

STATO GASSOSO:

- È il più semplice perché le interaz. dipendono dalle particelle. Nei gas esse sono trascurabili quindi \Rightarrow i gas hanno leggi generali

Legge di Boyle: La pressione di un gas ed il suo volume sono inversamente proporzionali a temperat. costante

$$t = \text{cost} \quad p \cdot V = K$$

K non dipende dal tipo di gas

Legge di Gay-Lussac: $V = V_0(1 + at)$ a press costante

A $p = \text{cost}$ V e t sono direttam. proporz.

$$P = P_0(1 + at) \text{ a } V \text{ costante}$$

- $a = \text{costante uguale a } 1/273,15$

$$\text{sostituendo: } V = V_0(273,15 + t)/273,15$$

$$P = P_0(273,15 + t)/273,15$$

ma $(273,15 + t) = \text{temperat. assol.}$

$$V = kT$$

$$P = kT$$

Principio di Avogadro: Gas diversi con V, t, p uguali, hanno lo stesso numero di moli

Per studiare i gas perfetti e applicare le leggi dei gas bisogna tener conto, convenzionalmente, che:

- 1) Le particelle dei gas perfetti hanno massa, ma non volume
- 2) Le particelle si muovono con un moto uniforme e casuale
- 3) Le interaz tra le particelle e tra queste e le pareti del recipiente
- 4) Gli urti all'interno dei gas sono urti perfettamente elastici.



Equaz. di stato dei gas perfetti $PV = nRT$

$R = \text{costante } 8,3145 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ $n \downarrow$ moli

$0,0820578 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Quindi: $\frac{PV}{nRT} = 1 = Z \rightarrow$ fattore di comprimibilità

Se il gas è reale $Z \neq 1$, ma a temp e press. bassa le leggi dei gas perfetti sono buone approssimaz.

Perché un gas reale non è come un gas perfetto?

- 1) Le molecole di un gas reale hanno un loro volume
- 2) Tra le molecole vi sono forze attrattive: i gas passano allo stato liquido.

CONSIDERAZ:

- se $pV = nRT$ e $T = 0$ l'unica soluz, ad una qualsiasi pressione è che $V = 0$
Quindi un gas, allo zero assoluto, sparirebbe, o dovrebbe sparire.
- Ma questo è un CONTROSENSO \Rightarrow se parlo di un gas reale devo suggerire l'equaz. di stato un modo tale che si tenga conto del volume delle particelle.
- Chiamo b il volume di una mole di molecole
 $V_1 = (V_0 - nb)$ $P(V - nb) = nRT$
ma b non è uguale per tutti!
E se $T = 0$ $\underline{pV = nb}$

La 2^a correz. per i gas reali, sono le interaz. fra le particelle, che fanno passare un gas allo stato liquido.
Quindi tali interaz. vincolano le particelle e rendono la pressione minore

Quindi $P_i = P_0 + a/V^2$
costante che dipende dalla molecola

Più è piccolo il volume più le interaz. si fanno sentire

EQUAZ DI STATO DEI GAS PERFETTI

$$PV = nRT$$

EQUAZ DI STATO DEI GAS REALI (DI VAN DER WAALS)

$$(P + a/V^2)(V - nb) = nRT$$

DEVIAZ DI COMPORTAM

Dall'equaz. di Van der Waals, aumentando V , i fattori correttivi perdono importanza ed il comportamento di un gas perfetto assomiglia a quello del gas

LA DENSITA' DEI GAS

$$\text{Densita'} = \frac{\text{peso}}{V}$$

Come si valuta un um gas?

$$pV = nRT \rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$\text{e poich}' n = \frac{m}{M} \quad p = \left(\frac{m}{V}\right) \cdot \frac{RT}{M}$$

↓
densita'

$$p = \frac{dRT}{M} \rightarrow d = \frac{p \cdot M}{RT} \quad \text{La densita' e' direttamente proporzionale al peso molecolare. (E' la stessa questione del galleggiamento)}$$

Come si fa a sapere se un gas galleggia nell'aria?

L'aria non e' un composto puro:

$$\text{"P.M."} = 0,78 \times 28,016 + 0,22 \times 32 = 28,9$$

↓
P_AN₂ ↓
P_AO₂

Tutti i gas con P.M. < 28,9 galleggiano nell'aria.

* P.S. Più alta e' la temperatur, minore e' la densita' (v. l'aria calda.)

LEGGE DI DALTON:

"Per una miscela di gas, la pressione totale e' data dalle pressioni parziali dei gas"

(La press. parz. di un gas e' la press. che il gas eserciterebbe se occupasse da solo tutto il volume)

es. ho 3 gas A, B, C in un volume V

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = (P_A + P_B + P_C) = (n_A + n_B + n_C)RT/V = nRT/V$$

LEGGE DI HENRY:

La solubilita' di un gas in un liquido e' proporzionale alla sua press. parziale. All'aumentare della temperatura la solubilita' diminuisce.

TEORIA CINETICA DEI GAS

- Tratta i gas come fossero perfetti.
- La spinta è il risultato degli urti delle particelle del gas sulle pareti del recipiente.

RISULTATO = l'energia cinetica media delle particelle è proporzionale alla temperatura: $E_c = \frac{3}{2} kT$
↓ costante di Boltzmann

DISTRIBUZIONE DELLE VELOCITÀ = campana Gaussiana

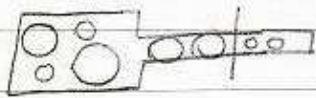
LEGGE DI GRAHAM

Due gas A e B in una miscela hanno la stessa T e quindi stessa energia cinetica:

$$\frac{1}{2} m_A v_A^2 = \frac{1}{2} m_B v_B^2 \rightarrow \frac{m_A}{m_B} = \frac{v_B^2}{v_A^2}$$

Più è pesante, meno si muove.

Metodo per separare i gas



l'altro

Dopo tot secondi esce 1, dopo tot secondi