CHIMICA ORGANICA (lavoro chimica del carbonio)

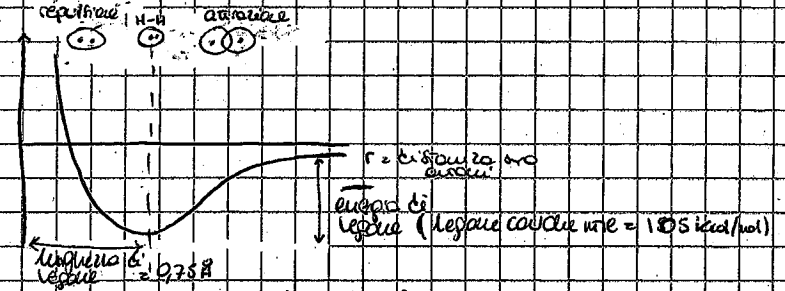
ETEROATOMI → quelli atomi che in una molecola organica differiscono dall'atomi di idrogeno e carbonio (ex F, S, P ecc.)

LEGAME CHIMICO → interazione tra atomi in grado da formare molecole o cristalli ionici; dovute agli elettroni di valenza che sono localizzati nell'orbitale più esterno; energia coinvolta

L'orbitale è lo spazio intorno al nucleo dove è più probabile trovare e

ex $C = 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ configurazione elettronica e gli elettroni più esterni sono elettroni di valenza

$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H-H$



"quantità energia potenziale durante formazione legame covalente tra due idrogeni"



LEGAME IONICO → trasferimento di uno o più elettroni dall'atomo meno elettronegativo a quello più elettronegativo; differenza di elettronegatività maggiore di 1,9; si mantiene grazie all'attrazione elettrostatica tra due ioni di carica opposta

LEGAME COVALENTE → condivisione di una o più coppie elettroniche tra atomi; atomi con poca o nulla differenza di elettronegatività

LEGAME COVALENTE POLARE → con differenza di elettronegatività tra due atomi e quindi la nube elettronica è spostata di più verso un atomo avente quello più elettronegativo (tra C e H non c'è polarità)



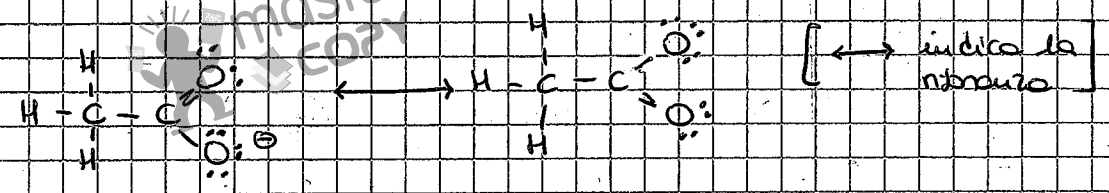
Rappresentato attraverso la superficie di energia potenziale (rosso accumulo densità elettronica, blu minore densità elettronica, verde e giallo intermedio). Utile per prevedere una reazione.

ELETTROFILO → es. H^+ avere atomi in cerca di e^- (E^+)
NUCLEOFILO → es. O^- avere in cerca di carica positiva avere il nucleo ($Nu:$)

In genere NUCLEOFILO vuole ELETTROFILO →

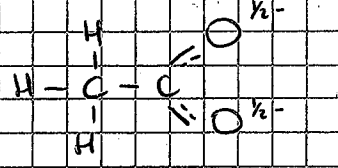
CARBONIO: - capacità di formare molte molecole
- capacità di formare legami singoli, doppi e tripli
- formazione di legami stabili grazie alla bassa elettronegatività con silicio e idrogeno
- forma catene lunghe, corte, ramificate, ad anello, ecc.

FENOMENO DELLA RISONANZA → fenomeno che permette di rappresentare una molecola con più strutture che differiscono tra loro solo per una diversa disposizione degli elettroni all'interno della molecola (come strutture limite di RISONANZA)



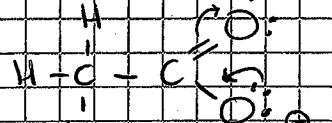
IONE ACETATO (CH_3COO^-)

IBRIDO DI RISONANZA → Struttura della molecola che si trova a metà tra le varie forme di risonanza



Non esistono rappresentare una molecola con varie forme di risonanza con Lewis, rappresentazione corretta e non nelle singole forme di risonanza.

le varie forme di risonanza sono importanti per capire come sono distribuite le cariche e sono maggiormente stabili le basi di risonanza.



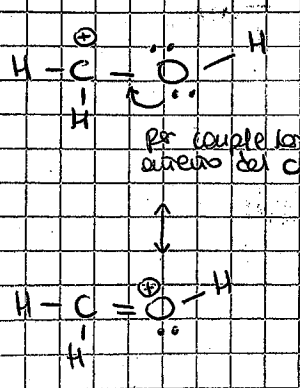
ossigeno con singolo legame cede una coppia di elettroni per formare un doppio legame e diventa neutro; l'altro ossigeno prende due elettroni dal doppio legame diventando un legame singolo

↓

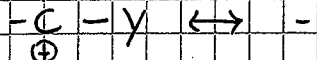
atomo negativo diventa neutro e atomo neutro diventa negativo

[→ indica uno scambio di e^-]

ALTRI ESEMPI

① 

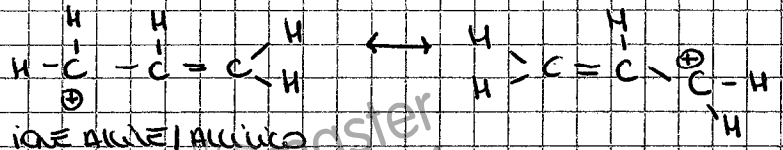
Forme di risonanza? Sì, avendo legame con C-O per completare l'ottetto



master COPY

Per capire quale struttura è la più stabile = - distribuzione delle cariche (atomo più elettronegativo deve portare carica negativa)
- completezza dell'ottetto
(più importante delle cariche)

NOTA! Carica elettronegativa localizzata sull'atomo più elettronegativo, in questo caso è più importante completare l'ottetto

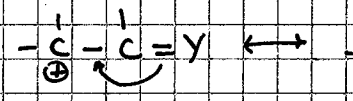
② 

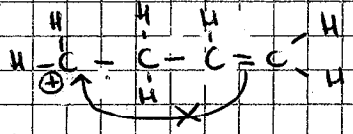
IONE ALLILE / ALLILICO

Sono entrambe le strutture

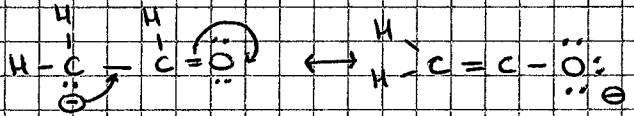
master COPY

CARBOCATIONI → atomi di carbonio con carica positiva, diventano instabili ma, grazie la risonanza le molecole che le contengono vengono stabilizzate



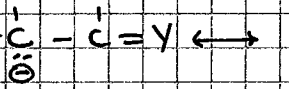
ex. 

NO! in questo il carbocatione è troppo lontano dal doppio legame

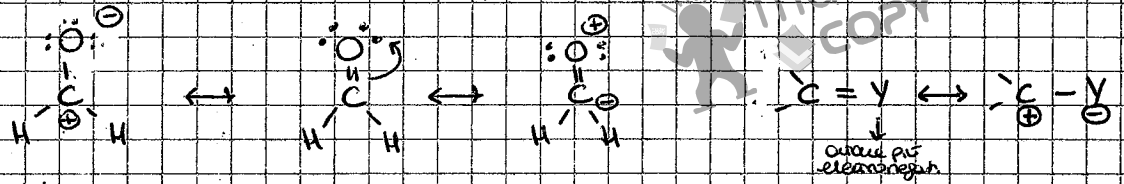
③ 

IONE ENOLATO

quello di dx più stabile



OSSERVAZIONI = - lo scheletro della molecola rimane uguale
- si muovono soltanto gli elettroni di valenza
- numero totale di elettroni e la carica formale totale rimane invariata

④ 

ammissibile per le cariche ma non per l'ottetto di C

FORMALMENTE

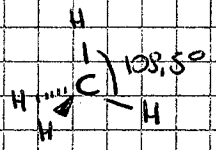
non ammissibile per le cariche

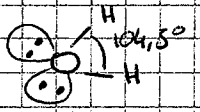
master COPY

STRUTTURA DELLE MOLECOLE → teoria del modello VSEPR con la distribuzione degli elettroni e formazione dei legami

All'interno della molecola le coppie con densità elettronica cercano di mettersi alla maggior distanza possibile tra di loro (legami e doppietti elettronici)

TETRAEDRICA: $-\underset{|}{\overset{|}{C}}-$ $-\underset{|}{\overset{|}{N}}-$ $:\ddot{O}:$ $-\ddot{X}:$ $-\underset{|}{\overset{|}{C}}^{\ominus}$

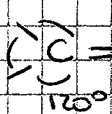


eccezione → 

H_2O

Più ravvicinati in quanto i doppietti elettronici reagiscono di maggior spazio

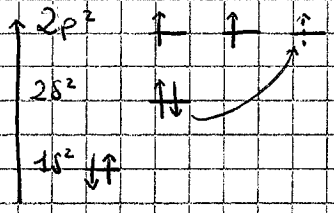
TRIGONALE PLANARE: $>C=$ $=N:$ $=\ddot{O}:$ $:\overset{\oplus}{C}-$



LINEARE: $-C\equiv$ $=C=$ $\equiv N:$



ORBITALI ATOMICI → spazio occupato dagli elettroni, devono le seguenti



Spiega come mai il carbonio può fare quattro legami

Gli orbitali s e p si uniscono formando orbitali ibridi contenenti ciascuno un elettrone e si respingono a distanza massima

GEOMETRIA TETRAEDRICA → Sp^3

legame C-H 

Sp^3 formano da quattro orbitali tetraedrici ibridi che danno appunto la sequenza

Legame σ → si forma quando si uniscono due molecole e abbiamo la massima densità elettronica che giace lungo il legame

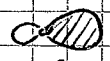


ex. legame C-C → $sp^3_C + sp^3_C$

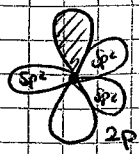
GEOMETRIA TRIGONALE → Sp^2

- orbitali ibridi formano con energia minore di p e maggiore di s
- sp^2 energia inferiore rispetto agli Sp^3

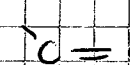
master COPY



σ ma →



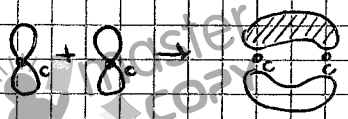
l'orbitale 2p è perpendicolare al piano e sul piano orizzontale giacciono gli orbitali sp^2



legame C-H = $sp^2 C + s H$

legame C-C = $sp^2 C + sp^2 C$

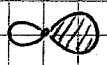
legame π → è formato dall'unione di due molecole con ibridazione sp^2



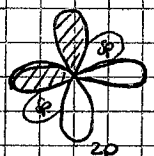
Densità elettronica nello spazio in legame C-C ed è piccola

GEOMETRIA LINEARE → Sp

- energia inferiore rispetto agli orbitali ibridi sp^2
- formazione di un legame π in più dei precedenti



σ ma →





$-C \equiv C-$ legame σ = $sp_C + s_H$ legame π_1 = $p_y + p_y$

legame C-C = $sp_C + sp_C$ legame π_2 = $p_z + p_z$

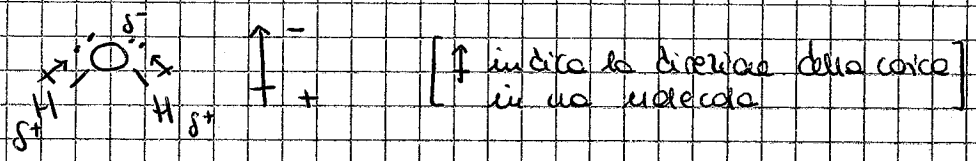
TABELLA

	C–C	C=C	C≡C
A°	1,5	1,3	1,2
E	85 (energia di un legame σ)	150	200

legame a maggiore energia del legame π, quindi rompere un doppio legame è più facile rispetto al singolo in quanto l'energia del legame π è inferiore al legame σ ($\simeq$ 65E)

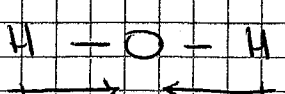
POLARITÀ DELLE MOLECOLE

La polarità della molecola influenza il punto di ebollizione e la solubilità delle sostanze (sostanze polari solubili in polari e molecole apolari solubili in apolari)



[↕ indica la direzione della carica in una molecola]

i momenti dipolo si compensano come vettori quindi la somma dei vettori risultante polare



$\vec{\mu} = \emptyset$ momento dipolo