

STATO GASSOSO (GAS)

Insieme di atomi o molecole le cui interazioni sono solamente di tipo fisico, ovvero costituite da urti più o meno elastici tra di loro o con le pareti del recipiente

I GAS sono descrivibili in termini di quattro proprietà fondamentali:

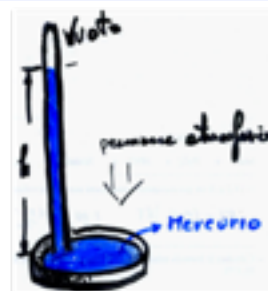
MASSA
VOLUME
PRESSIONE
TEMPERATURA

Le leggi dei gas sono leggi fisiche, perché considerano gli atomi o le molecole del gas come particelle, ignorandone la composizione e le proprietà chimiche.

PRESSIONE

forza/superficie

Torricelli



$$1 \text{ Atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ Torr} = 1 \text{ mmHg}$$

Nel S.I. l'unità di misura è il Pascal (Pa) $1 \text{ Pa} = 1 \text{ newton/m}^2$

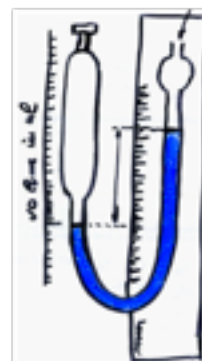
Quindi: $1 \text{ Atm} = 101.33 \text{ KPa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$

Manometro = misuratore di pressione

Manometro a membrana



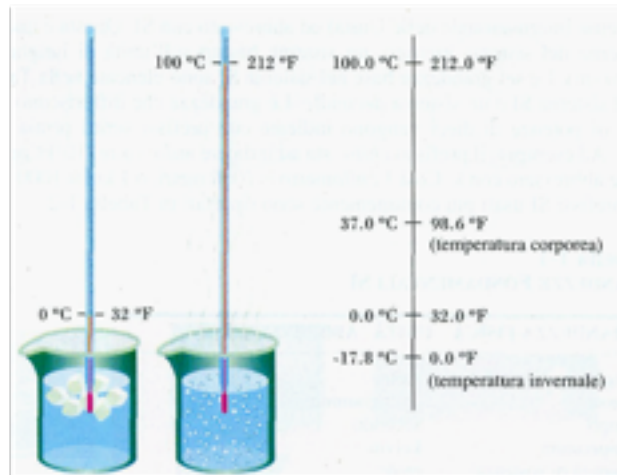
Manometro a U



TEMPERATURA

E' in relazione con l'energia termica ed è una proprietà intensiva.

La temperatura si misura con il **termometro**:



L'energia termica di un corpo è legata alla sua **energia cinetica** $E_c = 1/2mv^2$ e

$$E_c = 3/2RT$$

GAS IDEALI o PERFETTI

Caratteristiche:

1. Volume delle particelle nullo
2. Non esistono interazioni tra le particelle
3. Le particelle urtano contro le pareti e tra loro con urti elastici

Sono condizioni irrealizzabili nella realtà, ma che possono essere adottate quando si è in condizioni di bassa pressione e/o grande volume

Solo in queste condizioni valgono le Leggi dei Gas Ideali

Sono state determinate sperimentalmente dagli scienziati che ne hanno dato il nome: Legge di Boyle

Gay-Lussac

Charles

Avogadro

Legge di Boyle

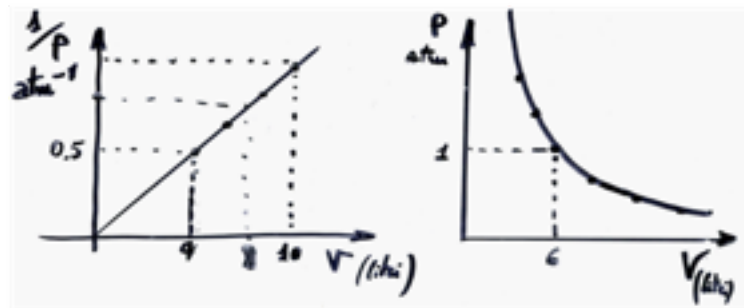
- relazione pressione-volume a $T = \text{cost}$

$$V = \text{costante} \times 1/P \quad \text{ovvero} \quad PV = \text{costante}$$

Da cui si deduce che $P_1V_1 = P_2V_2 = P_3V_3$ etc.

Cioè, se si conosce la pressione ed il volume di una quantità di gas, noto un altro valore o di pressione o di volume si può ricavare il volume o la pressione corrispondente sempre alla stessa temperatura.

Diagrammando:



Questa legge dimostra la comprimibilità di un gas. All'aumentare della pressione il gas occupa meno volume e quindi aumenta la sua densità

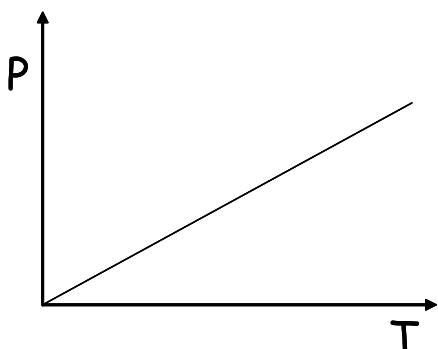
Legge di Gay-Lussac:

- relazione pressione-temperatura a $V = \text{Cost}$

$$P = \text{costante} \times T \quad \text{o} \quad P/T = \text{cost}$$
$$P_1/T_1 = P_2/T_2 \quad \text{etc.}$$

All'aumentare della temperatura aumenta la pressione del gas, in seguito all'aumento dell'energia cinetica ovvero della velocità delle particelle di gas che urtano contro le pareti con maggior forza (pressione = forza per unità di superficie)

Diagrammando:



La relazione tra P e T è lineare solo quando le condizioni sono lontane da quella di liquefazione del gas (condizioni ideali)

Legge di Charles:

- relazione temperatura-volume a $P = \text{Cost}$

$$V = \text{costante} \times T$$

valida per T espresso in Kelvin (Temperatura assoluta)

Misura sperimentale:

$$\frac{V_{\text{aria a } 100^{\circ}\text{C}}}{V_{\text{aria a } 0^{\circ}\text{C}}} = 1.366 \quad \text{e lo stesso valore si ottiene per tutti i gas}$$

L'espansione del gas è uniforme ed è $1/273$ del volume per ogni grado di temperatura!

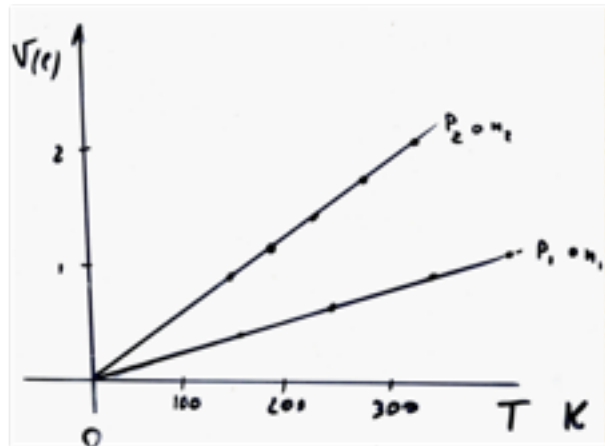
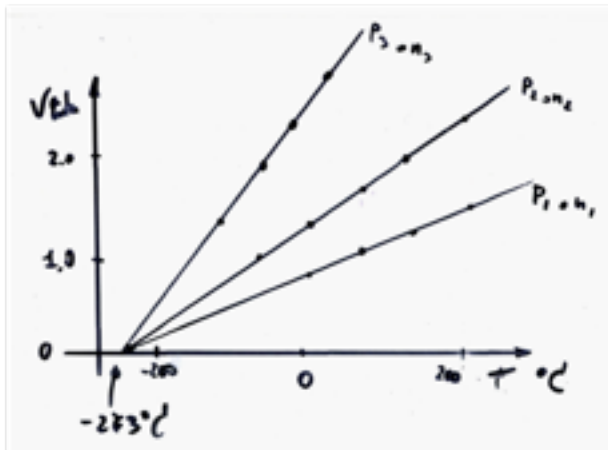
Infatti:

$$V_{100^{\circ}\text{C}} = 1.366 \times V_{0^{\circ}\text{C}} = (1 + 0.366)V_{0^{\circ}\text{C}} = V_{0^{\circ}\text{C}} + 0.366V_{0^{\circ}\text{C}}$$

$$V_{100^{\circ}\text{C}} = V_{0^{\circ}\text{C}} + 0.366/100 \times 100V_{0^{\circ}\text{C}} \quad \text{dove } 0.366/100 = 1/273$$

Diagrammando gli esperimenti a $P = \text{costante}$ si ha:

Diagrammando:



Da ciò deriva che per $T=0\text{K}$ $V = 0$ Ciò in realtà non avviene mai: tutti i gas passano a liquidi prima dello zero assoluto!

Se T è in Kelvin allora si avrà $V/T = \text{costante}$ cioè $V_1/T_1 = V_2/T_2$ etc.

Questa legge si usa negli aerostati: infatti, l'aumento di volume determina una fuoriuscita del gas dall'aerostato, la densità del gas diminuisce all'interno e quindi, la spinta di archimede fa salire l'aerostato.

LEGGE di AVOGADRO

$$n_{\text{moli}} = KV \quad (\text{a } T \text{ e } P \text{ costanti) o}$$

$$n/V = \text{cost}$$

“ Volumi uguali di qualsiasi gas, nelle stesse condizioni di pressione e Temperatura, contengono lo stesso numero di molecole o moli”

NB. La scoperta dei gas e di questa legge hanno portato un notevole contributo alla teoria atomica

Se ne deduce che la densità di un gas dipende direttamente dalla Massa Molecolare del gas:

$$d = m(g)/V \quad d = n \times MM/V \quad \text{ma } n/V = \text{cost} \quad \text{e quindi}$$

$$d = k MM$$

LEGGE di DALTON o delle pressioni parziali

In una miscela di gas ideali la pressione totale è la somma delle pressioni che ciascun gas della miscela eserciterebbe se fosse da solo, nelle stesse condizioni

$$P_{\text{totale}} = P_1 + P_2 + P_3 + P_4 \dots$$

Se si definisce la frazione molare X come il numero di moli di un gas sul numero di moli totali si avrà quindi:

Per ogni tipo di gas (i esimo) della miscela ad n componenti

$$P_i = X_i \times P_{\text{totale}}$$

LEGGE GENERALE DEI GAS IDEALI (o Perfetti)

Legge di Boyle $V \propto 1/P$ a T e n costanti

Legge di Gay-Lussac $P \propto T$ a V e n costanti

Legge di Charles $V \propto T$ a P e n costanti

Legge di Avogadro $V \propto n$ a P e T costanti

$$V \propto nT/P = R nT/P$$

$$PV = nRT$$

R = Costante di Proporzionalità

$$R = 0.082054 \text{ litri} \times \text{atm} / \text{K} \times \text{moli}$$
$$= 8.311 \text{ kPa} \times \text{dm}^3 / \text{K} \times \text{moli}$$

VOLUME MOLARE

- Condizioni normali per i gas: Pressione = 1 atm

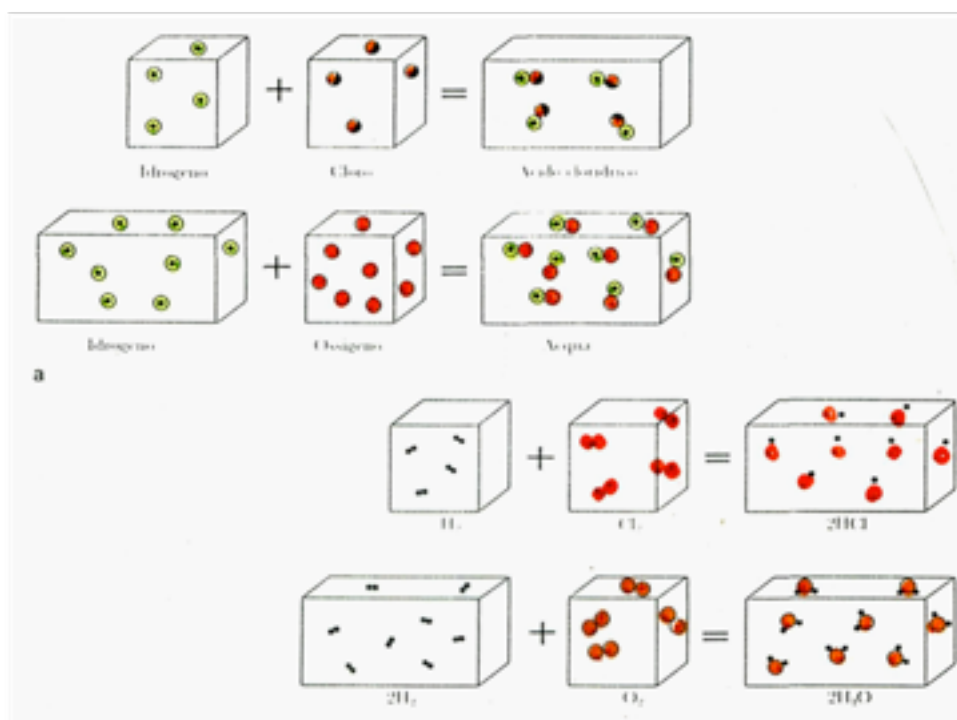
Temperatura = 0°C o 273 K

Volume di una mole di qualsiasi gas in Condizioni Normali:

$$V = nRT/P = \frac{1 \text{ moli} \times 0.0821 \text{ atm} \times \text{litri/K} \times \text{moli} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$= 22,41 \text{ Litri}$$

Rapporti di Volumi = Rapporti di Moli



Scoperta delle molecole biatomiche dei gas H_2 , Cl_2 , O_2

TEORIA CINETICA DEI GAS

$$E_{cin} = \frac{1}{2} mv^2$$

Per una particella di massa $m =$

$$\bar{E}_{c(media)} = \frac{1}{2} N_A \bar{mv}^2$$

$N_A =$ numero di Avogadro

$$PV = \frac{2}{3} \frac{N}{N_A} (N_A \frac{1}{2} \bar{mv}^2)$$

Per cui $PV = \frac{2}{3} nE_c$

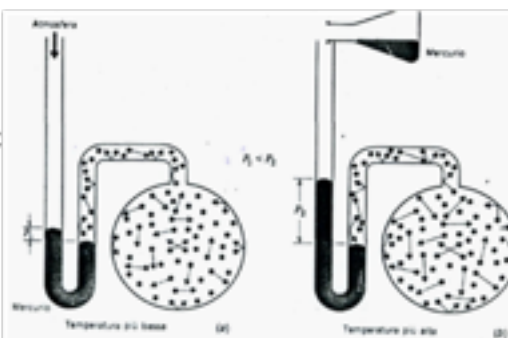
Ma essendo anche $PV = nRT$

Si ha: $E_c = \frac{3}{2} RT$

Gay Lussac

$$P/T$$

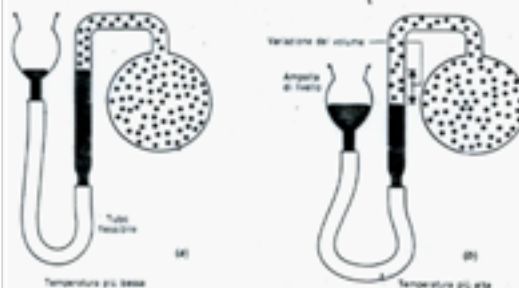
$$V = \text{cost}$$



Charles

$$T/V$$

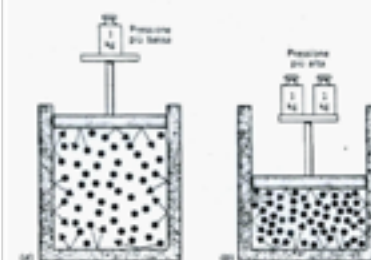
$$P = \text{cost}$$



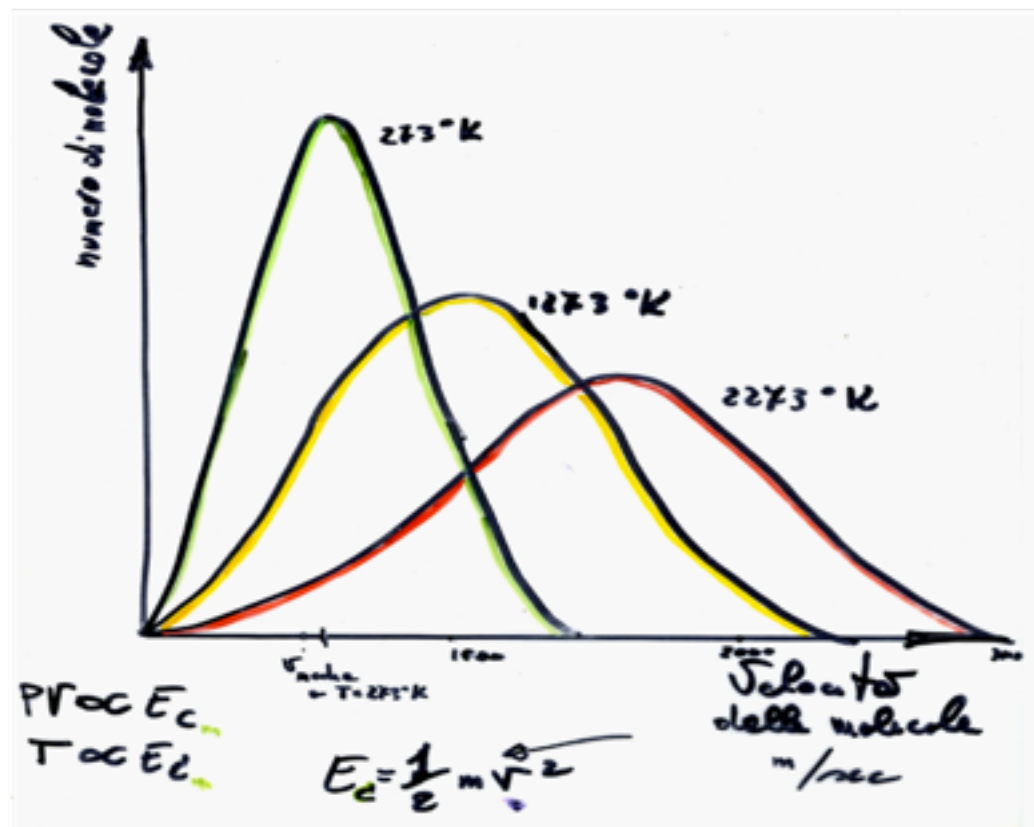
Boyle

$$P/V$$

$$T = \text{cost}$$



Distribuzione Statistica di Maxwell-Boltzmann



GAS REALI

- Hanno volume (il volume del recipiente non è tutto a disposizione del gas)
- Hanno interazioni reciproche (ciò porta ad una riduzione degli urti sulle pareti e quindi della pressione)

Deviazione dall'idealità: $PV/RT = n$ per una mole:

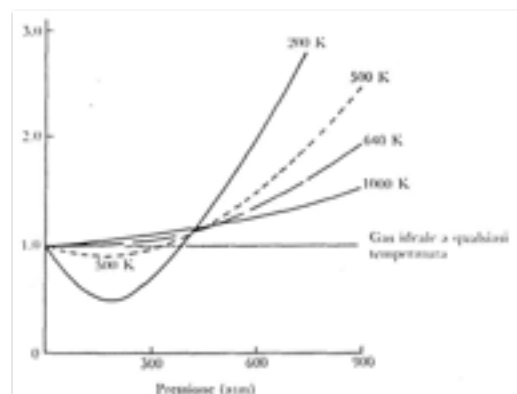
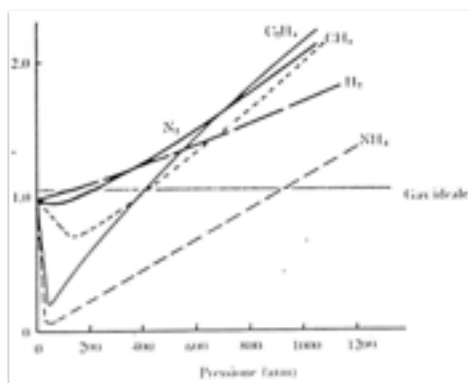
Per un gas ideale

$$PV/RT = 1$$

Per un gas reale

$$PV/RT \neq 1 = Z$$

$Z =$ Coefficiente di comprimibilità



LEGGE di Van Der WAALS (Gas Reali)

$$P^*V^* = nRT$$

$$V^* = V - nb$$

$$P^* = P + an^2/V^2$$

b = covolume

a = fattore dipendente dalle attrazioni tra le molecole

Equazione di Van Der Vaals=

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

Dove P e V sono i valori misurati sperimentalmente.

Dipendenza di P dal quadrato della densità : n^2/V^2

