

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI

$$pV = nRT$$

(è una generalizzazione delle leggi di Boyle, Charles e Gay-Lussac e contiene il principio di Avogadro)

gas ideali

3

RAPPORTI TRA LE UNITA' DI MISURA

VOLUME (l, m³)

$$1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

PRESSIONE (Pa, atm, torr o mmHg, bar)

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg (a } 0^\circ\text{C)}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr (ad ogni T)}$$

$$1 \text{ bar} = 100000 \text{ Pa}$$

QUANTITA' DI SOSTANZA (mol)

$$n = \frac{\text{g}}{\text{P.M.}}$$

TEMPERATURA (K)

$$T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15$$

N.B. Per condizioni standard si intende:

$$T = 273,15 \text{ K (} 0^\circ\text{C)} \quad p = 1 \text{ atm}$$

gas ideali

4

R: COSTANTE UNIVERSALE DEI GAS

$$pV = nRT$$

Il valore numerico di R dipende dalle unità di misura in cui sono espressi V e p .

Consideriamo una mole di gas alla pressione di 1 atm (101325 Pa) e alla T di 273,15 K. Il suo volume è $= 22,4141 (22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3)$. I possibili valori di R sono:

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4141}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{101325 \text{ Pa} \cdot 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

gas ideali

5

ESERCIZIO 1

A 20 °C e 730 torr, un gas occupa un volume di 20 l.

Calcolare:

- Il volume occupato dal gas se la pressione viene portata a 2 atm tenendo invariata la T
- Il volume occupato dal gas in condizioni standard
- La pressione esercitata dal gas alla T di -50°C
- La T a cui si deve portare il gas perché a 650 mmHg occupi un volume di 26 l.

gas ideali

6

ESERCIZIO 1 (a)

A 20 °C e 730 torr, un gas occupa un volume di 20 l.

Calcolare:

a) Il volume occupato dal gas se la pressione viene portata a 2 atm tenendo invariata la T

a) T = cost \rightleftharpoons Siamo nelle condizioni di validità della legge di Boyle

$$\rightleftharpoons p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

$$p_1 = 730 \text{ torr} \\ 1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$$

$$\text{quindi } 730 \text{ torr} = 730/760 = 0,96 \text{ atm}$$

$$p_1 = 0,96 \text{ atm} \\ V_1 = 20 \text{ l} \\ p_2 = 2 \text{ atm} \\ V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{0,96 \text{ atm} \cdot 20 \text{ l}}{2 \text{ atm}} = 9,6 \text{ l}$$

gas ideali

7

ESERCIZIO 1 (b)

A 20 °C e 730 torr, un gas occupa un volume di 20 l.

Calcolare:

b) Il volume occupato dal gas in condizioni standard

Condizioni standard: 0°C = 273,15 K e p = 1 atm

$$pV = nRT$$

$$\rightleftharpoons V = \frac{nRT}{p} \quad (*)$$

Calcoliamo n dalle condizioni iniziali:

$$T = 20^\circ\text{C} = 20 + 273,15 = 293,15 \text{ K}$$

$$p = 730 \text{ torr} = 0,96 \text{ atm}$$

$$V = 20 \text{ l}$$

$$pV = nRT \quad n = \frac{pV}{RT} = \frac{0,96 \text{ atm} \cdot 20 \text{ l}}{0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293,15 \text{ K}} = 0,798 \text{ mol}$$

Sostituendo nella * si ha:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,798 \cdot 0,0821 \cdot 273,15}{1} = 17,9 \text{ l}$$

gas ideali

8

ESERCIZIO 1 (c)

A 20 °C e 730 torr, un gas occupa un volume di 20 l.

Calcolare:

- c) La pressione esercitata dal gas alla T di -50°C

Il volume resta invariato \longrightarrow Siamo nelle condizioni di validità della legge di Gay-Lussac

$$\longrightarrow p_1/T_1 = p_2/T_2$$

$$p_1 = 730 \text{ torr} = 0,96 \text{ atm}$$

$$T_1 = 20^\circ\text{C} = 293,15 \text{ K}$$

$$T_2 = -50^\circ\text{C} = -50 + 273,15 = 223,15 \text{ K}$$

$$\longrightarrow p_2 = \frac{p_1 T_2}{T_1} = \frac{0,96 \text{ atm} \cdot 223,15 \text{ K}}{293,15 \text{ K}} = 0,73 \text{ atm}$$

gas ideali

9

ESERCIZIO 1 (d)

A 20 °C e 730 torr, un gas occupa un volume di 20 l.

Calcolare:

- d) La T a cui si deve portare il gas perché a 650 mmHg occupi un volume di 26 l.

$$pV = nRT$$

$$p = 650 \text{ mm Hg} = 650/760 = 0,855 \text{ atm}$$

$$V = 26 \text{ l}$$

$$n = 0,798 \text{ mol}$$

$$T = \frac{pV}{nR} = \frac{0,855 \text{ atm} \cdot 26 \text{ l}}{0,798 \text{ mol} \cdot 0,0821 \frac{\text{atm l}}{\text{mol K}}} = 339 \text{ K}$$

gas ideali

10

ESERCIZIO 2

Calcolare la massa di 100 dm³ di metano (CH₄) a 25°C e alla pressione di 1 atm.

$$pV = nRT$$

$$V = 100 \text{ dm}^3 = 100 \text{ l}$$

$$T = 25^\circ\text{C} = 25 + 273,15 = 298,15 \text{ K}$$

$$p = 1 \text{ atm}$$

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 100 \text{ l}}{0,0821 \cdot 298,15 \text{ K}} = 4,085 \text{ moli}$$

$$n = \frac{g}{PM} \quad \Longleftrightarrow \quad g = n \cdot PM$$
$$= 4,085 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol}$$
$$= 65,4 \text{ g}$$

gas ideali

11

ESERCIZIO 3

0,545 g di una sostanza gassosa a 473 K occupano il volume di 0,265 dm³ alla pressione di 1 atm. Calcolare il peso molecolare della sostanza gassosa.

$$pV = nRT$$

$$V = 0,265 \text{ dm}^3 = 0,265 \text{ l}$$

$$T = 473 \text{ K}$$

$$p = 1 \text{ atm}$$

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,265 \text{ l}}{0,0821 \cdot 473 \text{ K}} = 6,82 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$$

$$n = \frac{g}{PM} \quad \Longleftrightarrow \quad PM = \frac{g}{n} = \frac{0,545 \text{ g}}{6,82 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$= 80 \text{ g/mol}$$

gas ideali

12

ESERCIZIO 4

Una massa di CO₂ contenuta in un recipiente di 5 dm³ alla pressione di 5 atm e alla temperatura di 24°C è fatta espandere in un recipiente di 75 dm³. La temperatura finale del gas è -51°C.

Calcolare la pressione di CO₂.

$$pV = nRT$$

$$V_1 = 5 \text{ dm}^3 = 5 \text{ l}$$

$$p_1 = 5 \text{ atm}$$

$$T_1 = 24^\circ\text{C} = 24 + 273,15 = 297,15 \text{ K}$$

$$V_2 = 75 \text{ dm}^3 = 75 \text{ l}$$

$$T_2 = -51^\circ\text{C} = -51 + 273,15 = 222,15 \text{ K}$$

$$p_2 = ?$$

$$n = \frac{p_1 V_1}{R T_1} = \frac{5 \text{ atm} \cdot 5 \text{ l}}{0,0821 \cdot 297,15 \text{ K}} = 1,025 \text{ moli}$$

$$p_2 = n \frac{R T_2}{V_2} = \frac{1,025 \text{ mol} \cdot 0,0821 \cdot 222,15 \text{ K}}{75 \text{ l}} = 0,249 \text{ atm}$$

gas ideali

13

MISCELE DI GAS

Misure sperimentali mostrano che l'equazione di stato è applicabile anche alle miscele gassose:

$$pV = (n_1 + n_2 + \dots)RT$$

$$(1) \quad p_{\text{TOT}} = \frac{(n_1 + n_2 + \dots)RT}{V} = \frac{n_{\text{TOT}}RT}{V}$$

n_i = moli del componente i-esimo

$$(2) \quad p_i = \frac{n_i RT}{V} \quad (\text{pressione parziale})$$

pressione che ciascun componente della miscela eserciterebbe se occupasse da solo tutto il volume V

La (1) diventa quindi:

$$p_{\text{TOT}} = \sum_i p_i$$

LEGGE DI DALTON:

La pressione totale esercitata da una miscela gassosa ideale sulle pareti del recipiente è la somma delle pressioni parziali dei gas componenti.

Dividendo la (2) per la (1) si ha:

$$\frac{p_i}{p_{\text{TOT}}} = \frac{n_i RT / V}{n_{\text{TOT}} RT / V} \implies p_i = \frac{n_i}{n_{\text{TOT}}} p_{\text{TOT}}$$



$$p_i = x_i p_{\text{TOT}}$$

x_i = frazione molare

gas ideali

14

ESERCIZIO 5

Una miscela gassosa, contenente 2 moli di H₂O e 5 moli di CO₂ alla T di 423 K, occupa un volume di 156 dm³. Calcolare le pressioni parziali dei due gas e la pressione totale della miscela

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}RT}{V} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,0821 \cdot 423 \text{ K}}{156 \text{ l}}$$

$$= 0,445 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}RT}{V} = \frac{5 \text{ mol} \cdot 0,0821 \cdot 423 \text{ K}}{156 \text{ l}}$$

$$= 1,113 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} \text{Per la legge di Dalton } p_{\text{TOT}} &= p_{\text{H}_2\text{O}} + p_{\text{CO}_2} \\ &= 0,445 + 1,113 \\ &= 1,558 \text{ atm} \end{aligned}$$

gas ideali

15

ESERCIZI

➤ Una bombola contiene He alla pressione di $2,12 \cdot 10^7$ Pa. Il volume della bombola è $7,2 \cdot 10^{-2}$ m³. Calcolare le moli di elio che sono contenute nella bombola alla temperatura di 298 K
(616 mol)

➤ Una bombola di 80 dm³ contiene H₂ alla pressione di 200 atm ed alla temperatura di 298 K. Calcolare il volume di H₂ in m³ in condizioni standard.
(14,7 m³)

➤ Una bombola di 80 l contiene 5,6 Kg di CH₄. La pressione massima che la bombola può sopportare è 150 bar (limite di sicurezza). Calcolare la temperatura massima che può raggiungere la bombola in condizioni di sicurezza.
(412 K)

➤ 1,00 g di H₂ sono introdotti in un recipiente di 1 l contenente He alla T di 373 K ed alla pressione di $2,52 \cdot 10^5$ Pa. Calcolare la pressione totale nel recipiente alla temperatura di 373 K.
($1,8 \cdot 10^6$ Pa)

➤ 5 moli di N₂ e 3,5 moli di O₂ sono poste in uno stesso recipiente e la pressione è portata a $1,01 \cdot 10^7$ Pa con un pistone. Calcolare la pressione parziale dei due gas.
($5,94 \cdot 10^6$ Pa; $4,16 \cdot 10^6$ Pa)

gas ideali

16