

# La tavola periodica di Mendeleev

Ideata dal chimico russo Dimitrij Mendeleev nel 1869, inizialmente contava numerosi spazi vuoti.

In onore del chimico russo, la tavola periodica degli elementi è anche detta "tavola periodica di Mendeleev".

The periodic table is color-coded according to the legend:

- alkali metals (orange)
- alkaline earth metals (light orange)
- transition metals (purple)
- other metals (light purple)
- other nonmetals (pink)
- halogens (green)
- noble gases (light blue)
- lanthanides (yellow)
- actinides (light blue)

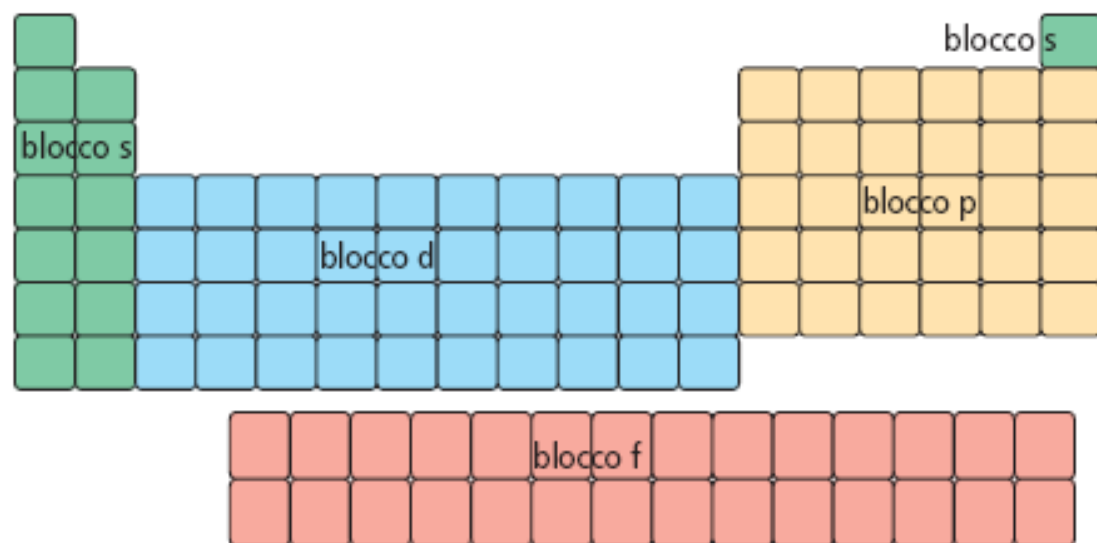
group	1*	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
period	Ia	IIa	IIIa**	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	VIIIa	VIIIa	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIb
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****
6				58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
7				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
				90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	
				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

# La tavola periodica attuale: le configurazioni esterne

Gli elementi sono inseriti nell'attuale tavola periodica in funzione della loro configurazione elettronica, vale a dire dell'ordine di riempimento degli orbitali. Grazie a questa impostazione, hanno potuto trovare una naturale sistemazione anche gli elementi che sono stati via via scoperti o prodotti artificialmente, fino agli attuali 118.

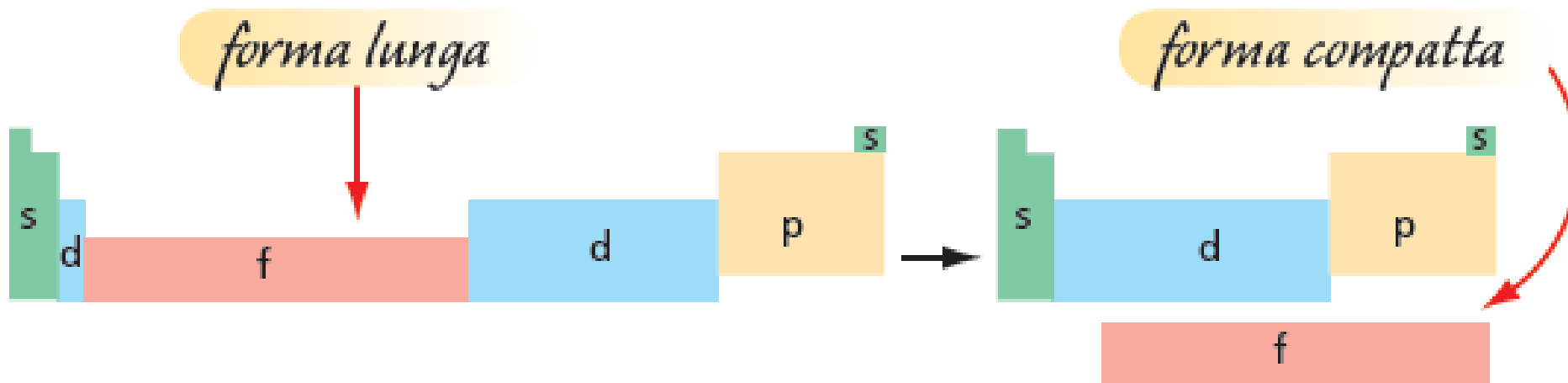
Nella tavola ci sono quattro blocchi, corrispondenti ai tipi di orbitali **s**, **p**, **d**, **f**.

Ogni blocco ha tante colonne **quanti sono gli elettroni** che possono essere ospitati nel corrispondente sottolivello: **2** per gli orbitali di tipo **s**, **6** per gli orbitali di tipo **p**, **10** per quelli di tipo **d** e infine **14** negli orbitali di tipo **f**.



## Tavola periodica

La tavola periodica viene disegnata in modo da rendere evidente il **progressivo riempimento degli orbitali**. A tale scopo, la disposizione più corretta si otterrebbe utilizzando la **forma “lunga”** della tavola, con gli orbitali f inseriti dopo il primo elemento del blocco d appartenente alla sesta riga. Per questioni di spazio, tuttavia, si preferisce spesso una rappresentazione **più compatta**, ottenuta spostando gli elementi del blocco f nella zona sottostante al blocco d.



## Tavola periodica

La tavola periodica si articola in gruppi e periodi:

Ogni **gruppo** (colonne della tabella) comprende gli elementi che hanno la stessa configurazione elettronica esterna. All'interno di ogni gruppo si trovano elementi con caratteristiche simili.

Ogni **periodo** (righe delle tabella) inizia con un elemento il cui atomo ha come configurazione elettronica esterna costituita da un elettrone e procedendo verso gli atomi successivi del periodo, il numero atomico Z aumenta di una unità ad ogni passaggio.

period	group 1*	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	Ia	IIa	IIIa**	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	VIIIa	VIIIa	Ib	IIb	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	0
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn
7	Fr	Ra	Ac	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****	****		
			6	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71		
				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			7	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103		
				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Le caratteristiche chimiche di un elemento dipendono soltanto dalla configurazione esterna degli elettroni dei suoi atomi.



## Tavola periodica

### Gruppi 1 e 2

I gruppi 1 e 2 riuniscono rispettivamente i **metalli alcalini** ed **alcalino terrosi**.

Sono metalli teneri, relativamente poco densi, infatti il sodio può essere facilmente tagliato con una lama di acciaio.

group	1*	
period	Ia	
1	1 H	2 IIa
2	3 Li	4 Be
3	11 Na	12 Mg
4	19 K	20 Ca
5	37 Rb	38 Sr
6	55 Cs	56 Ba
7	87 Fr	88 Ra



Reagiscono con l'ossigeno e con l'acqua in modo violento. In natura si trovano per lo più sotto forma di ioni in soluzione.

I metalli alcalino-terrosi tendono a formare composti poco solubili (silicati e carbonati) -> minerali.



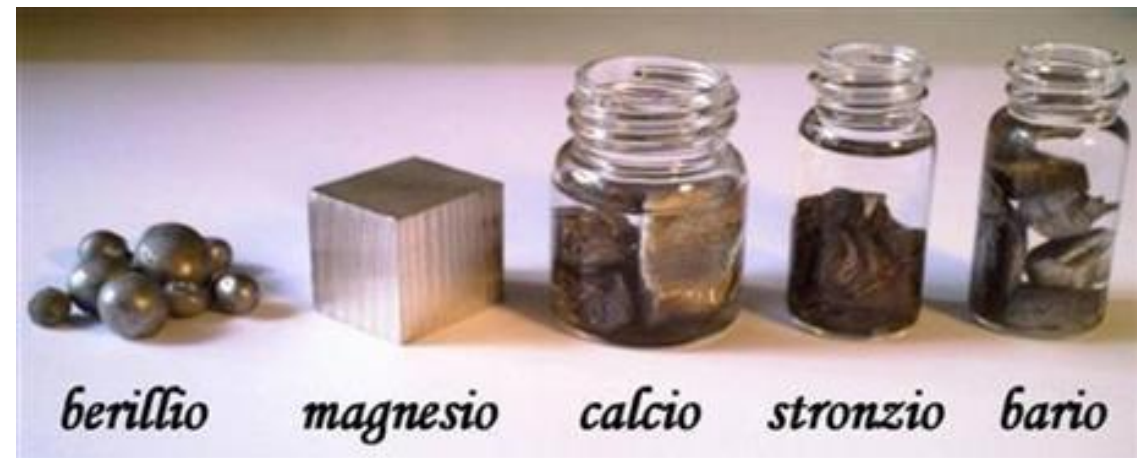
Aragonite



Calcite

# Metalli

Il **metallo** è un materiale che riflette la luce conferendole una particolare tonalità (detta appunto *metallica*), un ottimo conduttore di calore e di elettricità, generalmente intaccato dagli acidi (con sviluppo di idrogeno), spesso con buone caratteristiche di resistenza meccanica.



## Tavola periodica

### Gruppi 3 - 12

**Metalli di transizione** -> fanno da raccordo tra i gruppi 2 e 13 a partire dal IV periodo.

Gli elementi dei gruppi 11 e 12 hanno proprietà significativamente diverse dagli altri.

Metalli da conio: Cu, Ag e Au.

**Duttile e malleabile:** che può essere facilmente ridotto in fili sottili e lamine, rispettivamente, senza rompersi.

3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
IIIa**	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa				
IIIb***	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			Ib	IIb
21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd
57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg
89 Ac	****	****	****	****	****	****	****	****	****

### Gruppo 13 – 17

Hanno caratteristiche varie: dal carattere metallico al non metallico.

Il boro è un non metallo, mentre Al, Ge, In e Tl sono tutti metalli.

Nel **gruppo 14** si trova il C, che è un non metallo, Si e Ge che sono semimetalli, Sn e Pb che sono metalli.

Nel **gruppo 15** si passa dall'N (gas) e dal fosforo (non metallo) all'As ed all'Sb (semimetalli) ed al Bi (metallo).

Il **gruppo 16** (calcogeni) perché (S, Se e Te) contenuti nei minerali di rame.

Tellurio -> semimetallo Polonio -> elemento radioattivo

O, S e Se -> non metalli. L'O è l'elemento essenziale per la vita ed è il più abbondante.

**Gruppo 17** -> alogeni

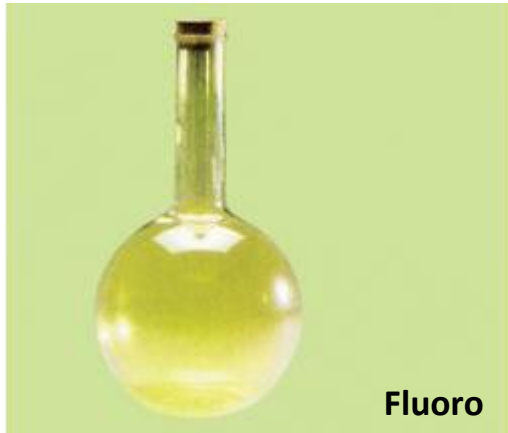
Fluoro e cloro sono gassosi; bromo liquido; iodio è solido.

13	14	15	16	17
IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb
IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa
5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br
49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I
81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At



# Alogeni

Gli alogeni sono tutti molto reattivi e, in quantità sufficienti possono essere letali per gli organismi biologici. Il fluoro è il più reattivo; cloro e bromo vengono impiegati come disinfettanti. Il cloro è anche un ingrediente basilare nella produzione di candeggina  $\text{NaClO}$  (ipoclorito di sodio) e viene utilizzato per le sue proprietà sbiancanti.



## Proprietà periodiche

### Gruppo 18

Gas nobili o inerti

Sono caratterizzati da gusci elettronici pieni (tutti l'ottetto tranne l'He che ne possiede 2), sono tutti monoatomici.

Il termine gas nobili deriva dal fatto che, parafrasando l'atteggiamento della nobiltà, questi gas evitano di reagire con gli elementi "comuni".

## I lantanidi

I lantanidi sono metalli fortemente elettropositivi (tendenza a cedere uno o più elettroni, trasformandosi in uno ione positivo), di color bianco-argenteo, teneri, duttili e malleabili.

6	58 <b>Ce</b>	59 <b>Pr</b>	60 <b>Nd</b>	61 <b>Pm</b>	62 <b>Sm</b>	63 <b>Eu</b>	64 <b>Gd</b>	65 <b>Tb</b>	66 <b>Dy</b>	67 <b>Ho</b>	68 <b>Er</b>	69 <b>Tm</b>	70 <b>Yb</b>	71 <b>Lu</b>
7	90 <b>Th</b>	91 <b>Pa</b>	92 <b>U</b>	93 <b>Np</b>	94 <b>Pu</b>	95 <b>Am</b>	96 <b>Cm</b>	97 <b>Bk</b>	98 <b>Cf</b>	99 <b>Es</b>	100 <b>Fm</b>	101 <b>Md</b>	102 <b>No</b>	103 <b>Lr</b>



18 VIIIb 0
2 <b>He</b>
10 <b>Ne</b>
18 <b>Ar</b>
36 <b>Kr</b>
54 <b>Xe</b>
86 <b>Rn</b>

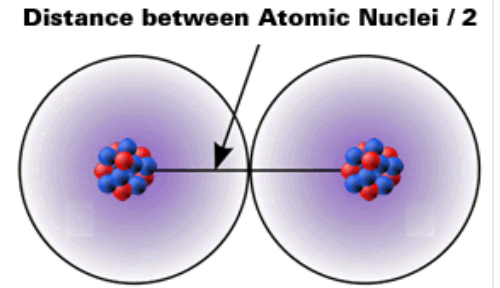
## Proprietà periodiche

Le proprietà **atomiche** che variano in maniera ricorrente lungo ciascun periodo e gruppo della tavola periodica sono chiamate **proprietà periodiche degli elementi**:

1. **RAGGIO ATOMICO**
2. **ENERGIA DI IONIZZAZIONE o POTENZIALE DI IONIZZAZIONE**
3. **AFFINITA' ELETTRONICA**
4. **ELETTRONEGATIVITA'**

## Proprietà periodiche

1. Il **raggio atomico** è pari alla metà della distanza tra i nuclei di due atomi vicini.



*Aumenta dall'alto in basso in un gruppo e diminuisce da sinistra a destra in un periodo.*

Lungo un periodo aumenta il valore di  $Z$  e di conseguenza la carica nucleare.

L'attrazione esercitata sugli elettroni più esterni, tutti appartenenti ad uno stesso strato, da parte di un nucleo sempre più positivo prevale sulla repulsione elettrostatica tra gli elettroni carichi negativamente dello stesso strato.

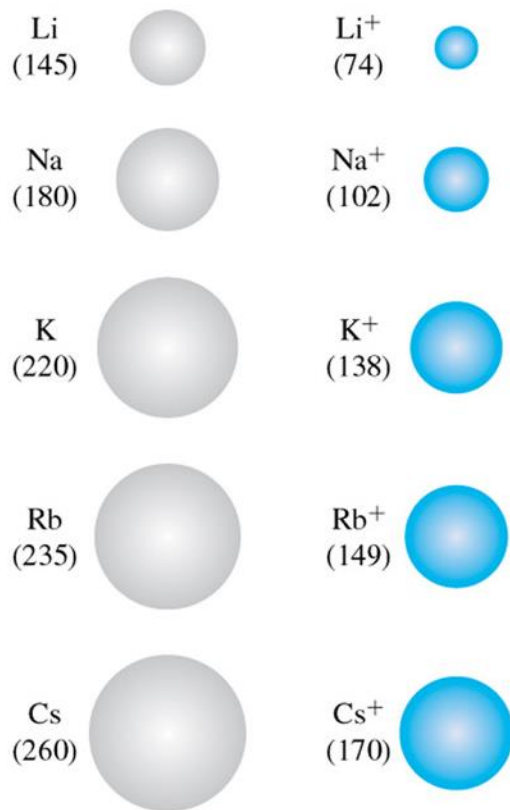
Lungo un gruppo gli elettroni vanno ad occupare nuovi strati: la carica nucleare effettiva aumenta di poco, a causa della schermatura dovuta agli elettroni degli strati interni.

1	2	3	4	5	6	7	8
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Gli elementi della **serie d** non presentano variazioni notevoli dei raggi atomici con il numero atomico.

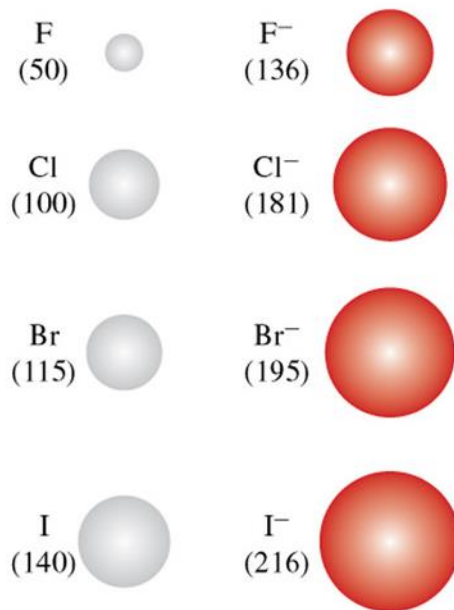
## Proprietà periodiche

### Raggi ionici



La conseguenza dell'aumento dell'attrazione tra il nucleo e gli elettroni rimanenti è che il **catione** ha raggio ionico molto più piccolo del raggio atomico.

### Anioni



Per gli anioni vale il discorso inverso. Un aumento della nube elettronica determina la diminuzione della attrazione tra nucleo ed elettroni. Quindi l'**anione** ha raggio ionico molto più grande del raggio atomico.

## Raggi ionici

### Raggi di ioni positivi e negativi isoelettronici

$F^-$	$Na^+$
133 pm	102 pm

F Z=9  $F^-$  10 elettroni      Na Z= 11  $Na^+$  10 elettroni

Il raggio dello ione negativo è più grande perché la sua carica nucleare per elettrone è più piccola e di conseguenza la nuvola elettronica risulta più espansa.

## 2. Energia di ionizzazione

L'energia di ionizzazione ( $E_i$ ) di un atomo rappresenta l'energia necessaria per allontanare a distanza infinita dal nucleo l'elettrone legato ad esso più debolmente. Si formerà uno ione positivo:

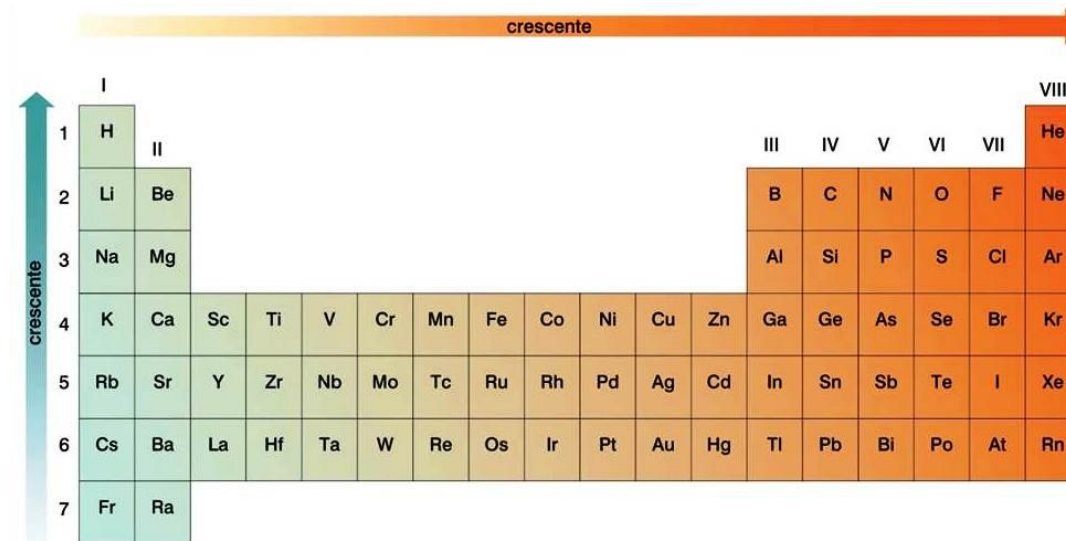


*Aumenta dal basso verso l'alto in un gruppo e da sinistra verso destra in un periodo.*

Viene riferita ad una mole di atomi e viene misurata in  $\text{kJ mol}^{-1}$

L'aumento lungo il periodo è giustificato dall'aumento della carica nucleare al crescere del na e dalla diminuzione delle dimensioni atomiche.

Lungo un gruppo diminuisce per l'aumento del numero quantico Principale che corrisponde ad una maggiore distanza dal nucleo.



Minimi assoluti: I gruppo (metalli alcalini)

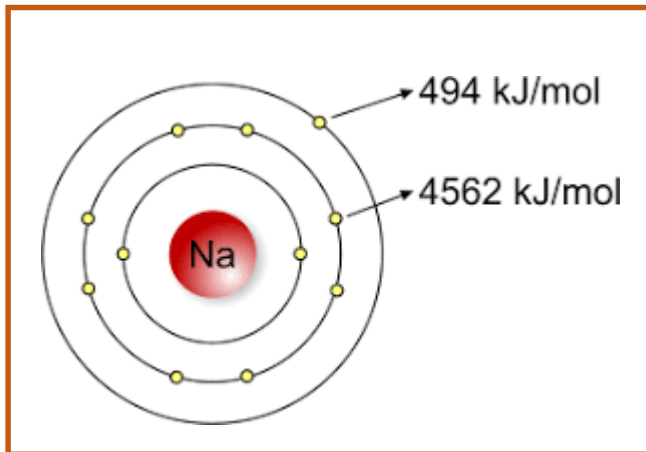
Massimi assoluti: gas nobili.

## 2. Energia di ionizzazione

Nel sesto periodo le  $E_i$  dei metalli di transizione sono più alte di quelle del quarto e quinto periodo. Questo perché ci sono i 14 elementi delle terre rare che riempiono gli orbitali 4f prima degli orbitali 5d -> aumento della carica nucleare dovuto ai lantanidi.

### Energia di seconda e terza ionizzazione

L'energia di seconda ionizzazione di un elemento è sempre maggiore della prima.



Energia di seconda ionizzazione



Energia di terza ionizzazione



### 3. Affinità elettronica

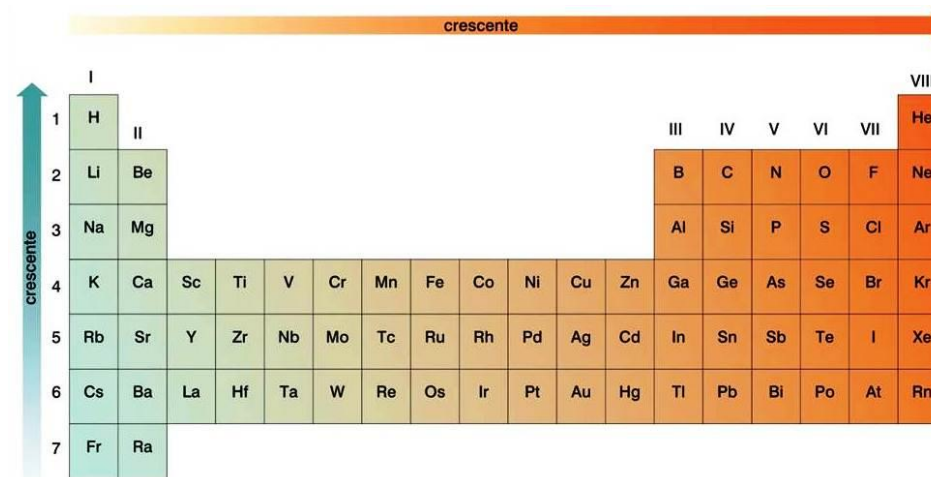
L' **affinità elettronica** ( $E_{ea}$ ) è l'energia che viene liberata quando un atomo neutro allo stato gassoso quando acquista un elettrone in più rispetto al suo stato fondamentale.

Si formerà uno ione negativo:



*Aumenta dal basso verso l'alto in un gruppo e da sinistra verso destra in un periodo.*

Viene riferita ad una mole di atomi e viene misurata in  $\text{kJ mol}^{-1}$



La maggior parte degli elementi hanno affinità elettronica negativa. Questo significa che non necessitano di energia per acquistare un elettrone, al contrario, la rilasciano.

Massimi (in valore assoluto): gli alogeni (Cl, F, Br, I)



# Proprietà periodiche

