

CAPITOLO 2 ATOMI, MOLECOLE E IONI

2.7 Innanzi tutto, converti 1 cm in picometri.

$$1 \text{ cm} \times \frac{0.01 \text{ m}}{1 \text{ cm}} \times \frac{1 \text{ pm}}{1 \times 10^{-12} \text{ m}} = 1 \times 10^{10} \text{ pm}$$

$$? \text{ atomi di He} = (1 \times 10^{10} \text{ pm}) \times \frac{1 \text{ He atom}}{1 \times 10^2 \text{ pm}} = 1 \times 10^8 \text{ atomi di He}$$

2.8 Nota che stai calcolando il fattore di conversione da metri a miglia.

$$r_{\text{atomo}} = 10^4 r_{\text{nucleo}} = 10^4 \times 10 \text{ cm} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \times \frac{1 \text{ mi}}{1609 \text{ m}} = 0.62 \text{ mi}$$

2.11 Per il ferro il numero atomico Z è 26. Quindi il numero di massa A è: $A = 26 + 28 = 54$

2.12 **Impostazione:** il numero 239 in Pu-239 è il numero di massa. Il **numero di massa (A)** è il numero totale di neutroni e protoni presenti nel nucleo di un atomo di un elemento. Puoi trovare il numero atomico (numero di protoni) sulla tavola periodica.

Soluzione:

numero di massa = numero di protoni + numero di neutroni

numero di neutroni = numero di massa – numero di protoni = $239 - 94 = 145$

2.13

Isotopo	${}^3_2\text{He}$	${}^4_2\text{He}$	${}^{24}_{12}\text{Mg}$	${}^{25}_{12}\text{Mg}$	${}^{48}_{22}\text{Ti}$	${}^{79}_{35}\text{Br}$	${}^{195}_{78}\text{Pt}$
No. Protoni	2	2	12	12	22	35	78
No. Neutroni	1	2	12	13	26	44	117

2.14

Isotopo	${}^{15}_7\text{N}$	${}^{33}_{16}\text{S}$	${}^{63}_{29}\text{Cu}$	${}^{84}_{38}\text{Sr}$	${}^{130}_{56}\text{Ba}$	${}^{186}_{74}\text{W}$	${}^{202}_{80}\text{Hg}$
No. Protoni	7	16	29	38	56	74	80
No. Neutroni	8	17	34	46	74	112	122
No. Elettroni	7	16	29	38	56	74	80

2.15



2.16 il modo per denotare il numero atomico e il numero di massa di un elemento X è il seguente: ${}^A_Z\text{X}$

dove

A = numero di massa

Z = numero atomico



2.21 (a) Il carattere metallico aumenta scendendo lungo un gruppo nella tavola periodica. Per esempio, scendendo lungo il gruppo 4A, il carbonio (un non-metallo) è il primo elemento del gruppo e il Pb, (un

metallo) si trova in fondo al gruppo.

(b) Il carattere metallico diminuisce da sinistra (dove possiamo trovare i metalli) a destra (dove possiamo trovare i non-metalli) nella tavola periodica.

2.22 I seguenti dati sono stati misurati a 20°C.

- (a) Li (0.53 g/cm³) K (0.86 g/cm³) H₂O (0.98 g/cm³)
 (b) Au (19.3 g/cm³) Pt (21.4 g/cm³) Hg (13.6 g/cm³)
 (c) Os (22.6 g/cm³)
 (d) Te (6.24 g/cm³)

2.23 F e Cl sono elementi del Gruppo 7A; essi dovrebbero avere proprietà chimiche simili. Na e K sono elementi del Gruppo 1A; essi dovrebbero avere proprietà chimiche simili. P e N sono elementi del Gruppo 5A; dovrebbero avere proprietà chimiche simili.

- 2.28 (a) Questa è una molecola poliatomica, ed è una forma elementare della sostanza. Non è un composto.
 (b) Questa è una molecola poliatomica, ed è un composto.
 (b) Questa è una molecola biatomica, ed è un composto.

2.29

- (a) Questa è una molecola biatomica, ed è un composto.
 (b) Questa è una molecola poliatomica, ed è un composto.
 (c) Questa è una molecola poliatomica, ed è la forma elementare della sostanza. Non è un composto.

2.30

Elementi: N₂, S₈, H₂

Composti: NH₃, NO, CO, CO₂, SO₂

2.31 Ci sono più di due risposte corrette per ogni parte del problema.

- (a) H₂ e F₂ (b) HCl e CO (c) S₈ e P₄
 (d) H₂O e C₁₂H₂₂O₁₁ (sucrose)

2.32

Ione	Na ⁺	Ca ²⁺	Al ³⁺	Fe ²⁺	I ⁻	F ⁻	S ²⁻	O ²⁻	N ³⁻
No. protoni	11	20	13	26	53	9	16	8	7
No. elettroni	10	18	10	24	54	10	18	10	10

2.33 Il numero atomico (Z) è il numero di protoni nel nucleo di ogni atomo di un elemento. Puoi trovarlo sulla tavola periodica. Il numero di elettroni in uno ione è uguale al numero di protoni meno la carica dello ione.

numero di elettroni (ione) = numero di protoni - carica dello ione

Ione	K ⁺	Mg ²⁺	Fe ³⁺	Br ⁻	Mn ²⁺	C ⁴⁻	Cu ²⁺
No. protoni	19	12	26	35	25	6	29
No. elettroni	18	10	23	36	23	10	27

2.40

- (a) CN (b) CH (c) C₉H₂₀ (d) P₂O₅ (e) BH₃

2.41 Un composto tra metalli e non-metalli è normalmente ionico. I composti ottenuti tra non-metalli sono normalmente molecolari.

Ionico: LiF, BaCl₂, KCl

Molecolare: SiCl₄, B₂H₆, C₂H₄

2.42 Un composto tra metalli e non-metalli è normalmente ionico. I composti ottenuti tra non-metalli sono normalmente molecolari.

Ionico: NaBr, BaF₂, CsCl. **Molecolare:** CH₄, CCl₄, ICl, NF₃

2.43

- (a) cromato di sodio (**h**) trifluoruro di fosforo
- (b) idrogeno fosfato potassio (**i**) pentafluoruro di fosforo
- (c) bromuro di idrogeno (composto molecolare) (**j**) esa-ossido di tetrafosforo
- (d) acido idrobromico (**k**) ioduro di cadmio
- (e) carbonato di litio (**l**) solfato di stronzio
- (f) dicromato di potassio (**m**) idrossido di alluminio
- (g) nitrito di ammonio (**n**) carbonato di sodio decaidrato

2.44

Impostazione: Per la nomenclatura di un composto ionico, fai riferimento alla Tabella 2.3

Se un metallo può formare cationi di diverse cariche, dobbiamo utilizzare il sistema di Stock. Nel sistema di Stock, i numeri romani vengono utilizzati per specificare la carica del catione. I metalli che hanno solo una sola carica nei composti ionici sono: i metalli alcalini(+1), i metalli alcalino-terrosi (+2), Ag⁺, Zn²⁺, Cd²⁺, e Al³⁺.

Nella nomenclatura degli acidi, gli acidi binari sono denominati in maniera diversa rispetto agli ossoacidi. Per gli acidi binari, il nome è basato sulla nomenclatura del non-metallo. Per gli ossoacidi, il nome è basato sulla nomenclatura dell'anione poliatomico. Per maggiori dettagli, vedi Paragrafo 2.7 nel testo.

Soluzione:

(a) Questo è un composto ionico nel quale il catione metallico (K⁺) ha una sola carica. Il nome corretto è **ipoclorito di potassio**. L'ipoclorito è uno ione poliatomico con un atomo di O in meno dello ione clorito, ClO²⁻.

(b) **carbonato d'argento**

(c) Questo è un composto ionico nel quale il catione metallico può formare più di un catione. Utilizza i numeri romani per specificare la carica del catione (Fe). Dato che ogni ione cloruro ha carica -1, lo ione Fe ha carica +2.

Il nome corretto è **cloruro di ferro(II)**.

(d) **permanganato di potassio (e) clorato di cesio (f) acido ipoiodoso**

(g) Questo è un composto ionico nel quale il metallo può formare più di un catione. Utilizza i numeri romani per specificare la carica del catione (Fe). Dato che ogni ione ossido ha carica -2, lo ione Fe ha a carica +2. Il nome corretto è **ossido di ferro(II)**.

(h) **ossido di ferro(III)**

(i) Questo è un composto ionico nel quale il metallo può formare più di un catione. Utilizza i numeri romani per specificare la carica del catione (Ti). Dato che ognuno dei quattro ioni cloruro ha carica -1 (totale -4), lo ione Ti ha carica +4. Il nome corretto è **cloruro di titanio(IV)**.

(j) **idruro di sodio (k) nitruro di litio (l) ossido di sodio**

(m) Questo è un composto ionico nel quale il catione metallico (Na⁺) ha solo una carica. Lo ione O₂²⁻ è chiamato the ione perossido. Ogni ossigeno ha carica -1. Puoi determinare che ogni ossigeno possiede solo una carica -1, perché ogni ione Na ha carica +1. Confrontalo con l'ossido di sodio.

Il nome corretto è **perossido di sodio**.

(n) Questo è un composto ionico nel quale il metallo può formare più di un catione. Utilizza i numeri romani per specificare la carica del catione Fe. Dato che ogni ione cloruro ha carica -1, lo ione Fe ha carica +3. Alla fine del nome, aggiungiamo esaidrato per le sei molecole di acqua di idratazione. Il nome corretto è **cloruro di ferro(III) esaidrato**.

2.45

- (a) RbNO_2 (b) K_2S (c) HBrO_4 (d) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ (e) CaHPO_4
(f) BCl_3 (g) IF_7 (h) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (i) AgClO_4 (j) $\text{Fe}_2(\text{CrO}_4)_3$
(k) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

2.46

Impostazione: Quando si scrivono le formule di composti molecolari, l'indice specifica il numero di ogni tipo di atomo nel composto. Quando si scrivono le formule di composti ionici, l'indice del catione è numericamente uguale alla carica dell'anione, e l'indice dell'anione è numericamente uguale alla carica del catione. Se le cariche del catione e dell'anione sono numericamente uguali, allora non sono necessari indici. Le cariche di cationi e anioni comuni sono riportate in Tabella 2.3. Ricorda che i numeri romani specificano la carica del catione, *non* il numero di atomi metallici. Ricorda che i numeri romani non sono necessari per alcuni metalli, che hanno carica nota. Questi metalli sono i metalli alcalini (+1), gli alcalino-terrosi (+2), Ag^+ , Zn^{2+} , Cd^{2+} , e Al^{3+} . Nella scrittura delle formule degli ossoacidi, devi conoscere i nomi e le formule degli anioni poliatomici (vedi Tabella 2.3 nel testo).

Soluzione:

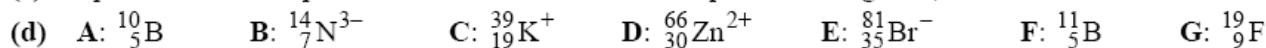
- (a) Il numero romano I dice che il catione Cu ha carica +1. Il cianuro ha carica -1. Dato che le cariche sono numericamente uguali, non sono necessari indici nella formula. La formula corretta è **CuCN**.
- (b) Lo stronzio è un metallo alcalino-terroso. Può formare solo il catione +2. Lo ione poliatomico clorito, ClO_2^- , ha carica -1. Dato che le cariche del catione e anione sono numericamente diverse, l'indice del catione è numericamente uguale alla carica dell'anione, e l'indice dell'anione è numericamente uguale alla carica del catione. La formula corretta è **Sr(ClO₂)₂**.
- (c) Perclorico dice che l'anione di questo ossoacido è il perclorato, ClO_4^- . La formula corretta è **HClO₄(aq)**. Ricorda che (aq) significa che la sostanza è dissolta in acqua.
- (d) Iodidrico dice che l'anione di questo acido binario è lo ioduro, I^- . La formula corretta è **HI(aq)**. (e) Na è un metallo alcalino. Può formare solo il catione +1. Lo ione ammonio poliatomico, NH_4^+ , ha carica +1 e lo ione poliatomico fosfato, PO_4^{3-} , ha carica -3. Per bilanciare le cariche, sono necessari 2 cationi Na^+ . La formula corretta è **Na₂(NH₄)PO₄**.
- (f) Il numero romano II dice che il catione Pb ha carica +2. Lo ione carbonato poliatomico, CO_3^{2-} , ha carica -2. Dato che, le cariche del catione e anione sono numericamente uguali, non sono necessari indici nella formula. La formula corretta è **PbCO₃**.
- (g) Il numero romano II dice che il catione Sn ha carica +2. Il fluoruro ha carica -1. Dato che le cariche del catione e anione sono numericamente diverse, l'indice del catione è numericamente uguale alla carica dell'anione, e l'indice dell'anione è numericamente uguale alla carica del catione. La formula corretta è **SnF₂**.
- (h) Questo è un composto molecolare. I prefissi greci indicano il numero di ogni tipo di atomo nella molecola. La formula corretta è **P₄S₁₀**.
- (i) Il numero romano II dice che il catione Hg ha a +2 carica. L'ossido ha carica -2. Dato che le cariche sono numericamente uguali, non sono necessari indici nella formula. La formula corretta è **HgO**.
- (j) Il numero romano II dice che il catione Hg ha carica +1. Tuttavia, questo catione esiste come Hg_2^{2+} . Lo ioduro ha carica -1. Sono necessari due ioni ioduro per bilanciare la carica +2 di Hg_2^{2+} . La formula corretta è **Hg₂I₂**.
- (k) Il numero romano II dice che il catione Co ha a +2 carica. Il cloruro ha carica -1. Dato che le cariche del catione e anione sono numericamente diverse, l'indice del catione è numericamente uguale alla carica dell'anione, e l'indice dell'anione è numericamente uguale alla carica del catione. aggiungiamo 6H₂O alla fine della formula per le 6 molecole di acqua di idratazione. La formula corretta è **CoCl₂·6H₂O**.

2.47 Il numero di protoni è $= 65 - 35 = 30$. L'elemento che contiene 30 protoni è lo zinco, Zn. Ci sono due elettroni meno dei protoni, quindi la carica del catione è +2. Il simbolo per questo catione è **Zn²⁺**.

2.48 Cambiando la carica elettrica di un atomo si ha solitamente un maggiore effetto sulle sue proprietà chimiche. I due isotopi del carbonio, elettricamente neutri, dovrebbero avere proprietà chimiche pressoché identiche; che è (c).

2.49

- (a) Le specie con lo stesso numero di protoni e elettroni saranno neutre. **A, F, G.**
 (b) Le specie con più elettroni che protoni avranno carica negativa. **B, E.**
 (c) Le specie con più protoni che elettroni avranno carica positive. **C, D.**



2.50

- (a) Ci si riferisce all'idrogeno come atomo o come molecola? Deve essere specificato.
 (b) NaCl è un composto ionico; non è formato da molecole.

2.51 Si. La legge delle proporzioni multiple dice che le masse di zolfo e fosforo che si combinano devono essere tra loro in un rapporto esprimibile con numeri interi e piccoli. Per i tre composti mostrati, 4 atomi di fosforo si combinano con 3, 7 e 10 atomi di zolfo, rispettivamente. Se il rapporto tra atomi è esprimibile con numeri piccoli, allora lo sarà anche il rapporto tra le masse.

2.52 Le specie la loro identificazione sono le seguenti:

- (a) SO_2 molecola e composto (**g**) O_3 elemento e molecola
 (b) S_8 elemento e molecola (**h**) CH_4 molecola e composto
 (c) Cs elemento (**i**) KBr composto
 (d) N_2O_5 molecola e composto (**j**) S elemento
 (e) O elemento (**k**) P_4 elemento e molecola
 (f) O_2 elemento e molecola (**l**) LiF composto

2.53 Dato che i metalli alcalino-terrosi hanno sempre carica +2 nei loro composti, non è necessario specificare la carica del magnesio con un numeroromano.

2.54

- (a) $\text{CO}_2(s)$, diossido di carbonio solido (e) CaO, ossido di calcio
 (b) NaCl, cloruro di sodio (f) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, idrossido di calcio
 (c) N_2O , ossido nitroso (g) NaHCO_3 , bicarbonato di sodio
 (d) CaCO_3 , carbonato di calcio (h) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, idrossido di magnesio

2.55

Simbolo	$^{11}_5\text{B}$	$^{54}_{26}\text{Fe}^{2+}$	$^{31}_{15}\text{P}^{3-}$	$^{196}_{79}\text{Au}$	$^{222}_{86}\text{Rn}$
Protoni	5	26	15	79	86
Neutroni	6	28	16	117	136
Elettroni	5	24	18	79	86
Carica netta	0	+2	-3	0	0

2.56

- (a) I composti ionici sono tipicamente formati da un metallo (Gruppi 1A, 2A, e alluminio) e un non-metallo.
 (b) In generale i metalli di transizione, gli attinidi e lantanidi hanno cariche variabili.

2.57 I metalli del Gruppo 1A formano ioni M^+ . I metalli del Gruppo 2A formano ioni Y^{2+} . L'alluminio forma lo ione Al^{3+} . L'ossigeno forma lo ione O^{2-} (ossido). L'azoto forma lo ione N^{3-} (nitruro), e gli alogeni formano ioni X^- . Riassumendo in una tabella:

<u>Non-metalli</u>	<u>1A Metalli</u>	<u>2A Metalli</u>	<u>Alluminio</u>
Alogeni	MX	YX_2	AlX_3
Ossigeno	M_2O	YO	Al_2O_3
Azoto	M_3N	Y_3N_2	AlN

2.58 Il simbolo ^{23}Na fornisce più informazioni che $_{11}\text{Na}$. Il numero di massa e il simbolo chimico identificano uno specifico isotopo di Na (sodio) mentre il numero atomico fornisce la stessa informazione data dal simbolo chimico. Altri isotopi del sodio possono avere diverso numero atomico?

2.59 Gli acidi binari degli elementi del Gruppo 7A sono: HF, acido idrofluorico; HCl, acido idroclorico; HBr, acido idrobromico; HI, acido idroiodico. Gli ossoacidi contenenti gli elementi del Gruppo 7A (facciamo l'esempio del cloro) sono: HClO₄, acido perclorico; HClO₃, acido clorico; HClO₂, acido cloroso acid: HClO, acido ipocloroso.

Esempi di ossoacidi contenenti altri elementi del blocco del Gruppo A sono: H₃BO₃, acido borico (Gruppo 3A); H₂CO₃, acido carbonico (Gruppo 4A); HNO₃, acido nitrico e H₃PO₄, acido fosforico (Gruppo 5A); e H₂SO₄, acido solforico (Gruppo 6A). L'acido idrosolforico, H₂S, è un esempio di acido binario del Gruppo 6A mentre HCN, acido idrocianico, contiene elementi del Gruppo 4A e 5A.

2.60 Mercurio (Hg) e bromo (Br₂)

2.61 F e Cl sono elementi del Gruppo 7A; essi dovrebbero avere proprietà chimiche simili. Na e K sono elementi del Gruppo 1A; essi dovrebbero avere proprietà chimiche simili. P e N sono elementi del Gruppo 5A; essi dovrebbero avere proprietà chimiche simili.

2.62 H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

2.63 Cu, Ag, e Au sono poco reattivi dal punto di vista chimico. Questo li rende adatti per la produzione di monete e per la gioielleria, in quanto devono avere lunga durata.

2.64 Essi non devono avere forte tendenza a formare composti. Elio, neon, e argon sono chimicamente inerti.

2.65 Magnesio e stronzio sono metalli alcalino-terrosi. La carica del metallo deve essere la stessa (+2).
MgO e **SrO**.

2.66 Tutti gli isotopi del radio sono radioattivi. Questo è un decadimento radioattivo prodotto dall'uranio-238. Il radio non è presente naturalmente sulla Terra.

2.67 La massa di fluoro che reagisce con l'idrogeno e il deuterio dovrebbe essere la stessa. Il rapporto tra gli atomi di F e idrogeno (o deuterio) è 1:1 in entrambi i composti. Questo non viola la legge delle proporzioni definite. Quando la legge delle proporzioni definite fu formulata, gli scienziati non sapevano dell'esistenza degli isotopi.

2.68(a) NaH, idruro di sodio **(b)** B₂O₃, triossido di diboro **(c)** Na₂S, solfuro di sodio **(d)** AlF₃, fluoruro di alluminio **(e)** OF₂, difluoruro di ossigeno **(f)** SrCl₂, cloruro di stronzio

2.69 (a) Br **(b)** Rn **(c)** Se **(d)** Rb **(e)** Pb

2.70

Catione	Anione	Formula	Nome
Mg ²⁺	HCO ₃ ⁻	Mg(HCO ₃) ₂	bicarbonato di magnesio
Sr ²⁺	Cl ⁻	SrCl ₂	cloruro di stronzio
Fe ³⁺	NO ₂ ⁻	Fe(NO ₂) ₃	nitrito di ferro(III)
Mn ²⁺	ClO ₃ ⁻	Mn(ClO ₃) ₂	clorato di manganese(II)
Sn ⁴⁺	Br ⁻	SnBr ₄	bromuro di stagno(IV)
Co ²⁺	PO ₄ ³⁻	Co ₃ (PO ₄) ₂	fosfato di cobalto(II)
Hg ₂ ²⁺	I ⁻	Hg ₂ I ₂	ioduro di mercurio(I)
Cu ⁺	CO ₃ ²⁻	Cu ₂ CO ₃	carbonato di rame(I)
Li ⁺	N ³⁻	Li ₃ N	nitrato di litio
Al ³⁺	S ²⁻	Al ₂ S ₃	solfuro di alluminio

2.71

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
Fe ₂ O ₃	Triossido di diferro(III)	Ossido ferrico
FeO	Monossido di ferro(II)	Ossido ferroso
MgO	Ossido di magnesio	Ossido di magnesio
PbO ₂	Diossido di piombo(IV)	Ossido piombico
Au ₂ O ₃	Triossido di dioro	Ossido aurico
SO ₂	Diossido di zolfo	Anidride solforosa
SO ₃	Triossido di zolfo	Anidride solforica
CO ₂	Diossido di carbonio	Anidride carbonica
Cl ₂ O ₇	Eptaossido di dicloro	Anidride perclorica
N ₂ O ₃	Triossido di diazoto	Anidride nitrosa
N ₂ O ₅	Pentossido di diazoto	Anidride nitrica
H ₂ O ₂	Diossido di diidrogeno	Perossido di idrogeno
Na ₂ O ₂	Diossido di disodio	Perossido di sodio
Mg(OH) ₂	Diidrossido di magnesio	Idrossido di magnesio
Cu(OH) ₂	Diidrossido di rame(II)	Idrossido rameoso
Cu(OH) ₃	Triidrossido di rame(III)	Idrossido rameico
H ₂ CO ₃	Triossocarbonato di diidrogeno	Acido carbonico
H ₂ Cr ₂ O ₇	Eptaossodicromato di diidrogeno	Acido dicromico
HBrO ₃	Triossobromato di idrogeno	Acido bromico
HIO ₂	Diossoiodato di idrogeno	Acido iodoso
H ₃ PO ₄	Tetraossofosfato di triidrogeno	Acido fosforico
H ₃ PO ₃	Triossofosfato di triidrogeno	Acido fosforoso
H ₂ SO ₄	Tetraossosolfato di diidrogeno	Acido solforico
H ₂ SO ₃	Triossosolfato di diidrogeno	Acido solforoso
HNO ₃	Triossonitrato di idrogeno	Acido nitrico
HNO ₂	Diossonitrato di idrogeno	Acido nitroso
H ₂ S	Solfuro di diidrogeno	Acido solfidrico
HCl	Cloruro di idrogeno	Acido cloridrico
NH ₃	Ammoniaca	Ammoniaca
FeH ₂	Diidruro di ferro(II)	Idruro ferroso
Na ⁺	Ione sodio	Ione sodio
Cl ⁻	Ione cloruro	Ione cloruro
O ²⁻	Ione ossido	Ione ossido
H ₃ O ⁺	Ossonio	Idrogenione
NaHCO ₃	Idrogeno triossocarbonato di sodio	Carbonato acido di sodio
K ₂ HPO ₄	Idrogeno tetraossofosfato di potassio	Fosfati acido di potassio
SiC	Carburo di silicio	Carburo di silicio
Fe(NO ₂) ₂	Bisdiossinitrato di ferro(II)	Nitrito ferroso
K ₂ Cr ₂ O ₇	Eptaossodicromato di potassio	Dicromato di potassio
AlN	Nitrato di alluminio	Nitrato di alluminio
Pb(ClO) ₄	Tetraossoclorato di piombo IV	Ipoclorito piombico
NaCl	Cloruro di sodio	Cloruro di sodio
MgS	Solfuro di magnesio	Solfuro di magnesio
NaClO	Ossoclorato di sodio	Ipoclorito di sodio
KMnO ₄	Tetraossomanganato di potassio	Permanganato di potassio
CuSO ₄ · 5H ₂ O	Tetraossosolfato di rame(II) pentaidrato	Solfato rameico pentaidrato

2.72

(a) L'esperimento di Rutherford è descritto nel dettaglio nel paragrafo 2.2 del testo. Dalla deviazione delle particelle α Rutherford stimò il numero di protoni (basandosi sulle interazioni elettrostatiche) nel nucleo.

(b) Assumendo che il nucleo sia sferico, il volume del nucleo è:

$$V = \frac{4}{3}\pi r^3 = \frac{4}{3}\pi(3.04 \times 10^{-13} \text{ cm})^3 = 1.18 \times 10^{-37} \text{ cm}^3$$

La densità del nucleo può essere calcolata:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{3.82 \times 10^{-23} \text{ g}}{1.18 \times 10^{-37} \text{ cm}^3} = 3.24 \times 10^{14} \text{ g/cm}^3$$

Per calcolare la densità dello spazio occupato dagli elettroni, dobbiamo conoscere la massa di 11 elettroni, e il volume occupato da questi elettroni.

La massa di 11 elettroni è:

$$11 \text{ electrons} \times \frac{9.1095 \times 10^{-28} \text{ g}}{1 \text{ electron}} = 1.0020 \times 10^{-26} \text{ g}$$

Il volume occupato dagli elettroni si ottiene per differenza tra il volume dell'atomo e il volume del nucleo. Il volume del nucleo è stato calcolato in precedenza. Il volume dell'atomo è

$$186 \text{ pm} \times \frac{1 \times 10^{-12} \text{ m}}{1 \text{ pm}} \times \frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}} = 1.86 \times 10^{-8} \text{ cm}$$

$$V_{\text{atom}} = \frac{4}{3}\pi r^3 = \frac{4}{3}\pi(1.86 \times 10^{-8} \text{ cm})^3 = 2.70 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{elettroni}} = V_{\text{atomo}} - V_{\text{nucleo}} = (2.70 \times 10^{-23} \text{ cm}^3) - (1.18 \times 10^{-37} \text{ cm}^3) = 2.70 \times 10^{-23} \text{ cm}^3$$

Come puoi vedere, il volume occupato dal nucleo è insignificante confrontato con lo spazio occupato dagli elettroni. La densità dello spazio occupato dagli elettroni può essere ora calcolata.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{1.0020 \times 10^{-26} \text{ g}}{2.70 \times 10^{-23} \text{ cm}^3} = 3.71 \times 10^{-4} \text{ g/cm}^3$$

Questo risultato è in accordo con il modello di Rutherford. Confrontando lo spazio occupato dagli elettroni e il volume del nucleo, appare evidente come la maggior parte dell'atomo sia spazio vuoto. Rutherford propose infatti che la carica positiva dell'atomo fosse tutta concentrata nel nucleo, un cuore centrale denso all'interno dell'atomo. Confrontando la densità del nucleo ottenuta con la densità dello spazio occupato dagli elettroni siamo in accordo con il modello di Rutherford.

2.73 La differenza di energia è uguale all'energia ceduta (ΔE). Δm è la differenza di massa.

$$\text{Dato che: } m = \frac{E}{c^2}, \text{ abbiamo } \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2} = \frac{(1.715 \times 10^3 \text{ kJ}) \times \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}}}{(3.00 \times 10^8 \text{ m/s})^2} = 1.91 \times 10^{-11} \text{ kg} = 1.91 \times 10^{-8} \text{ g}$$

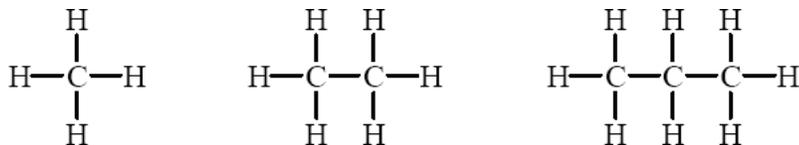
Nota che dobbiamo trasformare kJ in J in modo da esprimere la massa in kg. $\left(1 \text{ J} = \frac{1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}\right)$

Possiamo sommare le masse di idrogeno e ossigeno per calcolare la massa di acqua che si dovrebbe formare.

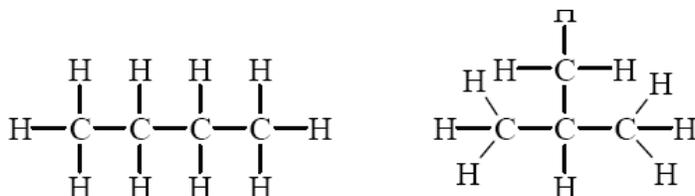
$$12.096 \text{ g} + 96.000 = 108.096 \text{ g}$$

Il cambiamento in massa (perdita) è solo 1.91×10^{-8} g, troppo piccolo per essere misurato. In effetti, per aspetti pratici, per processi chimici ordinari viene applicata la legge di conservazione della massa.

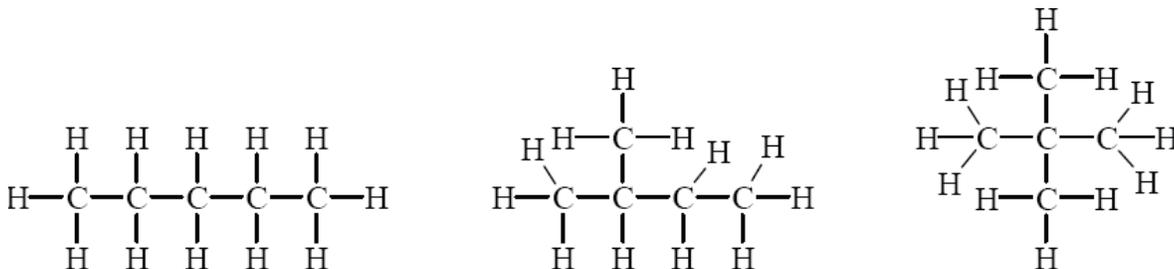
2.74 CH₄, C₂H₆, e C₃H₈ hanno una sola formula di struttura.



C₄H₁₀ ha due formule di struttura.



C₅H₁₂ ha tre formule di struttura.



2.75

Etano	acetilene
2.65 g C	4.56 g C
0.665 g H	0.383 g H

Confrontiamo il rapporto tra le masse di idrogeno nei due composti. Per far ciò, è necessario partire con la stessa massa di carbonio. Se partiamo con 4.56 g di C nell'etano, quanto idrogeno si combinerà con 4.56 g di carbonio?

$$0.665 \text{ g H} \times \frac{4.56 \text{ g C}}{2.65 \text{ g C}} = 1.14 \text{ g H}$$

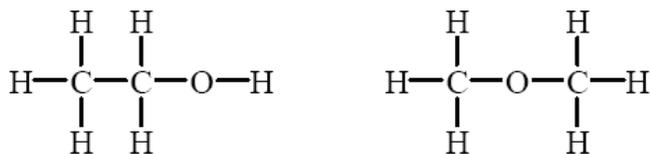
Possiamo calcolare il rapporto tra le masse di H nei due composti. $\frac{1.14 \text{ g}}{0.383 \text{ g}} \approx 3$

Esso è consistente con la legge delle proporzioni multiple che dice che se due elementi possono combinarsi per formare più di un composto, le masse di un elemento, che si combinano con una determinata massa dell'altro elemento, stanno tra loro in un rapporto esprimibile con numeri interi e piccoli. In questo caso, il rapporto tra le masse di H nei due composti 3:1.

(b) Per una data quantità di carbonio, c'è una quantità di idrogeno 3 volte maggiore nell'etano che nell'acetilene. Formule ragionevoli dovrebbero essere:

Etano	Acetilene
CH ₃	CH
C ₂ H ₆	C ₂ H ₂

2.76 Due diverse formule di struttura per la formula molecolare C_2H_6O sono:



Nella terza ipotesi Dalton suggerisce che, per formare un composto, sono necessari non solo atomi diversi (cioè gli atomi degli elementi coinvolti nella formazione del composto stesso), ma anche un numero specifico di questi atomi. Nei due composti, il rapporto tra gli atomi è lo stesso. Questo non contraddice necessariamente la teoria di Dalton; Dalton non conosceva il legame chimico e le formule di struttura.

2.77 Il numero di massa è la somma del numero di protoni e neutroni nel nucleo. Numero di massa = numero di protoni + numero di neutroni
Il numero atomico (numero di protoni) è uguale ad A . Il numero di neutroni sarà $1.2A$. Risolviamo l'equazione seguente per determinare A .

$$55 = A + 1.2A$$

$$A = 25$$

L'elemento con numero atomico 25 è il **manganese, Mn**.

2.78 Gli acidi, da sinistra a destra, sono acido clorico, acido nitroso, acido idrocianico e acido solforico.