

Unità didattica 1.4

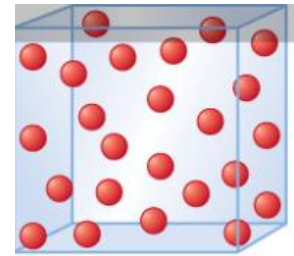
La struttura dell'atomo, i legami chimici, stati di aggregazione della materia e termodinamica dei sistemi aperti.

- Lo stato aeriforme. Temperatura assoluta. Leggi di Boyle, Charles e Gay Lussac. Equazione di stato dei gas perfetti.
- I gas reali e l'equazione di Van der Waals. La legge di Avogadro.
- Cenni sulla teoria cinetica dei gas. La legge di Maxwell-Boltzmann.
- Gas e vapori. L'equilibrio gas-liquido: la pressione di vapore.
- Lo stato liquido: ebollizione, calore di evaporazione.
- Diagrammi di fase: confronto tra acqua ed anidride carbonica.
- Tensione superficiale.
- Rilevanza dei cambiamenti di stato in medicina: l'evaporazione del sudore e la termoregolazione.
- Esempio di applicazione della legge dei gas alla respirazione
- Cenni sullo stato solido: solidi ionici, molecolari, covalenti e metallici.

Gli stati di aggregazione della materia

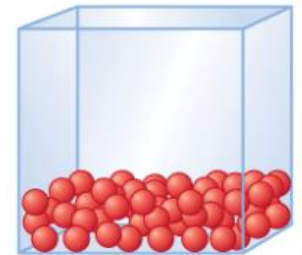
CARATTERISTICHE PRINCIPALI DEI TRE STATI

- **stato aeriforme:** le sostanze allo stato aeriforme hanno forma e volume del recipiente in cui sono contenute;
- **stato liquido:** le sostanze allo stato liquido hanno volume proprio, ma assumono la forma del recipiente in cui sono contenute;
- **stato solido:** le sostanze allo stato solido hanno sia forma sia volume propri.



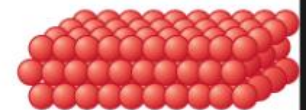
Gas

- Molecole distanti e disordinate
- Interazioni tra le molecole trascurabili



Liquido

- Situazione intermedia



Solido

- Molecole vicine tra loro e ordinate
- Forti interazioni tra le molecole

LO STATO AERIFORME

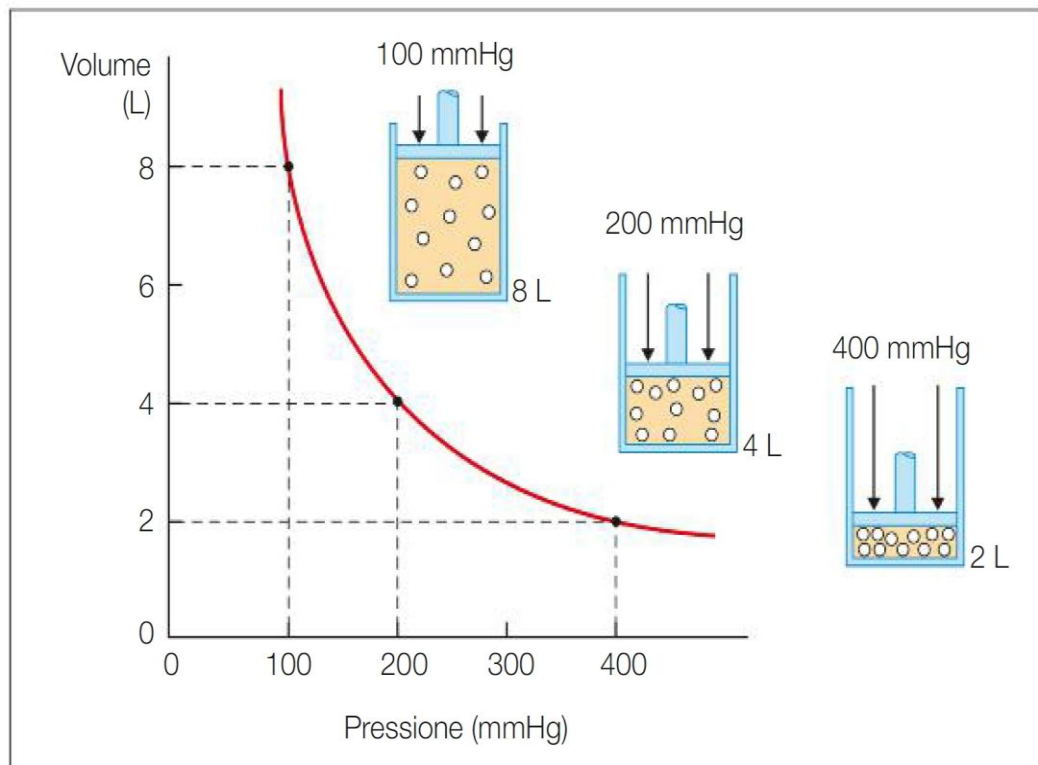


Figura 4.1 Mettiamo il gas in un recipiente graduato sormontato da un pistone libero di scorrere senza attrito. Sul pistone applichiamo una pressione e, quando il pistone si è fermato, determiniamo il valore del volume. Se la pressione raddoppia, il volume si dimezza; se la pressione quadruplica, il volume si riduce a un quarto. A ogni temperatura, la legge di Boyle è rappresentata da una curva diversa.

Legge di Boyle

Teniamo costante la temperatura e misuriamo le relazioni tra pressione e volume. Poiché la temperatura è costante, parleremo quindi di **condizioni isoterme**.

A temperatura costante il prodotto tra pressione e volume è costante:

$$PV = k \text{ (costante)}$$

Questo significa che pressione e volume sono due grandezze inversamente proporzionali: per esempio, se la pressione raddoppia il volume dimezza, oppure se il volume raddoppia è la pressione a dimezzarsi, e così via. La rappresentazione grafica della legge di Boyle è un'iperbole equilatera (**Figura 4.1**).

LEGGE DI BOYLE E RESPIRAZIONE

per la legge di Boyle:

- ✓ **$PV = k$** a temperatura costante (nel nostro organismo è 37 °C);
- ✓ la **pressione alveolare P** si modifica in conseguenza di cambiamenti del volume polmonare;
- ✓ **inspirazione**: il volume polmonare aumenta e P alveolare diminuisce (si ha *ingresso dell'aria*);
- ✓ **espirazione**: il volume polmonare diminuisce -> P alveolare aumenta (si ha *uscita dell'aria*)

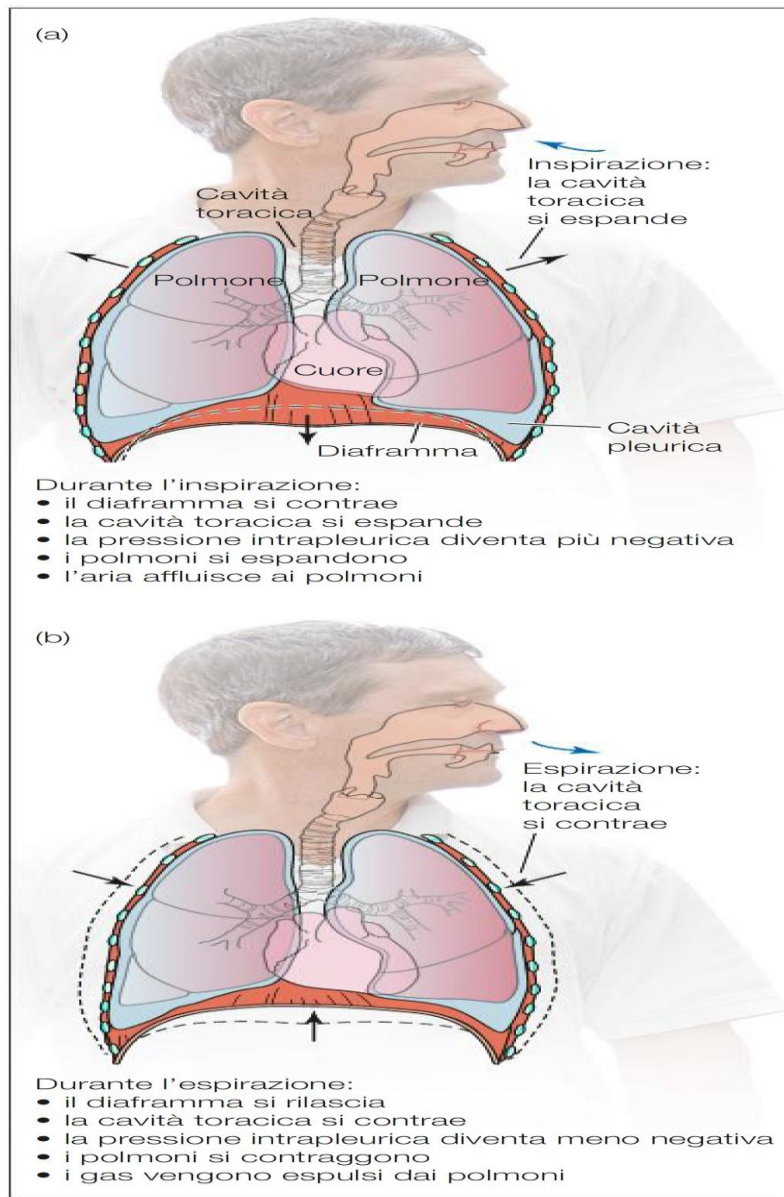


Figura 4.2 (a) L'inspirazione è un processo attivo dovuto alla contrazione del diaframma. (b) L'espirazione è di regola un processo passivo che inizia quando il diaframma si rilaccia.

Prima legge di Charles e Gay-Lussac

A pressione costante (condizioni isobare): volume V del gas a una temperatura t è:

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

dove V_0 è il volume del gas a 0°C
 α è il coefficiente di dilatazione termica.

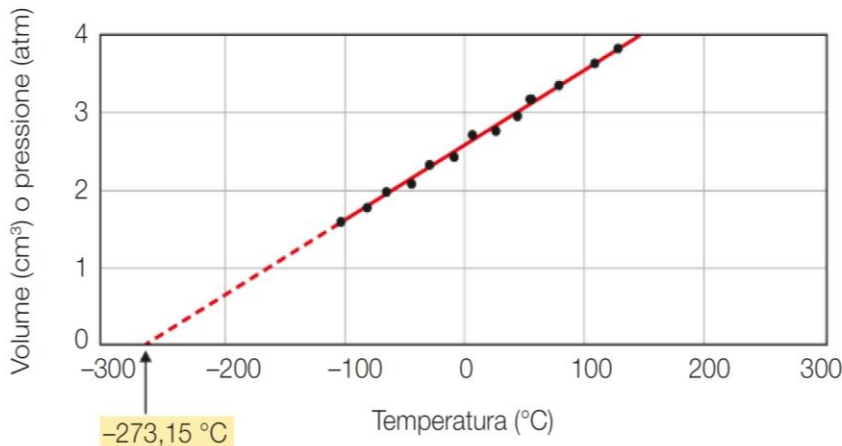
Il valore del coefficiente di dilatazione termica α è uguale per tutti i gas e corrisponde a $1/273,15$; alla temperatura di $-273,15^\circ\text{C}$ il volume diventa zero.

Seconda legge di Charles e Gay-Lussac

A volume costante (condizioni isocore): la pressione P alla temperatura t è:

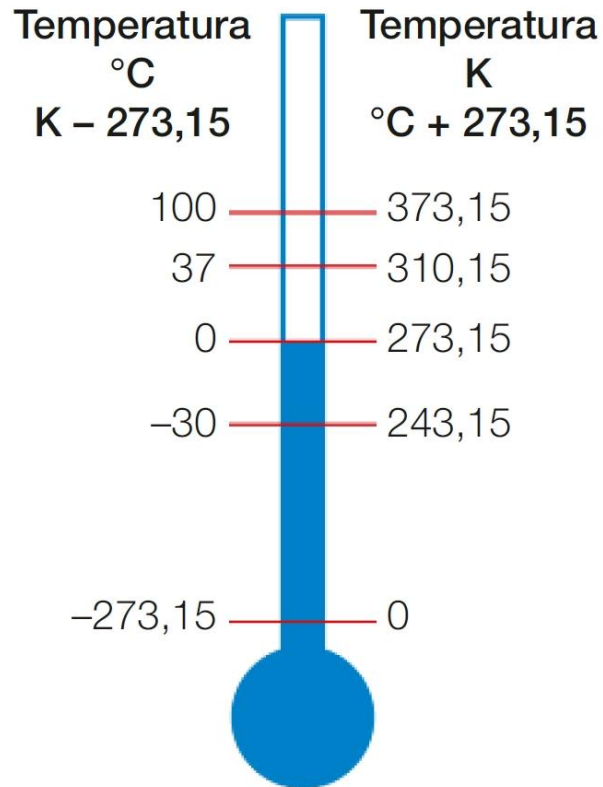
$$P = P_0 (1 + \alpha t)$$

dove P_0 è la pressione del gas a 0°C .



Le due leggi di Charles e Gay-Lussac descrivono la dilatazione termica di un gas, la cui rappresentazione grafica è una retta che intercetta l'asse delle x alla temperatura di $-273,15^\circ\text{C}$.

Lo zero della scala Kelvin, -273,15 C, viene definito zero assoluto



Il simbolo della temperatura in kelvin è T (maiuscolo), mentre la temperatura in gradi Celsius si indica con t (minuscola). La relazione che lega la temperatura in gradi kelvin a quella in gradi centigradi è:

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

TABELLA 5.1 Espressioni matematiche delle tre leggi dei gas per una data massa di gas

Nome	Espressione	Parametro costante
Legge di Boyle	$P_1V_1 = P_2V_2$	T
Legge di Charles	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	P
Legge di Gay-Lussac	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	V

Le tre leggi dei gas possono essere combinate ed espresse da un'equazione matematica detta la **legge combinata dei gas**:

$$\frac{PV}{T} = \text{costante} \quad \text{o} \quad \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$PV = P_0 V_0 (1 + \alpha t)$$

Sostituendo ora la temperatura in gradi centigradi con quella in kelvin e ricordando la relazione $t = T - 273,15$, avremo:

$$\begin{aligned} PV &= P_0 V_0 [1 + \alpha (T - 273,15)] = \\ &= P_0 V_0 (1 + \alpha T - \alpha \cdot 273,15) \end{aligned}$$

Inoltre, essendo $\alpha = 1/273,15$ otterremo:

$$\begin{aligned} PV &= P_0 V_0 [1 + \alpha T - (1/273,15 \cdot 273,15)] = \\ &= P_0 V_0 (1 + \alpha T - 1) \end{aligned}$$

che si riduce a:

$$PV = P_0 V_0 \alpha T$$

La legge di Avogadro

Uguali volumi di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono un egual numero di particelle.

Una mole di qualsiasi gas, a 0° C e 1 atm occupa un volume di 22,414 litri (*volume molare*). Poiché P_0 , V_0 e α sono uguali per tutti i gas, il prodotto $P_0V_0\alpha$ è una costante che viene indicata con il simbolo **R**. Dato che il volume di un gas, a T e P costanti, è direttamente proporzionale al numero di moli n del gas:

l'equazione generale di stato dei gas:

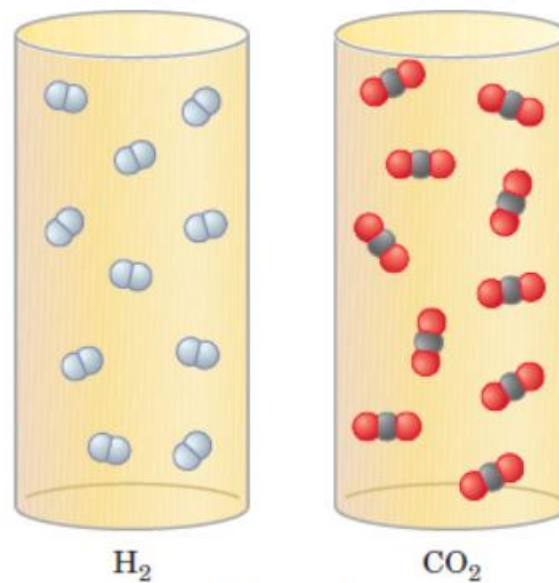
$$PV = nRT$$

dove R viene denominata costante universale dei gas.

Il suo valore numerico dipende dalle unità di misura utilizzate per misurare pressione e volume:

- Se si utilizzano le unità di misura SI (P in Pa, V in m³), risulta $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Se invece il volume è misurato in litri e la pressione in atmosfere, risulta $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Condizioni ambientali standard di temperatura e pressione (SATP): esse corrispondono alla temperatura di 25 ° C (298,15 K) e alla pressione di 101,325 kPa (1 atm). In queste condizioni, il volume molare di un gas è $V_m = 24,79$ litri.



T, P e V
sono uguali in
entrambi i contenitori

FIGURA 5.6 La legge di Avogadro. Due taniche di gas di uguale volume alla stessa temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole.

5.5 La legge di Dalton delle pressioni parziali

In una miscela di gas, ogni molecola si comporta indipendentemente dalle altre ammesso che i gas si comportino come gas ideali e che, quindi, le diverse molecole non interagiscano tra loro. La legge dei gas ideali vale per miscele di gas ideali oltre che per gas ideali puri. La **legge di Dalton delle pressioni parziali** asserisce che la pressione totale, P_T , di una miscela di gas è la somma delle pressioni parziali di ogni singolo gas:

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots$$

Un corollario della legge di Dalton è che la **pressione parziale** di un gas in una miscela è la pressione che il gas eserciterebbe se fosse presente da solo nel recipiente. L'equazione dei gas ideali vale sia per ogni gas presente nella miscela che per la miscela dei gas nel suo complesso.

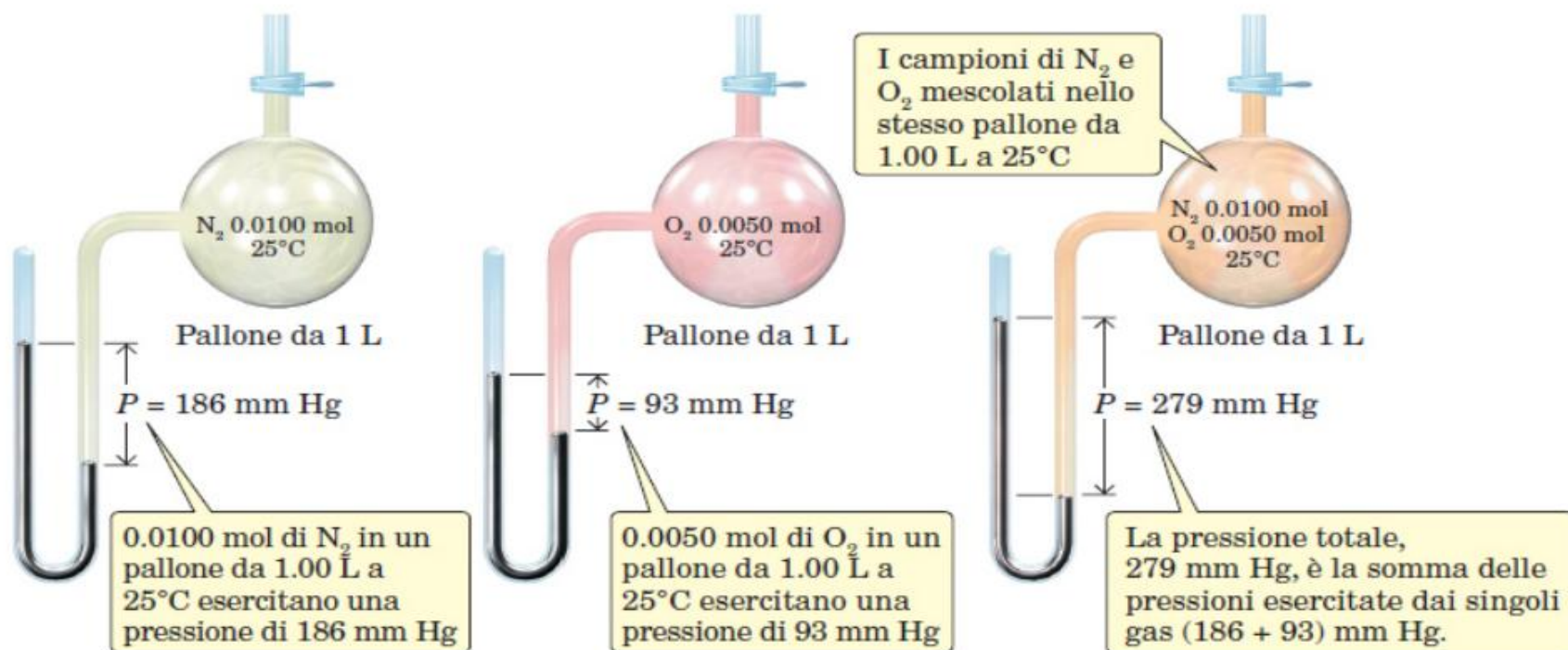


FIGURA 5.7 La legge di Dalton delle pressioni parziali.

TEORIA CINETICA DEI GAS

Comportamento Dei Gas Utilizzando Un Gas Perfetto:

- le molecole sono assimilate a punti materiali (cioè corpi con dimensioni trascurabili); tutto il volume del recipiente è a disposizione del gas;
- il moto delle molecole è completamente casuale;
- le molecole non interagiscono tra loro; di conseguenza le loro traiettorie, tra una collisione e l'altra, sono rettilinee;
- le collisioni delle molecole, tra loro e con le pareti del recipiente, sono perfettamente elastiche, cioè avvengono senza che si abbia perdita di energia;
- l'energia posseduta dalle molecole è esclusivamente energia cinetica.

il comportamento dei gas in condizioni reali, cioè in condizioni di non idealità:

$$\text{equazione di van der Waals: } \left[P + a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \right] (V - nb) = nRT$$

$\alpha(n/V)^2$: fattore correttivo che tiene conto delle interazioni intermolecolari

NB: più grande è il volume, cioè maggiore è lo spazio a disposizione delle particelle, più piccolo sarà lo scostamento dalle condizioni di idealità.

– **nb** : fattore correttivo che tiene conto del volume proprio delle particelle (chiamato **covolume**), che va invece sottratto al volume che il gas avrebbe se avesse un comportamento ideale. Questo fattore è direttamente proporzionale al numero di moli, proprio perché maggiore è il numero di particelle e maggiore sarà il loro ingombro sterico e quindi lo scostamento da valori di volume calcolati in situazioni di idealità. I valori a e b sono parametri empirici, indipendenti dalla temperatura, che variano a seconda del tipo di sostanza considerata.

Legge di Maxwell- Boltzmann

legge di distribuzione delle velocità molecolari

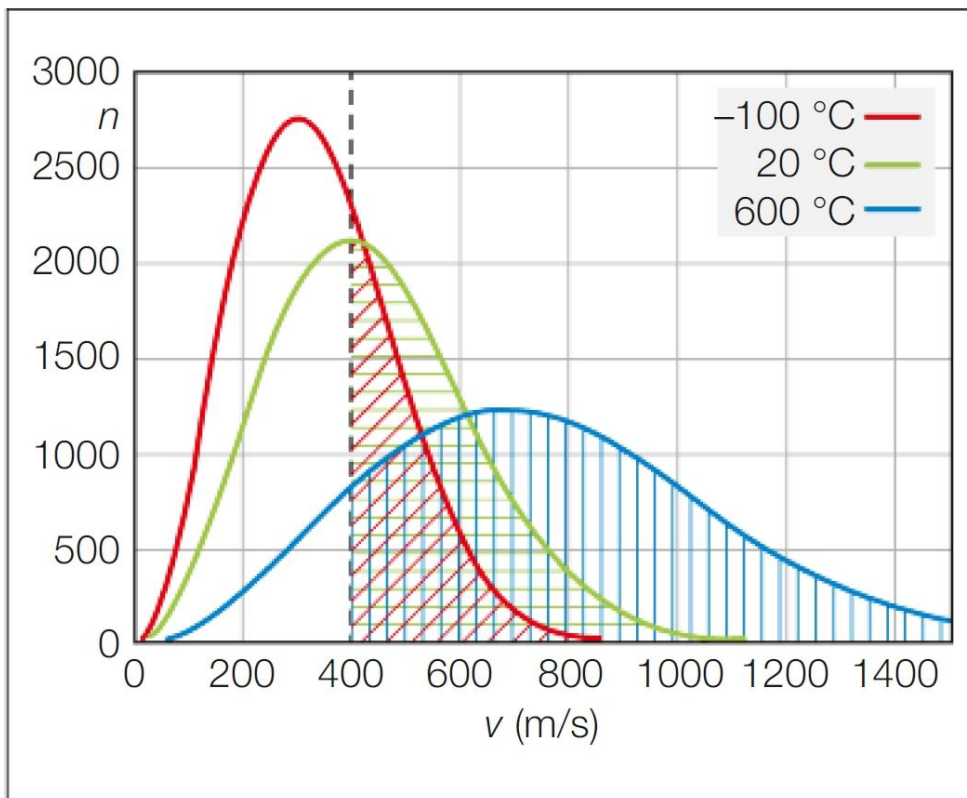


Figura 4.6 Distribuzione di Maxwell-Boltzmann. Nella figura le aree in colore indicano il numero di molecole con velocità superiore a 400 m/s. A 20 °C circa la metà delle molecole ha una velocità superiore al valore fissato, mentre a 600 °C la maggior parte delle molecole ha una velocità superiore a 400 m/s.

- Ogni punto della curva permette di conoscere quante molecole (ordinata) hanno una certa velocità (ascissa). L'area compresa tra l'asse delle ascisse e la curva rappresenta il numero totale di molecole.
- Aumentando la temperatura aumenta l'energia cinetica, e aumenta la velocità delle molecole e il massimo della curva che rappresenta la velocità più probabile, si sposta verso velocità maggiori.
- All'aumentare della temperatura, la curva tende ad appiattirsi: l'area sottostante alla curva deve rimanere la stessa, dato che le curve sono riferite a uno stesso numero totale di molecole, ma la base, che rappresenta il numero di velocità possibili, si allarga.

È possibile dimostrare che l'energia cinetica media di una molecola è data dalla relazione:

$$\bar{E} = \frac{1}{2} m v_{\text{media}}^2 = \frac{3}{2} \frac{RT}{N_A} = \frac{3}{2} k_B T$$

dove m è la massa della molecola, N_A il numero di Avogadro e k_B la **costante di Boltzmann**, cioè la costante dei gas riferita non a una mole ma a una singola molecola, essendo:

$$k_B = \frac{R}{N_A}$$

GAS E VAPORI

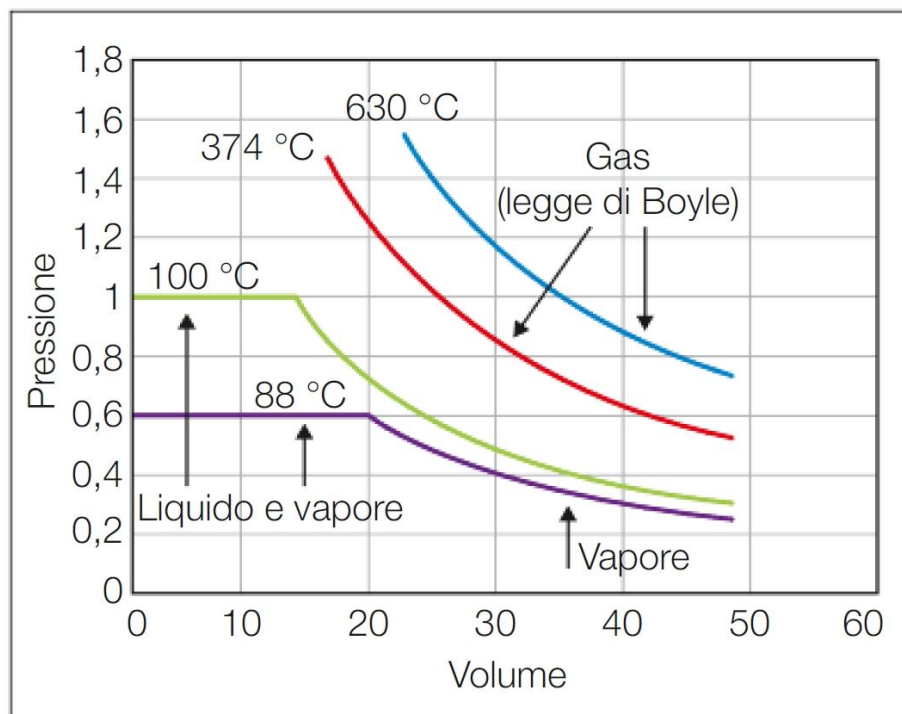


Figura 4.7 Ogni curva rappresenta il valore di pressione e volume dell'acqua allo stato aeriforme a una determinata temperatura. Alle temperature più elevate, nella parte in alto a destra della figura, le curve sono delle iperboli, come previsto dalla legge di Boyle (l'acqua è un gas). A temperature inferiori (le curve più in basso), diminuendo il volume la pressione cessa di aumentare e si mantiene costante (l'acqua è un vapore).

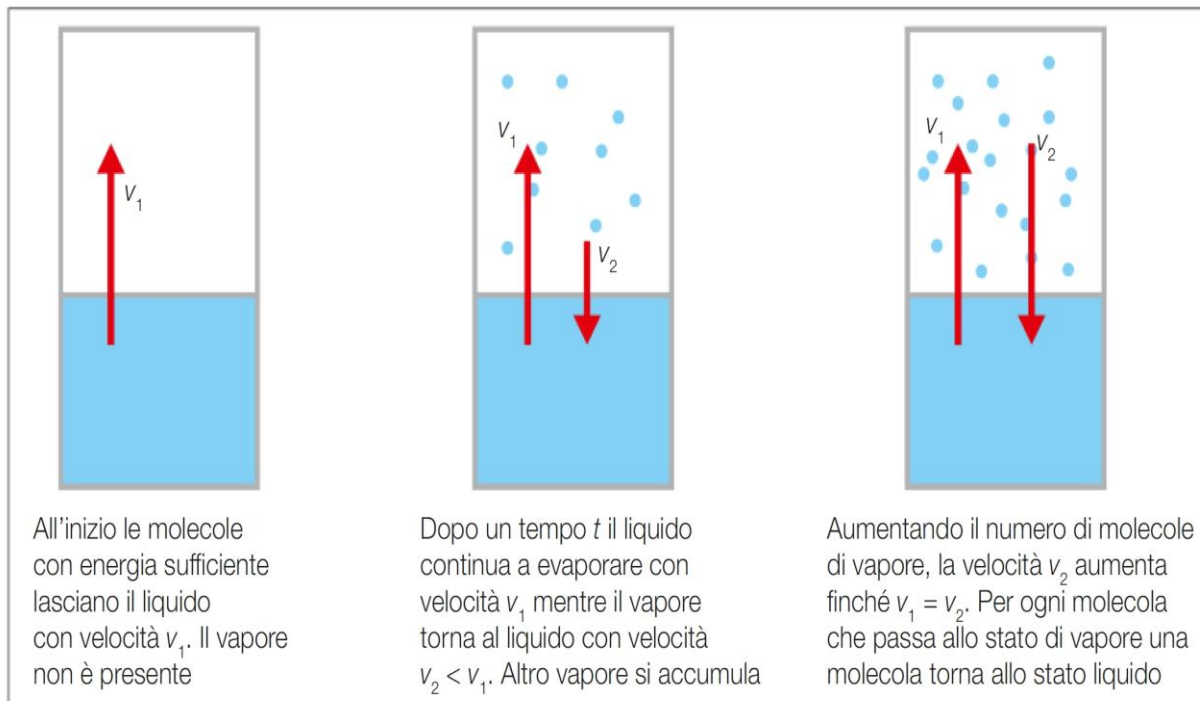
Passaggio dallo stato aeriforme allo stato liquido: A temperature al di sotto di un certo valore, diminuendo il volume la pressione cessa di aumentare, e si mantiene costante.

- Per ogni sostanza aeriforme esiste una temperatura, detta temperatura critica (T_c), oltre il quale la sostanza non può essere liquefatta per sola compressione

Gas: un aeriforme al di sopra della temperatura critica

Vapore: è un aeriforme al di sotto della temperatura critica, che può essere quindi liquefatto per sola compressione.

EQUILIBRIO GAS-LIQUIDO



un equilibrio dinamico è una condizione in cui i processi chimici o fisici continuano ad avvenire, ma la composizione macroscopica del sistema non cambia.

Quando liquido e vapore sono in equilibrio la pressione esercitata dal vapore viene definita **pressione di vapore saturo**, detta anche **tensione di vapore saturo**; a ogni temperatura essa ha un valore definito e diverso da sostanza a sostanza (*è una proprietà specifica di ogni liquido*)

La presenza nella fase gassosa di altri gas non modifica il valore della pressione di vapore saturo. Per l'acqua alla temperatura corporea (37 °C) la pressione di vapore saturo è 47 mmHg.

LO STATO LIQUIDO: EBOLLIZIONE, CALORE DI EVAPORAZIONE

Un liquido bolle quando la sua pressione di vapore saturo diventa uguale alla pressione ambiente.

Tabella 4.2 Temperatura di ebollizione dell'acqua in funzione dell'altitudine.

Altitudine (m)	P (mmHg)	t_{eb} (°C)
0 (livello del mare)	760	100
1000	673,36	97
2000	596,6	94
4000	462,08	88
6000	353,4	83
8000	266	77

- Tanto più forti e numerosi sono i legami all'interno del liquido, tanto maggiori saranno l'energia richiesta per farlo evaporare e la temperatura di ebollizione.
- I liquidi che hanno alta pressione di vapore possiedono basso punto di ebollizione e viceversa.

❑ durante l'ebollizione la temperatura del liquido non cambia, perché tutto il calore fornito viene utilizzato per far evaporare altro liquido (**sosta termica**).

- ❑ **calore latente di evaporazione** la quantità di calore necessaria, a temperatura costante, per far evaporare un grammo di liquido.
- ✓ *L'acqua ha un elevato calore di evaporazione, 574 cal/g (2402 J/g) a 40 °C; questa proprietà viene utilizzata per la termoregolazione corporea.*

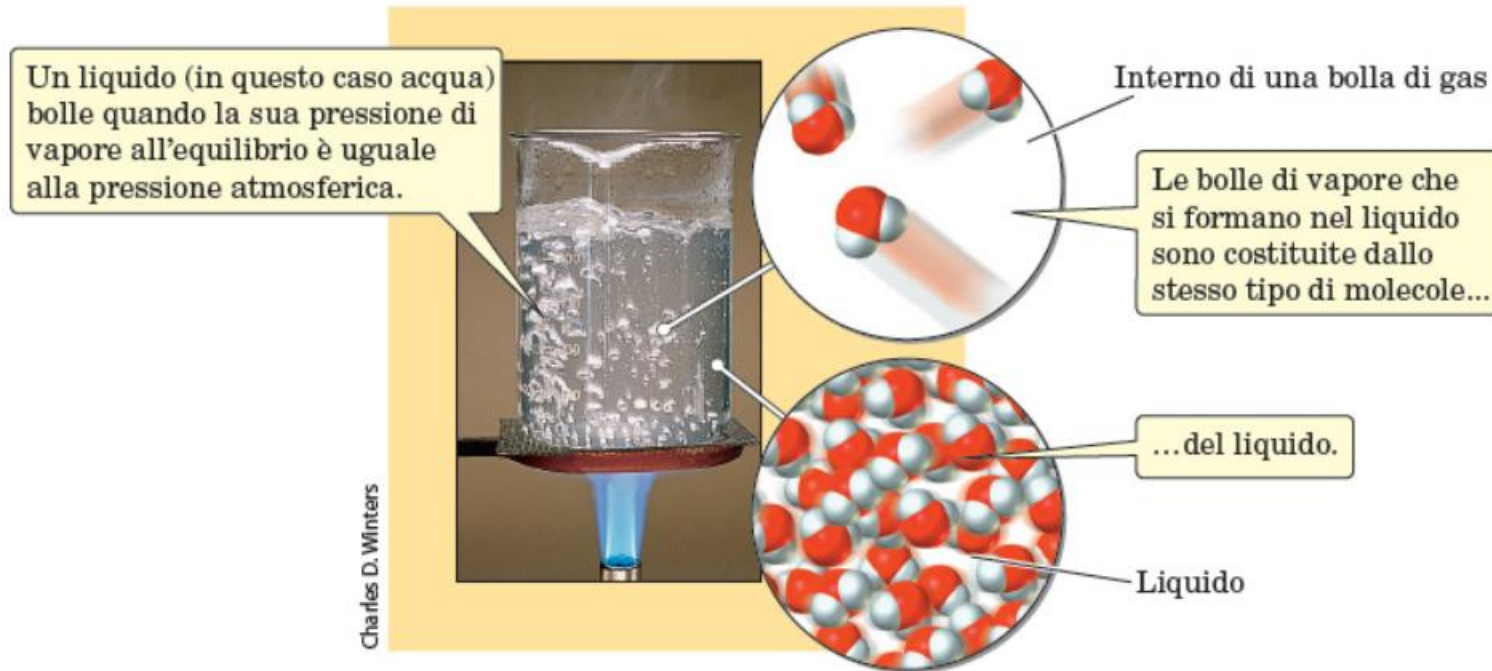


FIGURA 5.15 Punto di ebollizione.

TABELLA 5.3 Nomi, formule molecolari, pesi molecolari e punti normali di ebollizione per l'esano e i quattro liquidi della Figura 5.14

Nome	Formula molecolare	Peso molecolare (uma)	Punto di ebollizione (°C)
Cloroformio	CHCl_3	120	62
Esano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	86	69
Etanolo	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	46	78
Acqua	H_2O	18	100
Acido acetico	CH_3COOH	60	118

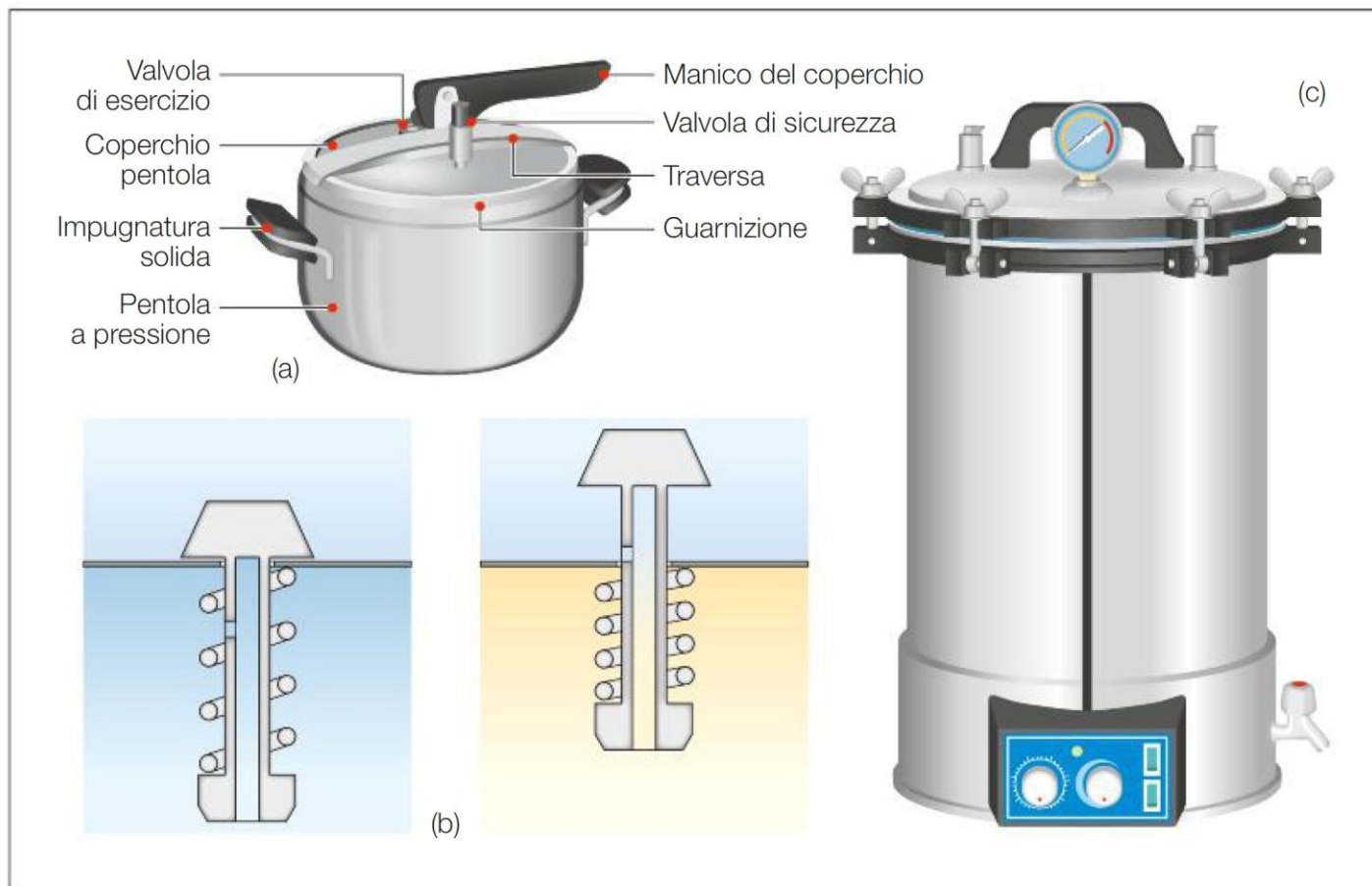


Figura 4.9 (a) Elementi costitutivi di una pentola a pressione. In caso di pressione eccessiva, la valvola di cottura (b) si alzerà, facendo fuoriuscire il vapore acqueo: nell'immagine a sinistra la pentola non è sotto pressione e la valvola è abbassata; in quella a destra la pressione troppo alta schiaccia la molla, facendo innalzare il perno e provocando l'uscita del vapore. (c) Autoclave per uso ospedaliero.

In una pentola a pressione, invece, l'acqua bolle a temperature più alte. In questo tipo di pentola, il cibo è cotto a 2 atm, pressione alla quale il punto di ebollizione dell'acqua è 121°C . Questo consente di portare il cibo a temperature più elevate, facendo sì che cuocia più velocemente di quanto avviene in una pentola aperta in cui l'acqua che bolle non può raggiungere una temperatura maggiore di 100°C . Al contrario, a pressioni basse, l'acqua bolle a temperature minori. Per esempio, a Salt Lake City, Utah, dove la pressione barometrica è circa 650 mm Hg, il punto di ebollizione dell'acqua è circa 95°C .

LA TERMOREGOLAZIONE

La termoregolazione, ovvero la capacità del corpo di mantenere una temperatura interna costante, utilizza il calore di evaporazione dell'acqua, per la sua efficacia è di fondamentale importanza la differenza tra la pressione di vapore saturo a 37 ° C (l'acqua espirata o evaporata per sudorazione) e la pressione di vapore dell'acqua nell'ambiente.

la termoregolazione è strettamente legata all'umidità relativa.

$$\text{umidità relativa} = \frac{\text{pressione vapore ambiente}}{\text{pressione vapore saturo}} \cdot 100$$

CONDIZIONI OTTIMALI PER L'EVAPORAZIONE:

L'efficacia del raffreddamento attraverso l'evaporazione dipende dall'umidità ambientale:

- In un ambiente caldo e secco, l'evaporazione del sudore avviene rapidamente, rendendo molto efficiente la dissipazione del calore.
- In un ambiente caldo e umido, l'aria è già satura di vapore acqueo, quindi il sudore evapora più lentamente o non evapora affatto, riducendo drasticamente l'efficacia della termoregolazione e aumentando il rischio di colpo di calore

TENSIONE SUPERFICIALE

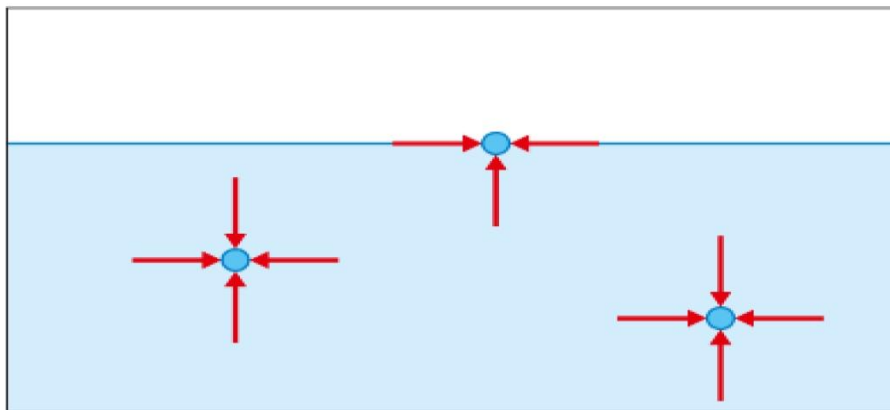


Figura 4.10 Una molecola all'interno del liquido è sottoposta alle forze di attrazione in tutte le direzioni la cui risultante è nulla. Le molecole che si trovano sulla superficie del liquido sono sottoposte a forze di attrazione non bilanciate che tendono a portarle all'interno del liquido.

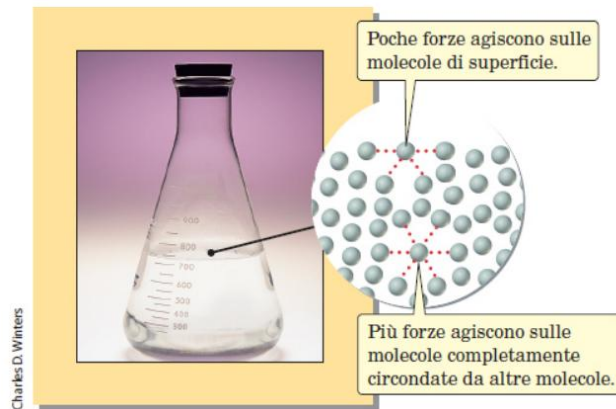


FIGURA 5.11 Tensione superficiale. Le molecole all'interno di un liquido subiscono la stessa attrazione intermolecolare in tutte le direzioni. Le molecole alla superficie (interfaccia liquido-gas) subiscono una maggiore attrazione verso l'interno del liquido che verso lo stato gassoso sovrastante. Di conseguenza, le molecole sulla superficie sono preferenzialmente attratte verso la parte centrale del liquido. Questo fenomeno addensa le molecole di superficie (determina una contrazione della superficie) formando uno strato, che si comporta come un sottilissimo film elastico, più difficile da penetrare rispetto agli strati interni.

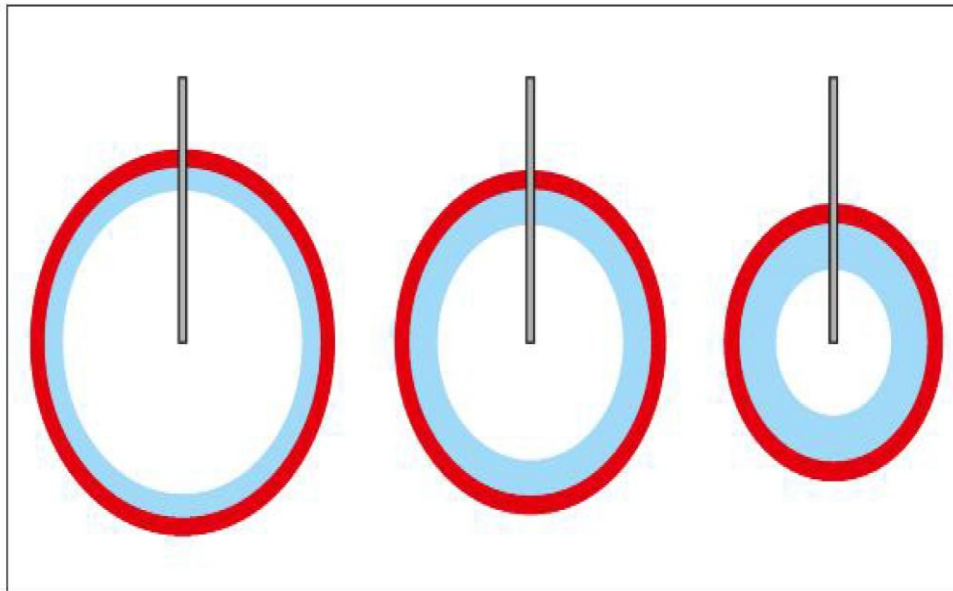


Figura 4.11 Nella figura abbiamo un contenitore elastico (rosso) rivestito internamente da uno strato di acqua (azzurro) con all'interno una bolla d'aria (bianco). L'aria all'interno comunica con l'esterno attraverso un piccolo tubo, quindi la pressione interna e la pressione esterna sono uguali. Poiché per la legge di Laplace la pressione interna deve essere superiore alla pressione esterna per contrastare la tensione superficiale, quest'ultima tenderà a far diminuire la superficie aria-acqua, contraendo il contenitore. La contrazione diminuisce il raggio di curvatura, facendo ulteriormente aumentare la differenza di pressione necessaria per impedire la contrazione del contenitore. Il processo tende a espellere tutta l'aria.

Quando la superficie del liquido è curva (es. bolla di sapone), vale la **relazione di Laplace**, che esprime la differenza di pressione ΔP tra interno ed esterno della bolla:

$$\Delta P = P_{\text{int}} - P_{\text{est}} = \frac{2T}{r}$$

dove P_{int} è la pressione all'interno della bolla, P_{est} quella al suo esterno, T la tensione superficiale e r il raggio di curvatura: la differenza di pressione tra i due lati della bolla è inversamente proporzionale al raggio di curvatura e direttamente proporzionale alla tensione superficiale

Le sostanze che diminuiscono la tensione superficiale sono dette tensioattivi.

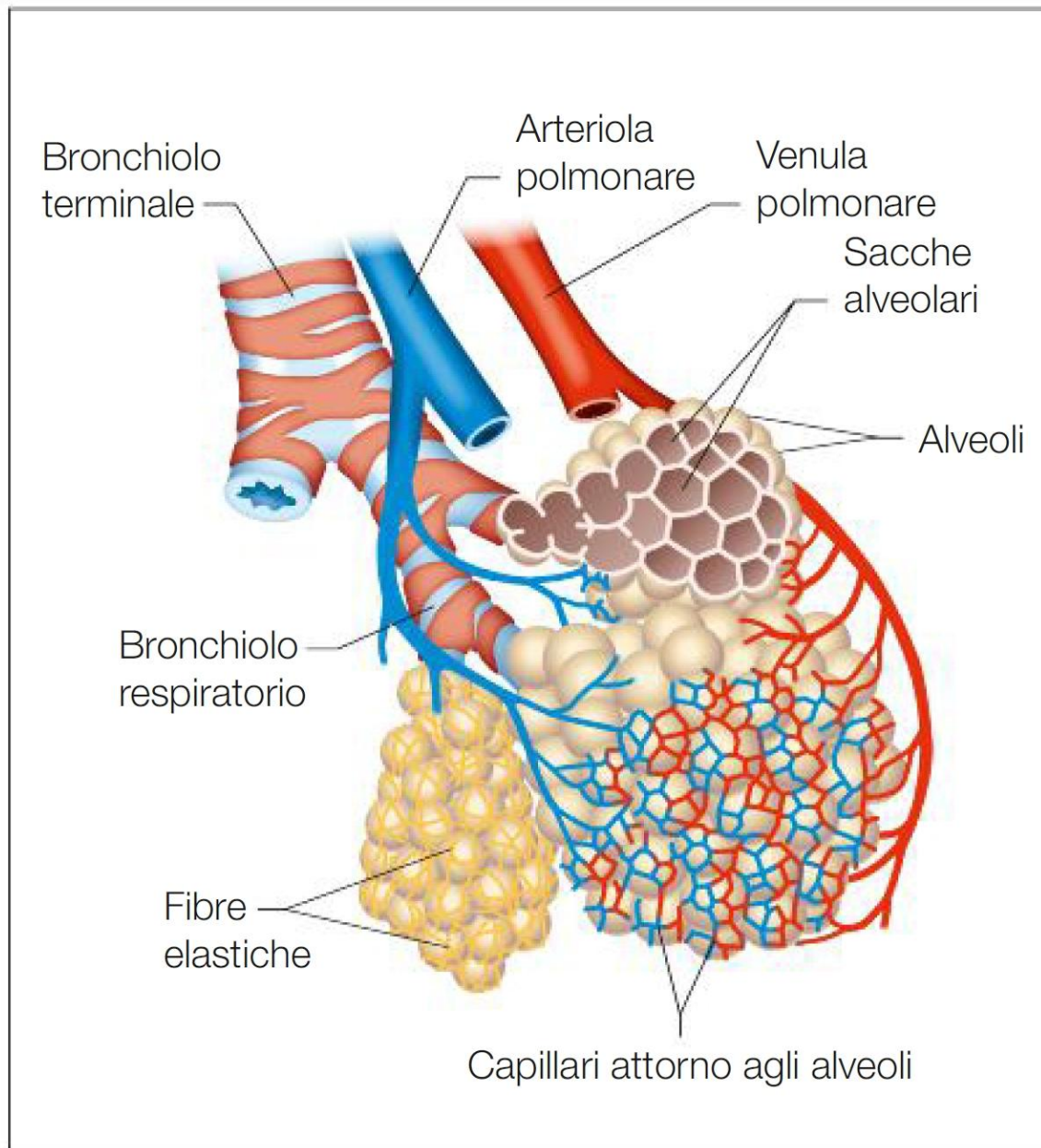
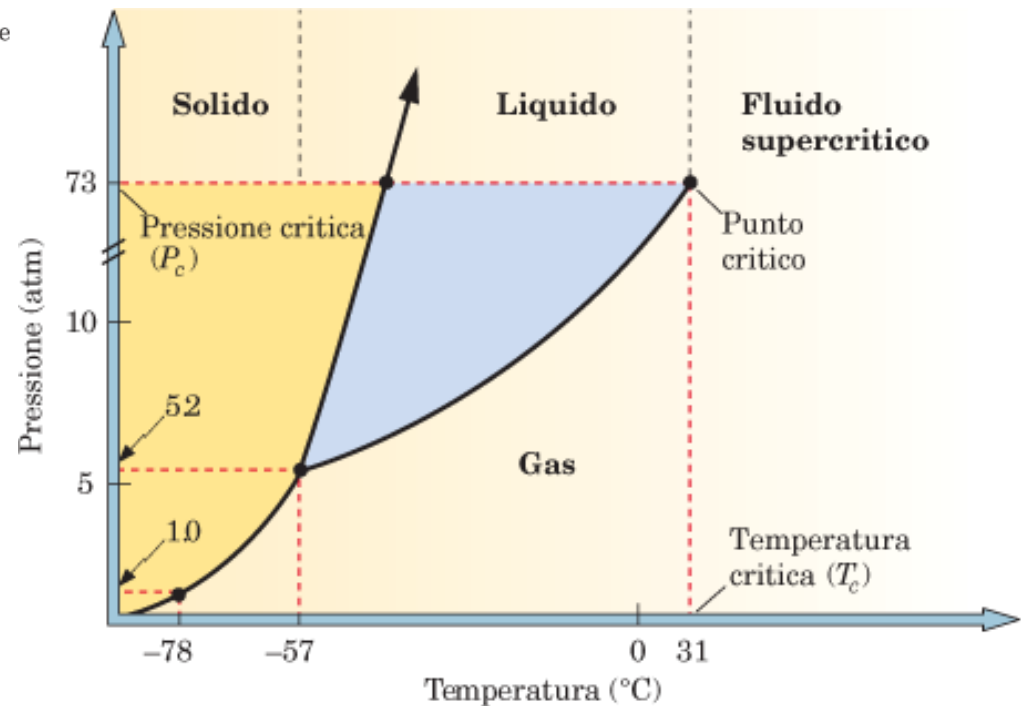
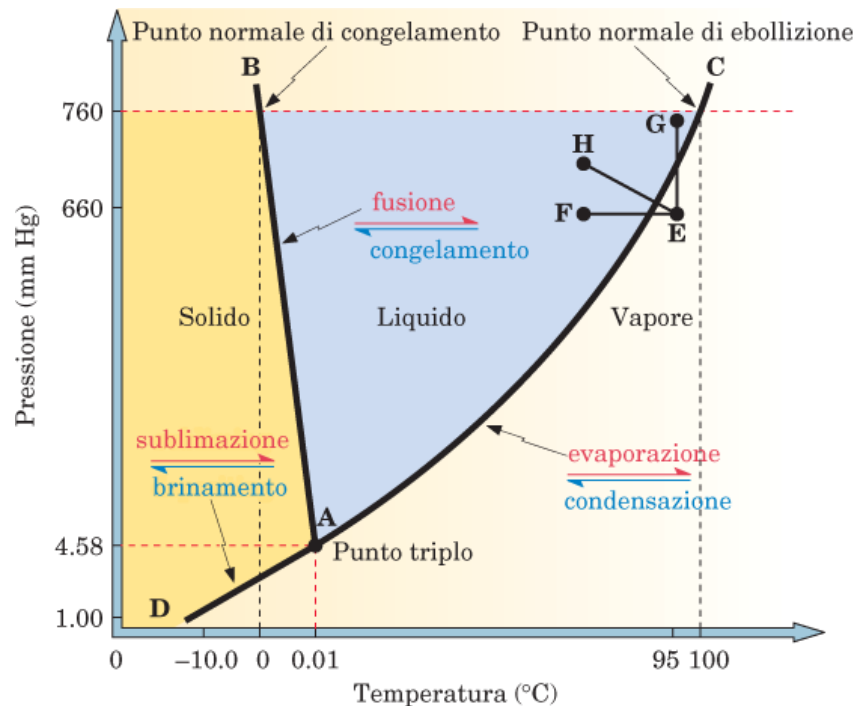
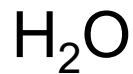


Figura 4.13 Alveoli polmonari.

Diagrammi di fase: confronto tra acqua ed anidride carbonica



LE DIFFERENZE TRA H_2O E CO_2

- **punto triplo:** per l'acqua è a $0,01\text{ }^\circ\text{C}$ e $0,006\text{ atm}$, mentre per il diossido di carbonio è a $-56,6\text{ }^\circ\text{C}$ e a $5,11\text{ atm}$; questo implica che l'acqua è liquida a temperatura ambiente e a valori di pressione anche molto bassi, mentre il diossido di carbonio alla stessa temperatura è un gas, e, in generale, non può esistere in forma liquida a valori pari alla pressione atmosferica e alle temperature normali sulla superficie terrestre;
- la **curva di fusione dell'acqua** è negativa (inclinata verso sinistra), quella del carbonio è positiva (inclinata verso destra). La curva del CO_2 è uguale a quella di molte altre sostanze: la solidificazione è favorita dall'aumento di pressione. L' H_2O invece ha un comportamento anomalo: all'aumento della pressione si favorisce la fusione; si tratta di una caratteristica dovuta alla struttura dei legami idrogeno e che è anche alla base del fatto che il ghiaccio galleggia sull'acqua;
- **punto critico:** per l'acqua è a $374\text{ }^\circ\text{C}$ e 218 atm , condizioni molto difficili da ottenere, anche in laboratorio; invece per il diossido di carbonio è $31\text{ }^\circ\text{C}$ e 73 atm , che sono facilmente raggiungibili. Per questo motivo il CO_2 è impiegato come fluido supercritico per l'estrazione di composti bioattivi in farmacologia (per esempio, dalle piante) e per la sterilizzazione a freddo.

LO STATO SOLIDO

Un solido è un cristallo, qualunque sia la sua forma esterna, ed il suo reticolo cristallino risulta dalla ripetizione nelle tre dimensioni dello spazio di una cella elementare che costituisce la più piccola porzione del reticolo stesso che ne possiede tutte le caratteristiche geometriche.

Solidi Covalenti i nodi reticolari sono occupati da atomi legati fra loro da legami covalenti; in questa classe si trovano sostanze con elevatissime temperature di fusione, durissime e con notevoli proprietà isolanti, sia termiche che elettriche, perché gli elettroni, tutti impegnati nei legami covalenti fra gli atomi, non sono mobili entro il cristallo. Esempi di solidi covalenti sono il diamante e la silice.

Solidi Ionici analoga a quella dei composti covalenti con la differenza che i nodi reticolari sono occupati da ioni che sono mantenuti nelle loro posizioni di equilibrio da forze elettrostatiche, attrattive e repulsive e cioè da legami ionici; hanno punti di fusione abbastanza elevati, sono fragili e sono cattivi conduttori di elettricità, poiché gli ioni che costituiscono il reticolo non sono mobili.

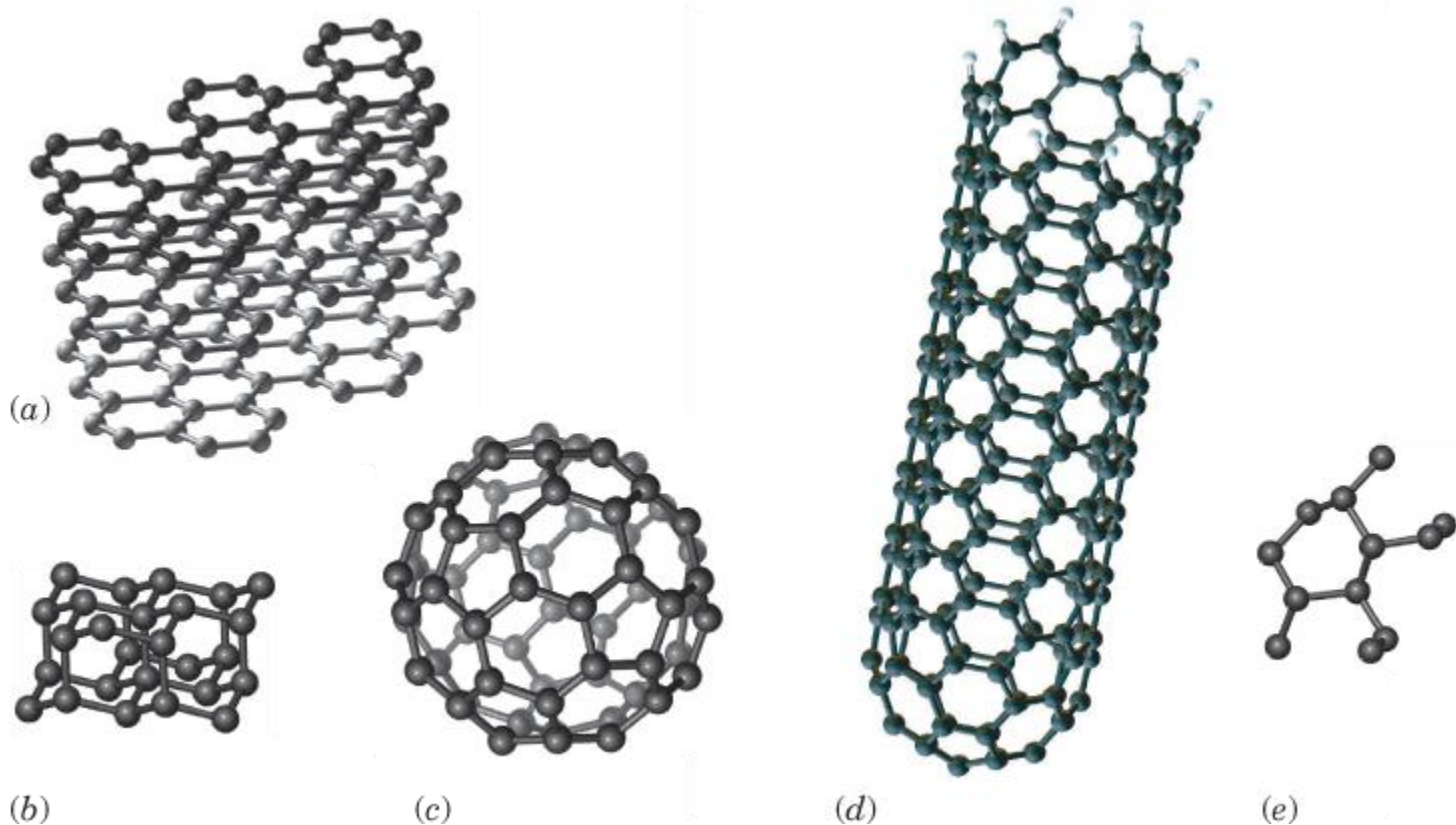
Solidi Molecolari le molecole che occupano i nodi reticolari e le forze che le tengono in equilibrio sono deboli forze di Van der Waals. i solidi molecolari hanno basse temperature di fusione non sono duri e non sono conduttori perché gli elettroni passano assai difficilmente da una molecola all'altra. Molte sostanze organiche ed inorganiche formano solidi molecolari (azoto, acqua, idrazina, urea anidride carbonica, ecc.).

Solidi Metallici Nei solidi metallici sono gli atomi dei metalli che occupano i nodi reticolari, tenuti assieme dagli elettroni comuni, di valenza, distribuiti su un grandissimo numero di orbitali metallici che costituiscono i legami fra gli atomi del metallo.

Tabella 5.4 Tipi di solidi

Tipo	Composizione	Caratteristiche	Esempi
Ionico	Ioni in un reticolo cristallino	Alto punto di fusione	NaCl, K ₂ SO ₄
Molecolare	Molecole in un reticolo cristallino	Basso punto di fusione	Ghiaccio, aspirina
Polimerico	Macromolecole; (cristallino, semicristallino o amorfo)	Basso o alto punto di fusione; duro o molle	Gomma, plastiche, proteine
A rete (Network)	Un grandissimo numero di atomi uniti tra di loro da legami covalenti	Molto duro; punto di fusione altissimo (talvolta impossibile da fondere)	Diamante, quarzo
Metallico	Cationi metallici circondati da una nube di elettroni	Da molle a molto duro; punto di fusione da basso a molto alto	Au, Fe, Cu
Amorfo	Atomi e molecole disposti in modo casuale	Generalmente molle; può essere liquefatto, ma non esiste un punto di fusione definito	Ceramica, catrame, vetro

ALLOTROPI



Forme solide del carbonio: (a) grafite, (b) diamante, (c) “fullerene”, (d) nanotubo e (e) fuliggine.

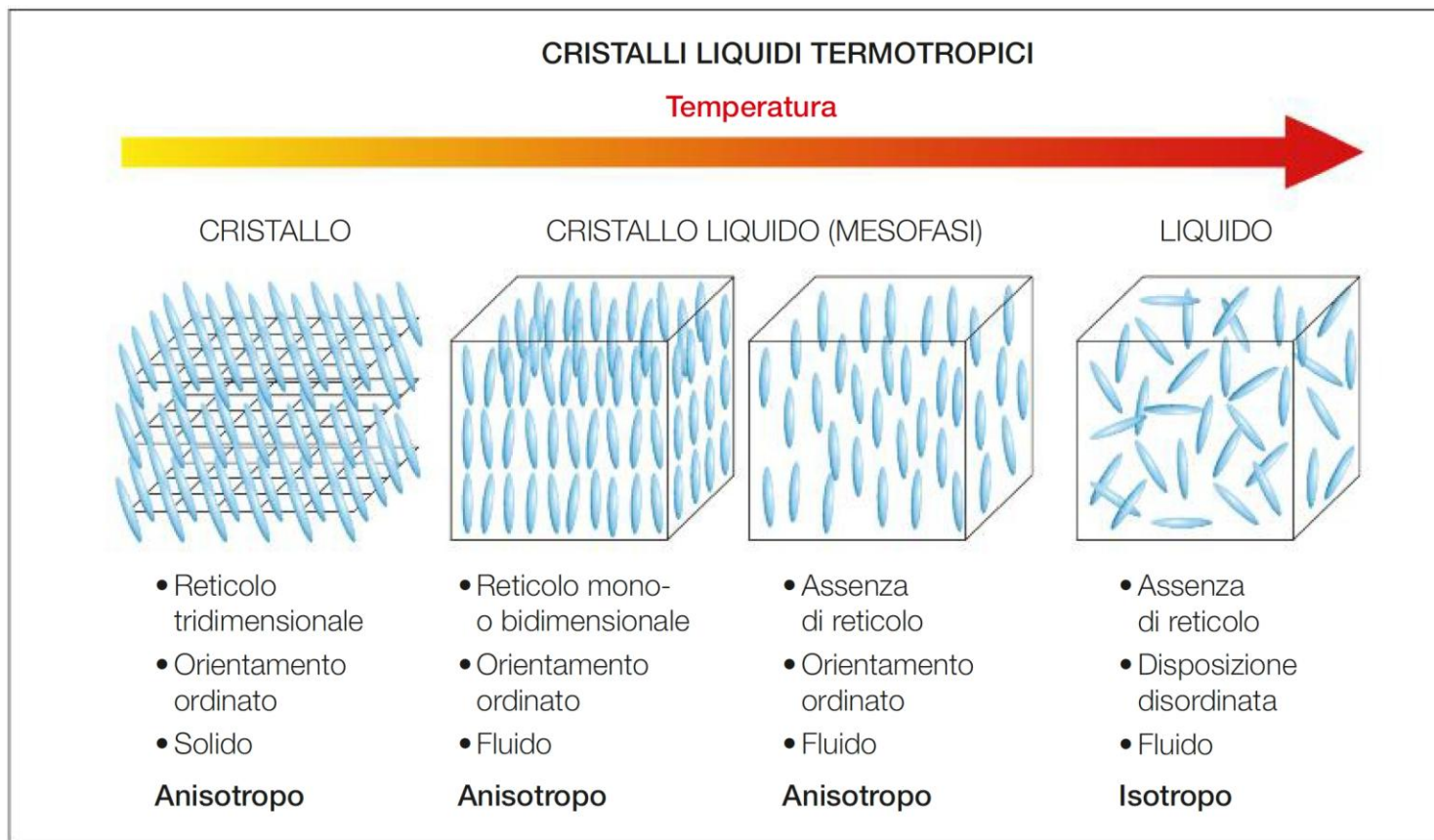


Figura 4.14 Quando la temperatura distrugge la struttura tridimensionale del cristallo, le interazioni tra le molecole mantengono un orientamento ordinato (*anisotropo*) finché un ulteriore aumento della temperatura non porta alla disposizione disordinata (*isotropo*) tipica del liquido.

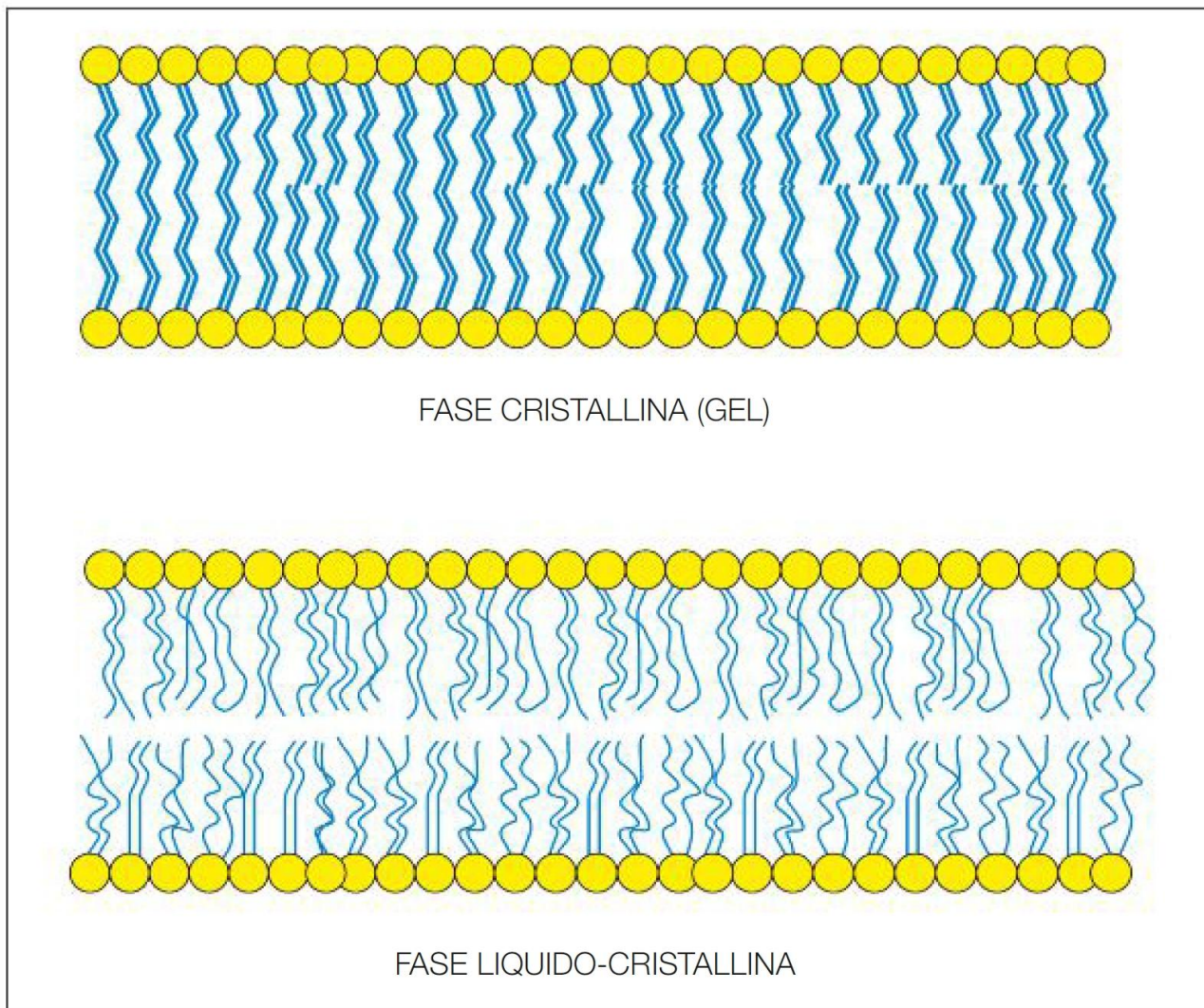


Figura 4.15 A bassa temperatura le catene idrofobiche dei lipidi si dispongono in modo ordinato con una struttura simile a quella cristallina. All'aumentare della temperatura, l'aumento dell'energia andrà progressivamente a distruggere la struttura ordinata e la membrana avrà le proprietà di un liquido.