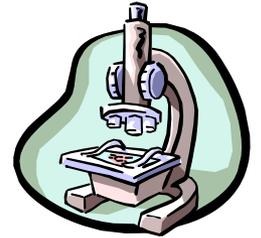


*Per poter seguire, comprendere, apprezzare ed utilizzare i contributi delle discipline biomediche, come la patologia, la farmacologia, la biologia molecolare e la biochimica occorre conoscerne le basi molecolari, cioè le basi **chimiche***

per questo si studia la Chimica



Ma quale chimica e a che serve?

*Una **Chimica Medica** cioè la chimica che deve servire per lo studio specifico, cioè alcuni argomenti di base che verranno continuamente applicati nelle altre discipline biomediche e mediche:*

❖ le proprietà dei gas, dei liquidi, delle soluzioni, I principi su cui si basa l'omeostasi biologica, le diluizioni dei farmaci, i fenomeni di membrana, le proprietà fondamentali di alcuni tipi di composti.

❖ Tutti questi argomenti svolti in funzione delle loro applicazioni mediche.

La chimica è la scienza che studia la **materia**:

- la sua **struttura**
- le sue **proprietà**
- le sue **trasformazioni**
- le sue interazioni con l'**energia**

Materia: tutto ciò che ci circonda, che è dotato di massa e che occupa un volume

Struttura della materia: organizzazione della costituzione intima della materia

Proprietà della materia: grandezze fisiche rilevabili dai nostri sensi o misurabili con opportune apparecchiature

Trasformazioni: cambiamenti delle proprietà della materia. Si dividono in trasformazioni fisiche (non ne modificano l'identità) e chimiche (ne modificano l'identità).

Energia: attitudine a compiere un lavoro

Sistema materiale: porzione di materia, oggetto del nostro studio.

Può essere *aperto*, *chiuso*, *isolato*

Elementi chimici e simboli

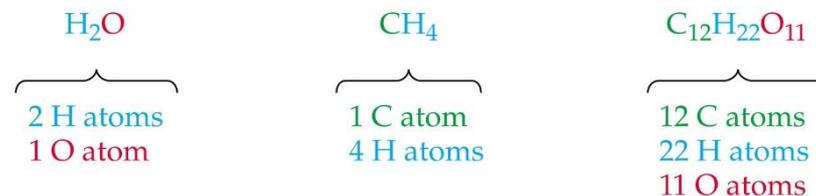
Ad oggi, sono stati identificati **118 elementi**, di cui **91 sono naturali** (gli altri sono di sintesi).

Table 1.2 Names and Symbols for Some Common Elements

Elements with Symbols Based on Modern Names				Elements with Symbols Based on Latin Names			
Al	Aluminum	Co	Cobalt	N	Nitrogen	Cu	Copper (<i>cuprum</i>)
Ar	Argon	F	Fluorine	O	Oxygen	Au	Gold (<i>aurum</i>)
Ba	Barium	He	Helium	P	Phosphorus	Fe	Iron (<i>ferrum</i>)
Bi	Bismuth	H	Hydrogen	Pt	Platinum	Pb	Lead (<i>plumbum</i>)
B	Boron	I	Iodine	Rn	Radon	Hg	Mercury (<i>hydrargyrum</i>)
Br	Bromine	Li	Lithium	Si	Silicon	K	Potassium (<i>kalium</i>)
Ca	Calcium	Mg	Magnesium	S	Sulfur	Ag	Silver (<i>argentum</i>)
C	Carbon	Mn	Manganese	Ti	Titanium	Na	Sodium (<i>natrium</i>)
Cl	Chlorine	Ni	Nickel	Zn	Zinc	Sn	Tin (<i>stannum</i>)

Tratto da: *Fondamenti di chimica generale e organica*, 8 ed, Edt. Pearson

Gli elementi si combinano per formare **i composti**, e i simboli chimici degli elementi sono usati per scriverne le **formule chimiche**: *notazione che rappresenta gli elementi che costituiscono i composti e quanti atomi di questi elementi sono presenti.*



Tratto da: *Fondamenti di chimica generale e organica*, 8 ed, Edt. Pearson

Non tutti gli elementi presenti in natura sono essenziali per la vita umana.

Table 1.4 Elements Essential for Human Life*

Element	Symbol	Function
Carbon	C	These four elements are present in all living organisms (Ch. 12–29).
Hydrogen	H	
Oxygen	O	
Nitrogen	N	
Boron	B	Aids in the use of Ca, P, and Mg.
Calcium*	Ca	Necessary for growth of teeth and bones.
Chlorine*	Cl	Necessary for maintaining salt balance in body fluids (Ch. 29).
Chromium	Cr	Aids in carbohydrate metabolism (Ch. 22).
Cobalt	Co	Component of vitamin B ₁₂ (Ch. 19).
Copper	Cu	Necessary to maintain blood chemistry (Ch. 29).
Iodine	I	Necessary for thyroid function (Ch. 28).
Iron	Fe	Necessary for oxygen-carrying ability of blood (Ch. 29).
Magnesium*	Mg	Necessary for bones, teeth, and muscle and nerve action (Ch. 28).
Manganese	Mn	Necessary for carbohydrate metabolism and bone formation (Ch. 22).
Molybdenum	Mo	Component of enzymes necessary for metabolism (Ch. 19).
Phosphorus*	P	Necessary for growth of bones and teeth; present in DNA/RNA (Ch. 26).
Potassium*	K	Component of body fluids; necessary for nerve action (Ch. 28–29).
Selenium	Se	Aids vitamin E action and fat metabolism (Ch. 24).
Sodium*	Na	Component of body fluids; necessary for nerve and muscle action (Ch. 28–29).
Sulfur*	S	Component of proteins; necessary for blood clotting (Ch. 25 and 29).
Zinc	Zn	Necessary for growth, healing, and overall health.

*C, H, O, and N are present in most foods. Other elements listed vary in their distribution in different foods. Those marked with an asterisk are macronutrients, essential in the diet at more than 100 mg/day; the rest, other than C, H, O, and N, are micronutrients, essential at 15 mg or less per day.

Questi elementi non sono presenti liberi nel corpo umano, ma combinati in migliaia di composti chimici (es. proteine).

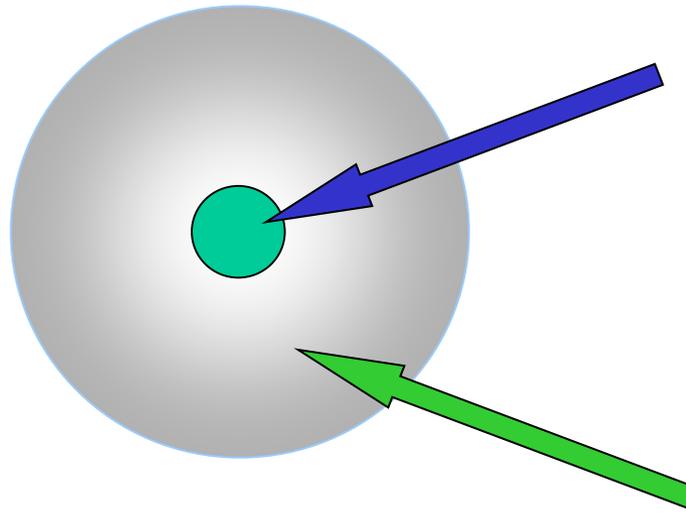
Come sono costituiti gli elementi?

Atomo: la più piccola particella in cui un elemento può essere suddiviso (particella indivisibile)

La chimica si basa su 4 assunti che costituiscono la moderna teoria atomica:

- 1) Tutta la materia è composta da atomi
- 2) Gli atomi di un dato elemento possiedono tutti le stesse proprietà chimiche
- 3) I composti chimici consistono di atomi che si possono combinare tra loro in rapporti definiti: si possono combinare solo atomi interi
- 4) Le reazioni chimiche cambiano solo il modo in cui gli atomi si combinano nei composti.

Atomo: la più piccola particella in cui un elemento può essere suddiviso (particella indivisibile)



Nucleo, formato da protoni e neutroni

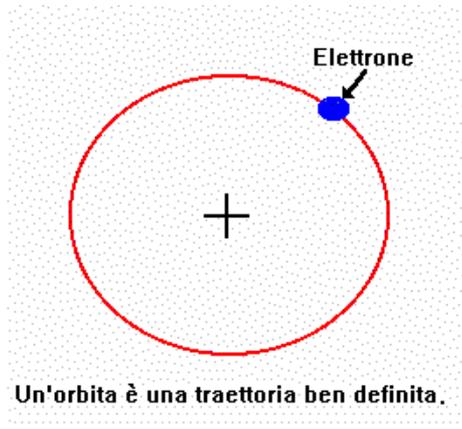
Guscio di elettroni in movimento

nucleo	{	Protoni	+
		Neutroni	
		Elettroni	-

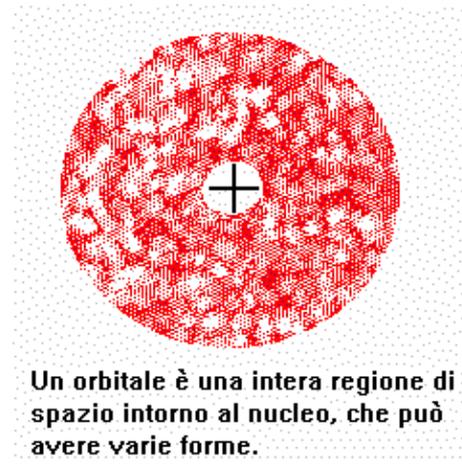
Gli elettroni ruotano attorno al nucleo in «zone di spazio» a maggiore probabilità in cui si possono trovare, chiamati **orbitali**.

Gli elettroni nell'ultimo orbitale, detto **guscio di valenza**, determinano il comportamento chimico degli elementi: sono essenziali per i legami chimici.

Orbita



Orbitale atomico

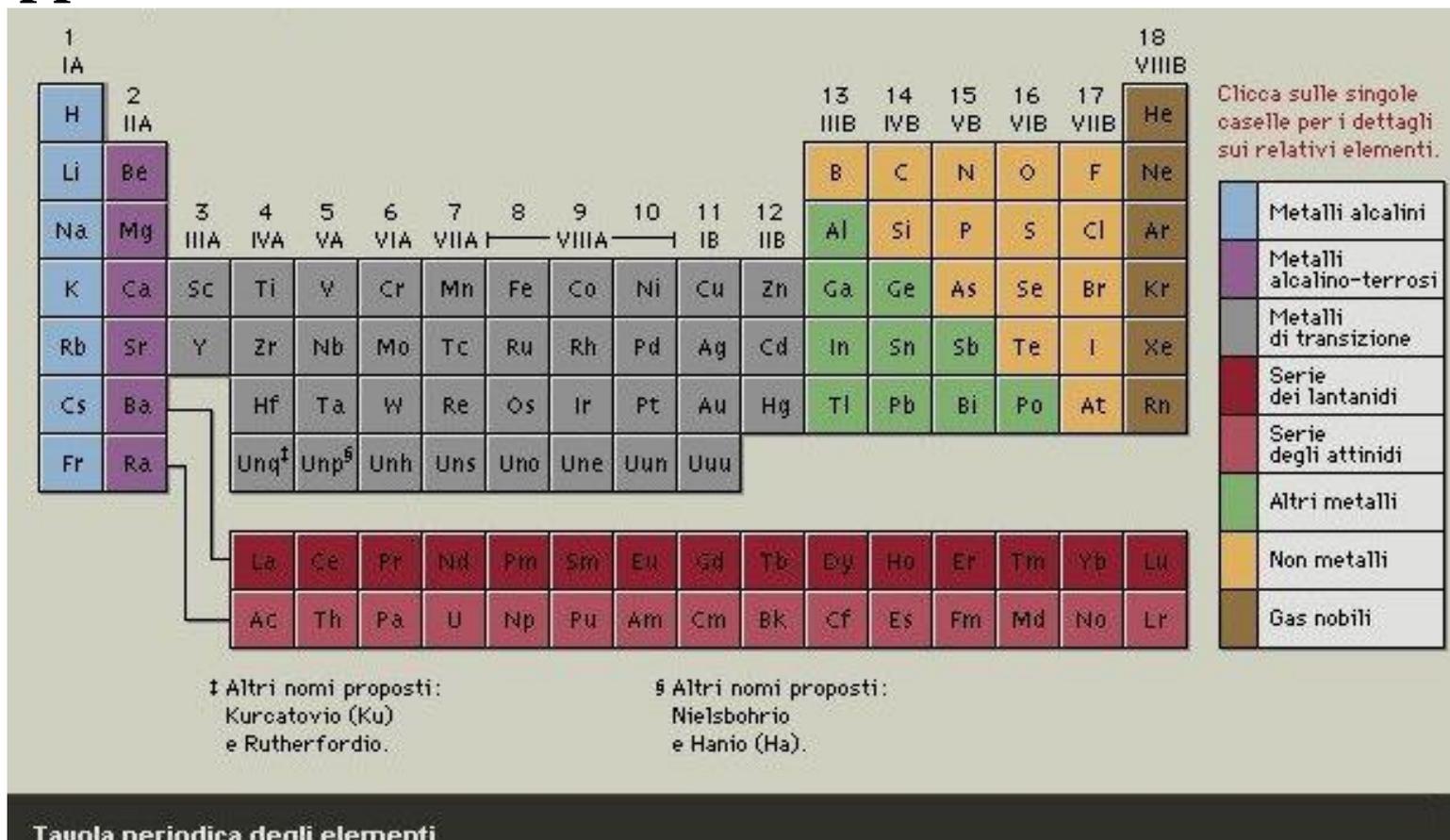


Un **atomo neutro** possiede lo **stesso numero di protoni ed elettroni**.

Quando il **numero di protoni ed elettroni non è uguale**, si chiama **ione** (*anione se negativo, catione se positivo*).

Gli elementi sono costituiti da **Atomi** e sono classificati nella **Tavola Periodica degli Elementi**

 **Gruppi**



Clicca sulle singole caselle per i dettagli sui relativi elementi.

1 IA	2 IIA																18 VIII B																										
H	He																	He																									
Li	Be																	Ne																									
Na	Mg	3 IIIA	4 IVA	5 VA	6 VIA	7 VIIA	8 VIIIA	9 VIIIA	10 VIIIA	11 IB	12 IIB							Ar																									
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn							Kr																									
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd							Xe																									
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg							Rn																									
Fr	Ra		Unq [†]	Unp [§]	Unh	Uns	Uno	Une	Uun	Uuu																																	
		<table border="1"> <tr> <td>La</td><td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Ac</td><td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>										La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																													
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																													

† Altri nomi proposti:
Kurcatovio (Ku)
e Rutherfordio.

§ Altri nomi proposti:
Nielsbohrio
e Hanio (Ha).

Legenda:

- Metalli alcalini
- Metalli alcalino-terrosi
- Metalli di transizione
- Serie dei lantanidi
- Serie degli attinidi
- Altri metalli
- Non metalli
- Gas nobili

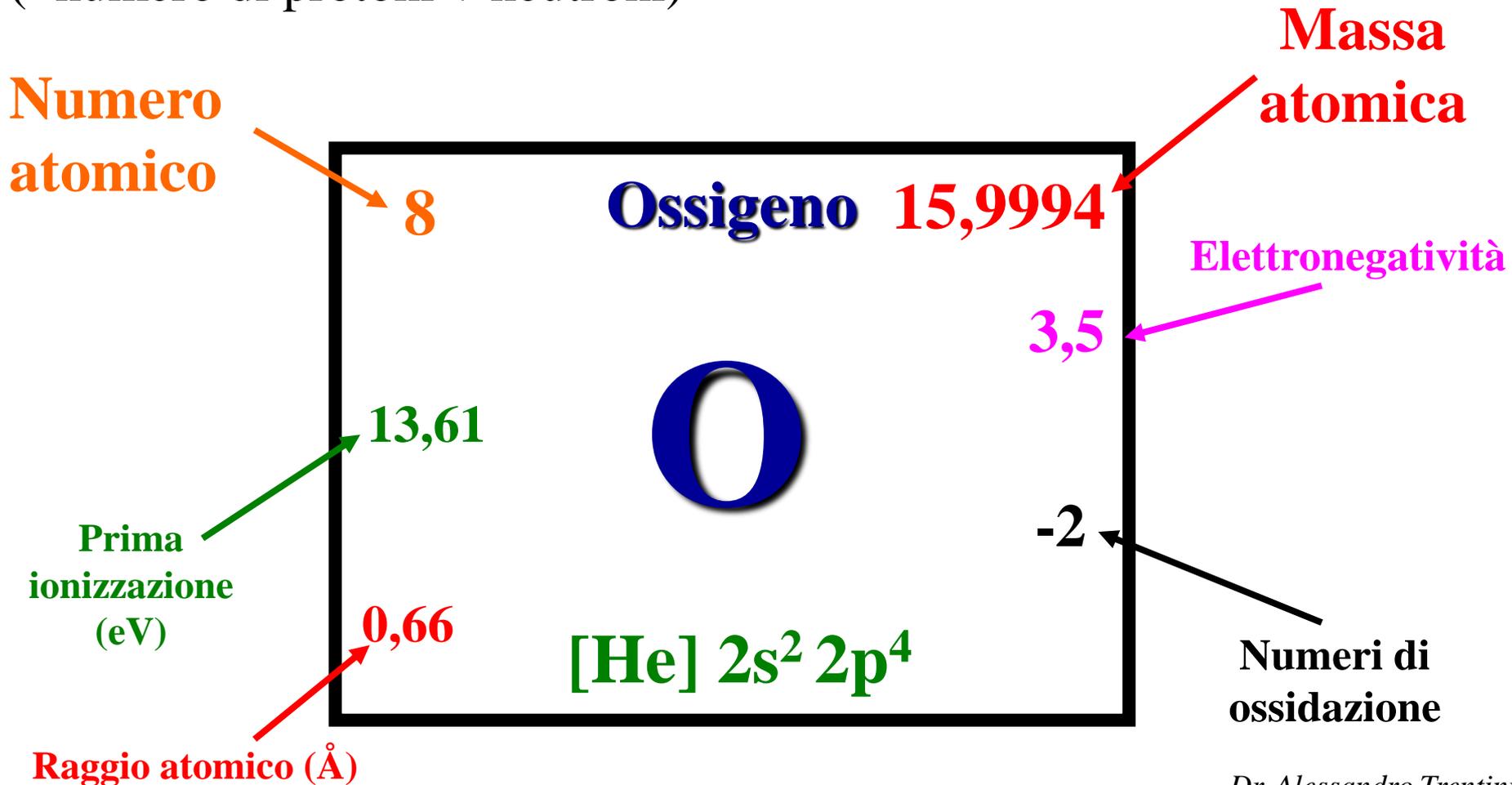
Tavola periodica degli elementi

Periodi



Tavola periodica degli elementi

E' una «tabella» che raccoglie tutti gli elementi conosciuti che esprime il simbolo chimico, il nome dell'elemento, **il numero atomico** (numero di protoni ed elettroni) e la **massa atomica** (~numero di protoni + neutroni)



Ogni elemento ha un numero specifico di protoni che lo distingue: il numero di protoni viene detto «Numero Atomico», Z.

In un atomo neutro (senza carica), **il numero degli elettroni è sempre uguale al numero dei protoni.**

Gli elettroni (-) ed i protoni (+) hanno carica uguale ma di segno contrario.

I protoni ed i neutroni hanno **massa pari ad 1**, gli elettroni hanno una massa trascurabile.

La somma dei protoni e dei neutroni (nucleoni) di un atomo costituisce il numero di massa dell'elemento e si indica con A.

Le masse degli atomi sono troppo piccole per misurarle in grammi: è più conveniente misurarle su una scala di massa relativa.

Table 2.1 A Comparison of Subatomic Particles

Name	Symbol	Mass		Charge (Charge Units)
		[Grams]	[amu]	
Proton	p	$1.672\ 622 \times 10^{-24}$	1.007 276	+1
Neutron	n	$1.674\ 927 \times 10^{-24}$	1.008 665	0
Electron	e ⁻	$9.109\ 328 \times 10^{-28}$	$5.485\ 799 \times 10^{-4}$	-1

Tratto da: Fondamenti di chimica generale e organica, 8 ed, Edt. Pearson

Base della scala → atomo di carbonio, 12 uma (o u, o dalton)

$$1 \text{ uma} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

(1/12 la massa dell'atomo di carbonio)

IMP!!! Come si misura la «quantità di atomi»?

Anche se pesiamo un quantità piccolissima di materia, ci saranno sempre milioni o miliardi di atomi.

Dal punto di vista pratico, è comodo prendere non il peso di un singolo atomo, ma di un certo numero di atomi in modo da poter usare le unità di grandezze abituali (es. grammi).

Mole: quantità di sostanza che contiene un Numero di Avogadro ($N_A \equiv 6,022 \cdot 10^{23}$) di atomi.

Es. consideriamo l'idrogeno. 1 uma = $1,661 \cdot 10^{-24}$ g

Se prendo $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di idrogeno peseranno...

$(6,022 \cdot 10^{23}) \cdot 1,661 \cdot 10^{-24} \text{g} = 1 \text{ g!}$

Definizione pratica di mole: 1 mole è un quantitativo in grammi pari al peso molecolare o atomico della sostanza considerata.

Es. PM NaCl = 58,44 uma \rightarrow 58,44g \rightarrow 1 mole.

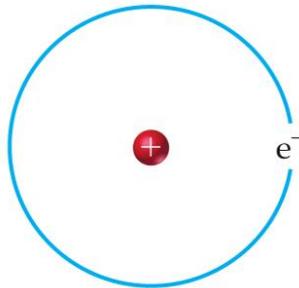
Radioattività

Isotopi

Gli atomi di uno stesso elemento hanno sempre lo stesso numero di protoni, ma possono avere numero diverso di neutroni: avranno massa diversa!

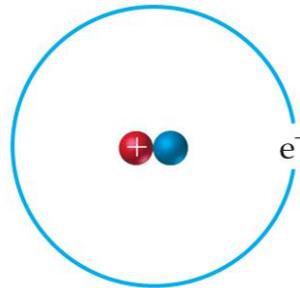
Atomi con identico numero atomico Z , ma numero di massa A differente vengono chiamati **isotopi**.

Prozio



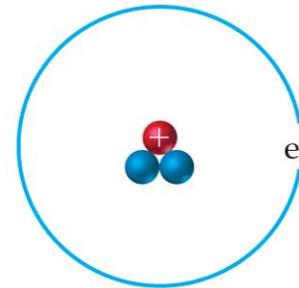
Protium—one proton (●) and no neutrons; mass number = 1

Deuterio



Deuterium—one proton (●) and one neutron (●); mass number = 2

Trizio



Tritium—one proton (●) and two neutrons (●); mass number = 3

La stabilità del nucleo

Perché il nucleo di un atomo sia stabile, deve esistere un rapporto ottimale tra neutroni e protoni per neutralizzare la forza repulsiva dei protoni (carica +).

Quando il rapporto supera il valore ottimale, il nucleo diventa instabile e tende a stabilizzarsi rilasciando alcuni suoi «frammenti» sotto forma di radiazioni.

Questo fenomeno si chiama **decadimento radioattivo**.

I RADIOISOTOPI e le RADIAZIONI

NUCLEO STABILE

Le forze repulsive tra i protoni nel nucleo vengono neutralizzate dai neutroni

(il rapporto ottimale neutroni /protoni è 1, al massimo 1,5)

Sono stabili i primi venti elementi

NUCLEO INSTABILE

Se un atomo ha un **rapporto tra neutroni e protoni $> 1,5$** è **instabile**, e tende ad emettere delle radiazioni per stabilizzarsi

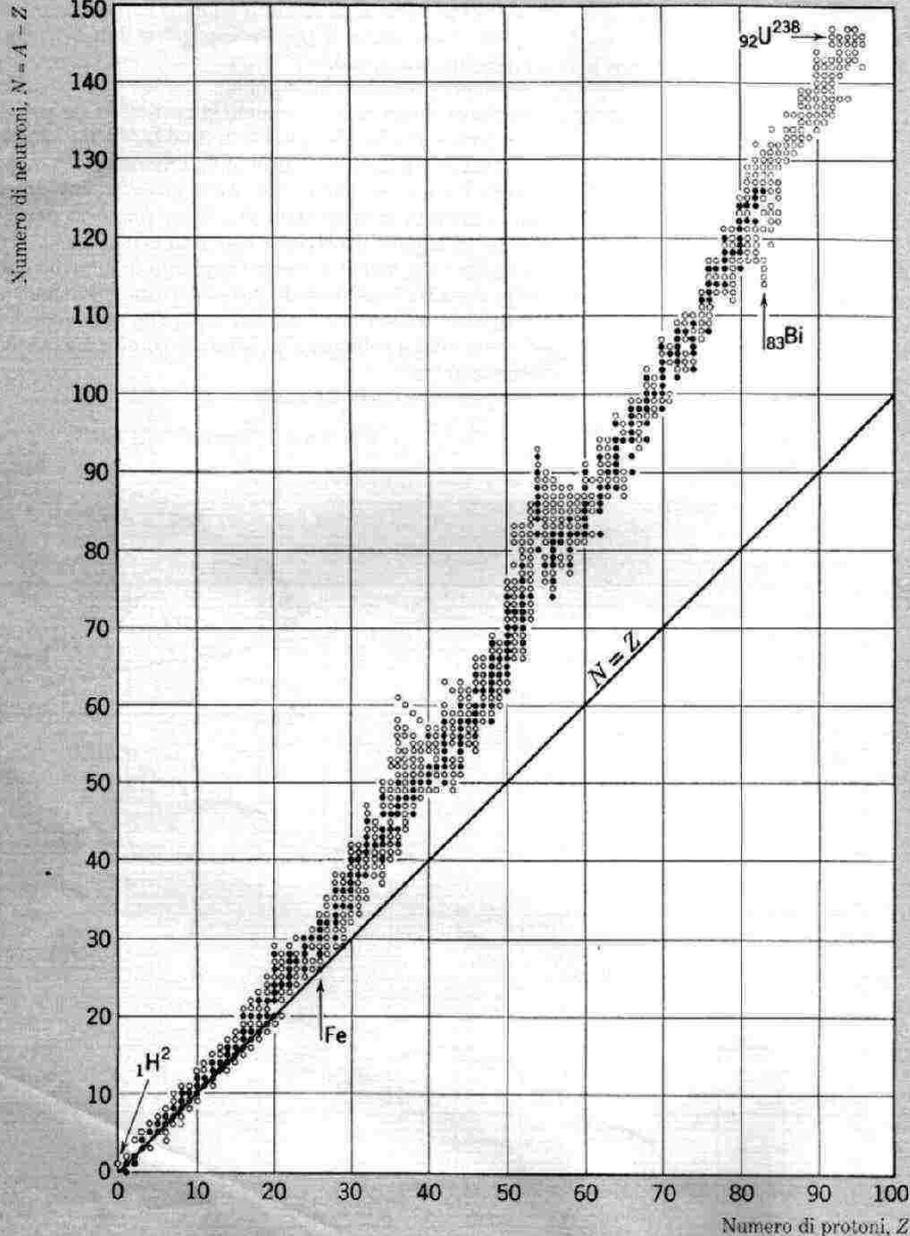


Grafico dei nuclei. Ciascun puntino rappresenta un nucleo, avente Z protoni e $A - Z$ neutroni. Per piccoli valori di Z , i **nuclei** si trovano all'incirca sulla bisettrice degli assi (quindi è, all'incirca, $A = 2Z$ o $N=Z$). Per grandi valori di Z , i **nuclei** hanno chiaramente un eccesso di neutroni rispetto ai protoni. I puntini neri si riferiscono agli isotopi più **stabili**

Riassumendo...

Due **isotopi** dello stesso elemento presentano le stesse caratteristiche chimiche (stessa reattività chimica). Tuttavia, possono essere:

- stabili (ossia non radioattivi)
- instabili (**radioattivi**) (che a loro volta possono essere **naturali o artificiali**)

Ad esempio, gli isotopi dell'idrogeno sono:

- l'idrogeno comune (^1H) che ha 1p ($Z=1$) e 1e⁻ ($A=1$) ed è il più abbondante in natura;
 - il deuterio (^2H) che ha 1p ($Z=1$) e 1n ($A=2$) ed è presente in natura anche se raro (lo 0.8% dell'idrogeno naturale);
 - il trizio (^3H) che ha 1p ($Z=1$) e 2n ($A=3$), esiste solo perché prodotto artificialmente ed è fisicamente instabile.
- **La Medicina Nucleare sfrutta le proprietà dei radioisotopi, a scopo diagnostico, terapeutico e di ricerca.**

Decadimento radioattivo

Gli isotopi radioattivi (radionuclidi) sono instabili: per aumentare la stabilità (minore energia interna) emettono radiazione corpuscolata o elettromagnetica.

Quando viene emessa una particella dal nucleo, questo si trasforma attraverso un processo definito **decadimento radioattivo**.

Decadimento radioattivo (o disintegrazione): processo di trasformazione, con liberazione di energia nucleare, di un radionuclide padre in uno «figlio», che può essere stabile o instabile. Se il «figlio» è stabile, il processo di decadimento è terminato.

Se il «figlio» è instabile, inizia un nuovo processo di decadimento che può essere differente rispetto a quello del suo predecessore.

Elemento radioattivo → nuovo elemento + particella emessa

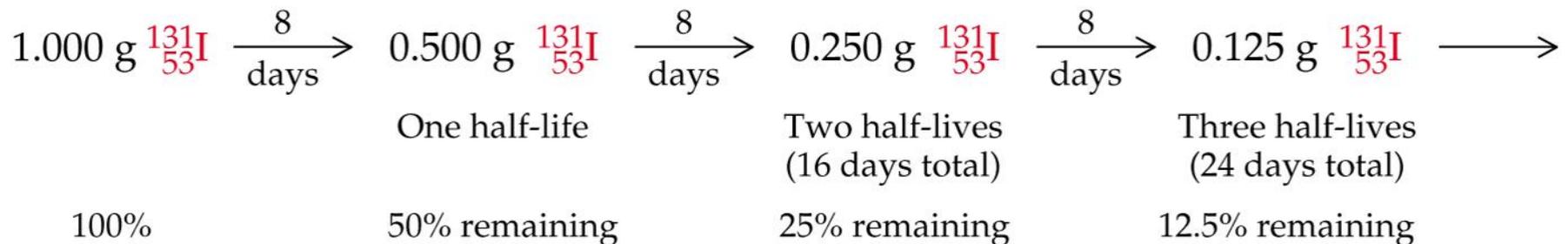
Emivita fisica ($t_{1/2}$)

La velocità della reazione di **decadimento** è **variabile da un isotopo all'altro**.

Si definisce **emivita o tempo di dimezzamento** il tempo che deve trascorrere affinché la **metà** dei nuclei di un dato radionuclide vada incontro a decadimento. Tale tempo può variare tra le frazioni di secondo a milioni di anni.

Esempio: decadimento radioattivo dello **Iodio-131**

Emivita ~ 8 giorni



Il decadimento è una costante e non dipende da pressione, temperatura o quantità di materiale di partenza!

Table 11.3 Half-Lives of Some Useful Radioisotopes

Radioisotope	Symbol	Radiation	Half-Life	Use
Tritium	${}^3_1\text{H}$	β	12.33 years	Biochemical tracer
Carbon-14	${}^{14}_6\text{C}$	β	5730 years	Archaeological dating
Sodium-24	${}^{24}_{11}\text{Na}$	β	14.959 hours	Examining circulation
Phosphorus-32	${}^{32}_{15}\text{P}$	β	14.262 days	Leukemia therapy
Potassium-40	${}^{40}_{19}\text{K}$	β, β^+	1.277×10^9 years	Geological dating
Cobalt-60	${}^{60}_{27}\text{Co}$	β, γ	5.271 years	Cancer therapy
Arsenic-74	${}^{74}_{33}\text{As}$	β^+	17.77 days	Locating brain tumors
Technetium-99m*	${}^{99\text{m}}_{43}\text{Tc}$	γ	6.01 hours	Brain scans
Iodine-131	${}^{131}_{53}\text{I}$	β	8.021 days	Thyroid therapy
Uranium-235	${}^{235}_{92}\text{U}$	α, γ	7.038×10^8 years	Nuclear reactors

*The *m* in technetium-99m stands for metastable, meaning that the nucleus undergoes γ emission but does not change its mass number or atomic number.

Tratto da Fondamenti di chimica generale ed organica, 8° ed., Ed. Pearson

In questa tabella è presente l'emivita di alcuni radioisotopi utili: quelli utilizzati in ambito medico hanno una emivita bassa.

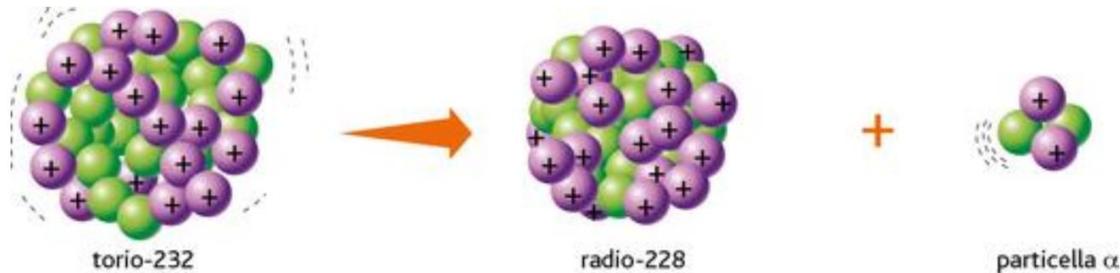
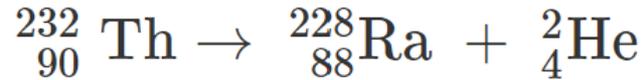
Tipi di decadimento radioattivo

Si possono distinguere 3 tipi principali di decadimento radioattivo:

- 1) **Decadimento alfa (α)**
- 2) **Decadimento beta (β)**
- 3) **Decadimento gamma (γ)**

Decadimento alfa (α)

Emette **radiazioni alfa**, cioè **nuclei di elio** (particelle con massa 4 una, 2 protoni e 2 neutroni, e carica +2)



In questo decadimento, **il numero atomico (Z) cala di 2** (da 90 del torio a 88 del radio) ma **il numero di massa cala di 4** (2 protoni e 2 neutroni).

Tipico di elementi con $Z > 83$ ed $A > 220$.

La luminosità delle lancette che consente di leggere l'orologio al buio può essere ottenuta con una vernice a base di solfuro di zinco mescolato con cristalli di un composto del radio:

il **radioisotopo naturale** ^{226}Ra decade emettendo particelle α che eccitano il solfuro di zinco provocandone la fluorescenza



Decadimento Beta (β)

Una particella beta è un elettrone ad alta velocità che fuoriesce da un nucleo in disintegrazione.

Tale particella può avere:

carica negativa unitaria (β^- , decadimento beta negativo), o

carica positiva unitaria (β^+ , decadimento beta positivo).

In ogni caso la massa è identica a quella dell'elettrone.

Decadimento β^- \longrightarrow Neutroni $>$ protoni

Si ha quando il nucleo di un elemento è troppo ricco di neutroni: per stabilizzarsi deve aumentare il numero di protoni.

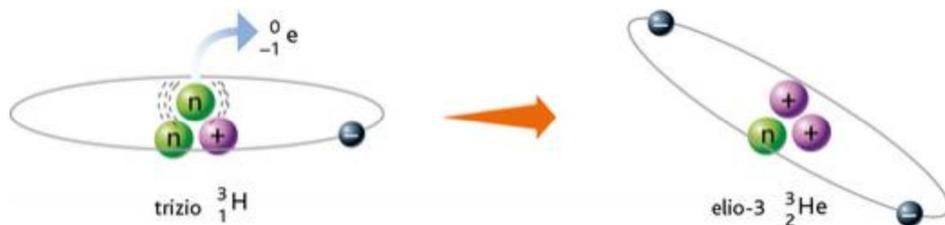
I neutroni diventano instabili e si disintegrano in **1 protone**, **1 elettrone**, 1 antineutrino (trascurabile).



Particella β^-

A seguito di questo decadimento il **numero atomico (Z) aumenta di 1**, il **numero di massa resta invariato**.

Es. decadimento beta del trizio



Decadimento β^+ Protoni > neutroni

Si ha quando il numero di protoni è troppo elevato rispetto a quello dei neutroni.

Avviene la trasformazione di 1 protone \rightarrow 1 neutrone in due modi:

1) Per emissione di 1 positrone (elettrone con carica positiva):



Particella β^+

Il numero atomico diminuisce di 1, la massa resta invariata (**elettrone** e positrone hanno **massa circa zero**).

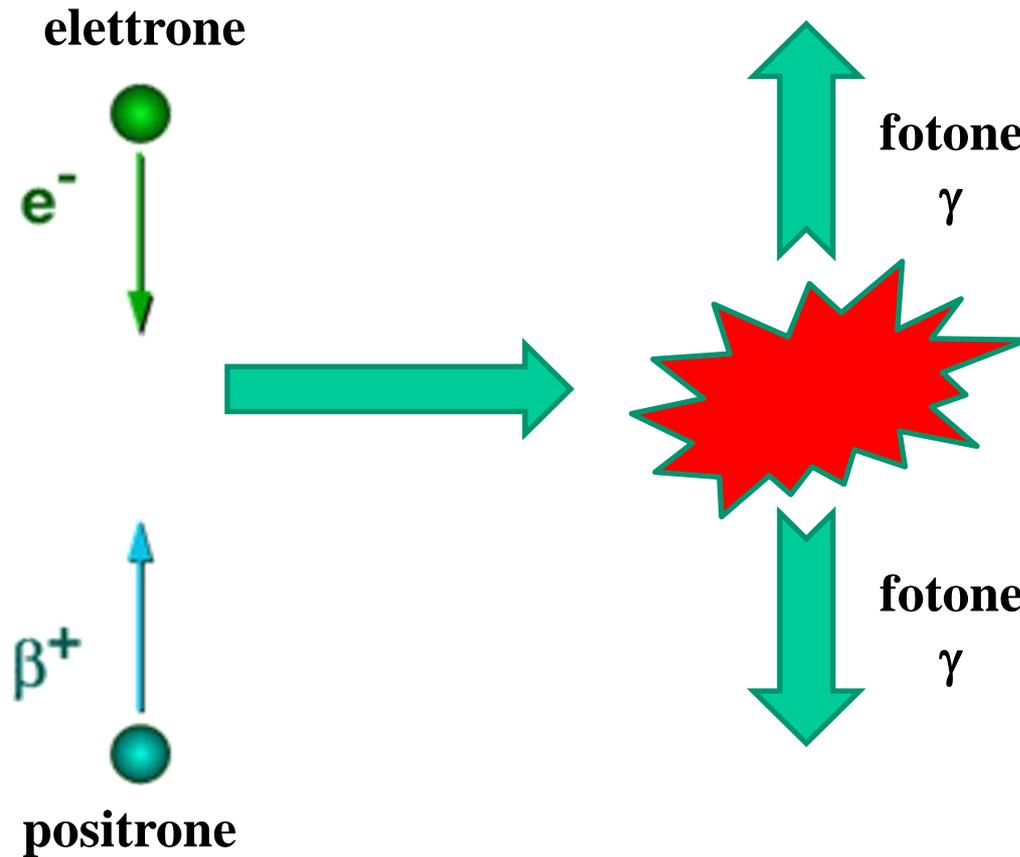
Fosforo-29 \rightarrow Silicio-29

silicio				fosforo			
14	1687K	15	317.3K				
Si	786	P	1012				
28.09	2.29	30.97	1.8-2.6				
Lit		Lit	2.19				
+2±4		±3±5					

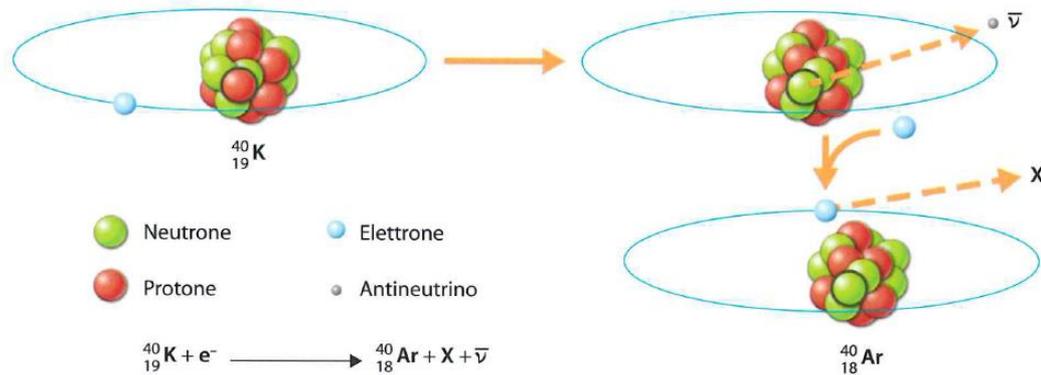


Le particelle β^+ vanno incontro ad **ANNICILAZIONE**, interagendo con un elettrone. **Le due particelle scompaiono e la loro massa è trasformata in 2 fotoni gamma.**

I radionuclidi che decadono per emissione β^+ sono usati in medicina nucleare per la **Tomografia ad Emissione di Positroni (PET)**.



2) **Cattura elettronica**: 1 elettrone vicino al nucleo viene catturato dal **protone** trasformandosi in **neutrone** (+neutrino, trascurabile).



Il numero atomico diminuisce, il numero di massa resta invariato.

Viene emessa radiazione X.

RIASSUMENDO

Nei decadimenti β^+ e cattura elettronica, il numero atomico diminuisce di 1, il numero di massa resta invariato.

Decadimento gamma (γ)

Nell'emissione di **radiazioni γ** (raggi γ o fotoni γ) non si ha emissione di particelle, ma di **radiazioni elettromagnetiche**: sono «pacchetti» di energia rilasciati dal nucleo in decadimento.

Per questo motivo, **la sua emissione non causa cambiamenti di posizione nella tavola periodica.**

Tuttavia, di solito è accompagnata ad un decadimento alfa o beta → l'energia in eccesso è rilasciata come raggio γ .

Raggi X

I raggi X, nonostante non esista un decadimento X, possono essere formati come «sottoprodotto» della cattura elettronica.

Sono anche loro delle **radiazione elettromagnetiche** come i raggi γ ma con alcune differenze:

- Hanno minore energia dei raggi γ
- Hanno una origine differente (raggi gamma da riequilibri del nucleo, raggi X da riequilibri degli orbitali o per variazioni di velocità degli elettroni).

Table 11.2 A Summary of Radioactive Decay Processes

Process	Symbol	Change in Atomic Number	Change in Mass Number	Change in Number of Neutrons
α emission	${}^4_2\text{He}$ or α	-2	-4	-2
β emission	${}^0_{-1}\text{e}$ or β^{-*}	+1	0	-1
γ emission	${}^0_0\gamma$ or γ	0	0	0
Positron emission	${}^0_1\text{e}$ or β^{+*}	-1	0	+1
Electron capture	E.C.	-1	0	+1

**Superscripts are used to indicate the charge associated with the two forms of beta decay; β^{-} , or a beta particle, carries a -1 charge, while β^{+} , or a positron, carries a +1 charge.*

Interazione delle radiazioni con la materia

Radiazioni: insieme di fenomeni, anche tra loro differenti, che hanno in comune il **trasporto di energia nello spazio**. Sono radiazioni, ad esempio, la *luce visibile*, le *onde radiotelevisive*, le *emissioni di particelle* o di *fotoni X o gamma* da parte di un elemento radioattivo. **L'energia trasportata dalla radiazioni viene ceduta quando la radiazione interferisce con la materia attraversata.**

Le principali radiazioni si distinguono in:

Alfa (α)

Beta + (β^+)

Beta - (β^-)

Gamma

X

Neutroni (raggi cosmici)

Le radiazioni viste finora si possono dividere in:

- 1. corpuscolate**, ossia dotate di massa come le particelle cariche elettricamente e i neutroni (es. radiazione alfa, radiazioni β , neutroni)
- 2. radiazioni non corpuscolate**, come i **fotoni X e gamma** che non hanno né massa né carica

Tutte le radiazioni prodotte interagiscono con la materia.

In base agli effetti che producono, di distinguono:

- 1) **Radiazioni non ionizzanti**: che non possiedono energia sufficiente per «ionizzare» un atomo (generare uno ione).
- 2) **Radiazioni ionizzanti**: possiedono energia sufficiente per ionizzare un atomo, cedendo la loro energia.

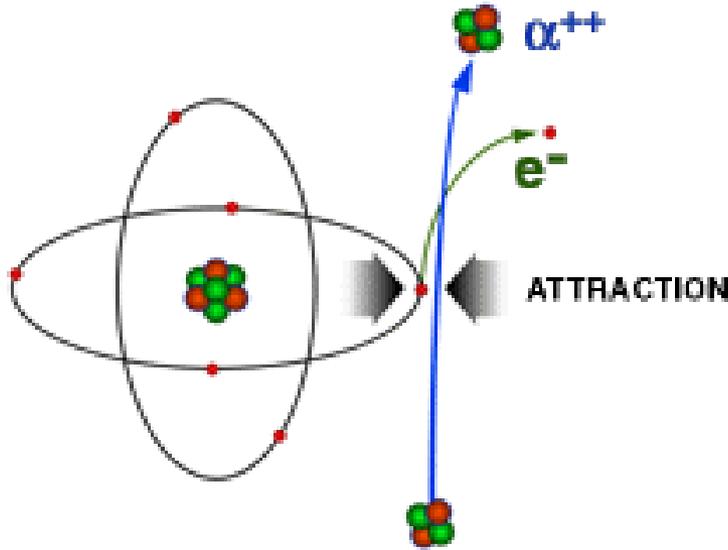
Le radiazioni ionizzanti sono pericolose per i sistemi biologici perché generando cariche positive o negative «spezzano» i legami molecolari alterando i tessuti.

A seconda che le radiazioni siano particelle cariche o neutre, si distinguono due modalità di ionizzazione:

- 1) **Radiazioni direttamente ionizzanti → particelle corpuscolari cariche**, come radiazione α (nucleo elio) e radiazione β (1 elettrone o 1 positrone).
- 2) **Radiazioni indirettamente ionizzanti → particelle non corpuscolate neutre**, come i fotoni γ ed X (radiazioni elettromagnetiche).

Particelle α e materia

Le particelle α sono nuclei di elio **carichi positivamente** ($2+$).



La presenza di cariche positive provoca la ionizzazione di un gran numero di atomi (*ionizzazione primaria*), che a loro volta possono ionizzare a catena altri atomi (*ionizzazione secondaria*).

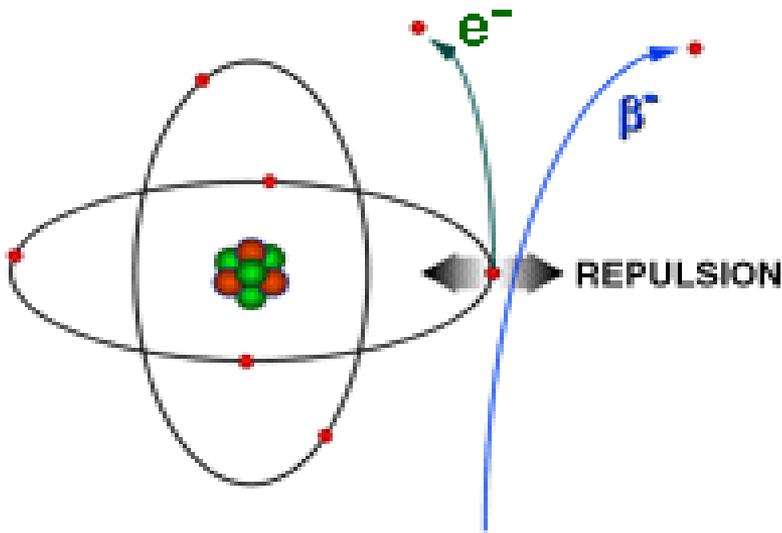
Tuttavia, hanno una grande sezione d'urto (sono atomi «interi»): **interagiscono fortemente con la materia propagandosi nell'aria solo per pochi centimetri.**

Vengono fermati da un foglio di carta o dalla pelle.

La radiazione alfa presenta quindi **basso range** di azione («dura poco») ma **alta densità di ionizzazione** (ionizza tante molecole). **In aria il range** medio di una particella alfa non supera i **4-5 cm**, riducendosi drasticamente con l'aumentare della densità del mezzo, tanto che **la radiazione alfa non riesce ad attraversare una barriera come la pelle.**

Sono altamente pericolosamente solo se il radionuclide che le emette viene ingerito o inalato.

Particelle β^- e materia



Le particelle β^- possono **ionizzare** il mezzo attraversato provocando l'allontanamento di elettroni dai loro orbitali tramite **repulsione** elettrostatica.

Essendo molto più piccole e elettricamente meno cariche delle particelle alfa, hanno una più **bassa densità di ionizzazione e potere penetrante circa 1000 volte maggiore.**

Il range medio di una particella β^- può arrivare fino ad alcuni metri in aria e fino ad alcuni millimetri nei tessuti molli.

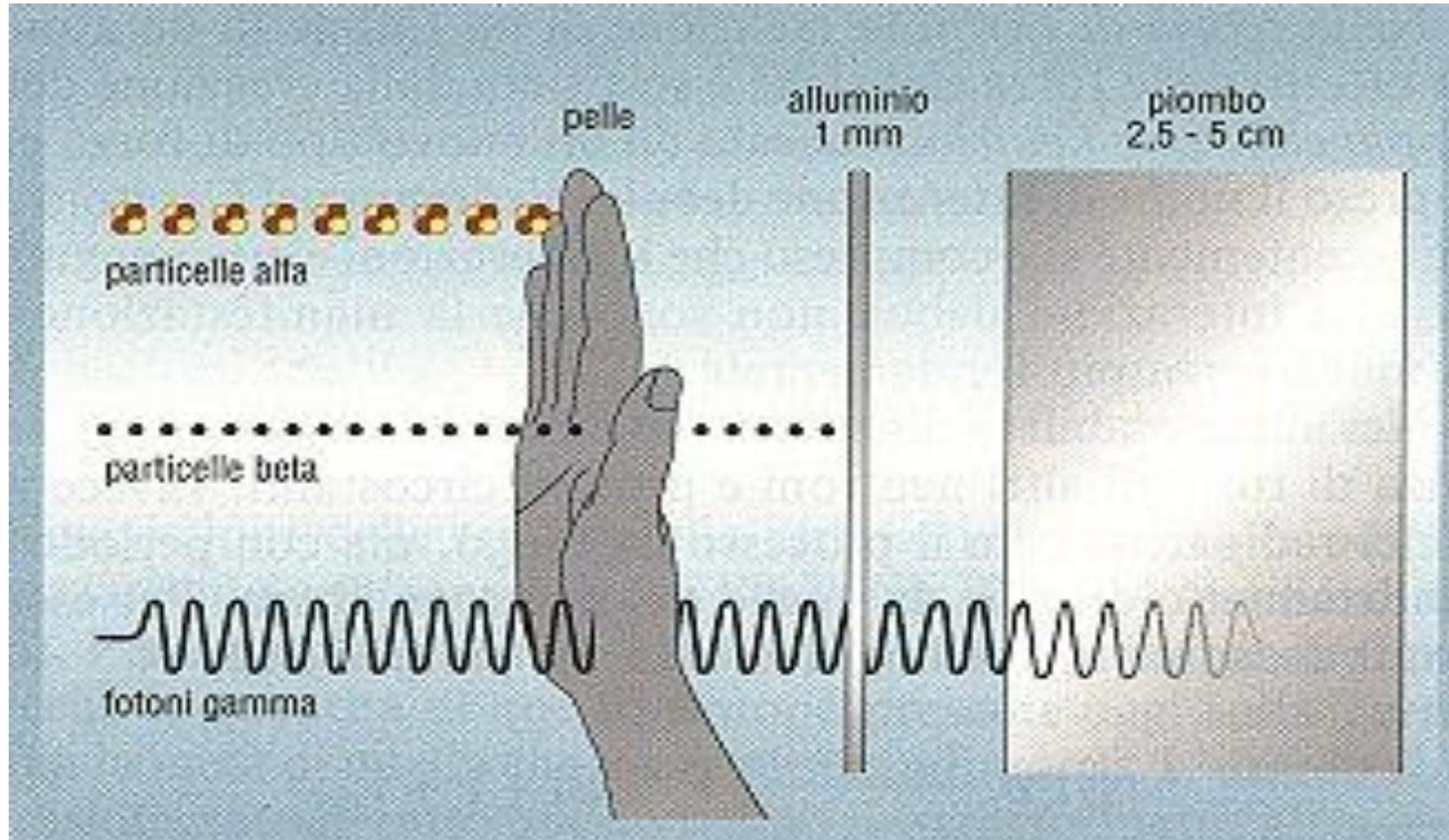
Fotoni γ , X e materia

Al contrario delle particelle cariche e dotate di massa, i fotoni γ ed X **possono essere assorbiti completamente in un'unica collisione.**

Possono interagire con la materia su base probabilistica: quando lo fanno, cedono completamente la loro energia generando ionizzazione tramite complessi meccanismi.

Data la loro natura altamente energetica, i raggi γ ed X sono altamente penetranti.

Potere penetrante delle radiazioni



Effetti biologici delle radiazioni

Quando la radiazione interagisce con la materia, cede la sua energia. I danni che genera, tuttavia, dipendono dalla dose: maggiore è la «**dose assorbita**», maggiore è la probabilità di avere danni.

La pericolosità delle radiazioni dipende da:

- Distribuzione dei radionuclidi nel corpo
- Energia della radiazione
- Tempo di esposizione alla radiazione
- Tipo di radiazione

Nota: i radioisotopi ingeriti o inalati sono SEMPRE dannosi!

La dose assorbita dipende dal *tipo di sorgente* (**diversi radionuclidi emettono energie diverse**) e dal *tempo di esposizione*.

Misura delle radiazioni

Rilevazione delle radiazioni

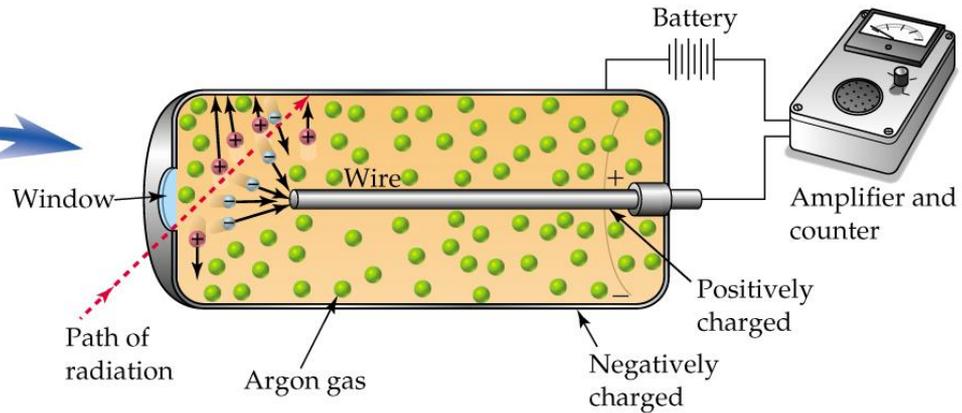
Le radiazioni sono invisibili. Tuttavia, **si possono rivelare sfruttando le loro proprietà ionizzanti.**

Il metodo più semplice è l'utilizzo di un dosimetro portatile sotto forma di tessera, dotato di una lastra fotografica protetta dalla luce. **La radiazione causa un annerimento della pellicola.**



Sono uno **strumento di sorveglianza** per valutare l'esposizione alle radiazioni degli operatori.

Il metodo più noto per rivelare e misurare le radiazioni è il *contatore Geiger*.



Tratto da Fondamenti di chimica generale ed organica, 8° Ed, Ed. Pearson

E' costituito da un tubo riempito da gas argon con due elettrodi. Quando la radiazione entrante da una finestrella ionizza l'argon, questo trasmette una carica agli elettrodi attaccati ad un rilevatore che emette un «clic». Più radiazione entra nel tubo, più frequenti sono i clic.

Unità di misura

L'intensità della radiazione può essere espressa in vari modi, a seconda di quale caratteristica della radiazione si vuole misurare. Dal punto di vista medico, è importante conoscere la **quantità di radiazione necessaria a produrre un effetto biologicamente dannoso**.

Non tutte le radiazioni producono lo stesso effetto biologico. Per tenere conto di queste differenze, l'unità usata nel campo della radioprotezione è il **rem (roentgen equivalente per persona)**. Per il suo calcolo, si moltiplica l'intensità della radiazione assorbita (in rad) per un fattore di qualità (RBE):

$$\text{rem} = \text{rad} * \text{RBE} \text{ (efficacia biologica relativa)}$$

RBE tiene conto della diversa energia delle radiazioni e dei diversi tipi.

Il valore di **RBE** per raggi X, raggi γ e particelle β è lo stesso (**RBE = 1**), mentre le particelle α hanno un **RBE = 20**.

Nel SI l'unità di misura è il Sievert (Sv).

Table 11.5 Common Units for Measuring Radiation

Unit	Quantity Measured	Description
Curie (Ci)	Decay events	Amount of radiation equal to 3.7×10^{10} disintegrations per second
Roentgen (R)	Ionizing intensity	Amount of radiation producing 2.1×10^9 charges per cubic centimeter of dry air
Rad	Energy absorbed per gram of tissue	1 rad = 1 R
Rem	Tissue damage	Amount of radiation producing the same damage as 1 R of X rays
Sievert (Sv)	Tissue damage	1 Sv = 100 rem

Tratto da Fondamenti di chimica generale ed organica, 8° Ed, Ed. Pearson

La **dose letale al 50% (LD50)** è la dose di radiazioni necessaria per uccidere il 50% della popolazione e varia da 250 rem a 450 rem. Dosi fino a 50 rem la probabilità di morte istantanea è bassa, ma può provocare danni a lungo termine (tumori).

La dose limite per ciascun individuo di una popolazione non deve superare i 0.5 rem per anno per intero corpo

La dose limite media per una popolazione non deve superare i 0.17 rem per anno per intero corpo

Per individui che lavorano in presenza di sorgenti di radiazioni la dose limite è di 5 rem per anno per intero corpo

Es raggi X torace 27 mrem

Raggi X addome 620 mrem

IMPORTANTE!!

La protezione dalle radiazioni avviene sia per schermatura (con piombo) delle sorgenti radioattive che controllando la distanza dell'operatore dalla fonte radioattiva.

Infatti, l'intensità e l'esposizione ad una radiazione diminuiscono con il quadrato della distanza secondo la formula:

$$\frac{I_1}{I_2} = \frac{\text{distanza}_2^2}{\text{distanza}_1^2}$$

Esempio.

Un radiologo viene sottoposto a 10 mRem e si trova ad una distanza di 40 cm dalla sorgente. Quale sarà l'esposizione se si allontana a 100 cm?

$$I_2 = I_1 \frac{\text{distanza}_1^2}{\text{distanza}_2^2} = 10 * \frac{(40)^2}{(100)^2} = 10 * \frac{1600}{10000} = 1,6 \text{ mRem}$$

Come valutare gli effetti delle radiazioni?

Per valutare gli effetti delle radiazioni sull'organismo, occorre considerare i seguenti tre fattori fondamentali:

- 1. la dose della radiazione in rapporto al tempo di esposizione;**
- 2. la fonte d'irradiazione (se esterna o interna all'organismo);**
- 3. la sensibilità specifica dei tessuti.**

La sensibilità alle radiazioni non è identica per tutti i tipi di cellule o per tutte le sue strutture: cellule in rapida replicazione (es. tessuti ematopoietici) sono più sensibili, alcune strutture delle cellule sono più sensibili.

La probabilità di fare danni aumenta proporzionalmente alla dose di radiazioni che colpiscono le cellule e alla sua durata.

Se i danni sono pochi, gli organismi sono in grado di ripararli.

Se sono troppi (100 rem) le cellule possono morire o subire danni irreparabili → **mutazioni** → **tumori.**

Radiosensibilità

Gli organi del corpo non sono tutti sensibili e vulnerabili in egual misura.

Le cellule più sensibili sono quelle riproduttive. Sono molto radiosensibili il tessuto linfatico, il midollo osseo e le lenti cristalline degli occhi. Le cellule del tessuto muscolare, del tessuto osseo e le cartilagini sono invece le più resistenti.

Il tessuto nervoso è resistente sul piano morfologico, ma sensibile su quello funzionale.

Sindrome generale da radiazioni

I sintomi più appariscenti che si manifestano con esposizione prolungata a forti dosi di radiazioni sono: malessere generale accompagnato da vomito, nausea, cefalea e diarrea.

Il cosiddetto "male da raggi", dovuto a un'irradiazione con dose ritenuta semiletale si manifesta nel tempo con i seguenti sintomi:

1. nelle prime 24 ore compaiono i sintomi tipici più appariscenti (malessere, nausea, cefalea, disturbi intestinali);
2. nella settimana successiva i sintomi scompaiono, ma gli effetti dell'irradiazione continuano (distruzione delle cellule del sangue)
3. dopo 7-10 giorni, detto "periodo di tregua", si hanno ulcerazioni ed emorragie;
4. nella quarta-sesta settimana può sopravvenire la morte, generalmente provocata da setticemia.

Coloro che, superando la fase critica e riescono a guarire, negli anni successivi possono contrarre leucemie e altri tumori, nonché mutazioni ereditarie alle cellule germinali.