la quantitat de substància, i s'utilitza per comptar partícules com àtoms, molècules o ions. Un mol conté exactament $N_0 = 6,022 \times 10^{23}$ entitats elementals, un valor conegut com el nombre d'Avogadro. Aquesta constant permet connectar les dimensions microscòpiques (com la massa i el nombre de partícules) amb mesures macroscòpiques utilitzades en els experiments químics. Per exemple, un mol d'àtoms de carboni-12 (que representarem per ^{12}C , a partir d'ara) té una massa de 12 grams, facilitant així la relació entre l'estructura atòmica i la pràctica de la química.

1.1.1 Pressió i força

Un dispositiu típic per mesurar la pressió és el baròmetre, que utilitza una columna de mercuri per determinar la pressió atmosfèrica.

La pressió és definida com la força per unitat d'àrea que un gas exerceix sobre les parets del recipient que el conté. S'expressa comunament en unitats com pascals (Pa) o atmosferes (atm). Matemàticament:

$$\text{Pressió} = \frac{\text{Força}}{\text{Àrea}} = \frac{\text{massa} \times \text{acceleració}}{\text{Àrea}} = \frac{\text{massa} \times \text{acceleració}}{\text{Volum / alçada}} \quad (1.2)$$



Figura 1.1: El baròmetre (esquerra) utilitza una columna de mercuri per determinar la pressió atmosfèrica. Un manòmetre diferencial (dreta) mesura la diferència entre les pressions externes i d'un determinat gas.

Per tant, la pressió es calcula com:

$$P = \rho \cdot g \cdot h, \quad (1.3)$$

on ρ és la densitat, g l'acceleració gravitatória i h l'alçada.

Calculem ara què és una atmosfera quan s'expressa en funció de força per àrea unitària. Considerem una columna de mercuri amb una alçada de 760 mm. Sabem que la densitat del mercuri és $13.6 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$ i l'acceleració gravitatória és 9.8 m s^{-2} . Considerem un tub baromètric la superfície de secció transversal del qual és 1 cm^2 . Aleshores, la força que exerceix la columna de mercuri sobre aquesta superfície és igual a la massa del mercuri que es troba al tub, multiplicada per l'acceleració deguda a la gravetat. A la vegada, la massa del mercuri que està en el tub és el volum del mercuri multiplicat per la seva densitat a 0°C . Així doncs, es té:

$$\begin{aligned} \text{força} &= \\ &= \text{densitat del Hg} \times \text{alçada} \times \text{àrea} \times \text{acceleració} \\ &= 13,59 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 76,00 \text{ cm} \times 1,000 \text{ cm}^2 \times 980,7 \frac{\text{cm}}{\text{s}^2} \\ &= 1,013 \times 10^6 \text{ g} \cdot \frac{\text{cm}}{\text{s}^2} = 10,13 \text{ kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \\ &= 10,13 \text{ N}. \end{aligned}$$

Taula 1.1: Comparació de les unitats de pressió amb 1 atmosfera

Unitat de Pressió	Pressió (en relació a 1 atm)
Atmosfera (atm)	1 atm
Pascal (Pa)	101325 Pa
Bar	1.01325 bar
Mil·límetre de mercuri (mmHg)	760 mmHg
Torr (Torr)	760 Torr
Pounds per square inch (psi)	14.696 psi
Kilopascal (kPa)	101.325 kPa

La pressió dels pneumàtics

Les pressions en els pneumàtics normalment es donen en psi (psi), però és important saber si aquesta mesura és relativa a la pressió atmosfèrica o absoluta. Els manòmetres dels pneumàtics mesuren pressió relativa, excloent la pressió atmosfèrica.

Si un pneumàtic s'ha d'omplir a 35 psi de pressió absoluta, cal sumar la pressió atmosfèrica 14,7 psi, obtenint 20,3 psi en el manòmetre. Una mala interpretació pot portar a inflar o desinflar inadequadament el pneumàtic, afectant la seguretat i el rendiment del vehicle.

Aquesta és la força que exerceix una columna de mercuri de 760 mm d'alçada i d'1 cm² de superfície de secció transversal. Per tant, és també la força per unitat de superfície (un centímetre quadrat) que correspon a la pressió d'una atmosfera. Així, es té que:

$$1 \text{ atm} = 760,0 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr} = 1,013 \times 10^6 \text{ dynes cm}^{-2} = 1,013 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}.$$

Els gasos es comporten segons certes lleis empíriques que han estat establertes experimentalment. Aquestes lleis condueixen finalment a la formulació de la llei dels gasos ideals.

Quantitats intensives i extensives

Les propietats es poden classificar entre extensives (m, V, ...) o intensives (T, P, capacitat calorífica ...), segons depenguin de la quantitat de substància o no. La raó entre dues propietats extensives és sempre intensiva: $\delta = \frac{m}{V}$; $\nu = \frac{V}{m}$. Només necessitem dues propietats intensives per determinar l'estat d'un gas (P i T) i, per tant, amb tres variables intensives podem construir una equació d'estat:

$$F(P, V_m, T) = 0$$

La mesura d'una propietat per mol s'anomena valor molar d'aquesta variable. Per exemple $V_m = \frac{V}{n}$. La Taula 1.2 mostra els valors del volum molar per a diferents

gasos.

Gas	Volum molar (L)
He	22,434
Ar	22,397
H ₂	22,433
N ₂	22,402
O ₂	22,397
CO ₂	22,260
NH ₃	22,079

Taula 1.2: Valors del volum molar (L) per a diferents gasos [anonymous_principles_2012].

1.1.2 Llei de Boyle

Robert Boyle (1627-1691) va notar, fent servir un manometre com el de la Figura 1.1, que existia una determinada llei de proporcionalitat entre la pressió exercida sobre un gas i el volum d'aquest. Va descobrir que el producte entre el volum i la pressió és una

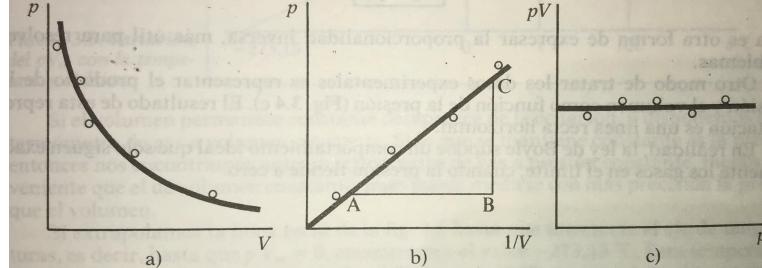


Figura 1.2: Experiment de Boyle i llei de proporcionalitat entre la pressió exercida sobre un gas i el seu volum.

constant, la qual cosa duu a que sota dues condicions diferents de pressió els volums es comporten de la següent manera per al mateix gas a una temperatura donada:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

Així, la pressió P d'un gas és inversament proporcional al seu volum V :

$$PV = \text{constant} \quad (1.4)$$

On P s'expressa en Pa (pascals) i V en m^3 .

1.1.3 Llei de Charles

Jacques Charles (1787) i posteriorment Gay-Lussac van trobar que per a una mateixa pressió, la relació $\frac{V_{100^\circ\text{C}}}{V_{0^\circ\text{C}}}$ era identica per a tots els gasos (1.376).

Això duu a extrapoljar fàcilment el comportament dels gasos i determinar el zero absolut de temperatura segons el gràfic 1.3. Lord Kelvin (1848) va proposar usar el punt d'intersecció del gràfic amb la línia de les abcisses com a origen d'una nova escala de temperatura: $T/\text{K} = t/\text{^\circ C} + 273.15$.¹

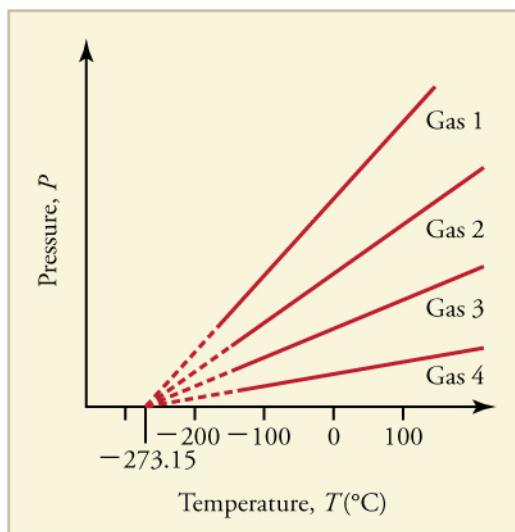


Figura 1.3: Gràfic del zero absolut a partir de la llei de Charles i Gay-Lussac.

La llei de Charles afirma que, a pressió constant, el volum d'un gas és directament proporcional a la seva temperatura absoluta T :

$$\frac{V}{T} = \text{constant} \quad (1.5)$$

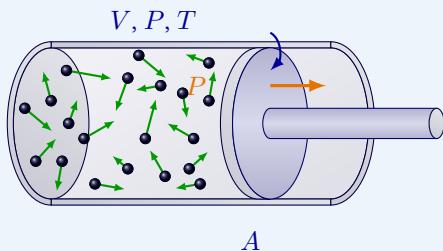
On T es mesura en K (Kelvins).

Amortidors

Utilitzem les lleis de Boyle i Charles per explicar com funciona un amortidor o una barra d'amortidor omplerta de gas en la suspensió d'un cotxe i per què s'utilitza un líquid en les línies de frens en lloc d'un gas.

¹en realitat s'usa 273.16, que és el punt triple de l'aigua, temperatura a la qual coexisteixen en equilibri aigua, gel i vapor en un recipient tancat

El pistó senzill és un sistema idealitzat on una quantitat fixa de gas queda atrapada dins d'una cambra tancada per un pistó en contacte amb l'atmosfera. La cambra funciona com un sistema tancat, fixant el nombre de molècules de gas dins del sistema, definit com el gas atrapat dins de la cambra. La resta de l'aparell permet que la temperatura, la pressió i el volum variïn. Si es manté constant una d'aquestes variables (temperatura, pressió o volum), es pot explorar la relació entre les altres dues variables mitjançant experiments.



El pistó no es mourà quan la pressió dins de la cambra sigui igual a la pressió exterior. Aquesta condició d'igualtat de pressions estableix la posició d'equilibri del pistó. Si es manté constant la temperatura, la pressió dins del sistema es pot variar canviant la força externa aplicada al pistó. Com que l'àrea de la superfície del pistó en contacte amb el sistema és invariable, l'aplicació d'una força exterior més gran augmenta la pressió externa. El sistema respon reduint el volum fins que la pressió interna s'iguala a la pressió externa.

La teoria cinètica molecular ens diu que l'origen de l'augment de la pressió és un increment en el nombre de col·lisions entre les molècules del gas i les parets de la cambra en un temps determinat. Fixant la temperatura, es fixa l'energia cinètica mitjana del sistema i, per tant, l'energia mitjana de cada col·lisió. Com que no podem donar més energia cinètica a les partícules escalant el gas per combatre l'augment de la pressió externa, el gas s'ha de forçar a augmentar el nombre de col·lisions, i ho fa disminuint el volum. Això indica que la pressió i el volum tenen una relació inversa, tal com es descriu a la llei de Boyle:

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

Si es manté constant la pressió externa, es pot explorar la relació entre el volum i la temperatura utilitzant el pistó senzill. Si s'escalfa el gas dins de la cambra, l'energia cinètica mitjana de les partícules augmenta, segons la teoria molecular cinètica. Això fa que cada col·lisió sigui més energètica i que el nombre de col·lisions entre les partícules del gas i la superfície interna del pistó augmenti en un interval de temps donat. Amb l'augment de les col·lisions, es genera una major força sobre el pistó, que ha de moure's cap amunt per aconseguir un nou punt d'equilibri.

$$V \propto T$$

Quan el cotxe passa per un sot, l'impacte es transfereix gairebé completament al vehicle. Si aquesta energia no s'absorbeix, els passatgers notarien una sacsejada brusca. Els amortidors de gas ajuden a suavitzar aquest impacte seguint les lleis dels gasos. Quan l'amortidor rep el cop, un pistó comprimeix el gas dins d'una càmera tancada. Això augmenta la pressió perquè les partícules de gas xoquen més sovint amb les parets. Part de l'energia de l'impacte es converteix en pressió i temperatura. El gas circula per petites obertures dins de l'amortidor, es refreda i dissipa l'energia. A més, l'aire exterior refresca l'amortidor. Finalment, la molla retorna l'amortidor a la seva posició original, permetent que el gas torni a omplir la càmera sense gastar gaire energia. Això permet que l'amortidor sigui reutilitzat en cada impacte.

1.1.4 Llei d'Amonton (o de Gay-Lussac)

La llei de Gay-Lussac és una llei dels gasos que estableix que la pressió P exercida per un gas (d'una massa donada i mantingut a volum constant) varia directament amb la temperatura absoluta del gas:

$$T \propto P \quad \text{o} \quad P = \text{constant} \times T \quad (1.6)$$

En altres paraules, si un gas ideal està confinat en un recipient amb volum constant i s'incrementa la temperatura, la pressió augmentarà proporcionalment a la temperatura.

La llei de Gay-Lussac i els pneumàtics de cursa

En curses, els pilots sovint fan girs bruscs amb els cotxes d'un costat a l'altre de la pista darrere del cotxe de seguretat abans que s'agití la bandera verda. També permeten que es formin espais entre el cotxe perseguit i el seu, per després accelerar bruscament i fer derrapar les rodes motrius.

En competicions de drag racing, és habitual que els cotxes facin un escalfament important de les rodes motrius mitjançant una fricció intensa a la línia de sortida. En la Fórmula 1, sovint es poden veure cotxes al paddock abans de la classificació o de la cursa amb escalfadors elèctrics de pneumàtics embolicant les rodes. En tots aquests casos, els equips i pilots escalfen els pneumàtics per optimitzar l'adherència i la pressió.

Suposem que els pneumàtics es van omplir a 40 psi la nit abans d'una cursa, quan la temperatura era de 15 °C (288 K). Al matí, es col·loquen a la zona de preparació i s'escalfen sota el sol fins a 30 °C (303 K). Aplicant la llei de Gay-Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (1.7)$$

Substituint les dades:

$$\frac{40 \text{ psi}}{288 \text{ K}} = \frac{P_2}{303 \text{ K}} \quad (1.8)$$

que ens dóna: $P_2 = 42,1 \text{ psi}$.

Aquesta diferència pot semblar petita, però en curses, unes dècimes de psi poden alterar significativament l'alçada del vehicle, la mida de la zona de contacte amb la pista i la rigidesa efectiva de la suspensió.

A més, la temperatura d'un pneumàtic de curses en plena acció pot arribar a uns 373 K. Això augmenta encara més la pressió fins a 51,8 psi, la qual cosa ha de ser considerada abans de muntar els pneumàtics al cotxe.

El mateix efecte es pot observar en els cotxes convencionals. Si s'omplen els pneumàtics a 35 psi en un dia calorós d'estiu a 32°C (305 K), la pressió disminuirà en un dia fred d'hivern amb una temperatura de -7°C (266 K) fins a 30,5 psi.

Això suposa una disminució d'entre 4 psi i 5 psi, és a dir, una reducció de gairebé un 13%!!

1.1.5 Llei dels Gasos Ideals

Combinant les tres lleis anteriors, obtenim la llei dels gasos ideals:

$$PV = nRT \quad (1.9)$$

o bé:

$$\frac{PV_m}{T} = c n t = R$$

On:

- P és la pressió en Pa
- V és el volum en m^3
- n és el nombre de mols
- R és la constant dels gasos, amb valor $8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
- T és la temperatura en K

Per tal de determinar la R no podem simplement calcular el quocient $\frac{PV_m}{T}$ per a qualsevol gas, ja que cadascun d'ells donarà un valor diferent (només és vàlida l'expressió per a un gas ideal!). Veure la Figura 1.4.

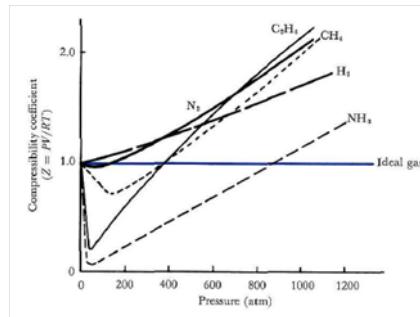


Figura 1.4: R es pren com al valor límit de la fracció $\frac{PV_m}{T}$ per a tots els gasos: $R = \lim_{P \rightarrow 0} \frac{PV_m}{T} = 0.08205 \frac{\text{atml}}{\text{molK}}$

Condicions normals (o estàndard) de temperatura i pressió

En química, la IUPAC va establir la temperatura i la pressió estàndard o normal (en anglès, standard temperature and pressure com a STP) com una temperatura de 273,15 K (0°C , 32°F) i una pressió absoluta de 100 kPa (14,504 psi, 0,986 atm, 1 bar).

Hi ha certa confusió internacional entre els termes normal i estàndard. A Europa les condicions estàndard fan referència a una temperatura de 298,15 K (25°C , 77°F) i una pressió absoluta de 1 atm (101,325 kPa). El terme equivalent en anglès és standard ambient temperature and pressure (SATP).

L'STP i el SATP no s'han de confondre amb l'estat estàndard comunament utilitzat, com veurem més endavant en aquest curs, en les avaluacions termodinàmiques de l'energia lliure de Gibbs d'una reacció.

Podeu veure una interessant referència sobre aquest tema a [doiron_20_2007].

1.1.6 Llei de Dalton

La llei de les pressions parcials de Dalton estableix que la pressió total d'una mescla de gasos ideals és igual a la suma de les pressions parcials dels gasos individuals en la mescla. Matemàticament, es pot expressar així:

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots + P_n$$

on P_{total} és la pressió total de la mescla, i P_1, P_2, \dots, P_n són les pressions parcials dels diferents gasos presents a la mescla.

La pressió parcial d'un gas és la pressió que exerciria aquest gas si ocupés tot el volum per si sol, a la mateixa temperatura.

Nitrogen als pneumàtics?

Els pneumàtics soLEN estar plens d'aire, que té la mateixa proporció d'oxigen i nitrogen. Quan es recorre a nitrogen pur per inflar els pneumàtics, es redueix la pressió parcial d'oxigen i s'augmenta la de nitrogen. Això té dos avantatges menors per a la conducció quotidiana. Primer, en reduir la pressió parcial d'oxigen, es disminueix l'oxidació que pot deteriorar el cautxú del pneumàtic.

El segon avantatge és la reducció de la quantitat d'aigua dins del pneumàtic. L'aire conté sempre una certa quantitat de vapor d'aigua, i els compressors que inflen els pneumàtics soLEN introduir aire humit. Aquesta aigua pot vaporitzar-se parcialment dins del pneumàtic i, com que la temperatura varia mentre es conduceix, provoca fluctuacions de pressió. A més, l'aigua pot contribuir a la degradació química dels pneumàtics i les llantes. Inflant-los amb nitrogen sec, s'evita la presència d'aigua líquida i gasosa, eliminant aquests inconvenients.

1.2 Teoria Cinètica dels Gasos

Per tal de relacionar aquestes descobertes amb l'estruccura atòmica de la matèria, ens cal introduir una teoria que representi els gasos de forma extremadament simple: un model. En el nostre cas (veure Figura 1.5),

- el gas és format per partícules que es comporten com a punts de massa, i
- a més de no col·lidir, no exerceixen força les unes sobre les altres.

Aquesta teoria, de forma relativament simple, ens permet expressar la pressió que s'exerceix sobre les parets d'un recipient per part del gas que conté segons:

$$PV = \frac{2}{3} \langle E_c \rangle = \frac{2}{3} N_0 \left\langle \frac{mc^2}{2} \right\rangle$$

on N_0 és el número d'Avogadro.

D'aquí s'extreuen resultats interessants, com que l'energia cinètica translacional d'un mol de gas és

$$\langle E_c \rangle = N_0 \frac{m \langle c^2 \rangle}{2} = \frac{3}{2} RT$$

o bé, si dividim pel número d'Avogadro a esquerra i dreta obtenim la constant dels gasos per molècula a partir de l'energia cinètica per molècula (constant de Boltzmann k):

$$\frac{m \langle c^2 \rangle}{2} = \frac{3}{2} kT$$

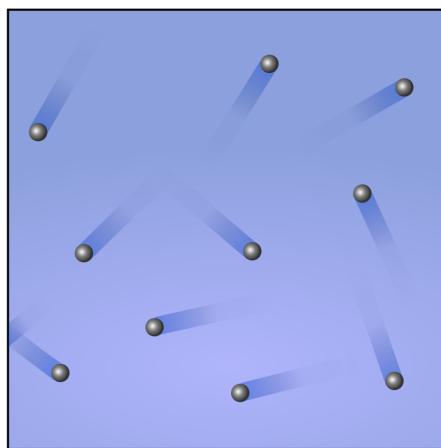


Figura 1.5: Representació del moviment de les partícules en un gas ideal.

Aquest resultat ens diu que si dos gasos tenen la mateixa T , les seves molècules tenen la mateixa energia cinètica promig.

La distribució de les velocitats de les partícules d'un gas segueix la distribució de Maxwell-Boltzmann[mahan_quimica_1997]:

$$\frac{\Delta N}{N} = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi kT} \right)^{3/2} \underbrace{e^{-mc^2/2kT}}_{\text{Boltzmann}} c^2 \Delta c$$

El factor de Boltzmann ens diu, en aquesta equació, que a qualsevol temperatura particular, acostuma a haver moltes menys molècules amb energies altes que amb energies baixes.

1.2.1 Capacitat calorífica

La capacitat calorífica d'una substància és la quantitat de calor en calories necessària per elevar 1°C la temperatura d'un gram de la substància.

De fet, això necessita precisió: no és el mateix fer aquest procés d'escalfament a volum constant que a pressió constant (C_V vs C_P).

Si afegim calor a un gas, o bé s'expandeix (i per tant fa treball) o bé la velocitat de les seves particules augmenta. A V constant, l'escalfament produeix un increment d'energia cinètica:

$$\Delta E = \frac{3}{2} R \Delta T$$

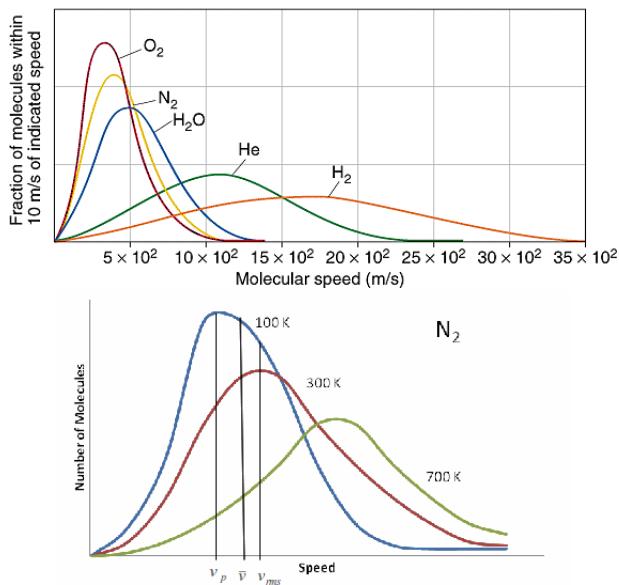


Figura 1.6: La distribució de Maxwell-Boltzmann per a diferents molècules i temperatures

però resulta que $\Delta E / \Delta T$ és, justament, C_V i, per tant, per a un gas monoatòmic ideal, $C_V = \frac{3}{2}R$ o, aproximadament, 3 cal/mol·grau.

En el cas de pressió constant, les partícules augmenten la seva energia cinètica i també exerceixen treball ($\Delta(PV)$):

$$\Delta(PV) = P\Delta V = P(V_2 - V_1) = PV_2 - PV_1$$

Per a un mol de gas, resulta que $PV = RT$ i, per tant,

$$PV_2 - PV_1 = RT_2 - RT_1 = R\Delta T$$

Per tant, la capacitat calorífica extra pel fet de fer el procés a pressió constant és

$$\frac{\Delta(PV)}{\Delta T} = R$$

i, per tant,

$$C_P = C_V + R = \frac{3}{2}R + R = \frac{5}{2}R$$

És fàcil veure que $C_P/C_V = 5/3 = 1.67$ i podem comparar aquests coeficients per a diversos gasos monoatòmics, per tal d'establir diferències amb el seu comportament ideal (Taula 1.3).

Taula 1.3: Quocients de capacitat calorífica [mahan_quimica_1997].

Gas	C_P/C_V	Gas	C_P/C_V
He	1.66	H_2	1.41
Ne	1.66	O_2	1.40
Ar	1.66	N_2	1.40
Kr	1.66	CO	1.40
Xe	1.66	NO	1.40
Hg	1.66	Cl_2	1.36

1.2.2 Gasos no ideals

En gasos reals, el factor de compressibilitat ve donat per

$$z = \frac{V_m}{V_{m,i}} = \frac{V_m}{RT/P} = \frac{PV_m}{RT}$$

no és 1, com succeiria a un gas ideal (veure Figura 1.7). En general, la desviació del comportament ideal esdevé més important quan el gas està més a prop d'un canvi de fase, com més baixa és la temperatura o com més alta és la pressió.

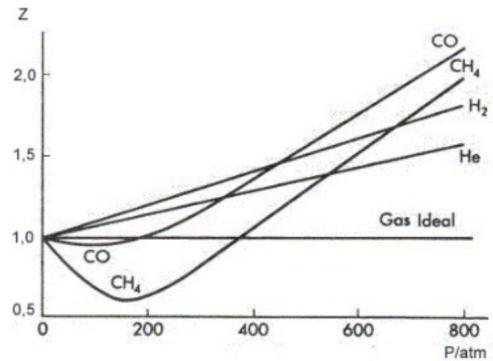


Figura 1.7: Factor de compressibilitat per a diferents gasos a 0°C.

Per tal de millorar l'aproximació a la realitat podem considerar diferents aproximacions. En el desenvolupament de l'equació d'estat del gas ideal (EOS), es van fer dues hipòtesis:

- El volum de les molècules de gas és insignificant en comparació amb el volum total i la distància entre les molècules.
- No existeixen forces atractives ni repulsives entre les molècules.

Johannes Diderick van der Waals (1873) va intentar eliminar aquestes dues hipòtesis en el desenvolupament d'una equació empírica d'estat per a gasos reals. Per tal d'eliminar la primera hipòtesi, van der Waals va assenyalar que les molècules de gas ocupen una fracció significativa del volum a altes pressions i va proposar que el volum de les molècules, denotat pel paràmetre b , fos restat del volum molar real, V , en l'Eq. (5.45), per obtenir

$$p = \frac{RT}{V - b}$$

on el paràmetre b és conegut com el covolum i es considera que reflecteix el volum de les molècules. La variable V_m representa el volum real per mol de gas.

Segons això,

$$z = \frac{PV_m}{RT} = 1 + \frac{b}{RT} P$$

que té una forma lineal. Això explicaria el cas de la molècula d'hidrogen a la Figura 1.7. Però què passa amb CH₄ o CO? Val la pena pensar que són molècules que es podran trobar líquides a temperatures més baixes amb major facilitat que no pas H₂. Per tal d'eliminar la segona hipòtesi, van der Waals va afegir un terme correctiu, denotat per $\frac{a}{V^2}$, a aquesta equació per tenir en compte les forces atractives entre les molècules.

Tenint en compte aquestes modificacions en la inclusió de P i V en l'equació dels gasos ideals podem arribar (no ho fem aquí) a l'equació dels gasos ideals proposada per van der Waals:

$$\left(P + \frac{a}{V_m^2} \right) (V_m - b) = RT$$

o bé

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT \quad (1.10)$$

La Taula 1.4 mostra els valors de a i b per a diferents gasos.

Gas	a (L ² atm mol ⁻²)	b (L mol ⁻¹)
H ₂	0,2444	0,026 61
He	0,034 12	0,023 70
N ₂	1,3900	0,039 13
O ₂	1,3600	0,031 83
CO	1,4850	0,039 85
NO	1,3400	0,027 89
CO ₂	3,5920	0,042 67
H ₂ O	5,4640	0,030 49

Taula 1.4: Constants de van der Waals per a diferents gasos.

1.3 Les forces de van der Waals

Les forces de van der Waals són degudes a tres contribucions:

1. forces dipol-dipol.
2. Efecte de distorsió: forces d'inducció.
3. Efecte de dispersió: forces de dispersió.

Les forces de van der Waals, que contribueixen a la pèrdua d'idealitat en una gas, són interaccions intermoleculars dèbils que apareixen entre molècules neutres. Aquestes forces inclouen:

- Forces de dispersió de London, que són degudes a fluctuacions temporals en la distribució electrònica.
- Forces dipol-dipol, que actuen entre molècules amb moments dipolars permanents.
- Forces d'inducció, o forces dipol-induït, que es donen quan una molècula polar induceix un dipol en una molècula apolar.

L'energia potencial associada a les forces de van der Waals es pot aproximar mitjançant el potencial de Lennard-Jones:

$$U(r) = 4\epsilon \left[\left(\frac{\sigma}{r} \right)^{12} - \left(\frac{\sigma}{r} \right)^6 \right] \quad (1.11)$$

on:

- $U(r)$ és l'energia potencial en funció de la distància intermolecular r .
- ϵ és la profunditat del pou de potencial, representant la intensitat de la interacció.
- σ és la distància a la qual el potencial és zero.

La taula següent mostra els valors de ϵ i σ per a diferents gasos.

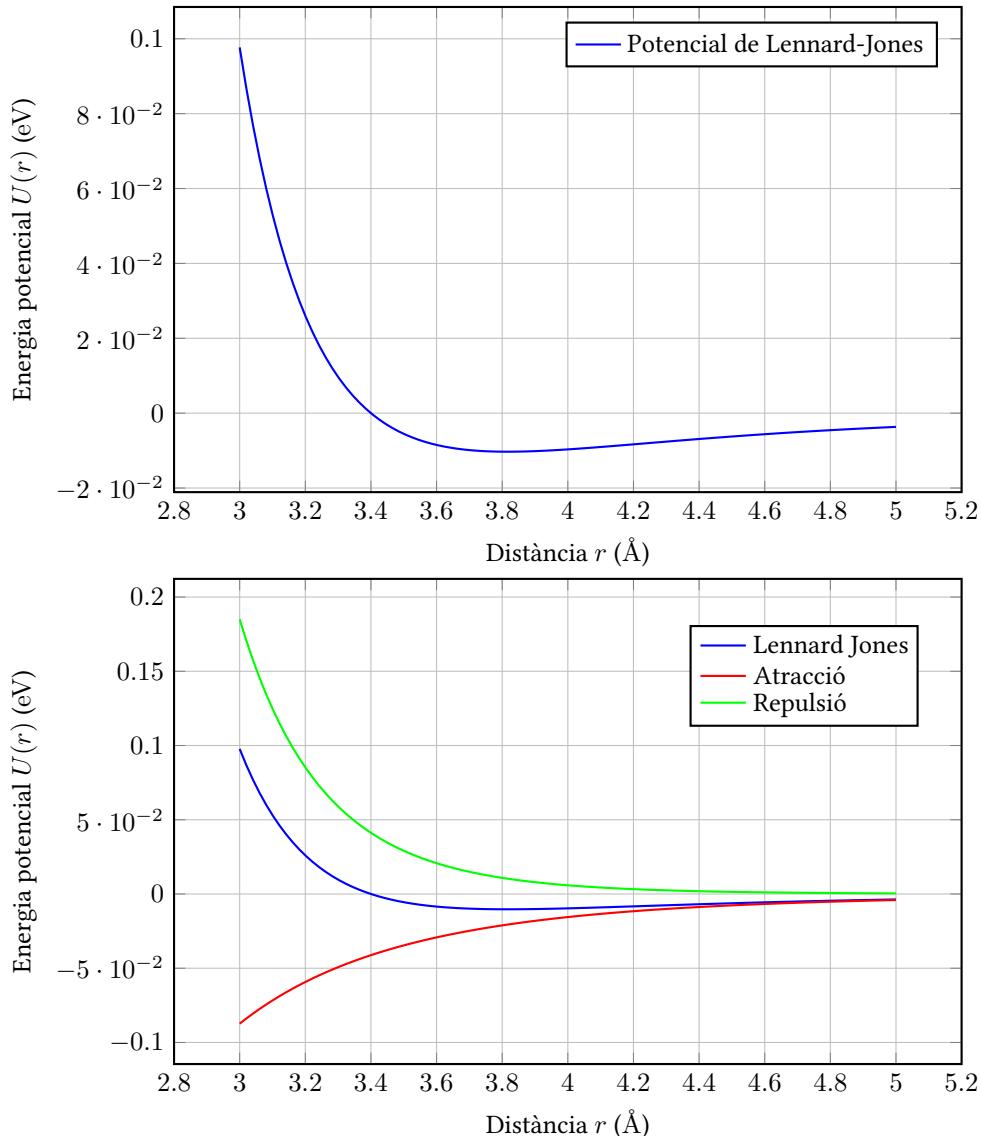


Figura 1.8: Potencial de Lennard-Jones amb valors típics ($\varepsilon = 0,010$ eV, $\sigma = 3,4$ Å). L'energia potencial disminueix inicialment fins a un mínim, corresponent a la distància d'equilibri on la interacció és més estable. Quan les molècules s'acosten massa, la repulsió electrònica domina i l'energia potencial augmenta ràpidament.

Taula 1.5: Paràmetres de Lennard-Jones parameters, ε i σ , per a diverses substàncies.

Species	$(\varepsilon/k_B)/K$	σ/pm
He	10,22	256
Ne	35,6	275
Ar	120	341
Kr	164	383
Xe	229	406
H ₂	37,0	293
N ₂	95,1	370
O ₂	118	358
CO	100	376
CO ₂	189	449
CF ₄	152	470
CH ₄	149	378
C ₂ H ₄	199	452
C ₂ H ₆	243	395
C ₃ H ₈	242	564
C(CH ₃) ₄	232	744

1.4 Codis

Code 1.1: Codi Matlab per dibuixar una distribució de Maxwell-Boltzmann

```

1      clc; clear; close all;
2
3      % Definim constants
4      kB = 1.38e-23; % Constant de Boltzmann (J/K)
5      T = 300;         % Temperatura en Kelvin
6      m = 4.65e-26;   % Massa de la molècula (kg) (exemple:
                      molècula de nitrogen)
7
8      % Definim el rang de velocitats
9      v = linspace(0, 2000, 1000); % Rang de velocitats (m
                                / s)
10
11     % Funció de distribució de Maxwell-Boltzmann
12     f_v = ( (m / (2 * pi * kB * T))^(3/2) ) * 4 * pi * v
           .^2 .* exp(-m * v.^2 / (2 * kB * T));
13
14     % Representació gràfica de la distribució
15     figure;
16     plot(v, f_v, 'b', 'LineWidth', 2);
17     xlabel('Velocitat (m/s)');
18     ylabel('Densitat de probabilitat f(v)');

```

```
19 title('Distribució de Maxwell-Boltzmann');
20 grid on;
21
22 % Càcul de la velocitat més probable, la velocitat
23 % mitjana i la velocitat quadràtica mitjana
24 v_mp = sqrt(2 * kB * T / m); % Velocitat més
25 % probable
26 v_mitjana = sqrt(8 * kB * T / (pi * m)); % Velocitat
27 % mitjana
28 v_rms = sqrt(3 * kB * T / m); % Velocitat quadràtica
29 % mitjana
30
31 hold on;
32 xline(v_mp, '--r', 'Velocitat més probable', 'LabelHorizontalAlignment', 'right');
33 xline(v_mitjana, '--g', 'Velocitat mitjana', 'LabelHorizontalAlignment', 'right');
34 xline(v_rms, '--m', 'Velocitat RMS', 'LabelHorizontalAlignment', 'right');
35 legend('Distribució de Maxwell-Boltzmann', 'Velocitat
36 més probable', 'Velocitat mitjana', 'Velocitat
37 RMS');
38 hold off;
```

1.5 Exercicis

Exercici 1 () . Dalt de l'Everest, la pressió atmosfèrica és de 0,33 atm i la temperatura de 50 sota zero. Quina és la densitat de l'aire si en CN és de 1.29 g dm^{-3} ?

Exercici 2 () . Quant gas hi ha en una mostra de volum $0,5 \text{ dm}^3$, a 80°C i 800 Torr de pressió?

Exercici 3 () . Pots calcular el volum ocupat per molècula en un gas ideal a CN?. Es troben dues molècules molt freqüentment en un gas a baixa pressió?

Exercici 4 () . Si a CN la densitat d'un gas ideal és de $2,62 \text{ g dm}^{-3}$, quina és la seva massa molar? i quina densitat tindrà a 300 K i $2,4 \times 10^5 \text{ Pa}$ $2.4 \times 10^5 \text{ Pa}$?

Exercici 5 () . Quant gas hi ha en una mostra de volum 0.5 dm^3 , a 80 graus Celsius i 800 Torr de pressió?.

Exercici 6 () . Què passa segons l'Equació de van der Waals si la pressió es fa propera a zero o bé la temperatura es fa molt gran per a un gas real? La figura mostra el factor de compressibilitat per a un mateix gas a diferents temperatures

