

Capitolo 10 Il sistema periodico

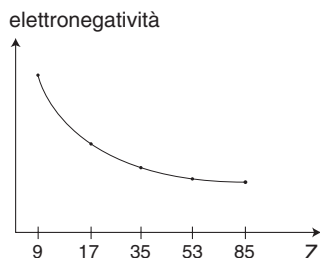
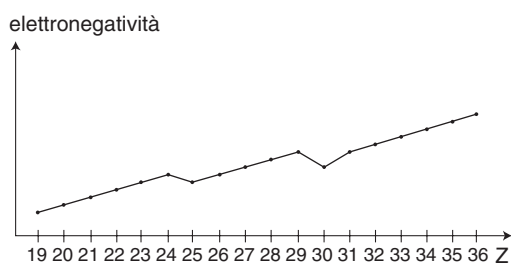
Hai capito?

- pag. 225** ■ $1s^22s^22p^4$; $1s^22s^22p^63s^23p^4$; $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^2$; $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^2$;
 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^4$; appartengono allo stesso gruppo (VI) gli elementi con $Z = 8$,
 $Z = 16$, $Z = 52$.
- pag. 227** ■ a) Periodo 3, gruppo VI (16); b) 5 elettroni; sottolivelli s e p ; c) $5s$ e $4d$.
- pag. 228** ■ $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^4$; $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$
- pag. 229** ■ $\text{K} \cdot \cdot \text{Ca} \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Al}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{P}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Br}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Kr}}}$
- pag. 232** ■ a) 8; b) 6; c) 1; d) 5; e) 3; f) 7; g) 2; h) 4.
- pag. 233** ■ a) Ca, perché scendendo lungo un gruppo il raggio atomico aumenta; b) Na, perché procedendo da sinistra a destra lungo un periodo il raggio atomico diminuisce.
- pag. 234** ■ a) K, perché scendendo lungo un gruppo l'energia di prima ionizzazione diminuisce; b) Ca, perché procedendo da sinistra a destra lungo un periodo l'energia di prima ionizzazione aumenta.
- pag. 236** ■ È il salto di energia fra il terzo e il primo livello.
- pag. 237** ■ Dalla distanza dal nucleo e dal numero di protoni presenti nel nucleo.
■ Dallo ione Mg^+ ; dal terzo livello.
■ Sono presenti due livelli energetici, c'è un forte aumento in corrispondenza dell'energia necessaria ad allontanare il quarto elettrone.
- pag. 239** ■ a) Rb, K, Na, Li; b) Na, Mg, Si, S, Cl.
- pag. 242** ■ Gli elettroni di valenza di questi metalli occupano i sottolivelli s e p .
■ Liquidi: Hg, Br_2 .
■ Aeriformi: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 .

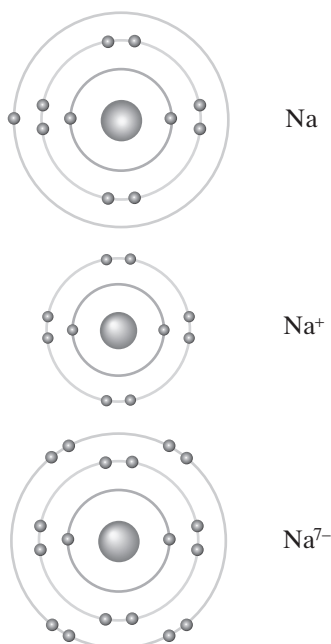
Quesiti e problemi

- Secondo il peso atomico crescente.
- Dopo sette elementi, con l'ottavo si ripresentano proprietà simili a quelle del primo della serie precedente.
- In ordine cronologico di scoperta: gallio, scandio, germanio.
- La tavola periodica di Mendeleev ordina gli elementi in base alla massa atomica crescente.
- Il criterio d'ordine non è più la *massa atomica*, ma il *numero atomico*, Z , crescente.
- Per disporre nella stessa colonna elementi simili.
- Il numero di elettroni nel guscio di valenza identifica il gruppo di appartenenza di un elemento.
- Gruppo VI (16); quarto periodo.
- Perché l'isotopo più stabile dell'argon (^{40}Ar) ha massa maggiore dell'isotopo più stabile del potassio (^{39}K).
- Azoto.
- C, Si, Ge, Sn, Pb.
- 18 elementi; periodi 4-5-6-7; gruppi 1-2-13-14-15-16-17-18; nei gruppi dal 3 al 12.
- Nel gruppo 1.
- a) $2s^22p^2$ gruppo 14, periodo 2, C
b) $4s^2$ gruppo 3, periodo 4, Sc
c) $3s^23p^5$ gruppo 17, periodo 3, Cl
d) $5s^25p^2$ gruppo 14, periodo 5, Sn
e) $6s^26p^2$ gruppo 14, periodo 6, Pb
- a) gruppo 1
b) gruppo 15
c) gruppo 7
d) gruppo 17
e) gruppo 17
f) gruppo 3
- $1s^22s^22p^63s^23p^3$
- $1s^22s^22p^63s^23p^4$; è lo zolfo, che ha 6 elettroni di valenza. $:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}}\cdot$
- Cd, cadmio; $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}$; blocco d .
- a) V; b) F, il sottolivello $6s$ è seguito dal sottolivello $4f$; c) F, ha inizio il riempimento del sottolivello $4d$;
d) aumenta il numero quantico n del livello di valenza; e) V.
- $\cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}}\cdot$

- 21 $\cdot\ddot{\text{I}}\cdot$ $\cdot\text{Ca}\cdot$ $\cdot\ddot{\text{Kr}}\cdot$ $\cdot\text{Be}\cdot$ $\cdot\ddot{\text{S}}\cdot$ $\text{Na}\cdot$ $\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$ $\text{K}\cdot$
- 22 Sottolivello 7p.
- 23 Appartengono rispettivamente ai gruppi VII, V, II e IV.
- 24 Al mercurio e agli elementi che lo seguono.
- 25 Mg^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$; Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$; Ca^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; O^- : $1s^2 2s^2 2p^5$
 $\cdot\ddot{\text{Mg}}^{2+}$ $\cdot\ddot{\text{Cl}}^-$ $\cdot\ddot{\text{Na}}^+$ Ca^+ $\cdot\ddot{\text{O}}^-$
- 26 [A]; [B]; [C]
- 27 Il fatto di avere proprietà molto simili.
- 28 a) F, formano anioni con una sola carica elettrica; b) V; c) F, hanno alta energia di ionizzazione; d) F, solo fluoro e cloro sono gas.
- 29 a) Na; b) Xe; c) Lr; d) Ba; e) Lu; f) I
- 30 [A]
- 31 È l'energia che serve a rimuovere una mole di elettroni da una mole di atomi di un elemento che si trova allo stato aeriforme. Aumenta da sinistra a destra e dal basso verso l'alto.
- 32 Aumenta lungo un periodo e diminuisce lungo un gruppo.
- 33 Energia di ionizzazione, energia di affinità elettronica, elettronegatività.
- 34 Procedendo da sinistra a destra lungo un periodo aumenta il numero atomico e quindi la carica nucleare; anche il numero di elettroni aumenta ma appartengono a uno stesso livello energetico. Ne consegue una maggiore attrazione degli elettroni da parte del nucleo, con riduzione del raggio e del volume atomico.
- 35 Aumentano, perché gli elettroni esterni occupano orbitali via via più lontani dal nucleo, che risentono meno della sua carica positiva, schermata dagli elettroni interni sempre più numerosi.
- 36 Ar ha raggio atomico minore di Cl, perché i suoi elettroni risentono di una carica nucleare maggiore di una unità; mentre K ha raggio atomico maggiore perché l'elettrone in più occupa un orbitale a livello energetico maggiore.
- 37 Nello stato aeriforme.
- 38 [C]
- 39 50 000 kJ/mol; 2° livello.
- 40 He ha la maggiore energia di prima ionizzazione: $1s^2$; Rn ha la minore energia di prima ionizzazione:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$
- 41 Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- 42 Alta affinità elettronica ed elevata elettronegatività.
- 43 Energia di affinità elettronica.
- 44 Aumenta da sinistra verso destra e dal basso verso l'alto.
- 45 [A]; [C]
- 46 Gruppo IV.
- 47 83,5 °C
- 48 L'elettronegatività è una proprietà periodica che cresce lungo i periodi e decresce lungo i gruppi.



49



La più stabile è Na⁺.

50

Raggio atomico	Energia di prima ionizzazione	Elettronegatività
B, As, Sb, Li	Li, B, Sb, As	Li, B, Sb, As
O, I, Al, Rb	Rb, Al, I, O	Rb, Al, I, O
F, C, Sr, Ba	Ba, Sr, C, F	Ba, Sr, C, F

51 Nei metalli uno o due, nei non metalli da tre a sette.

52 Rubidio.

53 Bromo.

54 Al, Si, O sono non metalli del blocco *p*; K è un metallo del blocco *s*.

55 Y e La sono metalli del blocco *d*; Tb, Pa, Eu, Dy, Gd sono metalli del blocco *f*.

56 I primi hanno bassa energia di ionizzazione, i secondi le maggiori energie di affinità elettronica.

Il laboratorio delle competenze

57 B³⁺ :: 1s²

·F· : 1s²2s²2p⁶

·P· : 1s²2s²2p⁶3s²3p³

58 $r_{\text{O}} = 73 \text{ pm}$ - $r_{\text{S}} = 103 \text{ pm}$ - perché gli elettroni di valenza di S sono su un livello energetico superiore;

$r_{\text{Na}} = 186 \text{ pm}$ - $r_{\text{Cl}} = 100 \text{ pm}$ - perché gli elettroni di valenza di Cl, a parità di livello energetico, risentono di una carica nucleare maggiore.

59 Electron affinity increases from left to right across a period.

60 Lo ione F⁻ si espande perché i suoi 10 elettroni risentono di una carica nucleare di soli 9 protoni.

61 Nell'alluminio il rapporto tra massa atomica e raggio al cubo è minore.

62 a) (Li⁺) Na⁺ (Be²⁺) gas nobile He

b) (N³⁺) (O²⁻) Cl⁻ gas nobile Ne

c) (Cl⁻) Br⁻ (K⁺) gas nobile Ar

d) (Y³⁺) (Br⁻) I⁻ gas nobile Kr

63 1s² // 2s²2p⁶ // 3s²3p³ (le barre indicano i salti energetici)

64 Circa 685 000 atomi.

65 $E_{\text{Na}/\text{Na}^+} = 3200 \text{ kJ}$; $E_{\text{F}/\text{F}^+} = 13\,000 \text{ kJ}$; perché Na⁺ raggiunge la configurazione elettronica del gas nobile ed è più stabile.

66	Simbolo dello ione	Numero di protoni	Numero di elettroni	Configurazione elettronica esterna
	N^{3-}	7	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
	Sr^{2+}	38	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
	Se^{2-}	34	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
	Sc^{3+}	21	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
	F^-	9	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
	Cs^+	55	54	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$

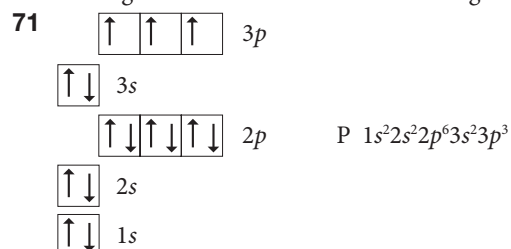
Sono presenti 8 elettroni nel livello più esterno. Le configurazioni sono quelle dei gas nobili più vicini.

67 See definition pag. 234.

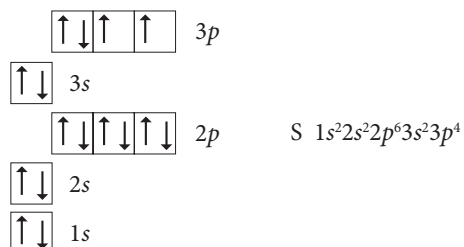
68 a) Fe^{3+} ; b) a potassium ion; c) a sodium ion; d) a strontium atom. For explanations see page 232.

69 Cl^-

70 L'energia di ionizzazione diminuisce lungo il gruppo della tavola periodica.



L'energia di ionizzazione di S è minore perché è più semplice strappare il quarto elettrone, destabilizzato dalla forza repulsiva dell'altro elettrone con cui condivide l'orbitale p_x , mentre P ha un solo elettrone in ogni orbitale $3p$.



72 $Ne \ 1s^2 2s^2 2p^6$; $Xe \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$; Xe ha dimensioni maggiori: i suoi elettroni di valenza risentono meno della carica nucleare e vengono attratti da F, che è l'atomo più elettronegativo.

73	Simbolo	Z	Gruppo	Periodo	Metallo, non metallo, semimetallo	Elettroni di valenza	Simbolo di Lewis	Ione più probabile
	Ar	18	VIII	3	non metallo	8	$:\ddot{A}r:$	-
	I	53	VII	5	non metallo	7	$:\ddot{I} \cdot$	I^-
	K	19	I	4	metallo	1	$K \cdot$	K^+

74 Per non entrare in contatto con l'umidità atmosferica, infatti reagiscono molto facilmente con l'acqua.