

Comprende versione
ebook



P. Giannoccaro • S. Doronzo

Elementi di Stechiometria

III Edizione



Accedi ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse

un libro che **non pesa**
e si **adatta** alle dimensioni
del **tuo lettore!**



COLLEGATI AL SITO
EDISES.IT

ACCEDI AL
MATERIALE DIDATTICO

SEGUI LE
ISTRUZIONI

Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edises.it** e accedere ai contenuti digitali.

Scopri il tuo **codice personale** grattando delicatamente la superficie



Il volume NON può essere venduto, né restituito, se il codice personale risulta visibile.
L'**accesso ai contenuti digitali** sarà consentito **per 18 mesi**.

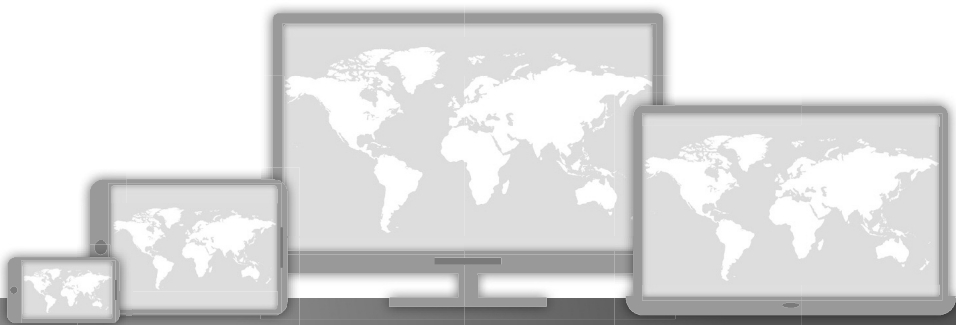
Per attivare i **servizi riservati**, collegati al sito **edises.it** e segui queste semplici istruzioni

Se sei registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- inserisci email e password
- inserisci le ultime 4 cifre del codice ISBN, riportato in basso a destra sul retro di copertina
- inserisci il tuo **codice personale** per essere reindirizzato automaticamente all'area riservata

Se non sei già registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- registrati al sito o autenticali tramite facebook
- attendi l'email di conferma per perfezionare la registrazione
- torna sul sito **edises.it** e segui la procedura già descritta per *utenti registrati*



I contenuti digitali sono accessibili dalla propria **area riservata** secondo la procedura indicata nel frontespizio.

Dalla sezione **materiali e servizi** della tua area riservata potrai accedere all'**Ebook**, ovvero la versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita BookShelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire.

L'accesso ai contenuti digitali sarà consentito per **18 mesi**.

Potenzo Giannoccaro

Salvatore Doronzo

Elementi di Stechiometria

III edizione



Potenzo Giannoccaro – Salvatore Doronzo

Elementi di Stechiometria - III edizione

Copyright © 2004, 2009, 2023, EdiSES S.r.l. – Napoli

2027 2026 2025 2024 2023
9 8 7 6 5 4 3 2 1

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.

Fotocomposizione: V colore di Francesco Omaggio – Pordenone

Stampato presso

Vulcanica S.r.l. Nola – Napoli

per conto della

EdiSES srl – Piazza Dante, 89 - Napoli

<http://www.edises.it>

ISBN 9788836231263

I curatori, l'editore e tutti coloro in qualche modo coinvolti nella preparazione o pubblicazione di quest'opera hanno posto il massimo impegno per garantire che le informazioni ivi contenute siano corrette, compatibilmente con le conoscenze disponibili al momento della stampa; essi, tuttavia, non possono essere ritenuti responsabili dei risultati dell'utilizzo di tali informazioni e restano a disposizione per integrare la citazione delle fonti, qualora incompleta o imprecisa.

Realizzare un libro è un'operazione complessa e, nonostante la cura e l'attenzione poste dagli autori e da tutti gli addetti coinvolti nella lavorazione dei testi, l'esperienza ci insegna che è praticamente impossibile pubblicare un volume privo di imprecisioni. Saremo grati ai lettori che vorranno inviarci le loro segnalazioni e/o suggerimenti migliorativi su assistenza.edises.it

*“Quando puoi misurare ciò di cui stai
parlando, ed esprimerlo in numeri,
ne conosci qualcosa.
Ma quando non puoi misurarlo,
quando non puoi esprimerlo in numeri,
la tua conoscenza è scarsa
e insignificante”.*

William Thomson, Lord Kelvin (1824-1907)

Indice generale

CAPITOLO 1 – Grandezze e unità di misura. Richiami di matematica	1
1.1 Grandezze fondamentali	1
1.2 Grandezze derivate	1
1.3 Fattori di conversione tra grandezze	2
1.4 Prefissi decimali moltiplicativi e riduttivi	3
1.5 Numeri, notazione scientifica e cifre significative	3
1.6 Operazioni e cifre significative	4
1.7 Regole per arrotondare i risultati	5
1.8 Minimo comune multiplo (m.c.m.) e massimo comune divisore (m.c.d.)	5
1.9 Operazioni con le potenze	5
1.9.1 Operazioni con potenze aventi la stessa base	6
1.10 Operazioni con le radici	6
1.11 Logaritmi	7
1.11.1 Operazioni con i logaritmi	7
1.12 Equazioni di secondo grado	7
 CAPITOLO 2 – Pesì atomici e pesì molecolari. La mole	 9
2.1 Pesì atomici	9
2.2 Pesì molecolari	10
2.3 Costante di Avogadro, mole e peso molare	11
2.4 Problemi risolti	12
2.5 Problemi	14
2.6 Soluzioni	14

CAPITOLO 3 – Composizione dei sistemi	17
3.1 Composizione percentuale di un sistema	17
3.2 Composizione percentuale di un composto	21
3.3 Calcolo della formula empirica di un composto	24
3.4 Illustrazione del metodo	25
3.5 Problemi risolti	26
3.6 Analisi dei minerali	29
3.7 Problemi risolti	30
3.8 Altri problemi risolti	31
3.9 Ulteriori applicazioni	32
 CAPITOLO 4 – Le reazioni chimiche	 33
4.1 Bilancio delle reazioni chimiche	33
4.2 Bilancio delle reazioni acido-base in forma molecolare	34
4.3 Bilancio delle reazioni in forma ionica	37
4.4 Bilanciare le seguenti reazioni acido-base	38
4.5 Soluzioni	39
4.6 Bilancio delle reazioni di ossido-riduzione	40
4.7 Metodo della variazione dei n.o.	41
4.8 Bilancio delle reazioni di ossido-riduzione in forma ionica	50
4.9 Metodo delle semireazioni	58
4.10 Bilancio delle semireazioni	60
4.11 Bilancio delle reazioni redox col metodo delle semireazioni	64
4.12 Reazioni di disproporzionamento (o di ossido-riduzione interna, o di dismutazione)	67
4.13 Bilanciare le seguenti reazioni redox in forma molecolare	70
4.14 Soluzioni	71
4.15 Bilanciare le seguenti reazioni redox in forma ionica	72
4.16 Soluzioni	73
4.17 Ulteriori applicazioni	74
 CAPITOLO 5 – Rapporti ponderali e volumetrici	 75
5.1 Stechiometria delle reazioni chimiche	75
5.2 Reagente limitante e reagente in eccesso	80
5.3 Resa percentuale	85
5.4 Metodo degli equivalenti	87
5.5 Applicazione del metodo degli equivalenti al calcolo ponderale	88
5.6 Applicazioni	91

5.7	Problemi	101
5.8	Soluzioni	103
CAPITOLO 6 – Lo stato gassoso		107
6.1	Principali leggi dei gas	107
6.2	Applicazioni	107
6.3	Miscela gassose	110
6.4	Problemi risolti	110
CAPITOLO 7 – Le soluzioni		121
7.1	Composizione delle soluzioni	121
7.2	Preparazione di soluzioni a concentrazione nota	122
7.2.1	Preparazione per pesata diretta	122
7.2.2	Preparazione per diluizione	125
7.2.3	Soluzioni diluitissime	127
7.3	Problemi di ricapitolazione risolti	130
7.4	Problemi	134
7.5	Soluzioni	135
7.6	Ulteriori applicazioni	136
CAPITOLO 8 – Proprietà colligative delle soluzioni		137
8.1	Proprietà delle soluzioni diluite	137
8.2	Calcolo dell'indice di Van't Hoff	138
8.3	Problemi	148
8.4	Soluzioni	148
8.5	Ulteriori applicazioni	150
CAPITOLO 9 – Equilibri chimici		151
9.1	L'equilibrio nei sistemi omogenei. Le costanti di equilibrio	151
9.2	Grado di avanzamento di un equilibrio	151
9.3	Costante di equilibrio e grado di dissociazione	152
9.4	Problemi risolti	152
9.5	L'equilibrio nei sistemi eterogenei	156
9.6	Problemi risolti	157
9.7	Altri problemi risolti	159
9.8	Ulteriori applicazioni	168

CAPITOLO 10 – Equilibri ionici. Calcolo del pH	169
10.1 Calcolo del pH di soluzioni contenenti un acido forte o una base forte	169
10.2 Calcolo del pH di soluzioni contenenti acidi deboli o basi deboli	174
10.3 Calcolo del pH di soluzioni contenenti un sale	179
10.4 Soluzioni tampone	182
10.5 Calcolo del pH di soluzioni risultanti dal mescolamento di acidi e di basi	189
10.5.1 Acidi forti con basi forti	189
10.5.2 Acidi deboli con basi forti	193
10.5.3 Basi deboli con acidi forti	197
10.6 Titolazioni acido-base	200
10.7 Problemi risolti	207
10.7.1 Ulteriori applicazioni	218
10.8 Solubilità e prodotto di solubilità	218
10.9 Ulteriori applicazioni	228
 CAPITOLO 11 – Elettrochimica	229
11.1 Semielementi galvanici. Pile. F.e.m.	229
11.2 Processi elettrolitici	241
11.3 Problemi risolti	242
11.4 Altri problemi risolti	245
11.5 Ulteriori applicazioni	259
 CAPITOLO 12 – Termodinamica chimica	261
12.1 Sistemi e funzioni termodinamiche	261
12.2 Termochimica	261
12.3 Entalpia delle reazioni e calcolo del ΔH	262
12.4 Scambio di calore e problemi	264
12.5 Problemi sull'Entalpia	267
12.6 Problemi sulla legge di Hess	269
12.7 Altre applicazioni della legge di Hess	272
12.8 Entropia ed energia libera	275
12.9 Problemi su entropia ed energia libera	277
12.10 Altri problemi con soluzione a parte	285
12.11 Soluzione di altri problemi	288
 CAPITOLO 13 – Strutture elettroniche e geometria di ioni e molecole semplici	253
13.1 Composti e formule	293



13.2	Strutture elettroniche	293
13.3	Metodo dei doppietti elettronici	294
13.4	Metodo delle configurazioni elettroniche	296
13.5	Stabilità delle strutture	301
13.6	Configurazioni elettroniche di ioni negativi	302
13.7	Configurazioni elettroniche di raggruppamenti atomici con un numero dispari di elettroni	305
13.8	Strutture steriche	306
CAPITOLO 14 – Problemi di ricapitolazione		311
14.1	Problemi di ricapitolazione	311
14.2	Soluzioni	317
14.3	Problemi non risolti	338

Prefazione

La capacità di tradurre in numeri le leggi e i principi generali della Chimica è un momento fondamentale dello studio della disciplina, per cui il calcolo numerico appare indispensabile per giungere ad una convinta comprensione e assimilazione delle tematiche affrontate durante lo svolgimento di un corso di Chimica Generale.

È difficile, pertanto, pensare di poter raggiungere una buona e non fuggevole conoscenza dei concetti fondamentali della chimica senza acquisire la capacità di poterli elaborare matematicamente, e questa capacità di elaborazione costituisce, al tempo stesso, una efficace verifica dell'acquisizione di tali principi.

Questa nostra convinzione è anche avvalorata da un pensiero di Lord Kelvin che abbiamo voluto riportare all'inizio di questo testo.

Da queste considerazioni discende la necessità di integrare il testo di Chimica Generale già pubblicato da uno degli autori, con un valido testo di esercizi, sì da fornire un ulteriore ausilio didattico agli studenti che si apprestano ad affrontare lo studio di questa impegnativa disciplina. È noto, infatti, che essi trovano le loro maggiori difficoltà proprio nella risoluzione di problemi di stechiometria.

Nella stesura del testo abbiamo tenuto conto dell'avvenuta ristrutturazione (con le lauree triennali del nuovo ordinamento didattico) dei corsi universitari, che con l'introduzione dei crediti formativi ha determinato una significativa riduzione della durata dei corsi di lezione. Sviluppare un corso di Chimica Generale in uno spazio di tempo che, nella migliore delle ipotesi, non supera le 50 ore, e farvi rientrare anche le indispensabili esercitazioni numeriche, è compito arduo per i docenti e gravoso per gli studenti, ai quali viene a mancare il tempo necessario per una "calma" acquisizione di conoscenze ed una altrettanto "meditata" loro elaborazione.

Abbiamo, pertanto, cercato di scrivere un testo di stechiometria con un linguaggio chiaro, semplice e costantemente esplicativo, dettagliando ogni considerazione riguardo alle proprietà e al comportamento dei sistemi di volta in volta oggetto di attenzione da parte dello studente.

All'inizio di ogni capitolo sono state richiamate le conoscenze fondamentali e necessarie per affrontare la risoluzione dei problemi. Segue un cospicuo numero di esercizi tutti risolti, col richiamo costante ai principi, alle leggi e alle fondamentali nozioni di matematica necessarie per il calcolo numerico.

Ci sentiamo di consigliare allo studente di non correre ad esaminare la soluzione presentata per ogni problema, subito dopo averne letta la traccia. Provi a risolvere l'esercizio ricorrendo alle conoscenze chimiche e matematiche, anche richiamando alla mente problemi simili già svolti in precedenza e faccia, infine, ricorso alla soluzione riportata, solo in presenza di una effettiva difficoltà nella prosecuzione dello svolgimento.

L'ultimo capitolo presenta un buon numero di problemi di ricapitolazione, grosso modo ordinato secondo l'ordine in cui si susseguono i vari capitoli. Volutamente, alla fine di ogni traccia, non è riportata la risposta ai quesiti proposti: ciò allo scopo di non costringere lo studente alla ricerca, ad ogni costo, di una soluzione esattamente coincidente con quella prevista, bensì con l'intento di abituarlo a muoversi, senza guida, secondo un percorso logico, che partendo dalla chiara interpretazione della traccia e passando attraverso opportune e plausibili considerazioni e operazioni, lo conduca a raggiungere il corretto risultato.

In questa nuova edizione il libro è stato arricchito di un nuovo capitolo riguardante la Termodinamica Chimica. Sono stati proposti e risolti alcuni problemi riguardanti gli scambi termici e il calcolo della variazione di entalpia associata ad alcune reazioni, facendo anche ricorso alla legge di Hess. La legge è stata anche utilizzata per il calcolo delle energie di legame e della variazione di entalpia di un processo attraverso le energie di legame. Particolare attenzione è stata riservata alla risoluzione di problemi inerenti il calcolo della variazione di entropia e di energia libera di numerosi processi. Infine, nel capitolo 10 sono stati aggiunti altri problemi, con risoluzione, riguardanti la solubilità e il prodotto di solubilità.

Gli Autori

CAPITOLO 4

Le reazioni chimiche

4.1 Bilancio delle reazioni chimiche

Una reazione chimica è una trasformazione spontanea in cui alcune sostanze, dette reagenti, si trasformano in altre, dette prodotti. La trasformazione si verifica in quanto i reagenti, venendo a contatto tra di loro, si scambiano o cariche negative, cioè elettroni, e in questo caso la reazione viene detta di ossido-riduzione (redox), oppure ioni, e in tal caso la reazione è detta acido-base.

Il modo più semplice per riconoscere se una reazione è di un tipo o dell'altro è quello di valutare i numeri di ossidazione degli elementi presenti nelle specie chimiche. Se alcuni di essi cambiano il proprio n.o., la reazione è di ossido-riduzione, in quanto uno scambio di elettroni comporta sempre una variazione dello stato di ossidazione; viceversa, se nessun elemento subisce una variazione del n.o., la reazione è acido-base.

Ogni reazione, sia essa acido-base o di ossido-riduzione, viene visualizzata con una equazione, in cui a sinistra sono indicati i reagenti e a destra i prodotti. Nel linguaggio comune, per indicare una reazione si usano indifferentemente i termini **equazione chimica** o **reazione chimica**.

Le reazioni possono essere scritte in forma ionica o in forma molecolare (o completa). Nella forma ionica si riportano solo gli ioni che effettivamente partecipano alla reazione; nella forma molecolare, poiché si scrivono le specie al completo, sono anche presenti gli ioni che non partecipano alla reazione e che vengono detti ioni spettatori.

Bilanciare una reazione significa rispettare la “**legge della conservazione delle masse**” o “**legge di Lavoisier**”, che in questo contesto può essere espressa nei seguenti termini: “in ogni reazione il numero di atomi di un dato elemento presenti a sinistra (reagenti) deve essere uguale al numero di atomi dello stesso elemento presenti a destra (prodotti)”.

Il bilancio delle reazioni acido-base, scritte in forma ionica o in forma completa, non presenta particolari difficoltà. Lo stesso non si può dire per quelle di ossido-riduzione, il cui bilancio può risultare complicato se non si seguono particolari procedure.

4.2 Bilancio delle reazioni acido-base in forma molecolare

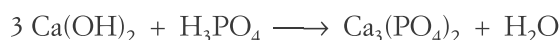
Di seguito sono riportate alcune reazioni acido-base e vengono illustrati i criteri per il loro bilancio:



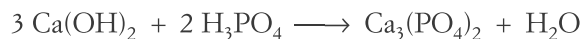
Bilancio

Non esistono particolari indicazioni o suggerimenti per realizzare il bilancio; occorre solo modificare i coefficienti stechiometrici delle specie chimiche in modo tale che gli atomi presenti siano in numero uguale nei due membri dell'equazione. È buona norma, comunque, bilanciare da ultimo gli atomi di idrogeno e di ossigeno, attraverso un opportuno numero di molecole di H_2O .

Considerando la reazione in esame, si vede che a sinistra, nell'idrossido di calcio, Ca(OH)_2 , vi è un solo atomo di Ca, mentre a destra, nel fosfato di calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, ve ne sono tre; il suo bilancio richiede pertanto la presenza di tre moli di Ca(OH)_2 :

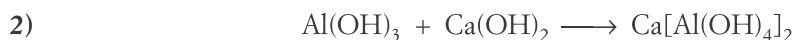


In modo analogo si procede al bilancio del fosforo e poiché, nel caso in esame, abbiamo sia a sinistra che a destra il gruppo fosfato (PO_4^{3-}), conviene bilanciare direttamente questo gruppo. Il suo bilancio richiede la presenza di due moli di H_3PO_4 :



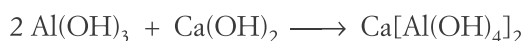
Il dato ottenuto mostra che per formare una mole di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ occorrono tre moli di Ca(OH)_2 e due moli di H_3PO_4 . Il rapporto di reazione tra le due specie chimiche rimane lo stesso se si bilanciano prima i gruppi fosfato e poi gli atomi di Ca.

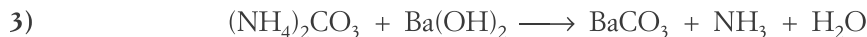
Restano da bilanciare gli atomi di H e di O scrivendo a destra le molecole di H_2O necessarie. Il bilancio richiede la formazione di 6 moli di H_2O . Pertanto la reazione completamente bilanciata risulta:



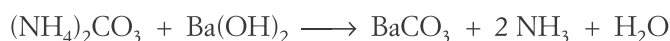
Bilancio

Il bilancio dell'Al richiede la presenza di 2 moli di Al(OH)_3 , mentre il Ca risulta bilanciato. Infine, il bilancio di H e di O non richiede la formazione di H_2O , essendo essi già bilanciati:

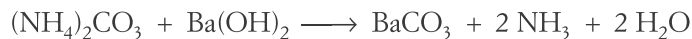


**Bilancio**

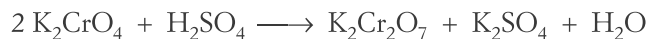
Una mole di $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ contiene due gruppi ammonio (NH_4^+), per cui il bilancio dell'N richiede la formazione di due moli di NH_3 :



I gruppi carbonato (CO_3^{2-}) e gli atomi di Ba sono bilanciati, per cui restano da bilanciare gli atomi di H e di O. Poiché a sinistra vi sono 10 atomi di H e a destra solo "8", si devono formare 2 moli di H_2O :

**Bilancio**

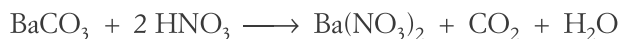
Poiché nel dicromato, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, vi sono due atomi di Cr, sono richieste tra i reagenti due moli di K_2CrO_4 :



il che comporta anche il bilancio degli atomi di K. I gruppi solfato e gli atomi di H e di O risultano bilanciati.

**Bilancio**

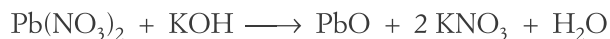
Gli atomi di Ba sono bilanciati, mentre il bilancio dell'azoto richiede tra i reagenti la presenza di due moli di HNO_3 :



Tutti gli altri atomi risultano bilanciati.

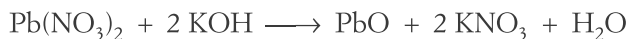
**Bilancio**

I gruppi nitrato (NO_3^-) non sono bilanciati, per cui si devono formare due moli di nitrato di potassio (KNO_3):



Il bilancio degli atomi di K richiede, tra i reagenti, la presenza di 2 moli di KOH , mentre gli

atomi di H e di O sono bilanciati:



Bilancio

Per ogni mole di $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ che reagisce, vi sono tre gruppi NH_4^+ , mentre per ogni mole di $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ che si forma, vi sono due gruppi NH_4^+ .

Dal momento che i gruppi sono da una parte in numero dispari e dall'altra in numero pari, rendiamo pari quelli di sinistra prendendo due moli di $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$. Ciò comporta la formazione di tre moli di solfato:

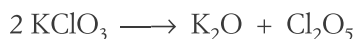


La presenza di due gruppi fosfato (PO_4^{3-}) tra i reagenti comporta la formazione di due moli di fosfato di argento, Ag_3PO_4 , mentre il bilancio degli atomi di Ag richiede tra i reagenti la partecipazione di tre moli di solfato di argento (Ag_2SO_4). I gruppi solfato, (SO_4^{2-}), così come gli atomi di H e di O, risultano bilanciati:



Bilancio

A destra abbiamo due moli di atomi di K per mole di K_2O , per cui occorre prendere 2 moli di clorato di potassio (KClO_3). Gli altri atomi risultano bilanciati:

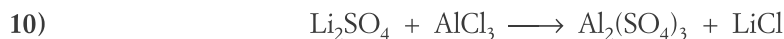


Bilancio

Il bilancio del calcio e del fosforo richiede la presenza di 3 moli di CaCl_2 e di 2 moli di Na_3PO_4 : pertanto i due reagenti devono essere presenti nel rapporto 3 : 2.



Infine, il bilancio del sodio e del cloro comporta la formazione di 6 moli di NaCl:

**Bilancio**

La presenza di tre gruppi solfato e di due moli di atomi di Al per mole di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ richiede che i due reagenti debbano essere presenti nel rapporto 3 : 2. Pertanto si ha:

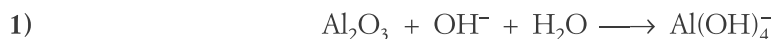


Il bilancio del Li e del Cl richiede la formazione di sei moli di LiCl:



4.3 Bilancio delle reazioni in forma ionica

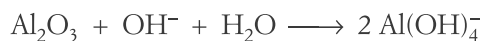
Le reazioni in forma ionica avvengono solo in soluzione, in cui la maggior parte delle sostanze subisce un processo di dissociazione. In una reazione in forma ionica si scrivono solo gli ioni che effettivamente partecipano alla reazione. Ad esempio, consideriamo la reazione:



Essa indica che quando l'ossido di alluminio (Al_2O_3) si trova in soluzione in presenza di una sostanza che fornisca ioni OH^- (gli idrossidi solubili, che sono per lo più quelli del 1° gruppo della tavola periodica), reagisce e si trasforma in ione tetraidrossoalluminato, $\text{Al}(\text{OH})_4^-$.

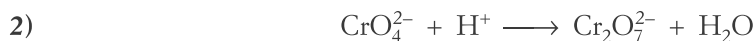
Bilancio

Si procede come già visto. Il bilancio dell'Al richiede la formazione di 2 moli di ioni tetraidrossoalluminato:



A questo punto si bilanciano le cariche portate dagli ioni, dette anche cariche libere. Come il bilancio delle masse stabilisce che in una reazione il numero degli atomi deve essere lo stesso a sinistra e a destra (reagenti e prodotti), quello delle cariche stabilisce che il numero delle cariche deve essere uguale in entrambi i membri. Poiché a destra abbiamo due cariche negative, una per ogni ione tetraidrossoalluminato, due devono essere anche le cariche a sinistra, per cui occorrono due moli di ioni OH^- . Il bilancio dell'H e dell'O richiede la presenza di tre moli di H_2O . Pertanto, la reazione bilanciata risulta:

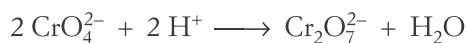


**Bilancio**

Bilancio delle masse: a destra, nel dicromato abbiamo due atomi di Cr, per cui occorrono due moli di ione cromato (CrO_4^{2-}):



Bilancio delle cariche: a destra abbiamo due cariche negative, e lo stesso numero di cariche dobbiamo avere a sinistra. Poiché due gruppi CrO_4^{2-} portano in totale quattro cariche negative, occorre prendere due moli di ioni H^+ : in questo modo la somma algebrica delle cariche a sinistra ($-4 + 2$) è uguale a “-2”:



L'H e l'O risultano direttamente bilanciati.

La reazione così bilanciata indica che in soluzione acida lo ione cromato si trasforma in ione dicromato.

4.4 Bilanciare le seguenti reazioni acido-base

- 1) $\text{CaS} + \text{K}_3\text{AsO}_4 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2 + \text{K}_2\text{S}$
- 2) $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{HBr} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{LiBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Mg}_3(\text{BiO}_4)_2 \longrightarrow \text{MgO} + \text{Bi}_2\text{O}_5$
- 4) $\text{Ca}_2\text{SiO}_4 + \text{AlPO}_4 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{Al}_4(\text{SiO}_4)_3$
- 5) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HBr} \longrightarrow \text{AlBr}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
- 7) $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{RbNO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_2 \longrightarrow \text{FeO} + \text{Cl}_2\text{O}_5$
- 9) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SeO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SeO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{SnCl}_4 + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow \text{SnS}_2 + \text{NaCl}$
- 11) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{CaBr}_2 \longrightarrow \text{AlBr}_3 + \text{CaSO}_4$
- 12) $\text{NaAlO}_2 + \text{CaI}_2 \longrightarrow \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2 + \text{NaI}$

- 13) $\text{AlCl}_3 + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgCl} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
14) $\text{AlCl}_3 + \text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}_3\text{AlCl}_6$
15) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaI} \longrightarrow \text{PbI}_2 + \text{NaNO}_3$
16) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{As}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S}$
17) $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Sb}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{S}$
18) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaCl}_2$

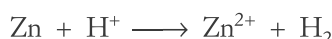
4.5 Soluzioni

- 1) $3 \text{CaS} + 2 \text{K}_3\text{AsO}_4 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2 + 3 \text{K}_2\text{S}$
2) $\text{Li}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HBr} \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{LiBr} + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{Mg}_3(\text{BiO}_4)_2 \longrightarrow 3 \text{MgO} + \text{Bi}_2\text{O}_5$
4) $3 \text{Ca}_2\text{SiO}_4 + 4 \text{AlPO}_4 \longrightarrow 2 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{Al}_4(\text{SiO}_4)_3$
5) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{HBr} \longrightarrow \text{AlBr}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
6) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO}_2 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
7) $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HNO}_3 \longrightarrow 2 \text{RbNO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8) $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_2 \longrightarrow \text{FeO} + \text{Cl}_2\text{O}_5$
9) $2 \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}_2\text{SeO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SeO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$
10) $\text{SnCl}_4 + 2 \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow \text{SnS}_2 + 4 \text{NaCl}$
11) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{CaBr}_2 \longrightarrow 2 \text{AlBr}_3 + 3 \text{CaSO}_4$
12) $2 \text{NaAlO}_2 + \text{CaI}_2 \longrightarrow \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2 + 2 \text{NaI}$
13) $\text{AlCl}_3 + 3 \text{AgNO}_3 \longrightarrow 3 \text{AgCl} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
14) $\text{AlCl}_3 + 3 \text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}_3\text{AlCl}_6$
15) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaI} \longrightarrow \text{PbI}_2 + 2 \text{NaNO}_3$
16) $\text{As}_2\text{S}_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{As}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{H}_2\text{S}$
17) $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 6 \text{NaOH} \longrightarrow 2 \text{Sb}(\text{OH})_3 + 3 \text{Na}_2\text{S}$
18) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4 \text{HCl} \longrightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2 \text{CaCl}_2$

4.6 Bilancio delle reazioni di ossido-riduzione

Abbiamo già detto che in queste reazioni le specie chimiche reagenti si scambiano elettroni. La specie che cede elettroni prende il nome di riducente; quella che li acquista prende il nome di ossidante. Un riducente cede elettroni e si ossida, mentre un ossidante acquista elettroni e si riduce.

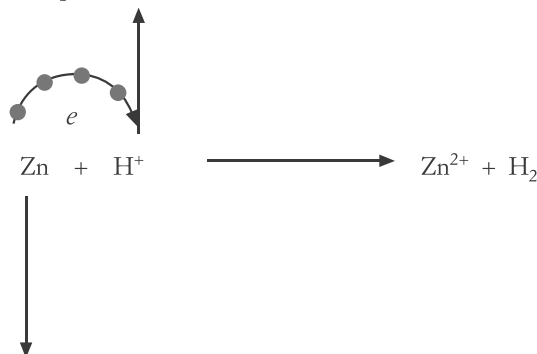
Ad esempio, se consideriamo la reazione



lo Zn metallico si comporta da riducente, in quanto cede elettroni ad H^+ riducendolo a idrogeno elementare (H_2), mentre H^+ si comporta da ossidante in quanto acquista gli elettroni ceduti dallo Zn, ossidandolo a Zn^{2+} .

Nello schema seguente sono riassunti la diversa azione dei due reagenti e il loro comportamento:

Funge da ossidante acquistando elettroni, ossida lo Zn a Zn^{2+} e si riduce



Funge da riducente cedendo elettroni, riduce H^+ ad H_2 e si ossida

I due diversi n.o. “0” e “+2” per lo Zn, “+1” e “0” per l’H, individuano due diversi stati di questi elementi, che vengono rispettivamente indicati come stato ridotto (o forma ridotta), quello a n.o. più basso, e stato ossidato (o forma ossidata), quello a n.o. più alto. Pertanto, nella reazione in esame, lo Zn costituisce la forma ridotta, abbreviata in “Red”, e lo ione Zn^{2+} la sua forma ossidata, abbreviata in “Ox”. Analogamente l’ H^+ rappresenta la forma ossidata (Ox) e H_2 la sua forma ridotta (Red). L’insieme di una forma ridotta e di una forma ossidata di uno stesso elemento costituisce una coppia coniugata di ossido-riduzione, detta semplicemente “coppia redox”. Utilizzando questa terminologia, la reazione di ossido-riduzione tra Zn e H^+ può essere così rappresentata:



in cui per distinguere le due coppie coniugate si è assegnato l'indice 1 alla coppia Zn/Zn^{2+} e l'indice 2 alla coppia H^+/H_2 .

L'espressione precedente costituisce la rappresentazione più generica di una reazione di ossido-riduzione, in cui si vede che la forma ridotta di una coppia (Red_1) reagisce con la forma ossidata di un'altra coppia (Ox_2): la forma ridotta (Red_1), cedendo elettroni, si trasforma nella sua corrispondente forma ossidata (Ox_1), mentre la forma ossidata (Ox_2), acquistando elettroni, si trasforma nella sua corrispondente forma ridotta (Red_2).

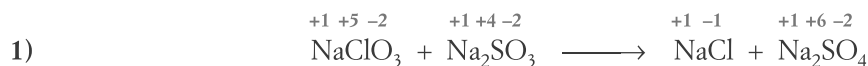
Mentre il bilancio delle reazioni acido-base, come abbiamo visto, non presenta particolari difficoltà, lo stesso non si può dire per le reazioni di ossido-riduzione. Per alcune il bilancio risulta semplice, per altre può risultare difficile o addirittura impossibile se non si seguono delle particolari procedure.

Sono stati proposti diversi metodi per bilanciare queste reazioni: tutti si basano sul concetto che l'ossidante (la specie che acquista elettroni) e il riducente (la specie che cede elettroni) devono reagire in un rapporto tale che **il numero degli elettroni acquistati sia uguale al numero degli elettroni ceduti**.

Tra i vari metodi di bilancio illustreremo il metodo della variazione dei numeri di ossidazione (n.o.), detto anche metodo diretto, e il metodo delle semireazioni.

4.7 Metodo della variazione dei n.o.

Bilanciare le seguenti reazioni in forma molecolare.



I n.o. riportati su ogni elemento mostrano che si hanno variazioni solo per il **Cl** e lo **S**. In particolare il **Cl** passa da n.o. «+5» nel clorato (NaClO_3) a n.o. «-1» nel cloruro (NaCl), mentre lo zolfo (**S**) passa da n.o. «+4» nel solfito (Na_2SO_3) a n.o. «+6» nel solfato (Na_2SO_4).

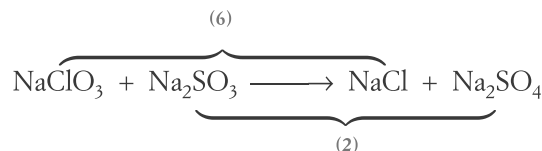
Pertanto, l' NaClO_3 si comporta da ossidante e ogni atomo di cloro acquista un numero di elettroni (sei) pari alla variazione del n.o.

$$\Delta \text{n.o.} = [\text{n.o. Cl in NaClO}_3] - [\text{n.o. Cl in NaCl}] \quad ; \quad \Delta \text{n.o.} = (+5) - (-1) \rightarrow +6$$

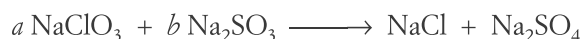
In modo analogo si ricava che l' Na_2SO_3 si comporta da riducente e ogni atomo di S perde 2 elettroni, corrispondenti alla variazione del n.o.

$$\Delta \text{n.o.} = [\text{n.o. S in Na}_2\text{SO}_3] - [\text{n.o. S in Na}_2\text{SO}_4] \quad ; \quad \Delta \text{n.o.} = (+4) - (+6) \rightarrow -2$$

Un modo schematico per visualizzare il numero di elettroni ceduti dal riducente e acquistati dall'ossidante è quello di collegare le due coppie coniugate di ossido-riduzione con una linea orizzontale e di riportare su di essa il numero di elettroni corrispondente alla variazione dei n.o.:



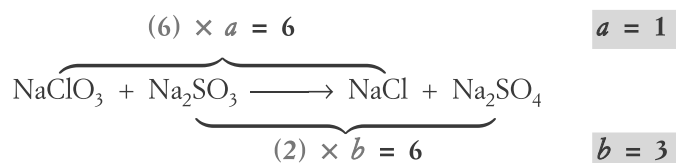
Il fatto che il numero degli elettroni acquistati e ceduti non è uguale nei due processi comporta che l'ossidante e il riducente non possono reagire nel rapporto 1 : 1. Occorre pertanto moltiplicare l'ossidante per un coefficiente a e il riducente per un coefficiente b , tali da rendere uguale il numero degli elettroni:



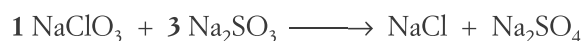
Per ricavare a e b bisogna calcolare il minimo comune multiplo (m.c.m.) tra gli elettroni ceduti e quelli acquistati, e moltiplicare ognuno di essi per un fattore che renda il loro prodotto uguale al m.c.m.

Nel caso in esame i due numeri di cui si deve trovare il m.c.m. sono «6» e «2»: il loro m.c.m. è «6» e i fattori moltiplicativi sono, rispettivamente, $a = 1$ e $b = 3$.

Usando lo schema precedente si ha:



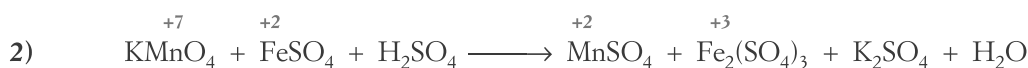
Pertanto, per rendere uguali gli elettroni, le due specie devono reagire nel rapporto **1 : 3**.



Si completa ora il bilancio della reazione bilanciando a destra il cloro e lo zolfo, cioè gli atomi che hanno variato il proprio n.o. Il loro bilancio comporta la formazione di 3 moli di solfato e di una mole di NaCl, per cui si ha:



È stato omissso il coefficiente 1 davanti a NaClO₃ e davanti a NaCl, in quanto, per convenzione, tale coefficiente viene sottinteso.

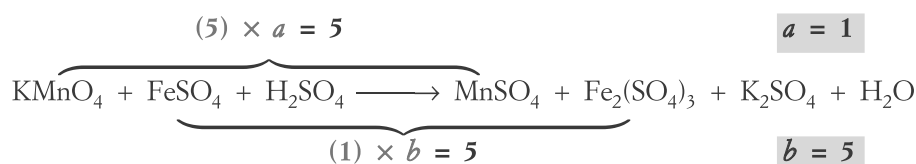


Le specie che cambiano il n.o. sono il Mn, il cui n.o. diminuisce da «+7» a «+2», e quindi ogni atomo acquista «5» elettroni, e il Fe, il cui n.o. aumenta da «+2» a «+3», e quindi ogni atomo

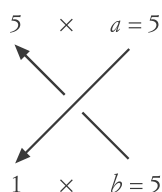
cede “1” elettrone. Ne consegue che il KMnO_4 si comporta da ossidante (ossida l'Fe da «+2» a «+3») e l' FeSO_4 si comporta da riducente (riduce l'Mn da «+7» a «+2»). Gli elettroni scambiati non sono in numero uguale: i reagenti non reagiscono nel rapporto 1 : 1. I coefficienti a e b si ricavano attraverso il m.c.m. tra “5” e “1”, che è “5”, e devono essere tali da rispettare le uguaglianze $5 \times a = 5$ e $1 \times b = 5$.

Ne consegue che a deve essere uguale a “1” e b deve essere uguale a “5”.

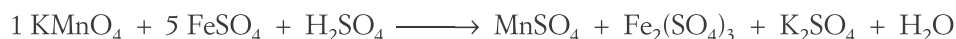
Ricorrendo allo schema della correlazione delle coppie coniugate, si ha:



Come si vede, in questo caso i coefficienti a e b si ottengono scambiando in croce gli elettroni in gioco nei due processi:



Pertanto, il rapporto di reazione è di 1 : 5, e si ha:

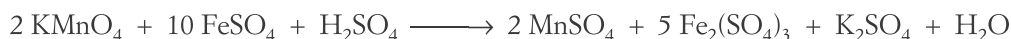


Occorre precisare che si possono ricavare i coefficienti a e b attraverso lo scambio in croce solo se gli elettroni scambiati sono numeri “primi tra loro”, cioè numeri tra loro non divisibili, come lo sono in questo caso “5” e “1”. In caso contrario, come nella prima reazione, in cui gli elettroni scambiati erano “6” e “2”, occorre ricorrere al calcolo del m.c.m.

Il bilancio a destra del Mn e del Fe comporta la formazione di una mole di MnSO_4 e di 5/2 moli di $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, dal momento che gli atomi di Fe sono 5 e vi sono 2 moli di atomi di Fe per mole di $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

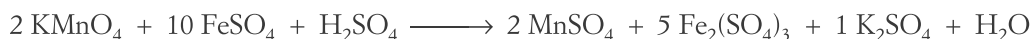


Se si vuole eliminare il coefficiente stechiometrico frazionario, occorre moltiplicare tutto per 2, per non alterare il rapporto di reazione. Pertanto si ha:

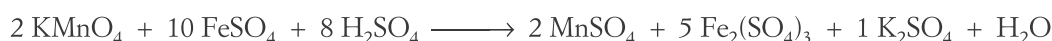


A questo punto si completa il bilancio procedendo come se si trattasse di una reazione acido-

base, bilanciando per ultimi l'H e l'O. Nel nostro caso, gli atomi di potassio derivano solo dal KMnO_4 , che è già stato bilanciato, per cui si deve formare 1 mole di K_2SO_4 :



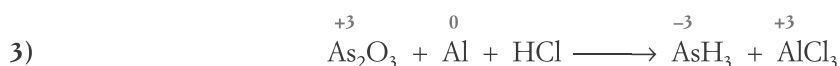
Restano da bilanciare i gruppi solfato attraverso l' H_2SO_4 . A destra si hanno 18 gruppi " SO_4 ": 15 presenti nelle 5 moli di $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, 2 nelle due moli di MnSO_4 e 1 in K_2SO_4 . A sinistra i gruppi " SO_4 " sono 10, in FeSO_4 , per cui occorrono 8 moli di H_2SO_4 :



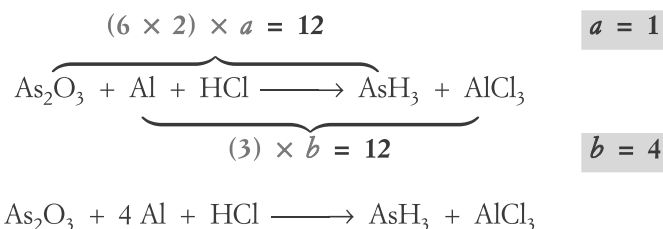
Bilanciamo, infine, l'H e l'O, scrivendo le necessarie molecole di acqua. A sinistra vi sono 16 moli di atomi di H provenienti dalle 8 moli di H_2SO_4 , per cui, dovendo esserci anche a destra 16 moli di atomi di H, si devono formare 8 moli di H_2O :



Da notare che se anche nella reazione proposta l' H_2O non fosse stata indicata, il bilancio finale dell'H e dell'O richiederebbe la sua formazione. Questo spiega perché, a volte, nelle reazioni da bilanciare, l' H_2O non viene indicata. Col bilancio dell'acqua risultano automaticamente bilanciati anche gli atomi di ossigeno. Se non lo fossero, l'errore sarebbe da ricercarsi nella non corretta attribuzione dei coefficienti a e b , probabilmente a causa di una errata assegnazione dei numeri di ossidazione.



Gli atomi che cambiano il n.o. sono l'As, che passa da "+3" a "-3", e l'Al, che passa da "0" a "+3". Pertanto, l' As_2O_3 si comporta da ossidante e ogni mole deve acquistare "12" moli di elettroni: sei ($\Delta \text{n.o.} = 6$) per ogni atomo di As presente. Viceversa, l'Al si comporta da riducente e ogni atomo deve acquistare tre elettroni ($\Delta \text{n.o.} = 3$). Poiché i numeri degli elettroni scambiati sono divisibili tra di loro, i coefficienti a e b si ricavano dal m.c.m., che è "12". Per cui, come indicato nello schema, sarà $a = 1$ e $b = 4$:



Il bilancio a destra di As e Al comporta:

P. Giannocco • S. Doronzo

Elementi di Stechiometria

Accedi ai contenuti digitali > Espandi le tue risorse > con un libro che **non pesa** e si **adatta** alle dimensioni del tuo **lettore**



All'interno del volume il **codice personale** e le istruzioni per accedere ai **contenuti digitali**.
L'accesso alle risorse digitali è **gratuito** ma limitato a **18 mesi dalla attivazione del servizio**.

