

Il legame chimico

- ✓ Elettronegatività e polarità
- ✓ Strutture di Lewis
- ✓ Carica Formale
- ✓ Strutture limite di risonanza
- ✓ Angoli di legame e geometria delle molecole
- ✓ Ibridazione degli orbitali

ORGANICO:

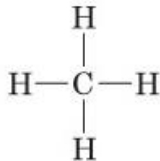
Che si riferisce a, o ha rapporto con, gli organismi viventi, animali o vegetali (in quanto questi sono organizzati, dotati cioè di organi):

Regno o., il regno animale e vegetale insieme (contrapp. al *regno inorganico o minerale*);

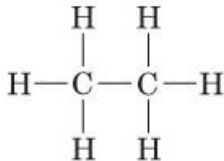
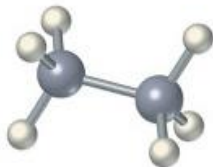
Sostanze o. (contrapposte alle *sostanze inorganiche*), le sostanze di cui sono costituiti gli organismi viventi o che essi elaborano o producono, ma anche quelle di origine sintetica aventi in comune con le prime la caratteristica di contenere nella molecola atomi di carbonio;

Chimica o., originariamente, quella parte della chimica il cui oggetto di studio era costituito dai composti presenti negli organismi, animali e vegetali (dove la denominazione), e che in seguito è stata ridefinita come lo studio dei composti del carbonio, sia quelli esistenti negli organismi, sia quelli ottenuti per sintesi; **pur essendo composti del carbonio, non sono considerati composti organici l'ossido di carbonio, il diossido di carbonio (o anidride carbonica) e derivati (carbonati), e, in genere, i cianuri, i cianati e i tiocianati.**

Le molecole organiche sono “piccole” e non possono essere “osservate” direttamente. Occorre raccogliere indizi, per es. Raggi X, proprietà spettroscopiche (interazione con lo spettro elettromagnetico , luce)



Metano, CH₄



Etano, C₂H₆

Le molecole organiche

Molecole che contengono atomi di C.

Eccezione: ossidi di carbonio e loro sali, cianuri metallici

Il C è l'unico elemento in grado di legarsi fortemente a se stesso e formare lunghe catene o anelli e allo stesso tempo legarsi a elementi non metallici: **H, O, N e alogeni**


 Diversi milioni di composti, 98% dei composti noti

FIGURA 1.1 Posizione del carbonio nella tavola periodica. Gli altri elementi che si ritrovano comunemente nei composti organici sono raffigurati nel colore tipicamente usato per rappresentarli.

H																	C	N		He			
Li	Be																	B		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															

ci occuperemo di elementi che completano il guscio di valenza con 2 o max 8 elettroni

Eccezioni: S, P, Cl, Si:
hanno orbitali 3d liberi

Un po' di «ricordi» della chimica generale....

Orbitali e configurazione elettronica

- Un orbitale è una regione di spazio che può contenere due elettroni
- Nella configurazione elettronica fondamentale di un atomo sono occupati solo gli orbitali a minore energia

FIGURA 1.3 Rappresentazione degli orbitali *s*, *p* e *d*. Gli orbitali *s* sono sferici, gli orbitali *p* hanno una forma a manubrio, e quattro dei cinque orbitali *d* hanno una forma a quadrifoglio. I differenti lobi degli orbitali *p* vengono spesso raffigurati per convenienza a forma di lacrima, ma la loro vera forma rassomiglia piuttosto ad una maniglia, come indicato nella rappresentazione generata al computer di un orbitale *2p* dell'idrogeno sulla destra.

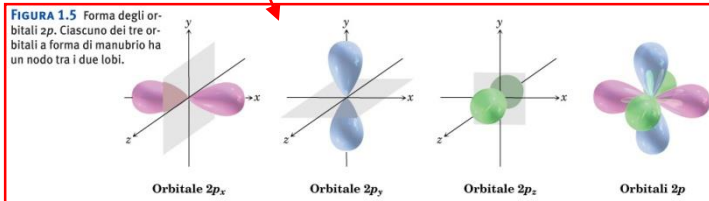
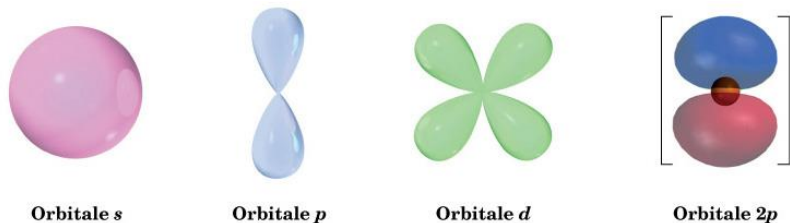
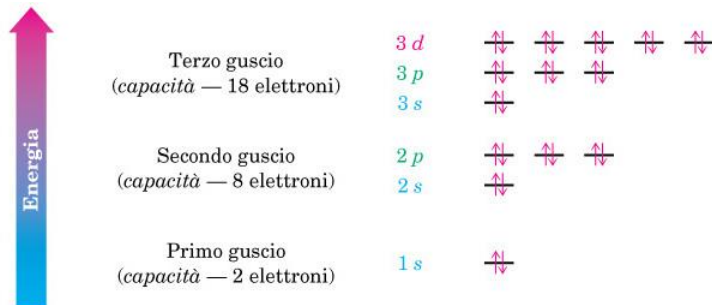


FIGURA 1.4 Livelli energetici degli elettroni in un atomo. Il primo guscio contiene un solo orbitale *1s*; il secondo guscio contiene un massimo di otto elettroni in un orbitale *2s* e tre orbitali *2p*; il terzo guscio contiene un massimo di diciotto elettroni in un orbitale *3s*, tre orbitali *3p* e cinque orbitali *3d*, e così via. I due elettroni in ciascun orbitale sono rappresentati da frecce in su e in giù, $\uparrow\downarrow$. Anche se non viene mostrato, il livello energetico dell'orbitale *4s* cade tra il *3p* ed il *3d*.



Ogni guscio può contenere massimo $2n^2$ elettroni
 $n =$ numero del guscio

Un po' di «ricordi» della chimica generale....

Orbitali e configurazione elettronica

- In accordo con il modello di Lewis, gli atomi si legano in modo tale che ciascun atomo coinvolto nel legame acquisti una configurazione elettronica del guscio di valenza uguale a quella dei gas nobili.
- Atomi che perdono elettroni per ottenere un guscio di valenza completo diventano cationi e formano legami ionici

Tabella 1.3 Configurazione elettronica dello stato fondamentale degli elementi 1–18

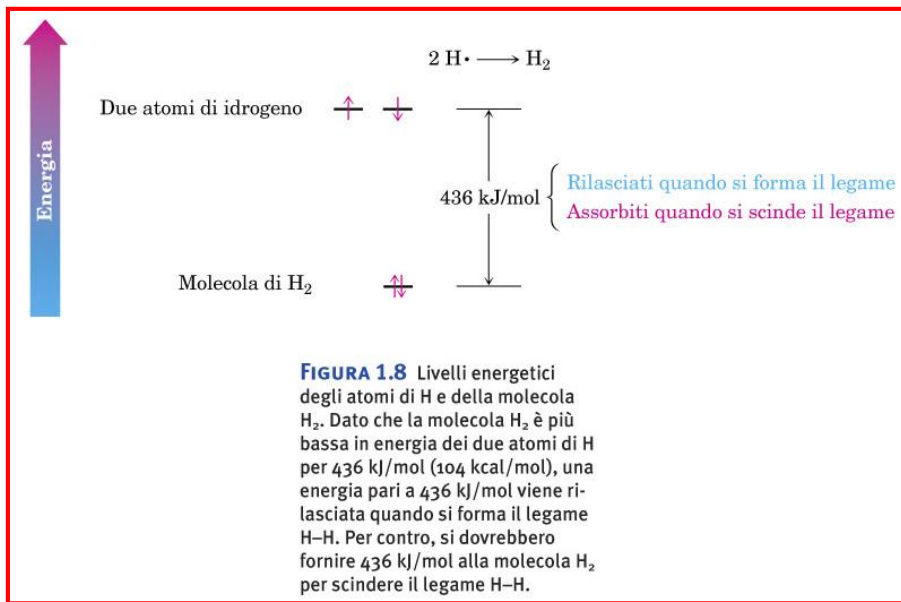
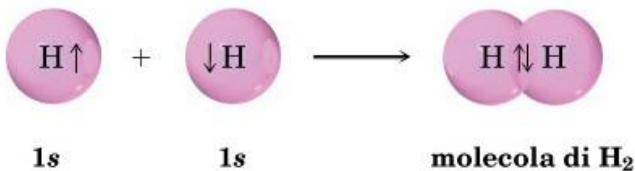
Primo Periodo*			Secondo Periodo			Terzo Periodo		
H	1	$1s^1$	Li	3	$[\text{He}] 2s^1$	Na	11	$[\text{Ne}] 3s^1$
He	2	$1s^2$	Be	4	$[\text{He}] 2s^2$	Mg	12	$[\text{Ne}] 3s^2$
			B	5	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	Al	13	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
			C	6	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$	Si	14	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
			N	7	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	P	15	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
			O	8	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	S	16	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
			F	9	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	Cl	17	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
			Ne	10	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	Ar	18	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

*Gli elementi sono indicati con il loro simbolo, numero atomico e configurazione elettronica semplificata dello stato fondamentale.

Gli atomi si legano tra loro in modo da acquisire una configurazione elettronica del guscio elettronico esterno uguale a quella del gas nobile più simile come configurazione elettronica.

Il C è l'unico elemento in grado di legarsi fortemente a se stesso e formare lunghe catene o anelli e allo stesso tempo legarsi a elementi non metallici: H, O, N e alogeni. **Perchè?**

Perchè esistono le molecole? Ci deve essere un vantaggio energetico rispetto alla condizione di atomo isolato



Perché due atomi si legano attraverso legami e la condivisione di elettroni? Che vantaggio ne consegue?

Prova a vedere il video

https://www.youtube.com/watch?v=I9jd1Ew_YGU

Un po' di «ricordi» dalla chimica generale....







(vero/falso)

Elettronegatività

1. L'elettronegatività generalmente aumenta all'aumentare del numero atomico
2. L'elettronegatività è una misura dell'attrazione di un atomo per gli elettroni che esso condivide in un legame chimico con un altro atomo
3. L'elettronegatività generalmente aumenta dall'alto verso il basso lungo un gruppo della tabella periodica
4. I seguenti legami sono disposti in ordine di polarità crescente:
C-H N-H O-H

Tabella 1.5 Valori di elettronegatività di alcuni atomi (scala di Pauling)

1A		2A												3A	4A	5A	6A	7A
Li	Be											B	C	N	O	F		
1.0	1.5											2.0	2.5	3.0	3.5	4.0		
Na	Mg	3B		4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	
0.9	1.2												1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2		

	<1.0		1.5 – 1.9		2.5 – 2.9
	1.0 – 1.4		2.0 – 2.4		3.0 – 4.0

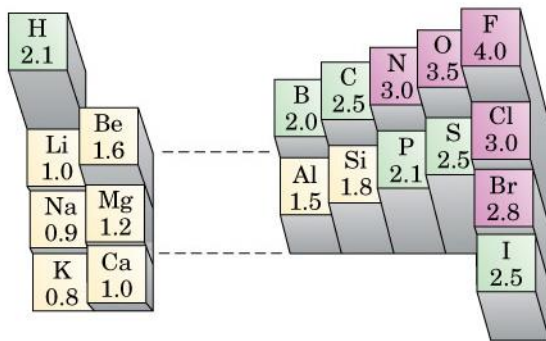
Un po' di «ricordi» dalla chimica generale....

(vero/falso)

Elettronegatività

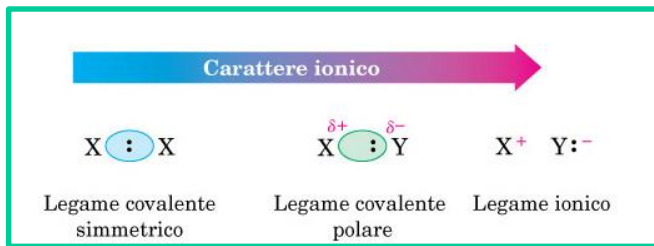
- ~~1. L'elettronegatività generalmente aumenta all'aumentare del numero atomico~~
2. L'elettronegatività è una misura dell'attrazione di un atomo per gli elettroni che esso condivide in un legame chimico con un altro atomo
- ~~3. L'elettronegatività generalmente aumenta dall'alto verso il basso lungo un gruppo della tabella periodica~~
4. I seguenti legami sono disposti in ordine di polarità crescente:
C-H N-H O-H

FIGURA 5.1 Elettronegatività di alcuni comuni elementi.

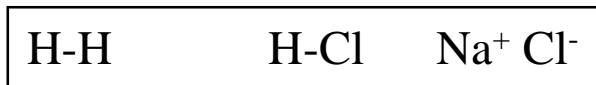


L'elettronegatività è una misura della forza di attrazione di un atomo per gli elettroni che esso condivide in un legame chimico con un altro atomo

FIGURA 2.1 Il passaggio dal legame covalente al legame ionico è il risultato di una distribuzione elettronica non simmetrica. Il simbolo δ (lettera greca delta minuscola) indica una carica parziale, sia positiva (δ^+) per gli atomi poveri di elettroni sia negativa (δ^-) per gli atomi ricchi di elettroni.

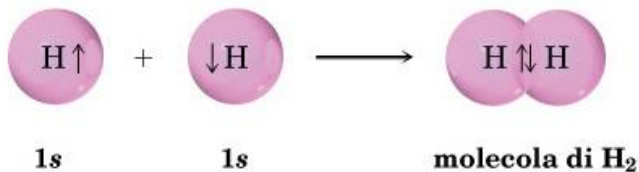


Il carbonio ha elettronegatività (2.5) inferiore rispetto a N, O e alogeni, ma superiore all'H



$$\Delta EN = \quad 0 \quad \quad 0.9 \quad \quad 2.1$$

$$0.5 \div 1.9$$

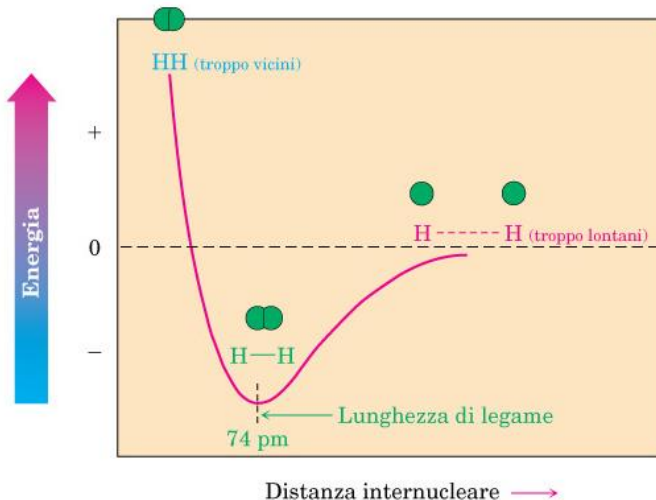


Bond	Length	Energy
H--H	74 pm	436 kJ/mol)

0.74 Å

FIGURA 1.9 Grafico dell'energia contro la distanza internucleare per due atomi di idrogeno. La distanza tra i nuclei al punto di minima energia è la lunghezza di legame.

Å 10^{-10} m
 pm 10^{-12} m

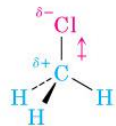
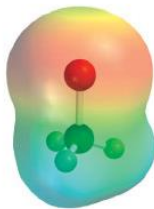


Legami polari

Mappe di potenziale elettrostatico:



(a)



Cloro: EN = 3.0
Carbonio: EN = 2.5
Differenza = 0.5

Rosso δ^-
Blu δ^+

Il carbonio ha elettronegatività (2.5) inferiore rispetto a N, O e alogeni, ma superiore all'H

Conseguenza della
condivisione
diseguale degli
elettroni

La polarità dei legami influisce sulla loro reattività: per esempio reattività acida

