CAPITOLO

# 5

# Il sistema periodico e le proprietà periodiche

*La tavola periodica non è un elenco: è una mappa. Chi sa leggere la posizione di un elemento sa già, prima di vederlo, come si comporterà.*

**OBIETTIVI**

1. Spiegare perché la tavola moderna ordina gli elementi per numero atomico e riconoscerne gruppi, periodi e blocchi.
2. Ricavare dalla configurazione elettronica la posizione di un elemento, e viceversa.
3. Usare la carica nucleare efficace e l'effetto schermo per spiegare gli andamenti periodici.
4. Descrivere e confrontare raggio atomico e ionico, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività e carattere metallico, con dati reali.
5. Collegare le proprietà delle famiglie di elementi (metalli alcalini e alcalino-terrosi, alogeni, gas nobili, metalli di transizione) alla configurazione di valenza.
6. Confrontare in laboratorio la reattività di due metalli del gruppo 2, rispettando le norme di sicurezza.

**INDICE DEL CAPITOLO**


5.1 Dalla tavola di Mendeleev alla tavola moderna ..... 2

5.2 La tavola e la configurazione elettronica ..... 4

5.3 Carica nucleare efficace ed effetto schermo ..... 7

5.4 Le proprietà periodiche ..... 8

5.5 Le famiglie di elementi ..... 15

Scienze naturali 3 · Parte I · La quantità chimica e la struttura dell'atomo · versione 1.0
Capitolo 5: Il sistema periodico e le proprietà periodiche · pagine 111–134 del volume completo · estratto per lo studio

Nel 1869 la tavola periodica era una scommessa: un elenco di elementi messi in fila per massa e mandati «a capo» quando le proprietà tornavano a somigliarsi, con qualche casella lasciata vuota. Oggi sappiamo perché funziona. Gli elementi di una stessa colonna si somigliano perché hanno gli elettroni più esterni disposti nello stesso modo, e la forma della tavola, con i suoi blocchi larghi 2, 6, 10 e 14 caselle, è la forma stessa dei sottolivelli che hai studiato nel cap. 4. In questo capitolo rileggiamo la tavola con gli occhi del modello quantistico: impariamo a ricavare dalla posizione di un elemento la sua configurazione, a prevedere quanto è grande un atomo, quanto tiene stretti i suoi elettroni e quanto attira quelli degli altri, e a spiegare perché il sodio esplode nell'acqua mentre il neon non reagisce con niente.

## 5.1 Dalla tavola di Mendeleev alla tavola moderna

**DA RICORDARE**

**Richiamo.** In *Scienze naturali 1*, cap. 7, hai visto che Dmitrij Mendeleev nel 1869 ordinò gli elementi per massa atomica crescente, li dispose in modo che gli elementi con proprietà simili stessero nella stessa colonna e lasciò caselle vuote per elementi ancora sconosciuti, prevedendone le proprietà; gallio, scandio e germanio, scoperti negli anni successivi, gli diedero ragione. Le colonne si chiamano *gruppi*, le righe *periodi*; metalli, non metalli e semimetalli occupano zone diverse della tavola (*Scienze naturali 1*, cap. 5).

L'ordinamento per massa, però, presentava alcune stranezze. In tre punti l'ordine delle masse andava contro l'ordine delle proprietà: l'argon (39,95) è più pesante del potassio (39,10), il cobalto (58,93) più del nichel (58,69), il tellurio (127,6) più dello iodio (126,9). Eppure l'argon è un gas poco reattivo come il neon e il potassio un metallo reattivo come il sodio: per rispettare le famiglie bisognava invertirli. Mendeleev mise il tellurio prima dello iodio per intuito chimico, e la stessa scelta si impose per cobalto e nichel e, dopo la scoperta dei gas nobili, per argon e potassio; la spiegazione arrivò solo nel 1913.

Nel 1913 il fisico inglese Henry Moseley misurò la frequenza dei raggi X emessi da una serie di elementi colpiti da un fascio di elettroni. Trovò che, passando da un elemento al successivo, la radice quadrata della frequenza cresceva ogni volta della stessa quantità: a ogni elemento corrispondeva un numero intero, che aumentava di uno da una casella all'altra. Quel numero era il *numero atomico Z*, il numero di protoni del nucleo (cap. 3). Ordinati per $Z$, potassio (19) e argon (18), cobalto (27) e nichel (28), tellurio (52) e iodio (53) tornano al loro posto senza eccezioni. È la forma moderna della **legge periodica**: le proprietà degli elementi si ripetono con regolarità al crescere del numero atomico.

APPROFONDIMENTO

**Approfondimento · Moseley e le caselle che mancavano**

Il metodo di Moseley non diceva soltanto in che ordine mettere gli elementi: diceva anche quanti ne mancavano. Fra l'alluminio (Z = 13) e l'oro (Z = 79) Moseley trovò tre numeri atomici senza un elemento conosciuto, 43, 61 e 75; in realtà ne mancava anche un quarto, il 72, che gli sfuggì perché la scoperta di quell'elemento era stata annunciata per errore. Le caselle furono riempite una dopo l'altra: l'afnio (72) nel 1923, il renio (75) nel 1925, il tecnezio (43) nel 1937, a Palermo, da Carlo Perrier ed Emilio Segrè, il promezio (61) nel 1945. Tecnezio e promezio non hanno isotopi stabili: in natura se ne trovano soltanto tracce, e i primi campioni furono ottenuti artificialmente.

Moseley non vide nulla di tutto questo. Arruolato allo scoppio della Prima guerra mondiale, fu ucciso a Gallipoli, in Turchia, il 10 agosto 1915, a 27 anni. La sua storia viene ricordata spesso come esempio di quanto una guerra possa costare anche alla scienza.

### 5.1.1 La tavola IUPAC: gruppi, periodi, 118 elementi

La tavola che si usa oggi è quella raccomandata dalla IUPAC, l'Unione internazionale di chimica pura e applicata (Figura 5.1). Ha 18 gruppi, numerati da 1 a 18 da sinistra a destra, e 7 periodi. Contiene 118 elementi, da Z = 1 (idrogeno) a Z = 118 (oganesson): gli ultimi quattro nomi, nihonio, moscovio, tennesso e oganesson, sono stati approvati nel 2016, e il settimo periodo è così completo. In molti testi, anche italiani, si trova ancora la numerazione tradizionale con numeri romani e lettere: I A e II A per i gruppi 1 e 2, da III A a VIII A per i gruppi da 13 a 18, le lettere B per i metalli di transizione. Le convenzioni con le lettere non erano le stesse in Europa e negli Stati Uniti; anche per questo la IUPAC dal 1988 raccomanda la numerazione da 1 a 18, che useremo sempre.

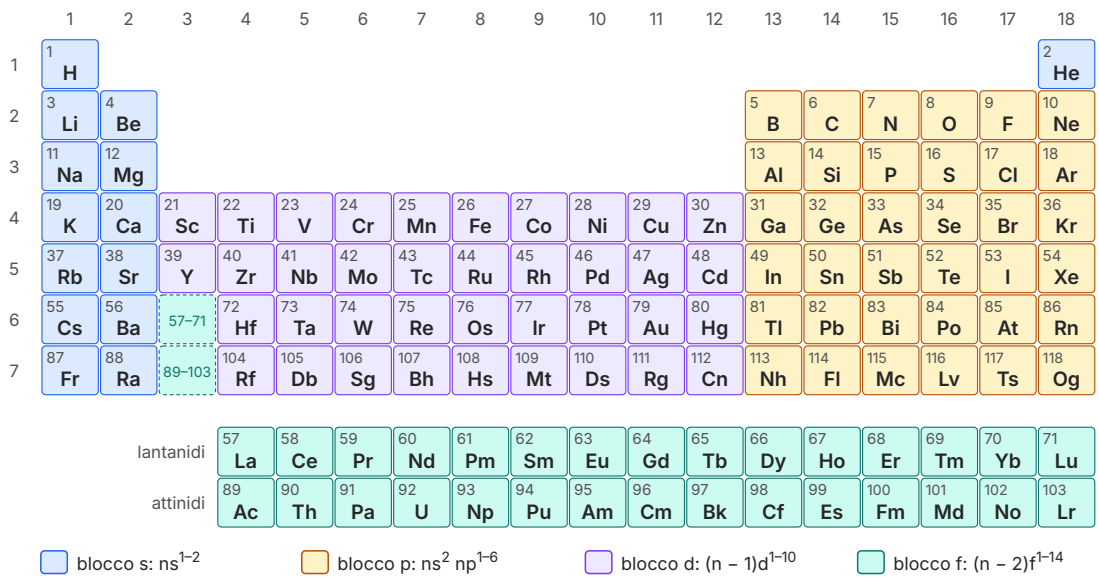



**Figura 5.1** La tavola periodica IUPAC con i 118 elementi, colorata per blocchi. In ogni casella il numero atomico e il simbolo. In alto i numeri dei gruppi, a sinistra quelli dei periodi. Lantanidi e attinidi (blocco f) sono riportati sotto la tavola per non renderla troppo larga; la loro collocazione esatta nel gruppo 3 è ancora discussa. L'elio, $1s^2$, appartiene al blocco s ma si colloca nel gruppo 18 con gli altri gas nobili.

## 5.2 La tavola e la configurazione elettronica

### 5.2.1 Il periodo e il livello di valenza

Nel cap. 4 hai imparato a scrivere la configurazione elettronica di un atomo riempiendo gli orbitali in ordine di energia. Se ora scrivi le configurazioni seguendo la tavola casella per casella, scopri che la tavola stessa è un «diagramma di riempimento». Ogni periodo comincia quando inizia un nuovo livello: il litio (Z = 3) è il primo elemento con un elettrone nel livello 2, il sodio (Z = 11) il primo con un elettrone nel livello 3, il potassio (Z = 19) il primo nel livello 4. Il numero del periodo coincide quindi con il numero quantico principale $n$ del *livello di valenza*, il livello più esterno occupato:

$$\text{numero del periodo} = n \text{ del livello di valenza}$$

Il sodio, [Ne] $3s^1$, sta nel periodo 3; il bromo, [Ar] $3d^{10}\,4s^2\,4p^5$, nel periodo 4. Gli elettroni 3d del bromo appartengono a un livello più interno e non contano per il periodo.

### 5.2.2 I blocchi s, p, d, f

Guardando quale sottolivello si riempie per ultimo, la tavola si divide in quattro zone, i **blocchi** (Figura 5.1). Nel **blocco s** (gruppi 1 e 2, più l'elio) l'ultimo elettrone entra in un orbitale *ns*; nel **blocco p** (gruppi 13–18) in un orbitale *np*; nel **blocco d** (gruppi 3–12) in un orbitale $(n-1)d$, del livello precedente a quello di valenza; nel **blocco f** (lantanidi e attinidi) in un orbitale $(n-2)f$. La larghezza di ogni blocco non è un caso: un sottolivello s ha 1 orbitale e ospita 2 elettroni, un p ne ha 3 e ospita 6 elettroni, un d 5 orbitali e 10 elettroni, un f 7 orbitali e 14 elettroni. Così il blocco s è largo 2 caselle, il p 6, il d 10, l'f 14.

Da qui viene anche la lunghezza dei periodi, che in *Scienze naturali 1*, cap. 7, avevi soltanto constatato: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32 elementi. Il primo periodo ha solo 1s (2 elementi); il secondo e il terzo hanno s e p (2 + 6 = 8); dal quarto si aggiungono i 10 elementi del blocco d (2 + 10 + 6 = 18); dal sesto anche i 14 del blocco f (2 + 14 + 10 + 6 = 32).

### 5.2.3 Il gruppo e la configurazione di valenza

Gli elementi di uno stesso gruppo hanno la stessa *configurazione di valenza*, cambia solo *n*. Tutti i metalli del gruppo 1 terminano con $ns^1$: Li $2s^1$, Na $3s^1$, K $4s^1$, Rb $5s^1$, Cs $6s^1$. Tutti gli elementi del gruppo 17 terminano con $ns^2\ np^5$. È questa la ragione profonda della somiglianza chimica dentro un gruppo, che in *Scienze naturali 1*, cap. 7, avevi visto come un fatto: le reazioni coinvolgono gli elettroni più esterni, e la loro disposizione si ripete.

**Tabella 5.1** Configurazione di valenza e numero di elettroni di valenza degli elementi dei blocchi s e p (*n* = numero del periodo). L'elio fa eccezione: ha 2 elettroni di valenza, $1s^2$, e si colloca nel gruppo 18.

| Gruppo | 1 | 2 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| configurazione di valenza | $ns^1$ | $ns^2$ | $ns^2\ np^1$ | $ns^2\ np^2$ | $ns^2\ np^3$ | $ns^2\ np^4$ | $ns^2\ np^5$ | $ns^2\ np^6$ |
| elettroni di valenza | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |

Per gli elementi dei blocchi s e p, detti **elementi rappresentativi**, il numero di elettroni di valenza si legge dunque dal gruppo: è uguale al numero del gruppo nei gruppi 1 e 2, al numero del gruppo meno 10 nei gruppi da 13 a 18 (Tabella 5.1). La vecchia numerazione con le lettere A aveva il vantaggio di dare direttamente questo numero (VII A per gli alogeni).

**ERRORE FREQUENTE**

«Il fosforo è nel gruppo 15, quindi ha 15 elettroni di valenza». No: il fosforo ha in tutto 15 elettroni, ma solo 5 sono di valenza ($3s^2\ 3p^3$); gli altri 10 formano il «nocciolo» [Ne]. Nei gruppi 13–18 gli elettroni di valenza sono il numero del gruppo meno 10. Attenzione anche a non confondere il periodo con il numero di elettroni di valenza: il periodo dice *in quale livello* si trovano, il gruppo *quanti* sono.

**ESEMPIO SVOLTO**

### Dal numero atomico alla posizione nella tavola

**Problema.** Senza guardare la tavola, stabilisci periodo, gruppo e blocco del selenio (Z = 34) e del manganese (Z = 25).

**Soluzione.** Scriviamo le configurazioni (cap. 4). Selenio: [Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$. Il livello di valenza è $n = 4$, quindi periodo 4; l'ultimo elettrone entra in un orbitale 4p, quindi blocco p; gli elettroni di valenza sono $4s^2\ 4p^4$, cioè 6, e nei gruppi 13–18 il gruppo è 6 + 10 = 16. Il selenio sta sotto lo zolfo, nel gruppo 16.

Manganese: [Ar] $3d^5\ 4s^2$. Periodo 4; l'ultimo elettrone entra in un orbitale 3d, quindi blocco d. Nel blocco d il gruppo si ottiene contando gli elettroni $ns$ e $(n-1)$d: 2 + 5 = 7, gruppo 7.

**Risultato.** Selenio: periodo 4, gruppo 16, blocco p. Manganese: periodo 4, gruppo 7, blocco d.

**Controllo.** Nella tavola il selenio è la casella 34, fra arsenico e bromo; il manganese la casella 25, fra cromo e ferro: tutto torna.

## 5.2.4 Metalli di transizione, lantanidi e attinidi

I **metalli di transizione** sono gli elementi del blocco d, nei gruppi da 3 a 12. Nel quarto periodo vanno dallo scandio ([Ar] $3d^1\ 4s^2$) allo zinco ([Ar] $3d^{10}\ 4s^2$): mentre il numero atomico cresce, gli elettroni in più entrano nel livello interno 3d, e il livello di valenza resta $4s^2$ (con le eccezioni del cromo e del rame, che hai visto nel cap. 4). Per questo i metalli di transizione di uno stesso periodo si somigliano più di quanto si somiglino gli elementi rappresentativi vicini. Ricorda anche che, quando formano ioni, perdono prima gli elettroni 4s: $Fe^{2+}$ è [Ar] $3d^6$.

I **lantanidi e attinidi** formano il blocco f: sono i 15 elementi dal lantanio (Z = 57) al lutezio (Z = 71) e i 15 dall'attinio (Z = 89) al laurenzio (Z = 103), che appartengono al sesto e al settimo periodo. Nei lantanidi si riempie il sottolivello 4f, due livelli sotto quello di valenza (6s): le loro proprietà chimiche sono così simili che separarli l'uno dall'altro è difficile e costoso. Gli attinidi sono tutti radioattivi; in natura si trovano in quantità apprezzabili solo torio e uranio.

### 5.2.5 La posizione anomala dell'idrogeno

L'idrogeno, $1s^1$, sta in cima al gruppo 1 perché ha un solo elettrone s, come i metalli alcalini. Ma non è un metallo: è un gas formato da molecole $H_2$, e il suo elettrone è trattenuto con molta più forza (per strapparlo servono 1312 kJ/mol, contro i 520 del litio). Come gli alogeni, all'idrogeno manca un solo elettrone per avere la configurazione del gas nobile successivo, l'elio: con i metalli più reattivi può acquistarlo e formare lo ione idruro $H^-$, che incontrerai nel cap. 8. Per questo alcune tavole lo mettono a parte, al centro in alto: nessun gruppo gli va perfettamente bene. Anche l'elio è un caso particolare, ma per una ragione diversa: la sua configurazione $1s^2$ è del blocco s, però il livello è completo, e l'elio si comporta come gli altri gas nobili.

## 5.3 Carica nucleare efficace ed effetto schermo

Per capire perché un atomo è grande o piccolo, o perché cede facilmente un elettrone, bisogna chiedersi con quanta forza il nucleo trattiene i suoi elettroni più esterni. Dalla Fisica (la legge di Coulomb, che studierai più avanti) basta un'idea: l'attrazione fra cariche di segno opposto cresce con il valore delle cariche e diminuisce rapidamente con la distanza.

Un elettrone di valenza, però, non «vede» l'intera carica del nucleo. Fra lui e il nucleo ci sono gli elettroni interni, che hanno carica negativa e respingono l'elettrone esterno, compensando in parte l'attrazione dei protoni. È l'**effetto schermo**. La carica positiva che l'elettrone esterno risente davvero si chiama **carica nucleare efficace**, $Z_{\text{eff}}$: è la carica del nucleo, $Z$, diminuita dello schermo degli altri elettroni.

Un modello molto semplice, utile per ragionare ma da usare con cautela, suppone che ogni elettrone interno schermi una carica intera e che gli elettroni dello stesso livello non si schermino affatto:

$$Z_{\text{eff}} \approx Z - (\text{numero di elettroni interni})$$

Per il sodio, con 11 protoni e 10 elettroni interni ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$), l'elettrone 3s risente di una carica di circa +1; per il cloro, con 17 protoni e gli stessi 10 elettroni interni, gli elettroni del livello 3 risentono di circa +7; per il potassio di nuovo circa +1, perché i suoi elettroni interni sono 18 (Figura 5.2). I valori calcolati con modelli più accurati sono un po' diversi (per il sodio circa +2,2, perché gli elettroni interni non schermano del tutto), ma le tendenze sono le stesse, ed è quello che ci serve.

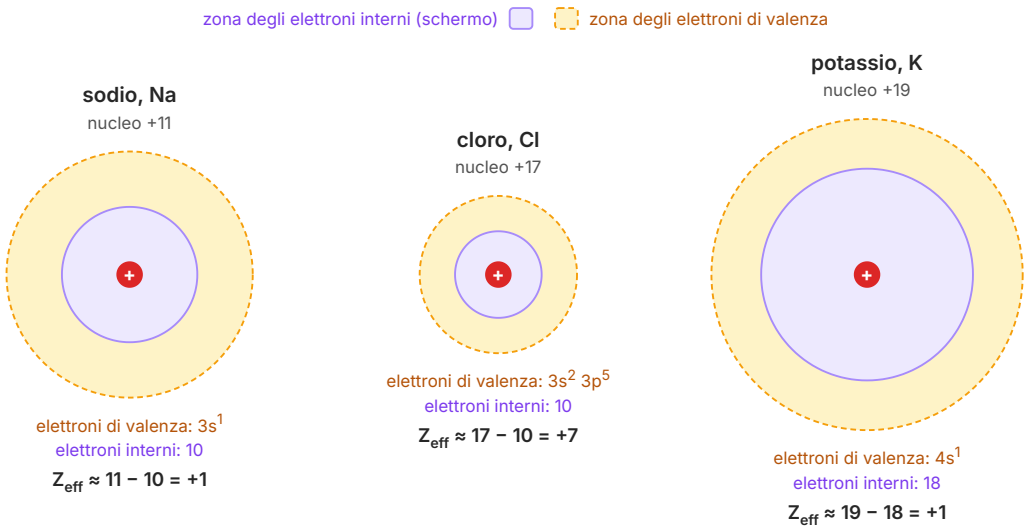



**Figura 5.2** Il modello approssimato della carica nucleare efficace per sodio, cloro e potassio. Il diametro esterno di ogni disegno è proporzionale al raggio covalente dell'atomo; le zone interne sono schematiche e non in scala. I confini netti sono una semplificazione: gli elettroni occupano orbitali, non orbite, e le due zone sfumano l'una nell'altra.

Da questo modello discendono due regole che useremo per tutte le proprietà periodiche.

- **Lungo un periodo**, da sinistra a destra, a ogni passo si aggiunge un protone al nucleo e un elettrone *nello stesso livello*, che scherma poco gli altri elettroni di valenza: $Z_{\text{eff}}$ cresce (nel terzo periodo, nel modello semplice, da +1 del sodio a +7 del cloro). Gli elettroni di valenza sono attirati sempre più fortemente.
- **Lungo un gruppo**, dall'alto verso il basso, $Z_{\text{eff}}$ cambia poco, ma gli elettroni di valenza stanno in un livello con $n$ sempre più grande, quindi in media sempre più lontani dal nucleo. L'attrazione diminuisce.

## 5.4 Le proprietà periodiche

Si chiamano **proprietà periodiche** le grandezze che, al crescere del numero atomico, variano con regolarità e si ripetono periodo dopo periodo. Le più importanti per la chimica sono sei: il raggio atomico, il raggio ionico, l'energia di ionizzazione, l'affinità elettronica, l'elettronegatività e il carattere metallico. Per ognuna vediamo che cosa misura, come varia nella tavola e perché.

### 5.4.1 Il raggio atomico

Un atomo non ha un confine netto: la probabilità di trovare un elettrone diminuisce gradualmente allontanandosi dal nucleo. Per questo il **raggio atomico** si definisce attraverso le distanze fra nuclei, che si misurano con precisione: il *raggio covalente* è metà della distanza fra i nuclei di due atomi uguali uniti da un legame covalente semplice (in $Cl_2$ i nuclei distano circa 199 pm, e il raggio covalente del cloro è circa 99 pm); il *raggio metallico* è metà della distanza fra due atomi vicini in un cristallo metallico. Si esprime in picometri (1 pm = $10^{-12}$ m).

L'andamento è chiaro (Figura 5.3): **il raggio diminuisce lungo un periodo e aumenta scendendo lungo un gruppo**. Nel secondo periodo si passa da 133 pm del litio a 64 pm del fluoro; nel gruppo 1 da 133 pm del litio a 155 del sodio, 196 del potassio, 210 del rubidio, 232 del cesio. Il modello della carica efficace lo spiega: lungo il periodo $Z_{eff}$ cresce e «stringe» gli elettroni di uno stesso livello, lungo il gruppo si aggiunge un livello più esterno. I salti più grandi si hanno all'inizio di ogni periodo, quando un nuovo livello comincia a riempirsi. Nei metalli di transizione il raggio cambia poco, perché gli elettroni in più entrano nel livello interno d.

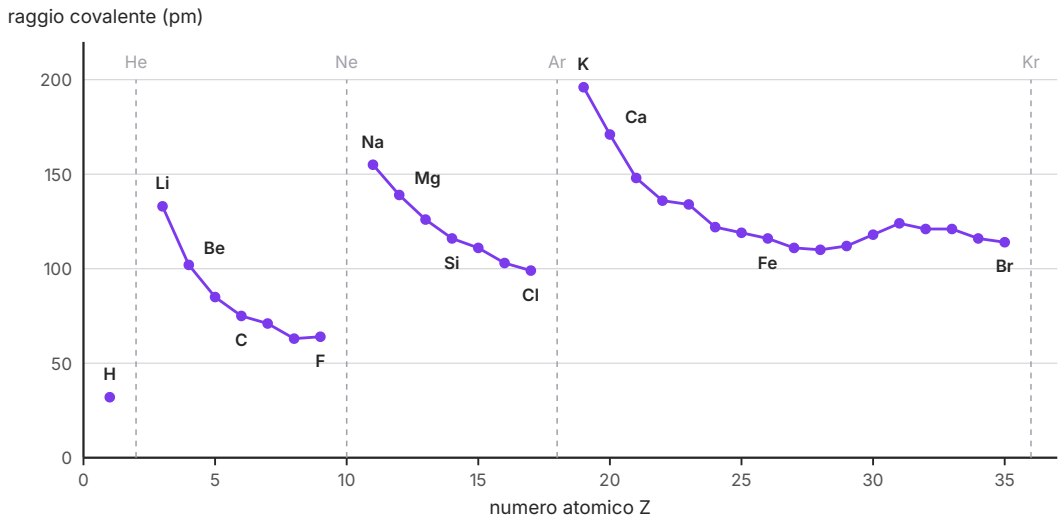



**Figura 5.3** Raggio covalente (legame semplice) degli elementi da Z = 1 a 35. I picchi sono i metalli alcalini; nel secondo e nel terzo periodo il raggio scende fino agli alogeni, nel quarto si appiattisce nel blocco d. I gas nobili (linee tratteggiate), che quasi non formano legami, non sono riportati. Dati: P. Pyykkö e M. Atsumi, *Chemistry: A European Journal*, 15 (2009), valori in pm; l'incertezza è di qualche picometro, e piccole irregolarità come O (63 pm) e F (64 pm) vi rientrano.

### 5.4.2 Il raggio ionico

Quando un atomo diventa ione, le sue dimensioni cambiano molto. Il **raggio ionico** si ricava dalle distanze fra gli ioni nei cristalli ionici. Un catione è sempre **più piccolo** dell'atomo da cui

deriva: il sodio, perdendo l'elettrone 3s, perde l'intero livello 3, e i 10 elettroni rimasti sono attirati da 11 protoni; il raggio passa da 186 pm (raggio metallico) a 102 pm. Un anione è sempre **più grande**: lo ione cloruro ha un elettrone in più, che respinge gli altri, mentre la carica del nucleo resta 17; il raggio passa da 99 pm (raggio covalente) a 181 pm (Figura 5.4a). Non è una questione di massa: un elettrone pesa meno di un millesimo di un protone, e le dimensioni dipendono dal numero di livelli occupati e dall'equilibrio fra attrazione del nucleo e repulsione fra gli elettroni.

Particolarmente istruttive sono le **serie isoelettroniche**, gruppi di specie con lo stesso numero di elettroni. $O^{2-}$, $F^-$, $Na^+$, $Mg^{2+}$ e $Al^{3+}$ hanno tutti 10 elettroni e la configurazione del neon, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$; cambia solo la carica del nucleo, da 8 a 13. Più protoni attirano gli stessi elettroni, e il raggio diminuisce con regolarità: 140, 133, 102, 72 e 53,5 pm (Figura 5.4b). Le dimensioni degli ioni contano moltissimo: decidono, per esempio, quali ioni possono sostituirsi l'uno all'altro nei cristalli dei minerali (cap. 9).

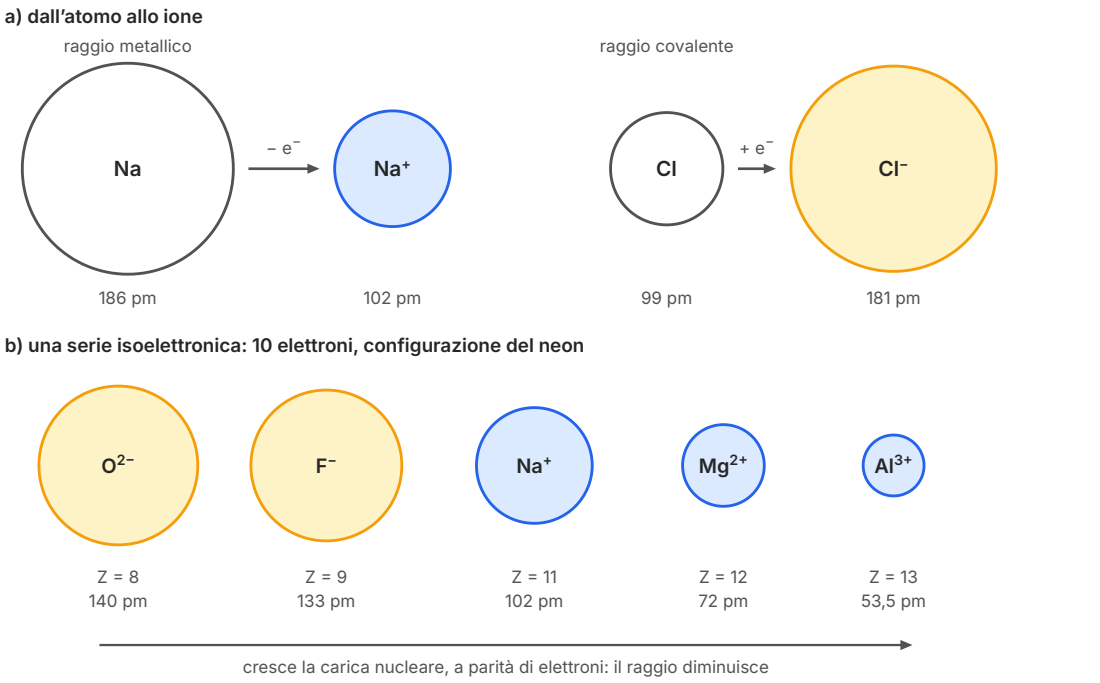



**Figura 5.4** a) Un catione è più piccolo dell'atomo da cui deriva, un anione più grande. b) La serie isoelettronica da $O^{2-}$ ad $Al^{3+}$. I cerchi sono in scala fra loro. Raggi ionici efficaci per numero di coordinazione 6 (R. D. Shannon, *Acta Crystallographica* A32, 1976); raggio metallico del sodio (Greenwood ed Earnshaw) e raggio covalente del cloro. Il confronto fra raggi di tipo diverso è indicativo.

**ESEMPIO SVOLTO**

### Ordinare atomi e ioni per dimensione

**Problema.** a) Ordina per raggio crescente Mg, Cl, Na, K. b) Ordina per raggio crescente $K^+$, $Cl^-$, $Ca^{2+}$, $S^{2-}$.

**Soluzione.** a) Na, Mg e Cl sono nel periodo 3: lungo il periodo $Z_{eff}$ cresce (+1, +2, +7 nel modello semplice) e il raggio diminuisce, quindi Cl < Mg < Na. Il potassio sta sotto il sodio, con un livello in più: è il più grande. Ordine: Cl < Mg < Na < K (raggi covalenti 99, 139, 155 e 196 pm).

b) Contiamo gli elettroni: $K^+$ 19 − 1 = 18, $Cl^-$ 17 + 1 = 18, $Ca^{2+}$ 20 − 2 = 18, $S^{2-}$ 16 + 2 = 18. È una serie isoelettronica con la configurazione dell'argon; vince la carica del nucleo: più protoni, ione più piccolo. Ordine: $Ca^{2+}$ (Z = 20) < $K^+$ (19) < $Cl^-$ (17) < $S^{2-}$ (16). I valori di Shannon, 100, 138, 181 e 184 pm, lo confermano.

**Risultato.** a) Cl < Mg < Na < K; b) $Ca^{2+}$ < $K^+$ < $Cl^-$ < $S^{2-}$.

## 5.4.3 L'energia di ionizzazione

Nel cap. 4 hai definito l'energia di ionizzazione, l'energia minima per allontanare un elettrone da un atomo isolato allo stato gassoso, e hai usato le energie di ionizzazione successive come prova dell'esistenza dei livelli e dei sottolivelli. Qui ci interessa la *prima* energia di ionizzazione, quella dell'elettrone più debolmente legato, e soprattutto il modo in cui cambia da un elemento all'altro lungo tutta la tavola.

Estendiamo il grafico fino al kripton (Figura 5.5; dati del NIST, l'istituto nazionale di metrologia degli Stati Uniti). L'andamento è opposto a quello del raggio: **l'energia di prima ionizzazione cresce lungo un periodo e diminuisce scendendo lungo un gruppo**. Un elettrone più vicino al nucleo e attirato da una carica efficace più grande costa più energia per essere strappato. I massimi sono i gas nobili (elio 2372 kJ/mol, neon 2081), i minimi i metalli alcalini (litio 520, sodio 496, potassio 419). Nel blocco d, invece, l'energia di ionizzazione cresce poco: gli elettroni in più entrano nel livello interno 3d e schermano gli elettroni 4s, che sono quelli che si perdono per primi.

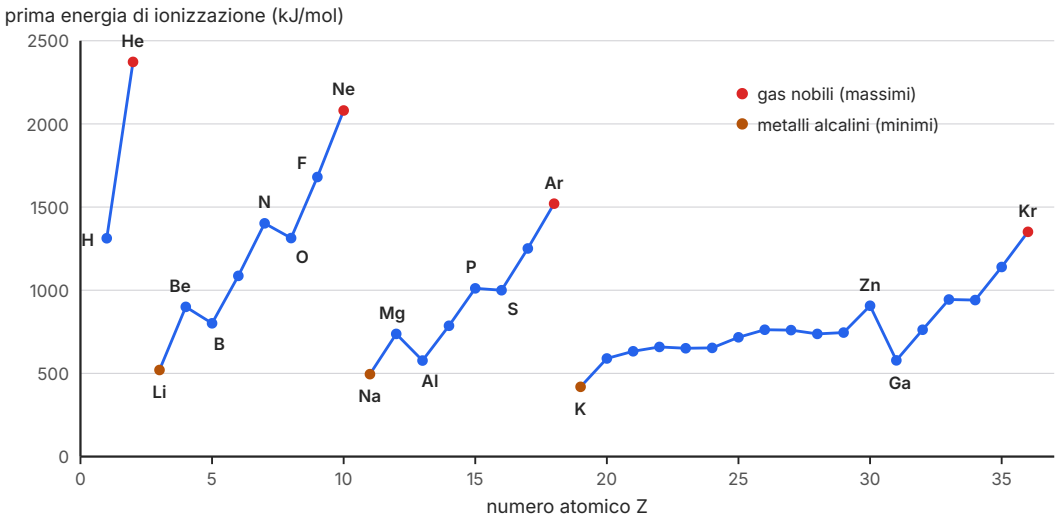



**Figura 5.5** Prima energia di ionizzazione degli elementi da Z = 1 a 36. Dati: NIST Atomic Spectra Database (consultato il 12 ottobre 2026), convertiti da eV a kJ/mol (1 eV per atomo = 96,485 kJ/mol). Si notano i piccoli cali fra Be e B, N e O, Mg e Al, P e S, e il salto fra Zn e Ga.

La crescita lungo un periodo non è perfettamente regolare, e nel cap. 4 hai visto che i cali fra berillio (899,5 kJ/mol) e boro (801), e fra magnesio e alluminio, rivelano i sottolivelli: l'elettrone $2p^1$ del boro ha energia più alta degli elettroni 2s ed è in parte schermato da essi. Il calo fra azoto (1402 kJ/mol) e ossigeno (1314) ha un'altra causa. Nell'azoto, $2p^3$, i tre elettroni p occupano tre orbitali diversi (regola di Hund); nell'ossigeno, $2p^4$, un orbitale contiene una coppia di elettroni che si respingono, e uno dei due si allontana più facilmente. Lo stesso accade nel terzo periodo fra fosforo e zolfo.

**ESEMPIO SVOLTO**

**Quanta energia per ionizzare il sodio?**

**Problema.** La prima energia di ionizzazione del sodio è 495,8 kJ/mol. a) Quanta energia serve per ionizzare 1,15 g di sodio allo stato gassoso? b) Quanta per un singolo atomo, in joule e in elettronvolt? c) Un fotone di luce visibile basta?

**Soluzione.** a) $n = m/M$ = 1,15 g / 22,99 g/mol = 0,0500 mol; $E$ = 0,0500 mol × 495,8 kJ/mol = 24,8 kJ (tre cifre significative, come la massa).

b) Per un atomo si divide per la costante di Avogadro: $E = 495{,}8 \times 10^{3}$ J/mol / $6{,}022 \times 10^{23}$ $\text{mol}^{-1}$ = $8{,}233 \times 10^{-19}$ J. In elettronvolt: $8{,}233 \times 10^{-19}$ J / $1{,}602 \times 10^{-19}$ J/eV = 5,139 eV.

c) Dal cap. 4, $E = hc/\lambda$, quindi $\lambda = hc/E$ = ($6{,}626 \times 10^{-34}$ J·s × $2{,}998 \times 10^{8}$ m/s) / $8{,}233 \times 10^{-19}$ J = $2{,}413 \times 10^{-7}$ m = 241 nm. Serve un fotone ultravioletto di lunghezza d'onda uguale o minore di 241 nm: nessun fotone visibile (400–700 nm) ha energia sufficiente.

**Risultato.** a) 24,8 kJ; b) $8{,}233 \times 10^{-19}$ J = 5,139 eV per atomo; c) no: serve un fotone ultravioletto, con $\lambda \leq 241$ nm.

### 5.4.4 L'affinità elettronica

Gli atomi possono anche *acquistare* elettroni. L'**affinità elettronica** è l'energia liberata quando un atomo isolato allo stato gassoso acquista un elettrone e diventa uno ione negativo:

$$\text{X(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{X}^-\text{(g)} + \text{energia}$$

**Convenzione sui segni.** In questo libro l'affinità elettronica è un'energia *liberata*: un valore positivo significa che l'atomo, acquistando l'elettrone, cede energia e lo ione è stabile. Per il cloro vale 349 kJ/mol. Molte tabelle riportano invece la *variazione* di energia del sistema, con il segno opposto (−349 kJ/mol per il cloro): il fenomeno è lo stesso, cambia solo il punto di vista. Quando consulti una tabella, controlla sempre quale convenzione usa.

In generale l'affinità elettronica cresce lungo un periodo, perché l'elettrone in più è attirato da una carica efficace maggiore, ed è massima negli alogeni, ai quali un solo elettrone basta per raggiungere la configurazione del gas nobile (Tabella 5.3). Scendendo lungo un gruppo tende a diminuire, ma con molte eccezioni. La più nota riguarda proprio gli alogeni: il fluoro (328 kJ/mol) ha un'affinità minore del cloro (349), perché è così piccolo che l'elettrone in più finisce in un livello 2p già affollato e subisce forti repulsioni. Per i gas nobili, e per atomi come l'azoto, l'affinità elettronica è negativa: lo ione negativo non è stabile, e servirebbe energia per formarlo.

### 5.4.5 L'elettronegatività

Raggio, energia di ionizzazione e affinità elettronica descrivono atomi isolati. In chimica, però, gli atomi sono quasi sempre legati, e ci interessa sapere quale dei due atomi di un legame attira di più gli elettroni condivisi. L'**elettronegatività** è proprio la capacità di un atomo, in un legame, di attirare verso di sé gli elettroni di legame. A differenza delle altre proprietà non è un'energia misurata su un atomo isolato, ma un numero puro ricavato da molti dati; la scala più usata la propose Linus Pauling nel 1932, partendo dalle energie dei legami. Nella scala di Pauling i valori vanno da circa 0,7 (francio, stimato) e 0,79 (cesio) a 3,98 per il fluoro, l'elemento più elettronegativo (in cifre tonde, una scala da 0,7 a 4,0); seguono ossigeno (3,44), cloro (3,16) e azoto (3,04). L'appendice (Tabella B.1) riporta i valori degli elementi da Z = 1 a 36.

L'andamento è quello che ti aspetti: **l'elettronegatività cresce lungo un periodo e diminuisce scendendo lungo un gruppo**. Elio, neon e argon non hanno un valore: non formano composti, e senza legami non c'è niente da misurare. Kripton e xeno, che formano alcuni composti, soprattutto con il fluoro, ne hanno uno. Dalla differenza di elettronegatività fra due atomi, nel cap. 6, capirai se il legame che li unisce è covalente puro, covalente polare o ionico.

> **ERRORE FREQUENTE**
>
> Confondere energia di ionizzazione, affinità elettronica ed elettronegatività. La prima è l'energia per *togliere* un elettrone a un atomo isolato; la seconda è l'energia liberata quando un atomo isolato *acquista* un elettrone; la terza misura quanto un atomo *legato* attira gli elettroni del legame. Le tre grandezze hanno andamenti simili, ma non sono la stessa cosa: il neon ha un'energia di ionizzazione altissima (2081 kJ/mol) e un'affinità elettronica negativa, e non ha un valore di elettronegatività. Non scrivere mai che «il neon è più elettronegativo del fluoro».

### 5.4.6 Il carattere metallico

Il **carattere metallico** è la tendenza di un elemento a comportarsi da metallo: a cedere elettroni formando cationi, a condurre il calore e l'elettricità, a formare ossidi che con l'acqua danno idrossidi (cap. 8). È tanto più marcato quanto più bassa è l'energia di ionizzazione e più bassa l'elettronegatività. Per questo **il carattere metallico cresce scendendo lungo un gruppo e diminuisce lungo un periodo**: gli elementi più metallici sono in basso a sinistra (cesio, francio), i non metalli più tipici in alto a destra (fluoro, ossigeno, cloro). Il gruppo 14 lo mostra bene: in alto il carbonio, un non metallo; poi silicio e germanio, semimetalli; in fondo stagno e piombo, metalli.

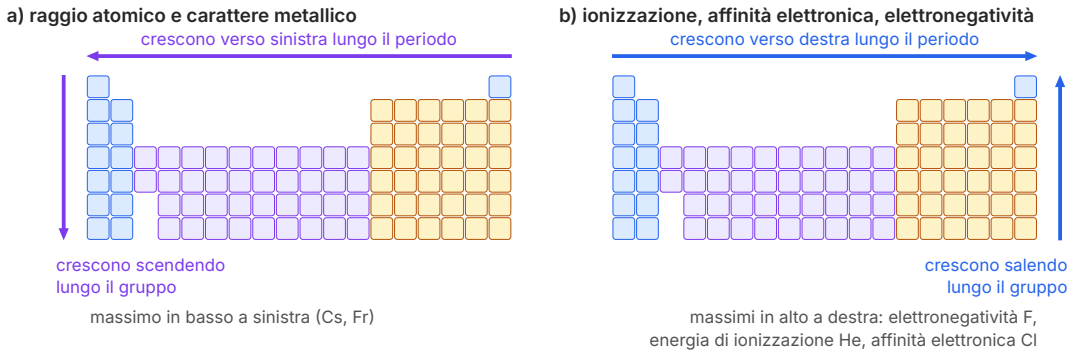



**Figura 5.6** Gli andamenti generali delle proprietà periodiche, su una tavola semplificata (blocchi colorati come nella Figura 5.1; lantanidi e attinidi omessi). Le frecce indicano il verso in cui ciascuna proprietà cresce. Sono tendenze generali: l'affinità elettronica, in particolare, ha molte eccezioni, e i gas nobili non hanno un valore di elettronegatività.

**IN SINTESI**

Lungo un periodo (→): raggio atomico ↓; energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività ↑; carattere metallico ↓.

Lungo un gruppo (↓): raggio atomico ↑; energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività ↓; carattere metallico ↑.

Catione < atomo < anione. In una serie isoelettronica il raggio diminuisce al crescere di $Z$.

## 5.5 Le famiglie di elementi

### 5.5.1 Metalli, non metalli e semimetalli

In *Scienze naturali 1*, cap. 5, hai distinto i metalli dai non metalli per le proprietà osservabili: lucentezza, conducibilità, malleabilità. Ora sappiamo che dietro c'è la configurazione. I **metalli**, a sinistra e al centro della tavola, hanno pochi elettroni di valenza, tenuti debolmente (energia di ionizzazione ed elettronegatività basse): li cedono con facilità e formano cationi. I **non metalli**, in alto a destra, hanno elettronegatività e affinità elettronica elevate: tendono ad acquistare elettroni, o a metterli in comune. I **semimetalli** (boro, silicio, germanio, arsenico, antimonio, tellurio), lungo la diagonale che separa le due zone, hanno valori intermedi e proprietà intermedie.

**COLLEGAMENTI**

**Fisica e tecnologia · I semiconduttori.** Il silicio e il germanio conducono l'elettricità molto meno di un metallo, ma molto più di un isolante, e la loro conducibilità aumenta con la temperatura e con l'aggiunta di quantità piccolissime di altri elementi (per esempio boro o fosforo). Sono *semiconduttori*: su questa proprietà, che deriva dalla loro posizione al confine fra metalli e non metalli, si fondano i microchip di computer e telefoni e le celle fotovoltaiche. L'energia solare è uno dei pilastri dell'obiettivo 7 dell'Agenda 2030, «energia pulita e accessibile».

### 5.5.2 I metalli alcalini

I **metalli alcalini** sono gli elementi del gruppo 1, idrogeno escluso: litio, sodio, potassio, rubidio, cesio e francio. Hanno configurazione di valenza $ns^1$ e l'energia di ionizzazione più bassa del loro periodo: perdono l'unico elettrone di valenza e diventano ioni $M^+$, con la configurazione del gas nobile precedente. Sono metalli teneri, che si tagliano con un coltello, con temperature di fusione basse (Tabella 5.2) e una superficie lucente che all'aria si opacizza in pochi istanti; per questo si conservano sotto olio di paraffina. Reagiscono con l'acqua liberando idrogeno e formando un idrossido:

$$2\ Na(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq) + H_2(g)$$

La reattività cresce scendendo lungo il gruppo, proprio come cala l'energia di ionizzazione. Il litio sfrigola tranquillo sull'acqua; il sodio fonde in una pallina che corre sulla superficie; il potassio si incendia con fiamma lilla; rubidio e cesio reagiscono in modo esplosivo. Sono reazioni pericolose: si osservano solo in dimostrazioni dell'insegnante, con piccolissime quantità e dietro uno schermo, oppure in video.

**Tabella 5.2** Alcune proprietà dei metalli alcalini. Energia di prima ionizzazione: NIST; raggio covalente: Pyykkö e Atsumi (2009); temperatura di fusione: PubChem (consultato il 12 ottobre 2026); elettronegatività: scala di Pauling.

| Elemento | Configurazione | Raggio (pm) | Prima ionizzazione (kJ/mol) | Fusione (°C) | Elettronegatività |
|---|---|---|---|---|---|
| litio, Li | [He] $2s^1$ | 133 | 520,2 | 180,5 | 0,98 |
| sodio, Na | [Ne] $3s^1$ | 155 | 495,8 | 97,8 | 0,93 |
| potassio, K | [Ar] $4s^1$ | 196 | 418,8 | 63,4 | 0,82 |
| rubidio, Rb | [Kr] $5s^1$ | 210 | 403,0 | 39,3 | 0,82 |
| cesio, Cs | [Xe] $6s^1$ | 232 | 375,7 | 28,4 | 0,79 |

### 5.5.3 I metalli alcalino-terrosi

I **metalli alcalino-terrosi** sono gli elementi del gruppo 2: berillio, magnesio, calcio, stronzio, bario e radio. Con due elettroni di valenza, $ns^2$, formano ioni $M^{2+}$. Sono più duri e fondono a temperature più alte dei metalli alcalini, e sono meno reattivi: per strappare due elettroni serve più energia che per strapparne uno, e la carica efficace è maggiore. Anche qui la reattività cresce lungo il gruppo: il berillio non reagisce con l'acqua, il magnesio reagisce lentissimamente con l'acqua fredda e in modo visibile con quella calda, il calcio reagisce già a freddo, liberando idrogeno e formando idrossido di calcio. Calcio e magnesio sono essenziali per i viventi: il calcio forma, come fosfato, gran parte della parte minerale delle ossa (cap. 14).

ESPERIENZA DI LABORATORIO

**Magnesio e calcio nell'acqua**

**Obiettivo.** Confrontare la reattività di due metalli del gruppo 2 con l'acqua e riconoscere il prodotto basico con un indicatore.

**Materiale.** Nastro di magnesio (2 cm) carteggiato, 2–3 granuli di calcio, due provette su un portaprovette, un becher con acqua calda (circa 70 °C, da bollitore), acqua distillata a temperatura ambiente, soluzione di fenolftaleina, pinzette, carta vetrata.

**Procedimento.** 1) Riempi a metà le due provette di acqua distillata e aggiungi a ciascuna due gocce di fenolftaleina. 2) Nella prima metti il nastro di magnesio, nella seconda un granulo di calcio. Osserva per tre minuti: bollicine, colore, torbidità. 3) Immergi la provetta con il magnesio nel becher di acqua calda e osserva di nuovo.

**Sicurezza.** Occhiali e guanti per tutta l'esperienza. Il calcio si maneggia solo con le pinzette, mai con le mani, e si usa in granuli piccoli. La reazione libera idrogeno, un gas infiammabile: nessuna fiamma sul banco. Anche la soluzione di fenolftaleina è infiammabile. Le soluzioni finali, basiche, si smaltiscono come indica l'insegnante; il metallo che non ha reagito si restituisce all'insegnante e non va gettato nel lavandino.

**Risultato atteso.** Il calcio sviluppa subito bollicine di idrogeno e la soluzione diventa rosa-fucsia e un po' torbida: si forma idrossido di calcio, poco solubile e basico. Il magnesio a freddo resta quasi immutato; in acqua calda compaiono lentamente bollicine e un alone rosa intorno al nastro.

**Domande.** a) Scrivi l'equazione della reazione del calcio, sapendo che si forma $Ca(OH)_2$. b) Spiega con le energie di ionizzazione e con le posizioni dei due elementi nella tavola perché il calcio reagisce più facilmente. c) Perché la provetta con il magnesio va riscaldata solo dopo aver osservato quella a freddo?

### 5.5.4 Gli alogeni

Gli alogeni (gruppo 17: fluoro, cloro, bromo, iodio, astato), che conosci da *Scienze naturali 1*, cap. 7, hanno configurazione di valenza $ns^2\,np^5$: manca un solo elettrone a quella del gas nobile. Hanno affinità elettronica ed elettronegatività molto alte e tendono ad acquistare un elettrone, formando ioni $X^-$ (fluoruro, cloruro, bromuro, ioduro). Come elementi sono formati da molecole biatomiche, $F_2$, $Cl_2$, $Br_2$, $I_2$; scendendo nel gruppo le molecole diventano più grandi e lo stato fisico passa da gas (fluoro e cloro) a liquido (bromo) a solido (iodio) (Tabella 5.3).

**Tabella 5.3** Alcune proprietà degli alogeni. Affinità elettronica (energia liberata, valori sperimentali arrotondati): Blondel e coll. (1989) per F e Br, Berzinsh e coll. (1995) per Cl, Peláez e coll. (2009) per I; temperatura di ebollizione: PubChem (consultato il 12 ottobre 2026); raggio covalente: Pyykkö e Atsumi (2009).

| Elemento | Aspetto a 25 °C | Ebollizione (°C) | Raggio (pm) | Affinità elettronica (kJ/mol) | Elettronegatività |
|---|---|---|---|---|---|
| fluoro, $F_2$ | gas giallo pallido | −188,1 | 64 | 328 | 3,98 |
| cloro, $Cl_2$ | gas giallo-verde | −34,0 | 99 | 349 | 3,16 |
| bromo, $Br_2$ | liquido rosso-bruno | 58,8 | 114 | 325 | 2,96 |
| iodio, $I_2$ | solido grigio-violaceo, vapori viola | 184,4 | 133 | 295 | 2,66 |

La reattività degli alogeni **diminuisce** scendendo lungo il gruppo, al contrario di quella dei metalli alcalini: un atomo più piccolo attira più fortemente l'elettrone in arrivo. Lo mostra una reazione semplice: se si aggiunge acqua di cloro a una soluzione di bromuro di potassio, il cloro strappa gli elettroni agli ioni bromuro e la soluzione si colora di giallo-arancio per il bromo che si libera:

$$Cl_2(aq) + 2\,Br^-(aq) \rightarrow 2\,Cl^-(aq) + Br_2(aq)$$

La reazione inversa non avviene: il bromo non sposta il cloro dai cloruri. Allo stesso modo il bromo sposta lo iodio dagli ioduri. Il fluoro, il più reattivo di tutti, ha un'affinità elettronica un po' minore del cloro: la reattività di un non metallo non dipende da una sola grandezza (conta, per esempio, anche quanta energia serve per rompere la molecola $F_2$), come vedrai negli anni successivi.

COLLEGAMENTI

**Salute e vita quotidiana · Gli alogeni utili.** Il cloro e l'ipoclorito di sodio disinfettano l'acqua potabile (la potabilizzazione di *Scienze naturali 1*, cap. 4) e quella delle piscine. I fluoruri aggiunti ai dentifrici rendono lo smalto dei denti più resistente alla carie. Lo iodio serve alla tiroide, e il sale iodato è il modo più semplice per assumerne a sufficienza (*Scienze naturali 2*, cap. 2). Gli alogeni allo stato elementare, però, sono tossici e corrosivi: cloro e bromo si usano in laboratorio solo sotto cappa. E una regola di sicurezza da ricordare a casa: la candeggina, che contiene ipoclorito, non va mai mescolata con prodotti acidi, come certi anticalcare, perché si libera cloro gassoso.

### 5.5.5 I gas nobili

I gas nobili (gruppo 18) hanno il livello di valenza completo, $ns^2\ np^6$ (l'elio $1s^2$): energia di ionizzazione altissima, affinità elettronica negativa. Non hanno tendenza né a cedere né ad acquistare elettroni, e sono gas formati da atomi isolati. Proprio questa stabilità serve: l'argon protegge i metalli durante la saldatura e riempie molte lampadine, l'elio liquido raffredda i magneti delle apparecchiature per la risonanza magnetica, il neon illumina le insegne con la sua luce rosso-arancio.

APPROFONDIMENTO

**Approfondimento · Ramsay e la colonna che mancava**

La tavola di Mendeleev del 1869 non aveva il gruppo dei gas nobili: nessuno li conosceva. Lord Rayleigh aveva notato che l'azoto ricavato dall'aria era un po' più denso di quello ottenuto dai composti; nel 1894, insieme a William Ramsay, isolò il responsabile, un gas che non reagiva con niente: lo chiamarono argon, dal greco «inattivo». Nel 1895 Ramsay identificò l'elio in un minerale di uranio (fino ad allora era noto solo per una riga dello spettro del Sole, cap. 4) e nel 1898, con Morris Travers, scoprì neon, kripton e xeno distillando l'aria liquida. Nel 1904 Ramsay ricevette il premio Nobel per la chimica, Rayleigh quello per la fisica.

Per decenni questi gas furono chiamati «inerti». Nel 1962 il chimico Neil Bartlett preparò il primo composto dello xeno, e da allora ne sono stati ottenuti molti altri, soprattutto con fluoro e ossigeno. «Nobili», cioè poco inclini a reagire, è dunque più corretto di «inerti». I composti si formano soprattutto con gli elementi più pesanti del gruppo, che hanno l'energia di ionizzazione più bassa: lo xeno ne forma molti, il kripton pochissimi; per elio, neon e argon non si conoscono composti stabili in condizioni ordinarie.

### 5.5.6 I metalli di transizione

I metalli di transizione sono i metalli «da costruzione» e da lavoro: ferro, rame, zinco, nichel, cromo, titanio, oro, argento, platino. Rispetto ai metalli alcalini e alcalino-terrosi sono in gene-

re più duri e più densi, fondono a temperature più alte (con l'eccezione del mercurio, liquido) e sono meno reattivi. Hanno due caratteristiche tipiche, che derivano dagli orbitali d parzialmente occupati. Possono formare ioni con cariche diverse: il ferro forma $Fe^{2+}$ e $Fe^{3+}$, il rame $Cu^{+}$ e $Cu^{2+}$ (cap. 8). E molti loro composti sono colorati: è blu il solfato di rame(II) pentaidrato del cap. 1, verdi le soluzioni dei sali di nichel(II), violetto il permanganato di potassio. I composti dello zinco, con il sottolivello 3d completo, sono invece incolori. Molti metalli di transizione sono catalizzatori industriali, e alcuni sono indispensabili ai viventi, come il ferro dell'emoglobina.

**SINTESI**

- Moseley (1913) mostrò che il **numero atomico**, non la massa, ordina gli elementi: le inversioni Ar/K, Co/Ni, Te/I scompaiono. La **legge periodica**: le proprietà si ripetono al crescere di $Z$.
- La tavola IUPAC ha 18 gruppi (numerati 1–18), 7 periodi e 118 elementi; la numerazione con lettere A e B è tradizionale.
- Il **periodo** è il numero quantico principale del livello di valenza; il **gruppo** indica la configurazione di valenza, uguale per tutti gli elementi del gruppo.
- I **blocchi** s, p, d, f, larghi 2, 6, 10 e 14 caselle, corrispondono al sottolivello che si riempie per ultimo; spiegano la lunghezza dei periodi (2, 8, 8, 18, 18, 32, 32).
- Negli **elementi rappresentativi** gli elettroni di valenza sono 1 e 2 nei gruppi 1 e 2, il numero del gruppo meno 10 nei gruppi 13–18.
- La **carica nucleare efficace** $Z_{eff}$ è la carica che un elettrone esterno risente, ridotta dallo **schermo** degli elettroni interni; in un modello semplice $Z_{eff} \approx Z$ − elettroni interni. Cresce lungo il periodo, cambia poco lungo il gruppo.
- Il **raggio atomico** diminuisce lungo il periodo e aumenta lungo il gruppo. I cationi sono più piccoli e gli anioni più grandi degli atomi; in una serie isoelettronica il raggio diminuisce al crescere di $Z$.
- L'**energia di prima ionizzazione** cresce lungo il periodo (massimi nei gas nobili) e diminuisce lungo il gruppo (minimi nei metalli alcalini); i cali Be/B e N/O si spiegano con i sottolivelli.
- L'**affinità elettronica** (qui: energia liberata) è massima negli alogeni, con molte eccezioni; il fluoro ne ha una minore del cloro.
- L'**elettronegatività** di Pauling misura l'attrazione di un atomo legato per gli elettroni di legame: va da circa 0,7 a 3,98 (F) e cresce verso l'alto a destra; He, Ne, Ar non ne hanno.
- Il **carattere metallico** cresce verso il basso a sinistra. La reattività cresce scendendo nei gruppi 1 e 2 e diminuisce scendendo nel gruppo 17; i gas nobili sono poco reattivi ma non inerti.

## ESERCIZI

### Comprendere e ricordare

1. ● Nella tavola periodica moderna gli elementi sono ordinati secondo:
   - **A.** la massa atomica crescente
   - **B.** il numero di massa crescente
   - **C.** il numero atomico crescente
   - **D.** l'elettronegatività crescente

2. ● Un elemento con configurazione di valenza $4s^2\ 4p^3$ si trova:
   - **A.** nel periodo 4, gruppo 15
   - **B.** nel periodo 3, gruppo 15
   - **C.** nel periodo 4, gruppo 5
   - **D.** nel periodo 5, gruppo 13

3. ● I metalli di transizione formano il blocco:
   - **A.** s
   - **B.** d
   - **C.** p
   - **D.** f

4. ●● Quale di questi atomi ha il raggio maggiore?
   - **A.** magnesio
   - **B.** cloro
   - **C.** sodio
   - **D.** potassio

5. ●● Quale di queste specie, tutte con 10 elettroni, ha il raggio maggiore?
   - **A.** $Mg^{2+}$
   - **B.** $Na^{+}$
   - **C.** $O^{2-}$
   - **D.** $F^{-}$

6. ● L'affinità elettronica di un elemento è:
   - **A.** l'energia necessaria per togliere un elettrone a un atomo isolato
   - **B.** la capacità di un atomo legato di attirare gli elettroni di legame
   - **C.** il numero di elettroni che un atomo può acquistare
   - **D.** l'energia liberata quando un atomo isolato allo stato gassoso acquista un elettrone

7. ● Qual è l'elemento più elettronegativo?
   **A.** il fluoro
   **B.** il neon
   **C.** l'ossigeno
   **D.** il cesio

8. ●● La prima energia di ionizzazione dell'ossigeno è minore di quella dell'azoto perché:
   **A.** l'ossigeno ha meno protoni dell'azoto
   **B.** nell'ossigeno un orbitale 2p contiene due elettroni, che si respingono
   **C.** l'elettrone dell'ossigeno si trova in un livello più esterno
   **D.** l'ossigeno è un metallo

9. ●●● Lungo il terzo periodo, da Na a Cl, il raggio atomico diminuisce perché:
   **A.** aumenta il numero di livelli occupati
   **B.** diminuisce la massa dei nuclei
   **C.** cresce $Z_{\text{eff}}$ mentre gli elettroni di valenza restano nello stesso livello
   **D.** aumenta il numero di elettroni interni che schermano il nucleo

### Vero o falso

10. ● Vero o falso? Il numero del periodo di un elemento coincide con il numero quantico principale del suo livello di valenza.

11. ● Vero o falso? Tutti gli elementi del gruppo 18 hanno configurazione di valenza $ns^2\,np^6$.

12. ●● Vero o falso? Lo ione $Cl^-$ è più piccolo dell'atomo di cloro, perché l'elettrone in più è attirato dal nucleo e lo «stringe».

13. ●● Vero o falso? Scendendo lungo un gruppo, l'energia di prima ionizzazione in generale diminuisce.

14. ●● Vero o falso? Il neon è più elettronegativo del fluoro, perché la sua prima energia di ionizzazione è più alta.

15. ●●● Vero o falso? Come i metalli alcalini, anche gli alogeni diventano più reattivi scendendo lungo il gruppo.

### Applicare

16. ● Per ciascun elemento scrivi la configurazione abbreviata e indica periodo, gruppo e blocco: a) Z = 15; b) Z = 20; c) Z = 26; d) Z = 35.

17. ● Quale elemento ha la configurazione di valenza indicata? a) $3s^2\,3p^4$; b) $5s^1$; c) $4s^2\,4p^6$; d) $2s^2\,2p^1$.

18. ●●● Con il modello approssimato $Z_{\text{eff}} \approx Z$ − (elettroni interni) calcola la carica nucleare efficace risentita dagli elettroni di valenza di Mg, Si, S, Ar e K. Spiega poi perché il potassio, che ha più protoni dell'argon, ha un raggio molto maggiore.

19. ●● Ordina per raggio atomico crescente, motivando: a) Mg, Ba, Ca; b) Na, P, Al, Si; c) S, O, Se.

20. ●● Ordina per raggio crescente gli ioni $S^{2-}$, $K^{+}$, $Cl^{-}$, $Ca^{2+}$ e indica il gas nobile di cui hanno tutti la configurazione elettronica.

21. ● Scrivi la configurazione abbreviata di questi ioni e indica il gas nobile con cui sono isoelettronici: $Mg^{2+}$, $Se^{2-}$, $Al^{3+}$, $Rb^{+}$.

22. ●● La prima energia di ionizzazione del sodio è 495,8 kJ/mol. Quanta energia serve per ionizzare 4,60 g di sodio allo stato gassoso?

23. ●●● La prima energia di ionizzazione del potassio è 418,8 kJ/mol. a) Calcola l'energia necessaria per ionizzare un solo atomo di potassio, in joule e in elettronvolt. b) Qual è la massima lunghezza d'onda di un fotone in grado di ionizzarlo? In quale zona dello spettro si trova?

24. ●● L'affinità elettronica del cloro è 349 kJ/mol (energia liberata). Quanta energia si libera quando 7,09 g di atomi di cloro allo stato gassoso acquistano ciascuno un elettrone?

25. ●●● Con i valori di elettronegatività dell'appendice calcola la differenza di elettronegatività nei legami H–F, H–Cl, H–Br e H–I e ordina i legami dal più polare al meno polare. Come varia la differenza scendendo lungo il gruppo 17, e perché?

### Leggere dati e figure

26. ● Osserva la Figura 5.5. a) Quali elementi occupano i massimi del grafico e quali i minimi? b) Quante volte l'energia di prima ionizzazione dell'elio (2372 kJ/mol) è maggiore di quella del litio (520 kJ/mol)? c) Spiega la differenza, indicando da quale orbitale viene tolto l'elettrone nei due casi.

27. ●● Osserva la Tabella 5.2. a) Come variano, scendendo lungo il gruppo, la temperatura di fusione e l'energia di prima ionizzazione? b) Il francio segue il cesio nel gruppo: ti aspetti che la sua temperatura di fusione sia maggiore o minore di 28 °C? Motiva la risposta.

28. ●●● Ragiona come Mendeleev. Il germanio sta fra il silicio (raggio covalente 116 pm, prima energia di ionizzazione 786,5 kJ/mol) e lo stagno (140 pm, 708,6 kJ/mol). a) Stima il raggio e l'energia di ionizzazione del germanio come media dei valori dei due vicini. b) Confronta le stime con i valori misurati, 121 pm e 762,2 kJ/mol, calcolando lo scarto percentuale. c) Quale delle due stime è migliore?

29. ●● Osserva la Tabella 5.3. a) Quali alogeni sono gassosi a 25 °C? b) Quale alogeno ha l'affinità elettronica più alta? Perché non è il fluoro? c) Come varia l'elettronegatività nel gruppo, e come lo spieghi?

### Indagare e argomentare

30. ●● Progetta un esperimento controllato per stabilire quale fra magnesio e calcio reagisce più facilmente con l'acqua. Indica la variabile indipendente, la variabile dipendente, le variabili da mantenere costanti, come riconosci il prodotto della reazione e le norme di sicurezza.

31. ●●● Il potassio è più reattivo del sodio, e il sodio più reattivo del magnesio. Spiega entrambi i confronti usando la posizione nella tavola, la carica nucleare efficace, il raggio atomico e l'energia di ionizzazione.

32. ●●● Mendeleev ordinava gli elementi per massa atomica, ma mise il tellurio prima dello iodio. Spiega perché questa scelta era giusta e come il lavoro di Moseley l'ha giustificata. Spiega poi perché, dopo Moseley, si poteva dire con certezza quanti elementi mancavano fra l'alluminio e l'oro.

## PER APPROFONDIRE

- [ATK] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Chemical Principles*: il capitolo sulla struttura degli atomi e la periodicità, con grafici delle proprietà periodiche per tutti gli elementi.
- [TRO] N. J. Tro, *Chemistry: A Molecular Approach*: il capitolo sulle proprietà periodiche, con la carica nucleare efficace spiegata passo per passo e molti esercizi di confronto fra atomi e ioni.
- [PAU] L. Pauling, *The Nature of the Chemical Bond*: il capitolo in cui l'autore presenta la sua scala di elettronegatività, per vedere da vicino come nasce un'idea che usiamo ancora.

# Glossario del capitolo

**Affinità elettronica**
Energia liberata quando un atomo isolato allo stato gassoso acquista un elettrone e diventa uno ione negativo (in questo libro, positiva se l'energia è ceduta).

**Blocco**
Zona della tavola periodica (s, p, d, f) formata dagli elementi nei quali l'ultimo elettrone entra in un orbitale dello stesso tipo.

**Carattere metallico**
Tendenza di un elemento a comportarsi da metallo, cedendo elettroni e formando cationi; cresce verso il basso e verso sinistra nella tavola.

**Carica nucleare efficace**
Carica positiva che un elettrone esterno risente realmente: la carica del nucleo ridotta dallo schermo degli altri elettroni.

**Effetto schermo**
Riduzione dell'attrazione del nucleo su un elettrone esterno dovuta alla repulsione degli elettroni più interni.

**Elementi rappresentativi**
Elementi dei blocchi s e p (gruppi 1, 2 e 13–18).

**Elettronegatività**
Capacità di un atomo, in un legame, di attirare verso di sé gli elettroni di legame; nella scala di Pauling va da circa 0,7 a 3,98 (fluoro).

**Lantanidi e attinidi**
Elementi del blocco f: i 15 dal lantanio al lutezio (sesto periodo) e i 15 dall'attinio al laurenzio (settimo periodo).

**Legge periodica**
Le proprietà degli elementi si ripetono con regolarità al crescere del numero atomico.

**Metalli alcalini**
Elementi del gruppo 1, idrogeno escluso (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr); configurazione di valenza $ns^1$, formano ioni +1.

**Metalli alcalino-terrosi**
Elementi del gruppo 2 (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra); configurazione di valenza $ns^2$, formano ioni 2+.

**Metalli di transizione**
Elementi del blocco d, nei gruppi da 3 a 12, nei quali si riempie un sottolivello $(n - 1)d$.

**Proprietà periodiche**
Grandezze che variano con regolarità al crescere del numero atomico e si ripetono periodo dopo periodo (raggio, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività…).

**Raggio atomico**
Misura della dimensione di un atomo, ricavata dalle distanze fra i nuclei: metà della distanza fra due atomi uguali legati (raggio covalente) o vicini in un metallo (raggio metallico).

**Raggio ionico**
Raggio di uno ione, ricavato dalle distanze fra gli ioni nei cristalli; minore di quello dell'atomo per i cationi, maggiore per gli anioni.

**Serie isoelettronica**
Insieme di atomi o ioni con lo stesso numero di elettroni, come $O^{2-}$, $F^-$, $Na^+$, $Mg^{2+}$, $Al^{3+}$.

# Soluzioni

**1.** C. Moseley mostrò che l'ordine giusto è quello dei protoni del nucleo.

**2.** A. Il livello di valenza è il 4 (periodo 4); 2 + 3 = 5 elettroni di valenza, gruppo 5 + 10 = 15.

**3.** B. Gruppi 3–12; l'ultimo elettrone entra in un orbitale $(n-1)$d.

**4.** D. Il potassio ha un livello in più degli altri tre (raggio covalente 196 pm).

**5.** C. Con 8 protoni per 10 elettroni, $O^{2-}$ è il più grande della serie (140 pm).

**6.** D. A è l'energia di ionizzazione, B l'elettronegatività.

**7.** A. Il fluoro ha elettronegatività 3,98; il neon non ha un valore.

**8.** B. In $2p^4$ una coppia di elettroni nello stesso orbitale si respinge: uno dei due si allontana più facilmente.

**9.** C. Gli elettroni di valenza sono sempre nel livello 3; A e D sono false, e la massa non conta (B).

**10.** V.

**11.** F. L'elio, nel gruppo 18, ha configurazione $1s^2$: ha il livello completo ma non ha elettroni p.

**12.** F. Lo ione $Cl^-$ è più grande dell'atomo (181 pm contro 99 pm): l'elettrone in più aumenta le repulsioni fra gli elettroni, mentre la carica del nucleo resta +17.

**13.** V. Gli elettroni di valenza sono in un livello più esterno, più lontani dal nucleo.

**14.** F. Il neon non ha un valore di elettronegatività (non forma legami); energia di ionizzazione ed elettronegatività sono grandezze diverse.

**15.** F. La reattività degli alogeni diminuisce scendendo nel gruppo (il cloro sposta il bromo dai bromuri, non il contrario).

**16.** a) P: [Ne] $3s^2\,3p^3$, periodo 3, gruppo 15, blocco p. b) Ca: [Ar] $4s^2$, periodo 4, gruppo 2, blocco s. c) Fe: [Ar] $3d^6\,4s^2$, periodo 4, gruppo 8 (2 + 6), blocco d. d) Br: [Ar] $3d^{10}\,4s^2\,4p^5$, periodo 4, gruppo 17, blocco p.

**17.** a) zolfo, S (periodo 3, gruppo 16); b) rubidio, Rb (periodo 5, gruppo 1); c) kripton, Kr (periodo 4, gruppo 18); d) boro, B (periodo 2, gruppo 13).

**18.** Mg: 12 − 10 = +2; Si: 14 − 10 = +4; S: 16 − 10 = +6; Ar: 18 − 10 = +8; K: 19 − 18 = +1. Nel potassio l'elettrone di valenza è nel livello 4, più lontano, e risente di una carica efficace di circa +1 invece di +8: il raggio è molto maggiore (196 pm; l'argon, nel modello, ha gli elettroni del livello 3 molto trattenuti).

**19.** a) Mg < Ca < Ba (gruppo 2: il raggio cresce scendendo; 139, 171, 196 pm). b) P < Si < Al < Na (periodo 3: il raggio diminuisce verso destra; 111, 116, 126, 155 pm). c) O < S < Se (gruppo 16; 63, 103, 116 pm).

**20.** Sono tutti con 18 elettroni, isoelettronici con l'argon. Ordine: $Ca^{2+} < K^+ < Cl^- < S^{2-}$ (Z = 20, 19, 17, 16; raggi 100, 138, 181, 184 pm).

**21.** $Mg^{2+}$: $1s^2\,2s^2\,2p^6$ = [Ne]; $Se^{2-}$: [Ar] $3d^{10}\,4s^2\,4p^6$ = [Kr]; $Al^{3+}$: [Ne]; $Rb^+$: [Ar] $3d^{10}\,4s^2\,4p^6$ = [Kr].

**22.** $n$ = 4,60 g / 22,99 g/mol = 0,200 mol; $E$ = 0,200 mol × 495,8 kJ/mol = 99,2 kJ.

**23.** a) $E = 418{,}8 \times 10^3$ J/mol / $6{,}022 \times 10^{23}$ $mol^{-1}$ = $6{,}954 \times 10^{-19}$ J; in eV: $6{,}954 \times 10^{-19}$ / $1{,}602 \times 10^{-19}$ = 4,341 eV. b) $\lambda = hc/E = (6{,}626 \times 10^{-34} \times 2{,}998 \times 10^8) / 6{,}954 \times 10^{-19} = 2{,}856 \times 10^{-7}$ m ≈ 286 nm: ultravioletto. Un fotone di lunghezza d'onda maggiore non ha energia sufficiente.

**24.** $n$ = 7,09 g / 35,45 g/mol = 0,200 mol; $E$ = 0,200 mol × 349 kJ/mol = 69,8 kJ liberati.

**25.** ΔEN (con H 2,20): H–F 3,98 − 2,20 = 1,78; H–Cl 0,96; H–Br 0,76; H–I 0,46. Dal più polare: H–F > H–Cl > H–Br > H–I. Scendendo nel gruppo l'elettronegatività dell'alogeno diminuisce (atomi più grandi, elet-

troni di legame più lontani dal nucleo), quindi la differenza con l'idrogeno si riduce.

**26.** a) Massimi: i gas nobili (He, Ne, Ar, Kr); minimi: i metalli alcalini (Li, Na, K). b) 2372 / 520 ≈ 4,56: circa 4,6 volte. c) Nell'elio l'elettrone viene tolto dall'orbitale 1s, vicinissimo al nucleo, con il livello completo; nel litio dall'orbitale 2s, più esterno e schermato dai due elettroni 1s (carica efficace ≈ +1).

**27.** a) Scendendo nel gruppo la temperatura di fusione diminuisce (da 180,5 °C a 28,4 °C) e così l'energia di ionizzazione (da 520,2 a 375,7 kJ/mol). b) Ci si aspetta una temperatura di fusione minore di 28 °C, seguendo l'andamento del gruppo. (Il francio è così radioattivo che non se ne è mai ottenuta una quantità sufficiente a misurarla.)

**28.** a) Raggio: (116 + 140)/2 = 128 pm; energia di ionizzazione: (786,5 + 708,6)/2 = 747,6 kJ/mol (747,55). b) Raggio: (128 − 121)/121 × 100 = +5,8 %; energia: (747,6 − 762,2)/762,2 × 100 = −1,9 %. c) La stima dell'energia di ionizzazione è migliore; le proprietà non variano in modo perfettamente lineare lungo il gruppo, perché fra silicio e germanio si inseriscono i dieci elementi del blocco d.

**29.** a) Fluoro e cloro. b) Il cloro (349 kJ/mol). Il fluoro è così piccolo che l'elettrone in più entra in un livello 2p affollato e subisce forti repulsioni. c) Diminuisce da F (3,98) a I (2,66): scendendo, gli atomi sono più grandi e gli elettroni di legame più lontani dal nucleo.

**30.** Traccia. Variabile indipendente: il metallo (Mg o Ca). Variabile dipendente: la velocità della reazione, osservata dal numero di bollicine in un tempo fissato e dal tempo necessario perché la fenolftaleina diventi rosa. Costanti: volume e temperatura dell'acqua, quantità e forma (superficie) dei metalli, numero di gocce di indicatore, superficie del magnesio pulita con carta vetrata. Controllo: una provetta con acqua e indicatore senza metallo (resta incolore). Prodotto: idrogeno (bollicine) e idrossido, riconosciuto dalla fenolftaleina. Sicurezza: occhiali, guanti, pinzette, piccole quantità, niente fiamme (idrogeno infiammabile), smaltimento indicato dall'insegnante.

**31.** Traccia. K e Na sono nel gruppo 1: il potassio ha l'elettrone di valenza nel livello 4, più lontano dal nucleo, con $Z_{\text{eff}}$ simile (≈ +1); raggio maggiore (196 contro 155 pm), energia di ionizzazione minore (419 contro 496 kJ/mol): cede l'elettrone più facilmente. Na e Mg sono nel periodo 3: il magnesio ha $Z_{\text{eff}} \approx +2$ e deve cedere due elettroni; raggio minore (139 pm) ed energia di prima ionizzazione maggiore (738 kJ/mol). La reattività dei metalli è legata alla facilità con cui cedono elettroni.

**32.** Traccia. Per massa il tellurio (127,6) verrebbe dopo lo iodio (126,9), ma per proprietà lo iodio somiglia a cloro e bromo e il tellurio a zolfo e selenio. Moseley dimostrò con i raggi X che ogni elemento ha un numero intero, il numero atomico (i protoni del nucleo), che cresce di uno da un elemento al successivo: Te ha Z = 52, I ha Z = 53, e l'ordine per Z coincide con quello delle proprietà. Poiché la serie dei numeri atomici è fatta di interi consecutivi, ogni numero mancante corrisponde a un elemento ancora sconosciuto: fra Al (13) e Au (79) mancavano i numeri 43, 61, 72 e 75 (Moseley ne individuò tre: il 72 gli sfuggì perché la scoperta di quell'elemento era stata annunciata per errore).