

Quesiti e problemi (sul libro da pag. 101)
1 La massa di atomi e molecole: un po' di storia

1 Dalton propose una serie di pesi atomici relativi al peso dell'idrogeno, considerato unitario. Per esempio, egli valutò il peso dell'ossigeno pari a 5,66 e quello dell'azoto pari a 4,00. Considerò inoltre, che gli elementi si unissero nei composti a uno a uno, per cui per l'acqua propose il peso di 6,66 e per l'ammoniaca di 5,00.

► Utilizzando la tavola periodica, confronta i pesi daltoniani degli elementi citati con quelli attuali.

► Utilizzando le formule H_2O per l'acqua e NH_3 per l'ammoniaca, confronta i pesi delle sostanze composte secondo Dalton e secondo la teoria moderna.

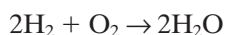
► Sintetizza il tutto nella tabella seguente.

Sostanza	Dalton	Peso relativo	Teoria moderna	Peso relativo a H
idrogeno	H	1,00	H_2	2,00
azoto	N	4,00	N_2	27,80
ossigeno	O	5,66	O_2	31,75
acqua	HO	6,66	H_2O	17,87
ammoniaca	NH	5,00	NH_3	16,90

2 Le reazioni tra i gas e il principio di Avogadro

2 Qual è la definizione del principio di Avogadro?

3 Spiega la legge della combinazione dei volumi facendo riferimento alla reazione:



4 Spiega la relazione che esiste tra il principio di Avogadro e la legge di combinazione dei volumi di Gay-Lussac.

5 Calcola i volumi di combinazione del cloro e dell'idrogeno nella reazione:



6 L'ossido di azoto NO reagisce con l'ossigeno molecolare secondo la reazione:



► Calcola i volumi di ossigeno richiesti per la reazione di 6 volumi di NO. *3 volumi di O_2*

7 Determina i volumi di Cl_2O che si producono dalla reazione $2Cl_2 + O_2 \rightarrow 2Cl_2O$ sapendo che 5 volumi di cloro reagiscono con l'ossigeno.

5 volumi di Cl_2O

8 È data la reazione: $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$

Calcola quanti litri di azoto reagiscono con 10 L di idrogeno. *$V_{N_2} = 3,3 L$*

9 Determina quale gas avrà una massa maggiore a parità di volume, pressione e temperatura:

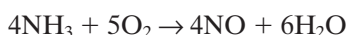
a) 100 L di CO_2

b) 100 L di CH_4

c) 100 L di SO_2

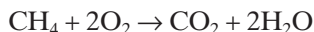
SO_2

10 L'ammoniaca gassosa reagisce con l'ossigeno secondo la reazione:



Se 35 L di ammoniaca reagiscono con ossigeno in eccesso a parità di temperatura e pressione, quanti litri di NO verranno prodotti? *$V_{NO} = 35 L$*

11 La reazione di combustione del metano è la seguente:



► Calcola quanto metano avanza se reagiscono 8 L di metano e 3 L di ossigeno. *$V_{CH_4} = 6,5 L$*

12 Calcola quanti litri di vapore acqueo si formano se 100 cm^3 di idrogeno si combinano con 50 cm^3 di ossigeno. *$V_{H_2O(g)} = 0,100 L$*

13 Dalla decomposizione di 340 cm^3 di monossido di azoto NO si ottengono 170 cm^3 di azoto e 170 cm^3 di ossigeno.

► Determina la reazione di decomposizione e spiega come si può determinare l'equazione della reazione chimica in base alla legge di combinazione dei volumi. *$2NO \rightarrow N_2 + O_2$*

14 Sapendo che il rapporto fra i volumi di azoto e idrogeno che si combinano fra loro per dare ammoniaca è di 1:3, calcola quanti litri di idrogeno sono necessari per far reagire 1,2 L di azoto.

$V_{H_2} = 3,6 L$

15 Se in laboratorio si fa decomporre l'acqua attraverso il processo dell'elettrolisi, si ottengono due gas diversi: al catodo si sviluppa un volume di gas doppio di quello che si sviluppa all'anodo.

► Quale dei due gas è ossigeno? Perché?

quello che si sviluppa nell'anodo

► Quale è idrogeno? Perché?

quello che si sviluppa al catodo e ha volume doppio

16 Sapendo che per ottenere 6 L di acido cloridrico gassoso sono necessari, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, 3 L di idrogeno gassoso e 3 L di cloro gassoso, scegliere quale, fra le seguenti formule chimiche, risponde meglio ai dati sperimentali.

- a) HCl b) H₂Cl
c) HCl₂ d) H₃Cl₆ a)

17 Dalla reazione tra rame metallico e acido nitrico si sviluppano fumi bruni di un gas la cui formula è NO₂. Raffreddandosi, questo gas si trasforma in un altro gas bianco di formula N₂O₄. Dalla reazione di 1 g di rame con acido nitrico in eccesso si possono sviluppare 700 mL di gas bruno.

► Calcola quale volume occuperebbe il corrispondente gas bianco. *V = 350 mL*

3 Quanto pesano un atomo o una molecola?

18 I due gas azoto (N₂) e ossido di carbonio (CO) nelle stesse condizioni di temperatura e pressione hanno la medesima densità: 1,250 g/L. Si tratta di una coincidenza?

sì, è dovuto al fatto che hanno la stessa massa molecolare

19 La massa molecolare media dell'aria è 29. Spiega perché il vapore acqueo sale verso l'alto.

l'acqua ha massa molecolare e quindi densità minore

20 L'atomo di elio ha una massa 4 volte maggiore di quella dell'idrogeno.

► Spiega perché la densità dell'elio gassoso è solo doppia di quella dell'idrogeno.

21 Sapendo che la densità di H₂, a 0 °C e 1 atm, vale 0,089 g/L, trova le masse molecolari relative a H per i seguenti gas.

- a) ossido di carbonio
(*d = 1,250 g/L, a 0 °C e 1 atm*) *MM = 28 u*
b) trifluoruro di boro
(*d = 2,99 g/L, a 0 °C e 1 atm*) *MM = 67 u*
c) ammoniaca
(*d = 0,7710 g/L, a 0 °C e 1 atm*) *MM = 17 u*

22 La densità del gas bromuro di idrogeno (HBr) è 3,5 g/L, a 0 °C e 1 atm. Usando la densità dell'idrogeno del problema precedente, trova la massa atomica relativa del bromo. Confronta il risultato con la massa atomica della tavola periodica.

sperimentale: 78,6 u; tabulata: 79,9 u

23 Un gas tossico è un composto dello zolfo. La densità del gas è 2,69 g/L. Sapendo che la densità dell'idrogeno è 0,089 g/L, identifica il composto dello zolfo: H₂S oppure SO₂?

il composto è SO₂

24 Calcola il rapporto fra la massa atomica del cloro e dell'idrogeno sapendo che due campioni di questi gas che contengono lo stesso numero di molecole pesano rispettivamente 35,45 g e 1,00 g e sapendo che entrambi hanno molecole diatomiche.

35,45

25 Considera due campioni di neon (gas nobile) e idrogeno (molecola diatomica) che contengono lo stesso numero di particelle e che pesano rispettivamente 40,36 g e 4,04 g.

► Calcola la massa atomica del neon rispetto a quella dell'idrogeno. *MA = 20,0 u*

► Controlla poi, usando i dati della tavola periodica, se i valori che hai calcolato corrispondono a quelli riportati.

26 Nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, la densità di due campioni di gas, uno di ossigeno e l'altro di azoto, sono rispettivamente di 1,43 g/L e 1,25 g/L.

► Calcola il rapporto fra le masse delle loro molecole. *1,14*

► Confronta il dato che hai ricavato con il rapporto fra le masse atomiche dei due elementi così come sono riportate sulla tavola periodica.

27 Calcola la densità di un campione di CO₂ sapendo che pesa 100 g e occupa 51 L. *d = 1,96 g/L*

28 La densità dell'aria è 1,29 g/L a 20 °C. Calcola la massa di aria che è contenuta in un locale che misura 3 m di lunghezza per 4,5 m di larghezza e che è alto 2,5 m. *m = 43,6 kg*

29 Misura le dimensioni della tua aula, calcolane il volume e, infine, calcola approssimativamente la massa di aria che contiene, sapendo che la densità dell'aria è di 1,29 g/L.

30 Perché se gonfiamo un palloncino con l'aria che esce dai nostri polmoni esso non riesce a galleggiare nell'aria che lo circonda? Per rispondere considera che la composizione chimica dell'aria è indicata nella seguente tabella:

Gas	Percentuale (%)	Densità (condizioni standard)
N ₂ , azoto	78,08%	1,25 g/L
O ₂ , ossigeno	20,95%	1,43 g/L
Ar, argon	0,934%	1,78 g/L
CO ₂ , diossido di carbonio	0,034%	1,98 g/L

l'aria che esce dai polmoni è ricca di CO₂

4 La massa atomica e la massa molecolare

31 Definisci la massa atomica relativa e la sua unità di misura.

32 Spiega la differenza tra massa atomica relativa e massa molecolare relativa.

33 Calcola le masse molecolari dei seguenti composti.

- a) H_2SO_4 MM = 98,08 u
 b) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ MM = 262,8 u
 c) HNO_3 MM = 63,00 u
 d) $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ MM = 238,9 u
 e) NaOH MM = 40,00 u
 f) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ MM = 342,0 u
 g) Na_2SO_4 MM = 142,0 u
 h) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ MM = 164,0 u

34 Calcola il peso formula del composto ionico KCl.
74,56 u

35 La molecola del metano ha un rapporto di combinazione tra gli atomi di C e H di 1:4. Determina la sua massa molecolare.
MM = 16,04 u

36 Calcola, con l'aiuto della tavola periodica, la massa molecolare di SiO_2 , che è il principale costituente del vetro e il minerale più abbondante della crosta terrestre (il quarzo).
MM = 60,09 u

37 Calcola la massa molecolare di tre acidi piuttosto comuni: l'acido acetico, CH_3COOH ; l'acido cloridrico, HCl ; l'acido carbonico, H_2CO_3 .

$$\text{MM}_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60,05 \text{ u}; \text{MM}_{\text{HCl}} = 36,46 \text{ u}; \text{MM}_{\text{H}_2\text{CO}_3} = 62,02 \text{ u}$$

38 La fotosintesi consuma CO_2 e H_2O e produce O_2 e $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Calcola le masse molecolari delle sostanze coinvolte in questo processo. Qual è quella che ha massa molecolare minore? Una fra queste è un elemento: quale? Coincide con la sostanza più leggera?

$$\text{MM}_{\text{CO}_2} = 44,01 \text{ u}; \text{MM}_{\text{H}_2\text{O}} = 18,02 \text{ u}; \text{MM}_{\text{O}_2} = 32,00 \text{ u};$$

$\text{MM}_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180,2 \text{ u}$; H_2O è quello con massa molecolare minore; O_2 è un elemento e non coincide con la sostanza più leggera

39 Consultando la tavola periodica, ordina, in base alla massa molecolare crescente, i seguenti composti. Questi sono comunemente disponibili nella maggior parte delle case (non sempre puri e spesso in soluzione):

- a) acqua, H_2O
 b) sale da cucina, NaCl
 c) zucchero da tavola, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
 d) bicarbonato di sodio, NaHCO_3
 e) candeggina, NaClO
 f) ammoniaca, NH_3
 g) etanolo (alcol etilico), $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
 h) metano, CH_4
 i) smacchiatore per ruggine e frutta, HF
 l) acido acetilsalicilico (aspirina), $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$
 m) acqua ossigenata, H_2O_2 .

h); f); a); i); m); g); b); e); d); l); c)

Controlla poi quali di queste sostanze sono presenti in casa tua; verifica sulle etichette se sono indicati gli usi del prodotto e se sono riportate spe-

cifiche forme di cautela per la loro conservazione e/o per il loro uso.

40 L'atomo di carbonio ha massa atomica di 12 u, l'idrogeno ha massa pari alla dodicesima parte dell'atomo di carbonio e l'ossigeno ha massa pari a sedici dodicesimi dell'atomo di carbonio.

► In base a queste informazioni, calcola la massa molecolare del composto che si ottiene alla fine della glicolisi in tutte le cellule, l'acido piruvico, la cui formula è CH_3COCOOH . MM = 88 u

41 Calcola, se possibile, la massa molecolare dei seguenti composti di grande importanza per gli organismi viventi:

- a) H_3PO_4 (acido fosforico) MM = 98,00 u
 b) H_2O (acqua) MM = 18,02 u
 c) DNA (acido deossiribonucleico)
 d) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (saccarosio) MM = 342,3 u
 e) ATP (adenosintrifosfato)

42 Scrivi la formula grezza del composto costituito da H, P e O in rapporto di combinazione fra gli atomi di 3:1:3. Calcola poi, utilizzando i dati della tavola periodica, il rapporto tra le masse dei tre elementi presenti nel composto.

$$\text{H}_3\text{PO}_3; 1:10,3:16$$

43 Due composti del cloro e dell'ossigeno hanno le seguenti formule brute: ClO_2 e Cl_2O_3 .

► Scrivi il rapporto di combinazione fra i loro atomi. 1:2 e 2:3

► Calcola il rapporto fra le masse dei due elementi in entrambi i casi. 1,108; 1,477

► Verifica se, applicando la legge di Dalton, il rapporto fra le masse di cloro presenti nei due composti, a parità di ossigeno, è 3:4. sì, è 3:4

5 Contare per moli

44 Definisci il numero di Avogadro.

45 Una molecola composta da carbonio e cloro ha massa molecolare 154 u. Sapendo che l'atomo di carbonio ha massa atomica 12 u e che nella molecola ne è presente uno solo, determina la formula della molecola. CCl_4

46 Qual è l'unità di misura della quantità di sostanza nel SI? mol

47 Qual è l'unità di misura della massa molare nel SI? g/mol

48 Qual è la massa molare dei seguenti elementi?

- a) zinco b) oro
 c) mercurio d) argento

$$\text{a) } \text{MM}_{\text{Zn}} = 65,37 \text{ g/mol}; \text{ b) } \text{MM}_{\text{Au}} = 197,0 \text{ g/mol};$$

$$\text{c) } \text{MM}_{\text{Hg}} = 200,6 \text{ g/mol}; \text{ d) } \text{MM}_{\text{Ag}} = 107,9 \text{ g/mol}$$

49 Due metalli sconosciuti hanno massa molare rispettivamente di 47,90 g/mol e 65,38 g/mol. Di che metalli si tratta?

Ti; Zn

50 Quanti grammi devi pesare per avere 10 mol di zolfo?

$m_s = 320,7 \text{ g}$

51 Quante moli ci sono in 84,5 g di argon?

$n = 2,12 \text{ mol}$

52 A quanti grammi corrispondono 30 mol di ammoniaca (NH₃)?

$m = 510,9 \text{ g}$

53 Calcola quante moli contiene un campione di 25 g delle seguenti sostanze:

a) NaI $n = 0,17 \text{ mol}$

b) CuSO₄ $n = 0,16 \text{ mol}$

c) CH₄ $n = 1,6 \text{ mol}$

d) HI $n = 0,20 \text{ mol}$

54 2,24 mol di una sostanza sconosciuta pesano 391 g. Qual è la massa molecolare della sostanza?

$MM = 175 \text{ g/mol}$

55 Calcola il numero di atomi contenuti in:

a) 0,875 mol di piombo $5,27 \cdot 10^{23}$

b) 0,432 mol di rame $2,60 \cdot 10^{23}$

c) 1,45 mol di calcio $8,73 \cdot 10^{23}$

d) 6 mol di carbonio $3,6 \cdot 10^{24}$

56 Un campione di O₂ contiene $3,01 \cdot 10^{24}$ molecole. A quante moli corrispondono?

$n = 5,00 \text{ mol}$

57 Quanti atomi di ossigeno ci sono in 5 mol di SO₃ e in 10 mol di H₃PO₄? Quante moli di H₃PO₄ devo considerare per avere lo stesso numero di atomi di ossigeno che sono presenti in 5 mol di SO₃?

atomi ossigeno in SO₃: $9,03 \cdot 10^{24}$;

atomi ossigeno in H₃PO₄: $2,41 \cdot 10^{25}$; $3,75 \text{ mol}$

58 Calcola il numero di atomi di ossigeno contenuti in 50 g di MgSO₄.

$1,0 \cdot 10^{24}$

59 Quanti ioni Na⁺ ci sono in una confezione da 1 kg di sale (NaCl)?

$1,03 \cdot 10^{25}$

60 Quanti grammi di azoto ci sono in 3,5 mol di fosfato di ammonio, (NH₄)₃PO₄? E in 3,5 mol di nitrato di ammonio, NH₄NO₃? Quale composto ne contiene in quantità superiore?

$m_{(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4} = 147,1 \text{ g}$; $m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 98,07 \text{ g}$

61 Un accendino a gas contiene 30 g di propano C₃H₈. Quanti atomi di idrogeno e di carbonio ci sono nell'accendino?

C: $1,2 \cdot 10^{24}$; H: $3,3 \cdot 10^{24}$

62 $19,44 \cdot 10^{23}$ molecole di un composto equivalgono a una massa di 315 g. Determina la massa molecolare del composto.

$MM = 97,5 \text{ u}$

6 Formule chimiche e composizione percentuale

63 La candeggina è una soluzione di ipoclorito di sodio NaClO. Qual è la sua composizione percentuale?

Na: 30,9%; Cl: 47,6%; O: 21,5%

64 Qual è la percentuale in massa del potassio nel carbonato di potassio K₂CO₃?

56,6%

65 Un catalizzatore sperimentale usato nella polimerizzazione dei composti organici ha formula empirica Co₃Mo₂Cl.

► Determina la sua composizione percentuale.

Co: 43,7%; Mo: 47,5%; Cl: 8,8%

66 Un composto avente MM = 28 u è formato da carbonio e idrogeno in rapporto di 1:2. Qual è la formula molecolare del composto?

C₂H₄

67 Grazie a un procedimento chimico, l'argento può essere ricavato dal composto AgCl. Calcola quanto argento si può ottenere dalla reazione di 200 g di AgCl.

$m_{\text{Ag}} = 150 \text{ g}$

68 Calcola quanti grammi di idrogeno sono necessari per ottenere 76 g di H₂O.

$m_{\text{H}} = 8,5 \text{ g}$

69 Calcola la massa di acido solforico H₂SO₄ che potrebbe essere prodotta da 750 kg di zolfo.

$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2290 \text{ kg}$

70 Calcola la massa di Mg(OH)₂ che contiene 25 g di ossigeno.

$m_{\text{Mg(OH)}_2} = 45,6 \text{ g}$

71 Determina le formule empiriche minime dei seguenti composti utilizzando la composizione percentuale:

a) 50,05% zolfo; 49,95% ossigeno SO_2

b) 85% argento; 15% fluoro AgF

c) 32,38% sodio; 22,57% zolfo; 45,05% ossigeno Na_2SO_4

d) 41,37% magnesio; 55,17% ossigeno; 3,46% idrogeno Mg(OH)_2

72 9 g di magnesio reagiscono con 6 g di ossigeno per formare l'ossido di magnesio. Determina la formula minima del composto.

MgO

73 Hai a disposizione una sostanza incognita. L'analisi allo spettrometro di massa indica la seguente composizione:

69,01% C; 5,78% H; 16,02% N; 9,21% O

► Determina la formula empirica minima.

C₁₀H₁₀N₂O

74 Il rame reagisce con l'ossigeno per dare un ossido secondo il rapporto fra le masse di 3,97:1.

► Calcola la formula minima dell'ossido.

CuO

- Se l'ossidazione avviene in ambiente povero di ossigeno, la reazione produce un ossido di formula Cu_2O . Qual è il rapporto di combinazione in questo caso? $7,94:1$
- Queste combinazioni di elementi rispondono alla legge di Dalton? *si*
- 75** Lo stagno si combina con ossigeno e idrogeno per dare due differenti composti detti, secondo la nomenclatura tradizionale idrossido stannoso e idrossido stannico.
- Calcola la formula minima del primo composto sapendo che il rapporto fra le masse degli elementi presenti è $59,4:16,0:1,0$. $\text{Sn}(\text{OH})_2$
- Calcola il rapporto fra le masse degli elementi presenti nel secondo composto che ha formula $\text{Sn}(\text{OH})_4$. $29,6:16,0:1$
- Avendo a disposizione 3 g di stagno qual è la massa dei due composti che è possibile ottenere nel primo e nel secondo caso? $1) 3,8 \text{ g } 2) 4,7 \text{ g}$
- 76** Lo iodio, I_2 , e l'alluminio, Al , si combinano tra loro per dare un composto di formula Al_2I_6 .
- Quanto se ne può ottenere utilizzando 0,5 g di alluminio? $m_{\text{Al}_2\text{I}_6} = 7,6 \text{ g}$
- Quanto iodio è necessario in questo caso? $m_{\text{I}_2} = 7,0 \text{ g}$
- 77** Il saccarosio ha formula $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Se viene fatto bruciare il carbonio che contiene si trasforma in CO_2 .
- Quanti grammi di CO_2 si liberano da 100 g di zucchero? $m_{\text{CO}_2} = 154 \text{ g}$
- 78** L'acqua ossigenata, H_2O_2 , è un perossido molto tossico per le cellule e viene perciò decomposto in acqua, H_2O , e ossigeno molecolare, O_2 , per opera di particolari enzimi. Da ogni molecola di acqua ossigenata si libera un solo atomo di ossigeno.
- Calcola quanti grammi di ossigeno molecolare si ottengono a partire da 2 g di acqua ossigenata. $m_{\text{O}_2} = 0,94 \text{ g}$
- A quante molecole e a quanti atomi di ossigeno corrispondono? $1,8 \cdot 10^{22}$ molecole; $3,6 \cdot 10^{22}$ atomi
- 79** Un anello nuziale in oro giallo pesa 3,5 g ed è costituito da una lega che contiene il 75% di oro. Quanti atomi di oro vi sono nell'anello? $8,0 \cdot 10^{21}$

Review (sul libro da pag. 105)

- 1** La densità dell'etanolo è $0,79 \text{ g/cm}^3$ e la sua formula è $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Calcola il volume in litri occupato da 10 moli di etanolo. $V = 0,58 \text{ L}$
- 2** 70 ml di una soluzione di acido solforico (H_2SO_4) contengono il 95,7% in massa di acido solforico; il resto è acqua. Sapendo che la densità della soluzione è $1,84 \text{ g/cm}^3$, trova il numero di moli di acido solforico e il numero di atomi di idrogeno totali in essa contenuti. $1,26 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4$; $1,9 \cdot 10^{24}$ atomi di H
- 3** Dalla decomposizione di 37 g di un composto si ottengono SO_3 e 6,84 g di H_2O .
- Determina la percentuale di SO_3 nel composto. (Applica la legge della conservazione della massa.) $84,5\%$
- 4** Calcola quanti grammi di iodio I_2 sono prodotti dalla reazione $\text{CaI}_2 \rightarrow \text{Ca} + \text{I}_2$, sapendo che la massa di CaI_2 è di 115 g. $m_{\text{I}_2} = 99,3 \text{ g}$
- 5** La massa atomica del cloro è 35,45 volte quella dell'atomo di idrogeno. Determina la massa percentuale del cloro in un composto la cui molecola è costituita da un atomo di idrogeno e uno di cloro. $97,22\%$
- 6** Il cloro reagisce con l'ossigeno con un rapporto tra le masse di 1:1,11.
- Se 47 g di cloro reagiscono con 65 g di ossigeno, quanto prodotto si forma e quale sarà la sua formula empirica? $m = 99 \text{ g}$; Cl_2O_5
- Quanto ossigeno avanza? $m_{\text{O}_2} = 13 \text{ g}$
- 7** La combustione completa di un composto organico formato da carbonio e idrogeno produce 17,38 g di CO_2 e 7,11 g di H_2O .
- Determina la formula empirica minima del composto organico. CH_2
- Quanti grammi di composto organico sono necessari per produrre tale quantità di CO_2 e H_2O ? $m = 5,54 \text{ g}$
- Quante moli di CO_2 sono prodotte? $n_{\text{CO}_2} = 0,395 \text{ mol}$
- 8** Calcola quanti kilogrammi di CaO si possono estrarre da 2 t di calcare che contiene il 98% di CaCO_3 . $m_{\text{CaO}} = 1098 \text{ kg}$
- 9** Il fosforo elementare può essere ottenuto trattando il fosfato di calcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ con carbone e sabbia scaldati in un forno.
- Supponendo di dover produrre 1 t di fosforo, quanta roccia contenente il 70% di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ sarà necessario utilizzare per produrre il fosforo? $m = 7 \text{ t}$

10 Un minerale è formato da solfuro di zinco (ZnS), un composto da cui è possibile ricavare lo zinco. Poiché spesso il minerale contiene delle impurità, ZnS ne costituisce solo una parte.

- Supponendo che la percentuale di ZnS nel minerale sia di 52%, calcola la percentuale di zinco. 35%

11 Una lega usata per la costruzione degli aerei contiene 6,62 kg di alluminio, 1,41 kg di magnesio e 0,69 kg di rame.

- Calcola la composizione percentuale della lega. Al: 75,9%; Mg: 16,2%; Cu: 7,9%

- Quale quantità di ogni metallo è necessaria per formare 250 kg di lega?

Al: 190 kg; Mg: 40,5 kg; Cu: 19,5 kg


- Quale massa di lega può essere ottenuta da 8 kg di alluminio? $m = 10,5 \text{ kg}$


12 Due minerali contengono rispettivamente il 45% e il 15% di ferro. Calcola le masse di ogni minerale che devono essere mescolate per ottenere 100 t di minerale miscelato contenente il 35% di ferro.

1) 66,7 t al 45%; 2) 33,3 t al 15%

13  How many moles of Al are there in 1,08 mol of Al_2O_3 ? $n_{\text{Al}} = 2,16 \text{ mol}$

14  How many atoms are there in 6,00 g of ^{12}C ? $3,01 \cdot 10^{23}$

15  How many molecules are there in 175,32 g of AgCl? $7,357 \cdot 10^{23}$


16  Calculate the percentage composition by mass for each of the following:

a) Na_3PO_4 Na: 42,07%; P: 18,89%; O: 39,04%

b) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ N: 12,18%; H: 5,26%; P: 26,93%; O: 55,63%

c) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ Fe: 23,09%; N: 17,37%; O: 59,54%

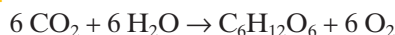
d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ Al: 15,77%; S: 28,11%; O: 56,12%

17  It was found that 2,35 g of a compound of phosphorus and chlorine contained 0,539 g of phosphorus. What are the percentages by mass of phosphorus and chlorine in this compound? P: 22,9%; Cl: 77,1%

18 Decomponendo 20,00 g di un composto di magnesio e cloro si sono ottenuti 14,89 g di cloro.

- Calcola il rapporto di combinazione di Mg e Cl e la formula minima del composto. MgCl_2

19 La reazione netta per la fotosintesi è la seguente:



Da essa si legge che il numero di molecole di ossigeno (O_2) prodotte è pari al numero di molecole di diossido di carbonio (CO_2) consumate, mentre il numero di molecole di glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) prodotte è pari ad un sesto delle precedenti.

- Quanti grammi di ossigeno produce una pianta che ha sintetizzato 10 g di glucosio? $m_{\text{O}_2} = 10,7 \text{ g}$

- Calcola anche il volume di ossigeno prodotto a partire da 10 volumi di diossido di carbonio. 10 volumi di O_2

20 Sulla tavola periodica sono riportate le densità dei gas elementari (idrogeno, azoto, ossigeno, fluoro e tutti i gas nobili). Indica quali di essi sono utilizzabili per riempire un palloncino che galleggi nell'aria, la cui densità è $1,28 \text{ gL}^{-1}$.

idrogeno, azoto, elio, neon

21 Calcola la composizione percentuale del carbonato di calcio, componente principale del calcare, la cui formula chimica è CaCO_3 .

Ca: 40%; C: 12%; O: 48%

- Se un campione di calcare contiene il 78% di carbonato di calcio quanto ne posso ottenere da 100 kg di roccia? $m = 78 \text{ kg}$

- La calcinazione è il processo di cottura ad alta temperatura che trasforma il CaCO_3 in ossido di calcio (CaO), sapresti calcolare quanto CaO si può ottenere da quei 100 kg di roccia se tutto il carbonato si trasforma in ossido? $m_{\text{CaO}} = 44 \text{ kg}$

INVESTIGARE INSIEME

Pesa sulla bilancia digitale una candela, a forma di torcione. Accendi la candela e lasciala bruciare per almeno 3 minuti. Spegni la candela e pesala di nuovo. La cera è un miscuglio, il cui componente principale ha formula $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$.

- Qual è la massa molare di questo idrocarburo?
- Considerando la cera costituita da questo solo idrocarburo, quante moli sono bruciate?
- A quante molecole corrispondono?