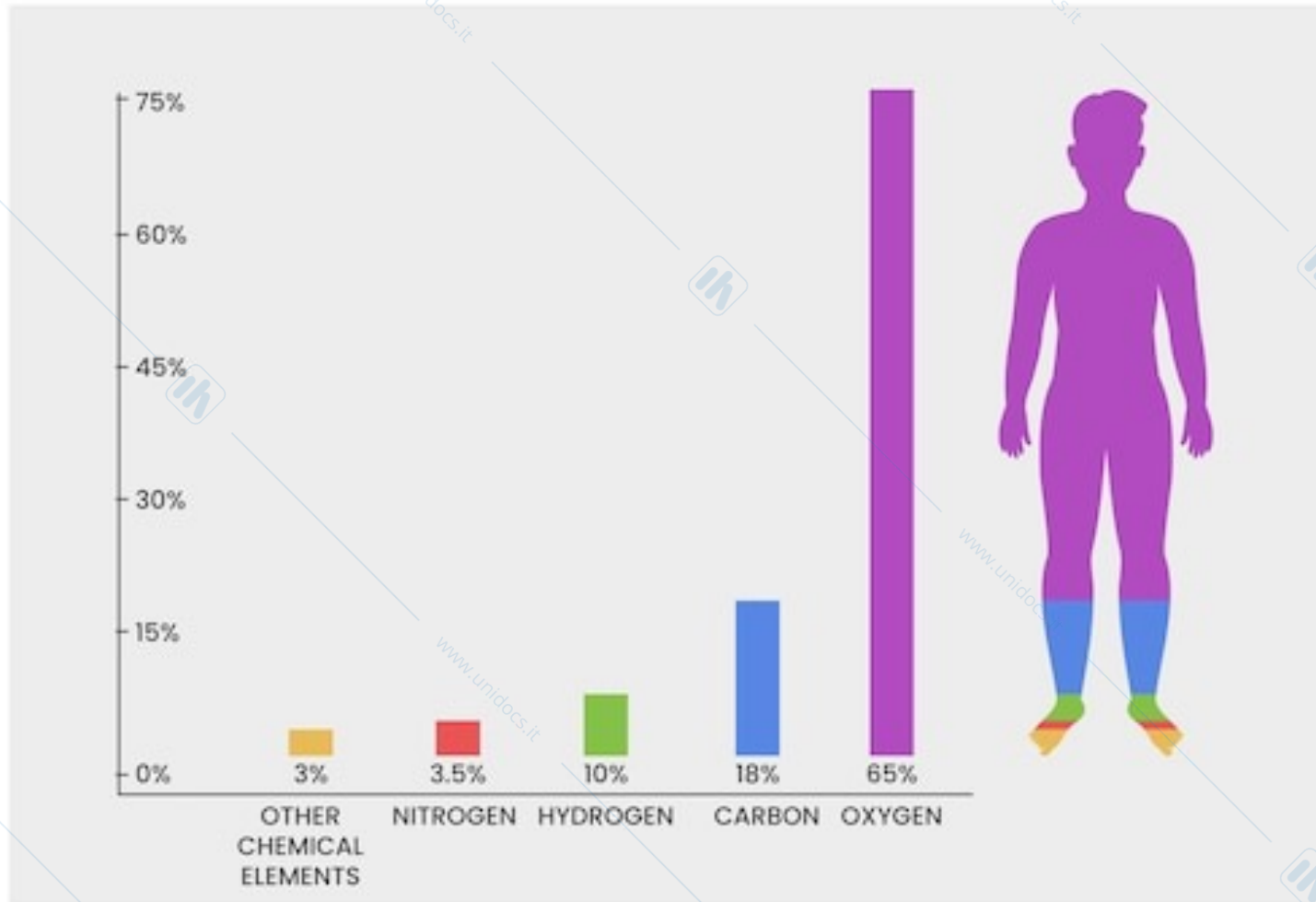


# ATOMO



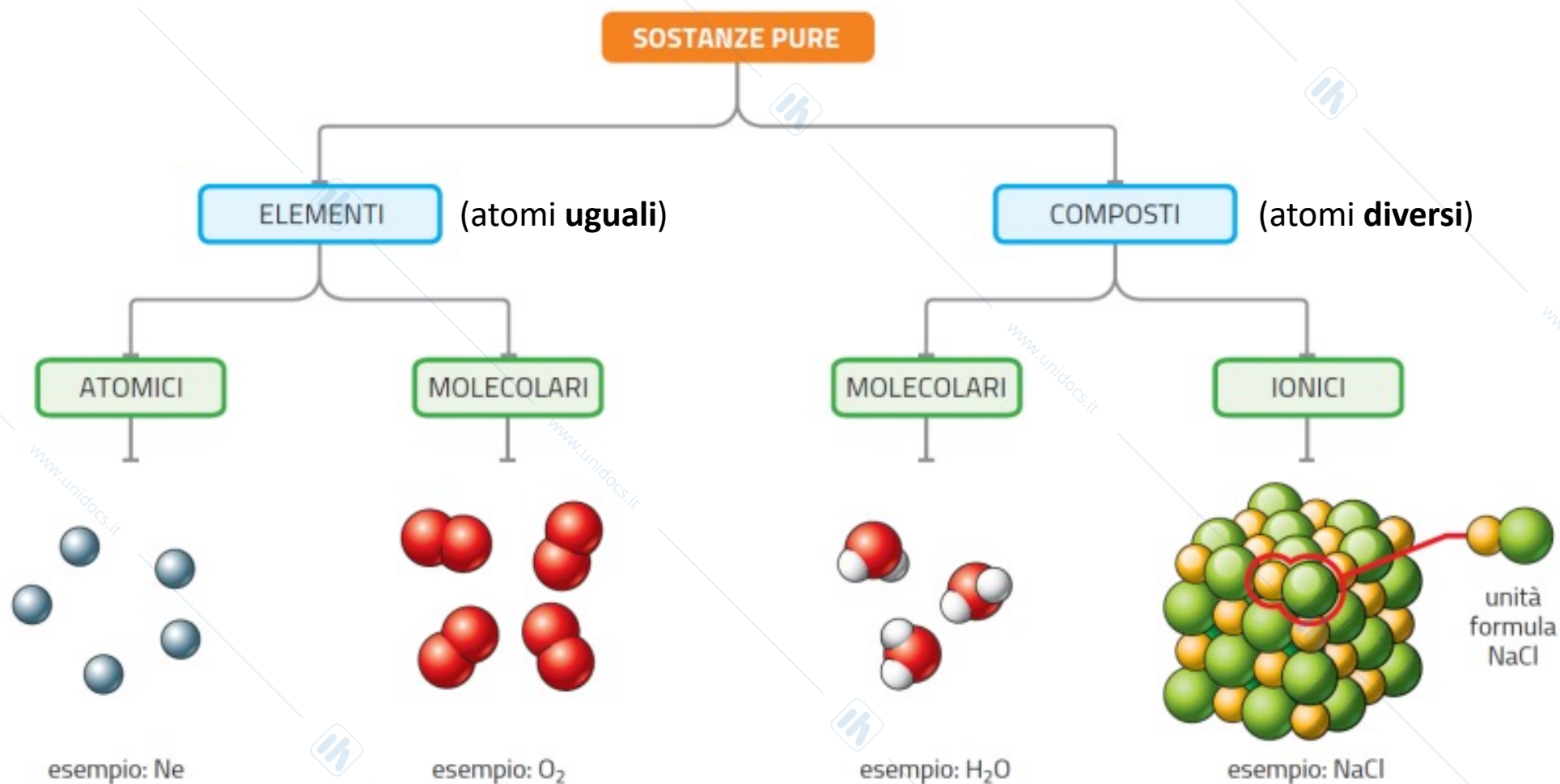
# COMPONENTI DELLA MATERIA VIVENTE



Il 95% del corpo umano è costruito con pochi elementi (O, C, H, N)

# Classificazione della **MATERIA**

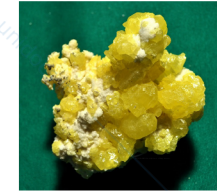
**Elementi e composti sono costituiti da atomi, molecole o ioni**



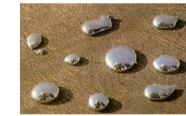
# Classificazione della **MATERIA**

**Sostanze pure**  
(composizione **costante**)

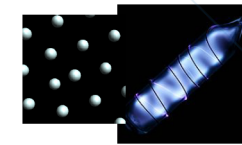
**Elementi**  
(atomi **uguali**)



zolfo



mercurio

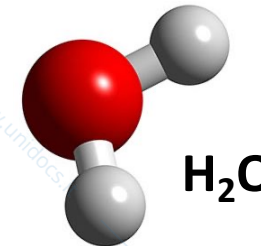


xeno



ossigeno

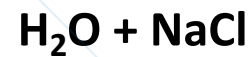
**Composti**  
(atomi **diversi**)



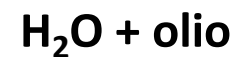
acqua

**Miscela** (composizione **variabile**)  
( $\geq 2$  sostanze pure)

**omogenee**

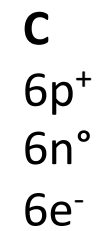
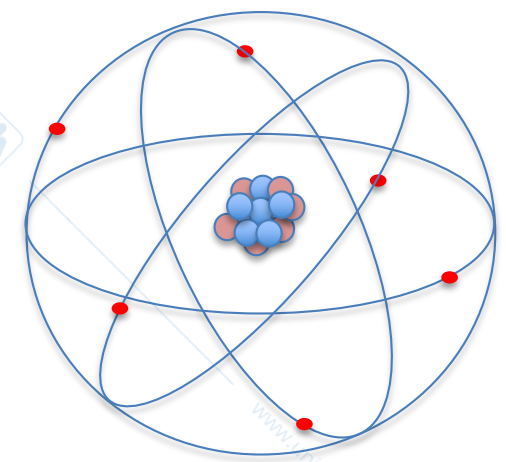
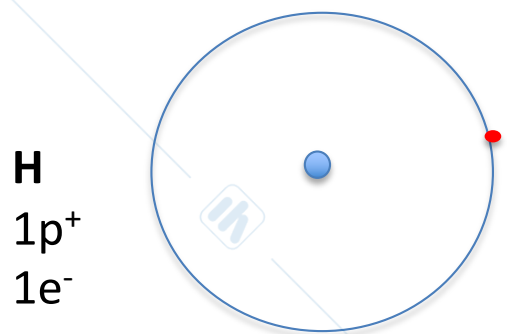


**eterogenee**



anidride carbonica

Un **ATOMO** può essere descritto come una minuscola sfera con una parte centrale (nucleo) circondata da una regione di spazio nella quale orbitano gli elettroni (*modello planetario*) (Rutherford, 1910)



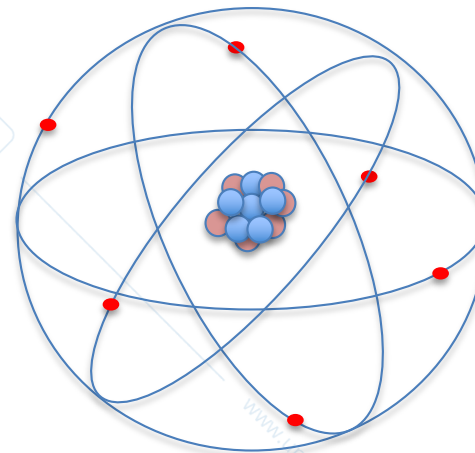
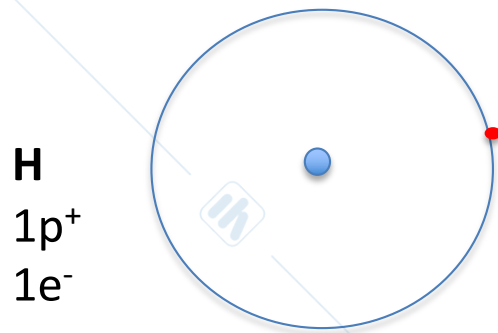
**Particelle atomiche elementari**

NUCLEO			massa	carica*	dimensioni, r
●	PROTONI	p <sup>+</sup>	1.673 x 10 <sup>-24</sup> g	+1	1.2 x 10 <sup>-15</sup> m
●	NEUTRONI	n <sup>°</sup>	1.675 x 10 <sup>-24</sup> g	0	come protone
●	ELETTRONI	e <sup>-</sup>	1/1836 massa protone	-1	1/20 protone

\* carica elementare = 1.6 x 10<sup>-19</sup> Coulomb

**L'atomo naturale è neutro: il numero degli elettroni è uguale a quello dei protoni**

Un **ATOMO** può essere descritto come una minuscola sfera con una parte centrale (nucleo) circondata da una regione di spazio nella quale orbitano gli elettroni (*modello planetario*)



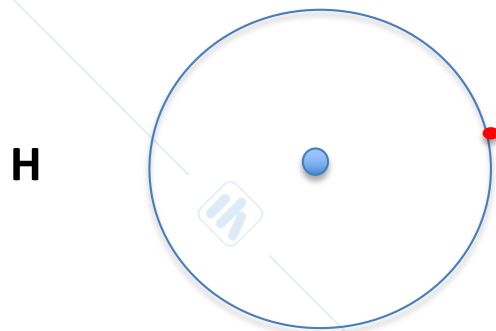
**C**  
6p<sup>+</sup>  
6n<sup>°</sup>  
6e<sup>-</sup>

L'identità di un atomo è determinata dal numero di protoni contenuti nel nucleo, dato che il comportamento chimico dipende dal numero di elettroni (in particolare da quelli **più esterni**).

Questo numero viene definito **numero atomico (Z)**

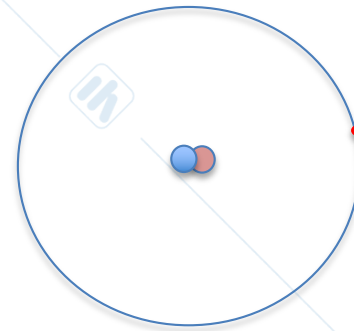
Il **numero di massa (A)** è dato dalla somma del numero di protoni (Z) e di neutroni (generalmente indicato con N) contenuti nel nucleo.

Un ATOMO può essere descritto come una minuscola sfera con una parte centrale (nucleo) circondata da una regione di spazio nella quale orbitano gli elettroni (*modello planetario*)



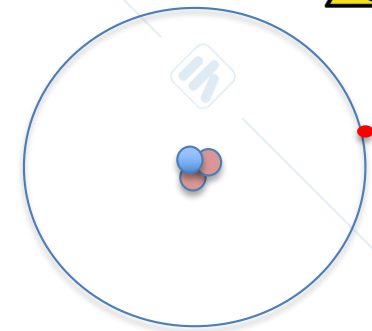
**Prozio ( ${}^1_1\text{H}$ )**

1p<sup>+</sup>  
1e<sup>-</sup>



**Deuterio D ( ${}^2_1\text{H}$ )**

1p<sup>+</sup>  
1n<sup>°</sup>  
1e<sup>-</sup>



**Trizio T ( ${}^3_1\text{H}$ )**

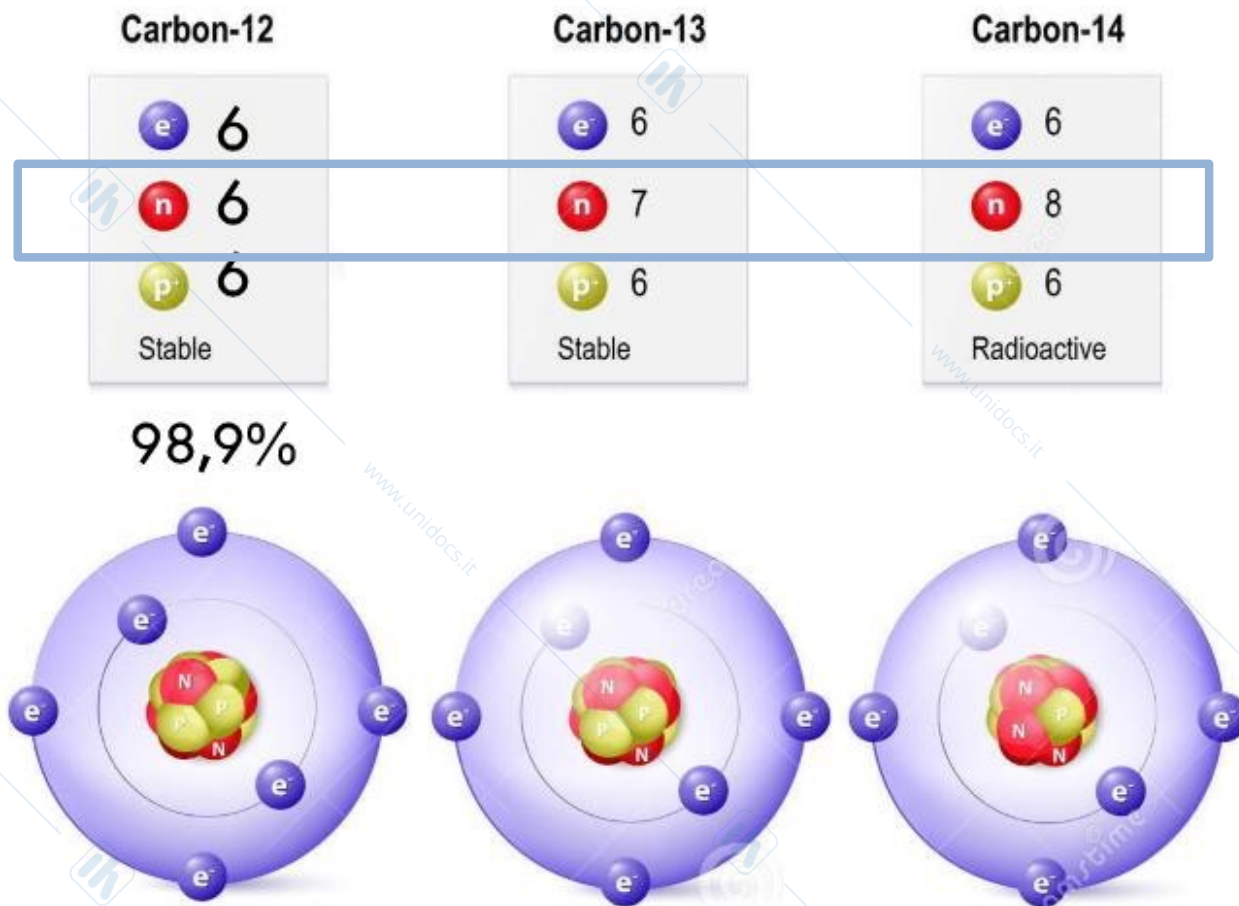
1p<sup>+</sup>  
2n<sup>°</sup>  
1e<sup>-</sup>

Il **numero di massa** serve per specificare un particolare isotopo di un elemento, che ha lo stesso numero atomico, ma diverso numero di massa. Gli isotopi differiscono pertanto per il numero di neutroni contenuti nel nucleo, restando invariato il numero di protoni e elettroni (stessa reattività).

Il **numero di massa** (A) è dato dalla somma del numero di protoni (Z) e di neutroni (generalmente indicato con N) contenuti nel nucleo.

Gli elementi presenti in natura sono in genere **miscele di isotopi**

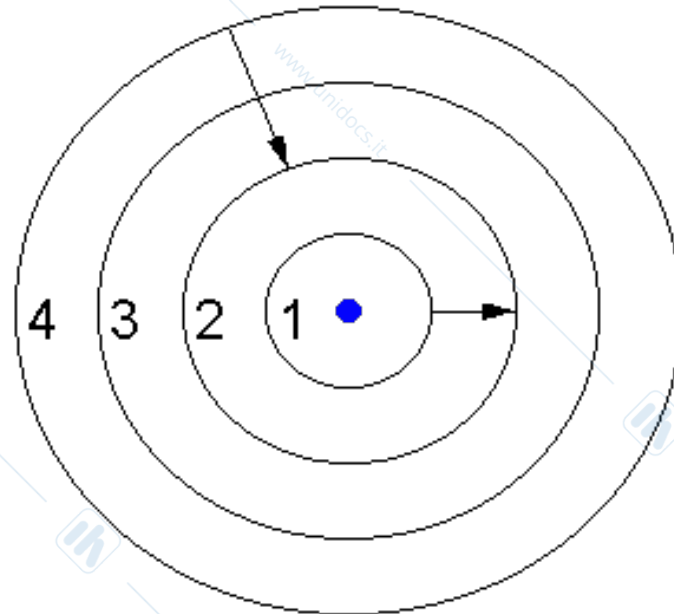
# Gli isotopi del carbonio



Un ATOMO può essere descritto come una minuscola sfera con una parte centrale (nucleo) circondata da una regione di spazio nella quale orbitano gli elettroni (*modello planetario*) (Rutherford, 1910)

Gli elettroni sono distribuiti intorno al nucleo in strati concentrici, detti **livelli energetici**, definiti dal numero quantico principale (**n**)

n=1	2 elettroni
n=2	8 elettroni
n=3	18 elettroni



**Un ATOMO può essere descritto come una minuscola sfera con una parte centrale (nucleo) circondata da una regione di spazio nella quale orbitano gli elettroni (*modello planetario*) (Rutherford, 1910)**

***Dall'atomo di Rutherford alla meccanica quantistica***

**(1913, Bohr):** gli elettroni si muovono in orbite caratterizzate da una specifica energia (quantizzate).

**(1927, Heisenberg):** posizione e velocità di un elettrone in moto attorno al nucleo non possono essere determinate contemporaneamente (*principio di indeterminazione*)

Un **ATOMO** può essere descritto come una minuscola sfera con una parte centrale (nucleo) circondata da una regione di spazio nella quale orbitano gli elettroni (*modello planetario*)

### ***Dall'atomo di Rutherford alla meccanica quantistica***

(1913, *Bohr*): gli elettroni si muovono in orbite caratterizzate da una specifica energia (quantizzate).

(1927, *Heisenberg*): posizione e velocità di un elettrone in moto attorno al nucleo non possono essere determinate contemporaneamente (*principio di indeterminazione*)

Da *orbita* a **orbitale**: non più una *traiettoria* su cui si muove un elettrone, ma una *porzione di spazio* intorno al nucleo definita da una *superficie di equiprobabilità*, in cui un elettrone permane nel tempo (*delocalizzazione degli  $e^-$* ).

Un **ATOMO** può essere descritto come una minuscola sfera con una parte centrale (nucleo) circondata da una regione di spazio nella quale orbitano gli elettroni (*modello planetario*)

***Dall'atomo di Rutherford alla meccanica quantistica***

(1913, Bohr): gli elettroni si muovono in orbite caratterizzate da una specifica energia (quantizzate).

(1927, Heisenberg): posizione e velocità di un elettrone in moto attorno al nucleo non possono essere determinate contemporaneamente (*principio di indeterminazione*)

(1926, Schrödinger): un **orbitale** è definito da una particolare funzione d'onda, il cui quadrato assume il significato di probabilità di trovare un elettrone in una determinata configurazione spaziale.

Un ATOMO può essere descritto come una minuscola sfera con una parte centrale (nucleo) circondata da una regione di spazio nella quale orbitano gli elettroni (*modello planetario*)

### ***Dall'atomo di Rutherford alla meccanica quantistica***

(1913, Bohr): gli elettroni si muovono in orbite caratterizzate da una specifica energia (quantizzate).

(1927, Heisenberg): posizione e velocità di un elettrone in moto attorno al nucleo non possono essere determinate contemporaneamente (*principio di indeterminazione*)

(1926, Schrödinger): un **orbitale** è definito da una particolare funzione d'onda, il cui quadrato assume il significato di probabilità di trovare un elettrone in una determinata configurazione spaziale.

(1925, Pauli): due elettroni identici non possono occupare simultaneamente lo stesso stato quantico (*principio di esclusione*).

***Un orbitale può contenere al massimo due elettroni, che differiscono per numero di spin.***

# Geometria degli Orbitali Atomici



Orbitale s



Orbitale p



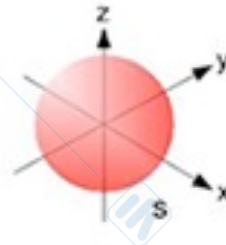
Orbitale d

Primo livello	$n = 1$	<b>1s</b> – un solo orbitale con forma sferica
Secondo livello	$n = 2$	<b>2s</b> – un solo orbitale con forma sferica (di dimensioni maggiori di 1s) <b>2p</b> – tre orbitali con forma bilobata con uguale energia
Terzo livello	$n = 3$	<b>3s</b> – un solo orbitale con forma sferica (dimensioni maggiori di 2s) <b>3p</b> – tre orbitali con forma bilobata con uguale energia (dimensioni maggiori di 2p) <b>3d</b> – cinque orbitali con forma plurilobata con uguale energia

# Geometria degli Orbitali Atomici

Tipo di Orbitale

**s**



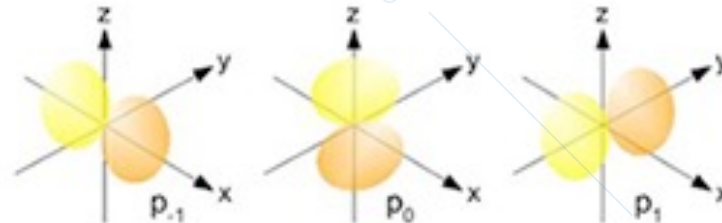
**1**

(2)

Numero di Orbitali

Elettroni (max)

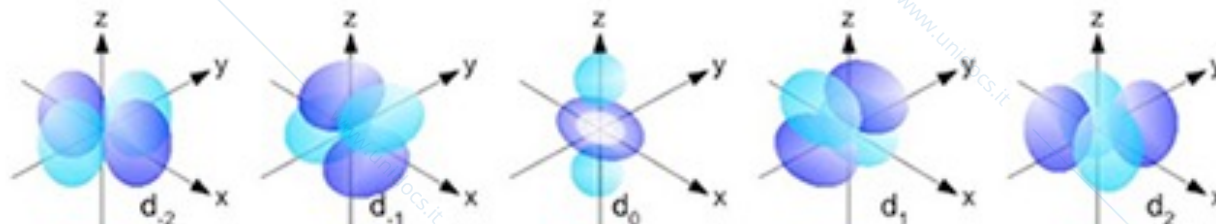
**p**



**3**

(6)

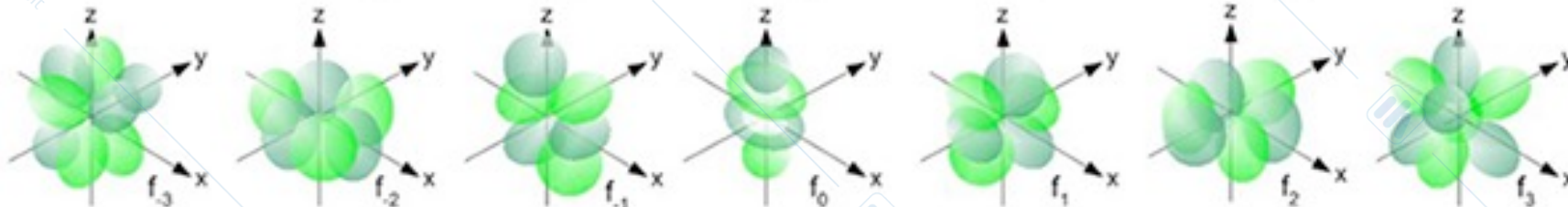
**d**



**5**

(10)

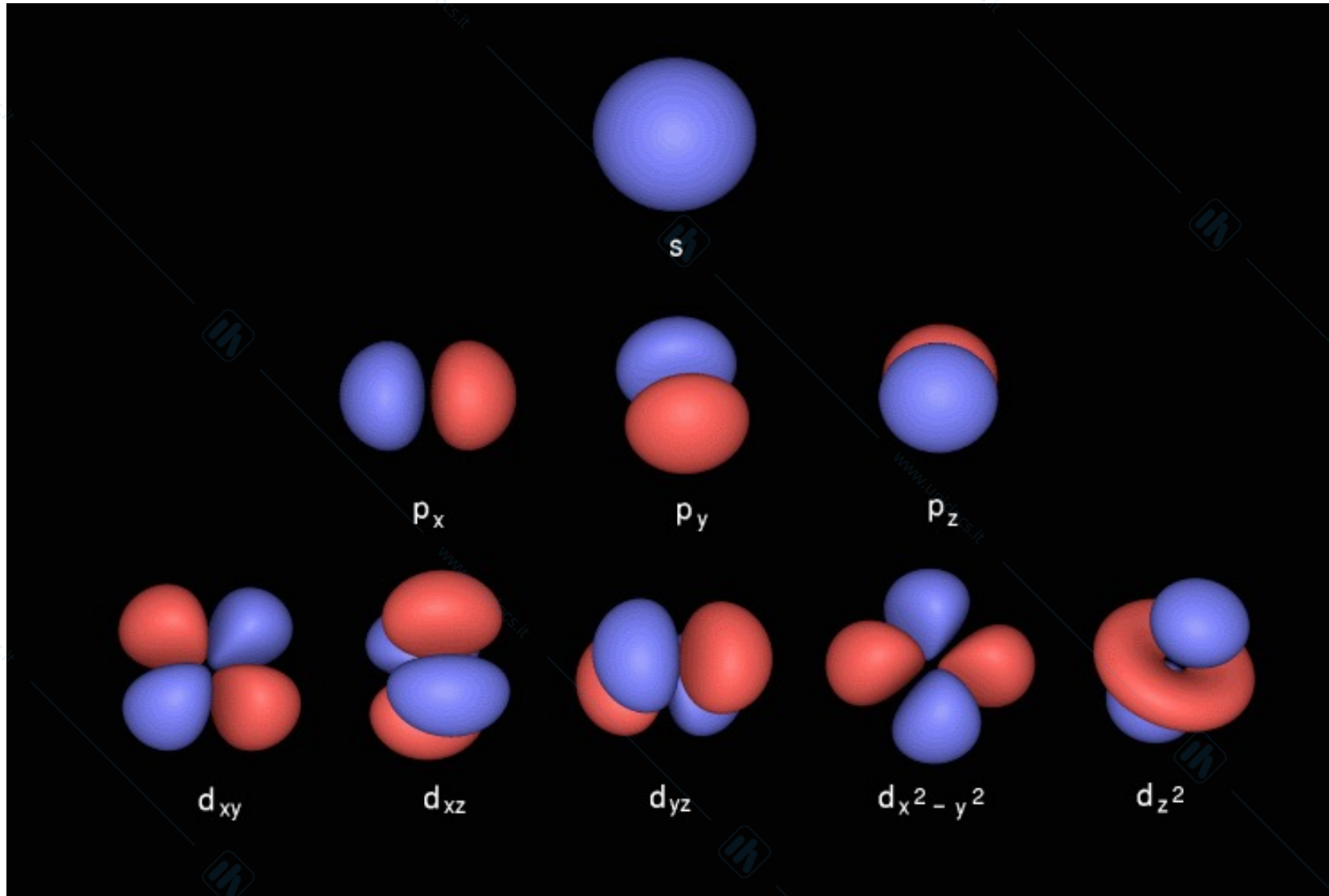
**f**



**7**

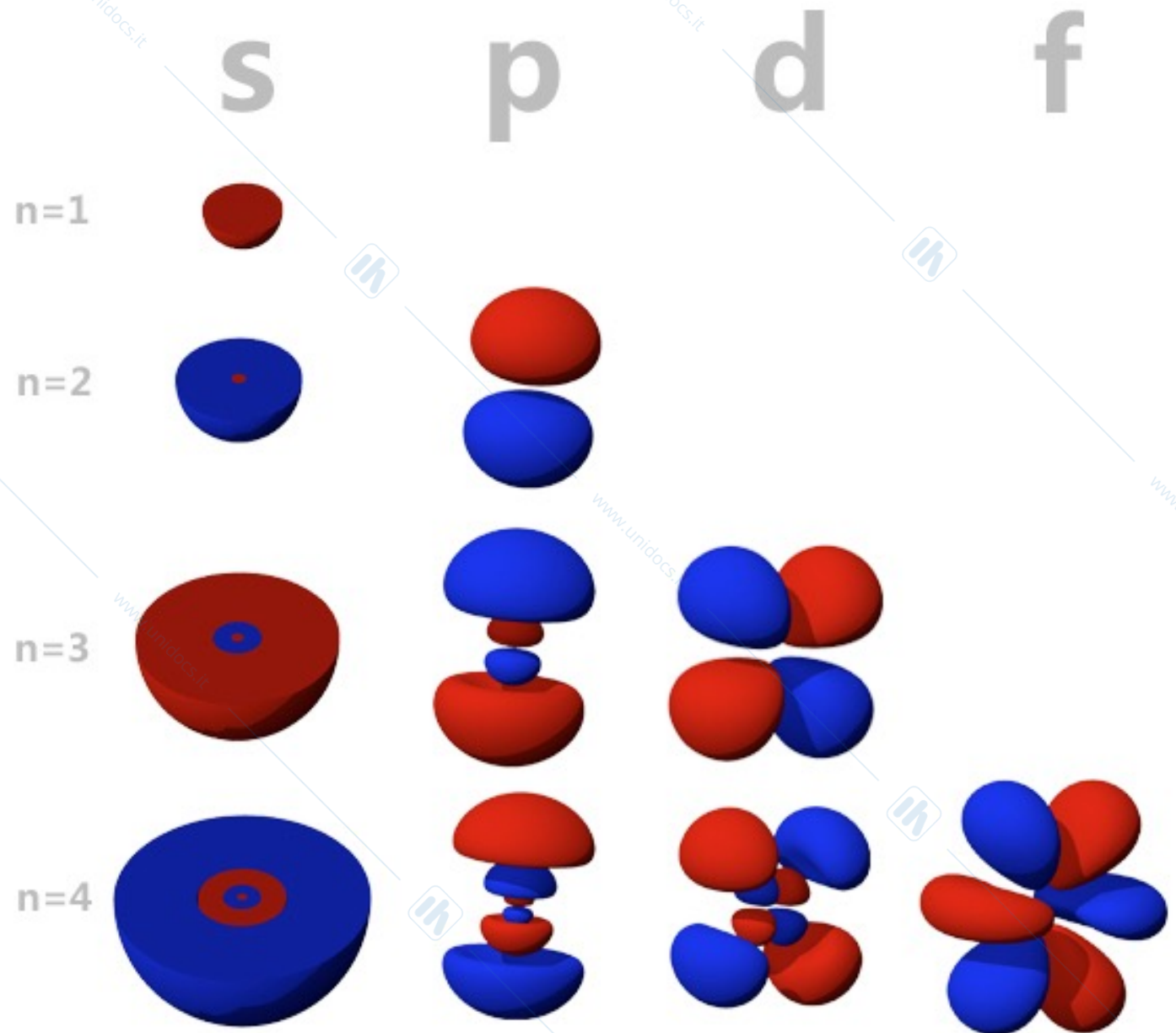
(14)

# Geometria degli Orbitali Atomici



# Geometria degli Orbitali Atomici

Quando un livello energetico viene completato con il massimo numero di elettroni, l'atomo diventa estremamente stabile e non più reattivo (e.g. gas nobili).



# Riempimento degli Orbitali

**Principio di esclusione di Pauli:** un orbitale può contenere al massimo due elettroni, che differiscono per numero di spin (*antiparalleli*)

**Regola di Hund:** gli elettroni tendono ad occupare gli orbitali di pari energia disponendosi il più possibile con spin parallelo

Z			1s		
1	H	1s <sup>1</sup>	↑		1° periodo
2	He	1s <sup>2</sup>	↑↓		
3	Li	[He] 2s <sup>1</sup>	↑	2p	
4	Be	[He] 2s <sup>2</sup>	↑↓	— — —	
5	B	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	↑↓	↑ — —	
6	C	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	↑↓	↑ ↑ —	2° periodo
7	N	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	↑↓	↑ ↑ ↑	
8	O	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	↑↓	↑↓ ↑ ↑	
9	F	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	
10	Ne	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	
11	Na	[Ne] 3s <sup>1</sup>	↑	3p	
12	Mg	[Ne] 3s <sup>2</sup>	↑↓	— — —	
13	Al	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	↑↓	↑ — —	
14	Si	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	↑↓	↑ ↑ —	3° periodo
15	P	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	↑↓	↑ ↑ ↑	
16	S	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	↑↓	↑↓ ↑ ↑	
17	Cl	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	
18	Ar	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	

Le proprietà chimiche degli elementi dipendono dal numero di elettroni nel **livello più esterno** (elettroni di valenza o di legame)

# Riempimento degli Orbitali

**Periodi**      **Blocco s**

1	H	He
2	2s	
3	3s	
4	4s	
5	5s	
6	6s	
7	7s	

**Blocco d**

				3d				
				4d				
				5d				
				6d				

**Blocco p**

		2p		
		3p		
		4p		
		5p		
		6p		
		7p		

**Blocco f**

						4f				
						5f				

# Riempimento degli Orbitali

Al variare del numero atomico Z, la configurazione elettronica esterna degli atomi varia in modo periodico, secondo la Tavola di Mendeleev (**PERIODICITA'**)

**GRUPPO** : Elementi con proprietà chimiche simili

**PERIODO** : Elementi con proprietà chimiche che variano gradualmente

**PERIODO**

n=	GRUPPO																																															
	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII																														
	ns	(n-1) d ORBITALI:										np																																				
	s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA:										s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>																														
1	1 <b>H</b> 1.0080																	2 <b>He</b> 4.00260																														
2	3 <b>Li</b> 6.941	4 <b>Be</b> 9.01218											5 <b>B</b> 10.81	6 <b>C</b> 12.011	7 <b>N</b> 14.0067	8 <b>O</b> 15.9994	9 <b>F</b> 18.9984	10 <b>Ne</b> 20.179																														
3	11 <b>Na</b> 22.9898	12 <b>Mg</b> 24.305											13 <b>Al</b> 26.9815	14 <b>Si</b> 28.086	15 <b>P</b> 30.9738	16 <b>S</b> 32.06	17 <b>Cl</b> 35.453	18 <b>Ar</b> 39.948																														
4	19 <b>K</b> 39.102	20 <b>Ca</b> 40.08	21 <b>Sc</b> 44.9559	22 <b>Ti</b> 47.90	23 <b>V</b> 50.9414	24 <b>Cr</b> 51.996	25 <b>Mn</b> 54.9380	26 <b>Fe</b> 55.847	27 <b>Co</b> 58.9332	28 <b>Ni</b> 58.71	29 <b>Cu</b> 63.546	30 <b>Zn</b> 65.37	31 <b>Ga</b> 69.72	32 <b>Ge</b> 72.59	33 <b>As</b> 74.9216	34 <b>Se</b> 78.96	35 <b>Br</b> 79.904	36 <b>Kr</b> 83.80																														
5	37 <b>Rb</b> 85.4678	38 <b>Sr</b> 87.62	39 <b>Y</b> 88.9059	40 <b>Zr</b> 91.22	41 <b>Nb</b> 92.9064	42 <b>Mo</b> 95.94	43 <b>Tc</b> 98.9062	44 <b>Ru</b> 101.07	45 <b>Rh</b> 102.9055	46 <b>Pd</b> 106.4	47 <b>Ag</b> 107.868	48 <b>Cd</b> 112.40	49 <b>In</b> 114.82	50 <b>Sn</b> 118.69	51 <b>Sb</b> 121.75	52 <b>Te</b> 127.60	53 <b>I</b> 126.9045	54 <b>Xe</b> 131.20																														
6	55 <b>Cs</b> 132.9055	56 <b>Ba</b> 137.34	57 <b>La</b> 138.9055	72 <b>Hf</b> 178.49	73 <b>Ta</b> 180.9479	74 <b>W</b> 183.85	75 <b>Re</b> 186.2	76 <b>Os</b> 190.2	77 <b>Ir</b> 192.22	78 <b>Pt</b> 195.09	79 <b>Au</b> 196.9665	80 <b>Hg</b> 200.59	81 <b>Tl</b> 204.37	82 <b>Pb</b> 207.2	83 <b>Bi</b> 208.9806	84 <b>Po</b> (210)	85 <b>At</b> (210)	86 <b>Rn</b> (222)																														
7	87 <b>Fr</b> (223)	88 <b>Ra</b> 226.0254	89 <b>Ac</b> (227)	104 <b>Ku</b> (250)	105 <b>Ha</b> (250)																																											
<p>Gli elementi preparati artificialmente sono indicati dalla presenza di un angolino marrone</p>																																																
<p>LEGENDA</p> <p>Numero atomico → <b>6</b></p> <p>Stato fisico ← <b>C</b></p> <p>Peso atomico → <b>12.01</b></p> <p>Simbolo chimico ← <b>C</b></p>		<table border="1"> <tr> <td>4f<sup>*</sup></td> <td>58 <b>Ce</b> 140.12</td> <td>59 <b>Pr</b> 140.9077</td> <td>60 <b>Nd</b> 144.24</td> <td>61 <b>Pm</b> (147)</td> <td>62 <b>Sm</b> 150.4</td> <td>63 <b>Eu</b> 151.96</td> <td>64 <b>Gd</b> 157.25</td> <td>65 <b>Tb</b> 158.9254</td> <td>66 <b>Dy</b> 162.50</td> <td>67 <b>Ho</b> 164.9303</td> <td>68 <b>Er</b> 167.26</td> <td>69 <b>Tm</b> 168.93 2</td> <td>70 <b>Yb</b> 173.04</td> <td>71 <b>Lu</b> 174.97</td> </tr> <tr> <td>5f<sup>*</sup></td> <td>90 <b>Th</b> 232.0381</td> <td>91 <b>Pa</b> 231.0369</td> <td>92 <b>U</b> 238.029</td> <td>93 <b>Np</b> 237.0432</td> <td>94 <b>Pu</b> (244)</td> <td>95 <b>Am</b> (243)</td> <td>96 <b>Cm</b> (247)</td> <td>97 <b>Bk</b> (247)</td> <td>98 <b>Cf</b> (251)</td> <td>99 <b>Es</b> (254)</td> <td>100 <b>Fm</b> (257)</td> <td>101 <b>Md</b> (258)</td> <td>102 <b>No</b> (259)</td> <td>103 <b>Lr</b> (260)</td> </tr> </table>																	4f <sup>*</sup>	58 <b>Ce</b> 140.12	59 <b>Pr</b> 140.9077	60 <b>Nd</b> 144.24	61 <b>Pm</b> (147)	62 <b>Sm</b> 150.4	63 <b>Eu</b> 151.96	64 <b>Gd</b> 157.25	65 <b>Tb</b> 158.9254	66 <b>Dy</b> 162.50	67 <b>Ho</b> 164.9303	68 <b>Er</b> 167.26	69 <b>Tm</b> 168.93 2	70 <b>Yb</b> 173.04	71 <b>Lu</b> 174.97	5f <sup>*</sup>	90 <b>Th</b> 232.0381	91 <b>Pa</b> 231.0369	92 <b>U</b> 238.029	93 <b>Np</b> 237.0432	94 <b>Pu</b> (244)	95 <b>Am</b> (243)	96 <b>Cm</b> (247)	97 <b>Bk</b> (247)	98 <b>Cf</b> (251)	99 <b>Es</b> (254)	100 <b>Fm</b> (257)	101 <b>Md</b> (258)	102 <b>No</b> (259)	103 <b>Lr</b> (260)
4f <sup>*</sup>	58 <b>Ce</b> 140.12	59 <b>Pr</b> 140.9077	60 <b>Nd</b> 144.24	61 <b>Pm</b> (147)	62 <b>Sm</b> 150.4	63 <b>Eu</b> 151.96	64 <b>Gd</b> 157.25	65 <b>Tb</b> 158.9254	66 <b>Dy</b> 162.50	67 <b>Ho</b> 164.9303	68 <b>Er</b> 167.26	69 <b>Tm</b> 168.93 2	70 <b>Yb</b> 173.04	71 <b>Lu</b> 174.97																																		
5f <sup>*</sup>	90 <b>Th</b> 232.0381	91 <b>Pa</b> 231.0369	92 <b>U</b> 238.029	93 <b>Np</b> 237.0432	94 <b>Pu</b> (244)	95 <b>Am</b> (243)	96 <b>Cm</b> (247)	97 <b>Bk</b> (247)	98 <b>Cf</b> (251)	99 <b>Es</b> (254)	100 <b>Fm</b> (257)	101 <b>Md</b> (258)	102 <b>No</b> (259)	103 <b>Lr</b> (260)																																		

# Riempimento degli Orbitali

Al variare del numero atomico Z, la configurazione elettronica esterna degli atomi varia in modo periodico, secondo la Tavola di Mendeleev (**PERIODICITA'**)

**GRUPPO** : Elementi con proprietà chimiche simili

**PERIODO** : Elementi con proprietà chimiche che variano gradualmente

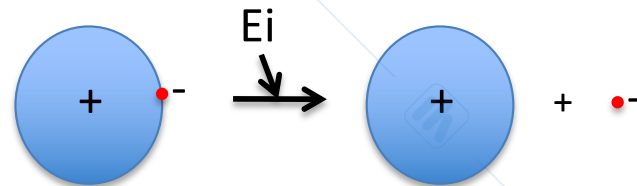
n=	GRUPPO																					
	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII				
	ns	(n-1) d										np										
	CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA:																					
	s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>											s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>				
1	1 <b>H</b> 1.0080																2 <b>He</b> 4.00260					
2	3 <b>Li</b> 6.941	4 <b>Be</b> 9.01218															5 <b>B</b> 10.81	6 <b>C</b> 12.011	7 <b>N</b> 14.0067	8 <b>O</b> 15.9994	9 <b>F</b> 18.9984	10 <b>Ne</b> 20.179
3	11 <b>Na</b> 22.9898	12 <b>Mg</b> 24.305															13 <b>Al</b> 26.9815	14 <b>Si</b> 28.086	15 <b>P</b> 30.9738	16 <b>S</b> 32.06	17 <b>Cl</b> 35.453	18 <b>Ar</b> 39.948
4	19 <b>K</b> 39.102	20 <b>Ca</b> 40.08	21 <b>Sc</b> 44.9559	22 <b>Ti</b> 47.90	23 <b>V</b> 50.9414	24 <b>Cr</b> 51.996	25 <b>Mn</b> 54.9380	26 <b>Fe</b> 55.847	27 <b>Co</b> 58.9332	28 <b>Ni</b> 58.71	29 <b>Cu</b> 63.546	30 <b>Zn</b> 65.37	31 <b>Ga</b> 69.72	32 <b>Ge</b> 72.59	33 <b>As</b> 74.9216	34 <b>Se</b> 78.96	35 <b>Br</b> 79.904	36 <b>Kr</b> 83.80				
5	37 <b>Rb</b> 85.4678	38 <b>Sr</b> 87.62	39 <b>Y</b> 88.9059	40 <b>Zr</b> 91.22	41 <b>Nb</b> 92.9064	42 <b>Mo</b> 95.94	43 <b>Tc</b> 98.9062	44 <b>Ru</b> 101.07	45 <b>Rh</b> 102.9055	46 <b>Pd</b> 106.4	47 <b>Ag</b> 107.868	48 <b>Cd</b> 112.40	49 <b>In</b> 114.82	50 <b>Sn</b> 118.69	51 <b>Sb</b> 121.75	52 <b>Te</b> 127.60	53 <b>I</b> 126.9045	54 <b>Xe</b> 131.20				
6	55 <b>Cs</b> 132.9055	56 <b>Ba</b> 137.34	57 <b>La</b> 138.9055	72 <b>Hf</b> 178.49	73 <b>Ta</b> 180.9479	74 <b>W</b> 183.85	75 <b>Re</b> 186.2	76 <b>Os</b> 190.2	77 <b>Ir</b> 192.22	78 <b>Pt</b> 195.09	79 <b>Au</b> 196.9665	80 <b>Hg</b> 200.59	81 <b>Tl</b> 204.37	82 <b>Pb</b> 207.2	83 <b>Bi</b> 208.9806	84 <b>Po</b> (210)	85 <b>At</b> (210)	86 <b>Rn</b> (222)				
7	87 <b>Fr</b> (223)	88 <b>Ra</b> 226.0254	89 <b>Ac</b> (227)	104 <b>Ku</b> (250)	105 <b>Ha</b> (250)																	

Gli elementi preparati artificialmente sono indicati dalla presenza di un angolino marrone

Tra le proprietà periodiche, sono da ricordare anche l'energia di ionizzazione, l'affinità elettronica e l'elettronegatività

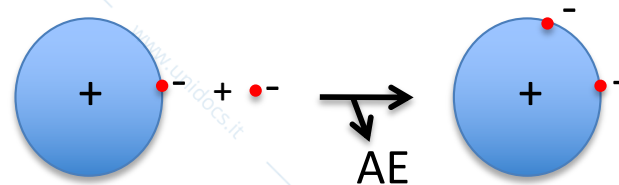
# Proprietà periodiche degli Elementi

L'energia di ionizzazione ( $E_i$ ) è l'energia necessaria per strappare un elettrone all'atomo neutro, trasformandolo in ione positivo (**catione**):



La tendenza a cedere elettroni è tipica dei *metalli* (bassa  $E_i$ )

L'affinità elettronica ( $AE$ ) è l'energia liberata da un atomo che accetta un elettrone in più, trasformandosi in ione negativo (**anione**):



La tendenza ad acquisire elettroni è tipica dei *non metalli* (alta  $AE$ )

L'**ELETTRONEGATIVITA'** ( $e$ ) è la capacità di un atomo *in una molecola* di attirare a sé gli elettroni di un altro atomo impegnati nel loro legame chimico

# Proprietà periodiche degli Elementi

e

n=	I		GRUPPO										III	IV	V	VI	VII	VIII		
	ns		(n-1) d										np							
	CONFIGURAZIONE ELETTRONICA ESTERNA:		ORBITALI:										s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>		
1	H																		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 Ku	105 Ha															

METALLI

NON METALLI

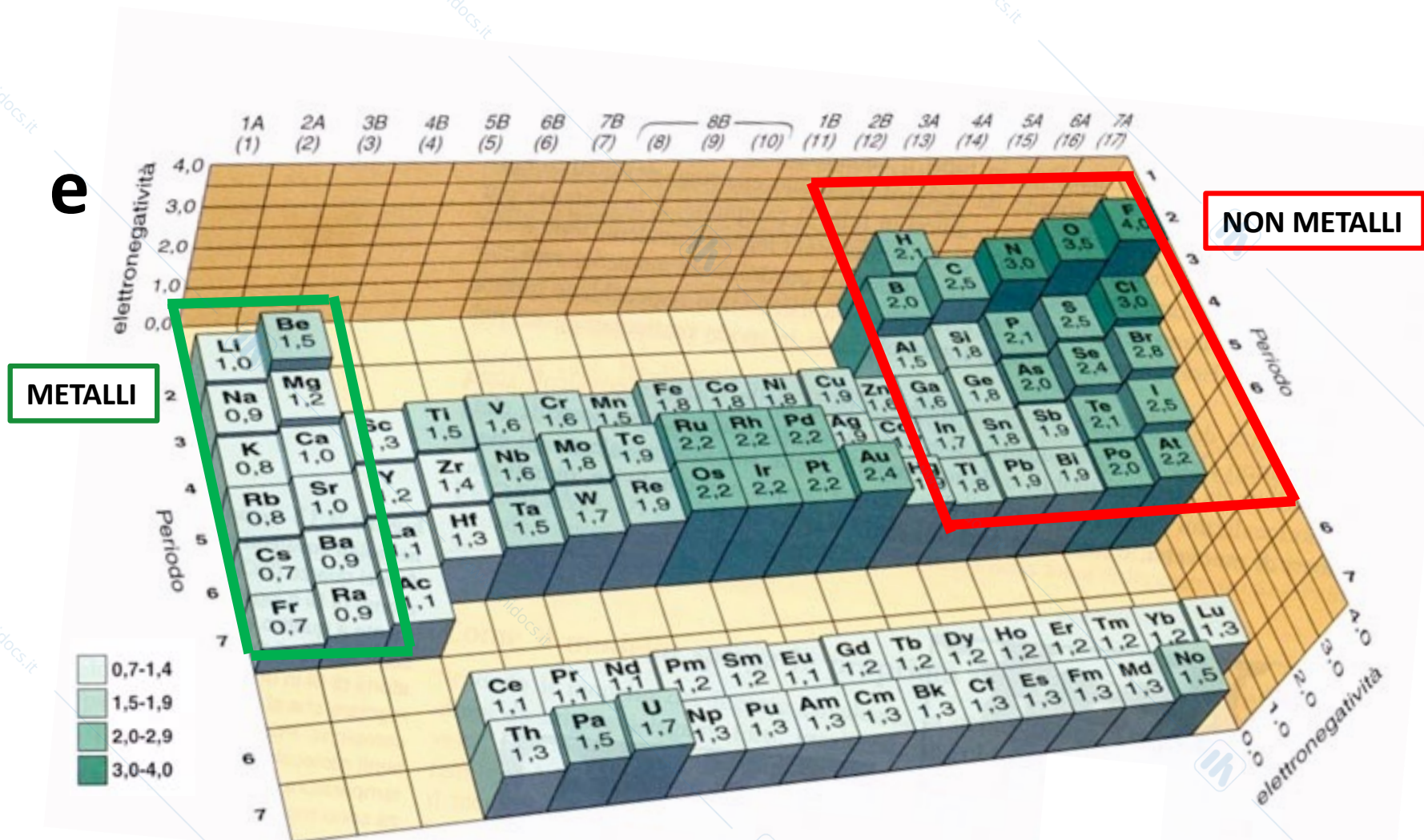
SEMI METALLI

METALLI DI TRANSIZIONE

PERIODO

L'elettronegatività è proporzionale all'AE e alla  $E_i$  ( $e \approx 1/2(E_i + AE)$ ), quindi aumenta lungo un Periodo e diminuisce scendendo lungo un Gruppo

# Proprietà periodiche degli Elementi

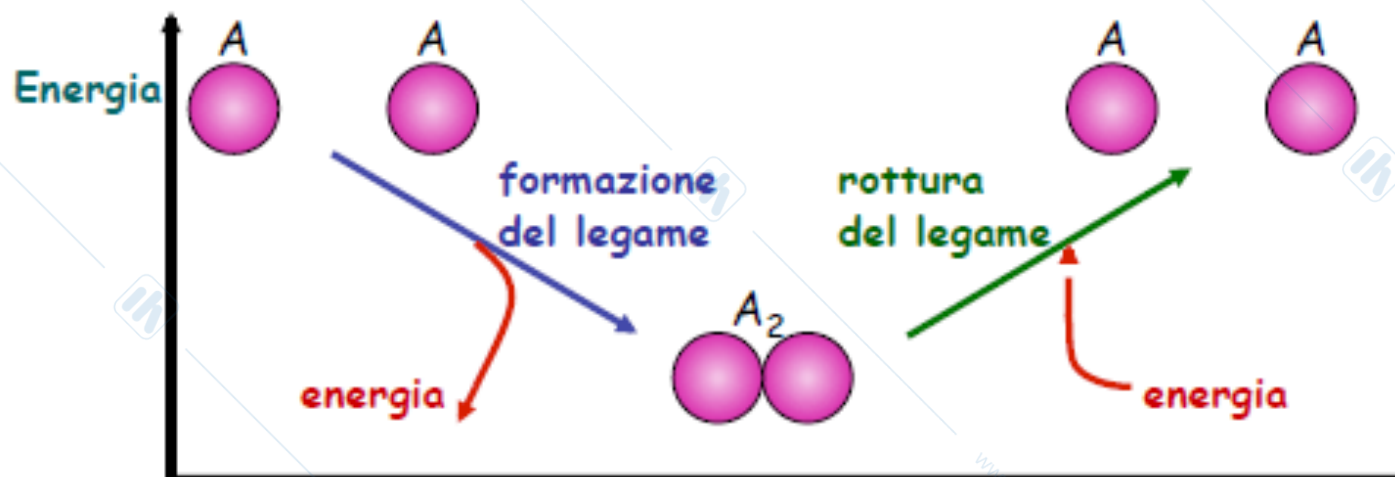


L'elettronegatività è proporzionale all'AE e alla  $E_i$  ( $e \approx 1/2(E_i + AE)$ ), quindi aumenta lungo un Periodo e diminuisce scendendo lungo un Gruppo

# LEGAME CHIMICO



Alla base della formazione del legame chimico vi è il tentativo di raggiungere una condizione di stabilità: una molecola è **più stabile** degli atomi isolati che la costituiscono (*minore energia potenziale*).



Formazione di legame → processo esotermico (rilascio di energia)

Rottura di legame → processo endotermico (assorbimento di energia)

In una **molecola**, gli atomi sono organizzati in **gruppi discreti** (cioè distinguibili l'uno dall'altro), **eguali fra loro**, formati da due o più atomi: le molecole possiedono le **caratteristiche** chimico-fisiche di una sostanza (**unità elementari**).

# LEGAME CHIMICO

La formazione del legame chimico coinvolge gli elettroni di valenza (esterni)

Simbologia (**Lewis**):

Idrogeno  $Z = 1$

$1s^1$

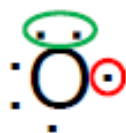
1 elettrone di valenza



Ossigeno  $Z = 8$

$(1s^2) 2s^2 2p^4$

6 elettroni di valenza



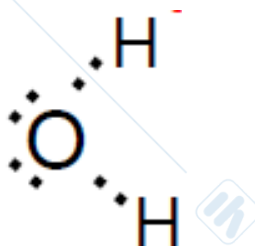
doppietto di elettroni (appaiati)

elettrone spaiato

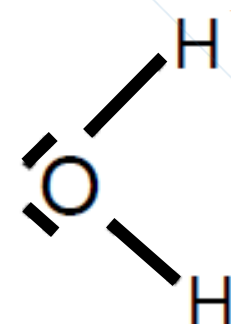
Acqua

$H_2O$

(formula  
molecolare)



(formula di Lewis)



(formula di  
struttura)

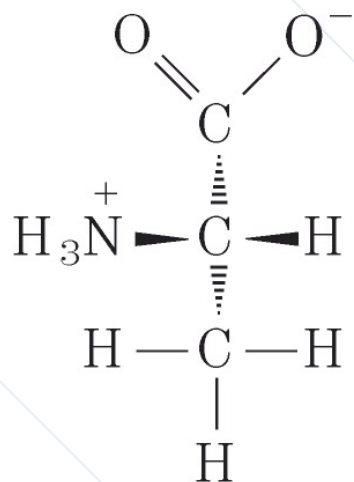
# LEGAME CHIMICO

formule chimiche :

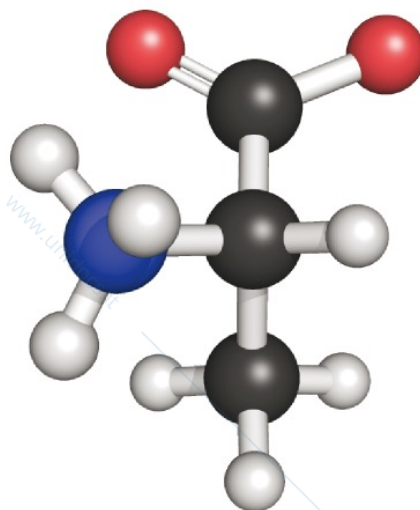
Alanina

Formula molecolare:  $C_3H_7NO_2$

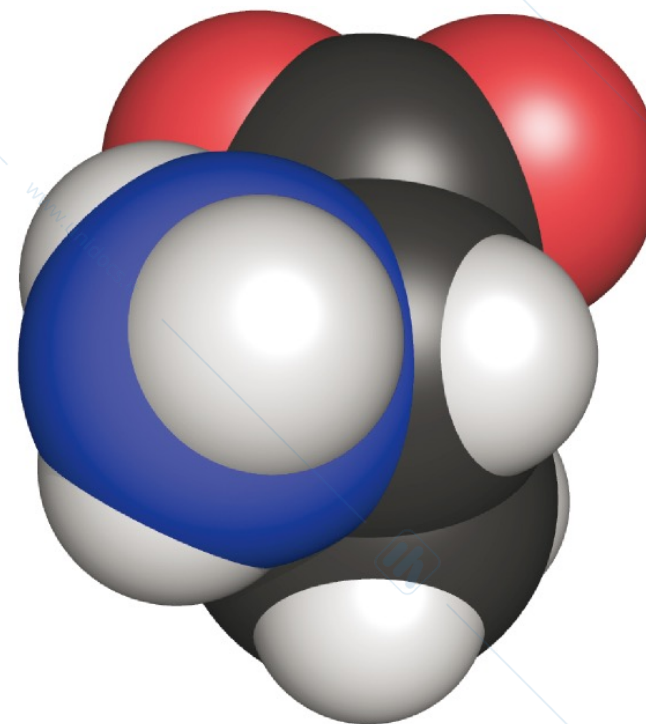
Formula di struttura



Modello sticks/balls



Modello a spazio pieno



# LEGAME CHIMICO

Legame **INTRA-MOLECOLARE**

**COVALENTE**  
**IONICO**  
**METALLICO**

Legame **INTER-MOLECOLARE**

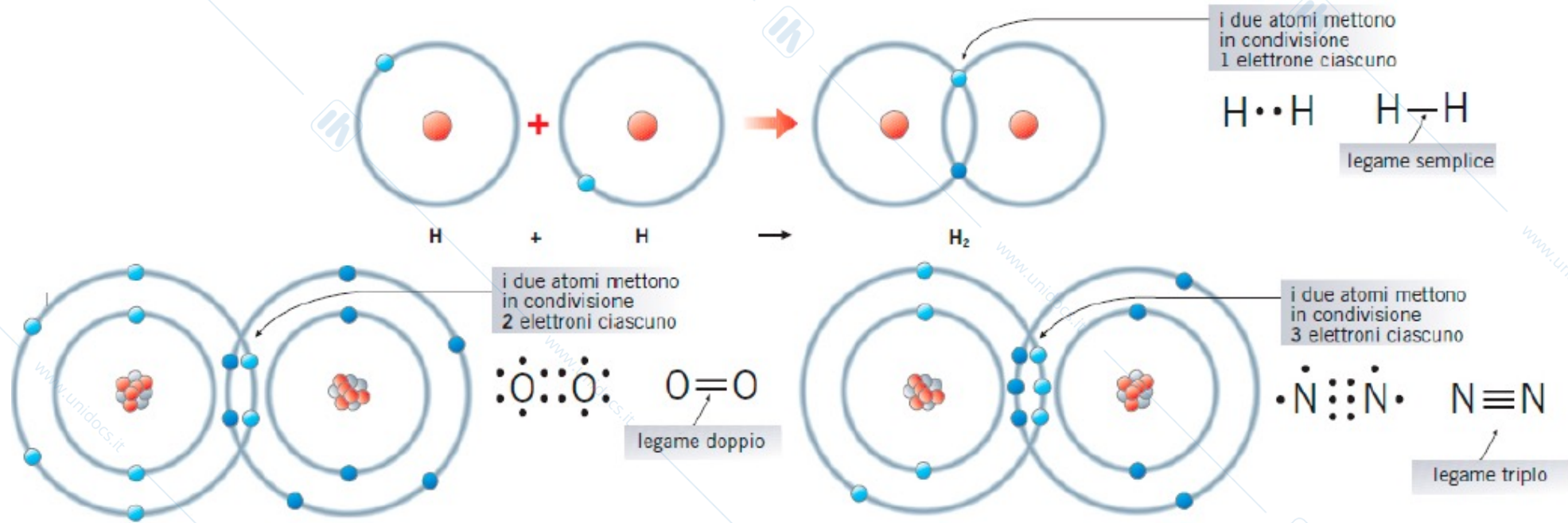
(interazioni **DEBOLI**)

**legame idrogeno**  
**interazioni elettrostatiche**  
**interazioni di van der Waals**  
**interazioni idrofobiche**

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi



Tra atomi dello stesso elemento, gli elettroni sono **egualmente** condivisi (legame **COVALENTE OMOPOLARE**)

# LEGAME CHIMICO

## Legami **INTRA-MOLECOLARI**

Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi



Tra atomi dello stesso elemento, gli elettroni sono **egualmente** condivisi (legame **COVALENTE OMOPOLARE**)

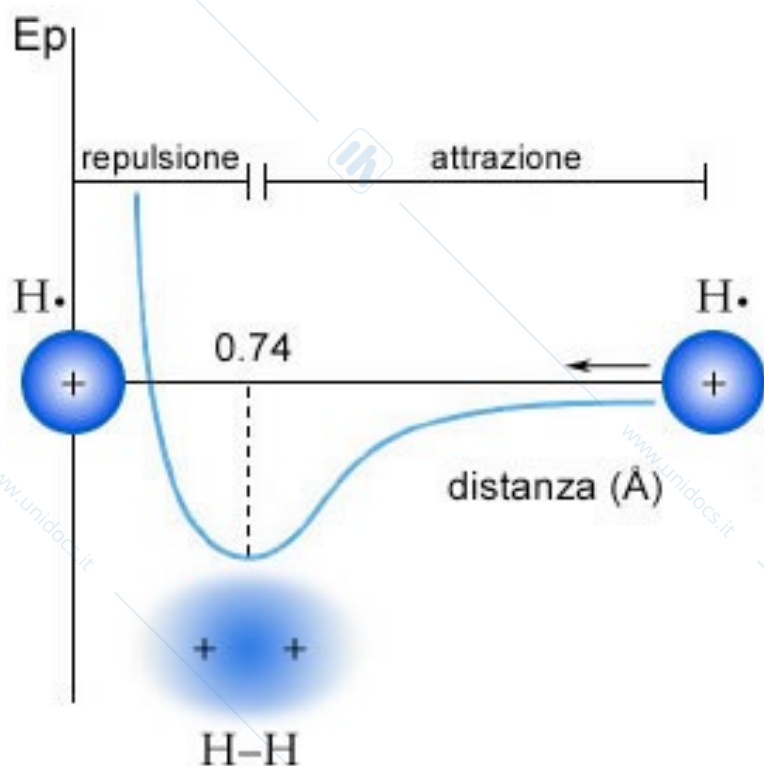
# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi

### Formazione di $H_2$

Quando due atomi di H si avvicinano l'uno all'altro, le forze di attrazione che il nucleo di un atomo esercita sulla nuvola elettronica dell'altro, vanno via via aumentando man mano che diminuisce la distanza fra di loro. Giunti ad una specifica distanza (*lunghezza di legame*, per  $H_2$  è  $0.74 \text{ \AA}$ ), l'attrazione è massima, mentre la repulsione fra i due nuclei è ancora relativamente debole. In queste condizioni, le nuvole elettroniche dei due atomi si fondono dando origine ad un nuovo orbitale (**orbitale di legame**), che ospita entrambi gli elettroni e occupa una regione dello spazio comprendente i due nuclei. Al di sotto di questa distanza, la repulsione internucleare cresce rapidamente, per cui i due nuclei tendono a rimanere alla distanza di minima energia potenziale (*distanza di equilibrio*).



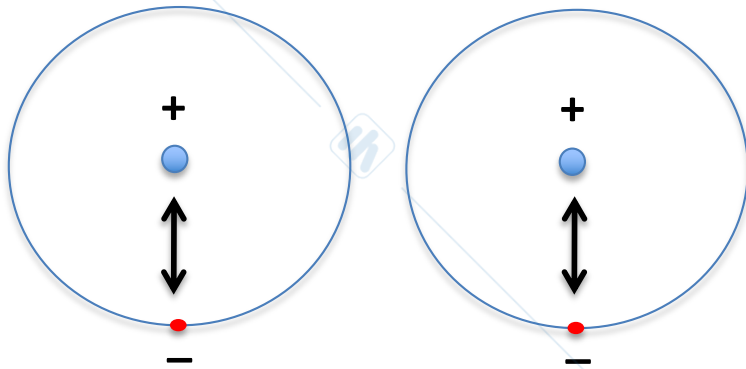
Energia potenziale ( $E_p$ ) in funzione della distanza internucleare nella formazione della molecola  $H_2$

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

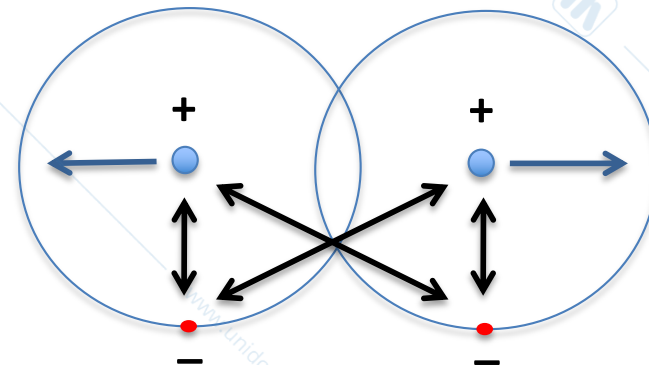
Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi

Atomi H isolati

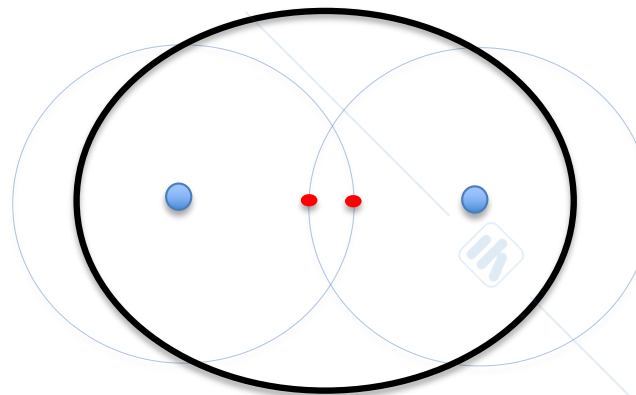


Attrazione INTRAAtomica  $p^+/e^-$

Molecola  $H_2$



Attrazione INTRAAtomica e INTERAtomica  $p^+/e^-$   
(superano repulsione  $p^+/p^+$ )



**orbitale molecolare**

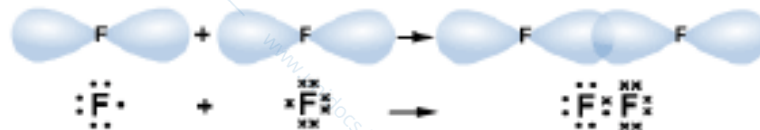
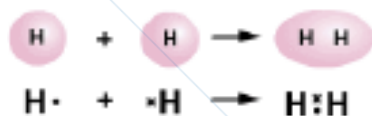
# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

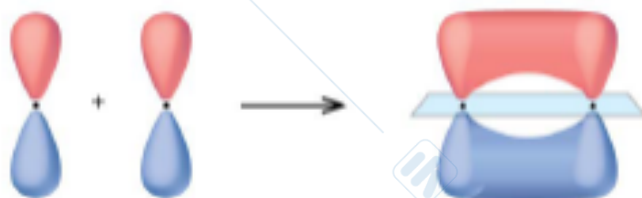
Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi

## ORBITALI MOLECOLARI

✓ **legame  $\sigma$** : lungo l'asse di congiunzione dei due atomi



✓ **legame  $\pi$** : sopra, sotto o a fianco del legame  $\sigma$



**legame  $\sigma$  è piu forte del legame  $\pi$**

# LEGAME CHIMICO

## Legami **INTRA-MOLECOLARI**

Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi



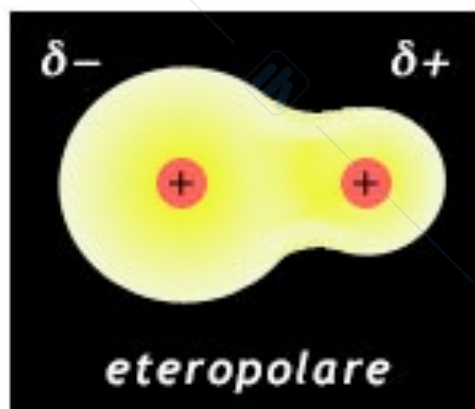
Tra atomi di elementi diversi, gli elettroni **NON** sono **egualmente** condivisi (legame **COVALENTE ETEROPOLARE**)

La coppia elettronica risulta spostata (mediamente nel tempo) verso quello che ha maggiore **elettronegatività**

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi



$$0 < \Delta e < 1.9$$

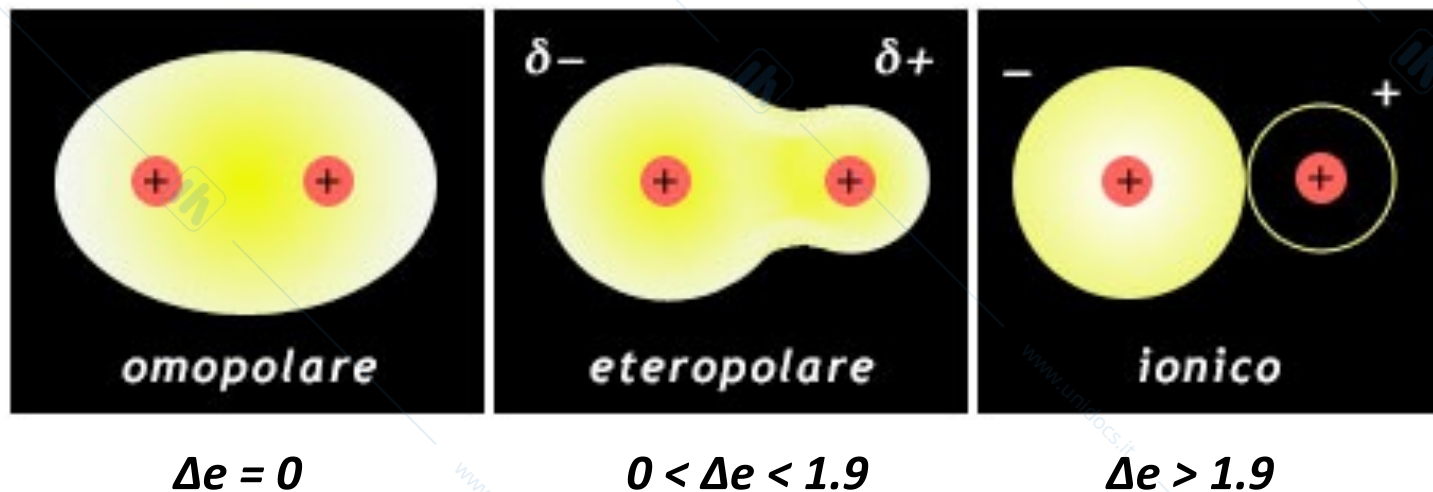
Tra atomi di elementi diversi, gli elettroni **NON** sono **egualmente** condivisi (legame **COVALENTE ETEROPOLARE**)

La polarità del legame varia secondo la **differenza di elettronegatività** tra i due elementi ( $\Delta e$ )

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi



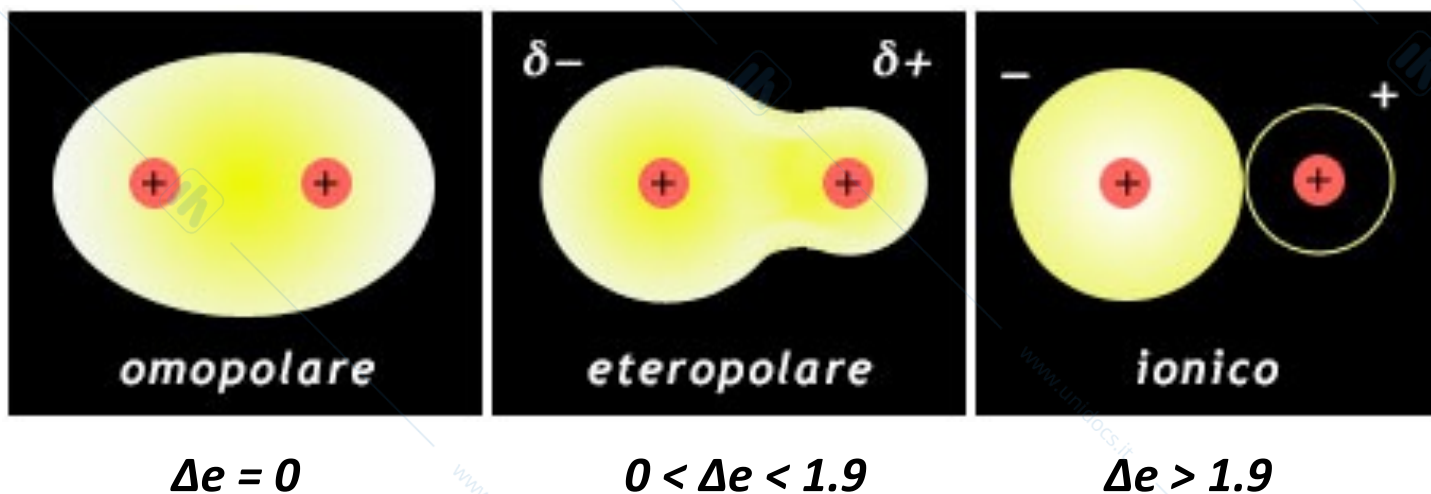
Tra atomi di elementi diversi, gli elettroni **NON** sono **egualmente** condivisi (legame **COVALENTE ETEROPOLARE**)

$\Delta e$  determina la natura del legame: da quello omopolare fino a quello ionico, considerato un caso limite del legame eteropolare, quando la coppia di elettroni è trasferita completamente ad uno dei due atomi.

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi



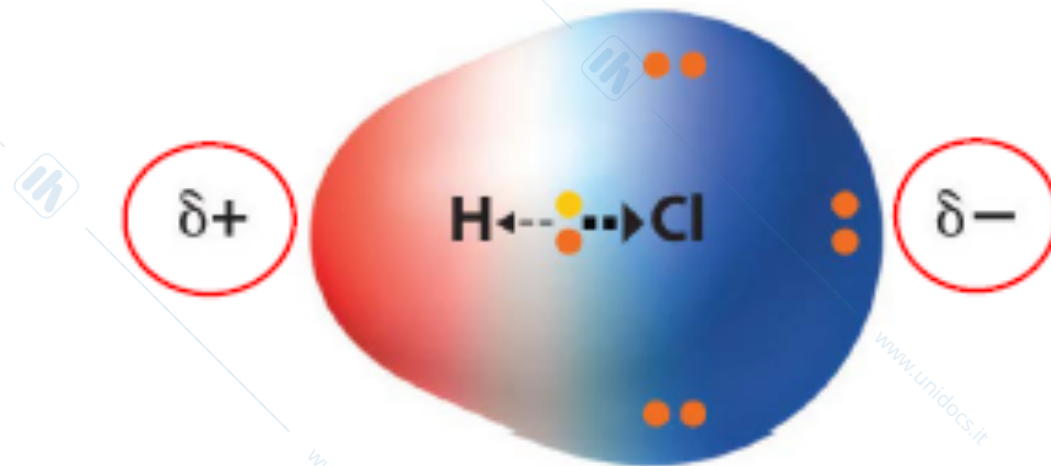
Atomo	elettronegatività
H	2.2
C	2.55
N	3.04
O	3.44

Legame	$\Delta e$	polarità
H-C	0.35	debole
H-N	0.84	intermedia
H-O	1.24	forte
C-N	0.49	debole
C-O	0.89	intermedia
N-O	0.4	debole

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

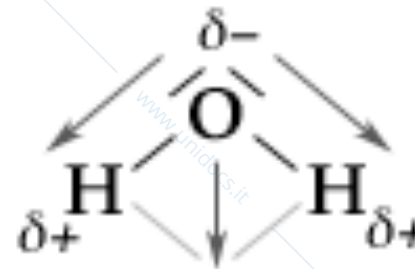
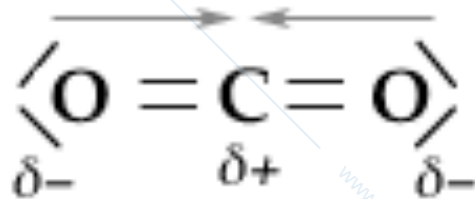
Il legame **COVALENTE** è formato da una **coppia di elettroni condivisa** fra due atomi



Nel caso del legame eteropolare, una molecola biatomica si comporta come un **dipolo elettrico**, in quanto il baricentro delle cariche negative non coincide con quello delle cariche positive. La molecola è **polare** e presenta un'estremità con parziale carica negativa e un'estremità con parziale carica positiva

Per dipolo si intende un sistema costituito da due cariche elettriche dello stesso valore assoluto e di segno contrario, poste a distanza  $r$  fra di loro. Ogni dipolo è caratterizzato da un **momento dipolare**, definito da  $\mu = qr$ , dove  $q$  indica l'intensità della carica. Il momento dipolare è una grandezza vettoriale, il cui verso è per convenzione dalla carica negativa a quella positiva.

Nel caso delle molecole poliatomiche, per valutare la polarità occorre considerarne la *geometria molecolare*



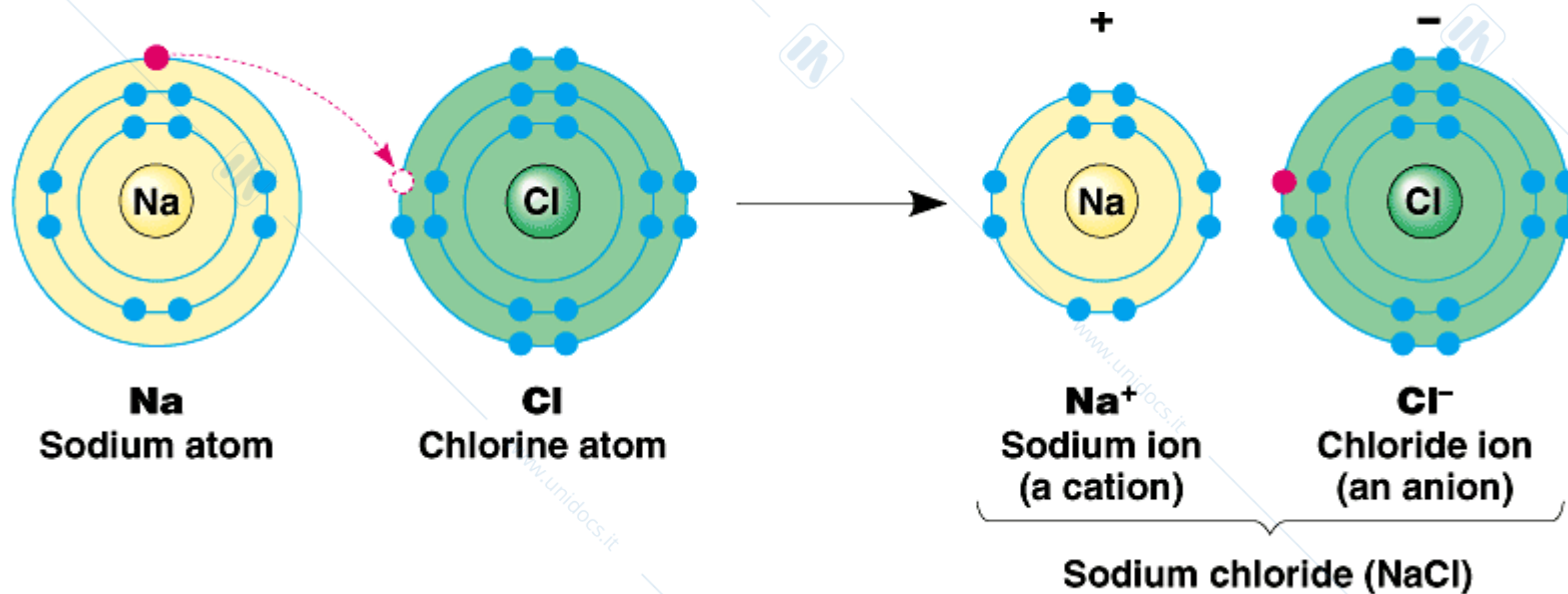
*Confronto della polarità dell'anidride carbonica e dell'acqua.*

La molecola di  $\text{CO}_2$ , nonostante i legami C-O siano polari, ha  $\mu = 0$  (non è quindi polare). Poiché la sua struttura è lineare, i due dipoli presenti nella molecola, avendo verso opposto, si annullano a vicenda. Nell'acqua il momento dipolare risultante è invece diverso da zero, poiché la molecola ha struttura "angolare".

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

Nel legame **IONICO**, uno dei 2 atomi è talmente elettronegativo da **appropriarsi** di uno o più elettroni dell'altro

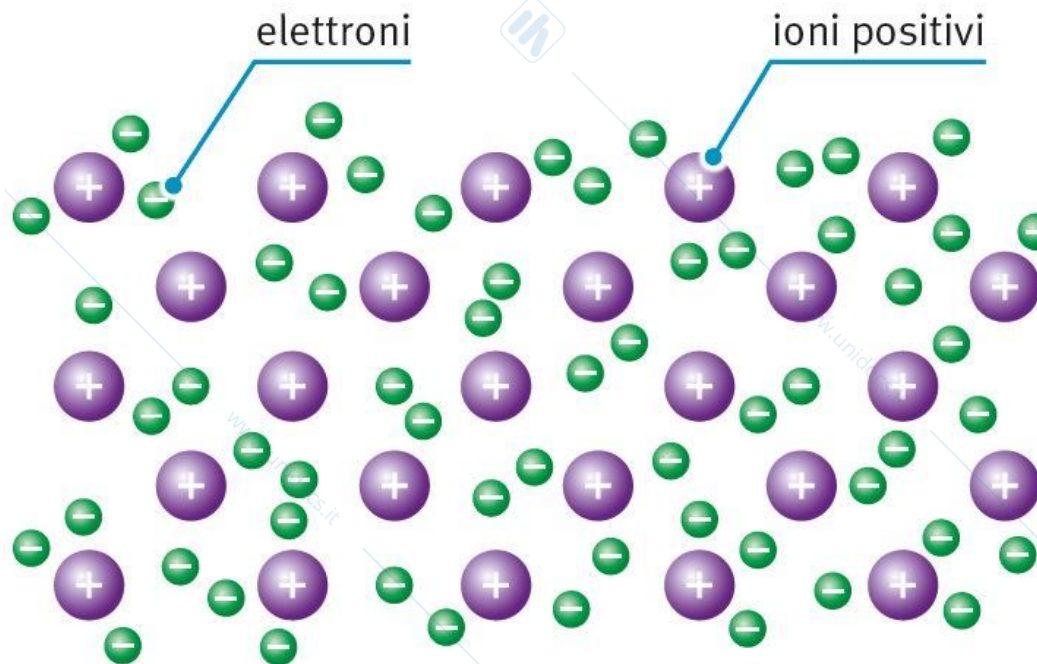


Il **legame covalente ionico** si instaura tra ioni di carica opposta per effetto della forza di attrazione coulombiana (**associazione elettrostatica**): è tipico tra elementi con bassa energia di ionizzazione ed elementi con alta affinità elettronica ( $\Delta e > 1.9$ )

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTRA-MOLECOLARI

Legame **METALLICO** si forma per attrazione elettrostatica fra i cationi del metallo e gli elettroni di valenza delocalizzati, liberi di muoversi in tutto il metallo



La libertà di diffusione degli elettroni è alla base di due tra le principali caratteristiche dei metalli: **conducibilità termica** e **conducibilità elettrica**

# LEGAME CHIMICO

Legame **INTRA-MOLECOLARE**

**COVALENTE**  
**IONICO**  
**METALLICO**

Legame **INTER-MOLECOLARE**  
(interazioni **DEBOLI**)

**legame idrogeno**  
**interazioni elettrostatiche**  
**interazioni di van der Waals**  
**interazioni idrofobiche**

# **LEGAME CHIMICO**

## **Legami INTER-MOLECOLARI** (interazioni **DEBOLI**)

**legame idrogeno**

**interazioni elettrostatiche**

**interazioni di van der Waals**

**interazioni idrofobiche**

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTER-MOLECOLARI (interazioni DEBOLI)

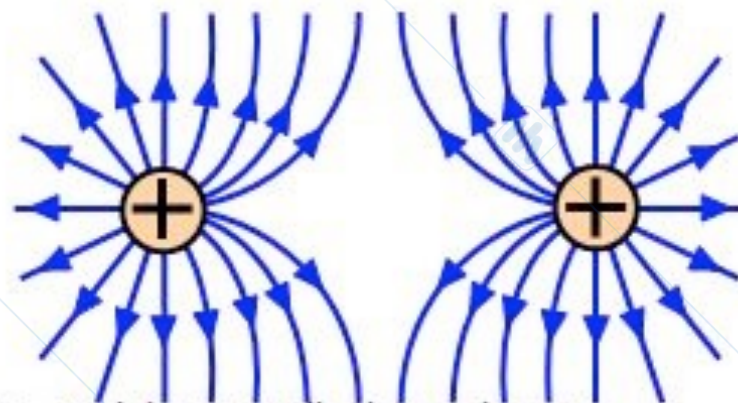
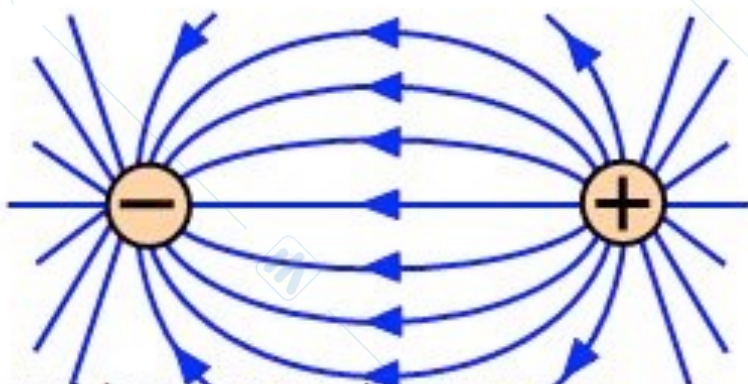
### INTERAZIONI ELETTROSTATICHE

Interazione fra due atomi o gruppi chimici **eletticamente carichi**:

- **attrattiva**, se le cariche sono di segno opposto
- **repulsiva**, se le cariche sono di segno identico.

Poiché la carica elettrica si distribuisce radialmente nello spazio, l'interazione non è influenzata dalla geometria delle molecole

La forza elettrostatica dipende specificamente dalla **natura** delle specie interagenti e dalla **distanza** fra di esse.



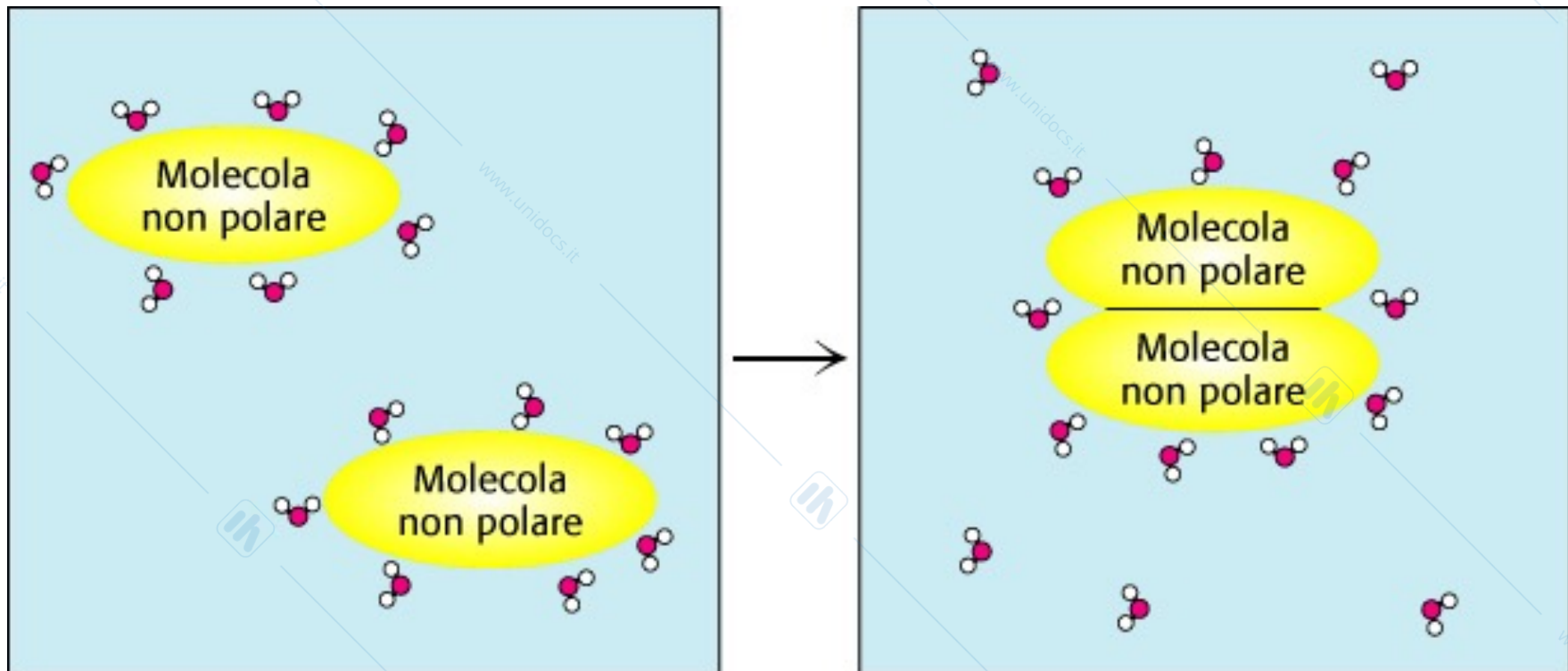
# LEGAME CHIMICO

## Legami INTER-MOLECOLARI (interazioni DEBOLI)

### INTERAZIONI IDROFOBICHE

Riorganizzando le proprie molecole, l'acqua segrega insieme i gruppi idrofobici. Tali aggregati sono tenuti insieme da "legami idrofobici" anche se **questa "attrazione" scaturisce dalla repulsione dell'acqua (*effetto del solvente*)**.

**Non c'è alcuna intrinseca affinità** fra le molecole non polari, al di là delle forze di van der Waals.



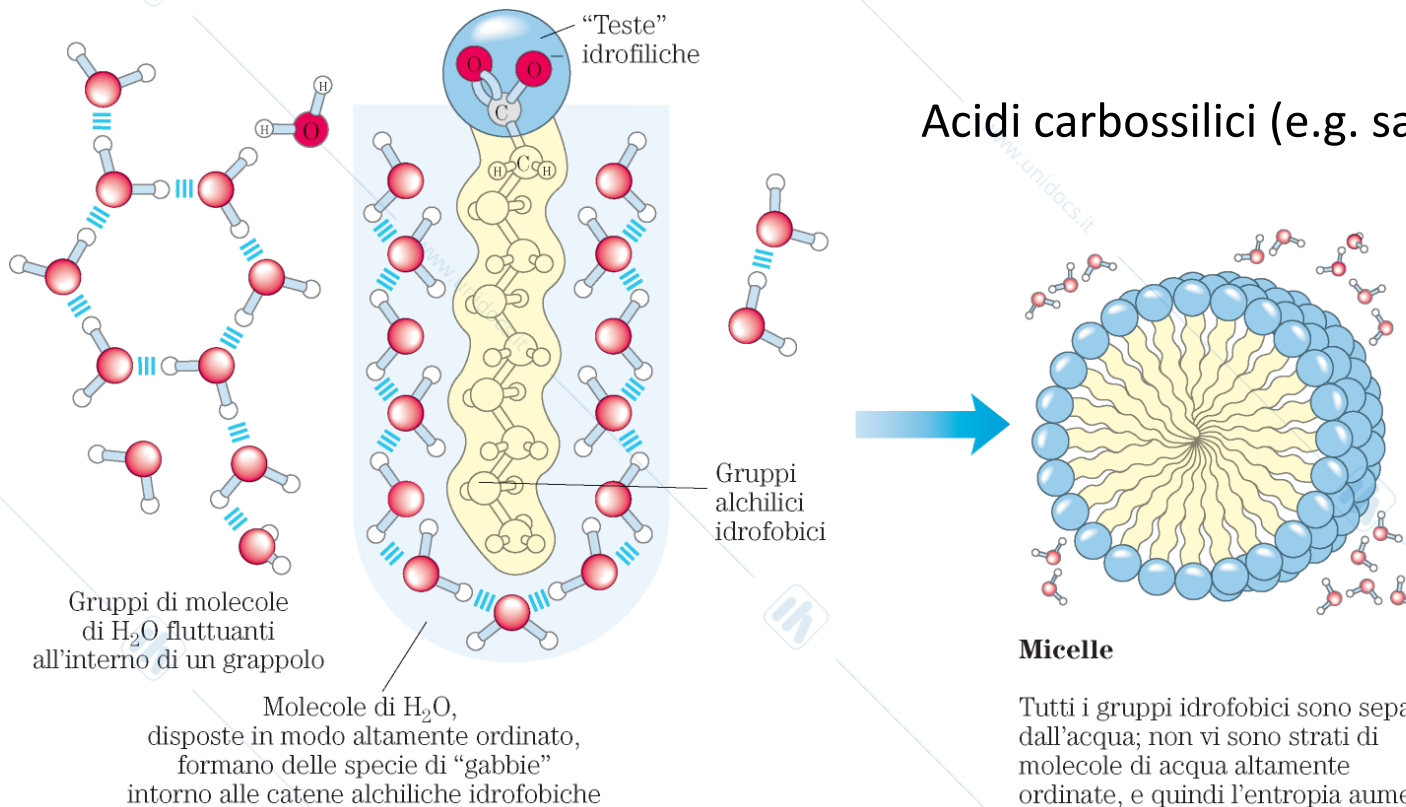
# LEGAME CHIMICO

## Legami INTER-MOLECOLARI (interazioni DEBOLI)

### INTERAZIONI IDROFOBICHE

Riorganizzando le proprie molecole, l'acqua segrega insieme i gruppi idrofobici. Tali aggregati sono tenuti insieme da "legami idrofobici" anche se **questa "attrazione" scaturisce dalla repulsione dell'acqua (effetto del solvente).**

**Non c'è alcuna intrinseca affinità** fra le molecole non polari, al di là delle forze di van der Waals.



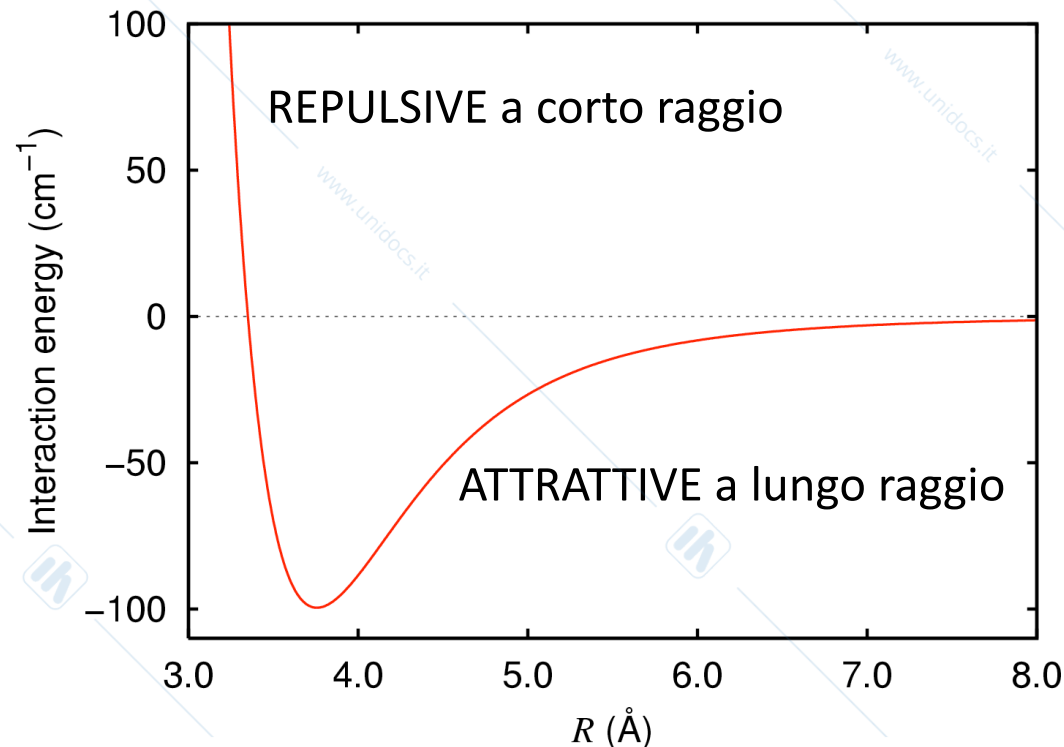
# LEGAME CHIMICO

## Legami INTER-MOLECOLARI (interazioni DEBOLI)

### FORZE DI VAN DER WAALS

Possono essere ATTRATTIVE o REPULSIVE, dipendono dalla distanza tra i gruppi atomici e dal loro orientamento (*anisotropia*); includono tre tipi di interazione:

- forza (attrattiva/repulsiva) dipolo permanente-dipolo permanente;
- forza (attrattiva) dipolo permanente-dipolo indotto;
- forza (attrattiva) dipolo indotto istantaneo-dipolo indotto istantaneo



# LEGAME CHIMICO

## Legami INTER-MOLECOLARI (interazioni DEBOLI)

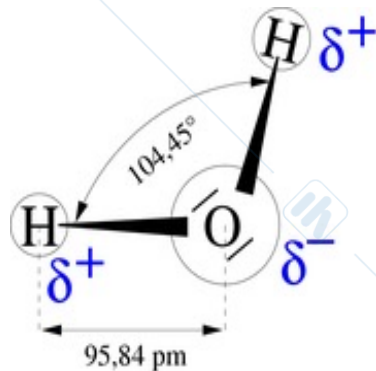
### FORZE DI VAN DER WAALS

Possono essere ATTRATTIVE o REPULSIVE, dipendono dalla distanza tra i gruppi atomici e dal loro orientamento (*anisotropia*); includono tre tipi di interazione:

- forza (attrattiva/repulsiva) dipolo permanente-dipolo permanente;
- forza (attrattiva) dipolo permanente-dipolo indotto;
- forza (attrattiva) dipolo indotto istantaneo-dipolo indotto istantaneo

Molecole che non hanno alcuna carica netta possono avere una distribuzione interna asimmetrica delle cariche (**POLARITA'**) che dipende da:

- differenza di elettronegatività degli atomi che la compongono
- geometria della molecola



Un dipolo permanente può essere attratto (o respinto) da uno ione nelle vicinanze (interazione carica-dipolo) oppure da un altro dipolo permanente (interazione dipolo-dipolo).

# LEGAME CHIMICO

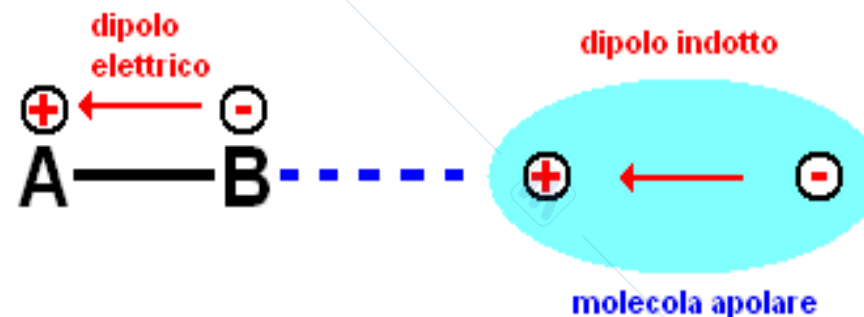
## Legami INTER-MOLECOLARI (interazioni DEBOLI)

### FORZE DI VAN DER WAALS

Possono essere ATTRATTIVE o REPULSIVE, dipendono dalla distanza tra i gruppi atomici e dal loro orientamento (*anisotropia*); includono tre tipi di interazione:

- forza (attrattiva/repulsiva) dipolo permanente-dipolo permanente;
- **forza (attrattiva) dipolo permanente-dipolo indotto;**
- forza (attrattiva) dipolo indotto istantaneo-dipolo indotto istantaneo

una molecola polare si avvicina ad una non polare inducendo in quest'ultima un dipolo elettrico di minore intensità che perdura fintanto che le due molecole restano vicine. L'intensità è proporzionale al dipolo che induce polarizzazione e dalla polarizzabilità della seconda molecola, grandezza che a sua volta cresce con la superficie della molecola.



interazione dipolo-dipolo indotto

# LEGAME CHIMICO

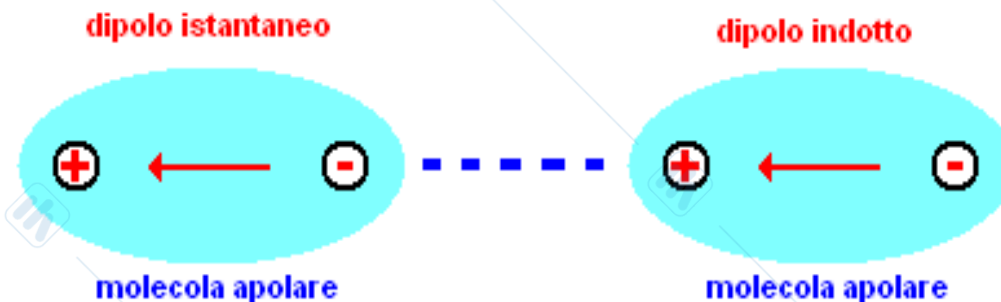
## Legami INTER-MOLECOLARI (interazioni DEBOLI)

### FORZE DI VAN DER WAALS

Possono essere ATTRATTIVE o REPULSIVE, dipendono dalla distanza tra i gruppi atomici e dal loro orientamento (*anisotropia*); includono tre tipi di interazione:

- forza (attrattiva/repulsiva) dipolo permanente-dipolo permanente;
- forza (attrattiva) dipolo permanente-dipolo indotto;
- **forza (attrattiva) dipolo indotto istantaneo-dipolo indotto istantaneo**

Gli elettroni che si muovono continuamente attorno ad un nucleo creano piccolissimi dipoli istantanei che inducono a loro volta dipoli istantanei su molecole vicine. Queste forze sono debolissime, ma la loro somma genera una risultante che tiene assieme molecole non polari. Proporzionali alla superficie delle molecole interagenti.



interazione dipolo istantaneo-dipolo indotto

# LEGAME CHIMICO

## Legami INTER-MOLECOLARI (interazioni DEBOLI)

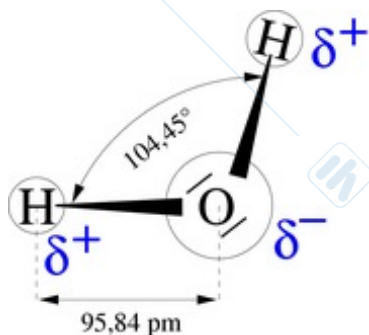
### FORZE DI VAN DER WAALS

Possono essere ATTRATTIVE o REPULSIVE, dipendono dalla distanza tra i gruppi atomici e dal loro orientamento (*anisotropia*); includono tre tipi di interazione:

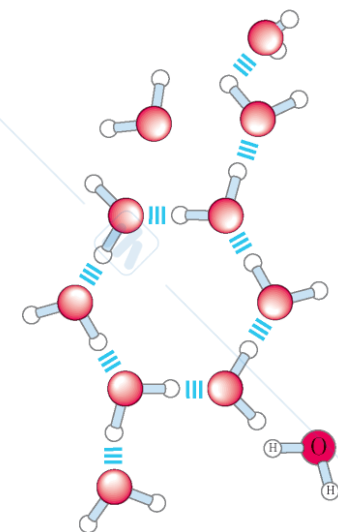
- forza (attrattiva/repulsiva) dipolo permanente-dipolo permanente;
- forza (attrattiva) dipolo permanente-dipolo indotto;
- forza (attrattiva) dipolo indotto istantaneo-dipolo indotto istantaneo

Molecole che non hanno alcuna carica netta possono avere una distribuzione interna asimmetrica delle cariche (**POLARITA'**) che dipende da:

- differenza di elettronegatività degli atomi che la compongono
- geometria della molecola



**Il legame idrogeno è un caso limite di interazione tra dipoli permanenti, e.g. le molecole di acqua**



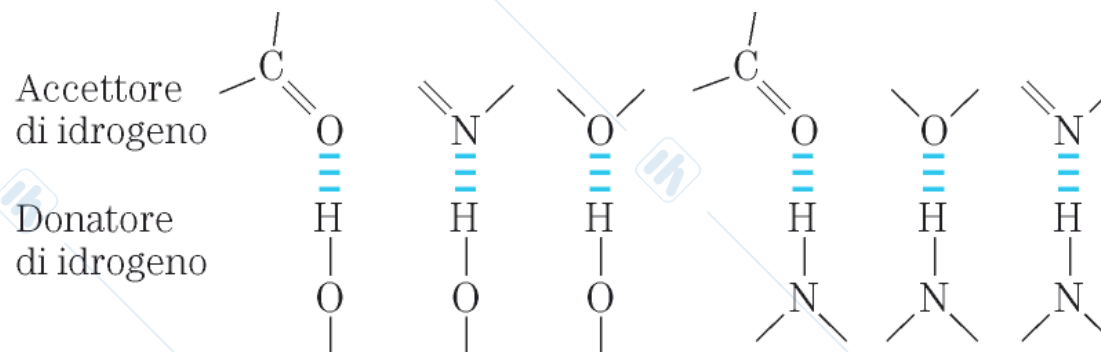
# LEGAME CHIMICO

## Legami INTER-MOLECOLARI (interazioni DEBOLI)

### IL LEGAME IDROGENO (H)

Il **legame** o **ponte idrogeno** si instaura fra dipoli permanenti, in presenza di un atomo di idrogeno legato *covalentemente* ad un elemento molto elettronegativo (**donatore di H**), il quale attrae gli elettroni di valenza acquisendo una parziale carica negativa ( $\delta^-$ ) e lasciando l'idrogeno con una parziale carica positiva ( $\delta^+$ ). Tale carica positiva parziale dell'idrogeno può interagire con un doppietto elettronico di un elemento fortemente elettronegativo (**accettore di H**), generando un ponte idrogeno.

Interazione elettrostatica tra un atomo di H legato *covalentemente* ad un gruppo donatore e una coppia di elettroni spaiati di un gruppo accettore.



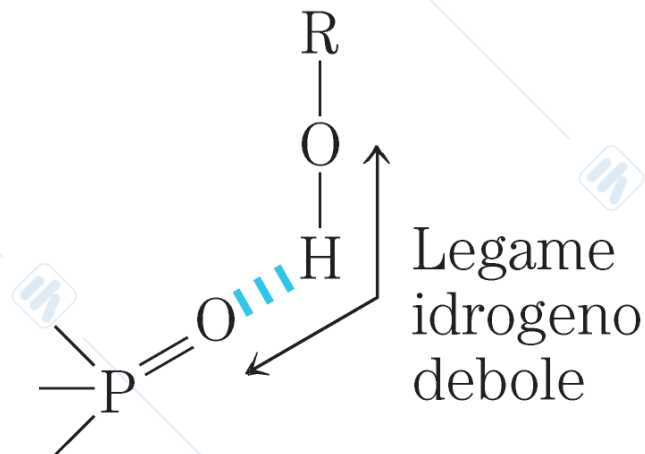
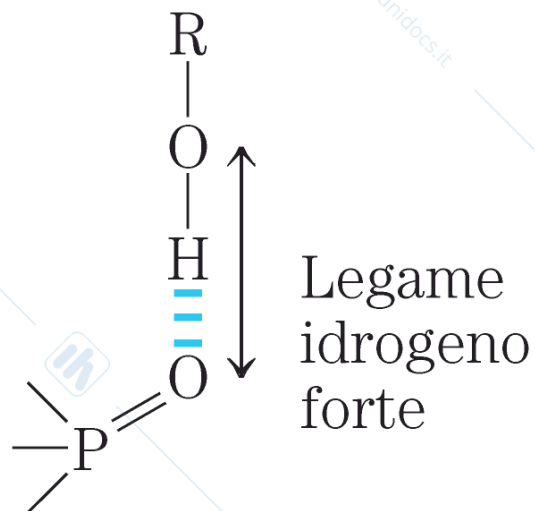
# LEGAME CHIMICO

Legami **INTER-MOLECOLARI** (interazioni **DEBOLI**)

## IL LEGAME IDROGENO (H)

La lunghezza del legame idrogeno e la sua natura dipolare lo rendono un'interazione non covalente simile ad una covalente, con energia considerevolmente maggiore delle altre interazioni non covalenti.

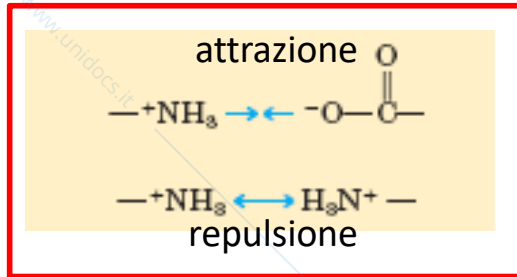
L'attrazione fra i dipoli è maggiore quando gli atomi coinvolti sono disposti lungo una linea retta



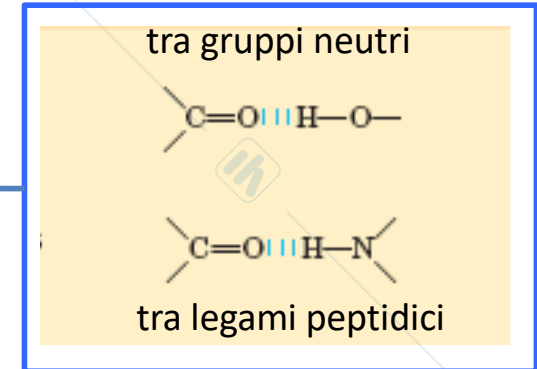
# LEGAME CHIMICO

## Legami INTER-MOLECOLARI

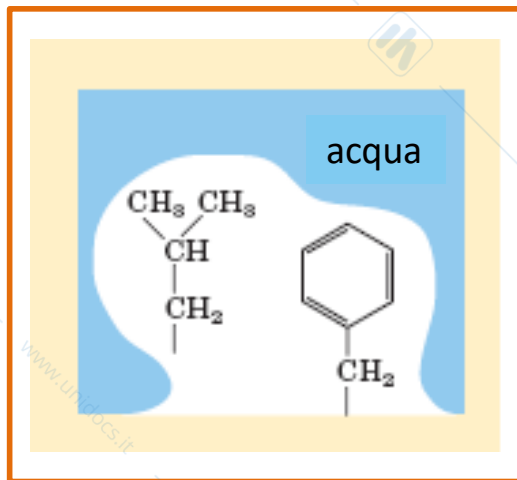
(interazioni **DEBOLI**)



**legame idrogeno**

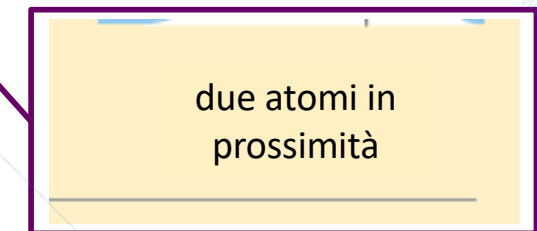


**interazioni elettrostatiche**



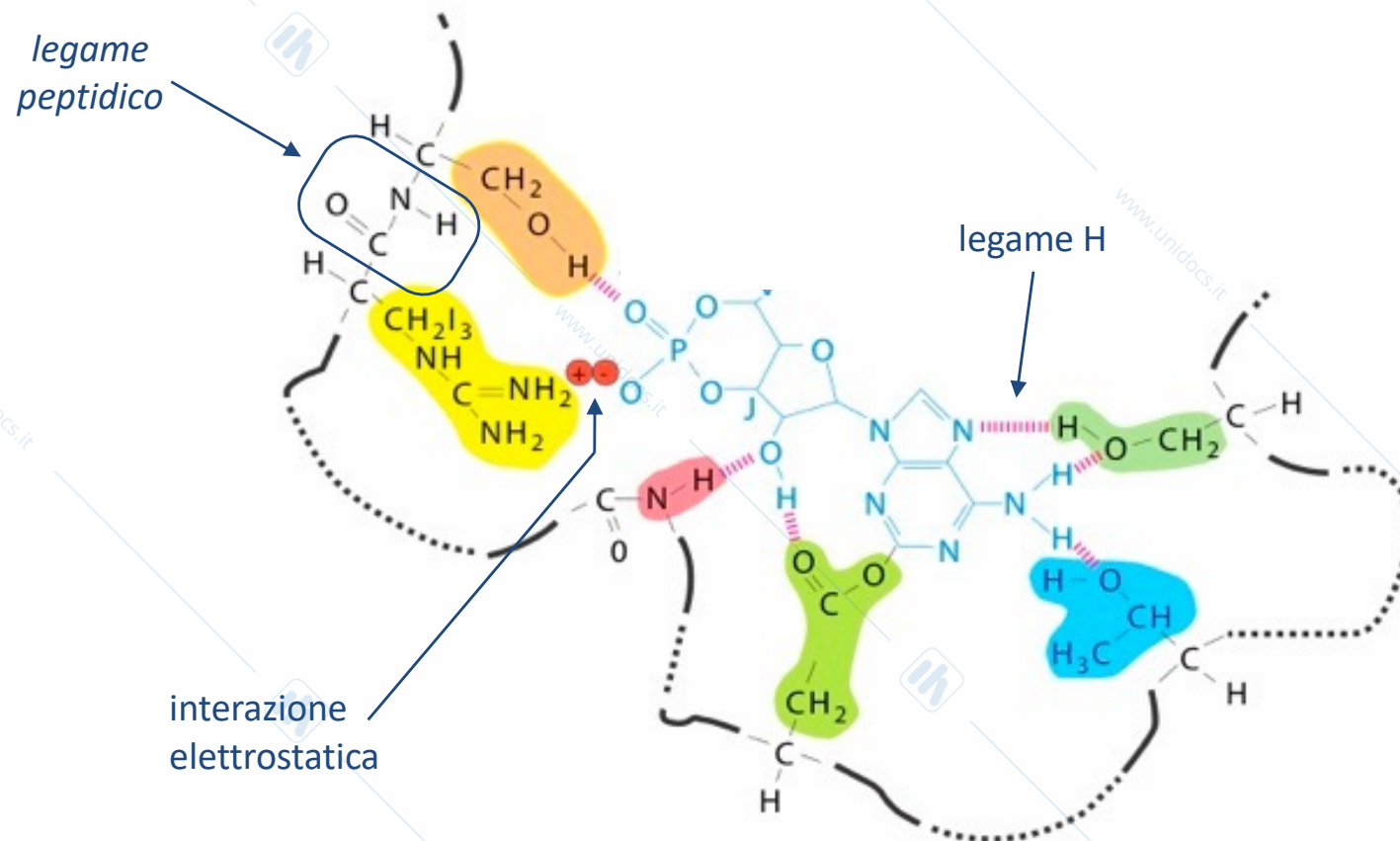
**interazioni di van der Waals**

**interazioni idrofobiche**



Interazione	Energia (kJ/mol)	Distanza (nm)	caratteristiche generali
<i>legame covalente</i>	200-400	≈0.1	
Legame H	4-100	0.3	proporzionale alla polarità dei legami
Elettrostatica	50-200	0.25	determinata da specie e distanza delle cariche
van der Waals	0.4-4	0.2	dipendente da dimensioni e distanza degli atomi
Idrofobica	<40	n.d.	promossa dalla riorganizzazione locale di H <sub>2</sub> O

**Le macromolecole biologiche sono complessi multiatomici che possiedono una specifica conformazione tridimensionale, ottenuta dalla combinazione di legami covalenti e interazioni non covalenti.**



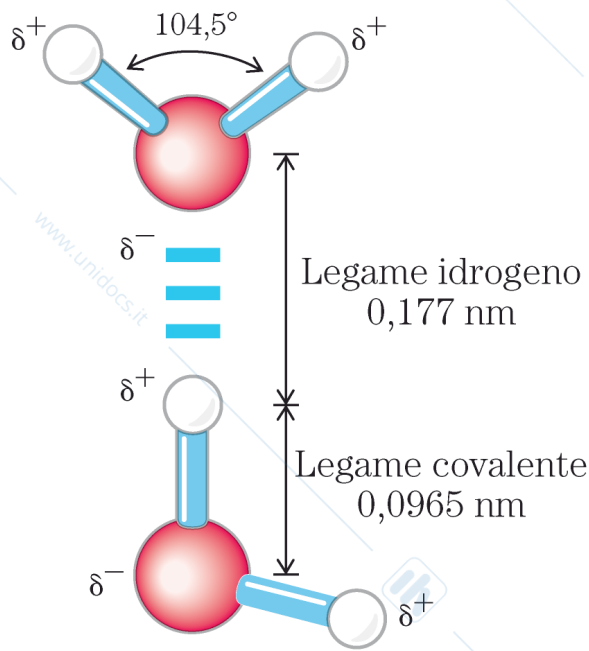
**Le macromolecole biologiche sono complessi multiatomici che possiedono una specifica conformazione tridimensionale, ottenuta dalla combinazione di legami covalenti e interazioni non covalenti.**

**Nonostante siano individualmente deboli, le interazioni non covalenti sono presenti in numero così elevato da contribuire in modo determinante alla conformazione di una macromolecola (*cooperatività*)**

**Le macromolecole biologiche sono complessi multiatomici che possiedono una specifica conformazione tridimensionale, ottenuta dalla combinazione di legami covalenti e interazioni non covalenti.**

**Nonostante siano individualmente deboli, le interazioni non covalenti sono presenti in numero così elevato da contribuire in modo determinante alla conformazione di una macromolecola (*cooperatività*)**

**Inoltre, le macromolecole si trovano in ambiente acquoso, dove le interazioni non covalenti come i legami H vengono ampiamente utilizzate**

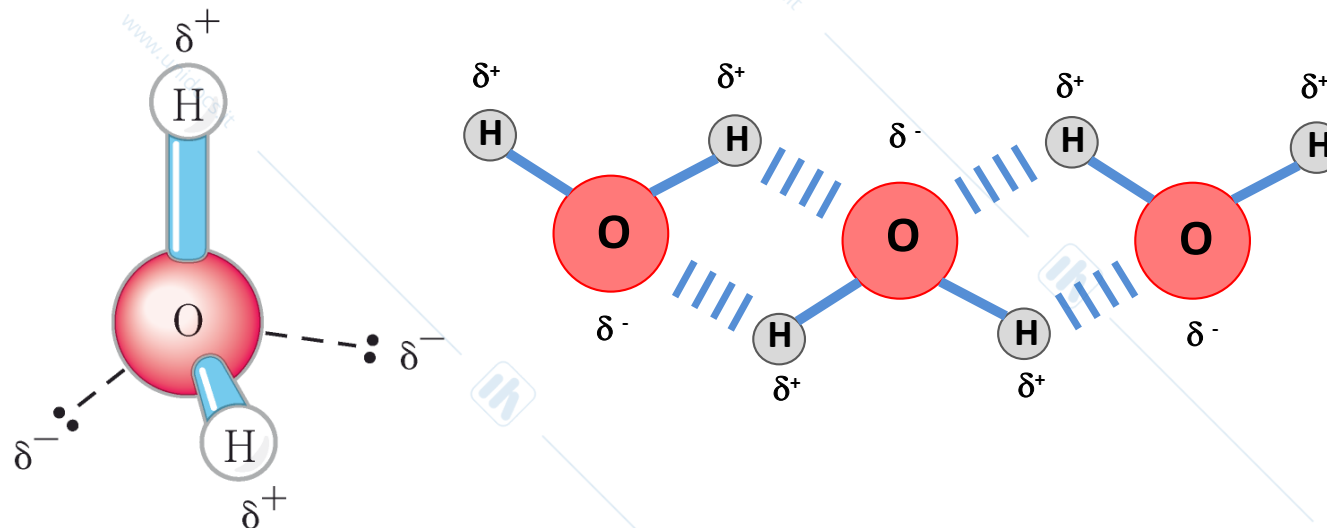
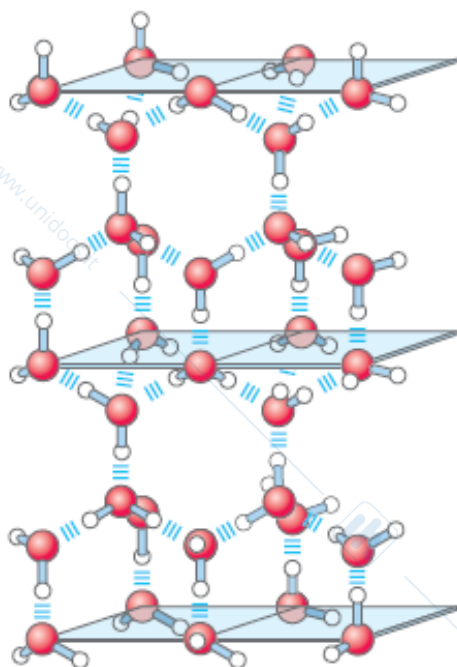


Le molecole dell'acqua si uniscono labilmente tra loro, ma formano un reticolo di legami idrogeno estremamente coeso.

La natura coesiva dell'acqua giustifica molte delle sue inconsuete proprietà (tensione superficiale, calore specifico e calore di evaporazione alti).

Dei sei elettroni nell'orbitale esterno dell'atomo di ossigeno, due sono coinvolti nei legami covalenti eteropolari con gli atomi di idrogeno (*donatori*); gli altri quattro esistono come doppietti liberi che sono eccellenti *accettori* di legami idrogeno.

**Ogni molecola d'acqua è simultaneamente donatore e accettore di legami H multipli**



## L'ACQUA è il PRINCIPALE SOLVENTE DEI SISTEMI BIOLOGICI

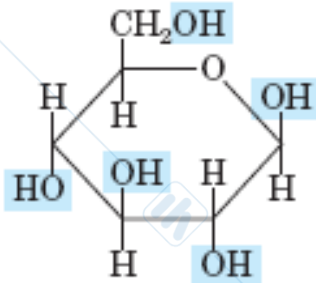
La sua tendenza a formare legami idrogeno e il suo carattere dipolare rendono conto della diversa solubilità delle molecole in questo ambiente.

Gas	Structure*	Polarity	Solubility in water (g/L) <sup>†</sup>
Nitrogen	$\text{N}\equiv\text{N}$	Nonpolar	0.018 (40 °C)
Oxygen	$\text{O}=\text{O}$	Nonpolar	0.035 (50 °C)
Carbon dioxide	$\begin{array}{c} \delta^- \quad \delta^- \\ \leftarrow \quad \rightarrow \\ \text{O}=\text{C}=\text{O} \end{array}$	Nonpolar	0.97 (45 °C)
Ammonia	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad   \quad \diagup \\ \text{N} \\ \downarrow \delta^- \end{array}$	Polar	900 (10 °C)
Hydrogen sulfide	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{S} \\ \downarrow \delta^- \end{array}$	Polar	1,860 (40 °C)

## L'ACQUA è il PRINCIPALE SOLVENTE DEI SISTEMI BIOLOGICI

La sua tendenza a formare legami idrogeno e il suo carattere dipolare rendono conto della diversa solubilità delle molecole in questo ambiente.

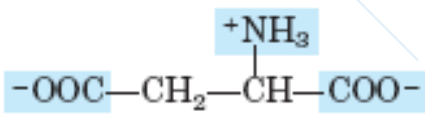
**Polar**  
Glucose



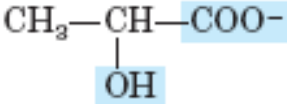
Glycine



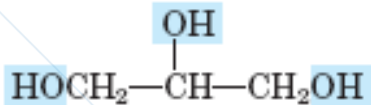
Aspartate



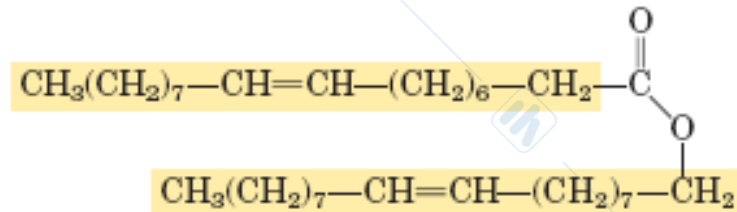
Lactate



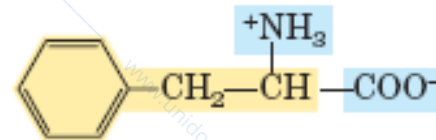
Glycerol



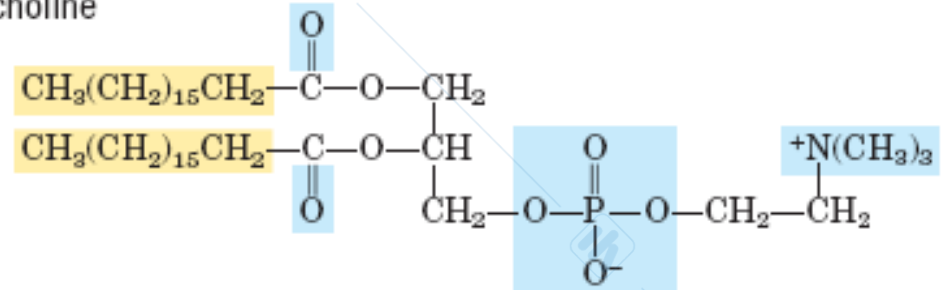
**Nonpolar**  
Typical wax



**Amphipathic**  
Phenylalanine



Phosphatidylcholine

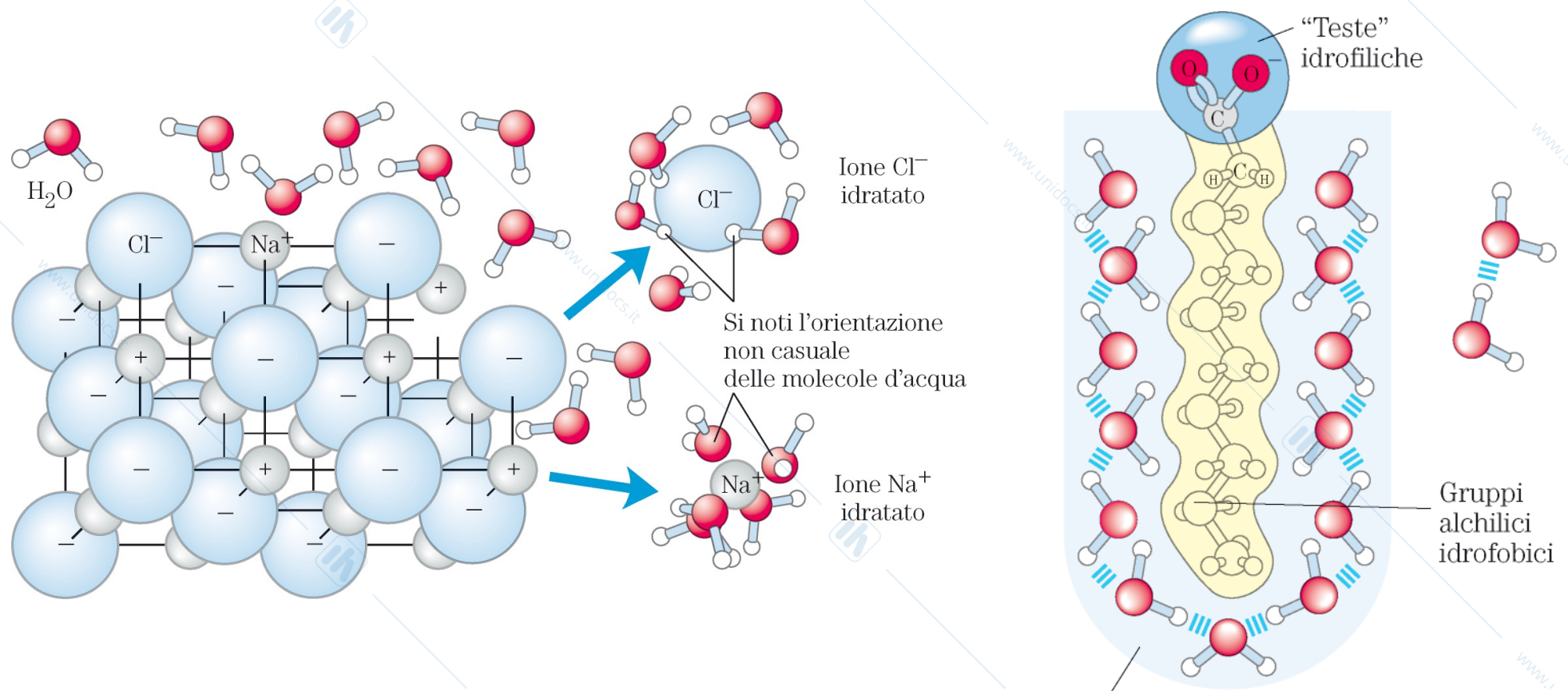


 Polar groups  Nonpolar groups

## L'ACQUA è il PRINCIPALE SOLVENTE DEI SISTEMI BIOLOGICI

La sua tendenza a formare legami idrogeno e il suo carattere dipolare rendono conto della diversa solubilità delle molecole in questo ambiente.

Le specie cariche (ioni) vengono idratate, ovvero circondate da molecole d'acqua orientate che formano il **guscio di idratazione**; intorno alle specie chimiche non polari le molecole d'acqua si dispongono in modo altamente ordinato formando delle "gabbie"



**Le macromolecole biologiche sono complessi multiatomici che possiedono una specifica conformazione tridimensionale, ottenuta dalla combinazione di legami covalenti e interazioni non covalenti.**

**Nonostante siano individualmente deboli, le interazioni non covalenti sono presenti in numero così elevato da contribuire in modo determinante alla conformazione di una macromolecola (*cooperatività*)**

**Inoltre, le macromolecole si trovano in ambiente acquoso, dove le interazioni non covalenti come i legami H vengono ampiamente utilizzate**

