



# 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 **tuo lettore!**



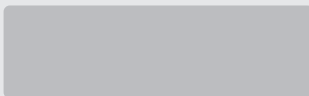
COLLEGATI AL SITO  
**EDISESUNIVERSITA.IT**

ACCEDI AL  
**MATERIALE DIDATTICO**

SEGUI LE  
**ISTRUZIONI**

Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edisesuniversita.it** e accedere 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 autenticali 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](http://www.edisesuniversita.it)  
[assistenza.edises.it](mailto: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](mailto: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

## Introduzione

<b>Le abilità che dovrete aver appreso prima di un esame</b> .....	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

<b>Grandezze, unità di misura e cifre significative</b> .....	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

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

## 3

<b>Stechiometria e reazioni chimiche</b> .....	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

<b>Il legame chimico, le formule di struttura e le forze intermolecolari .....</b>	<b>65</b>
LE BASI DA CUI PARTIRE .....	65
Esercizi e domande con svolgimento .....	67
Parte speciale: I semiconduttori .....	85

## 5

<b>Lo stato gassoso della materia .....</b>	<b>89</b>
LE BASI DA CUI PARTIRE .....	89
Esercizi e domande con svolgimento .....	91



<b>6</b>	<b>Termochimica: il primo principio della termodinamica e la calorimetria</b>	<b>107</b>
	LE BASI DA CUI PARTIRE .....	107
	Esercizi numerici con svolgimento .....	109
	Esercizi con risposte .....	125
<b>7</b>	<b>Termodinamica ed equilibrio chimico</b> .....	<b>129</b>
	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
<b>8</b>	<b>La cinetica chimica</b> .....	<b>157</b>
	LE BASI DA CUI PARTIRE .....	157
	Esercizi e domande con svolgimento .....	160
<b>9</b>	<b>Fasi, soluzioni e proprietà colligative</b> .....	<b>173</b>
	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
<b>10</b>	<b>Equilibri in soluzione acquosa</b> .....	<b>201</b>
	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
<b>11</b>	<b>Le celle elettrochimiche e la corrosione</b> .....	<b>235</b>
	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
<b>12</b>	<b>Chimica organica: nomenclatura e stereochimica</b> .....	265
	LE BASI DA CUI PARTIRE .....	265
	Esercizi e domande con svolgimento .....	266
<b>13</b>	<b>Reattività in chimica organica</b> .....	295
	Esercizi e domande con svolgimento .....	295
<b>14</b>	<b>Biomolecole</b> .....	327
	Esercizi e domande con svolgimento .....	327
<b>Appendice A</b>	.....	345
	<b>Chimica generale</b> .....	345
<b>Appendice B</b>	.....	367
	<b>Chimica organica</b> .....	367
<b>Appendice C</b>	.....	379
	<b>Chimica fisica</b> .....	379

## 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' $\text{NH}_3$ ) e delle coppie solitarie CS non coinvolte in legami (ad esempio  $:\text{NH}_3$ ). 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  $\sigma$ :** è un legame covalente che avviene per sovrapposizione degli orbitali lungo il loro asse di simmetria longitudinale.

**Legame  $\pi$ :** 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  $\mu$  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  $\pi$  sono più mobili di quelli dei legami  $\sigma$ ) 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.

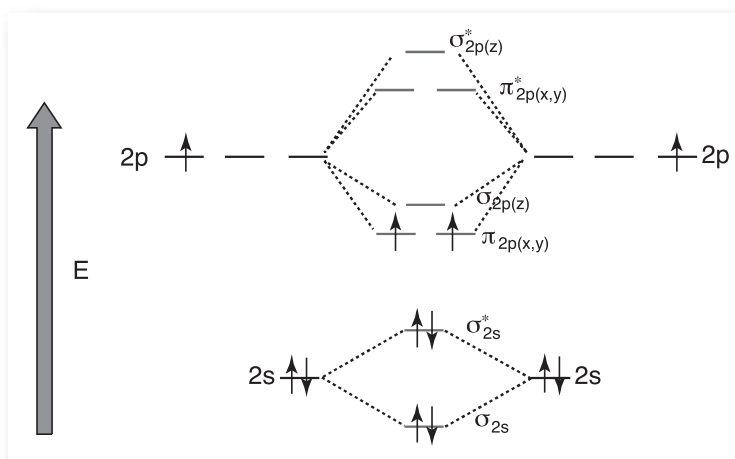
**Legame a ponte di idrogeno (legame a H):** è un caso particolare di interazione che viene ad instaurarsi tra un atomo elettronegativo e di dimensioni non troppo grandi (F, O, N) di una molecola e un atomo di idrogeno, parzialmente positivo, legato ad atomi di F, O, N di un'altra molecola. Il legame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

## Esercizi e domande con svolgimento

- 1) Dimostrare perché la molecola diatmica 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:

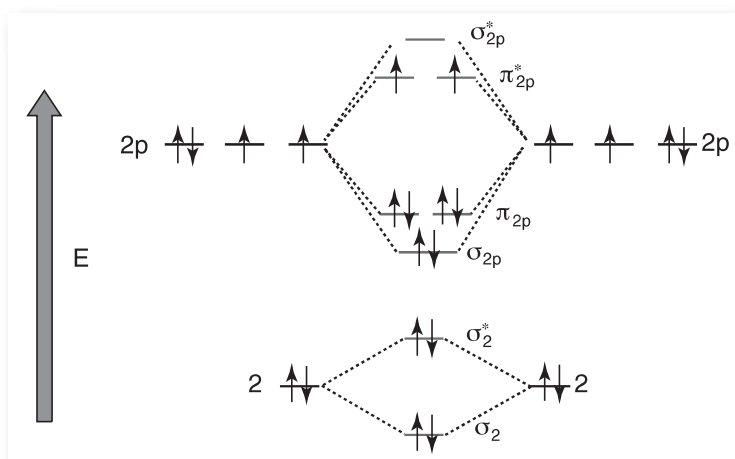


$$(4 e^-_{\text{leg}} - 2 e^-_{\text{antileg}})/2 = 1$$

- 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:

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

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

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

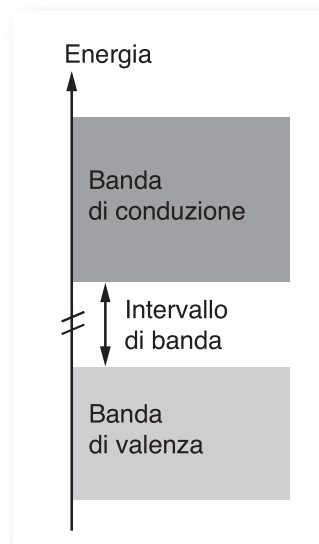
$$1,07 \times 10^{-2} (\text{mol}) \times 74,92 (\text{g/mol}) = 0,802 \text{ g di As}$$

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

- 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, sature 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  $\Delta E$  in eV è definita dalla costante di Boltzmann, secondo la relazione:  $1/k_B = 1,602 \times 10^{-19} (\text{J/eV}) / 1,381 \times 10^{-23} (\text{J/K}) = 11600 \text{ K/eV}$ .

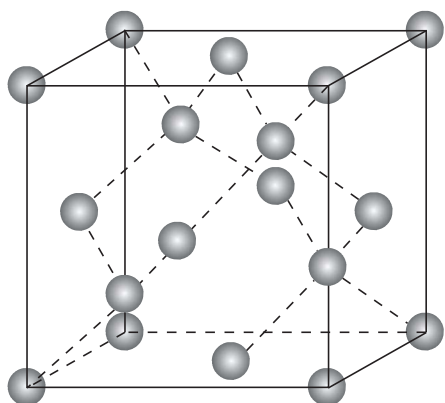
- 33) Una classe di semiconduttori non si basa sul silicio e/o sul germanio, ma su composti di elementi dei gruppi IIIA e VA in rapporto molare 1:1, ad esempio l’arseniuro di gallio che è isoelettronico con Ge.
- Drogando l’arseniuro di gallio con lo zinco che tipo di conduttore si ottiene?
  - Drogando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

#### SVOLGIMENTO

GaAs è utilizzato nella fabbricazione di celle solari: la sua  $E_{\text{gap}}$  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:  $5,43 \times 10^{-10} \text{ m}$

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:  $0,028086 \text{ kg/mol}$ ; Densità:  $2330,5 \text{ kg/m}^3$

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:  $\text{densità} = \text{massa} / \text{volume} = [(\text{Massa molare} \times \text{Numero di atomi}) / N_A] / \text{volume}$   
 $= (\text{densità degli atomi} \times \text{Massa molare} / N_A)$

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





# 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**.



€ 20,00

