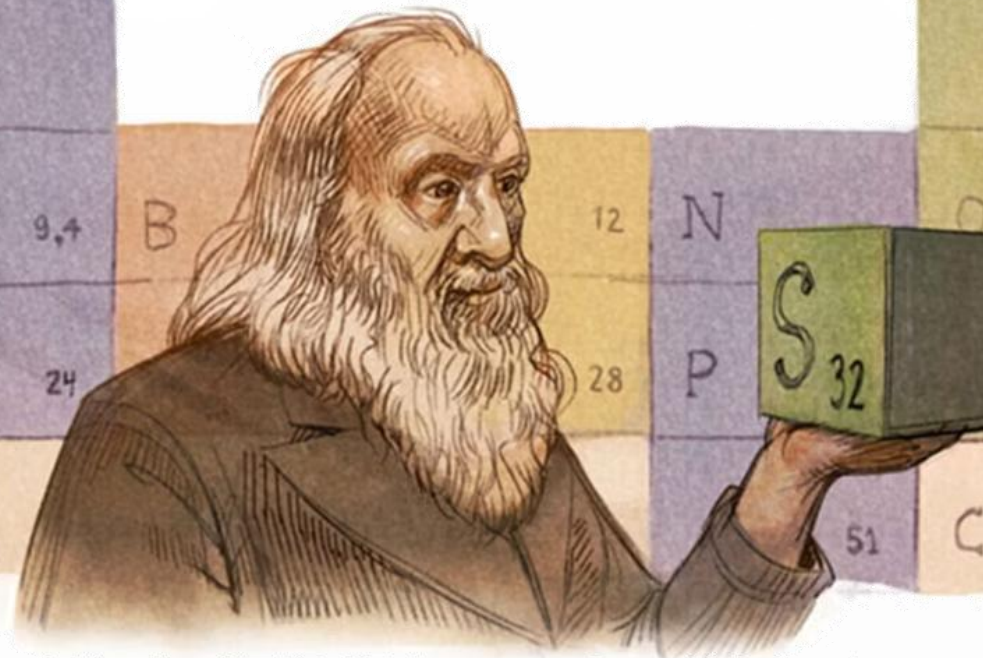


LA TAVOLA PERIODICA



The illustration shows Dmitri Mendeleev, a Russian chemist, holding a green block of sulfur (S) with the atomic number 32. He is standing in front of his periodic table, which is organized into seven groups (I to VII) and four periods (1 to 4). The elements are color-coded: Group I (purple), Group II (blue), Group III (orange), Group IV (yellow), Group V (purple), Group VI (green), and Group VII (red). The elements shown are: H (1), Li (7), Na (23), K (39), Be (9,4), Mg (24), Ca (39), B (12), N (14), P (31), S (32), O (16), F (19), Cl (35), and Mn (55).

	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 1						
2	Li 7	Be 9,4	B 12		N 14	O 16	F 19
3	Na 23	Mg 24			P 31	S 32	Cl 35
4	K 39	Ca 39			Cr 52		Mn 55

Struttura della Tavola Periodica

La tavola periodica (o *sistema periodico degli elementi*) non è una semplice lista di elementi: è la **mappa dell'intera chimica** e la manifestazione evidente dell'**ordine intrinseco della natura**.

Comprenderne la struttura significa poter **prevedere le proprietà degli elementi e dei loro composti**, correlandole alla struttura atomica.

1869 — Mendeleev

Ordina ~ 60 elementi per **massa atomica crescente**. Intuisce la periodicità e lascia spazi vuoti per elementi non ancora scoperti, prevedendone proprietà con precisione.

~1913 — Moseley

Dimostra con raggi X che la periodicità dipende dalla **carica nucleare Z** , non dalla massa. Risolve alcune anomalie della tavola di Mendeleev.

Tavola moderna

Elementi ordinati per **numero atomico Z crescente**. L'organizzazione segue l'ordine di riempimento degli orbitali e la configurazione elettronica.

CLASSIFICAZIONE

118 elementi ordinati
per **Z** crescente

STRUTTURA ATOMICA

Ogni posizione riflette la
configurazione elettronica

PREVISIONE

Proprietà chimiche deducibili dalla
posizione nella tavola

Gruppi e Periodi

7 PERIODI

File orizzontali

Ogni periodo raggruppa elementi con la **medesima configurazione elettronica interna**. Un nuovo periodo inizia quando un elettrone occupa l'orbitale s di un nuovo livello energetico principale n.

- Il numero del periodo = livello energetico n in riempimento
- 1° periodo: solo H ed He (livello $n=1 \rightarrow \max 2 e^-$)
- Periodi più lunghi per i livelli con più sottolivelli disponibili

18 GRUPPI

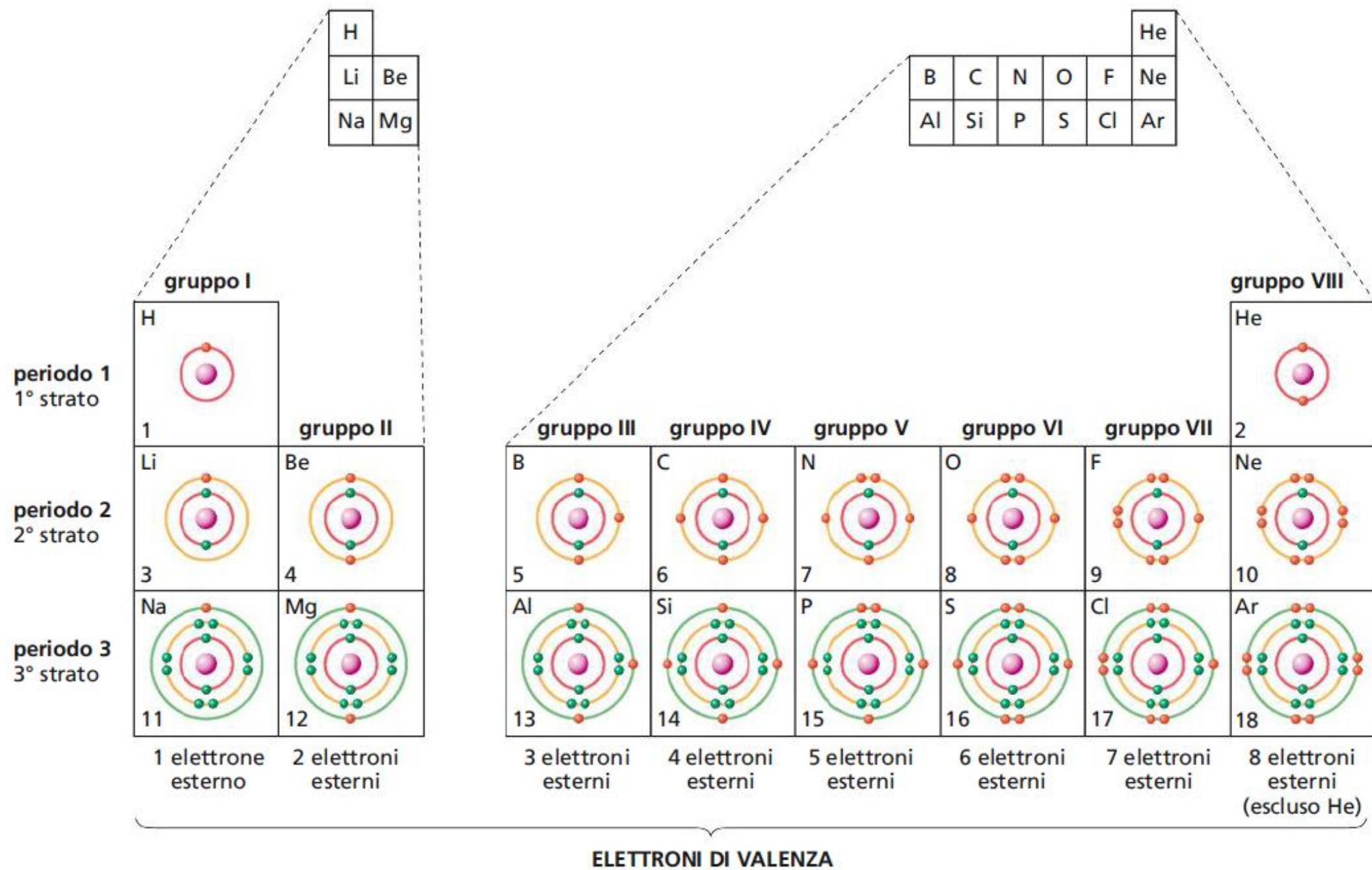
Colonne verticali

Ogni gruppo raccoglie elementi con la **stessa configurazione elettronica esterna**, quindi con comportamenti chimici analoghi $\rightarrow$ *famiglie chimiche*.

- Stessa reattività e valenza all'interno del gruppo
- Andamento regolare delle proprietà fisiche lungo il gruppo
- Lantanidi e attinidi: 2 file separate (6° e 7° periodo)

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

The image shows a standard periodic table of elements. At the top, the word "GRUPPI" is written in blue. Below it, blue arrows point down to the group numbers (1, 2, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18). On the right side, the word "PERIODI" is written in red. To its left, red arrows point left to the period numbers (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7). The periodic table includes all elements from Hydrogen (1) to Oganesson (118), plus the lanthanide and actinide series at the bottom.



Blocchi

La tavola è suddivisa in **quattro blocchi** in base all'ultimo sottolivello orbitale occupato dagli elettroni più esterni. Ogni blocco ha caratteristiche chimiche distintive.

The diagram illustrates the periodic table with orbitals filled in order of increasing energy. The vertical axis is labeled 'periodi' (periods) and ranges from 1 to 7. The horizontal axis represents the sequence of orbitals filled in each period.

Legend:

- blocco *s* (red)
- blocco *d* (orange)
- blocco *p* (green)
- blocco *f* (blue)

Orbitals shown:

- Period 1: 1 *s*
- Period 2: 2 *s*, 2 *p*
- Period 3: 3 *s*, 3 *p*
- Period 4: 4 *s*, 3 *d*, 4 *p*
- Period 5: 5 *s*, 4 *d*, 5 *p*
- Period 6: 6 *s*, 5 *d*, 6 *p*
- Period 7: 7 *s*, 6 *d*
- Period 7 (continued): 4 *f*, 5 *f*

PERIODI	1	1											18						
		I											VIII						
	1	idrogeno 1 H	2											2 elio He					
	2	litio 3 Li	berillio 4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
	3	sodio 11 Na	magnesio 12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
	4	potassio 19 K	calcio 20 Ca	scandio 21 Sc	titanio 22 Ti	vanadio 23 V	cromo 24 Cr	manganese 25 Mn	ferro 26 Fe	cobalto 27 Co	nichel 28 Ni	rame 29 Cu	zinco 30 Zn	gallio 31 Ga	germanio 32 Ge	arsenico 33 As	selenio 34 Se	bromo 35 Br	kriptone 36 Kr
	5	rubidio 37 Rb	stronzio 38 Sr	39 Y	zirconio 40 Zr	niobio 41 Nb	molibdeno 42 Mo	tecnezio 43 Tc	rutenio 44 Ru	rodio 45 Rh	palladio 46 Pd	argento 47 Ag	cadmio 48 Cd	indio 49 In	stagno 50 Sn	antimonio 51 Sb	tellurio 52 Te	iodio 53 I	xenone 54 Xe
	6	cesio 55 Cs	bario 56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
	7	francio 87 Fr	radio 88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
				</															

Piccola esercitazione

Individuare gli elettroni di valenza dei seguenti elementi

1 Sodio

2 Magnesio

3 Ossigeno

4 Cloro

5 Carbonio

6 Neon

7 Boro

8 Bario

9 Potassio

10 Zolfo

11 Polonio

12 Elio

1 **Sodio**

Il sodio appartiene al gruppo I (1) (metalli alcalini) → 1 e⁻ di valenza.

2 **Magnesio**

Il magnesio appartiene al gruppo II (2) (metalli alcalino-terrosi) → 2 e⁻ di valenza.

3 **Ossigeno**

L'ossigeno si trova nel gruppo VI (16) → 6 e⁻ di valenza.

4 **Cloro**

Il cloro appartiene al gruppo VII (17) (alogeni) → 1 e⁻ di valenza.

5

Carbonio

Il carbonio appartiene al gruppo IV (14) $\rightarrow$ 4 e⁻ di valenza.

6

Neon

Il neon appartiene al gruppo VIII (18) (gas nobili) $\rightarrow$ 8 e⁻ di valenza

7

Boro

Il boro si trova nel gruppo III (13) $\rightarrow$ 3 e⁻ di valenza.

8

Bario

Il bario appartiene al gruppo II (2) (metalli alcalino-terrosi) come il Magnesio $\rightarrow$ 2 e⁻ di valenza.

9 Potassio

Il potassio appartiene al gruppo I (1) (metalli alcalini), come il sodio $\rightarrow$ 1 e⁻ di valenza.

10 Zolfo

Lo zolfo si trova nel gruppo VI (16), come l'ossigeno $\rightarrow$ 6 e⁻ di valenza.

11 Polonio

Il Polonio si trova nel gruppo VI (16), come lo zolfo e l'ossigeno $\rightarrow$ 6 e⁻ di valenza.

12 Elio

L'elio pur appartenendo al gruppo VIII (18) (gas nobili), ha configurazione elettronica $1s^2$. Il suo unico livello energetico ($n = 1$) è completo con 2 elettroni $\rightarrow$ 2 e⁻ di valenza.

Blocchi

La tavola è suddivisa in **quattro blocchi** in base all'ultimo sottolivello orbitale occupato dagli elettroni più esterni. Ogni blocco ha caratteristiche chimiche distintive.

BLOCCO s

Gruppi 1-2

max 2 e⁻ nell'orbitale più esterno → guscio s

BLOCCO p

Gruppi 13-18

max 6 e⁻ nell'orbitale più esterno → guscio p

BLOCCO d

Gruppi 3-12

max 10 e⁻ nell'orbitale più esterno → guscio d

BLOCCO f

Lantanidi e Attinidi

max 10 e⁻ nell'orbitale più esterno → guscio f

 **Attenzione:** l'He è nel blocco s ma si trova nel gruppo 18.

Le Famiglie Chimiche

chimiche

The diagram illustrates the periodic table with various chemical groups and their properties, color-coded by groups:

- metalli alcalini** (Alkali metals): IA
- metalli alcalino-terrosi** (Alkaline earth metals): IIA
- metalli di transizione** (Transition metals): IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB, IB, IIB
- metalli terrosi** (Post-transition metals): IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA
- gruppo del carbonio** (Carbon group): IVA
- gruppo dell'azoto** (Nitrogen group): VA
- gruppo dell'ossigeno (calcogeni)** (Oxygen group / Chalcogens): VIA
- alogeni** (Halogens): VIIA
- gas rari o gas nobili** (Noble gases): VIIIA
- terre rare o lantanidi** (Rare earth elements / Lanthanides): f-block
- attinidi** (Actinides): f-block

Le Famiglie Chimiche

Gli **elettroni di valenza** (elettroni dell'ultimo livello energetico) determinano interamente la reattività di un elemento e la sua capacità di formare legami chimici.

Gruppo 1 (IA)

Metalli Alcalini

Configurazione esterna: $ns^1 \rightarrow$ 1 solo elettrone di valenza

- Solidi teneri, basso punto di fusione
- Conservati sotto etere di petrolio (reagiscono con O_2)
- Reazione violenta con $H_2O \rightarrow$ libera H_2 (reattività $\uparrow$ scendendo)
- Formano facilmente ioni **1+**

Gruppo 2 (IIA)

Metalli Alcalino-Terrosi

Configurazione esterna: $ns^2 \rightarrow$ 2 elettroni di valenza

- Molto reattivi, si trovano in natura come composti
- Reagiscono con H_2O , meno dei metalli alcalini
- Formano ioni **2+**
- Ca^{2+} e Mg^{2+} : fondamentali per la formazione delle ossa
- Presenti in carbonati e fosfati

 **Attenzione:** l'idrogeno è nel gruppo 1 ma NON è un metallo alcalino.

Gruppo 13 (IIIA)

Metalli Terrosi

Configurazione: s^2p^1 (3 e⁻ di valenza)

- Eccezione: Boro è un semimetallo.
- L'**Alluminio** è il 3° elemento più abbondante nella crosta terrestre: leggerissimo, resistente, indispensabile nell'industria aeronautica e alimentare.

Gruppo 14 (IVA)

Carbonio e affini

Configurazione: s^2p^2 (4 e⁻ di valenza)

- Il **Carbonio** è il fondamento della chimica organica e della vita (grafite, diamante, catene carboniose).
- Il **Silicio** è il 2° elemento per abbondanza sulla Terra: semiconduttore usato nei microcircuiti.
- Il **Germanio**, anch'esso semiconduttore, è molto più raro.

Gruppo 15 (VA)

Configurazione: s^2p^3 (5 e⁻ di valenza)

- L'**Azoto** (N₂, biatomico) è componente delle proteine; forma ammoniaca e ossidi inquinanti.
- Il **Fosforo** è presente negli acidi nucleici (DNA e RNA) come fosfato. Entrambi sono essenziali per la vita.

Gruppo 16 (VIA)

Calcogeni

Configurazione: s^2p^4 (6 e⁻ di valenza)

- L'**Ossigeno** (O₂ in atmosfera, O₃ ozono in quota) è il comburente delle combustioni, prodotto dalla fotosintesi.
- Lo **Zolfo**, solido elementare vicino ai vulcani, è componente delle proteine.

Gruppo 17 (VIIA)

Alogeni

Configurazione: s^2p^5 (7 e⁻ di valenza)

Fortemente elettronegativi e reattivi → ioni 1⁻.

- Il **Fluoro** è il più elettronegativo di tutti (scala Pauling: 4,0).
- Il **Cloro** (Cl₂) è usato nella potabilizzazione dell'acqua.
- Lo **Iodio** è essenziale per gli ormoni tiroidei.

Gruppo 18 (VIIIA)

Gas Nobili

Configurazione: ns^2np^6 (8 e⁻ di valenza)

Orbitali saturi → Massima stabilità chimica → → inerti.

- L'**Elio** si usa come refrigerante e in diagnostica.
- **Neon e Argon** per lampade.
- **Criptone** per laser.
- **Xenon** per fari auto.

Blocco d

Metalli di Transizione (Gruppi 3–12)

Diverso riempimento del sottolivello **(n-1)d**.

- Proprietà fisiche molto simili tra loro
- Minore reattività in acqua rispetto a gruppi 1 e 2
- Metalli strutturali: **Fe, Cu**
- Metalli preziosi: **Au, Ag, Pt**
- Nuove tecnologie: **Ti**
- Spesso presenti come **leghe** (miscugli di metalli)

Blocco f

Metalli di Transizione Interna

Riempimento del sottolivello **(n-2)f**.

- **Lantanidi** (Z=58–71) + Sc e Y = *Terre Rare*. Il nome non indica scarsità ma difficoltà di estrazione. Uso crescente in dispositivi hi-tech (smartphone, magneti)
- **Attinidi** (Z=90–103): tutti radioattivi. Importanti in fisica nucleare (U, Pu)

Metalli, Non Metalli e Semimetalli

La posizione di un elemento nella tavola ne riflette il **carattere fisico e chimico dominante**. Questa distinzione è fondamentale per prevedere il tipo di legame che un elemento formerà.

METALLI

Posizione: sinistra e centro della tavola.

- Bassa energia di ionizzazione ed elettronegatività
- Tendono a **cedere elettroni**
- Lucentezza, alta conducibilità, duttilità, malleabilità

NON METALLI

Posizione: in alto a destra della tavola.

- Alti potenziali di ionizzazione ed elettronegatività
- Tendono ad **acquistare elettroni**
- Fragili, opachi, cattivi conduttori

SEMIMETALLI

Posizione: lungo la linea spezzata (da B a Te).

- Proprietà intermedie tra metalli e non metalli
- Silicio e germanio: **semiconduttori**
- Fondamentali per l'elettronica moderna

[illegible]

Ricapitolando

Quattro punti fondamentali che sintetizzano l'intera struttura della tavola periodica moderna.

1 Ordinamento per Z crescente

Gli elementi sono disposti in ordine crescente di numero atomico Z (numero di protoni nel nucleo).

2 7 Periodi (= livello energetico n)

7 file orizzontali (periodi). Lantanidi e attinidi sono separati graficamente ma appartengono al 6° e 7° periodo.

Ogni periodo corrisponde al riempimento di un livello energetico con numero quantico principale n crescente.

3 18 Gruppi (=Famiglie chimiche)

18 colonne verticali (gruppi). Ogni gruppo raccoglie elementi con la stessa configurazione elettronica esterna → comportamenti chimici analoghi (reattività, valenza, proprietà fisiche).

4 Quattro Blocchi: s, p, d, f

Ogni blocco corrisponde all'ultimo sottolivello orbitale in riempimento: s (2 gruppi), p (6 gruppi), d (10 gruppi), f (14 elementi).

Le proprietà periodiche

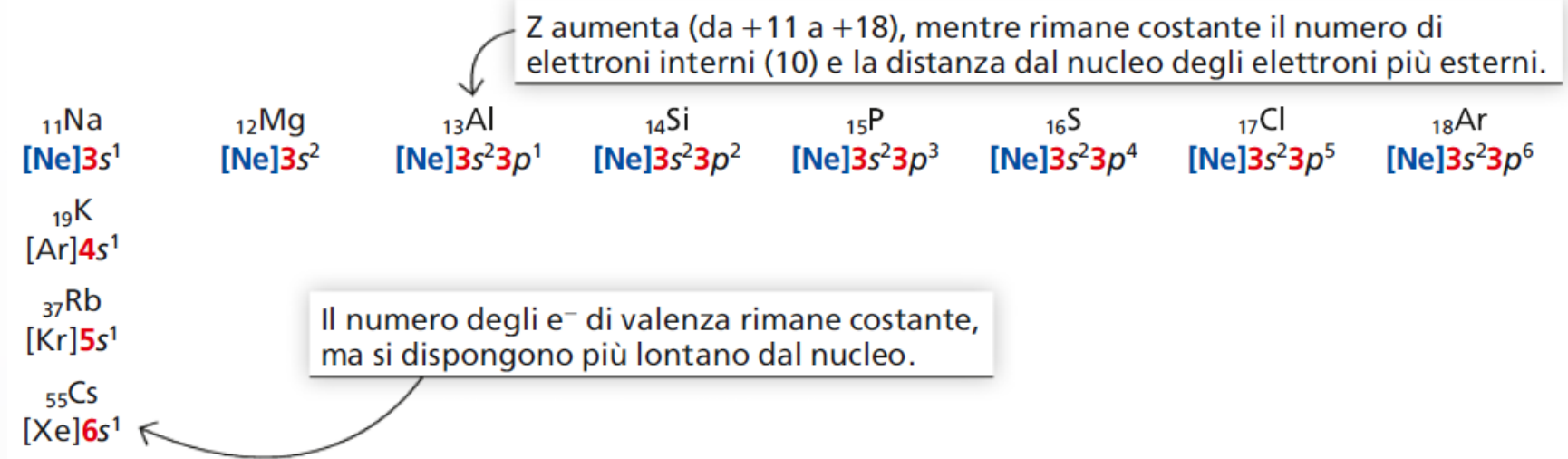
Le proprietà chimiche variano in modo **regolare** lungo il sistema periodico, ovvero presentano un

ANDAMENTO PERIODICO

→ sono simili per elementi di uno stesso gruppo e variano progressivamente spostandosi lungo un periodo.

Le proprietà chimiche degli elementi non dipendono dal numero totale degli elettroni, ma dalla **carica nucleare effettiva (Z)** e dalla **configurazione elettronica esterna** degli atomi.

Questo spiega perché elementi con Z molto diverso (es. Li e Na) abbiano comportamento chimico quasi identico: stessa configurazione esterna (ns^1), stessa famiglia.



Proprietà periodiche principali

- **RAGGIO ATOMICO**
- **ENERGIA DI IONIZZAZIONE**
- **AFFINITÀ ELETTRONICA**
- **ELETTRONEGATIVITÀ**

LEGGE DI COULOMB

The diagram shows the equation $F = K \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{d^2}$ with blue circles around each variable and arrows pointing to their respective labels. The labels are: 'Forza (N)' for F , 'costante che dipende dal mezzo che si interpone tra le cariche (nel vuoto $K_0 = 8,988 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$)' for K , 'quantità di carica (C)' for Q_1 and Q_2 , and 'distanza (m)' for d^2 .

$$F = K \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{d^2}$$

Forza (N)

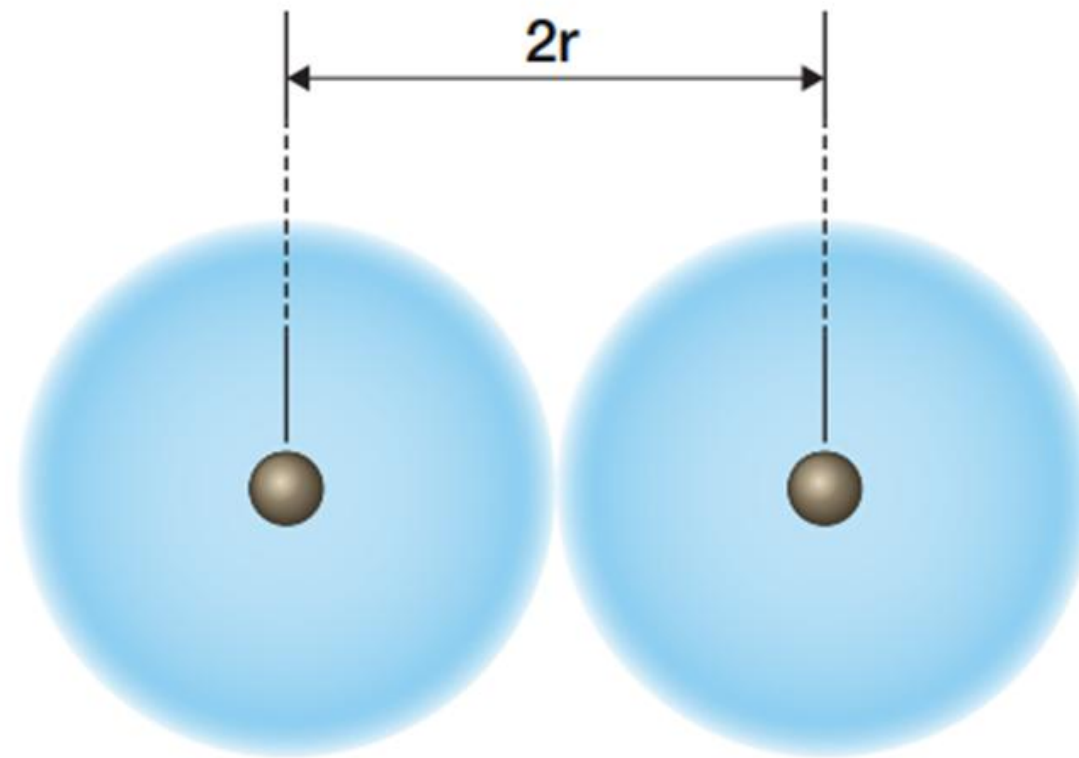
costante che dipende dal mezzo che si interpone tra le cariche
(nel vuoto $K_0 = 8,988 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$)

quantità di carica (C)

distanza (m)

Raggio Atomico

Il **RAGGIO ATOMICO** equivale alla metà della distanza minima tra il nucleo dell'atomo considerato e il nucleo di un atomo identico adiacente (misurato in cristalli o molecole biatomiche).



Raggio Atomico

Il **RAGGIO ATOMICO** equivale alla metà della distanza minima tra il nucleo dell'atomo considerato e il nucleo di un atomo identico adiacente (misurato in cristalli o molecole biatomiche).

↓ Diminuisce lungo un periodo (→)

Z aumenta → la carica nucleare attira più efficacemente gli elettroni verso il nucleo, comprimendo il guscio esterno.

↑ Aumenta lungo un gruppo (↓)

Si aggiungono nuovi gusci elettronici a ogni periodo → il raggio cresce per l'effetto schermante degli elettroni interni.

Esempi nel periodo

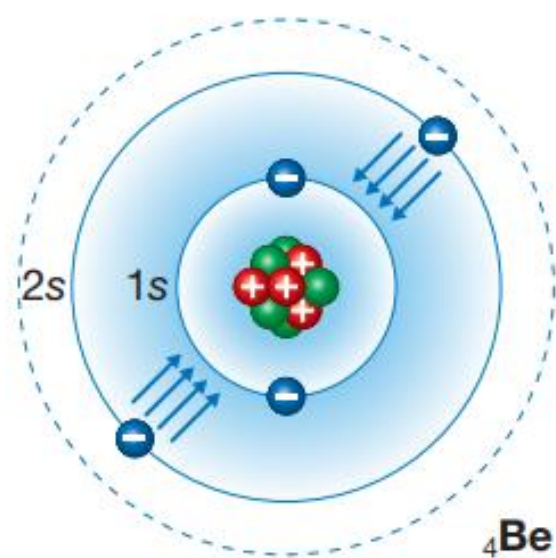
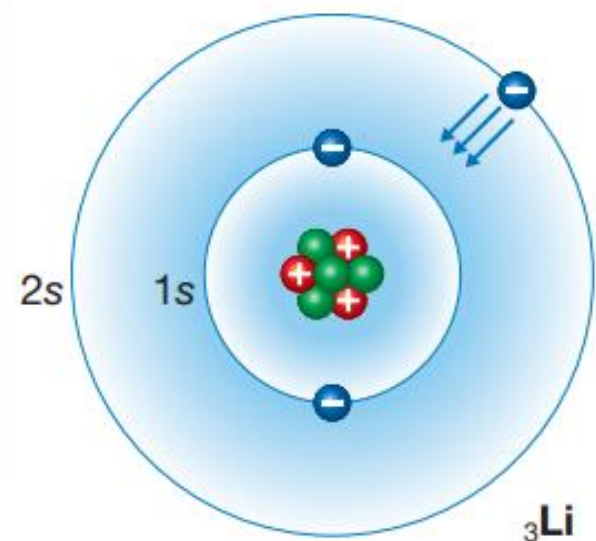
Nel 3° periodo: Na → Mg → Al → Si → P → S → Cl → Ar

Il raggio **diminuisce** progressivamente perché Z aumenta da 11 a 18 mantenendo lo stesso guscio esterno (n=3).

Esempio nel gruppo

Gruppo 1: Li (152 pm) → Na (186 pm) → K (227 pm)

Il raggio **aumenta** per l'aggiunta di livelli energetici.



Il raggio atomico diminuisce

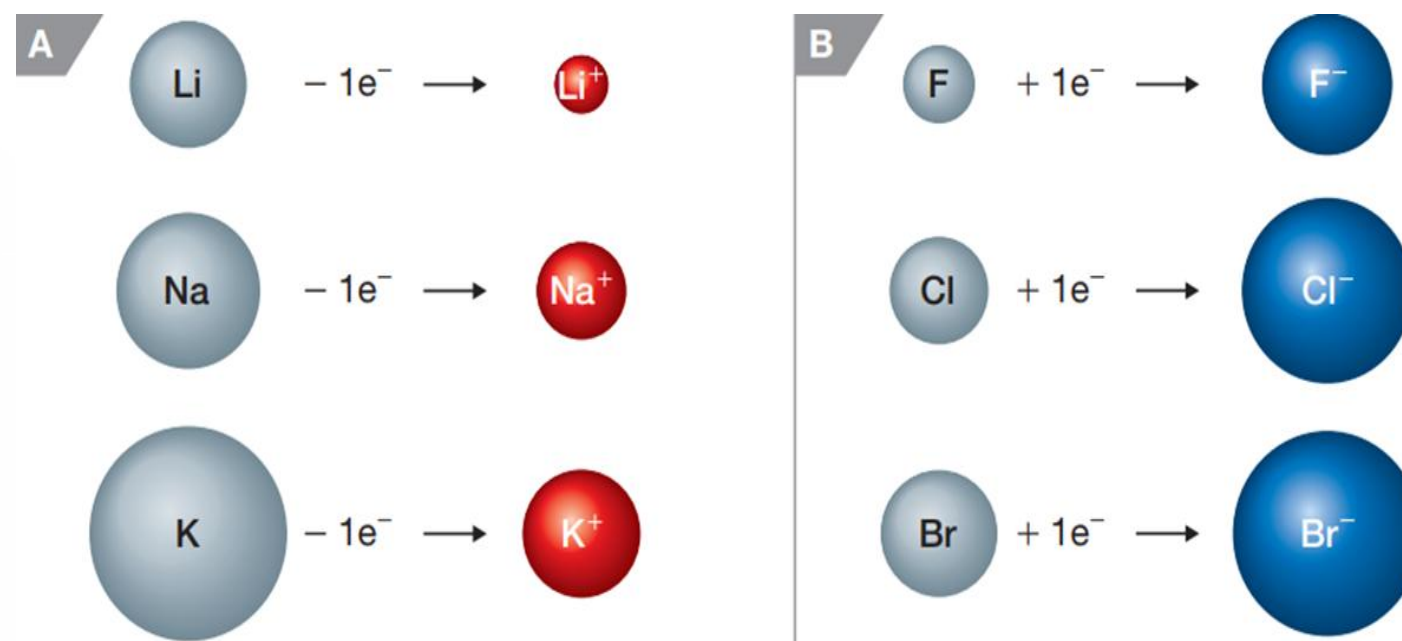
Il raggio atomico aumenta

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H 37							He 31
Li 152	Be 111	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71
Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
K 227	Ca 197	Ga 143	Ge 118	As 110	Se 103	Br 100	Kr 98
Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 141

Raggio Atomico $\neq$ Raggio Ionico

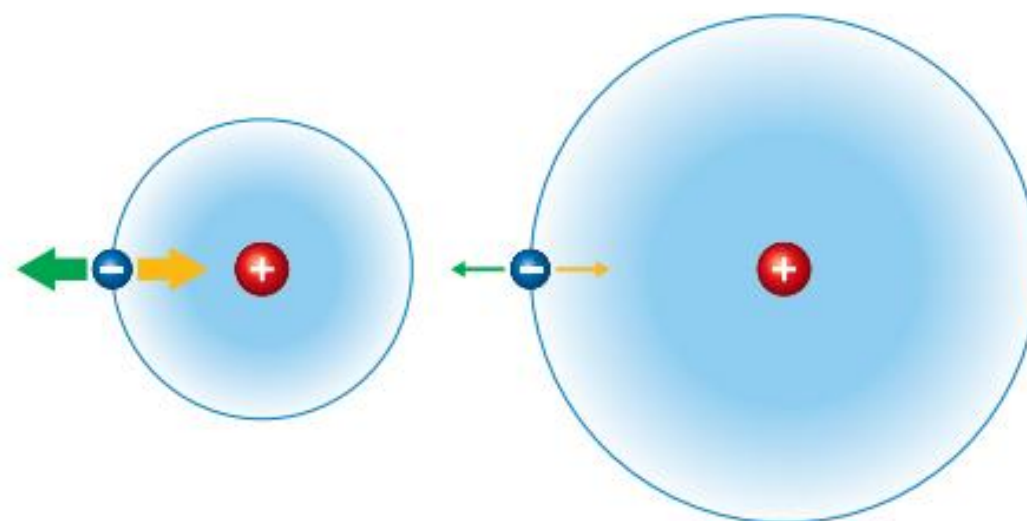
Un **catione** ha un raggio atomico inferiore rispetto all'atomo neutro corrispondente.

Un **anione** ha un raggio atomico maggiore rispetto all'atomo neutro corrispondente.



Energia di Ionizzazione

L'**ENERGIA DI IONIZZAZIONE (EI)** è l'energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo neutro allo stato gassoso, portandolo a distanza infinita:



Un elettrone più lontano dal nucleo è attratto con una forza inferiore (freccia gialla) e può quindi essere strappato.

Energia di Ionizzazione

L'**ENERGIA DI IONIZZAZIONE (EI)** è l'energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo neutro allo stato gassoso, portandolo a distanza infinita:



È sempre un processo **endotermico** (richiede energia). Si distingue la prima (EI_1), seconda (EI_2), ecc.

↑ Aumenta lungo il periodo (→)

Z aumenta → la forza attrattiva sul guscio esterno è maggiore
→ è più difficile rimuovere un elettrone.

↓ Diminuisce lungo il gruppo (↓)

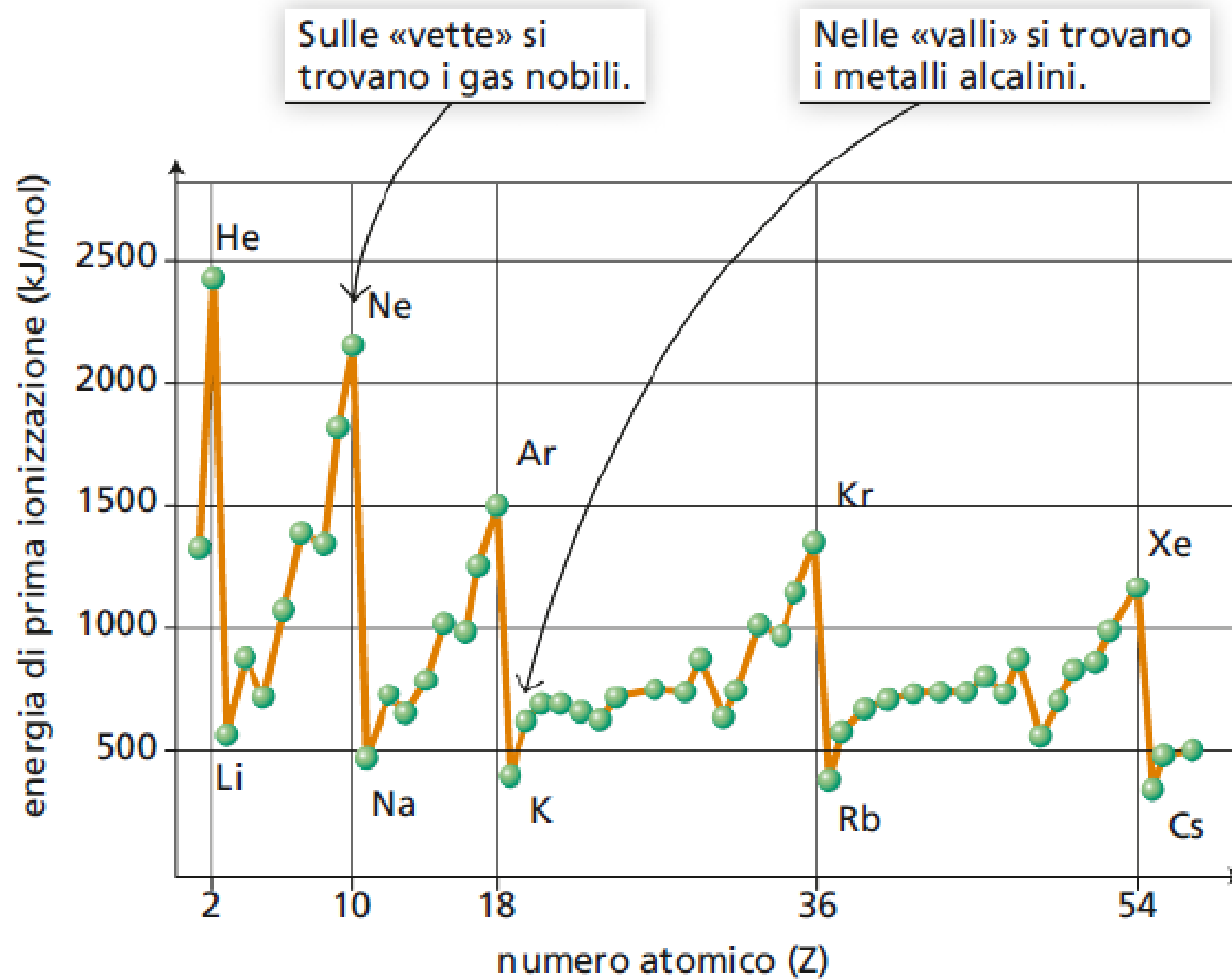
Il raggio aumenta → l'elettrone esterno è più lontano dal nucleo
→ è attratto con forza minore → più facile da rimuovere.

Valori notevoli

He: 2372 kJ/mol (massimo assoluto)

Li: 520 kJ/mol (molto bassa → cede facilmente e^{-})

F: 1681 kJ/mol (alta, conferma forte attrazione nucleare)



Affinità Elettronica

L'**AFFINITÀ ELETTRONICA (AE)** è l'energia **liberata o assorbita** quando un atomo neutro allo stato gassoso **acquista un elettrone**:



Un valore di AE molto negativo indica alta tendenza ad acquistare elettroni (processo esotermico)

↑ **Aumenta lungo il periodo (→)**

Z aumenta → la forza attrattiva sul guscio esterno è maggiore

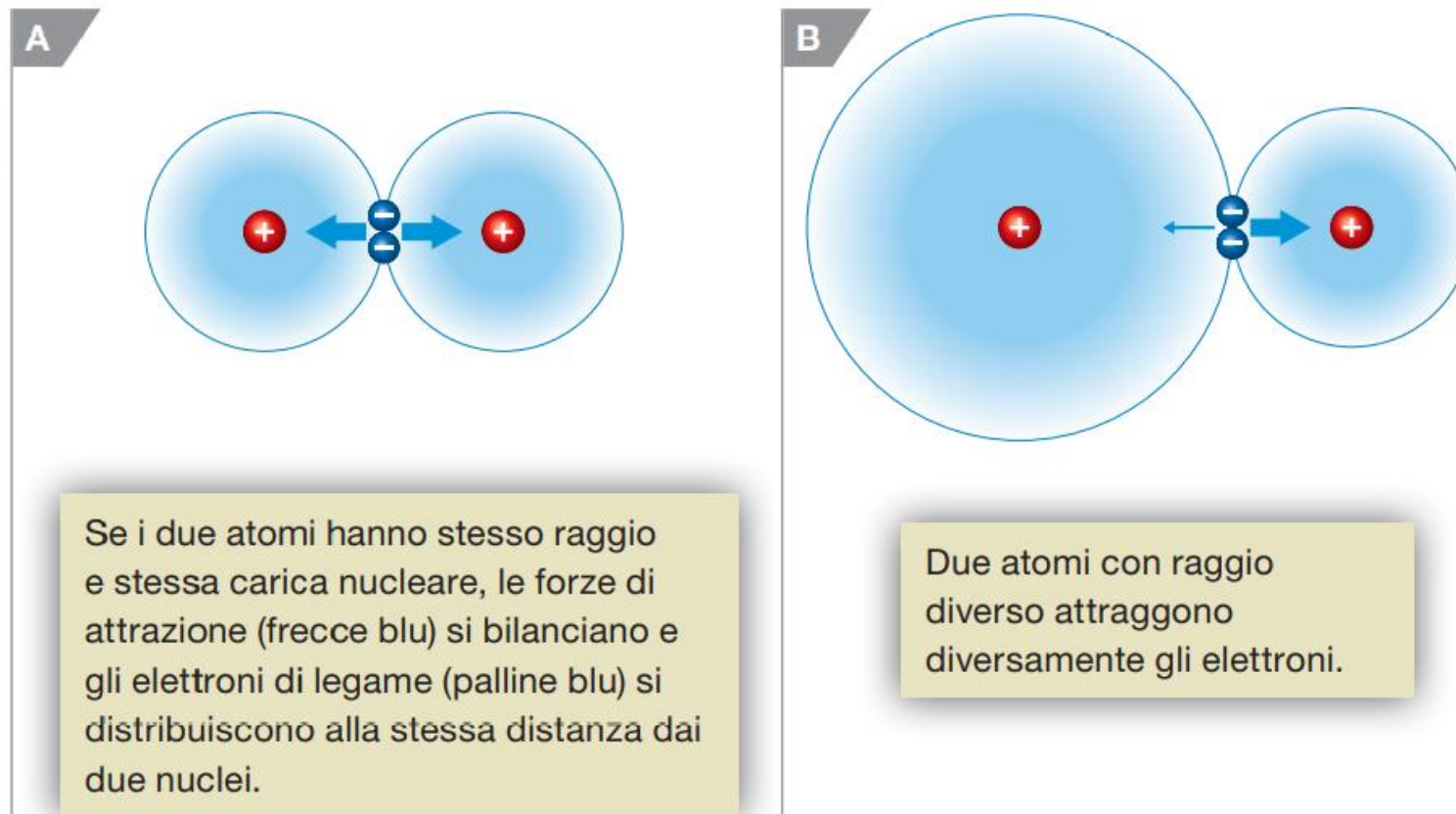
↓ **Diminuisce lungo il gruppo (↓)**

Il raggio aumenta → l'elettrone esterno è più lontano dal nucleo
→ è attratto con forza minore.

- **Alogeni:** valori massimi di AE (tendono a formare anioni 1^{-})
- **Gas nobili:** AE quasi nulla (orbitali già saturi)

Elettronegatività

L'ELETTRONEGATIVITÀ (χ) misura la **tendenza di un atomo ad attrarre verso di sé gli elettroni di legame** quando interagisce con un altro atomo. Non è una proprietà dell'atomo isolato, ma del legame.



Elettronegatività

L'ELETTRONEGATIVITÀ (χ) misura la **tendenza di un atomo ad attrarre verso di sé gli elettroni di legame** quando interagisce con un altro atomo. Non è una proprietà dell'atomo isolato, ma del legame.

↑ Aumenta lungo il periodo (→)

Z aumenta → il raggio diminuisce → la distanza dagli elettroni dell'atomo a cui si lega è minore → la forza attrattiva è maggiore

↓ Diminuisce lungo il gruppo (↓)

Il raggio aumenta → gli elettroni sono più lontani dal nucleo
→ sono attratti con forza minore.

Scala di Pauling (adimensionale):

Valore minimo

Francio (Fr) = 0,7

Valore massimo

Fluoro (F) = 4,0

	I	crescente																VIII				
1	H 2,20	II															III	IV	V	VI	VII	He
2	Li 0,98	Be 1,57															B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne
3	Na 0,93	Mg 1,31															Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I 2,66	Xe				
6	Cs 0,79	Ba 0,89	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au 2,54	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
7	Fr 0,70	Ra 0,90																				

crescente

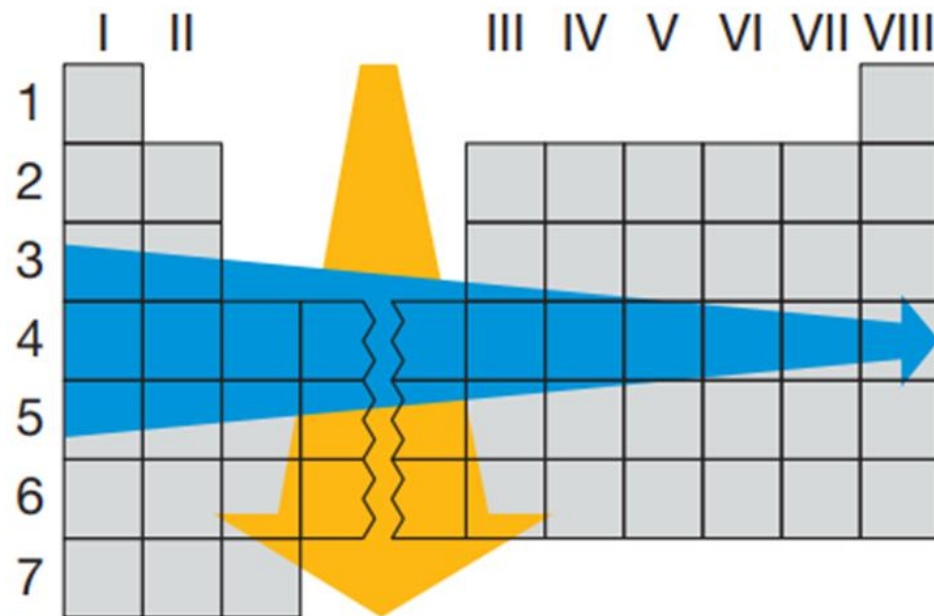
elettronegatività alta

elettronegatività media

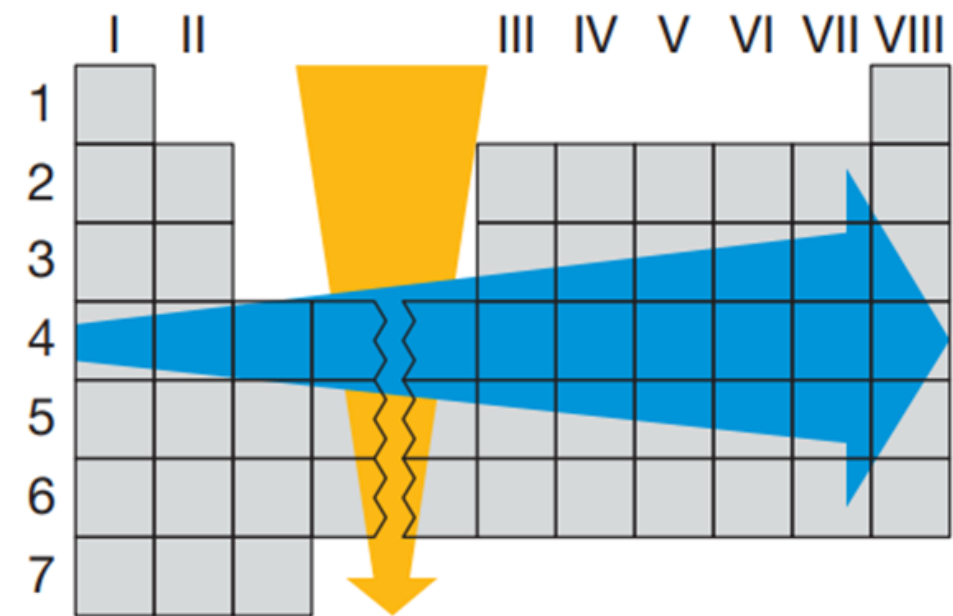
elettronegatività bassa

Andamento delle proprietà periodiche

Tutti gli andamenti si spiegano con la stessa causa: **l'interazione tra carica nucleare Z e distanza nucleo-elettrone**



RAGGIO ATOMICO



ENERGIA DI IONIZZAZIONE
AFFINITÀ ELETTRONICA
ELETTRONEGATIVITÀ

Concetti chiave per il TOLC

ARGOMENTO	CONCETTI CHIAVE
1. STRUTTURA GENERALE DELLA TAVOLA PERIODICA	- Le proprietà chimiche si ripetono periodicamente (legge periodica) → è la <i>conseguenza visiva</i> della struttura a orbitali degli atomi. - La tavola di Mendeleev → elementi ordinati per massa atomica - La tavola attuale (Moseley) → elementi ordinati per numero atomico Z crescente
2. GRUPPI E PERIODI	La tavola periodica è suddivisa in: Gruppi (<i>colonne</i>): comprendono elementi con lo stesso numero di elettroni di valenza → stessa configurazione esterna, proprietà simili. Periodi (<i>righe</i>): indicano il numero di livelli energetici occupati → stesso livello n, proprietà variano lungo la riga
3. BLOCCHI	La tavola periodica è suddivisa in blocchi: blocco s: comprende i gruppi 1 e 2 (più H e He) → <i>2 e⁻ di valenza</i> blocco p: comprende 6 gruppi (13-18) → <i>6 e⁻ di valenza</i> blocco d: comprende i metalli di transizione (10 gruppi) → <i>10 e⁻ di valenza</i> blocco f: comprende i lantanidi e gli attinidi → <i>14 e⁻ di valenza</i>

Concetti chiave per il TOLC

ARGOMENTO	CONCETTI CHIAVE
4. FAMIGLIE CHIMICHE	Gli elementi della stessa famiglia hanno proprietà chimiche simili. • gruppo 1: metalli alcalini • gruppo 2: metalli alcalino-terrosi • gruppo 17: alogeni • gruppo 18: gas nobili
5. METALLI, NON METALLI e SEMIMETALLI	La linea diagonale B → At separa le due classi principali. • Metalli = tendono a cedere e^- → ioni positive (cationi) • Non metalli = tendono ad acquistare e^- → ioni negative (anioni) • Semimetalli = hanno proprietà intermedie tra metalli e non metalli → semiconduttori (Si, Ge).
6. PROPRIETÀ PERIODICHE E LEGGE DI COULOMB	Tutte le proprietà periodiche si spiegano con la legge di Coulomb: $F \propto (Q_1 \times Q_2)/r^2 \rightarrow F \propto Z/r^2 \rightarrow$ l'attrazione tra nucleo ed elettroni aumenta all'aumentare della carica nucleare e diminuisce con la distanza → Carica nucleare e distanza dall'elettrone sono le variabili chiave.
7. RAGGIO ATOMICO E RAGGIO IONICO	• Il raggio atomico diminuisce da sinistra a destra (lungo il periodo) e aumenta dall'alto verso il basso (lungo il gruppo) Raggio ionico: • un catione è più piccolo dell'atomo neutro • un anione è più grande

Concetti chiave per il TOLC

ARGOMENTO	CONCETTI CHIAVE
8. ENERGIA DI IONIZZAZIONE	È l'energia necessaria per strappare un elettrone da un atomo isolato allo stato gassoso. Aumenta da sinistra a destra e diminuisce dall'alto verso il basso: • El massima → Gas Nobili (orbitali saturi) • El minima → Metalli alcalini (1 solo e⁻ di valenza)
9. AFFINITÀ ELETTRONICA	È l'energia liberata quando un atomo acquista un elettrone. Aumenta da sinistra a destra: • gli alogeni hanno valori elevati • i gas nobili sono poco inclini ad acquistare elettroni.
10. ELETTRONEGATIVITÀ	Misura la tendenza di un atomo ad attrarre gli elettroni di legame. Aumenta da sinistra a destra e diminuisce dall'alto verso il basso Andamento uguale a EI e AE: • Elettro negatività massima = F (4,0).
11. VISIONE D'INSIEME DELLE PROPRIETÀ PERIODICHE	Raggio va <i>contro corrente</i> rispetto alle altre proprietà. EI, AE, χ crescono tutte nella stessa direzione (↑ periodo, ↓ gruppo)

Quante ne so ?

1. Quale criterio viene utilizzato nella moderna tavola periodica per ordinare gli elementi?

- A) Massa atomica crescente
- B) Numero di neutroni crescente
- C) Numero atomico (Z) crescente
- D) Elettronegatività crescente
- E) Raggio atomico decrescente

2. Quale delle seguenti affermazioni sull'energia di ionizzazione è corretta?

- A) Aumenta scendendo lungo un gruppo
- B) Diminuisce lungo un periodo da sinistra a destra
- C) È massima per i gas nobili
- D) Non dipende dalla carica nucleare
- E) È identica per tutti gli elementi di uno stesso periodo

3. Gli elementi del gruppo 17 sono chiamati alogeni. Quale configurazione elettronica esterna li caratterizza?

- A) ns^2np^3
- B) ns^2np^6
- C) ns^2np^5
- D) ns^1
- E) ns^2np^4

Quante ne so ?

4. Il silicio (Si) appartiene al blocco:

- A) Blocco s
- B) Blocco d
- C) Blocco f
- D) Blocco p
- E) Nessuno dei blocchi precedenti

5. Quale delle seguenti proprietà diminuisce lungo un periodo (da sinistra a destra)?

- A) Energia di ionizzazione
- B) Elettronegatività
- C) Raggio atomico
- D) Affinità elettronica
- E) Numero atomico

6. Un elemento ha configurazione elettronica esterna ns^2np^1 . A quale gruppo appartiene?

- A) Gruppo 1
- B) Gruppo 2
- C) Gruppo 13
- D) Gruppo 15
- E) Gruppo 17

Soluzioni commentate

1. Quale criterio viene utilizzato nella moderna tavola periodica per ordinare gli elementi?

- A) Massa atomica crescente
- B) Numero di neutroni crescente
- C) Numero atomico (Z) crescente**
- D) Elettronegatività crescente
- E) Raggio atomico decrescente

2. Quale delle seguenti affermazioni sull'energia di ionizzazione è corretta?

- A) Aumenta scendendo lungo un gruppo
- B) Diminuisce lungo un periodo da sinistra a destra
- C) È massima per i gas nobili**
- D) Non dipende dalla carica nucleare
- E) È identica per tutti gli elementi di uno stesso periodo

3. Gli elementi del gruppo 17 sono chiamati alogeni. Quale configurazione elettronica esterna li caratterizza?

- A) ns^2np^3
- B) ns^2np^6
- C) ns^1
- D) ns^2np^5**
- E) ns^2np^4

La moderna tavola periodica ordina gli elementi per **numero atomico Z crescente** (numero di protoni). Mendeleev usava la massa atomica, ma Moseley dimostrò che è Z la grandezza fondamentale.

Trappola: confondere massa atomica con numero atomico.

I **gas nobili** hanno orbitali esterni saturi → massima stabilità → energia di ionizzazione massima. Lungo il periodo aumenta (più protoni attraggono più forte), lungo il gruppo diminuisce (elettroni più lontani dal nucleo).

Gli alogeni (gruppo 17) hanno configurazione **ns^2np^5** : mancano di un solo elettrone per completare l'ottetto, il che li rende altamente reattivi e con forte tendenza ad acquistare elettroni.

Soluzioni commentate

4. Il silicio (Si) appartiene al blocco:

- A) Blocco s
- B) Blocco d
- C) Blocco f
- D) Blocco p**
- E) Nessuno dei blocchi precedenti

5. Quale delle seguenti proprietà diminuisce lungo un periodo (da sinistra a destra)?

- A) Raggio atomico**
- b) Energia di ionizzazione
- C) Elettronegatività
- D) Affinità elettronica
- E) Numero atomico

6. Un elemento ha configurazione elettronica esterna ns^2np^1 . A quale gruppo appartiene?

- A) Gruppo 1
- B) Gruppo 2
- C) Gruppo 13**
- D) Gruppo 15
- E) Gruppo 17

Il silicio (Si, $Z=14$) ha configurazione $[\text{Ne}]3s^23p^2$: l'ultimo sottolivello occupato è **3p** → **blocco p**. È un semimetallo con proprietà di semiconduttore.

Il **raggio atomico diminuisce** lungo un periodo: Z aumenta, la carica nucleare attira più efficacemente gli elettroni verso il nucleo. Tutte le altre proprietà elencate (tranne il raggio) tendono ad aumentare lungo il periodo.

Configurazione ns^2np^1 → 3 elettroni di valenza → **Gruppo 13** (es. Boro, Alluminio). Il blocco p inizia al gruppo 13 (III A).

Quante ne so ?

7

L'elemento con configurazione elettronica $[\text{Ne}]3s^23p^5$ appartiene al:

- A) Gruppo 15, periodo 3, blocco p
- B) Gruppo 16, periodo 3, blocco p
- C) Gruppo 17, periodo 2, blocco p
- D) Gruppo 17, periodo 3, blocco p
- E) Gruppo 18, periodo 3, blocco p

8

In quale dei seguenti casi il raggio atomico è il maggiore?

- A) Na (Z=11)
- B) Cl (Z=17)
- C) K (Z=19)
- D) Mg (Z=12)
- E) Al (Z=13)

9

Quale elemento ha la più alta energia di ionizzazione tra i seguenti?

- A) Li
- B) Na
- C) K
- D) He
- E) Cs

Quante ne so ?

10

I metalli alcalino-terrosi tendono a formare ioni con carica:

- A) 1+
- B) 2-
- C) 1-
- D) 2+
- E) 3+

11

Quale delle seguenti affermazioni sui blocchi è errata?

- A) Il blocco d comprende i metalli di transizione
- B) Il blocco f comprende lantanidi e attinidi
- C) Il blocco s comprende i gruppi 1 e 2
- D) L'elio appartiene al blocco p perché si trova nel gruppo 18
- E) Il blocco p va dal gruppo 13 al gruppo 18

12

Azoto e fosforo appartengono allo stesso gruppo perché:

- A) Hanno lo stesso numero di massa
- B) Hanno la stessa configurazione elettronica esterna ns^2np^3
- C) Sono entrambi presenti nei gas atmosferici
- D) Hanno lo stesso raggio atomico
- E) Sono entrambi metalli

Soluzioni Commentate

7

L'elemento con configurazione elettronica $[\text{Ne}]3s^23p^5$ appartiene al:

- A) Gruppo 15, periodo 3, blocco p
- B) Gruppo 16, periodo 3, blocco p
- C) Gruppo 17, periodo 2, blocco p
- D) Gruppo 17, periodo 3, blocco p**
- E) Gruppo 18, periodo 3, blocco p

8

In quale dei seguenti casi il raggio atomico è il maggiore?

- A) Na ($Z=11$)
- B) Cl ($Z=17$)
- C) K ($Z=19$)**
- D) Mg ($Z=12$)
- E) Al ($Z=13$)

9

Quale elemento ha la più alta energia di ionizzazione tra i seguenti?

- A) Li
- B) Na
- C) K
- D) He**
- E) Cs

$[\text{Ne}]3s^23p^5 \rightarrow 7$ elettroni di valenza $\rightarrow$ **Gruppo 17 (alogeni)**.

Il nucleo di riferimento è $[\text{Ne}]$ (periodo 2), ma gli elettroni occupano il livello $n = 3 \rightarrow$ **Periodo 3**.

Ultimo sottolivello = $3p \rightarrow$ **blocco p**. Questo è il Cloro (Cl).

K ($Z=19$) ha il raggio maggiore: è il 4° periodo, mentre tutti gli altri elementi citati sono nel 3° periodo o nel 2°.

Tra gli elementi dello stesso periodo il raggio diminuisce all'aumentare di Z .

Il K ha un guscio in più $\rightarrow$ raggio maggiore.

He ha l'energia di ionizzazione più alta: orbitali $1s^2$ saturi, nucleo con $Z = 2$ molto vicino agli elettroni (raggio minimo), nessun effetto schermante.

Li, Na, K, Cs sono metalli alcalini con 1 solo e^- di valenza lontano dal nucleo $\rightarrow$ EI molto bassa.

Soluzioni Commentate

10

I metalli alcalino-terrosi (gruppo 2) tendono a formare ioni con carica:

- A) 1+
- B) 2-
- C) 1-
- D) 2+**
- E) 3+

11

Quale delle seguenti affermazioni sui blocchi è errata?

- A) Il blocco d comprende i metalli di transizione
- B) Il blocco f comprende lantanidi e attinidi
- C) Il blocco s comprende i gruppi 1 e 2
- D) L'elio appartiene al blocco p perché si trova nel gruppo 18**
- E) Il blocco p va dal gruppo 13 al gruppo 18

12

Azoto e fosforo appartengono allo stesso gruppo perché:

- A) Hanno lo stesso numero di massa
- B) Hanno la stessa configurazione elettronica esterna ns^2np^3**
- C) Sono entrambi presenti nei gas atmosferici
- D) Hanno lo stesso raggio atomico
- E) Sono entrambi metalli

I metalli alcalino-terrosi hanno configurazione $ns^2 \rightarrow$ cedono 2 elettroni $\rightarrow$ ioni **2+**.

Ca^{2+} e Mg^{2+} sono tra gli ioni biologicamente più rilevanti (ossa, muscoli, coenzimi).

L'Elio appartiene al blocco s (configurazione $1s^2$), non al blocco p. Viene posizionato graficamente nel gruppo 18 per analogia chimica (gas nobile), ma strutturalmente appartiene al blocco s.

Tutte le altre affermazioni sono corrette.

N e P appartengono allo stesso gruppo (15) perché hanno la stessa **configurazione elettronica esterna ns^2np^3** (5 elettroni di valenza). Questo determina le proprietà chimiche simili: sono entrambi non metalli, formano composti simili e sono essenziali per la vita. La configurazione esterna è l'unico criterio determinante per l'appartenenza a un gruppo.