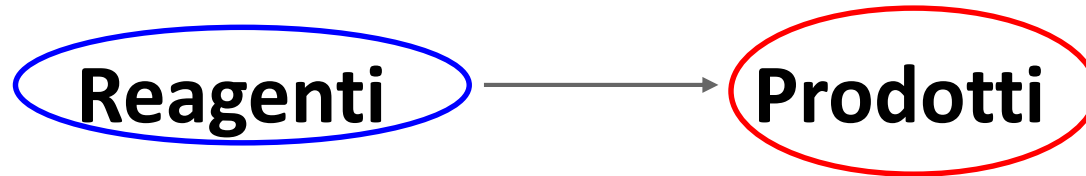


Reazioni chimiche

Una **reazione chimica** è un processo attraverso il quale una o più specie chimiche (atomi, molecole o ioni), dette **reagenti**, si trasformano in altre specie, dette **prodotti** di reazione.

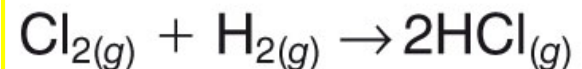


Le trasformazioni chimiche possono presentare alcuni cambiamenti caratteristici:

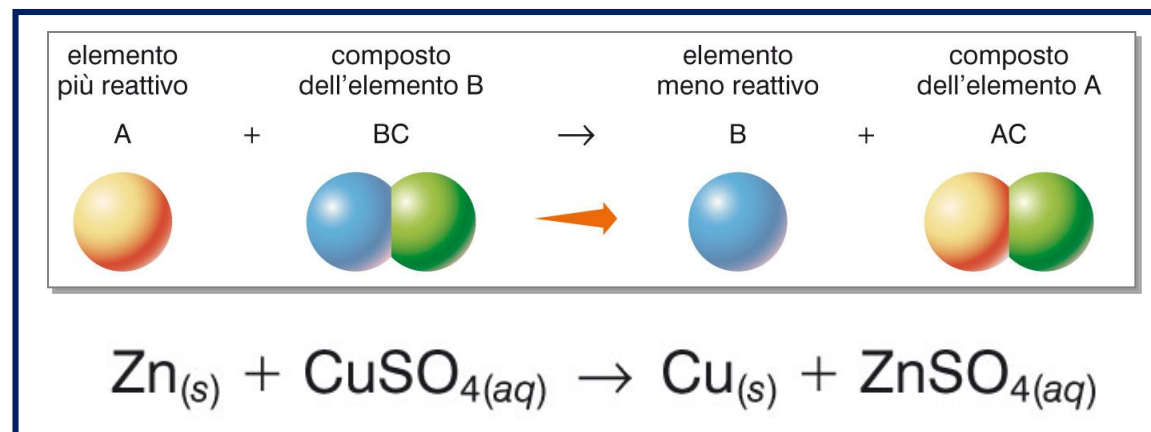
- formazione di bollicine;
- variazione di colore;
- formazione o scomparsa di un solido;
- liberazione di prodotti gassosi profumati o maleodoranti;
- riscaldamento (reazione **esotermica**) o raffreddamento (reazione **endotermica**) del recipiente in cui avviene la reazione.

Reazioni chimiche

Tipo di reazione	Equazione caratteristica
sintesi	$A + B \rightarrow C$
decomposizione	$AB \rightarrow A + B$
scambio semplice	$A + BC \rightarrow B + AC$
doppio scambio	$AB + CD \rightarrow AD + BC$



Reazioni redox



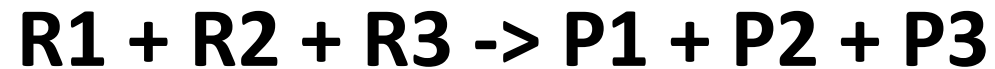
Variazione
n° di ossidazione

Reazioni doppio scambio



Reazioni chimiche

Reagenti -> Prodotti



Quando si scrive una reazione (o equazione) chimica, indicando i reagenti e i prodotti, inizialmente non è bilanciata.

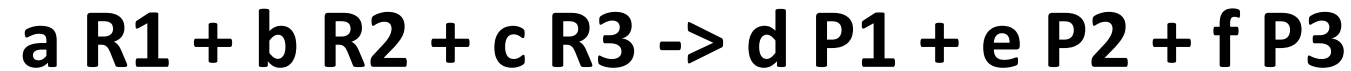
Questo significa che non rispetta il principio di conservazione della massa di Lavoisier.

Per rispettare tale legge, risulta necessario bilanciare le reazioni antepoendo dei numeri davanti alle formule chimiche che compaiono sia come reagenti che prodotti.

Reazioni chimiche

Questi **numeri**, che permettono di rispettare la legge di conservazione della massa consentono di ottenere correlazioni quantitative.

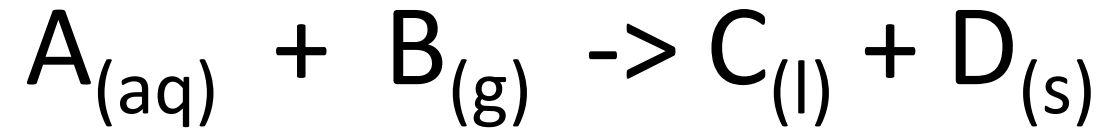
I numeri prendono il nome di **coefficienti stechiometrici**.



I **coefficienti stechiometrici** sono numeri opportuni con cui è possibile mantenere, per ciascuna specie, l'uguaglianza tra il numero di atomi dei reagenti e dei prodotti.

I coefficienti stechiometrici indicano quante moli di ogni singola specie chimica devono reagire od essere prodotte affinché venga realizzata la conservazione delle specie atomiche.

Reazioni chimiche

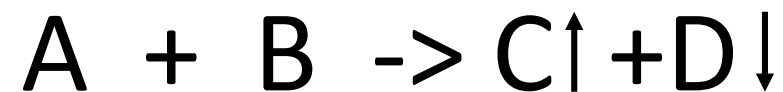


(aq) soluzione acquosa

(l) liquido

(s) solido

(g) gas



Reazioni chimiche

Per **scrivere** una reazione bisogna:

- stabilire quali sono reagenti e prodotti;
- scrivere le formule esatte dei reagenti e dei prodotti.

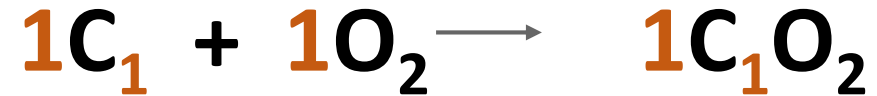
Reazioni chimiche

Per **bilanciare** una reazione (senza variazione del numero di ossidazione) si seguono le seguenti regole:

- 1.** per primi si bilanciano gli atomi dei metalli e dei non metalli;
- 2.** si bilanciano gli ioni poliatomici (quando possibile), come fossero un unico gruppo di atomi;
- 3.** si bilanciano per ultimi gli atomi di idrogeno e di ossigeno se presenti.

Reazioni chimiche

Reazione chimica



$$\begin{aligned} 1x_1 &= 1\text{C} \\ 1x_2 &= 2\text{O} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1x_1 &= 1\text{C} \\ 1x_2 &= 2\text{O} \end{aligned}$$

Valutare il numero degli atomi presenti



La reazione risulta già bilanciata!

Reazioni chimiche



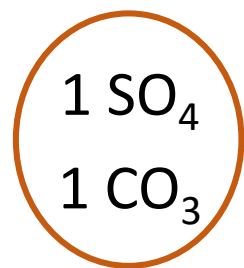
1 Zn

1 S

7 O

2 Li

1 C



Ioni poliatomici

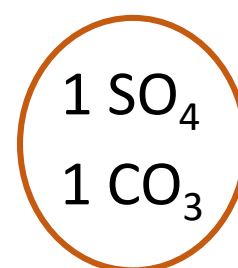
1 Zn

1 S

7 O

2 Li

1 C



Ioni poliatomici

La reazione risulta già bilanciata!

Reazioni chimiche



1 Fe 2 Fe

2 O 3 O

Bilanciamento mediante il **metodo per tentativi**:

A dx ci sono 2 atomi di Fe, proviamo ad anteporre un 2 davanti al Fe di sx:



2 Fe 2 Fe

2 O 3 O

Gli atomi di Fe risultano bilanciati

gli atomi di O no

Reazioni chimiche



2 Fe

2 Fe

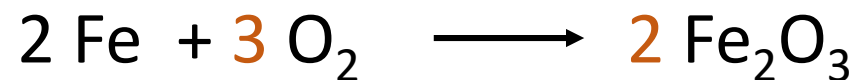
Gli atomi di Fe risultano bilanciati

2 O

3 O

gli atomi di O no

A dx ci sono 3 atomi di O, a sx 2, affinché siano uguali a sx e dx anteporre un 3 a sx e un 2 a dx:



A questo punto gli atomi di Fe non risultano più bilanciati:

2 Fe

4 Fe

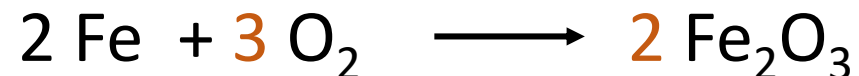
Gli atomi di Fe non risultano bilanciati

6 O

6 O

gli atomi di O adesso si!

Reazioni chimiche



A questo punto gli atomi di Fe non risultano più bilanciati:

2 Fe

4 Fe

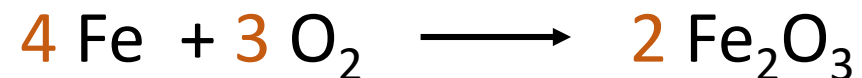
Gli atomi di Fe non risultano bilanciati

6 O

6 O

gli atomi di O adesso si!

Bisogna quindi 'aggiustare' il coefficiente stechiometrico a sx, ovvero, anteporre un 4:



4 Fe

4 Fe

6 O

6 O

La reazione risulta bilanciata.

Reazioni chimiche



Bilanciamento mediante il **metodo algebrico**:



$$x = 2z$$

$$2y = 3z$$

Arbitrariamente si decide ad esempio di attribuire $x = 1$

$$x = 1$$

$$1 = 2z \quad z = 1/2$$

$$2y = 3z \quad 2y = 3(1/2) \quad \rightarrow y = 3/4$$

Moltiplicare per 4 per ottenere numeri interi

$$x = 1$$

$$z = 1/2 \quad \times 4$$

$$y = 3/4$$

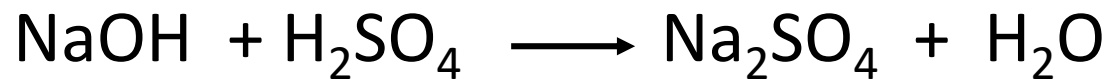
$$x = 4$$

$$z = 2$$

$$y = 3$$



Reazioni chimiche

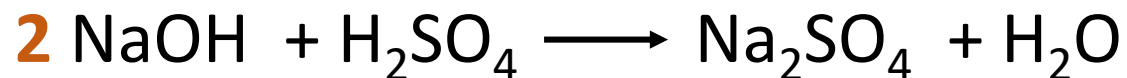


1. per primi si bilanciano gli atomi dei metalli e dei non metalli;

Na S

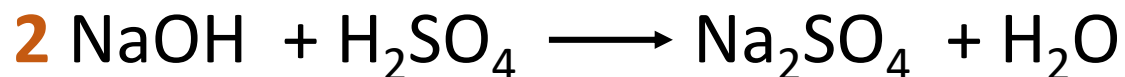
di atomi di sodio: 1 a sx e 2 a dx

Anteponiamo il 2 a sx davanti al Na

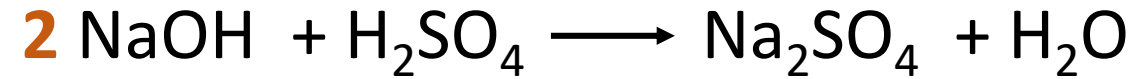


Gli atomi di S sono bilanciati

Valutiamo O e H



Reazioni chimiche



2 Na

1 S

6 O

4 H

2 Na

1 S

5 O

2 H

Gli atomi di O e H non sono bilanciati: proviamo ad aggiungere un 2 davanti all'acqua



2 Na

1 S

6 O

4 H

2 Na

1 S

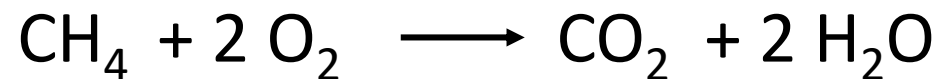
6 O

4 H

La reazione risulta bilanciata

Reazioni chimiche

Un'equazione chimica bilanciata consente di trarre informazioni quantitative sulle trasformazioni chimiche.



In questa reazione 1 mole di CH_4 reagisce con 2 moli di O_2 per dare 1 mole di CO_2 e 2 moli di H_2O .

Trovare a) quanti grammi di O_2 vengono consumati nella combustione di 1,250 g di metano e b) quanti grammi di metano devono venire bruciati per ottenere 2,180 g di diossido di carbonio.

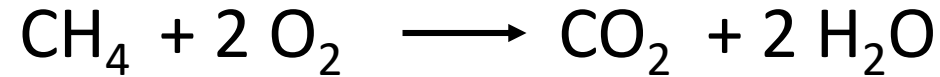
La reazione bilanciata fornisce informazioni rispetto alle moli per cui bisogna calcolare le moli:

$$\text{Moli (mol)} = \text{massa (g)} / \text{MM (g/mol)}$$

$$\text{Moli di CH}_4 = 1,250 \text{ g} / 16,04 \text{ g/mol} = 7,79 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

dalla reazione bilanciata sappiamo che 1 mole di CH_4 reagisce con 2 moli di O_2

Reazioni chimiche



Impostiamo la proporzione

$$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_4 & & \text{O}_2 & & \text{CH}_4 & & \text{O}_2 \\ 1 & : & 2 & = & 7,79 \times 10^{-2} & : & X \end{array}$$

$$X = (2 \times 7,79 \times 10^{-2}) / 1 = 1,55 \times 10^{-1} \text{ mol di O}_2$$

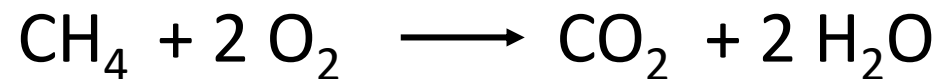
Per ricavare i grammi di O_2 , si ricorre alla relazione: massa (g) = moli (mol) x MM (g/mol)

$$\text{Massa (g) di O}_2 = 1,55 \times 10^{-1} \text{ mol di O}_2 \times 31,99 \text{ g/mol} = 4,98 \text{ g}$$

1,250 g di CH_4 reagiscono con 4,98 g di O_2

Reazioni chimiche

Trovare a) quanti grammi di O_2 vengono consumati nella combustione di 1,250 g di metano e **b) quanti grammi di metano devono venire bruciati per ottenere 2,180 g di diossido di carbonio.**



Calcolare le moli di CO_2

$$\text{Moli di } CO_2 = 2,180 \text{ g} / 44,01 \text{ g/mol} = 4,95 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

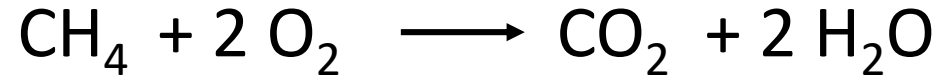
1 mole di CH_4 produce 1 mole CO_2

Impostiamo la proporzione

$$\begin{array}{ccccccc} CH_4 & & CO_2 & & CH_4 & & CO_2 \\ 1 & : & 1 & = & X & : & 4,95 \times 10^{-2} \end{array}$$

$$X = (1 \times 4,95 \times 10^{-2}) / 1 = 4,95 \times 10^{-2} \text{ mol di } CO_2$$

Reazioni chimiche



$$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_4 & & \text{CO}_2 & & \text{CH}_4 & & \text{CO}_2 \\ 1 & : & 1 & = & 4,95 \times 10^{-2} & : & X \end{array}$$

$$X = (1 \times 4,95 \times 10^{-2}) / 1 = 4,95 \times 10^{-1} \text{ mol di CH}_4$$

Calcolare i grammi di CH₄

$$\text{massa (g)} = \text{moli (mol)} \times \text{MM (g/mol)}$$

$$\text{Massa (g) di CH}_4 = 4,95 \times 10^{-1} \text{ mol di CH}_4 \times 16,04 \text{ g/mol} = 0,794 \text{ g}$$

2,180 g di CO₂ vengono prodotte da **0,794 g** di CH₄

Reazioni chimiche

Resa teorica-resa effettiva-resa percentuale

La **resa teorica** di un prodotto (R_t) è la quantità massima di quel prodotto che può essere ottenuta da una quantità di reagente in base alla stechiometria della reazione.

La **resa effettiva** (R_e) è la quantità di prodotto che si ottiene al termine della reazione.

La **resa percentuale** di un prodotto (R_p) è il rapporto tra la quantità di prodotto (in grammi o moli) effettivamente ottenuto (resa effettiva R_e) e quella massima ottenibile, in grammi o moli, (resa teorica R_t), espressa in percentuale:

$$R_p = (R_e / R_t) \times 100$$

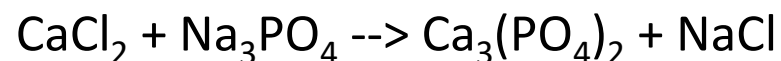
Tale rapporto può essere calcolato introducendo nell'espressione le masse o le moli

Reazioni chimiche

$$R_p = (R_e / R_t) \times 100$$

Resa teorica-resa effettiva-resa percentuale

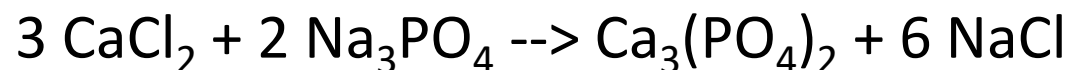
Data la reazione da bilanciare



partendo da 220 g di cloruro di calcio si ottengono 174 g di NaCl.

Qual è la resa percentuale della reazione?

Bilanciare la reazione



La reazione bilanciata serve a conoscere i rapporti molari

Considerando il cloruro di calcio e il cloruro di sodio

3 moli di CaCl_2 reagiscono per dare 6 moli di NaCl

Calcolare le moli di CaCl_2

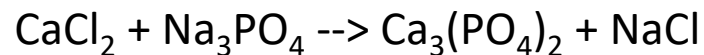
$$\text{mol di CaCl}_2 = 220 \text{ g} / 110,99 \text{ g/mol} = 1,98 \text{ mol}$$

Reazioni chimiche

$$R_p = (R_e / R_t) \times 100$$

Resa teorica-resa effettiva-resa percentuale

Data la reazione da bilanciare



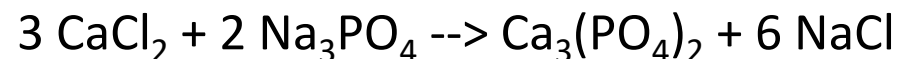
partendo da 220 g di cloruro di calcio e si ottengono 174 g di NaCl.

Qual è la resa percentuale della reazione?

Calcolare le moli di CaCl_2

$$\text{mol di CaCl}_2 = 220 \text{ g} / 110,99 \text{ g/mol} = 1,98 \text{ mol}$$

Calcoliamo le **moli** che **teoricamente** verrebbero ottenute da queste moli impostando la proporzione



$$\begin{array}{ccccccc} \text{CaCl}_2 & & \text{NaCl} & & \text{CaCl}_2 & & \text{NaCl} \\ 3 & : & 6 & = & 1,98 & : & X \end{array}$$

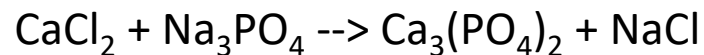
$$X = (6 \times 1,98) / 3 = 3,96 \text{ mol di NaCl teoriche}$$

Reazioni chimiche

$$R_p = (R_e / R_t) \times 100$$

Resa teorica-resa effettiva-resa percentuale

Data la reazione da bilanciare



partendo da 220 g di cloruro di calcio e si ottengono 174 g di NaCl.

Qual è la resa percentuale della reazione?

Calcoliamo le **moli effettive** che sono state ottenute da 174 grammi

$$\text{mol di NaCl} = 174 \text{ g} / 58,44 \text{ g/mol} = 2,98 \text{ moli effettive di NaCl}$$

3,96 mol di NaCl teoriche

$$R_p = (2,98 \text{ mol} / 3,96 \text{ mol}) \times 100 = 75,1\%$$

Lo stato gassoso



Solfatara: i gas dei Campi Flegrei

Proprietà dei gas

- Occupa tutto il volume disponibile
- Non ha forma propria nè volume proprio
 - Esercita una pressione sul recipiente
 - Può essere compresso facilmente
- Due gas diffondono facilmente uno nell'altro
 - Tutti i gas hanno basse densità ($d=m/V$)

Aria **0.0013 g/ml**

Acqua 1.00 g/ml

Ferro 7.9 g/ml

I gas

I gas sono caratterizzati da:

1- Volume

2- Pressione

3- Temperatura

Unità di misura

1- $m^3 \rightarrow$ suo sottomultiplo dm^3
litro (l) millilitro ml
 $10^{-3} m^3 = 1 dm^3 = 1 l = 1000 ml$

2- Pressione = forza / unità di superficie
Forza si misura in newton / unità di superficie in m^2
Newton / m^2 = pascal (Pa)
1 atmosfera = 760 torr = 101325 Pa
1 Pa = $9,87 \times 10^{-6}$ atm = 0,00750 torr
1 torr = $1,32 \times 10^{-3}$ atm = 133,3 Pa
1 bar = 10^5 Pa = 0,987 atm

3- Gradi:
Celsius $^{\circ}C$
Fahrenheit $^{\circ}F$
Kelvin K

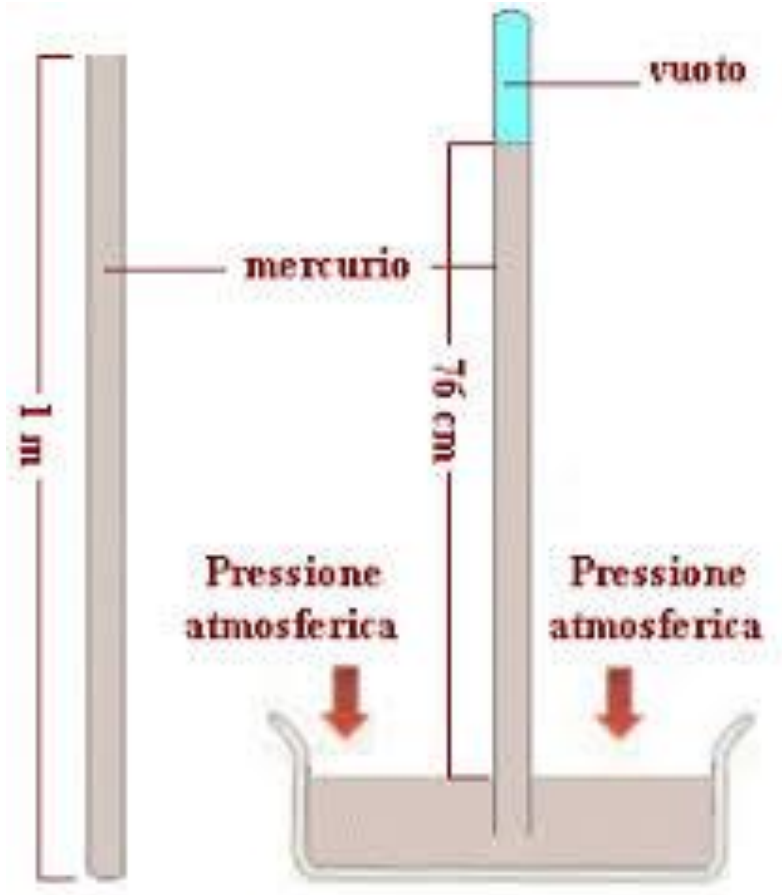
$$T (K) = 273,15 + t (^{\circ}C)$$
$$t (^{\circ}C) = T (K) - 273,15$$

Misura della pressione atmosferica: il barometro

Il barometro misura la forza esercitata dall'atmosfera terrestre per unità di area.

La colonna di mercurio si abbassa fino a quando la pressione esercitata dalla colonna non uguaglia la pressione esercitata dall'atmosfera sulla superficie libera del liquido.

L'altezza finale della colonna di mercurio è, nelle comuni condizioni atmosferiche e al livello del mare di circa 760 mm Hg, perciò viene coniata la definizione arbitraria che **un'atmosfera normale corrisponde a 760 mm Hg , se Hg è a 0 °C.**



Legge di Boyle



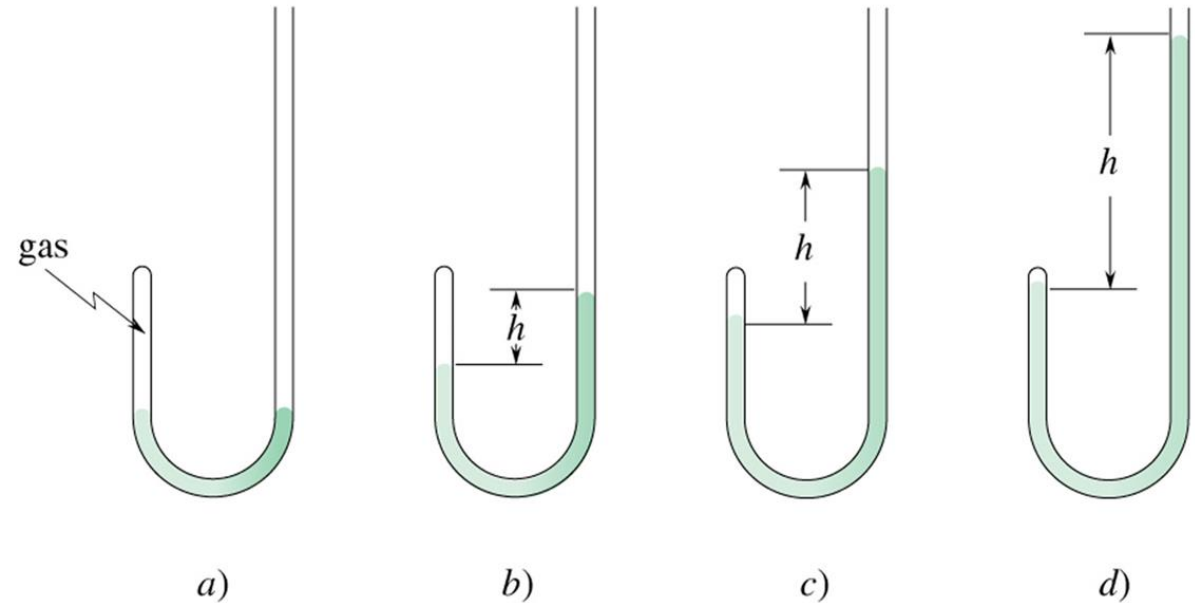
Boyle sperimentalmente provò che a temperatura costante, pressione (**P**) e volume (**V**) sono inversamente proporzionali: ciò significa che all'aumentare dell'una l'altra diminuisce:

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

a) La pressione del gas è uguale alla pressione atmosferica.

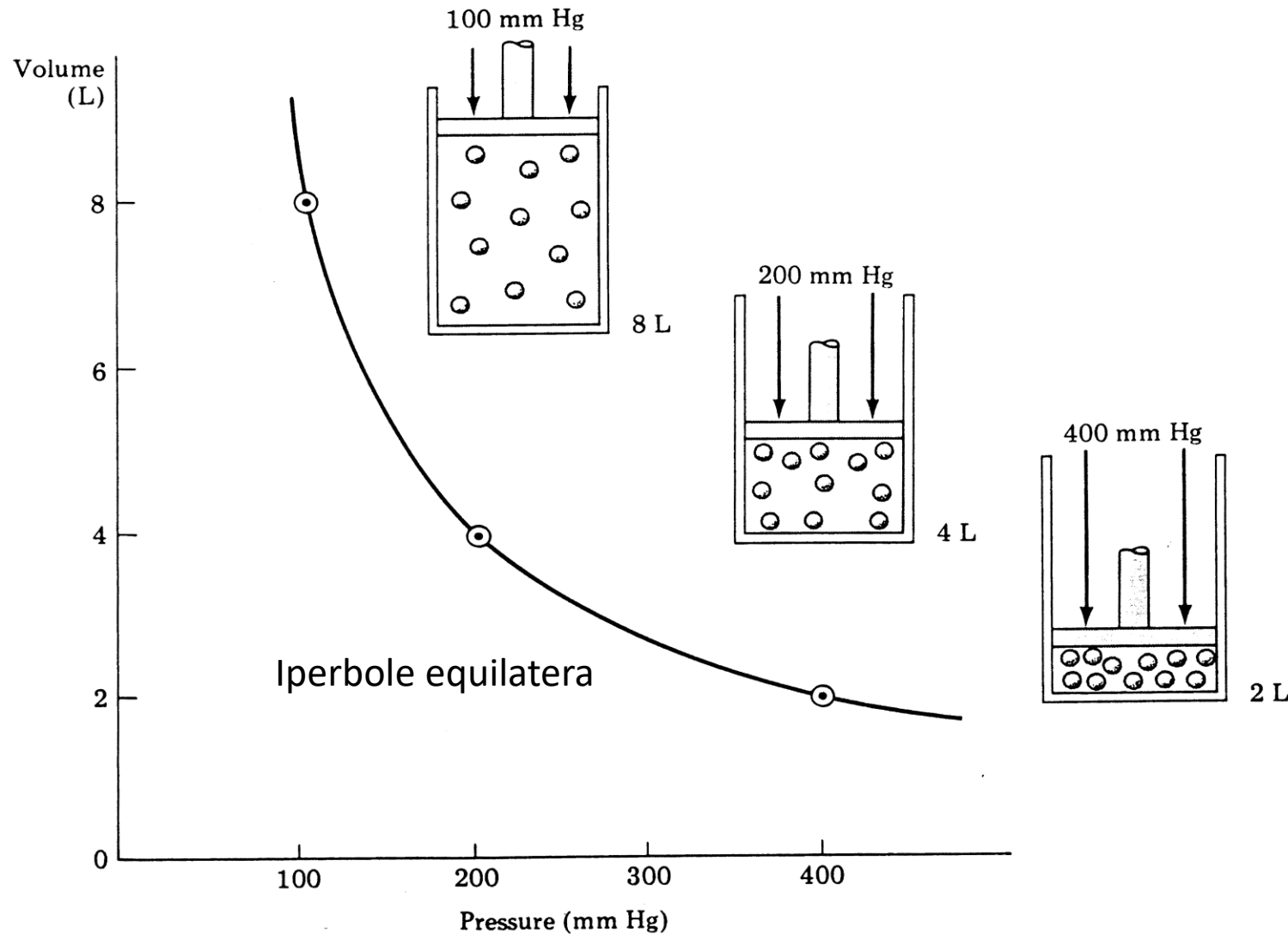
La pressione esercitata sul gas aumenta da **a)** a **d)** aumentando la quantità di mercurio, il volume del gas diminuisce proporzionalmente.

L'aumento di pressione, misurato dalla differenza fra i livelli del mercurio, è indicato con h .



Legge di Boyle

La relazione matematica che rappresenta la legge di Boyle è una iperbole equilatera.



$pV = \text{costante}$
Temperatura costante

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Legge di Boyle

Una certa quantità di gas alla pressione di 1,3 atm occupa un volume di 2,7 l. Mantenendo costante la temperatura, la pressione del gas viene portata a 6,7 atm. Calcolare il nuovo volume occupato dal gas.

$$p_1 = 1,3 \text{ atm} \quad p_2 = 6,7 \text{ atm}$$

$$V_1 = 2,7 \text{ l} \quad V_2 = ?$$

$$p_1 V_1 / p_2 = V_2$$

$$1,3 \text{ atm} \times 2,7 \text{ l} / 6,7 \text{ atm} = V_2$$

$$0,52 \text{ l} = V_2$$

Legge di Charles e Gay-Lussac

Charles e Gay-Lussac studiarono l'effetto della temperatura su un sistema gassoso.

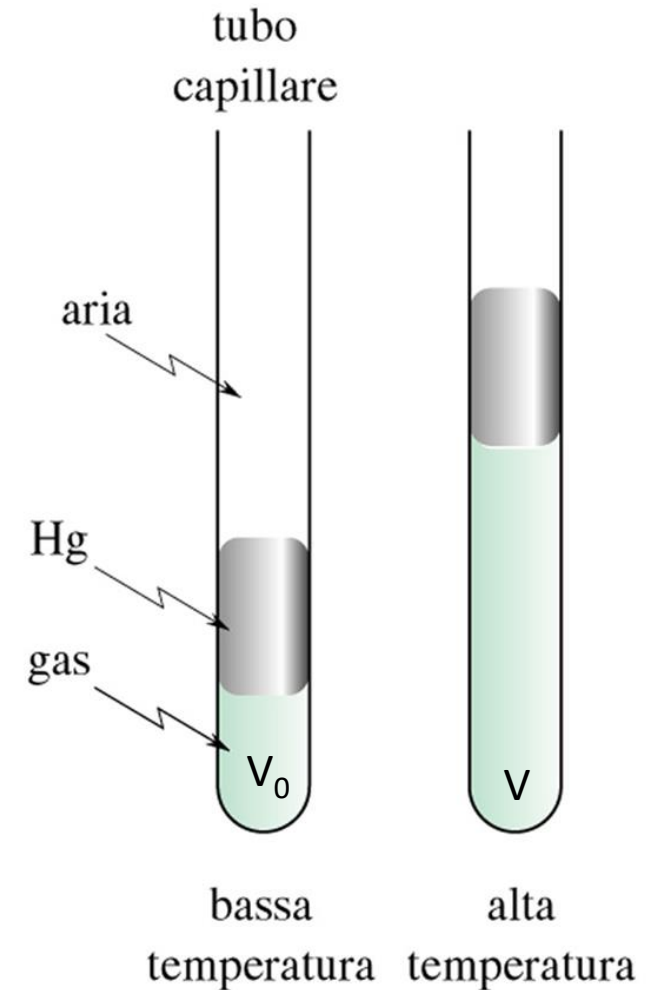
Essi trovarono che a pressione costante, il volume di un gas si espande quando riscaldato e si contrae quando viene raffreddato.

L'aumento di temperatura del gas in condizioni isobare (pressione costante) determina un aumento del volume che il gas possiede a 0 °C (V_0) di $1/273,15$ per ogni grado centigrado di incremento della temperatura.

$$V = V_0 + V_0 (t/273,15) = V_0 [(t+273,15) / 273,15]$$

$$\text{Ponendo } \alpha = 1/273,15$$

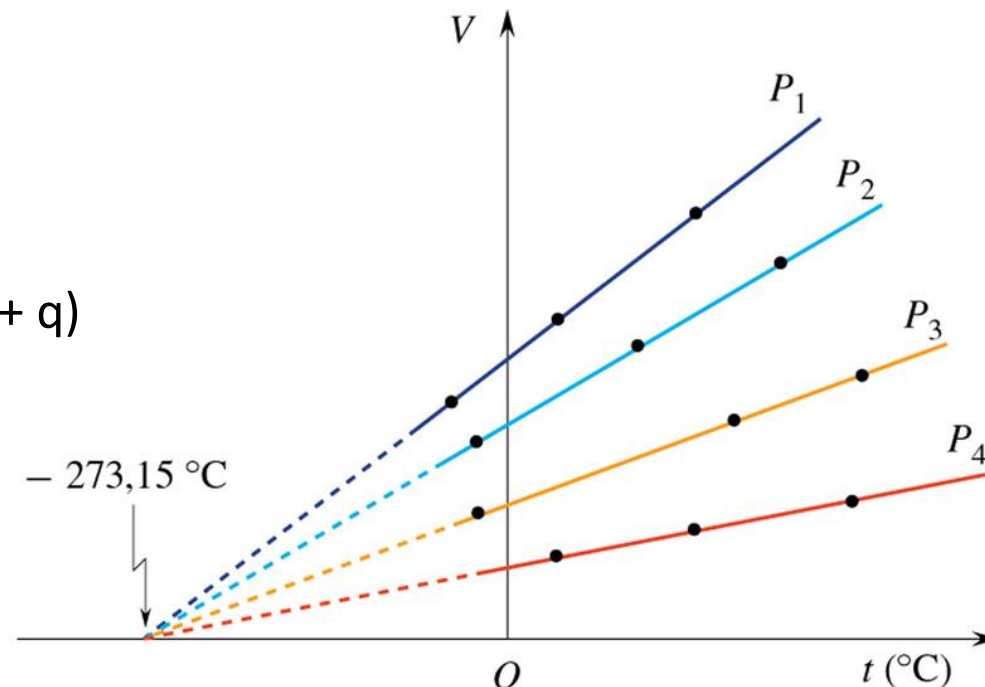
$$V = V_0 (1 + \alpha t)$$



Legge di Charles e Gay-Lussac

$$V = V_0 (1 + \alpha t)$$

Il diagramma del volume (V) in funzione della temperatura (t) è rappresentato da una retta ($y = mx + q$)



Prolungando la retta fino ad annullare il volume ($V=0$) si trova, come intercetta nella scala della temperatura, il valore $-273,15\text{ °C}$.

A differenti valori di pressione si ottengono rette con diversa pendenza ma con la stessa intercetta nella scala della temperatura.
Anche cambiando il gas si ottiene la stessa intercetta.

Legge di Charles e Gay-Lussac



(a)



(b)



(c)

Figura 12.4 Una illustrazione impressionante della legge di Charles. Alcuni palloncini riempiti d'aria vengono immersi in azoto liquido (a 77 K) (a). Il volume del gas si riduce notevolmente a questa temperatura. Dopo che tutti i palloncini sono stati immersi in azoto liquido (b), vengono portati fuori e ritornano al loro volume originale quando vengono riscaldati a temperatura ambiente (c). (C.D. Winters)

Lo zero assoluto

Lord Kelvin nel 1848 identificò il valore di $-273,15\text{ °C}$ come valore minimo di temperatura teoricamente raggiungibile e lo scelse come zero di una nuova scala di temperatura detta **temperatura termodinamica o assoluta**.

$$0\text{ K} = -273,15\text{ °C}$$

$$T(\text{K}) = 273,15 + t\text{ (°C)}$$

Usando questa nuova scala di T, la dipendenza del volume di una data massa di gas dalla temperatura, $V = V_0 (1 + \alpha t)$

a pressione costante, assume la forma:

$$V = V_0 (T/T_0)$$

$$\frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0} \quad \frac{V}{T} = \text{costante}$$

Prima legge di Charles Gay-Lussac

A pressione costante, il volume di un gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

Legge di Charles e Gay-Lussac

Un gas avente un volume di 452 ml, viene riscaldato dalla temperatura di 22 °C a 187 °C, mantenendo costante la pressione. Calcolare il volume finale.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad V_2 = \frac{V_1}{T_1} \times T_2$$

La temperatura va espressa in Kelvin

$$T(\text{K}) = 273,15 + t (\text{°C})$$

$$T_1 (\text{K}) = (273,15 + 22) \text{ K} = 295 \text{ K}$$

$$T_2 (\text{K}) = (273,15 + 187) \text{ K} = 460 \text{ K}$$

$$V_2 = \frac{452 \text{ ml}}{295 \text{ K}} \times 460 \text{ K} = 705 \text{ ml}$$

Legge di Charles e Gay-Lussac

L'effetto della temperatura sulla pressione di un gas, mantenuto a volume costante (condizioni isocore), è espresso da una legge analoga:

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

$$\text{Ponendo } \alpha = 1/273,15$$

$$P = P_0 (1 + \alpha t)$$

$$P = P_0 (T/T_0)$$

$$\frac{P}{T} = \frac{P_0}{T_0}$$

$$\frac{P}{T} = \text{costante}$$

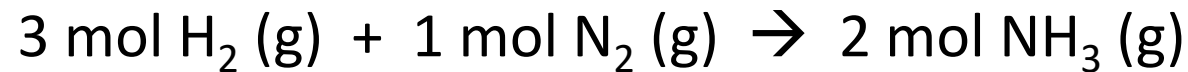
Seconda legge di Gay-Lussac

A volume costante, la pressione esercitata da una data massa di gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

Legge di Avogadro

Avogadro completò gli studi sui gas ipotizzando che **‘volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole’**.

Il **Volume** risulta proporzionale al **numero di molecole** presenti



Alla stessa temperatura e pressione, i volumi dei gas sono proporzionali al numero di moli di gas presenti, si può scrivere anche:



Legge generale dei gas ideali

Le leggi:

di Boyle	V proporzionale $1/P$	(con n e T costanti)
di Charles	V proporzionale T	(con n e P costanti)
di Avogadro	V proporzionale n	(con P e T costanti)

n = numero di moli

Combinare tra loro permettono di ottenere l'**equazione di stato dei gas ideali**

$$PV = nRT$$

Dove: P è la pressione, V è il volume, n è il numero di moli, T è la temperatura ed **R** è la **costante universale dei gas**

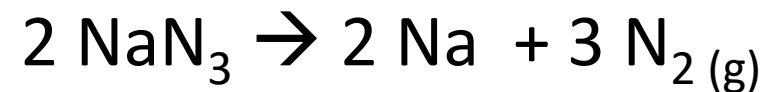
$$R = PV / nT = (1 \text{ atm}) \times (22,41 \text{ l}) / (1 \text{ mol}) \times (273,15 \text{ K}) = 0,0821 \text{ l atm/mol K}$$

Se la pressione viene espressa in pascal e il volume in m^3 $R = 8,315 \text{ kg m}^2/\text{s}^2 \text{ mol K}$

Legge generale dei gas ideali: un'applicazione



Negli airbag il gas viene generato dalla decomposizione della sodio azide:



Il suo funzionamento è abbastanza semplice, il sensore d'urto rileva una brusca diminuzione di velocità, il segnale viene elaborato dalla centralina che lo confronta con i parametri memorizzati e al rilevamento dello scontro fa esplodere la carica esplosiva grazie all'impulso elettrico, gonfiando la camera d'aria ad una velocità di 320 km orari.

Legge generale dei gas ideali

$$PV = nRT$$

Esprimendo il numero di moli $n = g / mm$
o riarrangiando

$$PV = (g/mm)RT$$

$$P = \frac{g}{V} \frac{RT}{mm}$$

densità

Se il numero di moli rimane costante, per le condizioni indicate con 1 e 2

$$R = P_1 V_1 / n T_1$$

$$R = P_2 V_2 / n T_2$$

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$$

Legge generale dei gas ideali

Calcolare il volume occupato da 7,40 g di CO₂ gassosa in c.n.

Condizioni normali (c.n.) 0 °C e 1 atm

$$PV = nRT$$

$$V = nRT/P$$

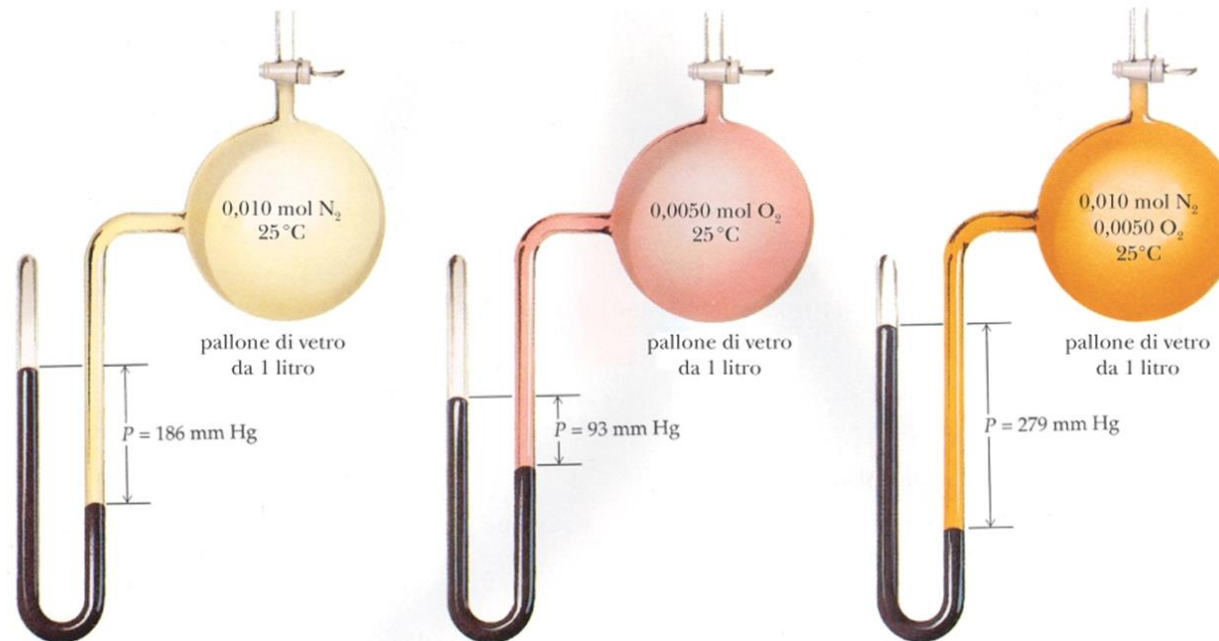
$$n = (7,40 \text{ g} / 44,01 \text{ g/mol}) = 0,168 \text{ mol}$$

$$V = [(0,168 \text{ mol}) \times (0,0821) \times (273,15 \text{ K})] / (1 \text{ atm}) = 3,76 \text{ l}$$

Pressioni parziali - Legge di Dalton

Miscela di gas: relazione esistente fra la pressione totale del gas e la pressione dovuta ai singoli componenti della miscela gassosa, detta pressione parziale dei componenti.

Legge di Dalton: la pressione totale di una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti. La pressione parziale di un componente è la pressione che esso eserciterebbe se occupasse da solo lo stesso volume occupato dalla miscela.



Pressioni parziali - Legge di Dalton

Si hanno due gas A e B in un sistema

$$P_{\text{tot}} = P_A + P_B$$

$$P_A V = n_A RT$$

$$P_B V = n_B RT$$

$$P_{\text{tot}} V = (n_A + n_B) RT$$

Esiste una relazione semplice fra la pressione totale e le pressioni parziali dei singoli componenti della miscela gassosa:

$$\frac{P_A}{P_{\text{tot}}} = \frac{n_A \frac{RT}{V}}{(n_A + n_B) \frac{RT}{V}} = \frac{n_A}{(n_A + n_B)} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} = \chi_A$$

Frazione molare del componente A

Frazioni molari

$$\chi_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$\chi_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$P_A = \chi_A P_{\text{tot}} \quad P_B = \chi_B P_{\text{tot}} \quad P_C = \chi_C P_{\text{tot}}$$

Pressioni parziali

Gas ideali e gas reali

Un gas è considerato ideale quando presenta tali caratteristiche:

- Il volume proprio delle molecole è trascurabile rispetto al volume totale occupato dal gas, le particelle sono considerate puntiformi.
- è costituito da un numero enorme di molecole in moto rettilineo e disordinato.
- le molecole hanno dimensioni molto piccole e il gas è così rarefatto da poter trascurare gli urti delle molecole tra di loro.
- gli urti delle molecole contro le pareti del recipiente sono elastici.
- le forze attrattive e repulsive che si esercitano tra le molecole di un gas sono trascurabili.

Gas ideali e gas reali

Per un gas reale occorre apportare modifiche all'equazione di stato dei gas perfetti:

$$PV = nRT$$

per un gas reale bisogna considerare il volume proprio delle particelle e la natura delle interazioni che si manifestano tra di esse, i valori della pressione e del volume osservati devono essere corretti rispetto a quelli ideali:

per il volume bisogna considerare il volume di ingombro o **covolume (b)**

$$V_{\text{ideale}} = V_{\text{reale}} - nb$$

Per la pressione bisogna considerare solo le interazioni di tipo attrattivo

$a \times (n^2/V_{\text{reale}}^2)$ a è un fattore caratteristico di ogni gas

Equazione di van der Waals $(P_{\text{reale}} + a \times (n^2/V_{\text{reale}}^2) (V_{\text{reale}} - nb) = nRT$

Legge generale dei gas ideali

Un contenitore del volume di 2 L viene riempito di N₂ a 22 °C e 740 torr. Si aggiungono poi 2 L di He e 2 L di Ne misurati a 22 °C e 740 torr. La temperatura resta costante. Calcolare la pressione totale esercitata dal miscuglio di gas.

$$n_{\text{N}_2} = \frac{2 \cdot \frac{740}{760}}{0.082 \cdot 295.13} = 0.0804 \text{ moli}$$

Per la legge di Avogadro $n_{\text{N}_2} = n_{\text{He}} = n_{\text{Ne}}$ pertanto il numero di moli presenti è $3 \cdot 0.0804 = 0.2412$ moli totali di gas.

Dall'equazione di stato dei gas ideali si ha:

$$P = \frac{n_{\text{tot}} RT}{V} = 2.922 \text{ atm}$$

Più semplicemente:

$$P = 3 \cdot 740 = 2220 \text{ torr} = 2.922 \text{ atm}$$

Legge generale dei gas ideali

Calcolare la quantità in grammi di Cl_2 che occupa un volume di 682 mL alla temperatura di 38.2 °C e alla pressione di 435 torr. Quale sarebbe la pressione del gas se contemporaneamente la temperatura (centigrada) triplica e il volume è dimezzato?

$$\text{PM Cl}_2 = 70.90 \text{ g/mole}$$

$$w = \text{PM} \cdot \frac{PV}{RT} = 70.90 \cdot \frac{\left(\frac{435}{760}\right) \cdot 0.682}{0.082 \cdot 311.36} = 1.083 \text{ g di Cl}_2$$

$$T_{\text{finale}} = 387.6 \text{ K}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = 0.0153 \text{ moli}$$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.0153 \cdot 0.082 \cdot 387.6}{0.341} = 1.42 \text{ atm finale}$$