

Comprende versione
ebook



Chimica

Esercizi e Casi Pratici

IV Edizione

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



Accedi ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse
un libro che **non pesa**
e si **adatta** alle dimensioni
del **tuoi lettore!**



Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edisesuniversita.it** e accedere alla **versione digitale** del testo e al **materiale didattico**.

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 al materiale didattico 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 e-mail 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 autenticati tramite facebook
- attendi l'e-mail di conferma per perfezionare la registrazione
- torna sul sito **edisesuniversita.it** e segui la procedura già descritta per *utenti registrati*



Ulteriori materiali e strumenti didattici sono accessibili dalla propria **area riservata** secondo la procedura indicata nel frontespizio.

Dalla sezione **materiali e servizi** della tua area riservata potrai accedere a:

- **Ebook:** 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**

CHIMICA

ESERCIZI E CASI PRATICI

IV Edizione

**PAOLA D'ARRIGO
ANTONINO FAMULARI
CRISTIAN GAMBAROTTI
MASSIMO SCOTTI**



P. D'Arrigo · A. Famulari · C. Gambarotti · M. Scotti
Chimica – Esercizi e Casi Pratici – IV Edizione
Copyright © 2021, 2017, 2014, 2013, EdiSES Edizioni 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

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.

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

Fotocomposizione: domabook di Massimo Di Grazia – Napoli

Stampato presso Vulcanica S.r.l. – Nola, Napoli

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

www.edisesuniversita.it
assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 059 4

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 sulla piattaforma assistenza.edises.it

Autori

Paola D'ARRIGO

Dipartimento di Chimica, Materiali e Ingegneria Chimica “Giulio Natta”
Politecnico di Milano

Antonino FAMULARI

Dipartimento di Chimica, Materiali e Ingegneria Chimica “Giulio Natta”
Politecnico di Milano

Cristian GAMBAROTTI

Dipartimento di Chimica, Materiali e Ingegneria Chimica “Giulio Natta”
Politecnico di Milano

Massimo SCOTTI

Dipartimento di Chimica, Materiali e Ingegneria Chimica “Giulio Natta”
Politecnico di Milano
Università degli Studi dell’Insubria – Varese

Coordinamento a cura di

Massimo SCOTTI

Ringraziamenti

Gli Autori ringraziano sentitamente la casa editrice per avere investito in questo progetto editoriale giunto alla IV edizione.

Prefazione alla quarta 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... In dieci anni 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, talora, sembra per 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, gli equilibri, la cinetica, le soluzioni 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 tutti corredati di soluzioni estese e commentate.

In questa quarta edizione gli autori hanno corretto gli errori di stampa e i refusi delle precedenti edizioni anche su indicazioni di colleghi e di studenti; hanno inoltre modificato diversi esercizi per una loro migliore comprensione e nel contempo hanno introdotto esercizi nuovi a corollario di quelli già presenti e una parte inedita nel Capitolo 1 dedicata alla ridefinizione del Sistema Internazionale, entrata in vigore dal 20 maggio 2019.

Anche in futuro gli autori saranno lieti 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

Indice generale

Introduzione

Le abilità che dovreste 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
La revisione del Sistema Internazionale (SI)	5
Ridefinizione delle 7 unità di base del SI	7
Le unità derivate	8
Equazioni dimensionali	10
Grandezze adimensionali	10
Notazione scientifica	10
Ordine di grandezza	11
Unità di misura di uso comune in chimica	12
Cifre significative nei calcoli	13
Cifre significative in somme e differenze e arrotondamenti	14
Cifre significative in prodotti e divisioni	14
Il caso dei logaritmi.....	15
Il caso dei numeri esatti	15

2

Atomi, molecole, ioni, struttura elettronica e proprietà periodiche	17
LE BASI DA CUI PARTIRE	17
Esercizi e domande con svolgimento	21

3

Stechiometria e reazioni chimiche	35
I principali tipi di reazioni chimiche: reagenti → prodotti	35
Le reazioni acido-base	35

	Le reazioni di precipitazione	35
	Le reazioni di ossido-riduzione	36
	Le reazioni di complessazione	36
	Esempi di reazioni chimiche comuni	36
	LE BASI DA CUI PARTIRE	36
	Massa atomica relativa e media (peso atomico)	36
	Massa (peso) molecolare e massa (peso) formula	37
	Il concetto di mole	37
	Altre definizioni di mole	37
	La massa molare	38
	Il reagente limitante o in difetto	38
	La resa o rendimento di una reazione	38
	La purezza di un reagente	38
	Alcuni semplici calcoli stechiometrici	39
	Esercizi riassuntivi di stechiometria	43
	Formule chimiche	47
	LE BASI DA CUI PARTIRE	47
	Esercizi sulla determinazione delle formule minima e molecolare di un composto	48
	Le reazioni di ossido-riduzione (redox)	50
	LE BASI DA CUI PARTIRE	50
	Alcune semplici regole per la determinazione dei numeri di ossidazione degli atomi	50
	Esercizi sulle ossido-riduzioni: bilanciamento in soluzione acida e basica; rapporti ponderali nelle redox	51
	Esercizi numerici sulle ossido-riduzioni con risposte	55
	Reazioni di ossido-riduzione di interesse pratico	56
	Stechiometria delle reazioni in soluzione acquosa	58
	LE BASI DA CUI PARTIRE	58
	Esercizi e domande con svolgimento	58
	Esercizi numerici con risposte	60
4	Il legame chimico, le formule di struttura e le forze intermolecolari	65
	LE BASI DA CUI PARTIRE	65
	Esercizi e domande con svolgimento	67
	Parte speciale: I semiconduttori	85
5	Lo stato gassoso della materia	89
	LE BASI DA CUI PARTIRE	89
	Esercizi e domande con svolgimento	91

6	Termochimica: il primo principio della termodinamica e la calorimetria	107
	LE BASI DA CUI PARTIRE	107
	Esercizi numerici con svolgimento	109
	Esercizi con risposte	125
7	Termodinamica ed equilibrio chimico	129
	LE BASI DA CUI PARTIRE	129
	Esercizi di termodinamica con svolgimento	131
	Esercizi di termodinamica ed equilibrio chimico	135
	Esercizi riassuntivi di chimica industriale	147
	Esercizi con risposte commentate	152
8	La cinetica chimica	157
	LE BASI DA CUI PARTIRE	157
	Esercizi e domande con svolgimento	160
9	Fasi, soluzioni e proprietà colligative	173
	Passaggi di stato e diagrammi di fase	173
	LE BASI DA CUI PARTIRE	173
	Esercizi e domande con svolgimento	173
	Le proprietà colligative delle soluzioni	187
	LE BASI DA CUI PARTIRE	187
	Esercizi e domande con svolgimento	189
	Esercizi numerici con risposte	198
10	Equilibri in soluzione acquosa	201
	LE BASI DA CUI PARTIRE	201
	Esercizi e domande con svolgimento	202
	Domande a risposta aperta	218
	Parte speciale: La forza degli acidi e delle basi	223
	Esercizi numerici con risposte commentate	232
11	Le celle elettrochimiche e la corrosione	235
	LE BASI DA CUI PARTIRE	235
	Esercizi e domande con svolgimento	238
	Esercizi numerici su pile, elettrolisi e corrosione	241

Esercizi numerici di maggiore difficoltà	245
Esercizi numerici con risposte	253
12	
Chimica organica: nomenclatura e stereochimica	265
LE BASI DA CUI PARTIRE	265
Esercizi e domande con svolgimento	266
13	
Reattività in chimica organica	295
Esercizi e domande con svolgimento	295
14	
Biomolecole	327
Esercizi e domande con svolgimento	327
<i>Appendice A</i>	
Chimica generale	345
Chimica organica	345
<i>Appendice B</i>	
Chimica organica	367
Chimica fisica	367
<i>Appendice C</i>	
Chimica fisica	379
Chimica generale	379

4

Il legame chimico, le formule di struttura e le forze intermolecolari

LE BASI DA CUI PARTIRE

Se due atomi o ioni sono tenuti insieme da interazioni forti significa che tra essi vi è un *legame chimico*. Esistono tre tipi di legame chimico.

Legame covalente: in questo caso i due atomi coinvolti nel legame condividono una o più coppie di elettroni. Tale legame si forma generalmente tra non metalli. Il legame covalente può essere apolare (molecole biatomiche omonucleari); essenzialmente non polare, a causa del momento di dipolo trascurabile, come ad esempio fra C e H, in cui la differenza di elettronegatività è piccola; oppure polare, quando si ha una sostanziale differenza di elettronegatività tra gli atomi coinvolti nel legame.

Legame ionico: è un legame di natura puramente elettrostatica determinato dall’attrazione coulombiana tra cationi ed anioni. Si ha tra elementi a bassa energia di ionizzazione (generalmente metalli) ed elementi ad alta affinità elettronica (generalmente non metalli). In genere (ma non sempre) si ha un legame ionico quando la differenza di elettronegatività tra i due atomi è $\geq 1,7$.

Legame metallico: è un legame delocalizzato tipico dei metalli e consiste nell’attrazione elettrostatica che si instaura tra gli elettroni di valenza liberi di muoversi all’interno della struttura ordinata costituita dagli ioni positivi metallici (si veda anche Teoria OM).

Strutture di Lewis: rappresentano un modo semplice per prevedere la geometria molecolare basato su considerazioni qualitative. Tale metodo si basa sulla regola empirica dell’ottetto, secondo la quale all’atto della formazione di legami un atomo tende a completare la configurazione elettronica esterna, alla quale competono 8 elettroni. Gli elettroni del guscio esterno di ogni atomo vengono indicati come punti, le coppie elettroniche vengono indicate come due punti tra loro vicini o trattini e i legami covalenti vengono indicati come trattini che congiungono gli atomi coinvolti nel legame.

VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion): è un metodo empirico che considera la distribuzione delle coppie elettroniche di legame CL (ad esempio i 2 elettroni tra N e H nell’ NH_3) e delle coppie solitarie CS non coinvolte in legami (ad esempio : NH_3). La disposizione geometrica nello spazio avviene in modo tale da minimizzare le reciproche repulsioni.

Geometria molecolare: è la “fotografia” della molecola, ovvero rappresenta la disposizione relativa nello spazio dei nuclei costituenti la molecola, considerati puntiformi. Si ricava dalla disposizione relativa delle CL.

Orbitali ibridi: sono orbitali isoenergetici, direzionati in modo da minimizzare le repulsioni che derivano dalla combinazione lineare degli orbitali atomici. Gli orbitali ibridi sono utilizzati per formare legami e per contenere le CS.

Teoria VB (Valence Bond): basata sulla meccanica quantistica, considera il legame covalente derivante dalla sovrapposizione degli orbitali atomici degli atomi coinvolti nel legame.

Teoria MO (Molecular Orbital) e LCAO (Linear Combination of Atomic Orbitals): è un modello matematico che descrive il legame chimico come la combinazione lineare di tutti gli orbitali atomici di tutti gli atomi presenti nella molecola, sostanza covalente o metallica che sia.

Legame σ : è un legame covalente che avviene per sovrapposizione degli orbitali lungo il loro asse di simmetria longitudinale.

Legame π : è un legame covalente che avviene per sovrapposizione nel piano di orbitali *p* paralleli e complanari.

Due o più molecole sono tenute insieme da interazioni intermolecolari. Esistono diversi tipi di interazioni intermolecolari che dipendono dalla polarità.

Molecole polari e apolari: quando all'interno della molecola si hanno legami tra atomi a differente elettronegatività, la molecola può presentare momento di dipolo $\mu \neq 0$ (polare). Se μ totale è nullo ($\mu = 0$) la molecola è apolare. Una molecola è apolare quando la distribuzione della densità elettronica è simmetrica rispetto agli atomi che la costituiscono.

Polarizzabilità: rappresenta la tendenza di un atomo o una molecola a modificare la nube elettronica per effetto di un campo elettrico esterno, ovvero rappresenta la facilità con cui la sua nuvola elettronica può essere deformata in presenza di una carica elettrica. Atomi con molti elettroni e/o con elettroni relativamente mobili (gli elettroni dei legami π sono più mobili di quelli dei legami σ) o relativamente lontani dal nucleo hanno polarizzabilità elevata.

Interazioni di van der Waals: le interazioni fra molecole sono solitamente denominate interazioni (*forze*) di van der Waals, poiché sono responsabili delle deviazioni dal comportamento ideale dei gas descritte dall'equazione di van der Waals per i gas reali. Oltre a tali interazioni, esiste anche un'importante interazione presente solo in particolari molecole, il *legame a ponte di idrogeno*.

Interazioni dipolo-indotto-dipolo indotto: sono deboli interazioni elettrostatiche determinate dalle forze di dispersione di London, che vengono a crearsi tra dipoli transienti dovuti alla "mobilità" della nuvola elettronica in molecole con polarità pressoché nulla. Tali deboli dipoli transienti inducono nelle molecole apolari vicine dipoli transienti con opposta orientazione, da cui deriva la debole interazione attrattiva. Sono interazioni presenti fra tutte le molecole e sono le uniche presenti fra le molecole apolari.

Interazioni dipolo-dipolo: si hanno tra molecole polari; i dipoli permanenti si orientano in modo da massimizzare le interazioni elettrostatiche tra le cariche parziali di segno opposto.

Interazioni dipolo-dipolo indotto: sono deboli interazioni che dipendono dalla polarizzabilità della molecola apolare. Sono generalmente più deboli (se si considerano molecole di dimensioni confrontabili) delle interazioni dipolo-dipolo.

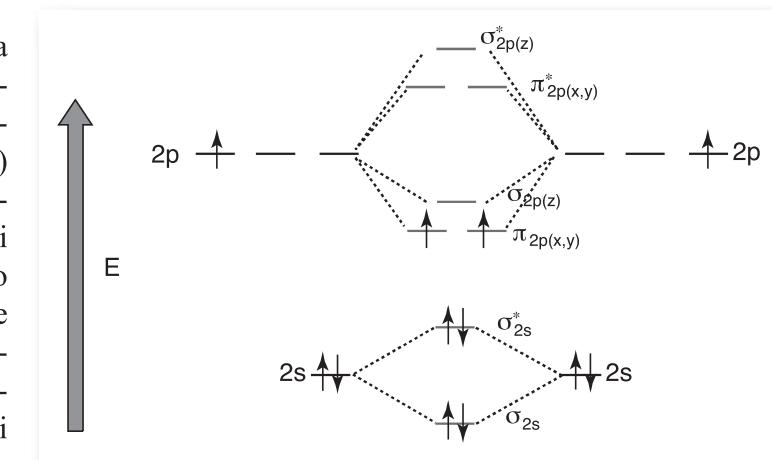
Legame a ponte di idrogeno (legame a H): è un caso particolare di interazione che viene ad instaurarsi tra un atomo elettronegativo e di dimensioni non troppo grandi (F, O, N) di una molecola e un atomo di idrogeno, parzialmente positivo, legato ad atomi di F, O, N di un'altra molecola. Il legame a ponte di idrogeno presenta sia natura elettrostatica sia carattere direzionale.

Esercizi e domande con svolgimento

- 1) Dimostrare perché la molecola diatomica di boro è paramagnetica. Qual è l'ordine di legame nella molecola B_2 ?

SVOLGIMENTO

Il B ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^1$: costruendo gli orbitali molecolari della molecola B_2 (si considera solo il livello esterno di valenza) e ricordando che i livelli $\pi_{2p(x,y)}$ si trovano ad E inferiore rispetto al $\sigma_{2p(z)}$, si ha che i rispettivi elettroni $2p^1$ vanno a posizionarsi rispettivamente nei due orbitali molecolari $\pi_{2p(x,y)}^*$ con spin parallelo. Per questo si osserva sperimentalmente paramagnetismo. L'ordine di legame è:

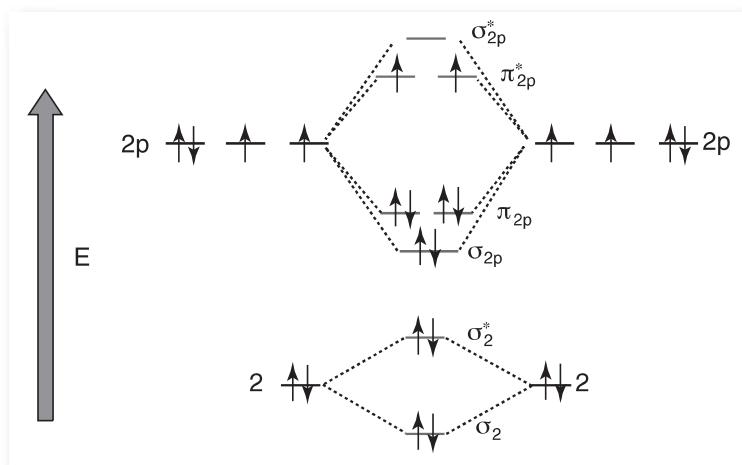


$$(4 \text{ e}^-_{\text{leg}} - 2 \text{ e}^-_{\text{antileg}})/2 = 1$$

- 2) Dimostrare perché la molecola di ossigeno è paramagnetica.

SVOLGIMENTO

L'ossigeno ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^4$: costruendo gli orbitali molecolari della molecola O_2 (si considera solo il livello esterno di valenza) e ricordando che nell' O_2 non si ha l'inversione dei livelli p, si ha che i rispettivi elettroni $2p^1$ vanno a posizionarsi rispettivamente nei due orbitali molecolari $\pi_{2p(x,y)}^*$ con spin parallelo. Per questo si osserva sperimentalmente paramagnetismo.



Parte speciale: I semiconduttori

- 30)** Come cambiano le proprietà di Si se questo viene drogato con As o con Al? Calcolare le quantità (sia in g che in numero di atomi) di As e di Al, necessarie per drogare 1,00 t di Si con uno 0,00003% in moli di ciascun drogante.

SVOLGIMENTO

Il drogaggio aumenta la conducibilità del semiconduttore. Drogando con As si ottiene un semiconduttore di “tipo n”, con elettroni in più nella banda di conduzione. Drogando con Al, si ottiene un semiconduttore di “tipo p”, con buche (lacune di elettroni, cariche positivamente) in più nella banda di valenza. Ecco i calcoli relativi:

$$1,00 \times 10^6 \text{ (g)} / 28,1 \text{ (g/mol)} = 3,56 \times 10^4 \text{ mol di Si}$$

$$3,56 \times 10^4 \text{ (mol Si)} \times 3,0 \times 10^{-7} \text{ (mol drogante/mol Si)} = 1,07 \times 10^{-2} \text{ mol di drogante (As o Al)}$$

$$1,07 \times 10^{-2} \text{ (mol)} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ (mol}^{-1}) = 6,43 \times 10^{21} \text{ atomi di drogante (As o Al)}$$

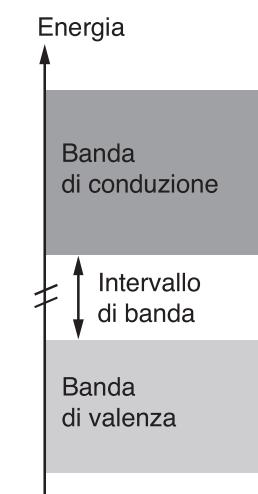
$$1,07 \times 10^{-2} \text{ (mol)} \times 74,92 \text{ (g/mol)} = 0,802 \text{ g di As}$$

$$1,07 \times 10^{-2} \text{ (mol)} \times 26,98 \text{ (g/mol)} = 0,289 \text{ g di Al}$$

- 31)** Spiegare, utilizzando la teoria MO e delle bande per i solidi, perché il silicio è un semiconduttore elettrico mentre il C(diamante) è un isolante.

SVOLGIMENTO

La teoria MO introduce il concetto di orbitale molecolare, ovvero orbitale policentrico esteso su tutta la molecola e derivante dalla combinazione lineare di n orbitali atomici. Quando n è molto grande, la combinazione lineare porta alla formazione di vere e proprie bande di valenza, saturate o solo parzialmente occupate, e bande vuote. Il diamante presenta una banda di valenza satura ed una di antilegame vuota con energia di troppo superiore rispetto a quella di valenza. L’intervallo di banda è tale per cui gli elettroni non riescono a passare nella banda vuota. In definitiva non si ha libertà di movimento da parte degli elettroni. Il silicio presenta invece un intervallo di banda minore superabile per eccitazione termica o radiativa portando elettroni nella banda di conduzione e generando lacune elettroniche nella banda di valenza.



- 32)** Perché il silicio puro (non drogato) al buio anche se scaldato si comporta da isolante elettrico?

Svolgimento

Nel silicio “puro” la differenza di energia potenziale tra la banda di valenza (piena) contenente gli elettroni di valenza e la banda di conduzione (vuota) è di 1,1 eV. Tale valore corrisponde all’energia associata ad una radiazione infrarossa con $\lambda \cong 1,13 \mu\text{m}$ e a prima vista potrebbe sembrare piccolo. Tuttavia, sapendo che 1 eV equivale a $1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$ e che la costante di Boltzmann k_B vale $1,381 \times 10^{-23} \text{ J/K}$, applicando la formula $\text{eV (J)} / k_B = \text{K/eV}$, si ha che per superare 1,1 eV sarebbe necessario portarlo ad una temperatura prossima ai 13600 K : $T = \Delta E (\text{J/mol}) / R (\text{J/mol} \cdot \text{K})$. In tale condizioni il silicio non è sicuramente presente allo stato solido. Pertanto il solo riscaldamento non sarà sufficiente a rendere conduttore il silicio.

N.B. La correlazione tra temperatura e ΔE in eV è definita dalla costante di Boltzmann, secondo la relazione: $1/k_B = 1,602 \times 10^{-19} (\text{J/eV}) / 1,381 \times 10^{-23} (\text{J/K}) = 11600 \text{ K/eV}$.

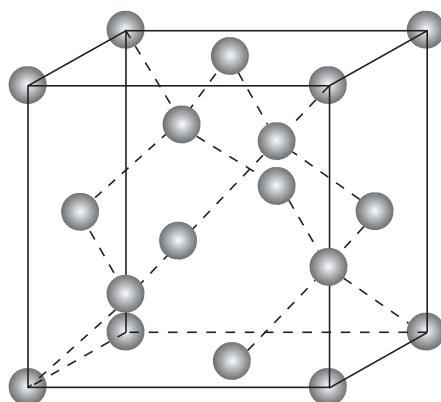
- 33)** Una classe di semiconduttori non si basa sul silicio e/o sul germanio, ma su composti di elementi dei gruppi IIIA e VA in rapporto molare 1:1, ad esempio l’arseniuro di gallio che è isoelettronico con Ge.
- Drogando l’arseniuro di gallio con lo zinco che tipo di conduttore si ottiene?
 - Drogando l’arseniuro di gallio con il tellurio che tipo di conduttore si ottiene?

Svolgimento

GaAs è utilizzato nella fabbricazione di celle solari: la sua E_{gap} è 1,424 eV a 300 K, confrontabile con quella del silicio, pari a 1,12 eV sempre a 300 K.

- Zn ha un elettrone di valenza in meno di Ga: si ottiene un semiconduttore di tipo p;
- Te ha un elettrone di valenza in più di Ga: si ottiene un semiconduttore di tipo n

- 34)** Si determini la costante di Avogadro (N_A) dalla concentrazione atomica e dalla densità del silicio monocristallino ($2,3305 \text{ g/cm}^3$), conoscendo la cella unitaria del silicio e il lato della cella: $5,43 \times 10^{-10} \text{ m}$.



La cella unitaria del cristallo di silicio

SVOLGIMENTO

Calcolo del numero di atomi per cella	
Contributo dei vertici:	$8 \times 1/8 = 1$
Contributo delle superfici:	$6 \times 1/2 = 3$
Contributo degli atomi interni:	$4 \times 1 = 4$
Totale:	8 atomi per cella

Lato cella: $5,43 \times 10^{-10} m$

Concentrazione atomica: $8 \text{ (atomi)} / (5,43 \times 10^{-10})^3 \text{ (m}^3\text{)} = 4,997 \times 10^{28} \text{ atomi/m}^3$

Massa molare: 0,028086 kg/mol; Densità: 2330,5 kg/m³

Calcolo della costante di Avogadro, N_A :

$$4,997 \times 10^{28} \text{ (atomi/m}^3\text{)} \times 0,028086 \text{ (kg/mol)} / 2330,5 \text{ (kg/m}^3\text{)} = 6,0221 \times 10^{23} \text{ atomi/mol}$$

N.B. Si ricordi che: densità = massa / volume = $[(\text{Massa molare} \times \text{Numero di atomi}) / N_A] / \text{volume}$
 $= (\text{densità degli atomi} \times \text{Massa molare} / N_A)$

$$N_A = (\text{densità degli atomi} \times \text{Massa molare}) / (\text{densità del Silicio})$$

Chimica

Esercizi e Casi Pratici

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**.

