

I GAS

E' la fase in cui le energie di tipo cinetico prevalgono sulle energie di legame; un gas è descritto dai parametri P, V, m, T. Valgono le seguenti leggi empiriche:

1. **LEGGE DI GAY-LUSSAC**: a volume e massa costante, la pressione è direttamente proporzionale alla temperatura.
 2. **LEGGE DI CHARLES**: a pressione e massa costante, il volume è direttamente proporzionale alla temperatura.
 3. **LEGGE DI BOYLE**: a massa e temperatura costante, la pressione e il volume sono inversamente proporzionali
- IPOTESI DI AVOGADRO** (1811): volumi uguali di gas contengono lo stesso numero di molecole (N_A).

TEORIA CINETICA DEI GAS: la pressione esercitata dal gas sulle pareti del recipiente è dovuta agli urti delle particelle contro le pareti stesse; l'energia cinetica media di una particella è: $\epsilon = 3/2 k T$ (con k = costante di Boltzmann = R/N_A)

MODELLO DI GAS IDEALE: è un gas in cui le particelle non hanno volume proprio, non presentano interazioni reciproche e hanno urti completamente elastici.

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS IDEALI: $P V = n R T$ (dove T è la temperatura assoluta e R è la costante dei gas)

VOLUME MOLARE: è il volume occupato da una mole di un gas perfetto a 1 atm e 0 °C.

DENSITA': è data da $\rho = P M / (R T)$ (dove M è il peso molecolare)

MISCELA DI GAS IDEALI: si comporta come un gas formato da una sola specie chimica: $P_{tot} V = (\sum n_i) R T$

PRESSIONE PARZIALE: è la pressione di un componente se fosse da solo nel recipiente: $P_i = x_i P_{tot}$

LEGGE DI DALTON: la pressione totale di una miscela è uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli gas se questi occupassero tutto il volume della miscela: $P_{tot} = \sum P_i$

EQUAZIONE DI VAN DER WAALS DI UN GAS REALE: $(P + a n^2 / V^2) (V - n b) = n R T$ (dove $a n^2 / V^2$ rappresenta l'attrazione tra le molecole; b rappresenta il volume di una mole di molecole).

EQUAZIONE VIRIALE DI UN GAS: $P V_m = RT [1 + B^2(T) P + C(T) P^2 + \dots]$