

Capitolo 8 La struttura dell'atomo

Hai capito?

pag. 151 A $4,29 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$

pag. 151 B $10^{20} \text{ Hz} \div 10^{16} \text{ Hz}; \approx 10^{10} \text{ Hz}$. Radiazione violetta.

pag. 152 ■ $2,26 \cdot 10^{16} \text{ Hz}; 1,33 \cdot 10^{-8} \text{ m}; \text{no}$.

■ Il fotone della luce blu.

pag. 154 ■ La radiazione con $\lambda = 410 \text{ nm}$ perché energia e lunghezza d'onda sono inversamente proporzionali; $4,85 \cdot 10^{-19} \text{ J}; 4,59 \cdot 10^{-19} \text{ J}; 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}; 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

■ onde elettromagnetiche; inversamente; 400 nm; 700 nm; direttamente; inversamente; spettro continuo; spettro a righe.

pag. 156 ■ Le leggi della fisica classica non pongono alcun limite ai valori di energia delle orbite, quindi si dovrebbe ottenere uno spettro continuo.

■ Su una rampa in salita possiamo fermarci a qualsiasi altezza mentre salendo una scala possiamo assumere solo determinate posizioni. La nostra altezza dal suolo è quindi quantizzata come l'energia degli elettroni, che non possono occupare posizioni intermedie tra un livello energetico e l'altro.

pag. 158 ■ Dipende dalla carica e dalla distanza.

■ Dallo ione Mg^+ ; sul secondo livello.

■ I 5 e^- del boro devono essere suddivisi su 2 diversi livelli perché si evidenzia un brusco salto energetico.

pag. 159 ■ $2 \times 3^2 = 18$ elettroni; 6 elettroni

■ 3 sottolivelli: s, p, d; 3d

pag. 162 A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6; 3d^{10} 4s^2 4p^3$

pag. 162 B $1s^2 2s^2 2p^6$

pag. 162 C Il potassio, K.

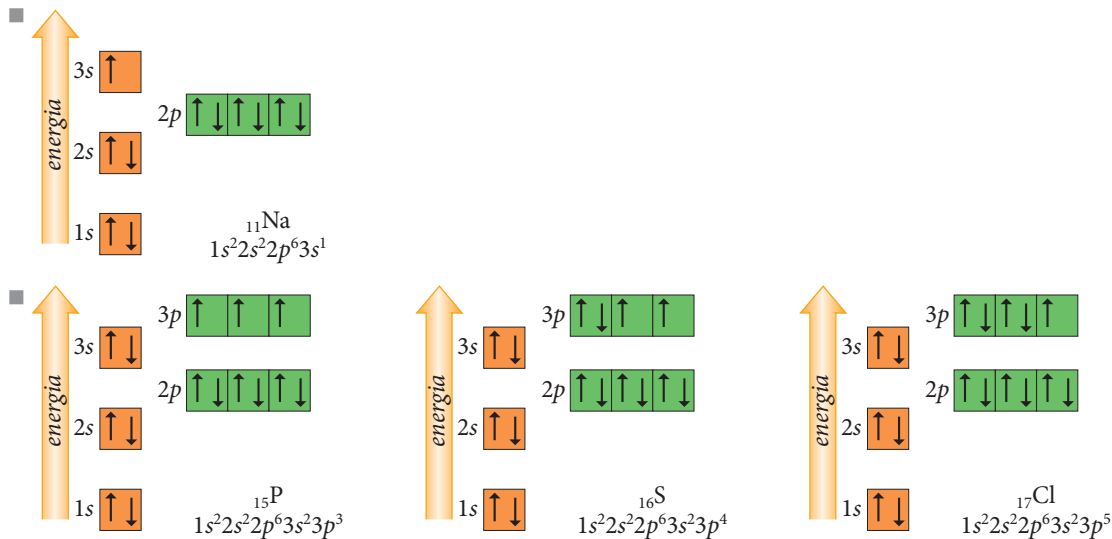
pag. 165 ■ 0, 1, 2

■ $n = 2$ e $l = 1$

pag. 166 ■ -2, -1, 0, 1, 2

■ 8 e^-

pag. 168 ■



Quesiti e problemi

1 A; D

2 Frequenza e lunghezza d'onda sono inversamente proporzionali, secondo la seguente relazione: $c = \lambda \cdot \nu$.

3 Perché si compone di più lunghezze d'onda a ciascuna delle quali corrisponde un colore.

4 Fotoni.

5 La frequenza. È aumentata la frequenza.

6 $3 \cdot 10^4 \text{ m}$

7 A; B

8 A

9 $3,4 \cdot 10^{-26} \text{ J}$

- 10 $3,8 \cdot 10^{-19}$ J
 11 $1,57 \cdot 10^6$ J
 12 Colore azzurro. $E = 4,42 \cdot 10^{-19}$ J
 13 ;
 14 $E = 3,60 \cdot 10^{-19}$ J; $\nu = 5,43 \cdot 10^{14}$ s⁻¹; $\lambda = 552$ nm. È definita «di soglia» perché, per valori inferiori, non si ha effetto fotoelettrico. Appartiene al visibile (verde).
 15 $1,51 \cdot 10^{14}$ s⁻¹; 263 nm. Appartiene all'UV.
 16 Lo spettro continuo contiene tutte le lunghezze d'onda del campo visibile ed è caratteristico di solidi e liquidi. Lo spettro a righe contiene solo alcune lunghezze d'onda ed è caratteristico dei gas rarefatti.
 17
 18
 19
 20 Vedi teoria pag. 154.
 21 Descrive il livello energetico dell'orbita dell'elettrone per l'atomo di idrogeno.
 22
 23 No, solo l'orbita stazionaria con $n = 1$ corrisponde allo stato fondamentale.
 24 Il «salto» può non essere diretto e avvenire passando per i livelli intermedi.
 25 ;
 26 Sono 3: dal IV al III, dal III al II, dal II al I.
 27 a) V; b) F; c) V; d) F
 28 a) F, l'energia richiesta è minore, essendo l'elettrone più lontano dal nucleo; b) F, la lunghezza d'onda della radiazione assorbita nel passaggio da $n = 1$ a $n = 3$ è uguale a quella emessa nel passaggio inverso; c) V; d) V.
 29 Vedi definizione pag. 157. kJ/mol
 30 L'energia di seconda ionizzazione è circa nove volte maggiore dell'energia di prima ionizzazione. Questo permette di ipotizzare l'esistenza di un solo elettrone nel livello più esterno.
 31
 32 Libera.
 33 No, per allontanare qualsiasi elettrone da un nucleo occorre sempre spendere energia.
 34 $2 \cdot n^2$
 35 18 elettroni
 36 3
 37 14 elettroni
 38 $2p^6$; $3p^1$
 39 5 sottolivelli; di fatto gli elettroni occupano $5s$, $5p$, $5d$, $5f$ ma non $5g$.
 40
 41 Il sottolivello $3d$; il terzo e il quarto livello.
 42 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; il primo salto corrisponde al passaggio dal terzo al secondo livello, il secondo salto al passaggio dal secondo al primo.
 43 a) Sì; b) non esiste $2d$; compare per $n \geq 3$; c) l'orbitale s non può contenere 3 e⁻, al massimo 2; d) non esiste $n = 8$ nello stato fondamentale.
 44 a) $Z = 7 \Rightarrow$ azoto; b) $Z = 25 \Rightarrow$ manganese; c) $Z = 34 \Rightarrow$ selenio
 45 ; l'orbitale p non può contenere 8 e⁻.
 46
 47

Numero atomico	Numero di neutroni	Numero di massa	Simbolo isotopo	Configurazione elettronica
$Z = 31$	$n = 38$	$A = 69$	${}^{69}_{31}\text{Ga}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
$Z = 53$	$n = 74$	$A = 127$	${}^{127}_{53}\text{I}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
$Z = 15$	$n = 16$	$A = 31$	${}^{31}_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
$Z = 11$	$n = 12$	$A = 23$	${}^{23}_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
$Z = 19$	$n = 21$	$A = 40$	${}^{40}_{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
$Z = 23$	$n = 28$	$A = 51$	${}^{51}_{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$

- 48 F: $1s^2 2s^2 2p^5$; Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$; Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; per il sodio; il secondo elettrone appartiene a un livello inferiore, a differenza di tutti gli altri elementi.
 49 Stessa configurazione. 8 e⁻
 50 La posizione e la quantità di moto, istante per istante.
 51 Così facendo rimane indeterminata la posizione.
 52 Il fotone cede energia all'elettrone, la cui velocità aumenta.

- 53 C
- 54 L'elettrone.
- 55 $J \cdot s / \text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} = \text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{s} / \text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} = \text{m}$
- 56 $\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ m}$
- 57 Il sottolivello rappresenta il tipo di orbitale; si compone a sua volta di più orbitali a eccezione del sottolivello s, che ne contiene uno solo.
- 58 Da 3 numeri quantici: n, l, m .
- 59 Alla rotazione oraria e antioraria dell'elettrone.
- 60 Vedi teoria pag. 167.
- 61 A
- 62 a) F, un orbitale può contenere al massimo due elettroni; b) F, si compone di quattro sottolivelli o tipi di orbitale; c) V; d) F, bisogna «occupare» tutti gli orbitali dello stesso sottolivello.
- 63 Sono 6 e corrispondono ai sottolivelli $2p$ e $3p$.
- 64 Due. Regola di Hund.
- 65 Neon.
- 66 Azoto.
- 67 ${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$; ${}_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; ${}_{34}\text{Se}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$. Hanno la stessa configurazione elettronica esterna $s^2 p^4$.
- 68 B
- 69 ${}_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; ${}_{52}\text{Te}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$
- 71 A; D

Il laboratorio delle competenze

- 1 a) F, per definire il tipo di orbitale bisogna conoscere il valore di l ; b) F, n, l, m danno indicazioni sulla probabilità di presenza dell'elettrone in un punto; c) V; d) V.
- 2 D; E; F
- 3 Il principio di Aufbau è una delle tre regole di riempimento degli orbitali.
- 4 ${}_{19}\text{K}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; ${}_{8}\text{O}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6$
- 5 O e Al
- 6 ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- 7 9
- 8 $18 e^-$
- 9 a) $2p$; b) $1s$; c) impossibile; d) $4f$; e) impossibile; f) $5d$
- 10 ${}_{28}\text{Ni}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
- 11 $E_i(\text{I}) = 737,7 \text{ kJ/mol}$; $1,225 \cdot 10^{-17} \text{ J}$; no, per ionizzare più volte lo stesso atomo sono necessarie quantità di energia crescenti.
- 12 Il cesio, perché la frequenza di soglia cade nel visibile.
- 13 B
- 14 11
- 15 $7,7 \cdot 10^{24} e^-$
- 16 492 nm. Visibile.
- 17 $5,09 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$. $2,03 \cdot 10^5 \text{ J}$
- 18 a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; b) $1s^2 2s^2 2p^6$