

## ■ Comportamento dei gas

Un gas è caratterizzato dalla presenza di molecole distanti tra loro che presentano forze di coesione molecolari praticamente nulle. All'interno di un recipiente, chiuso da un pistone, il gas può compiere un lavoro allorché viene sottoposto a un incremento o a un decremento di energia. In altri termini, un gas chiuso in un recipiente siffatto costituisce un **sistema termodinamico**, regolato da tre grandezze interagenti tra loro: **pressione, volume e temperatura**.

Somministrando o sottraendo calore o lavoro dall'esterno, il gas può passare da uno stato a un altro attraverso una trasformazione termodinamica. In particolare, mantenendo costante uno per volta pressione, volume e temperatura è possibile avere le tre trasformazioni:

- **isobara**, trasformazione a pressione costante;
- **isovolumetrica** o **isocora**, trasformazione a volume costante;
- **isotermica**, trasformazione a temperatura costante.

### Trasformazione isobara: 1ª legge di Gay-Lussac

In una trasformazione isobara, il fisico francese Joseph Louis Gay-Lussac (vissuto tra il 1778 e il 1850) trovò sperimentalmente la relazione tra l'aumento di volume del gas e l'aumento di temperatura, che si ricorda come 1ª legge di Gay-Lussac:

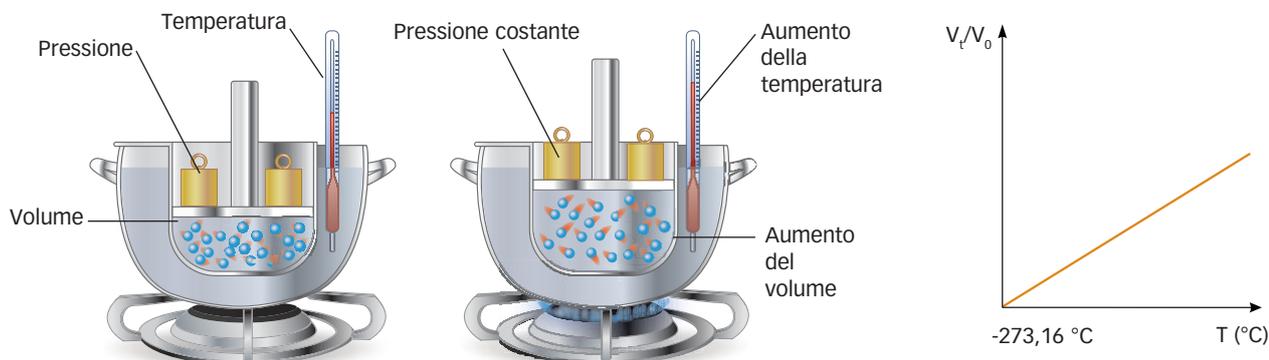
$$V_f = V_i + \alpha V_i \Delta T$$

in cui:

- $V_f$  è il volume finale del gas;
- $V_i$  è il volume del gas a 0 °C;
- $\Delta T$  è la variazione di temperatura rispetto a 0 °C;
- $\alpha$  è il coefficiente di dilatazione dei gas a pressione costante, che per tutti i gas assume il valore costante:

$$\alpha = \frac{1}{273,15 \text{ °C}}$$

In pratica la 1ª legge afferma che, a pressione costante, il volume di un qualsiasi gas aumenta di 0,00366 volte rispetto al volume iniziale per ogni grado centigrado di aumento della temperatura. Questo vale, al contrario, se la temperatura scende della medesima quantità.



Ponendo un peso costante sopra il pistone scorrevole e aumentando la temperatura del gas all'interno del recipiente, il volume del gas aumenterà proporzionalmente alla variazione della temperatura. La trasformazione è detta isobara (dal greco *isos* = uguale e *baros* = peso).

La rappresentazione grafica della 1ª legge di Gay-Lussac sarà una retta: ogni punto della retta corrisponde al volume del gas a una determinata temperatura.

## Trasformazione isocora: 2ª legge di Gay-Lussac

Lo stesso ricercatore francese formulò l'equazione relativa al comportamento dei gas a volume costante (isocora), pressione e temperatura variabile. La 2ª legge di Gay-Lussac può essere espressa con la formula:

$$p_f = p_i + \alpha p_i \Delta T$$

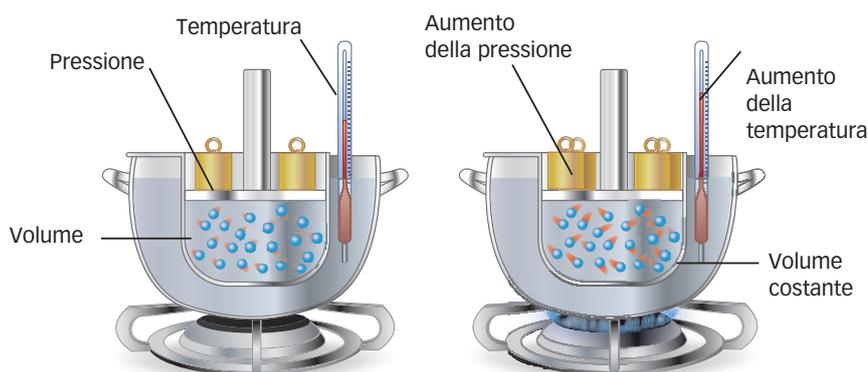
in cui:

- $p_f$  è la pressione finale del gas;
- $p_i$  è la pressione del gas a 0 °C;
- $\Delta T$  è la variazione di temperatura rispetto a 0 °C;
- $\alpha$  è il coefficiente di dilatazione dei gas a volume costante.

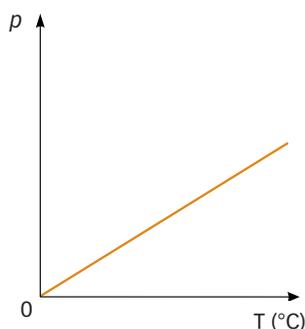
Il coefficiente di dilatazione  $\alpha$  è costante per tutti i tipi di gas e vale ancora:

$$\alpha = \frac{1}{273,15 \text{ °C}}$$

La 2ª legge di Gay-Lussac afferma che, a volume costante, la pressione di un qualsiasi gas aumenta di 0,00366 volte rispetto alla pressione iniziale per ogni grado centigrado di aumento della temperatura. Questo vale, al contrario, se la temperatura scende della medesima quantità.



Per la 2ª Legge di Gay-Lussac: mantenendo costante il volume posizionando dei pesi sopra il pistone e innalzando la temperatura del gas all'interno del recipiente, si determina proporzionalmente un aumento della velocità delle particelle, ossia della frequenza degli urti contro le pareti, a cui corrisponde un aumento della pressione del gas. La trasformazione è detta isocora (dal greco *isos* = uguale e *khora* = volume).



Anche nel caso della 2ª legge di Gay-Lussac la relazione è di tipo lineare.

## Legge di Boyle

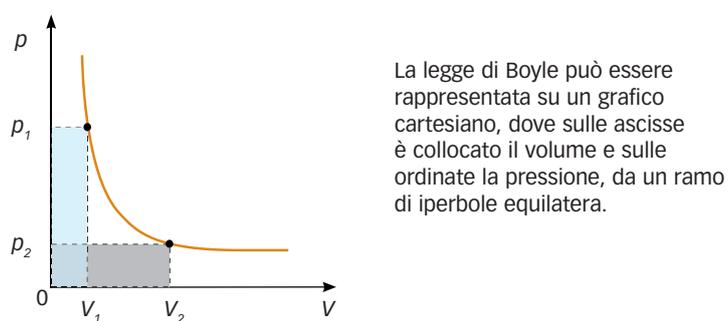
Il chimico irlandese Robert Boyle (1627-1691) nel 1662, studiando il comportamento dei gas, formulò la legge per cui, in una trasformazione isoterma (a temperatura costante), la relazione tra pressione e volume è inversamente proporzionale. In altri termini, il prodotto del volume ( $V$ ) e della pressione ( $P$ ) del gas è sempre costante:

$$PV = \text{costante}$$

A livello sperimentale, sottoponendo un gas a un aumento di pressione (da  $p_1$  a  $p_2$ ) si noterà una sua diminuzione del volume (da  $V_1$  a  $V_2$ ) inversamente proporzionale in modo costante.

In pratica l'equazione della legge di Boyle può essere scritta nel seguente modo:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$



## Equazione caratteristica dei gas perfetti

Le due leggi di Gay-Lussac e la legge di Boyle sono dei casi particolari dell'equazione caratteristica dei gas perfetti, ossia di quei gas che hanno densità bassa e che si trovano in condizioni di temperatura e pressione lontane da quelle di liquefazione.

L'equazione dei gas perfetti mette in relazione pressione, volume e temperatura, cioè le tre grandezze fisiche che determinano le condizioni termodinamiche di un gas:

$$pV = nRT$$

in cui  $n$  è la massa del gas, espressa in moli (dove una mole corrisponde a una massa in grammi della sostanza, pari al peso molecolare della sostanza stessa) e  $R$  è la costante universale dei gas:

$$R = 8,314 \text{ J/mol K}$$

L'equazione caratteristica dei gas perfetti si può scrivere anche nella forma:

$$\frac{pV}{T} = k$$

Cioè il rapporto tra ( $p v$ ) e  $T$  rimane costante:  $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = k$