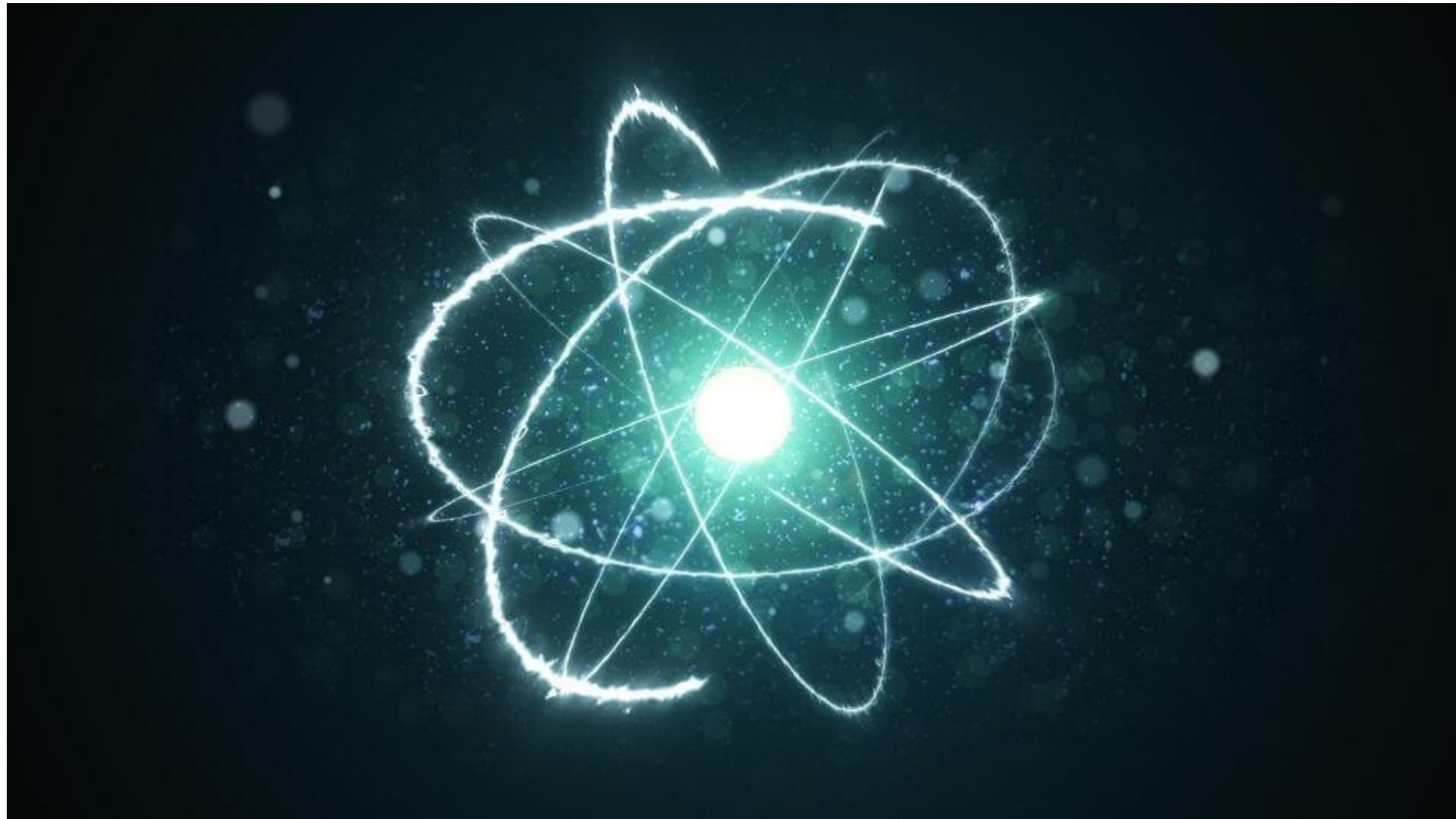


ATOMO E MODELLI ATOMICI



Elementi chimici e Particelle subatomiche

Atomi e particelle subatomiche

ATOMI

sono le particelle più piccole che mantengono le proprietà chimiche degli elementi e sono costituiti da particelle più piccole, chiamate **PARTICELLE SUBATOMICHE**.

ELETTRONI (e^-)

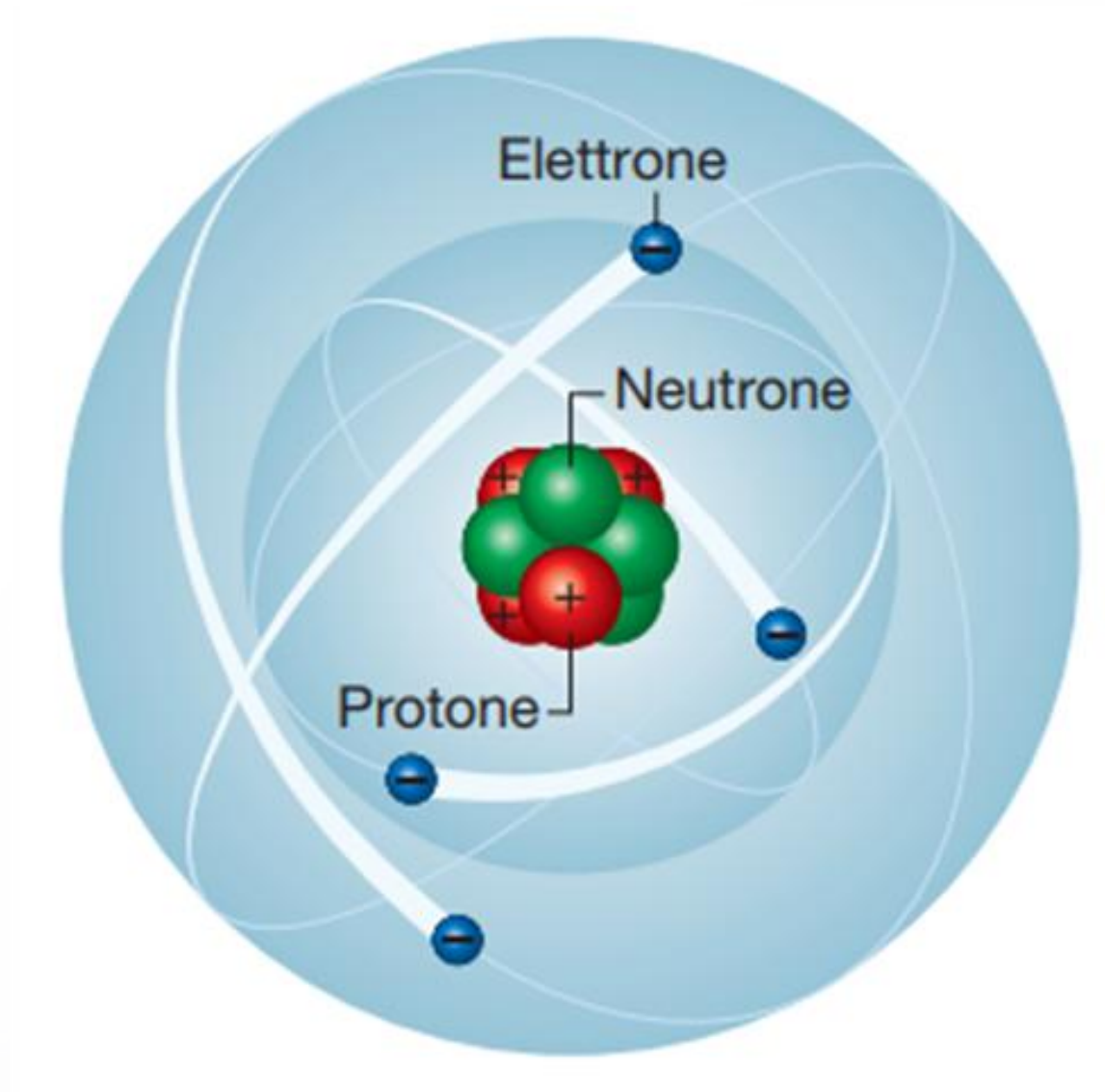
- si trovano **esternamente** rispetto al **nucleo**.
- hanno **carica elettrica elementare negativa** (valore formale **-1**).
- massa piccolissima (circa 1836 volte più piccola del protone).

PROTONI (p^+)

- si trovano **nel nucleo**, al centro dell'atomo.
- hanno **carica elettrica elementare positiva** (valore formale **+1**).
- massa circa 10^{-27} kg

NEUTRONI (n)

- si trovano **nel nucleo** insieme ai protoni.
- **privi di carica** elettrica.
- massa paragonabile a quella dei protoni.



PROPRIETÀ DELLE PARTICELLE SUBATOMICHE

Particella	Massa (kg)	Massa (u)	Carica elettrica assoluta (C)	Carica elettrica relativa
elettrone (e)	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$5,486 \cdot 10^{-4}$	$-1,621 \cdot 10^{-19}$	1-
protone (p)	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,007	$+1,621 \cdot 10^{-19}$	1+
neutrone (n)	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,009	0	0

Numero atomico e Elementi

Il **numero dei protoni** in ogni atomo **identifica un elemento** come una vera e propria carta d'identità, in quanto atomi di elementi diversi hanno un numero diverso di protoni.

NUMERO ATOMICO

(Z)

Il **numero di protoni** presenti nel nucleo.



ELEMENTO

Un **elemento** è costituito da atomi che hanno lo stesso numero atomico e identiche caratteristiche chimiche.

SIMBOLO CHIMICO

Ogni elemento possiede un **nome proprio** ed è rappresentato da un **simbolo chimico**: una lettera maiuscola o due lettere (prima maiuscola, seconda minuscola).

- **C** = carbonio (elemento più diffuso negli organismi viventi)
- **Cr** = cromo (elemento inquinante altamente tossico)
- **Cl** = cloro (gas altamente reattivo usato per disinfezione)



ATTENZIONE !!!

CO = monossido di carbonio, è una molecola (un composto) perché sono due lettere maiuscole una di seguito all'altra.

Co = cobalto, è un elemento perché sono due lettere, la prima maiuscola e la seconda minuscola

Numero di massa e Isotopi

Gli atomi di uno stesso elemento hanno tutti lo stesso numero di protoni; il numero dei neutroni presenti nel nucleo può, invece, variare.

NUMERO DI MASSA (A)

La **somma del numero dei protoni e dei neutroni** di un atomo.

Mentre Z è costante per uno stesso elemento, il valore di A può variare.



ISOTOPI

Gli **atomi di uno stesso elemento che differiscono per il numero di neutroni e quindi per il numero di massa A.**

Esempio: gli isotopi del carbonio

L'elemento carbonio, con numero atomico $Z = 6$, si presenta in natura con tre isotopi principali:

Carbonio-12

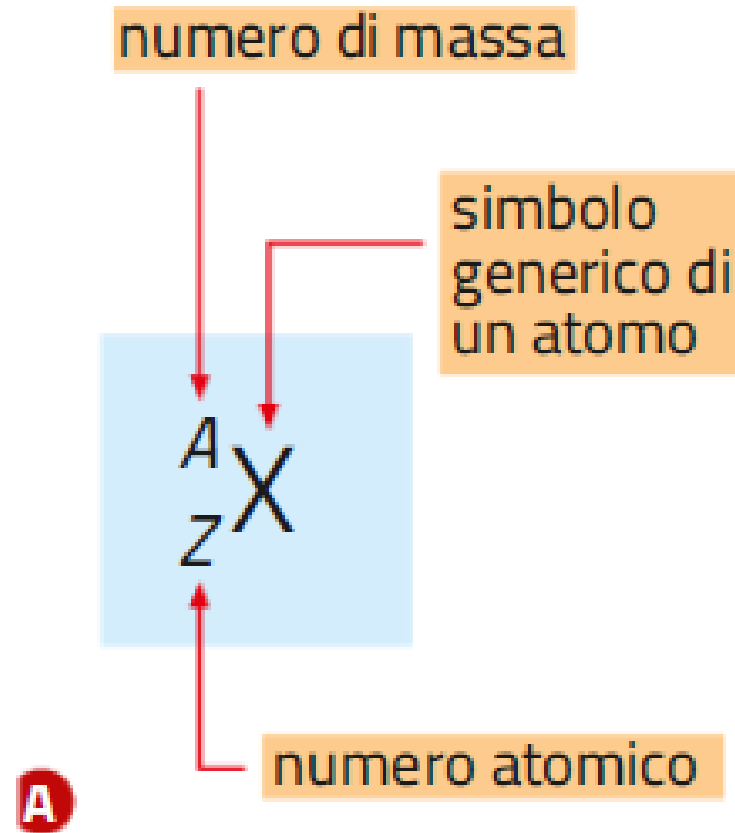
A = 12, il più abbondante in natura.
Notazione: **C-12** oppure con notazione $^{12}_6\text{C}$.

Carbonio-13

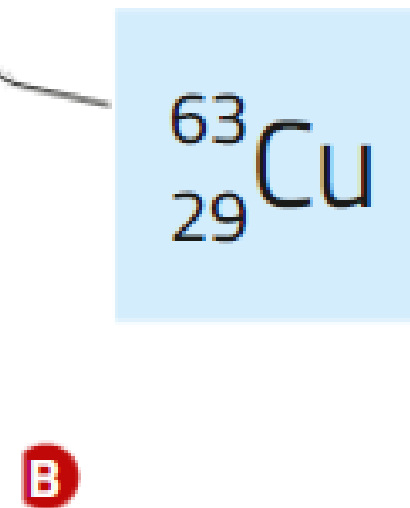
A = 13, molto più raro.
Notazione: **C-13** oppure $^{13}_6\text{C}$.

Carbonio-14

A = 14, presente solo in tracce ed è radioattivo.
Notazione: **C-14** oppure $^{14}_6\text{C}$.



Questo atomo di rame ha numero di massa 63 e numero atomico 29: il suo nucleo contiene quindi 34 neutroni.



PROPRIETÀ DELLE PARTICELLE SUBATOMICHE

Particella	Massa (kg)	Massa (u)	Carica elettrica assoluta (C)	Carica elettrica relativa
elettrone (e)	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$5,486 \cdot 10^{-4}$	$-1,621 \cdot 10^{-19}$	1-
protone (p)	$1,673 \cdot 10^{-27}$	1,007	$+1,621 \cdot 10^{-19}$	1+
neutrone (n)	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,009	0	0

Longo, Iannucci, Unitutor TOLC-B e TOLC-F ©Zanichelli editore

la massa di un atomo dipende essenzialmente dal n° di massa
(→ dalla quantità di protoni e di neutroni)

 **Attenzione:** Numero di Massa ≠ da Massa Atomica

Piccola esercitazione

Completare la seguente tabella

Simbolo isotopo	n° atomico Z	n° di massa A	n° protoni p ⁺	n° neutroni n	n° elettroni e ⁻
¹⁷ ₈ O					
	7	15			
			2	2	
		25		13	12
²³⁸ ₉₂					

Simbolo isotopo	n° atomico Z	n° di massa A	n° protoni p^+	n° neutroni n	n° elettroni e^-
$^{17}_8\text{O}$	8	17	8	9	8
$^{15}_7\text{N}$	7	15	7	8	7
^4_2He	2	4	2	2	2
$^{25}_{12}\text{Mg}$	12	25	12	13	12
$^{238}_{92}\text{U}$	92	238	92	146	92

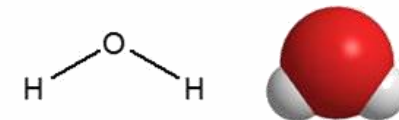
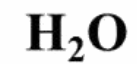
Molecole

MOLECOLA

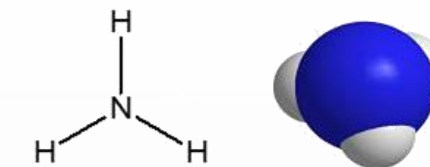
particella neutra composta da un numero intero e costante di atomi, uniti secondo rapporti numerici ben definiti, che possiede proprietà chimiche peculiari

→ è la più piccola parte di un **composto** che mantiene le proprietà chimiche del composto stesso

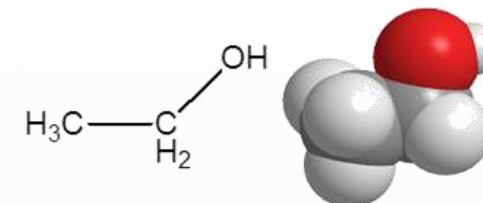
acqua

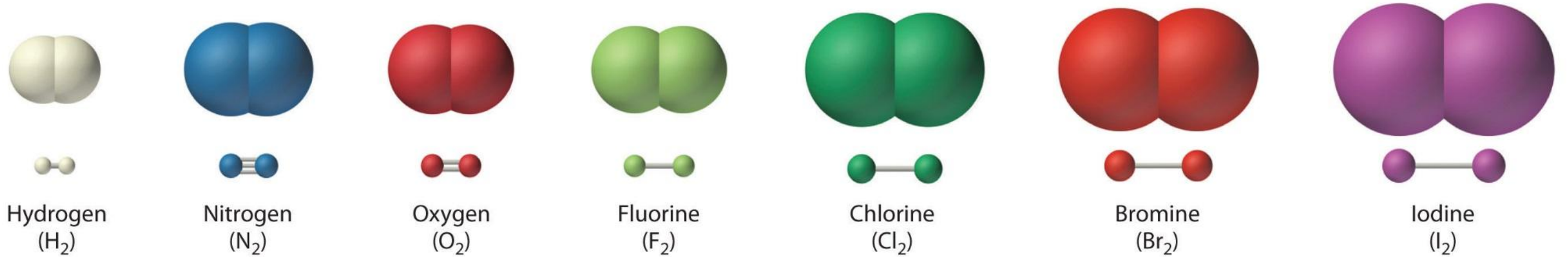


ammoniaca

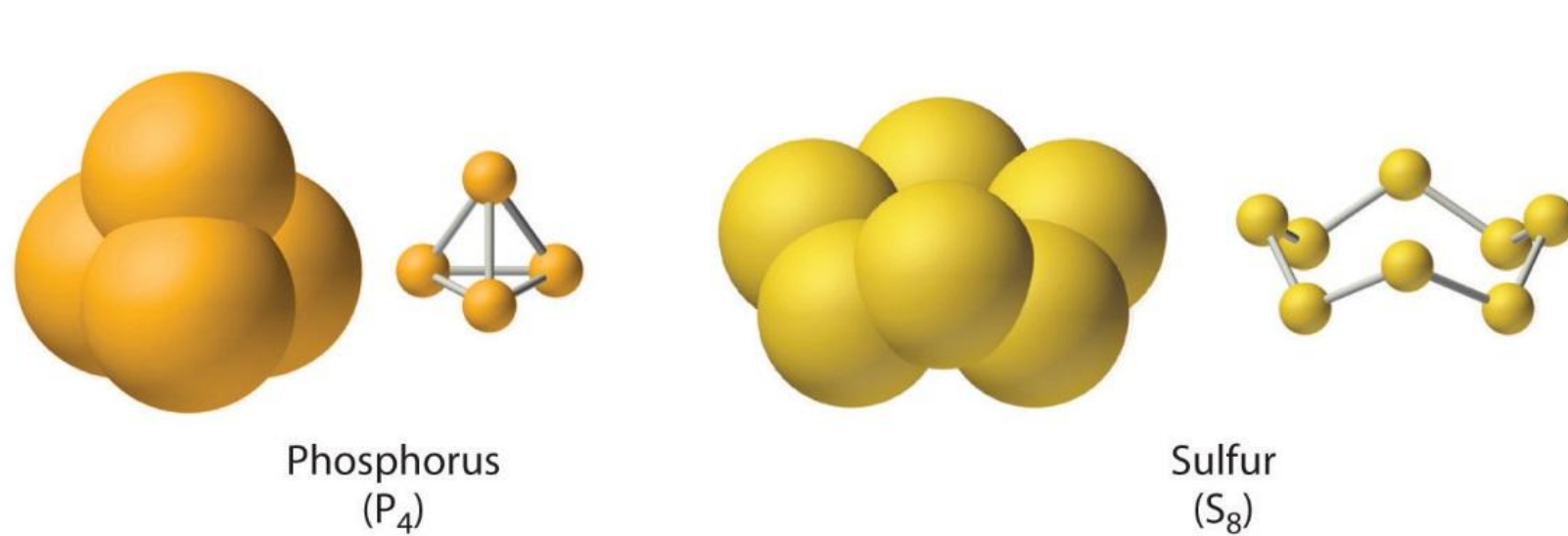


alcol etilico

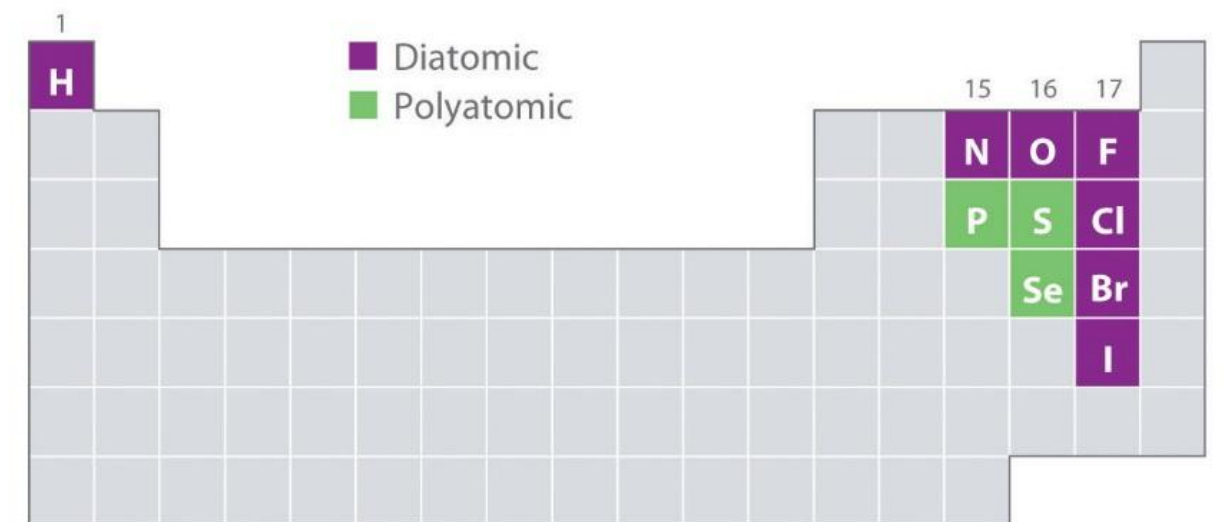




(a) Elements that exist as diatomic molecules



(b) Elements that exist as polyatomic molecules



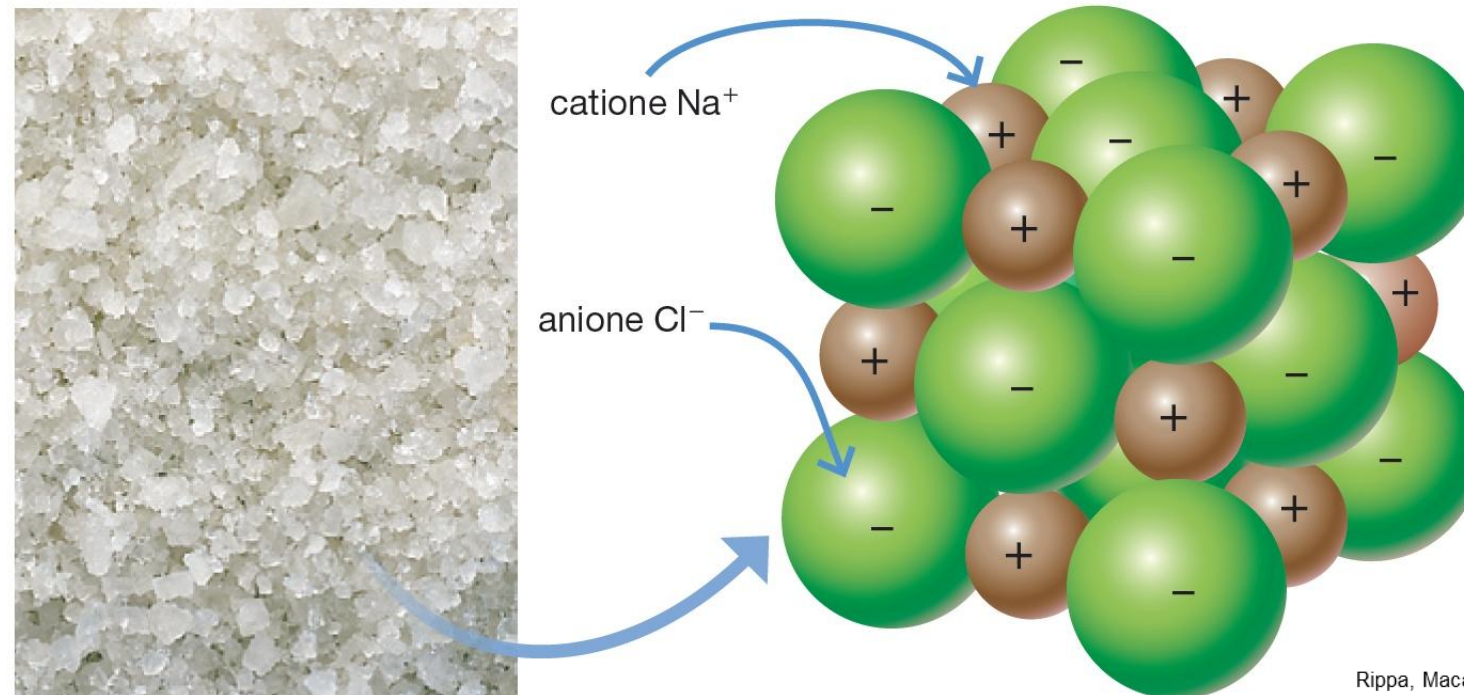
Ioni

IONI

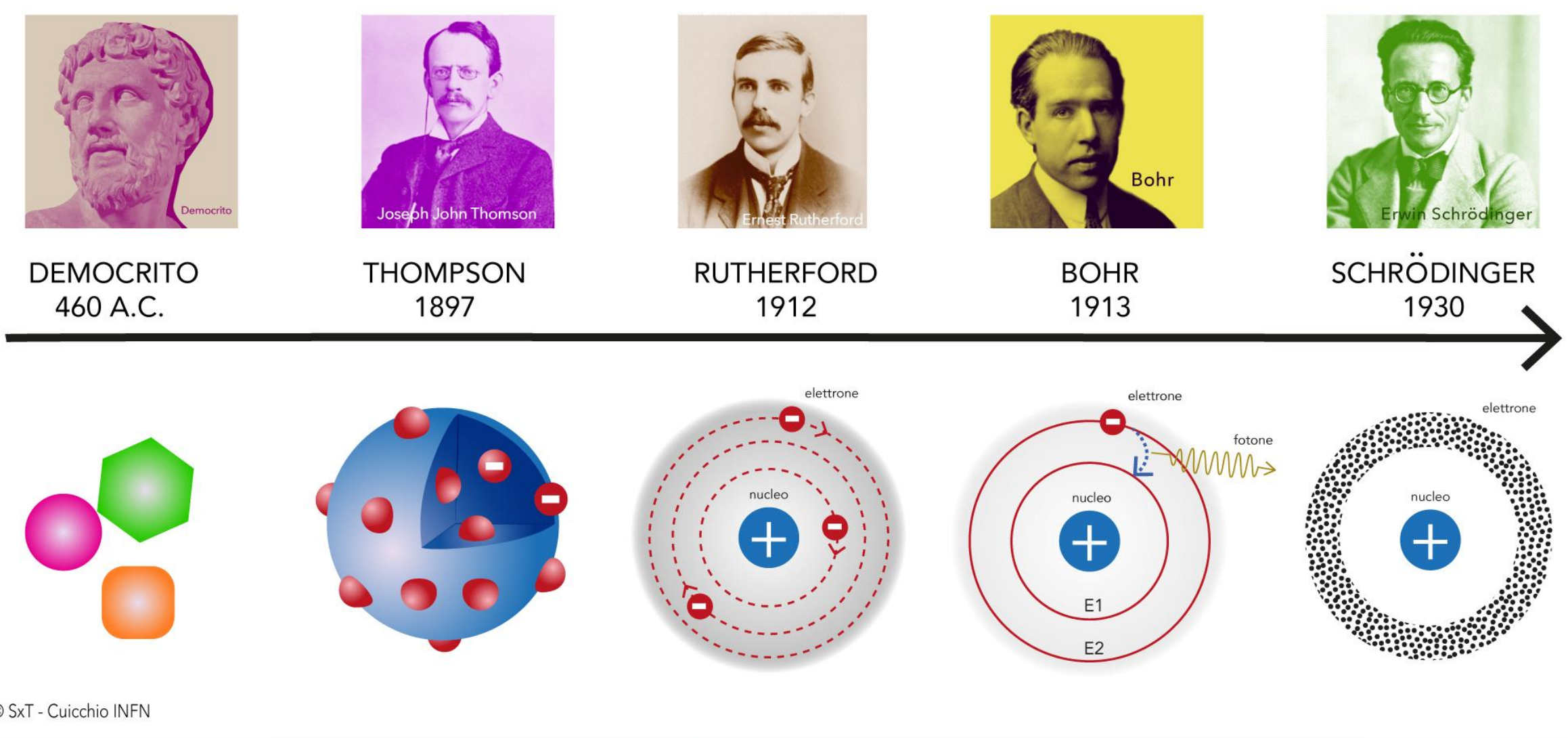
atomi o gruppi di atomi dotati di una o più cariche elettriche **positive** o **negative**

CATIONI

ANIONI



I Modelli Atomici



Il modello di Dalton (1808)

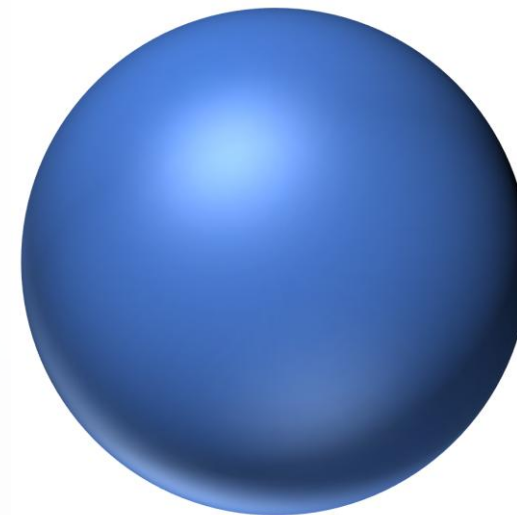
Lo scienziato inglese John Dalton formulò la prima **TEORIA ATOMICA** moderna della materia.

ATOMO

è la più piccola particella di un elemento che conserva tutte le proprietà chimiche dell'elemento stesso.

Caratteristiche

- Gli atomi di uno stesso elemento sono tutti **uguali tra loro**.
- Gli atomi sono considerati **indivisibili** e **indistruttibili**.

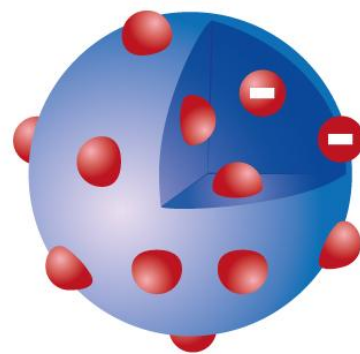


Il modello di Thomson (1904)

Il fisico inglese Joseph John Thomson scoprì gli **ELETTRONI** studiando i raggi catodici nei tubi a scarica di gas.

MODELLO A PANETTONE

L'atomo è una **sfera di carica positiva**, all'interno della quale sono dispersi gli **elettroni negativi**, in numero tale da neutralizzare la carica positiva.



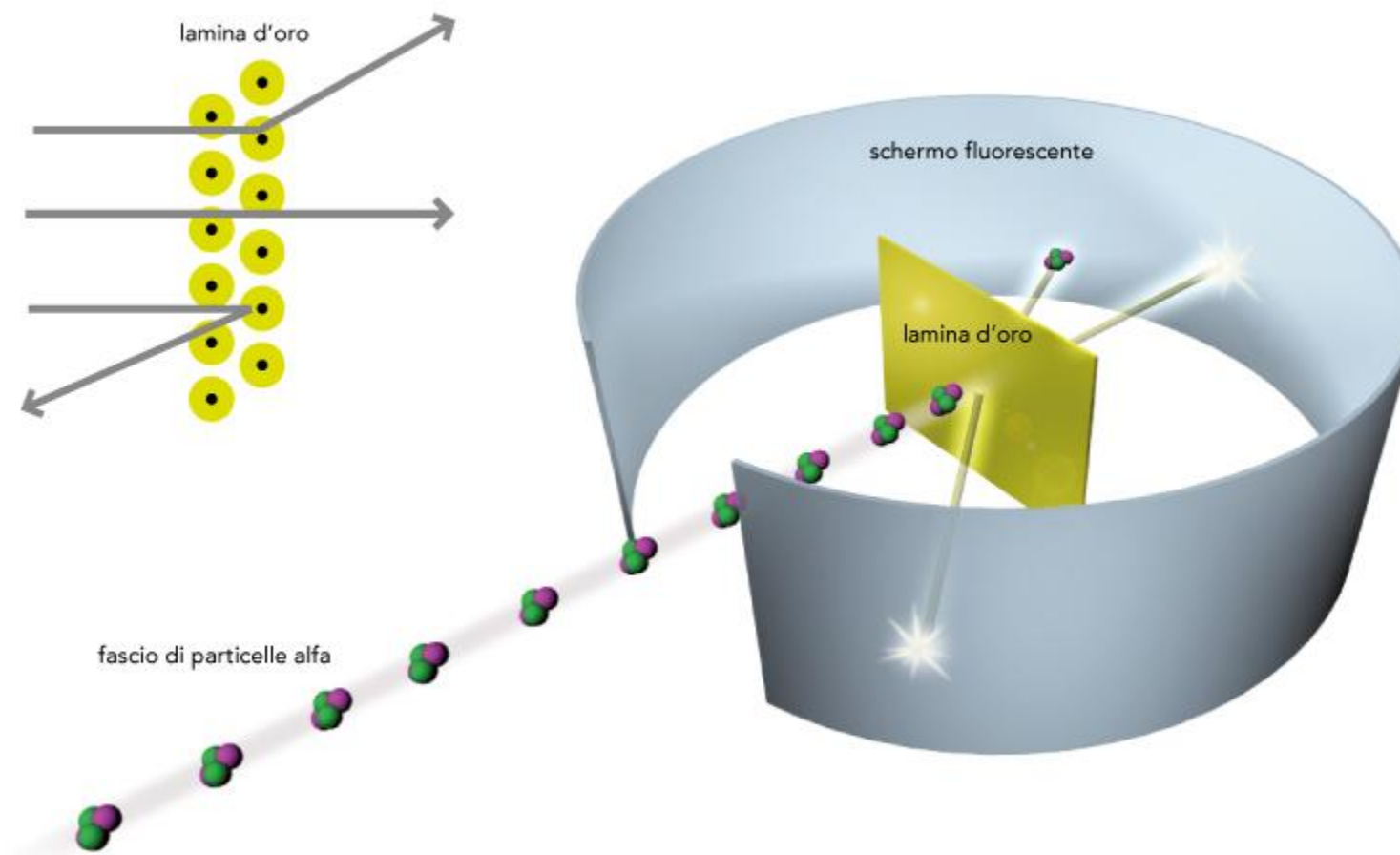
Il modello di Rutherford (1911)

Grazie agli studi sulla **radioattività** di Becquerel e dei Curie, il fisico Ernest Rutherford condusse un esperimento fondamentale bombardando una lamina d'oro con particelle α , osservando che

- La maggior parte delle particelle α passava indisturbata oltre la lamina.

- Solo un piccolo numero di particelle veniva deviato.

- Un numero piccolissimo di particelle (circa 1 su 8000) venivano respinte, come se avessero incontrato un muro denso e impenetrabile.

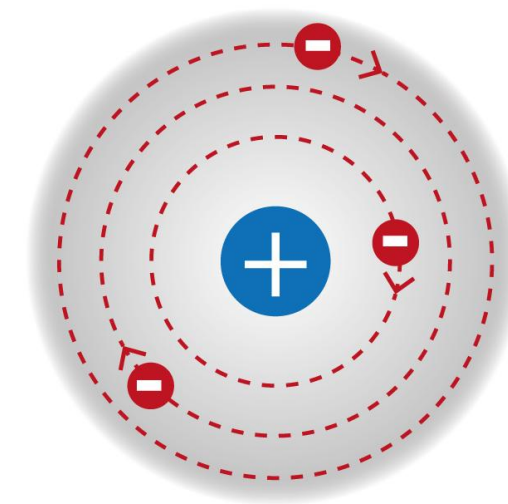


MODELLO NUCLEARE O PLANETARIO

L'atomo è costituito da un **nucleo** piccolissimo in cui è concentrata tutta la massa e la carica positiva, e da una parte esterna molto più grande e quasi vuota, dove si trovano gli **elettroni**.

Caratteristiche

- Il nucleo occupa meno dell'1% del volume dell'atomo
- L'atomo è nel 99% del volume essenzialmente vuoto
- Il nucleo contiene (quasi) tutta la massa.
- Gli elettroni ruotano su orbite definite, come pianeti attorno al Sole.

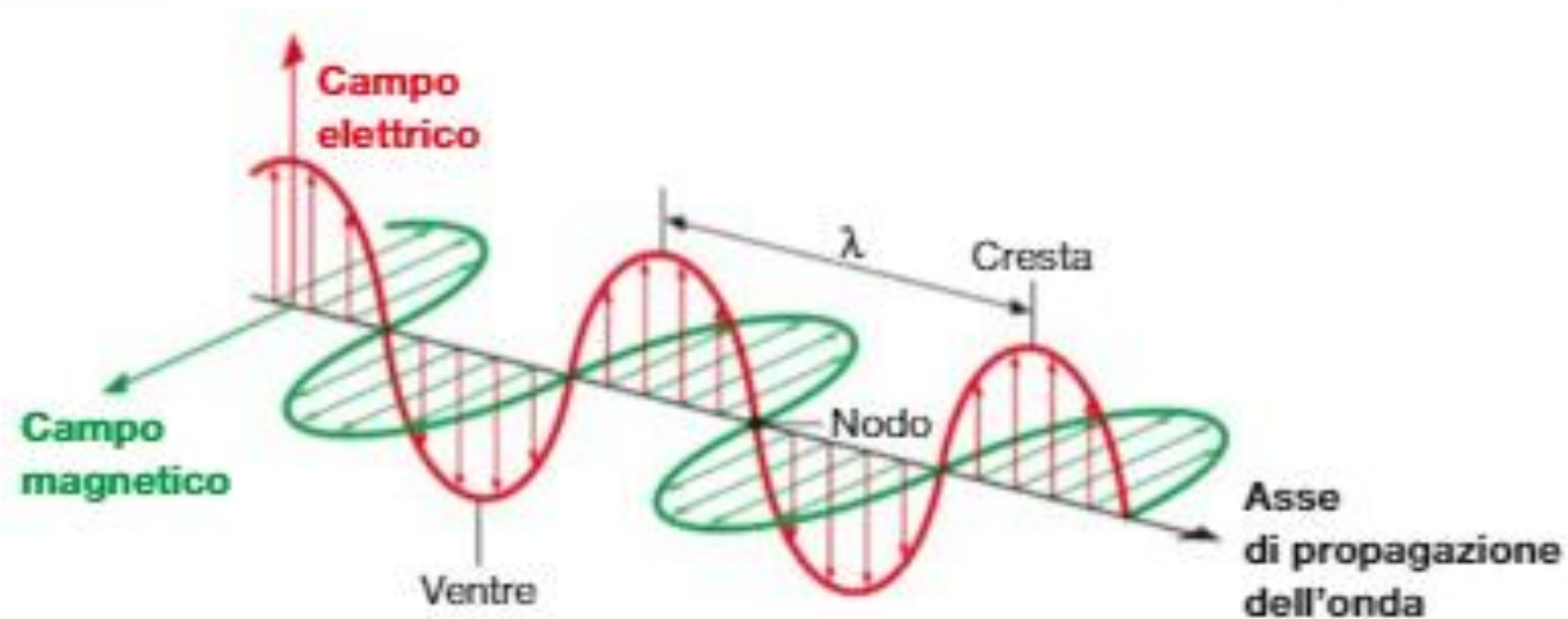


Scienza per tutti - INFN

⚠ **Problema del modello:** Secondo le leggi della fisica classica, gli elettroni dovrebbero rapidamente collassare sul nucleo, ma ciò non accade!

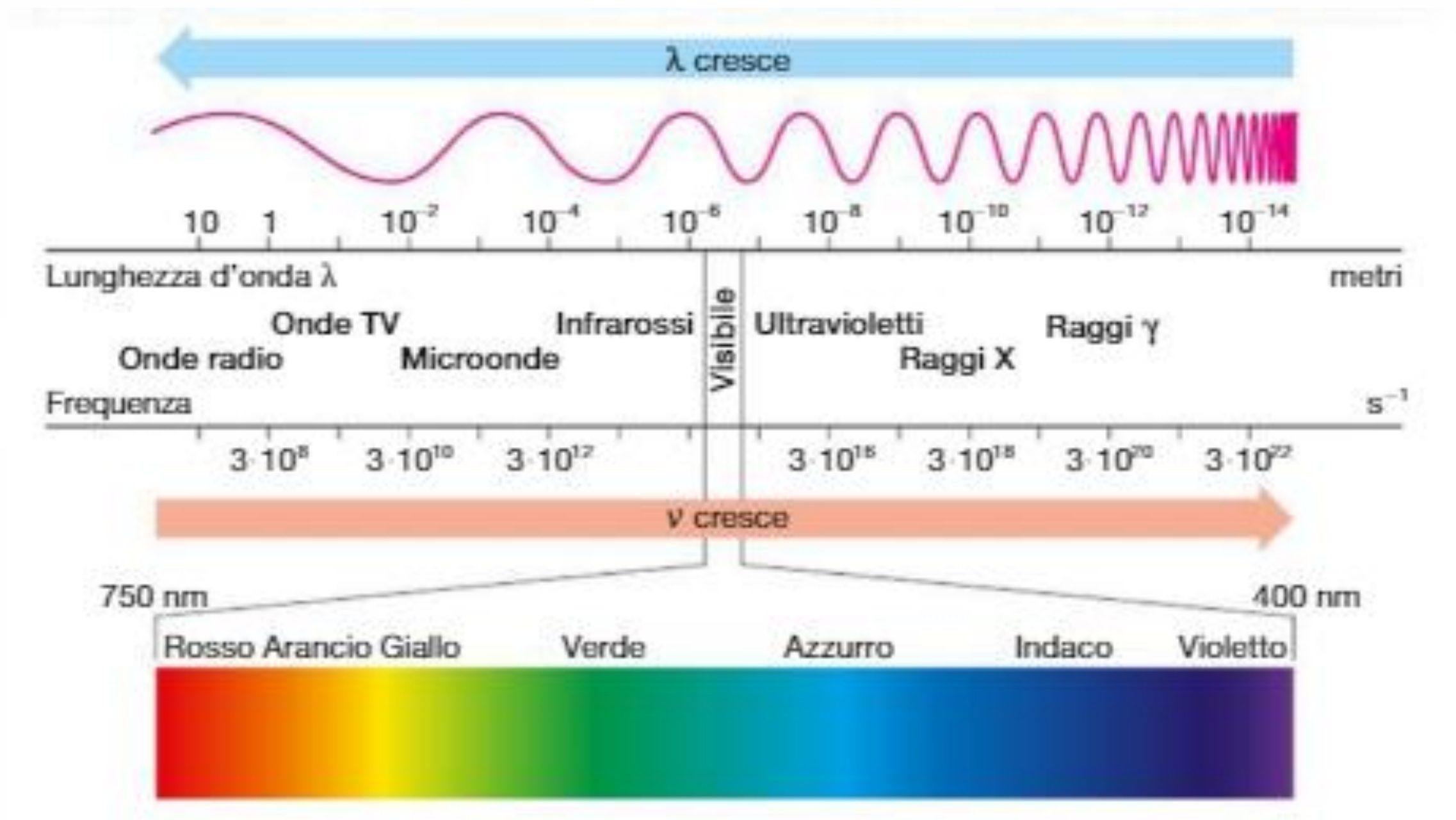
La radiazione elettromagnetica

Oggi sappiamo che ciò che, nel linguaggio comune, chiamiamo **luce** è un insieme particolare di **onde elettromagnetiche**, che si generano dall'oscillazione di un campo elettrico e di un campo magnetico su piani perpendicolari uno rispetto all'altro



Rippa, Macario, Pettinari, Tucci *Viaggio nella chimica* © Zanichelli editore 2021

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$



Teoria Quantistica

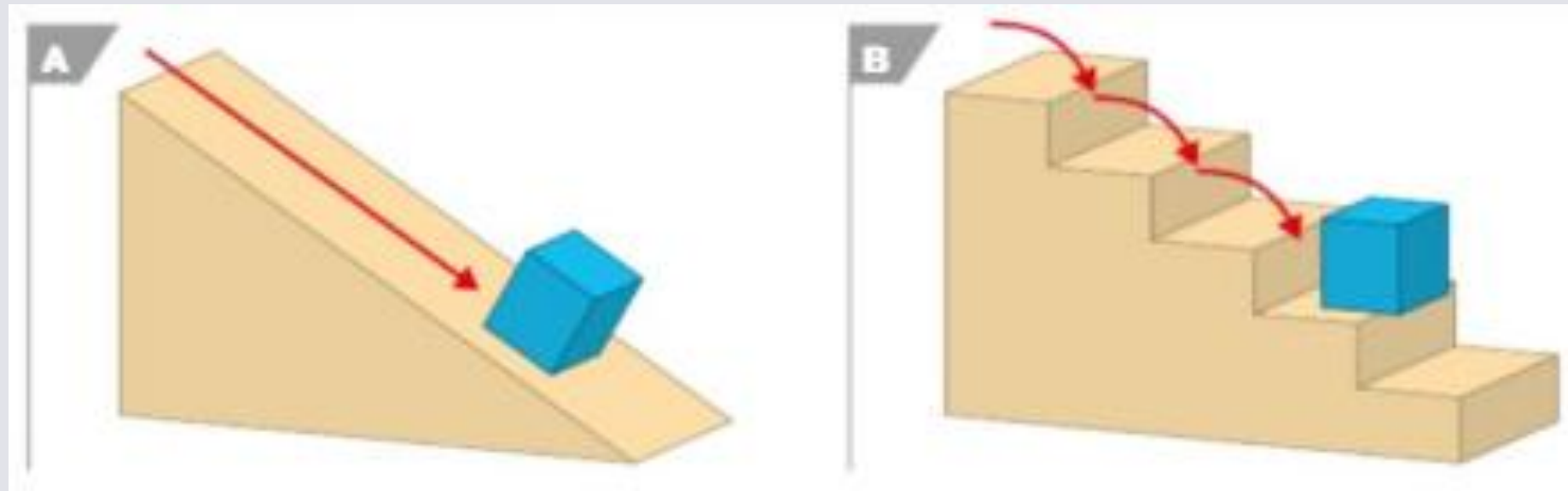
Le scoperte della fisica quantistica rivoluzionarono la comprensione della struttura atomica e della natura della luce.

Teoria Quantistica (Planck)

L'energia può essere trasferita solo in **quantità ben definite e discrete**, chiamate **QUANTI** o **fotoni**.

Ogni fotone trasporta energia che dipende dalla frequenza ν

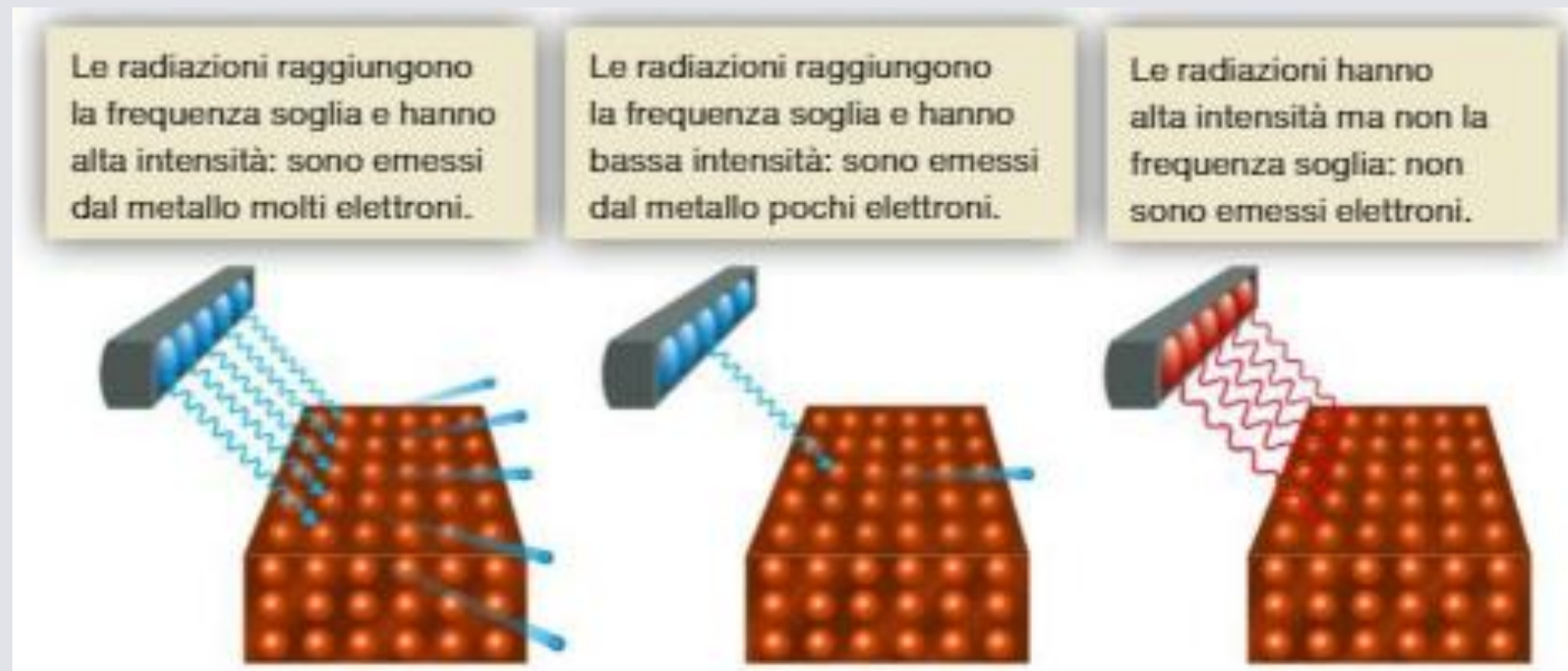
$$\text{Equazione di Planck} \rightarrow E = h \cdot \nu$$



Effetto fotoelettrico

Effetto Fotoelettrico (Einstein)

Una superficie metallica colpita da radiazione di opportuna frequenza rilascia elettroni.



Dualismo Onda-Particella

Max Planck e Albert Einstein avevano chiarito, infatti, la doppia natura della luce, De Broglie ha riunito le osservazioni in un unico concetto.

Il Dualismo onda-particella (De Broglie)

La luce ha una doppia natura:

- **ONDULATORIA:** quando la luce si propaga nello spazio presenta le caratteristiche di un'onda elettromagnetica;
- **CORPUSCOLARE:** quando interagisce con la materia mostra caratteristiche corpuscolari, ovvero la luce è costituita un insieme di pacchetti di energia elettromagnetica (quanti di luce o fotoni).

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c}$$

Il modello di Bohr (1913)

Applicando la teoria quantistica al modello nucleare di Rutherford, Niels Bohr elaborò un modello capace di spiegare le righe di emissione dell'idrogeno e risolvere il problema del collasso elettronico.

1

ORBITE STAZIONARIE

L'elettrone può percorrere solo **orbite permesse**, dette orbite stazionarie. Finché l'elettrone percorre un'orbita stazionaria, non assorbe né emette energia.

2

ENERGIA QUANTIZZATA

Ciascuna orbita stazionaria è dotata di una precisa quantità di energia: le orbite hanno cioè un'**energia quantizzata**.

3

STATO FONDAMENTALE

Quando l'elettrone percorre l'orbita con $n = 1$, l'atomo si trova nel suo **stato fondamentale** (minor energia). Con orbite superiori l'atomo è in stato eccitato.

4

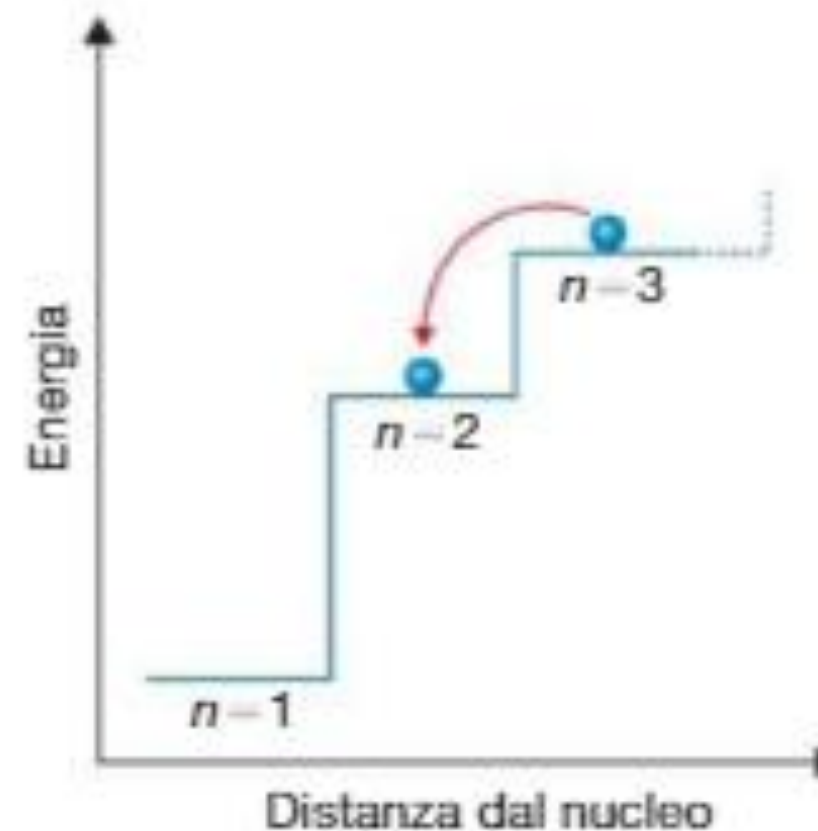
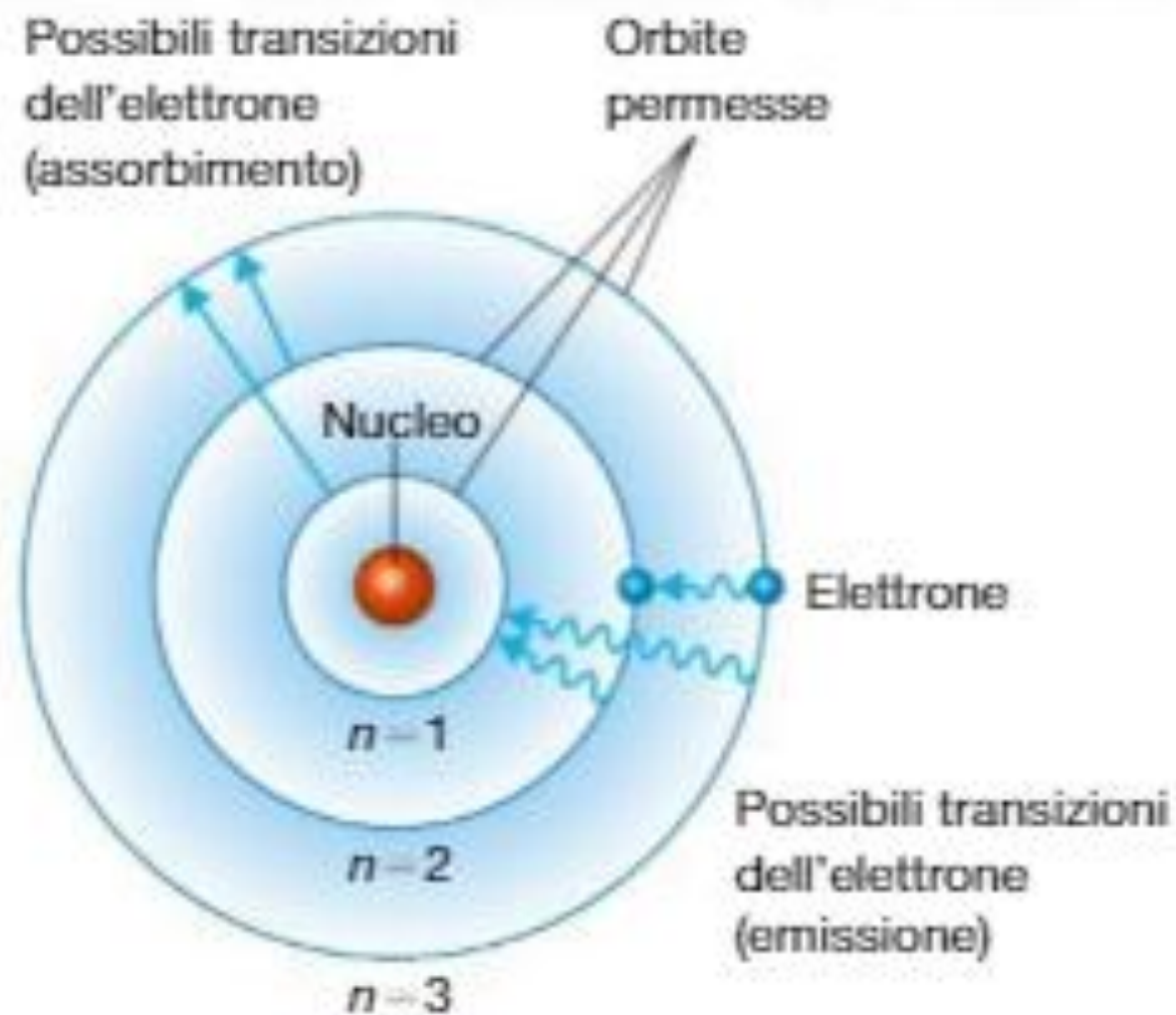
SALTO QUANTICO

Un elettrone può passare a un'orbita a energia maggiore solo assorbendo energia pari alla differenza tra le due orbite. Questo processo è detto **SALTO QUANTICO**.

5

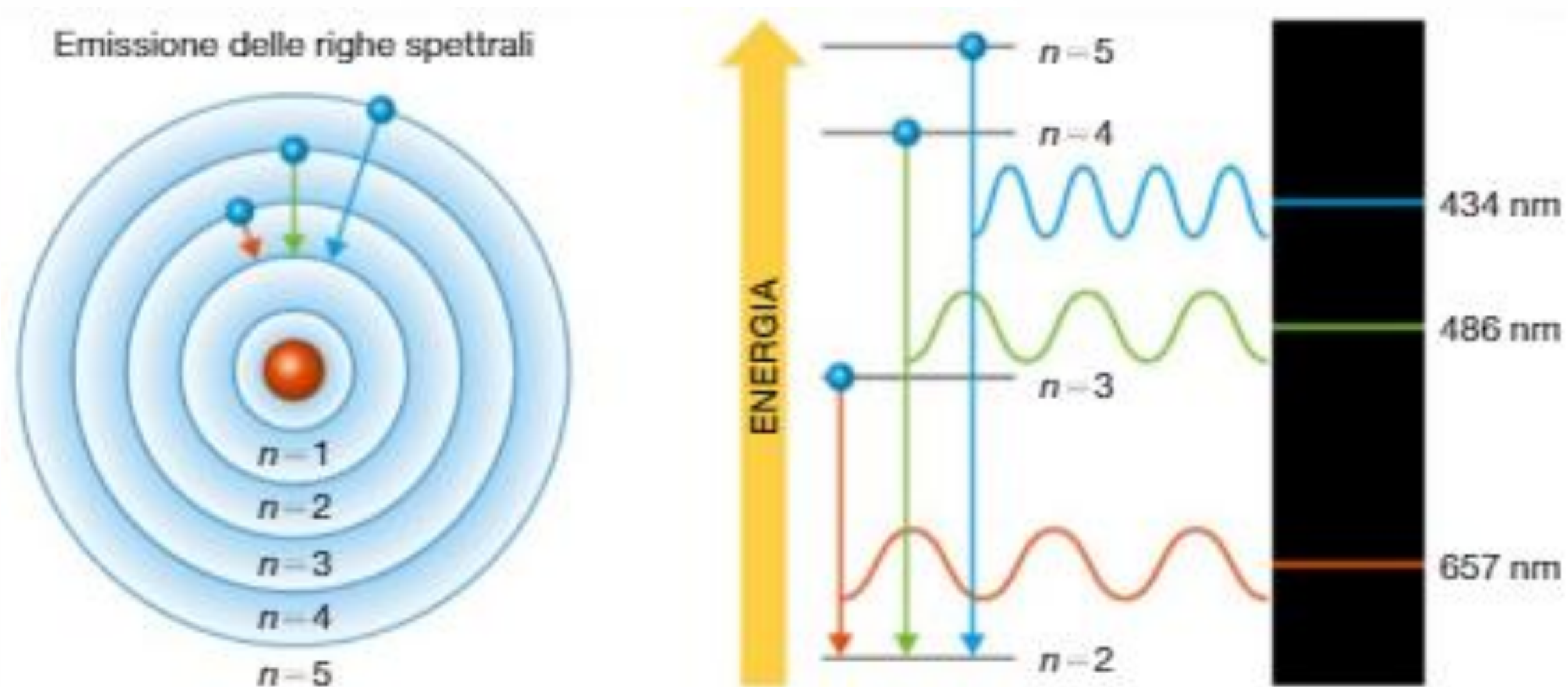
DISECCITAZIONE

L'elettrone in stato eccitato tende spontaneamente a tornare allo stato fondamentale. Nel processo riemette l'energia acquisita sotto forma di **fotone**, producendo le righe spettrali.



Rippa, Macario, Pettinari, Tucci *Viaggio nella chimica* © Zanichelli editore 2021

Nel modello di Bohr, le orbite dell'atomo di idrogeno sono quantizzate. Gli elettroni possono passare dallo stato fondamentale a quelli eccitati (assorbimento). Dagli stati eccitati tornano allo stato fondamentale (emissione) in un unico salto o in più salti, ognuno corrispondente a un diverso valore di energia.



Rippa, Macario, Pettinari, Tucci *Viaggio nella chimica* © Zanichelli editore 2021

Solo alcune delle transizioni che coinvolgono gli atomi di idrogeno causano l'emissione di fotoni nello spettro del visibile. Nell'immagine è riportata una porzione semplificata dello spettro a righe di emissione dell'atomo di idrogeno

Il principio di indeterminazione di Heisenberg e concetto di Orbitale

Heisenberg enunciò un principio fondamentale che cambiò radicalmente la visione della meccanica atomica.

Principio di INDETERMINAZIONE

Non è mai possibile conoscere **contemporaneamente** la posizione e la velocità di una particella come l'elettrone.

Non ha più senso quindi parlare di orbite perfettamente note. Si introduce il concetto di:

ORBITALE

la regione dello spazio in cui vi è almeno il **95% di probabilità** di trovare l'elettrone.

Il modello quantomeccanico (Schrödinger)

Il modello attuale dell'atomo si basa sui principi della meccanica quantistica e rappresenta la sintesi delle scoperte precedenti.

Dualismo onda-particella

Un elettrone, come un fotone, è contemporaneamente una particella e un'onda.

Descrizione probabilistica

Gli elettroni non si muovono lungo orbite prefissate, ma in regioni di spazio determinabili solo probabilisticamente (orbitali)

L'orbitale è la regione dello spazio intorno al nucleo dove c'è almeno il 95% di probabilità di trovare l'elettrone, ovvero dove l'elettrone passa almeno il 95% del tempo.

Movimento ed energia

Il movimento e lo stato energetico dell'elettrone definiscono le caratteristiche dell'orbitale.

I numeri quantici

L'orbita del modello deterministico viene sostituita dall'orbitale nel modello quantistico.

La **FUNZIONE D'ONDA** (soluzione dell'equazione di Schrödinger) contiene tre variabili dette **NUMERI QUANTICI**.

1

n = Numero quantico principale

Valori: $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots \infty$

Indica il **livello energetico** e la **dimensione** (raggio) dell'orbitale.

2

l = Numero quantico angolare

Valori: l va da 0 a (n - 1)

Indica la **forma** dell'orbitale (s, p, d, f).

3

m = Numero quantico magnetico

Valori: m va da -l a +l

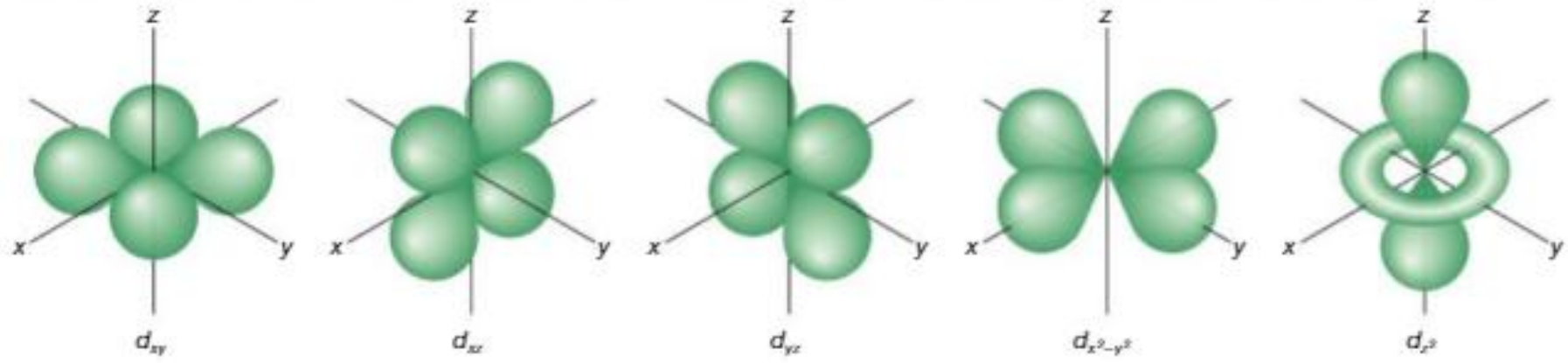
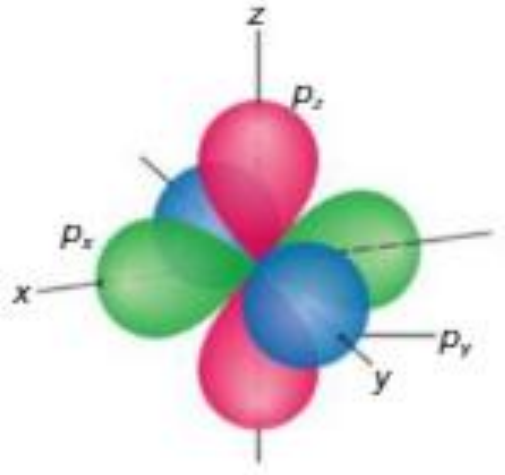
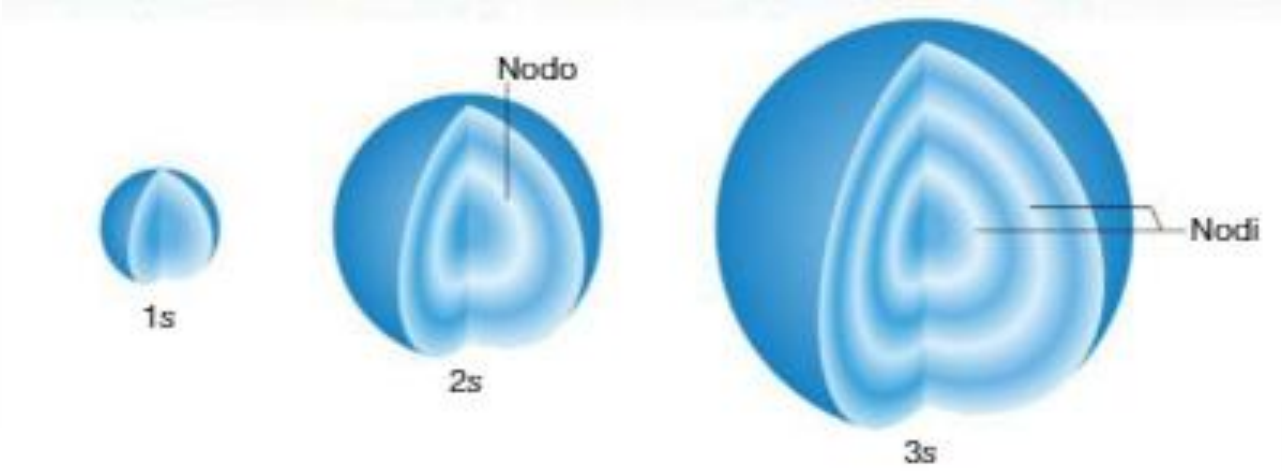
Indica l'**orientazione nello spazio** dell'orbitale.

4

m_s = Numero quantico di spin

Valori: $m_s = +\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

Indica il **verso di rotazione** dell'elettrone su se stesso.



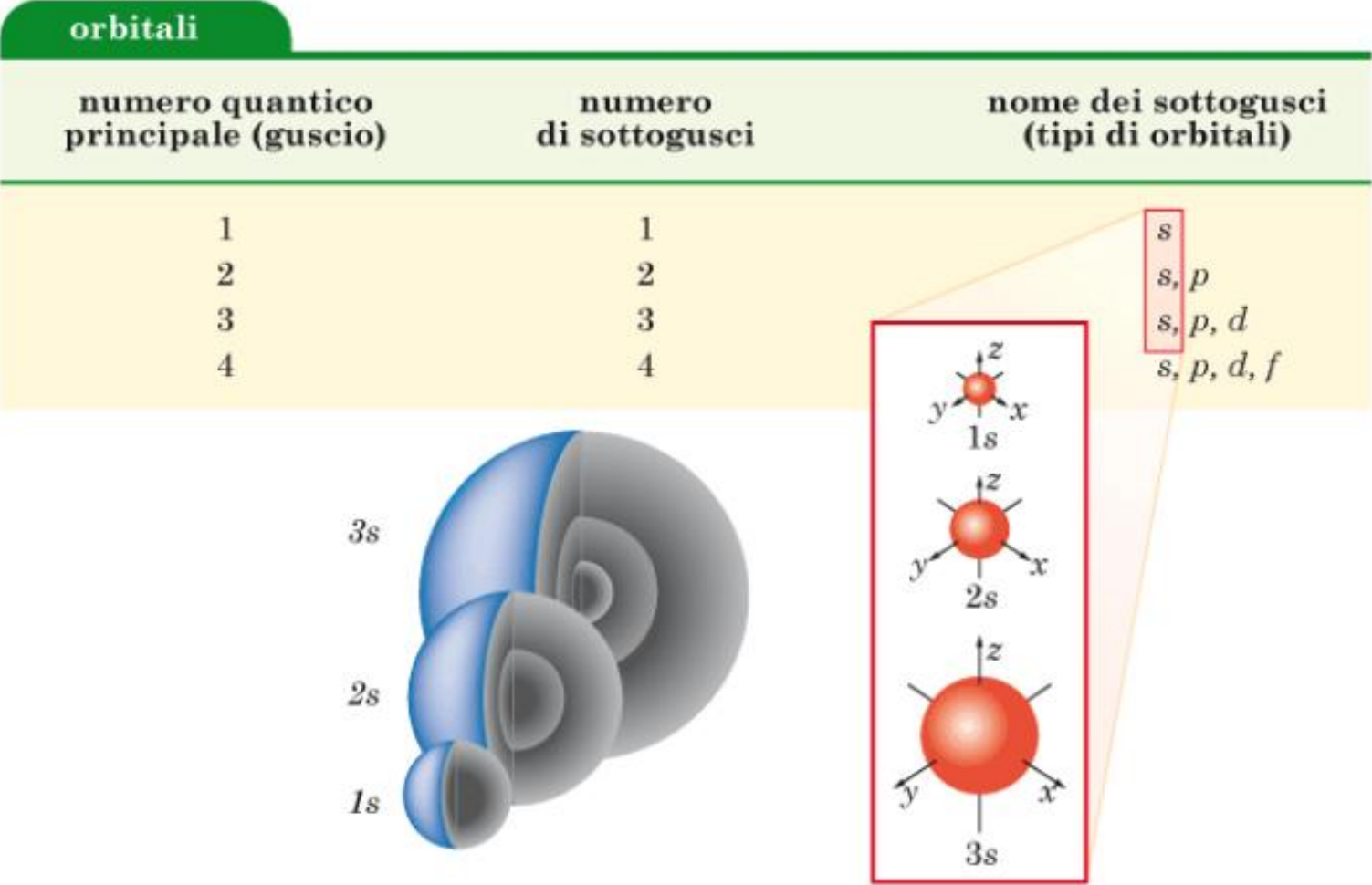


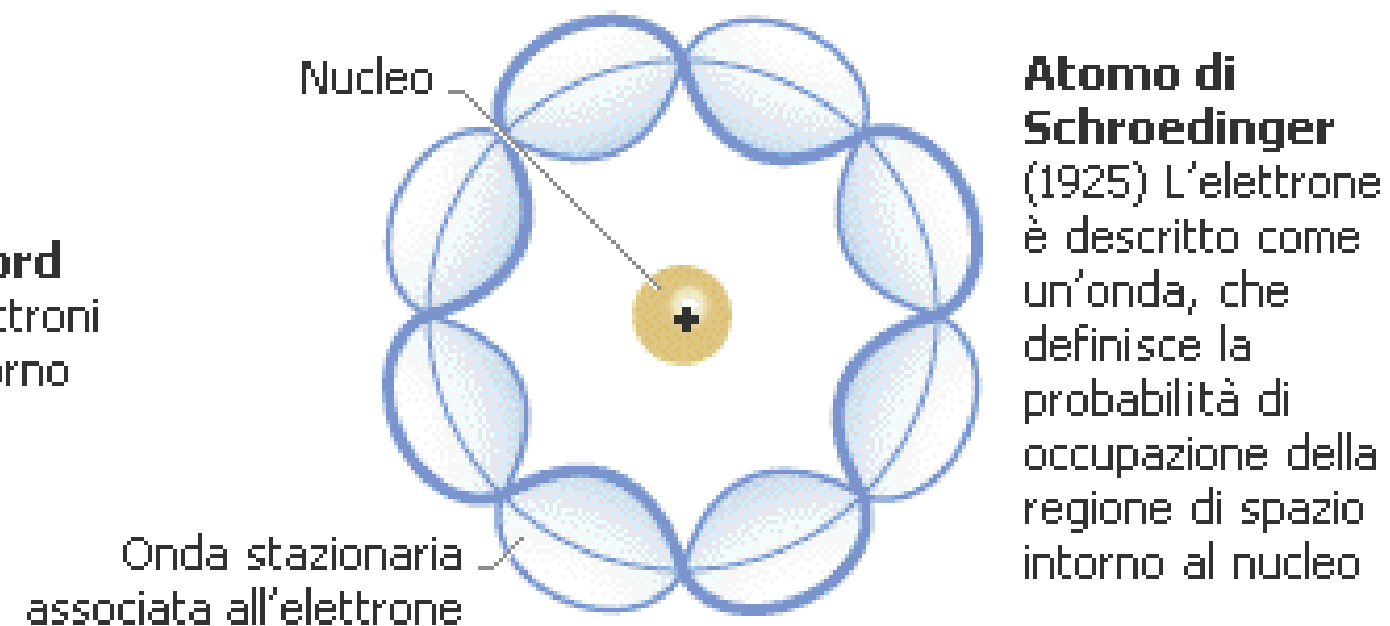
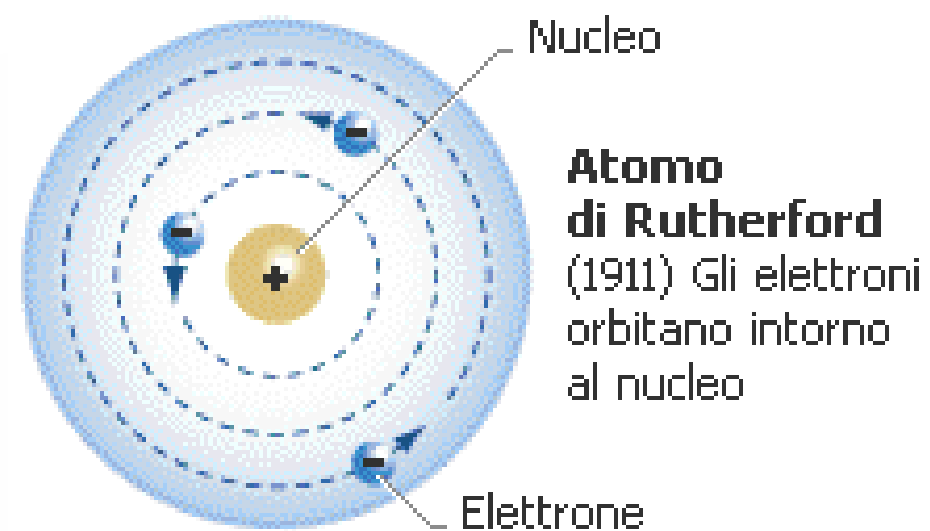
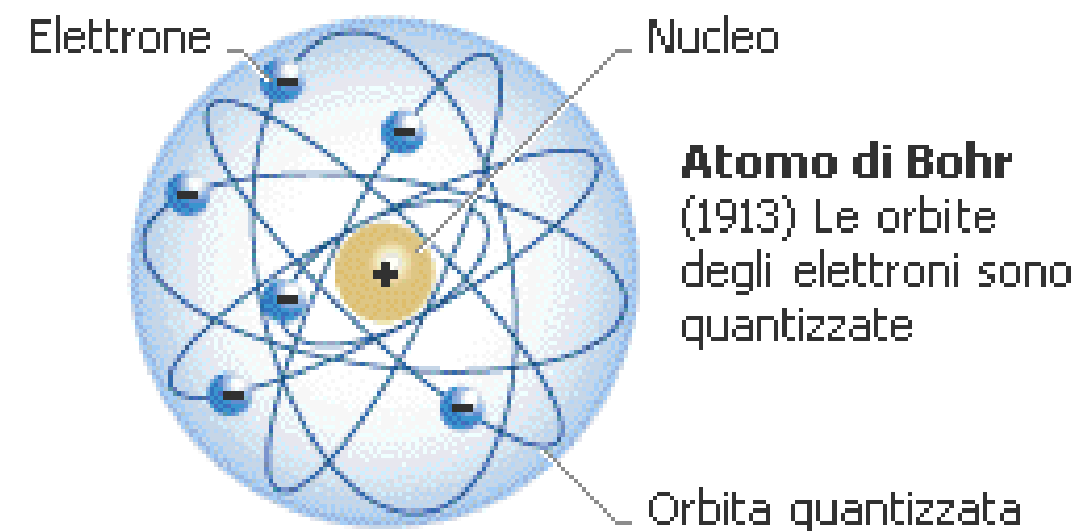
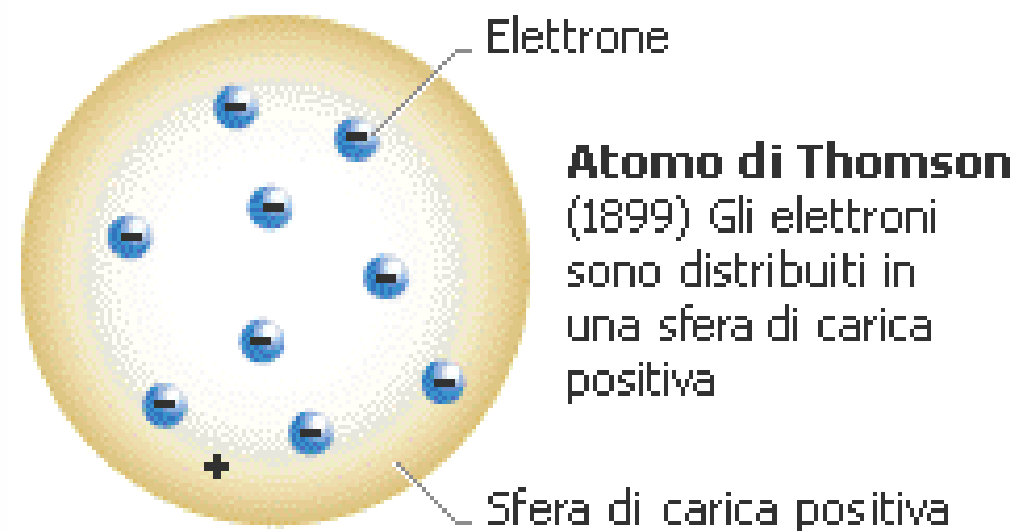
FIGURA 2.3
Correlazione tra numero
quantico principale,
numero di sottogusci e
tipi di orbitali.

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

■ ■ FIGURA 2.4

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

CONFRONTO TRA I MODELLI ATOMICI	
DALTON (1808)	Atomo come particella indivisibile e indeformabile
THOMSON (1904)	Sfera di carica positiva con elettroni dispersi (modello a panettone)
RUTHERFORD (1911)	Nucleo denso e positivo, elettroni in orbita (modello planetario)
BOHR (1913)	Orbite stazionarie con energia quantizzata, salti quantici
MODELLO QUANTOMECCANICO SCHRÖDINGER (1925-1927)	Orbitali come regioni probabilistiche, numeri quantici, principio di indeterminazione



La configurazione elettronica

Configurazione elettronica

Rappresenta la **disposizione degli elettroni negli orbitali in ordine di energia crescente**.

Le regole fondamentali della **Teoria del riempimento degli orbitali** sono tre:

1

Principio di Aufbau (*principio della minima energia*)

Si riempiono gli orbitali con il valore più basso del numero quantico n . Gli orbitali con energia più alta sono occupati solo quando quelli a energia minore sono pieni.

2

Principio di esclusione di Pauli

Ogni orbitale atomico può contenere **al massimo due elettroni** di spin opposto.

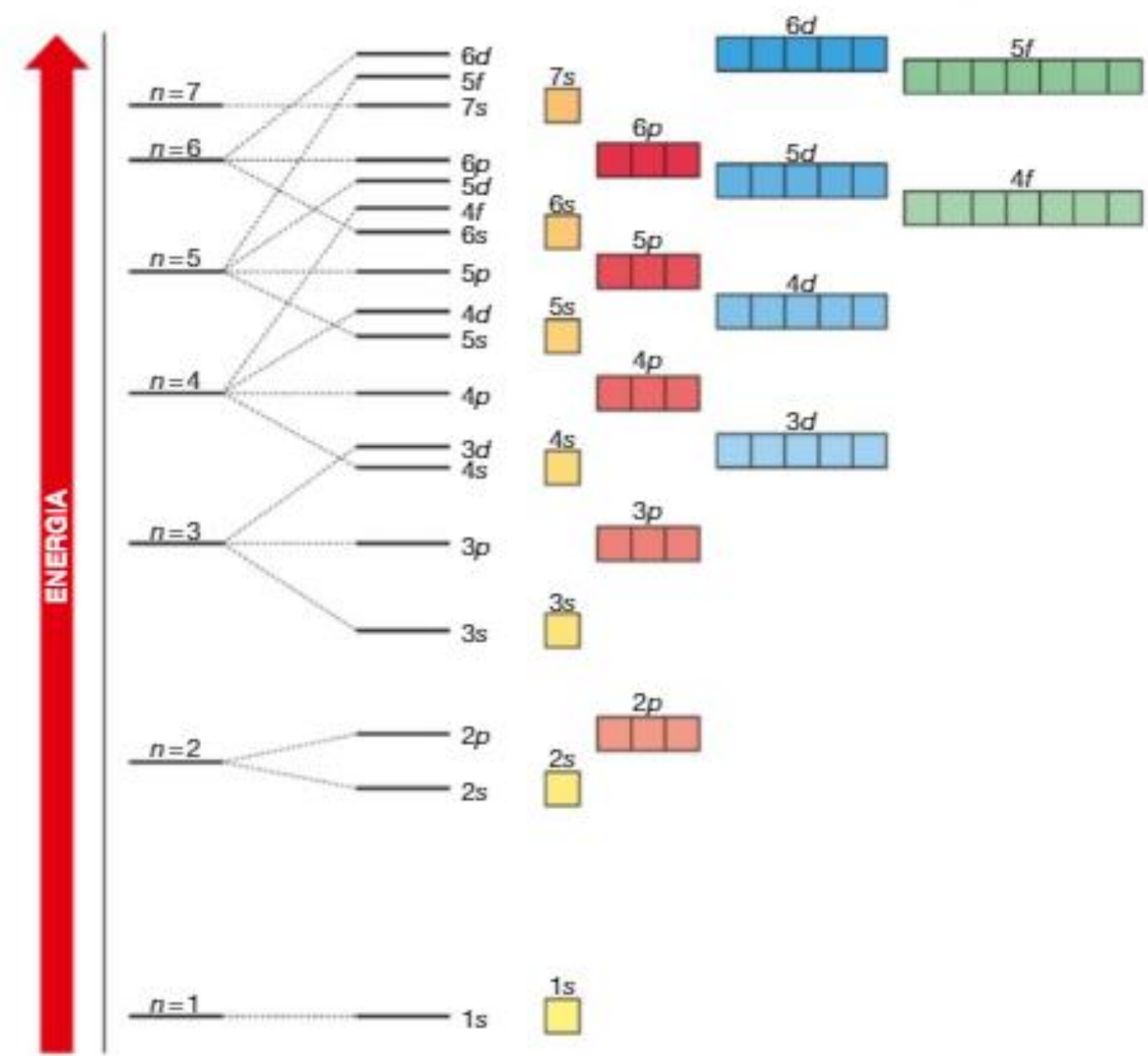
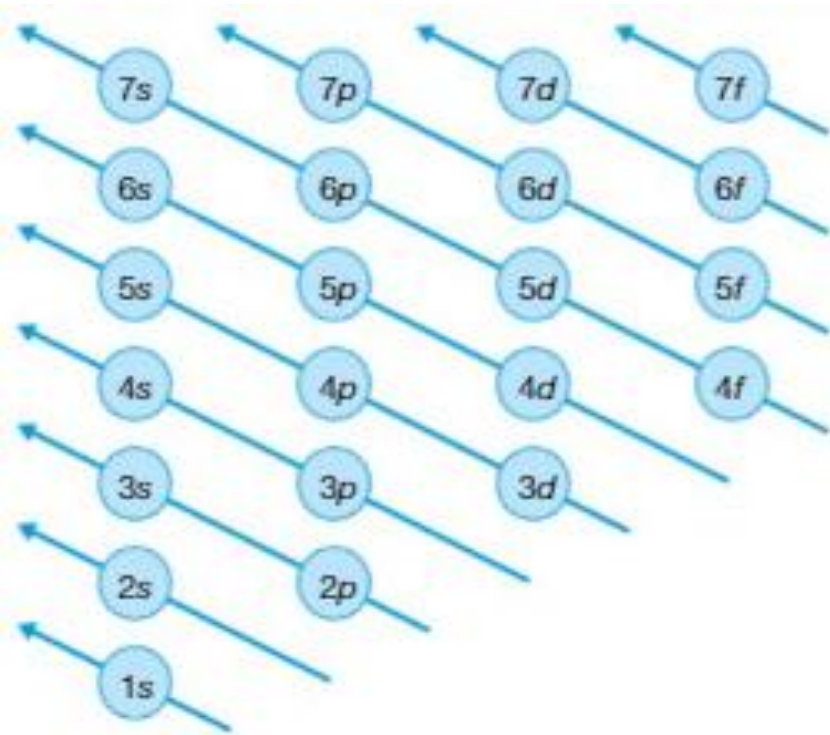
3

Regola di Hund

Negli orbitali isoenergetici (degeneri), gli elettroni si distribuiscono **singolarmente** con spin parallelo dando orbitali semipieni; poi eventuali altri elettroni si appaiano con spin antiparallelo.

Disposizione degli orbitali in base alla loro energia

La regola della diagonale



Piccola esercitazione

Scrivere la configurazione elettronica dei seguenti elementi

1 Boro

2 Carbonio

3 Azoto

4 Ossigeno

5 Fluoro

6 Neon

7 Sodio

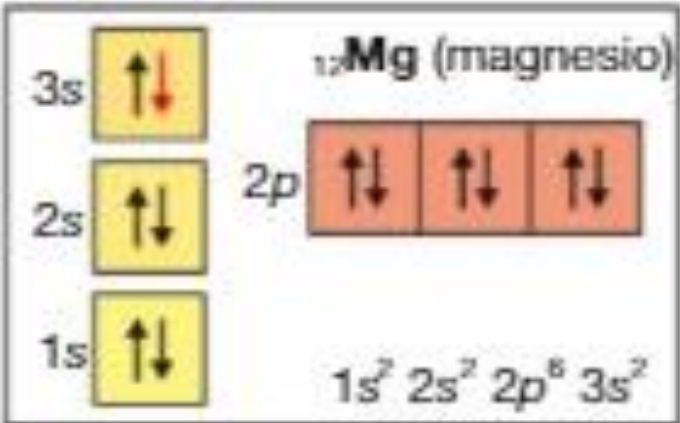
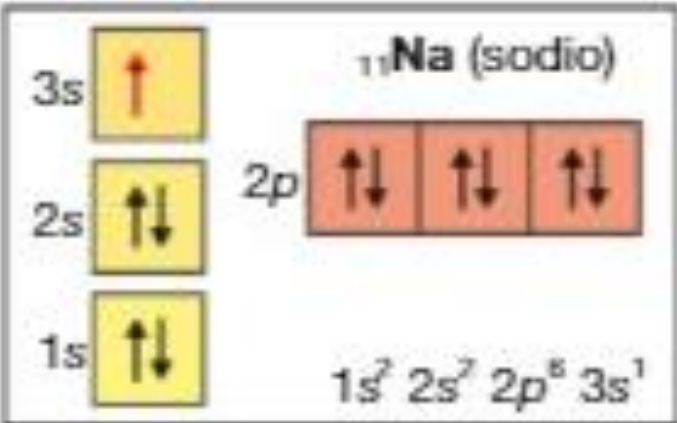
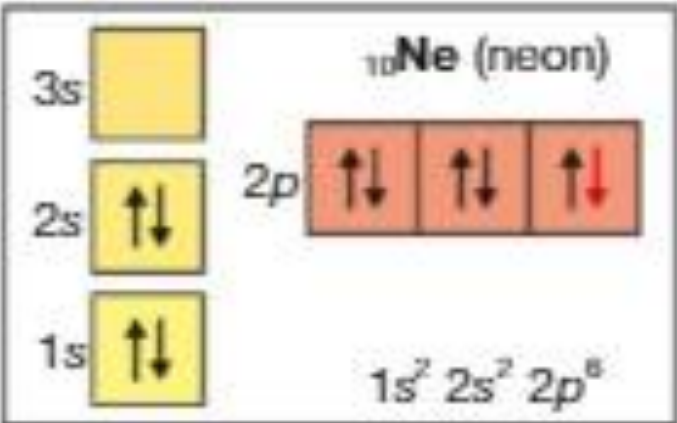
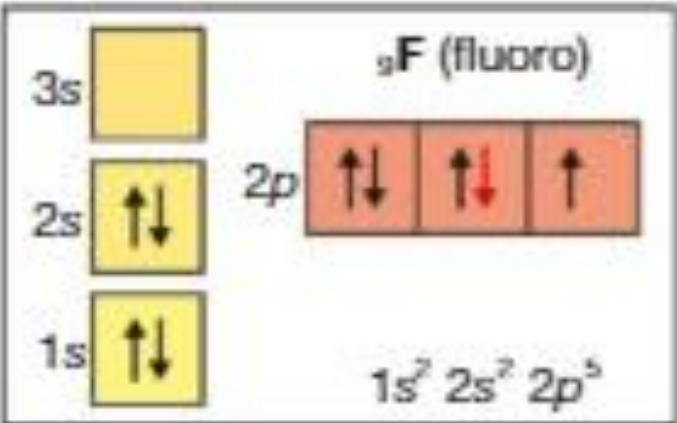
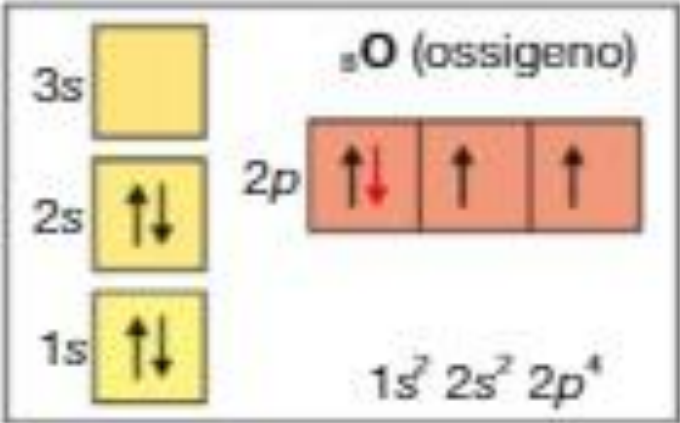
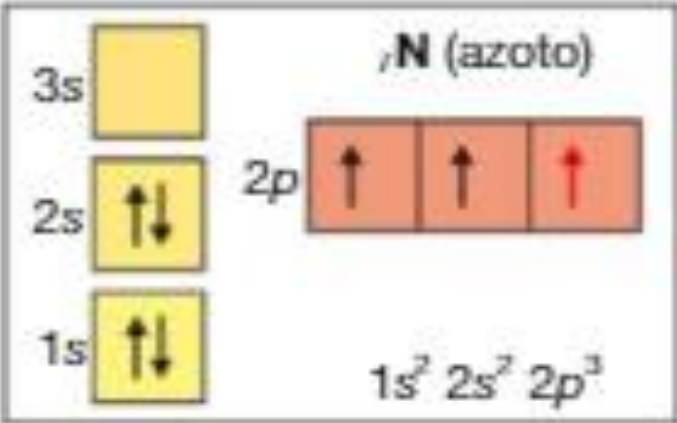
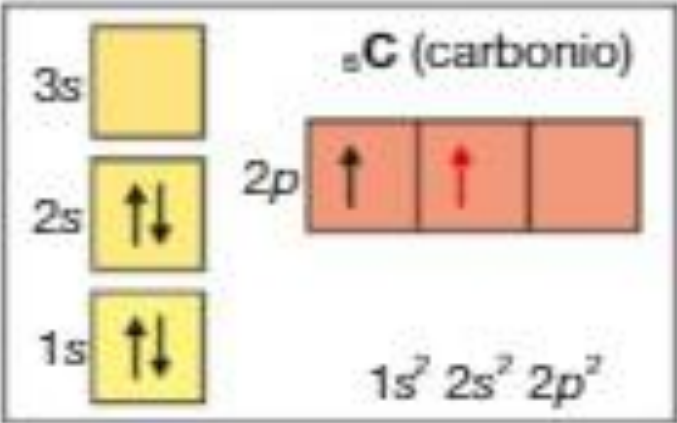
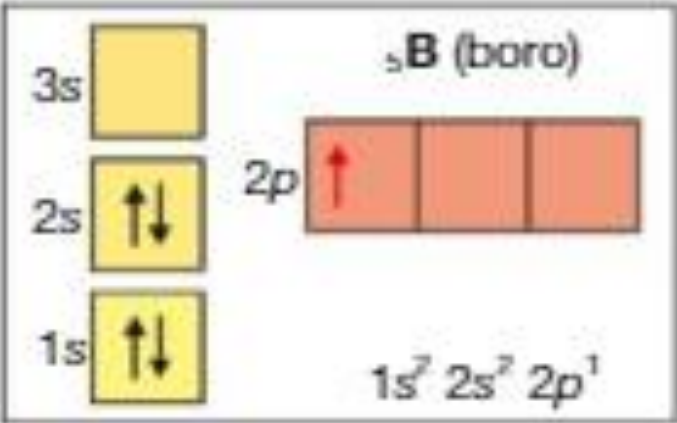
8 Magnesio

9 Potassio

10 Zolfo

11 Argon

12 Zinco



Elemento	Configurazione elettronica espansa	Configurazione elettronica condensata
Potassio (K, Z = 19)	1s [↑↓] 2s [↑↓] 2p [↑↓] [↑↓] [↑↓] 3s [↑↓] 3p [↑↓] [↑↓] [↑↓] 4s [↑]	[Ar] 4s ¹
Zolfo (S, Z = 16)	1s [↑↓] 2s [↑↓] 2p [↑↓] [↑↓] [↑↓] 3s [↑↓] 3p [↑↓] [↑] [↑]	[Ne] 3s ² 3p ⁴

Elemento	Configurazione elettronica espansa	Configurazione elettronica condensata
Argon (Ar, Z = 18)	1s [↑↓] 2s [↑↓] 2p [↑↓] [↑↓] [↑↓] 3s [↑↓] 3p [↑↓] [↑↓] [↑↓]	[Ne] 3s ² 3p ⁶
Zinco (Zn, Z = 30)	1s [↑↓] 2s [↑↓] 2p [↑↓] [↑↓] [↑↓] 3s [↑↓] 3p [↑↓] [↑↓] [↑↓] 4s [↑↓] 3d [↑↓] [↑↓] [↑↓] [↑↓] [↑↓]	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²

Concetti chiave per il TOLC

ARGOMENTO	CONCETTI CHIAVE
1. ATOMO	- L'atomo è la più piccola unità di un elemento che ne conserva le proprietà chimiche. - È formato da un nucleo (<i>protoni e neutroni</i>) e da una nube elettronica (<i>elettroni</i>). - Normalmente l'atomo è elettricamente neutro, ciò significa che il n° di e⁻ = n° di p⁺
2. PARTICELLE SUBATOMICHE	Protoni (+) e neutroni (privi di carica) si trovano nel <i>nucleo</i>, gli elettroni (-) occupano gli <i>orbitali</i>. - Protoni ed elettroni hanno carica uguale in valore assoluto ma di segno opposto.
3. NUMERO ATOMICO (Z)	- Il numero atomico Z è il numero di protoni nel <u>nucleo</u> e identifica univocamente un elemento chimico e ne determina le proprietà chimiche - In un atomo neutro coincide anche con il numero di elettroni.
4. NUMERO DI MASSA (A)	- Il numero di massa è la somma di protoni e neutroni. - I neutroni si calcolano con la relazione $A - Z$. - Gli isotopi hanno lo stesso numero atomico Z (stessi protoni) ma diverso numero di massa A (diversi neutroni).
5. MOLECOLE	- Una molecola è un insieme di due o più atomi uniti da legami chimici. - Può essere formata da atomi uguali (O₂) o diversi (H₂O).
6. IONI	- Uno ione è un atomo o una molecola che ha acquistato o perso elettroni. <i>Perdita di elettroni</i> → catione (+); <i>acquisto di elettroni</i> → anione (-).

 Concetti chiave per il TOLC

ARGOMENTO	CONCETTI CHIAVE
7. MODELLO ATOMICO DI DALTON	- La materia è costituita da atomi indivisibili. - L'atomo la più piccola unità che mantiene le proprietà dell'elemento. - Gli atomi di uno stesso elemento sono uguali tra loro e si combinano in rapporti semplici.
8. MODELLI ATOMICO DI THOMSON	- Introduce l'elettrone. - L'atomo è una sfera di carica positiva con elettroni immersi ("<i>modello a panettone</i>")
9. MODELLO ATOMICO DI RUTHERFORD	- L'atomo possiede un nucleo piccolo, denso e positivo. - La maggior parte del volume atomico è spazio vuoto.
10. MODELLO ATOMICO DI BOHR	- Introduce orbite stazionarie con energia quantizzata. - Gli elettroni occupano livelli energetici ben definiti. - Il passaggio tra orbite (salto quantico) comporta assorbimento o emissione di energia sotto forma di fotoni.
11. MODELLO ATOMICO DI SCHRÖDINGER (<i>quantomeccanico</i>)	Gli elettroni non percorrono orbite fisse ma occupano orbitali.

 Concetti chiave per il TOLC

ARGOMENTO	CONCETTI CHIAVE
12. ORBITALI	Il principio di Heisenberg ci dice che non possiamo conoscere contemporaneamente posizione e velocità dell'elettrone → l'orbitale rappresenta il luogo dove sia ha la massima probabilità di trovare un elettrone.
13. NUMERI QUANTICI	- Ogni terna di numeri quantici (n, l, m) individua un orbitale. - Ogni quaterna di numeri quantici (n, l, m, m_s) individua uno specifico elettrone di un atomo.
14. CONFIGURAZIONE ELETTRONICA	- La configurazione elettronica determina le proprietà chimiche dell'elemento. - Per scrivere la configurazione elettronica si applicano tre regole: → Aufbau: gli elettroni occupano prima gli orbitali a energia minore → Pauli: massimo 2 elettroni per orbitale, con spin opposto → Hund (prima si riempiono gli orbitali singolarmente, poi con il secondo elettrone)

Quante ne so?

1. Quale particella subatomica ha carica negativa?

- A. Protone.
- B. Neutrone.
- C. Elettrone.
- D. Nucleo.
- E. Fotone.

2. Il numero atomico Z indica:

- A. Il numero di neutroni.
- B. Il numero di elettroni.
- C. Il numero di protoni.
- D. La massa dell'atomo.
- E. Il numero di isotopi.

3. Gli isotopi di uno stesso elemento differiscono per:

- A. Il numero di protoni.
- B. Il numero di elettroni.
- C. Il numero atomico.
- D. Il numero di neutroni.
- E. Le proprietà chimiche.

4. Secondo il modello di Thomson, l'atomo è:

- A. Una sfera vuota con elettroni in orbita.
- B. Un nucleo con elettroni planetari.
- C. Una sfera di carica positiva con elettroni dispersi.
- D. Un nucleo senza elettroni.
- E. Un insieme di particelle separate.

5. L'esperimento di Rutherford dimostrò che:

- A. L'atomo è completamente pieno.
- B. Gli elettroni sono nel nucleo.
- C. L'atomo è quasi completamente vuoto con un nucleo denso.
- D. Non esistono particelle subatomiche.
- E. Il nucleo è negativo.

6. Un orbitale è:

- A. Un'orbita circolare dell'elettrone.
- B. La regione di spazio con almeno 95% di probabilità di trovare l'elettrone.
- C. Il nucleo dell'atomo.
- D. Una particella subatomica.
- E. Un tipo di elemento.

Soluzioni commentate

1. Quale particella subatomica ha carica negativa?

C. Elettrone.

Procedimento:

L'elettrone è l'unica particella subatomica fondamentale con **carica negativa (-1)**. I protoni hanno carica positiva (+1), mentre i neutroni sono elettricamente neutri.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: il protone ha carica **positiva**.

B è falsa: il neutrone non possiede carica elettrica.

D è falsa: il nucleo contiene protoni e neutroni e ha una carica complessivamente positiva, ma non è una particella subatomica.

E è falsa: il fotone è una particella della luce e non possiede carica elettrica.

2. Il numero atomico Z indica:

C. Il numero di protoni.

Procedimento:

Il **numero atomico (Z)** corrisponde sempre al **numero di protoni** presenti nel nucleo. In un atomo neutro coincide anche con il numero di elettroni.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: i neutroni si ricavano da $A - Z$.

B è falsa: coincide con Z solo negli atomi neutri, non negli ioni.

D è falsa: la massa è espressa dal **numero di massa (A)**, non dal numero atomico.

E è falsa: il numero atomico non indica il numero di isotopi di un elemento.

3. Gli isotopi di uno stesso elemento differiscono per:

D. Il numero di neutroni.

Procedimento

Gli **isotopi** sono atomi dello stesso elemento che hanno lo **stesso numero di protoni (stesso Z)**, ma un **diverso numero di neutroni**, e quindi un diverso numero di massa.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: se cambiasse il numero di protoni cambierebbe l'elemento.

B è falsa: gli isotopi neutri hanno lo stesso numero di elettroni.

C è falsa: il numero atomico è identico per tutti gli isotopi dello stesso elemento.

E è falsa: gli isotopi hanno proprietà chimiche simili; cambiano alcune proprietà fisiche.

Soluzioni commentate

4. Secondo il modello di Thomson, l'atomo è:

C. Una sfera di carica positiva con elettroni dispersi.

Procedimento:

Nel modello di **Thomson**, l'atomo è una sfera di carica positiva all'interno della quale sono immersi gli elettroni ("modello a panettone").

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: descrive in parte il modello di Bohr, non quello di Thomson.

B è falsa: il nucleo fu introdotto da Rutherford.

D è falsa: nel modello di Thomson sono presenti gli elettroni.

E è falsa: l'atomo è considerato un'unica struttura, non un insieme di particelle separate.

5. L'esperimento di Rutherford dimostrò che:

C. L'atomo è quasi completamente vuoto con un nucleo denso.

Procedimento:

L'esperimento della lamina d'oro dimostrò che la massa e la carica positiva dell'atomo sono concentrate in un **piccolo nucleo**, mentre la maggior parte del volume atomico è **spazio vuoto**.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: l'atomo non è completamente pieno.

B è falsa: gli elettroni si trovano attorno al nucleo.

D è falsa: l'esperimento confermò l'esistenza di una struttura interna dell'atomo.

E è falsa: il nucleo ha carica **positiva**.

6. Un orbitale è:

B. La regione di spazio con almeno 95% di probabilità di trovare l'elettrone.

Procedimento:

Secondo il modello di **Schrödinger**, un orbitale è la regione dello spazio in cui è più probabile trovare un elettrone.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: le orbite circolari appartengono al modello di Bohr, non al modello quantistico.

C è falsa: il nucleo contiene protoni e neutroni.

D è falsa: un orbitale non è una particella.

E è falsa: un orbitale non è un elemento chimico.

Quante ne so?

7. Quale affermazione sugli isotopi è corretta?

- A) Hanno lo stesso numero di massa
- B) Hanno diverso numero atomico
- C) Hanno lo stesso numero di protoni ma diverso numero di neutroni
- D) Hanno proprietà chimiche diverse
- E) Hanno diverso numero di elettroni

8. Secondo il modello di Bohr, quando un elettrone emette luce?

- A) Quando orbita stabilmente
- B) Quando passa da un'orbita a energia inferiore a una superiore
- C) Quando si trova nel nucleo
- D) Quando l'atomo è neutro
- E) Quando passa da un'orbita a energia superiore a una inferiore

9. Il numero quantico principale (n) indica:

- A) La forma dell'orbitale
- B) L'orientazione dell'orbitale
- C) Il livello energetico e la dimensione dell'orbitale
- D) Lo spin dell'elettrone
- E) Il numero di elettroni

10. Secondo il principio di Pauli:

- A) Gli elettroni si distribuiscono singolarmente
- B) Ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni
- C) Si riempiono prima gli orbitali a energia minore
- D) L'atomo è neutro
- E) Gli elettroni ruotano su orbite fisse

11. Il dualismo onda-particella significa che:

- A) La luce è solo un'onda
- B) L'elettrone è solo una particella
- C) La luce si comporta sia come onda che come particella
- D) L'atomo è divisibile
- E) Il nucleo è negativo

12. L'esperimento di Rutherford dimostrò che:

- A) L'atomo è pieno di materia
- B) Non esiste il nucleo
- C) L'atomo è quasi vuoto con un piccolo nucleo denso
- D) Gli elettroni sono fissi
- E) Il nucleo è negativo

Soluzioni commentate

7. Quale affermazione sugli isotopi è corretta?

C) Hanno lo stesso numero di protoni ma diverso numero di neutroni

Procedimento:

Gli **isotopi** sono atomi dello stesso elemento: hanno lo stesso **numero atomico (Z)**, ma differiscono per il numero di **neutroni**, e quindi per il numero di massa.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: gli isotopi hanno **numero di massa diverso**.

B è falsa: hanno lo **stesso numero atomico**.

D è falsa: hanno proprietà chimiche molto simili.

E è falsa: negli atomi neutri hanno lo stesso numero di elettroni.

8. Secondo il modello di Bohr, quando un elettrone emette luce?

E) Quando passa da un'orbita a energia superiore a una inferiore

Procedimento:

Nel modello di **Bohr**, un elettrone **emette energia sotto forma di luce** quando passa da un livello energetico più alto a uno più basso.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: un elettrone in un'orbita stabile non emette energia.

B è falsa: il passaggio a un livello superiore richiede **assorbimento** di energia.

C è falsa: gli elettroni non si trovano nel nucleo.

D è falsa: l'emissione di luce non dipende dal fatto che l'atomo sia neutro.

9. Il numero quantico principale (n) indica:

C) Il livello energetico e la dimensione dell'orbitale

Procedimento:

Il **numero quantico principale (n)** identifica il **livello energetico** occupato dall'elettrone e fornisce informazioni sulla **dimensione dell'orbitale**.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: la forma dell'orbitale è descritta dal **numero quantico secondario (l)**.

B è falsa: l'orientazione è descritta dal **numero quantico magnetico (m)**.

D è falsa: lo spin è descritto dal **numero quantico di spin (ms)**.

E è falsa: il numero quantico principale non indica il numero di elettroni.

Soluzioni commentate

10. Secondo il principio di Pauli:

B) Ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni

Procedimento:

Il principio di esclusione di Pauli afferma che in uno stesso orbitale possono trovarsi al massimo **due elettroni con spin opposto**.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: descrive la regola di Hund.

C è falsa: descrive il principio di Aufbau.

D è falsa: non riguarda il principio di Pauli.

E è falsa: fa riferimento al modello di Bohr.

11. Il dualismo onda-particella significa che:

C) La luce si comporta sia come onda che come particella

Procedimento:

Il dualismo onda-particella afferma che la luce (e anche la materia a livello microscopico) può manifestare proprietà sia ondulatorie sia corpuscolari.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: la luce non è solo un'onda.

B è falsa: anche gli elettroni mostrano proprietà ondulatorie.

D è falsa: non riguarda il dualismo onda-particella.

E è falsa: il nucleo possiede carica positiva.

12. L'esperimento di Rutherford dimostrò che:

C) L'atomo è quasi vuoto con un piccolo nucleo denso

Procedimento:

Con l'esperimento della lamina d'oro, Rutherford osservò che la maggior parte delle particelle α attraversava la lamina senza deviazioni, dimostrando che l'atomo è quasi interamente spazio vuoto e che la massa è concentrata in un piccolo nucleo centrale.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: l'atomo non è pieno di materia.

B è falsa: l'esperimento portò proprio alla scoperta del nucleo.

D è falsa: non fornì informazioni sulla fissità degli elettroni.

E è falsa: il nucleo ha carica positiva.