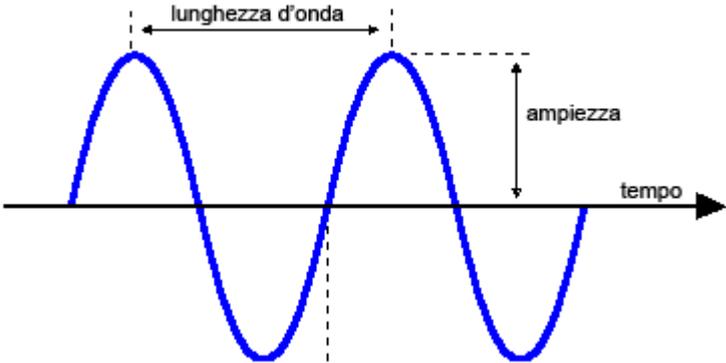
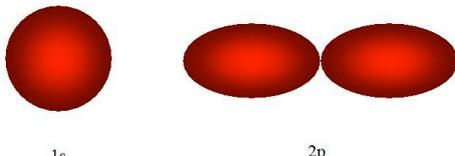


Brady Senese Pignocchino Chimica.blu © Zanichelli 2013
Soluzione degli esercizi – Capitolo 7

Esercizio	Risposta
PAG 162 ES 1	Perché è generata da cariche elettriche in rapida oscillazione.
PAG 162 ES 2	La frequenza è il numero di cicli compiuti in un secondo. È rappresentata dal simbolo ν . L'unità di misura SI è l'herz (Hz).
PAG 162 ES 3	La lunghezza d'onda è la distanza tra due massimi o due minimi. È rappresentata dal simbolo λ .
PAG 162 ES 4	
PAG 162 ES 5	L'ampiezza. La lunghezza d'onda e la frequenza.
PAG 162 ES 6	Gamma rays < X-ray < ultraviolet < visible < infrared < microwave < radio
PAG 162 ES 7	400nm-700nm
PAG 162 ES 8	Violetto – blu – verde – giallo - rosso - arancione.
PAG 162 ES 9	$\lambda \times \nu = c$
PAG 162 ES 10	Il modello ondulatorio spiega proprietà come la frequenza, la lunghezza d'onda, l'ampiezza e la velocità della radiazione elettromagnetica. La teoria corpuscolare spiega il fatto che l'energia della radiazione non si trasferisce mediante un flusso di continuo ma sotto forma di pacchetti distinti.
PAG 162 ES 11	È un pacchetto di energia.
PAG 162 ES 12	È un pacchetto di energia che può essere assorbita o emessa dalla materia. Il fondamento della teoria dei quanti è l'idea che la radiazione elettromagnetica possa essere rappresentata, allo stesso tempo, come onda e come un fascio di fotoni.
PAG 162 ES 13	<ul style="list-style-type: none"> a) infrarosso b) luce visibile c) raggi X d) luce ultravioletta.
PAG 162 ES 14	Lo spettro di emissione di un elemento è dato dall'insieme delle radiazioni elettromagnetiche che emette quando viene eccitato. Viene ottenuto sottoponendo a scarica elettrica o riscaldamento un

	<p>elemento allo stato di gas rarefatto.</p> <p>Una lampadina elettrica fornisce uno spettro continuo; gli spettri atomici degli elementi sono invece spettri a righe.</p>
PAG 162 ES 15	Perché ogni elemento ha uno spettro di emissione caratteristico.
PAG 162 ES 16	Per la frequenza e lunghezza d'onda delle righe di emissione.
PAG 162 ES 17	<p>L'emissione di luce, descritta dallo spettro atomico, avviene perché gli atomi assorbono l'energia ricevuta (per riscaldamento o scarica elettrica) e la riemettono sotto forma di fotoni.</p> <p>Tali spettri non sono continui perché all'interno degli atomi possono avvenire solo variazioni di energia definite.</p>
PAG 162 ES 18	Che gli elettroni sono vincolati ad alcuni livelli energetici.
PAG 162 ES 19	<p>Secondo il modello di Bohr, l'elettrone si muove attorno al nucleo seguendo una determinata traiettoria di raggio definito, dette orbite stazionarie. Quando percorre queste orbite l'elettrone non assorbe e non emette energia. Ad ogni orbita corrisponde un livello energetico. L'elettrone può passare da un'orbita all'altra assorbendo o emettendo energia.</p>
PAG 162 ES 20	Orbite stazionarie.
PAG 162 ES 21	Stato fondamentale.
PAG 162 ES 22	<p>Quando l'atomo di idrogeno assorbe energia, l'elettrone passa dall'orbita con $n = 1$ a un'orbita più esterna. Dato che le orbite più lontane dal nucleo sono meno stabili, l'elettrone tende a tornare nello stato a più bassa energia. Quando ciò accade l'energia viene emessa sotto forma di radiazione elettromagnetica.</p>
PAG 162 ES 23	È l'onda associata a qualunque corpo in movimento, caratterizzata da una lunghezza d'onda inversamente proporzionale alla massa.
PAG 162 ES 24	<p>Perché un'onda di materia ha una lunghezza d'onda inversamente proporzionale alla massa. Nel caso dei corpi macroscopici, come un pallone, la lunghezza d'onda è così piccola che le proprietà dell'onda non possono essere misurate sperimentalmente. Al contrario, nel caso degli elettroni, essendo dotati di una massa ridottissima, le proprietà ondulatorie non possono essere trascurate.</p>
PAG 162 ES 25	Nel fatto che particelle dotate di massa molto ridotta manifestano anche una natura ondulatoria.
PAG 162 ES 26	Che è impossibile misurare simultaneamente la velocità e la posizione di una particella con assoluta precisione.
PAG 162 ES 27	<p>Un'onda stazionaria è un'onda in cui vi è oscillazione senza spostamento di materia.</p> <p>Esempi di onde stazionarie sono le onde che si generano sulla corda di una chitarra quando viene pizzicata oppure le onde che si propagano in una molla.</p>
PAG 162 ES 28	Gli orbitali sono le funzioni d'onda relative agli elettroni atomici.
PAG 162 ES 29	<p>Sono un insieme di numeri che permettono di definire le onde elettroniche nelle tre dimensioni.</p> <p>Per specificare le caratteristiche di un orbitale sono necessari 3 numeri quantici.</p>
PAG 162 ES 30	Tutti gli orbitali aventi lo stesso valore di n appartengono al medesimo livello di energia e sono caratterizzati dalla stessa distanza media dal nucleo.
PAG 162 ES 31	L'orbitale con $n = 2$ possiede energia e dimensioni maggiori rispetto all'orbitale con $n = 1$.

PAG 162 ES 32	K, n = 1; M, n = 3.			
PAG 162 ES 33	Un sottolivello descrive un gruppo di orbitali appartenenti allo stesso livello elettronico e caratterizzati dallo stesso valore del numero quantico secondario l.			
PAG 162 ES 34	Ogni livello energetico, caratterizzato da un dato valore del numero quantico principale n, possiede n sottolivelli distinti dal numero quantico secondario l, che assume tutti i valori interi da 0 a n-1.			
PAG 162 ES 35	l= 0, s; l=1, p; l=2, d; l=3, f; l=4, g; l=5, h.			
PAG 162 ES 36	I sottolivelli 3s e 1s differiscono per il valore del numero quantico principale n, quindi appartengono a due diversi livelli energetici e sono caratterizzati da una diversa distanza media dal nucleo.			
PAG 162 ES 37	I sottolivelli 3d e 3p differiscono per il valore del numero quantico secondario l, quindi appartengono a due diversi sottolivelli energetici e sono caratterizzati da una diversa forma.			
PAG 162 ES 38	Appartengono a due diversi livelli energetici e sono caratterizzati da una diversa distanza media dal nucleo.			
PAG 162 ES 39	Gli orbitali che differiscono solo per il numero quantico magnetico presentano un diverso orientamento spaziale.			
PAG 163 ES 40	Valore di n	Valore di l	Valore di m _l	Numero di orbitali
	5	0	0	1
		1	-1,0,1	3
		2	-2, -1,0,1,2	5
		3	-3, -2, -1,0,1,2,3	7
		4	-4, -3, -2, -1,0,1,2,3,4	9
	25 orbitali possibili.			
PAG 163 ES 41	A e d non sono possibili. B: 3d C: 2p E: 4f F: 7s			
PAG 163 ES 42	Per il principio di indeterminazione di Heisenberg.			
PAG 163 ES 43	 <p style="text-align: center;">1s 2p</p>			
PAG 163 ES 44	Le dimensioni di un orbitale crescono al crescere di n.			
PAG 163 ES 45	Gli assi degli orbitali p, di uno stesso sottolivello, sono perpendicolari tra loro.			
PAG 163 ES 46	Lo stato energetico di un orbitale è definito da due numeri quantici; il numero quantico principale e il numero quantico secondario.			
PAG 163 ES 47	Il fatto che all'elettrone sia associato un debole campo magnetico.			
PAG 163 ES 48	Il paramagnetismo			
PAG 163 ES 49	Nello stesso atomo non possono esistere due elettroni che abbiano gli stessi valori dei quattro numeri quantici principali. La conseguenza è che ogni orbitale non può essere occupato da più di due elettroni.			
PAG 163 ES 50	m _s =+1/2 o m _s =-1/2.			

PAG 163 ES 51	È la distribuzione degli elettroni all'interno degli orbitali di un atomo.		
PAG 163 ES 52	<ul style="list-style-type: none"> a) gli orbitali si riempiono in ordine di energia crescente. Tale ordine dipende dai valori dei numeri quantici n e l; b) deve essere rispettato il principio di esclusione di Pauli secondo il quale ogni orbitale può contenere solo due elettroni di spin opposto; c) quando gli elettroni devono occupare orbitali degeneri, cioè orbitali con uguale energia, tendono ad occuparli tutti prima di appaiarsi. 		
PAG 163 ES 53	s<p<d<f		
PAG 163 ES 54	1s 2s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p.		
PAG 163 ES 55	La configurazione elettronica esterna. Blocchi s, p, d, f. Il nome del blocco corrisponde a quello del sottolivello che viene riempito scorrendo lungo il periodo.		
PAG 163 ES 56	Spostandosi da un gruppo all'altro lungo un periodo il numero di elettroni cresce di un'unità. L'elettrone aggiunto va a popolare il sottolivello indicato dal nome del blocco che si sta attraversando.		
PAG 163 ES 57	Spostandosi da un periodo all'altro lungo un gruppo gli elettroni di valenza occupano orbitali definiti dallo stesso numero quantico secondario l e da un numero quantico principale n che cresce progressivamente di un'unità.		
PAG 163 ES 58	P:3; Zn:4; Hg:6; C:2.		
PAG 163 ES 59	N: 5; Br:7; Si:4.		
PAG 163 ES 60	<ul style="list-style-type: none"> a) Gli elementi di transizione appartengono al blocco d. Come indicato nel diagramma delle energie (figura 7.9) l'ordine di riempimento degli orbitali è: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p. Quindi nei primi tre periodi vengono occupati gli orbitali 1s 2s 2p 3s 3p e solo a partire dal quarto periodo vengono riempiti gli orbitali d. b) Perché il sottolivello d contiene cinque orbitali, ciascuno dei quali è occupato da due elettroni a spin opposto, per un totale di 10 elettroni; c) Perché il sottolivello f contiene 7 orbitali doppiamente occupati per un totale di 14 elettroni. d) In accordo con l'ordine di riempimento degli orbitali nel primo periodo viene occupato l'orbitale 1s. e) Perché al crescere del numero quantico principale diventano progressivamente disponibili gli orbitali p, d e f fornendo un maggior numero di orbitali disponibili per gli elettroni. 		
PAG 163 ES 61	<ul style="list-style-type: none"> a) Si riferisce agli elettroni e ai livelli più interni; b) È il livello occupato con il più alto valore di n, cioè il livello più esterno; c) È la distribuzione degli elettroni nello strato di valenza; d) Sono gli elettroni che occupano il livello di valenza, cioè il livello occupato con il più alto valore di n. 		
PAG 163 ES 62	Elemento	Elettroni di valenza	Elettroni del core
	Na	1	10
	N	5	2

	O	6	2	
	C	4	2	
	H	1	0	
PAG 163 ES 63	a) Cd b) Tl c) Na d) V			
PAG 163 ES 64	Li: $1s^2 2s^1$ Be: $1s^2 2s^2$ B: $1s^2 2s^2 2p^1$ C: $1s^2 2s^2 2p^2$ N: $1s^2 2s^2 2p^3$ O: $1s^2 2s^2 2p^4$ F: $1s^2 2s^2 2p^5$ Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$			
PAG 163 ES 65	Un gruppo raccoglie gli elementi con proprietà chimiche simili. Tale somiglianza è una conseguenza delle analogie nella configurazione elettronica esterna. Scorrendo lungo un gruppo, il numero di elettroni di valenza e il numero quantico secondario degli orbitali occupati non variano, mentre il numero quantico principale del sottolivello cresce progressivamente di un'unità. Ad esempio, se prendiamo in considerazione il gruppo VIA le configurazioni elettroniche abbreviate sono: O: $[\text{He}]2s^2 2p^4$; S: $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$; Se: $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^4$; Te: $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^4$; Po $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$. Tutti gli elementi appartenenti a questo gruppo hanno sei elettroni di valenza collocati negli orbitali s e p.			
PAG 164 ES 66	È la carica positiva avvertita dagli elettroni più esterni. All'interno di uno stesso gruppo la carica nucleare efficace non cambia significativamente, mentre cresce spostandosi da sinistra verso destra lungo un periodo.			
PAG 164 ES 67	Bottom left. Top right.			
PAG 164 ES 68	Perché la configurazione del livello esterno rimane la stessa durante il riempimento di un livello più interno, quindi la carica efficace aumenta più gradualmente e la dimensione degli atomi diminuisce di poco spostandosi da sinistra verso destra.			
PAG 164 ES 69	L'energia di ionizzazione è l'energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo o ione gassoso nel suo stato fondamentale. Perché occorre fornire energia per vincere l'attrazione esercitata dal nucleo verso gli elettroni.			
PAG 164 ES 70	$\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{O}^+(\text{g}) + e^-$ $\text{O}^{2+}(\text{g}) \rightarrow \text{O}^{3+}(\text{g}) + e^-$			
PAG 164 ES 71	Spostandosi da sinistra verso destra lungo un periodo la carica nucleare efficace aumenta e con essa l'attrazione esercitata dal nucleo sugli elettroni. Di conseguenza l'energia di ionizzazione cresce. Scendendo lungo un gruppo il valore di n aumenta, gli orbitali esterni diventano più grandi e si allontanano dal nucleo. Di conseguenza gli elettroni sono trattenuti dal nucleo più debolmente e l'energia di ionizzazione diminuisce.			
PAG 164 ES 72	Perché allontanare un elettrone da uno ione positivo richiede più lavoro rispetto a quello richiesto per svolgere lo stesso processo su un			

	atomo neutro.
PAG 164 ES 73	Perché, nel caso del carbonio, l'energia di quinta ionizzazione è associata all'allontanamento di un elettrone del core.
PAG 164 ES 74	Perché in entrambi i casi si allontana un elettrone dal livello con $n = 3$ ma nell'alluminio l'elettrone occupa il sottolivello p che ha un'energia superiore a quella del sottolivello s.
PAG 164 ES 75	Perché lo zolfo, a differenza del fosforo, ha un elettrone appaiato nel sottolivello 3p. Tale configurazione è meno favorita rispetto a quella in cui tutti gli elettroni sono spaiati e ciò corrisponde ad una minore energia di ionizzazione.
PAG 164 ES 76	L'affinità elettronica è la variazione di energia potenziale dovuta all'aggiunta di un elettrone a un atomo o ione gassoso nel suo stato fondamentale.
PAG 164 ES 77	$S(g) + e^- \rightarrow S^-(g)$ $S^-(g) + e^- \rightarrow S^{2-}(g)$
PAG 164 ES 78	Perché occorre svolgere lavoro per forzare un elettrone verso uno ione già negativo.
PAG 164 ES 79	Un livello che trattiene con forza i suoi elettroni, in conseguenza di un'alta carica nucleare efficace, sarà in grado di trattenere con forza anche un elettrone in più. Quindi l'affinità elettronica cresce al crescere della carica nucleare efficace sentita da un livello. Passando da ossigeno a fluoro la carica nucleare aumenta di $1+$, mentre gli elettroni del core restano gli stessi, quindi la carica nucleare efficace aumenta e con essa l'affinità elettronica.
PAG 164 ES 80	$6.98 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$
PAG 164 ES 81	$1.07 \cdot 10^{-15} \text{ Hz}$
PAG 164 ES 82	$1.02 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$
PAG 164 ES 83	$5.0 \cdot 10^6 \text{ m}$ o $5.0 \cdot 10^3 \text{ km}$
PAG 164 ES 84	Energia fotone: $2.6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. Energia di una mole di fotoni: $1.6 \cdot 10^5 \text{ J}$
PAG 164 ES 85	$3.55 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
PAG 164 ES 86	a) Blu - viola b) $7.31 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ c) $4.84 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
PAG 164 ES 87	a) giallo-arancio b) $.09 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ c) $3.37 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
PAG 164 ES 88	$l=1$: p. $l=3$: f.
PAG 164 ES 89	f: $l=3$. d: $l=2$.
PAG 164 ES 90	3s: $n=3, l=0$. 5d: $n=5, l=2$.
PAG 164 ES 91	4p: $n=4, l=1$. 6f: $n=6, l=3$.
PAG 164 ES 92	$L=0, 1, 2, 3, 4, 5$.
PAG 164 ES 93	$n=8$
PAG 165 ES 94	$l=1$: $m_l = -1, 0, 1$. $l=3$: $m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$.
PAG 165 ES 95	$-5, -4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4, 5$

PAG 165 ES 96	l=4. n=5.				
PAG 165 ES 97	11 orbitali. $m_l = -5, -4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4, 5.$				
PAG 165 ES 98	Valore di n	Valore di l	Valore di m_l	Valore di m_s	
	2	1	-1 0 1	$\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$	
PAG 165 ES 99	Valore di n	Valore di l	Valore di m_l	Valore di m_s	
	3	2	-2 -1 0 1 2	$\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$ $\pm 1/2$	
PAG 165 ES 100					
PAG 165 ES 101	Cr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ Cu: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$				
PAG 165 ES 102	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$				
PAG 165 ES 103	S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ Ti: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ Sn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$				
PAG 165 ES 104	As: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Ni: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$				
PAG 165 ES 105	Mg: 0 P: 3 V: 3 Cs: 1 S: 2 Ni: 2				
PAG 165 ES 106	<p>Orbital diagrams for Mg and Ti. Mg: 1s (up), 2s (up), 2p (up, up, up), 3s (up), 3p (up, up, up), 4s (up), 3d (up, up, empty, empty, empty). Ti: 1s (up), 2s (up), 2p (up, up, up), 3s (up), 3p (up, up, up), 4s (up), 3d (up, up, up, up, empty).</p>				

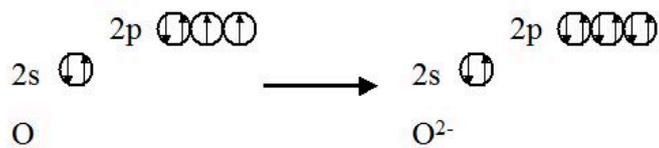
PAG 165 ES 107	
PAG 165 ES 108	<p>Co: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$ Hg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ Sc: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ As: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ C: $1s^2 2s^2 2p^2$ Au: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$ Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Li: $1s^2 2s^1$</p>
PAG 165 ES 109	<p>a) Co: 4, Hg: 6, Sc: 4, S: 3, As: 4, Fe: 4, Si: 3, C: 2, Au: 6, Na : 3, Ar : 3, Li : 2. b) Co: 15, Hg: 40, Sc: 11 , S: 9, As: 18, Fe: 15, Si: 8, C: 4, Au: 40, Na : 6, Ar : 9, Li : 2. c) Co: 9, Hg: 12, Sc: 3, S: 6, As: 5, Fe: 8, Si: 4, C: 4, Au: 11, Na : 1, Ar : 8, Li : 1. d) Co: 6, Hg: 6, Sc: 2, S: 3, As: 4, Fe: 6, Si: 3, C: 3, Au: 6, Na : 1, Ar : 4, Li : 1. e) Co: 3, Hg: 0, Sc: 1, S: 2, As: 3, Fe: 4, Si: 2, C: 2, Au: 1, Na : 1, Ar : 0, Li : 1.</p>
PAG 165 ES 110	<p>P: 3 elettroni spaiati nel sottolivello p, S: 2 elettroni spaiati nel sottolivello p, Be: 0 , Ca: 0, I: un elettrone spaiato nel sottolivello p, Ar:0.</p>
PAG 165 ES 111	<p>Ni: Cs: $[\text{Xe}]6s^1$ Ge: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^1$ Br : $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$ Bi: $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$ Al : $[\text{Ne}]3s^23p^1$ Se : $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$ Ba: $[\text{Xe}]6s^2$ Sb: $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^3$ Gd: $[\text{Xe}]4f^75d^16s^2$</p>

PAG 165 ES 112	<p> $3d$ </p> <p> $4s$ </p> <p>Ni</p> <hr/> <p> $6s$ </p> <p>Cs</p> <hr/> <p> $4s$ </p> <p>Ge</p> <hr/> <p> $4p$ </p> <hr/> <p> $4s$ </p> <p>Br</p> <hr/> <p> $4p$ </p> <hr/> <p> $3s$ </p> <p>Al</p> <hr/> <p> $3p$ </p> <hr/> <p> $4s$ </p> <p>Se</p> <hr/> <p> $4p$ </p> <hr/> <p> $6s$ </p> <p>Ba</p> <hr/> <p> $5s$ </p> <p>Sb</p> <hr/> <p> $5p$ </p>
PAG 165 ES 113	Sn:5, K: 4, Br: 4, Bi: 6, Al: 3, Se: 4, Ba: 6, Sb: 5.
PAG 165 ES 114	21 elettroni con $l=1$. 20 elettroni con $l=2$.
PAG 165 ES 115	12 elettroni con $l=0$ 12 elettroni con $m_l=1$
PAG 165 ES 116	Na: $3s^1$ Al: $3s^2 3p^1$ Ge: $4s^2 4p^1$ P: $3s^2 3p^3$ Mg: $3s^2$ Br: $4s^2 4p^5$ Ga: $4s^2 4p^1$ Pb: $6s^2 6p^2$
PAG 165 ES 117	<p> $3s$ </p> <p>Na</p> <hr/> <p> $3s$ </p> <p>Al</p> <hr/> <p> $3p$ </p> <hr/> <p> $4s$ </p> <p>Ge</p> <hr/> <p> $4p$ </p> <hr/> <p> $3s$ </p> <p>P</p> <hr/> <p> $3p$ </p> <hr/> <p> $3s$ </p> <p>Mg</p> <hr/> <p> $4s$ </p> <p>Br</p> <hr/> <p> $4p$ </p> <hr/> <p> $4s$ </p> <p>Ga</p> <hr/> <p> $4p$ </p> <hr/> <p> $6s$ </p> <p>Pb</p> <hr/> <p> $6p$ </p>
PAG 165 ES 118	Na: 1+ S: 6+ Cl: 7+
PAG 165 ES 119	Mg: 2+ Si: 4+ Br: 7+
PAG 165 ES 120	Na; Sb; Al; In.
PAG 165 ES 121	Sn
PAG 165 ES 122	$Mg^{2+} < Ne < Na^+ < F^- < O^{2-} < N^{3-}$

PAG 165 ES 123	Na; Co ²⁺ ; Cl ⁻ .
PAG 165 ES 124	S ²⁻ ; Al; Au ⁺ .
PAG 165 ES 125	C; O; Cl.
PAG 166 ES 126	Li; Si; F.
PAG 166 ES 127	Mg
PAG 166 ES 128	Si
PAG 166 ES 129	Cl; Br; P.
PAG 166 ES 130	Attraverso la legge di Planck $E = hv$. $E = 1.32 \cdot 10^{-18} \text{ J}$. Di $3.3 \cdot 10^{13}$ volte.
PAG 166 ES 131	Occorre sommare le energie di prima e seconda ionizzazione relative ai processi: $\text{Mg(g)} \rightarrow \text{Mg}^+(\text{g}) + e^- \text{ EI}_1$ $\text{Mg}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{g}) + e^- \text{ EI}_2$ $\text{EI}_{\text{tot}} = \text{EI}_1 + \text{EI}_2$ 1cal = 4.184J. per scaldare 1g di acqua da 25 a 100°C occorrono 75cal. 75cal : 1g = EI _{tot} : xg di acqua. Unità di misura
PAG 166 ES 132	$6.31 \cdot 10^{22}$ fotoni
PAG 166 ES 133	$5.09 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ Energia di una mole di fotoni: $2.03 \cdot 10^5$.
PAG 166 ES 134	Per allontanare 13 elettroni da un atomo neutro occorre una grande quantità di energia, perché è progressivamente più difficile rimuovere elettroni da uno ione sempre più positivo. Inoltre l'energia di ionizzazione cresce bruscamente in corrispondenza dell'allontanamento del primo elettrone del core interno. Il livello di questa ionizzazione è il terzo, che è un livello del core.
PAG 166 ES 135	$9.5 \cdot 10^{-25} \text{ J}$. Nella banda delle onde radio.
PAG 166 ES 136	$3.03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ Alla banda del visibile. Al salto elettronico tra i livelli con $n=3$ e $n=2$.
PAG 166 ES 137	<ol style="list-style-type: none"> This orbital diagram, for an atomic ground state, is wrong because the 2s subshell must be filled before the 2p. This orbital diagram is wrong for the same reason as in case "a". Also in this case, the 2s subshell must be filled before the 2p. This orbital diagram is wrong because the two electrons in the 2s subshell must have opposite spin. <p>The last electron distribution is impossible according to the Pauli's principle</p>
PAG 166 ES 138	$2.75 \cdot 10^6 \text{ m/s}$

PAG 166 ES 139

Quando un atomo di ossigeno acquista due elettroni completa il livello con $n=2$.



Perché occorre forzare un elettrone verso uno ione già negativo. Inoltre dato che l'elettrone aggiunto va ad occupare un livello superiore, sentirà una carica nucleare particolarmente schermata dagli elettroni degli strati inferiori e sarà quindi attratto dal nucleo meno fortemente.