

Comprende versione
ebook

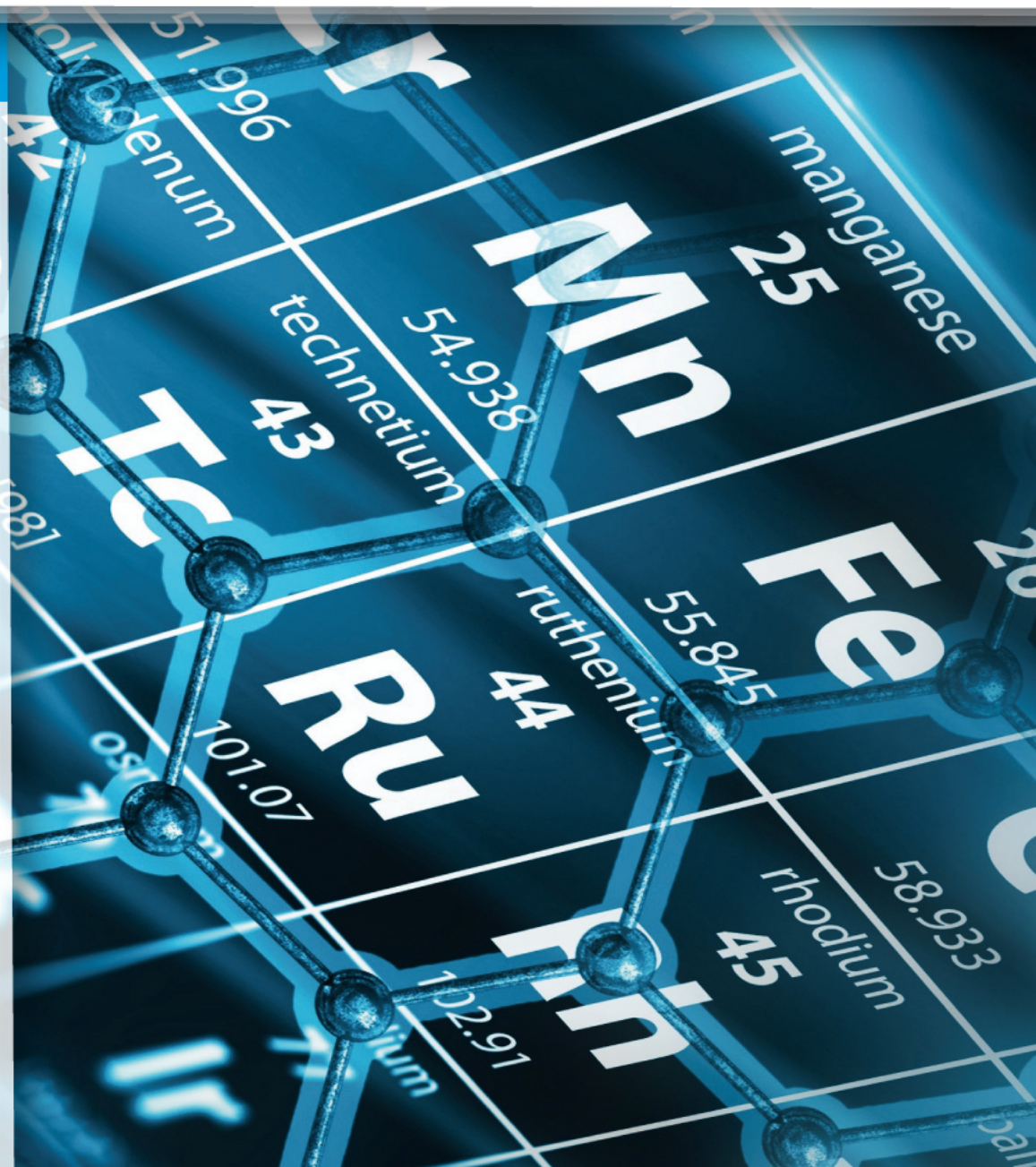


A. Caselli • S. Rizzato • F. Tessore

Stechiometria

dal testo di
M. Freni e A. Sacco

VI edizione



Accedi ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse

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



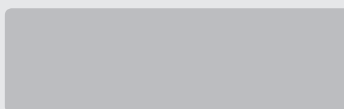
COLLEGATI AL SITO
EDISESUNIVERSITA.IT

ACCEDI AL
MATERIALE DIDATTICO

SEGUI LE
ISTRUZIONI

Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edisesuniversita.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 **edisesuniversita.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 **edisesuniversita.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**.

VI edizione

Stechiometria

dal testo di
M. Freni e A. Sacco

a cura di
A. Caselli
S. Rizzato
F. Tessore



A. Caselli, S. Rizzato, F. Tessore

Stechiometria dal testo di M. Freni e A. Sacco – VI edizione

Copyright © 2015, 2021, EdiSES S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0

2025 2024 2023 2022 2021

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

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.

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

L'Editore

A cura di:

Alessandro Caselli, Silvia Rizzato, Francesca Tessore

Dipartimento di Chimica – Università degli Studi di Milano

Progetto grafico e fotocomposizione a cura di: doma book di Massimo Di Grazia – Napoli

Stampato presso la Tipolitografia Sograte S.r.l. – Zona Ind. Regnano – Città di Castello (PG)

per conto della EdiSES Università S.r.l. – Piazza Dante, 89 – Napoli

ISBN 978 88 3623 031 0

www.edisesuniversita.it

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



Presentazione

Ho accolto l'invito a scrivere la presentazione a questa nuova edizione della "STECCHIOMETRIA" con grande gratificazione e piacere. Ciò per due ragioni importanti: la prima è di rendere omaggio agli stessi giovani che con grande abilità e passione sono riusciti a ricucire le molte discrepanze presenti nel vecchio testo; la seconda è l'occasione di ricordare con stima e affetto sia i miei due maestri Prof. Lamberto Malatesta e Prof. Adriano Sacco, che hanno seguito il nascere del testo e che mi hanno elargito preziosi consigli nella stesura del vecchio, sia mio marito, il Prof. Antonio Vegeto, che con tanta pazienza e cura ha seguito negli anni la mia carriera di docente e di ricercatrice.

In questa nuova stesura è stata inserita qualche variante necessaria e preziosa, come il capitolo sulle formule di Lewis, fondamentale per la comprensione del comportamento chimico delle sostanze. Si è anche cercato di eliminare gli errori presenti nelle soluzioni degli esercizi e di rendere questi ultimi piacevoli, nel limite della materia. Personalmente sono convinta che i calcoli chimici servano ad aprire la mente a metodi scientifici di risoluzione di problemi pratici che sono di grande aiuto per la comprensione delle scienze.

Infine, ringrazio con affetto i miei numerosi nipoti che con le loro domande, intelligenti e spontanee, mi hanno consentito di rimanere al corrente degli attuali problemi scientifici e di metodologia d'insegnamento.

Prof. ssa M. Freni



Prefazione alla VI edizione

“Lavora, impegnati e non mollare mai”

Renato Ugo

Sono passati cinque anni da quando abbiamo accettato la sfida di riproporre il testo, ormai divenuto un classico, “La stechiometria” di Sacco-Freni, cercando di adattarlo alle esigenze didattiche attuali. Grazie anche all’instancabile contributo della prof.ssa Freni e del prof. Sacco, l’operazione ha avuto il successo auspicato. Ora siamo qui a riproporne una nuova edizione, dalla quale abbiamo cercato di togliere tutti i refusi presenti nella versione precedente, oltre che di snellire il testo dove necessario.

Ci piace l’idea di dedicare questa nuova edizione alla memoria del professor Renato Ugo, mentore di generazioni di studenti di Chimica Generale e Inorganica dell’Università degli Studi di Milano, brillante scienziato, docente stimato e amato dai suoi allievi.

Milano, 29 ottobre 2020

Alessandro Caselli, Silvia Rizzato, Francesca Tessore



Prefazione alla V edizione

Quando ci hanno proposto di scrivere un nuovo libro di stechiometria per i corsi di Chimica Generale non abbiamo avuto dubbi nel riconoscere che un testo eccellente esisteva già, “La stechiometria” di Sacco-Freni.

Su questo esercizio, noi e molte altre generazioni di studenti di chimica (e, più in generale, di materie scientifiche) abbiamo iniziato a porre le basi della nostra formazione. Si tratta, a nostro giudizio, di un libro fondamentale. Tuttavia, necessitava di una revisione che lo rendesse più adatto alle attuali esigenze di studio dei corsi universitari.

Con questo nostro lavoro di revisione abbiamo cercato, pur mantenendone lo spirito originario, di rinnovare parte dei capitoli, alleggerendo la trattazione di qualche argomento che oramai risulta superfluo e aggiungendo, invece, un capitolo sulle formule di Lewis, che, seppur non propriamente appartenenti alla stechiometria “classica”, rappresentano un bagaglio di conoscenza fondamentale per lo studente che voglia affacciarsi al mondo della chimica.

Siamo profondamente grati alla professoressa Freni e al professor Sacco per aver accolto con entusiasmo e passione questa nostra idea, elargendoci preziosi consigli e suggerimenti in corso d’opera, e vogliamo dedicare questo lavoro alla memoria del professor Sacco, che ha avuto modo di aiutarci nella rivisitazione di quasi tutti i capitoli di questa edizione. In particolare, ci piace sottolineare che il primo capitolo è stato interamente riscritto da lui e per questo motivo abbiamo voluto lasciarlo assolutamente inalterato.

Alessandro Caselli, Silvia Rizzato e Francesca Tessore



Indice generale

CAPITOLO 1 Strumenti di calcolo

1

1.1	Richiami matematici	1
1.1.1	Frazioni ordinarie. Somma e prodotto	1
	► Proprietà delle frazioni	2
	► Proprietà delle proporzioni	2
1.1.2	Potenze e notazione esponenziale dei numeri	2
1.1.3	Logaritmi	3
1.2	Calcolatori elettronici	3
1.3	Grandezze fisiche e unità di misura	3
1.3.1	Grandezze fondamentali e derivate	4
1.3.2	Dimensioni delle grandezze fisiche	6
1.3.3	Fattori di conversione delle grandezze fisiche	6
1.3.4	Sensibilità degli strumenti di misura. Precisione e accuratezza delle misure	8
1.3.5	Errori delle misure e cifre significative	8
1.3.6	Arrotondamento dei valori numerici delle misure	9
1.3.7	Esecuzione dei calcoli numerici con le grandezze fisiche	10
1.3.8	Formule di calcolo approssimate	10
1.4	Problemi con risoluzione	11
	Problemi da risolvere	16

CAPITOLO 2 Peso atomico e peso molecolare. Mole e peso molare

17

2.1	Simboli chimici e formule chimiche	17
2.2	Peso atomico e peso molecolare	18
2.3	Concetto di mole e peso molare	19
2.4	Percentuale degli elementi e formula minima	22
	2.4.1 Percentuali degli elementi nei composti	22
	2.4.2 Calcolo della formula minima (o empirica) di un composto	29
2.5	Problemi con risoluzione	32
	2.5.1 Problemi di argomento biologico	40
	Problemi da risolvere	42

CAPITOLO 3 Formule di Lewis

45

3.1	Legame chimico	45
3.2	Teoria di Lewis	45
3.3	Simboli e strutture di Lewis	45
	3.3.1 Costruzione delle formule di Lewis dei composti molecolari	47

3.4	Risonanza	48
3.5	Eccezioni alla regola dell'ottetto	49
3.6	Cariche formali	50
3.7	"Forma" delle molecole	51
3.7.1	Teoria VSEPR	51
3.7.2	Teoria del legame di valenza	53
	► Orbitali ibridi	53
3.8	Problemi con risoluzione	55
	Problemi da risolvere	58

CAPITOLO 4 Reazioni chimiche

61

4.1	Tipi di reazioni chimiche e numero di ossidazione degli atomi nei composti	61
4.2	Bilancio delle reazioni acido-base	63
4.2.1	Reazioni fra ioni	64
4.3	Bilancio delle reazioni di ossido-riduzione. Reazioni di dismutazione o di disproporzionamento	65
4.4	Bilancio delle reazioni elettrodiche	73
4.5	Significato delle equazioni chimiche. Calcoli stechiometrici	77
4.5.1	Stechiometria di sostanze gassose	78
4.5.2	Resa di una reazione	78
4.6	Problemi con risoluzione	82
	Problemi da risolvere	91

CAPITOLO 5 Stato gassoso

95

5.1	Leggi dei gas ideali	95
5.1.1	Temperatura e pressione	95
5.1.2	Legge di Boyle, legge di Gay-Lussac e legge di Avogadro	96
	► Legge di Boyle	96
	► Legge di Charles e Gay-Lussac	96
	► Legge di Avogadro	96
5.1.3	Equazione di stato dei gas perfetti	97
5.2	Miscugli gassosi	100
5.2.1	Legge di Dalton e legge di Amagat	100
	► Pressione parziale	100
	► Legge di Dalton	100
	► Volume parziale	100
	► Legge di Amagat	100
5.2.2	Equazione di stato per le miscele di gas	100
5.3	Peso specifico e densità relativa dei gas	105
5.4	Gas saturi. Umidità relativa	107
5.5	Gas reali	109

5.6	Problemi con risoluzione	111
	Problemi da risolvere	120

CAPITOLO 6 Soluzioni

125

6.1	Soluzioni: soluti e solventi	125
6.2	Concentrazioni espresse in unità fisiche	126
6.2.1	Composizione percentuale in massa o peso (massa %)	126
6.2.2	Composizione percentuale in volume (volume %)	126
6.2.3	Composizione percentuale massa/volume (m/V %)	126
6.2.4	Concentrazione in massa di soluto (C)	127
6.2.5	Parti di soluto per cento parti di solvente	127
6.2.6	La concentrazione in "volumi" dell'acqua ossigenata	127
6.3	Concentrazioni espresse in unità chimiche	128
6.3.1	Frazione molare (χ)	128
6.3.2	Molarità o concentrazione molare (M)	129
6.3.3	Normalità o concentrazione equivalente (N o C_{eq})	129
6.3.4	Molalità (\mathcal{M})	131
6.4	Miscele di soluzioni e diluizioni	136
6.5	Analisi volumetrica	138
6.6	Problemi con risoluzione	141
	Problemi da risolvere	153

CAPITOLO 7 Proprietà colligative delle soluzioni

161

7.1	Proprietà colligative delle soluzioni	161
7.1.1	Elettroliti forti e deboli	161
7.1.2	Coefficiente di van't Hoff	161
7.1.3	Comportamento degli elettroliti forti	162
7.1.4	Osmolarità	163
7.2	Tensione di vapore	164
7.2.1	Tensione di vapore delle soluzioni: la legge di Raoult	164
7.3	Ebullioscopia e crioscopia	167
7.4	Osmosi e pressione osmotica	170
7.4.1	Relazione tra pressione osmotica e abbassamento relativo della tensione di vapore	171
7.5	Coefficiente di attività e osmotico – Forza ionica	172
7.6	Solubilità dei gas nei liquidi. Legge di Henry	174
7.6.1	Coefficiente di assorbimento (o di Bunsen)	175
7.7	Problemi con risoluzione	176
	Problemi da risolvere	189

CAPITOLO 8 Accenni di termodinamica e cinetica chimica 193

8.1	Calore di reazione e primo principio della termodinamica	193
8.2	Capacità termica. Calore specifico e calore molare	194
8.3	Entalpia delle reazioni di formazione e di combustione. Legge di Hess	195
8.4	Spontaneità delle reazioni (secondo e terzo principio della termodinamica)	197
8.5	Energia libera e concentrazione	206
8.6	Energia libera e costante d'equilibrio	207
8.7	Accenni di cinetica chimica. Velocità di reazione. Reazioni del primo ordine	209
8.8	Influenza della temperatura sulla velocità di reazione. Energia di attivazione	210
	Problemi da risolvere	212

CAPITOLO 9 Equilibrio chimico 215

9.1	Equilibrio chimico nei sistemi omogenei	215
9.2	Influenza delle variabili intensive sulla posizione dell'equilibrio	220
9.2.1	Influenza della temperatura (a pressione costante)	222
9.2.2	Influenza della pressione totale (a temperatura costante)	223
9.2.3	Influenza della concentrazione (a temperatura costante)	223
9.3	Equilibri ionici	227
9.3.1	Comportamento degli elettroliti deboli	227
9.3.2	Grado di dissociazione degli elettroliti deboli	228
9.4	Ioni complessi	229
9.5	Equilibrio chimico nei sistemi eterogenei	232
9.6	Sali poco solubili	234
9.6.1	Solubilità di sali poco solubili in presenza di ione comune	236
9.6.2	Solubilità di sali poco solubili in presenza di agenti complessanti	237
9.6.3	Equilibri simultanei di precipitazione	239
9.7	Legge di ripartizione	244
9.8	Problemi con risoluzione	247
	Problemi da risolvere	259

CAPITOLO 10 Equilibri ionici: acidi e basi 265

10.1	Prodotto ionico dell'acqua e pH	265
10.2	Acidi e basi in soluzione acquosa diluita	267
10.2.1	Acidi forti	267
10.2.2	Basi forti	270
10.2.3	Acidi deboli	271
10.2.4	Basi deboli	273

10.3	Acidi poliprotici e miscele di acidi	276
10.3.1	Acido solforico	277
10.3.2	Acidi poliprotici deboli	279
10.4	Anfoliti	286
10.5	Idrolisi	287
10.5.1	Sale derivato dalla reazione tra un acido forte monoprotico e una base debole	288
10.5.2	Sale derivato dalla reazione tra una base forte e un acido debole monoprotico	290
10.5.3	Sale derivato dalla reazione tra una base forte e un acido debole poliprotico	292
10.6	Soluzioni tampone	303
10.7	Equilibri simultanei in ambiente acquoso	308
10.7.1	Solubilità di sali poco solubili in presenza di acidi forti	309
10.8	Problemi con risoluzione	315
	Problemi da risolvere	337

CAPITOLO 11 Elettrochimica

345

11.1	Introduzione: unità elettriche	345
11.2	Celle elettrochimiche: celle galvaniche o voltaiche	346
11.3	Potenziale di elettrodo	348
11.3.1	Potenziale normale o standard	348
11.4	Lavoro elettrico ed energia libera di Gibbs	353
11.5	Equazione di Nernst e potenziali di riduzione	355
11.6	Pile a concentrazione	360
11.6.1	Applicazioni: misura del pH di una soluzione	360
11.6.2	Applicazioni: equilibri di precipitazione e complessazione	362
11.7	Celle elettrolitiche. Elettrolisi e legge di Faraday	363
11.8	Conducibilità delle soluzioni elettrolitiche	365
11.9	Conducibilità a diluizione infinita	367
11.10	Problemi con risoluzione	369
	Problemi da risolvere	381

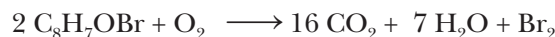
CAPITOLO 12 Esercizi di ricapitolazione

385

12.1	Problemi con risoluzione	385
	Problemi da risolvere	429

Appendici	A-1
-----------	-----

e per i bilanci di C ed H si ha:



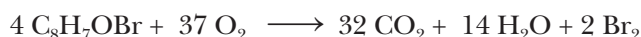
Infine, indicando con x il numero di moli di O_2 , il bilancio degli atomi di ossigeno impone:

$$2 \cdot 1 + x \cdot 2 = 16 \cdot 2 + 7 \cdot 1$$

da cui:

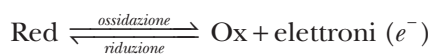
$$x = \frac{37}{2}$$

e quindi:

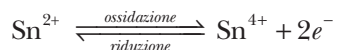


4.4 Bilancio delle reazioni elettrodiche

Si ricordi che, nel suo significato più ampio, il termine *ossidazione* significa *perdita di elettroni* e il termine *riduzione* significa *acquisto di elettroni*. Tra la forma ridotta (*Red*) e quella ossidata (*Ox*) di un elemento si ha quindi la seguente relazione:



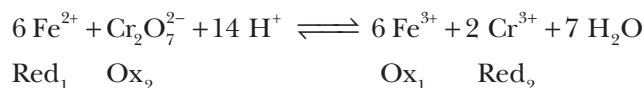
Ad esempio:



Le reazioni di questo tipo vengono dette *elettrodiche* perché sono quelle che avvengono generalmente agli elettrodi di un'appropriata cella elettrolitica (si veda il Capitolo 11). Una reazione elettrodica deve essere sempre accompagnata da una reazione dello stesso tipo, in modo che il numero degli elettroni ceduti in una delle due reazioni sia bilanciato dal numero degli elettroni acquistati nell'altra reazione. Una reazione di ossido-riduzione è quindi sempre del tipo:



e la reazione stessa è sempre spostata verso l'ossidante e il riducente più deboli, ad esempio:



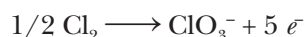
Le reazioni elettrodiche vengono a loro volta impostate nel modo seguente:

- 1) si scrive a sinistra il composto nella forma ridotta e a destra il composto nella forma ossidata, più un numero di elettroni pari alla differenza tra i numeri di ossidazione dell'elemento rispettivamente nella forma ossidata e in quella ridotta; se l'elemento è presente in un composto polinucleare, ad esempio $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, si moltiplica questa differenza per il numero di atomi dell'elemento presenti nel composto;
- 2) si bilancia il numero delle cariche aggiungendo a destra, se si opera in soluzione acida e se sono presenti ossoanioni, il necessario numero di ioni idrogeno; oppure, se si opera in soluzione alcalina, aggiungendo a sinistra il necessario numero di ioni idrossido;
- 3) si bilancia il numero degli atomi di idrogeno aggiungendo, rispettivamente a sinistra o a destra, il necessario numero di molecole d'acqua.

ESERCIZI

1 Scrivere la reazione elettrodica che reca da cloro elementare a ione clorato in soluzione acida.

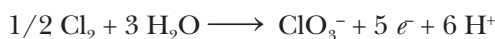
Il cloro passa da numero di ossidazione zero (cloro elementare) a +5 (nello ione clorato); si scrive quindi:



Poiché la soluzione è acida ed è presente un ossoanione (ClO_3^-), si aggiunge a destra un numero di ioni idrogeno tale da bilanciare le cariche, ossia:



Per bilanciare il numero degli atomi di idrogeno basta ora aggiungere a sinistra 3 molecole d'acqua, per cui la reazione completa è:



(verificare anche in questo caso che il bilancio degli atomi di ossigeno sia rispettato)

2 Scrivere la reazione elettrodica che reca da ossido di cromo(III) a ione cromato in soluzione alcalina.

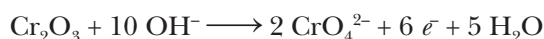
Il cromo passa da numero di ossidazione +3 (ossido di cromo III) a +6 (ione cromato); tenendo presente che nell'ossido cromico (Cr_2O_3) vi sono due atomi di cromo, il numero di elettroni che compare nella reazione elettrodica è di $(6 - 3) \cdot 2 = 6$; si scrive quindi:



Poiché la soluzione è alcalina, si aggiungono a sinistra, per il bilancio delle cariche, 10 ioni idrossido:



Per bilanciare il numero di atomi di idrogeno si aggiungono ora a destra 5 molecole d'acqua, per cui la reazione completa è:



Per bilanciare le reazioni elettrodiche, non è necessario passare attraverso i numeri di ossidazione. Infatti in alcuni casi la loro assegnazione può essere arbitraria e presentare qualche ambiguità. Le reazioni elettrodiche parziali si possono allora impostare anche nel modo seguente:

- 1) *si scrive a sinistra il composto nella forma ridotta e a destra il composto nella forma ossidata (ossia la coppia $\text{red}_1 \longrightarrow \text{ox}_1$);*
- 2) *si bilanciano tutti gli atomi, fatta eccezione per quelli di idrogeno e di ossigeno a sinistra e a destra della reazione;*
- 3) *si contano gli atomi di ossigeno a sinistra e a destra e si bilanciano aggiungendo, dalla parte deficiente di ossigeno, molecole di H_2O , se si opera in ambiente acido, o ioni OH^- , se si opera in ambiente basico;*
- 4) *si contano gli atomi di idrogeno a sinistra e a destra e si bilanciano aggiungendo H^+ dalla parte deficiente di idrogeno;*
- 5) *se la reazione avviene in ambiente basico, si aggiunge da entrambe le parti della reazione un numero di OH^- uguale a quello di H^+ : queste due specie si combinano formando altrettante*

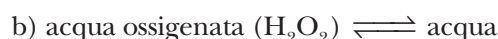
molecole di H_2O (cancellare eventualmente le molecole di H_2O che compaiono in entrambi i membri);

- 6) si sommano ora algebricamente le cariche positive e negative che compaiono a sinistra e si bilanciano con quelle a destra della reazione, aggiungendo elettroni (e^-) dalla parte deficiente di cariche negative. A questo punto la reazione è bilanciata.

Per poter scrivere una reazione di ossido-riduzione occorre sommare opportunamente le due reazioni elettrochimiche da cui è formata, in modo tale che gli elettroni possano essere eliminati e, quindi, non compaiano più nella reazione somma. Per fare ciò occorre che ciascuna semireazione venga moltiplicata per un opportuno coefficiente, come avviene nell'esempio che segue.

3 L'acqua ossigenata ossida lo ione ioduro a iodato in soluzione alcalina; scrivere la reazione di ossido-riduzione.

Le due reazioni elettrochimiche interessano le coppie:



che sono bilanciate con entrambi i metodi sopra illustrati.

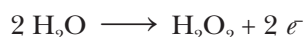
I Metodo: Per impostare la reazione a), si osservi che lo iodio passa da numero di ossidazione -1 (I^-) a $+5$ (IO_3^-), ossia:



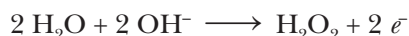
Poiché la soluzione è alcalina, per il bilancio delle cariche si aggiungono a sinistra 6 ioni idrossido, e, infine, per il bilancio dell'idrogeno si aggiungono a destra 3 molecole di acqua, ossia:



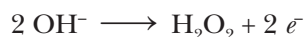
Per impostare la reazione b), si osservi che l'ossigeno passa da numero di ossidazione -2 (H_2O) a -1 (H_2O_2) (le reazioni elettrochimiche si scrivono sempre in modo che la forma ridotta compaia nel primo membro); tenendo presente che in H_2O_2 compaiono 2 atomi di ossigeno, si scrive:



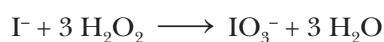
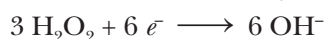
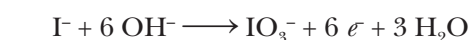
Poiché la soluzione è alcalina, per il bilancio delle cariche si aggiungono a sinistra 2 ioni idrossido:



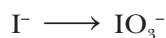
Per il bilancio degli atomi di idrogeno si devono ora aggiungere a destra 2 molecole di acqua, ma osservando che a sinistra si hanno già 2 molecole di acqua, semplificando si ha:



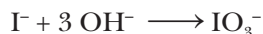
Nella reazione elettrochimica a) compaiono 6 elettroni, nella b) 2 elettroni; per ottenere la reazione complessiva si moltiplicano, quindi, i coefficienti della reazione b) per 3 e si sommano algebricamente; tenendo presente che l'acqua ossigenata è uno dei reagenti (ossia deve figurare nel primo membro della reazione) si scrive:



II Metodo: Si risolvono ora le due reazioni elettrodiche a) e b) senza tener conto dei numeri di ossidazione. Nella reazione a):



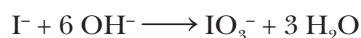
per bilanciare i tre atomi di ossigeno che compaiono a destra, occorrono a sinistra 3 ioni OH^- (perché si opera in ambiente basico):



Ora si devono bilanciare i tre atomi di idrogeno, aggiungendo a destra tre ioni H^+ :



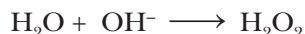
A questo punto, poiché la reazione avviene in ambiente basico, si devono eliminare gli ioni H^+ aggiungendo a sinistra e a destra un numero uguale di ioni OH^- , ossia:



La somma algebrica delle cariche a sinistra della reazione (una carica negativa dovuta allo ione I^- più 6 cariche negative dovute agli ioni OH^-) dà 7 cariche negative. A destra ne compare una sola negativa portata dallo ione IO_3^- , perciò occorre aggiungere 6 cariche negative sotto forma di elettroni (e^-):



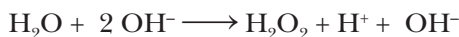
Si risolve ora la reazione b) e si osserva che, scrivendo la parte ridotta a sinistra e quella ossidata a destra, per bilanciare i due atomi di ossigeno, occorre a sinistra uno ione OH^- :



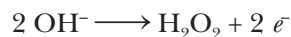
Ora si devono bilanciare 3 atomi di idrogeno che compaiono a sinistra aggiungendo a destra uno ione H^+ , dal momento che due atomi sono già presenti nella molecola di acqua ossigenata:



e poiché la reazione avviene in ambiente basico, si aggiunge a sinistra e a destra un numero di OH^- uguale a quello degli H^+ , ossia:



Si osservi che compaiono una molecola di H_2O sia a sinistra sia a destra della reazione, che quindi si può semplificare. Infine, il bilancio delle cariche (2 cariche negative a sinistra portate dagli OH^-) comporta che a destra della reazione debbano comparire 2 e^- , ossia:



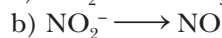
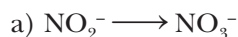
Ora si procede alla somma delle due reazioni elettrodiche, come già visto in precedenza.

4

Calcolare i coefficienti della seguente reazione (disproporzionamento) con il metodo delle reazioni elettrodiche:



Le due reazioni elettrodiche interessano le coppie:

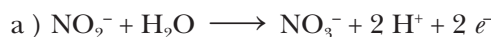


che sono bilanciate nel seguente modo:

a) Poiché si opera in ambiente acido, gli atomi di ossigeno vengono bilanciati aggiungendo a sinistra 1 molecola di H_2O e quindi a destra, per il necessario bilancio degli atomi di idrogeno, 2 H^+ :



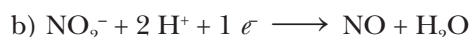
A sinistra si ha una carica negativa portata dallo ione NO_2^- e a destra una negativa portata dallo ione NO_3^- e due positive portate dagli ioni H^+ . Queste ultime si bilanciano aggiungendo $2 e^-$ a destra. Ossia:



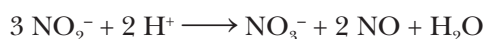
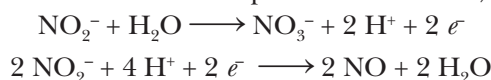
- b) In questa reazione si bilanciano gli atomi di ossigeno aggiungendo una molecola di H_2O a destra e quindi 2H^+ a sinistra:



Il bilancio delle cariche, $1 \cdot (-1) + 2 \cdot (+1) = +1$ a sinistra e zero a destra, comporta l'aggiunta a sinistra di $1 e^-$. Ossia:



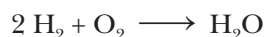
Perché le due reazioni a) e b) possano venire sommate occorre che gli elettroni nella somma vengano eliminati. Ciò accade solo se si moltiplica la reazione b) per due:



4.5 Significato delle equazioni chimiche. Calcoli stechiometrici

I coefficienti che compaiono nelle equazioni chimiche indicano in quali rapporti molari i reagenti e i prodotti della reazione rispettivamente reagiscono e si formano.

Così, ad esempio, l'equazione:



ci dice che per ogni mole di ossigeno sono necessarie due moli di idrogeno e che per ogni mole di ossigeno che ha reagito con l'idrogeno si formano due moli di acqua, o anche che per ogni mole di idrogeno che ha reagito con l'ossigeno si forma una mole di acqua.

Per la definizione stessa di *mole* (si veda il Paragrafo 2.3.) tale equazione ci indica quindi anche il *rapporto ponderale* con cui idrogeno e ossigeno reagiscono tra loro, e perciò tali equazioni vengono dette *stechiometriche*. Nel caso in esame, 4,03 g di idrogeno (2 moli) reagiscono con 32 g di ossigeno (1 mole) per dare 36,03 g di acqua (2 moli); quindi, per ogni grammo di idrogeno reagiscono 8 g di ossigeno e si formano 9 g di acqua.

Le equazioni stechiometriche ci permettono di calcolare la quantità di prodotti che si formano a partire da quantità prefissate di reagenti, oppure di calcolare le quantità di reagenti necessarie per ottenere una quantità prefissata di prodotto.

Si tenga sempre presente che, mentre le quantità dei singoli reagenti che si vogliono far reagire possono essere prese ad arbitrio, le quantità che effettivamente entrano in reazione sono rigidamente vincolate dai coefficienti dell'equazione stechiometrica di quella particolare reazione.

Così, ad esempio, se si pongono a reagire 5 moli di idrogeno e 2 moli di ossigeno, una parte dell'idrogeno si troverà inalterato alla fine della reazione: il rapporto stechiometrico con cui H_2 e O_2 reagiscono è infatti di 2 : 1, e quindi con 2 moli di O_2 possono reagire soltanto 4 moli di H_2 .

Quando i reagenti non sono presenti in quantità corrispondenti ai rapporti molari stechiometrici, occorre sempre *impostare i calcoli sul reagente limitante*, ossia sul reagente presen-

te in difetto rispetto al rapporto stechiometrico. Così, nel caso della reazione tra H_2 e O_2 il rapporto stechiometrico tra le moli di H_2 e quella di O_2 è di 2 e il rapporto stechiometrico tra le moli di O_2 e quelle di H_2 è ovviamente $1/2$. Ora se si miscelano 5 moli di H_2 e 2 moli di O_2 , si ha:

$$\frac{n_{H_2}}{n_{O_2}} = \frac{5}{2} = 2,5 \quad ; \quad \frac{n_{O_2}}{n_{H_2}} = \frac{2}{5} = 0,4$$

Il rapporto tra le moli di H_2 e quelle di O_2 è superiore al corrispondente rapporto stechiometrico e, quindi, l'idrogeno è presente in eccesso rispetto alla quantità stechiometrica. Allo stesso risultato si arriva considerando il rapporto tra le moli di O_2 e quelle di H_2 : tale rapporto è inferiore al rapporto stechiometrico e, quindi, l'ossigeno è il reagente limitante.

4.5.1 STECHIOMETRIA DI SOSTANZE GASSOSE

Quando a una reazione partecipano sostanze gassose, l'equazione stechiometrica indica anche, per la legge di Avogadro (si veda il Paragrafo 5.1.2.), i *rapporti (gas) volumetrici* con cui tali sostanze reagiscono o si formano. Si rammenti che *1 mole di qualsiasi sostanza gassosa occupa in condizioni normali (c.n.), ossia alla temperatura di 0 °C e alla pressione di 1 atmosfera, un volume di 22,4 litri.*

4.5.2 RESA DI UNA REAZIONE

Non sempre è possibile ottenere i prodotti di una reazione in quantità corrispondente a quella prevista dall'equazione stechiometrica, sia perché non sempre una reazione procede fino alla completa scomparsa del reagente presente in difetto, sia perché non sempre è possibile isolare in modo quantitativo i prodotti della reazione. Per *resa* (o *rendimento*) di una reazione si intende *il rapporto, moltiplicato 100, tra la massa del prodotto di reazione ottenuto sperimentalmente e la massa calcolata considerando che la reazione proceda fino al completo esaurimento del reagente limitante.*

ESERCIZI

- 1** Calcolare: a) il volume di idrogeno che si combina con 15 volumi di cloro per formare cloruro di idrogeno e b) il volume di cloruro di idrogeno che si forma nella reazione, supponendo uguali la temperatura e la pressione di tutti i gas.

La reazione bilanciata è:



che indica che una mole di idrogeno reagisce con una mole di cloro per formare 2 moli di cloruro di idrogeno. Per la legge di Avogadro (si veda il Paragrafo 5.1.2) ugual numero di molecole di gas occupano volumi uguali, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione: perciò l'equazione indica anche che un volume di idrogeno reagisce con un volume di cloro per formare due volumi di cloruro di idrogeno. Allora 15 volumi (es. litri) di cloro reagiscono con:

- a) 15 volumi (es. litri) di idrogeno e formano
- b) 30 volumi (es. litri) di HCl.

A. Caselli • S. Rizzato • F. Tessore

Stechiometria

dal testo di
M. Freni e A. Sacco

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**.

