

LA MATÈRIA

Estructura de la matèria

Nombre atòmic (Z)

Nombre de **protons** que té el nucli d'un àtom.

Nombre màssic (A)

Suma del nombre de **protons** i de **neutrons** que té el nucli d'un àtom.

Isòtop

Varietats d'àtoms d'un mateix element amb **igual nombre atòmic**, però amb **diferent nombre màssic**.

Exemple:

$Z = 1 \rightarrow$ 1 protó en el nucli

$\left\{ \begin{array}{l} A = 1 \rightarrow \text{proti: 1 protó i cap neutró} \\ A = 2 \rightarrow \text{deuteri: 1 protó i 1 neutró} \\ A = 3 \rightarrow \text{triti: 1 protó i 2 neutrons} \end{array} \right.$

Massa atòmica

Mitjana aritmètica ponderada de les masses atòmiques relatives dels isòtops d'un element.

Massa molecular (M)


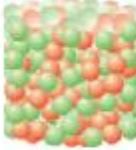


Massa d'una molècula.

Mol

Quantitat de substància d'un sistema que conté tantes entitats elementals com àtoms hi ha en 0,012 kg de carboni 12.

1 mol de qualsevol substància $\rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$ molècules

Estats de la matèria

	<i>Sòlid</i>	<i>Líquid</i>	<i>Gasós</i>
<i>Forces d'atracció</i>	Elevades. Partícules molt properes, només tenen moviment de vibració.	Més febles que en els sòlids. Partícules més separades, però amb distàncies intermoleculars fixes, tenen moviment de vibració i translació.	Pràcticament nul·les. Partícules molt separades amb moviment continu i aleatori.
<i>Volum</i>	Fix, a causa de les forces d'atracció entre partícules.	Fix (distàncies entre partícules més o menys constants).	Tot el volum del recipient que els conté. No hi ha força d'atracció entre partícules.
<i>Forma</i>	Fixa, les partícules només vibren. Segons la disposició de les partícules pot ser: Cristal·lina: ordenació predeterminada.  Amorfa: sense ordenació predeterminada. 	Sense forma pròpia, s'adapta al recipient que el conté. Les partícules, en el moviment de translació, llisquen les unes sobre les altres. Presenta una pressió hidrostàtica. 	No té forma pròpia. Les partícules estan en moviment constant. 
<i>Compressibilitat</i>	Incompressibles, partícules molt juntes.	Gairebé incompressibles, distàncies entre partícules fixes.	Compressibles, les partícules estan molt separades, i pot variar la distància entre elles.
<i>Densitat</i>	Més alta que en altres estats, partícules molt juntes, matèria compacta.	Més baixa que la dels sòlids, partícules més separades que en els sòlids.	Baixa: partícules molt separades, poc compacte.

AUGMENT DEL MOVIMENT DE LES PARTÍCULES →

DISMINUCIÓ DE LES FORCES D'ATRACCIÓ ENTRE PARTÍCULES →

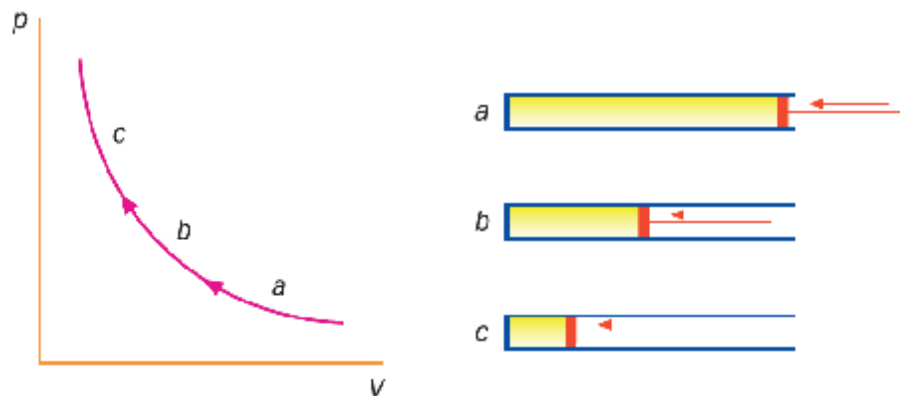
Lleis dels gasos (I)

Llei de Boyle-Mariotte

Si la temperatura d'un gas es manté constant, la pressió exercida pel gas varia inversament al volum:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = \dots = p_n V_n = k$$

On k és la constant de proporcionalitat que depèn de la massa i de la temperatura del gas.



Variació de la pressió en funció del volum.

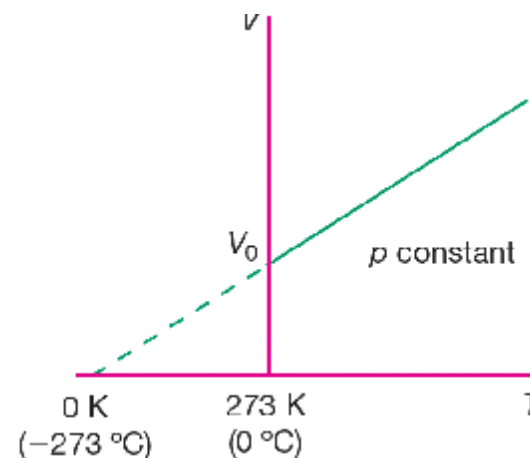
Lleis dels gasos (II)

Llei de Charles

A pressió constant, el volum d'una massa determinada de qualsevol gas és directament proporcional a la temperatura absoluta:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \dots = \frac{V_n}{T_n} = k'$$

$V = k' T$ (a p i n constants).

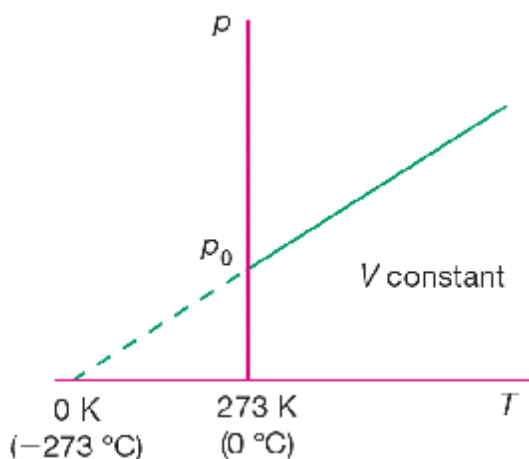


Llei de Gay-Lussac

A volum constant, la pressió d'un gas qualsevol augmenta en 1/273 de l'original quan la temperatura Celsius augmenta un grau; o bé, a volum constant, la pressió d'una massa determinada de qualsevol gas és directament proporcional a la temperatura absoluta:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \dots = \frac{p_n}{T_n} = k''$$

$V = k'' T$ (a V i n constants).



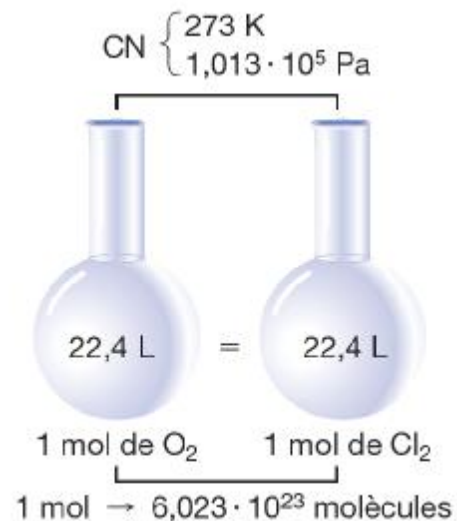
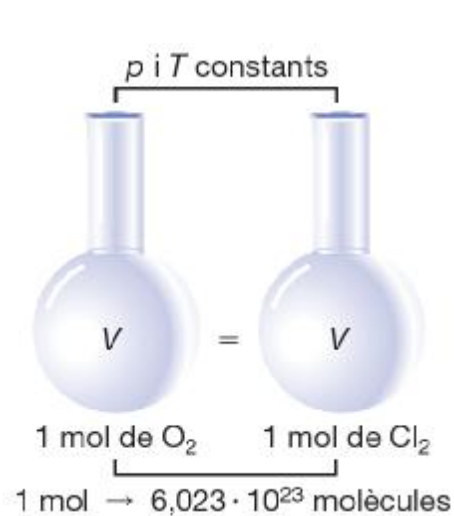
Lleis dels gasos (III)

Llei d'Avogadro

Volums iguals de gasos diferents, en les mateixes condicions de pressió i temperatura, contenen el mateix nombre de partícules (molècules o àtoms), n :

$$V = k^n n$$

A p i T constants.



Recorda

Condicions normals (CN) d'un gas:

273 K (0 °C)

$1,013 \cdot 10^5$ Pa (1 atm)

Lleis dels gasos (IV)

Llei d'estat dels gasos ideals. Equació d'estat

Equació que resulta de la combinació de les lleis d'Avogadro, de Boyle-Mariotte i de Charles. Es compleix també en els gasos reals a **baixes pressions**:

$$p V = n R T \quad \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

On R és la constant dels gasos ideals o perfectes, la qual depèn de k , k' i k'' .

Aplicacions directes
de l'equació d'estat

$$\left\{ \begin{array}{l} \S \text{ Densitat d'un gas} \longrightarrow d = \frac{p M}{R T} \\ \S \text{ Massa molar d'un gas} \longrightarrow M = \frac{m R T}{p V} \end{array} \right.$$

Lleis dels gasos (V)

Llei de Dalton

En una mescla de gasos, la pressió total és la suma de les pressions de cadascun dels gasos de la mescla:

$$p_t = \sum p_i$$

On p_t és la pressió total i p_i , la pressió parcial.



Llei de Dalton

Com que la fracció molar és el **tant per u**, el valor de la fracció molar no pot ultrapassar l'**1**.

Mescla de gasos

§ Les **pressions parcials** de cadascun dels gasos d'una mescla són directament proporcionals a la composició en volum de la mescla:

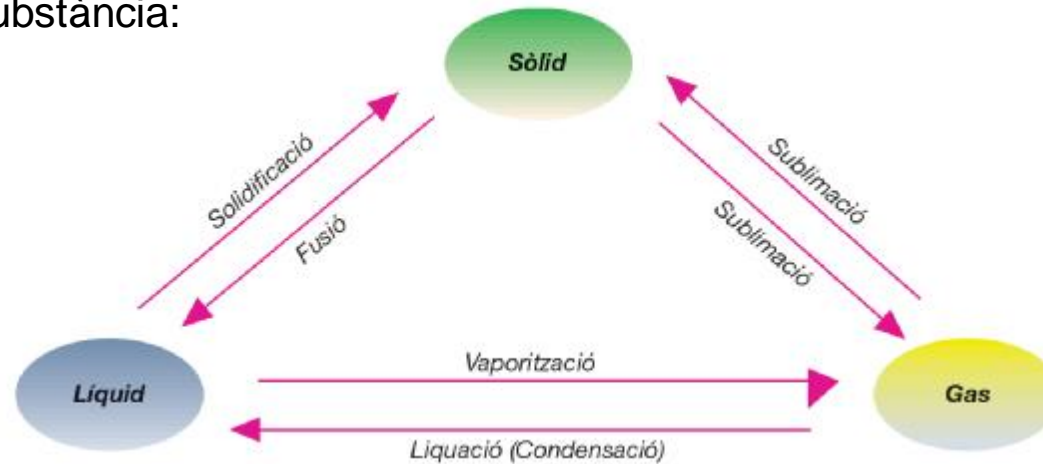
$$p_i = p_t \frac{\% \text{ en volum}}{100}$$

§ Gasos humits:

$$p_{\text{gas humit}} = p_{\text{gas sec}} + p_{\text{aigua}}$$

Canvis d'estat

Canvis d'estat d'una substància:



Corba d'escalfament d'una substància:

