

LEZIONE 2

STRUTTURA DELLA MATERIA: L'ATOMO

Obiettivi di Apprendimento

Al termine della lezione gli studenti saranno in grado di:

- **Definire** l'atomo come unità fondamentale della materia e identificare le sue particelle costituenti
- **Distinguere** protoni, elettroni e neutroni per carica, massa e posizione nell'atomo
- **Calcolare** numero atomico, numero di massa e numero di neutroni di un elemento
- **Spiegare** il concetto di isotopi con esempi biologicamente rilevanti
- **Descrivere** la disposizione degli elettroni nei livelli energetici secondo il modello di Bohr
- **Utilizzare** la tavola periodica per identificare proprietà degli elementi
- **Applicare** i concetti di energia di ionizzazione ed elettronegatività a contesti biologici



Prerequisiti

- Concetti dalla Lezione 1: materia, massa, volume, stati di aggregazione
- Conoscenze matematiche di base (addizione, sottrazione, potenze)
- Comprensione del concetto di carica elettrica



«Cosa abbiamo imparato sulla materia
nella lezione precedente?»

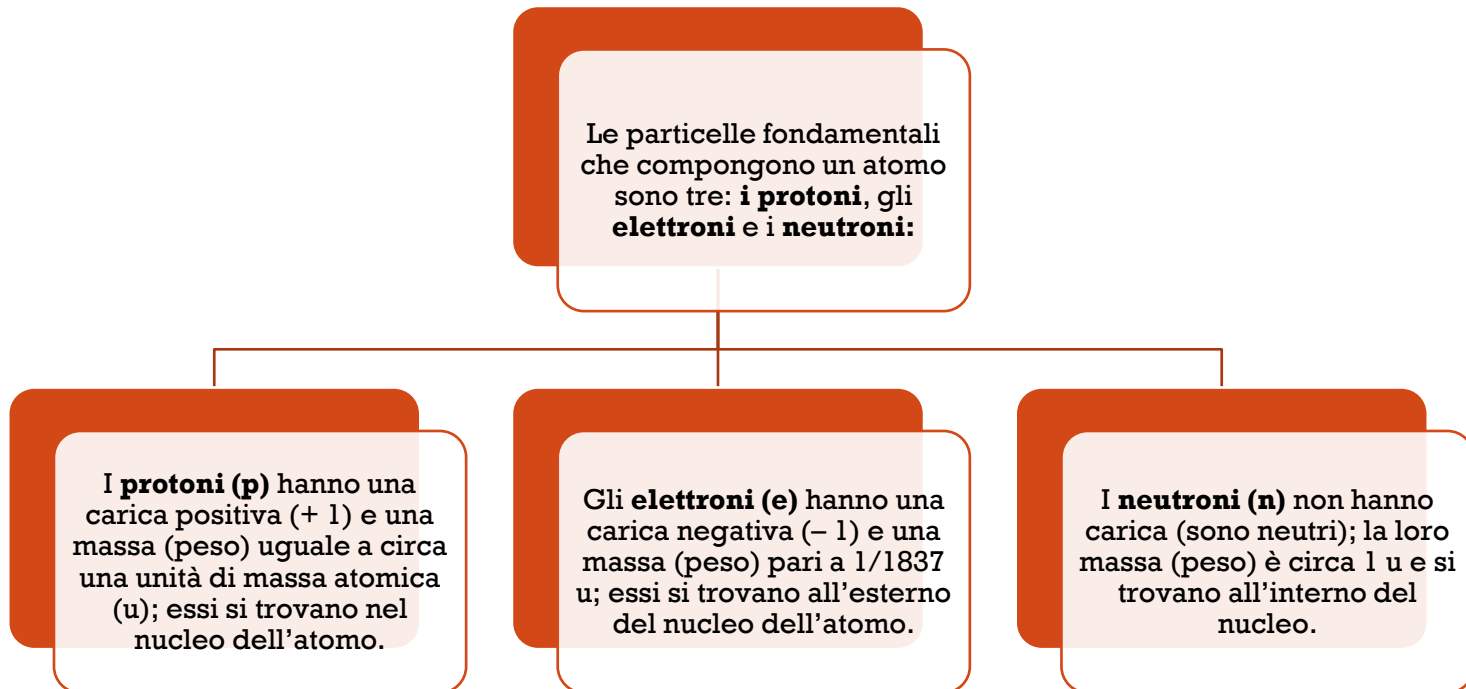
"Se la materia ha volume e
massa, da cosa è composta a
livello microscopico?"

"Oggi scopriremo i mattoni fondamentali di tutta la materia"



CHE COSA È UN ATOMO?

Un atomo può essere definito come la più piccola parte di un elemento che conserva le proprietà dell'elemento stesso. Ciascuna specie atomica può essere rappresentato da un simbolo; il simbolo C rappresenta l'atomo di carbonio, S lo zolfo e O l'ossigeno

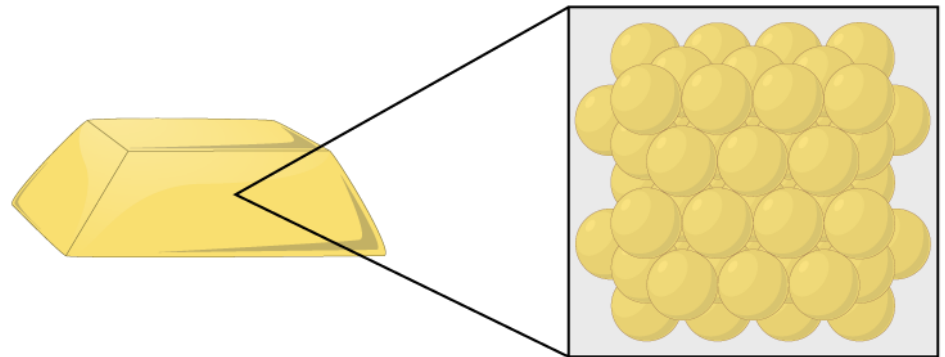


- ❖ Un **elemento** è costituito da un solo tipo di atomo, che ha una massa caratteristica dell'elemento ed è la stessa per tutti gli atomi di quell'elemento. Tuttavia, gli atomi di un elemento differiscono nelle proprietà dagli atomi di tutti gli altri elementi. Un campione macroscopico di un elemento contiene un numero incredibilmente elevato di atomi, tutti con proprietà chimiche identiche.

Esempio: Atomi d'oro in lingotti d'oro

Esempi biologici:

- *Ossigeno (O_2) - essenziale per la respirazione animale*
- *Azoto (N_2) - componente delle proteine*
- *Carbonio (C) - base delle molecole organiche*



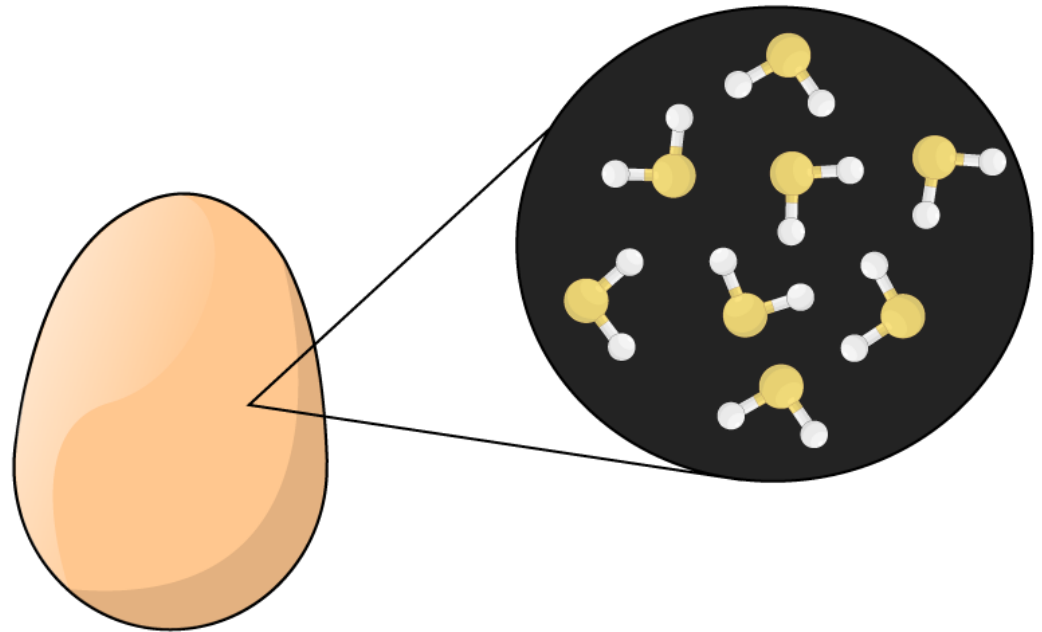
- ❑ Un lingotto d'oro 24K (a sinistra) contiene circa 3×10^{22} atomi d'oro (diverse dozzine sono rappresentate da sfere gialle a destra), ognuna delle quali ha le stesse proprietà chimiche.

"Quanti atomi ci sono nel corpo di un cane di 20 kg?"



- ❖ Un **composto** è costituito da atomi di due o più elementi combinati in un piccolo rapporto di numeri interi. In un dato composto, i numeri di atomi di ciascuno dei suoi elementi sono sempre presenti nello stesso rapporto

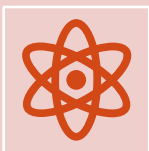
Gas di acido solfidrico



Il *solfuro di idrogeno* è un gas incolore con un caratteristico odore di uovo marcio. L'idrogeno solforato risulta dalla combinazione di due tipi di atomi - idrogeno (sfere bianche) e zolfo (sfere gialle) - in un rapporto 2 : 1.



MASSA ATOMICA



La massa atomica assoluta di ogni atomo (espresso in kg) è un numero troppo piccolo e di difficile impiego (es. la massa assoluta dell'ossigeno è $2,656 \times 10^{-26}$ kg).



La massa atomica relativa (anche detta peso atomico) è un numero adimensionale che indica il rapporto tra la massa assoluta di un atomo e 1/12 della massa di un atomo di carbonio (^{12}C), equivalente a $1,66054 \times 10^{-27}$ kg, che è stata definita internazionalmente ***“unità di massa atomica unificata” e ha come simbolo “u”***.



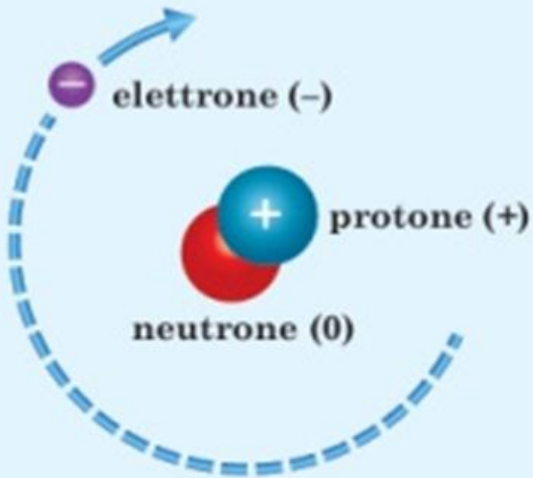
La denominazione “uma” per l'unità di massa atomica non viene più utilizzata, mentre il **dalton (Da)** è ancora usato. Pertanto, la massa atomica relativa dell'ossigeno, cioè il suo peso atomico, è 16. Tale numero, essendo derivato dal rapporto tra due masse, risulta adimensionale.



NUMERO ATOMICO E NUMERO DI MASSA

- **Ogni atomo è caratterizzato da un valore numerico definito **numero atomico**.**
- **Il numero atomico indica il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo di un elemento.** *Poiché ogni atomo è elettricamente neutro, in esso vi dovranno essere tanti elettroni (cariche negative) quanti sono i protoni (cariche positive) presenti.*
- **Il numero atomico indica, quindi, anche quanti elettroni sono presenti in un atomo.** Esso è scritto come pedice sul lato sinistro del simbolo dell'elemento. Pertanto ${}_6\text{C}$ indica che il carbonio ha numero atomico 6.
- **Il **numero di massa (massa di un nucleo)** è data dal numero totale di protoni e neutroni presenti in quel nucleo.**
- **Il numero di massa corrisponde ad un numero intero e indica la somma dei protoni e dei neutroni.** Il numero di massa è scritto come apice sul lato sinistro del simbolo dell'elemento. Pertanto ^{12}C indica un atomo di carbonio avente numero atomico 6 e numero di massa 12.



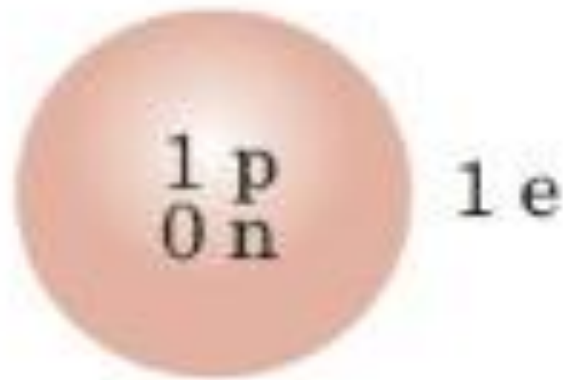


- atomo = nucleo + elettroni (e^-)
- nucleo = protoni (p^+) + neutroni (n)
- masse
 - protone = $1,675 \times 10^{-24}$ g
 - neutrone = $1,673 \times 10^{-24}$ g
 - elettrone = $9,11 \times 10^{-28}$ g

NUMERO DI NEUTRONI

▪ ***Il numero di neutroni presenti nel nucleo di un elemento può essere calcolato sottraendo dal numero di massa dell'elemento il suo numero atomico.***





idrogeno, H

▪ ATOMO DI IDROGENO

▪ L'atomo più semplice, cioè l'atomo di idrogeno, ha numero atomico 1 e numero di massa 1. Il numero atomico indica la presenza di un protone nel nucleo e indica, inoltre, che nell'atomo di idrogeno vi è un solo elettrone. Il numero di neutroni presenti nel nucleo dell'atomo di idrogeno si calcola sottraendo dalla massa atomica (1) il numero atomico (1); nel nucleo dell'atomo di idrogeno non vi sono neutroni.



ISOTOPI

Gli isotopi sono atomi di uno stesso elemento aventi lo stesso numero atomico, ma diverso numero di massa.



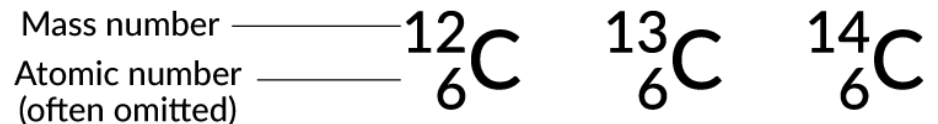
Il **carbonio**, numero atomico 6, ha tre isotopi. I loro numeri di massa sono rispettivamente 12, 13 e 14. Tutti e tre hanno numero atomico 6, cioè essi hanno tutti 6 protoni nel nucleo e 6 elettroni al di fuori del nucleo. L'isotopo con massa 13 ha 7 neutroni nel nucleo, mentre l'isotopo con massa 14 ne ha 8. La massa del carbonio è 12,011; il carbonio 12 è il più abbondante in natura.



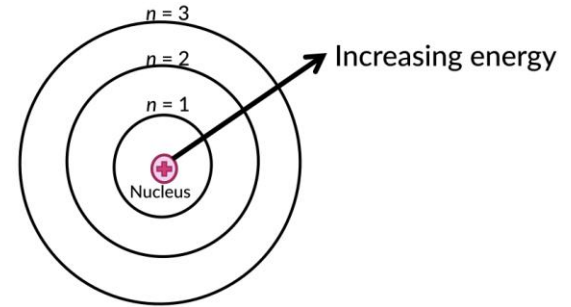
Molti isotopi sono naturali, mentre altri sono stati preparati artificialmente. In generale, gli isotopi hanno proprietà chimiche identiche in quanto contengono lo stesso numero di elettroni e di protoni, ma differenti proprietà fisiche.

Applicazioni Veterinarie

- **C-14:** *Datazione di fossili animali*
- **Traccianti radioattivi:** *Diagnosi e ricerca medica veterinaria*
- **Studi metabolici:** *Seguire il percorso di nutrienti negli animali*



DISPOSIZIONE DEGLI ELETTRONI IN UN ATOMO



Livelli energetici

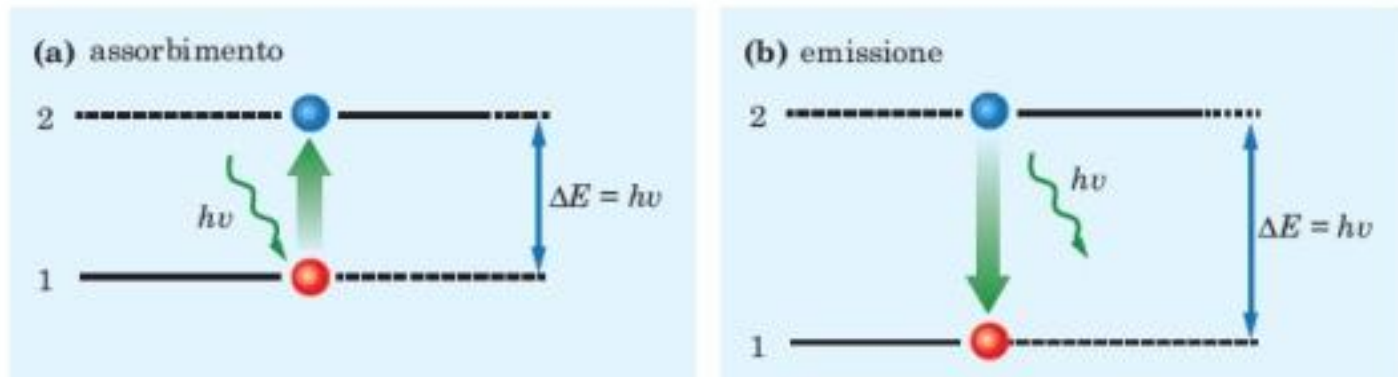
Gli elettroni sono collocati in livelli energetici. Un livello energetico rappresenta il volume che occupa la nuvola elettronica.

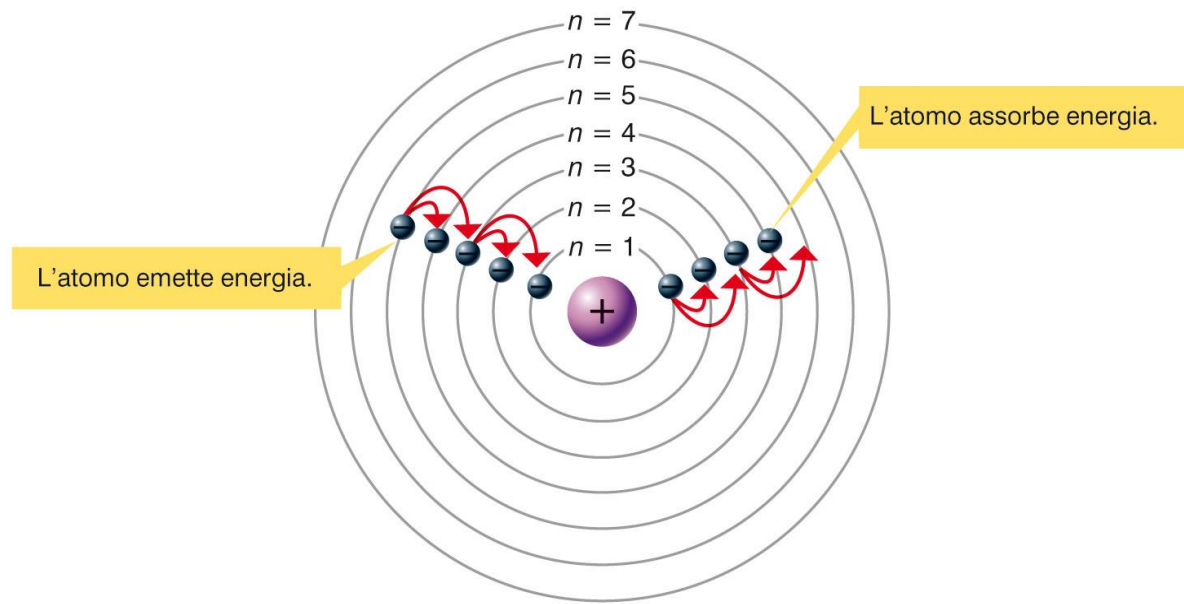
- Il massimo numero di elettroni presente in ciascun livello energetico si può calcolare dalla relazione $2n^2$, dove n rappresenta il numero del livello energetico considerato a partire dal nucleo. Così nel primo livello energetico ($n = 1$) vi sono al massimo 2 elettroni ($2n^2 = 2$); il secondo livello energetico ($n = 2$) conterrà al massimo 8 elettroni ($2n^2 = 8$); il terzo livello energetico conterrà al massimo 18 elettroni. Il numero massimo di elettroni nel livello più esterno di un atomo è sempre otto.
- Il primo livello energetico di un atomo deve essere completamente riempito prima che gli elettroni possano riempire il secondo; il secondo livello energetico deve essere completamente riempito prima che gli elettroni possano riempire il terzo, e così via.
- L'idrogeno, H, ha un protone e nessun neutrone nel nucleo e ha un elettrone al di fuori del nucleo.



▪ MODELLO DI BOHR

Gli elettroni ruotano intorno al nucleo in orbite ben definite (*orbitali = zone di spazio in cui si ha la massima probabilità di trovare l'elettrone*). Nel loro moto intorno al nucleo, gli elettroni non modificano la loro energia e si possono muovere da un orbitale ad un altro (verso il nucleo o lontano dal nucleo) tramite emissione o assorbimento di energia





■ I postulati:

- Nell'atomo gli elettroni ruotano intorno al nucleo su orbite circolari. Ognuna di queste orbite ha un raggio ed un valore di energia ben determinato
- L'energia dell'elettrone nell'atomo è quantizzata. Essa può assumere soltanto certi valori (valori permessi), ma non può assumere i valori intermedi fra quelli permessi
- Finché un elettrone rimane nella sua orbita, non emette e non assorbe energia
- Un elettrone può operare una transizione da un livello di energia ad un altro solo assorbendo o emettendo radiazione. La frequenza ν della radiazione è data dalla nota relazione: $h\nu = \Delta E$ dove ΔE è la differenza di energia fra i due stati coinvolti ed h è la costante di Planck



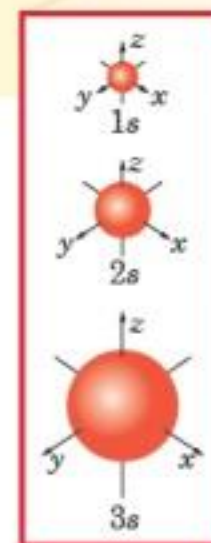
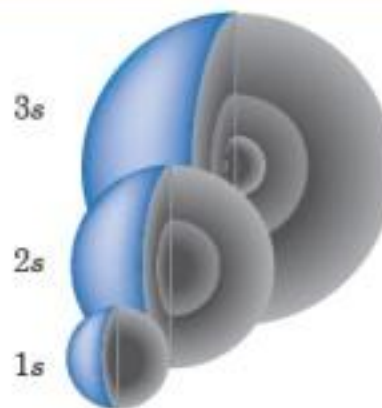
SOTTOLIVELLI DI ENERGIA

- Ogni livello energetico (o guscio) è costituito da sottolivelli (o sottogusci), che differiscono uno dall'altro per il loro arrangiamento spaziale.
- I sottolivelli energetici sono formati da orbitali atomici.
- ciascun livello energetico ha un sottolivello **s** contenente un orbitale di tipo **s** di forma sferica
- ad iniziare dal secondo livello energetico, ciascun livello contiene un sottolivello **p** che comprende tre orbitali **p**;
- dal terzo livello energetico, ciascun livello contiene un sottolivello **d** che comprende 5 orbitali **d**;
- dal quarto livello energetico, ciascun livello contiene un sottolivello **f** che comprende 7 orbitali **f**;
- ciascun orbitale non può contenere più di due elettroni;
- ciascun gruppo di orbitali deve essere riempito completamente prima di passare al riempimento di quello successivo, ovvero gli orbitali vengono riempiti in ordine di energia crescente.



orbitali		
numero quantico principale (guscio)	numero di sottogusci	nome dei sottogusci (tipi di orbitali)
1	1	s
2	2	s, p
3	3	s, p, d
4	4	s, p, d, f

FIGURA 2.3
Correlazione tra numero quantico principale, numero di sottogusci e tipi di orbitali.



s
s, p
s, p, d
s, p, d, f



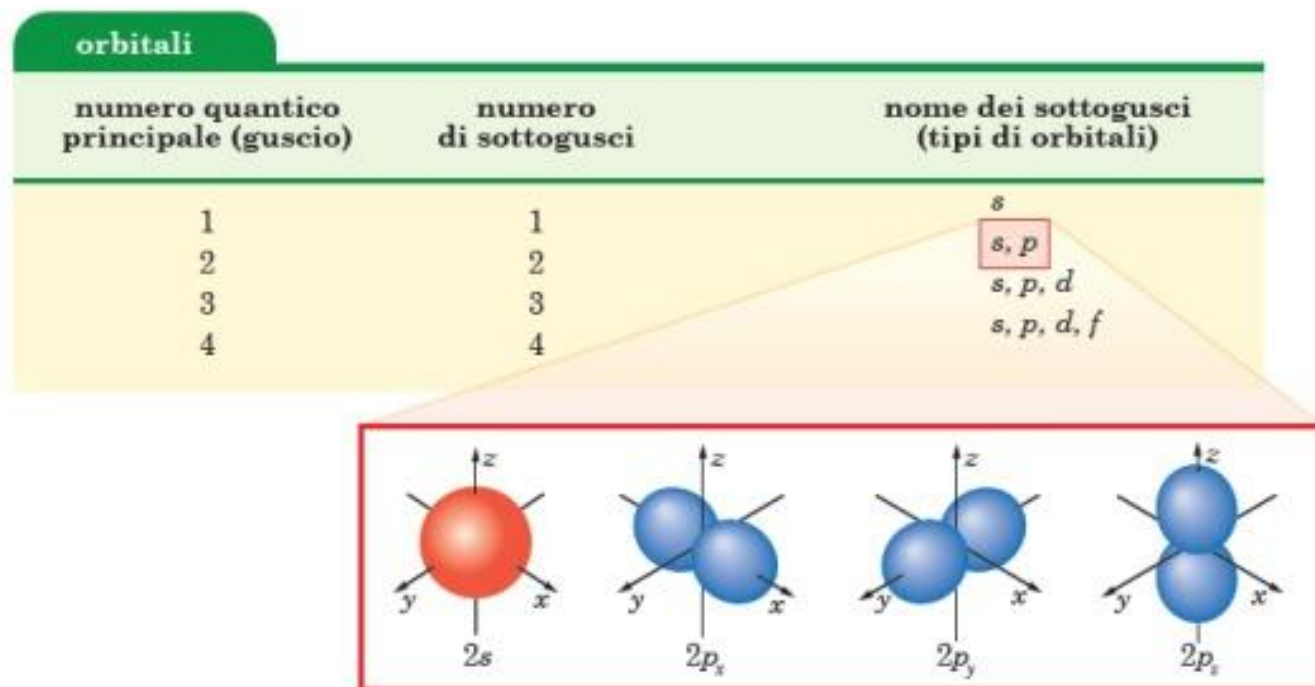


FIGURA 2.4

Correlazione tra numero quantico principale, numero di sottogusci e tipi di orbitali.

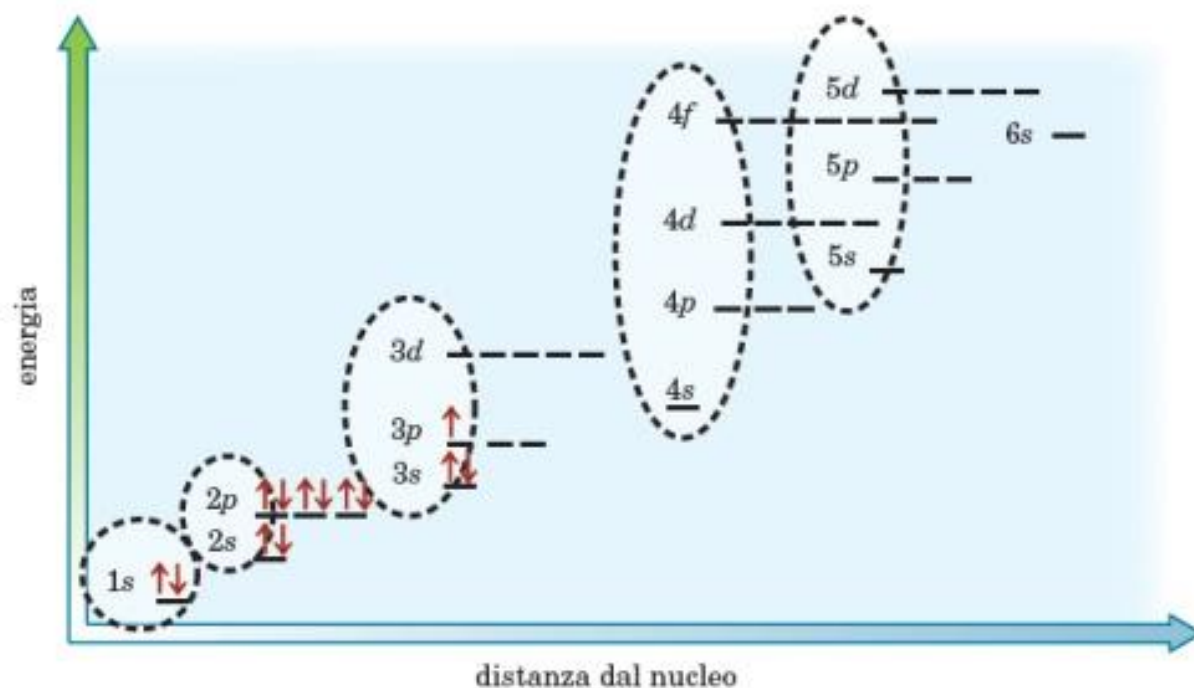


FIGURA 2.5

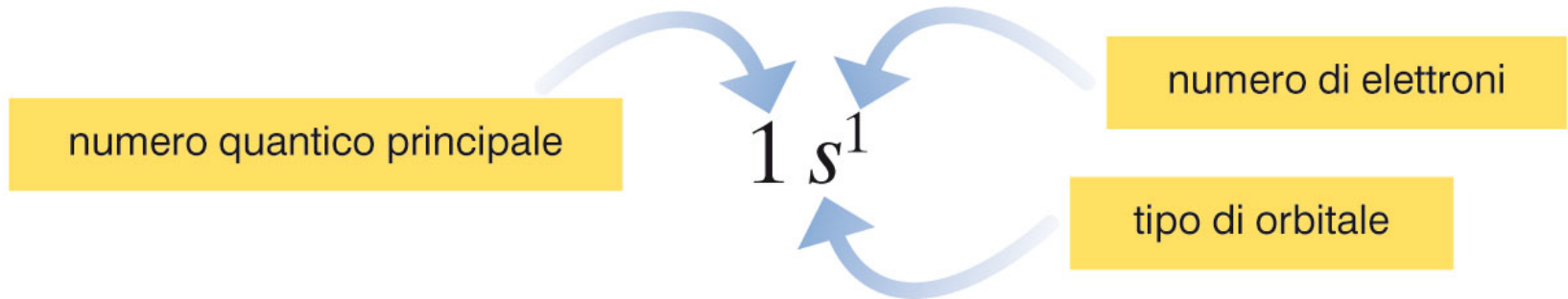
Correlazione tra l'energia dell'elettrone e la sua distanza dal nucleo. È illustrato, a titolo di esempio, il riempimento degli orbitali nell'atomo di Al (numero atomico 13).



Autori vari
Elementi di chimica e biochimica
Edises Edizioni

La configurazione degli atomi polielettronici (I)

La rappresentazione completa degli orbitali occupati da tutti gli elettroni in un atomo o in uno ione in ordine crescente di energia si chiama **configurazione elettronica**.

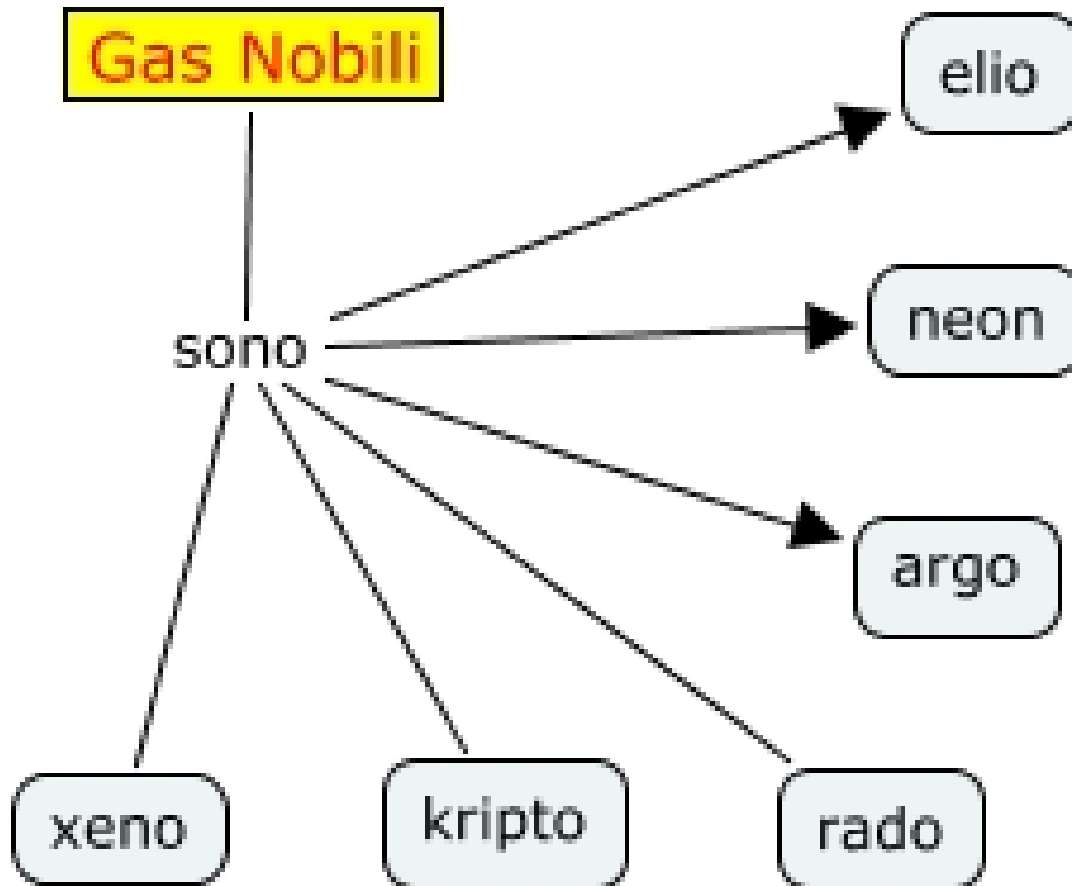


Atomo	Z	Configurazione elettronica dello stato fondamentale	
H	1	$1s^1$	livello 1
He	2	$1s^2$	
Li	3	$1s^2 2s^1$	livello 2
Be	4	$1s^2 2s^2$	
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	livello 3
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	

LA CONFIGURAZIONE DEGLI ATOMI POLIELETTRONICI (II)

IL NUMERO ATOMICO
Z DELL'ELEMENTO
INDICA IL NUMERO
DI ELETTRONI DA
SISTEMARE.





▪ GAS NOBILI

▪ I gas nobili (inerti) non sono reattivi in quanto hanno il livello energetico più esterno completo (contenente otto elettroni, ad eccezione dell'elio che ne contiene solo due). Otto elettroni nel livello più esterno corrispondono al riempimento completo degli orbitali *s* e *p*, che comporta una grande stabilità.



TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

- Nella tavola periodica gli elementi sono classificati in base al **numero di elettroni e alla configurazione elettronica**.
- La tavola è divisa in caselle disposte orizzontalmente e verticalmente. Ogni casella rappresenta un elemento. Vi sono più di 100 differenti elementi, ciascuno dei quali ha il proprio posto. Le colonne verticali sono definite gruppi e sono numerate con numeri romani. Le righe orizzontali sono definite periodi e sono identificate attraverso numeri arabi.
- Ciascuna casella della tavola periodica contiene un simbolo con due numeri posti al di sopra e al di sotto del simbolo. Il nome dell'elemento è riportato al di sotto del simbolo.



Il diagramma illustra la tavola periodica degli elementi chimici, con le seguenti informazioni:

- Numero atomico (Z):** Indicato in alto a sinistra di ogni elemento (es. 1 per l'idrogeno).
- Simbolo:** La lettera o le lettere che rappresentano l'elemento (es. H per l'idrogeno).
- Massa atomica:** Il valore numerico sotto il simbolo (es. 1,01 per l'idrogeno).
- Nome:** Il nome completo dell'elemento (es. idrogeno).

La tavola periodica è organizzata in gruppi (I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII) e periodi (1, 2, 3, 4). Gli elementi sono colorati in base alle loro proprietà:

- metalli alcalini:** Gruppo I (es. Li, Na, K).
- metalli alcalino-terrosi:** Gruppo II (es. Be, Mg, Ca).
- elementi di transizione:** Gruppi III-VII (es. Fe, Cu, Zn).
- gas nobili:** Gruppo VIII (es. He, Ne, Ar).
- non metalli:** Gruppi III-VI (es. C, N, O, F).
- altri metalli:** Gruppo VII (es. Fe, Co, Ni).

■ PRESUPPOSTI INIZIALI



Il simbolo O rappresenta l'elemento ossigeno. Il numero atomico dell'elemento (8) è riportato al di sopra del simbolo. Sottostante al simbolo è riportata la massa atomica dell'elemento, 16,00.

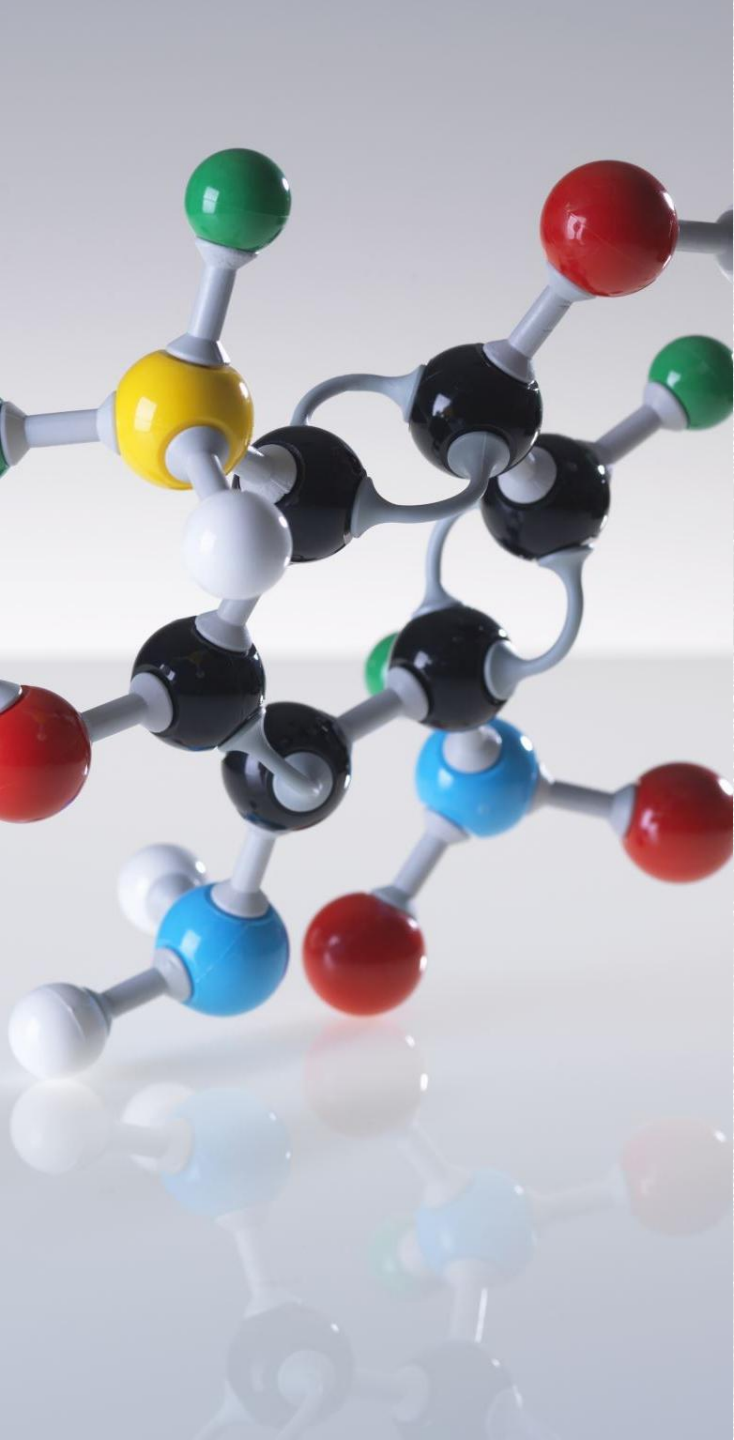


- ❑ Gli elettroni dell'ultimo livello energetico (cioè quello a contenuto energetico più alto) sono definiti **elettroni di valenza**. Gli elementi di un gruppo hanno proprietà chimiche simili in quanto hanno lo stesso numero di elettroni di valenza.
- ❑ Gli elementi di transizione sono tutti metalli e generalmente hanno due elettroni nel livello energetico più esterno.
- Nel periodo 1 della tavola periodica vi sono due elementi, **idrogeno ed elio**. Entrambi questi atomi hanno elettroni solo nel primo livello energetico.
- Nei periodi 2 e 3 vi sono otto elementi, tutti aventi da uno ad otto elettroni nel livello energetico più esterno e, cioè, rispettivamente il secondo e il terzo livello energetico.

In generale i periodi della tavola periodica corrispondono ai livelli energetici nell'atomo.

es: l'ossigeno, che fa parte del VI gruppo, secondo periodo, ha due livelli energetici con sei elettroni nell'ultimo livello. Il vanadio (V) si trova nel quarto periodo; esso è un elemento di transizione e contiene 4 livelli energetici con due elettroni nel livello più esterno.

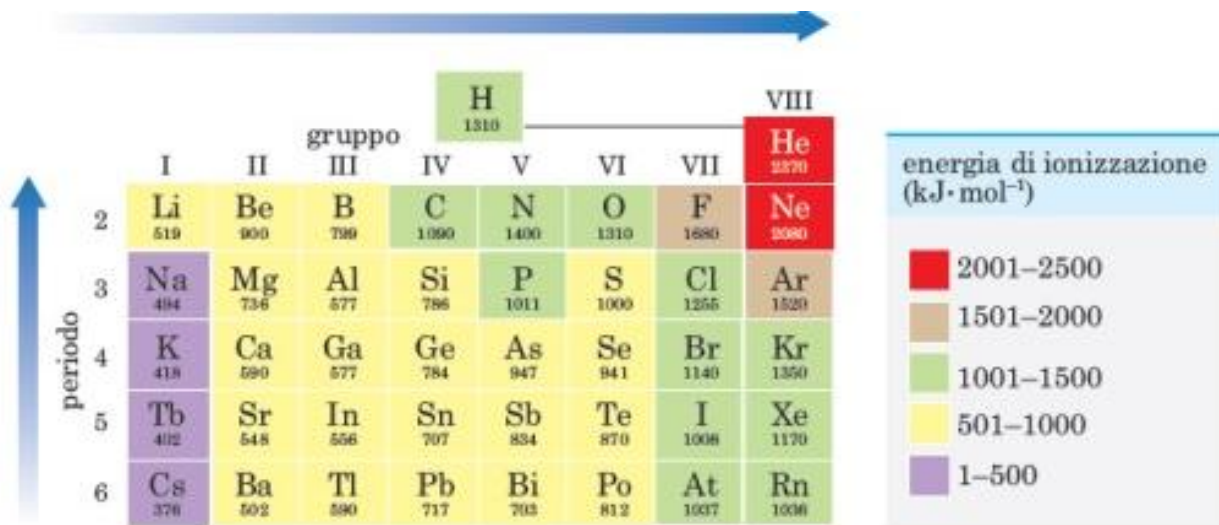




ENERGIA DI IONIZZAZIONE E AFFINITÀ ELETTRONICA

- **L'energia o potenziale di ionizzazione** è l'energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo (allo stato gassoso e nel suo stato fondamentale, in cui è neutro). La rimozione di un elettrone da un atomo neutro lo trasforma in uno ione con carica positiva, indicato con il termine **catione**.
- **L'affinità elettronica** è l'energia che si libera quando un atomo acquista un elettrone in più rispetto allo stato fondamentale. Un elevato valore dell'affinità elettronica indica che la cattura dell'elettrone da parte dell'atomo provoca la liberazione di una grande quantità di energia. Al contrario, se l'affinità elettronica è negativa, per costringere l'atomo alla cattura di un elettrone occorre somministrare dell'energia.





Autori vari

Elementi di chimica e fisica

ENERGIA DI IONIZZAZIONE



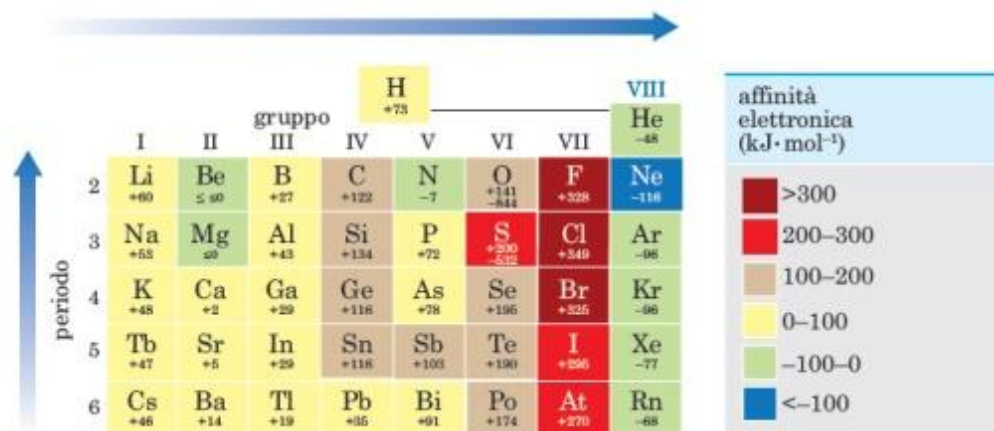
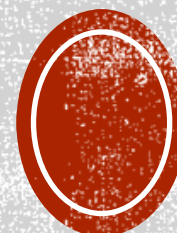


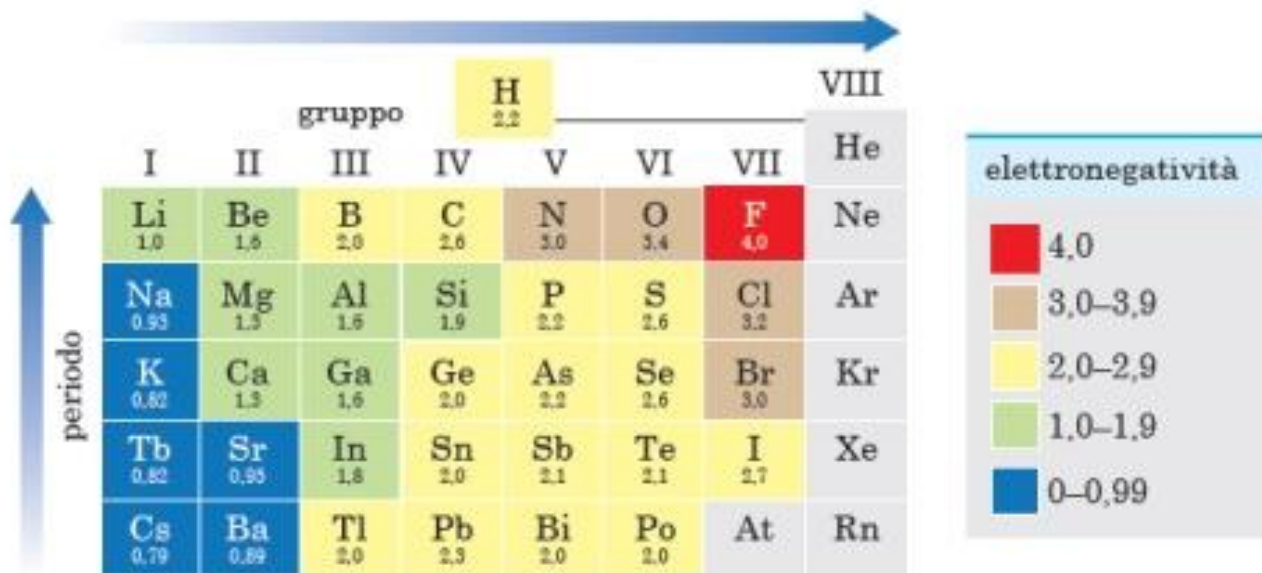
FIGURA 2.8
Valori dell'affinità elettronica (in kJ mol⁻¹) di alcuni elementi e loro variazione rispetto alla posizione di questi nella tavola periodica.



Autori vari
Elementi di chimica e biochimica
Edises Edizioni

AFFINITÀ ELETTRONICA





ELETTRONEGATIVITÀ

- L'**elettronegatività** è una misura della tendenza di un atomo ad attrarre gli elettroni coinvolti in un legame che lo unisce, in una molecola, ad un atomo di natura diversa. Un atomo è tanto più elettronegativo quanto più elevate sono la sua energia di ionizzazione (ovvero quanto più difficilmente tende a perdere elettroni) e la sua affinità elettronica (ovvero quanto più facilmente tende ad acquistare elettroni).



▪ CONCETTI CHIAVE

- •Le **masse** di tutti gli atomi sono rapportate a quella dell'atomo di carbonio 12, al quale è stata assegnata una massa di 12,00 u. In particolare, **1 u corrisponde all'unità di massa atomica unificata ed equivale a $1,66054 \times 10^{-27}$ kg**. Le masse atomiche relative sono definite pesi atomici.
- •L'**atomo** è composto da un nucleo, contenente neutroni e protoni, e da elettroni che circondano il nucleo. Sia i neutroni che i protoni hanno massa pari a circa 1 u; gli elettroni hanno una massa trascurabile. Pertanto, quasi tutta la massa di un atomo risiede nel nucleo.
- •Il **numero atomico** di un elemento indica il numero di protoni contenuti nel nucleo di un atomo di quell'elemento e di conseguenza anche il numero di elettroni presenti al di fuori del nucleo.
- •Il **numero di massa** corrisponde alla somma dei protoni e dei neutroni di un nucleo. Il numero di neutroni può essere calcolato sottraendo dalla massa atomica di un elemento il suo numero atomico.
- •Gli **isotopi** sono atomi che hanno lo stesso numero atomico, ma diverso numero di massa. Molti elementi hanno due isotopi, altri ne hanno più di due.



- •Gli **elettroni** in un atomo occupano livelli energetici discreti. Il primo livello può contenere al massimo due elettroni, il secondo livello 8 elettroni, il terzo livello 18 elettroni.
- •Nel riempimento elettronico degli orbitali bisogna prima riempire il primo livello energetico e poi il secondo, così come si deve riempire prima il secondo livello e poi il terzo.
- •I **livelli energetici** sono composti da sottolivelli, che a loro volta formano gli orbitali. Ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni.
- •I **gas nobili** hanno otto elettroni nell'ultimo livello, ad eccezione dell'elio che ne ha due.



▪ La **tavola periodica** classifica gli elementi in base al loro numero atomico. Le colonne verticali della tavola periodica sono chiamate gruppi, le righe orizzontali sono definite periodi. Il gruppo indica il numero di elettroni nel livello più esterno.

(<https://tavolaperiodica.zanichelli.it/it>)

▪ •Gli **elementi di transizione** sono tutti metalli ed hanno in genere due elettroni nell'ultimo livello energetico. Il numero del periodo corrisponde al livello energetico più esterno.

▪ •L'**energia di ionizzazione** è l'energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo neutro.

▪ •L'**affinità elettronica** è l'energia che si libera quando un atomo acquista un elettrone in più rispetto allo stato fondamentale.

▪ •L'**elettronegatività** è una misura della tendenza di un atomo ad attrarre gli elettroni coinvolti in un legame che lo unisce a un atomo di natura diversa.



Partecipa a questo evento Wooclap



1

Vai a wooclap.com

2

Immettere il codice dell'evento nel banner superiore

Codice evento
LQIBRO

 [Copiare il link di partecipazione](#)

Domande di Verifica Finale

- "Calcola protoni, neutroni, elettroni per ^{16}O "
- "Spiega perché C-12 e C-14 hanno proprietà chimiche identiche"
- "Come si distribuiscono gli elettroni del calcio ($Z=20$)?"
- "Perché i gas nobili sono chimicamente inerti?"

