

Soluzioni

CAPITOLO 8

VERIFICA LE TUE CONOSCENZE

LA MASSA ATOMICA ASSOLUTA E RELATIVA

- 1 La massa atomica assoluta è la massa di un atomo espressa in kg; il suo simbolo è m_a .
- 2 Affermazione *falsa*: **B** Corrisponde a 1/12 della massa di 12 atomi di carbonio.
- 3 La notazione A_r indica la massa atomica relativa.
- 4 La massa atomica relativa di un atomo, A_r , indica quante volte la massa atomica assoluta è maggiore dell'unità di massa atomica:

$$A_r = \frac{m_a \text{ (kg)}}{u \text{ (kg)}}$$

- 5 **C** è un numero adimensionale e non si può esprimere in u né in kg.
- 6 La massa atomica assoluta m_a di un atomo ne indica il peso in kg; la massa atomica relativa A_r indica quante volte la massa atomica assoluta dell'atomo è maggiore dell'unità di massa atomica u.
- 7 Il valore A_r di ciascun atomo di un elemento è riportato nella tavola periodica accanto al simbolo dell'elemento.
- 8 La massa atomica relativa dello iodio è 126,9. La massa atomica assoluta è $2,107 \cdot 10^{-25}$ kg.
- 9
 - a. 19,00 è la massa atomica relativa del fluoro; $3,154 \cdot 10^{-26}$ kg è la massa atomica assoluta.
 - b. Si tratta dell'atomo di fluoro.

LA MASSA MOLECOLARE RELATIVA

- 10 La massa molecolare relativa è uguale alla somma delle masse atomiche relative degli atomi che costituiscono la molecola (o l'unità formula). Il simbolo è M_r .
- 11 Per calcolare la massa molecolare relativa di una sostanza è necessario conoscere le masse atomiche relative degli atomi che ne costituiscono la molecola o l'unità formula.
- 12 La massa molecolare relativa riguarda i composti costituiti da molecole. La massa formula relativa riguarda i composti ionici, rappresentati da unità formula.

- 13 La massa assoluta di una molecola si calcola moltiplicando M_r per u.

IL NUMERO DI AVOGADRO E LA MOLE

- 14 Il numero di Avogadro indica il numero di atomi di carbonio contenuti in 12 g di carbonio-12. Il suo simbolo è N_A .
- 15 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$. È molto grande perché gli atomi sono molto piccoli.
- 16 Affermazione *errata*:
D indica la massa di una sostanza.
- 17 Alternative *errate*:
Una mole è la **quantità / massa** di sostanza che contiene tante particelle quanti sono **gli atomi / i grammi** di carbonio contenuti in 0,012 kg di C-12. Una mole contiene sempre lo stesso numero di **atomi / entità** elementari, ha come simbolo **n / mol** ed è l'unità di misura della grandezza **quantità di sostanza / numero di entità elementari**.
- 18 **B** hanno uguale quantità di sostanza.
- 19 La costante di Avogadro indica il numero di molecole, atomi o unità formula presenti in una mole ed è sempre uguale a $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. L'unità di misura è mol^{-1} .

LA MASSA MOLARE

- 20 Perché gli atomi di carbonio e gli atomi di elio hanno masse diverse.
- 21 Il valore della massa relativa espresso in grammi (cioè la massa di una mole) è 55,85 g.
- 22 159,7 g, pari alla massa molecolare espressa in grammi.
- 23 La massa in grammi di una mole di $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ è 46,07 g.
- 24 **B** al numero di Avogadro.
- 25 La massa molare, unità di misura g/mol, è la massa in grammi di una mole di un elemento o di un composto.
- 26 **D** somma delle masse atomiche relative degli atomi che costituiscono il composto.
- 27 La massa molare del glucosio è 180 g/mol.
- 28 La massa molecolare relativa è $M_r = 60$.

LA COMPOSIZIONE PERCENTUALE E LA FORMULA DI UN COMPOSTO

29 La composizione percentuale di un composto rappresenta la massa in grammi dei singoli elementi in 100 g di composto.

30 A) CaF_2 .

31 La percentuale di zolfo è più elevata nel sale $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, perché contiene due atomi di S per molecola.

32 Composizione percentuale: 71,42% Ca; 28,58% O.

33 Composizione percentuale: 67% Zn; 33% S.

34 Conoscendo la composizione percentuale di un composto si può determinare la formula minima.

35 Non è possibile che la formula sia C_4H , in quanto C e H hanno masse diverse; la formula minima del composto è CH_3 .

36

a. Per determinare la sua formula empirica devo trovare il numero di moli di C e di H, e stabilirne il rapporto reciproco.

b. Per determinare la sua formula molecolare è necessario conoscere la massa molecolare relativa del composto.

37 C) CH_4 .

38 La formula molecolare è $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

39 La formula molecolare è C_2H_4 .

IL VOLUME MOLARE

40 Il volume molare V_m è il volume occupato da una mole di sostanza. Dipende dal tipo di sostanza e dal suo stato fisico.

41 Il volume molare del ghiaccio è maggiore di quello dell'acqua allo stato liquido. Ciò dipende dalla posizione che assumono le molecole durante la solidificazione, posizione determinata dalle forze attrattive che si instaurano fra esse.

42 In condizioni normali ($t = 0^\circ\text{C}$; $P = 1\text{ atm}$) il volume molare di un gas ideale è 22,4 L/mol. Il volume assume sempre lo stesso valore per tutti i tipi di gas a comportamento ideale in quanto una mole di gas ha sempre $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ particelle elementari, che si comportano in maniera identica esercitando, alla stessa temperatura, uguale pressione, e occupando quindi lo stesso volume.

43 Non è corretto, in quanto 17 g di NH_3 corrispondono a 1 mol, e anche 38 g di F_2 corrispondono a 1 mol, per cui a c.n. occupano entrambi 22,4 L.

44 D) 1,2 mol.

45 In 22,4 L di diossido di zolfo ci sono $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di ossigeno.

46

a. 67,2 L di O_2 ;

b. 67,4 L di N_2 .

LA DENSITÀ DI UN GAS

47 Perché le particelle hanno masse diverse.

48 Densità di un gas a c.n., nota la sua massa molare:

$$d(\text{g/L}) = \frac{M(\text{g/mol})}{V_m(\text{L/mol})}$$

49 La densità del diossido di zolfo a c.n. è 2,86 g/L.

50 C) Kr.

51 Dato che, a c.n., $d(\text{g/L}) = \frac{M(\text{g/mol})}{V_m(\text{L/mol})}$, poiché moli

uguali di gas hanno lo stesso V_m , considerando due gas x e y , si ottiene:

$$\frac{d(\text{gas } x)}{d(\text{gas } y)} = \frac{M_r(x)}{M_r(y)}$$

LA COSTANTE UNIVERSALE DEI GAS IDEALI

52 La costante universale dei gas ideali, simbolo R , indica il valore di k nell'equazione generale dei gas ideali a c.n. e per una mole di gas:

$$k = \frac{p \cdot V}{T} = \frac{1,00\text{ atm} \cdot 22,4\text{ L/mol}}{273\text{ K}} = 0,0821\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

53 $R = 0,0821\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;

$R = 8,31\text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

54 D) $8,31\text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

55 Le grandezze che compaiono nella legge universale dei gas ideali sono: pressione, volume, numero di moli, costante R , temperatura. $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

56 Il volume occupato è 30,6 L.

57 Alla temperatura di $458\text{ K} = 185^\circ\text{C}$.

58 Vi sono 0,6 mol.

VERIFICA LE TUE ABILITÀ

59 La massa atomica assoluta dello stagno è $1,970 \cdot 10^{-25}\text{ kg}$.

60 La massa in grammi del potassio è $1,30 \cdot 10^{-2}\text{ g}$.

- 61** La massa atomica assoluta dello iodio è $2,11 \cdot 10^{-25}$ kg.
- 62** La massa atomica relativa dell'ossigeno è 16,00.
- 63** La massa atomica assoluta del nichel è $9,75 \cdot 10^{-26}$ kg.
- 64** La massa atomica relativa dell'uranio è 238,1; in 700 g ci sono $1,771 \cdot 10^{24}$ atomi.
- 65** In 2,15 g di idrogeno ci sono $1,28 \cdot 10^{24}$ atomi.
- 66** In 17,1 g di ossigeno ci sono $6,43 \cdot 10^{23}$ atomi.
- 67**
- $M_r(\text{CaO}) = 56,08$; $M_r(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 399,9$;
 - $M_r(\text{LiHS}) = 40,02$; $M_r(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78,00$
- 68**
- $M_r(\text{O}_2) = 32,00$; $M_r(\text{Cl}_2\text{O}_7) = 182,9$;
 $M_r(\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7) = 178,0$;
 - $M_r(\text{I}_2) = 253,8$; $M_r(\text{HCN}) = 27,03$;
 $M_r(\text{H}_2\text{SO}_2) = 98,09$
- 69** Formula molecolare dello zolfo: S_8 .
- 70**
- $M_a(\text{O}_2) = 5,32 \cdot 10^{-23}$ g; $M_a(\text{Cl}_2\text{O}_7) = 3,04 \cdot 10^{-22}$ g;
 $M_a(\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7) = 2,95 \cdot 10^{-22}$ g
 - $M_a(\text{I}_2) = 4,21 \cdot 10^{-22}$ g; $M_a(\text{HCN}) = 4,49 \cdot 10^{-23}$ g;
 $M_a(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,63 \cdot 10^{-22}$ g
- 71**
- Ci sono più atomi in 2 g di silicio, dato che la massa di un atomo di silicio è inferiore (la metà) di quella del ferro;
 - gli atomi di ferro sono la metà, cioè $2,15 \cdot 10^{22}$.
- 72** Massa assoluta di una molecola di $\text{SO}_2 = 1,06 \cdot 10^{-22}$ g.
- 73** In una mole di N_2 ci sono $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole di azoto e $1,20 \cdot 10^{24}$ atomi di azoto.
- 74** Massa di una mole di atomi di ferro = 55,85 g.
- 75** Molecole in 2 moli di $\text{CH}_4 = 1,2 \cdot 10^{24}$.
- 76** Molecole $\text{H}_2\text{O} = 6,022 \cdot 10^{22}$;
atomi di H = $1,20 \cdot 10^{23}$; atomi di O = $6,022 \cdot 10^{22}$.
- 77** Corrisponde a 2,0 mol di oro.
- 78** Contiene 30 mol di CO_2 .
- 79**
- $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,58$ mol;
 - $n(\text{Na}) = 7,14$ mol;
 - $n(\text{Li}_2\text{CrO}_4) = 5,3 \cdot 10^{-3}$ mol.
- 80** Contiene più molecole di acqua in quanto il numero di moli di H_2O è maggiore.
- 81** È presente un maggior numero di atomi in 3 g di H_2 , in quanto il numero di moli è maggiore e le molecole sono biatomiche.
- 82** Ⓑ 17 g di NH_3 .
- 83** La massa di 2,3 mol di NH_3 è 39 g.
- 84** La massa di 0,60 mol di AlCl_3 è 80 g.
- 85**
- $m(\text{O}_2) = 96$ g;
 - $m(\text{SO}_2) = 5,3 \cdot 10^3$ g.
- 86**
- $m(\text{K}) = 782$ g;
 - $m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 9,3 \cdot 10^2$ g.
- 87** Ⓑ 1 kg di alluminio.
- 88**
- $n(\text{Zn}) = 1,5$ mol;
 - $n(\text{NaCl}) = 8,6$ mol;
 - $n(\text{Fe}) = 21,5$ mol.
- 89** Massa atomica relativa dell'elemento = 27.
- 90** Volume = $13,7 \text{ cm}^3$.
- 91** Volume = 74 cm^3 .
- 92**
- Atomi di B = $4,2 \cdot 10^{24}$;
 - atomi di $\text{Cl}_2 = 3,4 \cdot 10^{24}$;
 - atomi di Mg = $7,4 \cdot 10^{23}$;
 - atomi di Al = $1,1 \cdot 10^{23}$;
 - atomi di Na = $6,0 \cdot 10^{21}$.
- 93**
- Massa Cu = 292 g;
 - massa Ag = 27 g.
- 94** Massa atomica assoluta del boro = $1,79 \cdot 10^{-23}$ g.
- 95** Quantità di $\text{CaCO}_3 = 0,472$ mol.
- 96**
- Massa = $3,6 \cdot 10^2$ g;
 - molecole di $\text{H}_2\text{O} = 1,2 \cdot 10^{25}$;
 - atomi di H = $2,4 \cdot 10^{25}$; atomi di O = $1,2 \cdot 10^{25}$;
 - 40 mol H; 20 mol O;
 - H = 40 g; O = $3,2 \cdot 10^2$ g.
- 97** $n(\text{BeCl}_2) = 1,19$ mol.
- 98** Massa C = 53 g.
- 99** Massa P = 79,0 g.
- 100**
- Massa Ca = 15,4 g;
 - massa Na = 34,9 g;

- c. massa Fe = 11,5 g; O = 5,0 g;
 d. massa Cl = 798 g;
 e. massa H = 12,2 g; B = 43,7 g; O = 194 g.

101 È maggiore in 30 g di Al_2O_3 .

102 In $1,8 \cdot 10^2$ g.

103 Atomi di idrogeno = $7,2 \cdot 10^{23}$.

104 Si possono ottenere 798,5 g.

105 Atomi di ossigeno = $9,06 \cdot 10^{23}$.

106 Atomi di ossigeno = $8,48 \cdot 10^{23}$.

107 $m = 5,13$ g.

108 $m = 209$ g.

109 16 mol.

110

a. Ba = 78,32%; F = 21,67%;

b. Ca = 38,76%; P = 19,97%; O = 41,27%.

111

a. % carbonio in $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 = 41\%$;

b. % carbonio in $\text{CHCl}_3 = 89\%$.

112 **B** HClO_2 .

113 K = 44,9%; S = 18,4%; O = 36,7%.

114 Cu = 66,46%; S = 33,54%.

115 $m = 518,47$ g.

116 **A** NO_2 .

117

a. KNO_3

b. CH_2O

c. $\text{Fe}_2\text{S}_3\text{O}_{12}$

d. N_2O_5

e. P_2O_5

f. H_3PO_4

g. FeS

118 Formula minima = $\text{C}_2\text{H}_6\text{N}$.

119 Formula molecolare = C_6H_6 .

120 Formula molecolare = C_2H_4 .

121 Formula molecolare = C_3H_8 .

122 Formula molecolare = $\text{C}_2\text{Cl}_2\text{H}_4$.

123 Massa $\text{O}_2 = 429$ g.

124 Molecole di ammoniaca = $2,15 \cdot 10^{23}$.

125 Atomi di idrogeno = $2,14 \cdot 10^{23}$.

126 Massa molecolare = 28; si tratta di N_2 .

127 Massa molecolare = 4; si tratta di He.

128 Massa del campione di Ne = 5 kg.

129 Massa molecolare = 4; si tratta di He.

130 Massa molecolare = 4; si tratta di He.

131 Massa molecolare = 28; si tratta di N_2 .

132 Densità dell'ossigeno = 1,95 g/L.

133 Densità del diossido di carbonio = 0,47 g/L.

134 Massa molecolare = 71,1; si tratta di Cl_2 .

135 Massa atomica = 20.

136 Pressione = 24 atm.

137 Volume = 58,65 L.

138 $m = 7,0$ kg.

139 Pressione = 37,8 atm.

140 $m = 160$ g.

141 Massa molecolare = 72 g/mol.

142 Massa molare = 79 g/mol.

143 Temperatura = 521 °C.

144 Temperatura = -117 °C.

TEST YOURSELF

145  $m_a = 1.79 \cdot 10^{-25}$ kg.

146  $m = 72.92$ g.

147  Number of oxygen atoms = $2.62 \cdot 10^{24}$.

148  Mg = 16.39%; N = 18.89%; O = 64.72%.

149  $m = 44$ g.

150  Empirical formula = Na_2CO_3 .

151  Molecular mass = 28 g/mol; the gas is N_2 .

152  Volume = 77 L.

153  Density = 3.7 g/L.

154  $M_r = 71$; the gas is Cl_2 .

155  0.45 moles.

VERSO I GIOCHI DELLA CHIMICA

156 **D** Na_3AsO_4

157 **C** 15,5

158 **B** 24,0 grammi di carbonio.

VERSO L'UNIVERSITÀ

- 159 (B) 8
 160 (A) 0,10
 161 (A) 1500 ml

VERSO L'ESAME: VERIFICA LE TUE COMPETENZE

CONFRONTA

- 162
 a. Massa assoluta = $3,22 \cdot 10^{-25}$ kg.
 b. Molecole di caffeina:
 – in una tazza di espresso = $2,5 \cdot 10^{20}$;
 – in una tazza di tè = $1,9 \cdot 10^{20}$;
 – in una lattina di Coca-Cola = $1,1 \cdot 10^{20}$.

DEDUCI E RICERCA

- 163
 a. $C_{12}H_{23}NO_3$;
 b. è necessario conoscere la massa molecolare;
 c. l'icaridina è una sostanza usata come repellente contro gli insetti, in particolare nei preparati antizanzare; è delicata sulla pelle e adatta anche per i bambini piccoli; l'efficacia è di 4-8 ore.

ANALIZZA

- 164
 a. Volume della grafite = $7,9 \cdot 10^{-6}$ cm³;
 b. $n = 1,5 \cdot 10^{-6}$ mol;
 c. atomi di carbonio depositati = $9,0 \cdot 10^{17}$.

RIFLETTI

- 165
 a. Molecole di CO₂ prodotte nella combustione: 8;
 b. moli di CO₂ prodotte nella combustione: 8;
 c. moli di CO₂ immesse nell'atmosfera: $2,01 \cdot 10^3$;
 d. massa di CO₂ scaricata nell'atmosfera: 88,5 kg.

ANALIZZA E IPOTIZZA

- 166
 a. % C (CH₄) = 74,87%; % C (C₃H₈) = 81,71%;
 % C (C₈H₁₈) = 84,12%; % C (C₁₆H₃₄) = 84,86%;
 il cetano libera in atmosfera la maggior

quantità di CO₂.

- b. Le minori emissioni di CO₂ corrispondono al gasolio.
 c. Le differenze tra i risultati dei calcoli e i dati della tabella sono dovute al fatto che un'auto a gasolio, per percorrere 1 km, brucia una massa di carburante inferiore.

CONFRONTA

- 167 Teixobactin: C = 56,06%, H = 7,71%, N = 16,91%, O = 19,32%; daptomicina: C = 53,35%, H = 6,28%, N = 14,70%, O = 25,67%.

RIFLETTI E ARGOMENTA

- 168
 a. Tendono a stratificarsi in basso nella stanza quelli con $d > 1$, acetone e GPL, in quanto risultano più pesanti dell'aria.
 b. Tendono a salire in alto quelli con $d \ll 1$, idrogeno e metano, in quanto più leggeri dell'aria.
 c. A circa 30 cm dal soffitto il sensore del metano; a circa 30 cm dal pavimento quello del GPL; a circa 1,50 m dal pavimento quello del CO. Questo in quanto la densità del CO è circa uguale a quella dell'aria e non si concentra in una zona specifica della stanza.
 d. Il rapporto tra le densità di due gas è uguale al rapporto tra le loro masse molari.

COLLEGA

- 169
 a. Nell'atmosfera di Marte, in 1 m³ vi sono 0,5 mol.
 b. Supponendo che l'atmosfera di Marte si comporti come un gas ideale, la sua temperatura media sarà di -105 °C.
 c. Considerando una pressione media a livello del suolo dell'atmosfera terrestre di $1,01 \cdot 10^5$ Pa, in 1 m³ di aria sono contenute $2,54 \cdot 10^{25}$ molecole.