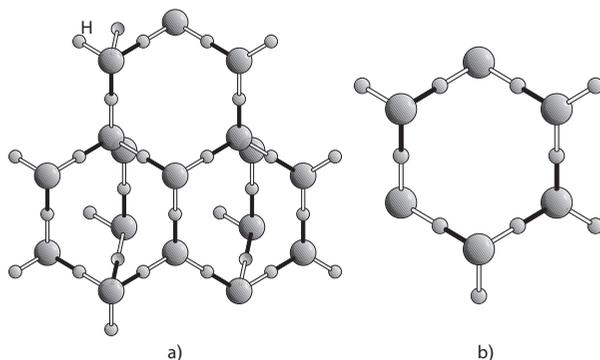


Generalmente la densità di una sostanza aumenta al diminuire della temperatura perché si formano un maggior numero di legami intermolecolari, con il risultato di una struttura più compatta. Per l'acqua questo è vero fino alla temperatura di 4 °C, mentre, raffreddandola ulteriormente, la densità diminuisce; inoltre l'acqua solida (ghiaccio) ha volume maggiore (e densità minore) dell'acqua liquida. Questo si spiega osservando la struttura cristallina del ghiaccio (fig. a).

Allo stato solido, più molecole di acqua, legate insieme con legami a idrogeno, si dispongono secondo un anello esagonale caratteristico dei cristalli di ghiaccio (fig. b).



Questa struttura, ricca di spazi vuoti e poco compatta, spiega l'anomala diminuzione della densità dell'acqua (aumento di volume) nel passaggio da stato liquido a stato solido.



### A cosa sono dovute le forze di Van der Waals presenti fra le molecole dei gas biatomici come $N_2$ , $O_2$ , $Cl_2$ ?

Le molecole considerate sono molecole biatomiche, ognuna formata da due atomi uguali uniti da un legame covalente puro. Poiché la nuvola elettronica di legame è equamente condivisa, non vi è in media alcuna separazione parziale di carica elettrica e le molecole non possono essere *dipoli permanenti*. A causa dell'estrema mobilità degli elettroni di legame intorno ai due nuclei, può però accadere che la nuvola elettronica sia spostata per brevissimi istanti verso una delle due estremità della molecola formando un *dipolo temporaneo*. Nell'istante infinitesimo della sua esistenza, il dipolo temporaneo formatosi può esercitare la sua influenza su altre molecole vicine, inducendone la polarizzazione e determinando così la formazione di *dipoli indotti*. Proprio alla presenza di questi dipoli indotti sono dovute quelle forze attrattive debolissime indicate anche come forze di dispersione.

### La tabella riporta alcuni esempi dei legami intermolecolari presenti in sostanze diverse

Molecola	Polare/ non polare	Interazione dipolo-dipolo	Legame a idrogeno	Forze di dispersione	PM	P. ebollizione °C
$N_2$	non polare	no	no	sì	28,01	-210,03
$NH_3$	polare	sì	sì	sì	17,03	-33,43
CO	polare	sì	no	sì	28,01	-191,5
$CO_2$	non polare	no	no	sì	44,01	-78,5
HCl	polare	sì	no	sì	33,46	-85,05
$H_2O$	polare	sì	sì	sì	18,01	100,0
$H_2S$	polare	sì	no	sì	34,08	-60,2
$CH_4$	non polare	no	no	sì	16,04	-161,7
$CHCl_3$	polare	sì	no	sì	119,38	61,26

Le tabelle seguenti riportano i nomi di alcuni ioni con diverso numero di ossidazione e i nomi di alcuni composti derivanti da questi ioni.

Elemento	Ione	Nomenclatura tradizionale	Notazione di Stock
Rame	$\text{Cu}^+$	rameoso	rame (I)
	$\text{Cu}^{2+}$	rameico	rame (II)
Ferro	$\text{Fe}^{2+}$	ferroso	ferro (II)
	$\text{Fe}^{3+}$	ferrico	ferro (III)
Piombo	$\text{Pb}^{2+}$	piomboso	piombo (II)
	$\text{Pb}^{4+}$	piombico	piombo (IV)
Manganese	$\text{Mn}^{2+}$	manganoso	manganese (II)
	$\text{Mn}^{3+}$	manganico	manganese (III)

Elemento	Composto	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC	Notazione di Stock
Rame	$\text{Cu}_2\text{S}$	solfuro rameoso	solfuro di dirame	solfuro di rame (I)
	$\text{CuS}$	solfuro rameico	solfuro di rame	solfuro di rame (II)
Ferro	$\text{FeCl}_2$	cloruro ferroso	dicloruro di ferro	cloruro di ferro (II)
	$\text{FeCl}_3$	cloruro ferrico	tricloruro di ferro	cloruro di ferro (III)

## 6.2.1 | Ossidi basici e acidi



✓ Gli ossidi sono composti binari formati dalla combinazione di uno dei vari elementi (tranne i gas nobili e il fluoro) con l'ossigeno. Si preparano per reazione diretta dell'elemento con l'ossigeno. La formula si scrive antepoendo al simbolo dell'ossigeno quello dell'elemento con cui è combinato e attribuendo gli indici opportuni in base al numero di ossidazione di quest'ultimo, ricordando che negli ossidi il numero di ossidazione dell'ossigeno è pari a  $-2$ .

Esistono due tipi di ossidi: ossidi dei metalli (ossidi basici o semplicemente ossidi) e ossidi dei non metalli (ossidi acidi o anidridi).

### Ossidi basici

Gli ossidi basici sono composti ionici binari formati da un catione metallico ( $\text{M}^{x+}$ ) e dallo ione ossido ( $\text{O}^{2-}$ ). Se il metallo presenta un solo numero di ossidazione, il nome del composto è *ossido* di seguito dal nome del metallo. Se il metallo (presente in forma ionica) può presentare due numeri di ossidazione diversi, viene indicato secondo la *nomenclatura IUPAC* con i prefissi numerali greci, oppure, più spesso, con la notazione di Stock. La *nomenclatura tradizionale*, invece, distingue i diversi numeri di ossidazione con le desinenze, come visto per i cationi nel paragrafo precedente.

Catione	Formula generale	Formula esempio	Nomenclatura tradizionale	Notazione di Stock	Nomenclatura IUPAC
$\text{M}^+$	$\text{M}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{O}$	ossido di sodio	ossido di sodio	ossido di disodio
$\text{M}^{2+}$	$\text{MO}$	$\text{FeO}$	ossido ferroso	ossido di ferro (II)	ossido di ferro
		$\text{PbO}$	ossido piomboso	ossido di piombo (II)	ossido di piombo
$\text{M}^{3+}$	$\text{M}_2\text{O}_3$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	ossido di alluminio	ossido di alluminio	triossido di dialluminio
		$\text{Fe}_2\text{O}_3$	ossido ferrico	ossido di ferro (III)	triossido di diferro
$\text{M}^{4+}$	$\text{MO}_2$	$\text{PbO}_2$	ossido piombico	ossido di piombo (IV)	biossido di piombo

### Ossidi acidi (anidridi)

Gli ossidi acidi sono composti binari formati da un non metallo (o da un metallo di transizione con alto numero di ossidazione, per esempio Cr con N.O. = + 6) e ossigeno.

## Test di approfondimento

- 1** In 100 ml di una soluzione 2 M sono presenti 6 grammi di soluto. Qual è il peso molecolare del soluto in u.m.a.?
- A** 3
  - B** 12
  - C** 30
  - D** 120
  - E** 60
- 
- 2** Attraverso una membrana semipermeabile vengono messe a contatto due soluzioni acquose di glucosio,  $C_6H_{12}O_6$ . La soluzione (a) è 0,325 M, la soluzione (b) è 0,0325 M. Quale delle seguenti affermazioni NON è corretta?
- A** L'acqua passa dalla soluzione (b) alla soluzione (a)
  - B** La soluzione (a) ha una pressione osmotica maggiore di quella della soluzione (b)
  - C** Si verifica il fenomeno dell'osmosi
  - D** Il solvente si sposta dalla soluzione più diluita alla più concentrata
  - E** Il glucosio passa dalla soluzione (a) alla soluzione (b)
- 
- 3** Per elettroliti forti, in soluzione sufficientemente diluita ( $m < 10^{-2}$ ), la concentrazione attiva ai fini delle proprietà colligative è data dal prodotto della concentrazione analitica dell'elettrolita per l'indice di dislocazione  $\nu$ ; questo è definito come il numero di ioni in cui l'elettrolita si dissocia; così, per esempio, per NaCl si ha  $\nu = 2$ . L'abbassamento crioscopico  $\Delta t_c$  di una soluzione acquosa 0,002 m di NaCl può essere calcolato pertanto dall'espressione  $\Delta t_c = K_c \cdot 0,002 \cdot 2$ , dove  $K_c$  è la costante crioscopica dell'acqua, che ha il valore 1,86. Quindi l'abbassamento crioscopico di una soluzione acquosa 0,0001 m di solfato di alluminio è dato da:
- A**  $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-4} \cdot 6$
  - B**  $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-3} \cdot 5$
  - C**  $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-4} \cdot 5$
  - D**  $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-4} \cdot 3$
  - E**  $\Delta t_c = 1,86 \cdot 10^{-4} \cdot 2$

- 
- 4 **Vengono chiamate colligative le proprietà il cui valore dipende solo dal numero, e non dalla natura, delle particelle che le determinano. La forza ionica di una soluzione è definita come la semisomma dei prodotti della concentrazione di ciascuno ione presente nella soluzione per il quadrato della valenza dello ione stesso.**

**Si può pertanto affermare che la forza ionica:**

- A è una proprietà colligativa
  - B è direttamente proporzionale alla semisomma della valenza degli ioni presenti
  - C è tanto minore quanto maggiore è il numero degli ioni presenti
  - D è tanto minore quanto maggiore è la valenza degli ioni presenti
  - E non è una proprietà colligativa
- 

- 5 **Con il termine "acqua dura" si indica:**

- A acqua non potabile
  - B ossido di deuterio
  - C perossido di idrogeno
  - D acqua ricca di sali
  - E acqua pesante
- 

- 6 **La solubilità in acqua del nitrato di potassio è pari a 120 g in 100 g di acqua a 80 °C e a 50 g in 100 g di acqua a 25 °C.**

**50 g di acqua sono stati scaldati fino a 80 °C ed è stato aggiunto nitrato di potassio fino a saturazione. La soluzione è poi stata raffreddata a 25 °C e si è separato nitrato di potassio solido.**

**Usando le informazioni fornite, stabilire qual è la massa minima di acqua che deve essere aggiunta alla miscela per disciogliere il nitrato a 25 °C.**

- A 20 g
  - B 120 g
  - C 70 g
  - D 140 g
  - E 190 g
- 

- 7 **Calcolare qual è la concentrazione percentuale in massa (m/m) di una soluzione ottenuta sciogliendo 5,4 g di NaCl in 535,6 g di acqua.**

- A 10%
  - B 20%
  - C 40%
  - D 0,10%
  - E 1,0%
- 

- 8 **Date due soluzioni, la prima contenente 0,50 mol di NaCl in 250 ml di acqua e la seconda contenente 0,20 mol di NaCl in 100 ml di acqua, si può affermare che:**

- A le due soluzioni hanno la stessa concentrazione
- B la prima soluzione è più concentrata della seconda
- C la prima soluzione è più diluita della seconda
- D le due soluzioni hanno la stessa molalità, ma la prima ha una molarità maggiore
- E la seconda soluzione ha concentrazione più che doppia rispetto alla prima

9 Calcolare la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 49 g di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (98 u.m.a.) in 250 ml di acqua.

- A 1,0 M      B 0,2 M      C 4,0 M      D 2,0 M      E 0,1 M

10 Qual è la concentrazione, espressa in moli  $\text{dm}^{-3}$ , di una soluzione ottenuta sciogliendo 2,0 g di idrossido di sodio in 25,0  $\text{cm}^3$  d'acqua? [masse atomiche relative: Na = 23; O = 16; H = 1]

- A 0,25  $\text{mol dm}^{-3}$       B 2,00  $\text{mol dm}^{-3}$       C 0,50  $\text{mol dm}^{-3}$       D 1,00  $\text{mol dm}^{-3}$       E 2,50  $\text{mol dm}^{-3}$

11 A 400 ml di una soluzione acquosa 2,5 M è stata aggiunta dell'acqua per diluirla alla concentrazione di 2 M. Quale volume di acqua è stato aggiunto?

- A 100 ml  
B 200 ml  
C 500 ml  
D 800 ml  
E 1000 ml

12 2 g di idrossido di sodio sono sciolti in 200 ml di acqua.

Qual è la molarità dell'idrossido di sodio nella soluzione risultante?

[masse atomiche relative: H = 1 u; O = 16 u; Na = 23 u]

- A 0,05 M  
B 0,10 M  
C 0,25 M  
D 0,50 M  
E 0,18 M

13 Quanto idrossido di potassio è presente in 25  $\text{cm}^3$  di una soluzione di idrossido di potassio 1,5 M?

[Si assuma massa atomica relativa: H = 1; O = 16; K = 39]

- A 2,1 g  
B 2,7 g  
C 1,7 g  
D 3,3 g  
E 3,7 g

14 Un campione d'aria è chiuso in un contenitore a temperatura ambiente (20 °C) e viene portato a una temperatura di -100 °C alla quale sia l'acqua che l'anidride carbonica sono allo stato solido. Quale delle seguenti righe mostra il tipo di miscuglio che si ottiene a 20 °C e a -100 °C in questo esperimento?

Riga	20 °C	-100 °C
1	Omogeneo (gas)	Eterogeneo (solido + gas)
2	Eterogeneo (gas)	Omogeneo (solido + gas)
3	Omogeneo (gas)	Eterogeneo (liquido + gas)
4	Eterogeneo (gas)	Omogeneo (liquido + gas)
5	Omogeneo (gas)	Omogeneo (solido)

- A Riga 2      B Riga 4      C Riga 3      D Riga 5      E Riga 1

## Soluzioni e commenti

- 1 La concentrazione molare indica il numero di moli presenti in un litro di una soluzione. Un litro di una soluzione 2M (cioè 2 molare) contiene 2 moli di soluto, quindi 100 ml contengono 0,2 moli di soluto.

Del soluto incognito possiamo dunque dire che 6 g corrispondono a 0,2 moli; dato che il peso in grammi di una mole di qualsiasi sostanza corrisponde numericamente al peso molecolare, potremo ricavare quest'ultimo con la proporzione seguente:

$$6 \text{ g} : 0,2 \text{ mol} = x \text{ g} : 1 \text{ mol} \quad \text{da cui: } x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 6 \text{ g}}{0,2 \text{ mol}} = 30 \text{ g}$$

Una mole del soluto proposto pesa 30 g, quindi il suo peso molecolare corrisponde a 30 u.m.a.; risposta **C**.

- 2 Nel caso proposto dal quesito, la soluzione (a) è 10 volte più concentrata della soluzione (b), quindi la (a) ha maggior pressione osmotica della (b) e il solvente si sposta dalla (b) alla (a); tutte le affermazioni proposte sono corrette, a eccezione della **E**, che è la risposta esatta al quesito.

- 3 Secondo quanto si legge nel testo del quesito, l'abbassamento crioscopico ( $\Delta t_c$ ) si ottiene moltiplicando la costante crioscopica ( $K_c$ ), caratteristica di ogni solvente, per la concentrazione molale (m) e per il coefficiente  $\nu$ , definito come il numero di ioni in cui l'elettrolita si dissocia. Il solfato di alluminio  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  si dissocia nel modo seguente:



Data una soluzione acquosa di solfato di alluminio 0,0001 m, sarà:

- $K_c = 1,86$
- $m = 0,0001 = 10^{-4}$
- $\nu = 5$

L'abbassamento crioscopico si ricaverà quindi nel modo seguente:

$$K_c = 1,86 \cdot 10^{-4} \cdot 5$$

La risposta corretta è la **C**.

- 4 Sono definite proprietà colligative le proprietà delle soluzioni che non dipendono dalla natura del soluto ma solo dal numero di particelle di quest'ultimo che sono presenti in soluzione. La forza ionica di una soluzione dipende, oltre che dal numero, anche dalla carica delle particelle in soluzione, quindi non è indipendente dalla natura di queste ultime. Si può pertanto concludere che la forza ionica non è una proprietà colligativa, quindi la risposta corretta è la **E**.

---

5 Un'acqua è definita "dura" quando è ricca di sali, in particolare sali di calcio e di magnesio; risposta **D**.

6 Per rispondere al quesito è necessario stabilire quanto nitrato di potassio è presente nella soluzione. Se la solubilità del nitrato di potassio, a 80°C è pari a 120 g in 100 g di acqua, nel caso proposto, in 50 g di acqua, portata a questa temperatura, per arrivare a saturazione saranno stati sciolti 60 g di sale.

Una volta raffreddata la soluzione, possiamo calcolare quanta acqua dobbiamo aggiungere, ricordando che a 25 °C la solubilità è pari a 50 g in 100 g di acqua:

$$50 \text{ g}_{\text{sale}} : 100 \text{ g}_{\text{acqua}} = 60 \text{ g} : x$$

$$x = \frac{100 \text{ g} \cdot 60 \text{ g}}{50 \text{ g}} = 120 \text{ g}$$

Per disciogliere il nitrato di potassio sono necessari 120 g di acqua, dato che la prima soluzione è stata preparata in 50 g di acqua dovrò aggiungerne 70 g (120-50=70); risposta esatta **C**.

---

7 Sciogliendo 5,4 g di NaCl in 535,6 g di acqua, si ottengono 541 g di soluzione. La concentrazione percentuale in massa indica il numero di grammi di soluto contenuti in 100 grammi di soluzione. Si calcola con la formula:

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{massa soluto (g)}}{\text{massa soluzione (g)}} \cdot 100$$

Nel caso proposto sarà:

$$\% \text{ m/m} = \frac{5,4 \text{ g}}{541 \text{ g}} \cdot 100 = 1$$

La risposta corretta è la **E**.

---

8 La concentrazione molare (M) indica il numero di moli contenute in un litro di soluzione e si calcola con la formula seguente:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (l)}}$$

dove  $n$  è il numero di moli di soluto e  $V$  il volume della soluzione.

Nel caso proposto avremo per la prima soluzione:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (l)}} = \frac{0,50 \text{ mol}}{0,25 \text{ l}} = 2 \text{ mol/l}$$

e per la seconda

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (l)}} = \frac{0,20 \text{ mol}}{0,10 \text{ l}} = 2 \text{ mol/l}$$

Le due soluzioni hanno la stessa concentrazione; la **A** è la risposta esatta.

---

9 La concentrazione molare di una soluzione (spesso indicata come "molarità") indica il numero di moli di soluto contenute in un litro di soluzione e si calcola con la formula:

$$M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (l)}}$$

dove  $n$  è il numero di moli e  $V$  il volume della soluzione, in litri.

Per rispondere al quesito è necessario prima di tutto calcolare a quante moli corrispondono 49 g di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : dato che il peso molecolare è 98 u.m.a., una mole pesa 98 g e si calcola facilmente che 49 g corrispondono a 0,5 moli. La soluzione proposta contiene 0,5 moli di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  in 250 ml, quindi la molarità sarà:

$$M = \frac{0,50 \text{ mol}}{0,25 \text{ l}} = 2 \text{ mol/l}$$

La soluzione proposta è una soluzione 2 molare; risposta esatta: **D**.

- 10 Il quesito proposto richiede di indicare la concentrazione in  $\text{mol/dm}^3$  di una soluzione acquosa di idrossido di sodio. Per trovare il numero di moli di soluto si calcola innanzitutto il peso molecolare dell'unità formula NaOH come somma delle masse atomiche:

$$PM = (23 + 16 + 1) \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$$

Il numero  $n$  di moli si calcola dividendo la massa data (2,0 g) per la massa molecolare:

$$n = \frac{2,0 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

La concentrazione  $C$  si ottiene dividendo il numero di moli per il volume espresso in  $\text{dm}^3$ :

$$C = \frac{5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 2,0 \text{ mol dm}^{-3}$$

La risposta corretta al quesito è la risposta **B**.

- 11 Quando si diluisce una soluzione il numero di moli totali di soluto non cambia. Dato che il numero di moli si può ricavare come prodotto del volume ( $V$ ) per la concentrazione molare ( $M$ ), ponendo  $V_1$  = volume iniziale,  $V_2$  = volume finale,  $M_1$  = concentrazione iniziale e  $M_2$  = concentrazione finale, avremo:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

dato che, nel caso proposto,  $V_1 = 0,4 \text{ l}$ ,  $M_1 = 2,5 \text{ mol/l}$  e  $M_2 = 2 \text{ mol/l}$ , si ricava che:

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot M_1}{M_2} = \frac{0,4 \text{ l} \cdot 2,5 \text{ mol/l}}{2 \text{ mol/l}} = 0,5 \text{ l}$$

Il volume finale della soluzione è di 500 ml, quindi per ricavare il volume di acqua aggiunto è sufficiente eseguire la sottrazione seguente:

$$V_2 - V_1 = (500 - 400) \text{ ml} = 100 \text{ ml}$$

Pertanto la risposta corretta è la **A**.

- 12 Per risolvere il quesito è necessario prima di tutto calcolare le moli di idrossido di sodio (NaOH) presenti in 2 grammi. Il numero di moli si ricava dividendo la quantità di NaOH (2 g) per la sua Massa Molare (40 g/mol) e risulta 0,05 mol. La Molarità si ottiene dividendo il numero di moli precedentemente calcolate (0,05 mol) per i litri di soluzione (0,2 litri), quindi il risultato è 0,25 M. La risposta corretta è pertanto la **C**.

- 
- 13 Ricordandosi che  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$  e rimaneggiando la definizione di concentrazione molare (C) si ottiene la relazione matematica necessaria alla risoluzione del quesito per calcolare il numero di moli (n) di KOH presente nella soluzione di volume noto (V):

$$n = C V = 1,5 \text{ M} \cdot 25 \times 10^{-3} \text{ L} = 37,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Il peso molecolare (PM) del KOH è pari alla somma dei pesi atomici,  $39 + 16 + 1 \text{ g/mol} = 56 \text{ g/mol}$ , e da questo si ricava la massa (m) di n moli di KOH presente nella soluzione:

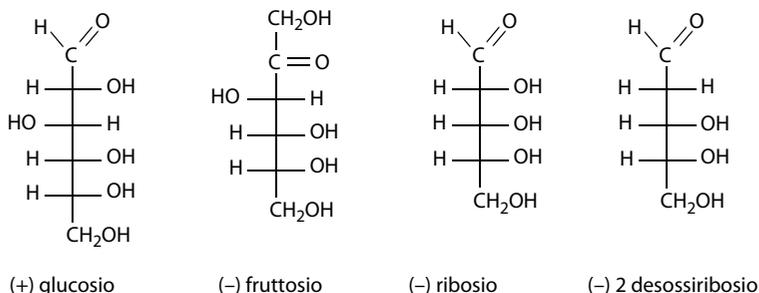
$$m = \text{PM} \cdot n = 56 \text{ g/mol} \cdot 37,5 \times 10^{-3} \text{ mol} = 2,1 \text{ g}$$

La risposta **A**

---

- 14 Un miscuglio o miscela si definisce *omogenea* quando presenta una fase unica: sia essa gassosa, liquida o solida. Un miscuglio si definisce *eterogeneo* quando presenta fasi distinte. A  $20^\circ\text{C}$  l'aria è una miscela omogenea mentre a  $-100^\circ\text{C}$ , come ci dice il problema, sia la  $\text{CO}_2$  sia l' $\text{H}_2\text{O}$  sono solidi mentre l' $\text{N}_2$ , l' $\text{O}_2$  e gli altri gas che la compongono rimangono gassosi. Quindi a  $-100^\circ\text{C}$  la miscela è eterogenea solido + gas. La risposta corretta è la **E**.

Il più importante aldoso è il **glucosio** (o destrosio). Altri aldosi abbondanti in natura sono il galattosio e il mannosio. L'unico chetoso abbondante in natura, in particolare nella frutta, è il **fruttosio** (o levulosio). Gli aldopentosi più importanti sono il **ribosio** e il **desossiribosio**, costituenti degli acidi nucleici (§ 14.4) e di altre biomolecole.

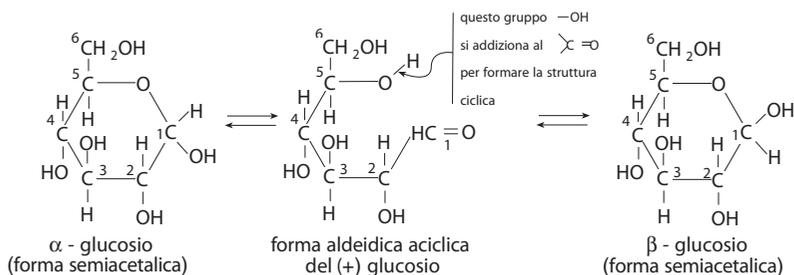


In questo tipo di formula, detta *formula* o *proiezione di Fischer*, la molecola viene rappresentata come catena lineare. La catena carboniosa viene scritta in verticale, con l'atomo di carbonio più ossidato in alto e quello più ridotto in basso; all'incrocio fra i tratti orizzontali e quelli verticali si trovano atomi di C che non vengono indicati, ma sono sottintesi.

### Ciclizzazione dei monosaccaridi

Alcune proprietà chimiche dei monosaccaridi non possono essere giustificate da questa struttura lineare (il glucosio, per esempio, non dà alcune reazioni tipiche delle aldeidi). Questo è dovuto al fatto che i monosaccaridi in soluzione acquosa tendono a dare una reazione di ciclizzazione intramolecolare che coinvolge il gruppo aldeidico (o chetonico) e il gruppo ossidrilico legato al C4 o al C5, e che porta alla formazione di un *emiacetale ciclico* (si veda § 13.4.2).

Il legame che si realizza tramite l'atomo di O viene detto *ponte glicosidico*. La ciclizzazione può dar luogo a due diverse strutture, chiamate *anomeri*, che differiscono solo per la posizione, rispetto al piano dell'anello, del gruppo OH legato al C1. Nell'*anomero α* l'ossidrile si trova al di sotto di tale piano, mentre nell'*anomero β* si trova al di sopra. Il C1, che nella forma emiacetale diventa chirale, è detto *carbonio anomero*. La reazione è una reazione di equilibrio, e quindi reversibile, ma l'equilibrio è normalmente spostato verso le forme emiacetaliche (cicliche).



La miscela all'equilibrio di glucosio contiene il 36,4% dell'anomero  $\alpha$ , il 63,6% dell'anomero  $\beta$  e solo lo 0,003% della forma aciclica.

Per azione di blandi ossidanti un aldoso subisce l'ossidazione del gruppo aldeidico potenziale (il gruppo sul C1) e viene trasformato nel corrispondente acido aldonico. I carboidrati che subiscono questo tipo di reazione (monosaccaridi aldosi e alcuni oligosaccaridi) vengono detti *zuccheri riducenti*.

Per determinare il potere riducente di uno zucchero vengono effettuati saggi con composti ossidanti, i saggi di Tollens, Fehling e Benedict.