

Lezione 2

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.

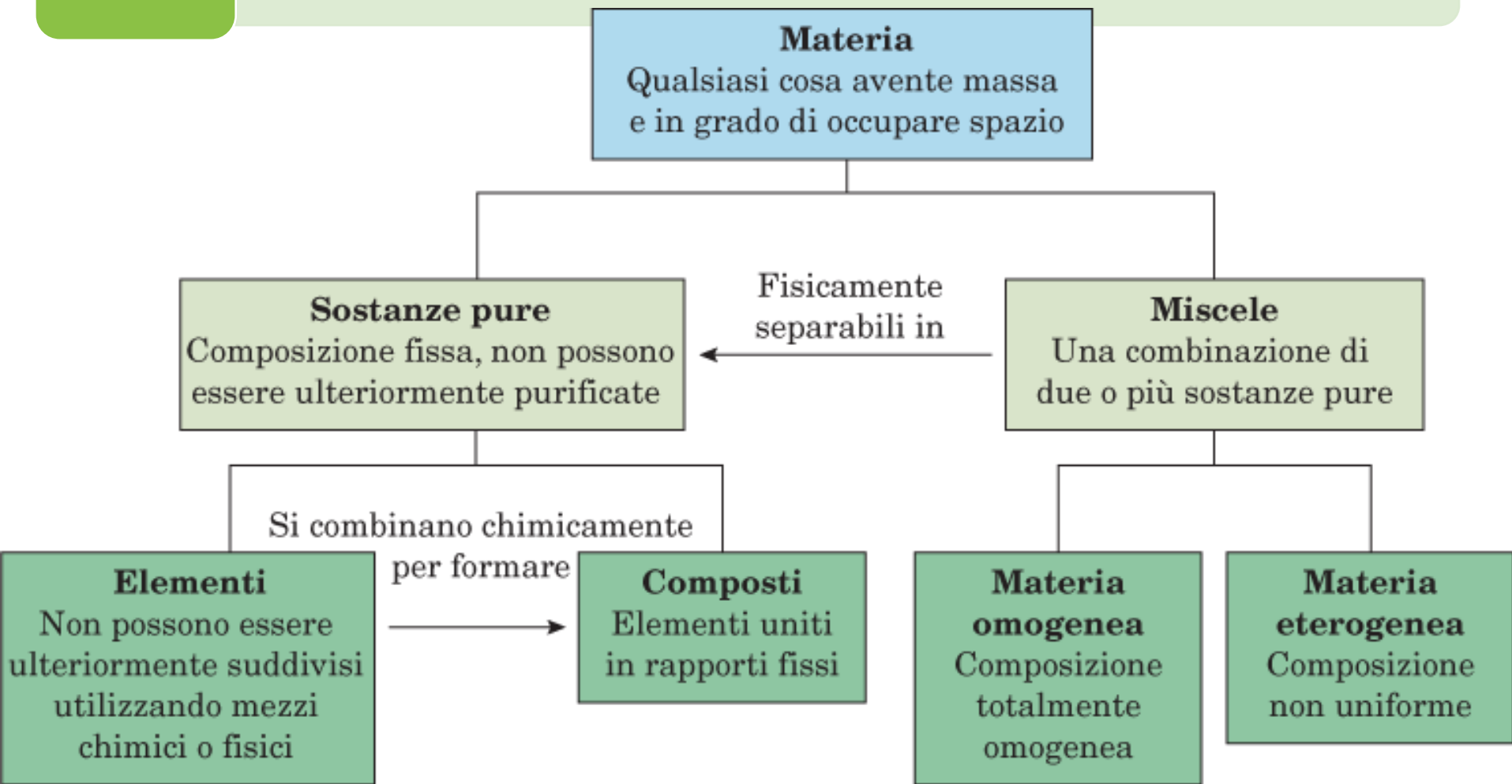
MISCELE

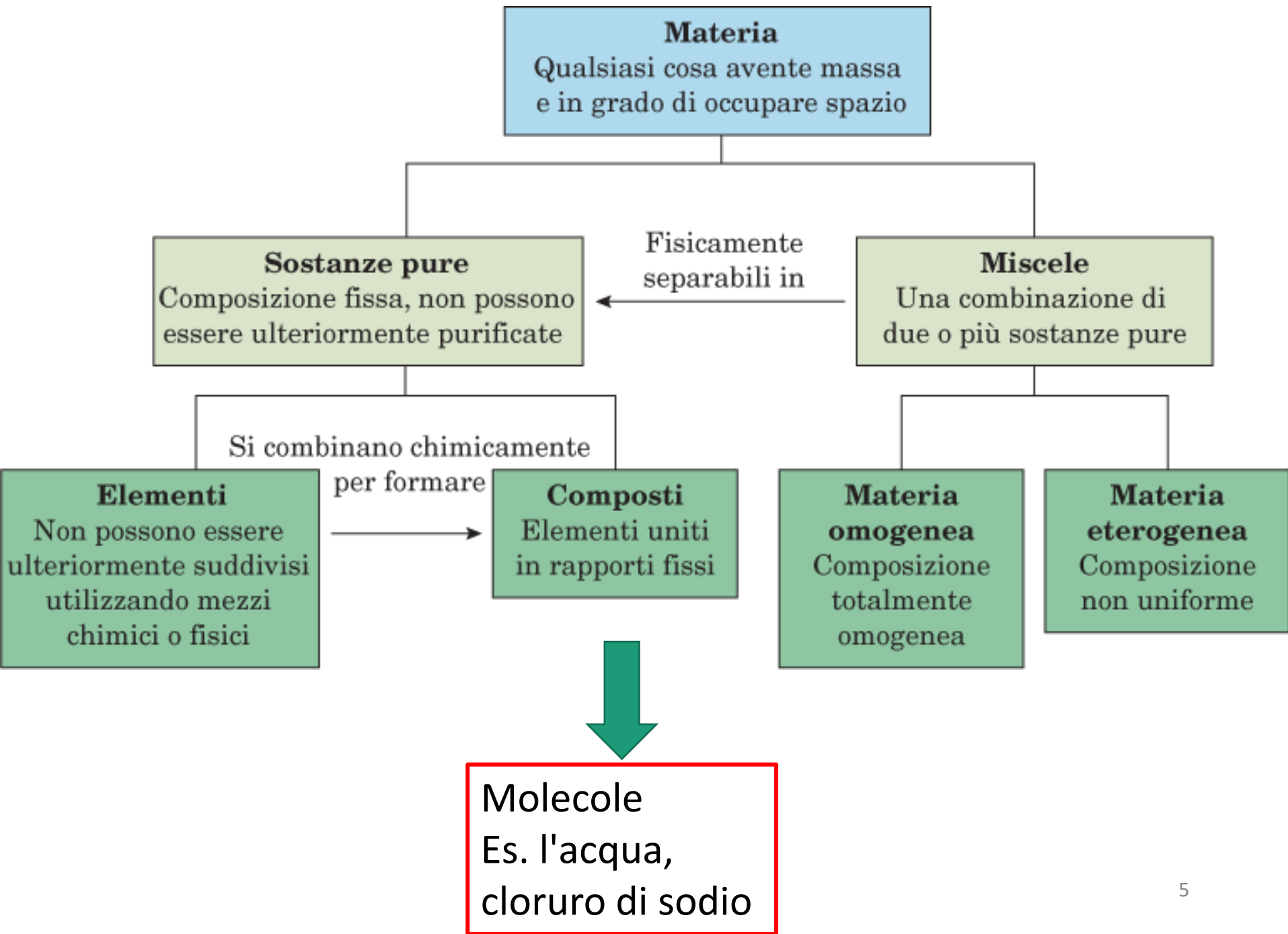
Una combinazione di due o più sostanze pure.

Proporzioni variabili

2.2

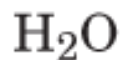
- Come viene classificata la materia





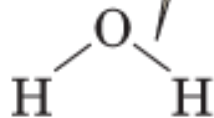
Molecole: l'acqua e sue varie rappresentazioni

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



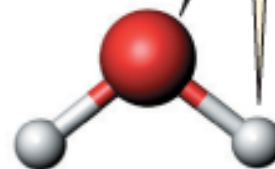
Formula molecolare
o formula bruta

Le linee rappresentano i legami esistenti tra gli atomi



Formula
di struttura

Ogni elemento viene rappresentato con una struttura sferica di differente colore

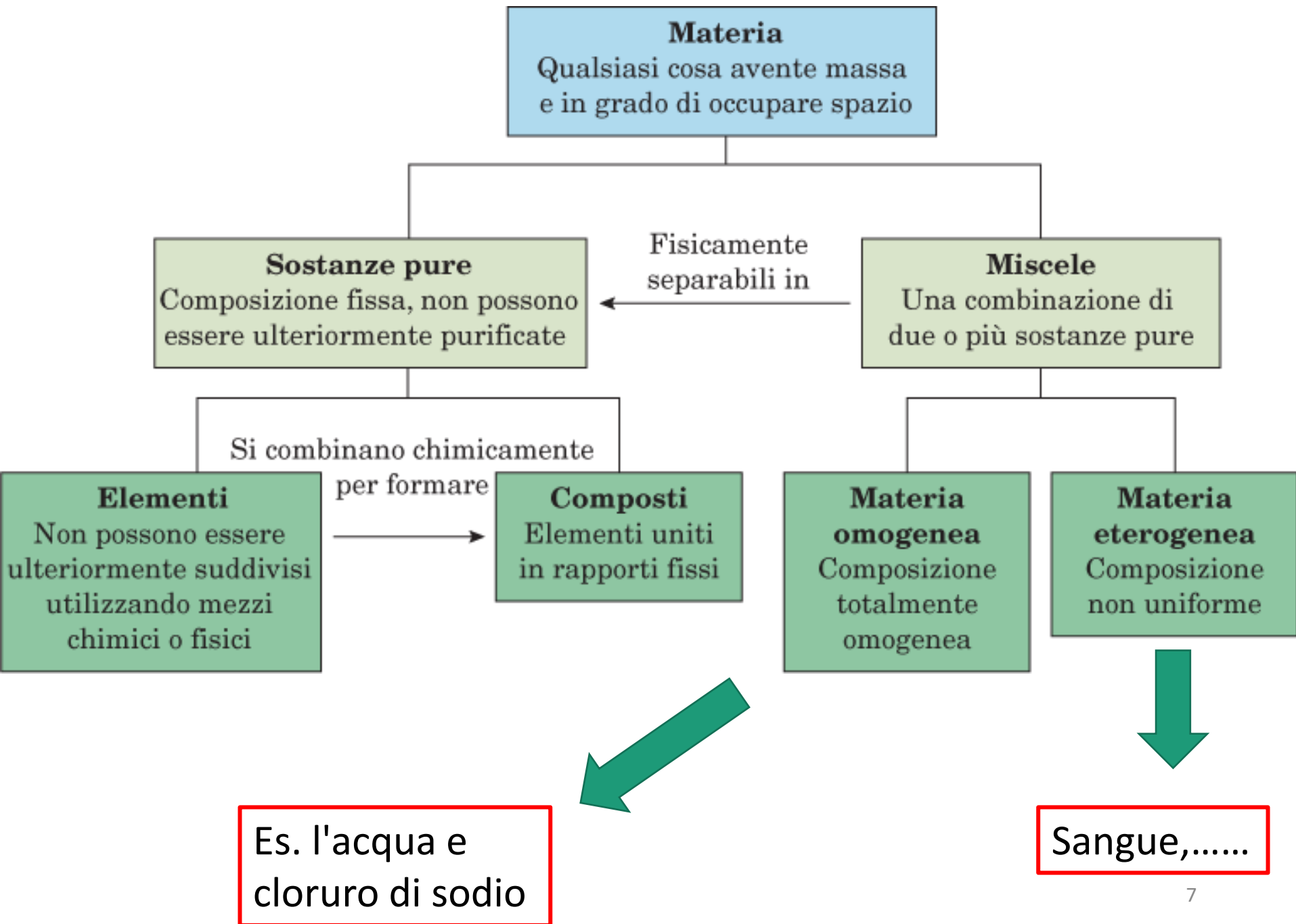


Modello
a sfere e bastoncini

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	1.6726×10^{-24}
Elettrone	-1	9.1094×10^{-28}
Neutrone	0	1.6749×10^{-24}

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)	Massa (uma)
Protone	+1	1.6726×10^{-24}	1.0073
Elettrone	-1	9.1094×10^{-28}	5.4858×10^{-4}
Neutrone	0	1.6749×10^{-24}	1.0087

Nuova unità di misura
Più pratica da usare



1 uma = 1.6605×10^{-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**

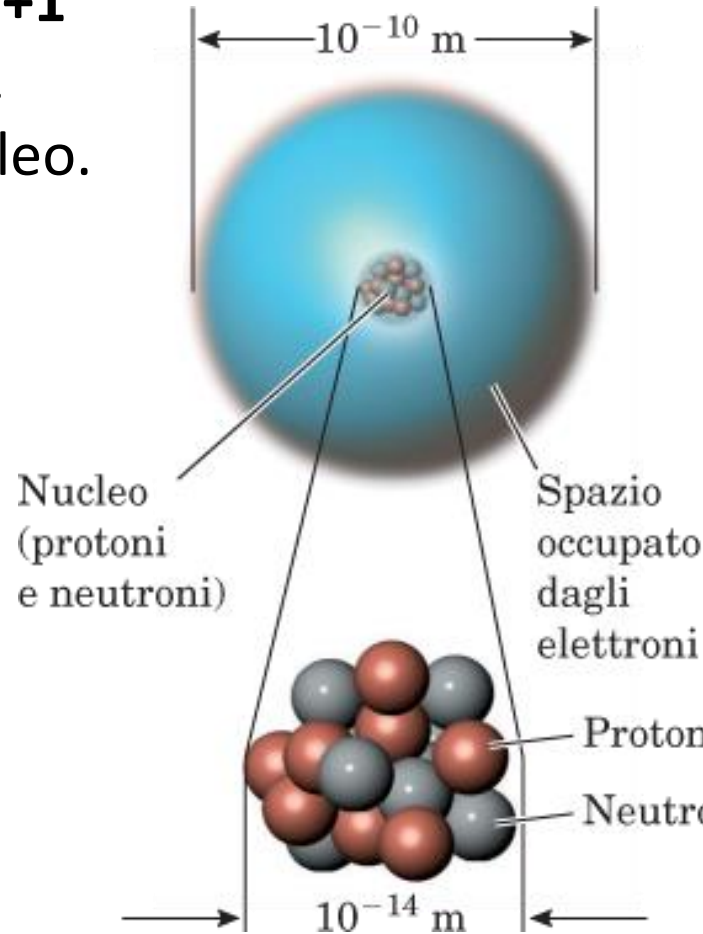
Tabella 2.1 Proprietà e ubicazione all'interno di un atomo di protoni, neutroni ed elettroni

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

Nuova unità di misura
Più pratica da usare

1 uma = 1.6605×10^{-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.



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

V_e
 10^4
> 10 000 volte

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

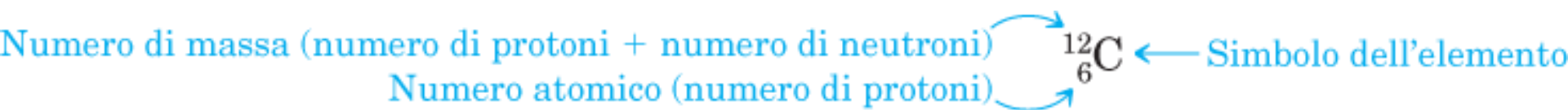
Numero atomico (Z) di un elemento è il numero di protoni presenti nel suo nucleo

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

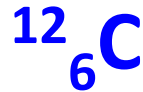
Isotopi

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.

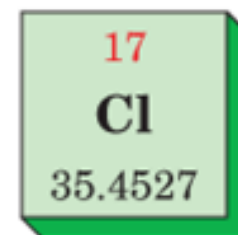
In natura esistono 2 isotopi del cloro: il cloro-35 e il cloro-37.

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%

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

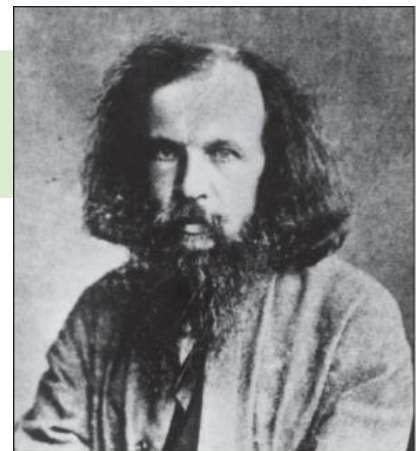
The equation shows the weighted average of the masses of chlorine isotopes. Blue arrows point from the labels "Cloro-35" and "Cloro-37" to the respective terms in the equation.



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											B	C	N	O	F	Ne
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

Mendeleev diede alle 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	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 ancora denominati

Tavola di Mendeleev

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

Gruppo 6A

Es. 3zo periodo

Legend: ■ 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

18

Tavola di Mendeleev

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

Gruppo 6A

Es. 3zo periodo

Legend: ■ 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

19

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

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							
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

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

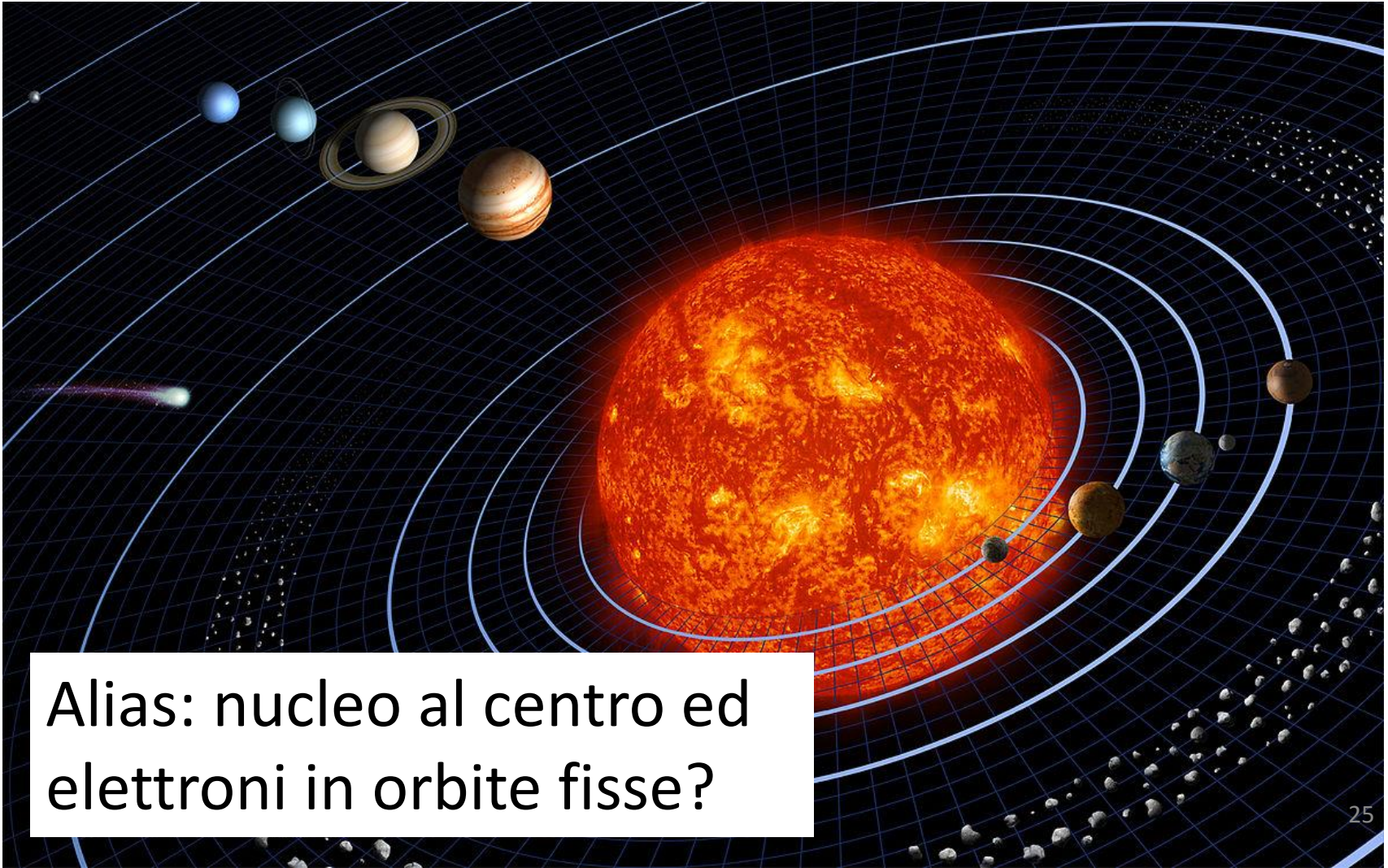
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H												B	C	N	O	F	Ne
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf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

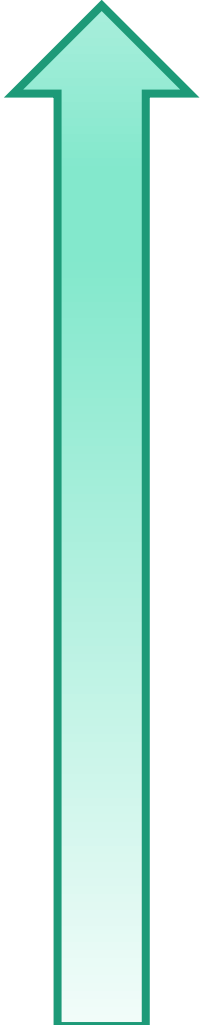
2.6

- Come sono disposti gli elettroni in un atomo

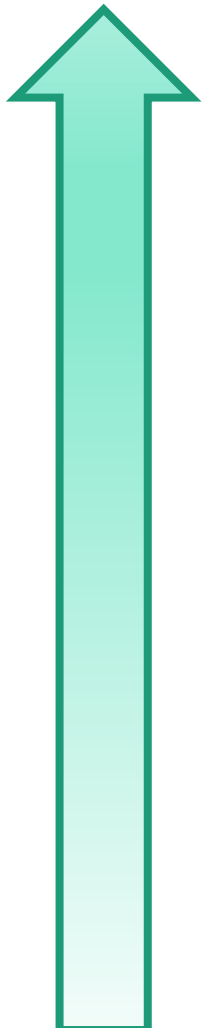
No.

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

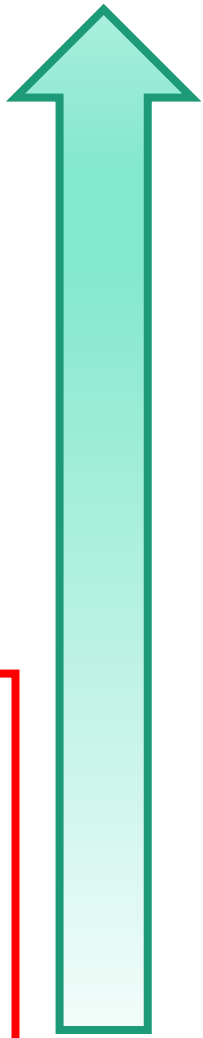
Classificazione degli orbitali

Orbitali	Energia
4f	
4d _{xy} , 4d _{xz} , 4d _{yz} , 4d _{x²-y²} , 4d _{z²}	
4p _x , 4p _y , 4p _z ,	
4s	
3d _{xy} , 3d _{xz} , 3d _{yz} , 3d _{x²-y²} , 3d _{z²}	
3p _x , 3p _y , 3p _z ,	
3s,	
2p _x , 2p _y , 2p _z	
2s	
1s	

Classificazione degli orbitali

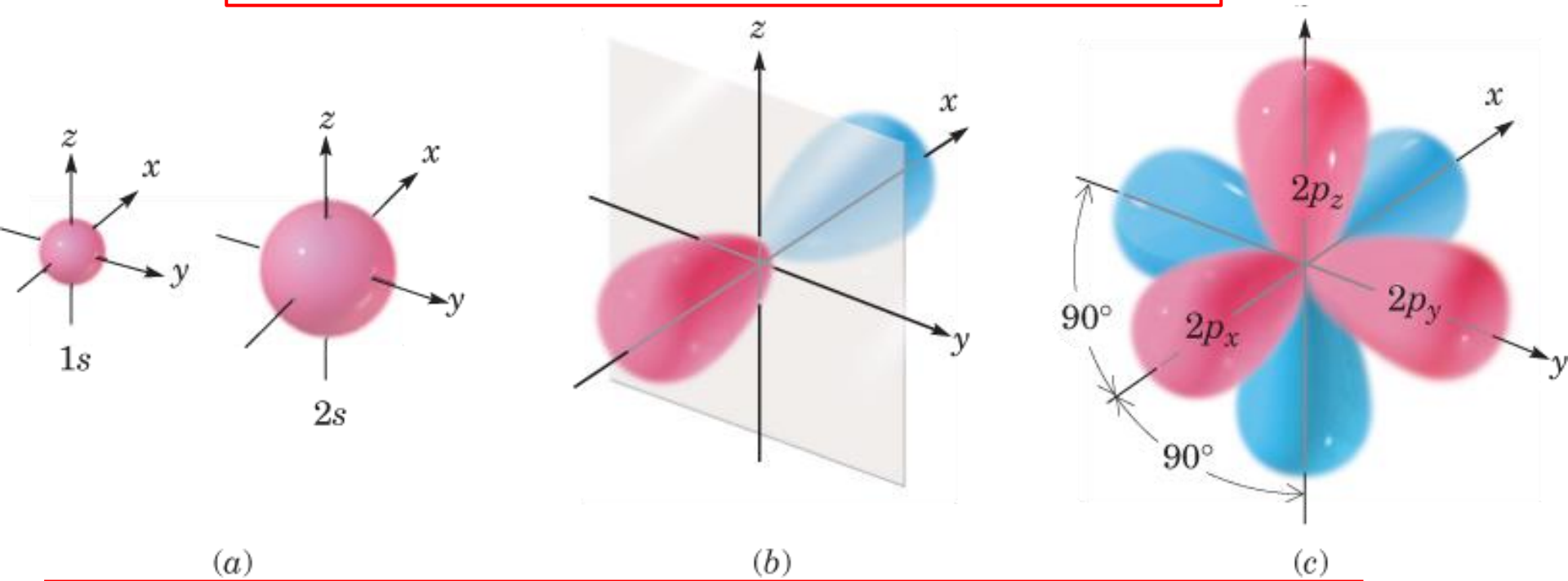
Guscio	Sottoguscio(o)	Orbitali	Energia
4	s,p,d,f	4f 4d _{xy} , 4d _{xz} , 4d _{yz} , 4d _{x²-y²} , 4d _{z²} 4p _x , 4p _y , 4p _z , 4s	
3	s,p,d	3d _{xy} , 3d _{xz} , 3d _{yz} , 3d _{x²-y²} , 3d _{z²} 3p _x , 3p _y , 3p _z , 3s,	
2	s,p	2p _x , 2p _y , 2p _z 2s	
1	s	1s	

Classificazione degli orbitali

Guscio	Sottoguscio(o)	Orbitali	Energia
4	s,p,d,f	4f 4d _{xy} , 4d _{xz} , 4d _{yz} , 4d _{x²-y²} , 4d _{z²} 4p _x , 4p _y , 4p _z , 4s	
3	s,p,d	3d _{xy} , 3d _{xz} , 3d _{yz} , 3d _{x²-y²} , 3d _{z²} 3p _x , 3p _y , 3p _z , 3s.	
2	s,p	2p _x , 2p _y , 2p _z 2s	
1	s	1s	

- Ogni orbitale è contraddistinto da una propria forma

Ogni orbitale contiene al massimo 2 elettroni

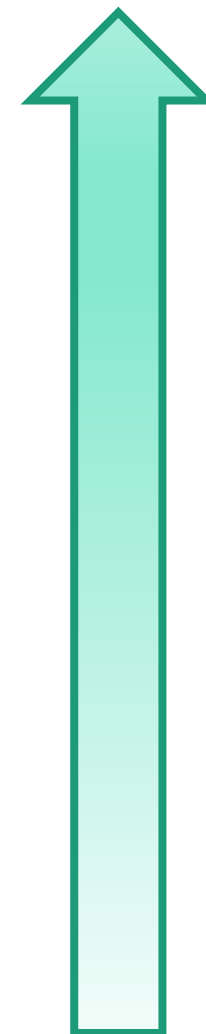


2	s,p	$2p_x, 2p_y, 2p_z$ $2s$
1	s	$1s$

Classificazione degli orbitali

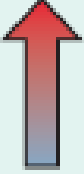
Guscio	Sottoguscio(o)	Orbitali	No. elettroni
4	s,p,d,f	4f 4d _{xy} , 4d _{xz} , 4d _{yz} , 4d _{x²-y²} , 4d _{z²} 4p _x , 4p _y , 4p _z , 4s	32
3	s,p,d	3d _{xy} , 3d _{xz} , 3d _{yz} , 3d _{x²-y²} , 3d _{z²} 3p _x , 3p _y , 3p _z , 3s,	18
2	s,p	2p _x , 2p _y , 2p _z 2s	8
1	s	1s	2

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		Minore

- 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?

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.



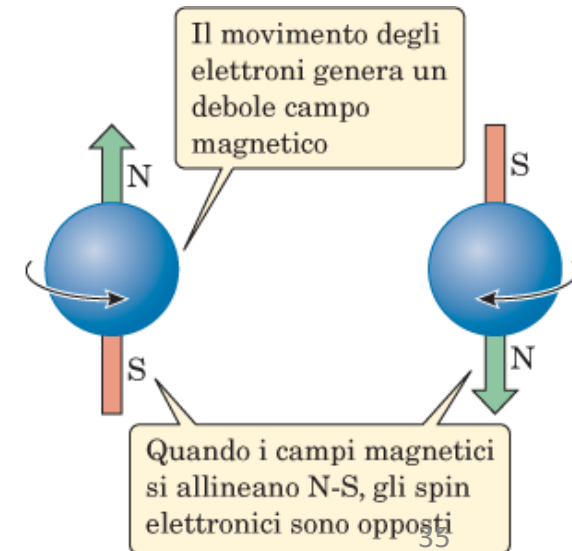
Gli orbitali si riempiono seguendo l'ordine:
1s, 2s, 2p, 3s, 3p, etc

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

Tre regole

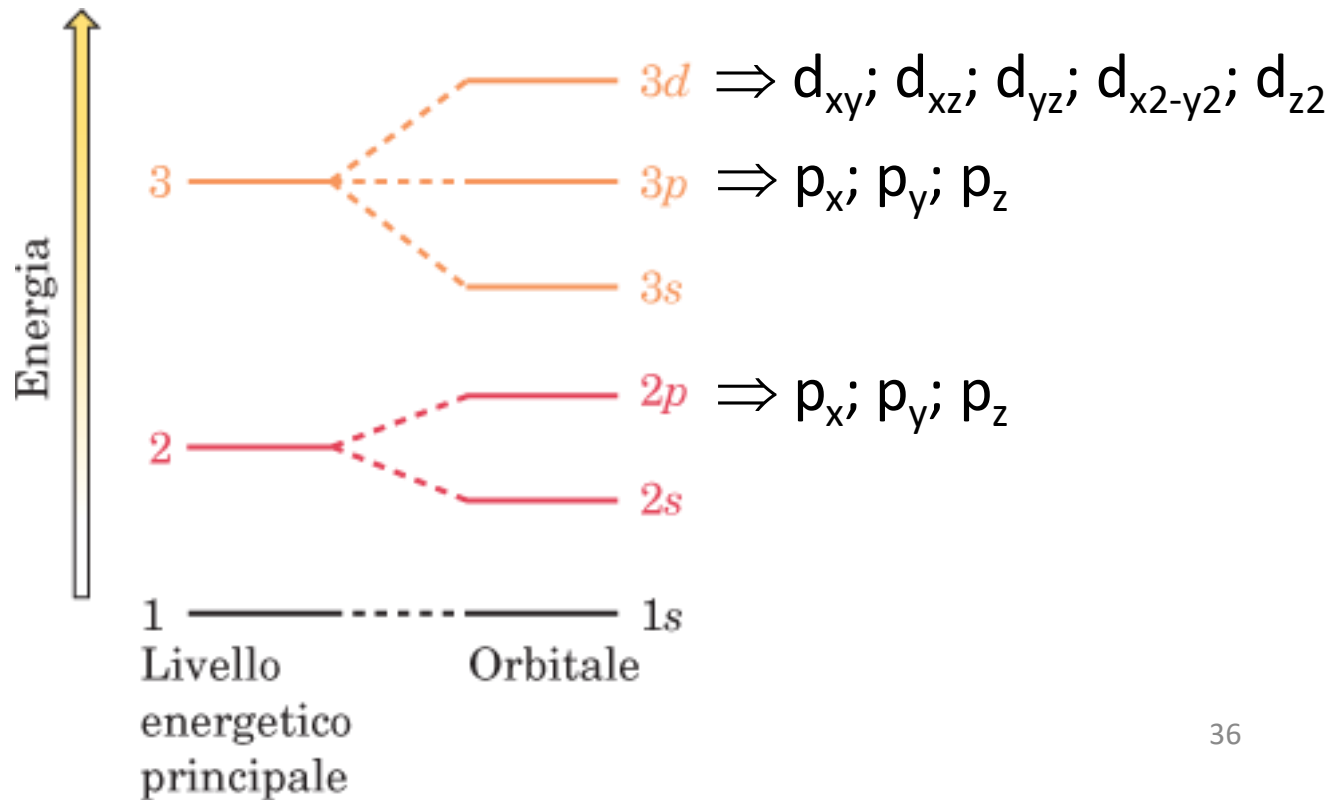
Regola 2: ogni orbitale può contenere al massimo 2 elettroni con spin opposti.

Lo spin?



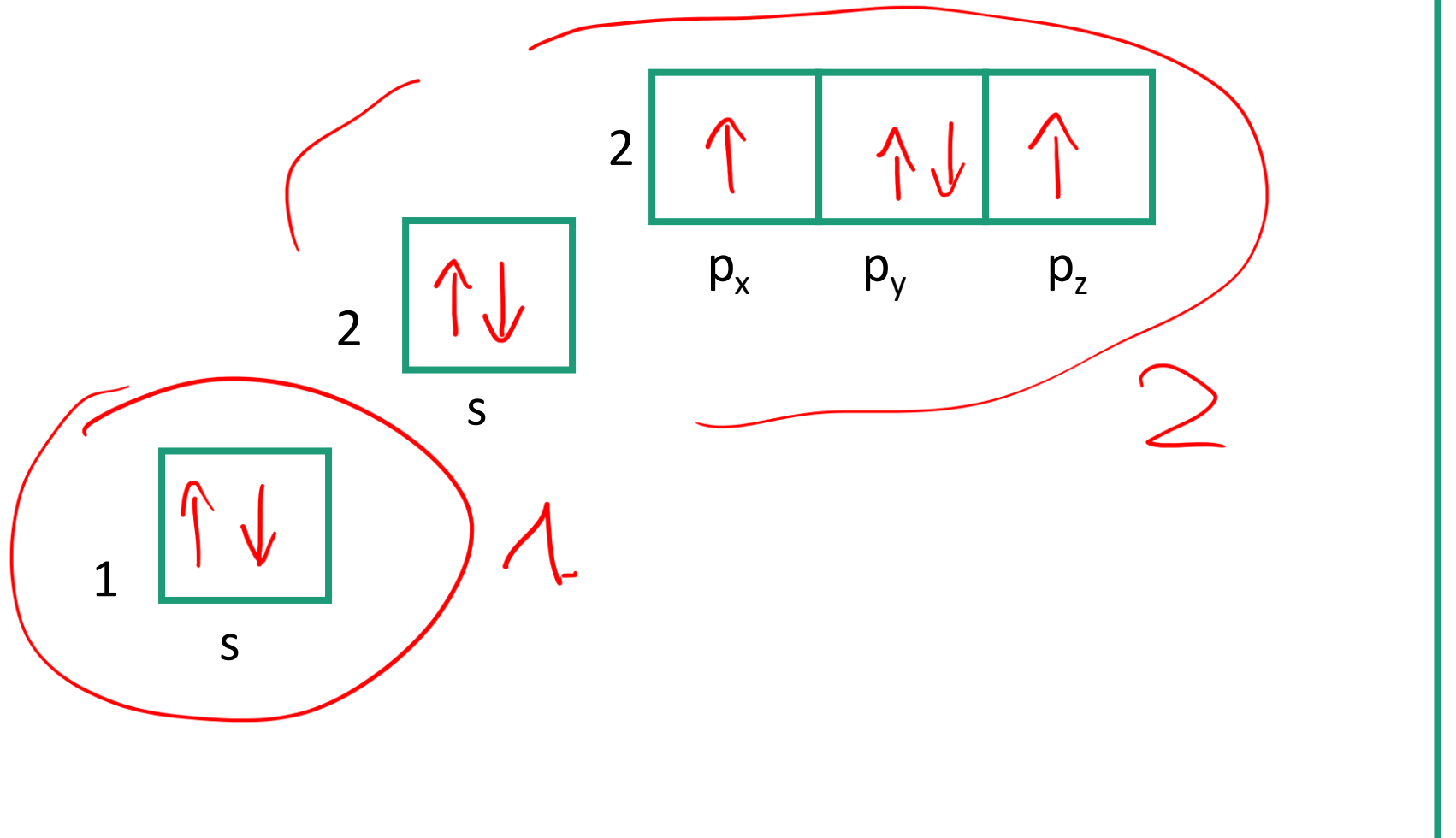
La **configurazione elettronica** di un atomo indica come sono riempiti gli orbitali dagli elettroni

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, $Z = 8$

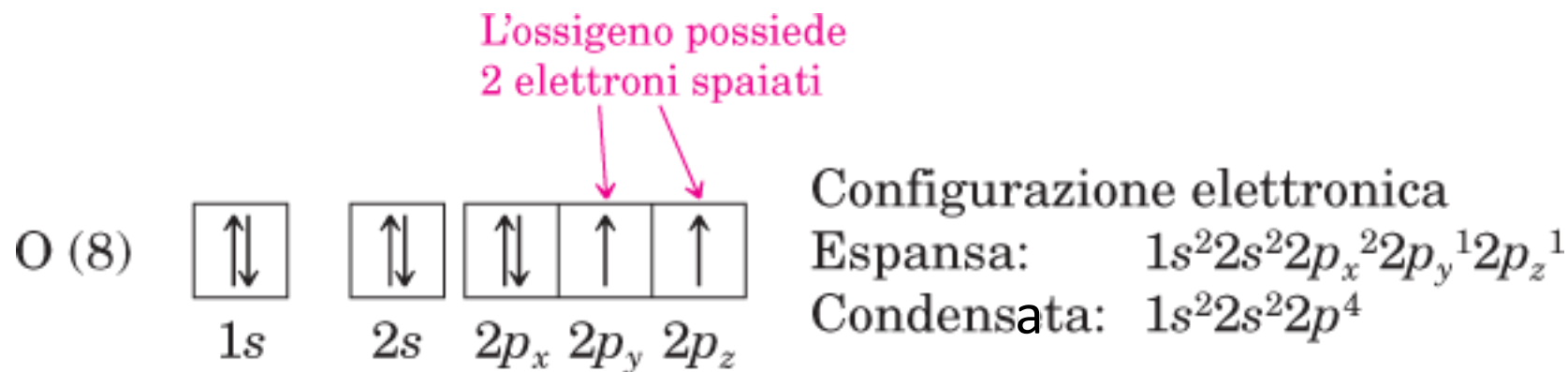


La **configurazione elettronica** di un atomo indica come sono riempiti gli orbitali dagli elettroni

Diagramma a caselle degli orbitali

	Diagramma a caselle degli orbitali									Configurazione elettronica (condensata)	Notazione dei gas nobili	
	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s	3p _x	3p _y	3p _z			
H (1)	↑										1s ¹	
He (2)	↑↓										1s ²	
Li (3)	↑↓	↑									1s ² 2s ¹	[He] 2s ¹
Be (4)	↑↓	↑↓									1s ² 2s ²	[He] 2s ²
B (5)	↑↓	↑↓	↑								1s ² 2s ² 2p ¹	[He] 2s ² 2p ¹
C (6)	↑↓	↑↓	↑	↑							1s ² 2s ² 2p ²	[He] 2s ² 2p ²
N (7)	↑↓	↑↓	↑	↑	↑						1s ² 2s ² 2p ³	[He] 2s ² 2p ³
O (8)	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑						1s ² 2s ² 2p ⁴	[He] 2s ² 2p ⁴

Esaminiamo Ossigeno e altri elementi a lui vicini



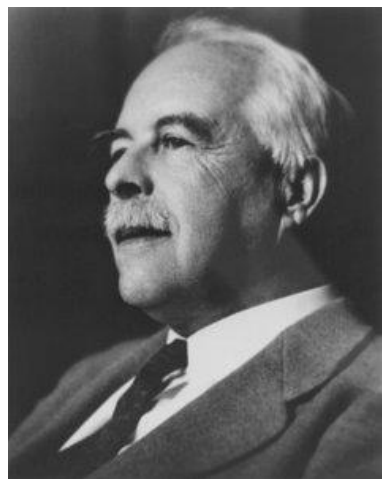
Guscio di valenza



Elettroni di valenza

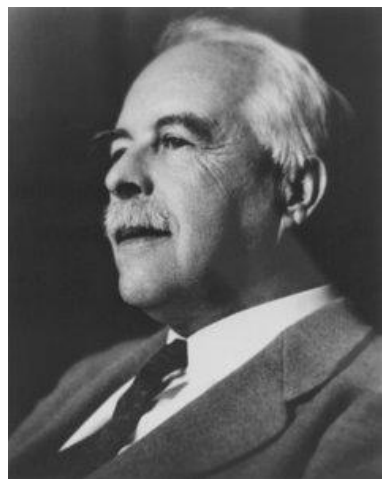
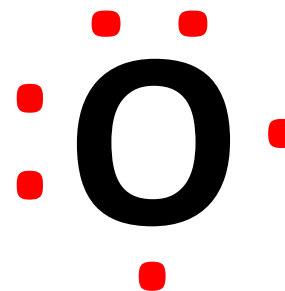
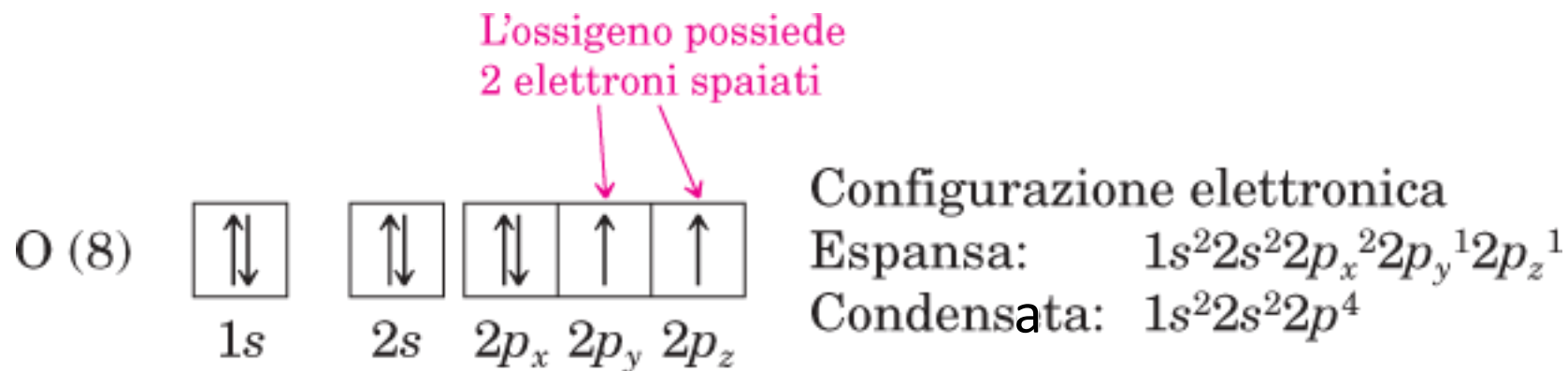


Descritti attraverso
la **rappresentazione
di Lewis**



(Berkeley, California)

Esaminiamo Ossigeno e altri elementi a lui vicini



(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 ¹	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 ¹	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 ¹	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 ¹	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 ¹	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

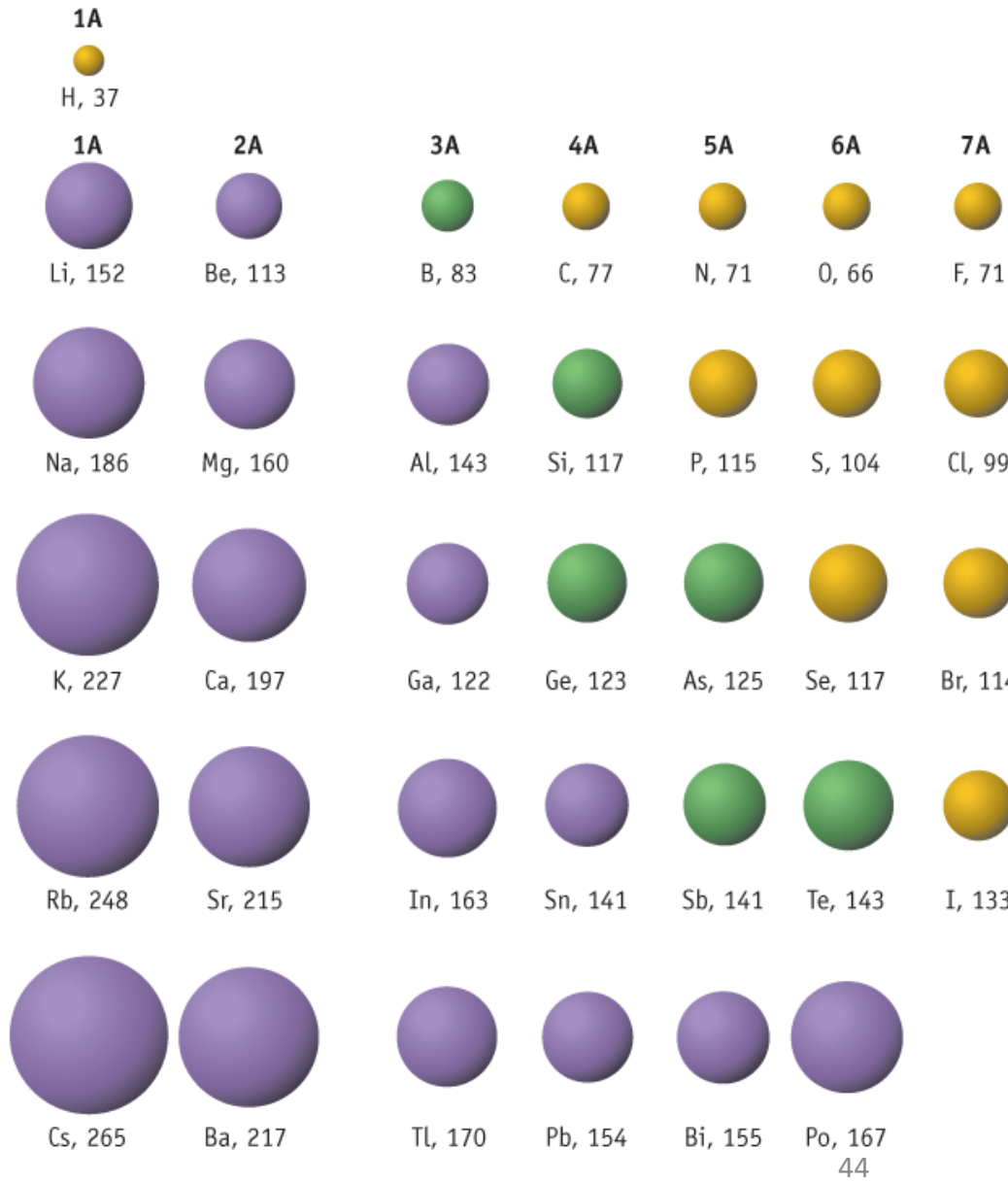
- Cos'è una proprietà periodica

Dimensioni dell'atomo
Potenziale di ionizzazione

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.

