

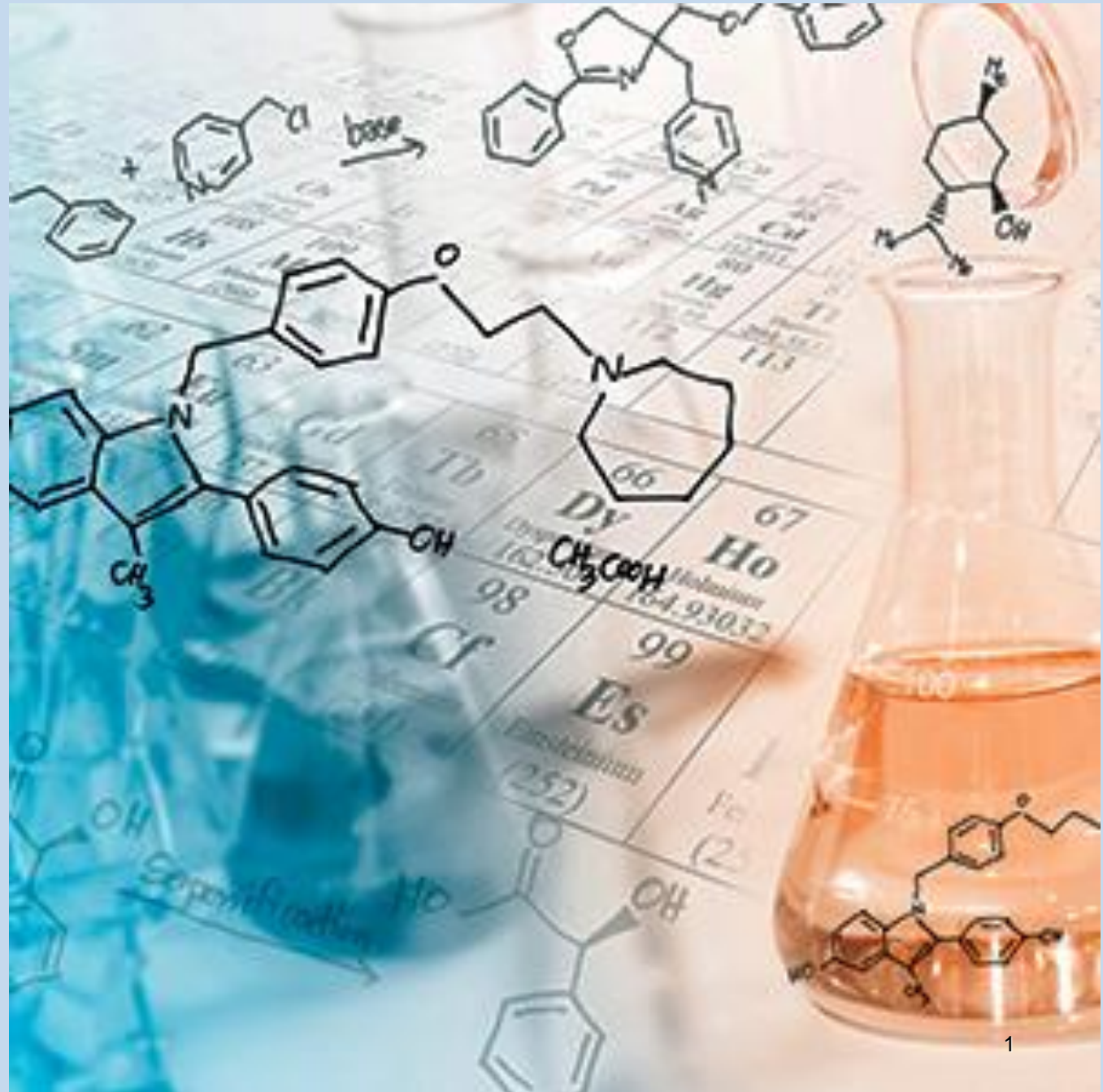


Precorso

PROPEDEUTICA BIOCHIMICA

Dott.ssa Stefania D'Angelo

Anno accademico 2022-2023



AVVERTENZA SULL'USO DEL MATERIALE DIDATTICO FORNITAGLI STUDENTI

L'uso del materiale didattico fornito agli studenti deve essere considerato strettamente personale e la sua distribuzione deve essere in ogni caso autorizzata dal docente

La Biochimica studia:

- la composizione chimica degli esseri viventi
- le trasformazioni chimiche che avvengono negli esseri viventi e che sono alla base della vita

Obiettivi della Biochimica:

- Chimica strutturale: relazione tra struttura e funzione
- Metabolismo
- (Genetica molecolare)

La complessa organizzazione strutturale della materia vivente possiede una regolarità di base: è costruita in maniera gerarchica

Esempio di organizzazione gerarchica delle strutture biologiche

Livelli biologici di complessità

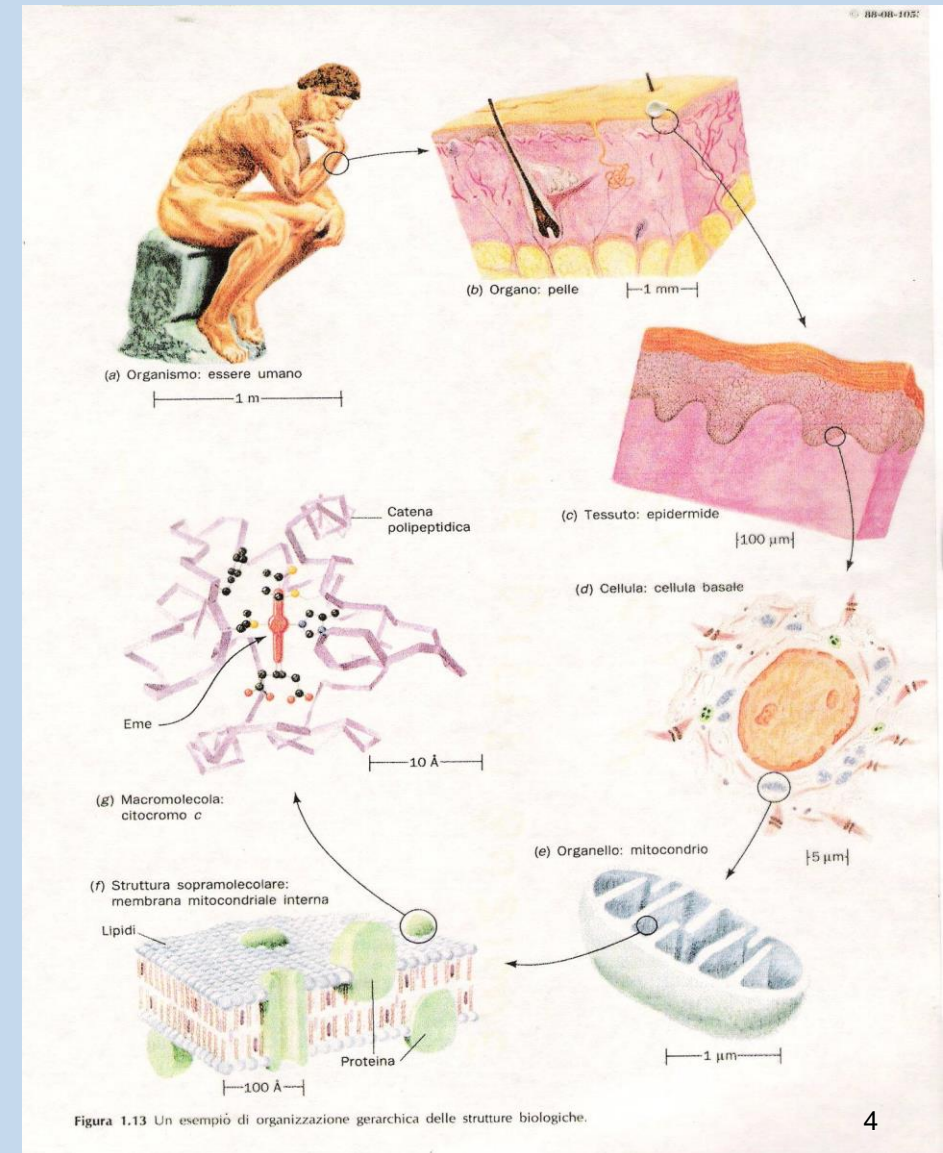
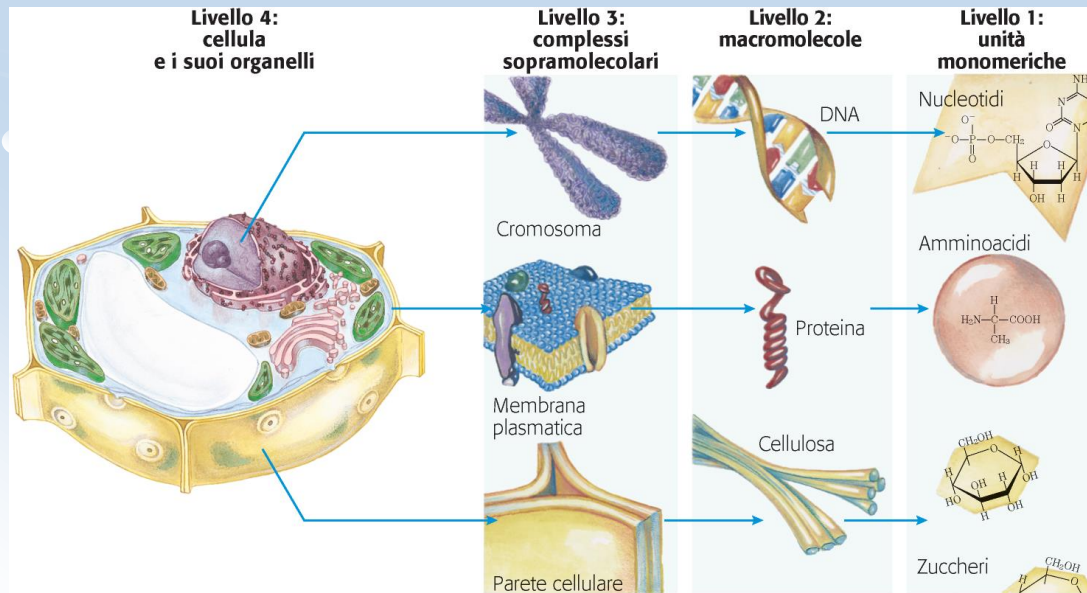


Figura 1.13 Un esempio di organizzazione gerarchica delle strutture biologiche.

La chimica della materia vivente



CARBON

La **chimica** è la scienza che studia le proprietà della materia e tutte le trasformazioni a cui essa può andare incontro.

Le maggiori suddivisioni di questa scienza riguardano:

- la **chimica organica o chimica del carbonio** che studia essenzialmente i composti derivati dal carbonio
- la **chimica inorganica** che studia tutti gli altri elementi
- la **chimica fisica** che studia la teoria della chimica partendo dalle leggi della fisica
- la **chimica analitica** che studia i metodi di analisi
- la **chimica biologica** che si occupa di studiare il comportamento di molecole e composti presenti nella cellula ed implicati nelle reazioni chimiche che costituiscono la base della vita

*La CHIMICA è la scienza che descrive la **materia**, le sue proprietà e le trasformazioni che essa subisce, insieme alle variazioni energetiche che accompagnano questi processi*

La materia

- Si definisce materia tutto ciò che **occupa spazio** ed è dotato di **massa**.
 - Massa e peso sono termini differenti sebbene siano spesso utilizzati con la stessa accezione.
 - La **Massa** è la forza che è necessario applicare ad un oggetto per modificare lo stato di moto o di quiete
 - il **Peso** dipende oltre che dalla massa dell'oggetto dalla sua posizione nel campo gravitazionale ed è l'effetto del campo gravitazionale su un oggetto costituito di materia
-
- La materia può essere descritta e identificata mediante le sue proprietà fisiche e chimiche.
 - La materia è costituita da elementi chimici
 - Ogni elemento è costituito da un solo tipo di **atomi**

MISCELE OMOGENEE ED ETEROGENEE

- Nelle **miscele omogenee**, i componenti sono mescolati in modo molto “profondo” tanto che essi perdono alcune proprietà e non sono più distinguibili fra loro
- Nelle **miscele eterogenee**, i componenti sono più facili da individuare perché in genere i diversi componenti che li costituiscono si riconoscono nettamente, talvolta anche ad occhio nudo.

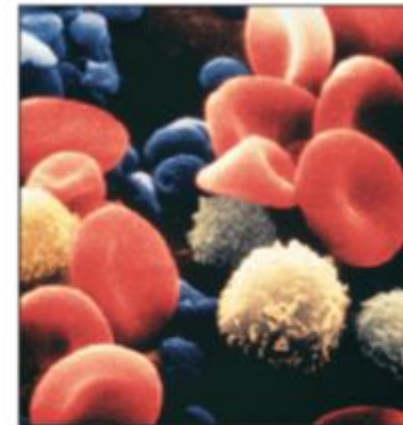
Una miscela in cui è presente una sola fase è detta **omogenea**. Tipico esempio sono le soluzioni (**sale sciolto in acqua**). Una miscela in cui è possibile evidenziare più di una fase è detta **eterogenea** o **miscuglio**

Miscela
eterogenea
liquido-liquido

Miscela
eterogenea
solido-liquido



(a)



(b)

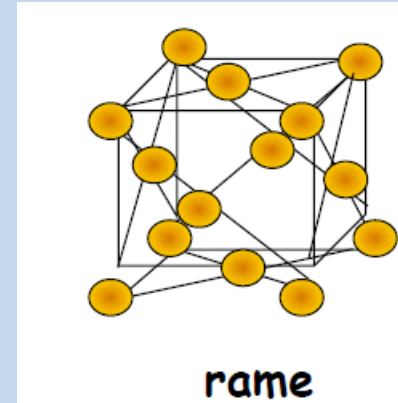


(c)

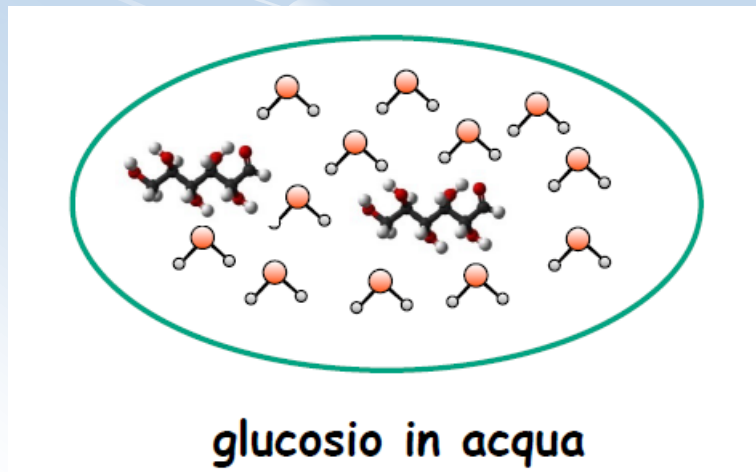
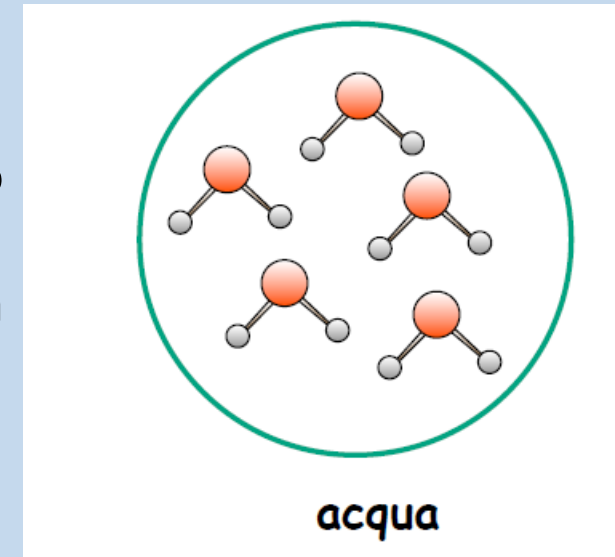
Miscela. (a) Una tazza di minestra rappresenta una miscela eterogenea. (b) Un campione di sangue può sembrare omogeneo, ma un esame al microscopio mostra che esso difatti è una miscela eterogenea di liquidi e particelle sospese (cellule del sangue). (c) Un esempio di miscela omogenea è quella formata da sale in acqua. Il modello mostra che il sale è formato da particelle dotate di carica elettrica separate fra loro (ioni) in acqua, ma le particelle non possono essere osservate con un microscopio ottico.

ELEMENTI - COMPOSTI - MISCELE

Un **elemento** è una sostanza che non può essere separata in sostanze più semplici mediante trasformazioni né chimiche né fisiche



Un **composto** è una sostanza che può essere separata in sostanze più semplici mediante trasformazioni chimiche, ma non fisiche.



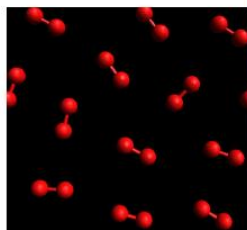
La **miscela** è un insieme di sostanze che è possibile separare mediante trasformazioni di tipo fisico.

ELEMENTI

Ogni elemento è costituito da un solo tipo di **atomi**



Oro puro (Au)



ossigeno



Elio (Lu)



Carbonio (C), grafite



Acqua Pura (H₂O)

COMPOSTI



Sale da tavola (NaCl)



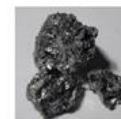
Metano (CH₄)



Succo D'arancia



rame



stagno



bronzo di Riace

MISCELE



Aria



Acqua di Mare



acqua



alcol etilico



vino

L' ATOMO

- L'atomo è la **particella elementare** che costituisce la materia, cioè la più piccola parte con cui un elemento si combina per formare i composti.
- Pochi elementi in natura, **i gas nobili**, esistono sotto forma di specie atomiche isolate; la maggior parte di essi è invece presente sotto forma di aggregati detti **molecole**.
- La **molecola** è la **più piccola parte** di un elemento chimico che ne conserva le proprietà chimiche fisiche ed è capace di esistenza indipendente.

L' ATOMO: struttura

La parola ATOMO deriva dal greco "atomos" che significa indivisibile!
In realtà... È composto da particelle.

- E' costituito da **protoni** particelle dotate di massa ($1,6726231 \times 10^{-27}$ kg), con carica elettrica positiva (+) e da **neutroni** particelle dotate di massa ($1,6749271 \times 10^{-27}$ kg) ma **prive** di carica.
- Il **nucleo** è la parte centrale densa e contiene la maggior parte della **massa** dell'atomo.
- Nello spazio circostante il nucleo orbitano gli **elettroni**, particelle dotate di carica elettrica negativa (-1, stesso valore assoluto di quella del protone ma di segno opposto) e massa trascurabile circa 2000 volte inferiore a quella dei protoni e neutroni.
- Gli elettroni (**e⁻**) occupano la maggior parte del volume dell'atomo che ha un diametro 10.000 volte più grande di quello del nucleo

CARBON

L' ATOMO: particelle atomiche

▪Le **3 particelle sub-atomiche** sono:

- ✓ **Elettroni** → con carica negativa (e^-)
- ✓ **Protoni** → con carica positiva (+)
- ✓ **Neutroni** → particelle prive di carica

▪L'insieme dei protoni e dei neutroni costituisce il **nucleo atomico** → **struttura molto densa presente al centro dell'atomo**

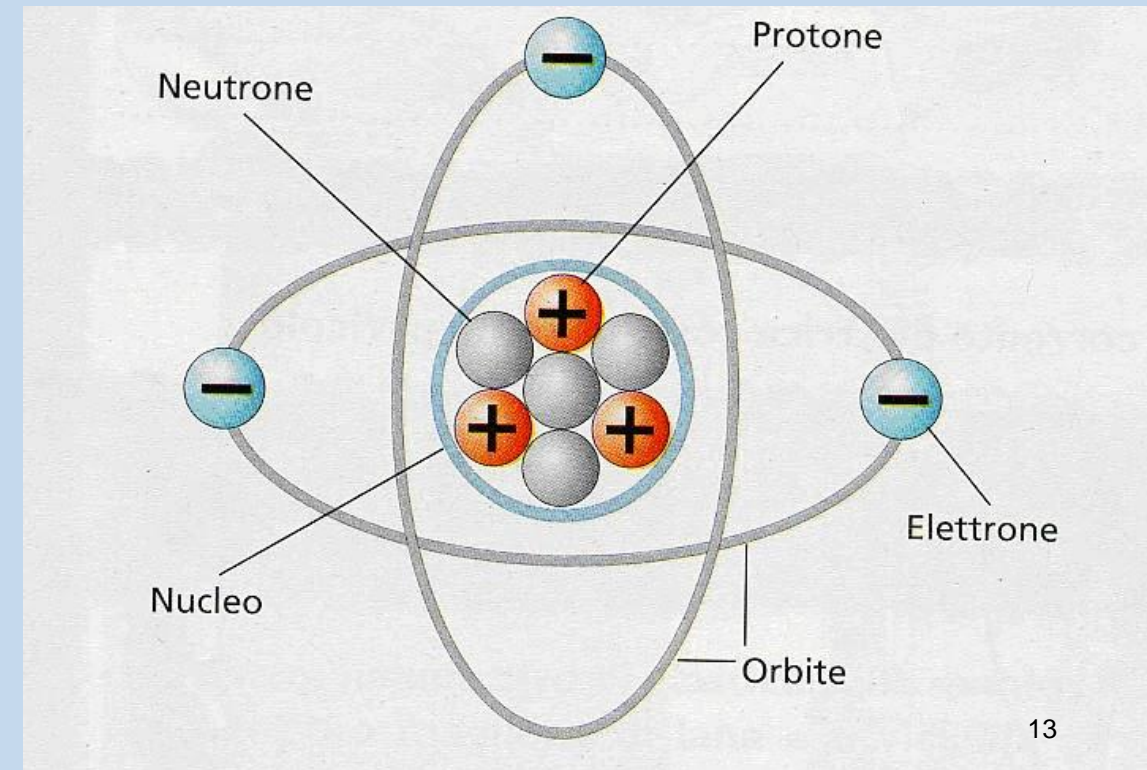
La **massa** dell'atomo può considerarsi concentrata nel nucleo.

Gli atomi dei diversi elementi differiscono nel numero di particelle atomiche.

Gli e^- → non hanno una collocazione fissa, si muovono nello spazio intorno al nucleo atomico.

Un atomo è formato da un nucleo centrale di cariche positive (protoni) e neutre (neutroni)

In periferia, ruotano le cariche negative (elettroni)



GLI ATOMI: il numero atomico

Ogni atomo è caratterizzato:

- da un simbolo che identifica il nome **dell'elemento**.
Es. H per idrogeno, O per ossigeno, etc.
- **Z: numero atomico** che rappresenta il **numero** di protoni (carica +) presenti nel nucleo.

Elementi diversi hanno Z diverso e diverse caratteristiche chimiche che dipendono essenzialmente dalla loro struttura elettronica.

Pertanto Z identifica in maniera univoca a quale elemento appartiene un atomo

Numero di massa ← A X → Simbolo dell'elemento
Numero atomico ← Z



26	numero atomico
Fe	simbolo
ferro	nome
55,845	peso atomico

Numero atomico	6	
	C	Simbolo atomico
	Carbonio	Nome dell'elemento
	12,011	Peso atomico
	[He] 2s ² 2p ²	
Configurazione elettronica		

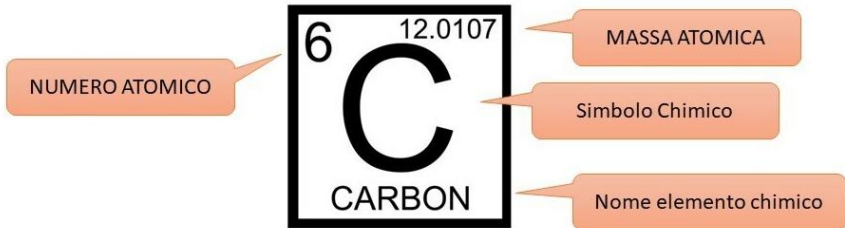
GLI ATOMI: il numero atomico (Z)

Quindi: Il **numero atomico** di un elemento → **numero di protoni** che si trovano nel nucleo (**Z**).

In un atomo **neutro** il numero atomico corrisponde anche al numero di elettroni; in caso contrario l'atomo è detto **ione**.

Il numero atomico identifica la posizione dell'elemento della **tavola periodica**.

NUMERO E MASSA ATOMICA



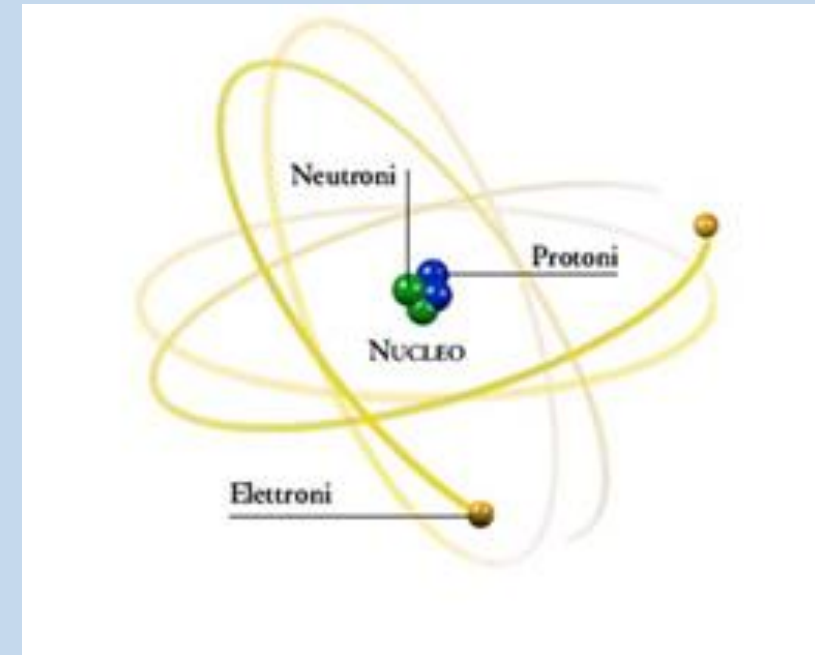
The diagram shows a periodic table entry for Carbon (C) with the following components and callouts:

- 6**: Callout: NUMERO ATOMICO
- 12.0107**: Callout: MASSA ATOMICA
- C**: Callout: Simbolo Chimico
- CARBON**: Callout: Nome elemento chimico

NUMERO ATOMICO = N° protoni

MASSA ATOMICA = N° protoni + N° Neutroni

Ogni specie chimica ha un suo caratteristico numero atomico, perché da esso dipende la specie chimica, la massa atomica invece può variare grazie ai neutroni.

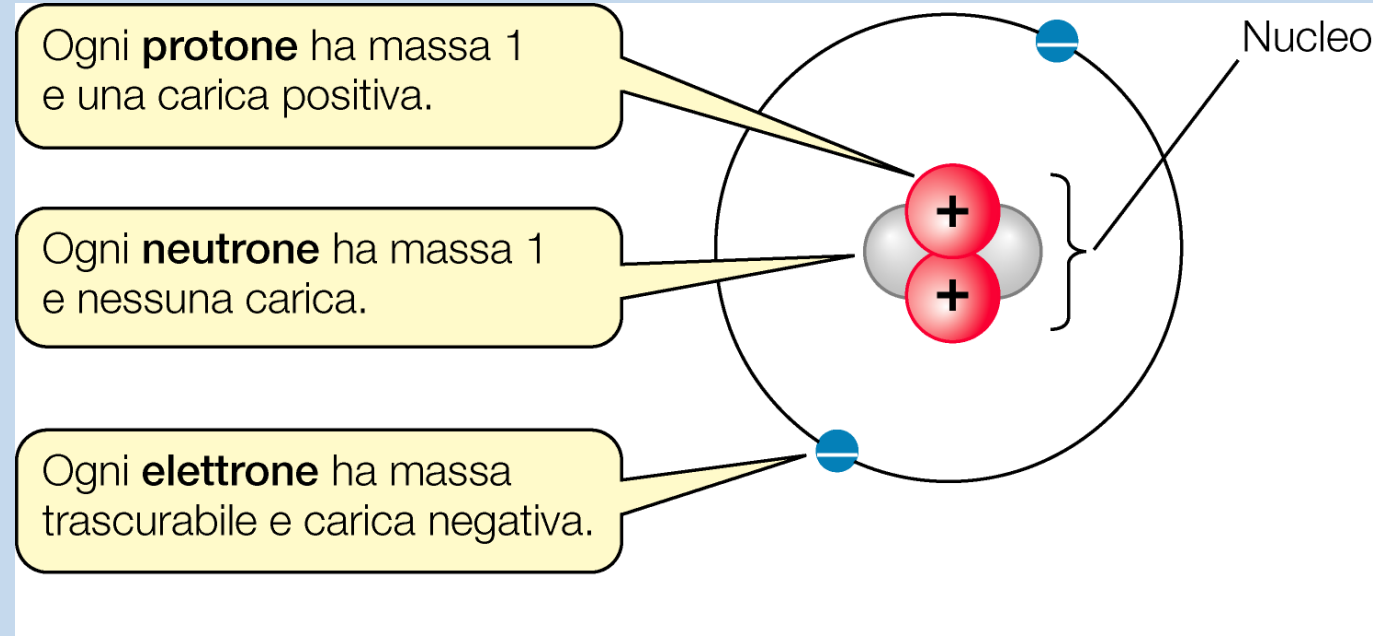


L' ATOMO: numero di massa (A)

Protoni e neutroni hanno la stessa **MASSA**, assunta come **unitaria**.

La somma dei **neutroni** e dei **protoni** presenti nel nucleo di un atomo viene definito **numero di massa (A)** (somma delle masse dei protoni e dei neutroni)

Gli elettroni hanno una massa trascurabile.



▪ Un atomo è caratterizzato da:

- ❑ **Numero di Massa**, indicato con **A** → costituito dalla somma del numero di neutroni e di protoni, indica la **massa** dell'atomo
- ❑ **Numero atomico**, indicato con **Z** → corrisponde al numero di protoni e quindi di elettroni che caratterizzano l'elemento

QUANTO "PESA" UN ATOMO?

UNITA DI MASSA PER GLI ATOMI

Se lo misurassimo in grammi, l'atomo di H, il più piccolo, avrebbe una massa di $1,6 \times 10^{-27}$ kg.

Per convenzione, si assegna un valore arbitrario (12) alla massa dell'atomo più diffuso (isotopo 12 del Carbonio) e con questa massa si confrontano le masse degli altri atomi.

L'unità di massa atomica (u.m.a.) è pari ad un dodicesimo della massa di un atomo di ^{12}C .
Per definizione tale atomo di carbonio possiede una massa esatta **12 u.m.a.**

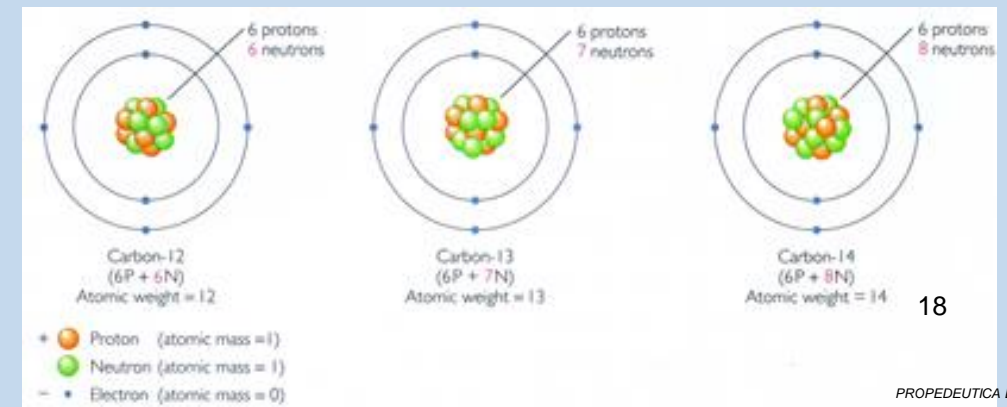
$$1 \text{ u.m.a.} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Tale massa è chiamata unità di massa atomica (u.m.a.) oppure Dalton (Da)

Qualsiasi massa atomica, quindi, è rapportata alla massa presa come riferimento (u.m.a.); pertanto la **massa atomica è una grandezza relativa**, e di conseguenza il valore numerico è puro, adimensionale.

GLI ISOTOPI

- *Atomi di uno stesso elemento possono **differire** nel numero di **neutroni** pur avendo lo stesso numero di protoni.*
- *Essi vengono definiti ISOTOPI*
- *Gli isotopi → possono essere anche definiti come due atomi di uno stesso elemento che differiscono tra loro per **numero di Massa**, avendo lo stesso numero di protoni (e quindi di elettroni), ma **diverso numero di neutroni**.*



GLI ISOTOPI

Tutti gli atomi di Carbonio hanno numero atomico **6**

Non tutti gli atomi di carbonio però hanno
massa atomica = **12**

Carbonio-12

6 protoni

6 neutroni

6 elettroni

Il 99% degli
atomi

Carbonio-13

6 protoni

7 neutroni

6 elettroni

Meno dell'1%
degli atomi

Carbonio-14

6 protoni

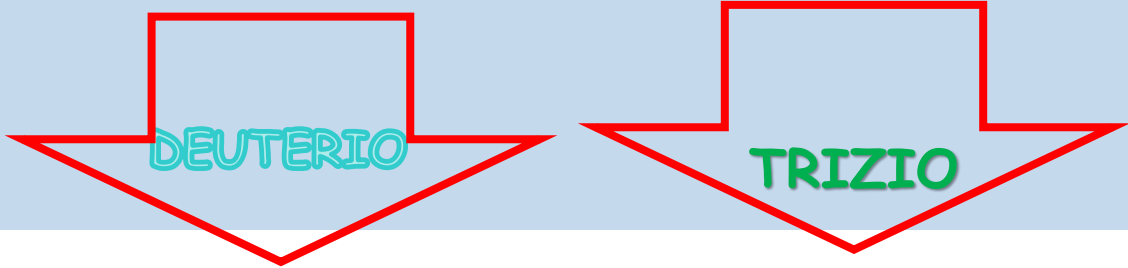
8 neutroni

6 elettroni

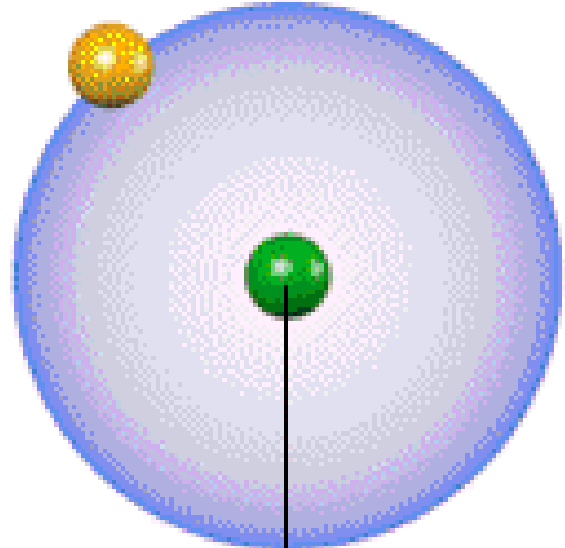
In quantità
minime

Le forme dello stesso elemento che differiscono per il numero di massa si chiamano
ISOTOPI (^{12}C , ^{13}C , ^{14}C)

GLI ISOTOPI

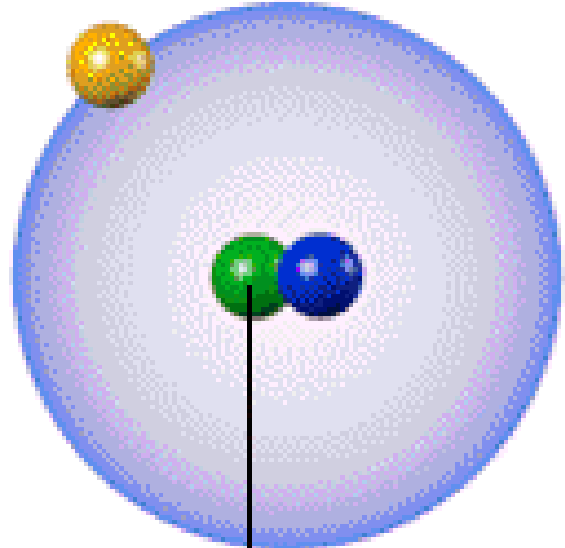


IDROGENO
COMUNE



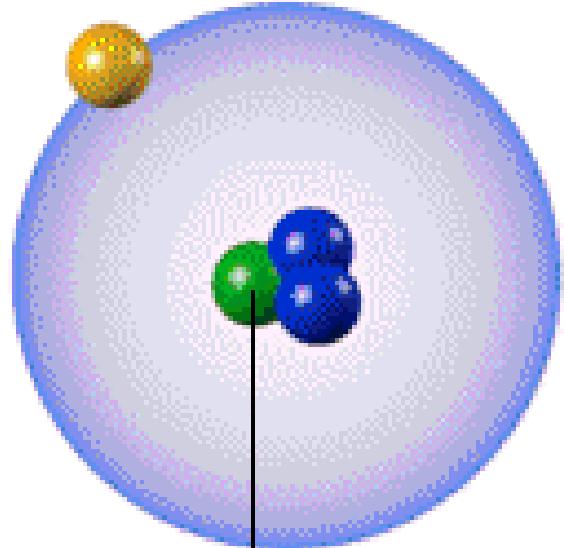
Un **protone**

IDROGENO
PESANTE



Un protone
e un neutrone

IDROGENO
RADIOATTIVO



Un protone
e due neutroni

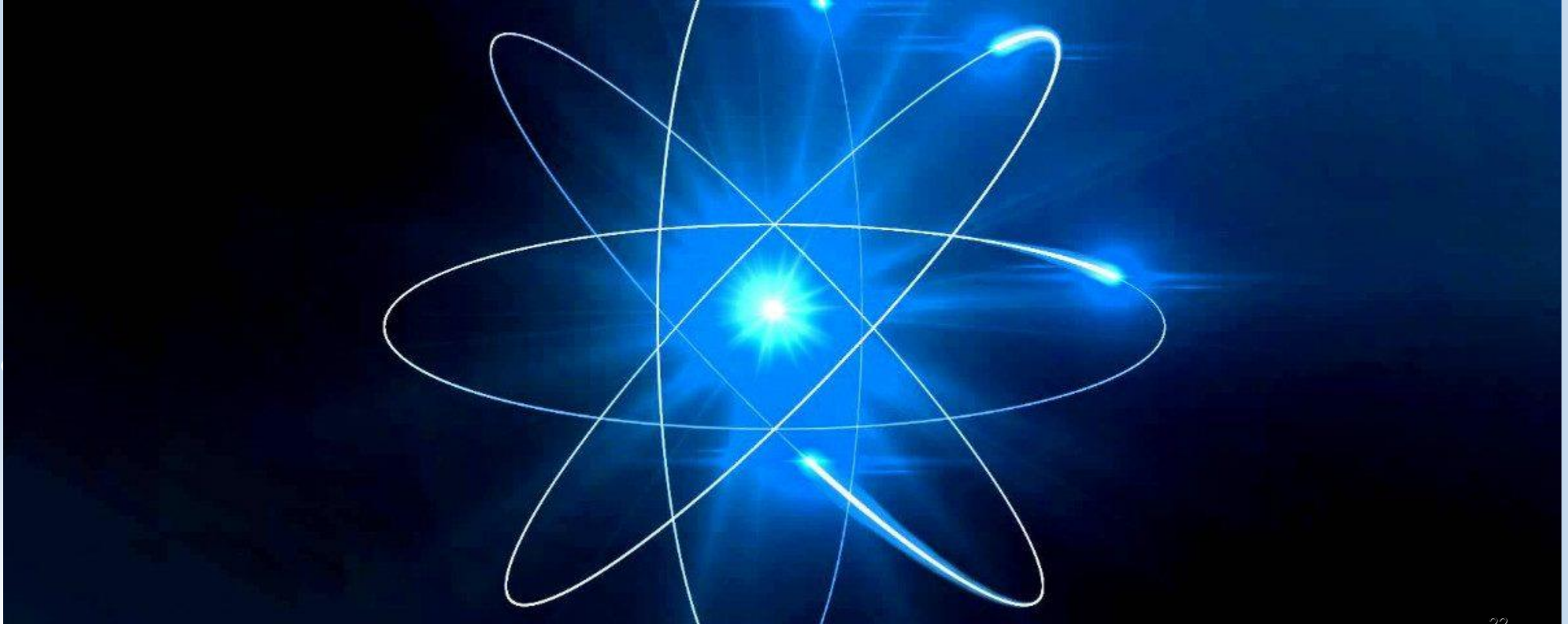
GLI ISOTOPI

Alcuni isotopi sono instabili e decadono emettendo particelle ed energia.
Questi isotopi si chiamano Isotopi radioattivi

Un esempio è dato dall'isotopo del **Carbonio-14**

Alcuni isotopi radiattivi come il **carbonio-14**, il **fosforo-32** e il **trizio (^3H)** trovano largo impiego sia nella **Diagnostica Medica** che nella **Ricerca Biologica**

Come sono distribuiti gli elettroni attorno al nucleo?

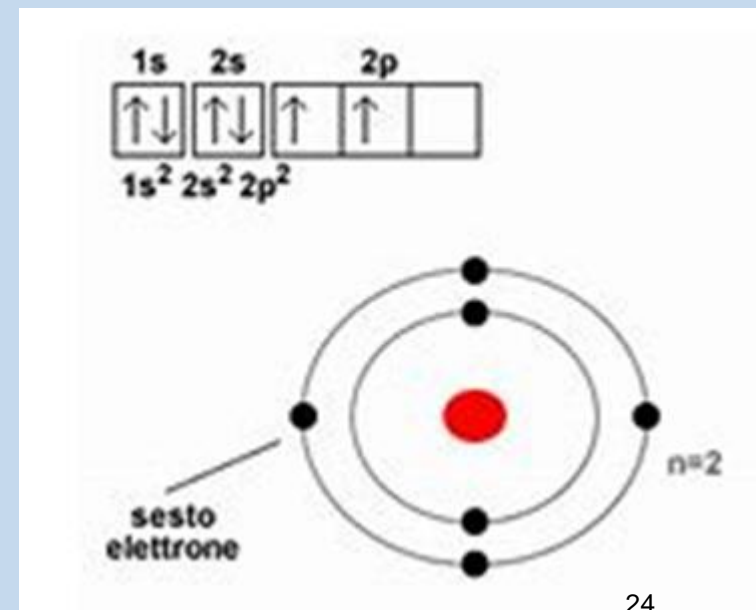
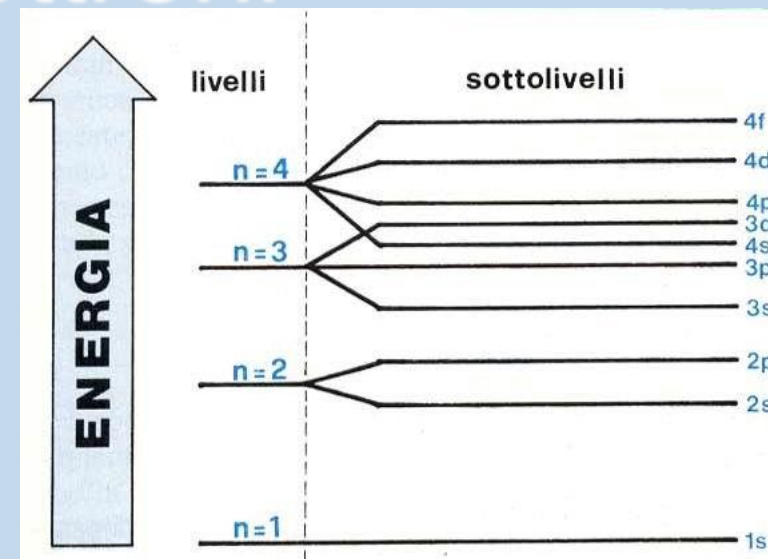


ELETTRONI

- Nel modello atomico attuale, una particella molto piccola come l'elettrone possiede oltre alle proprietà tipiche della materia anche le proprietà caratteristiche di **un'onda elettromagnetica**.
- La loro posizione e traiettoria non potranno essere identificate con esattezza come per un qualunque oggetto di grandi dimensioni movimento.
- Il comportamento di queste particelle piccolissime potrà essere spiegato con la meccanica quantistica basata sulle **proprietà ondulatorie della materia**.
- Conseguenza di questa teoria è che **non** è possibile determinare una con **precisione** ed esattezza la traiettoria degli elettroni attorno al nucleo e che gli atomi.
- Tramite la risoluzione di **equazioni matematiche** molto complesse si può descrivere lo stato energetico degli atomi e definire con una certa probabilità (90-99%) lo **spazio tridimensionale** circostante il nucleo (orbitale atomico) in corrispondenza del quale si trova un elettrone.
- L'elettrone non viene visto come un singolo punto, ma viene indicato come una **nuvola di carica negativa**.
- Per definire fisicamente la regione di spazio chiamato **orbitale** occorre introdurre dei parametri detti **numeri quantici**

Configurazione degli elettroni

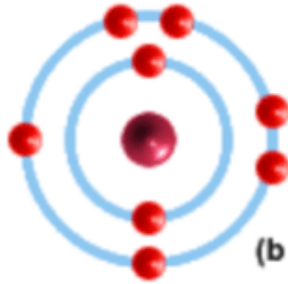
- Gli elettroni di un atomo sono sempre più di uno (tranne l'atomo di H) .
- La distribuzione degli elettroni negli orbitali atomici, detta **configurazione elettronica**, non avviene casualmente ma segue delle regole ben precise.
- Facilitando, è possibile **individuare le seguenti regole principali**:
 - gli orbitali vengono riempiti dagli elettroni in **ordine di energia crescente** partendo di norma da quelli disponibili a minore energia (**Principio di Aufbau**). Si parla di **livelli** e **sottolivelli** energetici. Si può creare un parziale sovrapposizione tra l'intervallo di energia entro cui si situano i sottolivelli di un dato livello energetico e l'intervallo di energia entro cui sono localizzati sottolivelli di un livello energetico adiacente.
 - Un orbitale atomico può contenere al **massimo due elettroni**, che devono possedere uno spin opposto (**Principio di esclusione di Pauli**). Lo **spin** è una proprietà quantica degli elettroni e può avere verso orario oppure antiorario.
 - Quando vi sono più **orbitali di uguale energia**, essi vengono occupati ciascuno da un solo elettrone a spin paralleli finché tutti contengono un elettrone e poi sono riempiti con un secondo elettrone a spin opposto (**Principio di Hund**).
- Solo gli elettroni posizionati negli orbitali dello strato più esterno, detti **elettroni di valenza**, prendono parte alle reazioni chimiche e determinano le proprietà caratteristiche degli elementi



Gli elettroni occupano orbitali. Ci sono due elettroni per ogni orbitale



a)
Primo livello energetico:
1 elettrone
Idrogeno
(numero atomico=1)

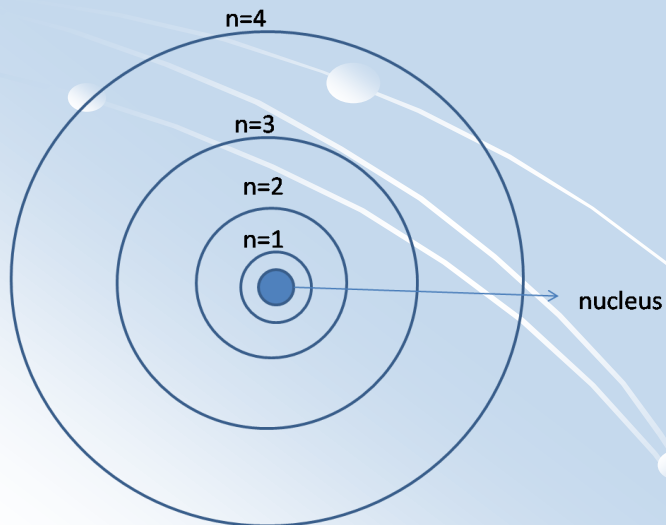


(b)
Primo livello energetico:
2 elettroni
Secondo livello energetico:
6 elettroni
Ossigeno (numero atomico=8)

All'interno di ogni livello energetico esistono uno o più **sottolivelli**, che ospitano fisicamente gli elettroni. Per descrivere le strutture di tutti gli elementi esistenti sono sufficienti sottolivelli **s, p, d, f**.

E' importante ricordare che ogni livello ha un numero di sottolivelli uguale al proprio N.

- Il numero massimo di elettroni che possono occupare un determinato livello energetico è dato dalla formula $2n^2$ dove **n** è il corrispondente numero quantico principale



Il modo di indicare i sottolivelli è quello di **anteporre N** del livello alla **lettera** del sottolivello, quindi:

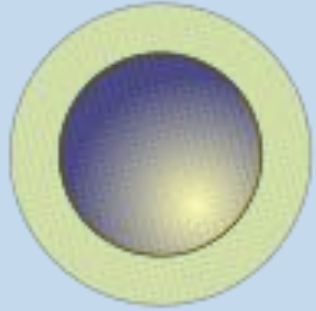
N = 1 contiene **1** sottolivello (**1s**);

N = 2 contiene **2** sottolivelli (**2s, 2p**);

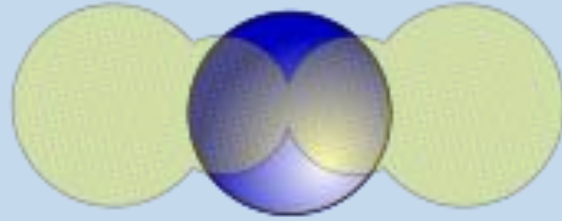
N = 3 contiene **3** sottolivelli (**3s, 3p, 3d**);

Ogni livello è suddiviso in sottolivelli:

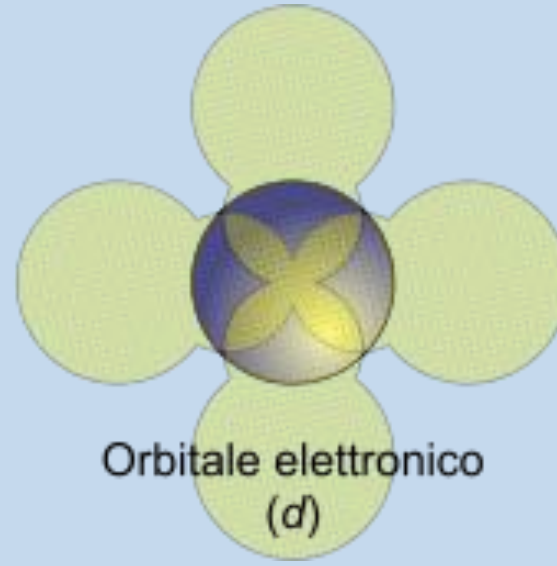
- il primo livello **1** ha un solo sottolivello **s**
- il secondo livello **2** ha due sottolivelli, **s** e **p**
- il terzo livello **3** comprende i sottolivelli **s, p** e **d**
- il quarto livello **4** ha quattro sottolivelli **s, p, d, e f**



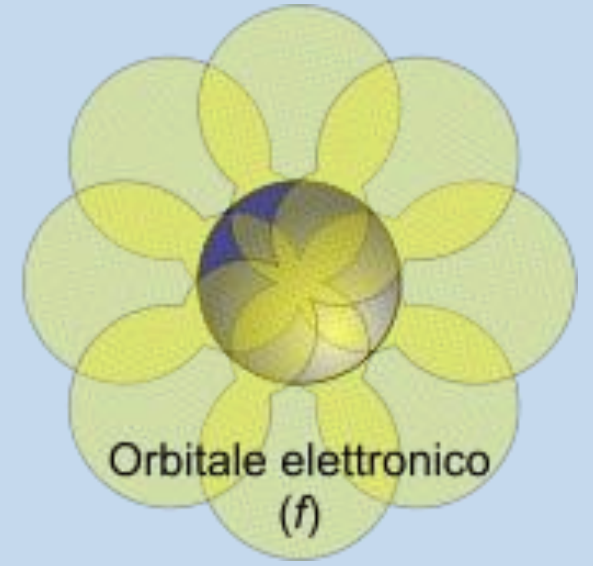
Orbitale elettronico (s)



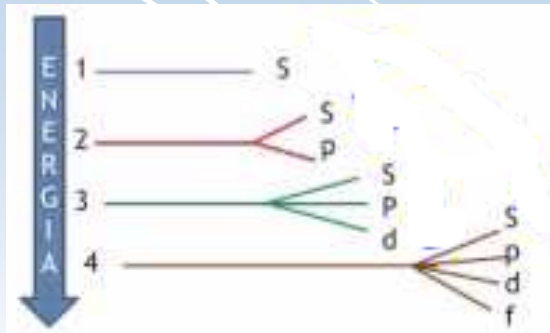
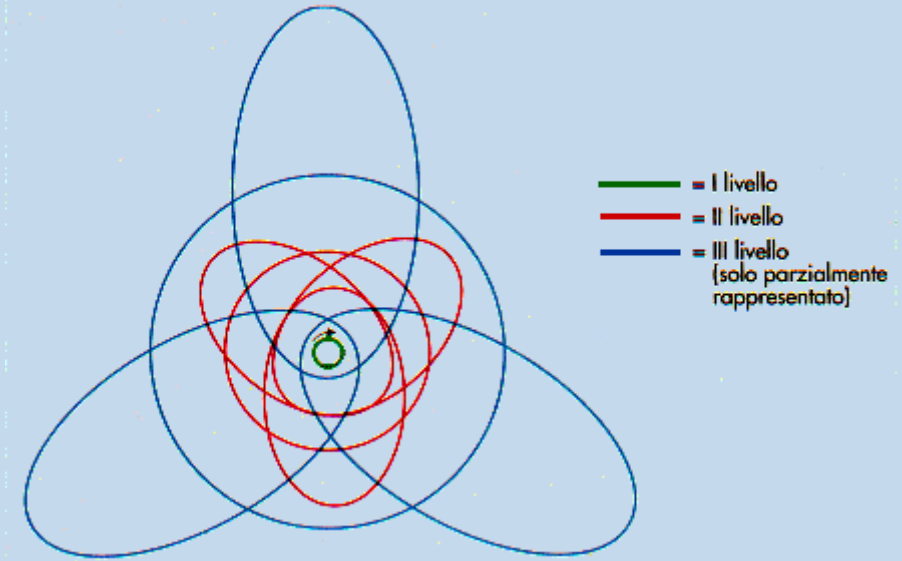
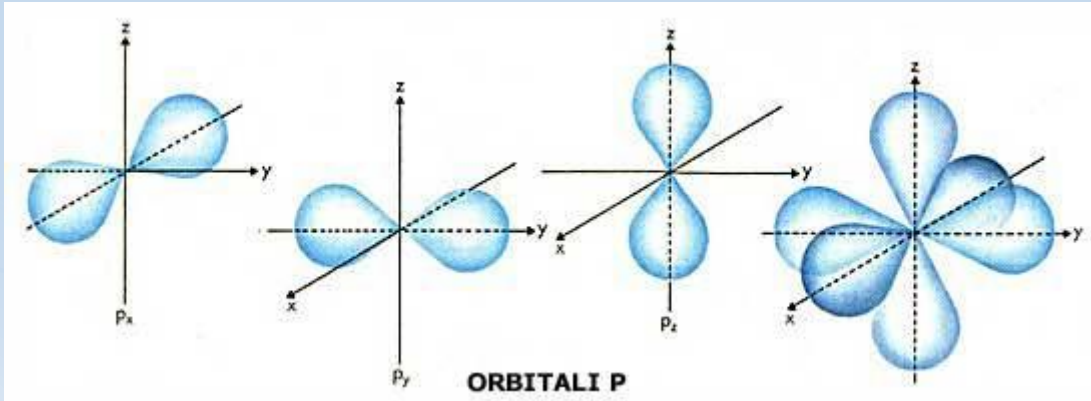
Orbitale elettronico (p)



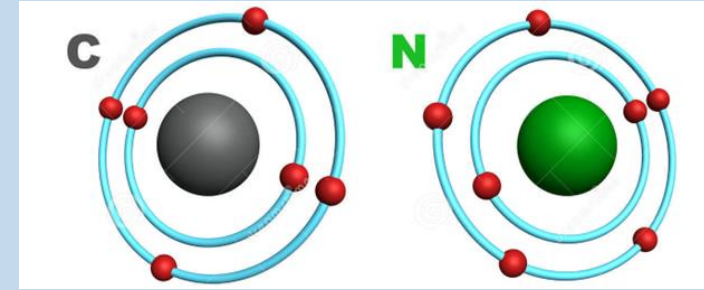
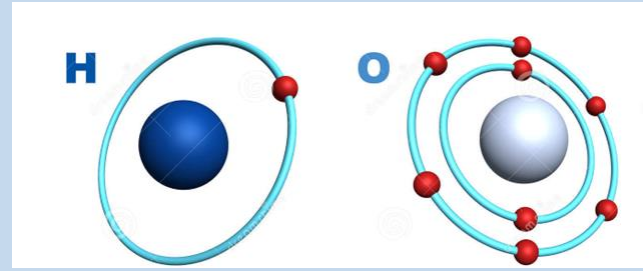
Orbitale elettronico (d)



Orbitale elettronico (f)



ELETTRONI



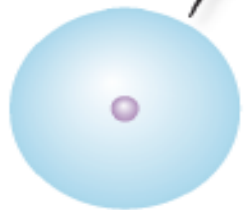
- ✓ Gli e⁻ possiedono una singola carica negativa
- ✓ Una massa trascurabile
- ✓ Ruotano intorno al nucleo su orbite proposte, diverse per forma, per orientamento, per distanza dal nucleo.
- ✓ Tali orbite sono dette **ORBITALI**
- ✓ Gli orbitali più esterni e quindi più lontani dal nucleo, sono chiamati **orbitali di valenza** sono gli e⁻ presenti in questi orbitali a prendere parte alle reazioni chimiche e a determinare il numero di legami (VALENZA) che un atomo è capace di formare con altri atomi.
- ✓ Complessivamente gli e⁻ degli orbitali di valenza variano in numero da **1 ad 8**.

I due elettroni più vicini al nucleo si muovono in un orbitale sferico s .

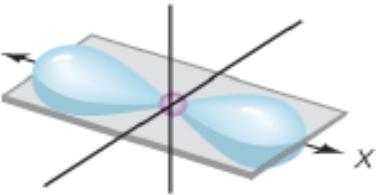


Orbitale 1s

Due elettroni occupano un orbitale $2s$, uno dei quattro orbitali del secondo guscio elettronico.

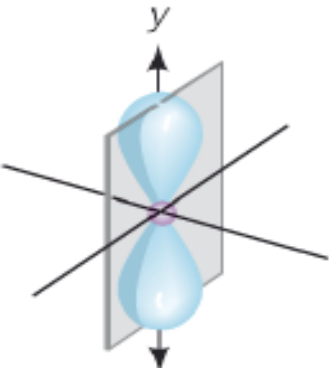


Orbitale 2s



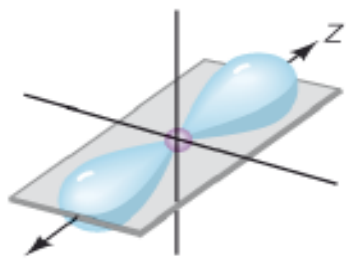
Orbitale p_x

Due elettroni si distribuiscono secondo un orbitale (p_x) bilobato disposto secondo l'asse x ...



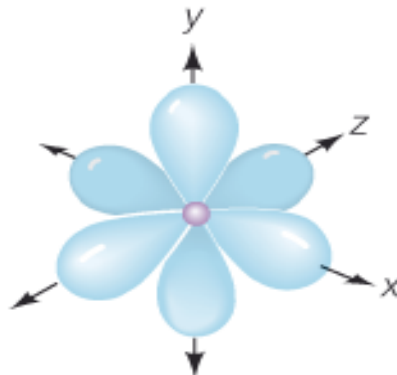
Orbitale p_y

... altri due riempiono l'orbitale p_y ...



Orbitale p_z

... e due occupano l'orbitale p_z .

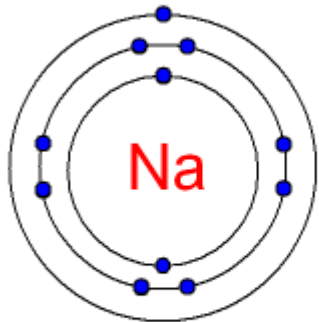


Tutti gli orbitali p sono pieni

Sei elettroni riempiono tutti e tre gli orbitali p .

Concetto di IONE

- In un determinato elemento il numero di elettroni è identico al numero di protoni e di conseguenza l'atomo ha una **carica netta uguale a zero**.
- Ad esempio l'elemento più semplice è l'idrogeno (H) che ha un solo protone nel nucleo e un elettrone intorno ad esso.
- Alcuni atomi hanno la tendenza a perdere o acquistare uno o più elettroni periferici rispetto al loro stato fondamentale allo scopo di raggiungere una configurazione elettronica energeticamente più stabile; questo per avere gli orbitali di valenza completamente riempiti o viceversa completamente vuoti (questa è una situazione particolarmente stabile per un atomo).
- Un atomo con uno squilibrio elettronico rispetto allo stato fondamentale è detto **IONE: atomo che non contiene protoni ed elettroni in egual numero, e che perciò possiede una o più cariche elettriche positive o negative.**
- **L'aggiunta** di uno o più elettroni ad un determinato atomo genera una o più cariche nette **negative**, mentre la **sottrazione** di uno o più elettroni conferisce all'atomo una o più cariche nette **positive**.
- **Gli atomi con carica positiva o negativa vengono chiamati ioni: cationi se la carica è positiva, anioni se la carica è negativa.**
- **ANIONE: quando acquista uno o più elettroni periferici e quindi anche una o più cariche negative**
- **CATIONE: quando perde uno o più elettroni periferici acquistando una o più cariche positive**

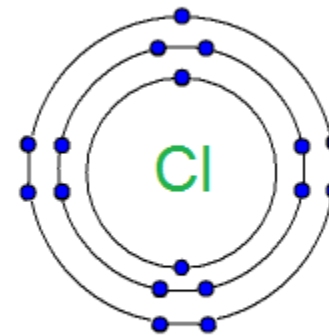


11 protoni

11 elettroni:

- 2 nell'orbita più interna
- 8 nell'orbita intermedia
- 1 nell'orbita più esterna

Atomo di Sodio

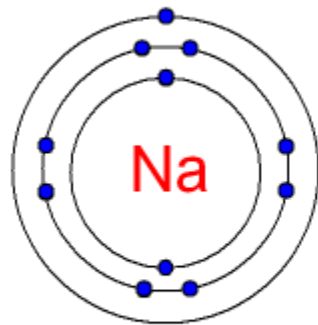


17 protoni

17 elettroni:

- 2 nell'orbita più interna
- 8 nell'orbita intermedia
- 7 nell'orbita più esterna

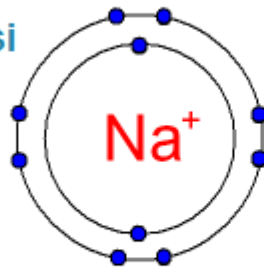
Atomo di Cloro



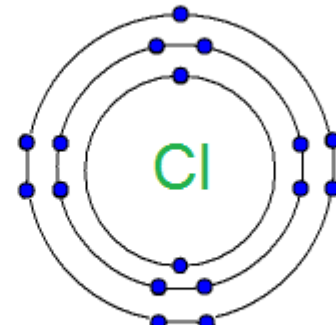
Atomo di Sodio
Carica neutra

In acqua si
ionizza

perdendo
l'elettrone
esterno



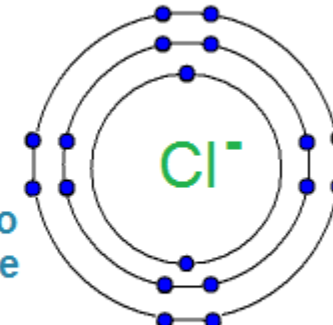
Ione di Sodio
Una carica positiva



Atomo di Cloro
Carica neutra

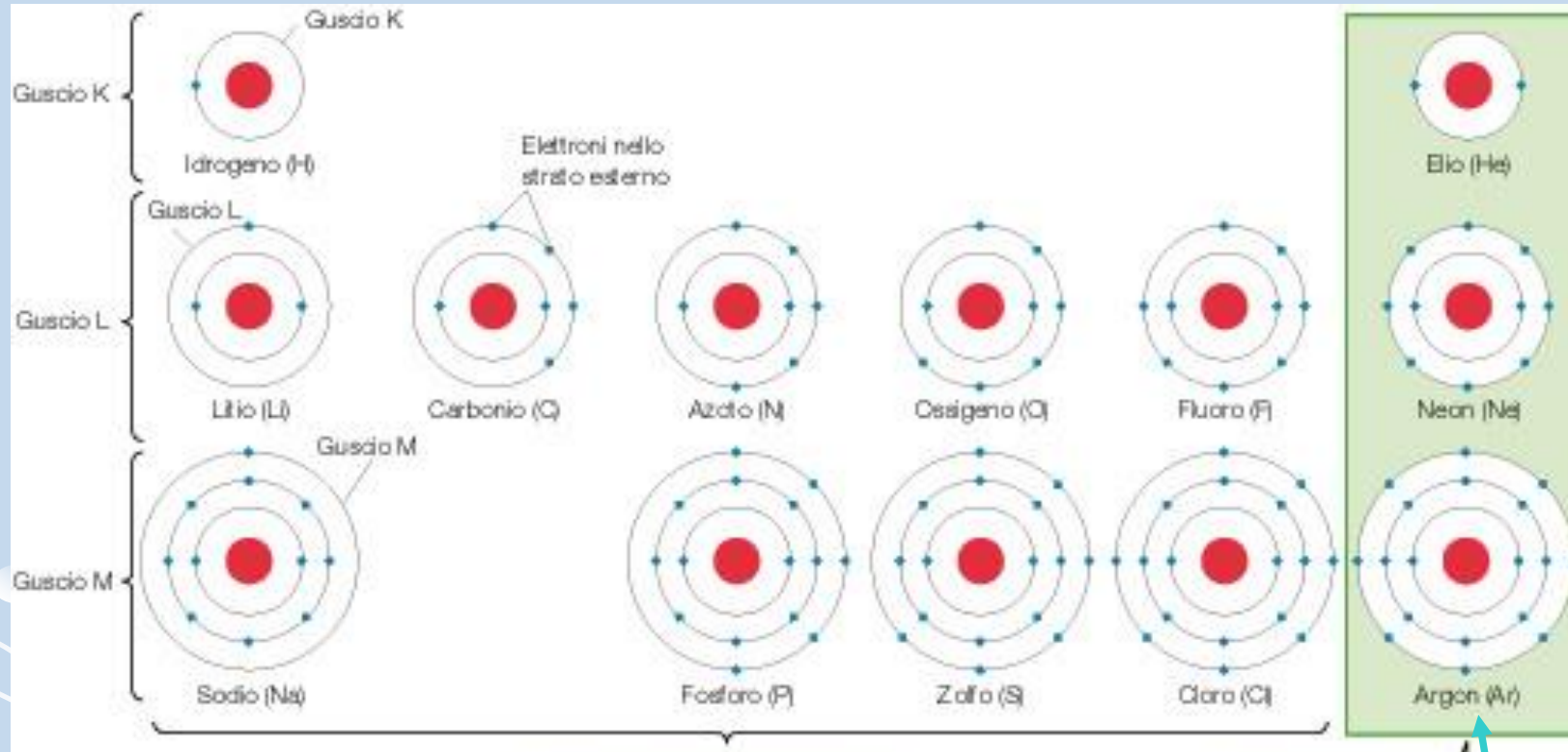
In acqua si
ionizza

acquisendo
un elettrone
esterno



Ione di Cloro
Una carica negativa

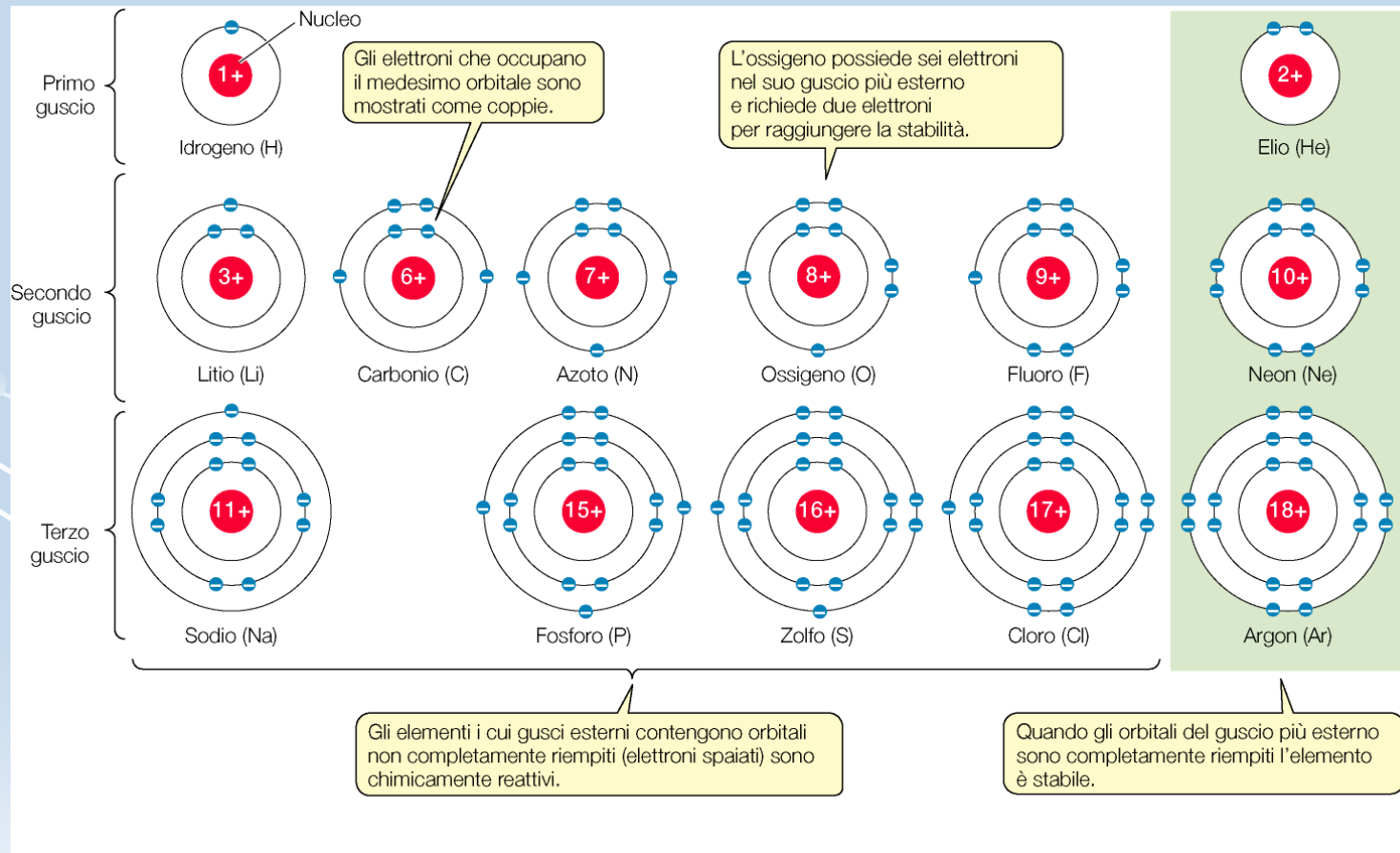
Gli elementi chimici che hanno un guscio **completamente riempito (2, 10 o 18 elettroni) sono molto stabili e tendono a reagire poco con gli altri elementi (elementi inerti)**



Elementi inerti

Gli **elementi** che non hanno uno o più elettroni per completare il guscio e quelli che hanno uno o più elettroni in eccesso sono estremamente **reattivi**.

I primi tenderanno a combinarsi con altri elementi in modo tale da attirare elettroni per completare l'orbitale; i secondi, tenderanno a combinarsi con altri elementi in modo tale da 'perdere' gli elettroni in eccesso



- Gli atomi di una molecola sono tenuti insieme da forze attrattive chiamate **legami chimici**, allo scopo di raggiungere una forma più stabile, di «equilibrio».
- La **regola dell'ottetto**, che disciplina questo fenomeno, afferma che gli atomi, nella formazione dei legami (siano essi di natura covalente o ionica), tendono a raggiungere la configurazione esterna dei gas nobili (ottetto).
- I meccanismi con cui viene raggiunta la stabilità sono principalmente due:
 1. la condivisione di elettroni → la formazione di un legame covalente
 2. la perdita o acquisto di elettroni → formazione di un legame ionico.

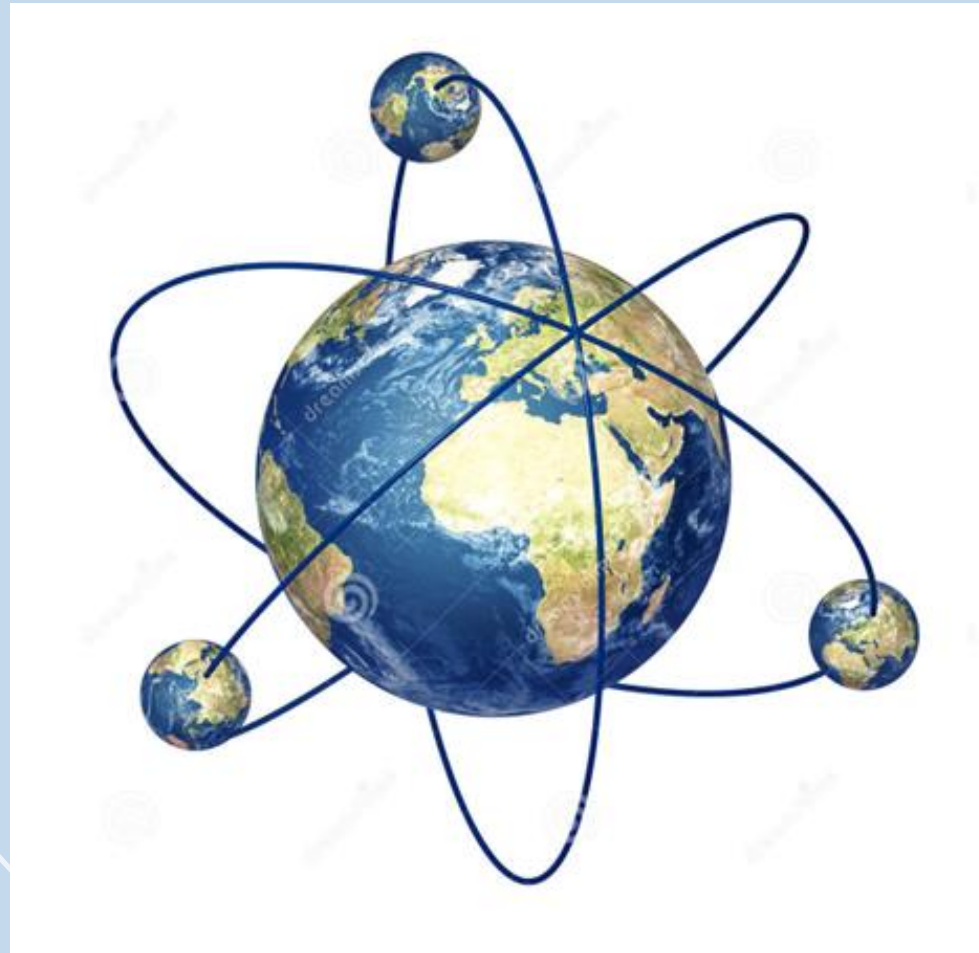


Ricorda che:

- ✓ Gli elettroni sono distribuiti intorno al nucleo in strati sferici concentrici e situati a varie distanze da esso.
- ✓ Questi strati sono detti anche orbite o livelli energetici e rappresentano l'energia degli elettroni. Più gli elettroni sono distanti, maggiore è la loro energia.
- ✓ Regola dell'ottetto: un atomo tende ad acquistare o perdere elettroni fino ad ottenere un guscio elettronico esterno completo (con 8 elettroni)
- ✓ Tutti gli elementi di uno stesso gruppo hanno le stesse proprietà chimiche perché hanno lo stesso numero di elettroni nel **guscio più esterno**.
- ✓ Sono questi elettroni, infatti, ad essere coinvolti nelle reazioni chimiche.

Capire queste semplici regole sul comportamento degli elettroni aiuta a prevedere il tipo di legame che un dato atomo tende a fare

Quanti tipi di atomi sono presenti sulla Terra?



GLI ATOMI

- Vengono identificati con un simbolo chimico di solito rappresentato dalla prima o dalle prime due lettere del nome latino o inglese

Es: K da kalium = potassio

Na da natrium= sodio

Gli elementi presenti in natura sono 120, di cui:

-92 naturali

-18 prodotti artificialmente

- 4 incerti poiché non ne è stata provata l'esistenza a causa della loro brevissima vita

-3 ipotetici

-3 scoperti nel 1999

Dalla combinazione degli atomi si originano i composti, di cui se ne conoscono almeno 15.000.000

- Quelli con numero atomico superiore al 96, che è l'uranio, sono detti elementi transuranici e non esistono in natura, ma vengono creati in laboratorio

Tutti gli atomi allo stato fondamentale, cioè quando l'atomo è più stabile, hanno il numero di protoni (carica +) uguale al numero di elettroni (carica -).

4 di essi costituiscono il 99% degli organismi viventi: idrogeno (H), ossigeno (O), azoto (N), carbonio (C).

Altri elementi, per quanto presenti in percentuali molto basse, sono fondamentali per gli esseri viventi: zolfo (S), fosforo (P), calcio (Ca), magnesio (Mg), sodio (Na), potassio (K), cloro (Cl).

Circa 15 elementi si trovano in tracce. Assieme sono poco più di un decimillesimo. Pur essendo in tracce, la loro importanza non è minore. Infatti nella maggior parte dei casi l'organismo non sopravviverebbe senza di questi elementi. Elementi essenziali, ma presenti in tracce sono: iodio (I), ferro (Fe), zinco (Zn).

L'elenco completo degli elementi chimici è presente nella **tavola periodica**

Composizione chimica della Terra solida

La rilevante percentuale di O₂ è dovuta al fatto che esso entra nella composizione dell'acqua (H₂O), sostanza che compone quasi il 70% del nostro organismo

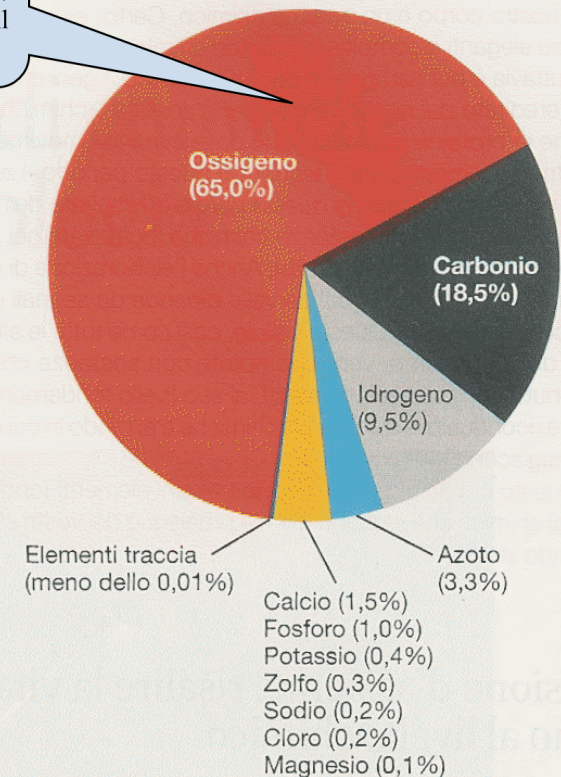


TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

- Gli atomi presenti in natura sono classificati nella **Tavola periodica**.
- La tavola periodica degli elementi è stata ideata dal chimico russo Dmitrij Ivanovič **Mendeleev nel 1869**, e, in modo indipendente, dal chimico tedesco Julius Lothar Meyer (1830 - 1895). Comunque, la prima versione e anche la più utilizzata è la tavola periodica di Mendeleev
- La tavola presentava inizialmente numerosi spazi vuoti, previsti per gli elementi che sarebbero stati scoperti in futuro, alcuni dei quali nella seconda metà del Novecento.
- Ogni elemento chimico per brevità è indicato con un simbolo che deriva dal nome dell'atomo ogni simbolo è formato dalla prima o dalle prime due lettere del nome dell'atomo per non creare confusione tra atomi in cui nomi hanno le stesse iniziere
- E' costruita basandosi su osservazioni sperimentali→ le caratteristiche degli elementi **sembrano ripetersi** in maniera ordinata
- La spiegazione di ciò→ disposizione degli elettroni negli orbitali.
- La posizione di ciascun elemento nella tavola dipende→
 - dal numero di protoni (e quindi dalle dimensioni e dalla carica)
 - dalla conseguente configurazione elettronica esterna

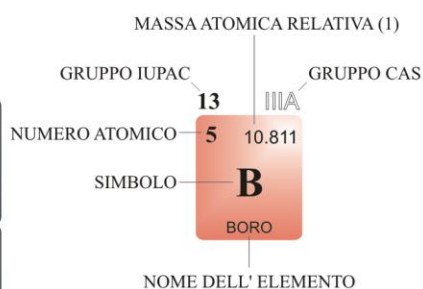
TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

- Il numero di e^- esterni di valenza aumenta (da 1 a 8) muovendosi da sinistra a destra lungo ciascuna riga orizzontale (detta **PERIODO**)
- Tutti gli elementi di ogni colonna verticale detta **FAMIGLIA** o **GRUPPO** → stessa configurazione del gruppo più esterno di e^- → hanno un comportamento chimico simile (non uguale) (poiché dall'alto verso il basso aumenta la dimensione e la carica nucleare e quindi anche il numero totale di e^-)

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

<http://www.periodni.com/it/>

GRUPPO	1	2	GRUPPO IUPAC										13	14	15	16	17	18
PERIODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IX	X	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1 1.0079 H IDROGENO																	2 4.0026 He ELIO
2	3 6.941 Li LITIO	4 9.0122 Be BERILLIO											5 10.811 B BORO	6 12.011 C CARBONIO	7 14.007 N AZOTO	8 15.999 O OSSIGENO	9 18.998 F FLUORO	10 20.180 Ne NEO
3	11 22.990 Na SODIO	12 24.305 Mg MAGNESIO											13 26.982 Al ALLUMINIO	14 28.086 Si SILICIO	15 30.974 P FOSFORO	16 32.065 S SOLFO	17 35.453 Cl CLORO	18 39.948 Ar ARGO
4	19 39.098 K POTASSIO	20 40.078 Ca CALCIO	21 44.956 Sc SCANDIO	22 47.867 Ti TITANIO	23 50.942 V VANADIO	24 51.996 Cr CROMO	25 54.938 Mn MANGANESE	26 55.845 Fe FERRO	27 58.933 Co COBALTO	28 58.693 Ni NICHEL	29 63.546 Cu RAME	30 65.38 Zn ZINCO	31 69.723 Ga GALLIO	32 72.64 Ge GERMANIO	33 74.922 As ARSENICO	34 78.96 Se SELENIO	35 79.904 Br BROMO	36 83.798 Kr CRIPTO
5	37 85.468 Rb RUBIDIO	38 87.62 Sr STRONZIO	39 88.906 Y ITTRIO	40 91.224 Zr ZIRCONIO	41 92.906 Nb NIOBIO	42 95.96 Mo MOLIBDENO	43 (98) Tc TECNETO	44 101.07 Ru RUTENIO	45 102.91 Rh RODIO	46 106.42 Pd PALLADIO	47 107.87 Ag ARGENTO	48 112.41 Cd CADMIO	49 114.82 In INDIO	50 118.71 Sn STAGNO	51 121.76 Sb ANTIMONIO	52 127.60 Te TELLURIO	53 126.90 I IODIO	54 131.29 Xe XENO
6	55 132.91 Cs CESIO	56 137.33 Ba BARIO	57-71 La-Lu Lantanidi	72 178.49 Hf AFNIO	73 180.95 Ta TANTALIO	74 183.84 W WOLFRAMIO	75 186.21 Re RENIO	76 190.23 Os OSMIO	77 192.22 Ir IRIDIO	78 195.08 Pt PLATINO	79 196.97 Au ORO	80 200.59 Hg MERCURIO	81 204.38 Tl TALLIO	82 207.2 Pb PIOMBO	83 208.98 Bi BISMUTO	84 (209) Po POLONIO	85 (210) At ASTATO	86 (222) Rn RADON
7	87 (223) Fr FRANCIO	88 (226) Ra RADIO	89-103 Ac-Lr Attinidi	104 (267) Rf RUTHERFORDIO	105 (268) Db DUBNIO	106 (271) Sg SEABORGIO	107 (272) Bh BOHRIO	108 (277) Hs HASSIO	109 (276) Mt MEITNERIO	110 (281) Ds DARMSTADTIO	111 (280) Rg ROENTGENIO	112 (285) Cn COPERNICIO	113 (...) Uut UNUNTRIO	114 (287) Fl FLEROVIO	115 (...) Uup UNUNPENTIO	116 (291) Lv LIVERMORIO	117 (...) Uus UNUNSEPTIO	118 (...) Uuo UNUNOCTIO



MASSA ATOMICA RELATIVA (1)

GRUPPO IUPAC GRUPPO CAS

NUMERO ATOMICO SIMBOLO

NOME DELL' ELEMENTO

STATO DI AGGREGAZIONE A 25 °C

- Metalli
- Metalli alcalini
- Metalli alcalino terrosi
- Metalli di transizione
- Lantanidi
- Attinidi
- Semimetali
- Calcogeni
- Alogeni
- Gas nobili
- Ne - gas
- Hg - liquido
- Fe - solido
- Tc - artificiali

LANTANIDI

57 138.91 La LANTANIO	58 140.12 Ce CERIO	59 140.91 Pr PRASEODIMIO	60 144.24 Nd NEODIMIO	61 (145) Pm PROMETIO	62 150.36 Sm SAMARIO	63 151.96 Eu EUROPIO	64 157.25 Gd GADOLINIO	65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO	67 164.93 Ho OLMIO	68 167.26 Er ERBIO	69 168.93 Tm TULIO	70 173.05 Yb ITTERBIO	71 174.97 Lu LUTEZIO
------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

ATTINIDI

89 (227) Ac ATTINIO	90 232.04 Th TORIO	91 231.04 Pa PROTOATTINIO	92 238.03 U URANIO	93 (237) Np NETTUNIO	94 (244) Pu PLUTONIO	95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAWRENTIO
----------------------------------	---------------------------------	--	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)
Le masse atomiche relative sono espresse con cinque cifre significative. L'elemento non ha alcuni nuclidi stabili e un valore tra parentesi, e.g. [209], indica il numero totale dell'isotopo lungo-vivo dell'elemento. Tuttavia, tre elementi (Th, Pa ed U) hanno una composizione isotopica terrestre caratteristica e così loro massa atomica data.

Copyright © 2012 Eni Generali

Composizione chimica della materia vivente

- **H, C, O, N** → hanno la caratteristica di formare legami covalenti stabili tra loro
- Il **C** si può legare ad altri atomi di **C** in maniera lineare o ramificata originando una varietà di molecole → **CHIMICA DEL CARBONIO**

LA CHIMICA DEGLI ESSERI VIVENTI:

I composti presenti negli esseri viventi si possono classificare:

