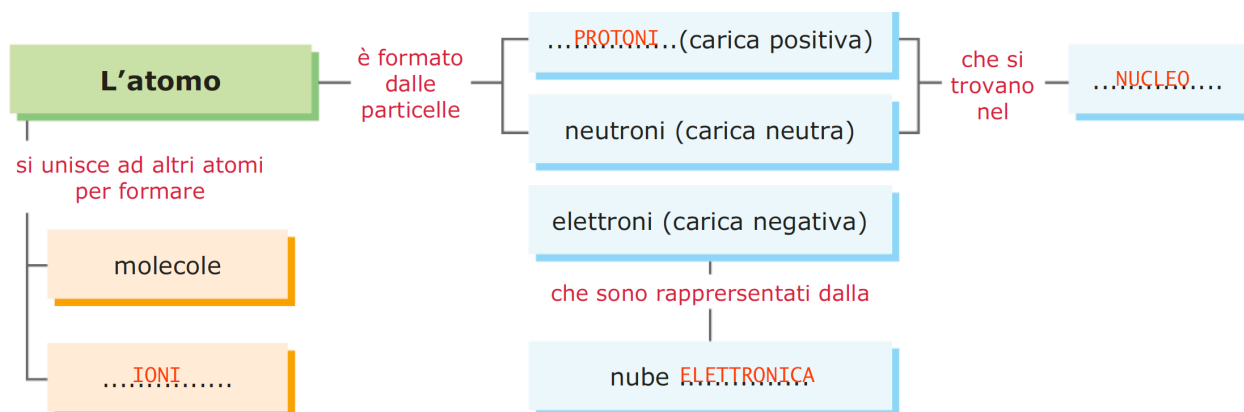


## Soluzioni degli esercizi del testo

### Lavorare con le mappe

1.



2. *Risposta aperta.*

3. *Risposta aperta.*

4. *Risposta aperta.*

5. L'elettronegatività è la capacità di un atomo di attrarre gli elettroni e dipende dalla forza con cui il nucleo dell'atomo attrae gli elettroni. Nella tavola periodica l'elettronegatività aumenta da sinistra a destra in ciascun periodo e dal basso verso l'alto in ciascun gruppo. Gli atomi più elettronegativi sono il fluoro, il cloro, l'ossigeno, il bromo e l'azoto. Il fluoro e l'ossigeno sono così elettronegativi da riuscire a strappare elettroni agli atomi degli elementi meno elettronegativi. Il cesio è l'elemento meno elettronegativo e può perdere un elettrone anche solo se colpito dalla luce. Il sodio, il potassio il litio sono tra gli elementi meno elettronegativi.

### Conoscenze e abilità

1. B

2. A

3. B

4. A

5. D

6. elementi, sinistra, destra, non metalli

7. V

8. F

9. V

10. V

11. V

12. F

13. F

14. F

15. F

16. V

17. I protoni si trovano nel nucleo dell'atomo, hanno carica positiva  $+10^{-19}$  C e massa di  $10^{-24}$  g. Il numero di protoni nel nucleo si chiama numero atomico  $Z$  e caratterizza l'elemento. I neutroni si trovano nel nucleo dell'atomo, hanno carica neutra (0 C) e massa di  $10^{-24}$  g. La somma del numero di protoni e di neutroni che si trovano nel nucleo dell'atomo si chiama numero di massa  $A$  e caratterizza l'isotopo di un dato elemento. Protoni e neutroni sono formati da particelle più piccole, i quark. Gli elettroni sono invece particelle elementari (cioè non sono fatti da particelle più piccole), hanno carica negativa opposta a quella dei protoni,  $-10^{-19}$  C, e massa 2000 volte più piccola di quella dei protoni.

18. La nube elettronica è la rappresentazione di come è distribuita la probabilità di trovare gli elettroni nello spazio intorno al nucleo. Nelle zone dove la nube è più densa è più probabile trovare gli elettroni.

19. Mettendo gli elementi in ordine di  $Z$  (numero atomico) crescente, si osserva che le loro caratteristiche chimiche si ripetono in modo periodico. È possibile quindi costruire una tabella, chiamata «tavola periodica degli elementi», in cui gli elementi sono in ordine di  $Z$  crescente: in ciascuna colonna, detta «gruppo», si trovano elementi con comportamento simile; ciascuna riga della tavola periodica è detta «periodo». Le proprietà degli elementi cambiano in modo simile lungo ogni periodo.

20. L'elettronegatività è la capacità di un atomo di attrarre gli elettroni e dipende dalla forza con cui il nucleo dell'atomo attrae gli elettroni. Nella tavola periodica l'elettronegatività aumenta da sinistra a destra in ciascun periodo e dal basso verso l'alto in ciascun gruppo.

21. B

22. D

23. D

24. B

25. C

26. B

27. sempre, elettrico, elettroni, nuclei

28. covalente, coppia, doppio, coppie, due, tre

29. aggregato, legami covalenti

30. direzione, covalenti, atomi, legami, proporzioni,

31. gruppo, elettroni, protoni, carica elettrica

32. V

33. F

34. F

35. F

36. V

37. F

38. V

39. Le molecole sono aggregati di atomi tenuti insieme da legami chimici covalenti.

40. Tutti i legami chimici sono dovuti a forze di tipo elettrico. Il **legame covalente** si instaura tra atomi che mettono in compartecipazione una coppia di elettroni, chiamati elettroni di legame. Le nubi elettroniche dei due atomi coinvolti diventano così un'unica nube elettronica. Il legame covalente è il legame chimico più forte e quindi più difficile da scindere. Ciascun atomo può formare legami covalenti solo con atomi di determinati elementi e in direzioni ben precise, che

determinano la forma della molecola. Il **legame ionico** si forma tra ioni positivi e negativi e dà luogo a composti ionici (detti anche sali), che sono solidi cristallini altofondenti; molti di essi sono solubili in acqua. I **legami intermolecolari** si formano perché gli elettroni di una molecola sentono l'attrazione dei nuclei delle molecole vicine. Il legame **ione-molecola** si instaura quando si forma una soluzione di un sale in un solvente polare: le molecole polari del solvente si dispongono intorno a ciascuno ione del soluto in modo che l'estremità ricca di elettroni sia vicina a uno ione positivo e viceversa. Il **legame a idrogeno** si instaura tra molecole che hanno un atomo molto elettronegativo (come F, O, Cl, N) legato all'idrogeno. L'atomo elettronegativo sottrae elettroni a quello di idrogeno, che è attratto dall'atomo elettronegativo di una molecola vicina. Le **forze di van der Waals** si instaurano tra molecole neutre polari, dove l'estremità positiva di ogni molecola è attratta dall'estremità negativa di una vicina e viceversa. Le forze di van der Waals sono tanto più forti quanto più le molecole sono polari, ma si instaurano anche tra molecole apolari.

41. È una molecola polare (Cl è molto più elettronegativo di H e attrae a sé gli elettroni di legame: c'è quindi una parziale carica positiva su H e una parziale carica negativa su Cl). Gli atomi sono uniti da un legame covalente.

42.

- a. La molecola di ozono ( $\text{O}=\text{O}-\text{O}$ ) è polare a causa della sua geometria piegata: sull'atomo centrale di ossigeno si trova una carica parziale positiva e sui due alle estremità una parziale carica negativa.
- b. La molecola di azoto ( $\text{N}_2$ ) ha il legame più forte (triplo legame).

43. A

44. C

45. B

46. C

47. C

48. D

49. elettroni, molecola, nuclei, molecola, polari

50. apolare, identici, uguale

51. molecole, elettronegativo, fluoro, ossigeno, azoto, idrogeno

52. F

53. V

54. V

55. F

56. F

57. V

58.

- a.  $\text{H}-\text{Cl}$  è polare.
- b.  $\text{H}-\text{Cl}$  forma i legami intermolecolari più forti perché è polare: in ciascuna molecola l'estremità con carica parziale negativa è attratta dall'estremità con carica parziale positiva di una molecola vicina.

## Il laboratorio delle competenze

60.

a.

	O	H	Fe	S	Cu	Na	Li	Al	C
$T_{fus}$ (°C)	-223	-259,13	1538	115,21	1084,62	97,794	180,50	660,32	grafite: ~4000
$T_{eb}$ (°C)	-183	-252,88	2862	444,6	2562	882,94	1330	2470	4827
Densità (g/cm <sup>3</sup> ) a 1 atm, 273 K	$1,43 \cdot 10^{-3}$	$0,0899 \cdot 10^{-3}$	7,87	2,07	8,96	0,968	0,534	2,70	grafite: 2,26
Calore di fusione (kJ/mol)	0,444	0,117	13,8	1,73	13,26	2,60	3,00	10,71	grafite: 117 diamante: 3,515
Calore di vaporizzazione (kJ/mol)	6,82	0,904	340	45	300,4	97,42	136	284	grafite: 717
Conducibilità termica (W · m <sup>-1</sup> · K <sup>-1</sup> )	0,00266	0,1805	80,4	0,205	401	142	84,8	237	grafite: 119-165 diamante: 900-2300
Resistività elettrica ( $\Omega \cdot m$ )			$96,1 \cdot 10^{-9}$	$2 \cdot 10^{15}$	$16,78 \cdot 10^{-9}$	$47,7 \cdot 10^{-9}$	$92,8 \cdot 10^{-9}$	$28,2 \cdot 10^{-9}$	grafite: $7,8 \cdot 10^{-6}$ diamante: $10^{18}$
Durezza			4	2,0	3,0	0,5	0,6	2,75	grafite: 1-2 diamante: 10

b. I metalli (Fe, Cu, Na, Li, Al) hanno resistività elettrica molto bassa ( $10^{-9} \Omega \cdot m$ ) e conducibilità termica elevata (>80). È da notare però che il diamante ha una conducibilità termica elevatissima.

61.

a.

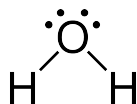
	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	CH <sub>4</sub>	CaCO <sub>3</sub>
<i>T</i> <sub>fus</sub> (°C)	-56,6	0	-182,5	calcite: 1339 aragonite: 825
<i>T</i> <sub>eb</sub> (°C)	(sublima)	100	-161,49	(si decompone)
Densità (g/cm <sup>3</sup> ) a 1 atm, 273 K	0,001977	1	0,716	calcite: 2,711 aragonite: 2,83
Solubilità in H <sub>2</sub> O (g/L) a 25 °C	1,45		0,00227	0,013
Energia di formazione (kcal/mole)	-394,4	-237,1	-50,5	-1128
Dipolo elettrico (D)	0	1,8546	0	Solido ionico

b. La formula chimica indica quali atomi e in che proporzioni compongono la sostanza.

- CO<sub>2</sub>: C e O in rapporto reciproco 1:2
- H<sub>2</sub>O: H e O in rapporto reciproco 2:1
- CH<sub>4</sub>: C e H in rapporto reciproco 1:4
- CaCO<sub>3</sub>: Ca, C, O in rapporto reciproco 1:1:3

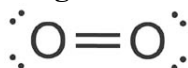
62.

1. acqua: H<sub>2</sub>O



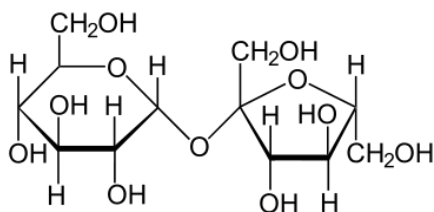
L'atomo di ossigeno forma un legame covalente singolo con ciascuno dei due atomi di H.

2. ossigeno: O<sub>2</sub>

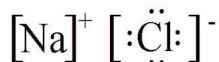


I due atomi di ossigeno sono legati da un legame covalente doppio

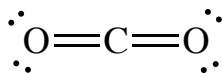
3. zucchero alimentare (saccarosio): C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>



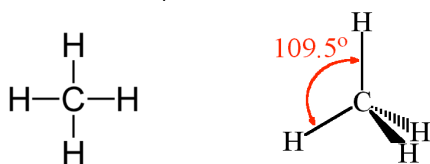
Tutti gli atomi collegati in figura sono legati da un legame covalente doppio. I vertici dell'esagono e del pentagono sono costituiti da atomi carbonio (non indicato esplicitamente) e un atomo di ossigeno. I legami in neretto indicano la parte di molecola che sporge dal piano del foglio.

**4. sale da cucina (cloruro di sodio): NaCl**


Non c'è legame covalente. Gli ioni  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  sono tenuti insieme da un legame ionico.

**5. anidride carbonica:  $\text{CO}_2$** 


L'atomo di carbonio forma un legame covalente doppio con ciascuno dei due atomi di ossigeno.

**6. metano  $\text{CH}_4$** 


L'atomo di carbonio è unito con un legame covalente singolo a ciascuno dei 4 atomi di idrogeno. La molecola ha forma tetraedrica. Il legame in neretto esce sopra al piano del foglio, mentre quello tratteggiato è sotto il piano del foglio.

**63.** Nella molecola di acqua l'atomo di ossigeno forma un legame covalente **singolo** con ciascun atomo di idrogeno. Nella molecola di anidride carbonica l'atomo di carbonio forma un legame covalente **doppio** con ciascuno dei due atomi di ossigeno. Inoltre la geometria della molecola di acqua è piegata e, di conseguenza, la molecola ha un momento di dipolo, dovuta alla parziale carica negativa sull'atomo di ossigeno, più elettronegativo. Questo permette per esempio la formazione di legami a idrogeno. La geometria della molecola di anidride carbonica è invece lineare, di conseguenza la molecola ha momento di dipolo nullo perché la parziale carica positiva è identica su ciascun atomo di ossigeno, simmetricamente disposti sui due lati dell'atomo di carbonio.

**64.** *In sodium chloride ( $\text{NaCl}$ ) the atoms are bound by an ionic bond. There aren't molecules, because this compound is formed by ions  $\text{Na}^+$  and  $\text{Cl}^-$ : they interact because of their opposite electric charges. Cl atom is much more electronegative than Na atom, and it pulls out an electron from Na atom: now you have the ions  $\text{Cl}^-$  and  $\text{Na}^+$ .*

**65.** Lo iodio ( $\text{I}_2$ ) è apolare e si scioglie meglio in solventi apolari. Infatti non può interagire con i dipoli delle molecole di acqua, ma può interagire con forze di van der Waals con composti apolari simili.

**66.**

- a. Ci sono legami ione-molecola.
- b. Le molecole di acqua sono disposte in modo che gli atomi di ossigeno (che sono la parte negativa della molecola) circondino i cationi, mentre gli atomi di idrogeno (che sono la parte positiva) circondino gli anioni. Si forma così una rete di legami ione-molecola.
- c. Se l'acqua evapora completamente, gli ioni si ritrovano vicini tra loro e si riformano i legami ionici tra ioni di segno opposto, quindi si riforma il sale ionico.