

# CHIMICA

Corso di Laurea in Informatica

Prof.ssa Valentina Borghesani

Dipartimento di Scienze Chimiche, della Vita e della Sostenibilità Ambientale

Plesso di Chimica

0521 902056

email: **valentina.borghesani@unipr.it**

# Programma del corso

- **La teoria atomica della materia:** struttura dell'atomo. Tavola periodica degli elementi.
- **Il legame chimico:** interpretazione teorica del legame chimico.  
Legame ionico, covalente, metallico, a idrogeno.
- **Stechiometria:** Nomenclatura dei composti inorganici. Bilanciamento delle reazioni chimiche:  
reazioni di salificazione e di ossidoriduzione.
- **Gli stati di aggregazione:** stato solido, stato liquido, stato gassoso
- **Le soluzioni:** definizione e proprietà
- **La termodinamica:** primo, secondo e terzo principio della termodinamica.  
Criterio di spontaneità di una reazione chimica.
- **Equilibrio chimico:** costante di equilibrio. Fattori che influenzano l'equilibrio chimico. Equilibrio tra fasi.

# Informazioni Utili



6 CFU



Martedì 8.30-10.30  
Giovedì 8.30-10.30



Insegnamento  
in Italiano



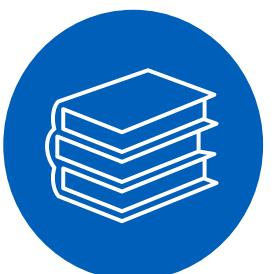
Esame scritto



Accessibilità

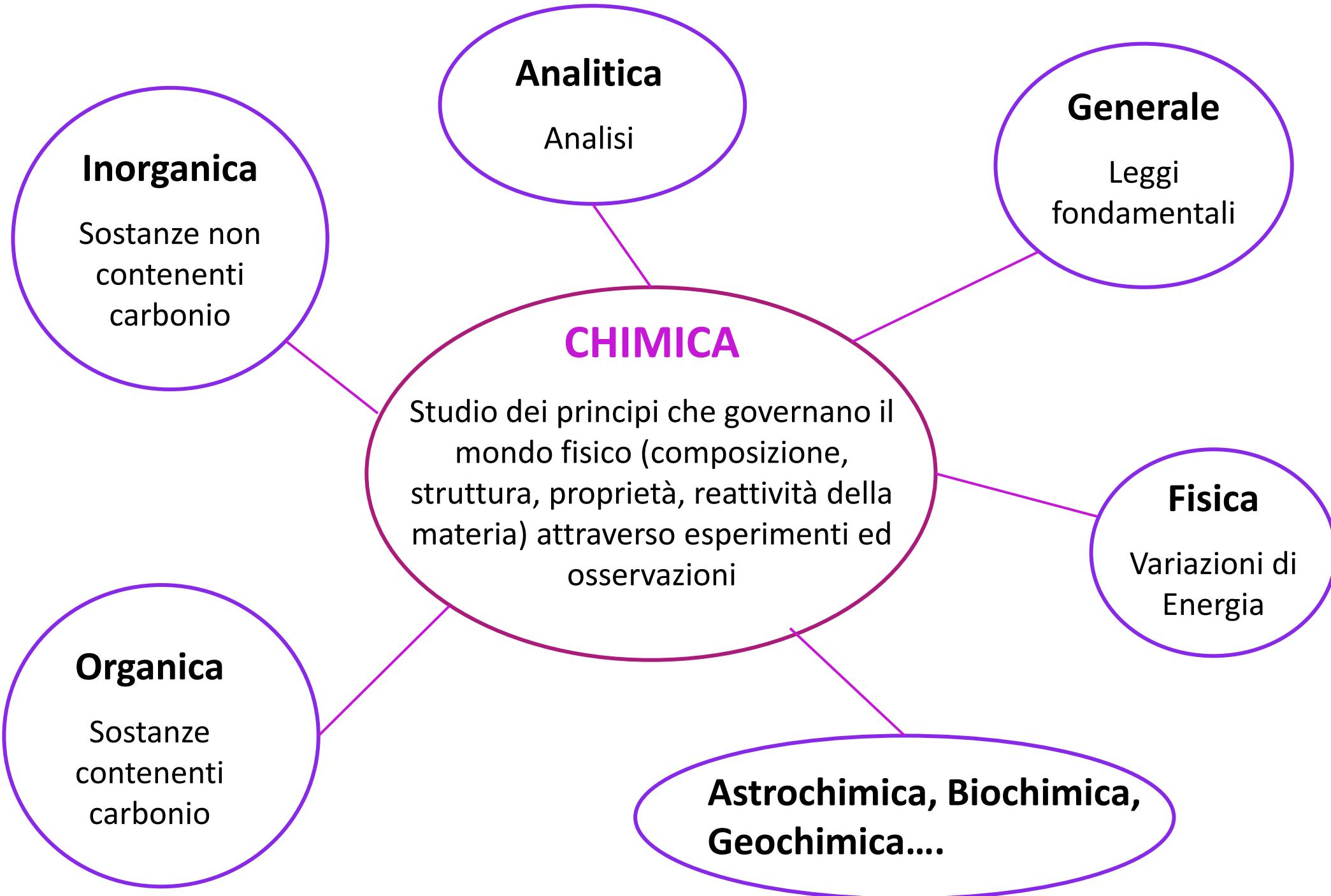


Ricevimento su  
appuntamento



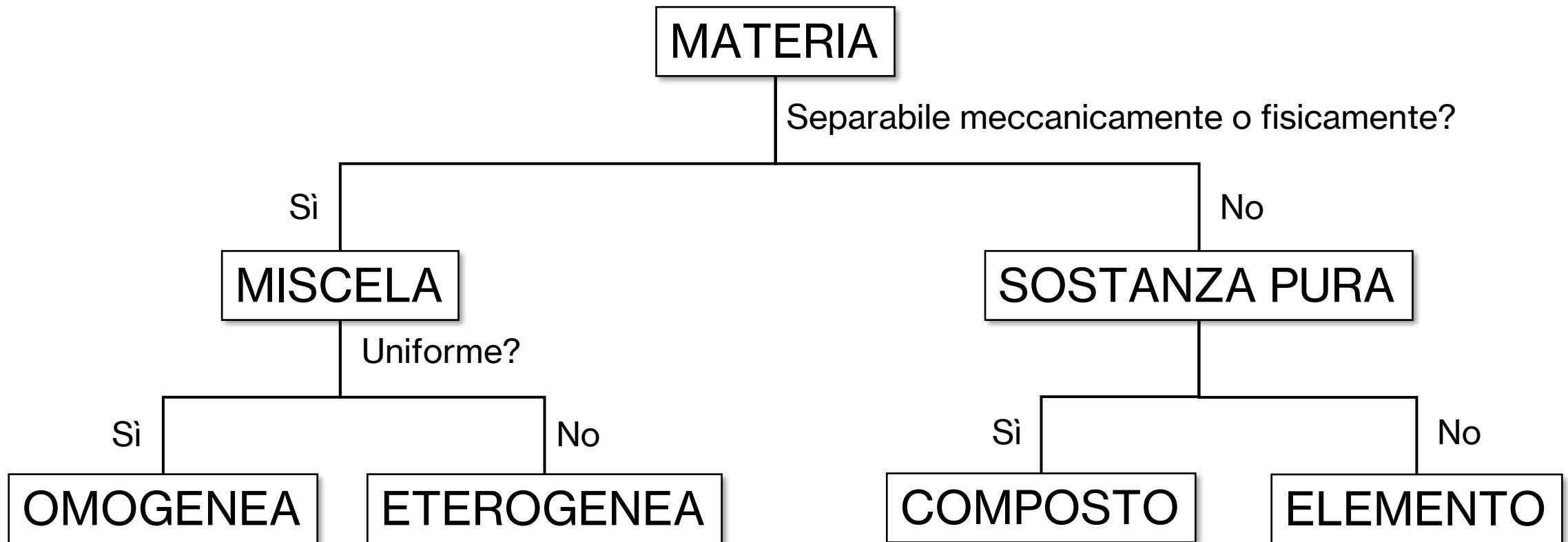
Dove studiare?

- Slides del corso
- J.C.KOTZ, P.TREICHEL, J. R. TOWNSEND, D. A. TREICHEL: "Chimica", VII edizione, 2021, EdiSES, Napoli.
- A. DEL ZOTTO: «Esercizi di Chimica Generale», EdiSES, Napoli.



# MATERIA

“Qualsiasi cosa che abbia una massa e occupi uno spazio”



# MATERIA

---

“Qualsiasi cosa che abbia una massa e occupi uno spazio”

## ELEMENTI

Una porzione omogenea di materia formata da atomi della stessa specie costituisce una sostanza elementare, o **elemento**.

Non può essere suddivisa in sostanze più semplici mediante metodi chimici.

### Atomi tutti uguali

Fe, P<sub>4</sub>, He, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> ...

## COMPOSTI

Una porzione omogenea di materia formata da due o più specie di atomi costituisce un **composto**.

Può essere suddiviso in due o più elementi mediante metodi chimici.

### Molecole con atomi diversi

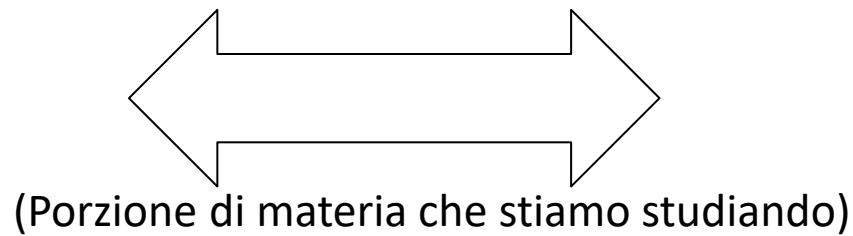
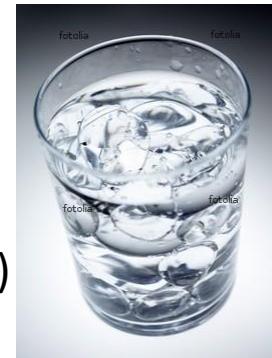
H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, CCl<sub>4</sub>, emoglobina...

# SISTEMA

**Omogeneo**  
unica fase



**Eterogeneo**  
due o più fasi

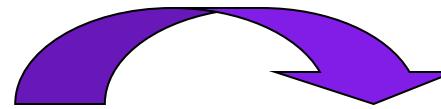


## FASE

È una parte di un sistema, di composizione chimica determinata, con proprietà fisiche uniformi, individuata da superfici limite fisicamente definite.

## SOSTANZE PURE

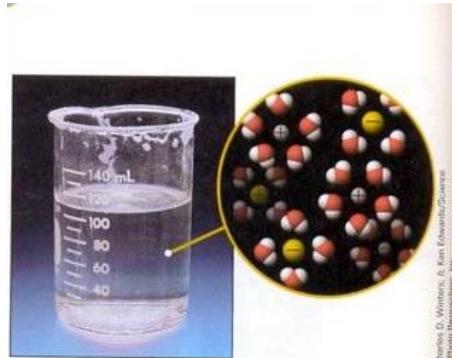
Livello microscopico



**Stesso tipo di particelle**  
(atomi o molecole, elementi o composti)

Composizione e proprietà definite  
(densità, punto di fusione)

**UNICA FASE**  
Miscele omogenee  
**SOLUZIONI**  
(leghe, vino, aria,...)



**MISUGLI O MISCELE**  
Insieme di più sostanze

**PIU' FASI DIVERSE**  
Miscele eterogenee  
(granito, latte, fumi,...)

Le sostanze che compongono una miscela possono essere separate mediante metodi fisici



# Proprietà fisiche delle sostanze

Proprietà fisica	Simbolo	Unità
MASSA	m	[kg]
DENSITA'	d	[Kg/m <sup>3</sup> ]
TEMPERATURA DI FUSIONE	T <sub>f</sub>	
TEMPERATURA DI EBOLLIZIONE	T <sub>eb</sub>	[K]
SOLUBILITA'	S	[mol/l]

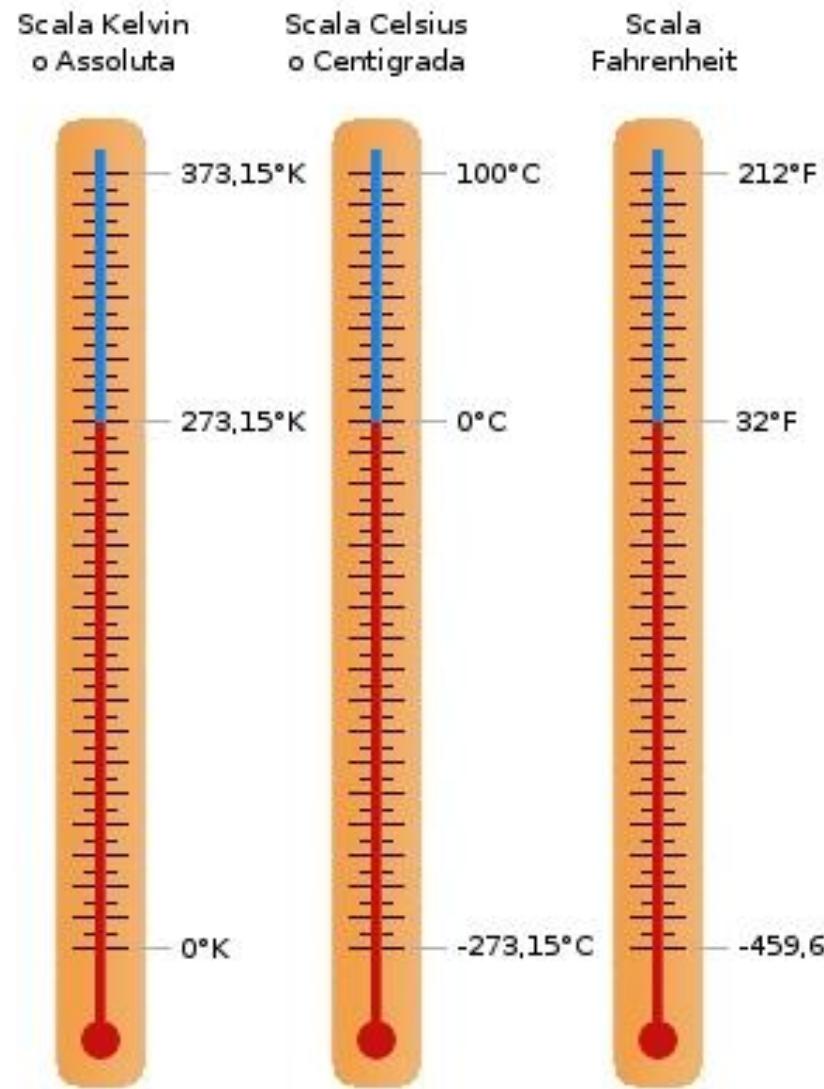
## PROPRIETA' ESTENSIVE

dipendono dalla quantità di sostanza (massa, volume...)

## PROPRIETA' INTENSIVE

non dipendono dalla quantità di sostanza, (densità, temperatura...)

# TEMPERATURA



$$K = ^\circ C + 273.15$$

$$^\circ C$$

$$^\circ F = \frac{9}{5} ^\circ C + 32$$

# Trasformazioni e Processi

Trasformazione che **modifica le proprietà fisiche** di una sostanza  
(volume, densità, temperatura...)  
La materia mantiene la propria composizione



**Processo Fisico**

Trasformazione che **produce nuove sostanze**  
La materia cambia la propria composizione attraverso una reazione chimica



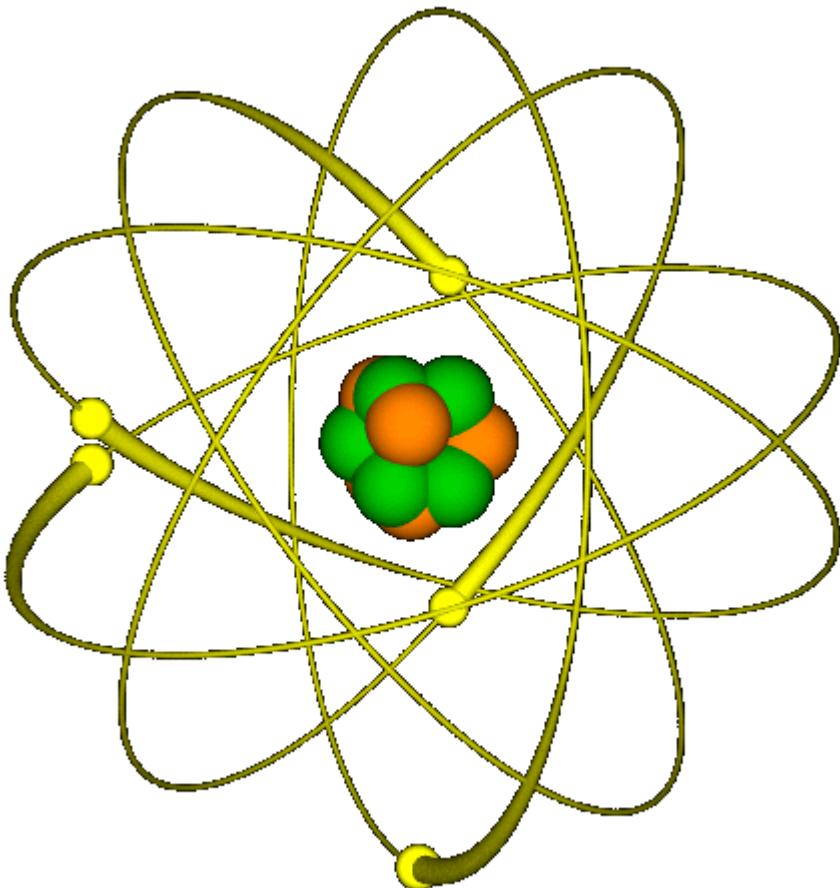
**Processo Chimico  
(Reazione)**



NON si ha creazione o distruzione di materia

La **legge di Lavoisier**, nota anche come **legge di conservazione della massa**, dice che in una reazione chimica la massa totale dei reagenti è uguale alla massa totale dei prodotti.

# TEORIA ATOMICA



ELETTRONI

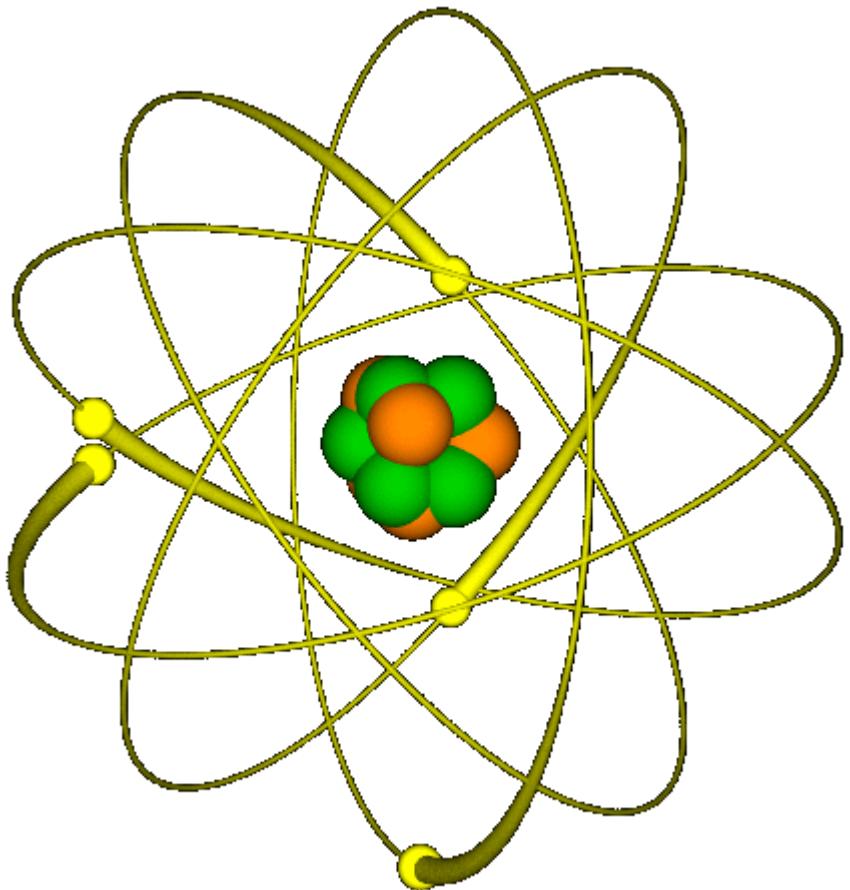
NEUTRONI

PROTONI

NUCLEO

# IPOTESI ATOMICA DI DALTON

---

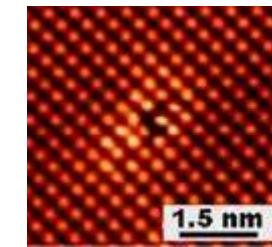
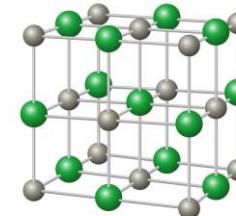


1. La materia è costituita da particelle indivisibili: gli ATOMI
2. Gli atomi sono caratterizzati dalla loro massa, tutti gli atomi di uno stesso elemento sono identici\*; atomi di elementi diversi possiedono massa differente
3. I composti sono formati dalla combinazione di atomi di differenti elementi
4. Nel corso di una reazione chimica gli atomi non si creano né si distruggono, ma si ricombinano

# IPOTESI ATOMICA DI DALTON

1. La materia è costituita da particelle indivisibili: gli ATOMI

La materia è formata da particelle piccolissime, indivisibili e indistruttibili: gli atomi



cm

8 ordini di grandezza

Å

$$1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ cm}$$

2. Gli atomi sono caratterizzati dalla loro massa, tutti gli atomi di uno stesso elemento sono identici\*; atomi di elementi diversi possiedono massa differente

\* eccezione: gli isotopi

Atomic weight		Atomic number	Symbol	Name
1.008	1		H	Hydrogen
6.941	3		Li	Lithium
9.012	4		Be	Boron
22.990	11		Na	Sodium
24.312	12		Mg	Magnesium
39.098	19		K	Chlorine
40.078	20		Ca	Sulfur
44.959	21		Sc	Phosphorus
55.913	22		Ti	Nitrogen
58.933	23		V	Oxygen
63.921	24		Cr	Fluorine
64.927	25		Mn	Neon
65.926	26		Fe	Hydrogen
69.923	27		Co	Helium
70.904	28		Ni	Carbon
72.910	29		Cu	Hydrogen
74.922	30		Zn	Hydrogen
78.918	31		Ga	Hydrogen
83.800	32		Ge	Hydrogen
84.912	33		As	Hydrogen
86.938	34		Se	Hydrogen
87.905	35		Br	Hydrogen
88.906	36		Kr	Hydrogen
101.968	37		Ar	Hydrogen
102.905	38		Al	Hydrogen
106.905	39		Si	Hydrogen
107.946	40		P	Hydrogen
108.910	41		S	Hydrogen
112.913	42		Cl	Hydrogen
114.910	43		Ar	Hydrogen
115.917	44		I	Hydrogen
118.918	45		Xe	Hydrogen
121.960	46		K	Hydrogen
122.912	47		Ca	Hydrogen
123.921	48		Sc	Hydrogen
124.927	49		Ti	Hydrogen
125.930	50		V	Hydrogen
126.932	51		Cr	Hydrogen
127.935	52		Mn	Hydrogen
128.937	53		Fe	Hydrogen
129.940	54		Co	Hydrogen
130.943	55		Ni	Hydrogen
131.946	56		Cu	Hydrogen
132.949	57		Zn	Hydrogen
133.952	58		Ga	Hydrogen
134.955	59		Ge	Hydrogen
135.958	60		As	Hydrogen
136.961	61		Se	Hydrogen
137.964	62		Br	Hydrogen
138.967	63		Kr	Hydrogen
139.970	64		Ar	Hydrogen
140.973	65		I	Hydrogen
141.976	66		Xe	Hydrogen
142.979	67		K	Hydrogen
143.982	68		Ca	Hydrogen
144.985	69		Sc	Hydrogen
145.988	70		Ti	Hydrogen
146.991	71		V	Hydrogen
147.994	72		Cr	Hydrogen
148.997	73		Mn	Hydrogen
149.999	74		Fe	Hydrogen
150.002	75		Co	Hydrogen
151.005	76		Ni	Hydrogen
152.008	77		Cu	Hydrogen
153.011	78		Zn	Hydrogen
154.014	79		Ga	Hydrogen
155.017	80		Ge	Hydrogen
156.020	81		As	Hydrogen
157.023	82		Se	Hydrogen
158.026	83		Br	Hydrogen
159.029	84		Kr	Hydrogen
160.032	85		Ar	Hydrogen
161.035	86		I	Hydrogen
162.038	87		Xe	Hydrogen
163.041	88		K	Hydrogen
164.044	89		Ca	Hydrogen
165.047	90		Sc	Hydrogen
166.050	91		Ti	Hydrogen
167.053	92		V	Hydrogen
168.056	93		Cr	Hydrogen
169.059	94		Mn	Hydrogen
170.062	95		Fe	Hydrogen
171.065	96		Co	Hydrogen
172.068	97		Ni	Hydrogen
173.071	98		Cu	Hydrogen
174.074	99		Zn	Hydrogen
175.077	100		Ga	Hydrogen
176.080	101		Ge	Hydrogen
177.083	102		As	Hydrogen
178.086	103		Se	Hydrogen
179.089	104		Br	Hydrogen
180.092	105		Kr	Hydrogen
181.095	106		Ar	Hydrogen
182.098	107		I	Hydrogen
183.101	108		Xe	Hydrogen
184.104	109		K	Hydrogen
185.107	110		Ca	Hydrogen
186.110	111		Sc	Hydrogen
187.113	112		Ti	Hydrogen
188.116	113		V	Hydrogen
189.119	114		Cr	Hydrogen
190.122	115		Mn	Hydrogen
191.125	116		Fe	Hydrogen
192.128	117		Co	Hydrogen
193.131	118		Ni	Hydrogen
194.134	119		Cu	Hydrogen
195.137	120		Zn	Hydrogen
196.140	121		Ga	Hydrogen
197.143	122		Ge	Hydrogen
198.146	123		As	Hydrogen
199.149	124		Se	Hydrogen
200.152	125		Br	Hydrogen
201.155	126		Kr	Hydrogen
202.158	127		Ar	Hydrogen
203.161	128		I	Hydrogen
204.164	129		Xe	Hydrogen
205.167	130		K	Hydrogen
206.170	131		Ca	Hydrogen
207.173	132		Sc	Hydrogen
208.176	133		Ti	Hydrogen
209.179	134		V	Hydrogen
210.182	135		Cr	Hydrogen
211.185	136		Mn	Hydrogen
212.188	137		Fe	Hydrogen
213.191	138		Co	Hydrogen
214.194	139		Ni	Hydrogen
215.197	140		Cu	Hydrogen
216.200	141		Zn	Hydrogen
217.203	142		Ga	Hydrogen
218.206	143		Ge	Hydrogen
219.209	144		As	Hydrogen
220.212	145		Se	Hydrogen
221.215	146		Br	Hydrogen
222.218	147		Kr	Hydrogen
223.221	148		Ar	Hydrogen
224.224	149		I	Hydrogen
225.227	150		Xe	Hydrogen
226.230	151		K	Hydrogen
227.233	152		Ca	Hydrogen
228.236	153		Sc	Hydrogen
229.239	154		Ti	Hydrogen
230.242	155		V	Hydrogen
231.245	156		Cr	Hydrogen
232.248	157		Mn	Hydrogen
233.251	158		Fe	Hydrogen
234.254	159		Co	Hydrogen
235.257	160		Ni	Hydrogen
236.260	161		Cu	Hydrogen
237.263	162		Zn	Hydrogen
238.266	163		Ga	Hydrogen
239.269	164		Ge	Hydrogen
240.272	165		As	Hydrogen
241.275	166		Se	Hydrogen
242.278	167		Br	Hydrogen
243.281	168		Kr	Hydrogen
244.284	169		Ar	Hydrogen
245.287	170		I	Hydrogen
246.290	171		Xe	Hydrogen
247.293	172		K	Hydrogen
248.296	173		Ca	Hydrogen
249.299	174		Sc	Hydrogen
250.302	175		Ti	Hydrogen
251.305	176		V	Hydrogen
252.308	177		Cr	Hydrogen
253.311	178		Mn	Hydrogen
254.314	179		Fe	Hydrogen
255.317	180		Co	Hydrogen
256.320	181		Ni	Hydrogen
257.323	182		Cu	Hydrogen
258.326	183		Zn	Hydrogen
259.329	184		Ga	Hydrogen
260.332	185		Ge	Hydrogen
261.335	186		As	Hydrogen
262.338	187		Se	Hydrogen
263.341	188		Br	Hydrogen
264.344	189		Kr	Hydrogen
265.347	190		Ar	Hydrogen
266.350	191		I	Hydrogen
267.353	192		Xe	Hydrogen
268.356	193		K	Hydrogen
269.359	194		Ca	Hydrogen
270.362	195		Sc	Hydrogen
271.365	196		Ti	Hydrogen
272.368	197		V	Hydrogen
273.371	198		Cr	Hydrogen
274.374	199		Mn	Hydrogen
275.377	200		Fe	Hydrogen
276.380	201		Co	Hydrogen
277.383	202		Ni	Hydrogen
278.386	203		Cu	Hydrogen
279.389	204		Zn	Hydrogen
280.392	205		Ga	Hydrogen
281.395	206		Ge	Hydrogen
282.398	207		As	Hydrogen
283.401	208		Se	Hydrogen
284.404	209		Br	Hydrogen
285.407	210		Kr	Hydrogen
286.410	211		Ar	Hydrogen
287.413	212		I	Hydrogen
288.416	213		Xe	Hydrogen
289.419	214		K	Hydrogen
290.422	215		Ca	Hydrogen
291.425	216		Sc	Hydrogen
292.428	217		Ti	Hydrogen
293.431	218		V	Hydrogen
294.434	219		Cr	Hydrogen
295.437	220		Mn	Hydrogen
296.440	221		Fe	Hydrogen
297.443	222		Co	Hydrogen
298.446	223		Ni	Hydrogen
299.449	224		Cu	Hydrogen
300.452	225		Zn	Hydrogen
301.455	226		Ga	Hydrogen
302.458	227		Ge	Hydrogen
303.461	228		As	Hydrogen
304.464	229		Se	Hydrogen
305.467	230		Br	Hydrogen
306.470	231		Kr	Hydrogen
307.473	232		Ar	Hydrogen
308.476	233		I	Hydrogen
309.479	234		Xe	Hydrogen
310.482	235		K	Hydrogen
311.485	236		Ca	Hydrogen
312.488	237		Sc	Hydrogen
313.491	238		Ti	Hydrogen
314.494	239		V	Hydrogen
315.497	240		Cr	Hydrogen
316.500	241		Mn	Hydrogen
317.503	242		Fe	Hydrogen
318.506	243		Co	Hydrogen
319.509	244		Ni	Hydrogen
320.512	245		Cu	Hydrogen
321.515	246		Zn	Hydrogen
322.518	247		Ga	Hydrogen
323.521	248		Ge	Hydrogen
324.524	249		As	Hydrogen
325.527	250		Se	Hydrogen
326.530	251		Br	Hydrogen
327.533	252		Kr	Hydrogen
328.536	253		Ar	Hydrogen
329.539	254		I	Hydrogen
330.542	255		Xe	Hydrogen
331.545	256		K	Hydrogen
332.548	257		Ca	Hydrogen
333.551	258		Sc	Hydrogen
334.554	259		Ti	Hydrogen</

# IPOTESI ATOMICA DI DALTON

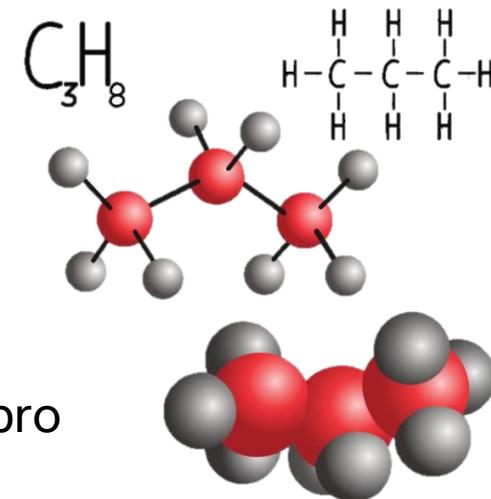
3. I composti sono formati dalla combinazione di atomi di differenti elementi in rapporti di numeri interi e piccoli

Nome: Propano

Formula: C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>

Formula di struttura e Struttura 3D  
(scoperta successivamente)

info su angoli di legame e ingombro



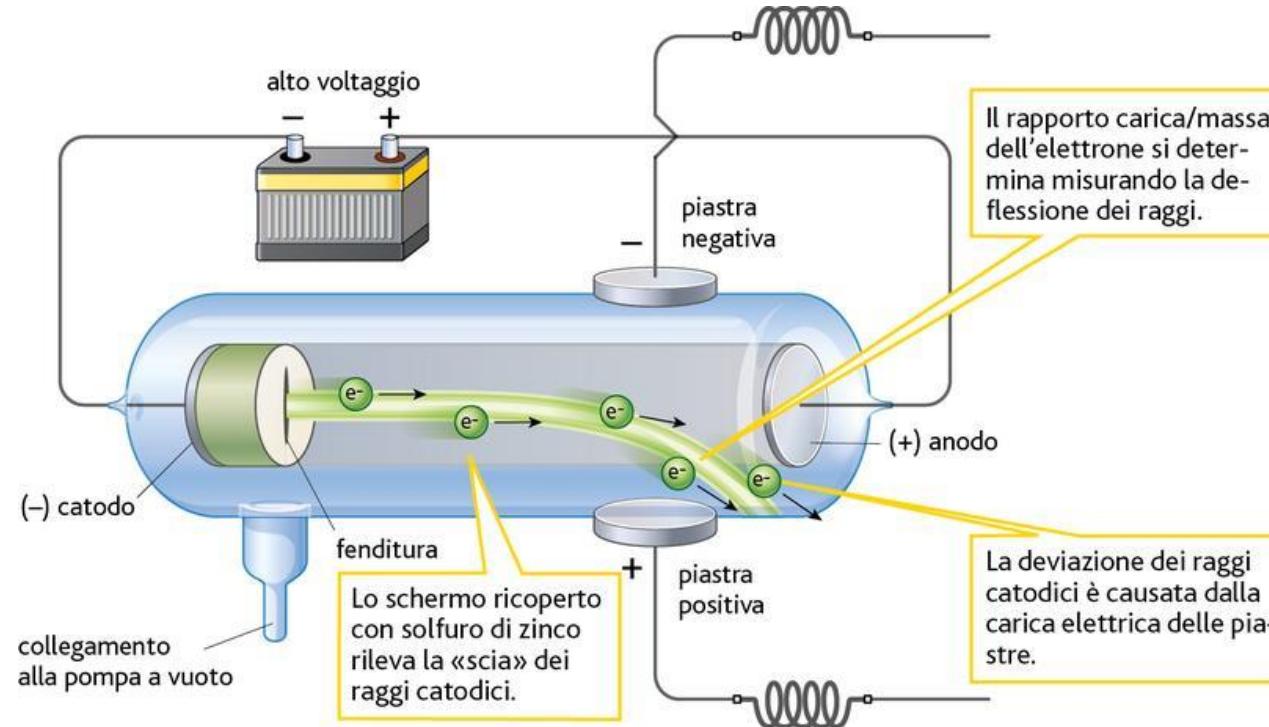
4. Nel corso di una reazione chimica gli atomi non si creano né si distruggono, ma si ricombinano

Lavoisier: legge di conservazione della massa

Capiscono che bisogna «misurare» → inizio della Chimica Sperimentale



1897: Scoperta particella dotata di carica negativa, chiamata **ELETTRONE** (Thomson, 1897)



L'ipotesi di Dalton  
(Atomo  
indivisibile) non è  
più valida.

La traiettoria del raggio catodico viene deviata da un campo elettrico o magnetico come se si trattasse di una particella carica **negativamente**, che fu chiamata **elettrone**. Thomson calcolò il rapporto carica/massa ( $-1.76 \cdot 10^8 \text{ C/g}$ ). Millikan in seguito (1916) calcolò la massa dell'elettrone ( $e^-$ ,  $9.11 \cdot 10^{-28} \text{ g}$ ).

# Modello di Thomson

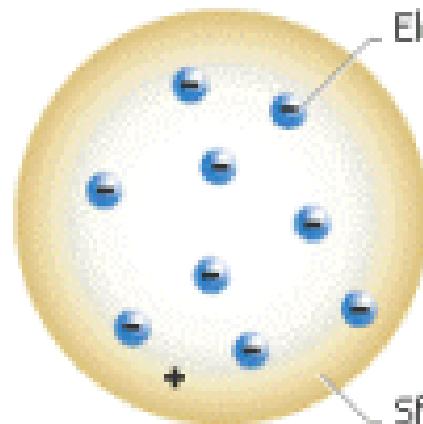
Sfere di elettricità positiva in cui sono immersi gli elettroni  
in condizioni di equilibrio elettrostatico



Dalton



Thomson



Atomo di Thomson  
(1899) Gli elettroni  
sono distribuiti in  
una sfera di carica  
positiva

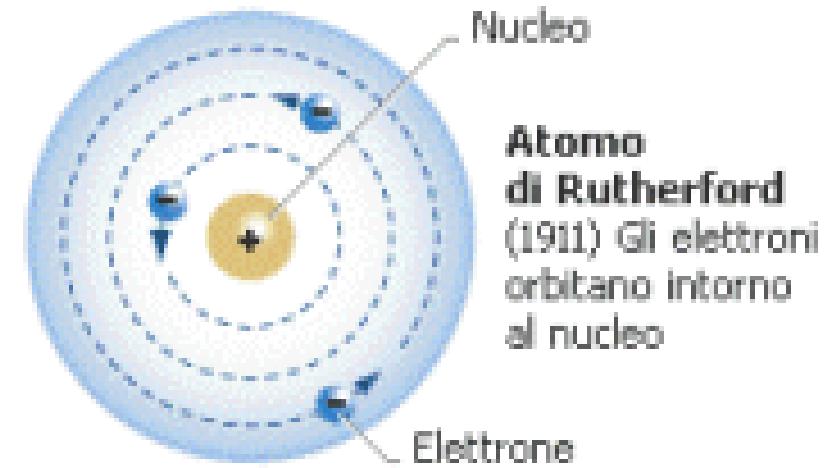
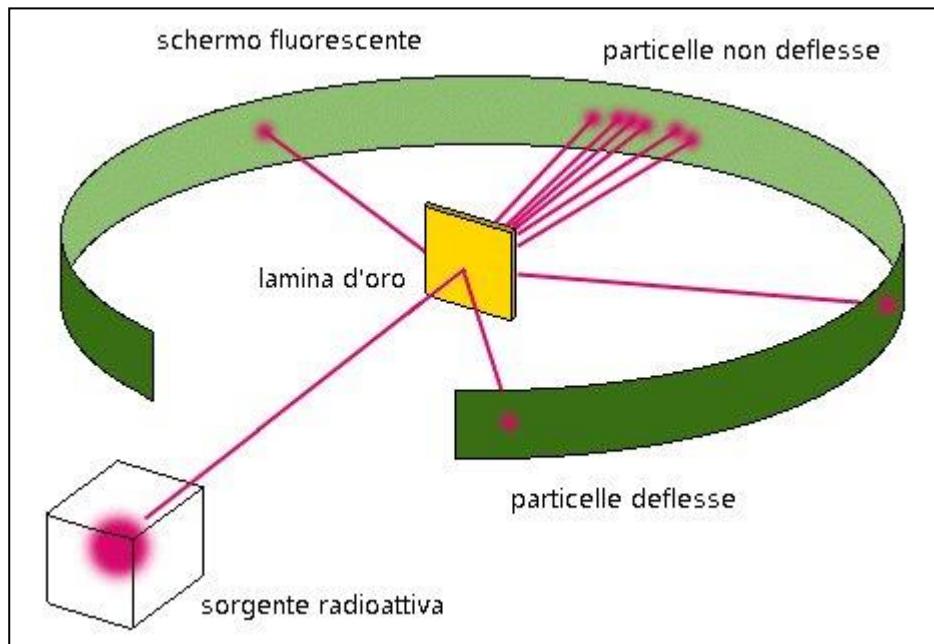
Elettrone

Sfera di carica positiva

# Modello di Rutherford

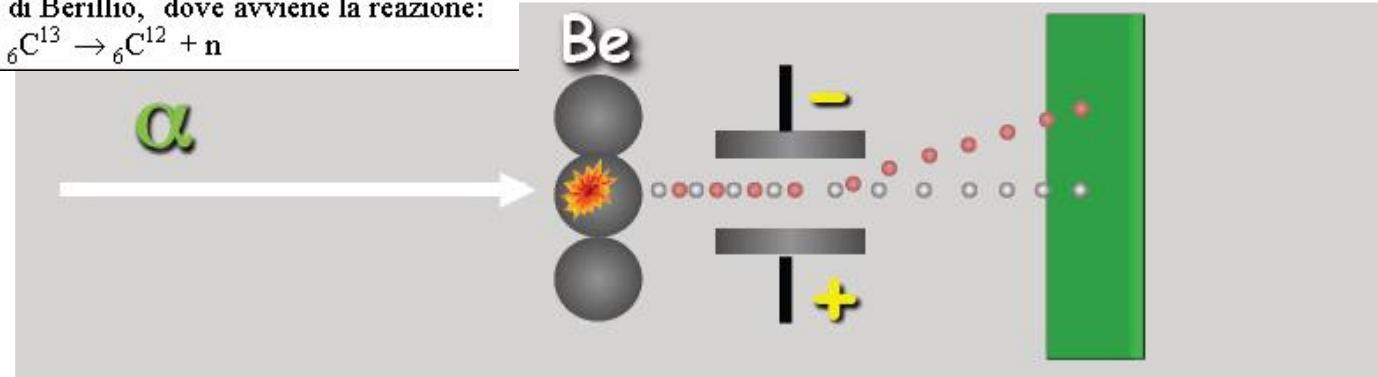
1911: Modello atomico planetario. Gli elettroni si comportano come satelliti che ruotano attorno al nucleo, che è carico positivamente.

La carica positiva è concentrata in un nucleo molto più piccolo rispetto al volume atomico. Nel nucleo è concentrata quasi tutta la massa, attorno al quale ruotano gli elettroni aventi massa trascurabile e carica negativa.



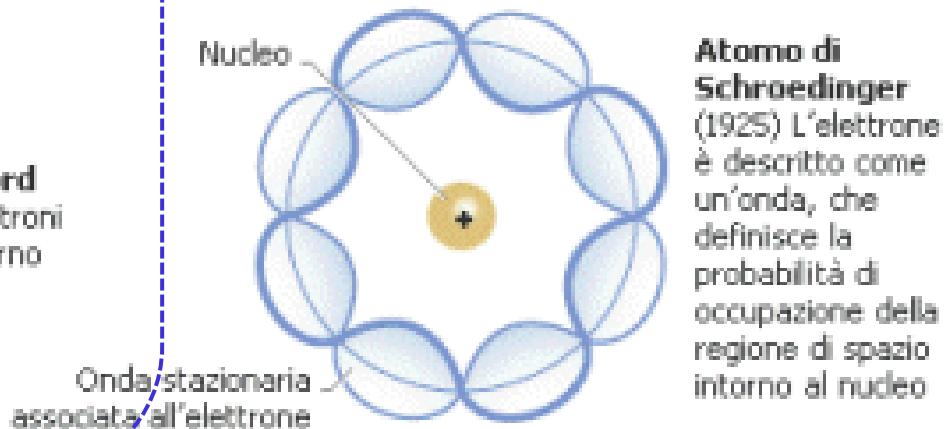
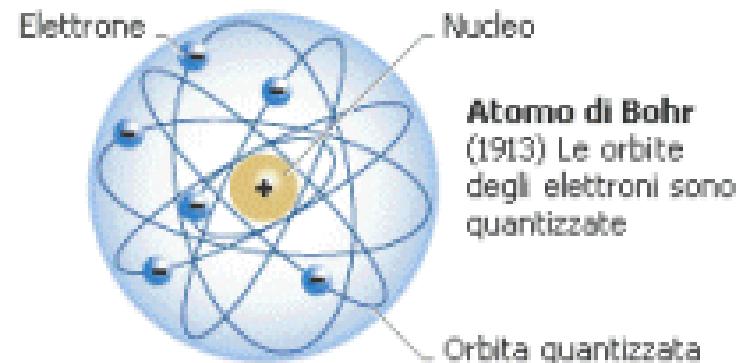
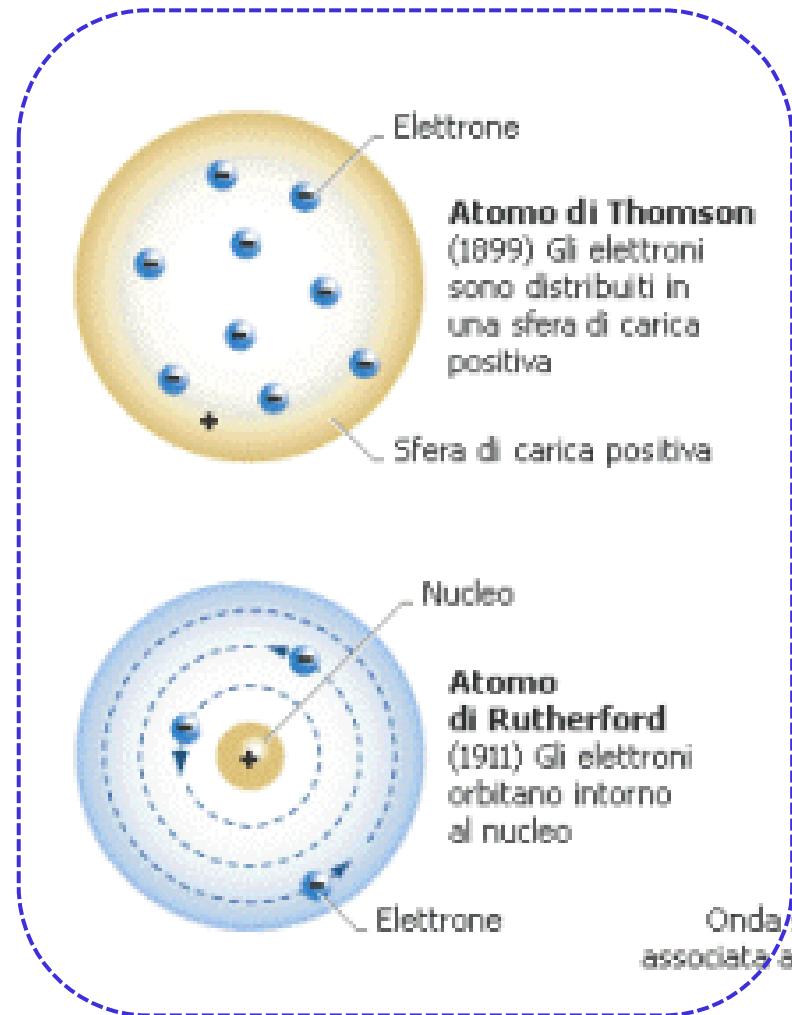
1919: Scoperta particella dotata di carica positiva, chiamata **PROTONE** (Rutherford, 1919)

sottile strato di Berillio, dove avviene la reazione:  
 $\alpha + {}_4\text{Be}^9 \rightarrow {}_6\text{C}^{13} \rightarrow {}_6\text{C}^{12} + \text{n}$



Alcune particelle (i **protoni**) venivano deviate verso l'elettrodo negativo mentre altre non risentivano del campo elettrico: i **neutroni**.

# MODELLI ATOMICI



**Atomo di Rutherford (1911)** Gli elettroni orbitano intorno al nucleo

**Atomo di Thomson (1899)** Gli elettroni sono distribuiti in una sfera di carica positiva

# ATOMO

---

Costituente, elettricamente neutro, della materia

Le particelle subatomiche che lo costituiscono sono:

protone ( $p^+$ )

neutrone (n)

elettrone ( $e^-$ )

1.602  $10^{-19}$  Coulomb (carica unitaria)

**IONE**. Un atomo a cui sono stati tolti (**CATIONE,  $M^{n+}$** ) o aggiunti (**ANIONE,  $A^{n-}$** ) uno o più elettroni.



# Z: Numero Atomico

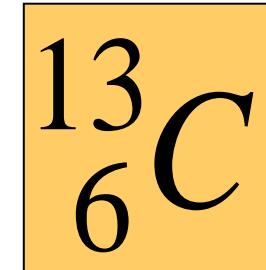
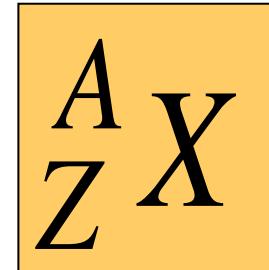
---

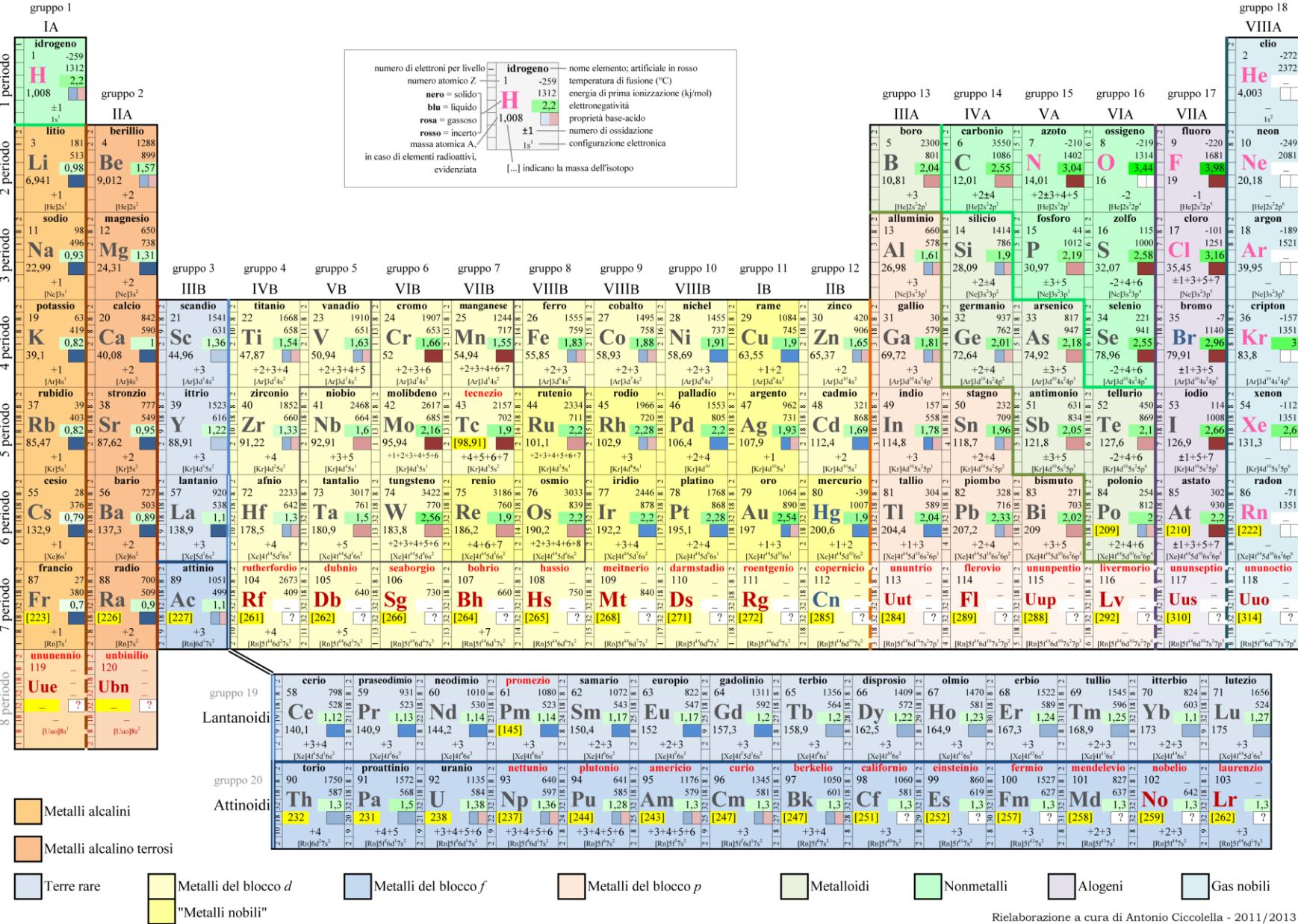
Numero di **PROTONI** contenuti in un atomo

E' IL CRITERIO ORDINATORE DELLA  
TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

# A: Numero di Massa

Numero di **PROTONI + NEUTRONI** contenuti in un atomo





# PESO ATOMICO

## (Massa Atomica Relativa)

Rapporto tra la massa media per atomo dell'elemento considerato (espressa in Kg) e una massa scelta arbitrariamente come

massa unitaria

**u.m.a., unità di massa atomica:** dodicesima parte del  $^{12}\text{C}$

$$\text{u.m.a.} = 1.66 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Peso relativo, non assoluto;  
numero puro, adimensionale,  
media pesata

# ISOTOPI

**Atomi aventi lo stesso numero atomico Z  
ma diverso numero di massa A**

Uguali proprietà chimica, diverse  
proprietà fisiche

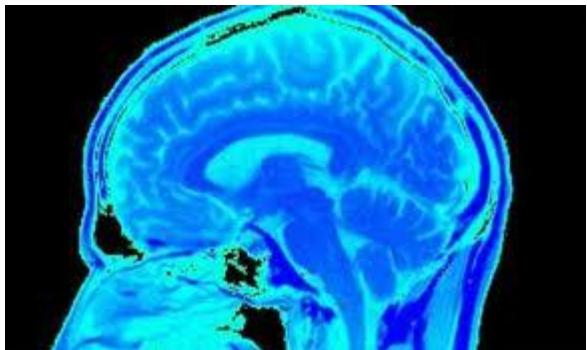
$^1_1 H$ , *prozio*, (99,985%)  
 $^2_1 H$ , *deuterio*, (0,015%)  
 $^3_1 H$ , *trizio*

Sulla tavola periodica è riportato il  
numero di massa corrispondente alla  
composizione isotopica geonormale  
dell'elemento.



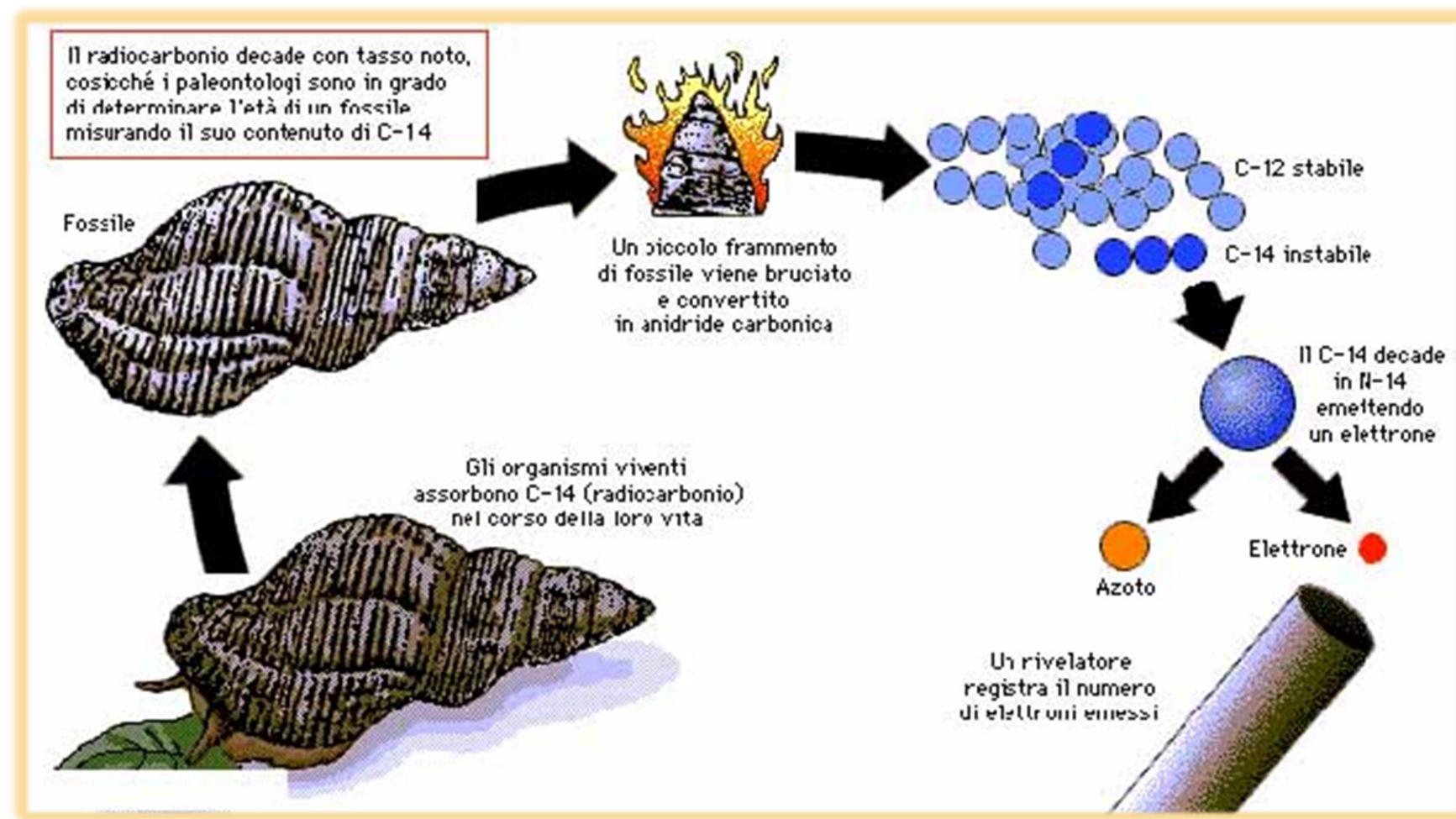
Solo una ventina di elementi presentano un solo isotopo (Be, F, Na, Al, P...)

# Le applicazioni dei radioisotopi in medicina...



Radioisotopo	Applicazione Medica
Arsenico-77	Terapia tumorale
Bromo-82	Studi del metabolismo e studi del contenuto di estrogeni dei recettori
Calcio-47	Studi sulla funzione cellulare, sulla formazione delle ossa e delle mammelle e produzione di Scandio-47
Californio-252	In brachiterapia per il trattamento del cancro cervicale e potenzialmente per il trattamento dei glomi
Carbonio-14	Per ricerche mediche , per il tracciamento del metabolismo di nuove droghe e altre molecole organiche contenenti il Carbonio
Cerio-141	Per la ricerca e lo sviluppo sulla densità polmonare
Cesio-137	Trattamento dei tumori; misura dei corretti dosaggi dei radiofarmaci nei pazienti
Cromo-151	Per valutare studi di sopravvivenza dei globuli rossi
Cobalto-58	Per diagnosticare le anemie perniciose
Cobalto-60	Per il trattamento dei tumori, e per la sterilizzazione degli strumenti
Rame-64	Come agente clinico diagnostico per i tumori e i disordini del metabolismo
Rame-67	Nella terapia tumorale e come segno di anticorpi nella terapia del cancro
Disprosio-165	Trattamento dell'artrite reumatoide
Disprosio-166	Decadimento verso l'Olmio-166 che è usato nella terapia tumorale
Einstenio-253	Per radiomarcare anticorpi nella terapia tumorale
Erbio-169	Trattamento dell'artrite reumatoide
Fermio-255	Per radiomarcare anticorpi nella terapia tumorale
Gadolinio-159	Terapia tumorale
Oro-199	Terapia tumorale e trattamento dell'artrite reumatoide
Olmio-166	Terapia tumorale e trattamento dell'artrite reumatoide
Iodio-125	Come potenziale agente terapeutico per il cancro e per ricerche biomediche di base
Iodio-129	Per controllare conteggi di radioattività in test diagnostici in vitro
Iodio-131	Diagnosi e trattamento dei disordini della tiroide, cancro compreso, e ricerca biomedica di base
Iridio-191	Per valutare le funzioni cardiache specialmente nella popolazione pediatrica
Iridio-192	Terapia tumorale
Lutezio-177m	Terapia tumorale e per marcare gli anticorpi nella terapia tumorale
Molibdeno-99	Produzione di Tecnezio-99m, il radioisotopo più comunemente usato nella medicina clinica nucleare
Osmio-191	Decade in Iridio-191 che viene usato per studi cardiologici
Osmio-194	Decade in iridio-194 che viene usato per terapie tumorali
Palladio-103	Trattamento del cancro della prostata
Fosforo-32	Trattamento del cancro, metabolismo e cinetica cellulare, biologia molecolare, ricerche genetiche, biochimica, microbiologia, enzimologia, e come base per la produzione di diversi prodotti chimici e di ricerca

## ...e nella datazione dei reperti archeologici



# MOLE

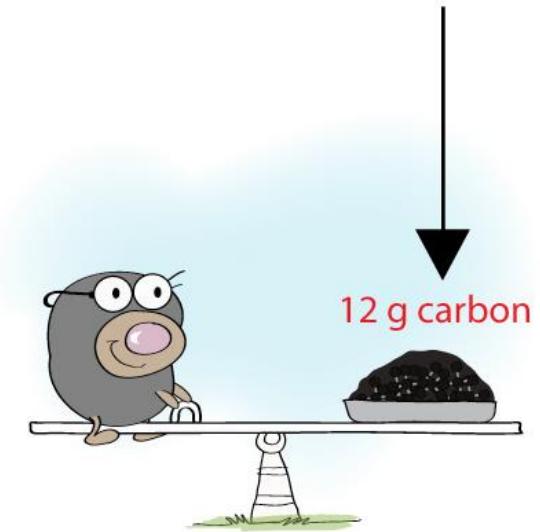
**MOLE:** Quantità di sostanza che contiene tante particelle elementari (atomi, molecole, ioni...) quanti sono gli atomi di carbonio contenuti in 12 grammi di  $^{12}\text{C}$

$$1 \text{ mole} = 6,022 \times 10^{23} (\text{N}_a)$$

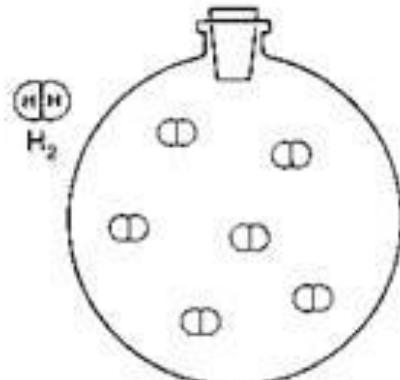
$\text{N}_a$  = Numero di Avogadro

**NUMERO DI AVOGADRO:** Quantità di sostanza il cui numero che definisce il peso in grammi coincide con il peso atomico o molecolare della sostanza

$$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atoms}$$

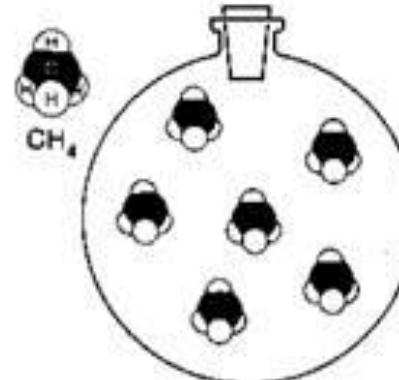


Una mole di idrogeno gassoso



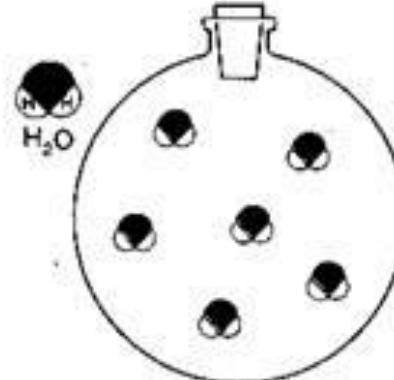
Peso: 2,016 grammi

Una mole di gas metano



Peso: 16,043 grammi

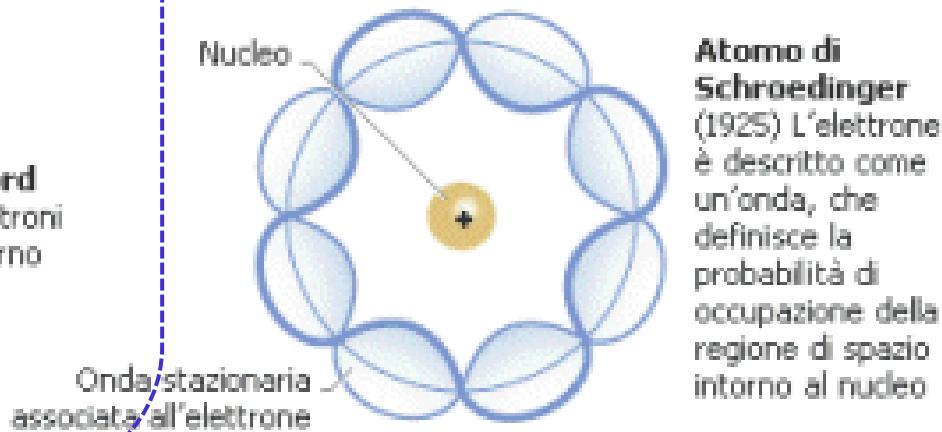
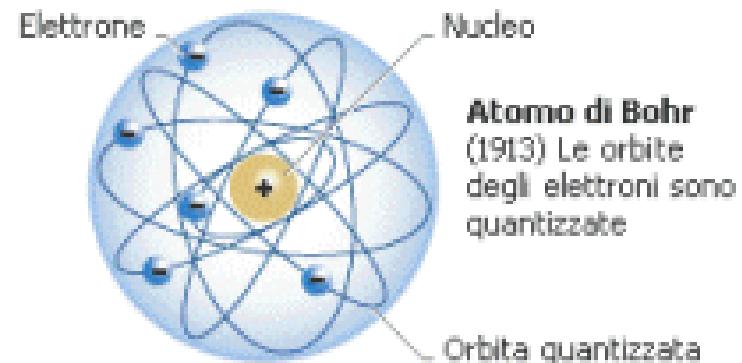
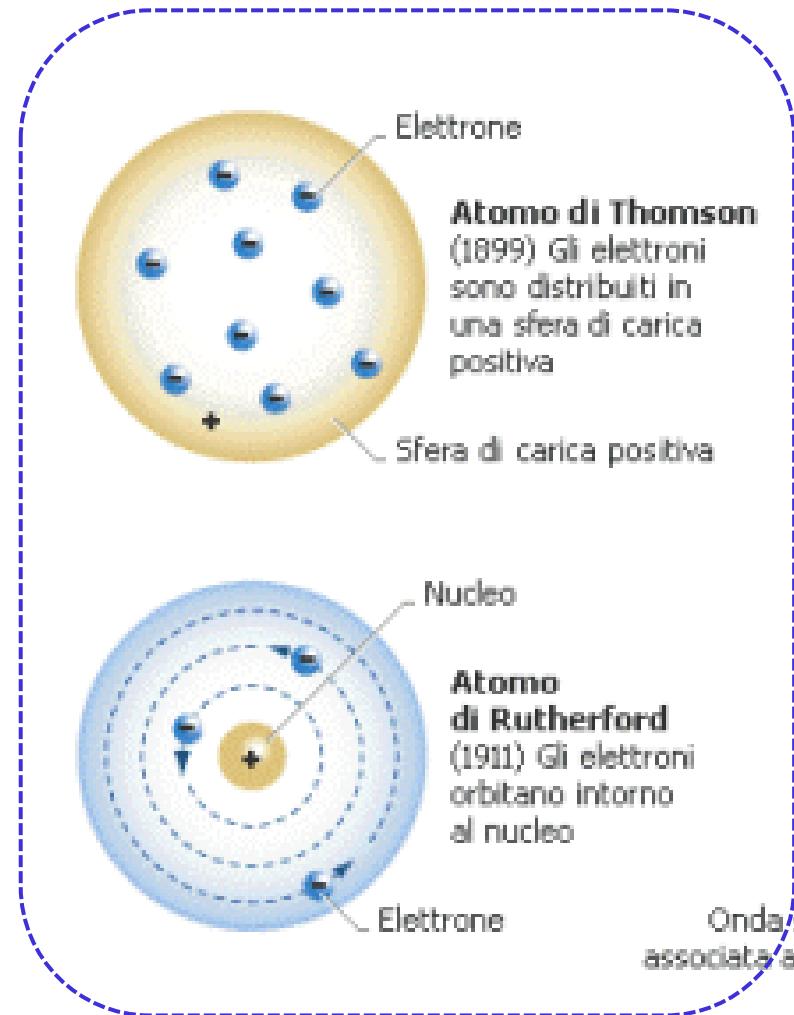
Una mole di vapor d'acqua



Peso: 18,015 grammi

$$\text{Mole (numero di moli)} = \frac{\text{peso (g)}}{\text{P.M.} \left( \frac{g}{mol} \right)}$$

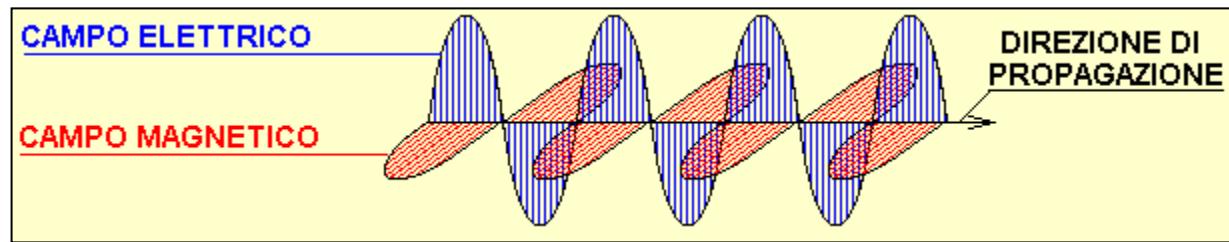
# MODELLI ATOMICI



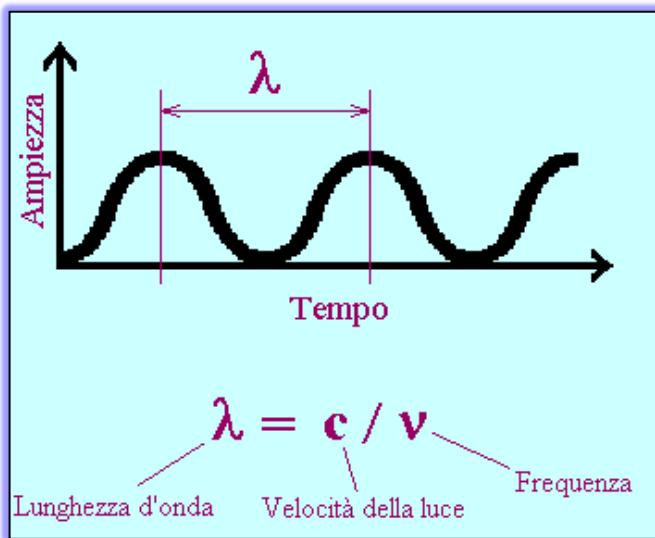
**Atomo di Rutherford (1911)** Gli elettroni orbitano intorno al nucleo

Elettrone

# ONDE ELETTROMAGNETICHE



La radiazione elettromagnetica è costituita da onde caratterizzate da un **campo elettrico** ed un **campo magnetico** oscillanti tra loro **perpendicolari**



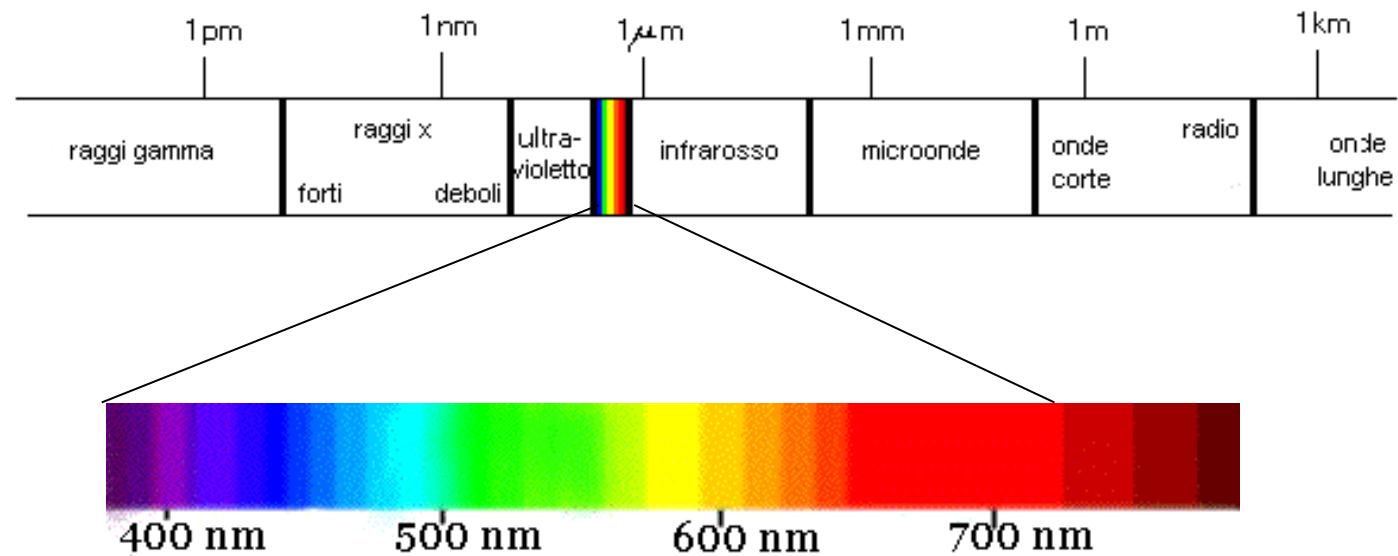
$\lambda$  = **Lunghezza d'onda**, distanza tra una coppia qualsiasi di punti corrispondenti (LUNGHEZZA: m, nm, cm...)

$v$  = **Frequenza**, numero di lunghezze d'onda che si propagano nell'unità di tempo ( $\text{sec}^{-1} = \text{Hz}$ )

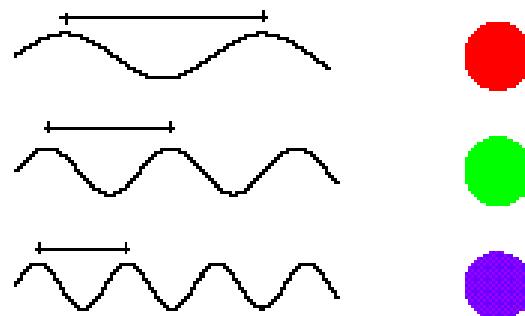
$A$  = **Aampiezza**, altezza dell'onda

$C = 2.998 \cdot 10^8 \text{ (m/sec)}$

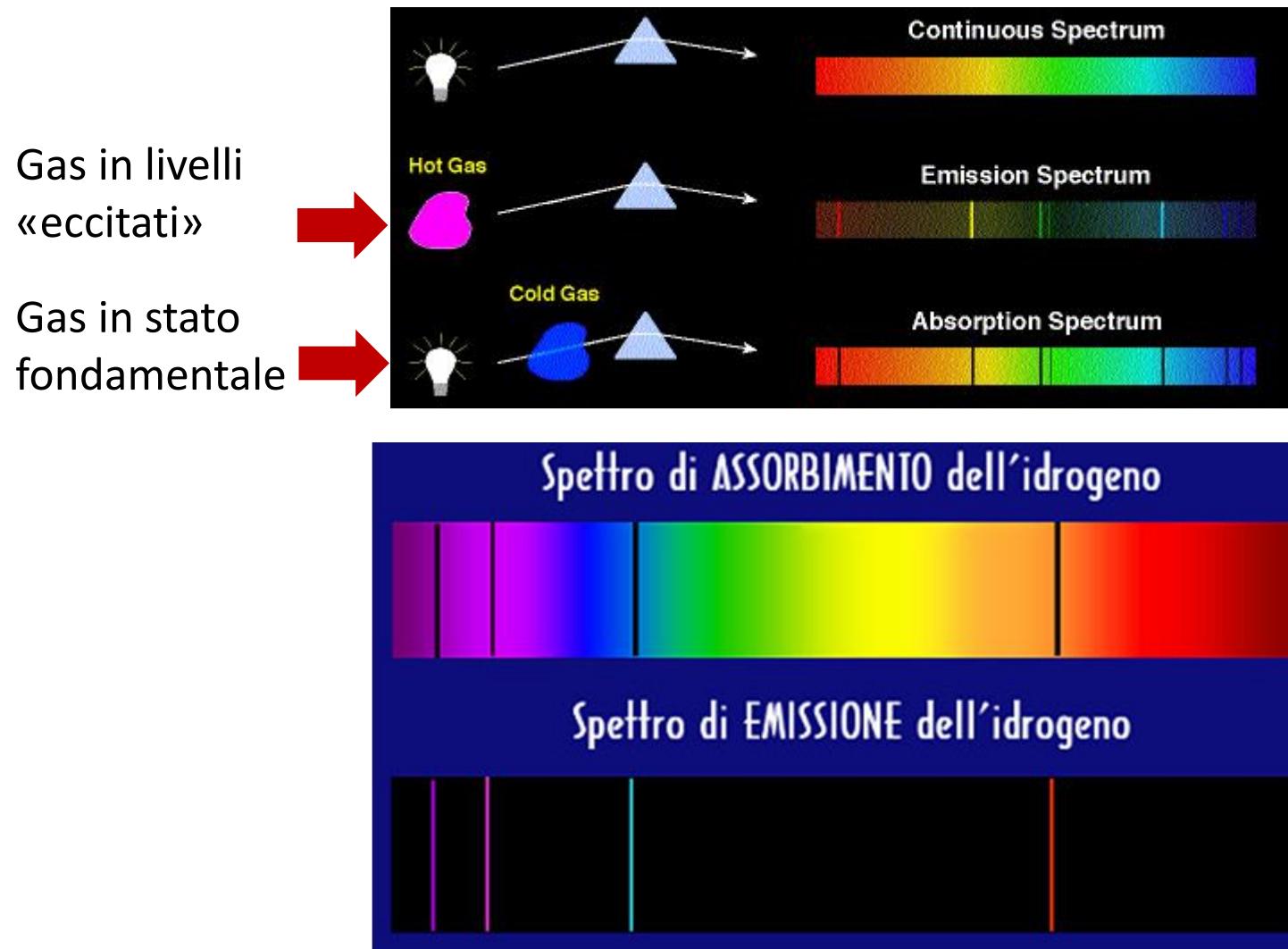
# SPETTRO ELETTROMAGNETICO



$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$



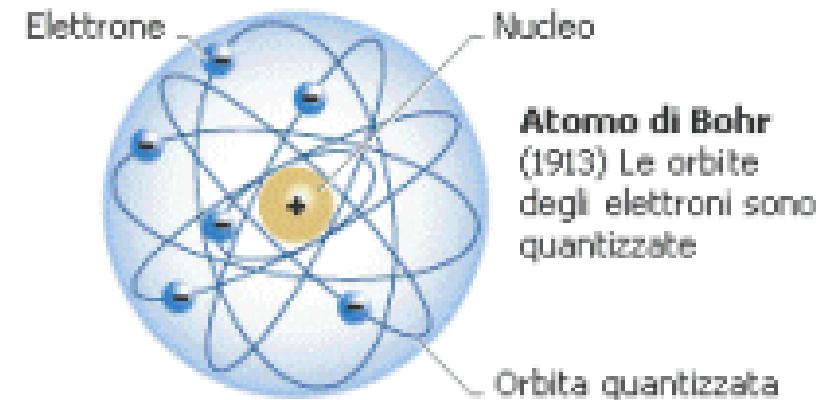
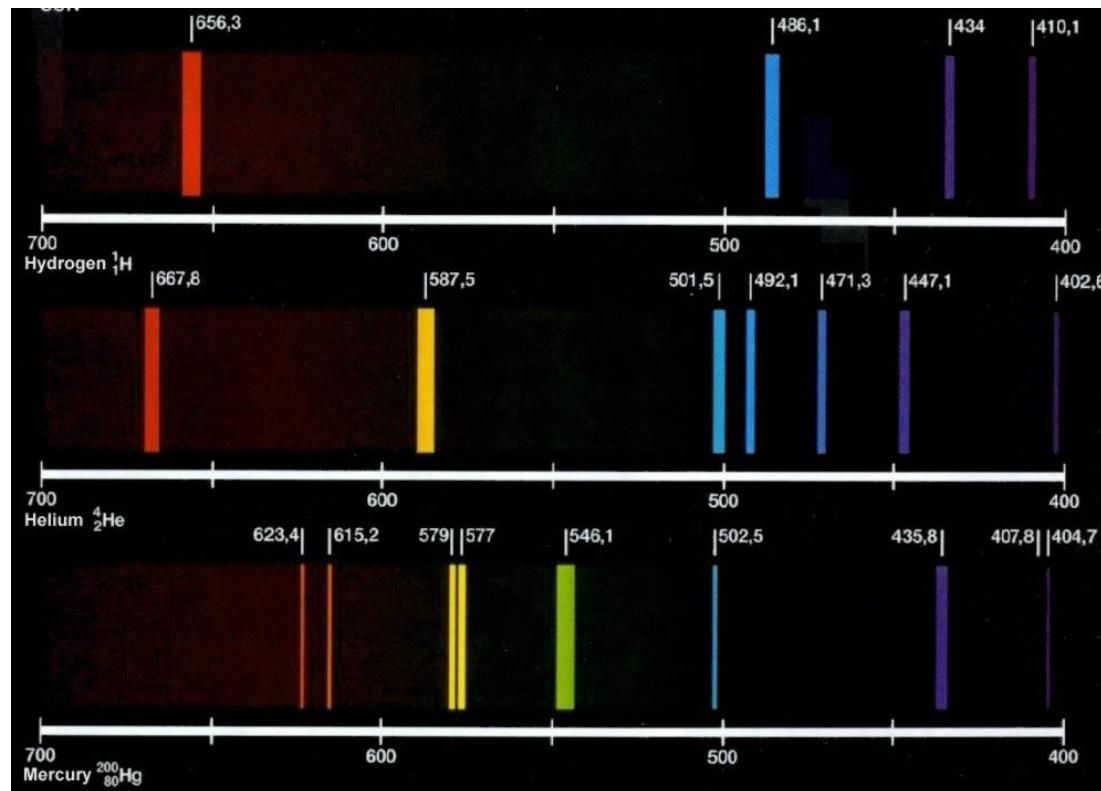
# Lo studio dell'interazione tra **radiazione elettromagnetica** e **materia** ha portato allo sviluppo della **Teoria Quantistica**



Planck, deBroglie, Heisenberg, Schrödinger, Bohr, Einstein, Dirac

# MODELLO ATOMICO di Bohr (Rutherford-Bohr, 1913)

1913: Basandosi sul modello di Rutherford e sulla teoria quantistica di Planck, Bohr ipotizza l'esistenza di orbite stazionarie nelle quali gli elettroni si muovono senza emettere energia.



# MODELLO ATOMICO di Bohr (Rutherford-Bohr, 1913)

1913: Basandosi sul modello di Rutherford e sulla teoria quantistica di Planck, Bohr ipotizza l'esistenza di orbite stazionarie nelle quali gli elettroni si muovono senza emettere energia.

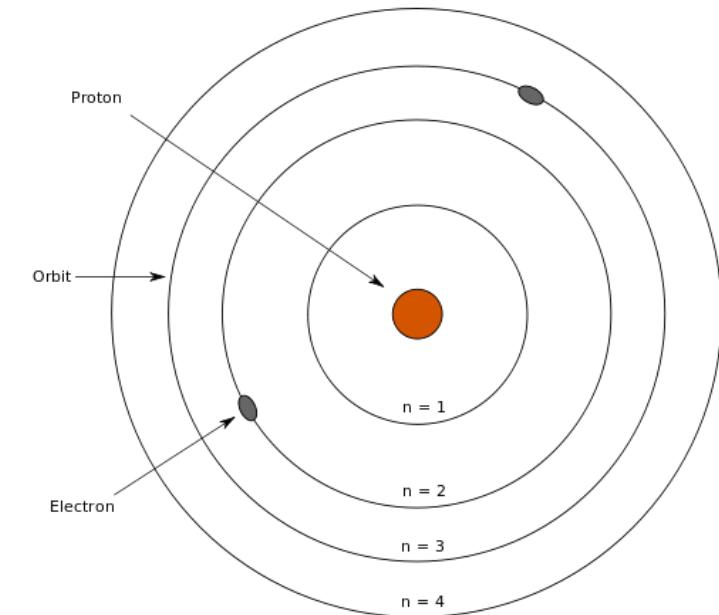
Atomo di H, il più semplice

L'elettrone si trova su determinate orbite stazionarie intorno al nucleo (gusci sferici ad energia costante)

L'elettrone si muove su orbite circolari

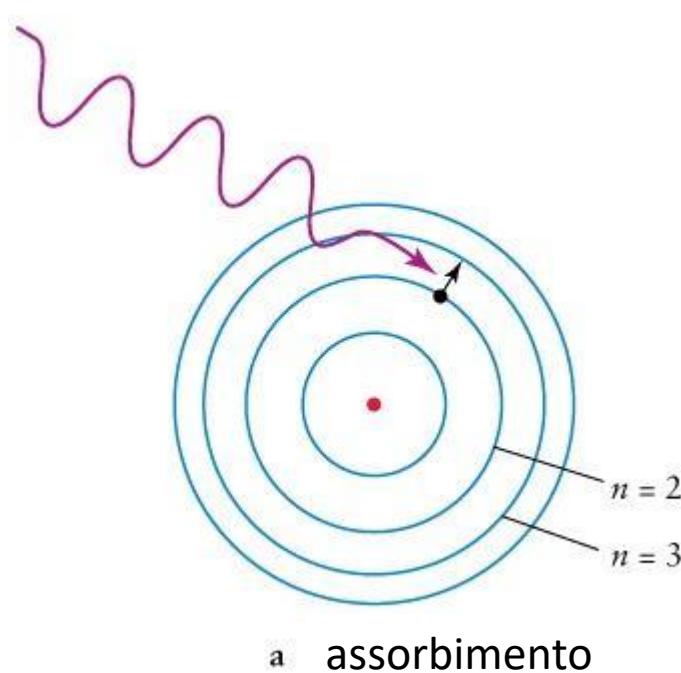
Le orbite ammesse hanno momento angolare ( $mvr$ ) quantizzato

$$mvr = nh/2\pi \quad n = 1, 2, 3, \dots (\text{numero quantico})$$

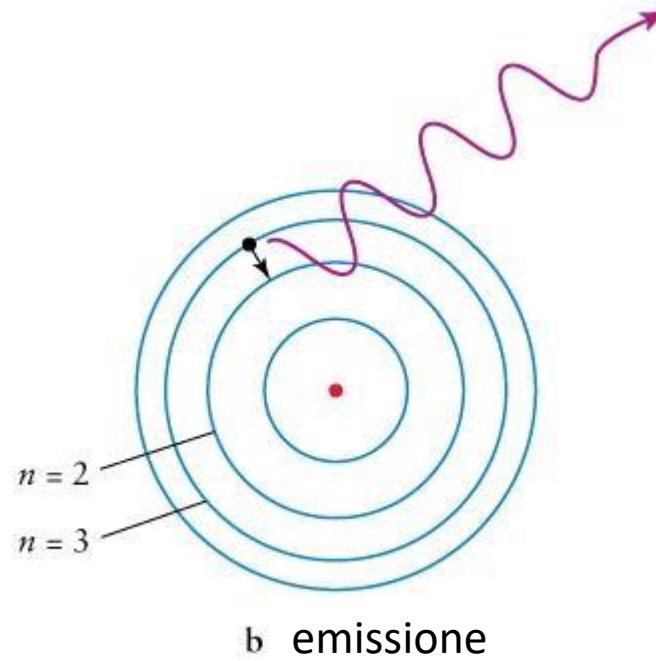


## Transizione elettronica:

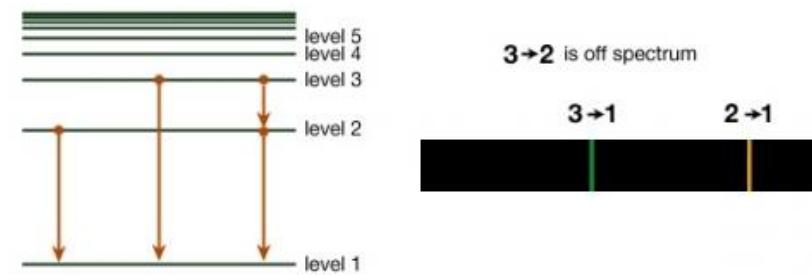
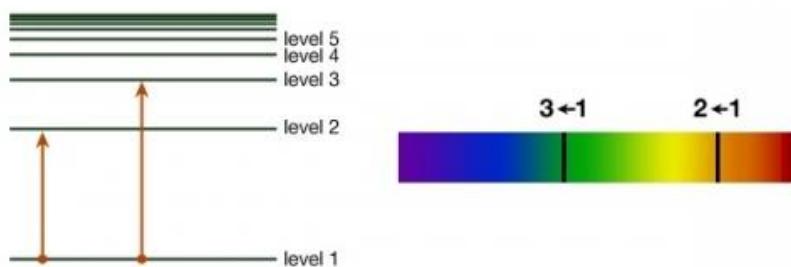
- 1) un elettrone passa da un'orbita interna ad una più esterna vuota (assorbimento)
- 2) un elettrone passa da un orbita esterna ad una interna vacante (emissione)



a assorbimento



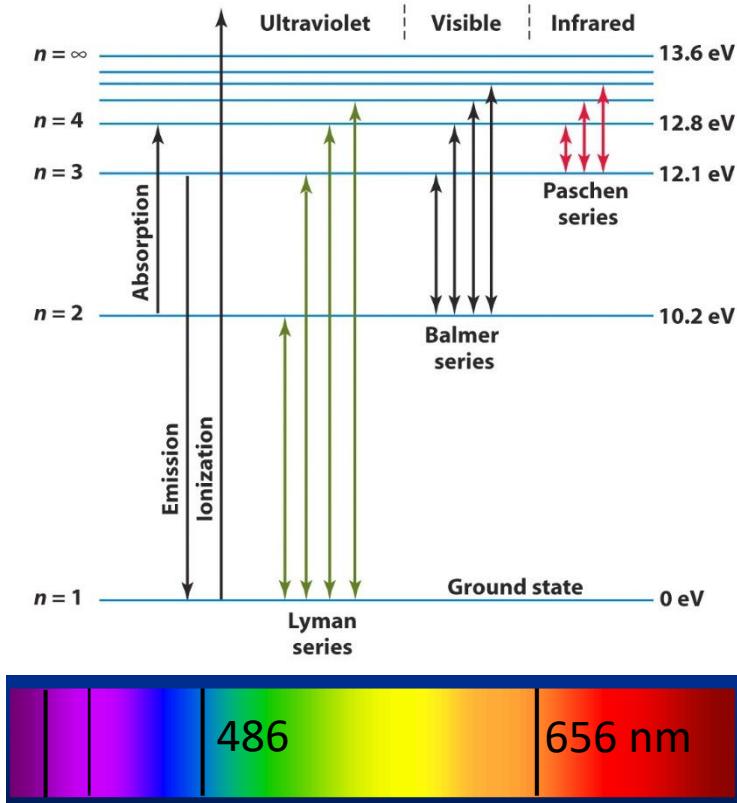
b emissione



$$\Delta E = E_1 - E_0 = h\nu$$

Si ha **assorbimento** da parte di un **atomo** solo se

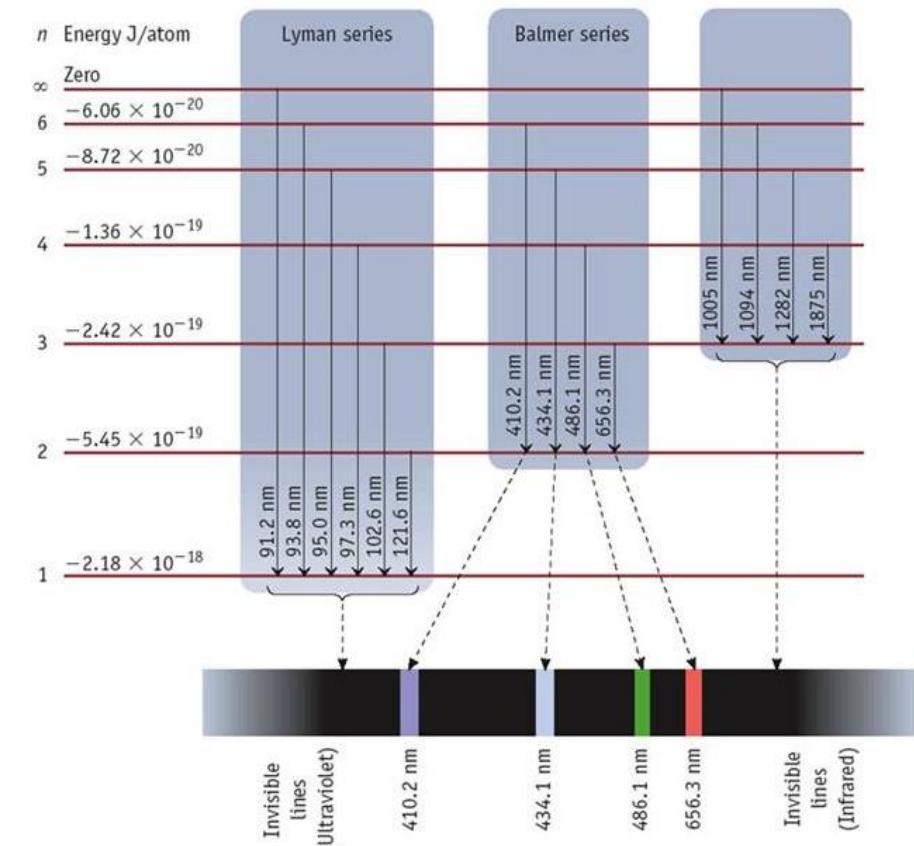
$$\Delta E = h\nu$$



Il modello di **Bohr** spiega lo spettro di emissione dell'**atomo di idrogeno**, ma non quello degli **atomi polielettronici**

L'**emissione** avviene in seguito al ritorno allo stato fondamentale dopo l'eccitazione

$$\Delta E = h\nu$$



# TEORIA QUANTISTICA

## Equazione di Planck

$$E = h \nu$$

$$h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

L'energia è una quantità discreta, che può essere emessa o assorbita solo sotto forma di pacchetti discreti e limitati di **energia**, detti quanti.

Un sistema non può assumere un qualsiasi valore di energia, ma solo valori definiti dalla relazione di Planck

## Riassumendo...

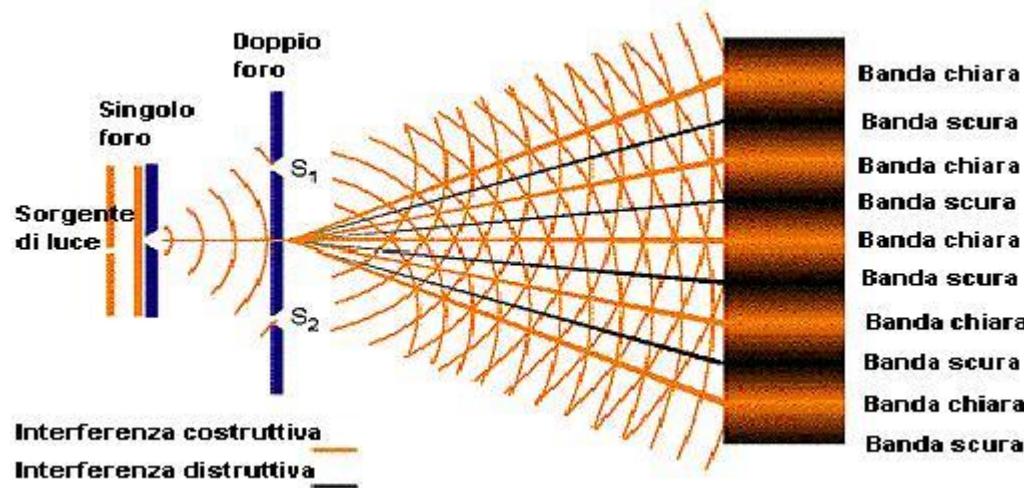
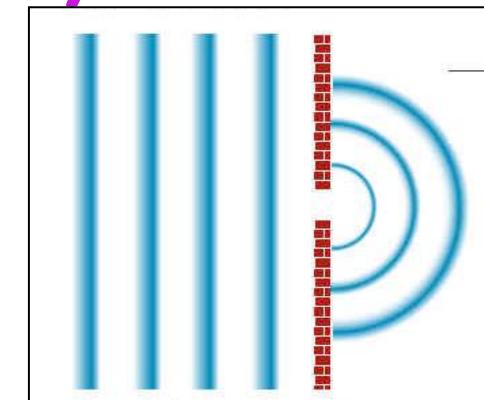
---

- La luce è costituita da "particelle" prive di massa (fotoni)
- i fotoni possiedono quantità discrete di energia (*quanti di Planck*,  $h\nu$ )
- la loro energia è proporzionale alla frequenza dell'onda associata  $E = h\nu$

# DUALISMO ONDA PARTICELLA

## (luce ed elettricità)

Se un'onda passa attraverso una fenditura di larghezza paragonabile alla sua  $\lambda$  produce un'onda semicircolare dall'altra parte dell'apertura.



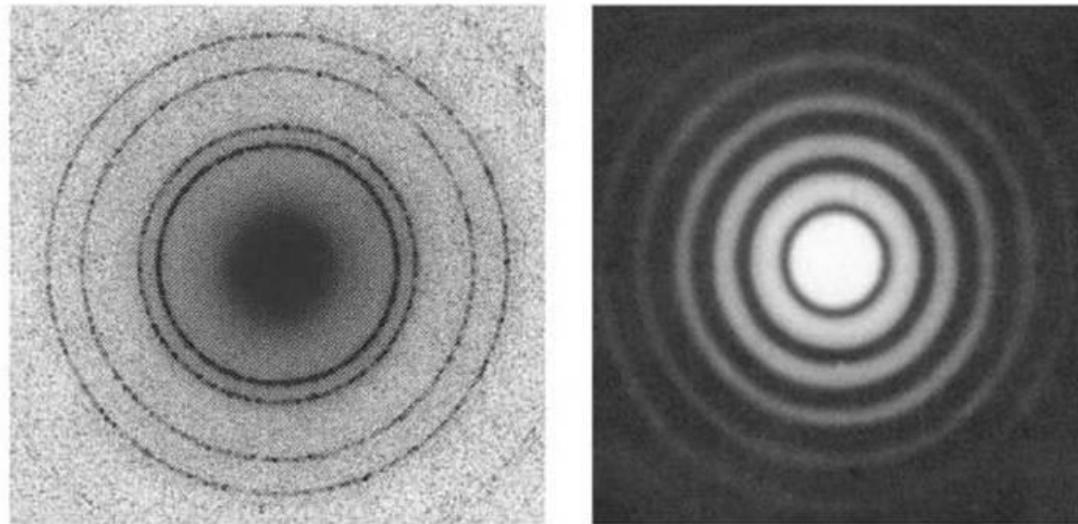


Figura di diffrazione ottenuta da **raggi-X** e da **elettroni** che dimostra il comportamento ondulatorio delle particelle

**Relazione di De Broglie**

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

# PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE DI HEISENBERG

---

$$\Delta x \Delta p > h/2\pi$$

x = posizione

p = quantità di moto (energia)

Heisenberg formulò il principio che non è possibile conoscere contemporaneamente con precisione infinita sia la posizione nello spazio sia il momento ( $p=mv$ ) di una particella

Se si conosce l'energia con poca incertezza allora grande è  
l'incertezza sulla posizione

Per sistemi macroscopici l'effetto non è rilevabile perché  $h$  è molto piccola.

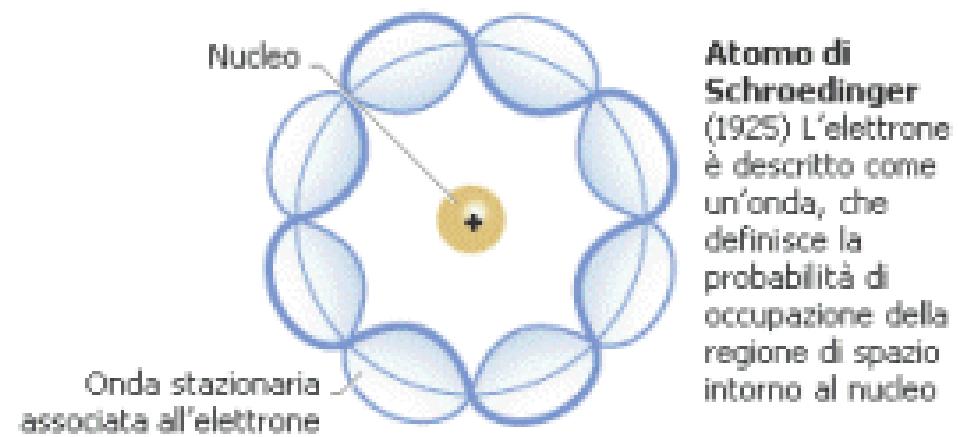
Impossibilità di descrivere  
per l'elettrone un'orbita  
definita

# EQUAZIONE D'ONDA DI SCHROEDINGER

1925: Schroedinger sostituisce al concetto classico di traiettoria il concetto di funzione d'onda. La particella si propaga come un'onda, funzione della sua posizione nello spazio  $\Psi(x,y,z)$ .

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} - \frac{8\pi^2 m}{\hbar^2} V(x,y,z,t) \cdot \Psi = \frac{4\pi^2 m}{\hbar^2} \frac{\partial \Psi}{\partial t}$$

Il moto dell'elettrone (considerato come **un'onda di materia**) è descritto da un'equazione detta, per analogia con la meccanica classica, **equazione d'onda**.



# EQUAZIONE D'ONDA DI SCHROEDINGER

1925: Schroedinger sostituisce al concetto classico di traiettoria il concetto di funzione d'onda. La particella si propaga come un'onda, funzione della sua posizione nello spazio  $\Psi(x,y,z)$ .

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} - \frac{8\pi^2 m}{\hbar^2} V(x,y,z,t) \cdot \Psi = \frac{4\pi^2 m}{\hbar^2} \frac{\partial \Psi}{\partial t}$$

Il moto dell'elettrone (considerato come **un'onda di materia**) è descritto da un'equazione detta, per analogia con la meccanica classica, **equazione d'onda**.

Le **soluzioni fisicamente accettabili** (**energia costante** = stato stazionario), tra quelle ammesse dall'equazione, sono dette **funzioni d'onda  $\Psi$** .

Le **funzioni d'onda** descrivono matematicamente il **moto dell'elettrone**.

$$|\Psi|^2$$

probabilità di trovare l'elettrone in una determinata regione dello spazio, corrisponde alla densità elettronica

$\Psi$  è funzione dei numeri quantici n, l, m<sub>l</sub>.

$$\Psi(x,y,z; n, l, m_l)$$

Ogni **soluzione** dell'equazione d'onda che corrisponde ad un diverso insieme di **n, m, l** è detta ORBITALE



**Regione di spazio** in cui è definita la probabilità di trovare l'elettrone

**Regione di alta densità** di carica elettronica

Descrizione **probabilistica** del moto dell'elettrone

1 periodo	idrogeno
1	-259
H	1312
1,008	2,2
$\pm 1$	
1s <sup>1</sup>	

# NUMERI QUANTICI

- **n** numero **quantico principale**

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

I numeri quantici permettono di descrivere gli orbitali atomici

E' legato al **volume** effettivo dell'**orbitale**

- **$\ell$**  numero **quantico secondario**

$$\ell = 0, 1, \dots, n-1$$

E' legato alla **forma** dell'**orbitale**

$$\ell = 0, \text{s}$$

$$\ell = 2, \text{d}$$

$$\ell = 1, \text{p}$$

$$\ell = 3, \text{f}$$

**Valore di n determina l'energia dell'orbitale**

gruppo 1

IA

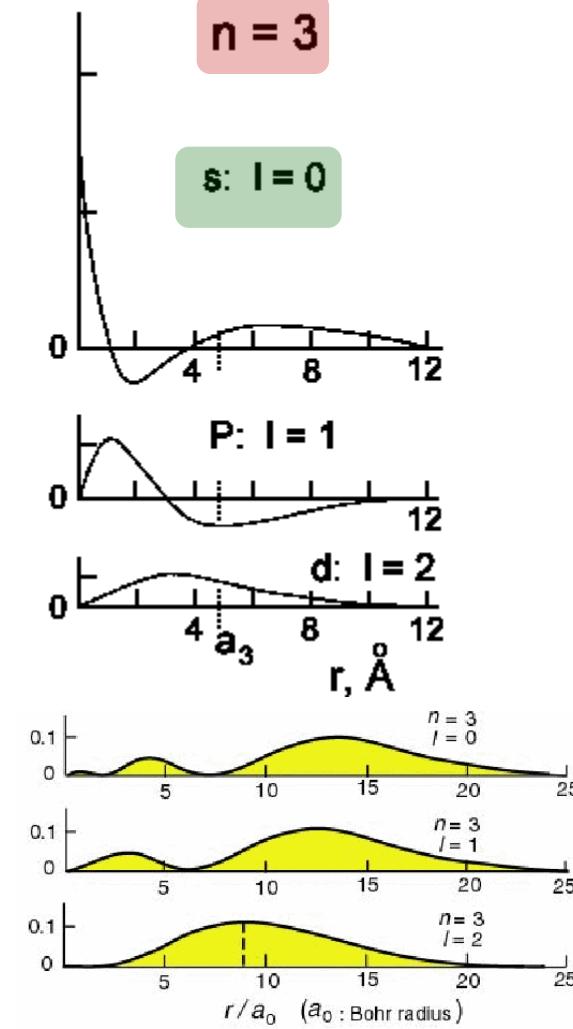
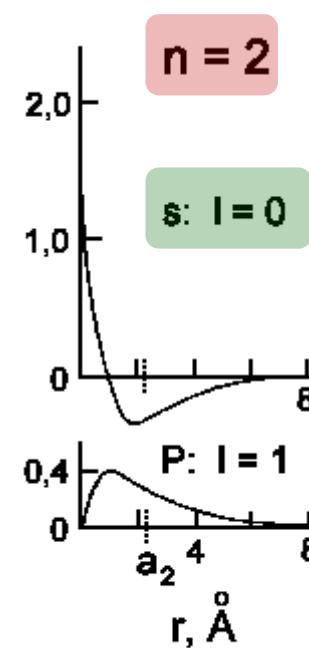
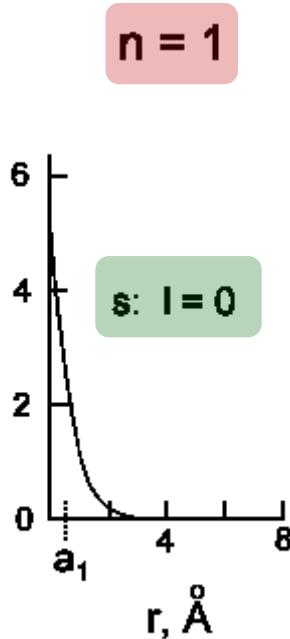
idrogeno	
1	-259
<b>H</b>	1312
1,008	2,2
	±1
	$1s^1$

1 periodo

Per atomo di H, la **soluzione analitica**  
della equazione di **Schrödinger**  
**è possibile**

1 periodo	
idrogeno	
1	-259
<b>H</b>	1312
1,008	2,2
$\pm 1$	
1s <sup>1</sup>	

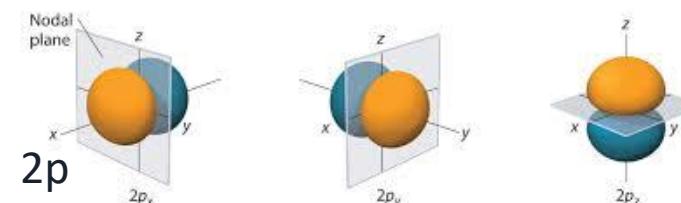
Funzione d'onda:  
 $\Psi$

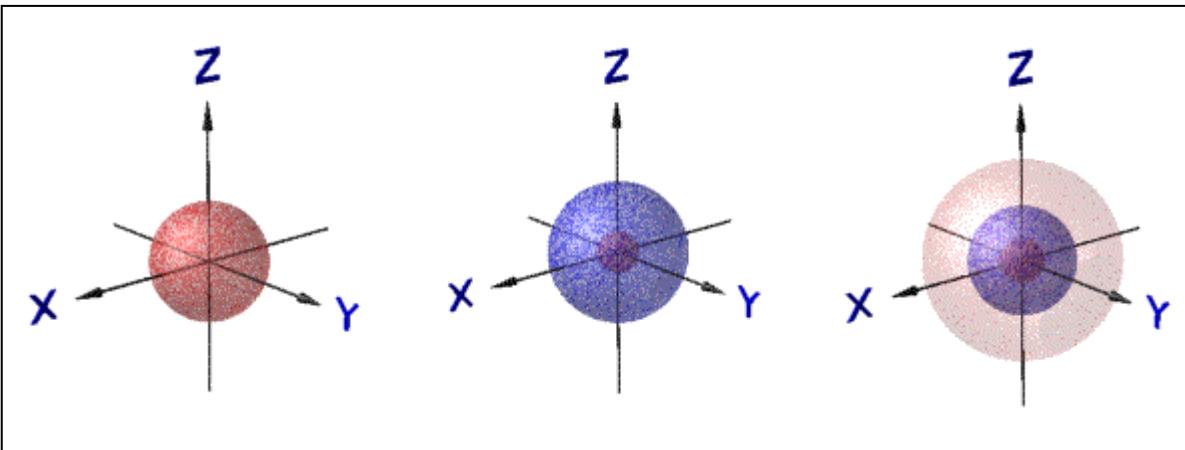


Densità di  
probabilità radiale  
 $\Psi^2 4\pi r^2$



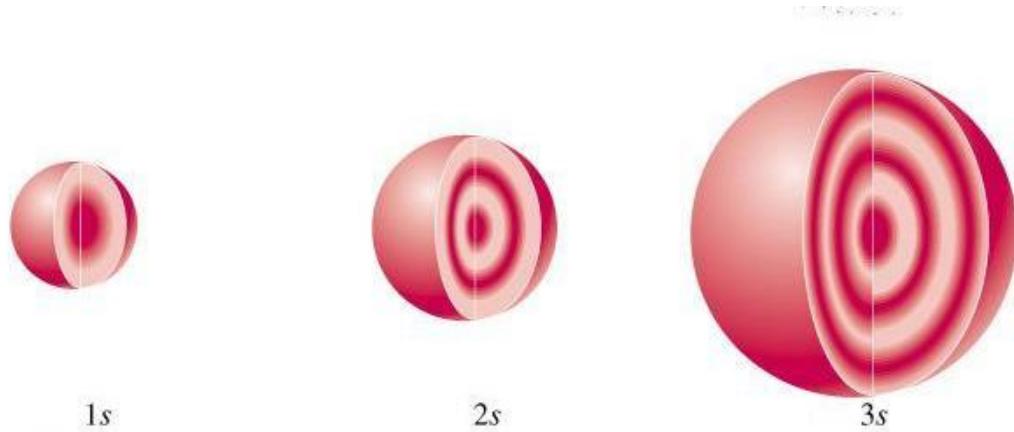
Densità di  
probabilità  
 $\Psi^2$





$$\ell = 0$$

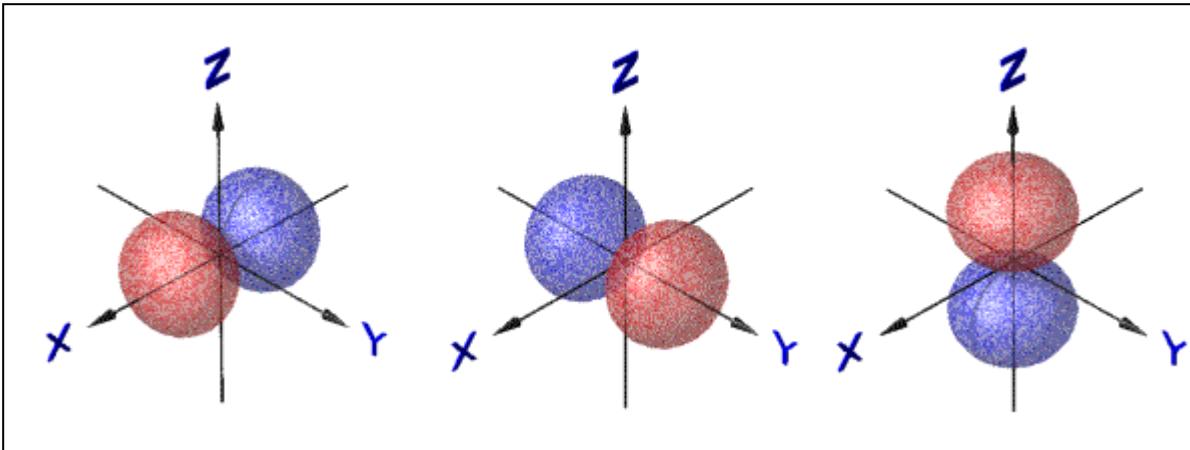
Orbitali S



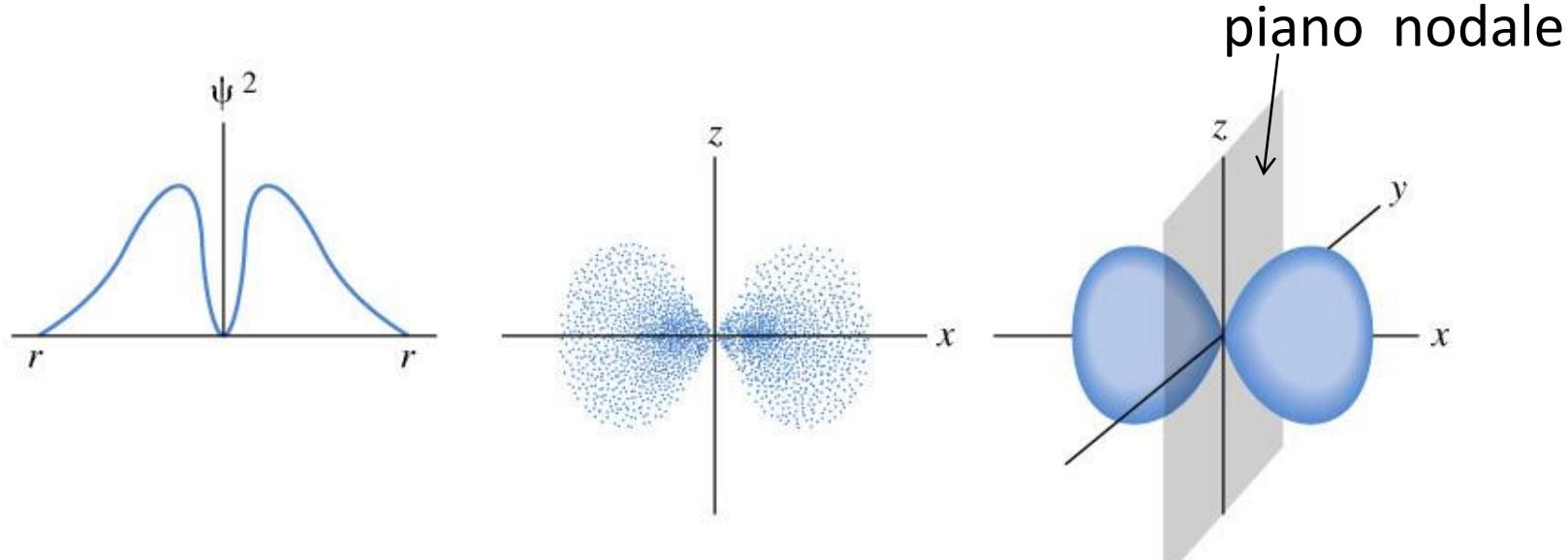
“superficie limite”  
( $\psi^2 = 90\%$ )

$$\ell = 1$$

Orbitali p  
( $p_x, p_y, p_z$ )

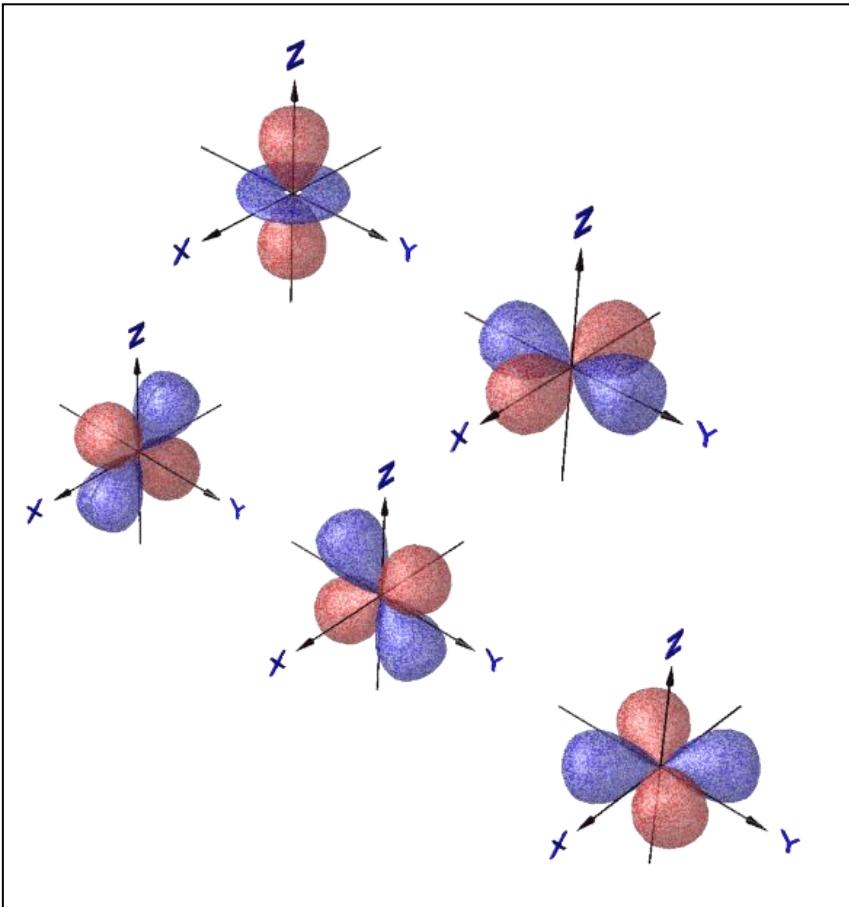


In numero di 3



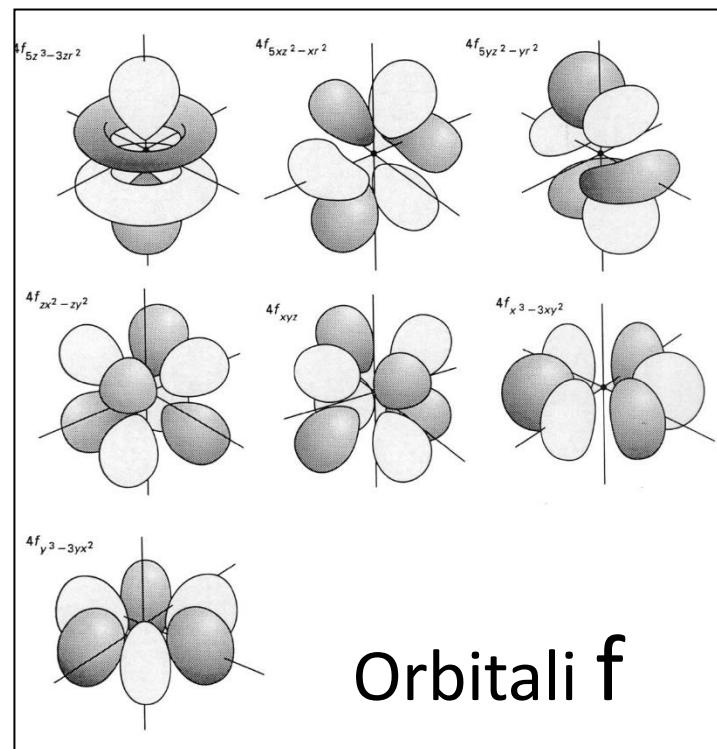
Il valore di  $\ell$  corrisponde al numero di superfici nodali

# $\ell = 2$ Orbitali d



In numero di 5

# $\ell = 3$



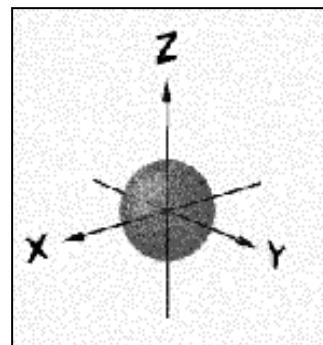
Orbitali f

In numero di 7

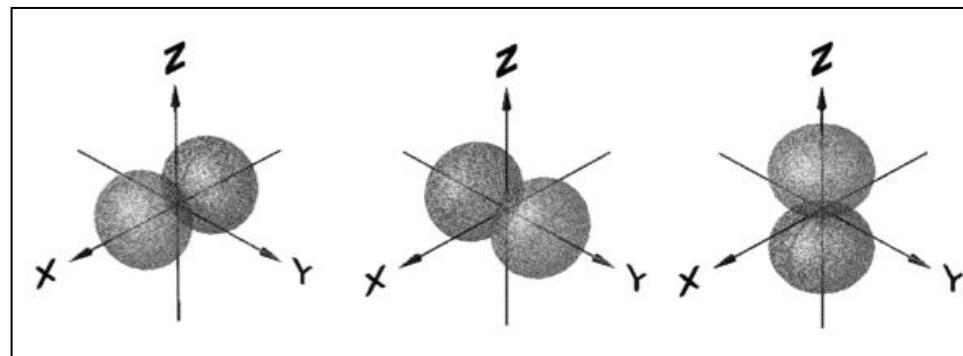
- $m_l$  numero quantico magnetico
- 

$$-l < m_l < +l$$

E' legato all'orientazione dell'orbitale



$m_l = 0$



$m_l = -1; 0; +1$

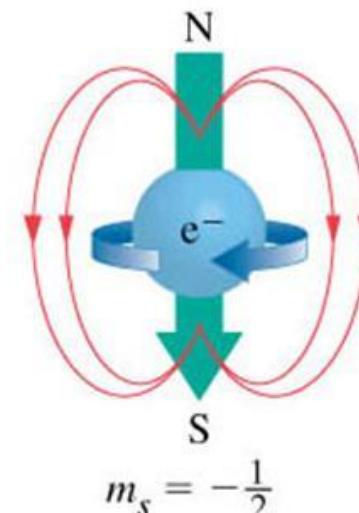
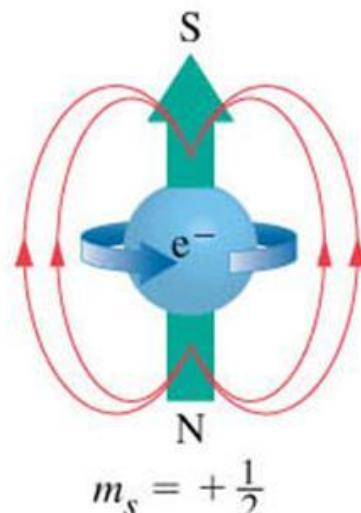
<b>n</b>	<b>l</b>	<b>m</b>	<b>orbitali</b>	<b>Tipo</b>
1	0	0	1s	s
2	0	0	2s	s
	1	+1, 0, -1	2p	$p_x, p_y, p_z$
3	0	0	3s	s
	1	+1, 0, -1	3p	$p_x, p_y, p_z$
	2	+2, +1, 0, -1, -2	3d	$d_{x^2-y^2}, d_{z^2}, d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}$
4	0	0	4s	s
	1	+1, 0, -1	4p	$p_x, p_y, p_z$
	2	+2, +1, 0, -1, -2	4d	$d_{x^2-y^2}, d_{z^2}, d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}$
	3	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	4f	$f_{x^3}, f_{y^3-3x^2y}, \dots$
etc				

Goudsmit (1925) scoprì che gli **elettroni** sono dotati di un **moto rotatorio** su se stessi (**spin**), quindi di **momento angolare di spin**. Per l'elettrone sono stati quindi definiti altri **due numeri quantici**:

**S** numero **quantico di spin**  $\frac{1}{2}$

**$m_s$**  numero **quantico magnetico di spin**  $\pm\frac{1}{2}$

Determina l'orientazione dell'asse di rotazione dell'elettrone



	idrogeno
1	-259
H	1312
	2,2
1,008	
	$\pm 1$
	1s <sup>1</sup>

# NUMERI QUANTICI

I numeri quantici permettono di descrivere gli orbitali atomici

- $n$  numero **quantico principale**  $n = 1, 2, 3, \dots$

Se  $n$  aumenta → Energia dell'orbitale aumenta

Se  $n$  aumenta → distanza media degli elettroni dal nucleo aumenta

- $l$  numero **quantico secondario (o orbitalico)**  $l = 0, 1, \dots, n-1$

E' legato alla **forma** dell'orbitale (dei lobi della  $\Psi$ )

$$l = 0, s$$

$$l = 1, p$$

$$l = 2, d$$

$$l = 3, f$$

- $m_l$  numero **quantico magnetico**  $-l < m_l < +l$

E' legato all'**orientazione** dell'orbitale nello spazio

- $m_s$  numero **quantico magnetico di spin**  $\pm 1/2$

Determina l'orientazione dell'asse di rotazione dell'elettrone

Per atomi polielettronici, non è possibile risolvere in modo diretto l'equazione di **Schrödinger**

## Uso di metodi approssimati

Orbitali atomici **qualitativamente** simili a quelli dell'atomo di **idrogeno**

Ogni **orbitale** corrisponde ad un determinato **valore di energia** e ad una **serie di numeri quantici** aventi lo **stesso significato** di quelli visti per l'atomo di idrogeno

L'**energia** degli **orbitali** dipende da  $n + \ell$

L'energia degli orbitali varia in maniera più complessa rispetto all'idrogeno (la cui energia variava solo con n) poiché la maggior carica nucleare abbassa mediamente l'energia degli orbitali. Tuttavia, la presenza di più elettroni attorno al nucleo che si respingono tra loro crea effetti di schermo sulla carica nucleare. Di conseguenza viene rimossa la degenerazione tra orbitali con lo stesso n.

# Configurazione elettronica: PRINCIPIO DI AUFBAU

---

Gli elettroni si dispongono negli orbitali secondo  
un criterio di **energia crescente**



Scala dell'energia

**Atomo di H:** 1 solo e-

$1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s \dots$

Orbitali degeneri

**Atomi polielettronici:** n e-

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < \dots$

## Energia degli orbitali negli atomi polielettronici

Nell'**atomo di idrogeno** e negli atomi idrogenoidi (es.  $\text{He}^+$ ) l'energia degli orbitali dipende solo dal numero quantico principale **n**

Negli **atomi polielettronici** l'energia degli orbitali dipende anche da fattori elettronici e spaziali:

aumento della carica nucleare ( $Z$ )

aumento del numero di elettroni

schermatura degli elettroni più interni su quelli più esterni

forma dell'orbitale e sua estensione spaziale

## Effetto della **carica nucleare** sull'energia degli orbitali

L'atomo H ( $Z = 1$ ) e lo ione  $\text{He}^+$  ( $Z=2$ ) hanno entrambi un elettrone nell'orbitale 1s:

La maggior carica nucleare in  $\text{He}^+$  avvicina maggiormente l'elettrone al nucleo



L'orbitale 1s in  $\text{He}^+$  ha energia minore dell'orbitale 1s in H

## Effetto di **elettroni addizionali** sull'energia dell'orbitale

L'orbitale 1s dell'atomo He e dello ione  $\text{He}^+$  possiede 2 e 1 elettrone rispettivamente



La repulsione tra i due elettroni in He provoca un aumento di energia dell'orbitale 1s rispetto a  $\text{He}^+$

## Effetto degli elettroni interni sull'energia di orbitali esterni

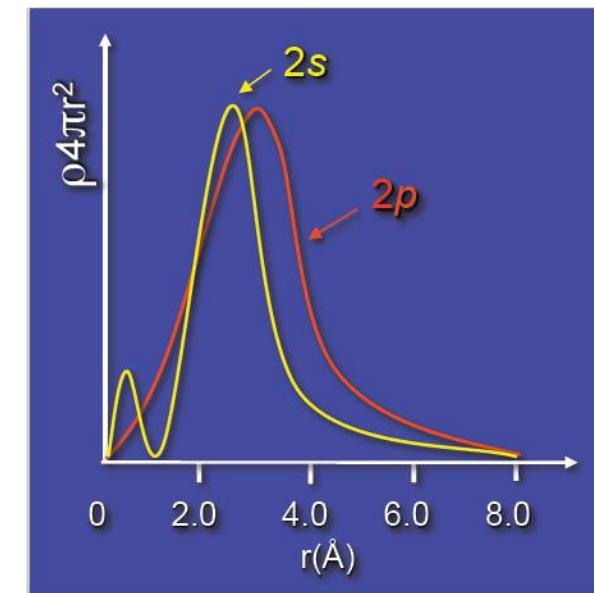
La **repulsione** tra gli **elettroni 1s e 2s** si oppone in parte all'attrazione del nucleo sugli elettroni 2s



la schermatura degli elettroni più interni diminuisce la carica nucleare effettiva ( $Z_{\text{eff}}$ ) che agisce sugli elettroni più esterni

## Effetto della forma sull'energia degli orbitali

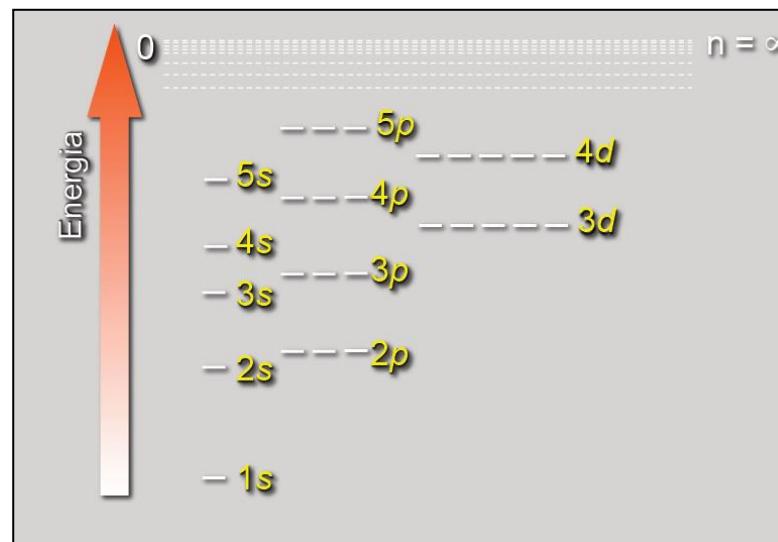
Gli elettroni di orbitali s mostrano una piccola ma significativa probabilità di trovarsi vicino al nucleo, mentre gli elettroni di orbitali p non hanno questa possibilità. Gli elettroni s trascorrono parte del tempo "penetrando" più profondamente verso il nucleo e questo effetto aumenta l'attrazione del nucleo sugli elettroni s



A parità di n, gli orbitali s hanno **energia minore** degli orbitali p

I fattori elettronici considerati provocano la rimozione della degenerazione dell'energia negli atomi polielettronici

- l'energia degli orbitali dipende da  $n$  e in parte da  $\ell$
- sono degeneri solo gli orbitali aventi lo stesso  $\ell$



la successione delle energie degli orbitali diventa:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 3d < 4s < 4p < 4d < 4f \dots$$

# Configurazione elettronica: PRINCIPIO DI AUFBAU

La configurazione elettronica dello stato fondamentale degli atomi polielettronici si può razionalizzare mediante il procedimento dell'aufbau.

- Si considera che l'atomo possegga una successione di orbitali idrogenonoidi 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d,... non degeneri.
- Gli orbitali vengono ordinati secondo energia crescenti, secondo uno schema che tiene conto degli effetti di schermo al crescere di Z. Questo è uno schema approssimato, per certi atomi si hanno deviazioni..

n \ l	0	1	2	3
1	1 s			
2	2 s	2 p		
3	3 s	3 p	3 d	
4	4 s	4 p	4 d	4 f
5	5 s	5 p	5 d	5 f
6	6 s	6 p	6 d	
7	7 s	7 p		

The diagram illustrates the Aufbau principle through a grid of diagonal lines. The horizontal axis represents the azimuthal quantum number  $\ell$  (0, 1, 2, 3), and the vertical axis represents the principal quantum number  $n$  (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7). Each diagonal line represents a specific orbital, starting with 1s at the top-left and ending with 7p at the bottom-right. Arrows pointing from left to right along these lines indicate the increasing energy of the orbitals as they move diagonally upwards and to the right.

Nella pratica...

- per ogni orbitale si somma  $n+l$
- si ordinano gli orbitali per somma crescente
- in caso di valori uguali ha la precedenza l'orbitale con  $n$  minore

orbitale	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d ...
n	1	2	2	3	3	3	4	4	4	4	5	5	5
l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2
$n+l$	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7
	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	...
	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	....	

# Principio di esclusione di Pauli

---

In un atomo **non** possono esservi due **elettroni** aventi tutti i **numeri quantici uguali**

Ogni orbitale può ospitare al massimo due elettroni e questi devono allora avere **spin opposto**

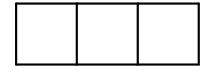
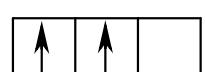
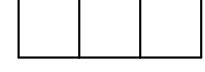
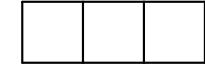
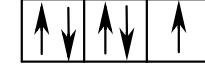
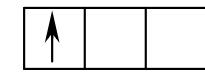
*Due elettroni nello stesso orbitale non possono avere i medesimi quattro numeri quantici punto quindi in uno stesso orbitale (stessi n, l, m) possono entrare al massimo due elettroni, con spin opposti.*

## Regola di Hund

Se vi sono **orbitali degeneri** (stessa energia) o aventi energia poco diversa, gli elettroni tendono ad occupare questi orbitali singolarmente e ad assumere **spin paralleli**

*Gli orbitali degeneri vengono occupati prima tutti singolarmente da elettroni con spin paralleli, poi da altri elettroni che accoppiano gli spin con quelli già presenti.*

# Configurazione elettronica dei primi 10 elementi della tavola periodica

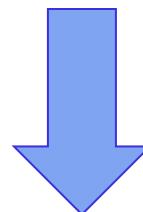
		1s	2s	2p		1s	2s	2p	
H	1s				C	$1s^2 2s^2 2p^2$			
He	$1s^2$				N	$1s^2 2s^2 2p^3$			
Li	$1s^2 2s$				O	$1s^2 2s^2 2p^4$			
Be	$1s^2 2s^2$				F	$1s^2 2s^2 2p^5$			
B	$1s^2$ <b><math>2s^2 2p</math></b>				Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$			

Elettroni di  
valenza

# TAVOLA PERIODICA

---

Classificazione degli elementi basata sulla configurazione elettronica



Le proprietà degli elementi sono funzioni  
periodiche del **numero atomico Z**

	IA	IIA	Tabella periodica degli elementi										VIIIB					
1	1 H 1.0079	2 He 4.00260																
2	3 Li 6.940	4 Be 9.02																
3	11 Na 22.991	12 Mg 24.32	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A	IB	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB			
4	19 K 39.100	20 Ca 40.08	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.90	23 V 50.9415	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.71	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.735	32 Ge 72.59	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
5	37 Rb 85.48	38 Sr 87.63	39 Y 88.9059	40 Zr 91.22	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc 98.9062	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.4	47 Ag 107.866	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.30
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.36	57 La 138.905	58 Hf 178.49	59 Ta 180.947	60 W 183.85	61 Re 186.201	62 Os 190.2	63 Ir 192.22	64 Pt 195.09	65 Au 196.966	66 Hg 200.59	67 Tl 204.37	68 Pb 207.2	69 Bi 208.980	70 Po (209)	71 At (210)	72 Rn (222)
7	87 Fr 223	88 Ra 226.05	89 Ac (227)															

### Lantanidi

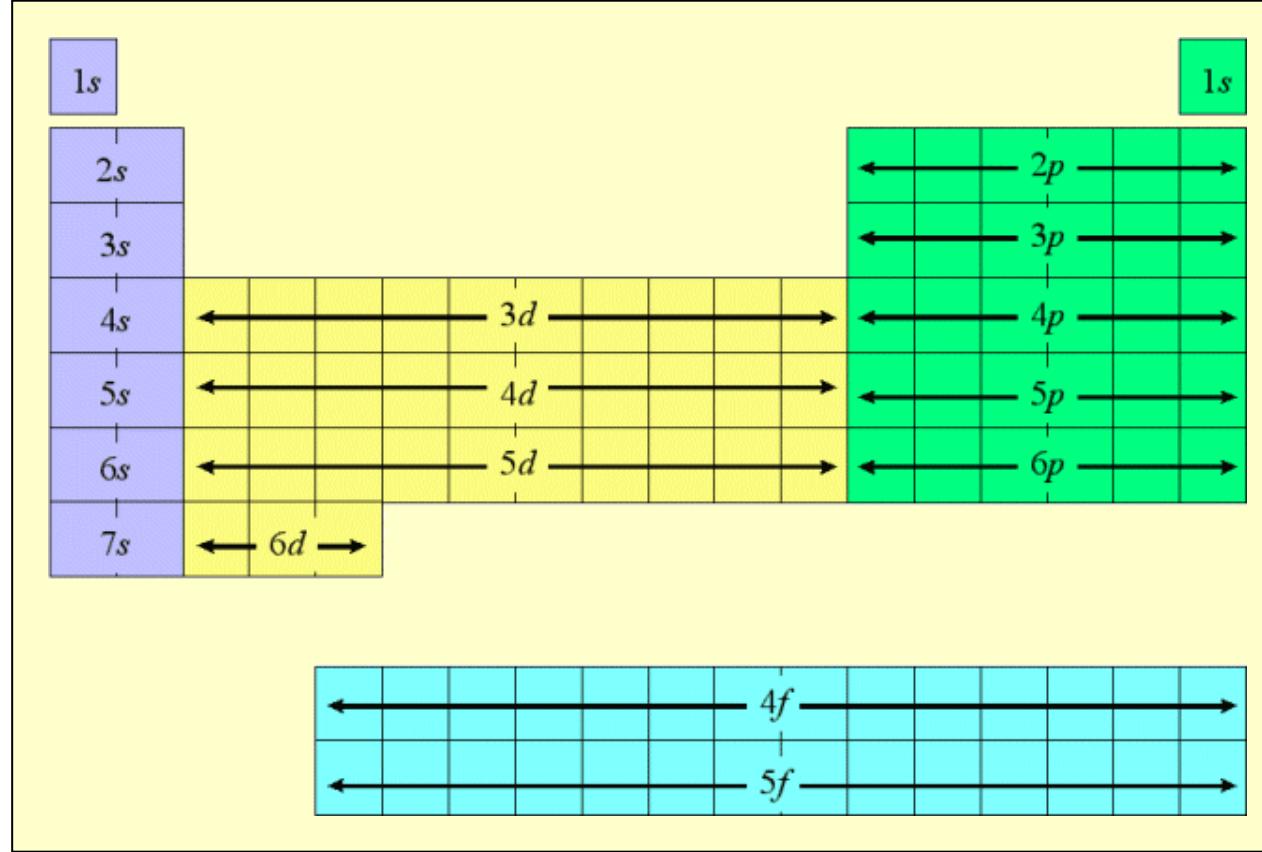
58 Ce 140.12	59 Pr 140.907	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.4	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.96
90 Th 232.036	91 Pa 231.035	92 U 238.029	93 Np 237.046	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)

### Attinidi

- Metalli alcalini
- Metalli alcalino-terrosi
- Metalli
- Metalli di transizione
- Terre rare
- Non metalli
- Alogenzi
- Gas nobili

Metalli, semimetalli, non metalli

Gruppi, periodi, blocchi



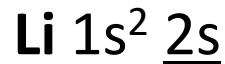
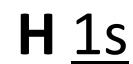
## Blocco

Un elemento appartiene ad un determinato blocco se si stanno riempiendo gli **orbitali di quel tipo** (es. **blocco s** - **elettroni s**).

Periodic Table of Elements																			
Blocco s		Blocco d														Blocco p			
H																	He		
Li	Be																		
Na	Mg																		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub								
Blocco f																			
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb						
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No						

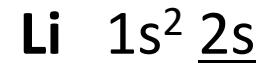
# Gruppo

Gli elementi dello stesso gruppo hanno **configurazioni elettroniche esterne simili**  
(stesso numero di elettroni di valenza)



## VIII gruppo GAS NOBILI

Conf. elettronica particolarmente stabile     $\text{ns}^2 \text{np}^6$



	1 (1A)																
1	1 H $1s^1$	2 (2A)	13 (3A)	14 (4A)	15 (5A)	16 (6A)	17 (7A)	18 (8A)									
2	3 Li $[He]2s^1$	4 Be $[He]2s^2$	5 B $[He]2s^22p^1$	6 C $[He]2s^22p^2$	7 N $[He]2s^22p^3$	8 O $[He]2s^22p^4$	9 F $[He]2s^22p^5$	10 Ne $[He]2s^22p^6$									
3	11 Na $[Ne]3s^1$	12 Mg $[Ne]3s^2$	13 Al $[Ne]3s^23p^1$	14 Si $[Ne]3s^23p^2$	15 P $[Ne]3s^23p^3$	16 S $[Ne]3s^23p^4$	17 Cl $[Ne]3s^23p^5$	18 Ar $[Ne]3s^23p^6$									

Configurazioni elettroniche esterne uguali si traducono in proprietà chimiche simili!

# Periodo

Il numero del periodo è pari a  $n_{\max}$ .

H

Li  $1s^2$

Na  $1s^2 2s^2 2p^6$

1s

2s

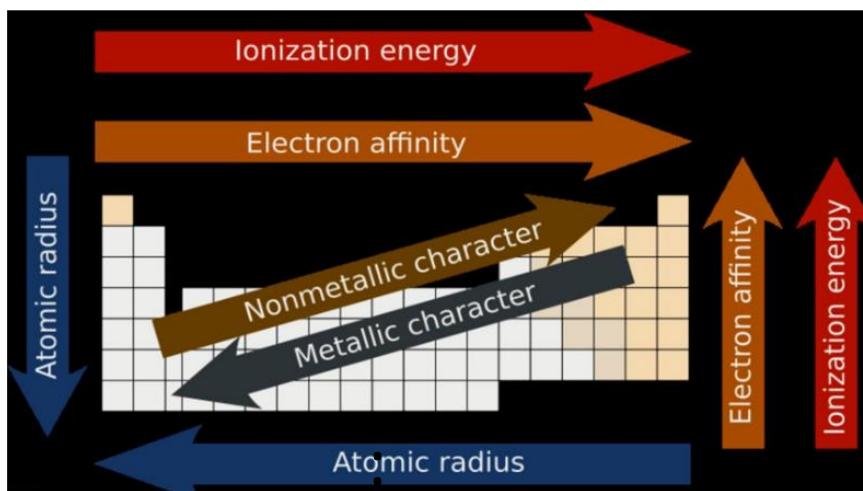
3s

Gruppo (verticale)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo (orizzontale)																		
1	H 2.20																	He
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
4	K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantanoidi	*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
Attinoidi	**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.291		

# Proprietà Periodiche

Alcune proprietà atomiche variano con regolarità lungo i gruppi e i periodi della tavola periodica

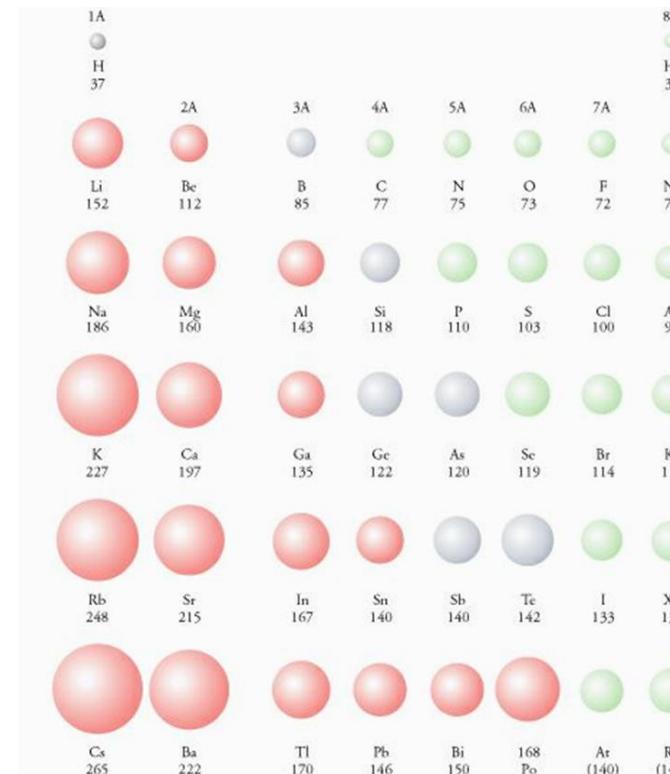
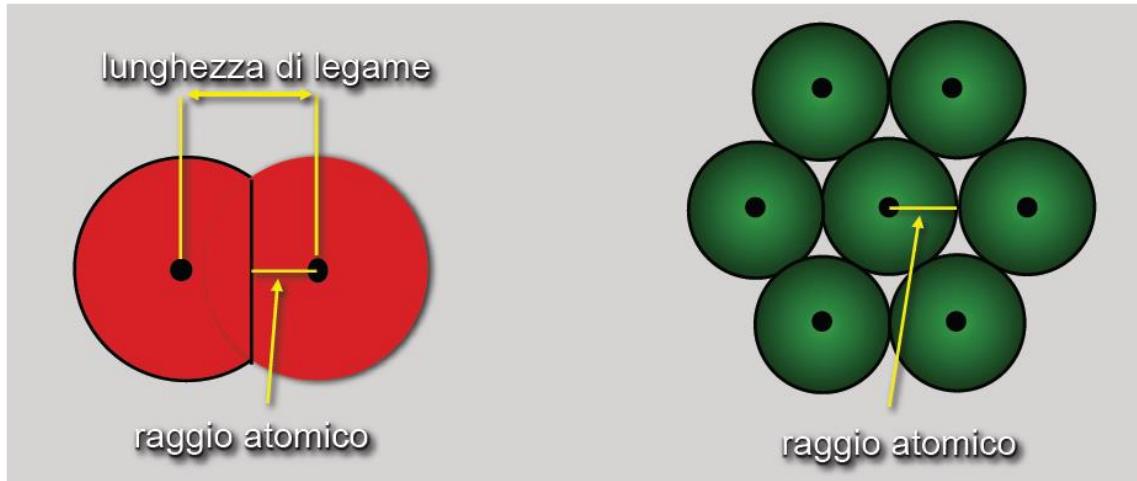
- Proprietà Fisiche (Densità, punto di fusione ed ebollizione, conducibilità termica ed elettrica)
- Proprietà Chimiche
- Proprietà Atomiche
  - Volume e raggio atomico
  - Raggi ionici
  - Energia di ionizzazione
  - Affinità elettronica
  - Elettronegatività



# Raggio Atomico

Distanza radiale con cui un atomo contribuisce alla distanza di legame in una molecola  
(rappresenta empiricamente la distanza media degli elettroni più esterni)

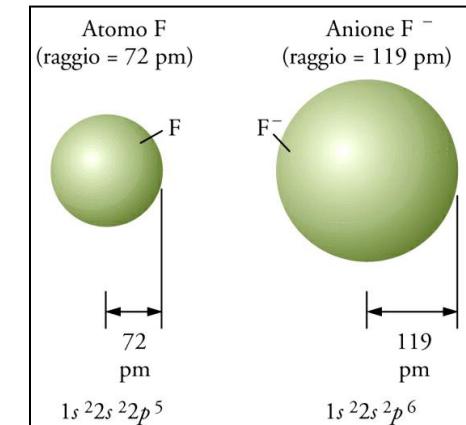
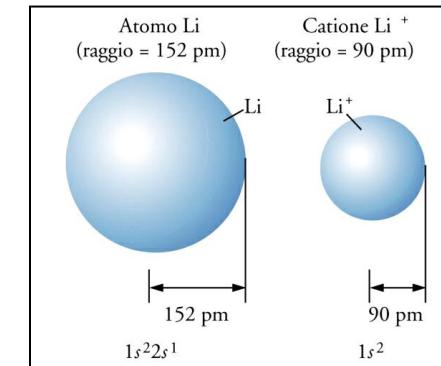
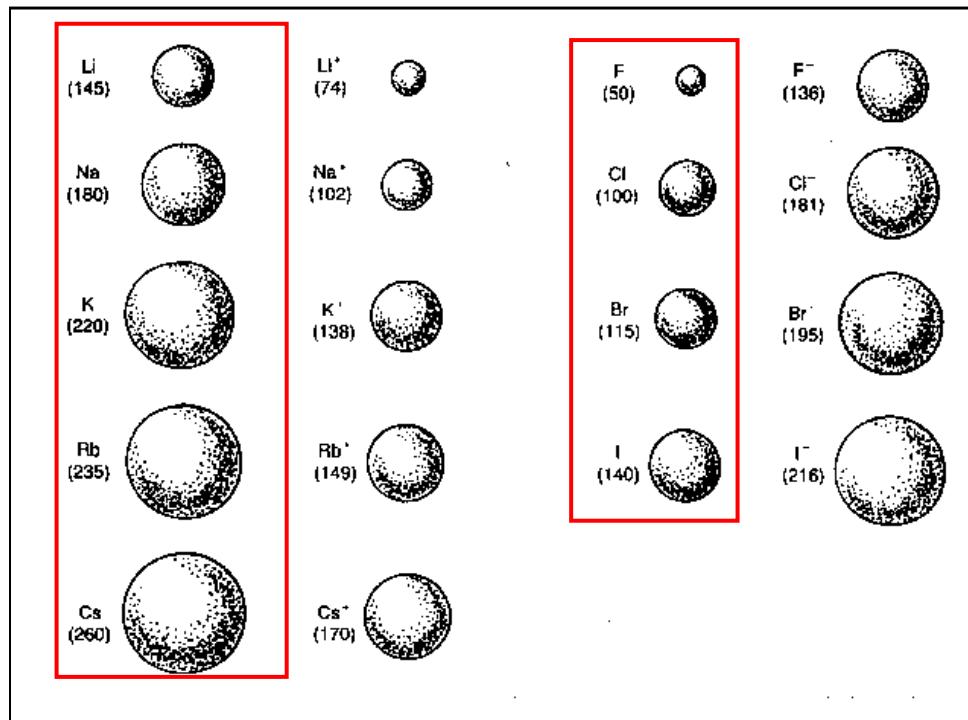
Il raggio atomico diminuisce lungo il periodo (maggiore carica nucleare, schermo inefficiente) e aumenta lungo il gruppo (aumenta n)



# Dimensioni atomiche ( $\text{pm} = 10^{-12} \text{ m}$ )

$$r \propto \frac{n^2}{Z - S} = \frac{n^2}{Z_{\text{eff}}}$$

**S = costante di schermo**



# Raggio ionico

---

Distanza radiale con cui uno ione forma conatti nei solidi ionici

Il raggio ionico nei CATIONI:  
aumenta lungo il gruppo

Diminuisce aumentando la carica

È minore del raggio atomico

Il raggio ionico negli ANIONI:  
aumenta lungo il gruppo

Aumenta con l'aumentare della  
carica negativa

È maggiore del raggio atomico

Diminuisce lungo il periodo, aumenta lungo i gruppi. Gli anioni sono in media più grandi  
dei cationi a parità di n; all'aumentare della carica negativa aumenta la raggio.

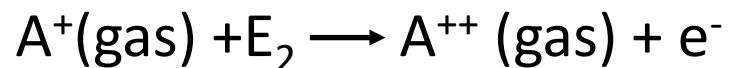
# Energia di ionizzazione

---

Energia richiesta per **allontanare** un  $e^-$  da un atomo allo stato gassoso



$I_1$  Energia di prima ionizzazione



$I_2$  Energia di seconda ionizzazione

$$I_1 < I_2$$

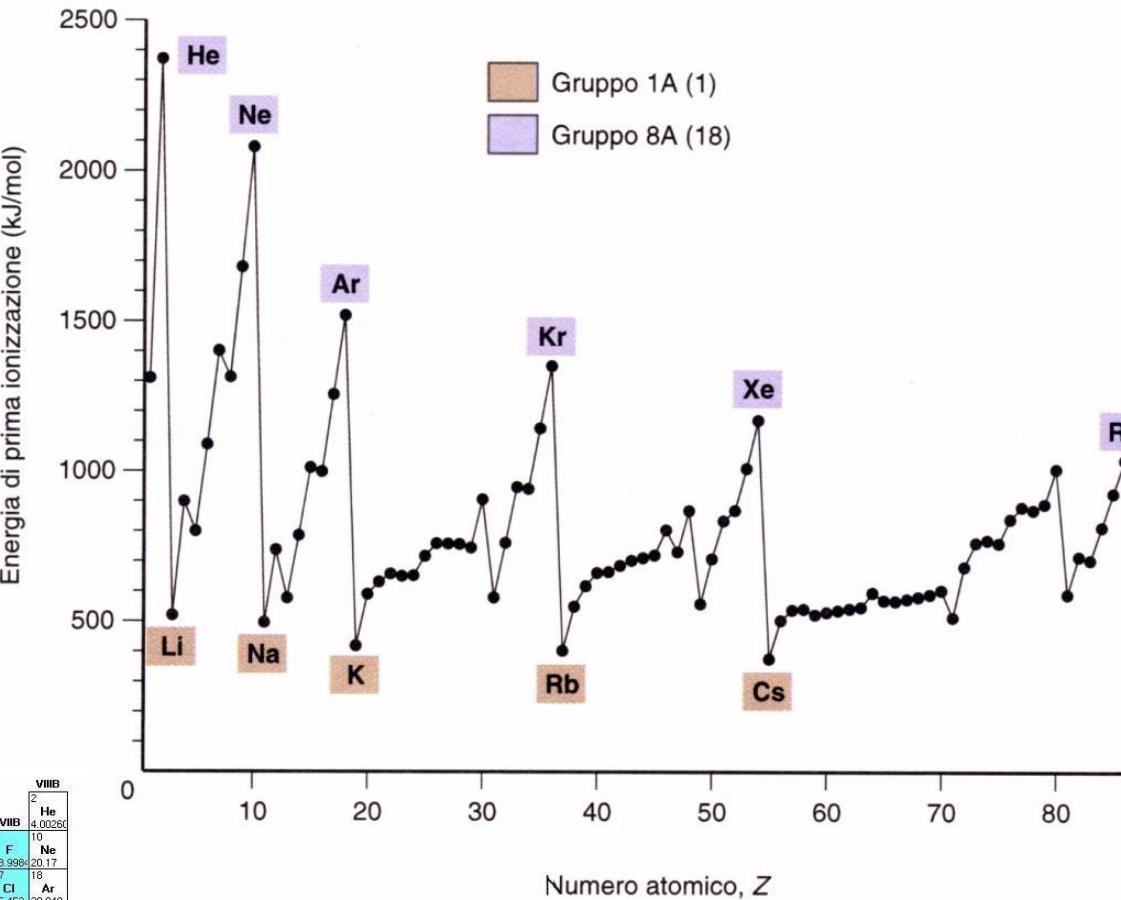
$I_1$  diminuisce lungo il gruppo e aumenta lungo il periodo

**Periodicità dell'energia di prima ionizzazione ( $E_{i1}$ ).**  
Un diagramma di  $E_{i1}$  in funzione del numero atomico per gli elementi dei Periodi 1–6 presenta un andamento periodico: i valori più bassi si osservano per i metalli alcalini (marrone) e i valori più alti per i gas nobili (violetto). Questa tendenza nell'energia di prima ionizzazione è l'inverso di quella nel raggio atomico

Tabella periodica degli elementi																		
	IA																VIIIB	
1	1 H	2 He															2 He	4 Ne
2	3 Li	4 Be															4 Ne	10 Ar
3	5 Na	6 Mg															10 Ar	18 F
4	7 K	8 Ca	9 Sc	10 Ti	11 V	12 Cr	13 Mn	14 Fe	15 Co	16 Ni	17 Cu	18 Zn	19 Ga	20 Ge	21 As	22 Se	23 Br	36 Kr
5	19 Rb	20 Sr	21 Y	22 Zr	23 Nb	24 Mo	25 Tc	26 Ru	27 Rh	28 Pd	29 Ag	30 Cd	31 In	32 Sn	33 Sb	34 Te	35 I	54 Xe
6	23 Cs	24 Ba	25 La	26 Hf	27 Ta	28 W	29 Re	30 Os	31 Ir	32 Pt	33 Au	34 Hg	35 Bi	36 Pb	37 Po	38 At	86 Rn	131 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac															

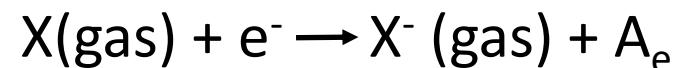
Lantanidi	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
	140.12	140.90	144.24	(145)	150.4	151.96	157.25	(158.925)	162.50	164.930	167.26	168.938	173.04	174.96
Attinidi	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
	232.03	231.03	238.02	237.048	(244)	(243)	(247)	(251)	(254)	(257)	(258)	(259)	(260)	

- Metalli alcalini
- Terre rare
- Metalli alcalino-terrosi
- Non metalli
- Metalli
- Alogeni
- Metalli di transizione
- Gas nobili

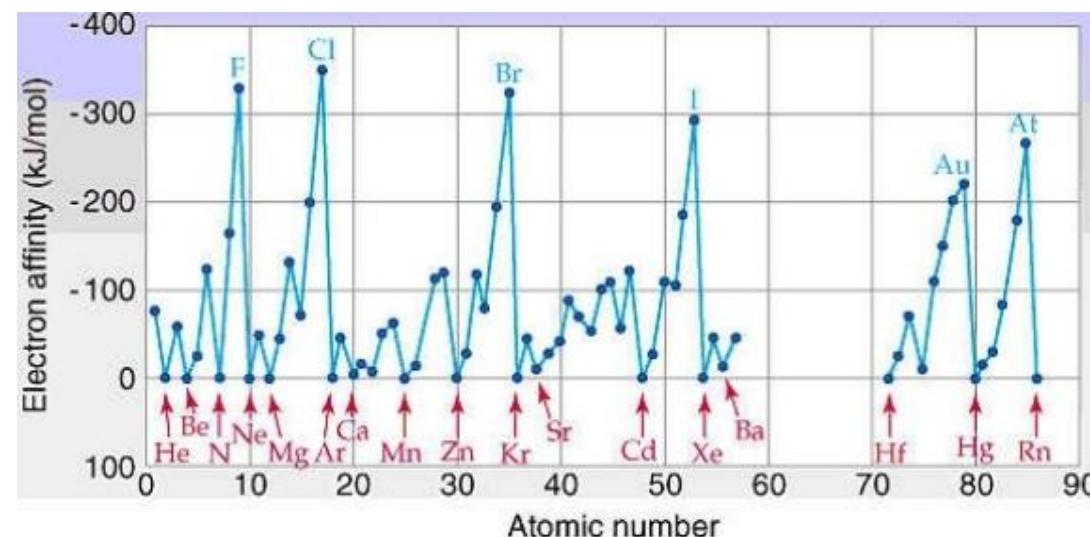


# Affinità elettronica

Energia sviluppata nel processo di formazione di uno ione negativo gassoso a partire da un atomo allo stato gassoso e un elettrone



$A_e$  diminuisce lungo il gruppo e aumenta lungo il periodo



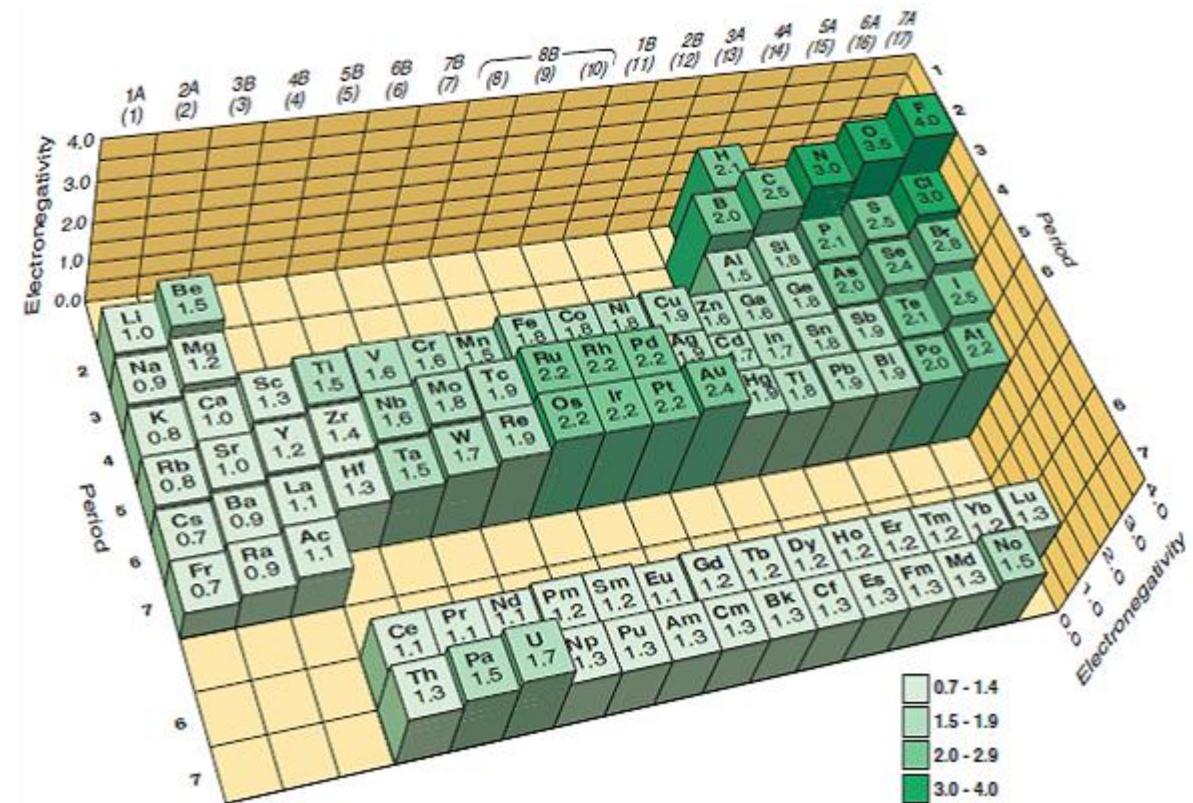
# Elettronegatività

L'elettronegatività  $\chi$  misura la tendenza di un atomo all'interno di un composto ad attirare su di sé gli elettroni.

$\chi$  rappresenta la capacità di un elettrone di polarizzare la nuvola elettronica di legame

Scala di elettronegatività di Pauling:  
all'elemento più elettronegativo  
(Fluoro, F) viene assegnato per  
convenzione il valore di 4.0

$\chi$  aumenta nei periodi,  
diminuisce nei gruppi



## Elettronegatività di Pauling (generalmente su tavola periodica)

$$\chi_A - \chi_B = (eV)^{-1/2} \sqrt{E_d(AB) - [E_d(AA) + E_d(BB)]/2}$$

La differenza di elettronegatività tra due atomi A e B  
dipende dalle **energie di dissociazione** delle specie A-B, A-A e B-B.

Necessario fissare una  $\chi$  di riferimento:  $\chi_H = 2.00$

## Elettronegatività di Mulliken

$$\chi = (E_i + E_{ea})/2$$

L'elettronegatività di un elemento dipende da due proprietà misurabili sperimentalmente, potenziale di ionizzazione ( $I_1$ ) e affinità elettronica ( $A_e$ )

# CONCETTI CHIAVE:

- Modelli atomici: Dal modello di Dalton all'Atomo di Schroedinger



- Atomo, Isotopo, Ione
- Numero atomico (Z) e Numero di Massa (A)
- Mole e Numero di Avogadro

- Numeri quantici ( $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $m_s$ )
- Configurazione elettronica (Principio di Aufbau, Principio di esclusione di Pauli e Principio di Hund)

- Tavola periodica e Proprietà periodiche:
  - Volume e raggio atomico
  - Raggi ionici
  - Energia di ionizzazione
  - Affinità elettronica
  - Elettronegatività

