

Raggio atomico: $10^{-10} \text{ m} = 1 \text{ \AA}$

Raggio nucleare: $10^{-15} \text{ m} = 10^{-5} \text{ \AA}$

	Carica (coulomb)	Massa (chilogrammi)
Protone	$+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Elettrone	$-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Neutrone	0	$1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

M Il rapporto fra la massa di un nucleone e quella di un elettrone è pari a **1836**.
Il rapporto fra il raggio atomico e il raggio nucleare è pari a **100.000**.

W Se il nucleo dell'atomo di idrogeno fosse una Fiat Cinquecento (con il raggio di circa 1 metro) parcheggiata in centro a Milano, l'elettrone sarebbe in orbita intorno a essa alla distanza di circa 10.000 metri cioè praticamente fuori città! Se la Cinquecento pesa circa una tonnellata, l'elettrone peserebbe circa 0,5 chilogrammi!

Ogni atomo è caratterizzato da:

- **Z, numero atomico:** numero di protoni contenuti nel nucleo (è generalmente indicato in basso a sinistra del simbolo dell'elemento);
- **A, numero di massa:** numero di neutroni e protoni contenuti nel nucleo cioè numero di nucleoni del nucleo (è generalmente indicato in alto a sinistra del simbolo dell'elemento).

W L'atomo di ossigeno $^{16}_8\text{O}$ ha $Z = 8$ e $A = 16$.

M **Tutti gli atomi con lo stesso numero atomico (Z) si comportano chimicamente nello stesso modo e sono classificati come atomi dello stesso elemento chimico.**

1.6.1 | Ioni

Un atomo (o una molecola) può cedere o acquistare uno o più elettroni (processo di ionizzazione), perdendo così la propria neutralità elettrica e trasformandosi in uno ione.

Un **catione** (ione positivo) è un atomo che ha perso uno o più elettroni esterni (per esempio H^+).

Un **anione** (ione negativo) è un atomo che ha acquistato uno o più elettroni esterni (per esempio Cl^-).¹

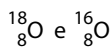
M **Nei processi chimici sono coinvolti solo gli elettroni.
I protoni e i neutroni non partecipano.**

1.6.2 | Isotopi

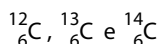
Gli isotopi sono atomi aventi lo **stesso numero atomico** (atomi dello stesso elemento) ma diverso numero di massa perché contenenti un **diverso numero di neutroni**.

Un determinato isotopo si rappresenta scrivendo in alto a sinistra il numero di massa e in basso a sinistra il numero atomico vicino al simbolo dell'elemento.

W I due isotopi dell'ossigeno vengono chiamati rispettivamente ossigeno-18 e ossigeno-16:



I tre isotopi del carbonio sono chiamati rispettivamente carbonio-12, carbonio-13 e carbonio-14:



1. La definizione si riferisce agli ioni monoatomici; esistono però anche ioni poliatomici (per esempio NH_4^+ e OH^-), costituiti da aggregati di atomi dotati di carica positiva o negativa.

5.5.5 | Leggi di Faraday sull'elettrolisi

I processi di elettrolisi sono governati dalle due leggi che Micheal Faraday ha formulato nella prima metà del XIX secolo, le quali mettono in relazione la quantità di sostanza depositata o liberata agli elettrodi con la corrente elettrica applicata.

Prima legge

La prima legge di Faraday stabilisce che la massa m di una sostanza depositata o liberata durante l'elettrolisi è direttamente proporzionale alla quantità di carica elettrica q passata attraverso il sistema; la costante di proporzionalità si chiama *equivalente elettrochimico* (Z) e dipende sia dall'elemento preso in considerazione, sia dal numero di elettroni coinvolti nella reazione:

$$m = Z \cdot q$$

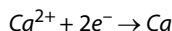
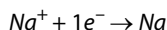
Seconda legge

La seconda legge di Faraday stabilisce che, a parità di carica elettrica, le masse delle diverse sostanze depositate o liberate sono proporzionali ai rispettivi equivalenti elettrochimici. In altre parole, poiché ogni semireazione di ossidazione o riduzione vede coinvolto un diverso numero di elettroni, si può affermare che una stessa quantità di carica elettrica può portare alla formazione di una diversa massa di sostanza, in maniera proporzionale al valore dell'equivalente elettrochimico.

La quantità di carica trasportata da 1 mole di elettroni si definisce 1 Faraday e si ottiene moltiplicando la carica elementare (carica dell'elettrone) per il numero di Avogadro (numero di particelle elementari contenute in 1 mole):

$$1,67 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 96485 \text{ C}$$

Ad esempio, considerando le due diverse semireazioni di riduzione:



facendo passare in entrambi i casi una carica di 1 Faraday (cioè 96485 C), nel primo caso si depositerà 1 mol di Na elementare, mentre nel secondo caso solo $\frac{1}{2}$ mol di Ca elementare.



Calcolare la quantità di rame metallico che si deposita al catodo per elettrolisi di CuSO_4 fuso, applicando una corrente di 2,0 A per mezz'ora.

Determiniamo anzitutto la quantità di carica q che passa nel sistema:

$$q = 2,0 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s} = 3600 \text{ C}$$

Trattandosi della riduzione del rame da Cu(II) a Cu , il numero di elettroni acquistato da ciascun atomo di rame è pari a 2, quindi per ogni Faraday di carica (96485 C) si deposita al catodo $\frac{1}{2}$ mol di Cu ; da questa osservazione si può impostare la seguente proporzione:

$$96485 \text{ C} : \frac{1}{2} \text{ mol} = 3600 \text{ C} : x$$

che risolta dà $x = 0,019 \text{ mol}$. Per calcolare la massa di rame ottenuta è sufficiente a questo punto moltiplicare questo valore per la massa molare del rame:

$$m = 0,019 \text{ mol} \cdot 63,54 \text{ g/mol} = 1,02 \text{ g}$$

5.5.6 | Composti di coordinazione

I **composti di coordinazione**, noti anche come **complessi**, sono composti in cui un atomo centrale, comunemente uno ione metallico, spesso appartenente al blocco d dei metalli di transizione, è legato mediante legame di coordinazione (legame covalente dativo) ad atomi o gruppi di atomi periferici, detti *leganti* o *ligandi*, presenti in numero superiore al numero di ossidazione dell'atomo centrale. L'atomo centrale si comporta da accettore di elettroni (acido di Lewis, si veda § 8.1.4) e deve possedere orbitali vuoti disponibili per ricevere una o più coppie di elettroni dai leganti, i quali si comportano da donatori


Calcolare i grammi di H_2 (PM = 2 g/mol) necessari per formare 45 g di NH_3 .

La prima operazione da compiere consiste nel convertire in grammi le quantità indicate in moli nell'equazione bilanciata. Perciò:

$$m_{H_2} = 3 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 6 \text{ g}$$

$$m_{NH_3} = 2 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol} = 34 \text{ g}$$

Si imposta ora la proporzione:

$$6g_{H_2} : 34g_{NH_3} = xg_{H_2} : 45 \text{ g } NH_3$$

da cui:

$$x = \frac{45 \text{ g}_{NH_3} \cdot 6 \text{ g}_{H_2}}{34 \text{ g}_{NH_3}} = 7,94 \text{ g}_{H_2}$$

Il problema si risolve alternativamente convertendo i grammi in numero di moli:

$$n_{H_2} = \frac{45 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 2,647$$

Basandosi sul rapporto molare indicato dall'equazione bilanciata, si imposta una proporzione per ricavare il numero di moli di H_2 necessario per formare la quantità indicata di NH_3 :

$$3 \text{ mol } H_2 : 2 \text{ mol } NH_3 = x \text{ mol } H_2 : 2,647 \text{ mol } NH_3$$

da cui:

$$x = \frac{3 \text{ mol } H_2 \cdot 2,647 \text{ mol } NH_3}{2 \text{ mol } NH_3} = 3,97 \text{ mol } H_2$$

Si converte ora in grammi il numero di moli di H_2 calcolato:

$$m_{H_2} = 3,97 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 7,94 \text{ g } H_2$$

Nei calcoli stechiometrici si possono utilizzare anche unità diverse dalla mole o dalla massa, purché tali unità possano essere messe in relazione con il numero di moli.


Calcolare quanti grammi di H_2 occorrono per formare 7,84 L di NH_3 in condizioni standard.

Si calcola innanzitutto il numero di moli di NH_3 contenuto in 7,84 L di gas in condizioni standard:

$$n_{NH_3} = \frac{7,84 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,35 \text{ mol}$$

Si calcola ora il numero di moli di H_2 necessarie per formare la quantità indicata di NH_3 attraverso la proporzione:

$$3 \text{ mol } H_2 : 2 \text{ mol } NH_3 = x \text{ mol } H_2 : 0,35 \text{ mol } NH_3$$

da cui:

$$x = \frac{3 \text{ mol } H_2 \cdot 0,35 \text{ mol } NH_3}{2 \text{ mol } NH_3} = 0,525 \text{ mol } H_2$$

Si converte ora in grammi il numero di moli di H_2 calcolato:

$$m_{H_2} = 0,525 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 1,05 \text{ g } H_2$$

6.3.1 | Solubilità

La quantità di soluto che si può sciogliere in una data quantità di solvente non è illimitata.

Una soluzione **satura** è una soluzione contenente la massima quantità di un dato soluto che un certo volume di solvente è in grado di sciogliere a una data temperatura. Se si aggiunge un'ulteriore quantità di soluto a una soluzione satura, il soluto aggiunto non si scioglie più e precipita come *corpo di fondo*.



La **solubilità** di un soluto è la *concentrazione della soluzione satura*.

Di solito si esprime in moli/L, ma si può trovare anche in g/L o nelle altre forme in cui viene espressa la concentrazione.

Una soluzione che contiene una quantità di soluto inferiore a quella presente in una soluzione satura è una soluzione **insatura**. Una soluzione che contiene una quantità di soluto maggiore di quella della soluzione satura è detta **sovrassatura**.

Una soluzione contenente una concentrazione di soluto relativamente bassa è detta **diluata**; una soluzione in cui la concentrazione del soluto è relativamente alta è detta **concentrata**. È opportuno tenere presente che i termini diluito e concentrato non hanno un preciso significato quantitativo.

6.3.2 | Fattori che influenzano la solubilità

Natura del solvente e del soluto e interazioni tra di essi

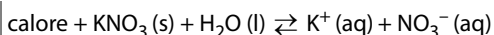
Le sostanze in cui le particelle sono unite da forze intermolecolari simili tendono a essere solubili le une nelle altre. In generale si può affermare che "il simile scioglie il simile". Pertanto:

- le sostanze non polari sono solubili in solventi non polari, così lo iodio (non polare) è solubile in esano (non polare);
- le sostanze ioniche e quelle molecolari polari sono solubili nei solventi polari, per esempio il cloruro di sodio (ionico) e il glucosio (polare) sono solubili in acqua (polare);
- le sostanze non polari e quelle polari sono insolubili le une nelle altre, in questo modo l'esano (non polare) non è solubile in acqua (polare).

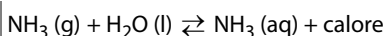
Temperatura

La solubilità delle sostanze la cui dissoluzione è un processo endotermico aumenta all'aumentare della temperatura, in accordo con il principio di Le Chatelier (§ 7.4.2).

La dissoluzione di un solido ionico e della maggior parte dei solidi molecolari polari è endotermica: queste sostanze sono quindi più solubili ad alta temperatura.



La solubilità delle sostanze la cui dissoluzione è un processo esotermico diminuisce all'aumentare della temperatura. La dissoluzione di un gas in un liquido è un processo esotermico; i gas sono di conseguenza meno solubili ad alta temperatura.



Pressione

Questo parametro influenza la solubilità dei gas nei liquidi. **La solubilità di un gas in un liquido è infatti proporzionale alla pressione parziale del gas** sopra la soluzione.

6.4 | Concentrazione delle soluzioni

La concentrazione di una soluzione esprime il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di soluzione o di solvente.

La concentrazione di una soluzione può essere espressa con diverse modalità e unità di misura.

6.4.1 | Composizione percentuale peso/peso (% p/p)

La composizione percentuale peso/peso indica il numero di grammi di soluto contenuti in 100 grammi di soluzione. Si calcola con la formula:

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



Quante moli di saccarosio (PM = 342) sono contenute in 100 g di una soluzione al 5% p/p di questo composto in acqua?

100 g di una soluzione di saccarosio al 5% contengono 5 g di soluto. Dato che il PM di questo composto è 342 possiamo dire che una mole pesa 342 g e ricavare il numero di moli contenute

in 5 g tramite la relazione:

$$n = \frac{m}{\text{PM}}$$

Dato che:

$$m = 5 \text{ g} \quad \text{e} \quad \text{PM} = 342 \text{ g/mol}$$

Avremo quindi:

$$n = \frac{5 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,015 \text{ mol}$$

100 g di una soluzione di saccarosio al 5% contengono 0,015 moli di saccarosio.

6.4.2 | Composizione percentuale peso/volume (% p/v)

La composizione percentuale peso/volume indica il numero di grammi di soluto contenuti in 100 millilitri di soluzione. Si calcola con la formula:

$$\% \text{ p/v} = \frac{\text{massa soluto (g)}}{\text{volume soluzione (mL)}} \cdot 100$$



La salinità media dell'acqua di mare è pari al 35‰ p/V. Se mettiamo in una stufa a 60 °C 200 mL di acqua di mare, quanto sale pesiamo una volta che l'acqua sia evaporata completamente?

Una salinità del 35‰ corrisponde a 35 grammi per 1000 mL. Dato che:

$$35 \text{ g/L} \cdot 0,2 \text{ L} = 7,0 \text{ g}$$

dopo la completa evaporazione dell'acqua potremo raccogliere 7,0 g di sale.



Un vino moscato passito di Pantelleria ha un contenuto alcolico indicato in etichetta come 15,5% vol. Cosa significa? Quanto alcol contiene un bicchiere di vino da 150 mL?

L'etichetta del vino riporta il titolo alcolometrico, cioè il numero di millilitri di alcol puro contenuti in 100 mL di bevanda (misurati alla temperatura di 20 °C). Per calcolare la quantità di alcol contenuta in 150 mL è sufficiente risolvere la proporzione seguente:

$$100 \text{ mL}_{\text{vino}} : 15,5 \text{ mL}_{\text{alcol}} = 150 \text{ mL}_{\text{vino}} : x \text{ mL}_{\text{alcol}}$$

quindi:

$$x = \frac{15,5 \text{ mL}_{\text{alcol}} \cdot 150 \text{ mL}_{\text{vino}}}{100 \text{ mL}_{\text{vino}}} = 23,3 \text{ mL}_{\text{alcol}}$$

Un bicchiere di passito da 150 mL contiene 23,3 mL di alcol.

Test di verifica

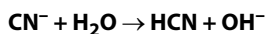
1 Secondo Brønsted e Lowry, l'acido coniugato della base HPO_4^{2-} è _____.

2 Individuare, tra le seguenti sostanze, l'acido forte:

- ☐ A acido acetico
- ☐ B acido carbonico
- ☐ C acido oleico
- ☐ D idrossido di sodio
- ☐ E acido nitrico

3 Il pH aumenta quando la concentrazione di ossidrioni _____.

4 Indicare una coppia coniugata acido-base nella seguente reazione:



- ☐ A CN^- , H_2O
- ☐ B H_2O , OH^-
- ☐ C HCN , OH^-
- ☐ D H_2O , HCN
- ☐ E CN^- , OH^-

5 Una soluzione acquosa 0,0001 M di un acido debole presenta una concentrazione di ioni H^+ :

- ☐ A 10^{-3} M
- ☐ B 10^{-4} M
- ☐ C minore di 10^{-4} M
- ☐ D maggiore di 10^{-2} M
- ☐ E 10^{-2} M

6 Il pH di una soluzione acquosa che contiene 10^{-2} moli di HBr in 100 mL è:

- ☐ A 3
- ☐ B 10
- ☒ C 1
- ☐ D 11
- ☐ E 4

7 Il pH di una soluzione 0,1 M di NaOH è:

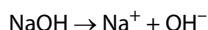
- ☐ A 1
- ☐ B 13
- ☐ C 7
- ☐ D 5
- ☐ E 8

- 6 L'acido bromidrico (HBr) è un acido forte e cede completamente gli ioni H^+ , quindi in una sua soluzione acquosa la concentrazione degli ioni H^+ corrisponde alla concentrazione dell'acido. Nel caso proposto avremo $[H^+] = 10^{-1}$ M, poiché la soluzione contiene 10^{-2} moli in 10^{-1} litri, quindi:

$$pH = -\text{Log}_{10}[H^+] = -\text{Log}_{10}[10^{-1}] = 1$$

La soluzione proposta ha $pH = 1$; risposta **C** .

- 7 NaOH (idrossido di sodio) è una base forte e in acqua si dissocia completamente secondo la reazione:



La concentrazione di ioni OH^- in una soluzione di NaOH è pari alla concentrazione della base, nel caso proposto dal quesito tale concentrazione sarà quindi pari a 0,1 M, o 10^{-1} M.

La concentrazione di ioni OH^- può essere espressa dal pOH, definito come l'inverso del logaritmo della concentrazione di ioni OH^- . Nella soluzione proposta il pOH sarà:

$$pOH = -\text{Log}[OH^-] = -\text{Log} 10^{-1} = 1$$

Dato che in qualsiasi soluzione acquosa:

$$pH + pOH = 14$$

Il pH della soluzione proposta sarà:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$$

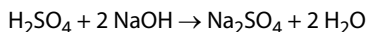
Una soluzione 0,1 M di NaOH ha $pH = 13$; risposta **B** .

- 8 Se un litro di soluzione acquosa di HCl a $pH = 4$ viene diluito con acqua a 10 litri, il pH della soluzione ottenuta è **5**.

Poiché il pH è il cologaritmo della concentrazione di ioni H^+ , $pH = 4$ corrisponde a una concentrazione di ioni H^+ pari a 10^{-4} mol/L; se un litro di soluzione di HCl a $pH = 4$ viene diluito a 10 litri la concentrazione dell'acido cloridrico diventa 10 volte minore e così quella dello ione H^+ , che sarà pari a 10^{-5} mol/L, corrispondente a $pH = 5$.

- 9 Per neutralizzare a solfato di sodio l'acido solforico (PM = 98) contenuto in 100 mL di una soluzione 0,1 molare è necessaria una quantità di idrossido di sodio (PM = 40) pari a **0,02** mol.

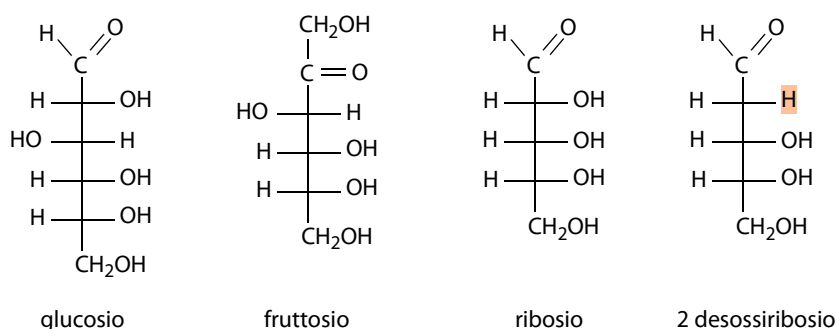
Per definizione della molarità, 1 litro di una soluzione 0,1 M di acido solforico (H_2SO_4) contiene 0,1 moli di acido, quindi 100 mL questa soluzione contengono 0,01 moli di acido. Se a questa soluzione viene aggiunto idrossido di sodio, che è una base forte, si verifica la seguente reazione di neutralizzazione:



l'equazione chimica bilanciata indica che 1 mole di H_2SO_4 reagisce con 2 moli di NaOH per produrre 1 mole di Na_2SO_4 e 2 moli di H_2O . Per neutralizzare 0,01 moli di H_2SO_4 saranno quindi necessarie 0,02 moli di NaOH.

- 10 $BaCl_2$, disciolto in acqua, dà una soluzione con pH **neutro**.

$BaCl_2$ deriva dalla reazione fra l'acido forte HCl e la base forte $Ba(OH)_2$, quindi non si comporta da acido né da base.

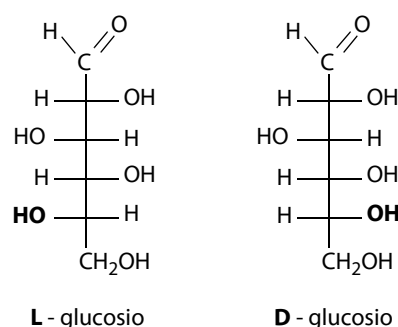


In questo tipo di formula, detta *formula o proiezione di Fischer*, la molecola viene rappresentata come catena lineare. La catena carboniosa viene scritta in verticale, con l'atomo di carbonio più ossidato in alto e quello più ridotto in basso; all'incrocio fra i tratti orizzontali e quelli verticali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

Serie D e serie L

Contenendo uno o più atomi di carbonio asimmetrici sono composti otticamente attivi.

In natura la maggior parte dei monosaccaridi appartiene alla *serie D*, con il gruppo -OH legato al penultimo carbonio posto sulla destra nella proiezione di Fischer.



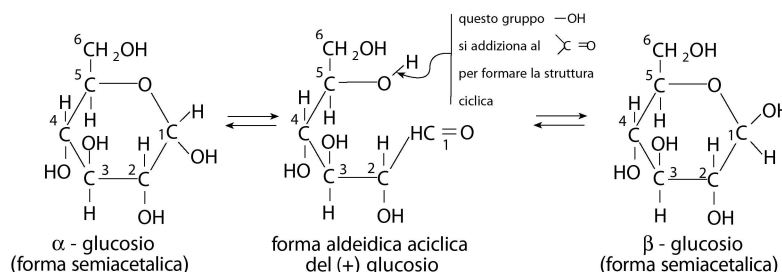
Ciclizzazione dei monosaccaridi

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*. Il legame che si realizza tramite l'atomo di O viene detto *ponte glicosidico*, e 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 emiacetali (cicliche). La miscela all'equilibrio di glucosio contiene il 36,4% dell'anomero α , il 63,6% dell'anomero β e solo lo 0,003% della forma aciclica.

La ciclizzazione viene rappresentata in figura per mezzo della proiezione di Haworth e può dar luogo a due diverse strutture, chiamate *anomeri*, che differiscono solo per la posizione del gruppo -OH legato al C1 rispetto al piano dell'anello.



Nell'*anomero α* l'ossidrilico si trova al di sotto di tale piano, mentre nell'*anomero β* si trova al di sopra.





Con riferimento alla prima riga della tabella:

Sono forniti la massa e l'accelerazione applicata al corpo, dunque la forza F si ricava con la seconda legge di Newton:

$$F = ma = 1 \text{ kg} \cdot 1 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} = 1 \text{ N}$$

Il verso di $\mathbf{F}$ è sempre concorde a quello di $\mathbf{a}$, per cui in questo caso è nel verso positivo dell'asse x . Non viene fornita direttamente la forza $\mathbf{F}_1$ ma la risultante, che vale 2 newton ed è diretta anch'essa nel verso positivo dell'asse x .

Per trovare $\mathbf{F}_1$ si può ragionare come segue:

$$\mathbf{R} = \mathbf{F} + \mathbf{F}_1 \rightarrow \mathbf{F}_1 = \mathbf{R} - \mathbf{F}$$

Si tratta di vettori tutti paralleli in quanto giacenti sull'asse x .

Passando ai moduli:

$$F_1 = R - F = (2 - 1) \text{ N}$$

Il fatto che il risultato sia positivo significa che $\mathbf{F}_1$ è concorde all'asse x , dunque anch'esso è diretto nel verso positivo.

Si deve infine stabilire lo stato di moto del corpo: naturalmente, dato che la risultante delle forze a esso applicate è diversa da zero, il corpo accelera nello stesso verso della risultante (si indica quindi "moto accelerato").

Volendo sapere anche il modulo dell'accelerazione risultante, basta scrivere la seconda legge di Newton avendo cura di indicare $\mathbf{R}$ come forza applicata:

$$R = ma_r \rightarrow a_r = \frac{R}{m} = \frac{2 \text{ N}}{1 \text{ kg}} = 2 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$$



Con riferimento alla terza riga della tabella:

Invertendo la seconda legge di Newton si trova l'accelerazione:

$$F = ma \rightarrow a = \frac{F}{m} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ kg}} = 1 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$$

Il resto dell'esercizio si svolge come nel caso precedente.

Soluzioni e commenti

Si dà di seguito la soluzione della tabella a completamento.

m	a	F	F_1	Risultante	Moto
1 kg	$1 \text{ m/s}^2 (+)$	$1 \text{ N} (+)$	$1 \text{ N} (+)$	$2 \text{ N} (+)$	accelerato
2 kg	$1 \text{ m/s}^2 (-)$	$2 \text{ N} (-)$	$1 \text{ N} (+)$	$1 \text{ N} (-)$	accelerato
1 kg	$1 \text{ m/s}^2 (+)$	$1 \text{ N} (+)$	0 N	$1 \text{ N} (+)$	accelerato
2 kg	$1 \text{ m/s}^2 (-)$	$2 \text{ N} (-)$	$2 \text{ N} (+)$	0 N	uniforme
1 kg	0 m/s^2	0 N	0 N	0 N	quiete



Il peso specifico dell'acqua è:

$$\rho_{H_2O} = \rho_{H_2O} \cdot g = 1000 \text{ kg/m}^3 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \approx 10.000 \text{ N/m}^3$$



Densità relativa del corpo 2 rispetto al corpo 1: $\rho_{2,1} = \rho_2 / \rho_1$

Peso specifico relativo del corpo 2 rispetto al corpo 1: $p_{2,1} = p_2 / p_1$

Densità relativa e peso specifico relativo sono definiti come rapporti fra grandezze omogenee (stessa dimensione): sono quindi grandezze adimensionali.



Si ricavano il peso specifico del benzene, la sua densità e il suo peso specifico relativi all'acqua sapendo che la densità del benzene vale $\rho_{benzene} = 879 \text{ kg/m}^3$.

Si utilizzano le relazioni appena viste e si ricava:

Peso specifico:

$$p_{specifico} = \rho_{benzene} \cdot g = 879 \text{ kg/m}^3 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \approx 8600 \text{ N/m}^3$$

Densità relativa:

$$\frac{\rho_{benzene}}{\rho_{H_2O}} = \frac{879 \text{ kg/m}^3}{1000 \text{ kg/m}^3} = 0,879$$

Peso specifico relativo:

$$\frac{p_{benzene}}{p_{H_2O}} = \frac{8600 \text{ N/m}^3}{9.800 \text{ N/m}^3} = 0,879$$

Quesiti vero-falso

- 1 **Se si dimezza la distanza tra due corpi dotati di massa, allora la reciproca attrazione gravitazionale aumenta del doppio.** V F
- 2 **La forza peso è sempre diretta verso il centro della Terra.** V F
- 3 **Densità relativa e peso specifico relativo sono definiti come rapporti fra grandezze omogenee: sono quindi grandezze adimensionali.** V F

Soluzioni e commenti

- 1 Falso. Si pensi all'esercizio visto al § 3.3: è vero che l'intensità dell'attrazione aumenta, ma del quadruplo. Si verifica infatti che:

$$F = G \cdot \frac{m_1 \cdot m_2}{r^2} \rightarrow F' = G \cdot \frac{m_1 \cdot m_2}{(r/2)^2} = G \cdot \frac{m_1 \cdot m_2}{r^2/4} = 4F$$
- 2 Vero. Per la seconda legge di Newton, $\mathbf{P} = m \cdot \mathbf{g}$. L'accelerazione a cui la forza peso è proporzionale è quella gravitazionale, sempre diretta lungo la verticale verso il centro della Terra. Inoltre, la costante di proporzionalità è una massa, pertanto è una grandezza non negativa, cosicché $\mathbf{P}$ ha lo stesso verso di $\mathbf{g}$.
- 3 Vero. L'affermazione discende direttamente dalle definizioni delle due grandezze.

9 Nell'urto _____ di due corpi liberi si conserva **solo** la quantità di moto del sistema composto dai due corpi in quanto sul sistema non agiscono forze esterne.

10 Una sfera dalla massa di 2 kg si muove di moto rettilineo su una superficie liscia e piana a una velocità di 5 m/s. Essa urta contro una superficie verticale e rimbalza indietro nella stessa direzione a una velocità di 3 m/s.

Calcolare la variazione di quantità di moto della sfera (dovuta all'urto).

- A** 2 kg · m / s
- B** 4 kg · m / s
- C** 8 kg · m / s
- D** 16 kg · m / s
- E** 32 kg · m / s



Le leggi viste si riassumono nell'**equazione di stato dei gas perfetti** (o legge di Clapeyron) che lega tra loro i valori delle funzioni di stato di un gas perfetto:

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

dove:

- T è la temperatura espressa in kelvin;
- n è il numero di moli (nei problemi riguardanti i gas perfetti, la quantità di gas in esame viene in generale data come *numero di moli*, dove una mole è la quantità di gas il cui peso in grammi è numericamente pari al peso atomico o molecolare del gas);
- R è una costante detta **costante di stato dei gas perfetti** e ha un valore pari a:

$$R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mole}} = 0,082 \frac{\text{litri} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mole}}$$



Si calcoli la massa di ossigeno contenuta in un volume di 10 dm³ alla temperatura di 27 °C e alla pressione di 30 atm.

Il numero di moli di ossigeno contenute nel volume è pari a:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{30 \text{ atm} \cdot 10 \text{ litri}}{0,082 \frac{\text{litri} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mole}} \cdot 300 \text{ K}} = 12,2 \text{ moli}$$

con T espressa in kelvin. Poiché ogni mole di ossigeno ha una massa di 32 g, la massa totale di ossigeno è data da: $m = 12,2 \text{ moli} \cdot 32 \text{ g/mole} \approx 390 \text{ g}$.



Un cilindro con un pistone contiene n moli di un gas perfetto alla temperatura T . Se la temperatura raddoppia, quale sarà il numero di moli finale?

Il numero n di moli di gas contenute nel cilindro è determinato unicamente dal numero di molecole del gas: anche se la temperatura, il volume o la pressione del gas cambiano, n rimane sempre lo stesso.



Un recipiente chiuso contiene un gas perfetto a temperatura T e pressione P . Se la temperatura raddoppia, quale sarà la pressione finale?

Si risolve l'esercizio con un *procedimento generale*, utile per tutti gli esercizi di questo tipo: considerando la relazione $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, si portano a sinistra dell'uguale tutte le grandezze variabili, e a destra tutte quelle costanti. Il numero di moli, R e il volume sono costanti (il recipiente è chiuso), mentre temperatura e pressione variano. Dunque:

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

Questo significa che nello "stato" iniziale e finale descritto nell'esercizio, il rapporto P/T resta costante. Indicando con 1 lo stato iniziale e 2 quello finale, si può scrivere allora:

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

Delle quattro grandezze indicate, si conoscono $T_1 = T$, $T_2 = 2T$, $P_1 = P$.

Si trova l'incognita P_2 invertendo l'equazione:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow P_2 = P_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = P \cdot \frac{2T}{T} = 2P$$

Da questo si ricava che anche la pressione raddoppia.

Si noti dal punto di vista dimensionale che, correttamente, nella formula risolutiva:

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

la pressione a destra dell'uguale, moltiplicata per una quantità adimensionale (il rapporto fra le temperature), dà un'altra pressione.

Soluzioni e commenti

- 1 Un batterio si divide per scissione binaria quindi, se consideriamo una cellula che si divide generando due, a ogni successiva divisione il numero di cellule raddoppia. Si verifica facilmente che per ottenere 512 cellule sono necessari **9** passaggi, infatti:
- | | | | |
|----------------------|--------------------|---------------------|----------------------|
| $1 \times 2 = 2$ | $2 \times 2 = 4$ | $4 \times 2 = 8$ | $8 \times 2 = 16$ |
| $16 \times 2 = 32$ | $32 \times 2 = 64$ | $64 \times 2 = 128$ | $128 \times 2 = 256$ |
| $256 \times 2 = 512$ | | | |
- 2 Un gamete possiede un numero aploide di cromosomi monocromatidici (cioè formati da un solo cromosoma). Una cellula somatica possiede un numero di cromosomi doppio rispetto a un gamete della stessa specie: inoltre, se questa cellula è in metafase (o comunque dopo la fase S del ciclo cellulare) ogni cromosoma è formato da due cromatidi e la *quantità* di DNA (non il numero di cromosomi!) è pari al quadruplo di quella contenuta in un gamete, ovvero **4 C**.
- 3 Se il rapporto di compattazione del DNA al massimo livello di condensazione è $1:10^4$, un cromosoma lungo $4 \mu\text{m}$, completamente svolto sarebbe 10^4 volte più lungo; sarebbe quindi $4 \cdot 10^4 \mu\text{m}$, ovvero $40.000 \mu\text{m}$, che corrispondono a 40 mm , o 4 cm . La risposta corretta è la **E**.
- 4 **Il cinetocore è il punto a cui aderiscono le fibre del fuso mitotico.**
- 5 Un'inversione cromosomica è un tipo di mutazione che si verifica quando un cromosoma si rompe e poi il frammento staccato si riattacca al cromosoma originale, ma dopo aver ruotato di 180° ; risposta **D**.
- 6 In seguito alla meiosi si formano quattro cellule aploidi che contengono un numero di cromosomi dimezzato rispetto alla cellula di partenza: questi, inoltre, si trovano in forma monocromatidica, sono cioè formati da un unico cromatidio. Il termine mancante è quindi **monocromatidici**.
- 7 Negli organismi complessi a riproduzione sessuata le cellule si possono dividere secondo due modalità: con la mitosi una cellula diploide forma due cellule diploidi, identiche a quella di partenza; con la meiosi, che interessa solo le cellule della linea germinale, una cellula diploide produce quattro cellule aploidi (gameti). Nessuno dei processi proposti richiede la formazione di gameti, quindi in tutti i casi le nuove cellule sono prodotte grazie a divisioni mitotiche e la risposta corretta è la **B**.
- 8 Fra gli e venti presentati in tabella, il primo che ha luogo, nel corso della mitosi, è l'inizio della condensazione del DNA; successivamente la membrana nucleare si dissolve, poi i cromosomi si allineano all'equatore, dopo le fibre del fuso si accorciano, la membrana nucleare si riforma e infine il citoplasma si divide. Tenendo presente questo ordine, si può stabilire che solo la riga 3 presenta una sequenza corretta, quindi la **C** è la risposta esatta.
- 9 I gameti di qualsiasi organismo contengono una quantità di DNA pari alla metà del DNA contenuto nelle cellule somatiche. Si deduce che se i gameti di un organismo contengono 4 pg di DNA, le sue cellule somatiche ne conterranno **8 pg** per cellula.
- 10 Gli organismi a riproduzione sessuata sono per la maggior parte a sessi separati: esistono cioè individui di sesso maschile, che producono gameti maschili, e individui di sesso femminile, che producono gameti femminili. Alcune specie sono però caratterizzate dall'ermafroditismo, in tal caso lo stesso individuo è provvisto di entrambi gli apparati riproduttori e produce perciò sia i gameti maschili sia quelli femminili. La risposta corretta è quindi la **E**.