

6 Lleis dels gasos

	p	V	m	t	
Boyle-Mariotte			k	k	$pV = k_1$
Charles Gay-Lussac	k		k		$V = V_0(1 + \alpha t)$
					$T = t + 273,16$
					$V = k_2 T$
Avogadro	k			k	$V = k_3 n$

p = pressió
 V_0 = volum inicial
 t = temperatura en graus centígrads (Celsius)
 T = temperatura en graus Kelvin
 k_1, k_2, k_3 = constants de proporcionalitat

V = volum
 m = massa
 n = nombre de mols;
 k = constant;
 α = coeficient de dilatació cúbica.

Equació d'estat dels gasos ideals

$$pV = nRT$$

p	V	n	T	R
atm Pa(N m ⁻²)	dm ³ (l) m ³	mol mol	K K	0,082 atm l K ⁻¹ mol ⁻¹ 8,31 J K ⁻¹ mol ⁻¹

R = constant molar dels gasos

	p	T
condicions normals (c.n.) condicions estàndard	1,013 10 ⁵ Pa (1 atm) 1,013 10 ⁵ Pa (1 atm)	273 K(0°C) 298 K(25°C)

n	V
c.n. 1 mol	22,4 l

Equacions derivades de la d'estat

$$n = m/M \quad M = \frac{mRT}{pV} \quad \rho = m/V \quad \rho = \frac{pM}{RT}$$

M = massa molecular del gas; ρ = densitat del gas

m	M	T	p	V	ρ	R
g g	g mol ⁻¹ g mol ⁻¹	K K	atm Pa	l m ³	g l ⁻¹ g m ⁻³	0,082 atm l K ⁻¹ mol ⁻¹ 8,31 J K ⁻¹ mol ⁻¹

Gasos A i B en iguals condicions de p i T

$$\rho_{A(B)} = \frac{p_A}{p_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

ρ_A = densitat del gas A
 ρ_B = densitat del gas B
 $\rho_{A(B)}$ = densitat relativa del gas A respecte al gas B

Mescles de gasos

	Gasos independents	Gas únic
Llei de Dalton de les pressions parcials	$i=1 \dots n$ $p = \sum_{i=1}^n p_i$ $p_i V = n_i RT$ $p V_i = n_i RT$ $\frac{p_i}{p} = \frac{n_i}{n}; \quad x_i = \frac{n_i}{n}$ $p_i = x_i p$ $\frac{V_i}{V} = \frac{n_i}{n}$	$pV = nRT$ $\bar{M} = \frac{mRT}{pV}$ $\bar{M} = x_A M_A + x_B M_B + \dots$
Gas A recollit sobre aigua	$p = p_A + p_{\text{vapor}}$	
Gasos recollits sobre qualsevol líquid	$p = p_A + p_B + \dots + p_{\text{líquid}}$	

m = massa molecular aparent o mitjana de la mescla;
 p_i = pressió parcial d'un gas; V_i = volum parcial d'un gas;
 n_i = nombre de mols d'un component; x_i = fracció molar d'un component;
 $p_{v, aigua}$ = pressió de vapor de l'aigua;
 $p_{v, líquid}$ = pressió de vapor d'un líquid.

Pressió de vapor d'un líquid a una temperatura t

És la pressió que fa el vapor del líquid en equilibri amb el líquid en aquella temperatura.

Teoria cinètico-molecular

Postulats:

- un gas està format per un gran nombre de partícules, en un nombre suficient que permeti aplicar-hi lleis estadístiques.
- les partícules es mouen a diferents velocitats, sense direccions privilegiades i amb xocs perfectament elàstics.
- no hi ha forces d'atracció o de rebuig entre les partícules i el volum que ocupen és negligible comparativament amb el volum del recipient que les conté.
- els xocs de les partícules contra les parets del recipient són els que donen lloc a la pressió del gas.

Resultat d'aplicar la teoria:

Equacions teòriques:

$$pV = \frac{1}{3} N m \bar{v}^2 \quad pV = \frac{2}{3} n N_A \bar{e}_c$$

N = nombre de partícules
 m = massa d'una partícula
 $\bar{v}^2$ = velocitat quadràtica mitjana

Equació experimental:

$$pV = nRT$$

$\bar{e}_c$ = energia cinètica mitjana
 M = massa molecular del gas
 k = constant molecular dels gasos o constant de Boltzman

Combinant les equacions:

$$\bar{e}_c = \frac{3R}{2N_A} T \quad \bar{e}_c = \frac{3}{2} k T \quad \bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Conseqüències:

La temperatura és a nivell macroscòpic el que el moviment és a nivell microscòpic.

A 0 K estat de repòs absolut: $\bar{e}_c = \frac{1}{2} m \bar{v}^2$; $v_i = 0$

Si dos gasos A i B estan a igual T , es mouen més de pressa les molècules que tenen la M més petita: $M_A v_A^2 = M_B v_B^2$

7 Formes més usals d'expressar la concentració de les solucions

$\% \text{ en massa} = \frac{\text{massa solut}}{\text{massa dissolució}} \cdot 100$	$\text{g l}^{-1} = \frac{\text{g solut}}{\text{l dissolució}}$
$\% \text{ en volum} = \frac{\text{volum solut}}{\text{volum dissolució}} \cdot 100$	$M(\text{Molaritat}) = \frac{\text{mols solut}}{\text{l dissolució}}$
$m(\text{molalitat}) = \frac{\text{mols solut}}{\text{kg dissolvent}}$	$\text{mols m}^{-3} = \frac{\text{mols solut}}{\text{m}^3 \text{ dissolució}}$
$x_s = \frac{\text{mols solut}}{\text{mols solut} + \text{mols dissolvent}}$	$x_s, x_d = \text{fraccions molars de solut i dissolvent respectivament}$ $x_s + x_d = 1$
$x_d = \frac{\text{mols dissolvent}}{\text{mols solut} + \text{mols dissolvent}}$	
$N(\text{Normalitat}) = \frac{\text{equivalents solut}}{\text{l dissolució}}$	
$\text{equivalents solut} = \frac{\text{g solut}}{\text{pes equivalent solut}}$	

(continua a la pàgina següent)