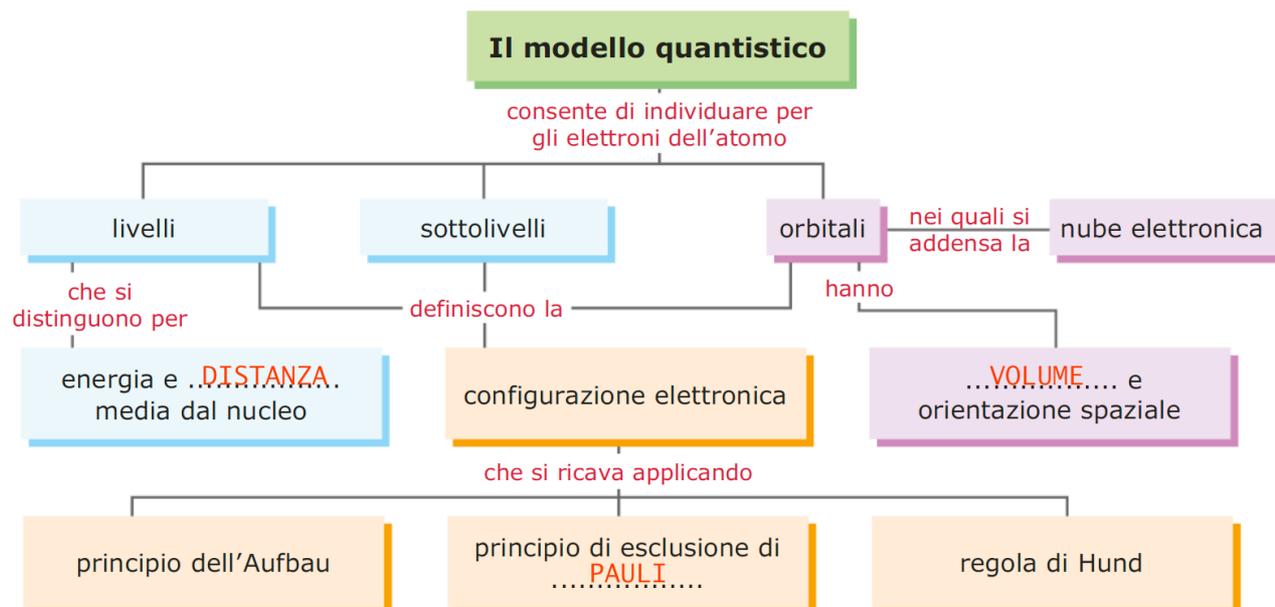


Soluzioni degli esercizi del testo

Lavorare con le mappe

1.



2. Risposta aperta.

3. Risposta aperta.

4. Risposta aperta.

Conoscenze e abilità

1. A
2. B
3. B
4. D
5. A
6. B
7. D
8. B
9. A
10. C

11. nucleo, probabilità

12. maggiore, quanto, differenza

13. livello, principale, interi

14. distanza, volume, energia

15. sottolivelli, secondario, interi da 0, $n - 1$

16. distanza, energia, forma

- 0, un, sferica
- 1, 3, bilobata
- 2, 5, plurilobata
- 3, 7, plurilobata

17. orientazione, energia, distanza, energia, volume

18. sottolivelli, energetici, crescente, esclusione, due, opposto, paralleli

19. elio, sei, pieni

20. più, precede, due, più, precede, meno, segue

21. V

22. F

23. F

24. V

25. V

26. V

27. V

28. F

29. V

30. V

31. V

32. V

33.

a. $4s: n = 4; \ell = 0$

b. $2p: n = 2; \ell = 1$

c. $4f: n = 4; \ell = 3$

34. orbitali: 4; sottolivelli: 2

35. orbitali: 16; sottolivelli: 4

36. $1p, 1d, 2d$

37.

• $4p, 4d, 4f$ (livello $n = 4$)

• $5s, 5f$ (livello $n = 5$)

38. $1s$ e $3s$

39. 10

40. energia, volume

41.

$3 =$ livello ($n = 3$),

$p =$ sottolivello ($\ell = 1$)

$1 =$ numero di elettroni che occupano orbitali $3p$

42.

$3 =$ livello ($n = 3$),

$s =$ sottolivello ($\ell = 0$)

$1 =$ numero di elettroni che occupano orbitali $3s$

43.

a. Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

o [Ne] $3s^2 3p^2$

b. Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

o [Ne] $3s^2 3p^5$

c. Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

o [Ar] $4s^2$

d. Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

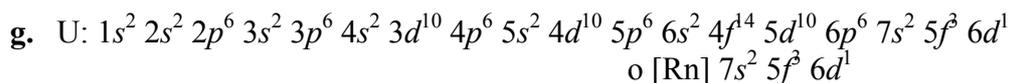
o [Ar] $4s^2 3d^6$

e. As: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

o [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$

f. Ce: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1 5d^1$

o [Xe] $6s^2 4f^1 5d^1$



44.

- a. Ba (Z = 56) manca il 6 in $6s^2$
- b. K (Z = 19)
- c. Br (Z = 35)
- d. N (Z = 7)
- e. Ar (Z = 18)
- f. Cd (Z = 48)

45.

- a. Ca^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ o [Ar]
- b. Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$ o [Ne]
- c. Cu^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ o [Ar] $3d^{10}$
- d. Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ o [Ar]
- e. Br^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ o [Kr]
- f. S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ o [Ar]

46.

- a. Si, Z = 14: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ o [Ne] $3s^2 3p^2$
- b. Br^- , Z = 35: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ o [Kr]
- c. Fe^{3+} , Z = 26: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ o [Ar] $4s^2 3d^3$
- d. Zn^{2+} , Z = 30: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ o [Ar] $3d^{10}$
- e. F^- , Z = 9: $1s^2 2s^2 2p^6$ o [Ne]
- f. O^{2-} , Z = 8: $1s^2 2s^2 2p^6$ o [Ne]
- g. Ba^{2+} , Z = 26: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$ o [Xe]

47.

- a. F
- b. E
- c. E
- d. F
- e. F
- f. E

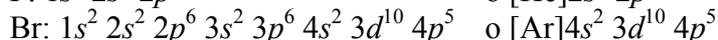
48.

- a. Cs, Z = 55 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$ o [Xe] $6s^1$
- b. Te, Z = 52 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$ o [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^4$
- c. Al, Z = 13 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ o [Ne] $3s^2 3p^1$
- d. C, Z = 6 $1s^2 2s^2 2p^2$ o [He] $2s^2 2p^2$
- e. Co, Z = 27 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ o [Ar] $4s^2 3d^7$
- f. I, Z = 53 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$ o [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$
- g. O, Z = 8 $1s^2 2s^2 2p^4$ o [He] $2s^2 2p^4$
- h. Li, Z = 3 $1s^2 2s^1$ o [He] $2s^1$

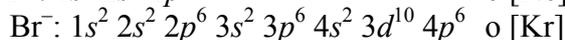
49.

Fluoro e bromo appartengono al gruppo VIIA.

In entrambi il sottolivello a più alta energia occupato è di tipo p con 5 elettroni.



Quindi in entrambi aggiungendo un elettrone si raggiunge la configurazione elettronica del gas nobile che li segue:



50.

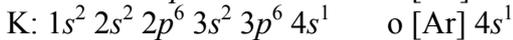
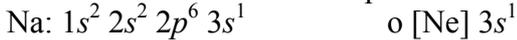
Il fluoro appartiene al secondo periodo e gli orbitali occupati a più alta energia appartengono al livello $n = 2$. Tutti gli orbitali occupati sono di tipo s o p .

Il bromo appartiene al quarto periodo e gli orbitali occupati a più alta energia appartengono al livello $n = 4$. Gli orbitali occupati sono di tipo s, p, d . In particolare, il bromo ha un sottolivello $3d$ completamente riempito ($3d^{10}$) che scherma il nucleo, cioè gli elettroni $4p$ risentono di una forza attrattiva minore rispetto ai $2p$ del fluoro. Infatti il fluoro è molto elettronegativo (tende facilmente ad acquistare un elettrone in più) mentre il bromo lo è molto meno.

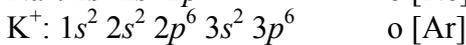
51.

Il sodio e il potassio appartengono al primo gruppo.

In entrambi il sottolivello a più alta energia occupato è di tipo s con un elettrone.



Entrambi gli atomi perdendo un elettrone raggiungono la configurazione elettronica del gas nobile che li precede.

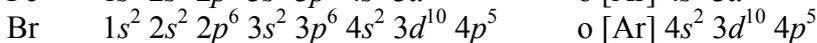
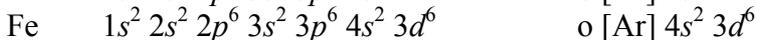
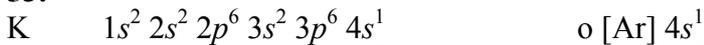


52.

Il sodio appartiene al terzo periodo e gli orbitali occupati a più alta energia appartengono al livello $n = 3$.

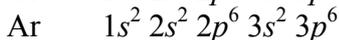
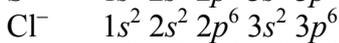
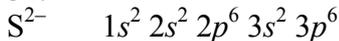
Il potassio appartiene al quarto periodo e gli orbitali occupati a più alta energia appartengono al livello $n = 4$. Questi elettroni sono relativamente meno legati al nucleo, quindi il potassio ha dimensioni maggiori ed elettronegatività leggermente più bassa rispetto al sodio.

53.

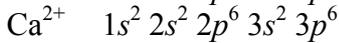
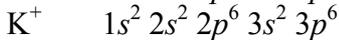
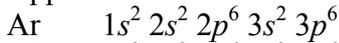


Tutti e tre appartengono al 4° periodo e gli orbitali occupati a con numero quantico principale più hanno $n=4$ (in tutti la configurazione interna è quella di Ar).

54.



Oppure



55.

- $\text{I}^-, \text{Cs}^+, \text{Ba}^{2+}$
- $\text{S}^{2-}, \text{Cl}^-, \text{K}^+, \text{Ca}^{2+}$
- $\text{Li}^+, \text{Be}^{2+}$
- $\text{Se}^{2-}, \text{Br}^-, \text{Rb}^+, \text{Sr}^{2+}$
- $\text{Ag}^-, \text{In}^+, \text{Sn}^{2+}, \text{Sb}^{3+}$

56.

- All the elements of the 5th period: Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe.
- All the elements of the 3rd period: Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar.
- All the elements of the 7th period, included the actinides: Fr, Ra, Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr, Rf, Db, Sg, Bh, Hs, Mt, Ds, Rg, Cn, Nh, Fl, Mc, Lv, Ts, Og.
- All the elements of the 2nd period: Li, Be, B, C, N, O, F, Ne.
- All the elements of the 4th period: K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr.

57.

- a. *All the elements of the I group: H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.*
- b. *All the noble gases, except He: Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og.*
- c. *All the elements of the VIA group: O, S, Se, Te, Po, Lv.*

58.

- a. *O: $1s^2 2s^2 2p^4$*
- b. *Ti: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$*
- c. *Se: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$*
- d. *Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$*
- e. *Xe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$*

Il laboratorio delle competenze

59.

Nella teoria di Dalton:

- La materia è formata da atomi, particelle non ulteriormente divisibili che non si creano né si distruggono.
- Ciascun elemento è formato da atomi tutti di identica massa (è infatti la massa dell'atomo a definire di quale elemento si tratta).
- Gli atomi partecipano interi alle reazioni chimiche. Ciò significa che in ciascun composto, dove atomi di elementi diversi sono combinati insieme, il rapporto tra il numero di atomi di ciascun elemento è sempre lo stesso ed è espresso da numeri interi; anche il rapporto tra le masse di ciascun elemento è costante.

Nel modello quantistico:

- Gli atomi non sono indivisibili, ma sono formati da particelle più piccole. Inoltre atomi di un elemento possono trasformarsi in atomi di un altro elemento attraverso reazioni nucleari.
- Non è vero che ciascun elemento è formato da atomi tutti di identica massa, perché ciò che caratterizza l'elemento è il numero di protoni contenuti in ciascuno dei suoi atomi. La massa dell'atomo è determinata anche dal numero di neutroni. Atomi con stesso numero di protoni (Z) ma diverso numero di neutroni ($A - Z$) sono isotopi dello stesso elemento. Si può comunque definire una massa media degli atomi di un dato elemento.
- **Rimane vero** che la massa di un atomo resta invariata durante una reazione chimica, perché ciò che si modifica è la distribuzione degli elettroni (che hanno massa trascurabile rispetto ai nuclei). Si può quindi continuare a considerare che in ciascun composto, dove atomi di elementi diversi sono combinati insieme, il rapporto tra il numero di atomi di ciascun elemento è sempre lo stesso ed è espresso da numeri interi. Il rapporto tra le masse è costante se ci si riferisce alla massa media degli atomi di ogni elemento (scritta sulla tavola periodica).

60.

Nel modello di Thomson:

- Gli atomi sono composti da una massa compatta avente carica elettrica positiva e da elettroni, dotati di una carica negativa tale da bilanciare la carica positiva del nucleo.
- Gli elettroni sono molto più mobili della massa positiva e possono staccarsi dall'atomo sotto effetto di un forte campo elettrico.
- Gli elettroni hanno tutti la stessa massa e la stessa carica, per qualunque atomo di qualunque elemento.

Nel modello quantistico:

- Gli atomi sono composti da un nucleo carico positivamente, e **come nel modello di Thomson** da elettroni carichi negativamente che compensano la carica positiva.
- **Come nel modello di Thomson**, gli elettroni sono molto più mobili del nucleo. Hanno infatti massa migliaia di volte più piccola del nucleo, e possono "staccarsi" dal campo elettrico del nucleo per effetto di un forte campo elettrico o di luce UV oppure durante una reazione chimica.
- **Come nel modello di Thomson**, gli elettroni hanno tutti stessa massa e stessa carica, per qualunque atomo di qualunque elemento.

61.

In Bohr model:

- *Atom's mass is concentrated in the nucleus and the electrons are very distant from it. The diameter of the nucleus is 100 000 times smaller than the diameter of the whole atom.*
- *Electrons rotate very fast around the nucleus on circular orbit.*

- *The diameter of electron's orbits can have only certain values. There is a specific energy amount of the electron for each of these values: as bigger is the diameter, as higher is the energy.*
- *When the electron is in its ground state, it doesn't receive neither emit energy, so it remains on its orbit for an indefinite period. If the electron receives a certain quantity of energy (in the form of heat or light), it can jump on a bigger orbit (excited state). Then it returns to the ground state emanating energy.*

In quantum model:

- ***Like in Bohr model***, atom's mass is concentrated in the nucleus and the electrons are very distant from it. The diameter of the nucleus is 100 000 times smaller than the diameter of the whole atom.
- ***Like in Bohr model***, electrons rotate very fast around the nucleus, but it doesn't rotate on circular orbits. Electrons move in orbitals that can be described through maps of probability to find the electron.
- *The energy and the volume of the orbitals are quantized, rather they can assume only defined values like in Bohr model. In quantum model, also the shape of the orbitals depends on a quantum number.*
- ***Like in Bohr model*** each electron remains on its orbital (ground state) for an indefinite period, if it doesn't receive neither emit energy. If the electron receives a certain quantity of energy (in the form of heat or light), it can jump on a bigger orbit (excited state). Then it returns to the ground state emanating energy.

62.

Il modello quantistico riesce a spiegare l'interazione tra luce e materia, in particolare gli spettri di assorbimento e di emissione delle sostanze:

- i materiali assorbono la luce alle frequenze che corrispondono ai salti di energia tra livelli energetici permessi (uno o più elettroni passano dallo stato stazionario a stati eccitati);
- materiali i cui atomi sono stati portati a stati eccitati (attraverso assorbimento di luce o di una sufficiente quantità di calore) emettono luce alle frequenze che corrispondono ai salti di energia tra livelli energetici permessi (uno o più elettroni tornano allo stato fondamentale).

Il modello di Rutherford non spiegava questo fenomeno perché non prevedeva quali sono le energie degli elettroni e le loro distanze dal nucleo, né che fossero quantizzate cioè che potessero assumere solo certi valori permessi.

63. *Bohr model can't explain the emission spectrum of atoms with more than one electron (that is the atoms of all the elements, except H).*

In quantum model electron occupy quantized orbitals following certain rules (Aufbau principle, Pauli principle, Hund's rule). This model can explain the emission spectrum of all the elements and all the compounds.

Quantum model can also explain the chemical behavior of the elements, and the similarity and the trend of a lot of properties along the groups and the period in the periodic table.

64. *Open-ended answer.*

65. *Risposta aperta.*

- L'elio è il secondo l'elemento in ordine di abbondanza in tutto l'Universo osservabile, dove la sua percentuale in massa è 24%, contro 73,9 % per H e $\leq 1\%$ per tutti gli altri elementi. L'argon è il gas nobile più abbondante nell'atmosfera e nella crosta terrestre. Nell'atmosfera è due volte più abbondante di H₂O e 23 volte più abbondante di CO₂.

66. NaCl

- Na (I gruppo) ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ che si può scrivere anche [Ne] $3s^1$, quindi tende a perdere un elettrone per raggiungere la configurazione elettronica, particolarmente stabile, del gas nobile che lo precede (Ne). Forma quindi facilmente ioni

Na⁺.

Cl (gruppo VIIA) ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ovvero [Ne] $3s^2 3p^5$ quindi tende ad acquistare un elettrone per raggiungere la configurazione elettronica, particolarmente stabile, del gas nobile che lo segue (Ar). Forma quindi facilmente ioni Cl⁻. Gli ioni Na⁺ (con configurazione elettronica di Ne) e Cl⁻ (con configurazione elettronica di Ar) formano tra loro un legame ionico in proporzione 1:1, bilanciando così le loro cariche.

- MgCl₂

Mg (II gruppo) ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ovvero [Ne] $3s^2$, quindi tende a perdere due elettroni per raggiungere la configurazione elettronica, particolarmente stabile, del gas nobile che lo precede (Ne). Forma quindi facilmente ioni Mg²⁺.

Cl (gruppo VIIA) ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ovvero [Ne] $3s^2 3p^5$ quindi tende ad acquistare un elettrone per raggiungere la configurazione elettronica, particolarmente stabile, del gas nobile che lo segue (Ar). Forma quindi facilmente ioni Cl⁻. Gli ioni Mg²⁺ (con configurazione elettronica di Ne) e Cl⁻ (con configurazione elettronica di Ar) formano tra loro un legame ionico in proporzione 1:2, bilanciando così le loro cariche.