

127

## Tavola periodica e classificazione degli elementi



### CONOSCENZE

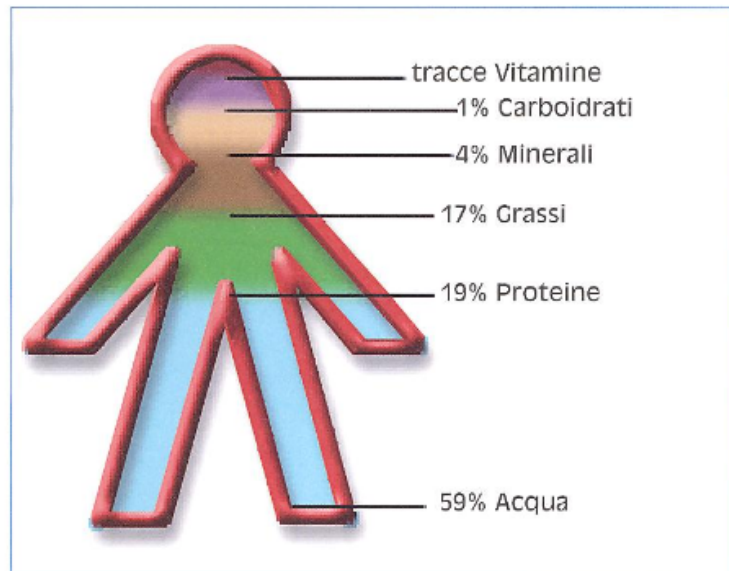
- Il problema della classificazione degli elementi chimici
- Tavola periodica degli elementi di ieri e oggi
- Configurazione elettronica degli elementi e dimensioni atomiche
- Energia di prima ionizzazione
- Affinità elettronica
- Elettronegatività
- Elementi di interesse biologico
- Struttura elettronica e valenza
- Raggi ionici
- Elementi dal gruppo 0 al gruppo 7
- Elementi di transizione e delle terre rare

### COMPETENZE

- Essere in grado di utilizzare adeguatamente il linguaggio specifico
- Illustrare i criteri storici che hanno portato alla definizione della Tavola periodica degli elementi
- Spiegare la relazione tra la struttura elettronica di un elemento e la sua posizione nella Tavola periodica
- Identificare gli elementi attraverso le loro proprietà periodiche
- Individuare gli elementi di interesse biologico
- Descrivere le principali proprietà degli elementi di ciascun gruppo (dal gruppo 0 “gas nobili” al settimo gruppo “alogeni”)

## ELEMENTI DI INTERESSE BIOLOGICO

Un essere umano adulto è costituito mediamente da circa il 59-60% di acqua; 19-20% di proteine; 17% di grassi; 4% di grassi; 1% di carboidrati e tracce di vitamine. Gli elementi chimici che costituiscono la "vita biologica"



sono sicuramente 26, ma forse il loro numero arriva a 39 o più. In ordine decrescente di abbondanza compongono l'organismo umano: l'ossigeno, il carbonio, l'idrogeno, l'azoto, il calcio, il fosforo, il potassio, lo zolfo, il cloro, il sodio, il magnesio ed il ferro. Gli altri elementi sono ritenuti essenziali per la vita in quanto sono costituenti di biomolecole ed enzimi indispensabili alle funzioni vitali dell'organismo. Basti pensare all'importanza del selenio che in piccole dosi sembra prevenire l'insorgenza di tumori e rallentare l'invecchiamento cellulare.

Un modo semplice e significativo per rappresentare la struttura elettronica esterna dei vari elementi viene fatta con la **simbologia di Lewis**. Il simbolo dell'elemento considerato presenta tanti puntini quanti sono gli elettroni dello strato esterno, ovvero gli *elettroni di valenza* che caratterizzano le proprietà chimica dell'elemento stesso.

Gruppo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
primo periodo	H•							He:
secondo periodo	Li•	Be•	⋮	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
terzo periodo	Na•	Mg•	Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•





Un primo tentativo storico di costruire un quadro sistematico  
dal tedesco **Johann Wolfgang Dobereiner**  
Egli aveva considerato tre gruppi di elementi, che aveva chiamato triadi

Atomic Mass (1850)

Atomic Number

$$\begin{array}{l} \text{Li} \quad 7 \\ \text{Na} \quad 23 \\ \text{K} \quad 39 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Li} \\ \text{Na} \\ \text{K} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{7 + 39}{2} = 23$$

$$\begin{array}{l} \text{Li} \quad 3 \\ \text{Na} \quad 11 \\ \text{K} \quad 19 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Li} \\ \text{Na} \\ \text{K} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{3 + 19}{2} = 11$$

$$\begin{array}{l} \text{Ca} \quad 40 \\ \text{Sr} \quad 87 \\ \text{Ba} \quad 137 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Ca} \\ \text{Sr} \\ \text{Ba} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{40 + 137}{2} = 88.5$$

$$\begin{array}{l} \text{Ca} \quad 20 \\ \text{Sr} \quad 38 \\ \text{Ba} \quad 56 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Ca} \\ \text{Sr} \\ \text{Ba} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{20 + 56}{2} = 38$$

$$\begin{array}{l} \text{P} \quad 31 \\ \text{As} \quad 75 \\ \text{Sb} \quad 122 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{P} \\ \text{As} \\ \text{Sb} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{31 + 122}{2} = 76.5$$

$$\begin{array}{l} \text{P} \quad 15 \\ \text{As} \quad 33 \\ \text{Sb} \quad 51 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{P} \\ \text{As} \\ \text{Sb} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{15 + 51}{2} = 33$$

$$\begin{array}{l} \text{S} \quad 32 \\ \text{Se} \quad 78 \\ \text{Te} \quad 128 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{S} \\ \text{Se} \\ \text{Te} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{32 + 128}{2} = 80$$

$$\begin{array}{l} \text{S} \quad 16 \\ \text{Se} \quad 34 \\ \text{Te} \quad 52 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{S} \\ \text{Se} \\ \text{Te} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{16 + 52}{2} = 34$$

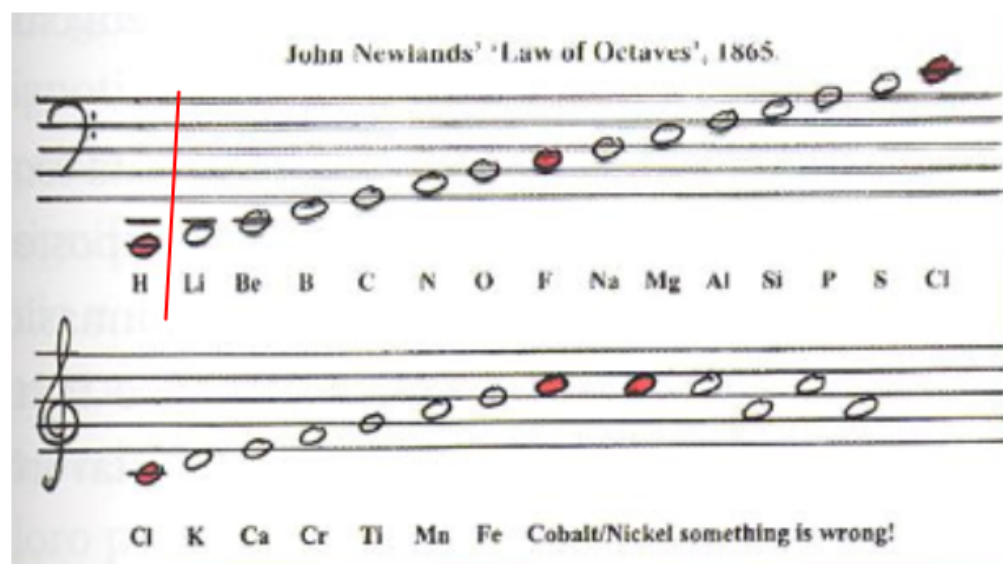
$$\begin{array}{l} \text{Cl} \quad 35.5 \\ \text{Br} \quad 80 \\ \text{I} \quad 127 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Cl} \\ \text{Br} \\ \text{I} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{35.5 + 127}{2} = 81.25$$

$$\begin{array}{l} \text{Cl} \quad 17 \\ \text{Br} \quad 35 \\ \text{I} \quad 53 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Cl} \\ \text{Br} \\ \text{I} \end{array}} \right\} \rightarrow \frac{17 + 53}{2} = 35$$

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		

Nel 1864, il chimico inglese **John Alexander Reina Newlands** (1837-1898) propose la cosiddetta **legge delle ottave**.

Egli si era accorto che, disponendo gli elementi secondo l'ordine crescente di peso atomico in due gruppi di sette unità, gli elementi con proprietà simili si trovavano esattamente uno sopra l'altro: ad esempio, il potassio era vicino al sodio e il calcio vicino al magnesio. Purtroppo, vi erano numerose eccezioni



## LA TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

130

Il contributo decisivo giunse per l'opera quasi simultanea

il tedesco **Julius Lothar Meyer** (1830-1895)

il russo **Dimitrij Ivanovic Mendeleev** (1834-1907)













































il peso atomico come parametro base della classificazione

 triade di Dobereiner    
  conosciuti da Mendeleev    
  non conosciuti da Mendeleev

	<b>H</b> 1.01											
<b>He</b> 4.00	<b>Li</b> 6.94	<b>Be</b> 9.01	<b>B</b> 10.8	<b>C</b> 12.0	<b>N</b> 14.0	<b>O</b> 16.0	<b>F</b> 19.0					
<b>Ne</b> 20.2	<b>Na</b> 23.0	<b>Mg</b> 24.3	<b>Al</b> 27.0	<b>Si</b> 28.1	<b>P</b> 31.0	<b>S</b> 32.1	<b>Cl</b> 35.5					
<b>Ar</b> 40.0	<b>K</b> 39.1	<b>Ca</b> 40.1	<b>Sc</b> 45.0	<b>Ti</b> 47.9	<b>V</b> 50.9	<b>Cr</b> 52.0	<b>Mn</b> 54.9	<b>Fe</b> 55.9	<b>Co</b> 58.9	<b>Ni</b> 58.7		
	<b>Cu</b> 63.5	<b>Zn</b> 65.4	<b>Ga</b> 69.7	<b>Ge</b> 72.6	<b>As</b> 74.9	<b>Se</b> 79.0	<b>Br</b> 79.9					
<b>Kr</b> 83.8	<b>Rb</b> 85.5	<b>Sr</b> 87.6	<b>Y</b> 88.9	<b>Zr</b> 91.2	<b>Nb</b> 92.9	<b>Mo</b> 95.9	<b>Tc</b> (99)	<b>Ru</b> 101	<b>Rh</b> 103	<b>Pd</b> 106		
	<b>Ag</b> 108	<b>Cd</b> 112	<b>In</b> 115	<b>Sn</b> 119	<b>Sb</b> 122	<b>Te</b> 128	<b>I</b> 127					
<b>Xe</b> 131	<b>Ce</b> 133	<b>Ba</b> 137	<b>La</b> 139	<b>Hf</b> 179	<b>Ta</b> 181	<b>W</b> 184	<b>Re</b> 180	<b>Os</b> 194	<b>Ir</b> 192	<b>Pt</b> 195		
	<b>Au</b> 197	<b>Hg</b> 201	<b>Tl</b> 204	<b>Pb</b> 207	<b>Bi</b> 209	<b>Po</b> (210)	<b>At</b> (210)					
<b>Rn</b> (222)	<b>Fr</b> (223)	<b>Ra</b> (226)	<b>Ac</b> (227)	<b>Th</b> 232	<b>Pa</b> (231)	<b>U</b> 238						

... 137 ...

Dimensione dei raggi atomici di alcuni atomi (in rosso)

I A	II A	III B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Li 	Be 			B 	C 	N 	O 	F 	Ne 
Na 	Mg 			Al 	Si 	P 	S 	Cl 	Ar 
K 	Ca 	Sc 	Zn 	Ga 	Ge 	As 	Se 	Br 	Kr 
Rb 	Sr 	Y 	Cd 	In 	Sn 	Sb 	Te 	I 	Xe 
Cs 	Ba 	La 	Hg 	Tl 	Pb 	Bi 			Rn 



**catione**(+)  
monovalente(++)  
bivalente

etc.

Dimensione dei raggi di alcuni ioni (in nero)

**anione**(-)  
monovalente(--)  
bivalente

etc.

I A	II A	III B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Li Li <sup>+</sup>	Be Be <sup>2+</sup>			B B <sup>3+</sup>	C C <sup>4+</sup>	N N <sup>3-</sup>	O O <sup>2-</sup>	F F <sup>-</sup>	Ne
Na Na <sup>+</sup>	Mg Mg <sup>2+</sup>			Al Al <sup>3+</sup>	Si Si <sup>4+</sup>	P P <sup>3-</sup>	S S <sup>2-</sup>	Cl Cl <sup>-</sup>	Ar
K K <sup>+</sup>	Ca Ca <sup>2+</sup>	Sc Sc <sup>3+</sup>	Zn Zn <sup>2+</sup>	Ga Ga <sup>3+</sup>	Ge Ge <sup>4+</sup>	As As <sup>3-</sup>	Se Se <sup>2-</sup>	Br Br <sup>-</sup>	Kr
Rb Rb <sup>+</sup>	Sr Sr <sup>2+</sup>	Y Y <sup>3+</sup>	Cd Cd <sup>2+</sup>	In In <sup>3+</sup>	Sn Sn <sup>4+</sup>	Sb Sb <sup>3-</sup>	Te Te <sup>2-</sup>	I I <sup>-</sup>	Xe
Cs Cs <sup>+</sup>	Ba Ba <sup>2+</sup>	La La <sup>3+</sup>	Hg Hg <sup>2+</sup>	Tl Tl <sup>3+</sup>	Pb Pb <sup>4+</sup>	Bi Bi <sup>3-</sup>			Rn



Dimensione dei raggi di alcuni ioni (in nero)

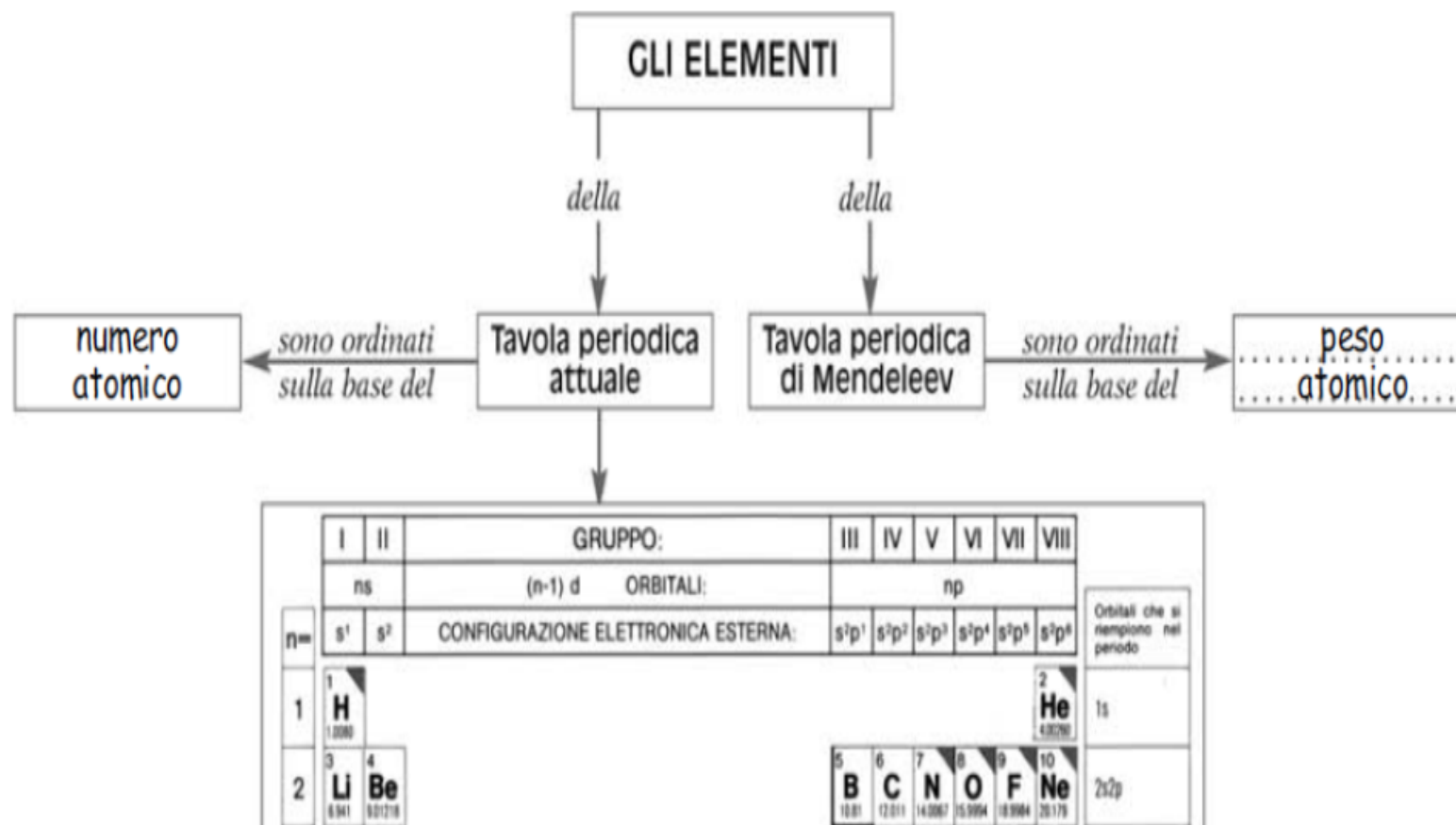
I A	II A	III B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A
Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>						O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>			Al <sup>3+</sup>			S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sc <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ga <sup>3+</sup>			Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Y <sup>3+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	In <sup>3+</sup>	Sn <sup>4+</sup>		Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	La <sup>3+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Tl <sup>3+</sup>	Pb <sup>4+</sup>			

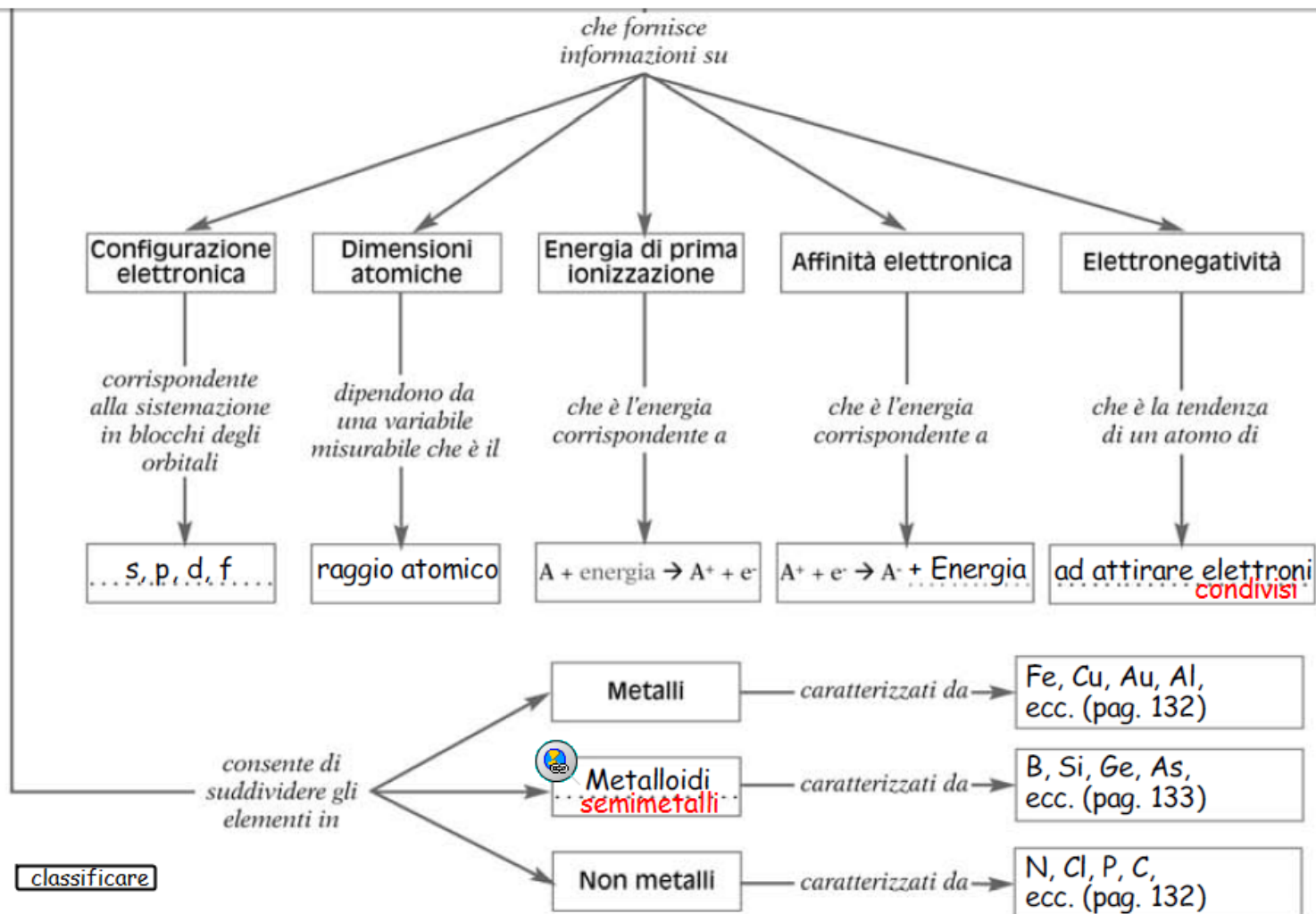


I **metalli alcalino-terrosi** si definiscono così perché allo stato composto presentano un aspetto terroso. Allo stato puro sono di colore argenteo, duttili e relativamente teneri, ma hanno durezza, densità e punto di fusione più elevati rispetto ai metalli alcalini. Anche i metalli alcalino-terrosi sono molto reattivi, ma in misura inferiore ai metalli alcalini; dal punto di vista della configurazione elettronica, essi hanno due elettroni nel livello più esterno e raggiungono la configurazione stabile perdendo i loro due elettroni. Il raggio ionico è piccolo

ni Il raggio ionico è piccolo rispetto al raggio atomico per l'attrazione esercitata dal nucleo che presenta due protoni in più. Questi metalli hanno bassi potenziali di ionizzazione, <sup>1° e 2°</sup> perdono facilmente i loro due elettroni durante le combinazioni con elementi molto elettronega-

	4 <b>Be</b> Beryllium 9.0122								
	12 <b>Mg</b>								
	20 <b>Ca</b> Calcium 40.08								
	38 <b>Sr</b> Strontium 87.62								
	56 <b>Ba</b> Barium 137.33								
	88 <b>Ra</b> Radium 226								







## ELEMENTI DEL TERZO GRUPPO

148

## La Tavola Periodica

attuale, interattiva : [www.ptable.com](http://www.ptable.com)

[illegible]

Gli elementi di questo gruppo presentano tre elettroni nell'orbitale esterno, pertanto essi raggiungono la configurazione stabile o perdendo tre elettroni o acquistando elettroni fino a completare l'ottetto.

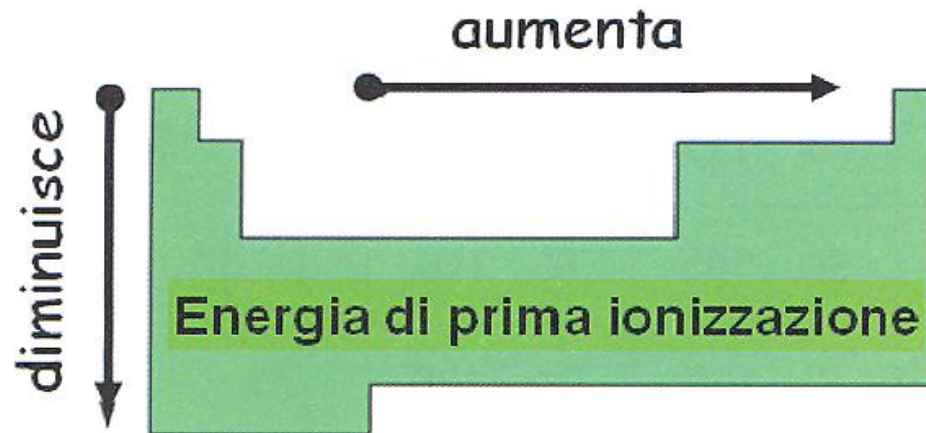
Nel loro insieme hanno caratteristiche di frontiera tra quelle tipicamente metalliche e quelle non metalliche che si presenta-

no con grande variabilità. Ad esempio, il carattere metallico è inesistente nel Boro (B), si accompagna a un comportamento anfotero nell'alluminio (Al) ed è più pronunciato in gallio (Ga), indio (In) e tallio (Tl). L'alluminio, che



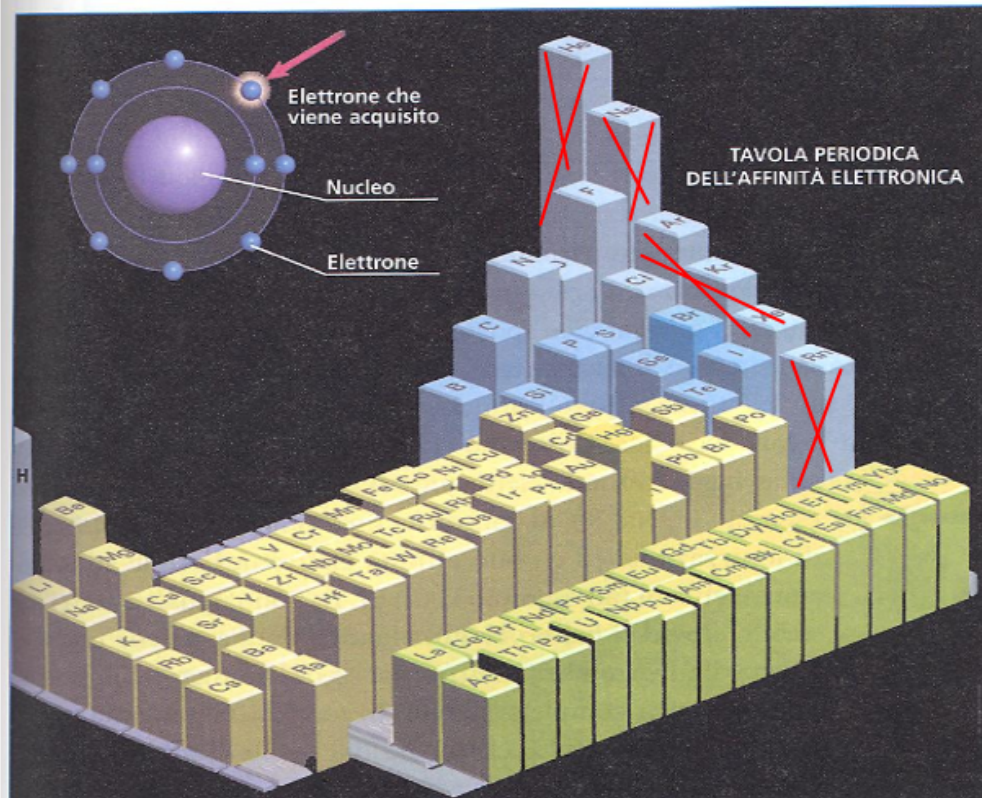
**POTENZIALE DI IONIZZAZIONE**

Energia necessaria a strappare l'elettrone più debolmente legato all'atomo isolato (allo stato gassoso) e portarlo a distanza infinita dal nucleo



Variazione dell'Energia di prima ionizzazione nella Tavola periodica degli elementi

Ad esempio, fluoro, cloro e iodio hanno un'elevata affinità elettronica, cioè tendono ad assumere elettroni, mentre i gas nobili, che hanno l'ottetto completo, hanno affinità elettronica nulla.



## ELETTRONEGATIVITÀ

Le proprietà fisiche e chimiche degli elementi sono strettamente legate ad alcune grandezze che hanno andamento periodico al variare del numero atomico. Una importante grandezza, da cui dipendono moltissime proprietà fisiche e chimiche è l'**elettronegatività**. Questa proprietà può essere identificata come la *tendenza degli elementi ad attrarre, in modo più o meno spiccato gli elettroni che intervengono nei legami chimici*.

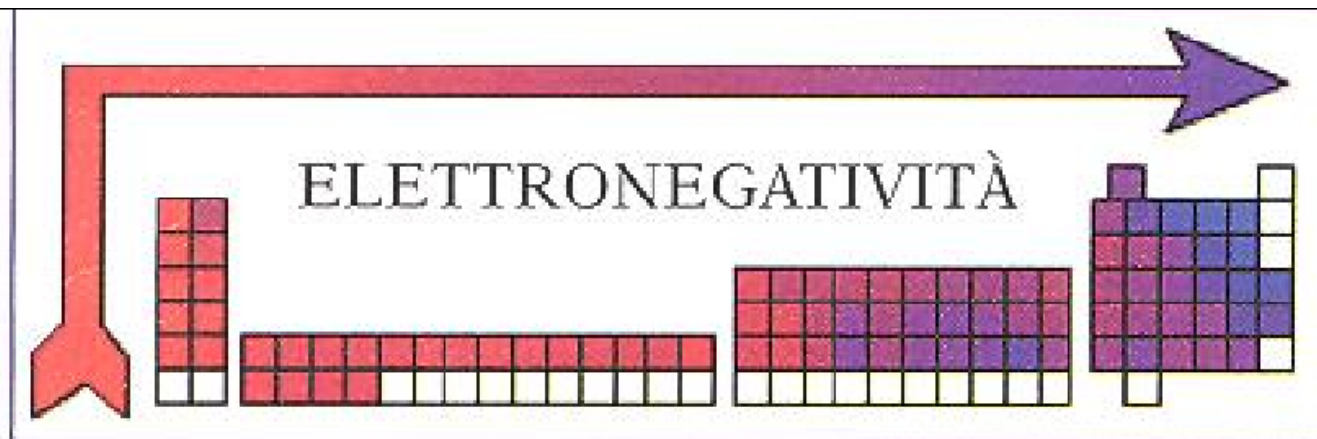
La **tendenza di un atomo ad attirare elettroni** è importante soprattutto per comprendere in che modo gli atomi si combinano tra loro per raggiungere la stabilità. Così, per esprimere la capacità degli elementi di assumere o meno elettroni quando gli atomi si uniscono tra loro si utilizza l'elettronegatività. Quando due atomi formano un legame scambiando elettroni ~~x~~ la scala dell'elettronegatività ci permette di prevedere il tipo di legame chimico.

la **configurazione** del livello di valenza di **due atomi (dello stesso o di differenti elementi)** ci consente di prevedere **quanti** elettroni:

- scambieranno oppure
- condivideranno

l'**elettronegatività** ci consente di prevedere come tali elettroni saranno:

- ♦ scambiati [cioè di prevedere quale atomo (lo o li) cede e quale (lo o li) acquista]: **legame ionico**
- ♦ condivisi
  - [ in modo omogeneo: formando un (o più) **legame covalente puro**] oppure
  - [ in modo disomogeneo: formando un (o più) **legame covalente polare**]



	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1												B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	He
2	Li 1,0	Be 1,6											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2											Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1	Xe
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,6	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1	Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9																

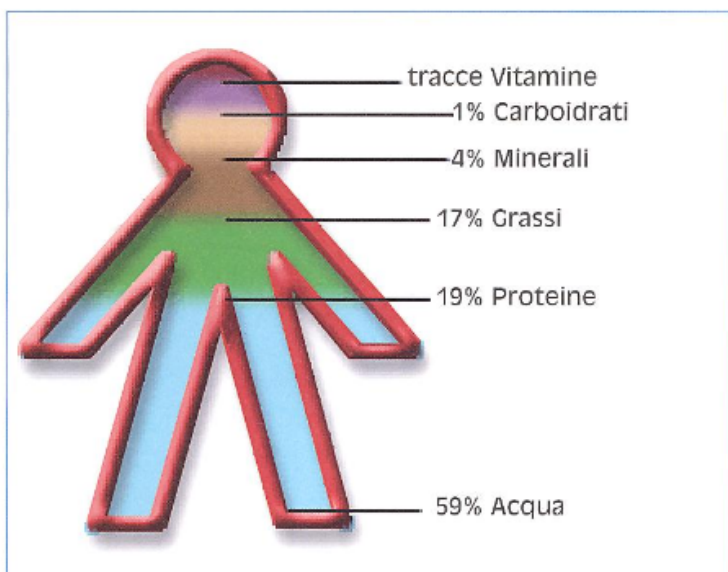


1s			1s
2s			2p
3s			3p
4s	3d		4p
5s	4d		5p
6s	5d		6p
7s	6d		
		4f	
		5f	



## ELEMENTI DI INTERESSE BIOLOGICO

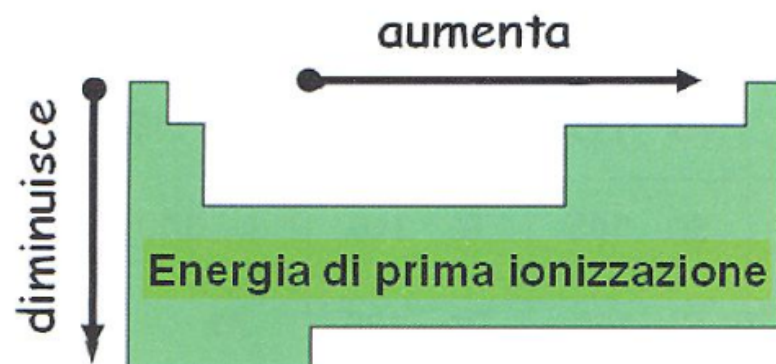
Un essere umano adulto è costituito mediamente da circa il 59-60% di acqua; 19-20% di proteine; 17% di grassi; 4% di grassi; 1% di carboidrati e tracce di vitamine. Gli elementi chimici che costituiscono la "vita biologica"



sono sicuramente 26, ma forse il loro numero arriva a 39 o più. In ordine decrescente di abbondanza compongono l'organismo umano: l'ossigeno, il carbonio, l'idrogeno, l'azoto, il calcio, il fosforo, il potassio, lo zolfo, il cloro, il sodio, il magnesio ed il ferro. Gli altri elementi sono ritenuti essenziali per la vita in quanto sono costituenti di biomolecole ed enzimi indispensabili alle funzioni vitali dell'organismo. Basti pensare all'importanza del selenio che in piccole dosi sembra prevenire l'insorgenza di tumori e rallentare l'invecchiamento cellulare.

**POTENZIALE DI IONIZZAZIONE**

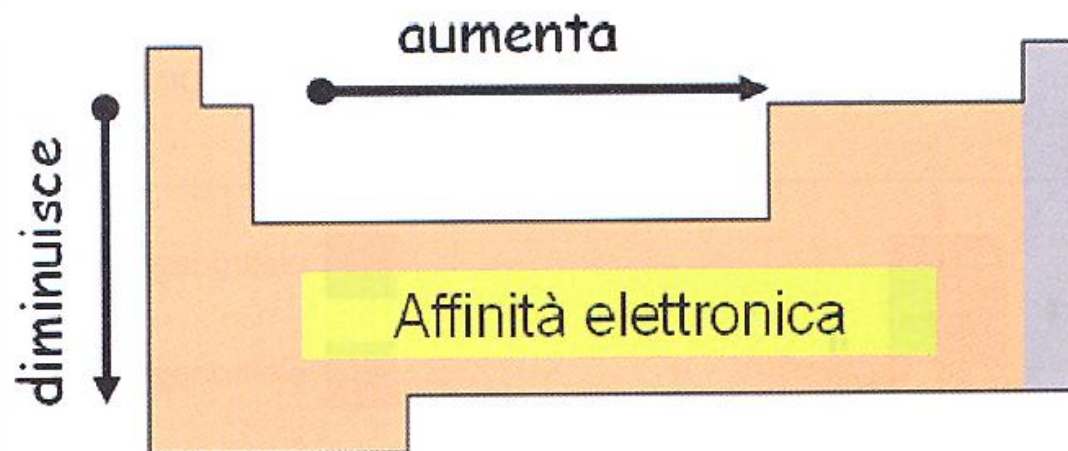
Energia necessaria a strappare l'elettrone più debolmente legato all'atomo isolato (allo stato gassoso) e portarlo a distanza infinita dal nucleo



Variazione dell'Energia di prima ionizzazione nella Tavola periodica degli elementi

### AFFINITA' ELETTRONICA

Energia liberata per acquisire un elettrone da parte di un atomo neutro



[illegible]