

# **STRUTTURA DELLA MATERIA: L'ATOMO**



# 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

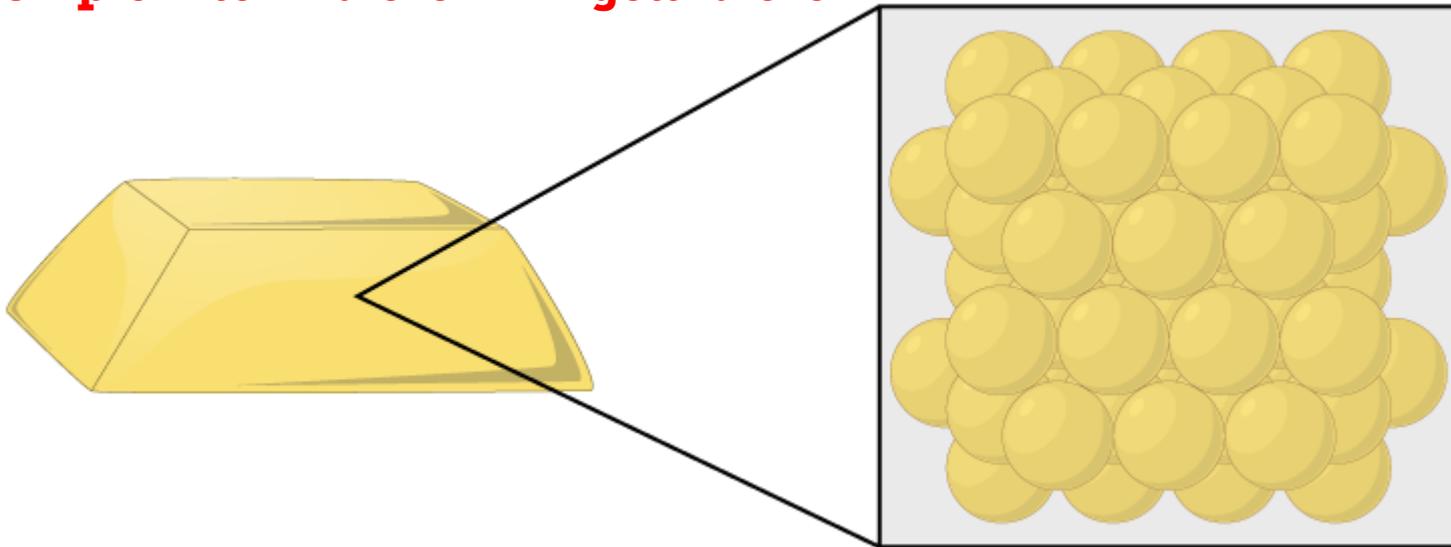
Le particelle fondamentali che compongono un atomo sono tre: i **protoni**, gli **elettroni** e i **neutroni**:

- I **protoni (p)** hanno una carica positiva (+ 1) e una massa (peso) uguale a circa una unità di massa atomica (u); essi si trovano nel nucleo dell'atomo.
- Gli **elettroni (e)** hanno una carica negativa (- 1) e una massa (peso) pari a  $1/1837$  u; essi si trovano all'esterno del nucleo dell'atomo.
- I **neutroni (n)** non hanno carica (sono neutri); la loro massa (peso) è circa 1 u e si trovano all'interno del nucleo.



- ❖ 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**

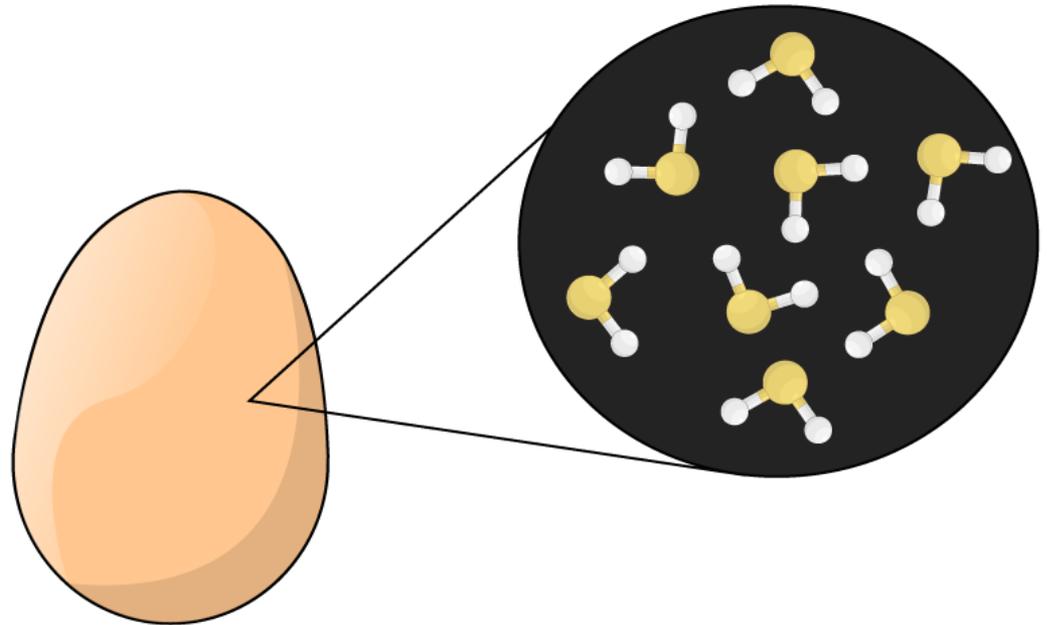


Un lingotto d'oro 24K (a sinistra) contiene circa  $3 \times 10^{22}$  atomi d'oro (diverse dozzine sono rappresentate da sfere gialle a destra), ognuna delle quali ha le stesse proprietà chimiche.



- ❖ 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 ( $^{12}\text{C}$ ), 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.

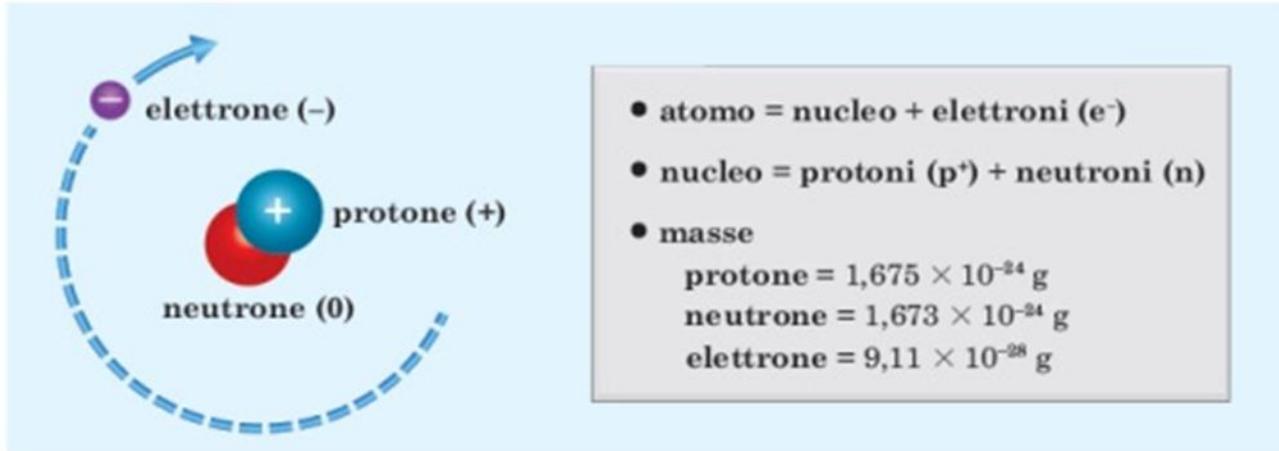
- Il **numero di massa (massa di un nucleo)** è data dal numero totale di protoni e neutroni presenti in quel nucleo. I

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  ${}^{12}\text{C}$  indica un atomo di carbonio avente numero atomico 6 e numero di massa 12.

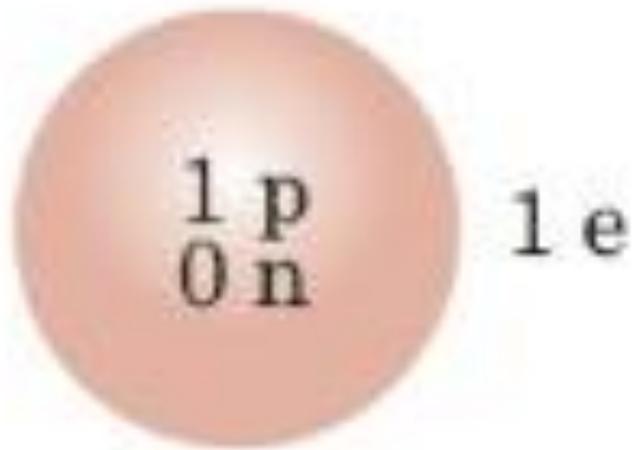


# NUMERO DI NEUTRONI

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



# ATOMO DI IDROGENO



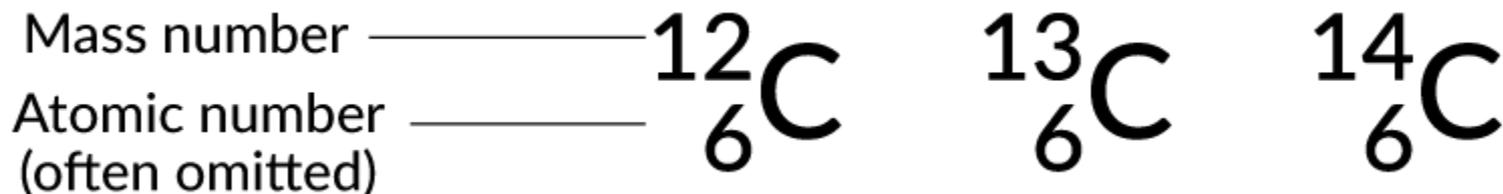
idrogeno, H



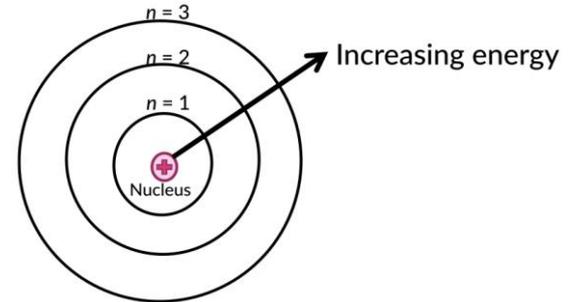
# ISOTOPI

**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. Le loro masse atomiche 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.



# DISPOSIZIONE DEGLI ELETTRONI IN UN ATOMO



## *Livelli energetici*

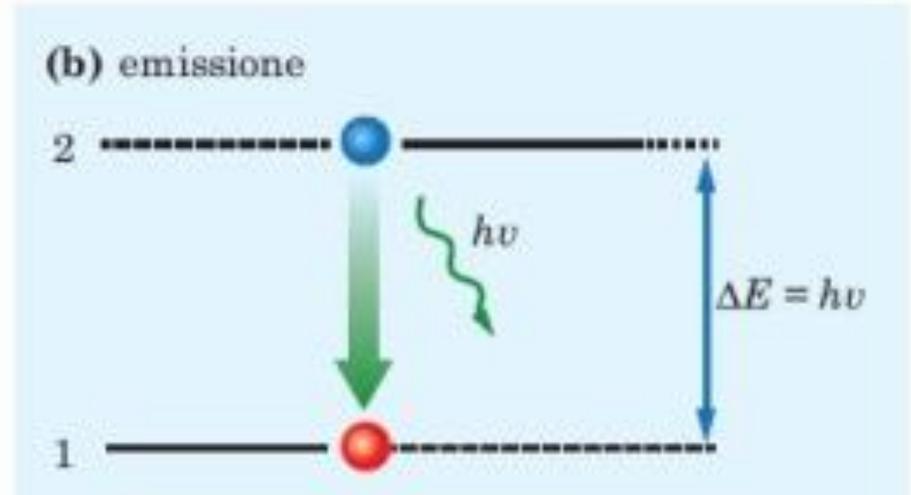
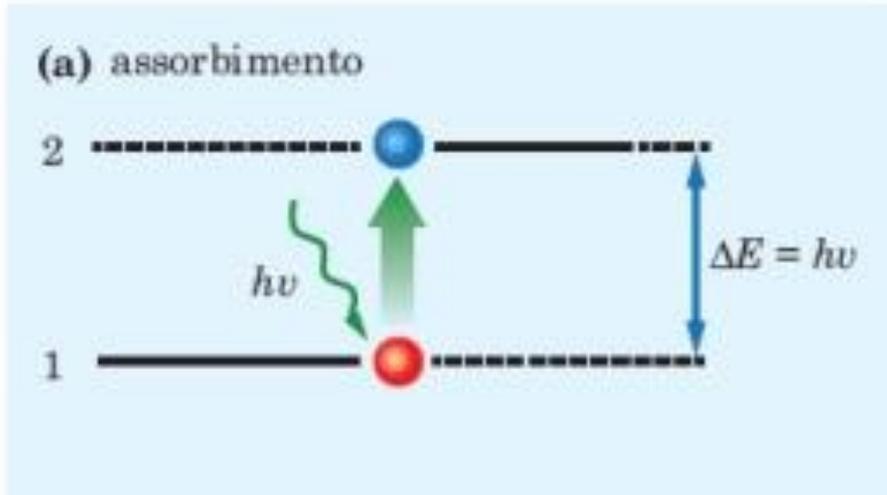
**Gli elettroni sono collocati in livelli energetici. Un livello energetico rappresenta il volume che occupa la nuvola elettronica.**

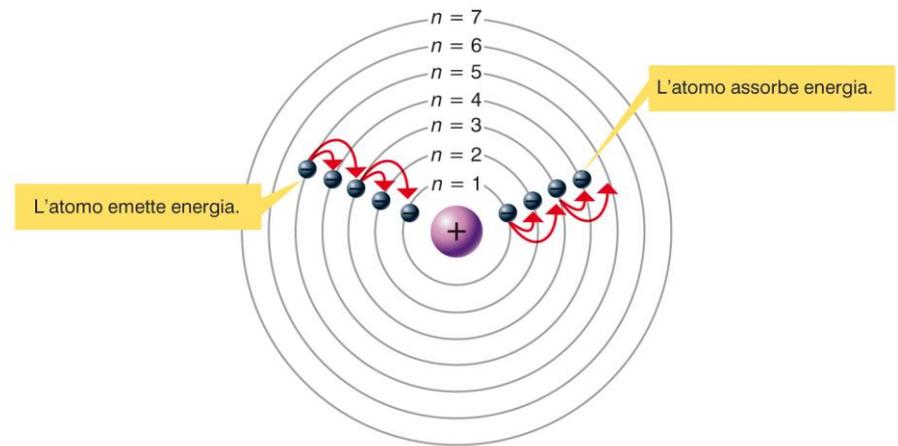
- Il massimo numero di elettroni presente in ciascun livello energetico si può calcolare dalla relazione  $2n^2$ , dove  $n$  rappresenta il numero del livello energetico considerato a partire dal nucleo. Così nel primo livello energetico ( $n = 1$ ) vi sono al massimo 2 elettroni ( $2n^2 = 2$ ); il 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:

1. 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
2. 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
3. Finché un elettrone rimane nella sua orbita, non emette e non assorbe energia
4. Un elettrone può operare una transizione da un livello di energia ad un altro solo **assorbendo o emettendo radiazione**. La frequenza  $\nu$  della radiazione è data dalla nota relazione:  $h\nu = \Delta E$  dove  $\Delta E$  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	<i>s</i>
2	2	<i>s, p</i>
3	3	<i>s, p, d</i>
4	4	<i>s, p, d, f</i>

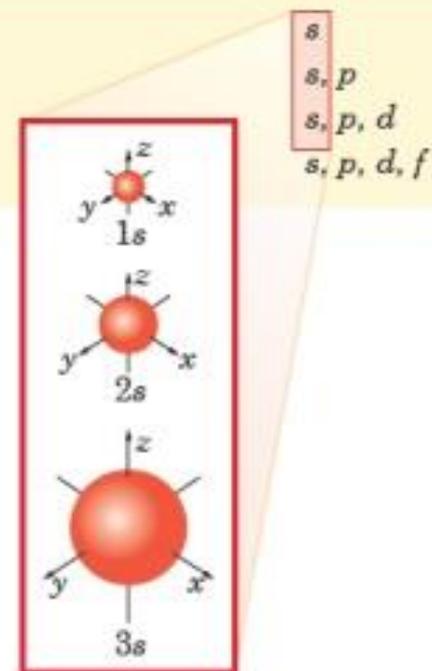
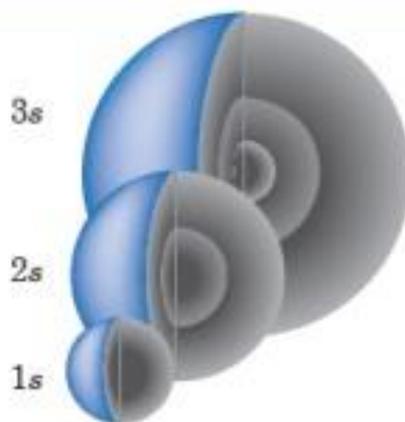


FIGURA 2.3  
Correlazione tra numero quantico principale, numero di sottogusci e tipi di orbitali.

## 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

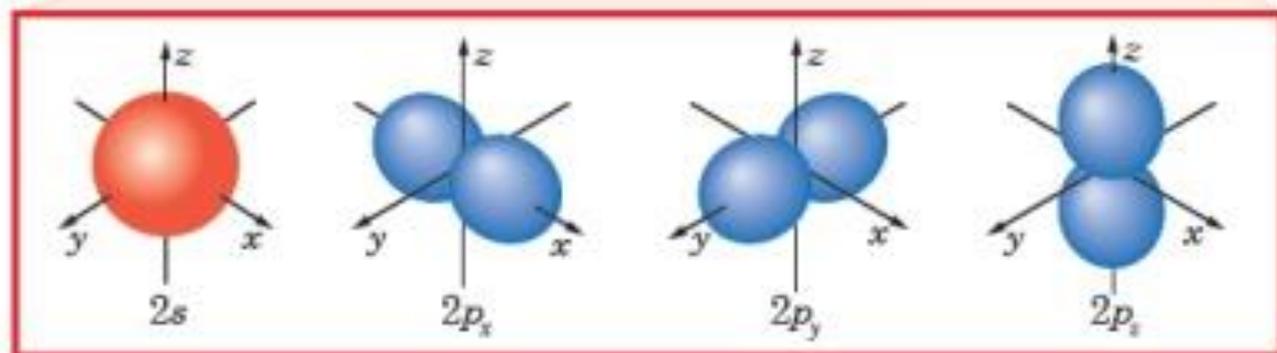


FIGURA 2.4

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

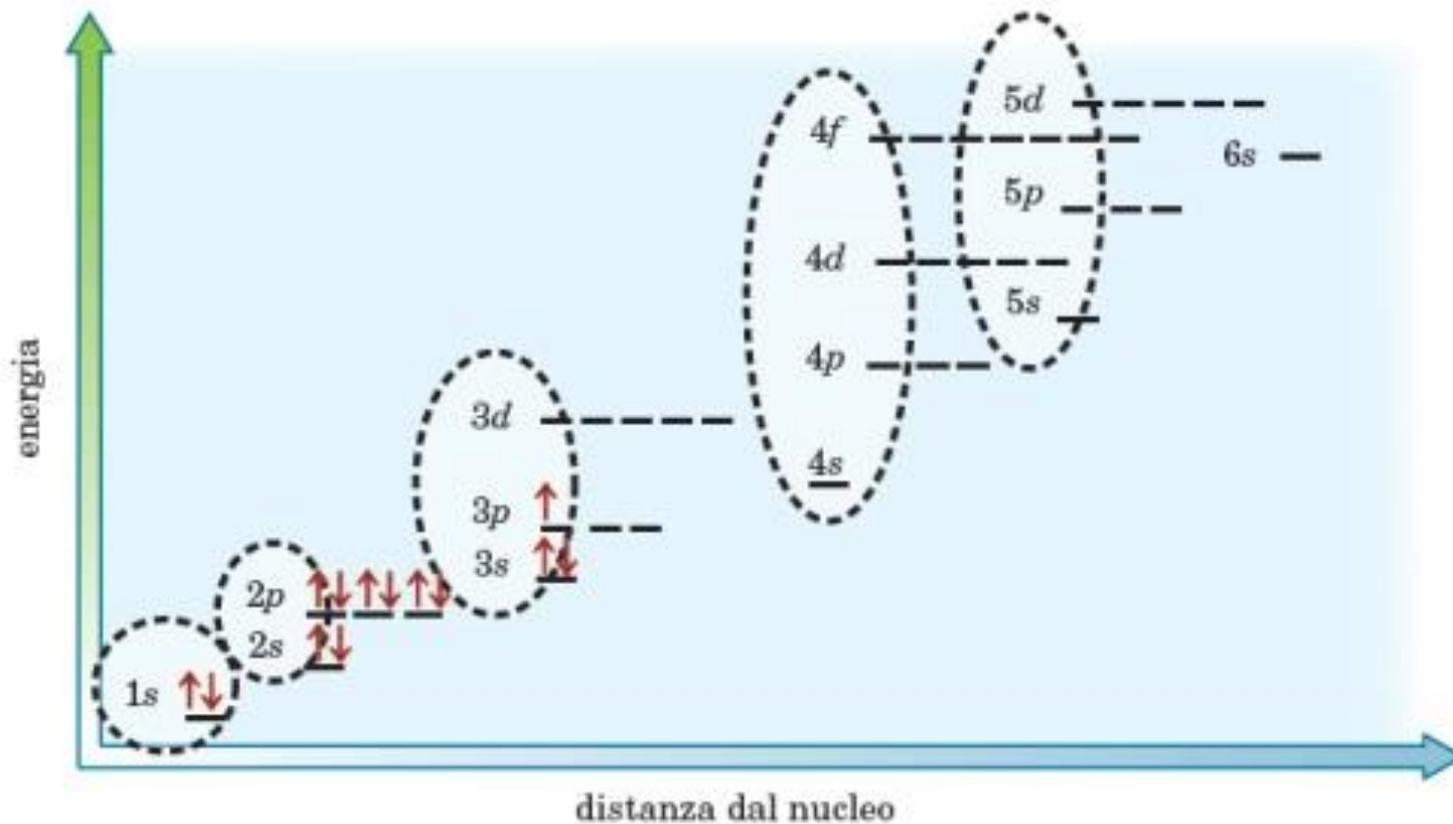


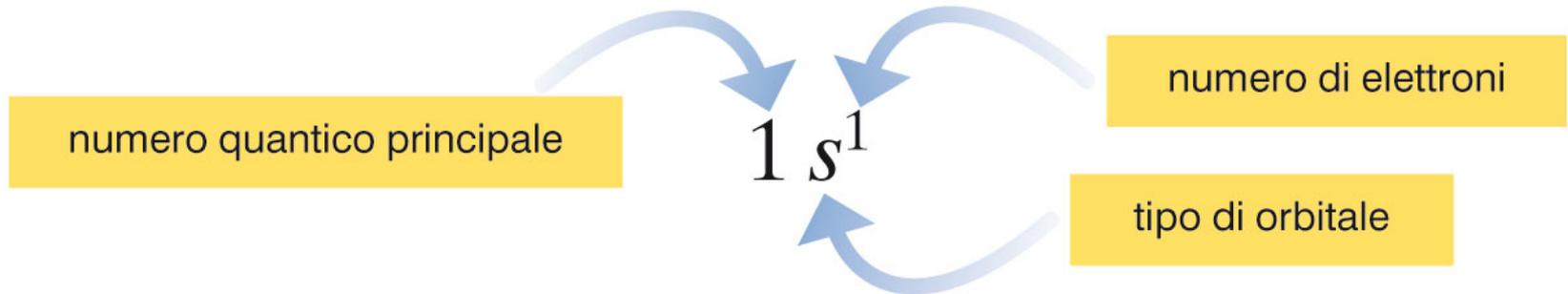
FIGURA 2.5

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).



# 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**.



# La configurazione degli atomi polielettronici (II)

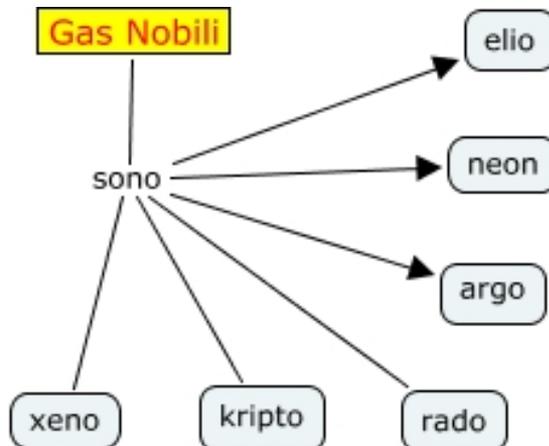
Il numero atomico  $Z$  dell'elemento indica il numero di elettroni da sistemare.

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	$1s^2 2s^2 2p^5$	] livello 3
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	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	



# 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.



	I	II	elementi di transizione										III	IV	V	VI	VII	VIII
	1																	0
1	1 H 1,01 idrogeno																	2 He 4,00 elio
2	3 Li 6,94 litio	4 Be 9,01 berillio										5 B 10,81 boro	6 C 12,01 carbonio	7 N 14,01 azoto	8 O 16,00 ossigeno	9 F 19,00 fluoro	10 Ne 20,18 neon	
3	11 Na 22,99 sodio	12 Mg 24,31 magnesio										13 Al 26,98 alluminio	14 Si 28,09 silicio	15 P 30,97 fosforo	16 S 32,07 zolfo	17 Cl 35,45 cloro	18 Ar 39,95 argon	
4	19 K 39,10 potassio	20 Ca 40,08 calcio	21 Sc 44,96 scandio	22 Ti 47,87 titanio	23 V 50,94 vanadio	24 Cr 52,00 cromo	25 Mn 54,94 manganese	26 Fe 55,85 ferro	27 Co 58,93 cobalto	28 Ni 58,69 nickel	29 Cu 63,55 rame	30 Zn 65,39 zinc	31 Ga 69,72 gallio	32 Ge 72,61 germanio	33 As 74,92 arsenico	34 Se 78,96 selenio	35 Br 79,90 bromo	36 Kr 83,80 criptone

1 — numero atomico  
 H — simbolo  
 1,01 — massa atomica  
 idrogeno — nome

	metalli alcalini		metalli alcalino-terrosi		elementi di transizione		gas nobili		non metalli		altri metalli
---	------------------	---	--------------------------	---	-------------------------	--	------------	---	-------------	---	---------------

## PRESUPPOSTI INIZIALI

- Le proprietà fisiche e chimiche degli elementi appartenenti a una stessa riga (periodo) variano con gradualità.
- Gli elementi che hanno proprietà chimiche simili appartengono a una stessa colonna (gruppo).
- Gli elementi di uno stesso gruppo presentano una disposizione simile degli elettroni più esterni.





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.



# ENERGIA DI IONIZZAZIONE

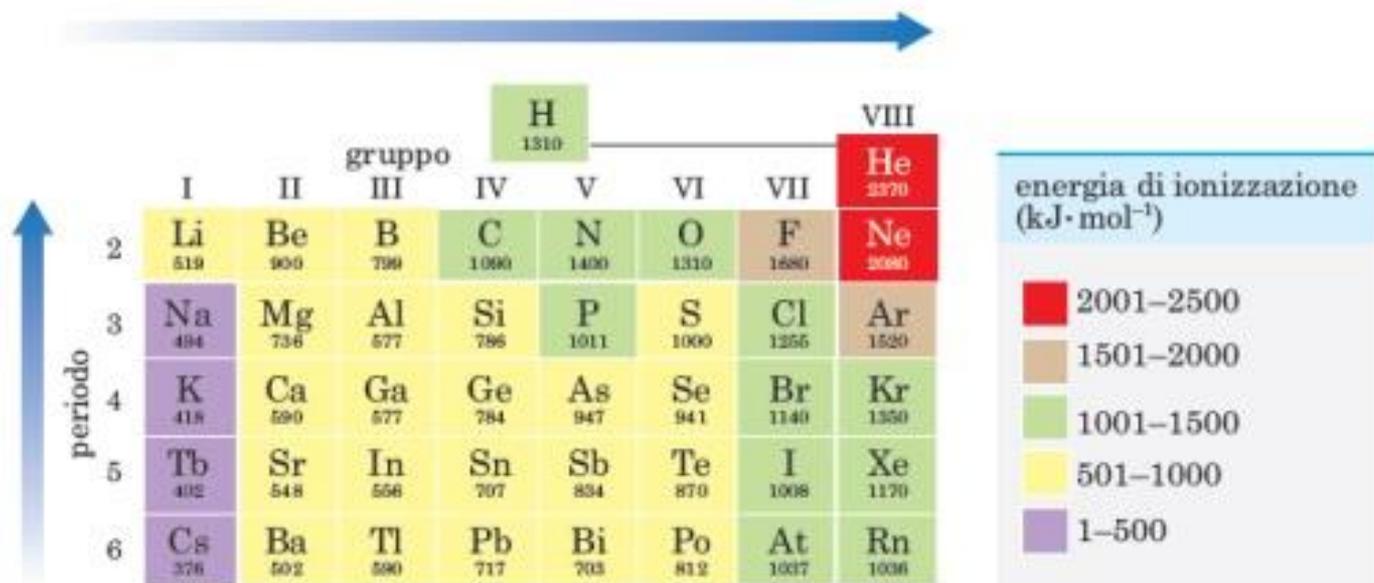


FIGURA 2.7  
Valori dell'energia di ionizzazione (in kJ mol<sup>-1</sup>) di alcuni elementi e loro variazione rispetto alla posizione di questi nella tavola periodica.



# AFFINITÀ ELETTRONICA

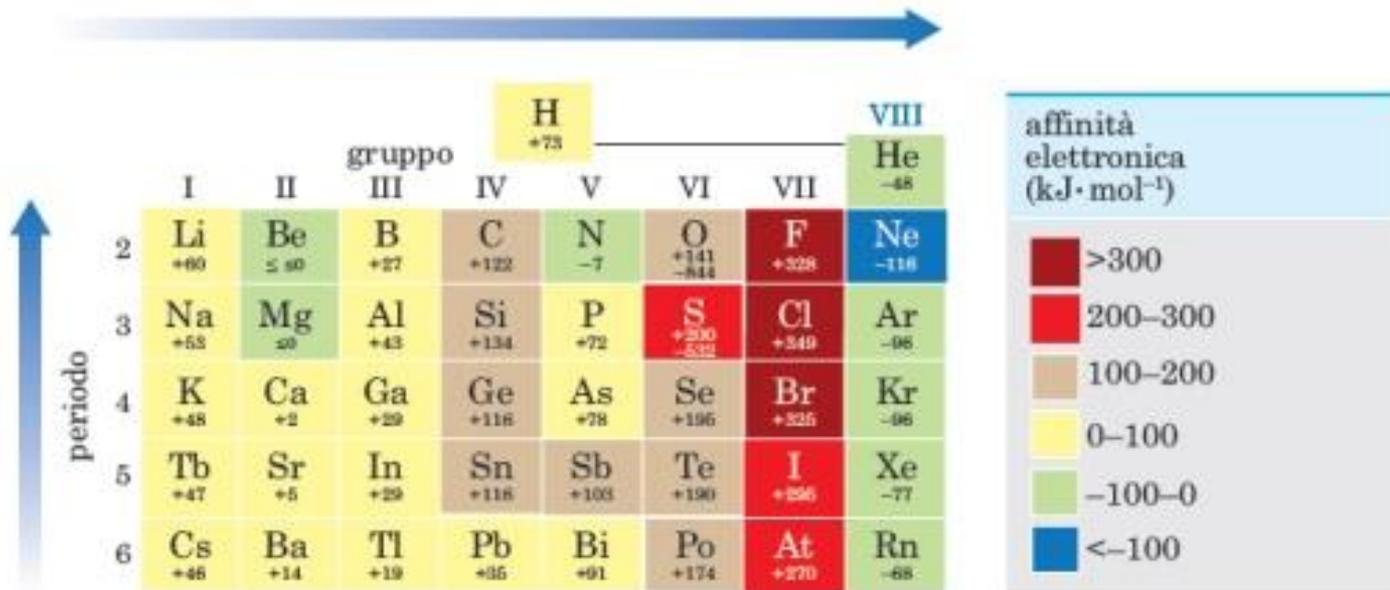


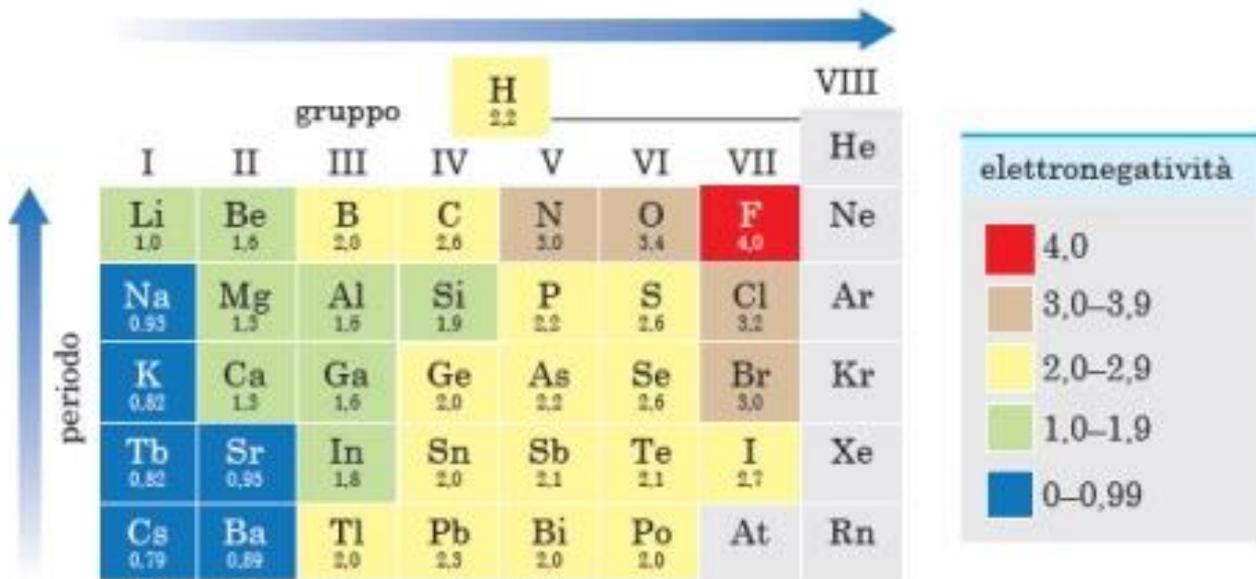
FIGURA 2.8  
Valori dell'affinità elettronica (in kJ mol<sup>-1</sup>) di alcuni elementi e loro variazione rispetto alla posizione di questi nella tavola periodica.



Autori vari  
Elementi di chimica e biochimica  
EdiSES Edizioni



# ELETRONEGATIVITÀ



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.



<https://collezioni-universita.zanichelli.it/per-materia-universita/chimica-generale-universita/lezioni-interattive-sull-atomo>

<https://collezioni-universita.zanichelli.it/per-materia-universita/chimica-generale-universita/lezioni-interattive-sull-atomo>

[http://www.edisesuniversita.it/attivita/tavola-periodica-interattiva/tavola\\_periodica.php](http://www.edisesuniversita.it/attivita/tavola-periodica-interattiva/tavola_periodica.php)

