

Alessandro Del Zotto

# Esercizi di Chimica Generale

# ESERCIZI DI CHIMICA GENERALE

---

---

Alessandro Del Zotto



ESERCIZI DI CHIMICA GENERALE

Alessandro Del Zotto

Copyright © 2019, EdiSES S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0  
2023 2022 2021 2020 2019

*Le cifre sulla destra indicano il numero e l'anno dell'ultima ristampa effettuata*

*A norma di legge è vietata la riproduzione, anche parziale,  
del presente volume o di parte di esso con qualsiasi mezzo.*

L'Editore

*L'Editore ha effettuato quanto in suo potere per richiedere  
il permesso di riproduzione del materiale di cui non è titolare  
del copyright e resta comunque a disposizione di tutti  
gli eventuali aventi diritto.*

Prof. ALESSANDRO DEL ZOTTO – Università degli Studi di Udine – Dipartimento di Scienze Agroalimentari, Ambientali e Animali (DI4A) – Sezione di Chimica

*Fotocomposizione: domabook di Massimo Di Grazia*

*Stampato presso la: Vulcanica s.r.l. Nola, Napoli*

*per conto della*

EdiSES S.r.l. – Piazza Dante, 89 – Napoli

Tel. 0817441706-07 Fax 0817441705

www.edises.it info@edises.it

ISBN 978 88 3319 040 2

## L'Autore

Laureato in Chimica a Padova nel 1981 con il massimo dei voti, nel 1983 entra all'Università di Udine come ricercatore. Nel 1998 diventa professore associato di Chimica Generale e Inorganica (settore CHIM/03). Afferisce al Dipartimento di Scienze Agroalimentari, Ambientali e Animali (DI4A) – Sezione di Chimica e insegna Chimica Generale e Inorganica nel corso di laurea triennale in Scienze per l'Ambiente e la Natura, Chimica Generale e Inorganica nel corso di laurea triennale in Scienze Agrarie e Inquinamento Chimico e Fisico dell'Atmosfera nel corso di laurea magistrale in Analisi e Gestione dell'Ambiente. Ha svolto inoltre attività didattica presso il corso di laurea a ciclo unico in Scienze della Formazione, presso il corso di laurea specialistica in Fisica Computazionale e presso la Scuola Superiore Universitaria dell'ateneo udinese. È stato relatore di ca. 25 tesi di laurea sperimentali.

I suoi interessi di ricerca spaziano dalla chimica di coordinazione dei metalli di transizione alla catalisi omogenea (catalizzatori a base di Ru, Os, Pd e Au) e, infine, alla catalisi eterogenea applicata a reazioni in soluzione (catalizzatori a base di Pd). È autore di ca. 150 pubblicazioni scientifiche e comunicazioni a convegno.

È reviewer di progetti di ricerca finanziati dalla Accademia delle Scienze della Georgia (Tbilisi) e ha svolto attività di referaggio per una ventina di riviste scientifiche specialistiche.

Nel triennio 2011/2013 è stato Presidente della Sezione Friuli Venezia Giulia della Società Chimica Italiana.

“La teoria è quando si sa tutto ma non funziona niente. La pratica è quando tutto funziona ma non si sa il perché. In ogni caso si finisce sempre con il coniugare la teoria con la pratica: non funziona niente e non si sa il perché”.

Albert Einstein



## Prefazione

Desidero introdurre questo testo di stechiometria con un ricordo che è ancora vivo in me, nonostante sia trascorso qualche decennio. Un docente del primo anno di Università (mi sono laureato in Chimica a Padova) il primo giorno di lezione disse a noi studenti: “Non potrete mai assereire di avere compreso la parte teorica se non sarete in grado di svolgere un esercizio su quell’argomento”. Passato dopo qualche anno dall’altra parte della cattedra, come si usa dire, mi sono reso conto pienamente della assoluta verità di tale perentoria affermazione. Così vera che io stesso, il primo giorno di lezione, la ripeto ai miei studenti che frequentano il corso di Chimica Generale e Inorganica. L’esercizio va quindi inteso, prima di tutto, come un efficace strumento per migliorare e perfezionare la comprensione di un concetto. Esso costituisce quindi un utile *check* per verificare la propria preparazione e il proprio livello di conoscenza.

Questo testo è rivolto principalmente agli studenti che frequentano i corsi di Chimica Generale presenti nei corsi di laurea delle aree delle scienze agrarie, naturali e ambientali, nonché delle aree mediche, farmaceutiche e biotecnologiche. Proprio per tale finalità ho deciso di non inserire alcuni argomenti quali la cinetica, la termochimica e gli equilibri di complessamento.

Il testo, che richiama all’inizio di ogni capitolo gli aspetti teorici basilari dell’argomento trattato, consta di 144 esercizi svolti in modo analitico, 364 esercizi da risolvere con risposta (dei quali 62 sono reazioni da bilanciare) e, inoltre, 160 esercizi riepilogativi con risposta tratti dai test di esame sostenuti dai miei studenti negli anni più recenti. L’elevato numero di esercizi svolti ritengo sia uno dei maggiori pregi di questo testo.

Alessandro DEL ZOTTO



# Indice generale

<b>CAPITOLO 1 SENSIBILITÀ, PRECISIONE E ACCURATEZZA</b>	<b>1</b>
1.1 MISURAZIONI, ERRORE E CIFRE SIGNIFICATIVE	1
<b>CAPITOLO 2 GRANDEZZE, DIMENSIONI E UNITÀ DI MISURA</b>	<b>3</b>
<b>CAPITOLO 3 PARTICELLE FONDAMENTALI, CARICA E MASSA</b>	<b>7</b>
3.1 ATOMI, ELEMENTI, ISOTOPI, MOLECOLE E IONI	7
<i>Atomo</i>	7
<i>Elemento</i>	8
<i>Isotopo</i>	8
<i>Molecola</i>	8
<i>Ione</i>	8
3.2 MASSA ATOMICA RELATIVA, MOLE E NUMERO DI AVOGADRO	9
3.3 ESERCIZI SVOLTI	10
3.4 ESERCIZI	12
<b>CAPITOLO 4 FORMULA EMPIRICA, MOLECOLARE E STRUTTURALE</b>	<b>15</b>
4.1 COMPOSIZIONE ELEMENTARE PERCENTUALE	17
4.2 ESERCIZI SVOLTI	18
4.3 ESERCIZI	25
<b>CAPITOLO 5 COSTRUZIONE E RAPPRESENTAZIONE DELLE MOLECOLE. IL FORMALISMO DI LEWIS</b>	<b>29</b>
<b>CAPITOLO 6 REAZIONE CHIMICA E BILANCIAMENTO</b>	<b>33</b>
6.1 IL METODO ALGEBRICO	33
6.2 IL METODO PER TENTATIVI	35
6.3 BILANCIAMENTO DELLA REAZIONE REDOX	36
6.4 REAZIONI SCRITTE IN FORMA IONICA	40
6.5 LA REAZIONE DI DISMUTAZIONE (DISPROPORZIONAMENTO)	41
6.6 ESERCIZI	41
6.7 SOLUZIONE DEGLI ESERCIZI	43
<b>CAPITOLO 7 CALCOLI PONDERALI</b>	<b>47</b>
7.1 ESERCIZI SVOLTI	48
7.2 ESERCIZI	59
<b>CAPITOLO 8 LE LEGGI DEL GAS IDEALE</b>	<b>67</b>
8.1 MISCELE GASSOSE	68
8.2 GAS REALI	69
8.3 ESERCIZI SVOLTI	70
8.4 ESERCIZI	75

## Indice generale

<b>CAPITOLO 9 REAZIONI TRA GAS. LA COMBUSTIONE</b>	<b>79</b>
9.1 ESERCIZI SVOLTI	79
9.2 ESERCIZI	83
<b>CAPITOLO 10 LO STATO DI SOLUZIONE. CONCENTRAZIONE DI UNA SOLUZIONE</b>	<b>87</b>
10.1 ESERCIZI SVOLTI	88
10.2 ESERCIZI	95
<b>CAPITOLO 11 PROPRIETÀ COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI</b>	<b>99</b>
11.1 ESERCIZI SVOLTI	101
11.2 ESERCIZI	105
<b>CAPITOLO 12 L'EQUILIBRIO CHIMICO. LA COSTANTE DI EQUILIBRIO</b>	<b>109</b>
12.1 ESERCIZI SVOLTI	111
12.2 ESERCIZI	119
<b>CAPITOLO 13 TEORIA ACIDO-BASE DI BRØNSTED-LOWRY</b>	<b>123</b>
13.1 IL pH DELLE SOLUZIONI ACQUOSE	124
13.2 SOLUZIONI TAMPONE	127
13.3 TITOLAZIONI ACIDO-BASE	128
13.4 ESERCIZI SVOLTI	129
13.5 ESERCIZI	145
<b>CAPITOLO 14 SALI POCO SOLUBILI. SOLUBILITÀ E PRODOTTO DI SOLUBILITÀ</b>	<b>149</b>
14.1 ESERCIZI SVOLTI	150
14.2 ESERCIZI	156
<b>CAPITOLO 15 ELETROCHIMICA. POTENZIALE ELETROCHIMICO</b>	<b>159</b>
15.1 LE PILE	160
15.2 L'ELETTROLISI	162
15.3 ESERCIZI SVOLTI	163
15.4 ESERCIZI	170
<b>CAPITOLO 16 ESERCIZI SUPPLEMENTARI TRATTI DA COMPITI DI ESAME</b>	<b>175</b>
<b>APPENDICE A</b>	<b>201</b>
A.1 ESPRESSIONE DEI NUMERI	201
A.2 LOGARITMI	202
A.3 EQUAZIONE DI SECONDO GRAD	202
A.4 FUNZIONI E GRAFICI	203
<b>APPENDICE B</b>	<b>205</b>
<i>Masse atomiche degli elementi (z da 1 a 103)</i>	205

<b>APPENDICE C</b>	<b>208</b>
<i>Costanti fisiche fondamentali</i>	208
<b>APPENDICE D</b>	<b>209</b>
<i>Fattori di conversione di alcune unità di misura</i>	209
<b>APPENDICE E</b>	<b>210</b>
<i>Valori di K<sub>a</sub> e pK<sub>a</sub> di acidi deboli monoprotici</i>	210
<i>Valori di pK<sub>a</sub> di acidi deboli poliprotici</i>	210
<i>Valori di K<sub>b</sub> e pK<sub>b</sub> di basi deboli</i>	211
<b>APPENDICE F</b>	<b>212</b>
<i>Valori di K<sub>s</sub> dei più comuni sali poco solubili</i>	212
<b>APPENDICE G</b>	<b>214</b>
<i>Potenziale elettrochimico standard di riduzione (E°) delle più comuni coppie redox</i>	214



## FORMULA EMPIRICA, MOLECOLARE E STRUTTURALE

Le sostanze elementari sono costituite da atomi dello stesso elemento, i composti si originano invece dalla combinazione di elementi differenti. Le sostanze elementari possono essere costituite da un singolo atomo (He, Ne, Xe, ecc.), da molecole ( $N_2$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ , ecc.), oppure da un insieme continuo di atomi legati tra di loro da legami covalenti (diamante, grafite, ecc.) o da legami di tipo metallico (Rb, Ba, Mn, Rh, Pt, Au, ecc.).

I composti possono essere formati da molecole (CO,  $NH_3$ ,  $SF_6$ ,  $CH_3OH$ , ecc.), da un insieme continuo di atomi tra loro concatenati ( $SiO_2$ , BN, ecc.) o da un insieme di ioni di carica opposta tenuti uniti da attrazioni di tipo essenzialmente elettrostatico ( $NaBr$ ,  $KNO_3$ ,  $NH_4ClO_4$ , ecc.).

Così come gli elementi sono rappresentati da un simbolo, i composti sono rappresentabili tramite una formula chimica. La tipologia di formulazione di un composto non è unica. La formula minima, la formula molecolare e la formula strutturale rappresentano le tre possibili formulazioni che offrono, nell'ordine, un livello di informazione crescente.

La formula minima (o empirica) indica quali atomi costituiscono il composto e in quale rapporto numerico sono presenti. Per esempio,  $CH_2$  significa che il composto contiene solo atomi di carbonio e di idrogeno (è un idrocarburo) e che per ogni atomo di carbonio presente nel composto vi sono due atomi di idrogeno. Parallelamente, si può stabilire che sono presenti nel composto 2.02 g di idrogeno ogni 12.01 g di carbonio. Si ottiene pertanto la minima informazione possibile sul composto, da cui il nome formula minima. La formula minima non corrisponde necessariamente alla formula molecolare del composto. In questo caso specifico, anzi, un composto di formula  $CH_2$  non esiste come entità molecolare. La formula minima è detta anche empirica in quanto essa è ricavabile dall'analisi sperimentale della composizione elementare del composto. Più avanti verrà spiegato il metodo che si utilizza per ricavare la formula empirica di un composto nota la sua composizione elementare percentuale.

La formula molecolare offre un'informazione maggiore rispetto alla formula empirica, in quanto specifica in più il numero complessivo di atomi presenti nella molecola. Rimanendo sull'esempio precedente, la formula molecolare di un composto che ha formula minima  $CH_2$  potrebbe essere, tra le molte altre possibilità,  $C_2H_4$  oppure  $C_6H_{12}$ . Sono due molecole diverse, una formata da 6 atomi, l'altra da 18 atomi. Si può quindi osservare come la formula molecolare (f.m.) sia un multiplo intero della formula empirica (f.e.):

$$f.m. = n \cdot f.e.$$

dove  $n$  è un numero naturale che può valere anche 1, in tale caso formula molecolare e formula empirica coincidono.

La formula strutturale offre la maggiore informazione possibile sul composto, in quanto indica in quale modo gli atomi sono legati tra loro e come essi sono disposti spazialmente.

Prendiamo in considerazione alcuni casi specifici. La formula empirica di quattro diversi composti sia:

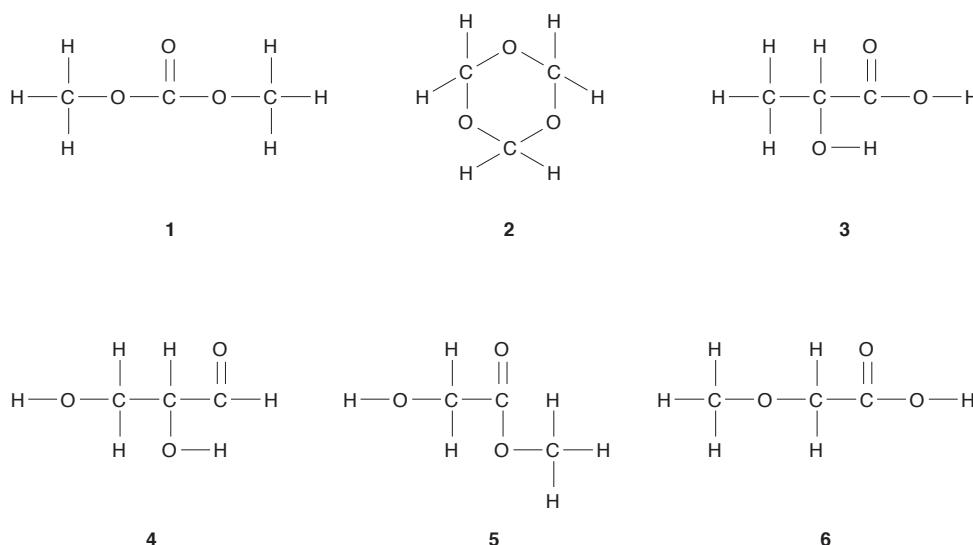


Nel primo caso HCl è anche la formula molecolare e il composto in questione è il cloruro di idrogeno (o idruro di cloro). Nel secondo caso esiste una sola molecola che abbia formula empirica CN, questa molecola è il dicianogeno e ha formula molecolare  $C_2N_2$ . L'unica mole-

cola che abbia formula empirica  $P_2O_5$  è il decaossido di tetrafosforo  $P_4O_{10}$ . È evidente che, in questi due ultimi casi, la formula molecolare è il doppio della formula empirica: f.m. = 2·f.e. Va fatto notare che, per quanto concerne  $P_4O_{10}$ , sia nei cataloghi che nelle confezioni di tale composto viene erroneamente scritta la formula empirica anziché la formula molecolare. Non pochi operatori del settore sono convinti che la molecola sia effettivamente costituita da sette atomi anziché quattordici. Nell'ultimo caso proposto vi sono diverse possibilità per quanto concerne la formula molecolare. Prendendo in considerazione la relazione f.m. = n·f.e., possiamo infatti attribuire a n i valori 1, 2, 3, 4, 5, 6, ecc. Riassumendo, si possono avere le seguenti formule molecolari:



Il concetto di formula strutturale non ha alcun senso nel caso della molecola HCl, essendo essa biatomica. Nel caso invece del dicianogeno ( $\text{C}_2\text{N}_2$ ), la formula strutturale indica che i quattro atomi sono legati secondo la sequenza: N—C—C—N, ma non solo, i nuclei dei quattro atomi sono perfettamente allineati. Nel composto  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  i quattro atomi di fosforo sono posizionati ai vertici di un tetraedro regolare. Sei atomi di ossigeno sono situati sugli spigoli del tetraedro e gli altri quattro sui prolungamenti degli assi ternari del tetraedro stesso. Per quanto concerne l'ultimo esempio riportato, alle formule molecolari  $\text{CH}_2\text{O}$  e  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$  vengono a corrispondere due singole molecole, rispettivamente formaldeide ( $\text{H}_2\text{CO}$ ) e acido acetico ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Invece, dalla formula  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$  in avanti ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3, \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4, \text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5$ , ecc.), si possono avere diverse molecole che differiscono tra loro per la diversa concatenazione degli atomi. Limitandoci, per semplicità di trattazione, alla formula  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ , esistono sei diverse molecole che possiedono questa formula molecolare. Esse sono: dimetil carbonato (**1**), 1,3,5-triosano (**2**), acido lattico (**3**), gliceraldeide (**4**), metil glicolato (**5**) e acido metossiacetico (**6**). La numerazione dei composti fa riferimento alla Figura 4.1 nella quale sono riportate le strutture delle sei molecole. Secondo la notazione di Lewis, ogni atomo di ossigeno nei composti **1**–**6** possiede due coppie di elettroni di non-legame (doppietti solitari, lone pairs, doppietti non condivisi). Nella Figura 4.1 queste sono state volutamente omesse per semplicità.



**Figura 4.1.** I sei isomeri strutturali aventi formula molecolare  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ .

Composti che hanno la stessa formula molecolare ma una diversa concatenazione degli atomi, come in questo specifico caso, vengono definiti isomeri strutturali. Vi è un’ulteriore considerazione da fare nel caso delle molecole **3** e **4**. In questi due composti l’atomo di carbonio centrale lega quattro diversi atomi o gruppi di atomi. Per esempio, nel composto **3** (acido lattico) il carbonio centrale è legato all’atomo H, al gruppo OH, al gruppo CH<sub>3</sub> e al gruppo COOH. Essendo possibile una diversa sistemazione spaziale relativa dei quattro sostituenti in quanto il carbonio al quale sono legati ha geometria tetraedrica, si possono generare due distinte molecole speculari dette isomeri ottici (enantiomeri) che hanno di fatto diverse proprietà. Il carbonio centrale nelle molecole **3** e **4** è un carbonio otticamente attivo (asimmetrico, stereocentrico) e la molecola che lo contiene è chirale.

## 4.1 COMPOSIZIONE ELEMENTARE PERCENTUALE

Conoscendo la formula elementare di un composto chimico si può determinare la percentuale di ciascun elemento in esso presente. Tale percentuale si calcola dividendo la massa di ogni elemento per la massa totale di sostanza in cui esso è contenuto e moltiplicando per 100 il valore ottenuto. Se il calcolo viene impostato su una mole di composto, la massa di ogni elemento che va considerata è data dal prodotto tra la sua massa atomica e il numero di atomi di elemento presenti nel composto. Ovviamente, la massa di composto da considerare è la massa molecolare. Come esempio, prendiamo in considerazione il composto NH<sub>3</sub> e calcoliamo la percentuale dei due elementi H e N che lo compongono.

$$\text{m.a.(H)} = 1.01 \quad \text{m.a.(N)} = 14.01 \quad \text{m.m.}(NH_3) = 17.04$$

$$\%H = \frac{100 \cdot 3 \cdot 1.01}{17.04} = 17.78\%$$

$$\%N = \frac{100 \cdot 14.01}{17.04} = 82.22\% \quad (\text{oppure: } 100.00 - 17.78 = 82.22\%)$$

Da un punto di vista pratico-sperimentale è però più utile l’operazione opposta, cioè l’ottenimento della formula empirica note le percentuali degli elementi. Spesso, nel laboratorio di sintesi si ricorre all’analisi elementare delle sostanze ottenute. Questa operazione permette, tramite l’uso di uno specifico strumento, di ottenere le percentuali degli elementi C, H e N. In casi particolari si possono analizzare anche O, S e alogenii in un determinato composto solido. Nota la percentuale sperimentale, si risale alla formula empirica del composto. Questo può essere utile per l’identificazione della sostanza stessa o, in alternativa, per verificare il grado di purezza di un composto noto. Prendiamo in considerazione un esempio specifico per esaminare il procedimento di ottenimento della formula empirica dalle percentuali ponderali elementari. L’analisi elementare di un composto costituito dagli elementi C, H e N è la seguente:

$$\%C = 72.58\% \quad \%H = 13.21\% \quad \%N = 14.21\%$$

Per rendere semplici i calcoli, è preferibile impostare il procedimento di calcolo della formula empirica prendendo in esame 100.00 g di sostanza. In 100.00 g della sostanza analizzata sono presenti 72.58 g di C, 13.21 g di H e 14.21 g di N. Queste masse devono essere convertite nelle rispettive moli (masse atomiche: C, 12.01; H, 1.01; N, 14.01).

$$n(C) = \frac{m(C)}{\text{m.a.}(C)} = \frac{72.58}{12.01} = 6.043 \text{ mol}$$

$$n(H) = \frac{m(H)}{\text{m.a.}(H)} = \frac{13.21}{1.01} = 13.079 \text{ mol}$$

$$n(N) = \frac{m(N)}{\text{m.a.}(N)} = \frac{14.21}{14.01} = 1.014 \text{ mol}$$

Sebbene non siano stati ottenuti numeri interi, i tre valori ricavati sono tra loro in rapporto, in quanto essi rappresentano le moli degli elementi C, H e N presenti nella stessa quantità di composto (100.00 g). Per ottenere numeri interi (o comunque approssimabili a numeri interi) bisogna dividere ognuno di essi per il valore più piccolo dei tre:

$$\text{C: } \frac{6.043}{1.014} = 5.96$$

$$\text{H: } \frac{13.079}{1.014} = 12.90$$

$$\text{N: } \frac{1.014}{1.014} = 1$$

Arrotondando i valori ottenuti per gli elementi C e H a 6 e 13, rispettivamente, si ottiene la formula empirica  $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{N}$ .

## 4.2 ESERCIZI SVOLTI

- 1)** Calcolare la percentuale degli elementi nel sale  $\text{KMnO}_4$ .  
 m.a.(O) = 16.00      m.a.(K) = 39.10      m.a.(Mn) = 54.94

La massa molecolare di  $\text{KMnO}_4$  è:

$$\text{m.m.} = 39.10 + 54.94 + 4 \cdot 16.00 = 158.04$$

Impostando il calcolo su 1 mol di composto, cioè su 158.04 g si ottiene:

$$\% \text{K} = \frac{39.10}{158.04} \cdot 100 = 24.74\%$$

$$\% \text{Mn} = \frac{54.94}{158.04} \cdot 100 = 34.76\%$$

$$\% \text{O} = \frac{4 \cdot 16.00}{158.04} \cdot 100 = 40.50\%$$

- 2)** Calcolare la percentuale degli elementi nel sale idrato  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Calcolare inoltre la percentuale di acqua.

$$\begin{aligned} \text{m.a.}(H) &= 1.01 & \text{m.a.}(O) &= 16.00 & \text{m.a.}(Ca) &= 40.08 & \text{m.a.}(Cl) &= 35.45 \\ \text{m.m.}(\text{H}_2\text{O}) &= 18.02 & \text{m.m.}(\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) &= 147.02 \end{aligned}$$

$$\% \text{Ca} = \frac{40.08}{147.02} \cdot 100 = 27.26\%$$

$$\%Cl = \frac{2 \cdot 35.45}{147.02} \cdot 100 = 48.22\%$$

$$\%H = \frac{4 \cdot 1.01}{147.02} \cdot 100 = 2.75\%$$

$$\%O = \frac{2 \cdot 16.00}{147.02} \cdot 100 = 21.77\%$$

$$\%H_2O = \frac{2 \cdot 18.02}{147.02} \cdot 100 = 24.51\%$$

- 3)** Un composto organico clorurato di formula  $C_xH_yO_zCl_w$ , ha dato il seguente risultato all'analisi elementare:  $\%C = 44.17\%$ ,  $\%H = 2.51\%$ ,  $\%O = 9.86\%$ . Calcolare la formula minima del composto.

$$m.a.(H) = 1.01 \quad m.a.(C) = 12.01 \quad m.a.(O) = 16.00 \quad m.a.(Cl) = 35.45$$

$$\text{La \% di Cl è: } 100.00 - (44.17 + 2.51 + 9.86) = 43.46\%$$

Considerando 100.00 g di composto, le moli degli elementi che lo compongono sono:

$$n(C) = \frac{m(C)}{m.a.(C)} = \frac{44.17}{12.01} = 3.678 \text{ mol}$$

$$n(H) = \frac{m(H)}{m.a.(H)} = \frac{2.51}{1.01} = 2.485 \text{ mol}$$

$$n(O) = \frac{m(O)}{m.a.(O)} = \frac{9.86}{16.00} = 0.616 \text{ mol}$$

$$n(Cl) = \frac{m(Cl)}{m.a.(Cl)} = \frac{43.46}{35.45} = 1.226 \text{ mol}$$

Dividendo tali valori per il più piccolo di essi si ottiene:

$$C: \frac{3.678}{0.616} = 5.97$$

$$H: \frac{2.485}{0.616} = 4.03$$

$$O: \frac{0.616}{0.616} = 1$$

$$Cl: \frac{1.226}{0.616} = 1.99$$

Arrotondando i valori così ottenuti si ottiene la formula minima (empirica) del composto organico:  $C_6H_4OCl_2$ .

- 4)** L'analisi elementare di un campione di ammonio nitrato ( $NH_4NO_3$ ) ha dato il seguente risultato:  $\%H = 4.65\%$ ,  $\%N = 32.23\%$ . Determinare se il campione analizzato era puro o conteneva impurezze.

$$m.a.(H) = 1.01 \quad m.a.(N) = 14.01 \quad m.a.(O) = 16.00$$

È conveniente calcolare le percentuali teoriche di H e N del sale e poi confrontarle con quelle sperimentali. La massa molecolare di  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  è:

$$\text{m.m.}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 4 \cdot 1.01 + 2 \cdot 14.01 + 3 \cdot 16.00 = 80.06$$

Considerando 1 mol di composto, le percentuali di H e N sono:

$$\% \text{H} = \frac{4 \cdot 1.01}{80.06} = 5.05\%$$

$$\% \text{N} = \frac{2 \cdot 14.01}{80.06} = 35.00\%$$

Le percentuali sperimentali sono entrambe inferiori alle teoriche, pertanto il campione di  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  contiene impurezze. Si possono calcolare per ciascuno dei due elementi le differenze relative percentuali tra dato teorico e sperimentale:

$$\text{H: } \frac{(5.05 - 4.65) \cdot 100}{5.05} = 7.9\%$$

$$\text{N: } \frac{(35.00 - 32.23) \cdot 100}{35.00} = 7.9\%$$

È stato ottenuto lo stesso valore per entrambi gli elementi, ciò significa ragionevolmente che il campione è inquinato da impurezze che non contengono gli elementi H e N.

- 5)** La percentuale di fosforo in un cloruro di fosforo è 14.87%. Calcolare la formula minima del composto.

$$\text{m.a.}(\text{P}) = 30.97 \quad \text{m.a.}(\text{Cl}) = 35.45$$

Considerando 100.00 g di composto, in esso sono presenti 14.87 g di P e  $100.00 - 14.87 = 85.13$  g di Cl. Si possono convertire tali masse nelle rispettive moli:

$$n(\text{P}) = \frac{14.87}{30.97} = 0.480 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{85.13}{35.45} = 2.40 \text{ mol}$$

Facendo il rapporto tra i valori ottenuti si ha:

$$\frac{n(\text{Cl})}{n(\text{P})} = \frac{2.40}{0.48} = 5$$

La formula minima del composto è  $\text{PCl}_5$ .

- 6)** Un ossido di ferro contiene il 72.36% di metallo. Calcolare la formula minima dell'ossido.  
 $\text{m.a.}(\text{Fe}) = 55.85 \quad \text{m.a.}(\text{O}) = 16.00$

Considerando 100.00 g di ossido, sono presenti in esso 72.36 g di Fe e  $100.00 - 72.36 = 27.64$  g di O. Si possono convertire tali masse nelle rispettive moli:

$$n(\text{Fe}) = \frac{72.36}{55.85} = 1.2956 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = \frac{27.64}{16.00} = 1.7275 \text{ mol}$$

Dividendo entrambi i valori ottenuti per il più piccolo di essi si ottiene:

$$\text{Fe: } \frac{1.2956}{1.2956} = 1$$

$$\text{O: } \frac{1.7275}{1.2956} = 1.333$$

Per ottenere dei valori interi si deve moltiplicare per 3, ricavando così la formula minima  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

**7)** Un composto organico ha la seguente composizione elementare percentuale: %C = 40.31%, %H = 7.98%, %N = 15.80%. Determinare se il quarto elemento contenuto nel composto è ossigeno oppure zolfo.

$$\text{m.a.(H)} = 1.01 \quad \text{m.a.(C)} = 12.01 \quad \text{m.a.(O)} = 16.00 \quad \text{m.a.(S)} = 32.06$$

La % del quarto elemento è:  $100.00 - (40.31 + 7.98 + 15.80)\% = 35.91\%$

Considerando 100.00 g di composto, le moli degli elementi C, H e N sono:

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{\text{m.a.}(\text{C})} = \frac{40.31}{12.01} = 3.356 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{\text{m.a.}(\text{H})} = \frac{7.98}{1.01} = 7.901 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{\text{m.a.}(\text{N})} = \frac{15.80}{14.01} = 1.128 \text{ mol}$$

Dividendo tali valori per il più piccolo di essi si ottiene:

$$\text{C: } \frac{3.356}{1.128} = 2.98$$

$$\text{H: } \frac{7.901}{1.128} = 7.00$$

$$\text{N: } \frac{1.128}{1.128} = 1$$

Una parte della formula empirica è quindi  $\text{C}_3\text{H}_7\text{N}$ .

Se il quarto elemento fosse l'ossigeno, le moli di atomi di tale elemento sarebbero:

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{\text{m.a.}(\text{O})} = \frac{35.91}{16.00} = 2.244 \text{ mol}$$

Tale valore diviso per 1.128 mol è:

$$\text{O: } \frac{2.244}{1.128} = 1.99 \quad (2)$$

Ripetendo lo stesso calcolo per lo zolfo:

$$n(S) = \frac{m(S)}{\text{m.a.}(S)} = \frac{35.91}{32.06} = 1.120 \text{ mol}$$

$$\text{S: } \frac{1.120}{1.128} = 0.99 \quad (1)$$

Le formule empiriche risultanti sono, rispettivamente,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_2$  e  $\text{C}_3\text{H}_7\text{NS}$ . Entrambe sono evidentemente accettabili, per cui non si può, utilizzando i soli dati di analisi elementare, discriminare tra ossigeno e zolfo.

- 8)** Un solfato di un metallo di formula  $\text{M}_2\text{SO}_4$  contiene il 10.28% di zolfo. Determinare la massa atomica del metallo M.

$$\text{m.a.(O)} = 16.00 \quad \text{m.a.(S)} = 32.06$$

Considerando 100.00 g di composto, in esso sono presenti 10.28 g di S. Le moli corrispondenti sono:

$$n(S) = \frac{m(S)}{\text{m.a.}(S)} = \frac{10.28}{32.06} = 0.3206 \text{ mol}$$

Dalla formula del composto risulta che le moli di atomi di ossigeno sono il quadruplo delle moli di atomi di zolfo:

$$n(O) = 4 \cdot n(S) = 4 \cdot 0.3206 = 1.2826 \text{ mol}$$

La corrispondente massa è:

$$m(O) = n(O) \cdot \text{m.a.}(O) = 1.2826 \cdot 16.00 = 20.52 \text{ g}$$

La massa di metallo è:

$$m(M) = 100.00 - (20.52 + 10.28) = 69.20 \text{ g}$$

In accordo con la formula del composto, le moli di atomi di metallo sono il doppio delle moli di atomi di zolfo:

$$n(M) = 2 \cdot n(S) = 2 \cdot 0.3206 = 0.6412 \text{ mol}$$

Infine, la massa atomica del metallo M è il rapporto tra la massa e le corrispondenti moli:

$$\text{m.a.}(M) = \frac{m(M)}{n(M)} = \frac{69.20}{0.6412} = 107.92$$

Confrontando il valore ottenuto con le masse atomiche degli elementi chimici presenti in Appendice B, risulta che il metallo M è l'argento, la cui m.a. è 107.87.

- 9)** Un campione di vetro “borosilicato” contiene il 15.6% di  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Calcolare la percentuale di boro nel vetro.

$$\text{m.a.(B)} = 10.81 \quad \text{m.m.}(\text{B}_2\text{O}_3) = 69.62$$

Considerando 100.00 g di vetro, in esso sono presenti 15.60 g di  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Le moli corrispondenti sono:

$$n(\text{B}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{B}_2\text{O}_3)}{\text{m.m.}(\text{B}_2\text{O}_3)} = \frac{15.60}{69.62} = 0.224 \text{ mol}$$

Per 1 mol di  $\text{B}_2\text{O}_3$  sono presenti nel vetro 2 mol di boro elementare. Le moli di boro in 100.00 g di vetro sono 0.448 mol.

La massa corrispondente è:

$$m(\text{B}) = n(\text{B}) \cdot \text{m.a.}(\text{B}) = 0.448 \cdot 10.81 = 4.84 \text{ g}$$

La percentuale di boro nel vetro è 4.84%.

**10)** Nel minerale carnallite per ogni grammo di potassio sono presenti 0.309 g di magnesio, 1.812 g di cloro e 1.380 g di acqua. Determinare la composizione della carnallite.

$$\text{m.a.}(\text{Mg}) = 24.31 \quad \text{m.a.}(\text{K}) = 39.10 \quad \text{m.a.}(\text{Cl}) = 35.45 \quad \text{m.m.}(\text{H}_2\text{O}) = 18.02$$

Considerando la quantità data di potassio e le relative masse degli altri due elementi e dell'acqua, si possono calcolare le corrispondenti moli:

$$n(\text{K}) = \frac{m(\text{K})}{\text{m.a.}(\text{K})} = \frac{1.000}{39.10} = 2.56 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{\text{m.a.}(\text{Mg})} = \frac{0.309}{24.31} = 1.27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{m(\text{Cl})}{\text{m.a.}(\text{Cl})} = \frac{1.812}{35.45} = 5.11 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\text{m.m.}(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1.380}{18.02} = 7.66 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Rapportando i valori ottenuti per il più piccolo di essi si ottiene:

$$\text{K: } \frac{2.56 \cdot 10^{-2}}{1.27 \cdot 10^{-2}} = 2.02$$

$$\text{Mg: } \frac{1.27 \cdot 10^{-2}}{1.27 \cdot 10^{-2}} = 1$$

$$\text{Cl: } \frac{5.11 \cdot 10^{-2}}{1.27 \cdot 10^{-2}} = 4.02$$

$$\text{H}_2\text{O: } \frac{7.66 \cdot 10^{-2}}{1.27 \cdot 10^{-2}} = 6.03$$

La formula minima è  $\text{K}_2\text{MgCl}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Tenendo conto della carica degli ioni ( $\text{K}^+$  e  $\text{Mg}^{2+}$ ), la carnallite ha composizione  $\text{MgCl}_2 \cdot 2\text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

**11)** L'analisi percentuale di una sostanza ignota ha dato i seguenti risultati: Fe = 23.7%, S = 20.4%, O = 54.2%, H = 1.70%. Ricavare la formula minima del composto e ipotizzare la formula molecolare sapendo che lo zolfo è presente solo come ione solfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) e l'idrogeno è presente solo come componente dell'acqua di cristallizzazione.

In 100.0 g di composto sono presenti:

$$23.7 \text{ g di Fe pari a } n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{\text{m.a.}(\text{Fe})} = \frac{23.7}{55.85} = 0.424 \text{ mol}$$

$$20.4 \text{ g di S pari a } n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{\text{m.a.}(\text{S})} = \frac{20.4}{32.06} = 0.636 \text{ mol}$$

$$54.2 \text{ g di O pari a } n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{\text{m.a.}(\text{O})} = \frac{54.2}{15.99} = 3.39 \text{ mol}$$

$$1.70 \text{ g di H pari a } n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{\text{m.a.}(\text{H})} = \frac{1.70}{1.007} = 1.69 \text{ mol}$$

Dividendo tutti i valori ottenuti per il più piccolo di essi si ottiene il rapporto stechiometrico tra gli elementi nel composto che è pari a  $\text{FeS}_{1.5}\text{O}_8\text{H}_4$ . La formula minima del composto si ottiene moltiplicando i pedici per il più piccolo numero che consente di avere solo coefficienti stechiometrici interi. In questo caso, moltiplicano tutti i pedici per due si ottiene  $\text{Fe}_2\text{S}_3\text{O}_{16}\text{H}_8$ . Sapendo poi che tutto lo zolfo è presente come ione solfato e che tutto l'idrogeno è contenuto nell'acqua di cristallizzazione, si deduce che  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  è la formula del composto incognito.

- 12)** Un campione di emoglobina contiene lo 0.0866% in peso di Fe. Determinare la massa molecolare sapendo che la molecola di emoglobina contiene un solo atomo di ferro.  
 m.a.(Fe) = 55.85

Considerando la percentuale di ferro nell'emoglobina, 100.000 g di emoglobina contengono 0.0866 g di ferro che corrispondono alle seguenti moli:

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{\text{m.m.}(\text{Fe})} = \frac{0.0866}{55.85} = 1.55 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Poiché la molecola di emoglobina contiene un solo atomo di ferro, le moli di emoglobina saranno pari a quelle di ferro. Quindi:

$$\text{m.m.}(\text{emoglobina}) = \frac{m(\text{emoglobina})}{n(\text{emoglobina})} = \frac{100.0}{1.55 \cdot 10^{-3}} \simeq 64500$$

- 13)** Una miscela è costituita da cloruro di sodio ( $\text{NaCl}$ ) e da cloruro di calcio esaidsrato ( $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ). Scaldando 13.71 g di questa miscela si ha la perdita completa delle molecole di acqua e si registra una diminuzione della massa del 32.6%. Calcolare la composizione percentuale ponderale della miscela.

$$\text{m.m.}(\text{H}_2\text{O}) = 18.02 \quad \text{m.m.}(\text{CaCl}_2) = 110.98$$

Quando si scalda la miscela composta da  $\text{NaCl}$  e  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , l'acqua di cristallizzazione del cloruro di calcio viene eliminata. Considerando il peso della miscela originale e la perdita in peso percentuale, possiamo calcolare la quantità in grammi e il numero di moli dell'acqua eliminata per riscaldamento:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{(13.71 \cdot 32.6)}{100} = 4.47 \text{ g}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\text{m.m.}(\text{H}_2\text{O})} = \frac{4.47}{18.02} = 0.248 \text{ mol}$$

Considerando il rapporto stechiometrico nel composto  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  tra Ca e  $\text{H}_2\text{O}$ , possiamo calcolare le moli e la massa in grammi di  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ :

$$n(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{6} = 4.13 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) \cdot \text{m.m.}(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 4.13 \cdot 10^{-2} \cdot 219.10 = 9.05 \text{ g}$$

Conoscendo la massa del sale  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  e della miscela originale, possiamo infine calcolare la percentuale di NaCl:

$$\% \text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \frac{m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})}{m(\text{miscela})} \cdot 100 = \frac{9.05}{13.71} \cdot 100 = 66\%$$

$$\% \text{NaCl} = 100.00 - 66.01 = 34\%$$

- 14)** Determinare la formula empirica del composto  $\text{PO}_x$ , che si ottiene bruciando il fosforo con un eccesso di aria (e quindi di ossigeno) in assenza di umidità, sapendo che 3.00 g di fosforo producono 6.87 g di  $\text{PO}_x$ .

$$\text{m.a.(O)} = 16.00 \quad \text{m.a.(P)} = 30.97$$

Le moli di fosforo sono:

$$n(\text{P}) = \frac{m(\text{P})}{\text{m.a.}(\text{P})} = \frac{3.00}{30.97} = 9.69 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

le moli di  $\text{PO}_x$  sono uguali alle moli di P e sono quindi pari a  $9.69 \cdot 10^{-2}$  mol.

Sapendo che si ottengono 6.87 g di  $\text{PO}_x$ , possiamo risalire alla sua “massa molecolare”:

$$\text{m.m.}(\text{PO}_x) = \frac{m(\text{PO}_x)}{n(\text{PO}_x)} = \frac{6.87}{9.69 \cdot 10^{-2}} = 70.90$$

Conoscendo la “massa molecolare” di  $\text{PO}_x$  e la massa atomica del fosforo, possiamo risalire, per differenza, alla “massa molecolare” del frammento “ $\text{O}_x$ ”:

$$\text{m.m.}(\text{“O}_x\text{”}) = 70.90 - 30.97 = 39.93$$

Dividendo questo valore per la massa atomica dell’ossigeno, possiamo calcolare quanti atomi di ossigeno sono presenti nel composto:

$$\frac{39.93}{16.00} = 2.5 \text{ atomi di ossigeno per ogni atomo di fosforo.}$$

La formula empirica del composto è  $\text{PO}_{2.5}$ , quindi  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Come già precedentemente riportato, la formula molecolare è  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .

### 4.3 ESERCIZI

- 1)** L’acido nitrico ha formula  $\text{HNO}_3$ . Calcolare la percentuale degli elementi in tale composto.  
 $\text{m.a.(H)} = 1.01 \quad \text{m.a.(N)} = 14.01 \quad \text{m.a.(O)} = 16.00$

$$[\% \text{H} = 1.60\%, \% \text{N} = 22.23\%, \% \text{O} = 76.17\%]$$





Alessandro Del Zotto

---

# Esercizi di Chimica Generale



[www.edises.it](http://www.edises.it)



€ 19,00

