

ZANICHELLI

James E. Brady
Neil D. Jespersen
Alison Hyslop
Maria Cristina Pignocchino

Chimica.blu

seconda edizione

ZANICHELLI

Capitolo 7

Dalla struttura atomica alle proprietà periodiche

ZANICHELLI

Sommario

1. I primi modelli della struttura atomica
2. La doppia natura della radiazione elettromagnetica
3. Gli spettri di emissione degli elementi
4. La duplice natura dell'elettrone
5. I numeri quantici

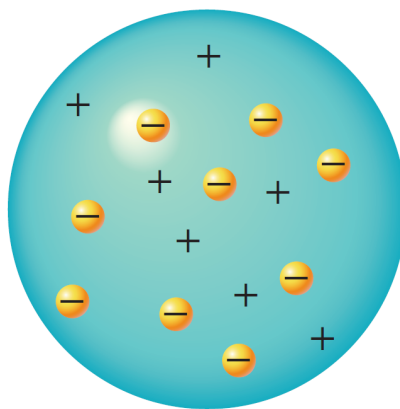
Sommario

6. La configurazione elettronica degli elementi
7. La configurazione elettronica esterna e interna
8. Le configurazioni elettroniche e l'organizzazione della tavola periodica
9. Le proprietà periodiche

I primi modelli della struttura atomica

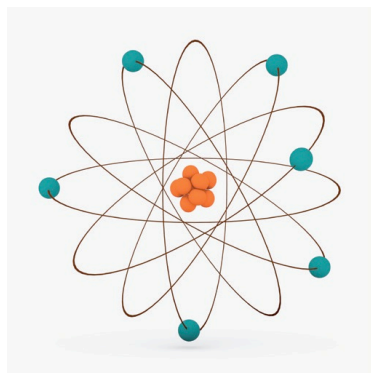
Con la scoperta di protoni, neutroni ed elettroni sono nati i primi **modelli atomici**.

- **Modello a panettone** (Thomson, 1904): gli elettroni erano distribuiti in modo uniforme in una massa sferica di carica positiva.



I primi modelli della struttura atomica

- **Modello planetario** (Rutherford, 1909): gli elettroni ruotavano a grande distanza dal *nucleo* a velocità elevata, per contrastarne la forza attrattiva.



Le leggi della fisica classica, che studiano il moto di corpi macroscopici, non spiegano il movimento continuo e senza dispersione energetica degli elettroni. Intorno al 1930, quindi, si sviluppò la teoria della **meccanica quantistica**.

La doppia natura della radiazione elettromagnetica

Radiazione → energia assorbita o emessa da una sorgente.

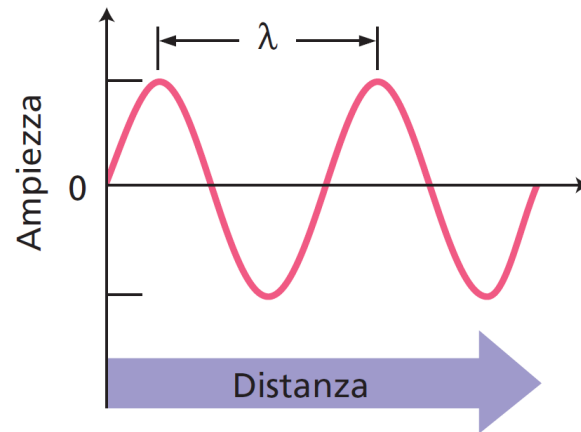
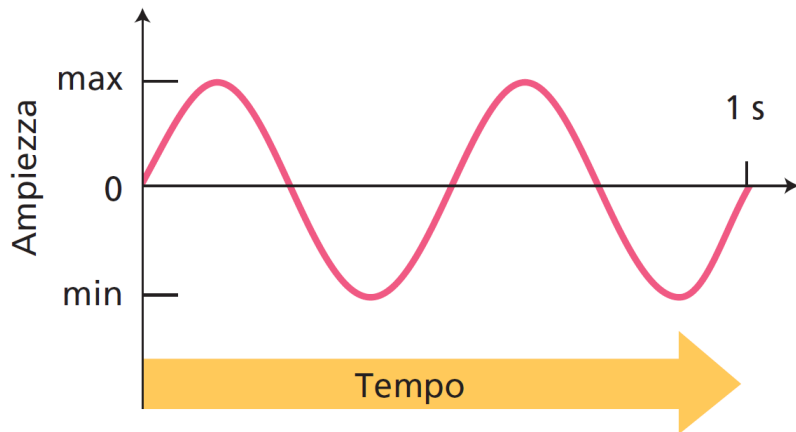
La luce visibile, i raggi X, i raggi ultravioletti, le onde radio e le microonde sono **radiazioni elettromagnetiche**, generate dalla rapidissima oscillazione di cariche elettriche.

Le radiazioni elettromagnetiche possono essere rappresentate come:

- **onde elettromagnetiche;**
- minuscoli pacchetti o quanti di energia (**fotoni**).

La doppia natura della radiazione elettromagnetica

Per la loro natura *oscillatoria*, le radiazioni elettromagnetiche si possono descrivere come **onde elettromagnetiche**.



La doppia natura della radiazione elettromagnetica

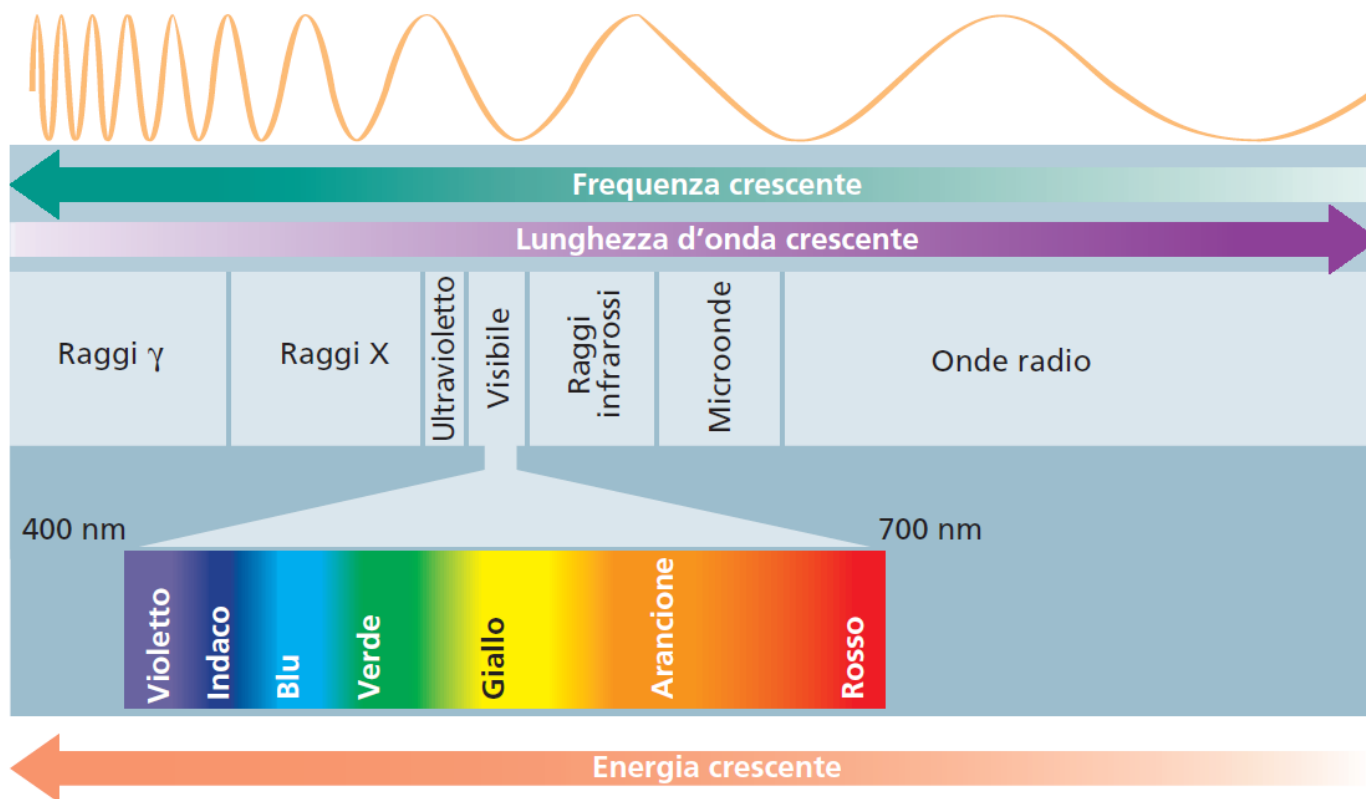
Le **onde elettromagnetiche** sono caratterizzate da:

- **ampiezza** → massima intensità della perturbazione;
- **lunghezza d'onda** (λ) → distanza tra due massimi (o due minimi) consecutivi, si esprime in metri;
- **frequenza** (ν) → numero di cicli che l'onda compie in un secondo, si esprime in hertz ($1 \text{ Hz} = 1/\text{secondo} = 1 \text{ s}^{-1}$);
- **velocità** → nel vuoto è pari a $3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}$, detta velocità della luce (c).

$$\lambda \times \nu = c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

La doppia natura della radiazione elettromagnetica

L'insieme delle radiazioni elettromagnetiche costituisce lo **spettro elettromagnetico**.



La doppia natura della radiazione elettromagnetica

Per la loro natura *corpuscolare*, le radiazioni elettromagnetiche si possono descrivere come pacchetti o quanti di energia, chiamati **fotoni**, capaci di cedere energia alla materia.

Legge di Planck (Planck, 1900): ogni fotone viaggia alla velocità della luce e ha un'energia pari a

$$E = h \times \nu$$

$$h = \text{costante di Planck} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$$

La doppia natura della radiazione elettromagnetica

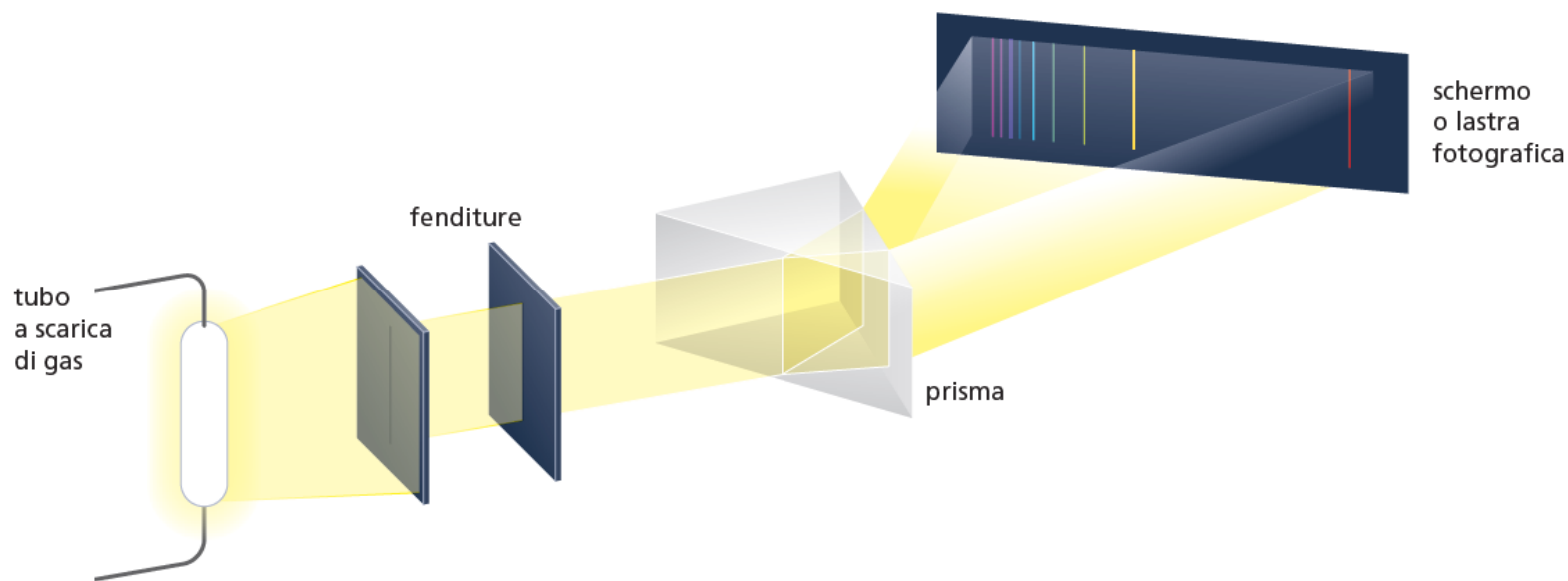
Nella legge di Planck unisce il comportamento ondulatorio e quello corpuscolare della radiazione elettromagnetica:

- la parte sinistra dell'equazione si riferisce a una proprietà delle particelle (l'energia del fotone);
- la parte destra esprime una proprietà delle onde (la frequenza).

Questo dualismo onda-particella è il *fondamento della teoria dei quanti*.

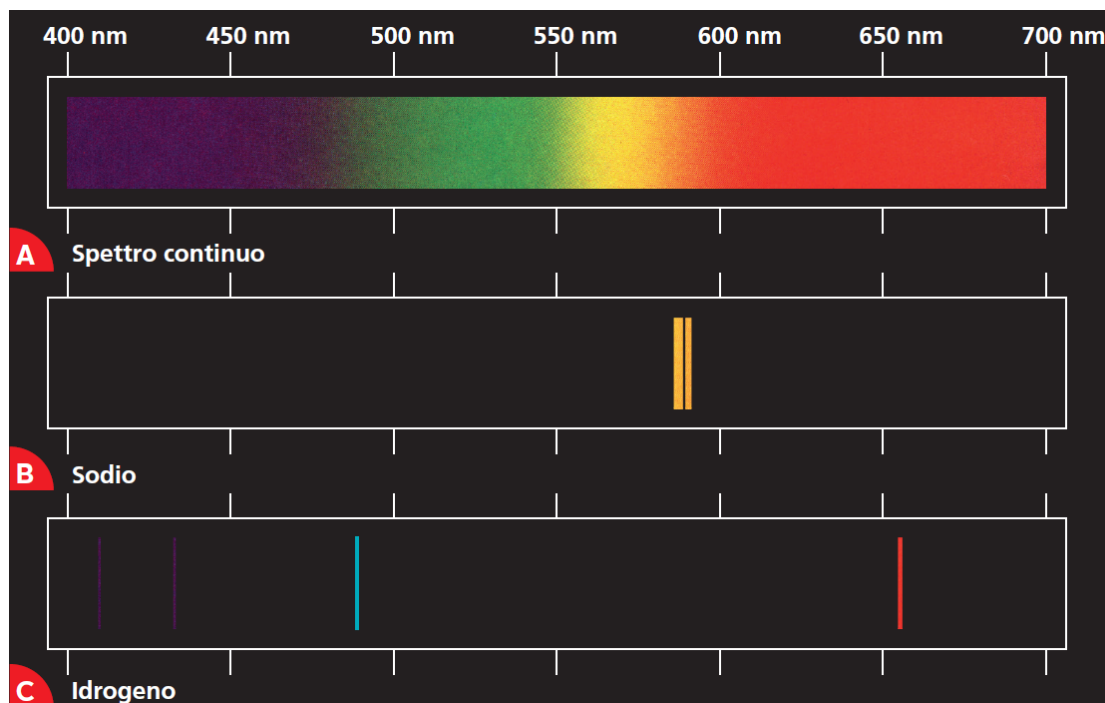
Gli spettri di emissione degli elementi

Gli elementi allo stato gassoso, quando sono riscaldati o sottoposti a scariche elettriche, emettono luce. Se facciamo passare questa luce attraverso un prisma, otteniamo una serie di righe colorate distinte (**spettro a righe**), caratteristiche di ogni elemento.



Gli spettri di emissione degli elementi

Le radiazioni elettromagnetiche prodotte da ogni singolo elemento (luce), hanno frequenze caratteristiche poiché coinvolgono fotoni di una precisa energia.



Gli spettri di emissione degli elementi

Gli atomi possono emettere solo specifiche quantità di energia, corrispondenti ai fotoni delle radiazioni che compaiono nel loro spettro.

Esempio: nello spettro dell'idrogeno c'è una riga rossa con frequenza di $4,567 \cdot 10^{14}$ Hz.

L'energia del fotone associato è:

$$E = h \times \nu$$

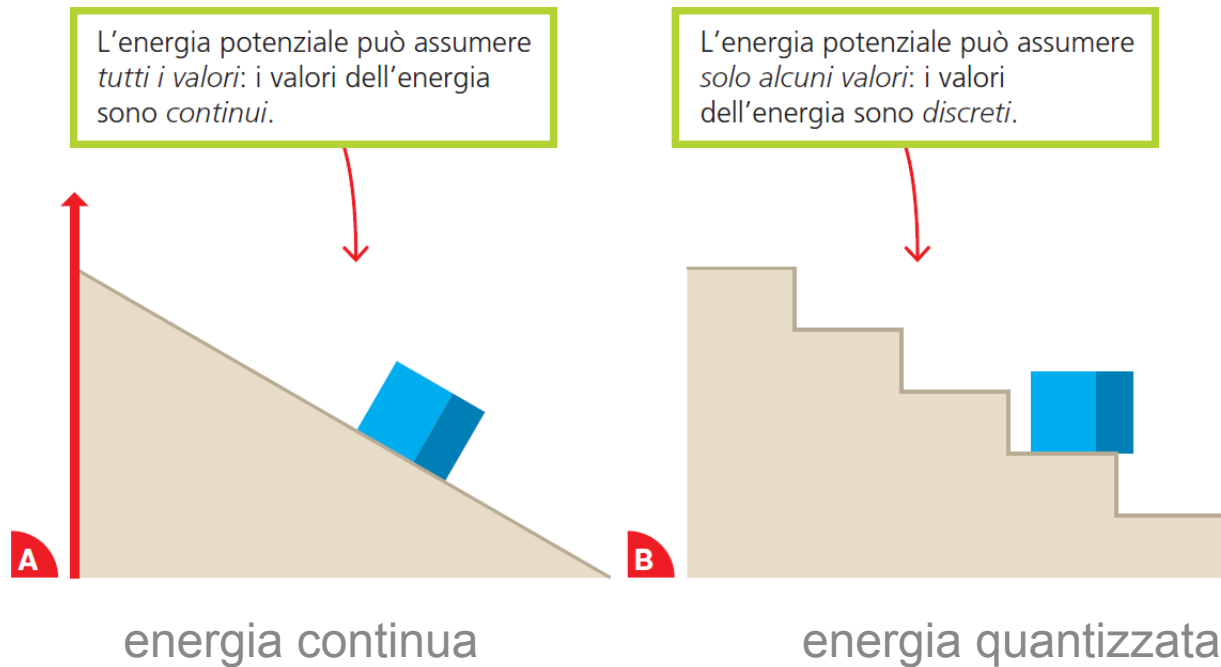
$$E = (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) \cdot (4,567 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}) = 3,026 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Quando un atomo di idrogeno emette luce rossa, la sua energia diminuisce di $3,026 \cdot 10^{-19}$ J a ogni fotone emesso.

Gli spettri di emissione degli elementi

I fotoni sono emessi dagli elettroni.

L'elettrone può assumere solo energie corrispondenti ad alcuni **livelli energetici**: la sua energia è **quantizzata**.



Gli spettri di emissione degli elementi

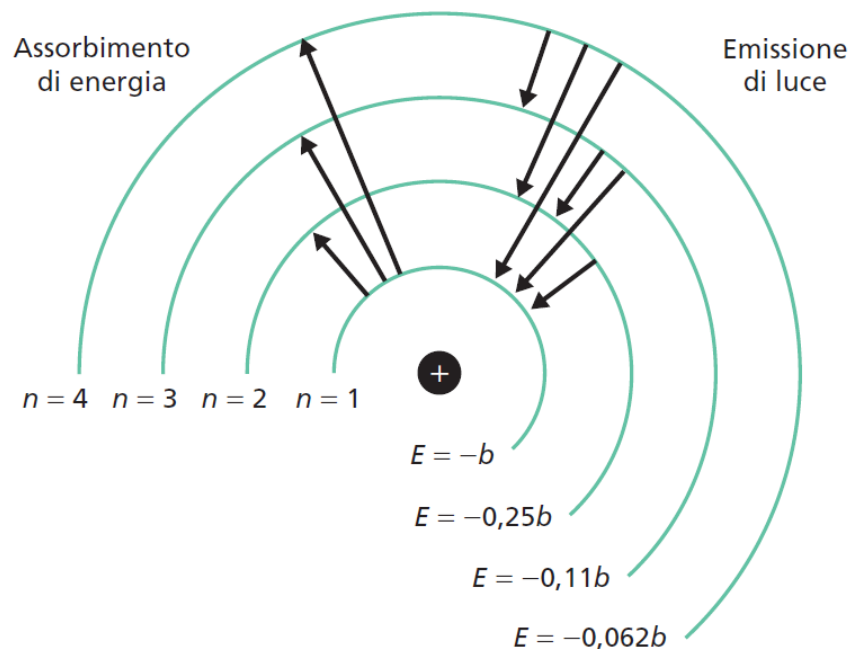
Modello di Bohr (Bohr, 1913): l'elettrone può percorrere solo alcune **orbite**, ciascuna delle quali è caratterizzata da un preciso livello energetico. Minore è il raggio dell'orbita, minore è il livello energetico dell'elettrone.

L'elettrone può saltare da un'orbita all'altra, ma ogni volta che lo fa assorbe o emette fotoni di energia pari al salto effettuato.

Gli spettri riflettono la disposizione degli elettroni negli atomi.

Gli spettri di emissione degli elementi

Quando l'atomo assorbe energia (**stato eccitato**) l'elettrone si sposta su un livello energetico più esterno. L'elettrone tende a tornare al livello energetico di partenza (**stato fondamentale**), emettendo un fotone.



La duplice natura dell'elettrone

Dualismo onda-particella degli elettroni (de Broglie, 1924): a ogni corpo in movimento è associata un'onda di materia con una propria lunghezza d'onda, tanto minore quanto maggiore è la massa del corpo.

La duplice natura dell'elettrone

Principio di indeterminazione di Heisenberg

(Heisenberg, 1927): è impossibile misurare simultaneamente la velocità e la posizione di una particella con assoluta precisione.

$$\Delta x \times \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

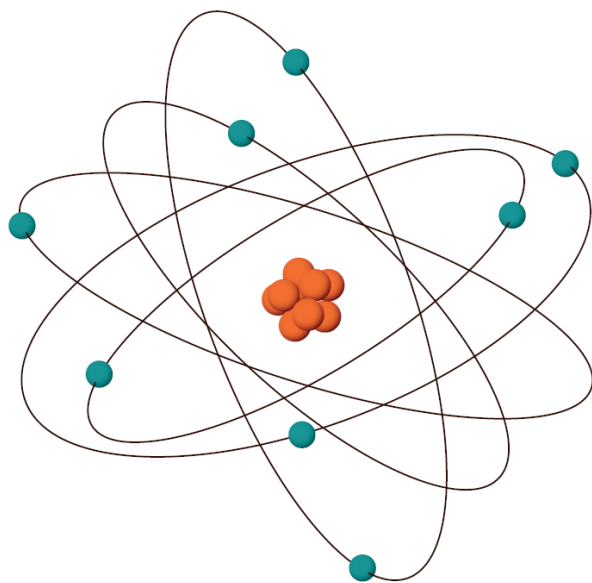
Δx → incertezza sulla posizione

Δp → incertezza sulla quantità di moto ($p = \text{massa} \times \text{velocità}$)

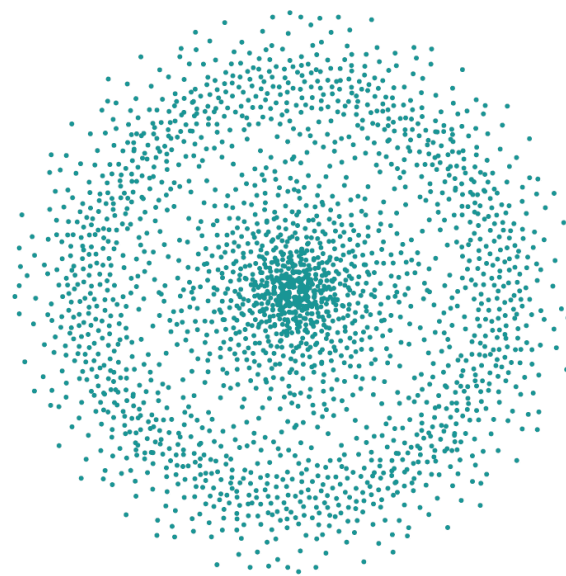
h → costante di Planck

La duplice natura dell'elettrone

L'informazione più precisa che possiamo avere sugli elettroni di un atomo è data dalla nube **probabilistica** o **nube elettronica**, che rappresenta le regioni dello spazio dove l'elettrone ha maggiore probabilità di trovarsi.



modello deterministico



modello probabilistico

La duplice natura dell'elettrone

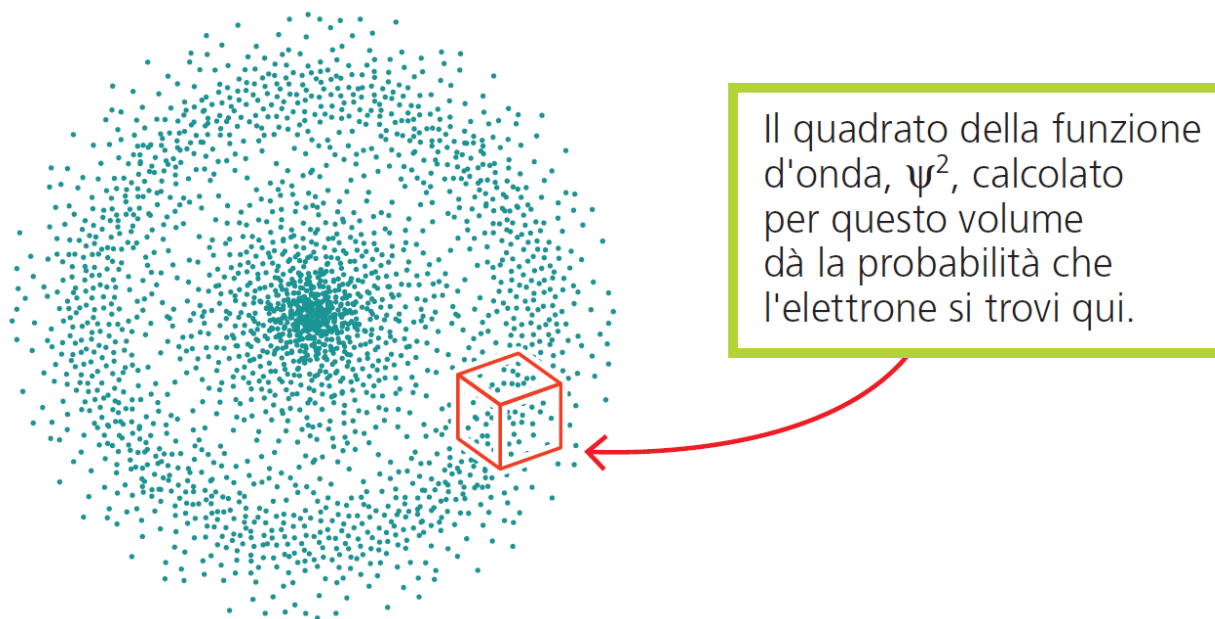
L'*onda stazionaria* elettronica che circonda il nucleo si può descrivere attraverso una **funzione d'onda** (ψ).

Le soluzioni dell'**equazione di Schrödinger** (Schrödinger, 1926) forniscono le funzioni d'onda e gli stati energetici degli elettroni contenuti in un atomo.

La funzione d'onda relativa all'elettrone si definisce **orbitale**.

La duplice natura dell'elettrone

Legge di Born (Born, 1926): il **quadrato della funzione d'onda (ψ^2)**, calcolato per un certo volume, fornisce la **densità di probabilità**, che esprime quanto sia probabile trovare l'elettrone in un determinato spazio.



I numeri quantici

Gli orbitali si possono descrivere attribuendo i corretti valori a tre **numeri quantici**: n , l , e m_l .

Ciascun numero quantico specifica una caratteristica dell'orbitale.

Numero quantico	Che cosa indica
n	<ul style="list-style-type: none">• Livello di energia• Distanza media dal nucleo
l	<ul style="list-style-type: none">• Sottolivello di energia• Forma dell'orbitale
m_l	<ul style="list-style-type: none">• Orientamento spaziale degli orbitali di un sottolivello

I numeri quantici

Il **numero quantico principale** n definisce l'energia e la distanza media dell'elettrone dal nucleo, che crescono entrambe all'aumentare di n .

Può assumere i valori interi da 1 a ∞ .

I numeri quantici

Il **numero quantico secondario**, l , influenza la forma dell'orbitale, il suo volume (che dipende anche dalla distanza media dell'elettrone dal nucleo) e la sua energia.

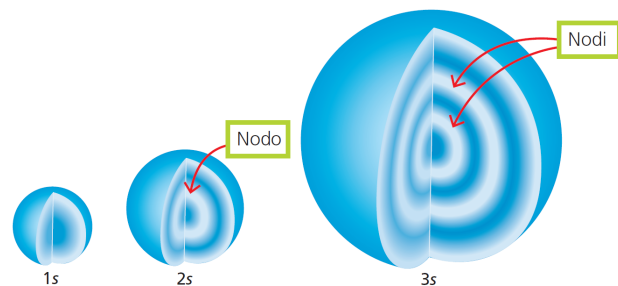
Per un certo valore di n , l può assumere valori da 0 a $n - 1$.

Valore di n	Valore di l
1	0
2	0, 1
3	0, 1, 2
4	0, 1, 2, 3
5	0, 1, 2, 3, 4
n	0, 1, 2, ... ($n - 1$)

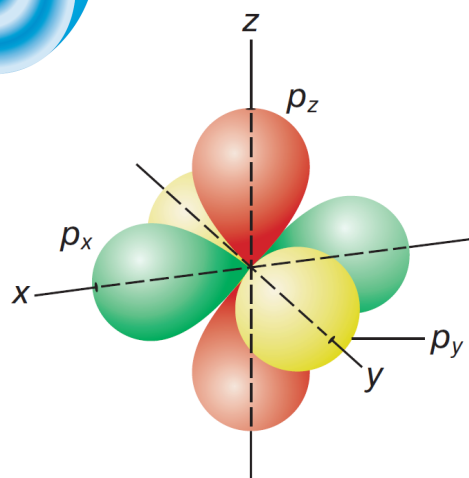
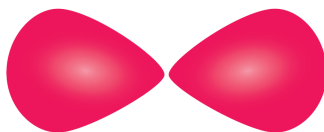
Valore di l	Lettera corrispondente
0	<i>s</i>
1	<i>p</i>
2	<i>d</i>
3	<i>f</i>
4	<i>g</i>
5	<i>h</i>

I numeri quantici

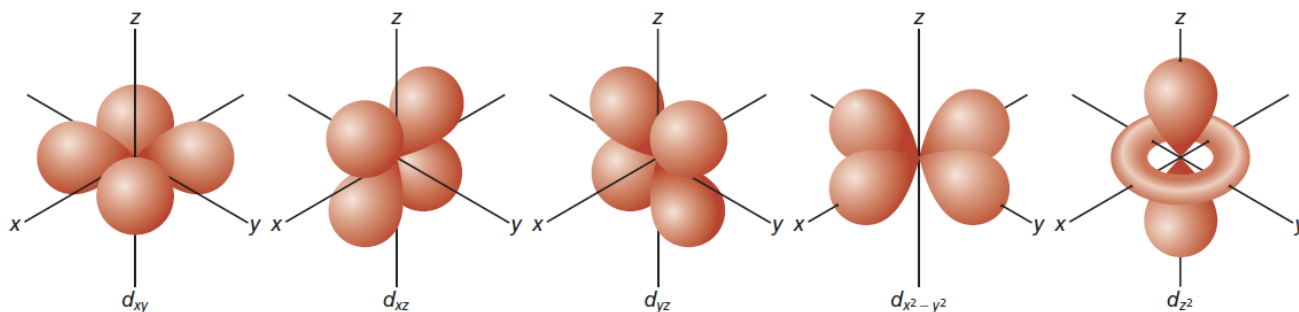
orbitali s



orbitali p



orbitali d



I numeri quantici

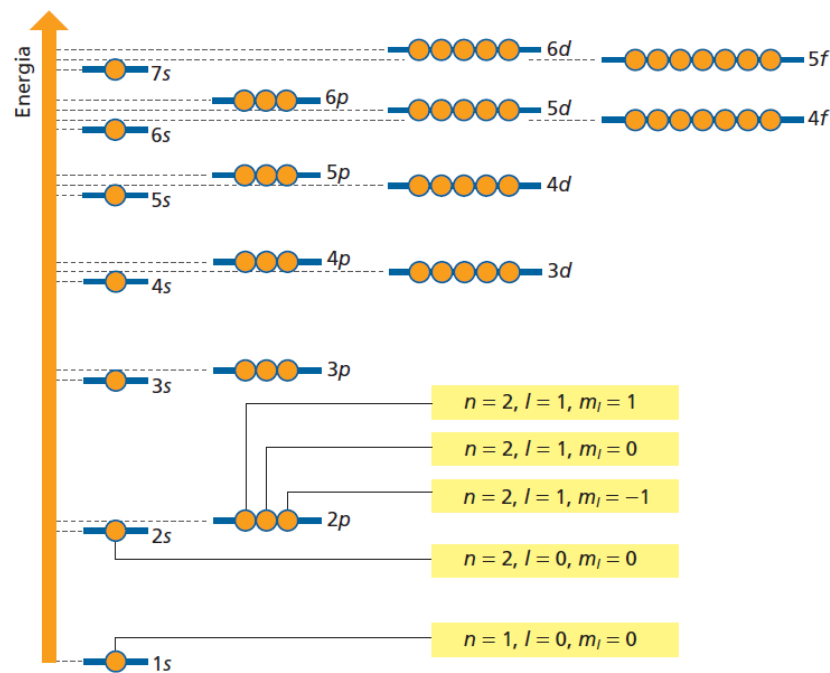
Il **numero quantico magnetico**, m_l , descrive l'orientamento spaziale di un orbitale rispetto agli altri.

I valori di m_l possono variare da $-l$ a $+l$, compreso lo zero.

Valore di n	Valore di l	Valore di m_l	Sottolivello	Numero di orbitali
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
	1	-1, 0, 1	2p	3
3	0	0	3s	1
	1	-1, 0, 1	3p	3
	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d	5
4	0	0	4s	1
	1	-1, 0, 1	4p	3
	2	-2, -1, 0, 1, 2	4d	5
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	4f	7

I numeri quantici

1. Tutti gli orbitali di un determinato sottolivello possiedono la *stessa energia*.
2. L'aumento del numero dei sottolivelli porta alla sovrapposizione di alcuni sottolivelli.

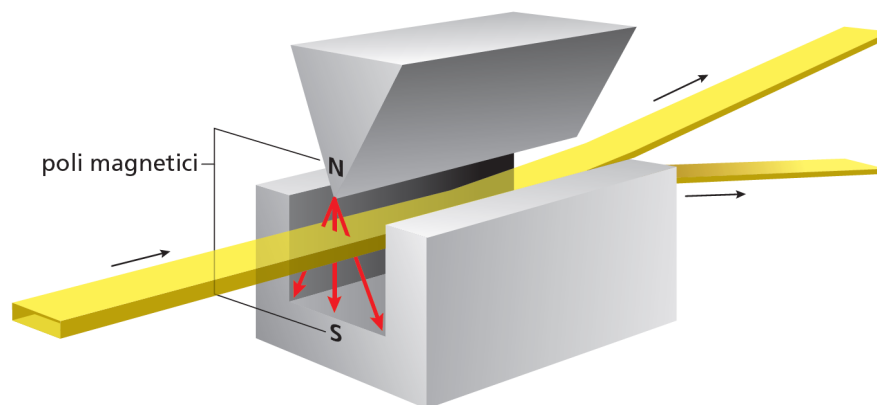


I numeri quantici

Il **numero quantico di spin**, m_s , riguarda il *momento magnetico* di ciascun elettrone.

Può assumere due valori: $+ \frac{1}{2}$ oppure $- \frac{1}{2}$.

Lo **spin** è la capacità dell'elettrone di generare un debole campo magnetico. Può ruotare intorno al proprio asse in senso orario o antiorario.



I numeri quantici

Principio di esclusione di Pauli (Pauli, 1925): nello stesso atomo, non possono esistere due elettroni che abbiano gli stessi valori dei quattro numeri quantici.

Quindi:

- ciascun orbitale non può contenere più di due elettroni;
- gli elettroni che occupano lo stesso orbitale devono avere spin opposto.

I numeri quantici

In generale, la popolazione massima di elettroni in un livello è pari a $2n^2$.

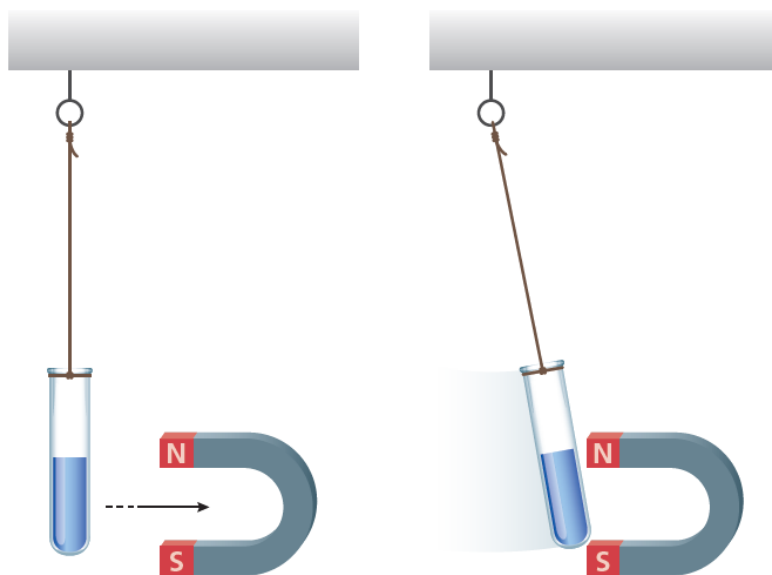
Sottolivello	Numero di orbitali	Numero massimo di elettroni
<i>s</i>	1	2
<i>p</i>	3	6
<i>d</i>	5	10
<i>f</i>	7	14

Livello	Sottolivelli	Numero massimo di elettroni nel livello
1	1s	2
2	2s 2p	8 = 2 + 6
3	3s 3p 3d	18 = 2 + 6 + 10
4	4s 4p 4d 4f	32 = 2 + 6 + 10 + 14

I numeri quantici

Sostanza **paramagnetica** → gli atomi hanno elettroni spaiati, viene attratta dal magnete.

Sostanza **diamagnetica** → gli atomi hanno tutti gli elettroni appaiati, non viene attratta dal magnete.



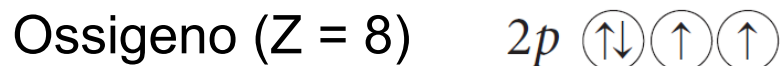
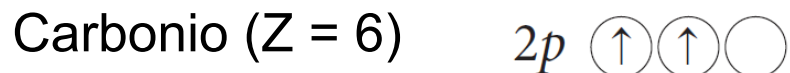
La configurazione elettronica degli elementi

Atomo	Z	Configurazione elettronica
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$

La **configurazione elettronica** di un elemento si costruisce immaginando di disporre uno a uno gli elettroni negli orbitali, partendo da quello con minore energia. In ogni orbitale si possono disporre solo due elettroni di spin opposto.

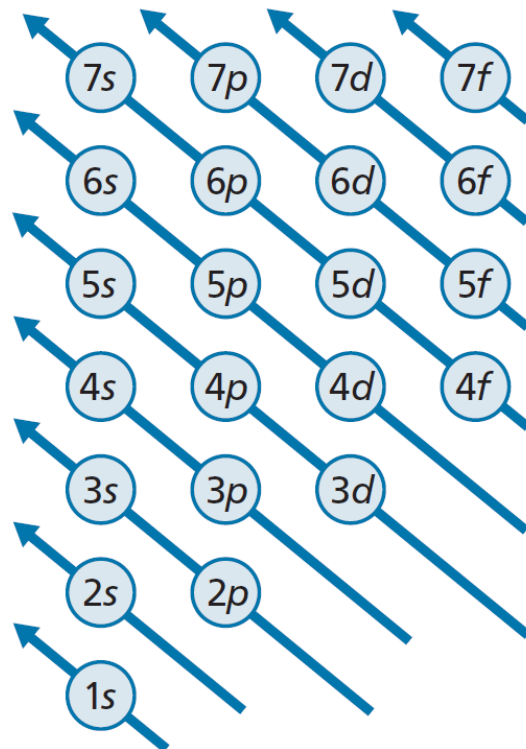
La configurazione elettronica degli elementi

Regola di Hund: quando gli elettroni devono essere disposti in una serie di orbitali della stessa energia, si occupa il maggior numero di orbitali possibile per avere il minor numero di elettroni appaiati.



La configurazione elettronica degli elementi

Per rappresentare gli elementi con più di 18 elettroni si utilizza la regola della diagonale.



La configurazione elettronica esterna e interna

Ogni aspetto del comportamento chimico è dettato dalle forze elettromagnetiche che un atomo può instaurare con gli atomi vicini.

Gli elettroni più coinvolti sono quelli dei livelli più esterni, che si trovano mediamente più distanti dal nucleo.

Possiamo supporre, quindi, che elementi con proprietà simili abbiano **configurazioni elettroniche esterne** simili.

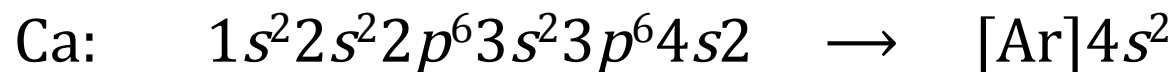
La configurazione elettronica esterna e interna

Le configurazioni elettroniche dei gas nobili sono dette **gusci** e sono particolarmente stabili, poiché gli elettroni formano uno strato **uniforme** e **simmetrico** intorno al nucleo, che ha così capacità limitata di attrarre elettroni di altri atomi.

Gli altri atomi perdono o acquistano elettroni cercando ottenere una configurazione elettronica corrispondente a quella del gas nobile che li precede.

La configurazione elettronica esterna e interna

- **Configurazione interna** (*core*) → corrisponde all'ultimo guscio completato e coincide con la configurazione elettronica del gas nobile che precede l'atomo dell'elemento.
- **Configurazione esterna** (*strato di valenza*) → livello n più esterno, elettroni protagonisti nella formazione dei legami.



Le configurazioni elettroniche e l'organizzazione della tavola periodica

Nella tavola periodica gli elementi sono ordinati per numero atomico Z crescente.

- **blocco s** → gli e⁻ esterni occupano i sottolivelli s (metalli alcalini e metalli alcalinoterrosi);
- **blocco p** → gli e⁻ esterni occupano i sottolivelli p (non metalli);
- **blocco d** → gli e⁻ esterni occupano un sottolivello d (metalli di transizione);
- **blocco f** → gli e⁻ esterni occupano un sottolivello f (lantanidi e gli attinidi).

Le configurazioni elettroniche e l'organizzazione della tavola periodica

GRUPPI 1 18 VIII

PERIODI 1 2 3 4 5 6 7

1	1	2	13	14	15	16	17	18										
1	idrogeno H	elio He																
2	3	4	5	6	7	8	9	10										
2	litio Li	berillio Be	boro B	carbonio C	azoto N	ossigeno O	fluoro F	neon Ne										
3	11	12	13	14	15	16	17	18										
3	sodio Na	magnesio Mg	alluminio Al	silicio Si	fosforo P	zolfo S	cloro Cl	argon Ar										
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
4	potassio K	calcio Ca	scandio Sc	titanio Ti	vanadio V	cromo Cr	manganese Mn	ferro Fe	cobalto Co	nickel Ni	rame Cu	zinco Zn	gallio Ga	germanio Ge	arsenico As	selenio Se	bromo Br	kriptone Kr
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
5	rubidio Rb	stronzio Sr	ittrio Y	zirconio Zr	niobio Nb	molibdeno Mo	tecnecio Tc	rutenio Ru	rodio Rh	palladio Pd	argento Ag	cadmio Cd	indio In	stagno Sn	antimonio Sb	tellurio Te	iodio I	xenone Xe
6	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
6	cesio Cs	bario Ba		afnio Hf	tantalio Ta	tungsteno W	renio Re	osmio Os	iridio Ir	platino Pt	oro Au	mercurio Hg	tallio Tl	piombo Pb	bismuto Bi	polonio Po	astato At	radone Rn
7	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
7	francio Fr	radio Ra		rutherfordio Rf	dubnio Db	seaborgio Sg	bohrio Bh	hassio Hs	meitnerio Mt	darmstadtio Ds	roentgenio Rg	copernicio Cn	nihonio Nh	flerovio Fl	moscovio Mc	livernorio Lv	tennessinio Ts	oganessonio Og
				57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
				tantalo La	cerio Ce	praseodimio Pr	neodimio Pm	promezio Pm	samario Sm	europio Eu	gadolinio Gd	terbio Tb	disprosio Dy	olmio Ho	erbio Er	tulio Tm	itterbio Yb	lutezio Lu
				89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
				attinio Ac	torio Th	protoattinio Pa	uranio U	nettunio Np	plutonio Pu	americio Am	curio Cm	berkelio Bk	californio Cf	einsteinio Es	fermio Er	mendelevio Md	nobelio Yb	laurenzio Lu

Labels and arrows pointing to orbitals:

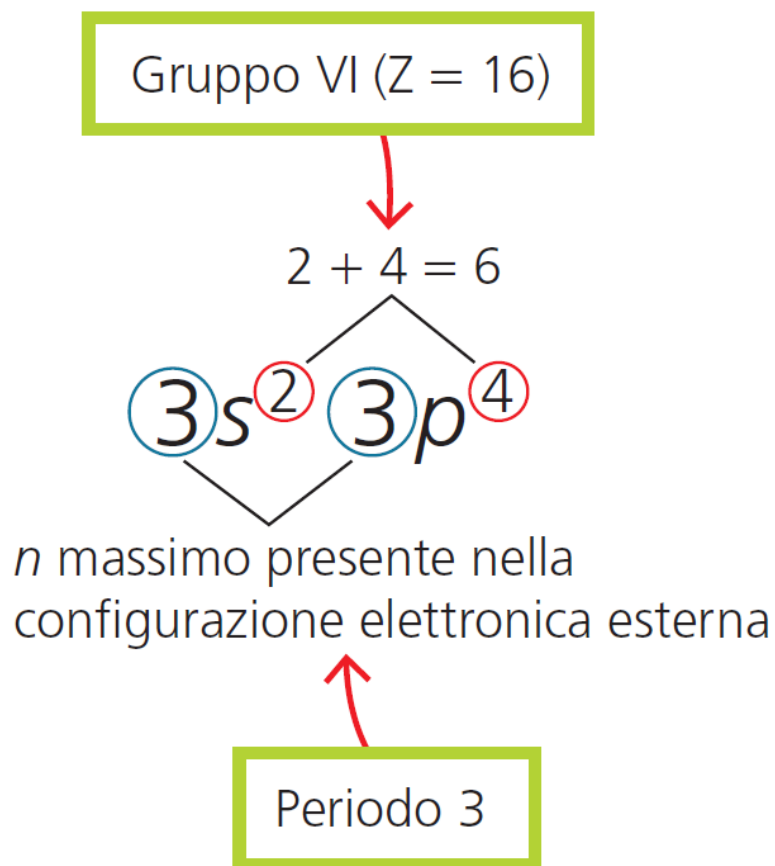
- s^1 points to H (1s)
- s^2 points to He (1s²)
- $3d$ points to Cr (3d⁵)
- $4d$ points to Ru (4d⁷)
- $5d$ points to Au (5d¹⁰)
- $2p$ points to Ne (2p⁶)
- $3p$ points to Ar (3p⁶)
- $4p$ points to Kr (4p⁶)
- $5p$ points to Xe (5p⁶)
- $6p$ points to Rn (6p⁶)
- $7p$ points to Og (7p⁶)
- $4f$ points to Lu (4f¹⁴)
- $5f$ points to Lu (5f¹⁴)

Le configurazioni elettroniche e l'organizzazione della tavola periodica

Gruppi (colonne) → gli elementi hanno la stessa configurazione nel sottolivello più esterno; il numero corrisponde agli elettroni di valenza.

Periodi (righe) → gli elementi hanno analoga configurazione elettronica interna, ovvero la configurazione del gas nobile che precede il periodo; il numero del periodo corrisponde a n .

Le configurazioni elettroniche e l'organizzazione della tavola periodica



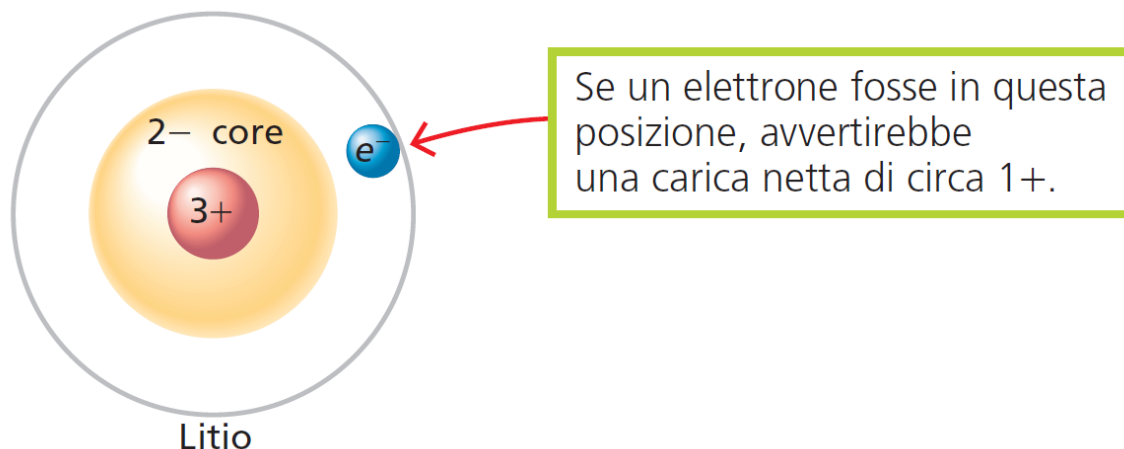
Dalla configurazione elettronica di un elemento, si può risalire al gruppo e al periodo di appartenenza.

Viceversa, dalla posizione dell'elemento nella tavola periodica si può ricavare la configurazione elettronica.

Le proprietà periodiche

Proprietà periodiche → proprietà chimiche e fisiche che si ripetono con lo stesso andamento passando da un periodo al successivo. Sono influenzate dalla carica nucleare.

La **carica nucleare efficace** sentita dagli elettroni esterni dipende dalla differenza fra la carica complessiva del nucleo e quella degli elettroni del *core*.



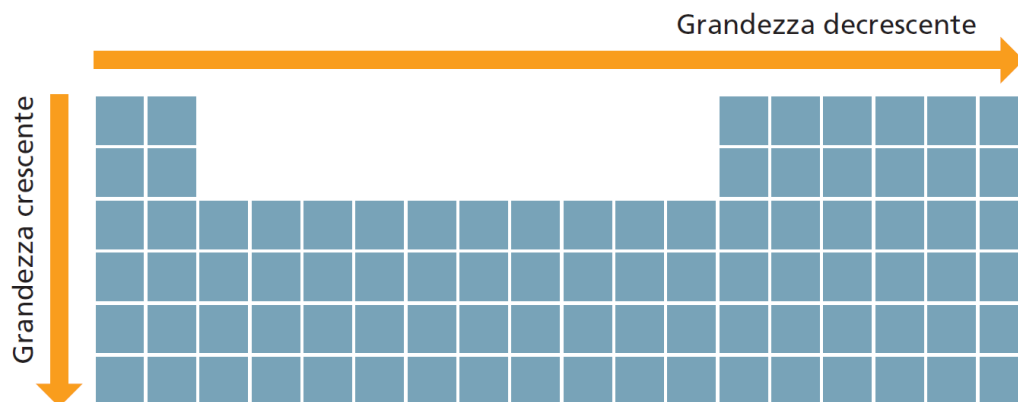
Le proprietà periodiche

Raggio atomico: distanza minima di avvicinamento fra i nuclei di due atomi di uno stesso elemento.

Per misurarlo si utilizza tradizionalmente l'**ångström (Å)**:

$$1 \text{ \AA} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 100 \text{ pm}$$

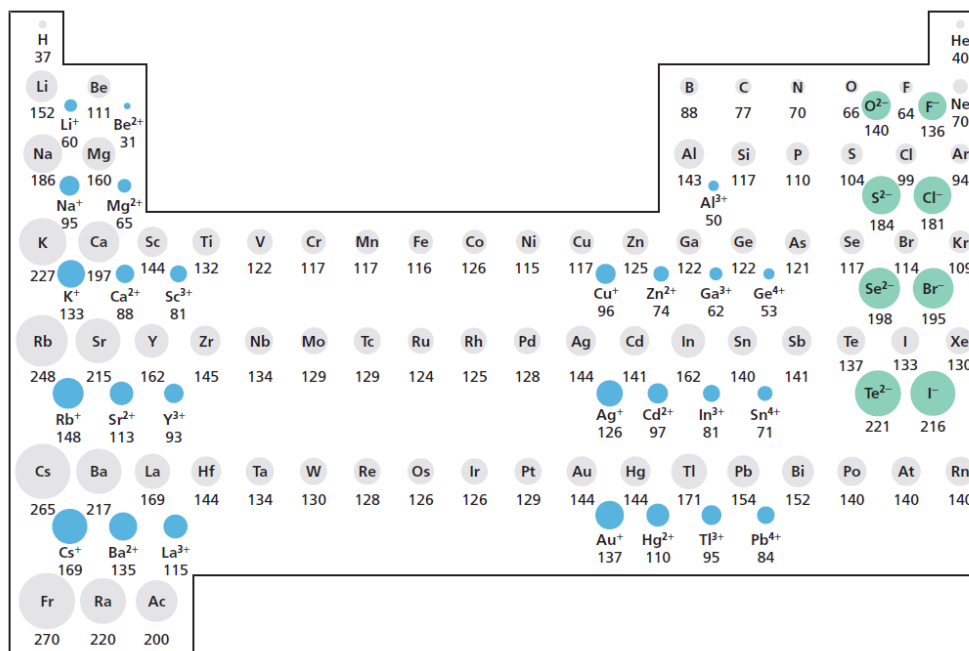
Il raggio atomico *cresce* scendendo lungo un gruppo e *diminuisce* da sinistra a destra lungo un periodo.



Le proprietà periodiche

All'aumentare di n (dall'alto verso il basso) gli orbitali esterni diventano più grandi e gli elettroni si allontanano.

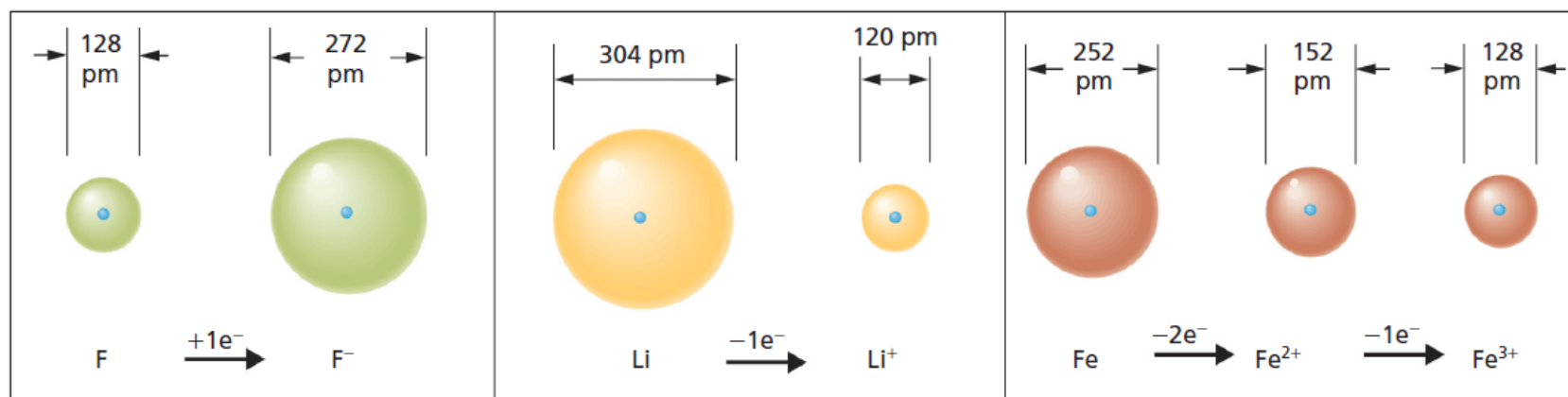
Spostandoci da sinistra a destra in un periodo, cresce l'attrazione del nucleo sugli elettroni di valenza.



Le proprietà periodiche

Gli ioni negativi sono sempre più grandi degli atomi da cui derivano: l'aggiunta di elettroni a un atomo aumenta la forza con cui si respingono.

Gli ioni positivi sono sempre più piccoli degli atomi da cui derivano: l'allontanamento degli elettroni da un atomo diminuisce le repulsioni reciproche elettrone-elettrone.

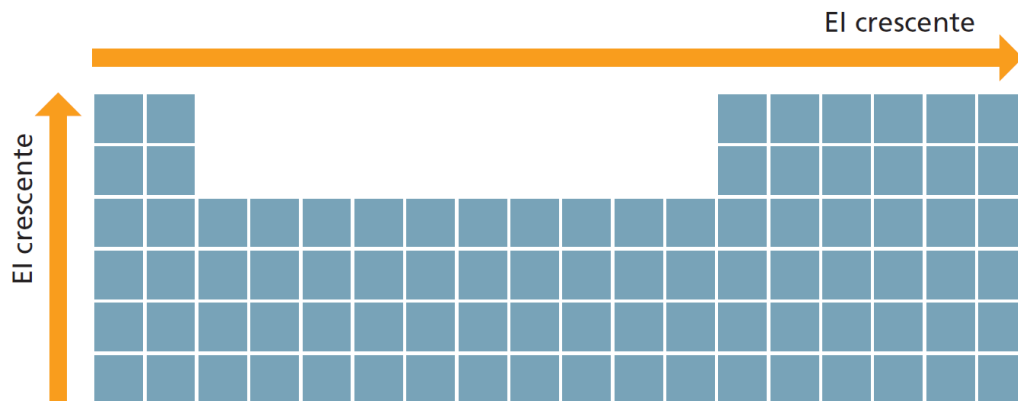


Le proprietà periodiche

Energia di ionizzazione (EI): energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo o da uno ione gassoso nel suo stato fondamentale.

Si esprime in kilojoule per mole di elettroni (kJ/mol).

L'energia di prima ionizzazione *diminuisce* scendendo lungo un gruppo e *cresce* da sinistra a destra lungo un periodo.



Le proprietà periodiche

Gli atomi con più di un elettrone hanno più valori di energia di ionizzazione, che corrispondono all'allontanamento successivo degli elettroni, uno dopo l'altro.

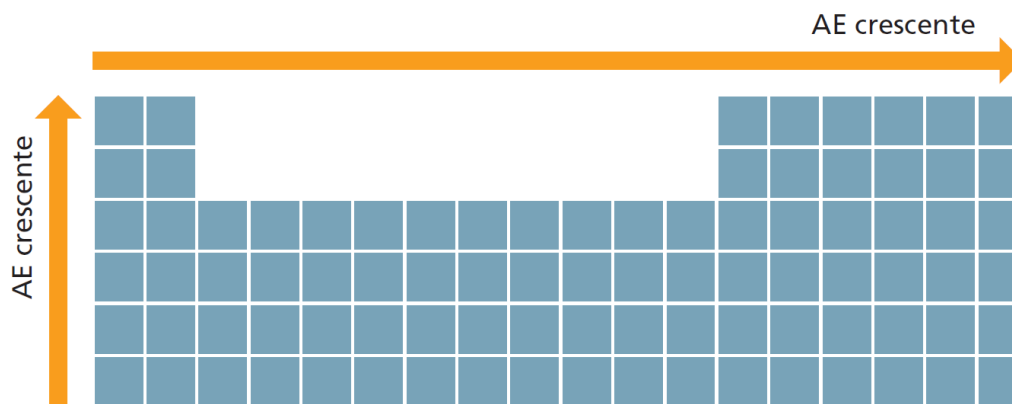
	1 ^a	2 ^a	3 ^a	4 ^a	5 ^a	6 ^a	7 ^a	8 ^a
H	1312							
He	2372	5250						
Li	520	7297	11 810					
Be	899	1757	14 845	21 000				
B	800	2429	3659	25 020	32 820			
C	1086	2352	4619	6221	37 820	47 260		
N	1402	2855	4576	7473	9442	53 250	64 340	
O	1314	3388	5296	7467	10 987	13 320	71 320	84 070
F	1680	3375	6045	8408	11 020	15 160	17 860	92 010
Ne	2080	3963	6130	9361	12 180	15 240	—	—
Na	496	4563	6913	9541	13 350	16 600	20 113	25 666
Mg	737	1450	7731	10 545	13 627	17 995	21 700	25 662

Le proprietà periodiche

Affinità elettronica (AE): variazione di energia potenziale dovuta all'aggiunta di un elettrone a un atomo o ione gassoso nel suo stato fondamentale.

Anch'essa si esprime in kilojoule per mole di elettroni.

L'affinità elettronica *diminuisce* scendendo lungo un gruppo e *cresce* da sinistra a destra lungo un periodo.



Le proprietà periodiche

L'aggiunta di un elettrone a un atomo neutro è quasi sempre un processo *esotermico*, (valori di affinità elettronica negativi).

L'aggiunta di un secondo elettrone, implica lo svolgimento di lavoro per forzare l'elettrone verso uno ione già negativo; il processo è quindi *endotermico* (valori di affinità elettronica positivi).

Elemento	AE (kJ/mol)	Processo
Fluoro	-344	$F + e^- \longrightarrow F^-$
Cloro	-349	$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$
Bromo	-325	$Br + e^- \longrightarrow Br^-$
Idrogeno	-72	$H + e^- \longrightarrow H^-$
Sodio	-50	$Na + e^- \longrightarrow Na^-$

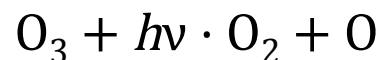
LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si calcola la frequenza dalla lunghezza d'onda?**
Qual è la frequenza di una radiazione di $\lambda = 254 \text{ nm}$?
- ▶ **Come si calcola l'energia associata a un fotone?**
Nello spettro dell'idrogeno c'è una riga azzurra di $\lambda = 486,1 \text{ nm}$.
Qual è l'energia associata a ogni fotone di questa riga?
- ▶ **Come si ricostruisce la configurazione elettronica di un elemento?**
Qual è la distribuzione dei 12 elettroni negli orbitali del magnesio?
- ▶ **Come si calcola la carica nucleare efficace?**
Determina la carica nucleare efficace sentita dagli elettroni più esterni degli atomi di magnesio e cloro.



La chimica in Agenda

La radiazione solare è composta da diverse lunghezze d'onda, ciascuna delle quali ha specifici effetti sulle molecole che compongono l'atmosfera. In particolare, sappiamo che fotoni di $\lambda = 254 \text{ nm}$ vengono filtrati completamente dall'ozono nella stratosfera secondo la reazione:



Fotoni di $\lambda = 4300 \text{ nm}$ e $\lambda = 15000 \text{ nm}$, invece, causano un certo aumento dell'energia con cui vibrano le molecole di CO_2 . Le molecole, così, aumentano la propria energia interna e successivamente rilasciano un fotone.

Chemistry in English

Stratospheric and tropospheric ozone

«90% of the ozone in the atmosphere sits in the stratosphere, between about 10 and 50 kilometers altitude. Ozone in the stratosphere absorbs most of the ultraviolet radiation from the Sun: without ozone, the Sun's intense UV radiation would sterilize the Earth's surface.

Nevertheless, direct contact with ozone is harmful to plants and animals. Ground-level ozone forms when nitrogen oxide gases from vehicle emissions react with volatile organic compounds. According to the Environmental Protection Agency, exposure to ozone levels of 70 parts per billion for 8 hours can cause throat and lung irritation or aggravation of asthma or emphysema. Such concentrations occur in cities during periods where the atmosphere is warm and stable.»

(Adapted by: NASA Ozone Watch)