

Gli stati fisici della materia

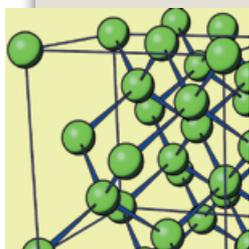
Obiettivi del modulo

Conoscere...

- i legami intermolecolari
- le proprietà che definiscono lo stato solido
- le proprietà che definiscono lo stato liquido
- le proprietà che definiscono lo stato gassoso
- le leggi dei gas
- il principio di Avogadro

Essere in grado di...

- riconoscere i legami intermolecolari in una sostanza
- classificare i solidi
- caratterizzare le proprietà intensive delle sostanze liquide
- applicare le leggi dei gas nella risoluzione dei problemi



unità e1 I solidi e i liquidi

- 1 La polarità delle molecole
- 2 I legami intermolecolari
- 3 I solidi
- 4 I liquidi



unità e2 Lo stato gassoso e le leggi che lo governano

- 1 Le proprietà dei gas
- 2 La pressione dei gas
- 3 La legge di Boyle
- 4 La legge di Charles
- 5 La legge di Gay-Lussac
- 6 Il principio di Avogadro
- 7 Il volume molare
- 8 L'equazione generale dei gas
- 9 L'equazione di stato dei gas



NEL LIBRO DIGITALE

Approfondimenti

- Una colla "bestiale"
- I cristalli
- I tre allotropi del carbonio
- Sotto la legge dei gas

Videosperienze filmate

- La polarità dell'acqua
- La misura della tensione superficiale
- La forma delle gocce

Esperimenti virtuali

- Leggi sui gas

Sintesi, test e verifiche interattive

Password to chemistry

...e in più sul web

Esperienze guidate

- La polarità delle molecole



Prima di affrontare lo studio di questo modulo, verifica di...



Conoscere il legame chimico

1. Segna la risposta corretta.

Perché gli atomi tendono a legarsi per formare molecole?

- a perché gli elementi si attraggono tra loro
- b perché raggiungono una configurazione più stabile
- c perché tendono a perdere elettroni

Che tipo di legame è presente nella molecola F₂?

- a covalente polare
- b covalente apolare
- c ionico

Saper distinguere gli stati fisici in base alle loro proprietà

2. Associa ogni stato fisico della materia alle rispettive proprietà.

- | | |
|------------|---|
| 1. solido | a. ha volume proprio, ma non ha forma propria |
| 2. liquido | b. non ha né volume proprio né forma propria |
| 3. gassoso | c. ha un volume proprio e una forma definita |

3. Spiega la differenza tra gas e vapore.

.....

.....

.....

Prevedere la geometria molecolare in base alla teoria VSEPR

4. Segna la risposta corretta.

In accordo con la teoria VSEPR, qual è la forma geometrica della molecola dell'acqua?

- a lineare
- b piegata, a V
- c tetraedrica

In accordo con la teoria VSEPR, qual è la forma geometrica della molecola dell'ammoniaca?

- a trigonale planare
- b tetraedrica
- c piramidale

Conoscere il concetto di mole

5. Calcola:

a. a quanti grammi corrispondono 50 moli di piombo, Pb

.....

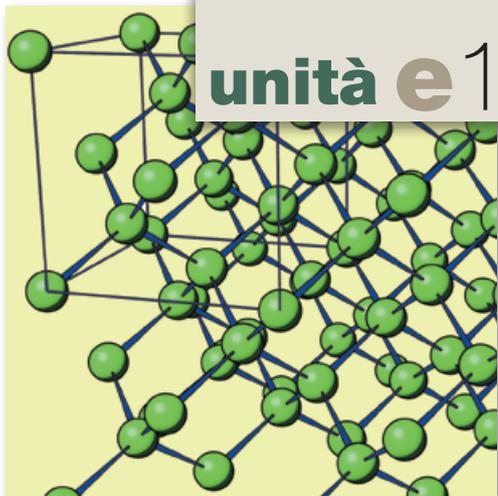
b. a quante moli corrispondono 38 g di F₂

.....

Saper operare con i grafici cartesiani

6. Traccia i grafici delle funzioni $k = \frac{y}{x}$ e $k = x \cdot y$.

7. In un piano cartesiano rappresenta le rette di equazione $y = 4$ e $x = 4$.



1 La polarità delle molecole

obiettivo

Scoprire in che modo la forma geometrica influenza la polarità delle molecole

Le molecole biatomiche con atomi di diversa elettronegatività risultano, come si è già visto, polari in quanto il legame che li unisce è un legame covalente polare.

Che cosa succede, però, quando in una molecola sono presenti più di due atomi?

La polarità o meno di questo tipo di molecole non dipende soltanto dalla **presenza di legami polari**, ma anche dalla loro **geometria**, cioè dall'assetto che i legami assumono nello spazio.

Prendiamo in esame la molecola del tetracloruro di carbonio CCl_4 che, come risulta sperimentalmente, è una molecola non polare, nonostante siano presenti 4 legami polari C—Cl.

Come ricorderai, infatti, l'atomo di cloro è più elettronegativo dell'atomo di carbonio, pertanto il legame C—Cl è un legame covalente polare.

Per spiegare il motivo per cui la molecola CCl_4 risulta non polare, bisogna osservare la sua forma geometrica.

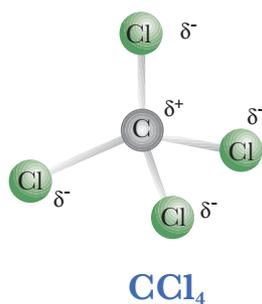


Fig. 1 La molecola di CCl_4 risulta complessivamente non polare.

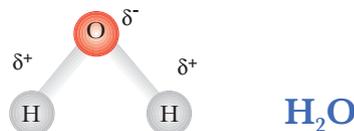
Applicando la teoria VSEPR, puoi osservare che i 4 legami C—Cl raggiungono la massima distanza quando si dispongono verso i vertici di un tetraedro (Fig. 1).

In tal modo i 4 atomi di cloro esercitano uguali forze attrattive, ma in 4 direzioni opposte, così che tali attrazioni si annullano l'un l'altra a causa della simmetria della molecola. Il risultato che ne deriva è che la molecola risulta globalmente non polare. La geometria tetraedrica, infatti, non consente la separazione tra il centro della carica positiva dell'atomo di carbonio e il centro delle cariche negative localizzate sui 4 atomi di cloro.

Con un analogo ragionamento possiamo anche giustificare la non polarità della molecola triatomica CO_2 , che porta 2 legami polari C=O. La geometria lineare della molecola fa sì che gli atomi di ossigeno più elettronegativi attraggano in ugual misura, ma in direzione opposta, gli elettroni di legame.



Nel caso della molecola dell'acqua, invece, l'angolo di $104,5^\circ$ formato dai due legami polari O—H non consente ai due dipoli di annullarsi reciprocamente. Pertanto la molecola risulta polare.



In questo caso, infatti, il centro delle due cariche positive dei due atomi di idrogeno non coincide con il centro della carica negativa dell'atomo di ossigeno.

STOP test di controllo

Completa la frase inserendo le parole mancanti.

1. Una molecola è quando il delle cariche positive coincide con quello delle cariche

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

2. CO_2 è una molecola apolare. V F
 3. Tutte le molecole con legami polari sono polari. V F
 4. La molecola dell'acqua è polare. V F

obiettivo

Conoscere l'esistenza dei tre tipi di attrazione intermolecolare da cui dipendono le proprietà fisiche delle sostanze

2 I legami intermolecolari

Il legame chimico, come si è visto, è una forza di attrazione *intramolecolare*, cioè interna a una molecola, che tiene uniti tra loro gli atomi di una molecola.

Esistono, però, anche forze di attrazione *intermolecolari*, cioè tra una molecola e l'altra, che consentono alle molecole di aggregarsi tra loro per dar luogo agli stati condensati della materia: i solidi e i liquidi.

Queste forze di attrazione sono chiamate **legami intermolecolari**, note anche come **forze di Van der Waals**, dal nome dello scienziato che per primo le ha studiate. Si tratta di attrazioni molto più deboli di quelle di un normale legame covalente, ma ugualmente importanti in quanto sono responsabili delle principali proprietà macroscopiche delle sostanze.

Si conoscono tre tipi di forze intermolecolari di Van der Waals:

- le forze dipolo-dipolo;
- le forze di London;
- il legame a idrogeno.

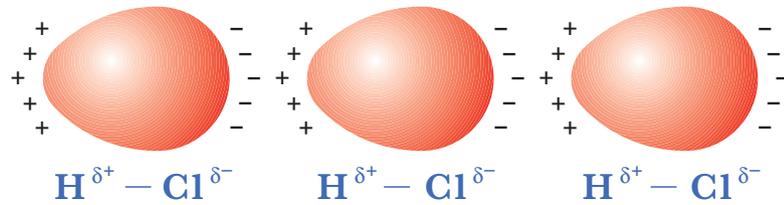
Le forze dipolo-dipolo

Le **forze dipolo-dipolo** agiscono tra **molecole polari**.

Esse sono forze di tipo attrattivo e derivano dalla tendenza delle molecole polari a orientarsi in modo da rivolgere l'estremità positiva di una di esse verso la parte negativa di un'altra. Questo provoca una sorta di attrazione elettrostatica a catena che tiene unite tra loro le molecole.

Le interazioni dipolo-dipolo sono forze di attrazione tra le cariche elettriche parziali positive e negative presenti nelle molecole polari.

In Figura 2, per esempio, puoi vedere in che modo si organizzano le molecole polari dell'acido cloridrico.



■ Fig. 2 Interazioni elettrostatiche tra molecole polari di acido cloridrico (HCl).

Grazie a queste interazioni l'acido cloridrico, che a temperatura ambiente è un gas, raffreddato a $-85\text{ }^{\circ}\text{C}$ diventa liquido, in quanto le forze dipolo-dipolo prevalgono sul moto vorticoso, tipico delle molecole allo stato gassoso.

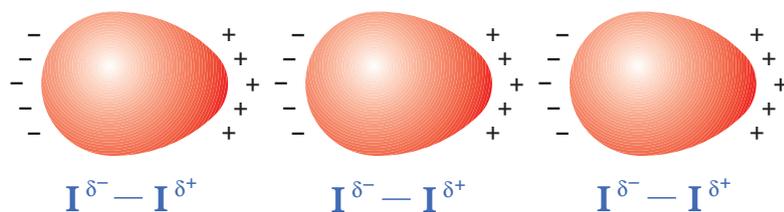
Le forze di London

Anche tra **molecole non polari** possono sussistere forze dipolo-dipolo, ma si tratta di un altro tipo di forze intermolecolari.

Per capire l'origine di tali forze consideriamo, per esempio, molecole come l'azoto o l'ossigeno, oppure gas nobili monoatomici come l'elio o il neon. Anche queste molecole possono presentare temporaneamente una piccola polarità. A causa del moto caotico degli elettroni, infatti, la carica elettrica attorno alle molecole o agli atomi può risultare sbilanciata per brevi istanti piuttosto che uniformemente distribuita.

Ciò causa la formazione di **dipoli temporanei** o istantanei, di entità inferiore rispetto ai dipoli permanenti, e responsabili delle forze di attrazione tra molecole vicine, denominate **forze di London**.

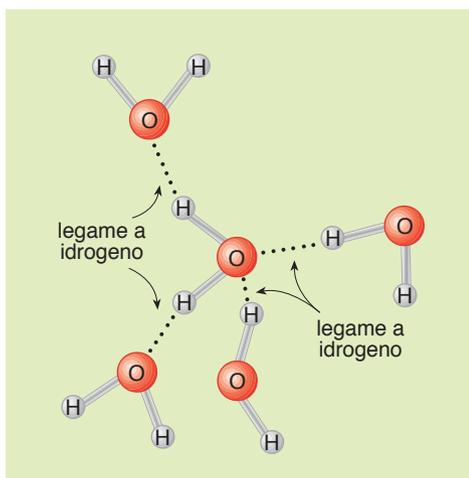
Le forze di London scaturiscono dall'attrazione tra dipoli istantanei di molecole adiacenti.



■ Fig. 3 Interazione tra due dipoli istantanei.

L'efficacia delle forze di London aumenta con la massa molecolare; le molecole più grandi, infatti, avendo un numero più elevato di elettroni, hanno maggiori possibilità di creare dipoli indotti.

■ Fig. 4 Legame a idrogeno tra molecole d'acqua.



Il legame a idrogeno

Il legame a idrogeno è un caso di interazione dipolo-dipolo particolarmente forte, che si instaura tra molecole che portano **atomi di idrogeno legati ad atomi fortemente elettronegativi** quali F, O e N. In questo caso le attrazioni tra i dipoli sono particolarmente forti, tali da essere chiamate **legami a idrogeno**.

L'atomo di idrogeno, infatti, a causa della sua elevata densità di carica positiva (dovuta al suo piccolo raggio atomico) provoca la formazione di veri e propri "ponti" tra l'idrogeno di una molecola e l'atomo più elettronegativo di un'altra.

Il legame a idrogeno si instaura tra molecole polari contenenti un atomo di idrogeno e uno dei tre elementi F, O e N i cui atomi sono piccoli ed elettronegativi.

Tale tipo di legame non ha effetto sulle proprietà chimiche, mentre influenza notevolmente le proprietà fisiche, come per esempio i punti di ebollizione, la viscosità e la solubilità dei composti.

Nel caso dell'acqua notiamo, infatti, che la presenza del legame a idrogeno determina un valore eccezionalmente elevato del punto di ebollizione (100 °C) se paragonato a quello di composti aventi massa e geometria molecolari confrontabili. Nell'analogo composto dello zolfo con l'idrogeno, l' H_2S , infatti, non potendosi formare legami a idrogeno, il punto di ebollizione è molto più basso (-64 °C) e, a differenza dell'acqua, a temperatura ambiente si trova sotto forma di gas.

Il legame a idrogeno, inoltre, è responsabile di tutta una serie di caratteristiche strutturali di un'importante classe di composti che interessano soprattutto il mondo biologico: le macromolecole naturali.

Le proteine, gli acidi nucleici e i polisaccaridi, infatti, devono a questo tipo di legame le loro particolari strutture spaziali, che sono responsabili delle loro specifiche funzioni.

STOP test di controllo

Completa inserendo le parole mancanti.

- Le interazioni dipolo-dipolo tra molecole polari sono forze di tra le cariche elettriche positive e presenti nelle molecole.
- Le forze di London scaturiscono dalla tra dipoli di molecole adiacenti.
- Il legame a idrogeno è un'interazione dipolo-dipolo che si instaura tra molecole contenenti un atomo di e uno dei tre elementi,,

3 I solidi

obiettivo

Conoscere i vari tipi di solidi e le loro strutture

Lo stato solido, come si è detto più volte, è lo stato fisico che presenta la materia quando le particelle non sono libere di muoversi e si aggregano in maniera rigida, riducendo al minimo gli spazi che le separano. Per questo motivo i solidi sono praticamente incompressibili, **mantengono il loro volume e la loro forma** indipendentemente dalle caratteristiche del recipiente che li contiene.



■ Fig. 5 Un cristallo di quarzo.

I solidi possono essere classificati osservando la disposizione delle particelle nello spazio. Se queste sono disposte secondo una organizzazione interna ordinata che all'esterno si manifesta con forme geometriche particolari, si hanno i **cristalli**; se, al contrario, si dispongono in maniera disordinata e casuale, si hanno i **solidi amorfi**.

In base al tipo di struttura, invece, i solidi possono essere classificati in:

- **solidi molecolari**;
- **strutture giganti**, a loro volta distinte in strutture giganti **covalenti**, strutture giganti **metalliche** e strutture giganti **ioniche**.



■ Fig. 6 Il ghiaccio secco, un esempio di solido molecolare.

Solidi molecolari

Si chiamano molecolari quei solidi costituiti da aggregati di molecole tenute insieme da **legami piuttosto deboli**, come quelli intermolecolari (forze di Van der Waals).

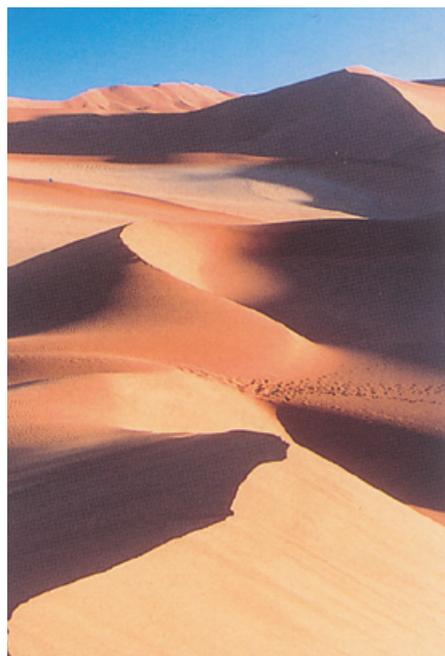
I solidi molecolari, pertanto, presentano bassi punti di fusione, scarsa durezza, sono cattivi conduttori dell'elettricità e del calore e sono generalmente solubili nei solventi apolari.

Tra questi tipi di solidi ricordiamo il ghiaccio, lo iodio, la naftalina, la paraffina e lo zucchero, ma anche il biossido di carbonio che, benché gassoso a temperatura ambiente, a $-78\text{ }^{\circ}\text{C}$ passa allo stato solido (ghiaccio secco).

Strutture giganti covalenti

Si è appena detto che il biossido di carbonio per trasformarsi in solido ha bisogno di temperature molto basse. Le sue molecole lineari infatti sono praticamente apolari e quindi al massimo possono risentire delle deboli forze di London.

Se, per esempio, confrontiamo la formula molecolare della sabbia, SiO_2 (composto del silicio, elemento del quarto gruppo e del terzo periodo), con quella del biossido di carbonio, CO_2 (costituito dal carbonio, elemento del quarto gruppo, ma del secondo periodo), osserviamo che esse sono identiche anche se le loro proprietà sono completamente diverse.



■ Fig. 7 Dune di sabbia e granelli di sabbia ingranditi al microscopio.

La sabbia, infatti, è un materiale duro, abrasivo e per niente facile da trasformare in liquido e tanto meno in gas, mentre la CO_2 è un gas che difficilmente si trasforma in liquido o in solido.



Per la silice bisogna pensare allora a un altro tipo di struttura che giustifichi tali macroscopiche proprietà.

Numerose evidenze sperimentali dimostrano infatti che la SiO_2 non è un aggregato di molecole tenute insieme più o meno tenacemente, ma è una struttura gigante costituita da atomi di silicio e atomi di ossigeno nel rapporto di 1 : 2, tenuti insieme da veri e propri **legami covalenti** a catena.

Questo tipo di struttura viene appunto chiamata **struttura covalente gigante** e microscopicamente si presenta sotto forma di cristallo che può assumere diverse forme geometriche.

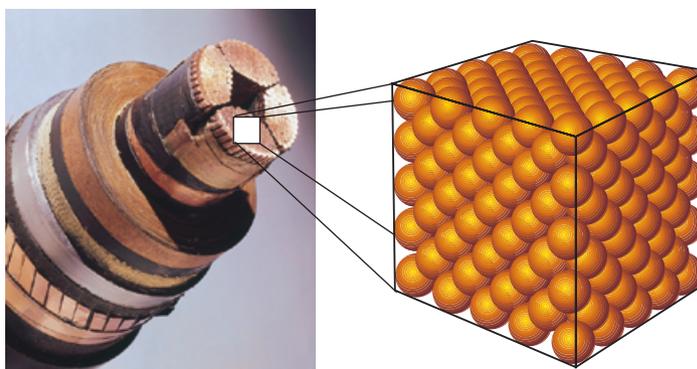
La presenza di veri e propri legami covalenti ci fa capire perché la silice è un solido così tenace che difficilmente cambia il suo stato di aggregazione, se non a temperature molto elevate.

Strutture giganti metalliche

Le strutture giganti covalenti appena studiate riguardano soprattutto elementi di non metalli e/o loro composti.

Anche i metalli possono dar luogo a strutture giganti regolari, ma con un diverso modo di aggregarsi.

Prendiamo, per esempio, il rame e osserviamo come i suoi elettroni risultano “impacchettati” in maniera così compatta da ridurre al minimo le loro reciproche distanze. Ogni atomo di rame, infatti, è a contatto con altri 12 atomi, che è il massimo numero possibile di contatti. Tale struttura giustifica l'elevata densità dei metalli, dal momento che un elevato numero di atomi si trova aggregato in un piccolo spazio.



■ Fig. 8 Struttura del rame.

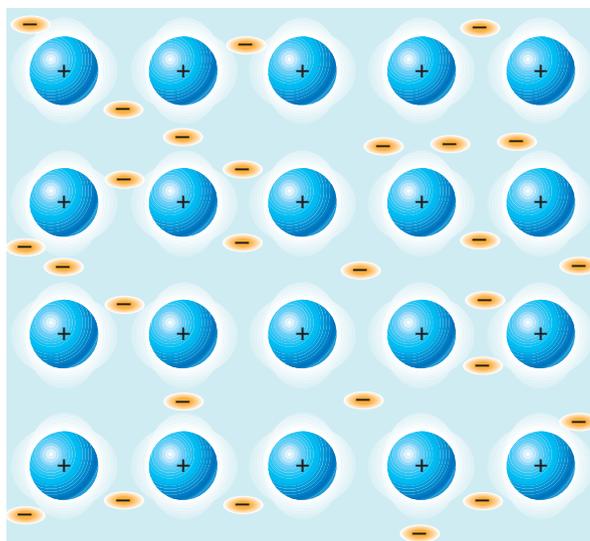
Ma quali sono le forze che tengono insieme gli atomi di un metallo?

Nel caso delle strutture giganti covalenti che abbiamo appena studiato, gli atomi sono legati tra loro con legami così forti che i materiali sono duri, fragili e non flessibili. Nel caso dei metalli, invece, gli atomi si legano tra loro mediante il **legame metallico**.

Questo tipo di legame coinvolge gli elementi dei primi tre gruppi della tavola periodica, oltre che i metalli di transizione, e risulta diverso da quelli già studiati. I metalli, elementi elettropositivi e quindi a basso potenziale di ionizzazione, tendono a perdere con facilità gli elettroni di valenza per formare ioni positivi. Questi ioni si distribuiscono in file regolari sovrapposte dando luogo a un **reticolo metallico**, immerso in un “mare” di elettroni.

La struttura solida che ne risulta è tenuta insieme da una specie di “colla elettronica” che è libera di muoversi in più direzioni.

Per questo motivo i metalli sono duttili, malleabili e buoni conduttori del calore e dell'elettricità.



■ Fig. 9 Schema di un reticolo metallico.

Strutture giganti ioniche

Questo tipo di struttura riguarda le sostanze ioniche, costituite da elementi la cui differenza di elettronegatività, come si è detto, è maggiore di 1,9.

Si tratta di strutture giganti formate da aggregati di ioni di segno opposto, tenacemente legati da **legame ionico**.

L'attrazione elettrostatica tra gli ioni è quindi responsabile dell'elevata robustezza di questo tipo di struttura gigante. Osservando la struttura del cloruro di sodio, NaCl, il comune sale da cucina (Fig. 9), si può notare come l'arrangiamento regolare degli ioni sodio positivi e degli ioni cloro negativi dia luogo a una struttura gigante di forma cubica.

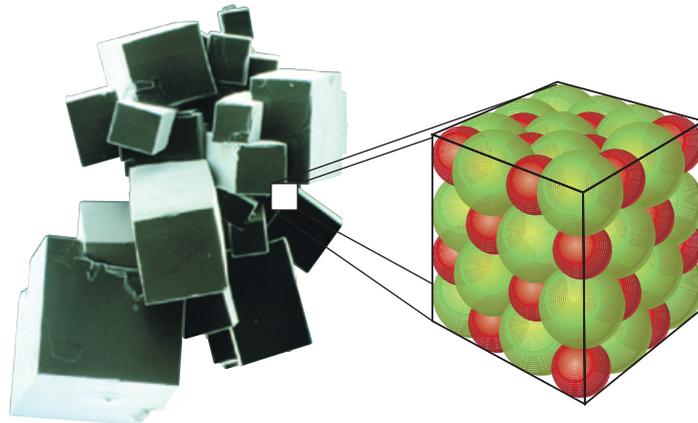


Fig. 10 Cristalli di sale ingranditi al microscopio.

Le sostanze con questo tipo di struttura hanno elevati punti di fusione, sono facilmente solubili in acqua poiché le molecole presentano polarità, non conducono la corrente elettrica quando sono allo stato solido, ma la conducono allo stato fuso e in soluzione.

Tab. 1 Proprietà caratteristiche delle strutture giganti

Tipo di struttura	Descrizione della struttura	Punti di fusione e di ebollizione	Durezza	Solubilità in acqua	Conducibilità elettrica
gigante covalente	atomi uniti da legami covalenti	elevati	duri ma fragili	insolubili	non conduttori
gigante metallica	atomi uniti da legami metallici	di norma elevati	di norma duri ma malleabili	insolubili	conduttori
gigante ionica	ioni di cariche opposte che si attraggono	molto elevati	duri ma fragili	spesso solubili	conduttori solo allo stato fuso o in soluzione

STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- Il cloruro di sodio ha una struttura molecolare. **V F**
- Il biossido di carbonio solido è un esempio di struttura gigante. **V F**
- I metalli possono dar luogo a strutture giganti regolari. **V F**
- I solidi sono comprimibili. **V F**

Associa a ogni sostanza la struttura corrispondente.

- filo di rame **a** covalente
- sale da cucina **b** molecolare
- zucchero **c** ionica
- granello di sabbia **d** metallica

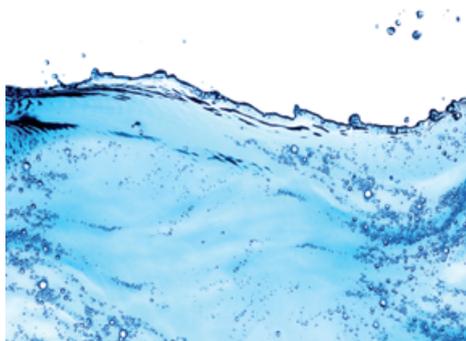
4 I liquidi

obiettivo

Conoscere le principali proprietà fisiche dei liquidi

Lo stato liquido è lo stato fisico che la materia presenta quando le particelle che la costituiscono, il più delle volte molecole, non presentano interazioni così forti da aggregarsi in strutture giganti, come avviene per lo stato solido.

■ Fig. 11 Le molecole di un liquido si muovono scorrendo le une sulle altre.



Pur non essendo legate in maniera rigida come nei solidi, le molecole di un liquido sono comunque costrette a scorrere le une sulle altre. Per questo motivo i liquidi, come i solidi, sono **incomprimibili** e mantengono inalterato il loro volume. Essi assumono la forma della parte di recipiente che li contiene.

I liquidi presentano interessanti proprietà che esaminiamo in dettaglio.



■ Fig. 12 Il miele è un liquido viscoso.

Viscosità

La viscosità è una proprietà intensiva che riguarda tutti i liquidi, ma in particolare i liquidi. Essa trae origine dalle forze attrattive tra le molecole, che tendono a mantenerle unite ed ostacolano lo scorrere facilmente. Macroscopicamente un liquido diventa molto viscoso quando, come accade per il miele, fluisce con difficoltà.

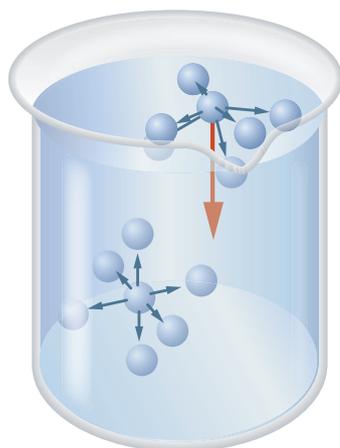
La viscosità è la resistenza che i liquidi oppongono allo scorrimento.

La viscosità diminuisce all'aumentare della temperatura; a temperature più elevate, infatti, le molecole possono scorrere più agevolmente perché svincolate dalle forze di attrazione.

Tensione superficiale

Le molecole all'interno dei liquidi si attraggono le une alle altre in tutte le direzioni, mentre quelle che si trovano in superficie sono attratte soltanto dalle molecole sottostanti con una forza così intensa che la superficie dell'acqua si comporta come una specie di "pelle elastica", vale a dire che sull'acqua si crea una **tensione superficiale**. Pertanto:

La tensione superficiale è la risultante delle forze di attrazione verso l'interno di un liquido.



■ Fig. 13 Le molecole in superficie risentono solo dell'attrazione delle molecole sottostanti. Quelle interne al liquido, invece, sono attratte da tutte le molecole circostanti.

Alla tensione superficiale è dovuta anche la forma sferica delle goccioline sospese nell'aria; la tensione superficiale, infatti, costringe insieme le molecole attratte verso l'interno, fino ad assumere la forma di una sfera, la forma cioè più compatta con la minore area superficiale.

Le goccioline di mercurio che sfuggono da un contenitore, come per esempio da un termometro rotto, sono perfettamente sferiche in quanto la tensione superficiale del mercurio è sei volte maggiore di quella dell'acqua.



■ Fig. 14 Le gocce d'acqua sulla superficie cerosa di una foglia assumono forma sferica.

Le gocce d'acqua rimangono sferiche, o quasi, anche quando si trovano su una superficie cerosa, come quella di una foglia (Fig. 14). Le forze attrattive che tengono unite le molecole d'acqua, infatti, sono maggiori di quelle che si instaurano tra le molecole dell'acqua e della cera.

Come la viscosità, anche la tensione superficiale di norma diminuisce all'aumentare della temperatura e per la presenza di particolari sostanze denominate **tensioattivi**. Tra essi ricordiamo i detersivi che, sciolti in acqua, ne riducono la tensione superficiale, fino a consentire all'aria di essere incorporata dal liquido per formare una schiuma.

Capillarità

Connesso alla tensione superficiale è anche il fenomeno della **capillarità**. Quando un capillare, un sottilissimo tubicino di vetro o altro materiale, viene immerso in un liquido, il livello del liquido all'interno del tubicino è tanto più alto quanto più stretto è il suo diametro rispetto al livello del liquido.

Il fenomeno è dovuto alla tendenza a incurvarsi che ha la superficie del liquido fino ad assumere una forma semisferica chiamata **menisco**.

Esso può essere concavo se il liquido "bagna le pareti" del capillare, come nel caso dell'acqua che vi aderisce, o convesso se il liquido, come nel caso del mercurio, "non bagna le pareti".

Nel caso del menisco convesso, il fenomeno della capillarità si inverte, nel senso che il livello del mercurio all'interno del capillare si pone in una posizione inferiore rispetto al livello del liquido.

Il fenomeno della capillarità è molto importante in natura. Le radici, infatti, munite di sottili tubicini, per capillarità assorbono acqua dal terreno per rifornire la pianta.

Evaporazione

Abbiamo definito ebollizione il passaggio tumultuoso dallo stato liquido a quello aeriforme; quando, invece, avviene a una temperatura inferiore a quella di ebollizione, tale passaggio viene definito **evaporazione**.

Com'è noto, infatti, un liquido, come l'acqua o l'alcol, lasciato per un certo tempo in un recipiente aperto a temperatura ambiente, passa gradualmente allo stato di vapore. Tale fenomeno non riguarda l'intera massa del liquido, ma soltanto la sua superficie libera. Le molecole, infatti, a causa delle forze attrattive tendono a rimanere unite; quelle però che si trovano in superficie riescono a vincere le forze di attrazione e passano allo stato aeriforme.



■ Fig. 16 Da una tazza di caffè le molecole d'acqua passano allo stato di vapore a una temperatura inferiore a quella di ebollizione.

L'evaporazione avviene più velocemente se il liquido viene riscaldato: il calore, infatti, fa aumentare l'energia delle molecole che così riescono più facilmente a "staccarsi" dallo stato liquido per passare a quello aeriforme.

L'evaporazione di un liquido comporta, inoltre, una diminuzione della sua temperatura. A ciò è dovuto, per esempio, il senso di fresco che avvertiamo quando, dopo un'intensa sudorazione, le goccioline di sudore evaporando abbassano la temperatura della pelle.

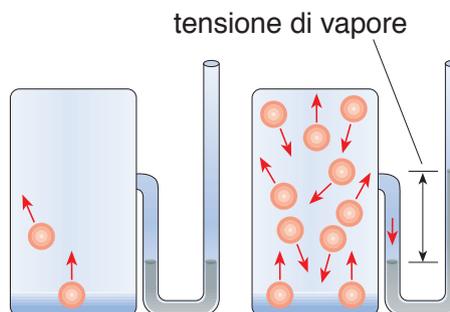
Tensione di vapore ed ebollizione

Se si lascia evaporare un liquido all'interno di uno spazio chiuso, si osserva che il livello del liquido dapprima diminuisce, ma dopo un certo tempo si assesta a un valore costante.

Ciò può essere spiegato nel modo seguente: le molecole che sfuggono dal liquido per passare allo stato di vapore, trovandosi in un ambiente chiuso, hanno a disposizione uno spazio limitato.

Pertanto, mentre le prime molecole che evaporano trovano spazio sufficiente per riuscire a muoversi senza urtarsi, successivamente, aumentando il loro numero, aumenta anche la probabilità di aggregarsi per tornare allo stato liquido.

■ Fig. 17 In un sistema chiuso il liquido evapora sino a raggiungere l'equilibrio tra il liquido e il vapore. Il dislivello del mercurio indica la tensione di vapore, cioè la pressione esercitata dalle molecole allo stato gassoso.



Dopo un certo tempo, si raggiunge una situazione di equilibrio dinamico in cui la velocità di evaporazione è uguale alla velocità di condensazione.

Da questo punto in poi il livello del liquido rimane costante: il numero delle molecole che evaporano è uguale al numero delle molecole che condensano.

La pressione esercitata dalle molecole passate nella fase gassosa è caratteristica per ogni liquido e dipende dalla temperatura: essa viene denominata **tensione di vapore**. Pertanto:

si definisce tensione di vapore la pressione esercitata da un vapore in equilibrio con il suo liquido in un recipiente chiuso, ad una data temperatura.

L'innalzamento della temperatura aumenta la tensione di vapore in quanto l'accresciuta energia consente alle molecole di liberarsi più facilmente delle forze attrattive.

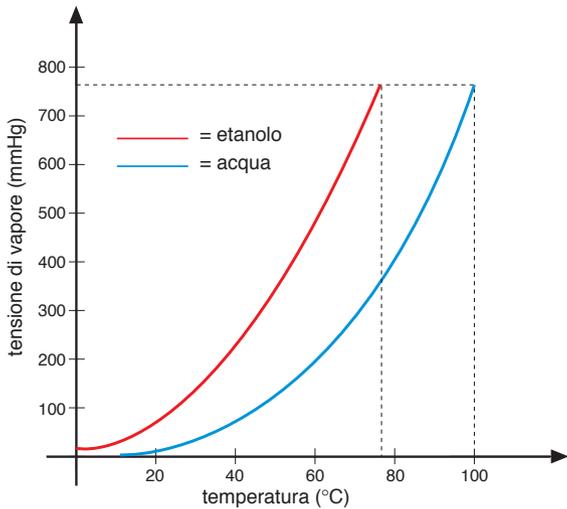
Tab. 2 Tensione di vapore (mmHg) di alcune sostanze a diverse temperature

Temperatura	Acqua	Alcol	Etere
0° C	4,6	12,2	185,3
20° C	17,5	43,9	442,2
40° C	55,3	135,3	921,1
60° C	149,4	352,7	1730,0
80° C	355,1	812,6	2993,6
100° C	760,0	1693,3	4589,4

■ Fig. 18 L'ebollizione è un processo tumultuoso che coinvolge l'intera massa liquida.



Proseguendo nel riscaldamento e innalzando la temperatura di un liquido, accade che la tensione di vapore eguaglia la pressione sovrastante: il liquido comincia a bollire. L'**ebollizione** quindi è un processo tumultuoso di evaporazione che coinvolge l'intera massa del liquido, per cui anche all'interno di esso si possono formare bolle di vapore che, essendo meno dense del liquido, tendono a fuoriuscirne.



Il punto di ebollizione per uno stesso liquido varia al variare della pressione atmosferica, per cui per ogni sostanza esso è riferito alla pressione di 1 atm.

L'acqua, per esempio, bolle a 100 °C al livello del mare, dove mediamente si ha la pressione di 1 atm, mentre in alta montagna, dove la pressione atmosferica è sensibilmente più bassa, l'acqua bolle a temperature al di sotto dei 100 °C.

■ Fig. 19 La tensione di vapore uguaglia la pressione atmosferica (760 mmHg) a 100 °C per l'acqua e a 78 °C per l'etanolo.

STOP test di controllo

Completa inserendo le parole mancanti.

1. La viscosità è la che i liquidi oppongono allo
2. La tensione di vapore è la pressione esercitata da un vapore in con il suo liquido.
3. L'evaporazione riguarda solo la libera di un
4. Si ha l'ebollizione di un liquido quando la sua tensione di vapore la pressione

unità e 1 I solidi e i liquidi

1 La polarità delle molecole

... le conoscenze

- In quale caso una molecola risulta apolare, pur avendo legami covalenti polari?
- Spiega perché la molecola H_2O è una molecola polare, mentre CO_2 , pur essendo una molecola triatomica con legami covalenti, risulta apolare.

... le abilità

- Applica la teoria VSEPR per spiegare per quale motivo CF_4 è una molecola apolare, nonostante la presenza di 4 legami polari.
- Applica la teoria VSEPR e stabilisci se la molecola CH_2F_2 è polare o non polare.
- Applica la teoria VSEPR e stabilisci se la molecola CHF_3 è polare o non polare.

2 I legami intermolecolari

... le conoscenze

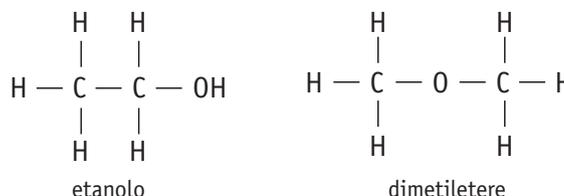
- Descrivi i vari tipi di interazioni che possono instaurarsi tra molecole uguali.
- In che cosa consiste un'interazione dipolo-dipolo?
- Quale tipo di interazioni possono esistere tra molecole di I_2 allo stato solido?
- Con quali elementi deve essere legato l'atomo di idrogeno per dar luogo al legame a idrogeno?
- Quali proprietà fisiche delle sostanze sono influenzate notevolmente dalla presenza del legame a idrogeno?

... le abilità

- Come puoi spiegare che il composto HF ha una temperatura di ebollizione di $19,4\text{ }^\circ\text{C}$, mentre l'HCl, un composto del tutto analogo, bolle a $-85\text{ }^\circ\text{C}$?
- Indica in quali dei seguenti composti binari è presente il legame a idrogeno:

- H_2O
- H_2S
- H_2Se

- 13 Osserva la formula di struttura dell'etanolo e del dimetiletere e stabilisci in quale delle due molecole si possono formare legami a idrogeno.



3 I solidi

... le conoscenze

- 14 Qual è la differenza tra un solido molecolare e una struttura gigante covalente?
- 15 Descrivi i tre tipi principali di strutture giganti.

... le abilità

- 16 Indica quali particelle sono presenti in ciascuno dei seguenti solidi:
 - solido ionico
 - solido molecolare
 - solido metallico
- 17 Per ciascuno dei seguenti solidi stabilisci se si tratta di un solido ionico, molecolare o metallico:
 - Zn
 - CO_2
 - KBr
- 18 Per ciascuno dei seguenti solidi stabilisci se si tratta di un solido ionico, molecolare o metallico:
 - CaF_2
 - I_2
 - Ag

4 I liquidi

... le conoscenze

- 19 Spiega che cosa si intende per tensione di vapore.
- 20 Quale valore di tensione di vapore deve raggiungere un liquido per iniziare a bollire?

- 21** Che cos'è la viscosità di un liquido?
- 22** Qual è la differenza tra ebollizione ed evaporazione?

... le abilità

- 23** Tra le seguenti proprietà fisiche stabilisci quelle che hanno un elevato valore se le molecole sono fortemente legate tra loro:
- a** tensione di vapore
 - b** viscosità
 - c** punto di ebollizione
 - d** tensione superficiale
- 24** Riferendoti alla Tabella 2 del testo, spiega in che modo l'aumento della temperatura di un liquido influenza la sua tensione di vapore.

- 25** La tensione di vapore dell'acetone è 1 torr a -59 °C, 10 torr a -31 °C, 100 torr a 8 °C, 400 torr a 40 °C e 760 torr a 56 °C. Qual è il punto di ebollizione dell'acetone?
- 26** La tensione di vapore del metanolo è 1 atm a 65 °C, 2 atm a 84 °C, 5 atm a 112 °C, 10 atm a 138 °C e 20 atm a 168 °C. Qual è il punto di ebollizione del metanolo?
- 27** Osserva la tabella che riporta i valori delle tensioni di vapore a 20 °C di alcuni composti e stabilisci quale sostanza ha il punto di ebollizione più alto e quale il punto di ebollizione più basso.

Composto	Tensione di vapore
metanolo	96
acqua	17,5
bromo	173
mercurio	0,0012
benzene	74,7

unità e2 | Lo stato gassoso e le leggi che lo governano



obiettivo

Conoscere le proprietà che caratterizzano lo stato gassoso

1 Le proprietà dei gas

Lo stato aeriforme o gassoso può essere considerato come lo stato fisico che la materia assume quando le particelle, con forze di attrazione molto deboli, sono libere di muoversi in condizione di elevato disordine. Dal momento che le particelle si trovano distanti tra loro, la materia allo stato gassoso presenta una densità nettamente inferiore rispetto a quella che ha allo stato liquido e allo stato solido.

Tutti i gas hanno caratteristiche comuni e il loro comportamento non dipende dal tipo di sostanza, ma dalle condizioni sperimentali. Tali caratteristiche possono essere così riassunte:

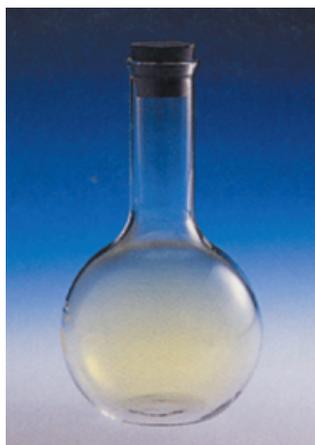


Fig. 1 Il gas cloro nel recipiente di vetro è pressoché invisibile.

- **i gas non hanno forma propria:** un gas assume sempre la forma del recipiente che lo contiene e che occupa per intero;
- **i gas possono espandersi:** un gas tende sempre a espandersi per distribuirsi uniformemente all'interno del suo contenitore. Pertanto il suo volume aumenta all'aumentare del volume del suo contenitore;
- **i gas possono essere compressi:** il volume di un gas diminuisce se si riduce il volume del suo contenitore. Se riduciamo però di molto il suo volume, il gas può anche liquefare;
- **i gas sono completamente miscibili:** due gas diversi, posti all'interno dello stesso contenitore, si mescolano completamente in tutti i rapporti. L'aria, ad esempio, è una miscela formata da numerose sostanze gassose tra cui le principali sono l'ossigeno e l'azoto.

Sebbene i gas normalmente risultino invisibili, essi possono comunque essere monitorati attraverso le loro proprietà che dipendono da tre grandezze fisiche: il **volume**, la **temperatura** e la **pressione** che per questo motivo prendono il nome di **grandezze di stato**, in quanto definiscono lo stato gassoso.

STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- | | | | |
|--|-----|---|-----|
| 1. Nello stato aeriforme le particelle sono disposte in modo ordinato. | V F | 3. I gas possono espandersi o essere compressi. | V F |
| 2. I gas hanno forma propria. | V F | 4. I gas sono immiscibili. | V F |
| | | 5. I gas hanno una elevata densità. | V F |

2 La pressione dei gas

obiettivo

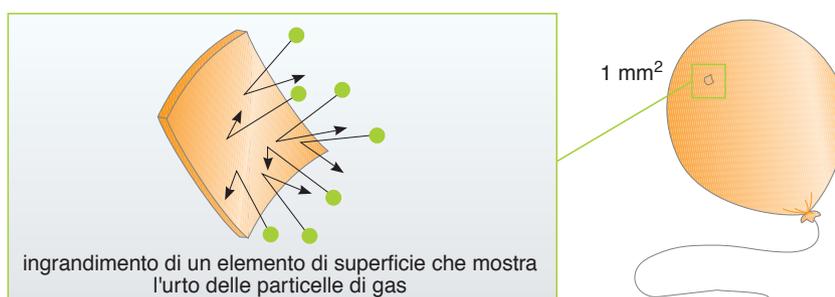
Conoscere la pressione, il più importante parametro caratteristico dello stato gassoso.

La **pressione** è una grandezza che dipende dalla forza che il gas esercita su tutte le pareti del suo contenitore ed è il più importante parametro caratteristico dello stato gassoso.

Si è già detto che nei gas le particelle non sono legate, ma si muovono in maniera caotica grazie all'energia di cui dispongono, urtandosi ripetutamente tra loro e contro le pareti del recipiente.

Di conseguenza, ciascun millimetro quadrato di superficie del recipiente sarà sottoposto in ogni istante all'urto di un elevatissimo numero di particelle.

L'urto di una singola particella, date le sue piccolissime dimensioni, non ha un effetto apprezzabile, ma la somma degli urti di miliardi di particelle genererà su ogni unità di superficie una forza, il cui effetto macroscopico non è altro che la pressione.



■ Fig. 2 Interpretazione microscopica della pressione esercitata da un gas contenuto in un palloncino.

Pertanto:

la pressione è il rapporto tra la forza che agisce perpendicolarmente sulla superficie e la superficie stessa: $\text{pressione} = \frac{\text{forza}}{\text{superficie}}$

Se le pareti del recipiente sono rigide e sufficientemente resistenti, la pressione non provoca alcun effetto, ma, se le sue pareti sono elastiche, l'effetto della pressione causa una deformazione.



■ Fig. 3 La pressione dei gas all'interno dei palloncini è leggermente superiore a quella dell'aria che li circonda.

Immaginiamo, per esempio, di osservare il comportamento di un pallone pieno d'aria. Le sue pareti subiscono sia gli urti delle particelle del gas contenuto all'interno, sia quelli delle particelle d'aria che lo circondano. Perché esso non si sgonfi è necessario che la pressione interna sia leggermente superiore a quella esterna, così da vincere la forza elastica dovuta al materiale di cui esso è costituito.

Se la pressione interna è uguale o supera di molto quella esterna, il pallone tenderà a gonfiarsi fino a esplodere.

Una pressione esterna superiore a quella interna, al contrario, lo farà sgonfiare.

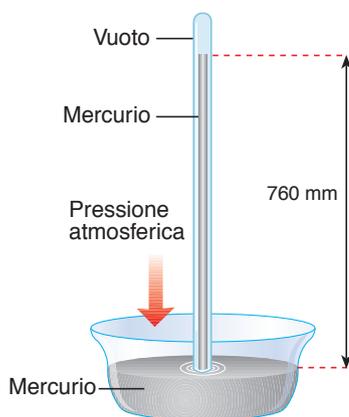
Nel SI l'unità di misura della pressione è il **pascal (Pa)** che esprime la pressione esercitata dalla forza di un newton (N) sulla superficie di 1 m^2 .

Le unità di misura maggiormente usate in chimica sono invece: l'**atmosfera (atm)** e i **millimetri di mercurio (mmHg)** o **torricelli (torr)**.

La pressione atmosferica

Lo scienziato italiano E. Torricelli dimostrò per primo l'esistenza della pressione atmosferica, cioè della pressione esercitata dai gas contenuti nell'atmosfera sulla superficie terrestre. Egli suppose che un "mare di aria" circondasse la Terra esercitando una pressione sulla sua superficie e su qualunque cosa ne venisse a contatto. Il vuoto, invece, è uno stato di azzeramento della pressione dovuto all'assenza di materia.

Nel 1643 Torricelli mise a punto uno strumento per misurare la pressione atmosferica, chiamato **barometro di Torricelli**.



Lo strumento consiste in un tubo di vetro della lunghezza di un metro chiuso a una estremità, riempito completamente di mercurio.

L'estremità aperta del tubo veniva immersa in una vaschetta contenente a sua volta mercurio, evitando di fare entrare l'aria.

Egli osservò che, il mercurio non scendeva completamente, ma si abbassava fino a **760 mm**. La pressione che l'atmosfera esercitava sulla superficie del mercurio della vaschetta costringeva una certa quantità di mercurio a rimanere nel tubo. In tal modo la pressione esercitata dal peso della colonna di mercurio corrispondeva alla pressione esercitata dall'atmosfera.

Fig. 4 La pressione atmosferica ad alta quota è minore di quella a livello del mare.



Poiché la pressione atmosferica varia di giorno in giorno, a seconda delle condizioni atmosferiche, e di luogo in luogo, a seconda dell'altitudine, si è ritenuto indispensabile fare riferimento all'atmosfera standard, vale a dire la pressione che è in equilibrio con una colonna di mercurio alta 760 mm a 0 °C e al livello del mare.

Pertanto, un'atmosfera standard (atm) equivale a 760 mmHg.

Per esprimere l'atmosfera in pascal si usa la relazione:

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

A causa della grande diversità numerica tra le due unità si preferisce usare al posto del pascal un suo multiplo, il **bar**, che equivale a 10^5 pascal:

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

In meteorologia si utilizza il **millibar (mbar)**, che equivale a 10^{-3} bar e cioè 10^2 Pa.

STOP test di controllo

Completa inserendo le parole mancanti.

- La pressione è il rapporto tra la che agisce sulla superficie e la superficie stessa.
La sua formula è: $\text{pressione} = \frac{\dots\dots\dots}{\text{superficie}}$
- La pressione di un gas è prodotta dall'..... delle particelle che lo costituiscono contro le pareti del che lo contiene.
- Nel SI l'unità di misura della pressione è il, che corrisponde alla forza di 1 esercitata sulla superficie di 1
- Una atmosfera equivale a mmHg e a pascal.

3 La legge di Boyle

obiettivo

Scoprire la relazione che lega la pressione al volume, in condizioni di temperatura costante

Durante i suoi esperimenti sui gas, Boyle osservò che versando del mercurio in un tubo a U chiuso a un'estremità e aperto all'atmosfera dall'altra, il volume dell'aria intrappolata all'estremità chiusa si riduceva.

In particolare verificò che, mantenendo costante la temperatura, un volume di gas V_1 alla pressione atmosferica di 760 mmHg si dimezza se la pressione raddoppia, cioè se si versa del mercurio nel ramo del tubo a U in modo da avere una pressione totale di 1520 mmHg, di cui 760 mm dovuti alla pressione atmosferica e 760 mm per il mercurio aggiunto.

Il volume si riduce a un terzo di V_1 se la pressione triplica.

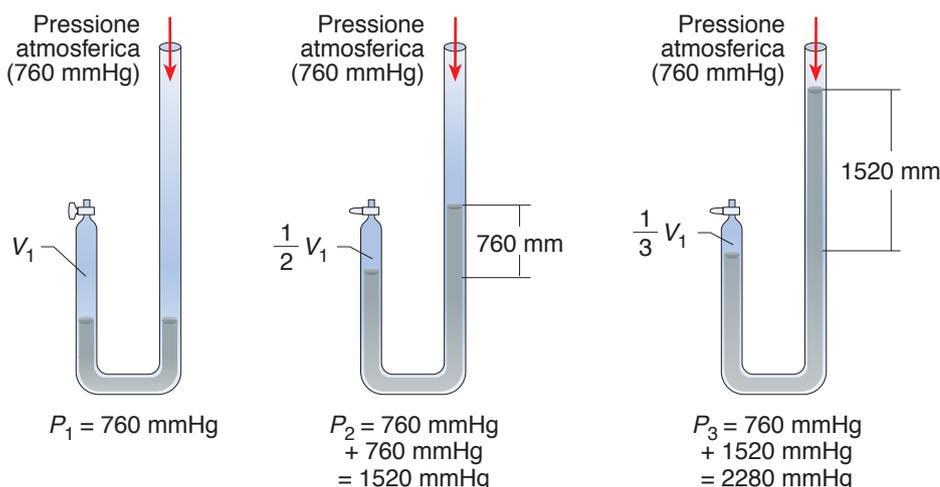


Fig. 5 L'esperimento di Boyle.

Tali risultati e altri ancora condussero Boyle a formulare la legge che prende appunto il nome di **legge di Boyle**:

mantenendo costante la temperatura, il volume di un gas è inversamente proporzionale alla pressione esercitata.

La relazione matematica che correla il volume V alla pressione P sarà quindi:

$$V \propto \frac{1}{P} \quad (\text{a temperatura costante})$$

Questa relazione può essere scritta anche come un'equazione introducendo una costante di proporzionalità k :

$$V = k \cdot \frac{1}{P}$$

Moltiplicando entrambi i membri dell'equazione per P , l'equazione diventa:

$$P V = k$$

Tale relazione, detta **legge isoterma** (che significa "a temperatura costante"), costituisce un altro modo per esprimere la legge di Boyle, che si può enunciare anche così:

a temperatura costante il prodotto della pressione per il volume di una certa massa di gas è costante.

Tale relazione ci consente allora di determinare il valore del volume o della pressione per ogni trasformazione che avvenga a temperatura costante.

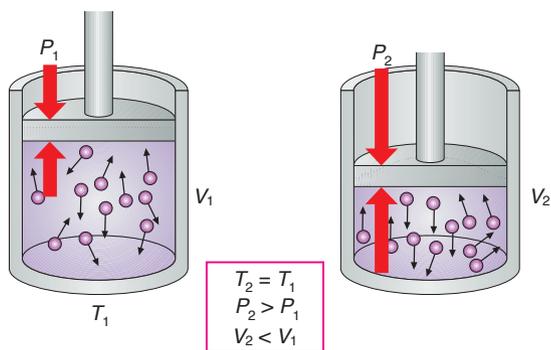


Fig. 6 Comprimendo il gas a temperatura costante il volume diminuisce proporzionalmente

Immaginiamo, per esempio, di avere un campione di gas che a una certa temperatura occupa il volume V_1 ed esercita la pressione P_1 .

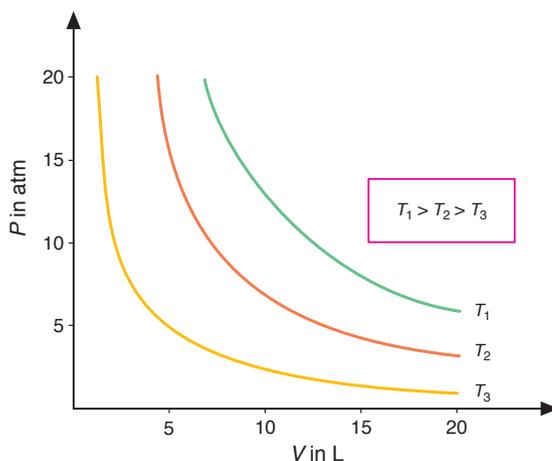
Se, mantenendo costante la temperatura, portiamo la pressione da P_1 a P_2 , il volume V_2 può essere calcolato dalla relazione:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

da cui :

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

Fig. 7 Rappresentazione grafica della legge di Boyle a tre diverse temperature T_1 , T_2 e T_3 .



La legge di Boyle può essere anche rappresentata graficamente riportando, per ogni temperatura T , sulle ascisse di un sistema di assi cartesiani i valori del volume V e sulle ordinate quelli delle relative pressioni P . Si ottiene una curva, detta appunto **isoterma di Boyle**, rappresentata da un ramo di iperbole equilatera.

Segui l'esempio

- Una certa massa di idrogeno alla pressione di 220 atm occupa un volume di 96 L. Quale volume occuperà se la pressione, mantenendo costante la temperatura, viene ridotta a 1 atm?

– Dalla legge di Boyle si ha: $P_1 V_1 = P_2 V_2$
da cui si ricava:

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

– Sostituendo i valori si ha:

$$V_2 = \frac{220 \text{ atm} \cdot 96 \text{ L}}{1 \text{ atm}} = 21\,120 \text{ L}$$

Applica

Calcola:

- il volume di un gas che alla pressione di 7 atm occupa il volume di 4 L se, a temperatura costante, la sua pressione viene ridotta a 2 atm;
- il volume di un gas che, alla pressione di 1 atm, occupa un volume di 4,2 L, quando, a temperatura costante, viene compresso a 4,2 atm.

STOP test di controllo

Completa inserendo le parole mancanti.

1. Il volume di un gas è inversamente proporzionale alla sua se la è mantenuta costante.
2. A temperatura costante il prodotto della per il di una certa massa di gas è
3. La legge di Boyle è anche detta perché è valida a temperatura costante.
4. La rappresentazione cartesiana della legge Boyle è un ramo di perché le grandezze e sono inversamente proporzionali.

4 La legge di Charles

obiettivo

Conoscere la relazione che lega il volume alla temperatura, a pressione costante

Nel 1783 lo scienziato francese J. Charles fu il primo a utilizzare l'idrogeno, anziché l'aria riscaldata, per riempire la sua mongolfiera, con la quale raggiunse l'altezza di 2500 metri.

Nel 1787 Charles, approfondendo i suoi studi sull'effetto della temperatura sul volume di una certa massa di gas, scoprì che il volume di un gas è direttamente proporzionale alla temperatura espressa in K, cioè alla temperatura assoluta.

Ciò significa che se la temperatura in kelvin di una certa quantità di gas è raddoppiata, anche il suo volume raddoppia; viceversa, se la temperatura in kelvin è dimezzata, anche il suo volume si riduce a metà.

Dai risultati di questi esperimenti fu possibile formulare una legge che prende il nome di **legge di Charles** o **legge isobara** (cioè a pressione costante):

il volume di una certa massa di gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta se la pressione rimane costante.

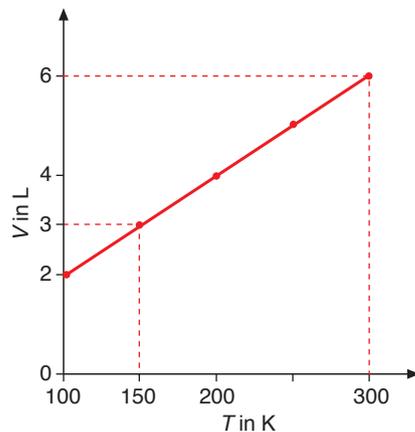


Fig. 8 Andamento lineare del volume in funzione della temperatura assoluta.

Se riportiamo in un sistema di assi cartesiani i dati sperimentali ottenuti, ponendo in ascissa i valori della temperatura in kelvin e in ordinata quelli del volume, si ottiene una retta.

La proporzionalità diretta tra il volume V e la temperatura T in kelvin può essere quindi espressa dalla relazione:

$$V \propto T \text{ (a pressione costante)}$$

Questa relazione può anche essere scritta in termini di equazione usando la costante di proporzionalità k al posto del simbolo \propto

$$V = k \cdot T$$

Dividendo i due membri dell'equazione per T si ha che il rapporto $\frac{V}{T}$ rimane sempre costante. L'equazione allora diventa:

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

Se indichiamo con V_1 e T_1 le condizioni iniziali di una certa massa di gas e con V_2 e T_2 le corrispondenti condizioni finali in seguito a una trasformazione a pressione costante, ricordando che il rapporto volume/temperatura rimane costante, possiamo scrivere la relazione:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = k$$

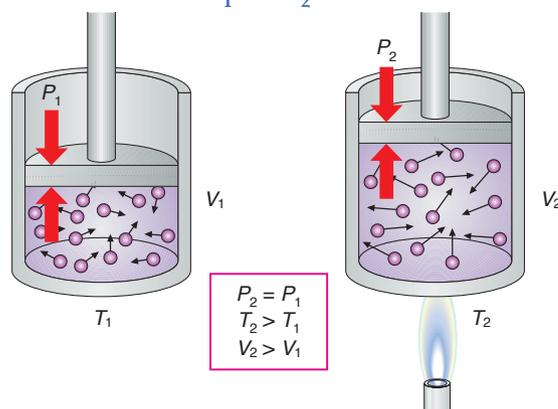


Fig. 9 All'aumentare della temperatura assoluta, a pressione costante, il volume del gas aumenta in maniera proporzionale.

Segui l'esempio

- Un pallone da 275 L riempito con elio viene riscaldato da 20 a 40 °C. Calcola il volume finale mantenendo costante il valore della pressione.

– Convertiamo in kelvin i valori della temperatura iniziale T_1 e finale T_2 espressi in gradi centigradi:

$$T_1 = 20 + 273,16 = 293,16 \text{ K}$$

$$T_2 = 40 + 273,16 = 313,16 \text{ K}$$

– Applichiamo la legge di Charles:

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

Risolviamo rispetto a V_2 :

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1}$$

Sostituendo i valori otteniamo:

$$V_2 = \frac{275 \text{ L} \cdot 313,16 \text{ K}}{293,16 \text{ K}} = 293,76 \text{ L}$$

Applica

Calcola:

- il volume finale occupato da 25 L di azoto che vengono riscaldati a pressione costante da 20 °C a 100 °C;
- il volume che occupano 15 L di idrogeno se, dalla temperatura iniziale di 20 °C, vengono raffreddati a -30 °C, mantenendo costante la pressione.

STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. La legge di Charles stabilisce il legame tra temperatura e pressione di un gas. V F
2. A pressione costante il volume di un gas è inversamente proporzionale alla temperatura assoluta. V F
3. La legge di Charles è anche detta legge isoterma. V F
4. A pressione costante, se il volume di un gas raddoppia, anche la sua temperatura assoluta è raddoppiata. V F

obiettivo

Conoscere la relazione che lega la pressione alla temperatura, a volume costante

■ Fig. 10 La mongolfiera fu utilizzata da Gay-Lussac per numerosi esperimenti sul comportamento dei gas.



5 La legge di Gay-Lussac

Anche Gay-Lussac, come Charles, fu motivato nelle ricerche dalla sua passione per i voli in mongolfiera con la quale riuscì a raggiungere altezze di oltre 5000 metri. Durante le sue ascese raccolse campioni di atmosfera che utilizzò per i suoi esperimenti in laboratorio.

Nel 1802 Gay-Lussac trovò la relazione tra la pressione e la temperatura, quando il volume rimane costante.

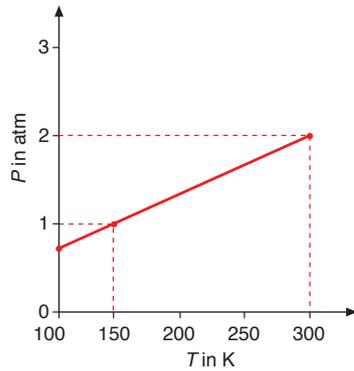
Grazie ai suoi esperimenti concluse che la pressione di un gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

Ciò significa che se la temperatura in kelvin di una certa quantità di gas è raddoppiata, anche la sua pressione raddoppia; viceversa, se la temperatura in kelvin è dimezzata, anche la sua pressione si riduce a metà.

Dai risultati di questi esperimenti fu possibile formulare una legge che prende il nome di **legge di Gay-Lussac** o **legge isocora** (cioè a volume costante):

la pressione di una certa massa di gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta se il volume rimane costante.

Fig. 11 Andamento lineare della pressione in funzione della temperatura assoluta.



Se riportiamo in un sistema di assi cartesiani i dati sperimentali ottenuti, ponendo in ascissa i valori della temperatura in kelvin e in ordinata quelli della pressione, si ottiene, anche in questo caso, una retta.

La proporzionalità diretta tra la pressione P e la temperatura T in kelvin può essere espressa dalla relazione:

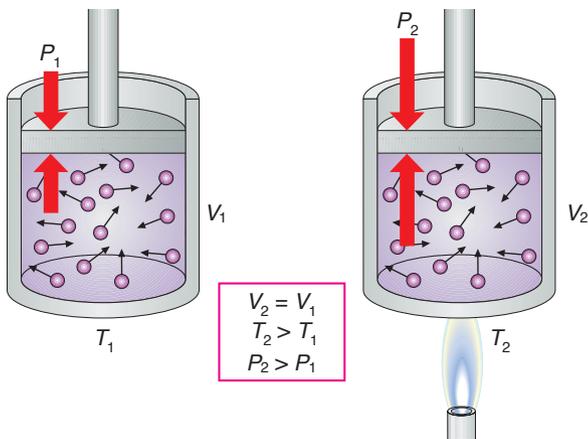
$$P \propto T \quad (\text{a volume costante})$$

Anche questa relazione può anche essere scritta in termini di equazione matematica usando la costante di proporzionalità k :

$$P = k \cdot T$$

Dividendo i due membri dell'equazione per T si ha che il rapporto $\frac{P}{T}$ rimane sempre costante. L'equazione allora diventa:

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



Così, se indichiamo con P_1 e T_1 le condizioni iniziali di una certa massa di gas e con P_2 e T_2 le corrispondenti condizioni finali in seguito a una trasformazione a volume costante, ricordando che il rapporto pressione/temperatura rimane costante, possiamo scrivere la relazione:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = k$$

Fig. 12 All'aumentare della temperatura assoluta, a volume costante, la pressione del gas aumenta in maniera proporzionale.

Segui l'esempio

- Una bombola riempita di azoto a 15 atm viene raffreddata da 25 °C a -40 °C. Calcola la pressione finale assumendo che il volume rimanga costante.

- Convertiamo in kelvin i valori della temperatura iniziale T_1 e finale T_2 espressi in gradi centigradi:

$$T_1 = 25 + 273,16 = 298,16 \text{ K}$$

$$T_2 = -40 + 273,16 = 233,16 \text{ K}$$

- Applichiamo la legge di Gay-Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

e risolviamo rispetto a P_2 :

$$P_2 = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1}$$

- Sostituendo i valori otteniamo:

$$P_2 = \frac{15 \text{ atm} \cdot 233,16 \text{ K}}{298,16 \text{ K}} = 11,73 \text{ atm}$$

Applica

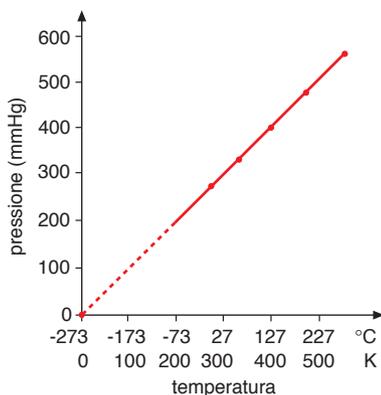
Calcola:

- la pressione finale esercitata da una certa quantità di aria che da 10 °C alla pressione di 1 atm viene riscaldata a 400 °C, mantenendo costante il volume;
- la pressione finale esercitata da una certa massa di elio quando dalla temperatura iniziale di 20 °C viene raffreddata a -30 °C, mantenendo costante il volume.

Lo zero assoluto

La temperatura alla quale la pressione e il volume di un gas teoricamente si azzerano è lo **zero assoluto**. Tale temperatura è la più bassa che si possa teoricamente raggiungere e corrisponde a $-273,16\text{ }^{\circ}\text{C}$ o a 0 K (vedi anche modulo 0 par. 6). Se tale valore potesse essere sperimentalmente raggiunto, le molecole perderebbero tutta la loro energia cinetica e rimarrebbero totalmente immobili.

Fig. 13 Grafico della legge di Gay-Lussac: alla pressione nulla corrisponde la temperatura dello zero assoluto.



Ma come è stato possibile determinare il valore dello zero assoluto dal momento che tale valore non può essere sperimentalmente raggiunto?

Se prendiamo in considerazione il grafico V in funzione di T ricavato dalla legge di Charles o il grafico P in funzione di T ricavato dalla legge di Gay-Lussac, per semplice estrapolazione possiamo osservare che il volume zero o la pressione zero corrispondono proprio al valore $-273,16\text{ }^{\circ}\text{C}$, che è appunto lo zero assoluto.

Ciò significa che il valore $-273,16\text{ }^{\circ}\text{C}$ è soltanto un valore teorico in quanto, in queste condizioni, la materia non potrebbe più esistere.

Dal grafico si vede che il punto di congelamento dell'acqua è $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ nella scala Celsius ma diventa $273,16$ nella scala Kelvin, mentre la temperatura di ebollizione dell'acqua è $100 + 273,16$.

Da ciò si deduce che la scala Kelvin differisce da quella Celsius di $273,16$.

STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- | | | | |
|--|-----|--|-----|
| 1. La legge di Gay-Lussac è valida a temperatura costante. | V F | 3. La legge di Gay-Lussac si riferisce a una trasformazione isocora. | V F |
| 2. A volume costante, la pressione e la temperatura di un gas sono direttamente proporzionali. | V F | 4. A volume costante, se la temperatura assoluta di un gas raddoppia, la pressione si dimezza. | V F |

6 Il principio di Avogadro

obiettivo

Conoscere il comportamento dei gas quando reagiscono tra loro

Lo studio delle reazioni chimiche tra sostanze gassose condotto nel XIX secolo diede un notevole contributo alla comprensione della natura molecolare della materia.

Di questo si occupò soprattutto Gay-Lussac che studiò la relazione tra i volumi di gas che partecipano a una reazione. In particolare osservò che vi era una interessante regolarità nei rapporti di combinazioni tra i volumi dei gas reagenti e tra questi e i gas prodotti dalla reazione. Egli osservò che 2 L di idrogeno reagiscono con 1 L di ossigeno, misurati alle stesse condizioni di temperatura e pressione, per formare 2 L di vapor d'acqua; alla stessa maniera 1 L di idrogeno richiede 1 L di cloro per reagire completamente e formare 2 L di HCl.

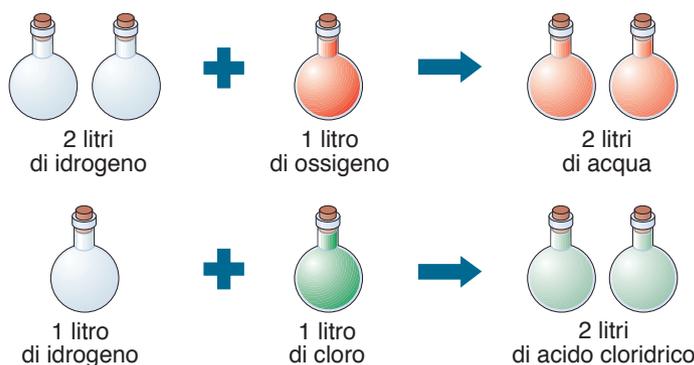
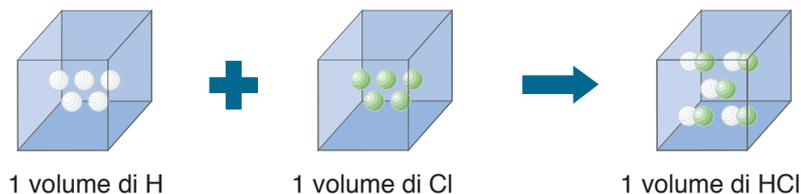


Fig. 14 Rappresentazione grafica della legge di Gay-Lussac sui rapporti volumetrici di combinazione tra gas.

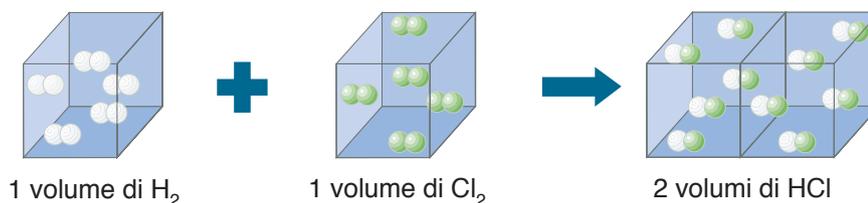
Le osservazioni di Gay-Lussac indussero Avogadro ad avanzare l'ipotesi che tra il volume di un gas e il numero di particelle in esso contenute dovesse esserci una certa relazione.

In particolare egli sostenne che, in determinate condizioni di pressione e temperatura, un dato volume di ciascun gas doveva contenere lo stesso numero di particelle. Queste particelle, però, non potevano essere gli atomi ipotizzati da Dalton. Se così fosse stato, infatti, da un volume di idrogeno H \square e da un volume di cloro Cl \square si sarebbe dovuto ottenere soltanto un volume di acido cloridrico HCl \square e non due.



Gay-Lussac invece aveva osservato che i volumi ottenuti di HCl erano due, per cui Avogadro fu indotto ad ammettere che le particelle dell'elemento idrogeno e quelle dell'elemento cloro dovessero essere costituite da coppie di atomi, ovvero da **molecole biatomiche**.

Al momento della reazione le molecole dell'idrogeno, H₂, e quelle del cloro, Cl₂, si scindono negli atomi, che poi si combinano gli uni con gli altri per dar luogo a un numero doppio di molecole di acido cloridrico, HCl.



Nello stesso modo possiamo allora spiegare perché da due volumi di idrogeno e un volume di ossigeno si ottengono soltanto due volumi di "gas acqua" e non tre.

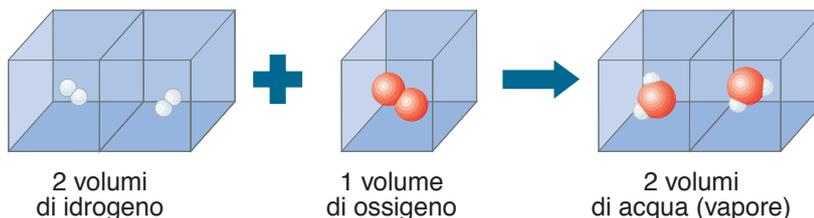


Fig. 15 Rappresentazione grafica della legge di Gay-Lussac sui rapporti volumetrici di combinazione tra gas, alla luce del principio di Avogadro.

Da quanto detto, il principio di Avogadro può essere così formulato:

volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole.

Il principio di Avogadro è stato esteso a numerosi elementi gassosi costituiti da molecole biatomiche, che dovranno allora esser indicate con le formule Cl₂, H₂, O₂, N₂, F₂ ecc.

Segui l'esempio

- Calcola il volume di ammoniaca, NH_3 , che si ottiene a partire da 1,5 L di idrogeno, H_2 , e 0,5 L di azoto, N_2 , supponendo che la reazione abbia luogo secondo il seguente schema:



- Dallo schema possiamo vedere che 3 molecole di idrogeno si combinano con 1 molecola di azoto per formare 2 molecole di ammoniaca.
- Per il principio di Avogadro si ha che, se i due gas sono nelle stesse condizioni, anche i loro volumi dovranno rispettare lo stesso rapporto 3 : 1.
- Dal momento che i volumi disponibili dei due elementi rispettano tale rapporto:

$$\frac{V_{\text{N}_2}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{1,5}{0,5} = 3$$

possiamo ricavare il volume di ammoniaca ottenuta impostando una semplice proporzione riferita o al volume di idrogeno oppure al volume di azoto.

Riferendosi al volume di idrogeno:

$$3 : 2 = 1,5 : x$$

L di H_2 L di NH_3 L di H_2 L di NH_3

$$\text{da cui } x = \frac{2 \cdot 1,5}{3} = 1 \text{ L}$$

Riferendosi al volume di azoto:

$$1 : 2 = 0,5 : x$$

L di N_2 L di NH_3 L di N_2 L di NH_3

da cui troviamo ancora:

$$x = \frac{2 \cdot 0,5}{1} = 1 \text{ L}$$

Pertanto 1 L sarà la quantità di ammoniaca che si forma.

Applica
Calcola:

- quanti litri di ossigeno, O_2 , hanno reagito con 10 L di idrogeno, H_2 , per formare 10 L di vapor d'acqua, H_2O , sapendo che da 2 volumi di idrogeno e da 1 volume di ossigeno si ottengono 2 volumi di acqua;
- quanti litri di acido iodidrico, HI , si formano a partire da 4 L di idrogeno, H_2 , e 4 L di iodio, I_2 , sapendo che da 1 volume di idrogeno e da 1 volume di iodio si ottengono 2 volumi di acido iodidrico.

STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. Volumi uguali di gas diversi, misurati nelle stesse condizioni temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole. **V F**
2. Le particelle dei gas sono sempre monoatomiche. **V F**
3. Il volume di gas ottenuto dalla reazione di due sostanze gassose è uguale alla somma dei volumi dei gas posti a reagire. **V F**

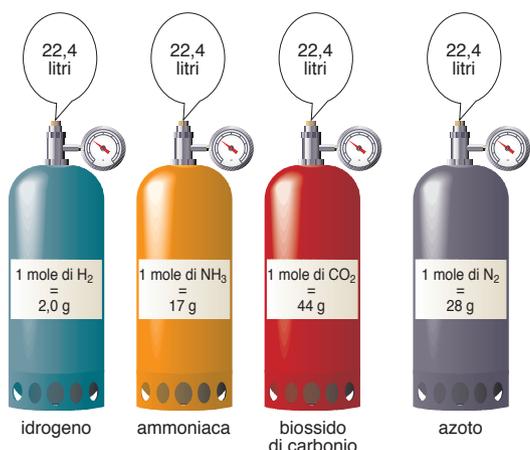
7 Il volume molare

obiettivo

Scoprire che il volume occupato da una mole di gas è uguale per tutti i gas nelle stesse condizioni sperimentali

Consideriamo una mole di un gas qualsiasi che si comporti da gas ideale. Diremo che questo gas si trova in **condizioni standard**, indicate con **STP** (*Standard Temperature and Pressure*), se la sua temperatura è 273,16 K e la sua pressione è 1 atm.

In queste condizioni il volume occupato è detto **volume molare**, indicato con V_m . Tale volume, determinato sperimentalmente, è 22,4 L e, in base al principio di Avogadro, è uguale per tutti i gas ideali a STP e pertanto conterrà un numero di Avogadro di molecole, cioè $6,02 \cdot 10^{23}$.



Il volume molare V_m è il volume che una mole di qualsiasi gas a comportamento ideale occupa alla temperatura di 273,16 K e alla pressione di 1 atm ed equivale a 22,4 L.

Fig. 16 Il volume molare di qualunque gas ideale in condizioni standard è sempre 22,4 litri.

Segui l'esempio

● **Calcola il volume occupato da 80 g di ossigeno, O_2 , alla pressione di 1 atm e alla temperatura di $0^\circ C$.**

– Calcoliamo il numero di moli contenute in 80 g di ossigeno:

$$n = \frac{g}{M} = \frac{80 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol}$$

– Il gas si trova in condizioni standard, quindi una mole di questo gas occupa 22,4 L;

pertanto 2,5 moli occuperanno un volume pari a:

$$V = 22,4 \times 2,5 = 56 \text{ L}$$

Applica

Calcola:

- il volume occupato da 280 g di azoto N_2 a STP;
- il volume occupato da una miscela formata a STP da 140 g di azoto, N_2 , e 160 g di ossigeno, O_2 .

STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

- | | |
|---|---|
| <p>1. A $30^\circ C$ e 2 atm, 1 mole di idrogeno occupa 22,4 L. V F</p> <p>2. Le condizioni standard corrispondono a 273,16 K e 1 atm. V F</p> | <p>3. Un numero di Avogadro di molecole di un gas biatomico occupano 44,8 L. V F</p> <p>4. Una mole di ossigeno e una mole di idrogeno contengono lo stesso numero di particelle. V F</p> |
|---|---|

8 L'equazione generale dei gas

obiettivo

Saper correlare i tre parametri pressione, volume e temperatura, in una sola espressione

Le leggi di Boyle, Charles e Gay-Lussac hanno il limite di prendere in considerazione due variabili per volta e non sono applicabili a quelle trasformazioni in cui tutte e tre le variabili, **pressione, volume e temperatura cambiano simultaneamente**. Dalla combinazione matematica delle tre leggi dei gas è stato possibile ricavare un'unica relazione, detta **equazione generale dei gas**, che correla tutti e tre i parametri:

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

ovvero:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_n V_n}{T_n} = k$$

Da questa equazione è possibile ricavare allora una qualsiasi delle sei variabili, se si conoscono le altre cinque. Per risolvere un problema del genere risulta comodo

Condizioni	Pressione	Volume	Temperatura
Iniziali	P_1	V_1	T_1
Finali	P_2	V_2	T_2

porre in una tabella le tre variabili del gas nelle condizioni iniziali (1) e nelle condizioni finali (2). Dopo avere ricavato dall'equazione generale il parametro incognito, basta sostituire i valori riportati in tabella per ottenere il risultato voluto.

Segui l'esempio

- Un campione di azoto occupa un volume di 50,5 mL a $-80\text{ }^\circ\text{C}$ e a 1250 torr (mmHg) di pressione. Quale sarà il suo volume in condizioni standard?

– Riportiamo nella tabella i valori dei parametri del gas nelle condizioni iniziali e finali:

Condizioni	Pressione	Volume	Temperatura
Iniziali	$P_1 = 1250\text{ torr}$	$V_1 = 50,5\text{ mL}$	$-80 + 273,16 = 193,16\text{ K}$
Finali	$P_2 = 760\text{ torr}$	V_2	$273,16\text{ K}$

– Dall'equazione generale $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$, risolvendo, rispetto a V_2 si ha: $\frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$

– Sostituendo per ciascuna variabile i valori riportati in tabella e operando le opportune semplificazioni, si ottiene:

$$V_2 = \frac{1250\text{ torr} \cdot 50,5\text{ mL} \cdot 273,16\text{ K}}{193,16\text{ K} \cdot 760\text{ torr}} = 117,46\text{ mL}$$

Applica

- Un campione di ossigeno occupa 50 mL a $27\text{ }^\circ\text{C}$ e a 765 mmHg. Qual è la temperatura finale se il gas viene raffreddato fino a ridurre il suo volume a 35,5 mL e la sua pressione a 455 mmHg?
- Un campione di 2,5 L idrogeno dalle condizioni standard iniziali viene portato ad un valore di temperatura di $40\text{ }^\circ\text{C}$ e la pressione di 2 atm. Quale sarà il suo volume finale?

STOP test di controllo

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

1. L'equazione generale correla tutti e tre i parametri dei gas.

V F

2. L'equazione generale dei gas è $PVT = \text{costante}$.

V F

9 L'equazione di stato dei gas

obiettivo

Conoscere le caratteristiche di un gas ideale in accordo con la teoria cinetica

L'equazione generale dei gas, che come abbiamo visto correla le tre leggi fondamentali, è applicabile a qualunque sostanza gassosa ma non in tutte le condizioni sperimentali. Perché la legge generale dei gas possa diventare la legge dello stato gassoso bisogna riferirsi a un modello di **gas ideale** che ci permette di spiegare il comportamento dei gas per mezzo della **teoria cinetica**, secondo la quale:

- le molecole del gas devono essere estremamente piccole e distanziate tra loro, tanto che il loro volume può essere considerato trascurabile rispetto al volume reale occupato dal gas;
- le molecole del gas devono essere dotate di rapido moto rettilineo e muoversi in tutte le direzioni;
- le molecole del gas non devono attrarsi l'un l'altra, ma devono essere libere di muoversi e urtarsi in tutte le direzioni;
- gli urti tra le molecole del gas devono essere elastici: ciò significa che le molecole dopo le collisioni mantengono la loro energia cinetica;
- l'energia cinetica media delle molecole di un gas deve risultare proporzionale alla temperatura in kelvin, ovvero che le molecole di qualunque gas, alla stessa temperatura, possiedono uguale energia cinetica.



Fig. 17 Un valore ridotto della pressione avvicina il gas alla condizione ideale

È evidente che nella realtà i gas non presentano le caratteristiche dei gas ideali, ma è stato comunque verificato sperimentalmente che, nella maggior parte dei casi, le leggi di Boyle, Charles e Gay-Lussac e quella generale, pur essendo state ricavate per i gas ideali, sono utilizzabili anche per i **gas reali**, quanto più sono **rarefatti**, cioè a bassa pressione, e quanto più sono a **temperatura elevata**. In tali condizioni infatti le molecole non risentono più delle attrazioni reciproche e il gas non può essere in alcun modo liquefatto.

Per 1 mole di qualsiasi gas ideale in condizioni standard, $P_0 = 1 \text{ atm}$ e $V_m = 22,4 \text{ L}$:

$$\frac{P_0 V_m}{T_0} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{273,16 \text{ K}} = \text{cost.} = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/K}$$

Tale valore è valido per qualunque gas ideale e per questo motivo è chiamato **costante universale dei gas ideali**, indicato con **R**.

Pertanto la relazione $\frac{PV}{T} = \text{cost.}$ diventa: $\frac{PV}{T} = R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$

Se estendiamo tale relazione a un numero n di moli di gas otteniamo la relazione:

$$P V = n R T$$

che è detta **equazione di stato dei gas ideali**.

È importante sottolineare che l'uso del valore di $R = 0,082$ per i calcoli che utilizzano l'equazione di stato è valido solo se la pressione è espressa in atmosfere, il volume in litri e la temperatura in kelvin.

Segui l'esempio

- In una bombola da 15 L sono contenuti 96,7 g di azoto, N_2 , alla temperatura di 18,7 °C. Calcola la pressione esercitata dal gas.

– Convertiamo la temperatura centigrada in K:

$$T = 273,16 + 18,7 = 291,86 \text{ K}$$

– Convertiamo in moli la massa del gas:

$$n = \frac{g}{M} = \frac{96,7 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 3,45 \text{ mol}$$

– Applichiamo l'equazione generale dei gas ricordando che, con le unità di misura utilizzate, $R = 0,082$

$$P V = n R T \text{ da cui } P = \frac{n R T}{V}$$

– Sostituendo i valori otteniamo:

$$P = \frac{3,45 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K} \cdot 291,86 \text{ K}}{15 \text{ L}} = 5,50 \text{ atm}$$

Applica

Calcola:

- il volume occupato da 3,1 moli di un gas che alla temperatura di 28 °C esercita una pressione di 765 mmHg;
- la pressione esercitata dalla mole di un gas a che alla temperatura di 50 °C occupa un volume di 100 L;
- a quale temperatura 0,015 moli di un gas occupano un volume di 500 mL alla pressione di 0,5 atm;
- quante moli sono contenute in 10 L di azoto STP.

STOP test di controllo

Completa le frasi inserendo le parole mancanti.

1. In un gas ideale il volume delle molecole di gas deve essere rispetto a quello del recipiente che contiene il gas.
2. Un gas si avvicina alle condizioni ideali quanto più la sua pressione è e quanto più la sua temperatura è

Stabilisci se le seguenti affermazioni sono vere (V) o false (F).

3. La costante R assume il valore 0,082 se la pressione è espressa in torr. V F
4. $PV = \frac{n R}{T}$ è l'equazione di stato dei gas ideali. V F
5. Gli urti tra le molecole di un gas ideale sono elastici. V F

1 Le proprietà dei gas

... le conoscenze

- 1 Elenca le principali caratteristiche dello stato gassoso.
- 2 Quali sono le grandezze fisiche che definiscono lo stato gassoso?
- 3 Perché i gas tendono ad occupare l'intero volume a disposizione?

... le abilità

- 4 Indica quali delle seguenti proprietà appartengono allo stato gassoso
 - a) forma propria
 - b) volume proprio
 - c) dilatazione infinita
 - d) miscibilità completa
- 5 Indica quali delle seguenti proprietà appartengono allo stato gassoso
 - a) volume variabile
 - b) bassa densità
 - c) comprimibilità
 - d) incomprimibilità

2 La pressione dei gas

... le conoscenze

- 6 In quale unità di misura si esprime la pressione nel Sistema Internazionale?
- 7 A che cosa è dovuta la pressione di un gas?
.....
- 8 A quanti torr corrisponde 1 atmosfera?

... le abilità

- 9 Indica qual è il valore della pressione a STP
 - a) 1 mmHg
 - b) 1 atm
 - c) 1 Pa
- 10 Se il pistone di un motore a scoppio esercita una pressione di 9,5 atm, qual è la pressione esercitata in torr?

- 11 Un barometro segna una pressione di 10^4 kPa. A quanti cmHg corrisponde questo valore?

- 12 Converti in mmHg i seguenti valori di pressioni:

- a. 5,61 Pa
- b. 1800 mbar
- c. 3,8 atm

- 13 Converti in atm i seguenti valori di pressione:

- a. 250 kPa
- b. 150 bar
- c. 80 000 Pa

3 La legge di Boyle

... le conoscenze

- 14 In quali condizioni è valida la legge di Boyle?
- 15 Scrivi la relazione matematica della legge di Boyle.
- 16 Come si rappresenta graficamente l'isoterma di Boyle?

... le abilità

- 17 Un campione di aria, alla pressione di 0,750 atm, viene espanso da 250 mL a 655 mL. Se la temperatura rimane costante, quale sarà la sua pressione finale espressa in atm? [1,29 atm]
- 18 Calcola il volume finale di un campione di argon se 2,50 L di questo gas, alla pressione di 705 torr, viene compresso alla pressione di 1550 torr, mantenendo costante la temperatura. [1,14 L]
- 19 A 25 °C un campione di 50 mL di ossido di carbonio esercita una pressione di 1600 torr. Calcola la pressione finale in atm se il volume, mantenendo costante la temperatura, viene ridotto a 44 mL. [2,39 atm]
- 20 Un campione di cloro a 20 °C e 75 mmHg occupa un volume di 1,10 L. Calcola di quanto si riduce il volume se alla stessa temperatura la pressione viene portata a 95,5 mmHg. [0,24 L]
- 21 Una determinata massa di un gas si trova alla temperatura di 12 °C, alla pressione di 350 mmHg e occupa il volume di 400 mL. Qual è il volume occupato dal gas, alla stessa temperatura, se si porta la pressione a 1,02 atm? [180,59 mL]

4 La legge di Charles

... le conoscenze

- 22 Qual è il parametro che rimane costante nella legge di Charles?
- 23 Come viene anche chiamata la legge di Charles?
- 24 Qual è la relazione matematica che esprime la legge di Charles?
- 25 Come può essere rappresentata graficamente la legge di Charles?

... le abilità

- 26 Un campione di ossigeno a 25 °C occupa un volume di 335 mL. Calcola il volume occupato se, a pressione costante, viene riscaldato a 50 °C.
[363,09 mL]
- 27 4,50 L di azoto a 35 °C vengono raffreddati, a pressione costante, finché il volume diventa 1 L. Quale sarà la temperatura raggiunta?
[68,48 K]
- 28 Un campione di 80 cm³ di fluoro a 0 °C esercita una pressione di 761 torr. Se il gas, alla stessa pressione, viene riscaldato a 100 °C quale sarà il suo volume espresso in cm³?
[109,28 cm³]
- 29 Un campione di gas che occupa il volume di 1,4 L viene riscaldato, a pressione costante, da 20 °C a 36 °C. Qual è il volume occupato dal gas dopo la trasformazione?
[1,48 L]
- 30 Un campione di azoto gassoso occupa un volume di 250 mL alla temperatura di 200 °C. A che temperatura bisogna riscaldarlo perché occupi un volume di 556 mL?
[1052,31 K]
- 31 Un campione di ossigeno occupa il volume di 50 mL alla temperatura di 70 °C e alla pressione di 487 mmHg. Quale sarà il suo volume dopo che è stato riscaldato a 730 K, mantenendo costante la pressione?
[106,36 mL]

5 La legge di Gay-Lussac

... le conoscenze

- 32 Quali sono i parametri che vengono messi in relazione dalla legge di Gay-Lussac?

- 33 Qual è la relazione matematica che esprime la legge di Gay-Lussac?
- 34 Come viene anche chiamata la legge di Gay-Lussac?
- 35 Come viene rappresentata graficamente la legge di Gay-Lussac?

... le abilità

- 36 Un campione di ammoniaca gassosa alla pressione standard viene riscaldato da 20 °C a 200 °C. Se il suo volume rimane costante, quale sarà la sua pressione finale espressa in torr?
[1226,64 torr]
- 37 Calcola la temperatura assoluta finale di anidride carbonica se 0,5 L di questo gas a 35 °C e 650 mmHg vengono riscaldati finché la pressione, a volume costante, raggiunge il valore di 745 mmHg.
[353,20 K]
- 38 Un campione di gas a 20 °C, che esercita una pressione di 7,53 atm, viene riscaldato a 30 °C, mantenendo costante il volume. Quale sarà il valore finale della pressione in Pa?
[789 003,22 Pa]
- 39 Calcola il valore della pressione a 800 °C di un campione di idrogeno gassoso che, tenuto in un recipiente chiuso, a 500 K esercita una pressione di 2,04 atm.
[4,38 atm]
- 40 Una bombola di propano, che a 20 °C esercita una pressione di 4,5 atm, viene esposta ai raggi solari fino a raggiungere la temperatura di 90 °C. Quale pressione eserciterà il gas in queste condizioni?
[5,57 atm]

6 Il principio di Avogadro

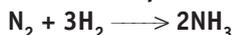
... le conoscenze

- 41 Che cosa esprime il principio di Avogadro?
- 42 Dalla combinazione di un volume di azoto e tre volumi di idrogeno si ottengono soltanto due volumi di ammoniaca: come puoi spiegare l'apparente anomalia?

... le abilità

- 43 Per la reazione: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
Calcola quanti litri di idrogeno reagiscono con 4 L di ossigeno nelle stesse condizioni di temperatura e pressione.
[8 L]
- 44 Per la seguente reazione di formazione dell'acido cloridrico $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$ qual è il rapporto di combinazione tra idrogeno e cloro?
[1 : 1]

- 45 L'ammoniaca, NH_3 , si ottiene facendo reagire l'idrogeno e l'azoto secondo l'equazione:



Calcola quanti litri di idrogeno reagiscono con 10 L di azoto. [30 L]

- 46 Il metano CH_4 brucia in presenza di ossigeno secondo la reazione: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Calcola quanti litri di metano rimangono incombusti se 8 L di questo combustibile reagiscono con 3 L di ossigeno. [6,5 L]

- 47 Mettendo a reagire il cloro con l'ossigeno si ottiene, in determinate condizioni, il gas Cl_2O_3 secondo l'equazione: $2\text{Cl}_2 + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Cl}_2\text{O}_3$. Calcola quanti litri di Cl_2O_3 si ottengono partendo da 5 L di cloro. [5 L]

- 48 Bruciando 10 L di butano in eccesso di ossigeno si ottiene anidride carbonica, CO_2 , e acqua, secondo l'equazione: $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2(\text{eccesso}) \longrightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$
Calcola quanti litri di CO_2 si ottengono. [40 L]

7 Il volume molare

... le conoscenze

- 49 In quali condizioni sperimentali si dice che un gas si trova in condizioni standard?
.....

- 50 A quanti litri corrisponde il volume di una mole di gas in condizioni standard?
.....

... le abilità

- 51 Calcola il volume occupato in condizioni standard da 3 moli di neon, Ne.
- 52 Calcola il volume molare del neon e dell'argon a condizioni normali.
- 53 Quale volume occupano 2,5 moli di ossigeno, O_2 , e 3,4 moli di idrogeno, H_2 , a STP?
- 54 Calcola il volume occupato da 75 g di acido cloridrico, HCl, e da 42,5 g di ammoniaca, NH_3 , a STP.
- 55 Che volume occupano $12,4 \times 10^{25}$ molecole di SO_3 a STP?
- 56 Calcola quante moli di idrogeno, H_2 , sono contenute in 1 m^3 di questo gas a STP.
- 57 Quante molecole sono contenute in 1 m_3 di He a STP?

8 L'equazione generale dei gas

... le conoscenze

- 58 In che modo l'equazione generale dei gas correla le grandezze di stato dei gas?

... le abilità

- 59 Un campione di 100 mL di gas idrogeno a 21°C esercita una pressione di 772 mmHg. Calcola il suo volume a condizioni standard. [0,094 L]
- 60 5 litri di azoto a 550°C esercitano una pressione di 5 atm. A condizioni standard, quale sarà il suo volume? [8,30 L]
- 61 Un campione di aria in condizioni standard occupa un volume di 2 L. Quale sarà il suo volume a 75°C e 365 torr? [5,31 L]
- 62 Se un campione di gas a -25°C e 650 mmHg occupa 25 mL, che volume occuperà a 25°C e 350 mmHg? [0,056 L]
- 63 Un campione di idrogeno a condizioni standard ha un volume di 1250 mL. Calcola la pressione in torr se il volume è ridotto a 225 mL e la temperatura viene portata a 300°C . [8861,60 torr]
- 64 Un campione di aria occupa un volume di 0,750 L in condizioni normali. Quale pressione eserciterà se a 25°C occupa un volume di 100 mL? [8,19 atm]
- 65 Un campione di azoto a -125°C e 225 mmHg ha un volume di 250 mL. Calcola la pressione in atm se il gas a 100°C occupa 220 mL. [0,86 atm]
- 66 Un campione di gas occupa un volume di 1 L a condizioni normali. Che temperatura raggiungerà se il volume viene portato a 10 L e la pressione a 2 atm? [5463,20 K]
- 67 Un campione di un gas a condizioni normali occupa un volume di 50 mL. Calcola a quale temperatura il gas occuperà un volume di 75 mL a una pressione di 350 torr. [188,5 K]
- 68 Un campione di ossigeno occupa un volume di 500 mL a 75 mmHg e -185°C . Calcola la temperatura in gradi centigradi se il gas ha un volume di 225 mL a 55 mmHg. [-244,31 $^\circ\text{C}$]

9 L'equazione di stato dei gas

... le conoscenze

- 69** Quando possiamo dire che un gas ha comportamento ideale?
- 70** Se la costante di stato R vale 0,082, in quali unità di misura sono stati espressi il volume, la pressione e la temperatura ?
- 71** Perché la relazione $P V = n R T$ viene denominata equazione di stato dei gas?
- 72** Se 0,5 moli di idrogeno occupano 50 mL a 25 °C quale pressione eserciterà in atm? [244,49 atm]
- 73** Calcola il volume in litri che occupano 1,25 moli di ossigeno che a 25 °C esercitano una pressione di 1200 mmHg. [19,34 L]
- 74** Calcola il numero di moli di un gas che a 373 K e a 3 atm occupa un volume di 10 L. [0,98 moli]
- 75** A che temperatura in gradi Celsius 0,1 moli di argon a 725 torr occupano il volume di 2,15 L? [-24,07 °C]
- 76** Calcola a che pressione 0,18 moli di elio alla temperatura di 32 °C occupano un volume di 3,2 L. [1,41 atm]
- 77** Quale volume occupano 1,58 moli di idrogeno gassoso alla temperatura di 184,5 °C e alla pressione di 387 mmHg? [116,26 L]
- 78** Una bombola del volume di 50 L contiene 3 kg di idrogeno a 27 °C. Qual è la pressione esercitata dal gas all'interno della bombola? [738,39 atm]
- 79** Determina il volume occupato da un campione di 17,03 g di ammoniaca che si trova alla temperatura di 353 K ed esercita una pressione di 250 mbar. [115,78 L]

verifica le competenze

Esempio guidato

- Calcola quante molecole sono contenute in una bombola di ossigeno da 30 L a 25 °C e 5 atm.

Soluzione

- a. Calcoliamo il numero di moli di ossigeno utilizzando l'equazione di stato dei gas

$$P V = n R T$$

da cui ricaviamo:

$$n = \frac{P V}{R T}$$

- b. Trasformiamo in kelvin la temperatura espressa in gradi centigradi:

$$T = t + 273,16 = 25 + 273,16 = 293,16 \text{ K}$$

- c. Poichè la pressione è espressa in atm, il volume in L e la temperatura in K possiamo utilizzare per R il valore 0,082.

- d. Sostituendo i valori nella relazione $n = \frac{P V}{R T}$ si ha:

$$n = \frac{5 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L}}{0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol K} \cdot 293,16 \text{ K}} = 6,24 \text{ moli}$$

- e. Dal momento che in una mole sono contenute un numero di Avogadro N_0 di particelle si ha:

$$\text{numero particelle} = n \cdot N_0 =$$

$$= 6,24 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,76 \cdot 10^{24}$$

- 80** Quante molecole di metano sono contenute in 250 L di questo gas a c.n.? [6,72 · 10²⁴ molecole]

- 81** Quante molecole di cloro sono contenute in una bombola di 18 L di questo gas, a 30 °C e 2,5 atm? [1,09 · 10²⁴ molecole]

- 82** Un campione di idrogeno H₂ contiene 1,51 · 10²⁴ molecole a 25 °C. Qual è la pressione in atm che questo gas esercita? [61,37 atm]

- 83** Quante molecole di CO sono presenti in 1 cm³ di questo gas a c.n.? [2,68 · 10¹⁹ molecole]

- 84** Qual è il volume occupato da 3,38 · 10²² molecole di NO a 100 °C e 255 torr? [5,04 L]

- 85** In un contenitore di 25 L sono presenti 0,1 moli di N₂ e 0,3 moli di O₂ a 20 °C. Quale sarà la pressione esercitata dalla miscela gassosa? [0,38 atm]

Esempio guidato

- Calcola la massa molare e quella molecolare di un gas, sapendo che 4,07 g di esso alla pressione di 748 mmHg e alla temperatura di 52,6 °C occupano un volume di 54,8 · 10⁻³ m³.

Soluzione

- a. $P = 748 \text{ mmHg};$
 $V = 54,8 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3;$
 $t = 52,6 \text{ } ^\circ\text{C}.$

Per determinare la massa molare (M) e quella molecolare è necessario conoscere il numero di moli.

Dall'equazione di stato dei gas ideali

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

si ha:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$P = \left(\frac{748}{760}\right) \text{ atm} = 0,98 \text{ atm}$$

$$V = 54,8 \cdot 10^{-3} \cdot \text{m}^3 = 54,8 \text{ L}$$

$$T = (52,6 + 273,16) \text{ K} = 325,76 \text{ K}$$

b. Ricordando che $n = \frac{g}{M}$ e sostituendo nell'equazione

di stato:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{g}{M} \cdot R \cdot T$$

si ha:

$$M = \frac{g \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = 2,024 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Poiché la massa molecolare è numericamente uguale a quella molare, $MM = 2u$.

86 Un campione di gas incognito pesa 2,85 g e occupa 750 mL a 760 mmHg e 100 °C. Qual è la massa molare del gas? [114 g · mol⁻¹]

87 Un campione di cloro, Cl₂, occupa 1550 mL a 0,945 atm e 50 °C. Qual è la massa del campione? [3,90 g]

88 Un campione di fluoro, F₂, occupa 850 mL a 710 mmHg e 155 °C. Qual è la massa del campione? [0,87 g]

89 Calcola la massa in grammi di un gas che alla pressione di $9,32 \cdot 10^5$ Pa e alla temperatura di 50 °C occupa un volume di 75 L sapendo che la sua massa molare è 20,18 g · mol⁻¹. [525,49 g]

90 Un campione di 2,50 g di un gas alla pressione di 194 mmHg e la temperatura di 450 K occupa un volume di 12 L. Qual è la sua massa molare? [29,41 g · mol⁻¹]

91 Determina il volume occupato da 100 g di neon che, alla temperatura di 300 K esercita una pressione di 10,5 atm. [11,62 L]

92 Qual è il volume in metri cubi occupato da 1000 kg di idrogeno, H₂, a c.n? [11,20 m³]

93 Calcola la massa molecolare di un gas, sapendo che 820 mL di esso pesano 2,46 g a 35 °C e 1,05 atm. [72,35 u]

94 Calcola la massa molare di un gas sapendo che 10 g di esso occupano 5,7 L a 20 °C e 728 mmHg. [43,48 g · mol⁻¹]