

Bar Mary  
(Rossella)

081 776 1179

whatsapp

333 722 7361

(AULA BETTINI)

# Lezione 2

Nome TEAM: SGM 2023

link al TEAM:

<https://teams.microsoft.com/l/team/19%3a5yRkfarojzx62oIZ2RzGoZl1itio8IJUqIWRyvOV39c1%40thread.tacv2/conversations?groupId=642137cc-7ce9-4df5-9875-7a912ea095e9&tenantId=2fcfe26a-bb62-46b0-b1e3-28f9da0c45fd>

Codice del team: f6f19jn

2.2

- Come viene classificata la materia

2.4

- Da cosa sono composti gli atomi

2.5

- La Tavola Periodica

2.6

- Come sono disposti gli elettroni in un atomo

2.7

- Correlazione tra configurazione elettronica e posizione degli elementi nella tavola periodica

2.8

- Cos'è una proprietà periodica

## 2.2

- Come viene classificata la materia

La materia: qualsiasi cosa che ha una massa e occupa spazio.

### **SOSTANZE PURE**

Un **elemento** è una sostanza (ad es. carbonio, idrogeno, ferro) costituita da atomi identici tra loro.

Un **composto** è una sostanza pura costituita da due o più elementi in un **rapporto stechiometrico ben definito**.

Es. l'acqua è un composto costituito da idrogeno e ossigeno, mentre il sale da cucina è un composto costituito da sodio e cloro.

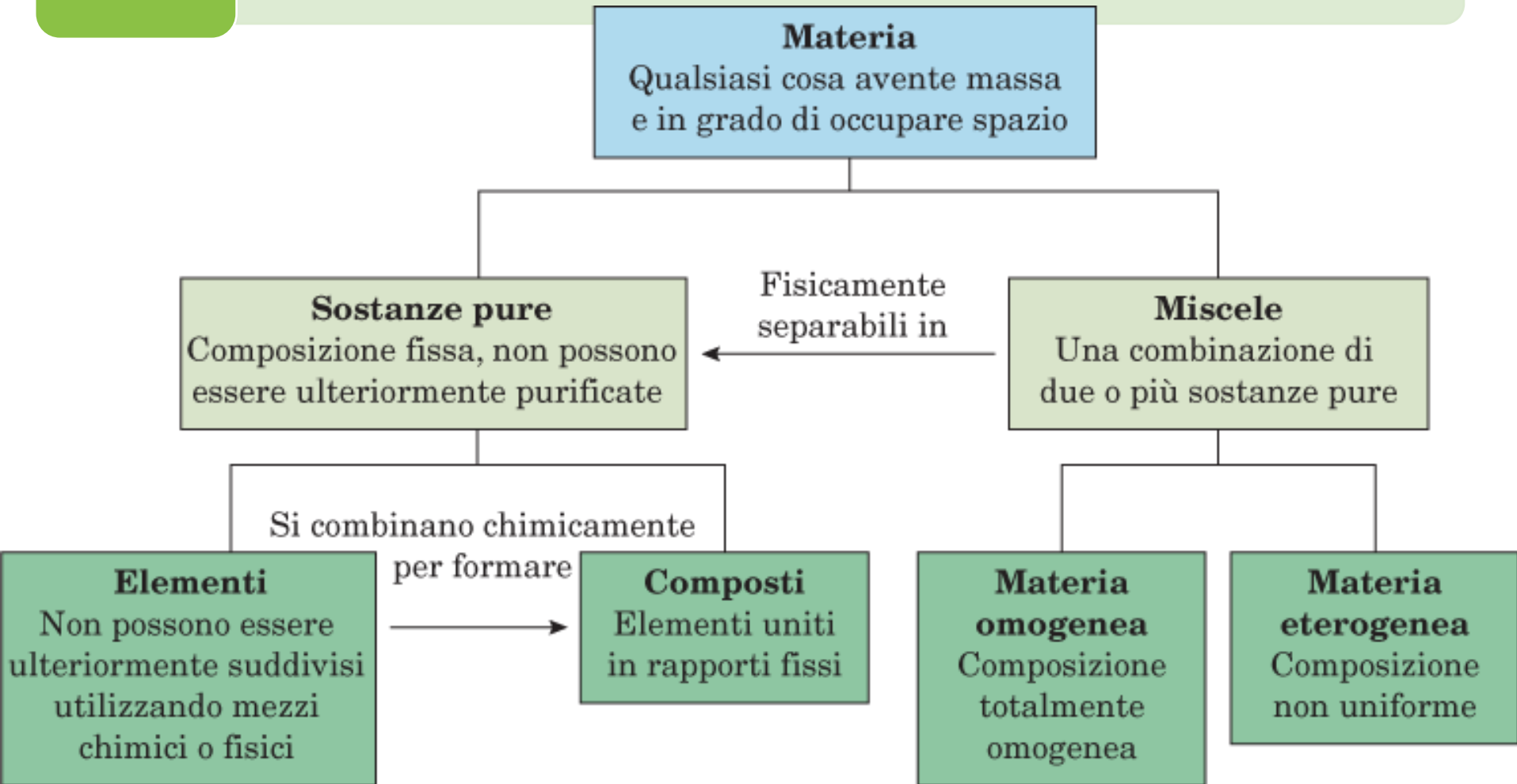
### **MISCELE**

Una combinazione di due o più sostanze pure.

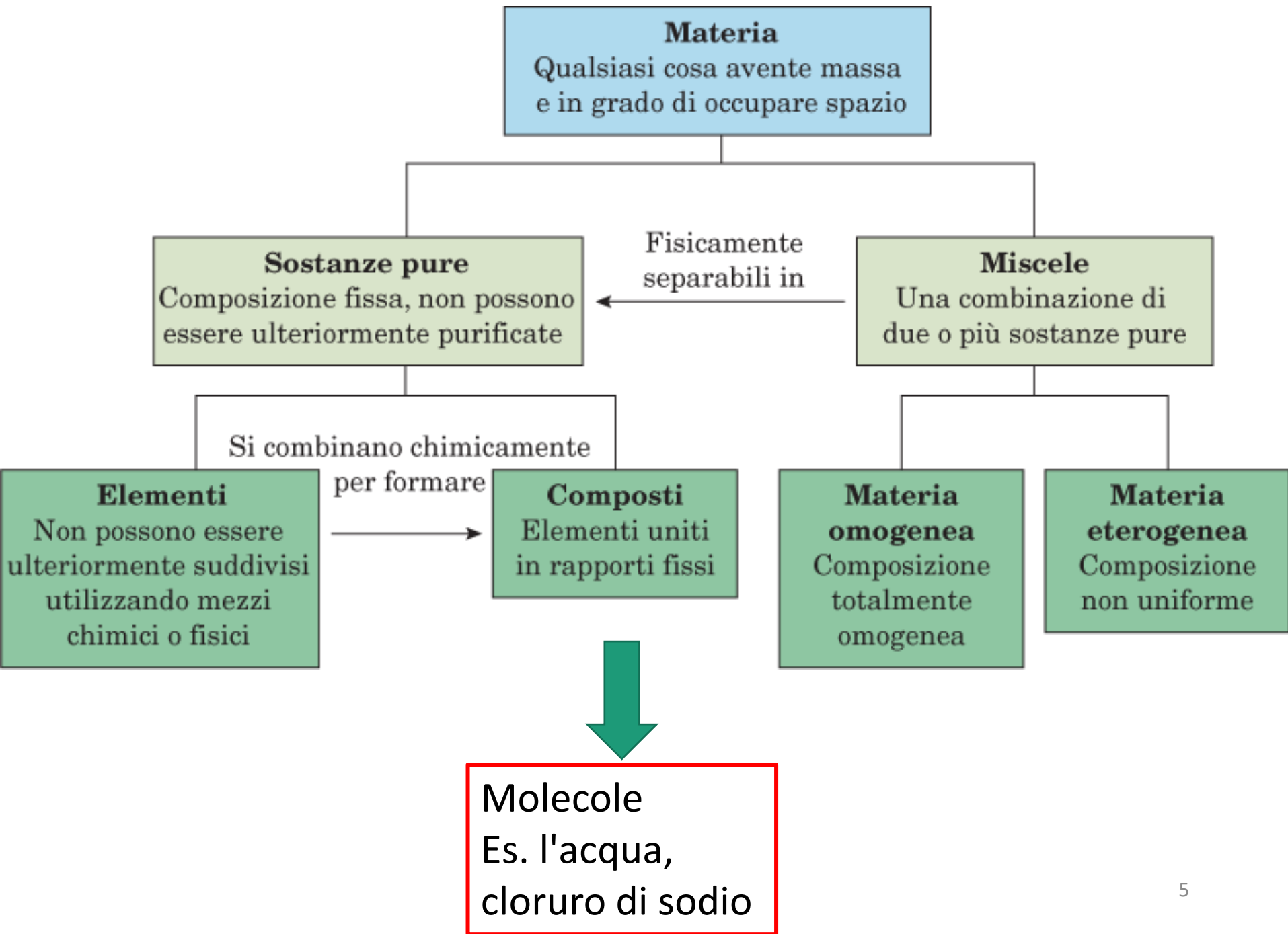
Proporzioni variabili

## 2.2

- Come viene classificata la materia

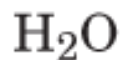


es. carbonio,  
idrogeno, ferro



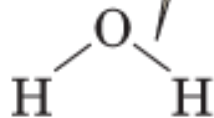
# Molecole: l'acqua e sue varie rappresentazioni

La molecola è composta da 2 atomi di idrogeno e 1 di ossigeno



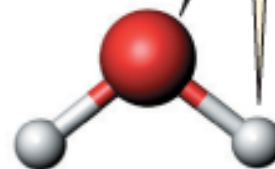
Formula molecolare  
o formula bruta

Le linee rappresentano i legami esistenti tra gli atomi



Formula  
di struttura

Ogni elemento viene rappresentato con una struttura sferica di differente colore

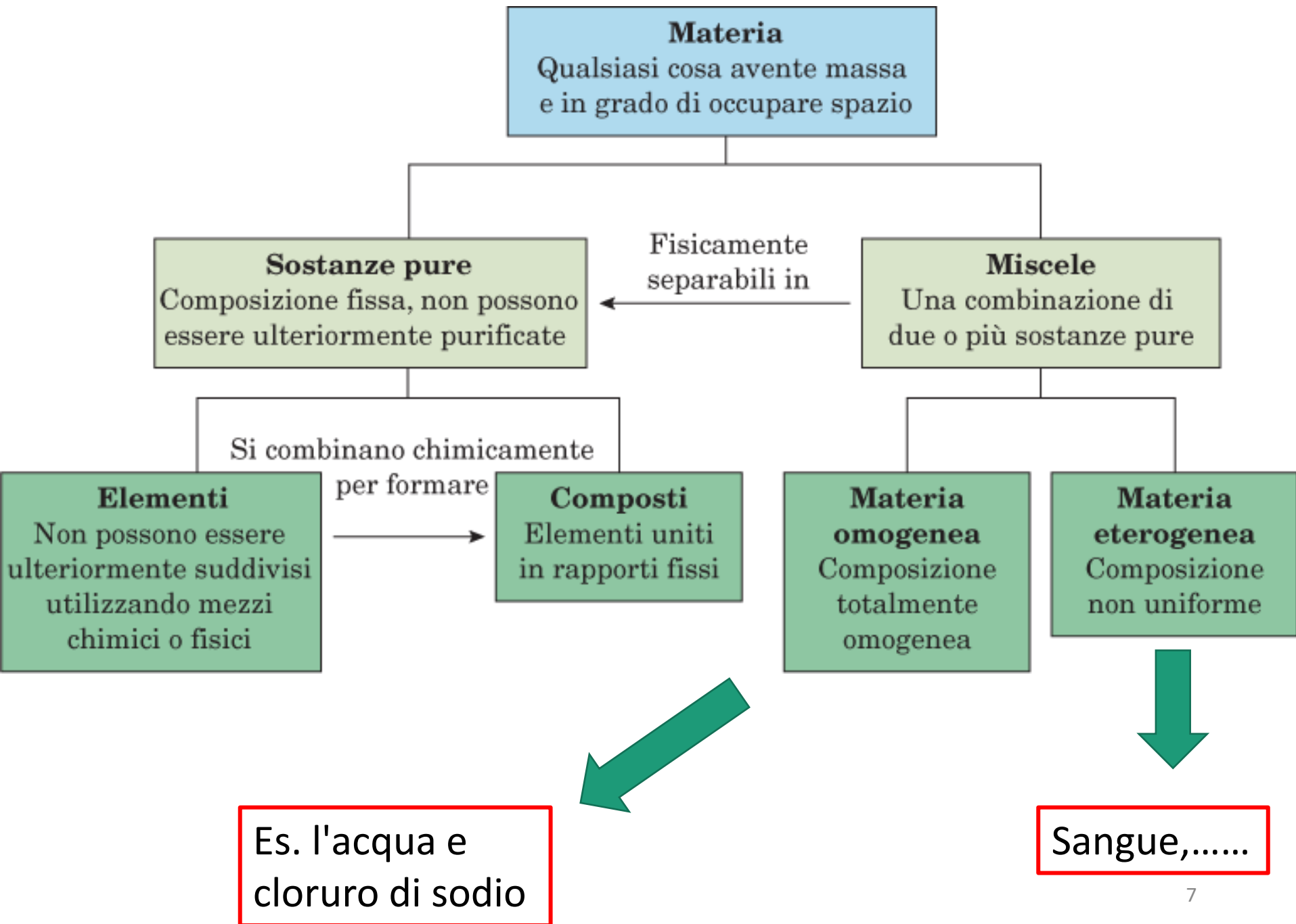


Modello  
a sfere e bastoncini

Modello a spazio pieno in cui vengono mostrate le dimensioni relative degli atomi di idrogeno e di ossigeno presenti nella molecola di acqua



Modello a spazio pieno



## 2.4

- Da cosa sono composti gli atomi

Gli atomi sono entità complesse



**Tre particelle subatomiche**

**Tabella 2.1** Proprietà e ubicazione all'interno di un atomo di protoni, neutroni ed elettroni

Particella subatomica	Carica	Massa (g)
Protone	+1	$1.6726 \times 10^{-24}$
Elettrone	-1	$9.1094 \times 10^{-28}$
Neutrone	0	$1.6749 \times 10^{-24}$

## 2.4

- Da cosa sono composti gli atomi

Gli atomi sono entità più complesse  **Tre particelle subatomiche**

**Tabella 2.1** Proprietà e ubicazione all'interno di un atomo di protoni, neutroni ed elettroni

Particella subatomica	Carica	Massa (g)	Massa (uma)
Protone	+1	$1.6726 \times 10^{-24}$	1.0073
Elettrone	-1	$9.1094 \times 10^{-28}$	$5.4858 \times 10^{-4}$
Neutrone	0	$1.6749 \times 10^{-24}$	1.0087

Nuova unità di misura  
Più pratica da usare

**1 uma =  $1.6605 \times 10^{-24}$  grammi.**  
1 uma è 1/12 della massa di un atomo di carbonio costituito da 6 protoni e da 6 neutroni.

## 2.4

- Da cosa sono composti gli atomi

Gli atomi sono entità più complesse  **Tre particelle subatomiche**

**Tabella 2.1** Proprietà e ubicazione all'interno di un atomo di protoni, neutroni ed elettroni

Particella subatomica	Carica	Massa (g)	Massa (uma)	Massa (uma); arrotondata ad una cifra significativa	Ubicazione nell'atomo
Protone	+1	$1.6726 \times 10^{-24}$	1.0073	1	Nucleo
Elettrone	-1	$9.1094 \times 10^{-28}$	$5.4858 \times 10^{-4}$	0.0005	All'esterno del nucleo
Neutrone	0	$1.6749 \times 10^{-24}$	1.0087	1	Nucleo

Nuova unità di misura  
Più pratica da usare

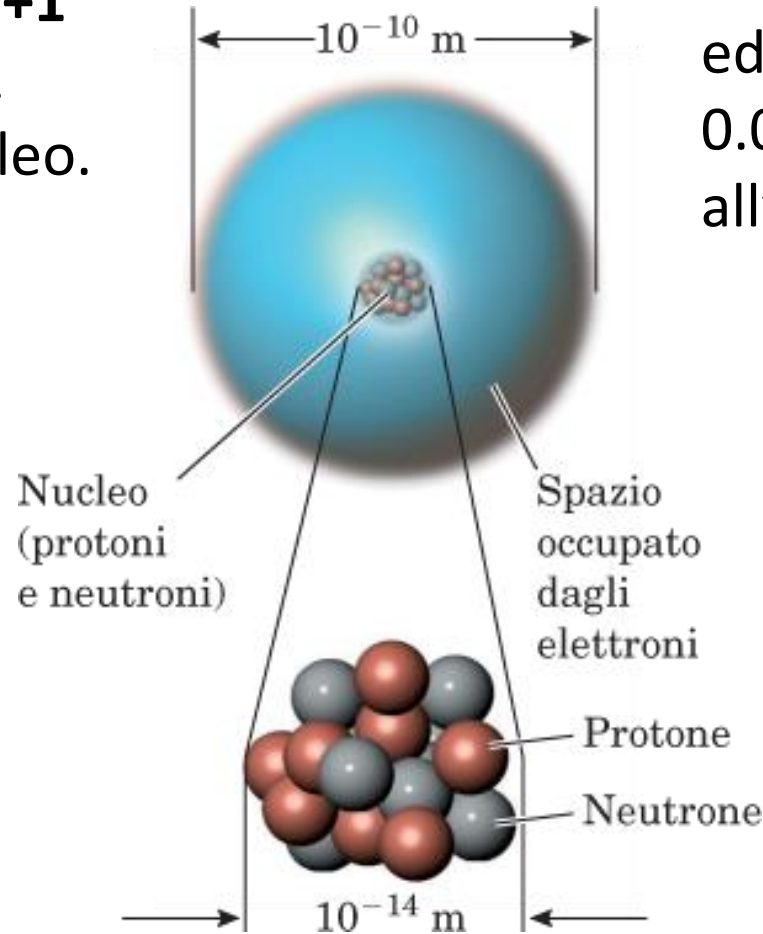
**1 uma =  $1.6605 \times 10^{-24}$  grammi.**  
1 uma è 1/12 della massa di un atomo di carbonio costituito da 6 protoni e da 6 neutroni.

**Protone:** particella subatomica di **carica +1** e una massa circa a 1 uma; si trova nel nucleo.

$$1000 = 10^3$$

$$10000 = 10^4$$

**Elettrone:** particella subatomica di carica  $-1$  ed una massa di circa 0.0005 uma; si trova all'esterno del nucleo



**Neutrone:** particella subatomica con massa di circa 1 uma e carica pari a zero; si trova nel nucleo.

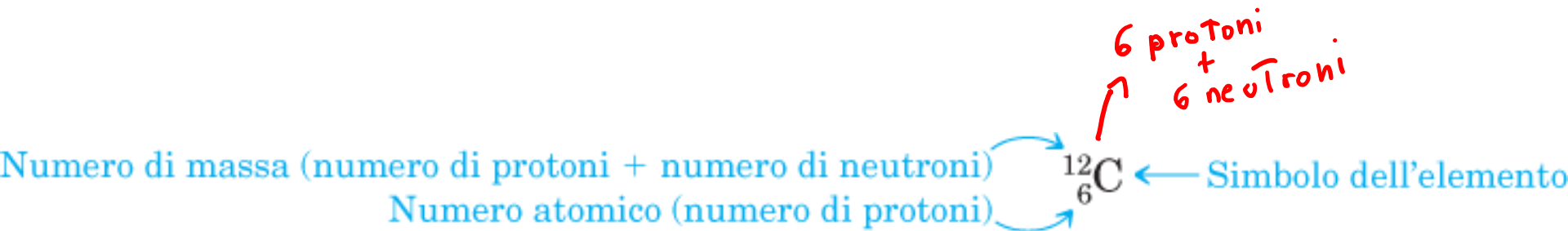
**Numero atomico (Z)** di un elemento è il numero di protoni presenti nel suo nucleo

In un atomo neutro il numero di elettroni è identico al numero di protoni.

Il numero atomico più piccolo (1) appartiene all'idrogeno

Il carbonio ha **numero atomico** = 6.

Quando ha 6 **neutroni**, allora abbiamo l'**isotopo** 12 del carbonio



**Numero di Massa:** numero protoni + numero di neutroni

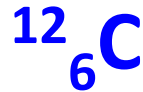
# Isotopi

**Tutti** gli atomi di Carbonio hanno **6 protoni e 6 elettroni**,

**Non tutti** gli atomi di carbonio hanno lo stesso numero di **neutroni**.

**Isotopi:** Atomi con lo stesso numero atomico ma che differiscono per il numero di neutroni

Es. esistono tre isotopi del Carbonio



Per ogni tipo di atomo esistono più isotopi

Gli isotopi hanno stesse proprietà chimiche ma diverse proprietà fisiche (es. radioattività)

# Peso atomico

Il **peso atomico** di un elemento è la media ponderata delle masse (in uma) dei suoi isotopi.

Es. il peso atomico del cloro.

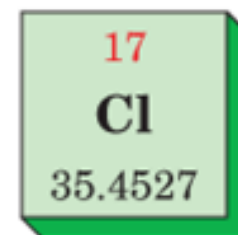
In natura esistono 2 isotopi del cloro: il cloro-35 e il cloro-37.

**cloro-35:** pesa 34.97 uma, e ha un'abbondanza del 75.77%

**cloro-37:** pesa 36.97 uma, e ha un'abbondanza del 24.23%

$$\left( \frac{75.77}{100} \times 34.97 \text{ uma} \right) + \left( \frac{24.23}{100} \times 36.97 \text{ uma} \right) = 35.45 \text{ uma}$$

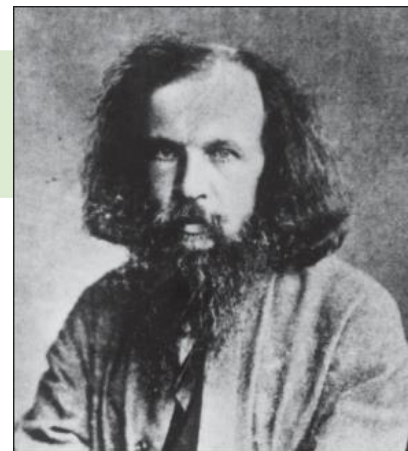
The equation shows the weighted average of the two isotopes. Blue arrows point from the labels 'Cloro-35' and 'Cloro-37' to the mass values 34.97 and 36.97 respectively in the formula.



## 2.5

### • La Tavola Periodica

#### Origine della tavola periodica



Per gent. conc. di E. F. Smith Memorial Collection, University of Pennsylvania

1860: lo scienziato russo Dmitri Mendeleev (1834-1907), professore di chimica presso l'Università di S. Pietroburgo, pubblicò una delle prime tavole periodiche utilizzata ancora oggi.

Mendeleev dispose gli elementi conosciuti in ordine di peso atomico crescente, iniziando dall'idrogeno.

Così scoprì che alcune caratteristiche e peculiarità vengono a ripetersi con una certa regolarità.

# 2.5

## • La Tavola Periodica

Proprietà ricorrenti in **periodi** (righe orizzontali):  
 Caratteristiche comuni lungo le colonne verticali (**gruppi**)

Gruppo

Periodo

1A												3A	4A	5A	6A	7A	8A
H												Al	Si	P	S	Cl	Ar
Li	Be											Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd						
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg						
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠		

≠ Non ancora denominati

# 2.5

## • La Tavola Periodica

Proprietà ricorrenti in **periodi** (righe orizzontali):

Caratteristiche comuni lungo le colonne verticali (**gruppi**)

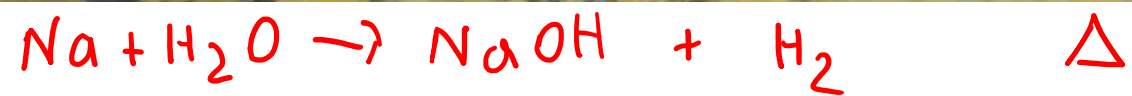
Es. il litio, il sodio e il potassio, etc. iniziano nuove righe.

- solidi metallici, ioni con carica +1 ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  ecc.), formano idrossidi metallici ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  ecc.) per reazione (violenta) con l'acqua

1A	2A												3A	4A	5A	6A	7A	8A
H													B	C	N	O	F	He
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠			

≠ Non ancora denominati

# Reazione Sodio + acqua



# Tavola di Mendeleev

Mendeleev diede a queste colonne dei numeri e aggiunse la lettera A ad alcune colonne e B ad altre.

Questo tipo di numerazione è di uso comune ancora oggi.

Gruppo 6A

Es. 3zo periodo

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H												B	C	N	O	F	Ne
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg						
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠		

≠ Non ancora denominati

# Tavola di Mendeleev

Gli elementi dei **Gruppi A** sono conosciuti come **elementi dei gruppi principali**.

Gruppo 6A

Es. 3zo periodo

Metalli Metalloidi Non metalli

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠		

≠ Non ancora denominati

20

# Tavola di Mendeleev

Gli elementi presenti nei **Gruppi B** vengono invece chiamati **elementi di transizione**.

Gruppo 6A

Es. 3zo periodo

Metalli      Metalloidi      Non metalli

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠		

≠ Non ancora denominati

# Tavola di Mendeleev

1985: Sistema IUPAC

(International Union of Pure and Applied Chemistry)

Abolisce A e B e conteggia 18 gruppi

**Gruppo 16**

Es. 3zo periodo

Legend: ■ Metalli ■ Metalloidi ■ Non metalli

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H												B	C	N	O	F	Ne
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	≠	≠	≠	≠		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠		

≠ Non ancora denominati

# La tavola periodica secondo il sistema IUPAC

Group Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F		10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl		18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br		36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I		54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La *	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At		86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac *	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts		118 Og
			* 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			
			* 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			



**Elementi di transizione interna**, situati tra le colonne 3 e 4. Riportati esternamente per rendere più ordinata la presentazione della tavola.

# Classificazione degli elementi

Esistono tre classi di elementi: metalli, non metalli e metalloidi.

La maggior parte degli elementi sono **metalli**

Caratteristiche: solidi (tranne il mercurio che è liquido), lucidi, elettroconduttori, duttili e malleabili, formano leghe. L'ottone, per esempio, è una lega di rame e zinco.

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H												B	C	N	O	F	He
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	≠	≠	≠	≠		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠		

Metalli      Metalloidi      Non metalli

## Non metalli:

Parte destra della tavola periodica

Non conducono la corrente (eccezione della grafite)

il fosforo e lo iodio: solidi.

Bromo: liquido

Gruppo 8A (i gas nobili): stato gassoso.

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
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	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠		

Metalli      Metalloidi      Non metalli

# Metalloidi

Hanno proprietà sia dei metalli sia dei non metalli.

Es. sono lucidi come i metalli, ma non conducono elettricità.

Eccezione: il silicio è un semiconduttore

Conduce la corrente solo in particolari condizioni

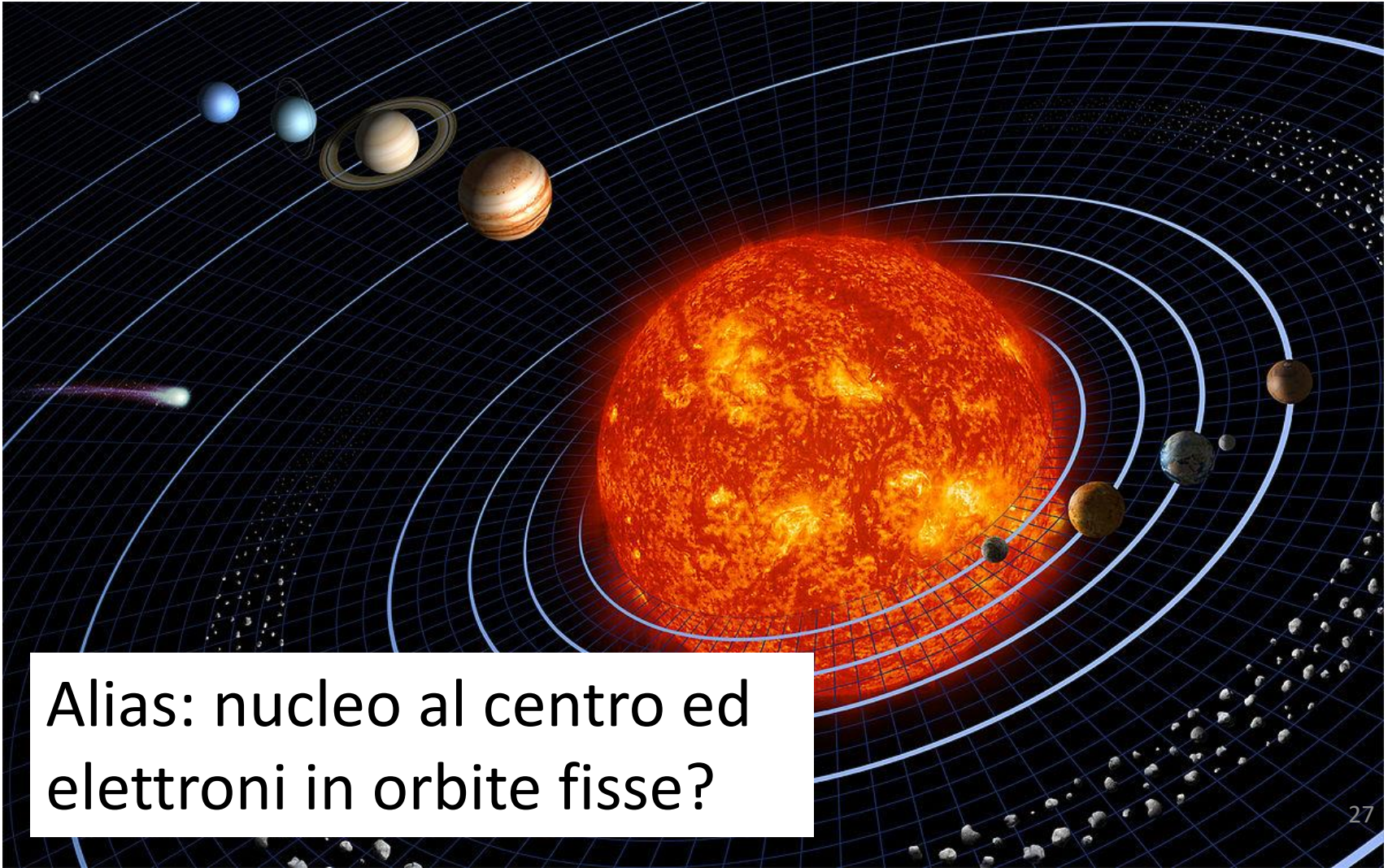
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H												B	C	N	O	F	Ne
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	≠	≠	≠	≠	≠		

Metalli      Metalloidi      Non metalli

## 2.6

- Come sono disposti gli elettroni in un atomo

**Pensate a un sistema del genere?**



Alias: nucleo al centro ed elettroni in orbite fisse?

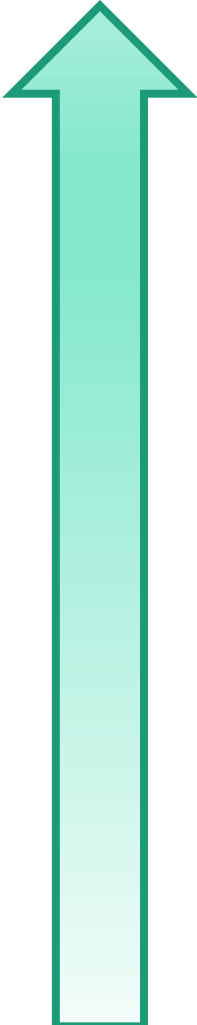
## 2.6

- Come sono disposti gli elettroni in un atomo

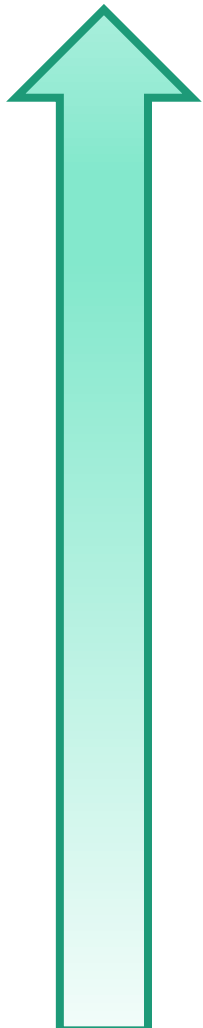
**No.**

- Il Nucleo (protoni + neutroni) è al centro
- gli elettroni si trovano in **ORBITALI**
- Orbitale  $\neq$  Orbita

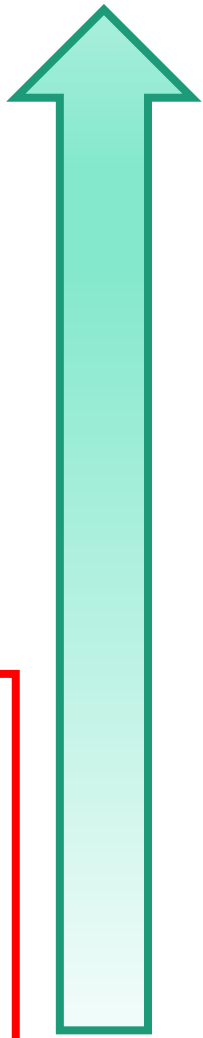
# Classificazione degli orbitali

Orbitali	Energia
4f .....	
4d <sub>xy</sub> , 4d <sub>xz</sub> , 4d <sub>yz</sub> , 4d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 4d <sub>z<sup>2</sup></sub>	
4p <sub>x</sub> , 4p <sub>y</sub> , 4p <sub>z</sub> ,	
4s	
3d <sub>xy</sub> , 3d <sub>xz</sub> , 3d <sub>yz</sub> , 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 3d <sub>z<sup>2</sup></sub>	
3p <sub>x</sub> , 3p <sub>y</sub> , 3p <sub>z</sub> ,	
3s,	
2p <sub>x</sub> , 2p <sub>y</sub> , 2p <sub>z</sub>	
2s	
1s	

# Classificazione degli orbitali

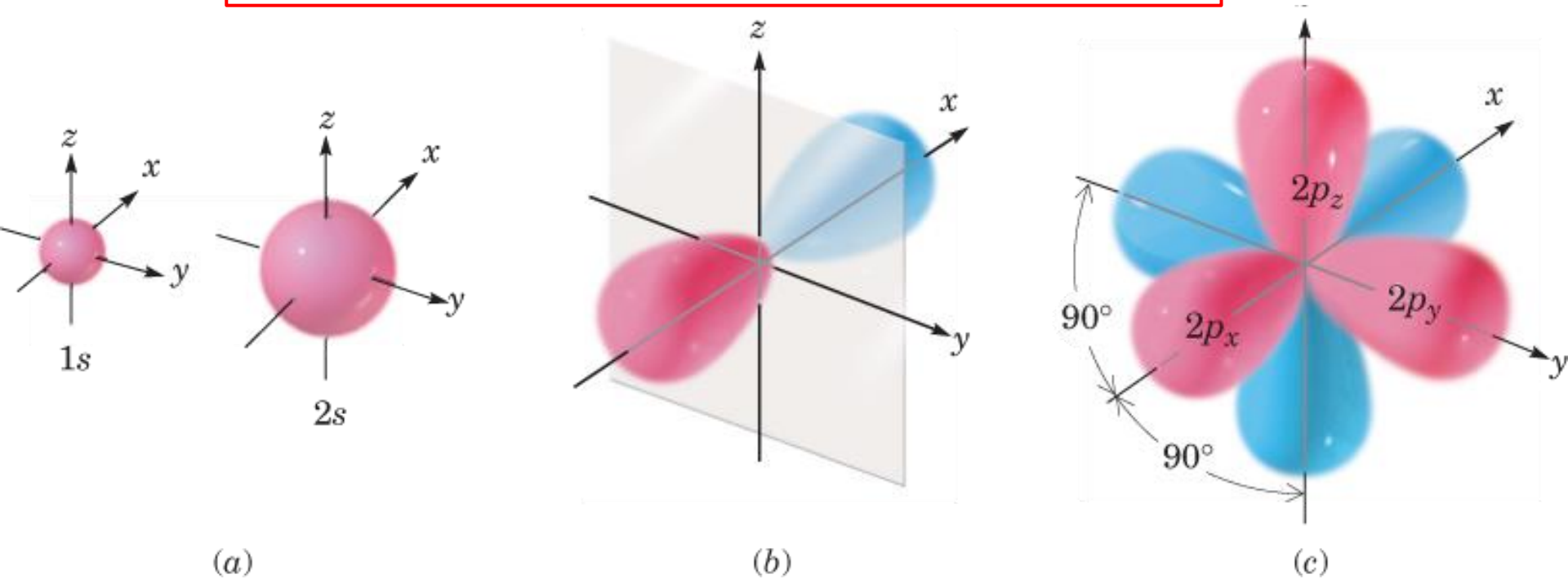
Guscio	Sottoguscio(o)	Orbitali	Energia
4	s,p,d,f	4f ..... 4d <sub>xy</sub> , 4d <sub>xz</sub> , 4d <sub>yz</sub> , 4d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 4d <sub>z<sup>2</sup></sub> 4p <sub>x</sub> , 4p <sub>y</sub> , 4p <sub>z</sub> , 4s	
3	s,p,d	3d <sub>xy</sub> , 3d <sub>xz</sub> , 3d <sub>yz</sub> , 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 3d <sub>z<sup>2</sup></sub> 3p <sub>x</sub> , 3p <sub>y</sub> , 3p <sub>z</sub> , 3s,	
2	s,p	2p <sub>x</sub> , 2p <sub>y</sub> , 2p <sub>z</sub> 2s	
1	s	1s	

# Classificazione degli orbitali

Guscio	Sottoguscio(o)	Orbitali	Energia
4	s,p,d,f	4f ..... 4d <sub>xy</sub> , 4d <sub>xz</sub> , 4d <sub>yz</sub> , 4d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 4d <sub>z<sup>2</sup></sub> 4p <sub>x</sub> , 4p <sub>y</sub> , 4p <sub>z</sub> , 4s	
3	s,p,d	3d <sub>xy</sub> , 3d <sub>xz</sub> , 3d <sub>yz</sub> , 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 3d <sub>z<sup>2</sup></sub> 3p <sub>x</sub> , 3p <sub>y</sub> , 3p <sub>z</sub> , 3s.	
2	s,p	2p <sub>x</sub> , 2p <sub>y</sub> , 2p <sub>z</sub> 2s	
1	s	1s	

- Ogni orbitale è contraddistinto da una propria forma

Ogni orbitale contiene al massimo 2 elettroni

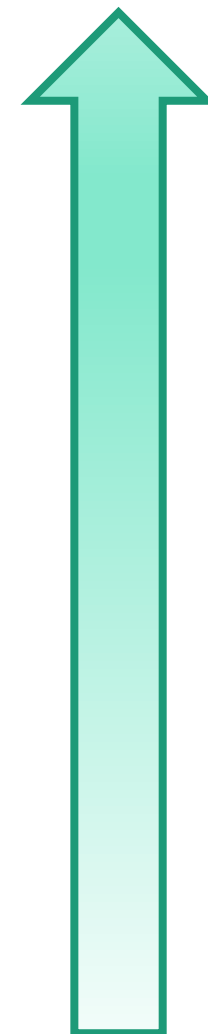


2	s,p	$2p_x, 2p_y, 2p_z$ $2s$
1	s	$1s$

# Classificazione degli orbitali

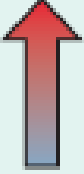
Guscio	Sottoguscio(o)	Orbitali	No. elettroni
4	s,p,d,f	4f ..... 4d <sub>xy</sub> , 4d <sub>xz</sub> , 4d <sub>yz</sub> , 4d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 4d <sub>z<sup>2</sup></sub> 4p <sub>x</sub> , 4p <sub>y</sub> , 4p <sub>z</sub> , 4s	<b>32</b>
3	s,p,d	3d <sub>xy</sub> , 3d <sub>xz</sub> , 3d <sub>yz</sub> , 3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub> , 3d <sub>z<sup>2</sup></sub> 3p <sub>x</sub> , 3p <sub>y</sub> , 3p <sub>z</sub> , 3s,	<b>18</b>
2	s,p	2p <sub>x</sub> , 2p <sub>y</sub> , 2p <sub>z</sub> 2s	<b>8</b>
1	s	1s	<b>2</b>

Energia



NUCLEO

**Tabella 2.5** Distribuzione degli elettroni nei gusci

Guscio	Numero di elettroni che possono essere contenuti nel guscio	Energie relative degli elettroni in ciascun guscio
4	32	Maggiore
3	18	
2	8	
1	2	

- Il primo guscio è più vicino al nucleo e gli elettroni sono molto attratti dal nucleo.
- Gli elettroni localizzati nei gusci lontani dal nucleo sono poco attratti

Come si riempiono gli orbitali?

# Come si riempiono gli orbitali?

**Esempio:**

**L'ossigeno ha otto elettroni, come utilizza gli orbitali 1s, 2s, etc.?**

La **configurazione elettronica** di un atomo indica come sono riempiti gli orbitali dagli elettroni

Tre regole

***Regola 1: gli orbitali si riempiono progressivamente a partire dal livello a minore energia.***

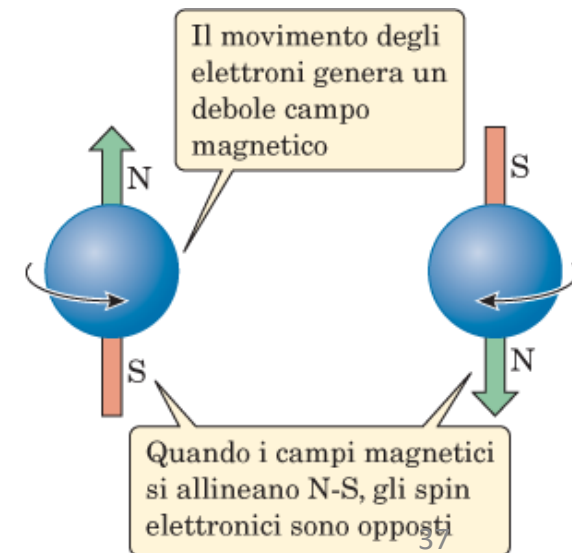
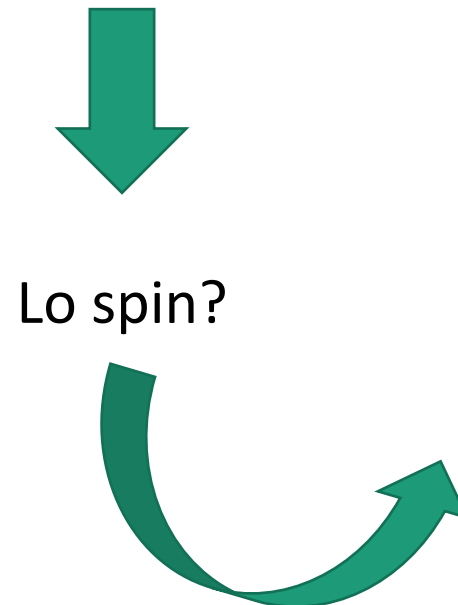


Gli orbitali si riempiono seguendo l'ordine:  
***1s, 2s, 2p, 3s, 3p, etc***

La **configurazione elettronica** di un atomo indica come sono riempiti gli orbitali dagli elettroni

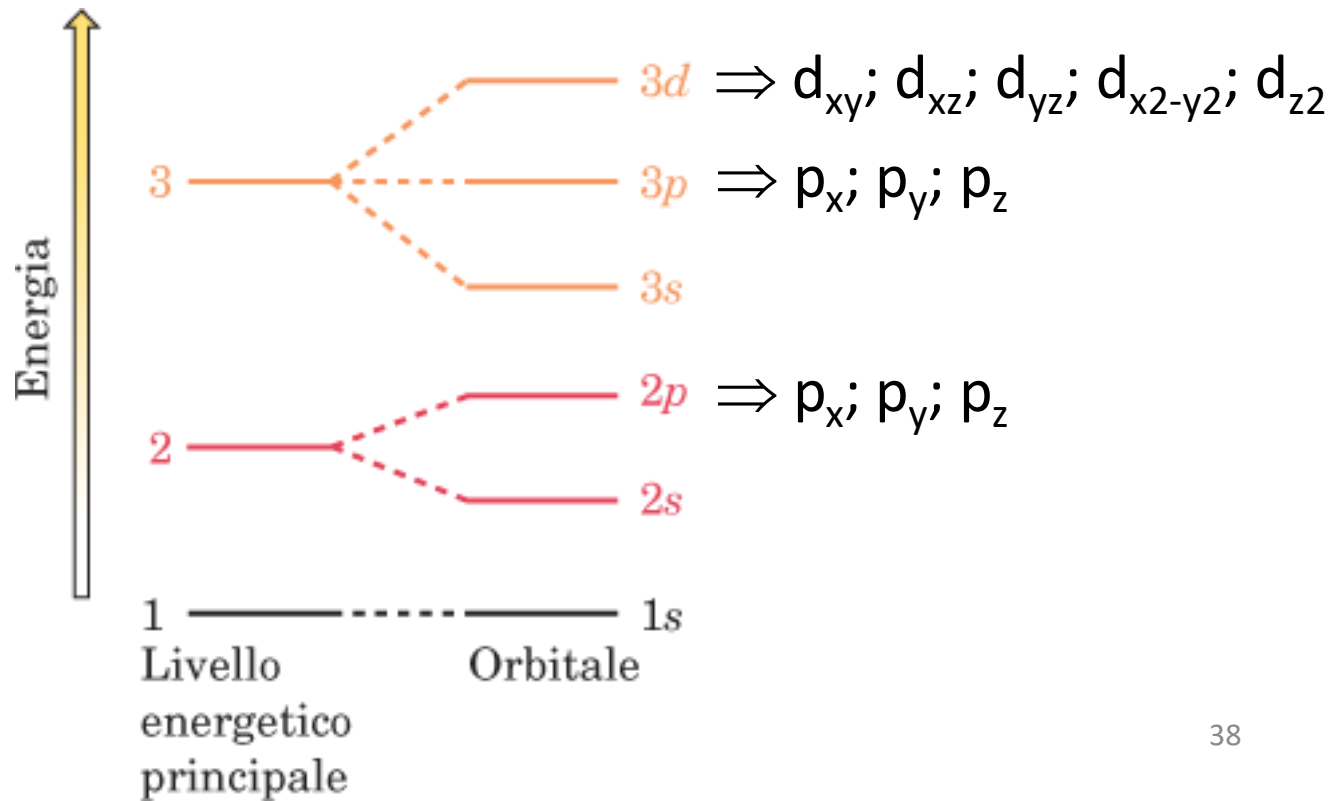
Tre regole

***Regola 2: ogni orbitale può contenere al massimo 2 elettroni con spin opposti.***



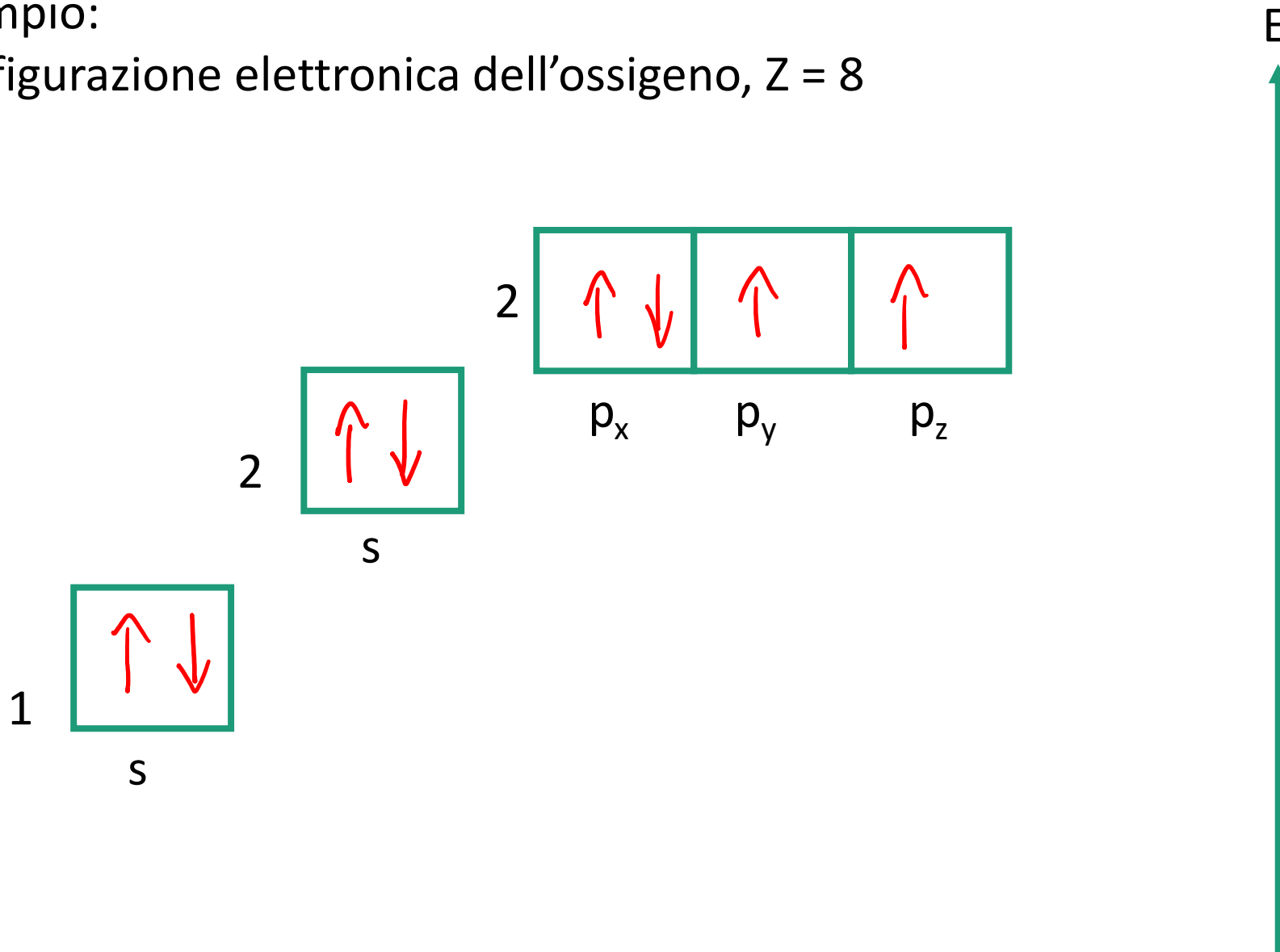
La **configurazione elettronica** di un atomo indica come sono riempiti gli orbitali dagli elettroni

***Regola 3: tutti gli orbitali isoenergetici sono riempiti inizialmente con un solo elettrone; solo dopo potrà avvenire il riempimento completo di ogni orbitale.***



Esempio:

Configurazione elettronica dell'ossigeno,  $Z = 8$



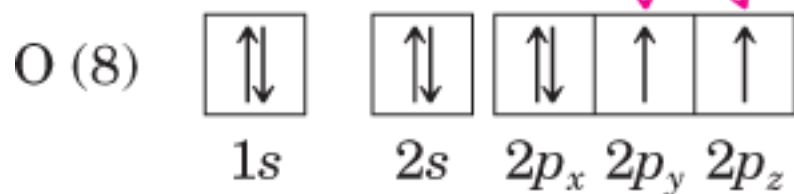
La **configurazione elettronica** di un atomo indica come sono riempiti gli orbitali dagli elettroni

### *Diagramma a caselle degli orbitali*

	Diagramma a caselle degli orbitali									Configurazione elettronica (condensata)	Notazione dei gas nobili	
	1s	2s	2p <sub>x</sub>	2p <sub>y</sub>	2p <sub>z</sub>	3s	3p <sub>x</sub>	3p <sub>y</sub>	3p <sub>z</sub>			
H (1)	↑										1s <sup>1</sup>	
He (2)	↑↓										1s <sup>2</sup>	
Li (3)	↑↓	↑									1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>1</sup>
Be (4)	↑↓	↑↓									1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup>
B (5)	↑↓	↑↓	↑								1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
C (6)	↑↓	↑↓	↑	↑							1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
N (7)	↑↓	↑↓	↑	↑	↑						1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
O (8)	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑						1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>

# Esaminiamo Ossigeno e altri elementi a lui vicini

L'ossigeno possiede  
2 elettroni spaiati



Configurazione elettronica

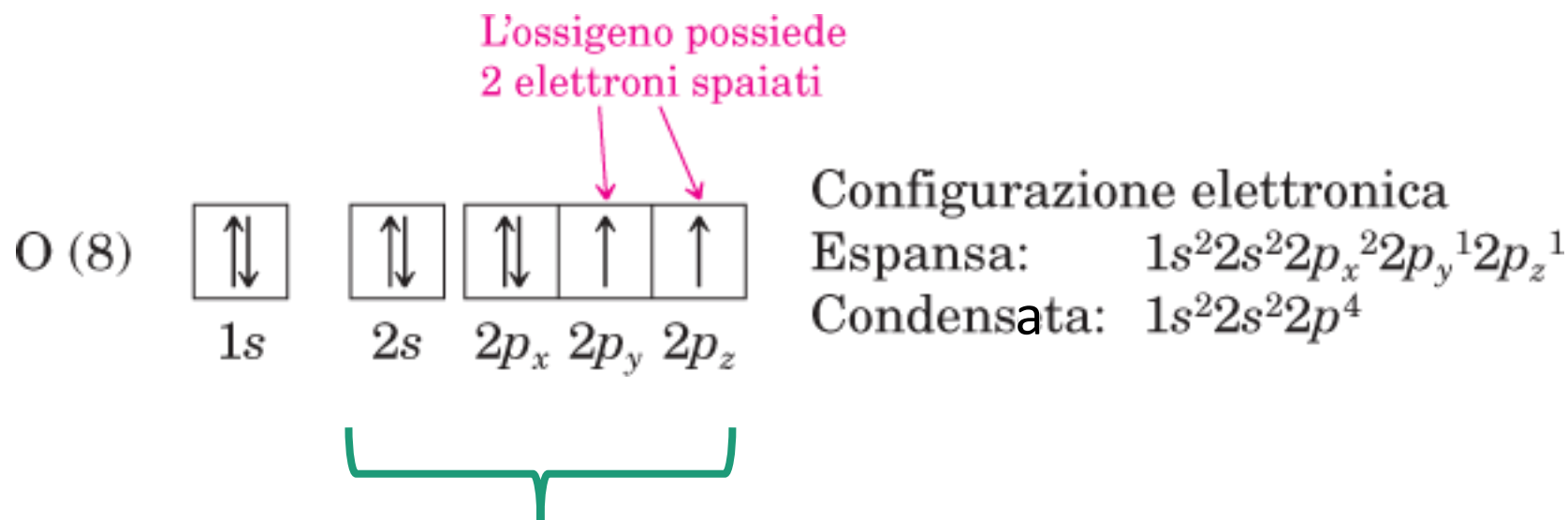
Espansa:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

Condensata:  $1s^2 2s^2 2p^4$

O (8)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$	[He] $2s^2 2p^4$
F (9)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^5$
Ne (10)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$	[He] $2s^2 2p^6$
Na (11)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	[Ne] $3s^1$

Il **Neon** ha tutto il guscio 2 completo: gas NOBILE, poco reattivo  
8 elettroni nel guscio più esterno (detto guscio di valenza)

# Esaminiamo Ossigeno e altri elementi a lui vicini



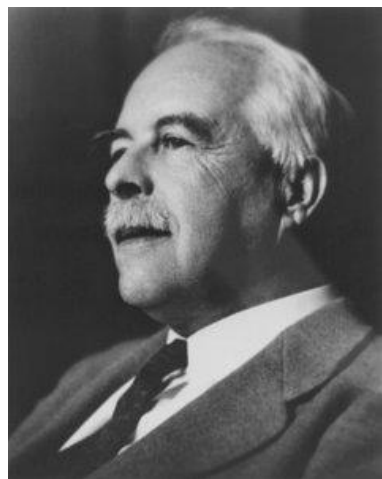
Guscio di valenza



Elettroni di valenza

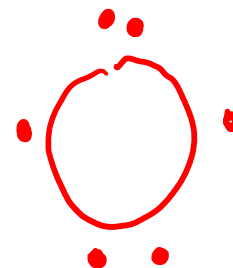
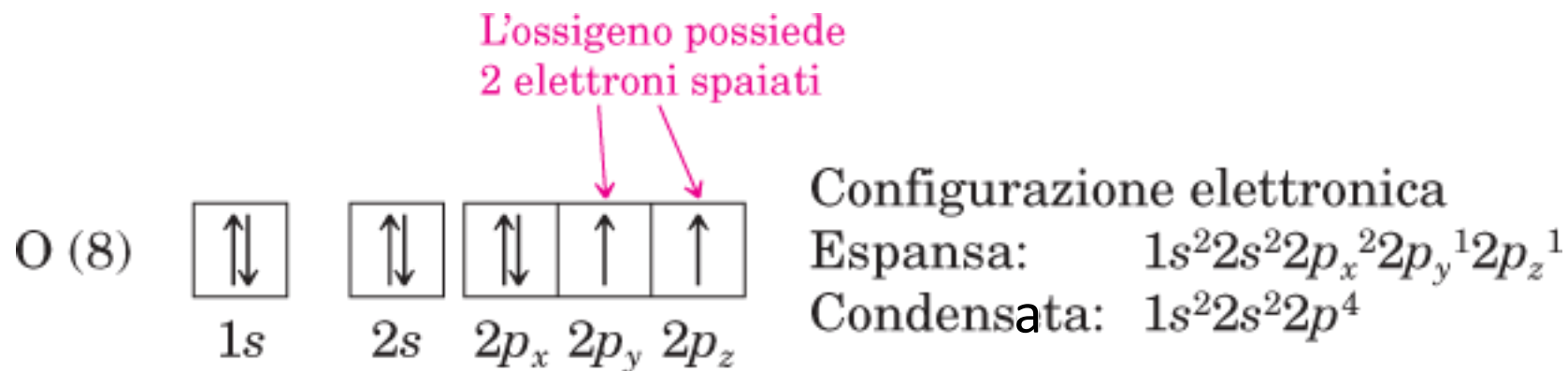


Descritti attraverso  
la **rappresentazione  
di Lewis**

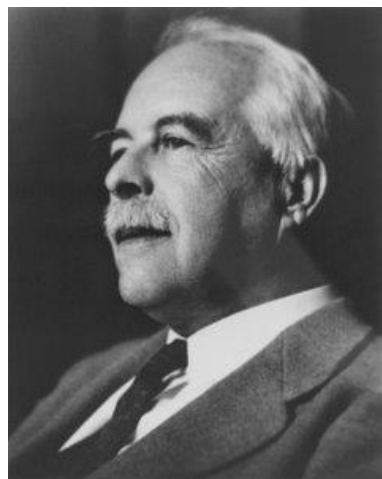
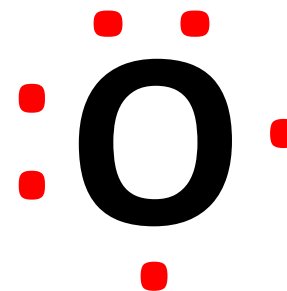


(Berkeley, California)

# Esaminiamo Ossigeno e altri elementi a lui vicini



Elettroni di valenza



(Berkeley, California)

Una struttura di Lewis mostra il **simbolo di un elemento circondato da un numero di puntini** pari al numero di elettroni presenti nel guscio più esterno (guscio di valenza) di quell'elemento.

**Tabella 2.8** Strutture a puntini di Lewis per gli elementi 1-18 della tavola periodica

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H·							He:
Li·	Be:	B:	·C:	·N:	:O:	:F:	:Ne:
Na·	Mg:	Al:	·Si:	·P:	:S:	:Cl:	:Ar:

Ogni puntino rappresenta un elettrone di valenza.

# 2.7

- Correlazione tra configurazione elettronica e posizione degli elementi nella tavola periodica

Esempio circa la configurazione dei metalli alcalini

Appartengono tutti al primo gruppo

Stessa configurazione del guscio esterno

Proprietà simili!

Notazione dei gas nobili	Struttura a puntini di Lewis				
[He]2s <sup>1</sup>	Li•	<table border="1"> <tr><td>3</td></tr> <tr><td>Li</td></tr> <tr><td>6.941</td></tr> </table>	3	Li	6.941
3					
Li					
6.941					
[Ne]3s <sup>1</sup>	Na•	<table border="1"> <tr><td>11</td></tr> <tr><td>Na</td></tr> <tr><td>22.990</td></tr> </table>	11	Na	22.990
11					
Na					
22.990					
[Ar]4s <sup>1</sup>	K•	<table border="1"> <tr><td>19</td></tr> <tr><td>K</td></tr> <tr><td>39.098</td></tr> </table>	19	K	39.098
19					
K					
39.098					
[Kr]5s <sup>1</sup>	Rb•	<table border="1"> <tr><td>37</td></tr> <tr><td>Rb</td></tr> <tr><td>85.468</td></tr> </table>	37	Rb	85.468
37					
Rb					
85.468					
[Xe]6s <sup>1</sup>	Cs•	<table border="1"> <tr><td>55</td></tr> <tr><td>Cs</td></tr> <tr><td>132.91</td></tr> </table>	55	Cs	132.91
55					
Cs					
132.91					

## 2.8

- Cos'è una proprietà periodica

Dimensioni dell'atomo  
Potenziale di ionizzazione

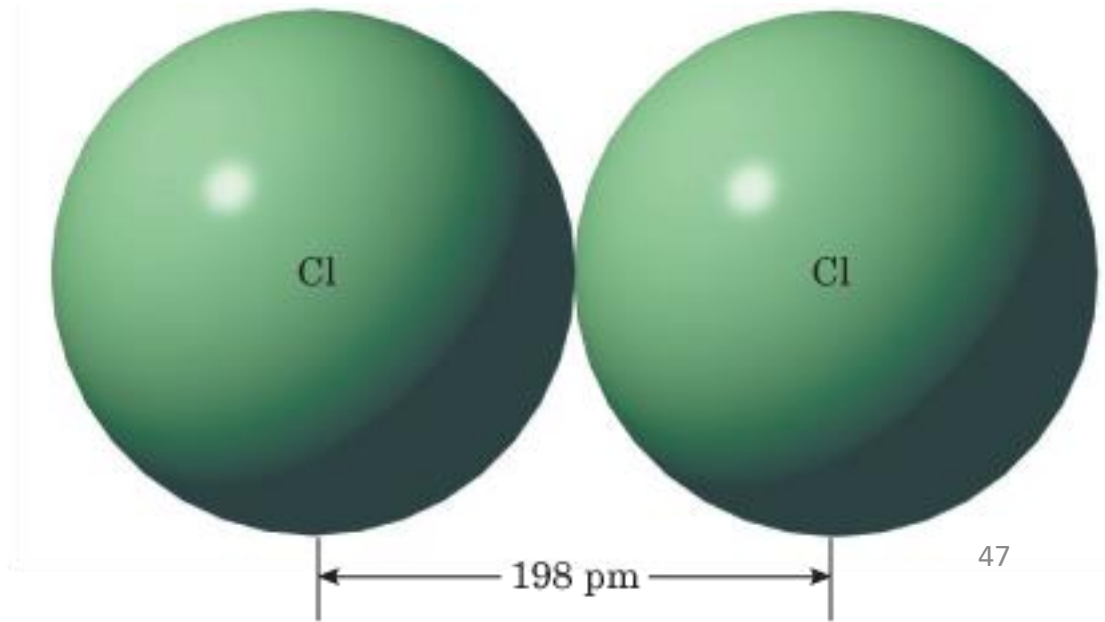
# Dimensioni dell'atomo

In generale:

Le dimensioni di un atomo sono determinate dalla grandezza degli orbitali più esterni occupati da elettroni.

Cloro: guscio di valenza  $3s^2 3p^5$

Molecola di Cloro ( $\text{Cl}_2$ ) è lunga 198 pm (pm = picometro;  $1 \text{ pm} = 10^{-12}$  metri). Il raggio di un atomo di cloro è 99 pm:

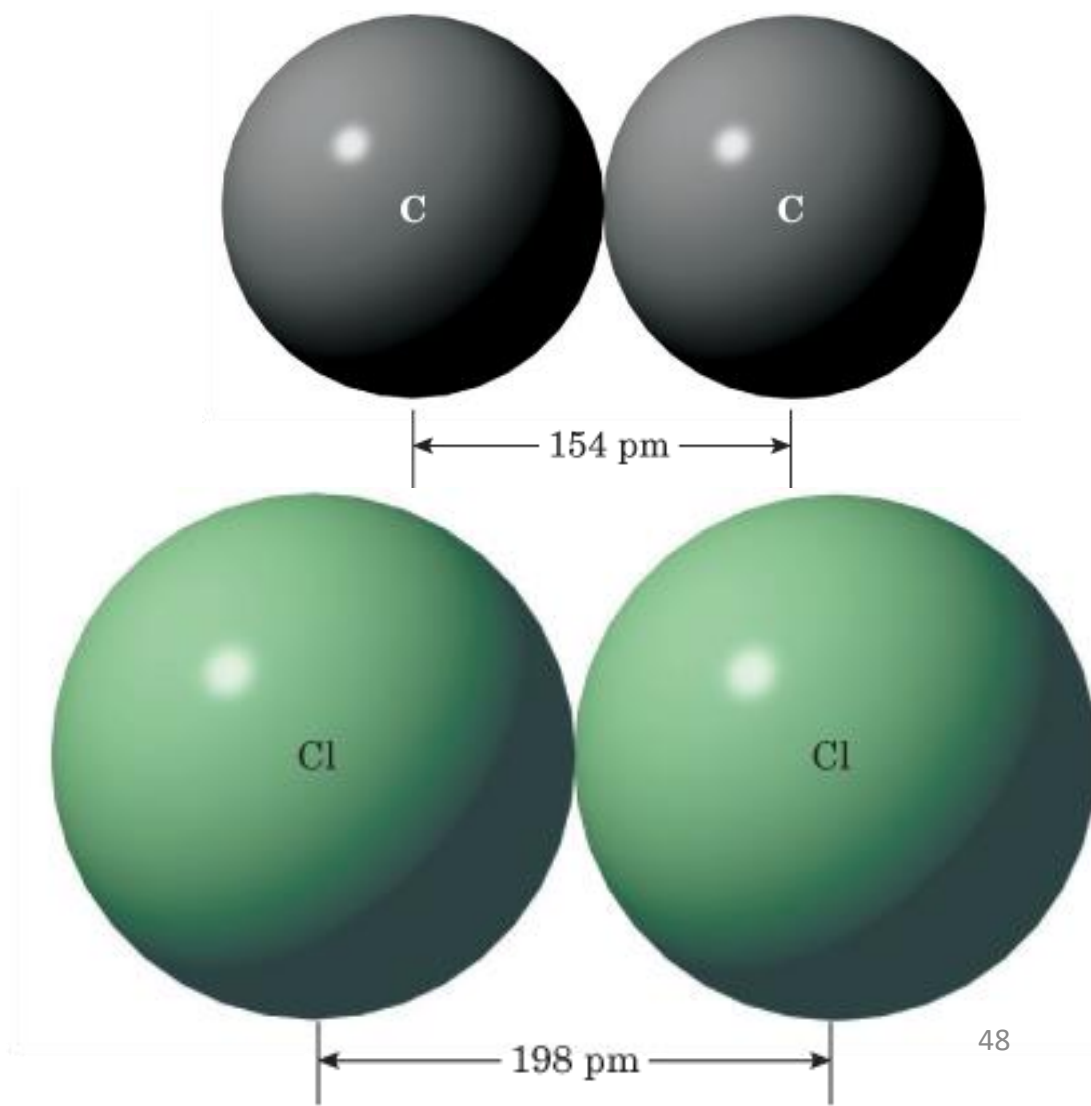


## Dimensioni dell'atomo

Il carbonio (guscio di valenza  $2s^2 2p^2$ ) è più piccolo

Occupava solo il guscio 2

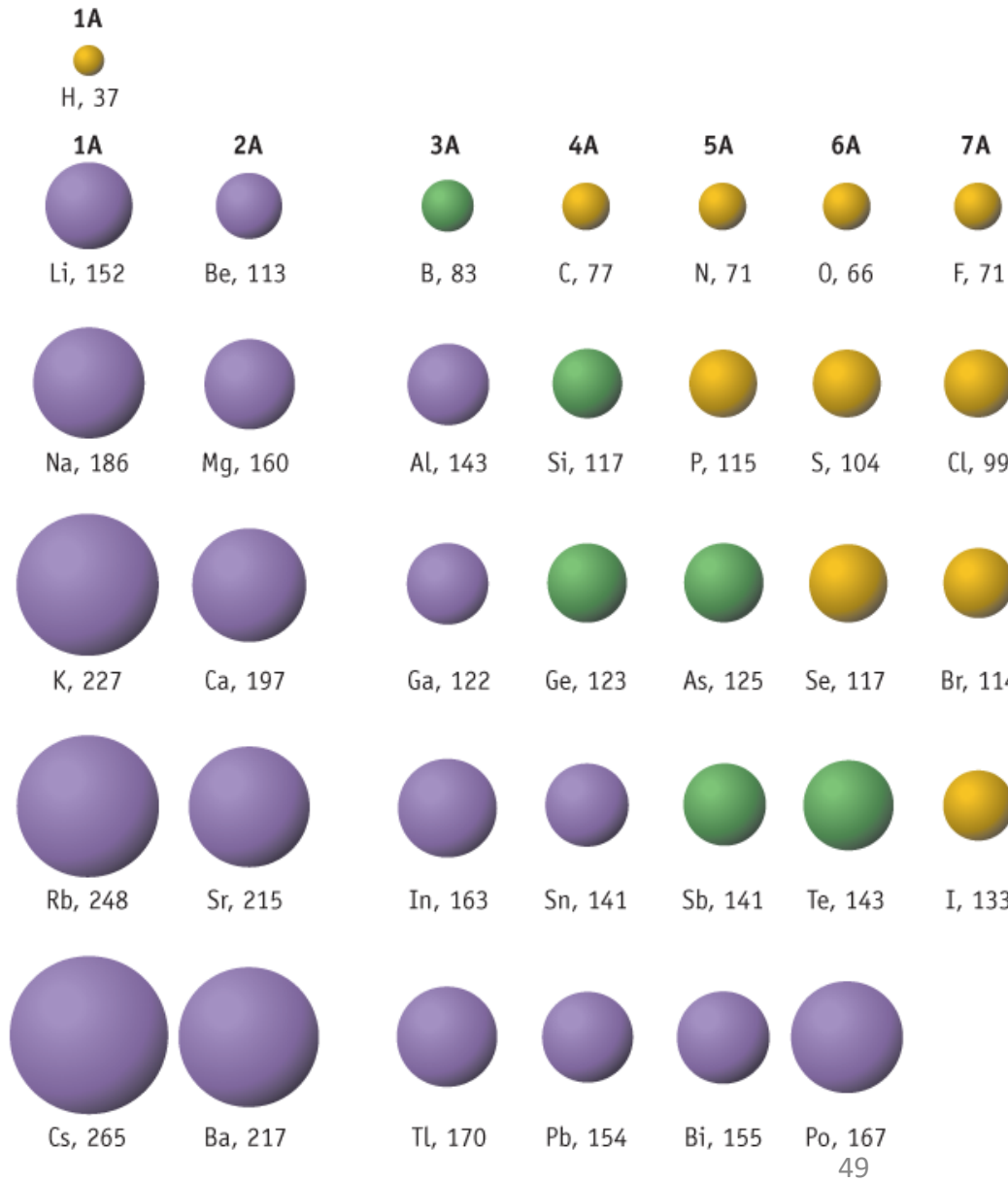
Raggio 77 pm



# Proprietà della tavola periodica

(1) i raggi atomici **umentano** scendendo nell'ambito dello stesso **gruppo** (o colonna)

Scendendo lungo un gruppo, gli elettroni di valenza si trovano in gusci a livelli energetici sempre maggiori e sempre più distanti dal nucleo.

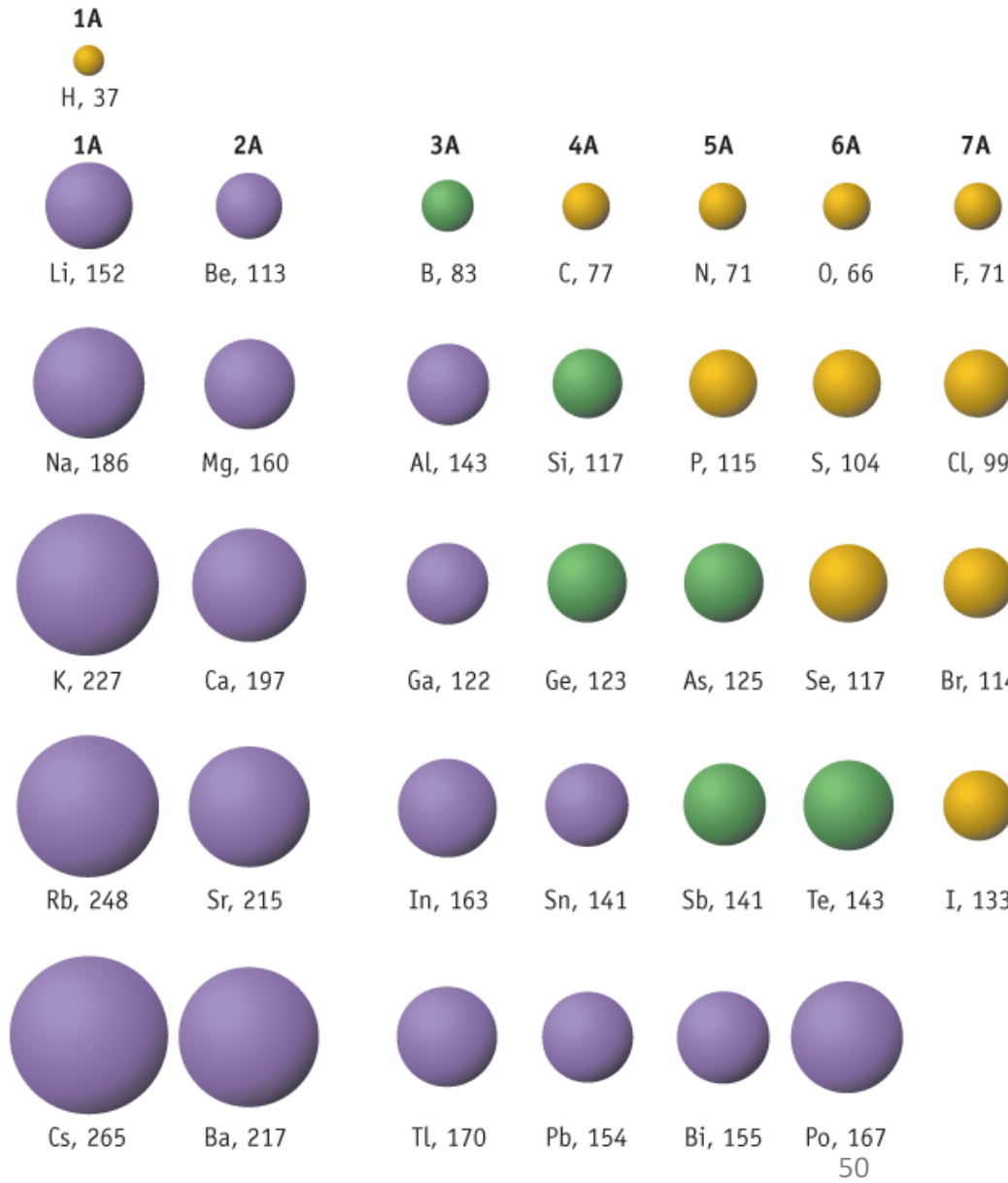


# Proprietà della tavola periodica

(2) I raggi atomici si **riducono** spostandosi da sinistra verso destra nell'ambito dello stesso periodo (o riga).

Ogni elemento ha un protone in più rispetto all'elemento precedente.

Il risultato è una maggiore forza attrattiva sugli elettroni e la riduzione del raggio atomico.





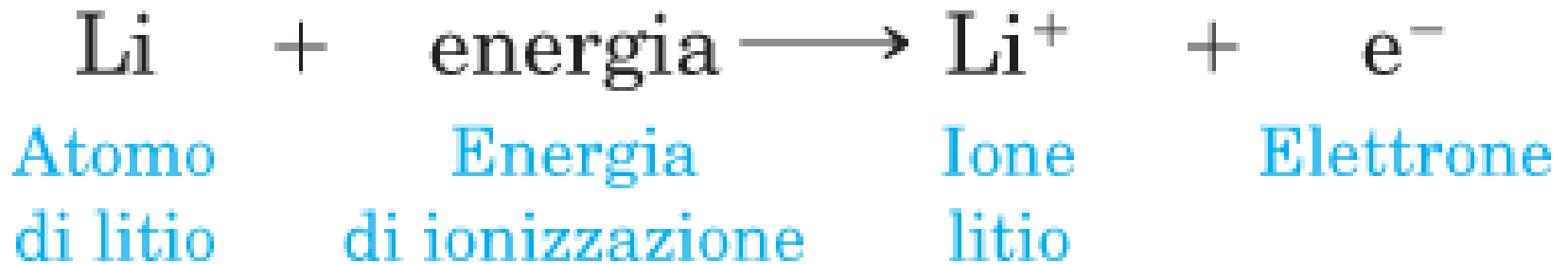
# Energia di ionizzazione

Ione Litio: 3 protoni (nel nucleo) e 2 elettroni (negli orbitali).

I due elettroni annullano la carica di due dei tre protoni, rimane una **carica positiva NETTA**.

Il litio si è pertanto trasformato in ione litio, specie chimica con una carica pari a +1 e lo **denoteremo come Li<sup>+</sup>**.

**L'energia di ionizzazione** è 0.52 kJ/mol.

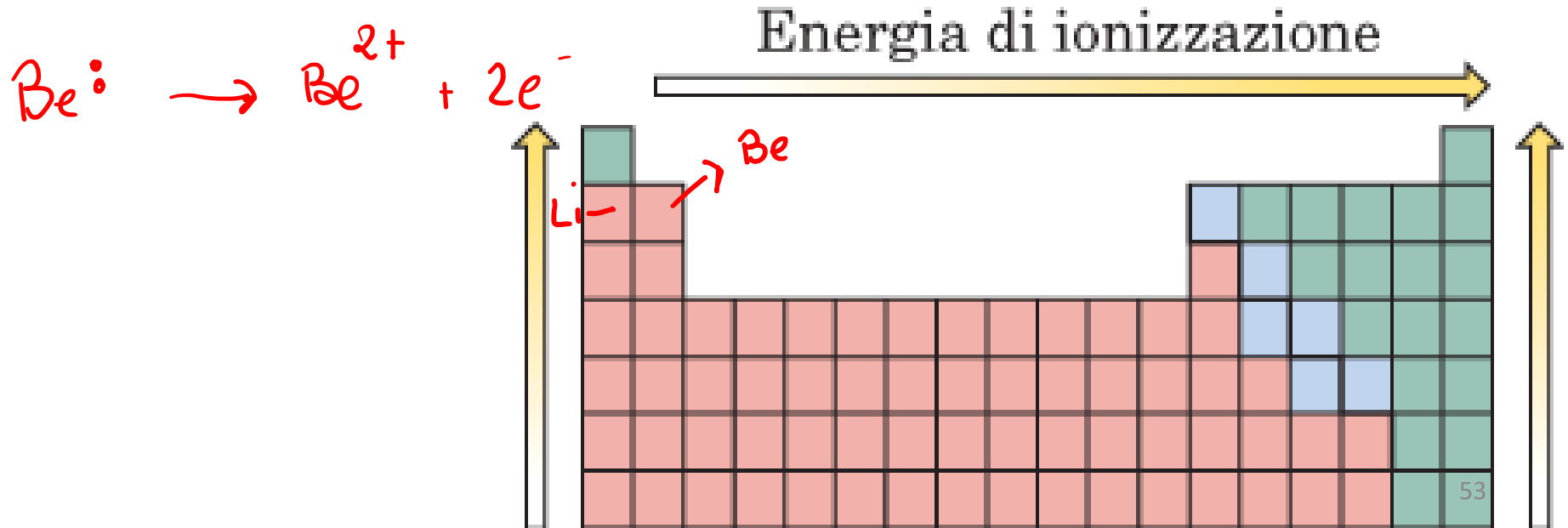


# Energia di ionizzazione

Il valore dell' **energia di ionizzazione** indica quanto è difficile allontanare l'elettrone più esterno (il più facilmente rimovibile)

Quanto più difficile è allontanare l'elettrone tanto maggiore è l'energia di ionizzazione.

Le energie di ionizzazione sono **sempre positive**

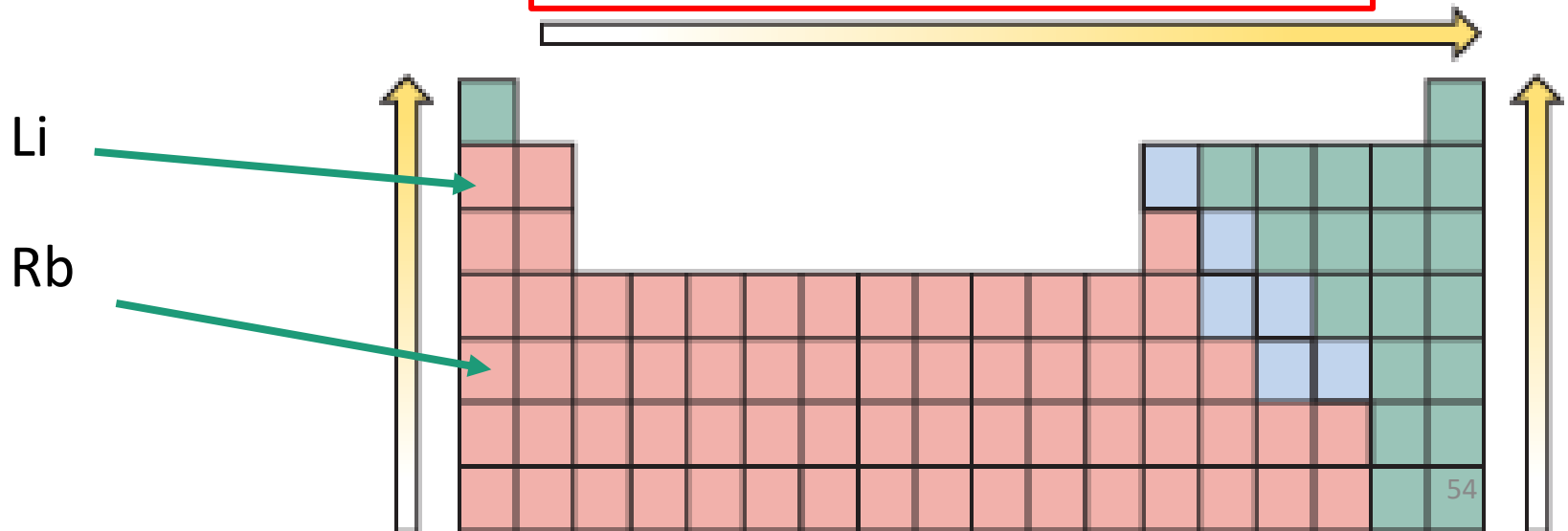


# Energia di ionizzazione

l'energia di ionizzazione **aumenta salendo lungo un gruppo**

Per esempio, il rubidio si libera del suo elettrone 5s molto facilmente, mentre il litio si libera del suo elettrone 2s con maggiore difficoltà.

Succede perché l'elettrone 5s del rubidio è più lontano dal nucleo positivo, quindi è meno attratto



# Energia di ionizzazione

L'energia di ionizzazione **aumenta lungo un periodo**

Gli elettroni si trovano nello stesso guscio ed aumentano i protoni nel nucleo

Conseguenza: gli elettroni di valenza sentono una **maggiore attrazione da parte del nucleo** e l'allontanamento è più difficile.

