

Chimica

Esercizi e Casi Pratici

III edizione

P. D'Arrigo
A. Famulari
C. Gambarotti
M. Scotti



CHIMICA

ESERCIZI E CASI PRATICI

III Edizione

PAOLA D'ARRIGO
ANTONINO FAMULARI
CRISTIAN GAMBAROTTI
MASSIMO SCOTTI



D'ARRIGO - FAMULARI - GAMBAROTTI - SCOTTI

CHIMICA – Esercizi e Casi Pratici - III Edizione

Copyright © 2017, 2014, 2013, EdiSES s.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3

2021 2020 2019 2018 2017

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

Gli autori ringraziano di cuore la loro amica Mirvana per averli illustrati sulla copertina del libro

PAOLA D'ARRIGO

ANTONINO FAMULARI

CRISTIAN GAMBAROTTI

MASSIMO SCOTTI

Dipartimento di Chimica, Materiali e Ingegneria Chimica "Giulio Natta"

Politecnico di Milano

Coordinamento a cura di: Massimo SCOTTI

Fotocomposizione: Grafic&Design – Volla (NA)

Stampato presso la Tipolitografia Sograte

Zona Ind. Regnano - Città di Castello (PG)

per conto della EdiSES – Napoli

<http://www.edises.it> e-mail: info@edises.it

ISBN 978887959-963-4

Prefazione alla terza edizione

Nella prefazione di un vecchio Libro di Scienze del 1949 si legge: “L’elettrone esula oramai definitivamente da ogni possibile raffigurazione a opera dell’immaginazione umana. [...] Per il comune lettore, il fatto importante che riguarda un elettrone è che esso può essere impiegato a suo vantaggio per illuminare la sua casa, telefonare al suo socio a Bermuda, o rimettere a posto il braccio rotto di suo figlio. [...] Durante il decennio intercorso da quando fu approntata la prima edizione di questo libro, si sono verificati più avvenimenti nel campo della scienza fisica di quanti ne siano mai occorsi in qualsiasi generazione precedente. Nel 1939, l’uomo più ricco del mondo avrebbe potuto procurarsi solo 86 elementi chimici, e non uno di più; nel 1949, 96 elementi possono essere chiusi in flaconi, perché chiunque possa vederli”. (George Russell Harrison, *Atomi in azione*, traduzione di Margherita Benini per Sansoni Editore – Firenze).

Intuire, pensare, scrivere e comprendere un processo chimico può sembrare a uno studente (e non solo) quasi come visualizzare un elettrone: ecco da dove nasce la spinta per la scrittura di questo testo.

L’eserciziario è frutto dalla pluriennale esperienza didattica degli autori, prima come esercitatori, poi come titolari di corsi universitari del settore concorsuale 03/B2 - *Fondamenti Chimici delle Tecnologie*, presso il Politecnico di Milano, e del settore concorsuale 03/B1 - *Fondamenti delle Scienze Chimiche e Sistemi Inorganici*, presso l’Università degli Studi dell’Insubria.

Lo scopo di questo eserciziario è di fornire allo studente dei corsi di chimica di base, presenti nelle lauree ad indirizzo scientifico e tecnologico, uno strumento che possa aiutarlo nell’apprendimento dei concetti fondamentali della materia, con molti esempi tratti dall’esperienza quotidiana, e che possa coadiuvarlo efficacemente nella preparazione all’esame. Gli autori si sono posti nell’ottica dello studente, cercando di rispondere in modo semplice alle domande che da studenti creavano anche a loro dubbi e perplessità.

L'eserciziario presenta capitoli che trattano e sviluppano in modo dettagliato la stechiometria, la termodinamica e l'elettrochimica con una parte finale dedicata alla chimica organica e alle biomolecole. Ogni capitolo contiene una concisa parte introduttiva, in cui vengono richiamati i concetti fondamentali utilizzati per la risoluzione degli esercizi i quali, a loro volta, sono corredati di soluzioni estese e commentate.

In questa terza edizione gli autori hanno corretto refusi ed errori di stampa presenti nelle precedenti edizioni, utilizzando anche le preziose segnalazioni ricevute da colleghi e da studenti. Anche in futuro gli autori saranno felici di ricevere ulteriori suggerimenti e commenti atti al miglioramento del testo proposto.



ANDREA MELE
Professore Ordinario di Chimica
Dipartimento di Chimica, Materiali e Ingegneria Chimica "Giulio Natta"
Politecnico di Milano

Introduzione

Le abilità che dovrete aver appreso prima di un esame	1
Unità di misura e costanti fisiche fondamentali	1
Proprietà periodiche e reazioni chimiche	1
Termochimica, termodinamica ed equilibrio chimico	2
Trasformazioni chimiche in soluzione acquosa	3

1

Grandezze, unità di misura e cifre significative	5
Grandezze, unità di misura e notazione scientifica	5
LE BASI DA CUI PARTIRE	5
Equazioni dimensionali	6
Grandezze adimensionali	7
Notazione scientifica	7
Ordine di grandezza	7
Unità di misura di uso comune in chimica	9
Cifre significative nei calcoli	11
Cifre significative in somme e differenze e arrotondamenti,	11
Cifre significative in prodotti e divisioni	12
Il caso dei logaritmi.....	12
Il caso dei numeri esatti	12

2

Atomi, molecole, ioni, struttura elettronica e proprietà periodiche ...	15
LE BASI DA CUI PARTIRE	15
Esercizi e domande con svolgimento	19

3

Stechiometria e reazioni chimiche	33
I principali tipi di reazioni chimiche: reagenti → prodotti	33
Le reazioni acido-base	33
Le reazioni di precipitazione	33
Le reazioni di ossido-riduzione	34
Le reazioni di complessazione	34

Esempi di reazioni chimiche comuni	34
LE BASI DA CUI PARTIRE	34
Massa atomica relativa e media (peso atomico)	34
Massa (peso) molecolare e massa (peso) formula	34
Il concetto di mole	35
Altre definizioni di mole	35
La massa molare	36
Il reagente limitante o in difetto	36
La resa o rendimento di una reazione	36
La purezza di un reagente	36
Alcuni semplici calcoli stechiometrici	37
Esercizi riassuntivi di stechiometria	41
Formule chimiche	45
LE BASI DA CUI PARTIRE	45
Esercizi sulla determinazione delle formule minima e molecolare di un composto	46
Le reazioni di ossido-riduzione (redox)	48
LE BASI DA CUI PARTIRE	48
Alcune semplici regole per la determinazione dei numeri di ossidazione degli atomi ...	48
Esercizi sulle ossido-riduzioni in soluzione acida e basica.	
Rapporti ponderali nelle redox	49
Esercizi numerici sulle ossido-riduzioni con risposte	53
Reazioni di ossido-riduzione di interesse pratico	54
Stechiometria delle reazioni in soluzione acquosa	56
LE BASI DA CUI PARTIRE	56
Esercizi e domande con svolgimento	56
Esercizi numerici con risposte	58

4

Il legame chimico, le formule di struttura e le forze intermolecolari	63
LE BASI DA CUI PARTIRE	63
Esercizi e domande con svolgimento	65

5

Lo stato gassoso della materia	85
LE BASI DA CUI PARTIRE	85
Esercizi e domande con svolgimento	87

6

Termochimica: il primo principio della termodinamica e la calorimetria	103
LE BASI DA CUI PARTIRE	103
Esercizi numerici con svolgimento	105
Esercizi con risposte	121

7	Termodinamica ed equilibrio chimico	125
	LE BASI DA CUI PARTIRE	125
	Esercizi di termodinamica con svolgimento	127
	Esercizi di termodinamica ed equilibrio chimico	131
	Esercizi riassuntivi di chimica industriale	143
	Esercizi con risposte commentate	148
8	La cinetica chimica	153
	LE BASI DA CUI PARTIRE	153
	Esercizi e domande con svolgimento	156
9	Fasi, soluzioni e proprietà colligative	169
	Passaggi di stato e diagrammi di fase	169
	LE BASI DA CUI PARTIRE	169
	Esercizi e domande con svolgimento	169
	Le proprietà colligative delle soluzioni	183
	LE BASI DA CUI PARTIRE	183
	Esercizi e domande con svolgimento	185
	Esercizi numerici con risposte	194
10	Equilibri in soluzione acquosa	197
	LE BASI DA CUI PARTIRE	197
	Esercizi e domande con svolgimento	198
	Domande a risposta aperta	214
	Parte speciale: la forza degli acidi e delle basi	219
	Esercizi numerici con risposte commentate	228
11	Le celle elettrochimiche e la corrosione	231
	LE BASI DA CUI PARTIRE	231
	Esercizi e domande con svolgimento	234
	Esercizi numerici su pile, elettrolisi e corrosione	237
	Esercizi numerici di maggiore difficoltà	241
	Esercizi numerici con risposte	249
12	Chimica organica: nomenclatura e stereochimica	259
	LE BASI DA CUI PARTIRE	259
	Esercizi e domande con svolgimento	260

13	Reattività in chimica organica	289
	Esercizi e domande con svolgimento	289
14	Biomolecole	321
	Esercizi e domande con svolgimento	321
Appendice A	339
	Chimica generale	339
Appendice B	361
	Chimica organica	361

Stechiometria e reazioni chimiche

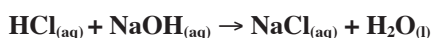
La relazione ponderale tra le quantità di prodotti e di reagenti chimici è chiamata stechiometria: i coefficienti di un'equazione chimica bilanciata sono chiamati coefficienti stechiometrici.

Un'equazione chimica è una rappresentazione simbolica di una reazione in cui sono rappresentate le formule dei reagenti e le formule dei prodotti, la direzione in cui procede la reazione e il loro stato di aggregazione: si indica con (s) lo stato solido, con (l) lo stato liquido e con (g) lo stato gassoso; il simbolo (aq) indica una sostanza disciolta in acqua. In un'equazione chimica bilanciata le formule dei reagenti, ovvero le sostanze che si combinano nella reazione, sono scritte a sinistra della freccia e le formule dei prodotti, ovvero le sostanze prodotte dalla combinazione dei reagenti, sono scritte a destra della freccia.

Un'equazione chimica si bilancia determinando i coefficienti che rendono uguale il numero di atomi da entrambi i lati della freccia: gli atomi non vengono creati né distrutti durante il corso di una reazione, ma si combinano diversamente.

I principali tipi di reazioni chimiche: reagenti → prodotti

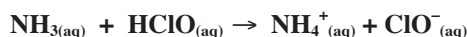
Le reazioni acido-base



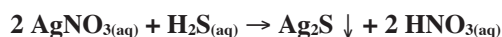
Gli acidi sono donatori di protoni (H^+ , che in acqua danno origine a ioni idronio, H_3O^+), le basi sono accettori di protoni secondo la definizione di Brønsted-Lowry. In realtà sarebbe più corretto scrivere l'equazione ionica netta per **acidi forti** (totalmente deprotonati) e **basi forti** (totalmente protonate):



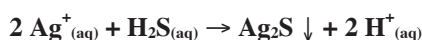
Nel caso di una reazione fra un acido debole e una base debole, ovvero fra sostanze che reagiscono in piccola parte con l'acqua, tali specie devono essere indicate con la formula della sostanza in esame:



Le reazioni di precipitazione



L'equazione ionica netta assume questa forma:



L'H₂S è un gas che si fa gorgogliare in una soluzione acquosa contenente ioni Ag⁺. Si ottiene un prodotto insolubile nel solvente usato: tale prodotto si separa dalla soluzione, depositandosi sul fondo del recipiente.

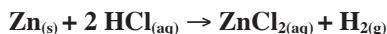
Le reazioni di ossido-riduzione

Sono reazioni che avvengono con trasferimento di elettroni:



(il bilancio deve tenere conto del numero di moli e delle cariche dei cationi e degli anioni).

In forma neutra si ha:

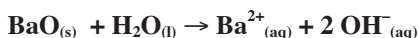


Le reazioni di complessazione

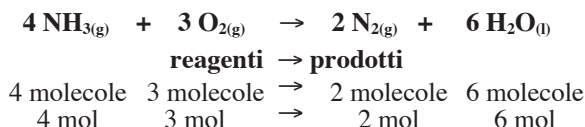
Non sono trattate in questo eserciziaro.

Esempi di reazioni chimiche comuni

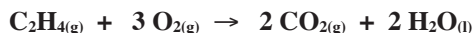
ESEMPIO La reazione dell'ossido di bario con acqua è un esempio di reazione acido-base:



ESEMPIO La reazione dell'ammoniaca con ossigeno è un esempio di combustione (ossidazione-riduzione):



ESEMPIO La reazione dell'etilene (o etene) con ossigeno è un altro esempio di combustione:



È doveroso sottolineare:

- ✓ il principio di conservazione della massa, che in una trasformazione chimica è rappresentato dalla reazione bilanciata;
- ✓ l'indipendenza dalle condizioni di reazione e dallo stato di aggregazione;
- ✓ l'indipendenza dalle reali formule di struttura.

LE BASI DA CUI PARTIRE

Massa atomica relativa e media (peso atomico)

Il peso atomico di un elemento è:

- a) una massa atomica **relativa**, ovvero il rapporto tra la massa dell'atomo considerato e 1/12 della massa del ¹²C; l'unità di massa atomica (*u. m. a.*) è pari a 1/12 della massa del ¹²C ⇒

$$1 \text{ u.m.a.} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

^{12}C è il nuclide di riferimento, la cui massa atomica è presa convenzionalmente eguale a 12,0000 u.m.a.

b) una massa atomica **media** relativa alla composizione isotopica naturale dell'elemento.

ESEMPIO

H ha peso atomico pari a 1,0079 u.m.a.

C ha peso atomico pari a 12,0112 u.m.a.

Massa (peso) molecolare e massa (peso) formula

Sono date dalla somma delle masse atomiche dei singoli elementi costituenti la molecola o l'unità formula per sostanze non molecolari.

Il concetto di mole

Una **mole** di particelle (unità elementari: atomi, molecole, elettroni, ioni, fotoni... o una mole di esami) è costituita da $6,022 \times 10^{23}$ particelle: questa quantità di sostanza è detta **numero di Avogadro**, mentre $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ è definita **costante di Avogadro**.

Si prenda come esempio la molecola di CO:

1 atomo di C ha massa atomica assoluta pari a $12,011 \times 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} = 19,944 \times 10^{-24} \text{ g}$

1 atomo di O ha massa atomica assoluta pari a $16,00 \times 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} = 26,57 \times 10^{-24} \text{ g}$

Si può verificare che la massa in grammi di una mole di una data sostanza è pari alla massa molecolare di quella sostanza espressa in grammi:

$$6,022 \times 10^{23} \text{ atomi di C} = 6,022 \times 10^{23} \text{ atomi} \times 19,95 \times 10^{-24} \text{ g} = 12,01 \text{ g}$$

$$6,022 \times 10^{23} \text{ atomi di O} = 6,022 \times 10^{23} \text{ atomi} \times 26,57 \times 10^{-24} \text{ g} = 16,00 \text{ g}$$

Altre definizioni di mole

La quantità in grammi di sostanza che contiene un numero di unità elementari uguale al numero di atomi contenuti in 12 g esatti di ^{12}C .

La quantità in grammi di sostanza pari alla sua massa atomica (massa molecolare, massa formula) che contiene $6,022 \times 10^{23}$ (numero di Avogadro) unità elementari.

Una mole di atomi di carbonio contiene lo stesso numero di atomi di una mole di atomi di una qualsiasi altra sostanza.

S	$+$	O_2	\rightarrow	SO_2
1 atomo		1 molecola		1 molecola
$6,022 \times 10^{23}$ atomi		$6,022 \times 10^{23}$ molecole		$6,022 \times 10^{23}$ molecole
1 mol		1 mol		1 mol
32,1 g		32,0 g		64,1 g

Per tutte le sostanze gassose che mostrano un comportamento ideale (si rimanda la trattazione al Capitolo 4), una mole di gas occupa esattamente un volume di 22,414 L quando la temperatura è 0°C o 273,15 K e la pressione è 1 atm: tale quantità è chiamata volume molare (V_m) ed è espressa in L/mol.

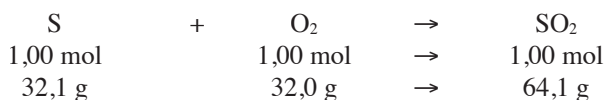
La massa molare

La massa di una mole di sostanza è detta **massa molare M** e si esprime in g/mol.

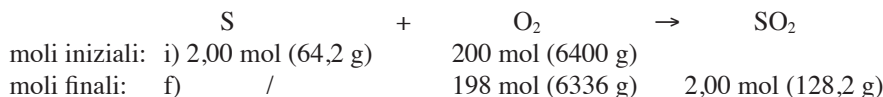
$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} \Rightarrow m \text{ (g)} = n \text{ (mol)} \times M \text{ (g/mol)}$$

Il reagente limitante o in difetto

Tale reagente si calcola sui rapporti stechiometrici, ovvero sul rapporto in moli, come da esempi proposti. Ad esempio:



In tale caso nessuno dei reagenti è il limitante della reazione: i reagenti sono nel rapporto molare 1:1.



Il reagente limitante è lo zolfo, sul quale devono essere condotti i calcoli successivi.

Un possibile controllo finale è verificare il rispetto del principio di conservazione della massa.

La resa o rendimento di una reazione

La resa percentuale di una reazione si calcola dal rapporto tra la quantità di prodotto realmente ottenuta e la quantità teoricamente ottenibile (in moli o massa) moltiplicato per cento:

$$\eta = \frac{\text{moli ottenute}}{\text{moli teoricamente ottenibili}} \times 100 = \frac{m \text{ (g) ottenuta}}{m \text{ (g) teoricamente ottenibile}} \times 100$$

La purezza di un reagente

È la quantità effettiva di una sostanza presente all'interno di un campione preso in esame. In genere si calcola come rapporto percentuale tra la massa effettiva della sostanza data e la massa del campione in esame.

Alcuni semplici calcoli stechiometrici

- 1) Il cloro è un elemento avente la seguente composizione isotopica naturale: ^{35}Cl 75,77% (m.a. = 34,97 u.m.a.); ^{37}Cl 24,23% (m.a. = 36,97 u.m.a.). Calcolare il peso atomico del cloro.

SVOLGIMENTO

$$\text{Peso atomico del cloro} = 0,7577 \times 34,97 \text{ (u.m.a.)} + 0,2423 \times 36,97 \text{ (u.m.a.)} = 35,45 \text{ u.m.a.}$$

- 2) Calcolare il peso (la massa) molecolare dell'etano (C_2H_6).

SVOLGIMENTO

C_2H_6	C	peso atomico =	12,01 (u.m.a.)
	H	peso atomico =	1,01 (u.m.a.)
2 atomi C	\Rightarrow	$2 \times 12,01 =$	24,02 (u.m.a.)
6 atomi H	\Rightarrow	$6 \times 1,01 =$	6,06 (u.m.a.)
			<u>30,08 (u.m.a.)</u>

$$\text{C}_2\text{H}_6 \Rightarrow \text{peso molecolare} = 30,08 \text{ u.m.a.}$$

- 3) Calcolare il peso (la massa) formula dell'idrossido di bario, che è una sostanza costituita da ioni.

SVOLGIMENTO

$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Ba	peso atomico =	137,34 (u.m.a.)
	O	peso atomico =	16,00 (u.m.a.)
	H	peso atomico =	1,01 (u.m.a.)
1 atomo Ba	\Rightarrow	$1 \times 137,34 =$	137,34 (u.m.a.)
2 atomi H	\Rightarrow	$2 \times 1,01 =$	2,02 (u.m.a.)
2 atomi O	\Rightarrow	$2 \times 16,00 =$	32,00 (u.m.a.)
			<u>171,36 (u.m.a.)</u>

$$\text{Ba}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{peso formula} = 171,36 \text{ u.m.a.}$$

- 4) Calcolare la massa di 12 mol di acqua (H_2O).

SVOLGIMENTO

$$\text{Massa molecolare dell'acqua} = 2 \times 1,0 \text{ (u.m.a.)} + 1 \times 16,0 \text{ (u.m.a.)} = 18 \text{ (u.m.a.)} \Rightarrow M = 18 \text{ g/mol}$$

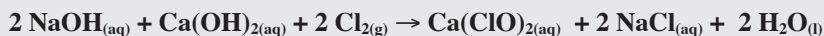
$$m \text{ di } \text{H}_2\text{O} = n \times M = 12 \text{ (mol)} \times 18 \text{ (g/mol)} = 216 \text{ g}$$

- 5) Calcolare il numero di moli contenute in 32 g di alluminio.

SVOLGIMENTO

M di Al = 27 g/mol \Rightarrow n di Al = 32 (g) / 27 (g/mol) = 1,2 mol

- 6) L'ipoclorito di calcio $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ è utilizzato come agente sbiancante. È prodotto dalla reazione in soluzione acquosa (aq) tra idrossido di sodio, idrossido di calcio e cloro secondo la seguente equazione:



Calcolare quanti grammi di cloro (a) e di idrossido di sodio (b) reagiscono con 1067 g di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e quanti grammi di ipoclorito (c) si formano.

[Risposta: (a) 2042 g; (b) 1152 g; (c) 2059 g]

SVOLGIMENTO

Si eseguano i calcoli come illustrato nella **Figura 3.1**.

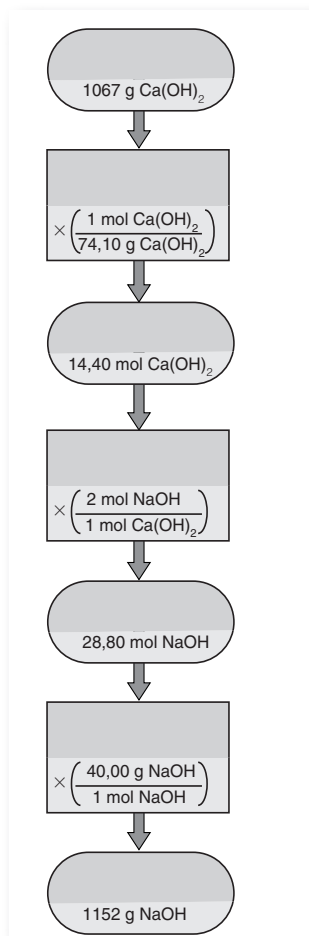
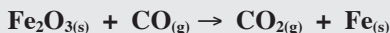
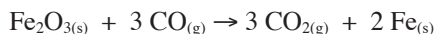


Figura 3.1 I passi da seguire in un calcolo stechiometrico. In un tipico calcolo la massa di un reagente o di un prodotto è nota e le masse di uno o più reagenti o prodotti devono essere calcolate usando la reazione chimica bilanciata e una tabella di masse atomiche relative.

- 7) Calcolare la massa di CO_2 che si ottiene per reazione completa (si consuma tutto il reagente) di 2,000 kg di Fe_2O_3 con CO secondo la reazione (da bilanciare):



SVOLGIMENTO



$$n \text{ di } \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2000 \text{ (g)} / 159,7 \text{ (g/mol)} = 12,52 \text{ mol}$$

$$n \text{ di } \text{CO}_2 = 3 \times n \text{ di } \text{Fe}_2\text{O}_3 = 3 \times 12,52 \text{ mol} = 37,56 \text{ mol}$$

$$M \text{ di } \text{CO}_2 = 44,01 \text{ g/mol} \times m \text{ di } \text{CO}_2 = n \text{ di } \text{CO}_2 \times M \text{ di } \text{CO}_2 = 37,56 \text{ (mol)} \times 44,01 \text{ (g/mol)} = 1653 \text{ g}$$

- 8) Quanti grammi di CO si formano teoricamente da 2400 g di carbonio e 6400 g di ossigeno?

SVOLGIMENTO

- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$ (reazione non bilanciata)
- $2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$ (reazione bilanciata)
- $n \text{ di } \text{C} = 2400 \text{ (g)} / 12,0 \text{ (g/mol)} = 200 \text{ mol}$
 $n \text{ di } \text{O}_2 = 6400 \text{ (g)} / 32,0 \text{ (g/mol)} = 200 \text{ mol}$



Il reagente limitante è il carbonio.

$$n \text{ CO formate} = 200 \text{ mol}$$

$$m \text{ CO formata} = 200 \text{ (mol)} \times 28,0 \text{ (g/mol)} = 5600 \text{ g}$$

	2 C	+	O ₂	→	2 CO
	2400 g		6400 g		
moli iniziali: i)	200		200		0
variazione: v)	-200		-100		+200
moli finali: f)	0		100		200
	0 g		3200 g		5600 g

- 9) Quante moli di Fe_2O_3 si formano da 100 mol di ferro e 100 mol di ossigeno molecolare?
 Quante moli del reagente in eccesso rimangono?

SVOLGIMENTO

$4 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} \Rightarrow n \text{ di } \text{O}_2 \text{ necessario} = \frac{3}{4} n \text{ di Fe}$
 Per 100 moli di Fe occorrono $\frac{3}{4} \times 100 \text{ mol} = 75 \text{ mol di } \text{O}_2$
 O_2 è il reagente in eccesso, mentre Fe è il reagente limitante.
 $n \text{ di } \text{Fe}_2\text{O}_3 = \frac{2}{4} \times n \text{ di Fe} = \frac{1}{2} \times n \text{ di Fe} = 50 \text{ mol}$
 $n \text{ di } \text{O}_2 \text{ consumato} = 75 \text{ mol} \Rightarrow n \text{ di } \text{O}_2 \text{ rimasto} = (100 - 75) \text{ mol} = 25 \text{ mol}$

10) Riscaldando 160 g di CaCO_3 si ottengono 72,0 g di CaO. Calcolare la resa percentuale della reazione.

SVOLGIMENTO

La reazione chimica è la seguente: $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$

$$n \text{ di } \text{CaCO}_3 = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{160 \text{ (g)}}{100 \text{ (g/mol)}} = 1,60 \text{ mol}$$

$n \text{ di CaO} = n \text{ di } \text{CaCO}_3 = 1,60 \text{ mol} \Rightarrow$ sono le moli teoricamente ottenibili

$$n \text{ di CaO} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{72,0 \text{ (g)}}{56,0 \text{ (g/mol)}} = 1,28 \text{ mol ottenute} \Rightarrow \text{si può ora calcolare la resa}$$

$$\eta\% = \frac{\text{moli ottenute}}{\text{moli teor. ottenibili}} \times 100 = \frac{1,28 \text{ mol}}{1,60 \text{ mol}} \times 100 = 80\%$$

11) 6000 g di roccia calcarea, che contiene CaCO_3 insieme a varie impurezze, vengono trattati con HBr in eccesso, sviluppando 1760 g di CO_2 secondo la reazione:



La percentuale di CaCO_3 puro nel campione di roccia calcarea è:

(a) 66,7%; (b) 30,0%; (c) 6,82%; (d) 13,2%.

SVOLGIMENTO

$n \text{ di } \text{CO}_2 = 1760 \text{ (g)} / 44,00 \text{ (g/mol)} = 40,00 \text{ mol}$
 $n \text{ pure di } \text{CaCO}_3 = 40,00 \text{ mol}$
 $m \text{ pura di } \text{CaCO}_3 = 40,00 \text{ (mol)} \times 100,0 \text{ (g/mol)} = 4000 \text{ g}$
 La percentuale di CaCO_3 puro è: $\text{CaCO}_3 \% = [4000 \text{ (g)} / 6000 \text{ (g)}] \times 100 = 66,7\%$

Esercizi riassuntivi di stechiometria

- 12) Un pasticcere prepara la sua famosa torta *Millevoglie*[®] con 420 g di farina, 7 uova, 900 g di zucchero, 3 pere e 17 noccioline. Le sue scorte ammontano a 10,5 kg di farina, 13 dozzine di uova, 27 kg di zucchero, 56 pere e due confezioni da 180 noccioline cadauna. Quante torte sfonerà il nostro amico pasticcere? Che cosa avvanzerà?

SVOLGIMENTO

Farina = $10.500 \text{ g} / 420 \text{ g} = 25$; uova = $13 \times 12/7 = 22,3$; zucchero = $27.000 \text{ g} / 900 \text{ g} = 30$; pere = $56/3 = 18,7$; noccioline = $360/17 = 21,2 \Rightarrow$ il pasticcere sfonerà 18 torte: il reattivo limitante sono le pere.

- 13) Una speleologa ha ritrovato in una grotta sotto il Politecnico di Milano un'antica moneta di bronzo (lega di rame e zinco) formata da 5,0 mol di Cu e 1,2 mol di Zn. Calcolare la percentuale in massa dei due componenti della moneta di bronzo.

SVOLGIMENTO

m di Cu = $5,0 \text{ (mol)} \times 63,55 \text{ (g/mol)} = 318 \text{ g}$; m di Zn = $1,2 \text{ (mol)} \times 65,39 \text{ (g/mol)} = 78,5 \text{ g}$
% Cu = $[318 \text{ (g)} / 396,5 \text{ (g)}] \times 100 = 80,2\%$ × Zn = $100\% - 80,2\% = 19,8\%$

- 14) Vi sono più molecole in 82 L di acqua o in 100 L di eptano (C_7H_{16})? (Densità dell'eptano = 0,648 kg/L).

SVOLGIMENTO

82 kg di H_2O sono pari a $4,6 \text{ kmol} = 4600 \text{ mol}$ (la massa molare dell'acqua è 18,0 g/mol). La massa di eptano (C_7H_{16}) è pari a 64,8 kg ($m = d \times V$), pari a 648 mol (la massa molare dell'eptano è pari a 100,2 g/mol). Essendoci più moli di H_2O , vi saranno più molecole di H_2O .

- 15) Il corpo di un ventenne è costituito in massa per circa il 65,0% da idrogeno, il 25,5% da ossigeno e il 9,5% da carbonio (il resto è azoto, calcio, fosforo e altro).
- Da quanti atomi di idrogeno e carbonio è costituito il corpo di uno studente che pesa 72,0 kg?
 - Quante molecole e quante moli di O_2 sono necessarie per la costituzione del suo organismo?
 - Quante molecole perde lo studente se dopo una seduta in palestra elimina a causa del sudore lo 1,5% della sua massa corporea?
 - Il ventenne riesce a ripristinare gli elementi persi se dopo la seduta mangia 10,80 g di miele ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)?

SVOLGIMENTO

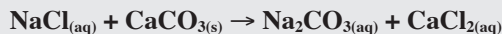
- (a) m di H = 46,8 kg; M di H = 1,01 g/mol; n di H = 46.800 (g) / 1,01 (g/mol) = $4,64 \times 10^4$ mol
 numero di atomi di idrogeno = $n \times N_A$ = atomi
 m di C = 6,84 kg; M di C = 12,01 g/mol; n di C = 6840 (g) / 12,01 (g/mol) = 569,5 mol
 numero di atomi di carbonio = $n \times N_A$ = atomi
- (b) m di O = 18,4 kg; M di O = 16,0 g/mol; n di O = 18.400 (g) / 16,00 (g/mol) = 1150 mol
 numero di atomi di O = $n \times N_A$ = atomi
 n di O₂ = 575 mol
 numero di molecole di O₂ = $n \times N_A$ = molecole
- (c) m di H₂O persa = 1,08 kg; M di H₂O = 18,02 g/mol;
 n di H₂O perse = 1080 (g) / 18,02 (g/mol) = 59,93 mol
 numero di molecole di acqua perse = $n \times N_A$ = molecole
- (d) m di C₆H₁₂O₆ acquisita = 10,80 g; M di C₆H₁₂O₆ = 180 g/mol
 n di C₆H₁₂O₆ = 10,80 (g) / 180 (g/mol) = 0,0600 mol
 n di H recuperate = 0,720 mol; n di O recuperate = 0,360 mol; n di H₂O recuperate = 0,360 mol
 n di H₂O perse = 59,93 mol
 Lo studente non riesce a ripristinare gli elementi persi.

- 16) Una bimba va spesso dal dentista a causa delle numerose carie, perché la discola è golosa di dolci. I dentifrici al fluoro proteggono dalla carie perché possono trasformare l'*idrossiapatite* Ca₅(PO₄)₃OH dello smalto dei denti nella più insolubile e resistente *fluoroapatite* Ca₅(PO₄)₃F, un sale costituito da ioni Ca²⁺, F⁻ e PO₄^{x-}. Determinare la carica dello ione PO₄^{x-} e il numero di particelle e di moli che compongono 1,57 kg di fluoroapatite.

SVOLGIMENTO

M di Ca₅(PO₄)₃F = 504 g/mol; le moli di Ca₅(PO₄)₃F che compongono la fluoroapatite sono:
 n di Ca₅(PO₄)₃F = 1570 (g) / 504 (g/mol) = 3,12 mol; lo ione fosfato è PO₄³⁻
 numero di particelle di Ca₅(PO₄)₃F = $n \times N_A$ = 3,12 (mol) \times 6,022 \times 10²³ (particelle/mol) =
 = 1,88 \times 10²⁴ particelle

- 17) La reazione complessiva per ottenere il carbonato di sodio secondo il **processo Solvay** è la seguente:

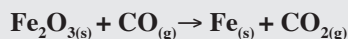


Dopo aver bilanciato la reazione, calcolare le masse teoriche di NaCl e di CaCO₃ che occorrono per ottenere 7,50 t di Soda Solvay, ovvero di carbonato di sodio.

SVOLGIMENTO

La reazione bilanciata è: $2 \text{NaCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2$. Le moli di Na₂CO₃ richieste sono:
 $n = 7,50 \times 10^6$ (g) / 106 (g/mol) = $7,08 \times 10^4$ mol. Perciò servono $2 \times 7,08 \times 10^4$ mol di NaCl, corrispondenti a 8,28 tonnellate, e $7,08 \times 10^4$ mol di CaCO₃, corrispondenti a 7,08 tonnellate.

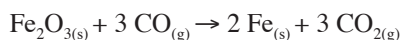
- 18) Il ferro metallico si ottiene dall'ossido di ferro(III), o ossido ferrico, secondo la reazione (da bilanciare):



Quanti kg di ferro si possono ottenere da 100,0 kg di $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ e da 50,0 kg di $\text{CO}_{(g)}$ se la resa della reazione è del 67%?

SVOLGIMENTO

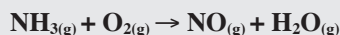
M di CO = 28,0 g/mol; M di CO_2 = 44,0 g/mol; M di Fe = 55,8 g/mol; M di Fe_2O_3 = 159,6 g/mol
È una reazione di ossido-riduzione:



massa iniziale (kg)	100,0	50,0	/	/
n iniziali (mol)	627	1786	/	/

CO è il reagente limitante: le moli di $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ che reagiscono con 1786 mol di $\text{CO}_{(g)}$ sono 595,3 e le moli di $\text{Fe}_{(s)}$ teoricamente prodotte con 1786 mol di $\text{CO}_{(g)}$ sono 1190.
n effettive di Fe = $(1190 \times 0,67)$ mol = 798 mol \Rightarrow m effettiva di Fe = $(798 \times 55,8)$ g = 44.528 g = 44,5 kg

- 19) Calcolare il numero di moli e la massa di ammoniaca necessari per preparare 60,0 g di ossido di azoto (NO) secondo la seguente reazione (non bilanciata):



SVOLGIMENTO

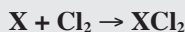
Reazione bilanciata: $4 \text{NH}_{3(g)} + 5 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 4 \text{NO}_{(g)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

n di NO = $60,0 \text{ (g)} / 30,0 \text{ (g/mol)} = 2,00$ mol di NO

n di NH_3 = $2,00 \text{ (mol)} \times (4 \text{ mol di } \text{NH}_3 / 4 \text{ mol di NO}) = 2,00$ mol di NH_3

m di NH_3 = $2,00 \text{ (mol) di } \text{NH}_3 \times (17,0 \text{ g di } \text{NH}_3 / 1 \text{ mol di } \text{NH}_3) = 34,0$ g di NH_3

- 20) 0,395 g di un elemento vengono riscaldati con un eccesso di cloro. Avviene la seguente reazione:



Il composto ottenuto pesa 0,645 g. Qual è la massa molare dell'elemento X?

SVOLGIMENTO

$$\frac{0,395 \text{ (g)}}{\text{X (g/mol)}} = \frac{0,645 \text{ (g)}}{\text{X (g/mol)} + 2 \times 35,5 \text{ (g/mol)}} \Rightarrow \text{X (g/mol)} = 112,4 \text{ g/mol} \Rightarrow \text{cadmio (Cd)}$$

Chimica

Esercizi e Casi Pratici

