

# CHIMICA ORGANICA I

# Organizzazione

**8 CFU / 64 ore**

Docenti:

- Prof.ssa Fulvia Felluga, 7 CFU
  - stanza 349, III piano Edificio C11
  - E-mail: [ffelluga@units.it](mailto:ffelluga@units.it)
  - Ricevimento: per appuntamento (e-mail)
  
- Dr. Jacopo Dosso, 1 CFU
  - E-mail: [jacopo.dosso@units.it](mailto:jacopo.dosso@units.it)

Lezioni frontali (teoria) ed esercizi

Lezioni slides/lavagna

Materiale didattico su Moodle

**Raccomandato prendere appunti e usare un libro!**

# Libri di testo

**John McMurry**

**Chimica Organica**

**PICCIN-NUOVA LIBRARIA**

D'Auria M.V.; Taglialatela Scafati O.;  
Zampella A.

Guida ragionata allo svolgimento di  
esercizi di chimica organica

LOGHIA

Brown W.H.; Foote, C.S.; Iverson, B.L.

Chimica Organica

EdiSES

Janice Gorzynski Smith

Organic Chemistry

McGraw-Hill

Vollhardt K. Peter; Schore Neil E.

Chimica organica

Zanichelli

Solomons T.W. Graham;

Fryhle Craig B.

Chimica organica

Zanichelli

Seyhan N. Ege

Chimica Organica: Struttura e  
reattività

Idelson-Gnocchi

# Modalità di esame

## Scritto e orale

### Scritto:

- 2 verifiche in itinere o prova scritta in appello ufficiale.
- Seconda prova in itinere solo se si è superata la prima.
- Il voto della prova scritta resta valido per tutto l'anno accademico (fino alla sessione straordinaria di marzo).

### Orale:

- negli appelli ufficiali.

### Prerequisiti

- aver superato l'esame di Chimica Generale ed Inorganica

# Obiettivi formativi

## **Acquisire le conoscenze di base su:**

- struttura e il legame di molecole organiche semplici (monofunzionali)
- meccanismi delle principali reazioni organiche
- reattività dei principali gruppi funzionali
- sintesi delle principali classi di composti organici
- proprietà stereochimiche delle molecole organiche e chiralità

# CHIMICA ORGANICA fino al 1800



Mondo inorganico  
Entità inanimate  
**Leggi Razionali**

Mondo organico  
Entità viventi  
**Forza Vitale**

Joseph Proust 1754-1826

Composti Inorganici:  
Es.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$   
Proporzioni Definite

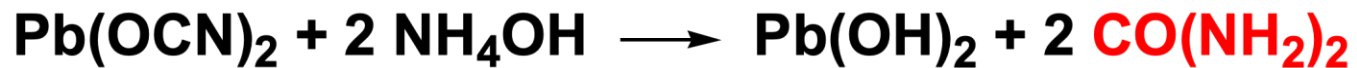
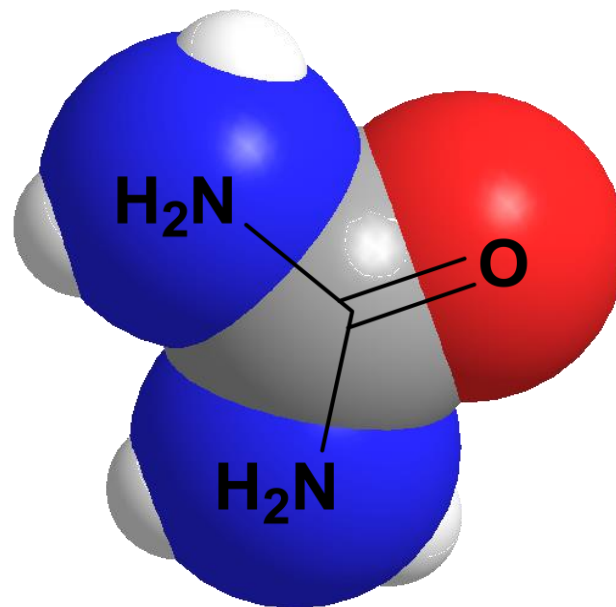
Mondo organico: Es.  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3\text{H}_8$ ,  
 $\text{C}_2\text{H}_4$   
 $\text{C}_2\text{H}_2$

Proprietà simili ma diverse proporzioni:  
Vitalismo!

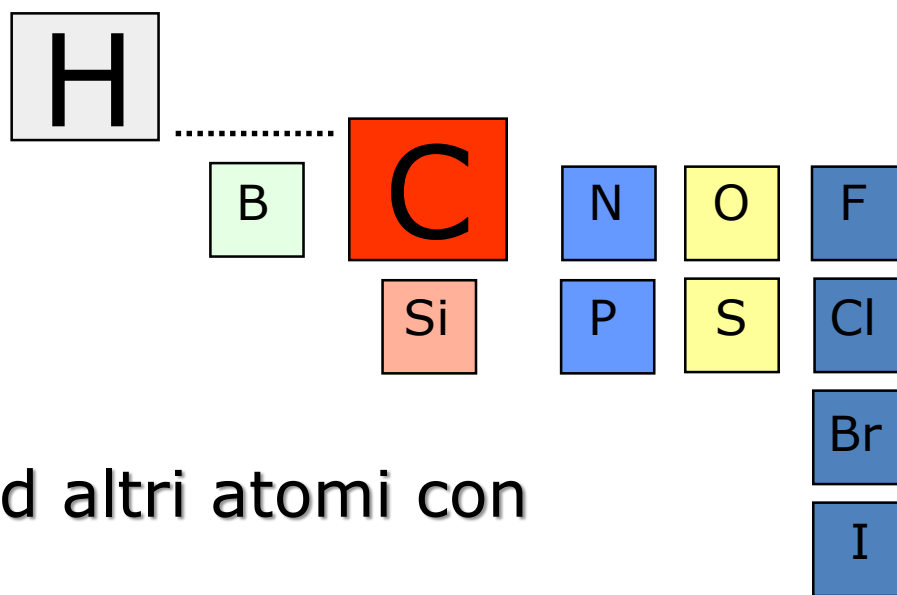
# 1828: La fine del vitalismo



Friedrich Woehler  
1800-1882



# CHIMICA ORGANICA = Chimica dei Composti COVALENTI del Carbonio



- Il Carbonio si lega ad altri atomi con legami **covalenti**

H B N O Si P S F Cl Br I

Eteroatomi

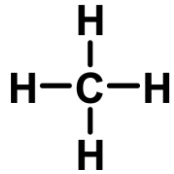


# I composti organici sono ubiquitari

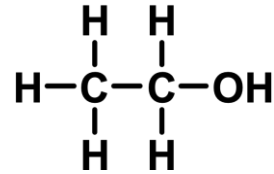
Esistono approssimativamente 60.000.000 di molecole organiche

- Biomolecole: *carboidrati, lipidi, proteine e acidi nucleici.*
- Materiali: *cotone, carta, legno, pelle seta, lana, benzina, oli minerali.*
- Molecole sintetiche e materiali: *farmaci, plastiche, vernici, coloranti, fibre artificiali, fertilizzanti, aromi, cosmetici, detergenti, profumi, dolcificanti, etc.*

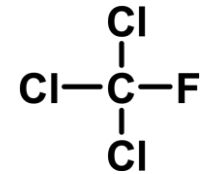
# Composti Organici



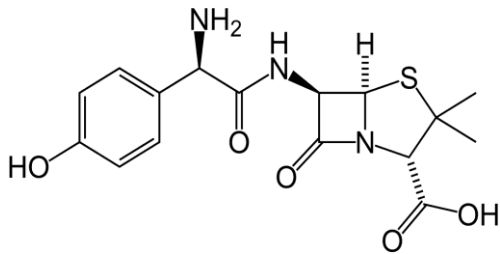
Metano



Etanolo

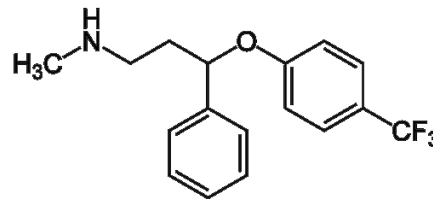


Triclorofluorometano



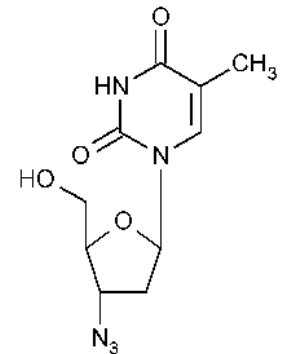
Amoxicillina

(2*S*,5*R*,6*R*)-6-(2-amino-2-(4-hidroxyphenyl)acetamido)-3,3-dimehyl-7-oxo-4-thia-1-azabicclo[3.2.0]heptane-2-carboxylic acid



Fluoxetina  
Prozac

N-methyl-3-phenyl-3-[4-(trifluoromethyl)phenoxy]propan-1-amine



AZT

3'-azido-3'-deoxythymidine

# L'atomo di carbonio

- Numero Atomico: 6
- 2 Isotopi
  - $^{12}\text{C}$  (98,9%): 6 protoni, 6 neutroni
  - $^{13}\text{C}$  (1,1%): 6 protoni, 7 neutroni
- Configurazione elettronica:  $1s^2 2s^2 2p^2$

# 1. Il Carbonio forma legami covalenti con altri elementi

1 <b>H</b> Hydrogen 1.0																	2 <b>He</b> Helium 4.0
3 <b>Li</b> Lithium 6.9	4 <b>Be</b> Beryllium 9.0											5 <b>B</b> Boron 10.8	6 <b>C</b> Carbon 12.0	7 <b>N</b> Nitrogen 14.0	8 <b>O</b> Oxygen 16.0	9 <b>F</b> Fluorine 19.0	10 <b>Ne</b> Neon 20.2
11 <b>Na</b> Sodium 23.0	12 <b>Mg</b> Magnesium 24.3											13 <b>Al</b> Aluminum 27.0	14 <b>Si</b> Silicon 28.1	15 <b>P</b> Phosphorus 31.0	16 <b>S</b> Sulfur 32.1	17 <b>Cl</b> Chlorine 35.5	18 <b>Ar</b> Argon 40.0
19 <b>K</b> Potassium 39.1	20 <b>Ca</b> Calcium 40.2	21 <b>Sc</b> Scandium 45.0	22 <b>Ti</b> Titanium 47.9	23 <b>V</b> Vanadium 50.9	24 <b>Cr</b> Chromium 52.0	25 <b>Mn</b> Manganese 54.9	26 <b>Fe</b> Iron 55.9	27 <b>Co</b> Cobalt 58.9	28 <b>Ni</b> Nickel 58.7	29 <b>Cu</b> Copper 63.5	30 <b>Zn</b> Zinc 65.4	31 <b>Ga</b> Gallium 69.7	32 <b>Ge</b> Germanium 72.6	33 <b>As</b> Arsenic 74.9	34 <b>Se</b> Selenium 79.0	35 <b>Br</b> Bromine 79.9	36 <b>Kr</b> Krypton 83.8
37 <b>Rb</b> Rubidium 85.5	38 <b>Sr</b> Strontium 87.6	39 <b>Y</b> Yttrium 88.9	40 <b>Zr</b> Zirconium 91.2	41 <b>Nb</b> Niobium 92.9	42 <b>Mo</b> Molybdenum 95.9	43 <b>Tc</b> Technetium 99	44 <b>Ru</b> Ruthenium 101.0	45 <b>Rh</b> Rhodium 102.9	46 <b>Pd</b> Palladium 106.4	47 <b>Ag</b> Silver 107.9	48 <b>Cd</b> Cadmium 112.4	49 <b>In</b> Indium 114.8	50 <b>Sn</b> Tin 118.7	51 <b>Sb</b> Antimony 121.8	52 <b>Te</b> Tellurium 127.6	53 <b>I</b> Iodine 126.9	54 <b>Xe</b> Xenon 131.3
55 <b>Cs</b> Caesium 132.9	56 <b>Ba</b> Barium 137.4	57-71	72 <b>Hf</b> Hafnium 178.5	73 <b>Ta</b> Tantalum 181.0	74 <b>W</b> Tungsten 183.9	75 <b>Re</b> Rhenium 186.2	76 <b>Os</b> Osmium 190.2	77 <b>Ir</b> Iridium 192.2	78 <b>Pt</b> Platinum 195.1	79 <b>Au</b> Gold 197.0	80 <b>Hg</b> Mercury 200.6	81 <b>Tl</b> Thallium 204.4	82 <b>Pb</b> Lead 207.2	83 <b>Bi</b> Bismuth 209.0	84 <b>Po</b> Polonium 210.0	85 <b>At</b> Astatine 210.0	86 <b>Rn</b> Radon 222.0
87 <b>Fr</b> Francium 223.0	88 <b>Ra</b> Radium 226.0	89-103	104 <b>Rf</b> Rutherfordium 261	105 <b>Db</b> Dubnium 262	106 <b>Sg</b> Seaborgium 263	107 <b>Bh</b> Bohrium 262	108 <b>Hs</b> Hassium 265	109 <b>Mt</b> Meitnerium 266	110 <b>Uun</b> Ununnilium 272								

57 <b>La</b> Lanthanum 138.9	58 <b>Ce</b> Cerium 140.1	59 <b>Pr</b> Praseodymium 140.9	60 <b>Nd</b> Neodymium 144.2	61 <b>Pm</b> Promethium 147.0	62 <b>Sm</b> Samarium 150.4	63 <b>Eu</b> Europium 152.0	64 <b>Gd</b> Gadolinium 157.3	65 <b>Tb</b> Terbium 158.9	66 <b>Dy</b> Dysprosium 162.5	67 <b>Ho</b> Holmium 164.9	68 <b>Er</b> Erbium 167.3	69 <b>Tm</b> Thulium 168.9	70 <b>Yb</b> Ytterbium 173.0	71 <b>Lu</b> Lutetium 175.0
89 <b>Ac</b> Actinium 132.9	90 <b>Th</b> Thorium 232.0	91 <b>Pa</b> Protactinium 231.0	92 <b>U</b> Uranium 238.0	93 <b>Np</b> Neptunium 237.0	94 <b>Pu</b> Plutonium 242.0	95 <b>Am</b> Americium 243.0	96 <b>Cm</b> Curium 247.0	97 <b>Bk</b> Berkelium 247.0	98 <b>Cf</b> Californium 251.0	99 <b>Es</b> Einsteinium 254.0	100 <b>Fm</b> Fermium 253.0	101 <b>Md</b> Mendelevium 256.0	102 <b>No</b> Nobelium 254.0	103 <b>Lr</b> Lawrencium 257.0

Nella maggior parte delle molecole organiche il carbonio è combinato con relativamente pochi elementi.



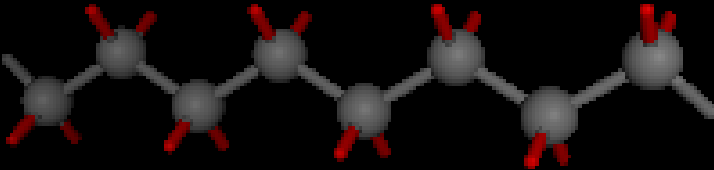
### 3. Il Carbonio forma legami molto forti

Legame	Energia di dissociazione (kJ/M)
C—C	360
C—H	400-550
C—O	350-400
C—N	360
N—N	250
O—O	180

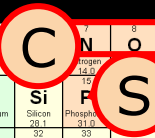
# 4 Il Carbonio forma catene

Energia (kJ/mol)

C-C 360  
 N-N 230-280  
 O-O 160-200



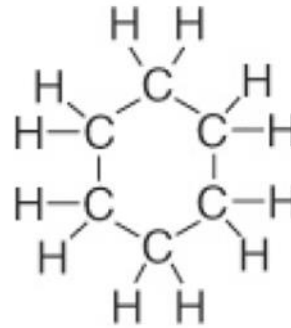
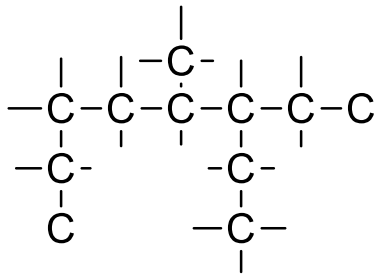
3		4																		2																																																																																							
Li	Be																	He																																																																																									
6.9	9.0																	4.0																																																																																									
11	1.2																	18.8																																																																																									
Na		Mg																		Ne																																																																																							
23.0	24.3																	20.2																																																																																									
19	20																	36																																																																																									
K		Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn											Kr																																																																																				
39.1	40.1	45.0	47.9	50.9	52.0	54.9	55.8	58.9	58.7	63.5	65.4	69.7	72.6	74.9	79.0	79.9	83.8																																																																																										
37	38	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd											Xe																																																																																					
85.5	87.6	88.9	91.2	92.9	95.9	98.9	101.1	106.4	106.3	107.9	112.4	118.7	127.6	127.6	126.9	126.9	131.3																																																																																										
Cs		Ba	Hf		Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																																																									
132.9	137.3	137.3	178.5	180.9	183.8	186.2	188.9	193.1	195.1	197.0	200.6	204.4	207.2	209.0	210.0	210.0	222.0																																																																																										
87	88	89-103																86																																																																																									
Fr	Ra	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun										84																																																																																									
223.0	226.0	261.1	262.1	263.1	262.1	265.1	265.1	272.1											86																																																																																								
<table border="1"> <tr> <td>57</td> <td>58</td> <td>59</td> <td>60</td> <td>61</td> <td>62</td> <td>63</td> <td>64</td> <td>65</td> <td>66</td> <td>67</td> <td>68</td> <td>69</td> <td>70</td> <td>71</td> </tr> <tr> <td>La</td> <td>Ce</td> <td>Pr</td> <td>Nd</td> <td>Pm</td> <td>Sm</td> <td>Eu</td> <td>Gd</td> <td>Tb</td> <td>Dy</td> <td>Ho</td> <td>Er</td> <td>Tm</td> <td>Yb</td> <td>Lu</td> </tr> <tr> <td>138.9</td> <td>140.1</td> <td>140.9</td> <td>144.2</td> <td>147.0</td> <td>150.4</td> <td>152.0</td> <td>157.3</td> <td>158.9</td> <td>162.5</td> <td>164.9</td> <td>167.3</td> <td>168.9</td> <td>173.0</td> <td>175.0</td> </tr> <tr> <td>89</td> <td>90</td> <td>91</td> <td>92</td> <td>93</td> <td>94</td> <td>95</td> <td>96</td> <td>97</td> <td>98</td> <td>99</td> <td>100</td> <td>101</td> <td>102</td> <td>103</td> </tr> <tr> <td>Ac</td> <td>Th</td> <td>Pa</td> <td>U</td> <td>Np</td> <td>Am</td> <td>Cm</td> <td>Bk</td> <td>Cf</td> <td>Es</td> <td>Fm</td> <td>Md</td> <td>No</td> <td>Lr</td> <td></td> </tr> <tr> <td>132.9</td> <td>232.0</td> <td>231.0</td> <td>238.0</td> <td>237.0</td> <td>242.0</td> <td>243.0</td> <td>247.0</td> <td>247.0</td> <td>251.0</td> <td>254.0</td> <td>259.0</td> <td>259.0</td> <td>267.0</td> <td></td> </tr> </table>																		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	138.9	140.1	140.9	144.2	147.0	150.4	152.0	157.3	158.9	162.5	164.9	167.3	168.9	173.0	175.0	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	Ac	Th	Pa	U	Np	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		132.9	232.0	231.0	238.0	237.0	242.0	243.0	247.0	247.0	251.0	254.0	259.0	259.0	267.0	
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71																																																																																													
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																																																													
138.9	140.1	140.9	144.2	147.0	150.4	152.0	157.3	158.9	162.5	164.9	167.3	168.9	173.0	175.0																																																																																													
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103																																																																																													
Ac	Th	Pa	U	Np	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																																																														
132.9	232.0	231.0	238.0	237.0	242.0	243.0	247.0	247.0	251.0	254.0	259.0	259.0	267.0																																																																																														



$2s^2 2p^2$

$3s^2 3p^4$

## 5. Il carbonio forma catene ramificate e cicli

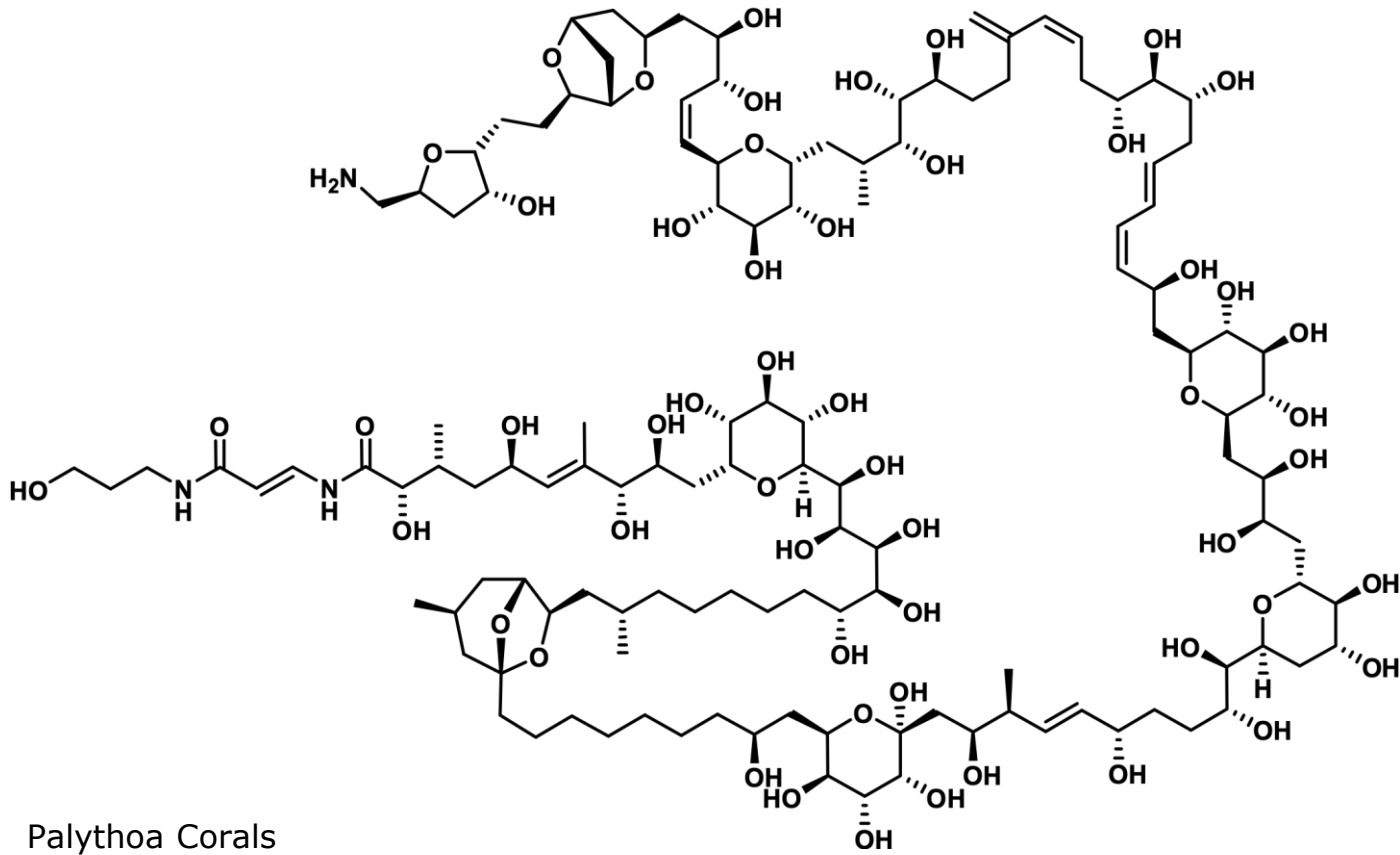




## 6. Il carbonio forma legami multipli

Legame	Energia di dissociazione (kJ/M)
C—C	360
C=C	700
C≡C	950
C—O	400
C=O	750
C—N	360
C=N	700
C≡N	950

# Composti organici



Palythoa Corals



Palitossina

*Lophozozymus pictor*



# Chimica Organica

- Struttura
- Reattività
- *Struttura e reattività* sono correlate

STRUTTURA



REATTIVITA'

# Obiettivi

- Assegnare struttura e nome ai composti organici.
- Predire:
  - La struttura tridimensionale
  - Gli effetti sulla reattività (velocità di reazione e costanti di equilibrio)
- Progettare semplici vie sintetiche
- Comunicare con un linguaggio appropriato

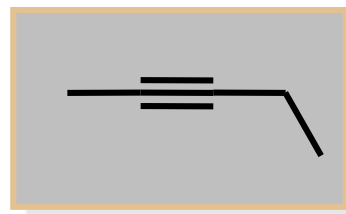
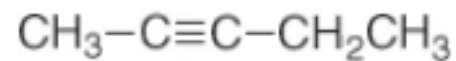
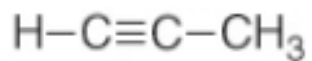
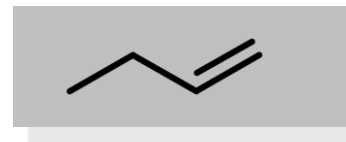
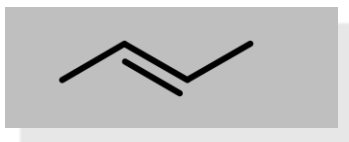
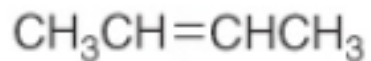
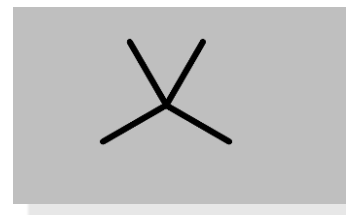
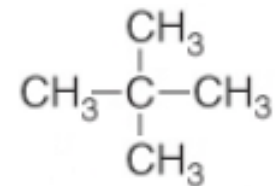
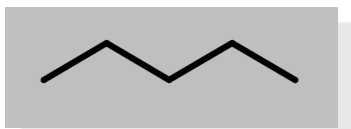
# Disegnare molecole

# Formule Molecolari

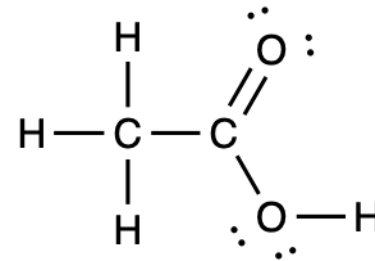
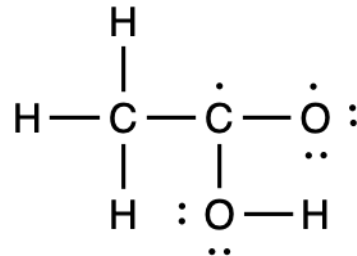
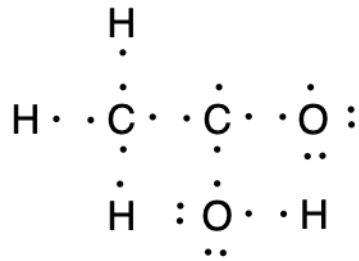
strutturali	empiriche	
$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \parallel \\ \text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{S}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \parallel \\ \ddot{\text{O}} \end{array}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Acido solforico
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_4$	Metano
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_6$	Etano
$\begin{array}{c} \ddot{\text{F}} \quad \ddot{\text{O}} \\   \quad \parallel \\ \text{F}-\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{N}}\text{H}_2 \\   \\ \text{F} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_2\text{F}_3\text{NO}$	Trifluoroacetamide

Generica formula empirica di composti organici:  $\text{C}_C\text{H}_H\text{Br}_{\text{Br}}\text{Cl}_{\text{Cl}}\text{F}_{\text{F}}\text{I}_{\text{I}}\text{N}_{\text{N}}\text{O}_{\text{O}}$

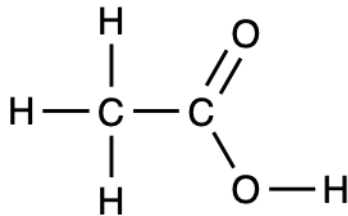
# Formule lineari (a zig-zag)



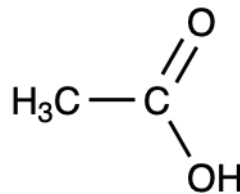
# Acido Acetico



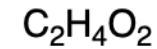
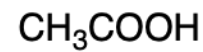
Struttura di Lewis



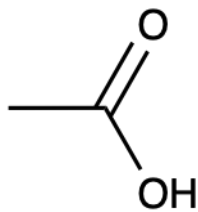
Formula di struttura



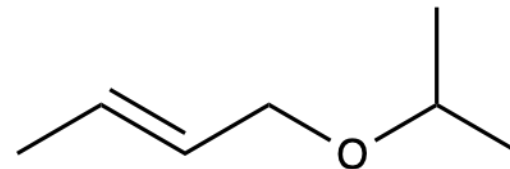
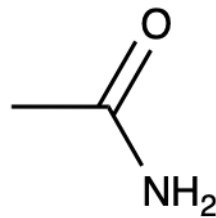
Formula condensata



Formula empirica

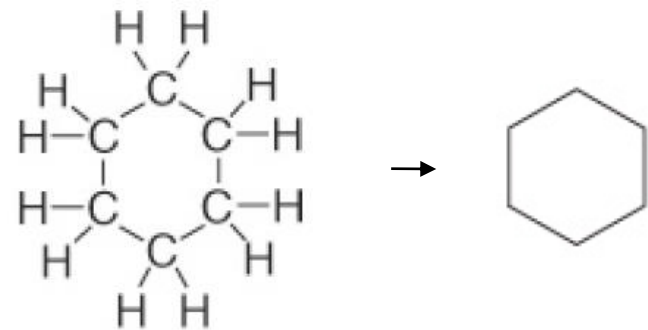
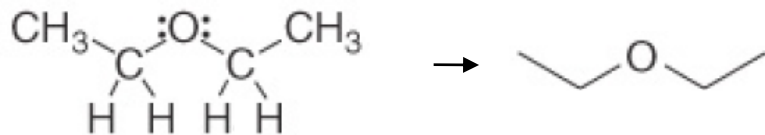
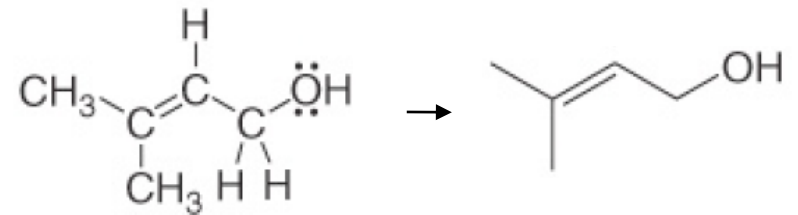
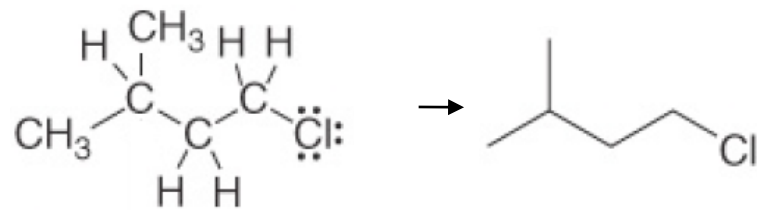
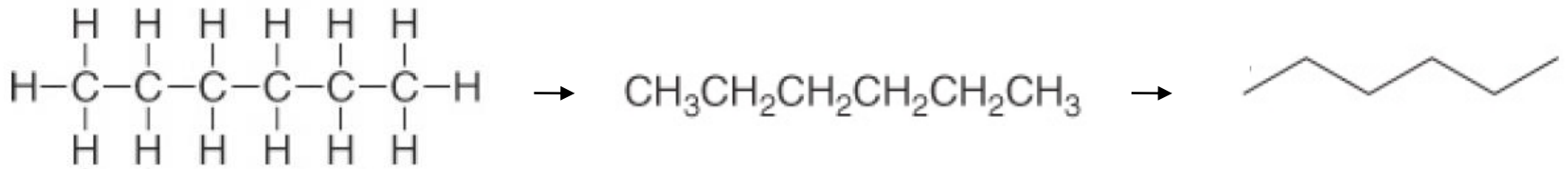


Formula lineare

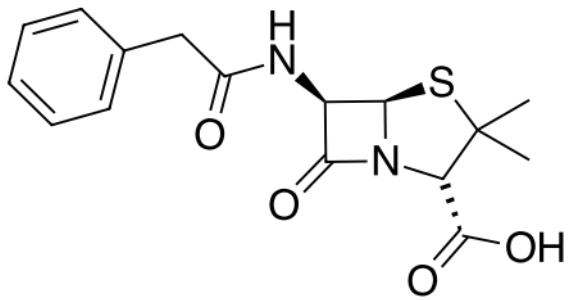




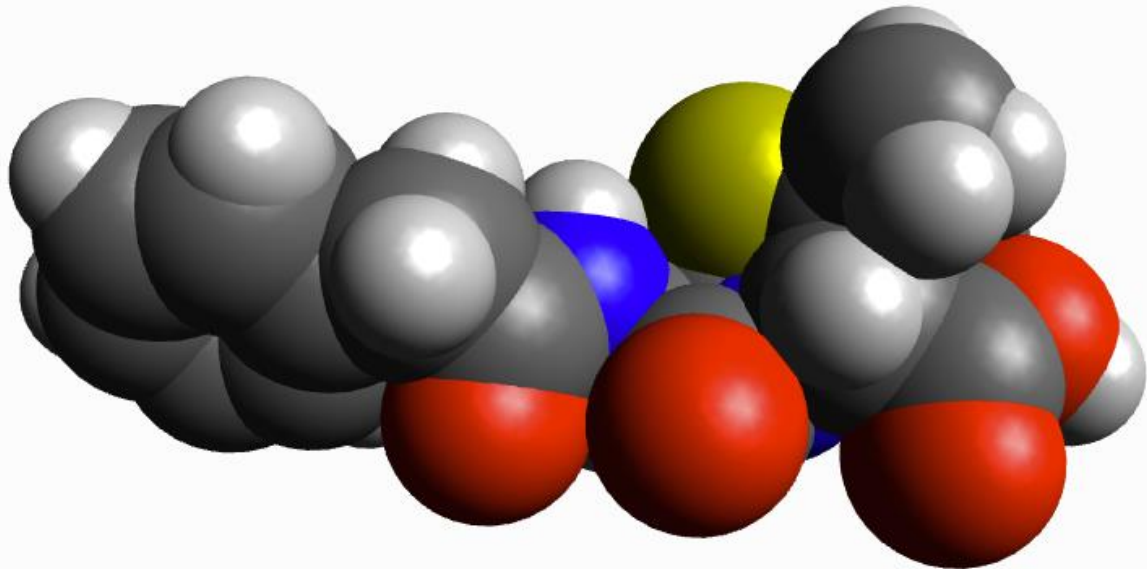
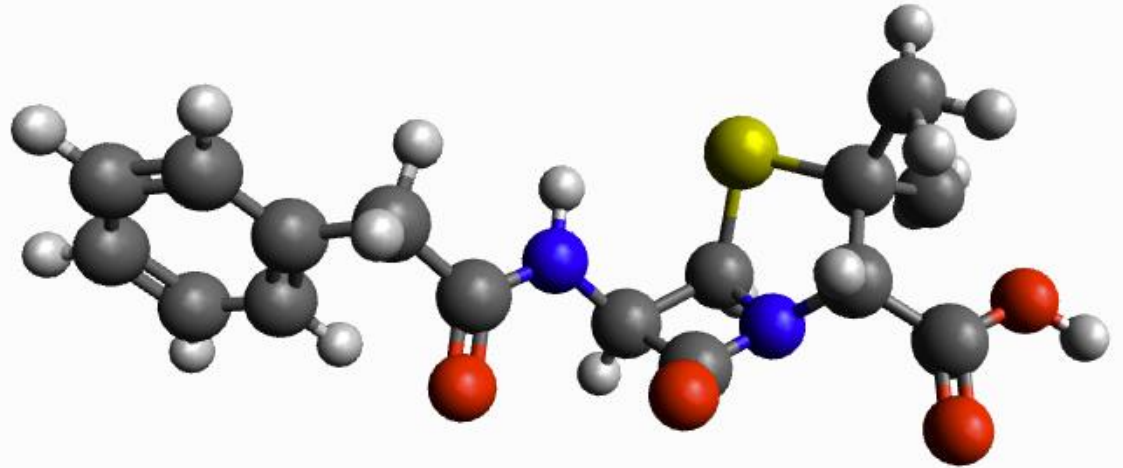
# Esempi



# Modelli molecolari



Benzilpenicillina  
(penicillina G)



# Schema di colore degli elementi

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	L*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	A*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

(L:)	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
(A:)	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

# Struttura atomica e legami

Capitolo 1  
Chimica Organica, *8<sup>a</sup> Edizione*  
John McMurry

# Elementi comuni

Gruppi → 1A 2A 3A 4A 5A 6A 7A 8A

Prima riga → H

Seconda riga → Li // B C N O F

Na Mg // Si P S Cl

K // Br

I

Colonne

Nella maggior parte delle molecole organiche il carbonio è combinato con relativamente pochi elementi.

# Modelli di Lewis

- I legami sono coppie elettroniche localizzate.
- Gli elettroni sono rappresentati da punti
- Tre regole generali:
  - Si considerano solo elettroni di valenza.
  - Se possibile, ogni elemento della 2<sup>a</sup> riga deve avere 8 elettroni (regola dell'ottetto)
  - Ogni atomo di H ha due elettroni (duetto di elettroni)

2 electrons (He)

8 electrons (Ne)



Lewis structure

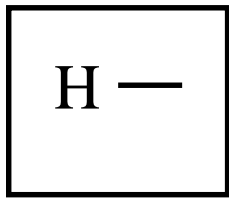


Kekulé structure

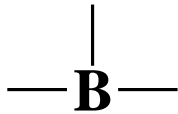
# Simboli di Lewis di elementi comuni

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H·							He
Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	:O:	:F:	:Ne:
Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	:S:	:Cl:	:Ar:
K·	·Ca·		·Ge·	·As·	:Se:	:Br:	:Kr:
			·Sn·	·Sb·	:Te:	:I:	:Xe:

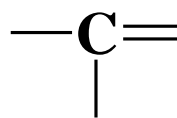
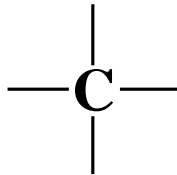
# Patterns di legame per elementi comuni neutri



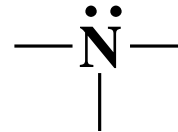
Monovalente  
senza coppie



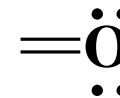
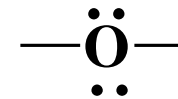
Trivalente  
senza coppie



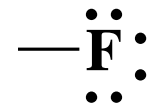
Tetravalente  
senza coppie



Trivalente  
una coppia



Bivalente  
due coppie

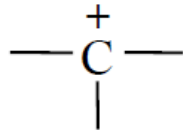


Monovalente  
tre coppie

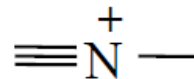
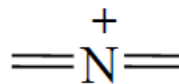
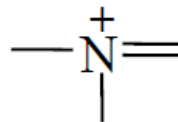
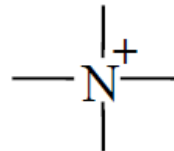


# Patterns di legame per elementi comuni carichi

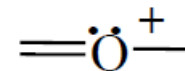
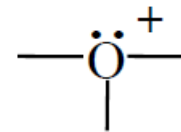
CATIONI



Trivalente  
senza coppie

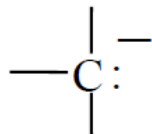


Tetravalente  
senza coppie

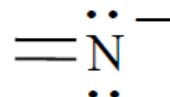
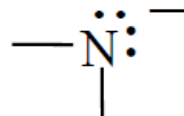


Trivalente  
una coppia

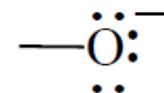
ANIONI



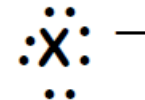
Trivalente  
una coppia



Bivalente  
due coppie



Monovalente  
tre coppie

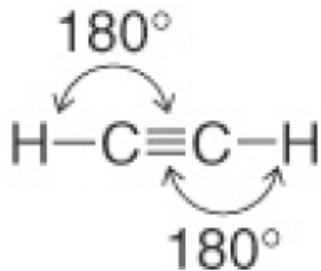


Quattro  
coppie

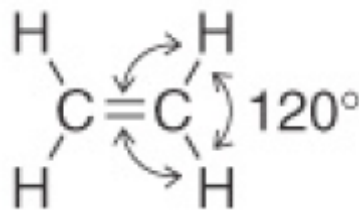
# Geometria – Teoria VSEPR

## *Valence Shell Electron Pairs Repulsion*

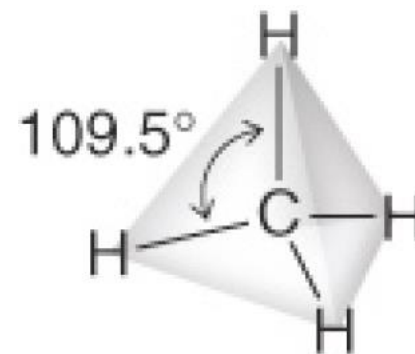
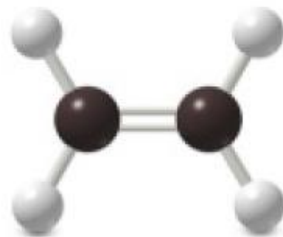
Numero di gruppi	Geometria	Angoli
2	lineare	180°
3	trigonale planare	120°
4	tetraedrica	109.5°



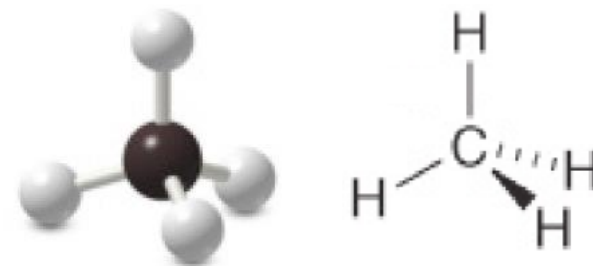
acetilene



etilene



metano



# Energie di legami multipli

Legame	Energia di dissociazione (kJ/M)
C—C	360
C=C	700
C≡C	950
C—O	400
C=O	750
C—N	360
C=N	700
C≡N	950

Il modello di Lewis non è adeguato!

# Modelli di legame chimico

- Teoria del legame di valenza

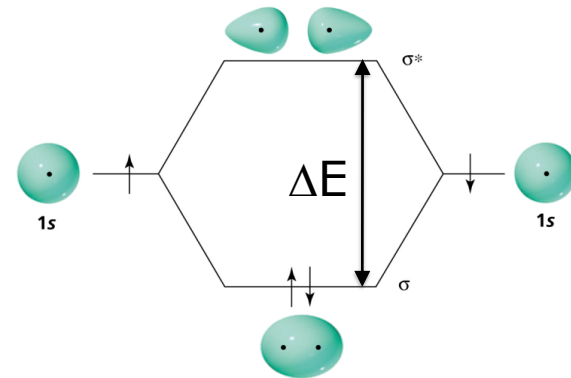
- Un legame covalente è formato dalla sovrapposizione di due orbitali atomici e la coppia di elettroni è condivisa fra i due atomi.
- Un legame di valenza è localizzato fra due atomi.

Molecola di H<sub>2</sub>



- Teoria degli orbitali molecolari.

- **n orbitali atomici** si combinano per dare un nuovo set di **n orbitali molecolari** (leganti e non leganti).
- Gli orbitali molecolari sono delocalizzati su tutta la molecola.



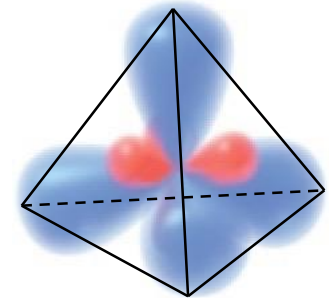
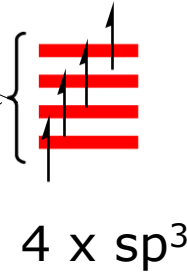
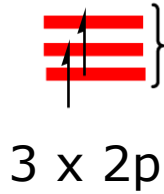
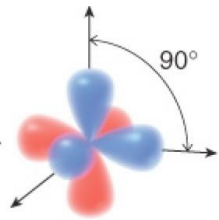
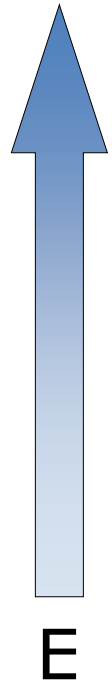
orbitali molecolari

# Orbitali di valenza

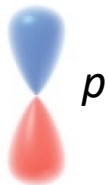
- L'idrogeno H usa l'orbitale atomico 1s per formare legami  $\sigma$
- Il carbonio e gli atomi della 2<sup>a</sup> riga usano orbitali atomici ibridi ( $sp^3$ ,  $sp^2$ ,  $sp$ ) per formare legami  $\sigma$ .
- Il carbonio e gli atomi della 2<sup>a</sup> riga usano orbitali atomici p per formare legami  $\pi$  che hanno un piano nodale.
- Gli orbitali atomici sovrappongono meglio nei legami  $\sigma$  (sovrapposizione co-lineare, lungo l'asse di legame) che nei legami  $\pi$  (sovrapposizione in parallelo).

# Ibridi $sp^3$

$^{12}\text{C}$   $1s^2, 2s^2, 2p^2$



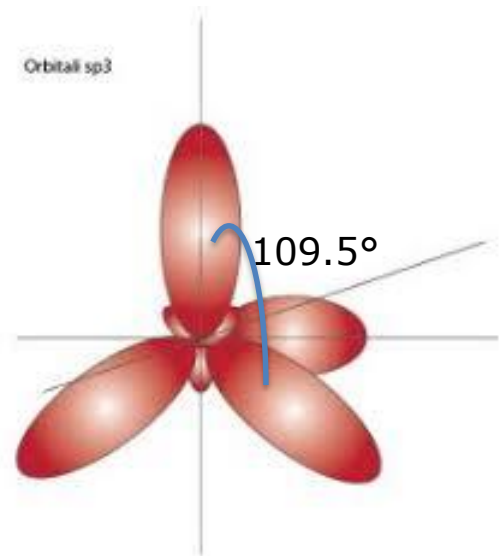
Geometria tetraedrica (come VSEPR)  
Angoli di  $109.5^\circ$



$p$

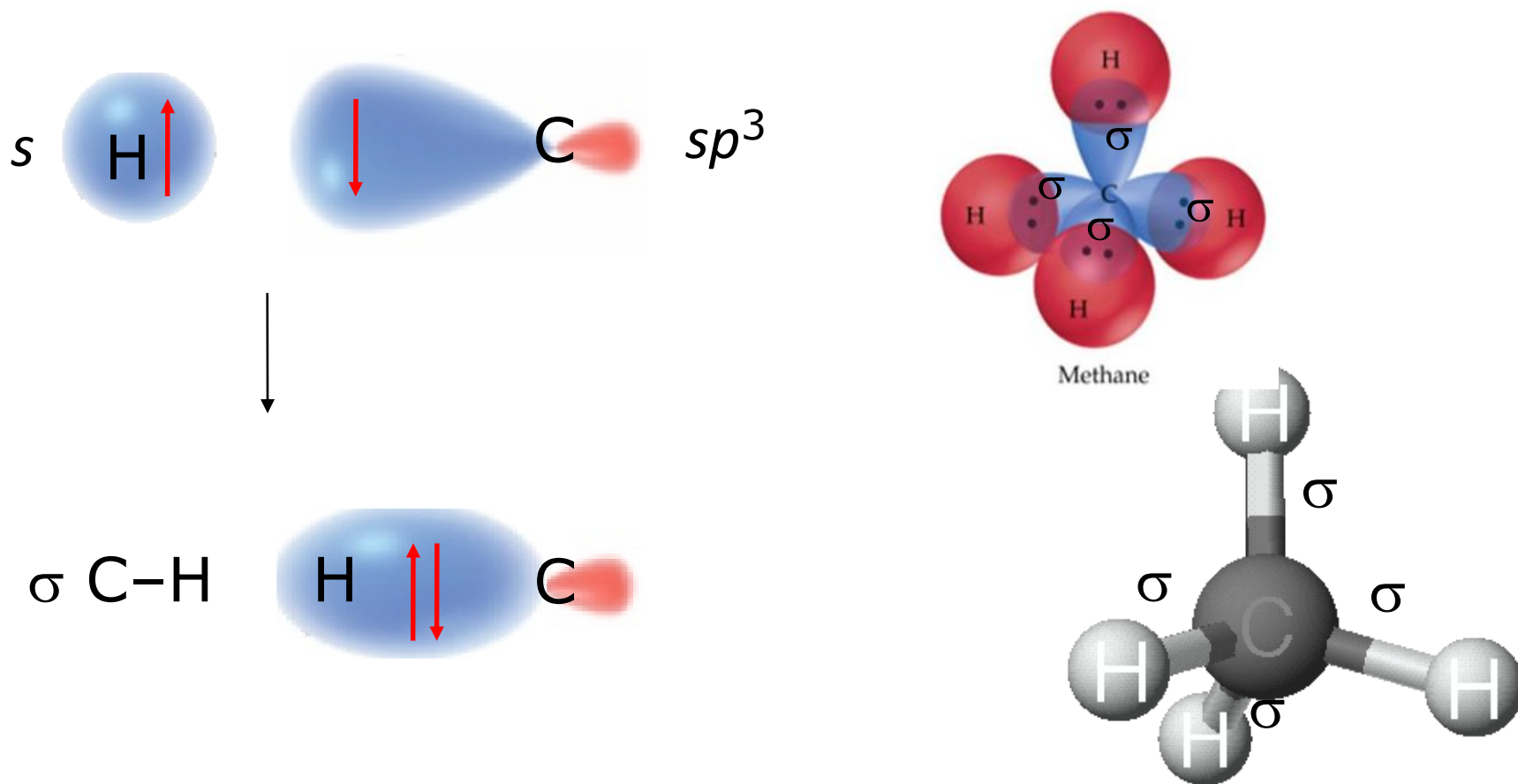


$sp^3$

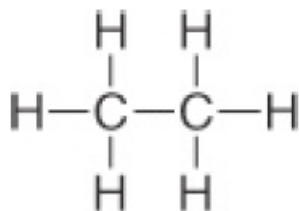


# Metano

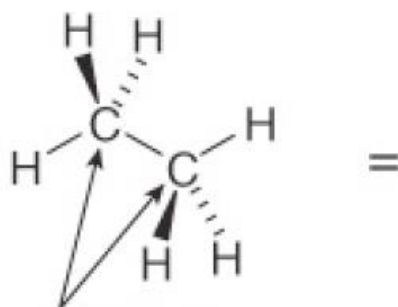
La sovrapposizione di un orbitale  $1s$  dell'idrogeno ( $1 e^-$ ) con un orbitale  $sp^3$  del carbonio ( $1 e^-$ ) forma un orbitale  $\sigma$



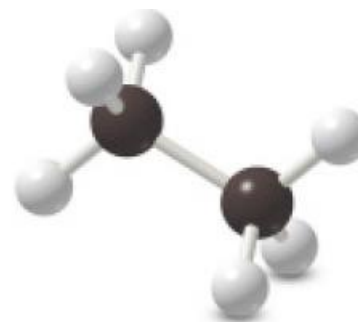
# Etano



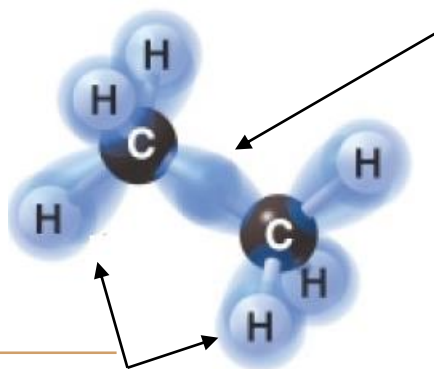
etano



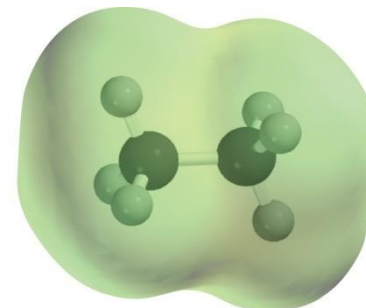
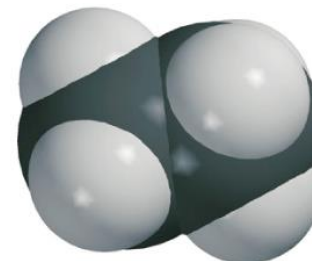
Orbitali  $sp^3$  C  
Geometria tetraedrica



Due ibridi  $sp^3$   
sovrappongono per dare  
un legame  $\sigma$  C-C



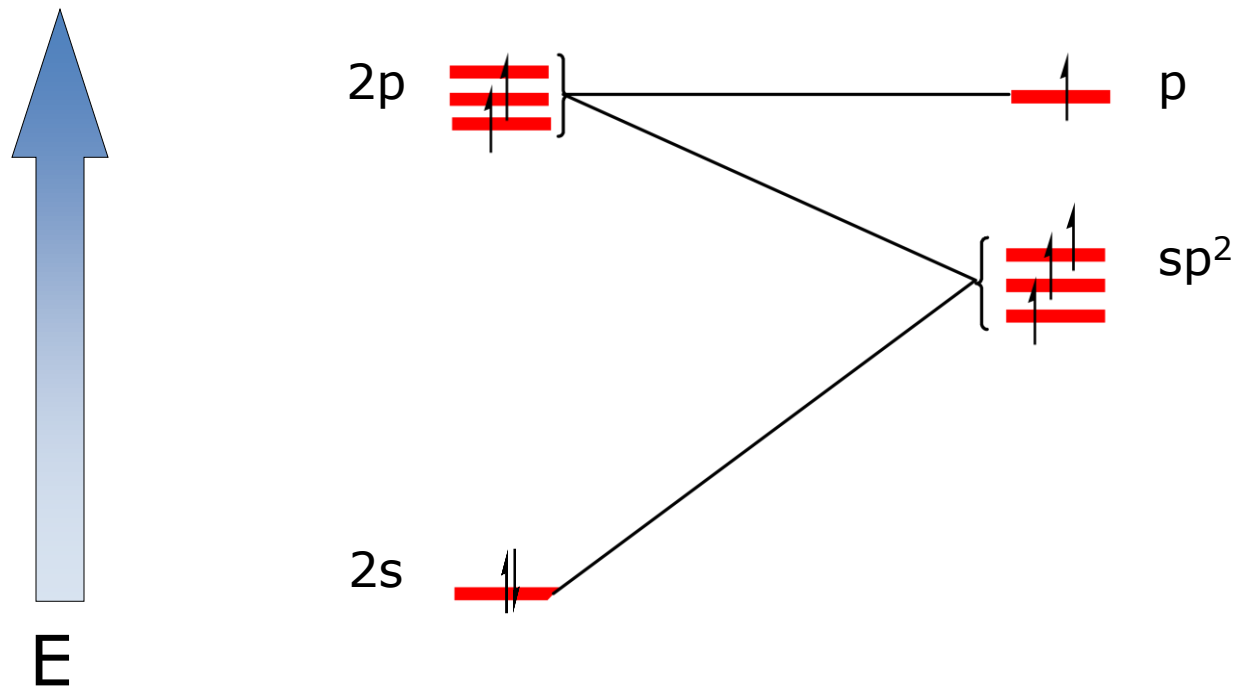
Gli ibridi  $sp^3$  del C  
sovrappongono con gli  
orbitali atomici  $1s$  dell' H  
per dare i legami  $\sigma$  C-H.



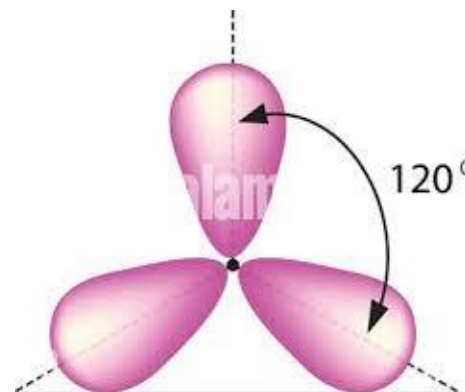


# Ibridi $sp^2$

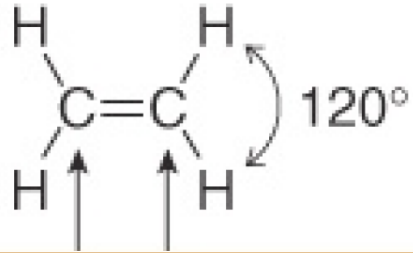
$^{12}\text{C}$   $1s^2, 2s^2, 2p^2$



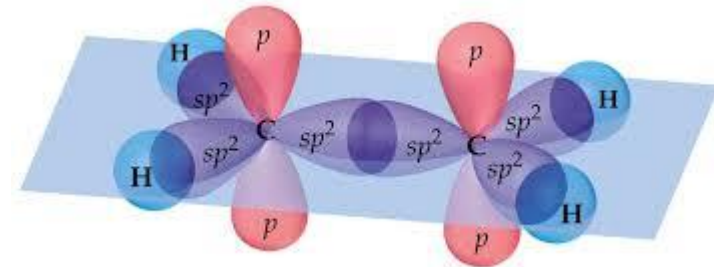
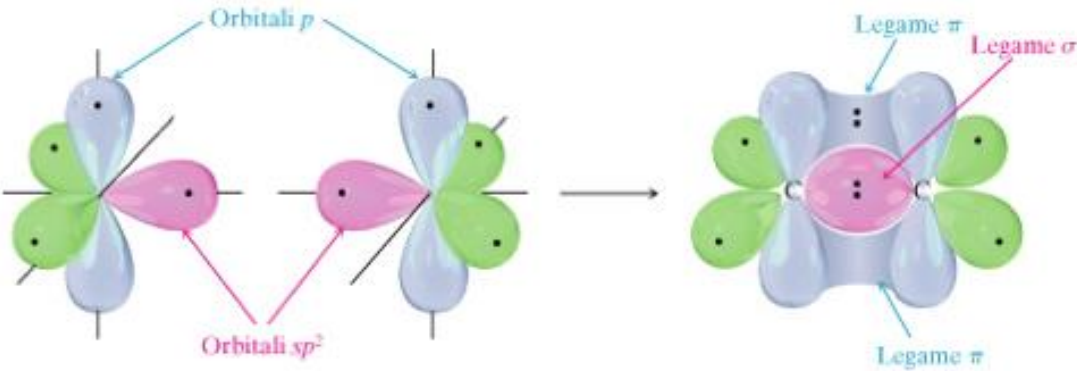
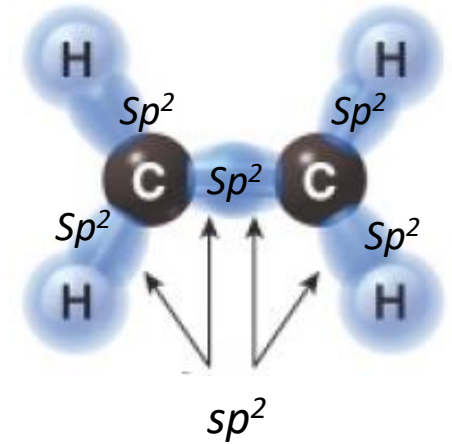
Geometria trigonale planare (come VSEPR)  
angoli di  $120^\circ$



# Etilene C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

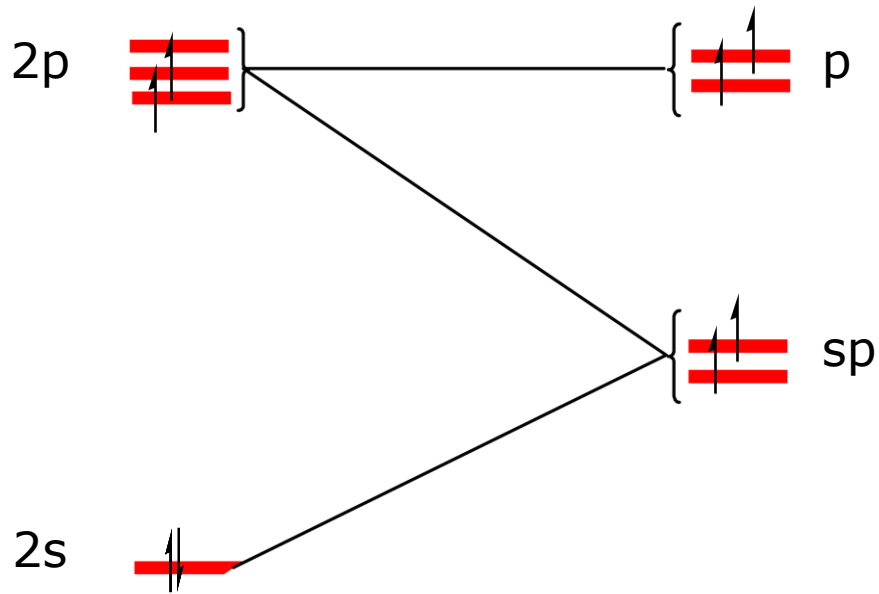
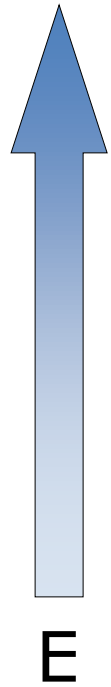


3 gruppi intorno al C  
Gli atomi di C sono ibridati  $sp^2$

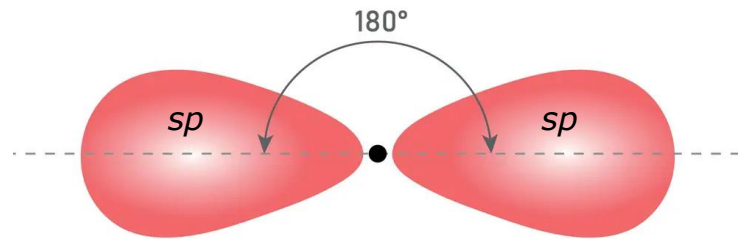


Doppio legame C=C  
1 legame  $\sigma$   
1 legame  $\pi$

# Ibridi sp

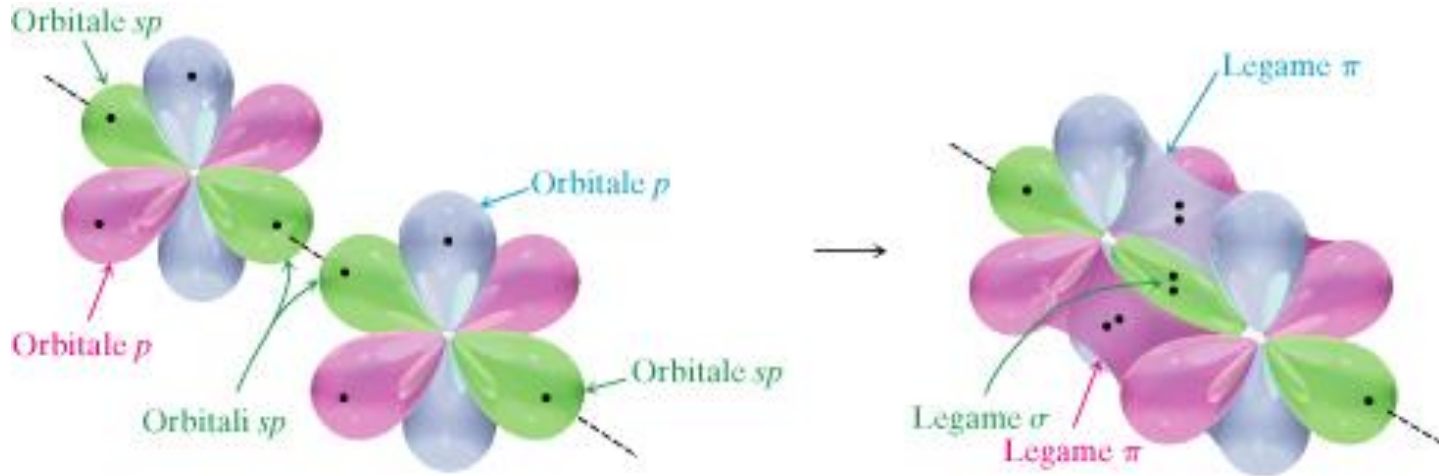


Geometria lineare (come VSEPR)  
angoli di  $180^\circ$

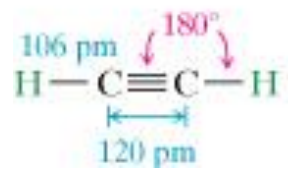




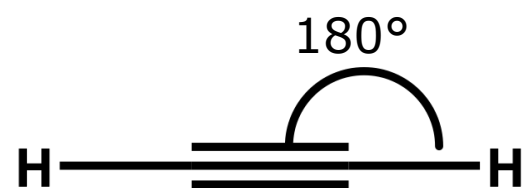
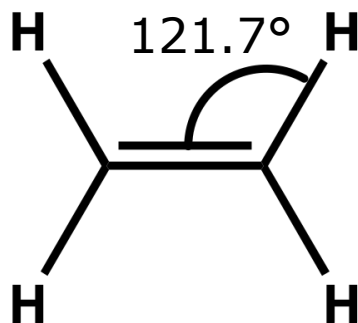
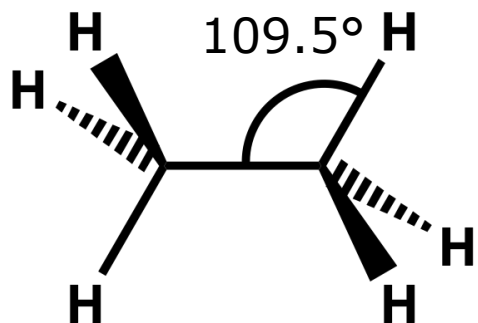
# Acetilene $C_2H_2$



legame triplo  $C\equiv C$



# Strutture di $C_2H_6$ , $C_2H_4$ , $C_2H_2$



$d_{C-C}$  (pm): 154  
 $d_{C-H}$  (pm): 110  
 $E_{C-C}$  (kJ/M): 376

133  
107.6  
611

120  
106  
835

# **Legami Polari**

# **Interazioni Intermolecolari**

# **Legami Delocalizzati**

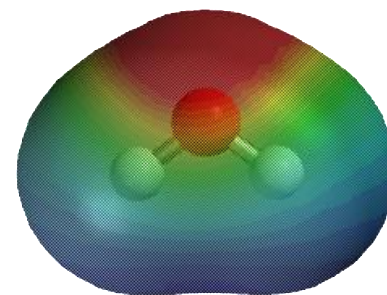
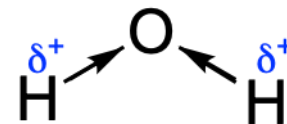
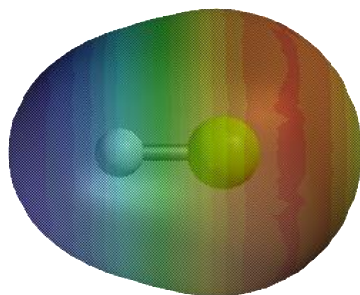
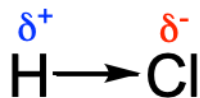
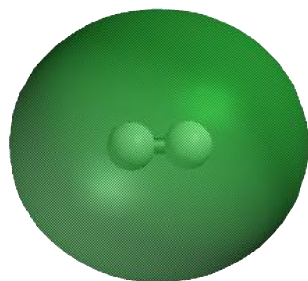
Capitolo 2

Chimica Organica, *8<sup>a</sup> Edizione*

John E. McMurry

# Legami Covalenti Polari

- Nei legami polari, gli elettroni di legame sono attratti dall'atomo più elettronegativo.



- Maggiore è la differenza di elettronegatività  $\Delta X$ , maggiore è la polarità del legame covalente
  - $\Delta X > 1.9 \Rightarrow$  legame ionico
  - $\Delta X < 0.5 \Rightarrow$  legame covalente apolare (es.: C-H, C-C)
  - $\Delta X = 0.5 - 1.9 \Rightarrow$  legame covalente polare (O-H, N-H, C-O, C-F..)

# Scala di elettronegatività di Pauling

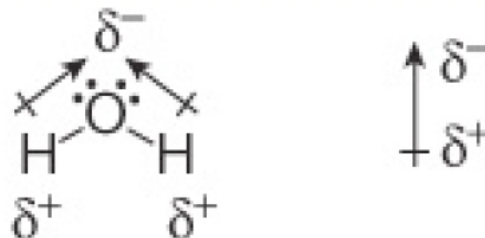
H 2,1																	F 4,0			
		Be 1,6															Cl 3,0	He		
Li 1,0																	Br 2,8	Ne		
Na 0,9	Mg 1,2											Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,5	Al 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Ne			
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Kr			
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1	Xe			
																	Rn			



# Polarità delle molecole

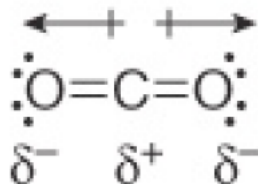
- Molecole polari hanno uno o più legami polari.

Es. H<sub>2</sub>O

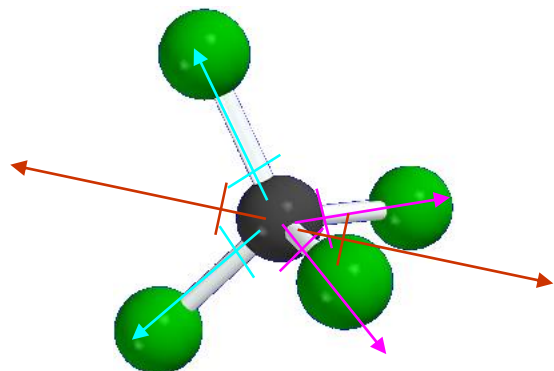


- Molecole apolari o non hanno legami polari o hanno legami polari i cui dipoli si annullano

- ES.: CO<sub>2</sub>

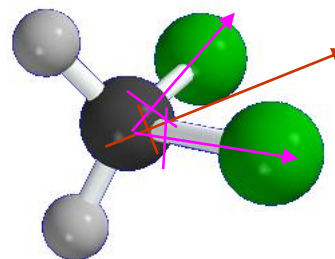


CCl<sub>4</sub>  $\mu = 0$  D



I dipoli si annullano

CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>  $\mu = 1.62$  D



I dipoli si sommano

# Interazioni Intermolecolari

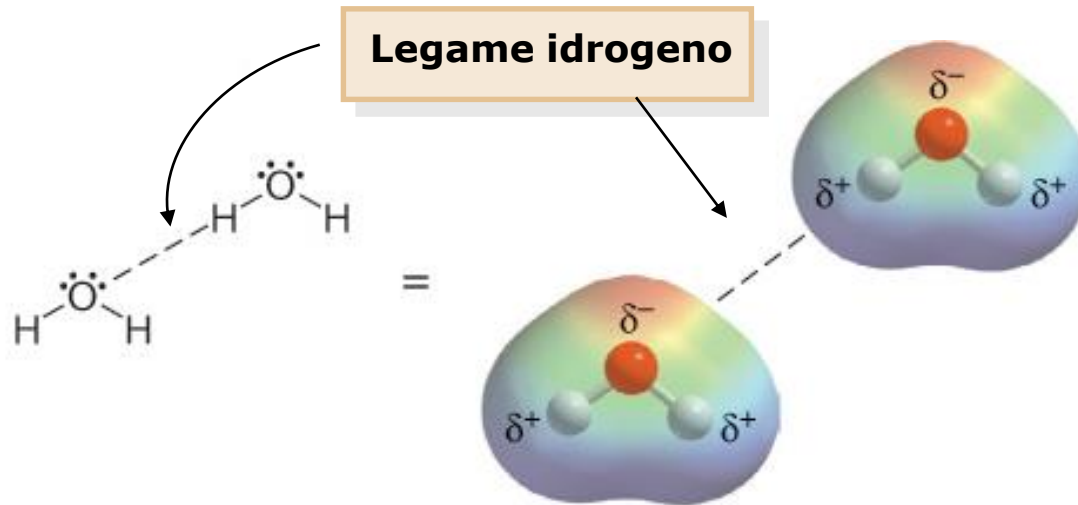
- ❑ Interazioni intermolecolari sono anche chiamate interazioni non-covalenti o di non-legame
- ❑ Interazioni intermolecolari dipendono dal tipo e dal numero di gruppi funzionali
- ❑ Nelle molecole neutre ci sono tre tipi principali di interazioni intermolecolari.
  - Interazioni di Van der Waals (Forze di London) – VDW
  - Interazioni dipolo-dipole – DD
  - Legami idrogeno – HB



forza

# Il Legame Idrogeno

- Il legame idrogeno è un'interazione elettrostatica fra un gruppo O-H o N-H e un lone pair su un O o su un N.

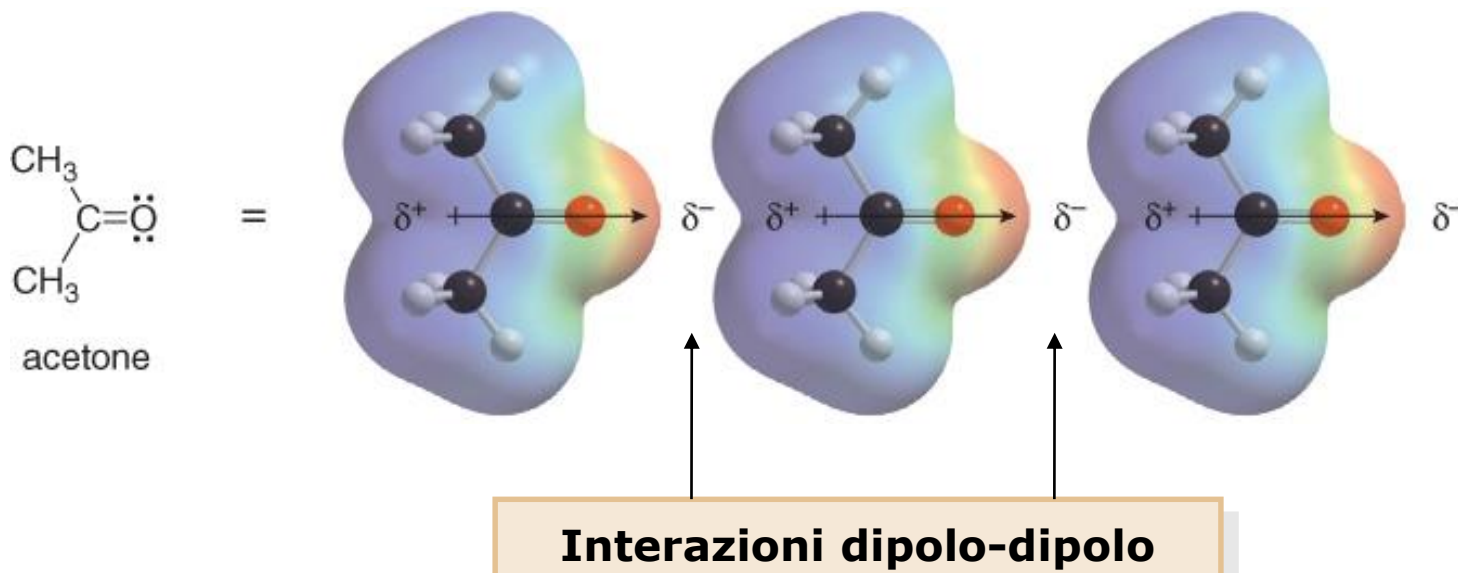


# Il Legame Idrogeno

	<i>MW</i>	<i>b.p. (°C)</i>	<i>H-bond</i>
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$	<b>30</b>	<b>-89</b>	<b>none</b>
$\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$	<b>31</b>	<b>-6</b>	<b>weak</b>
$\text{H}_3\text{C}-\text{OH}$	<b>32</b>	<b>65</b>	<b>strong</b>

# Interazioni Dipolo-Dipolo

- Interazioni dipolo-dipolo sono forze di attrazione fra i dipoli permanenti di due molecole.

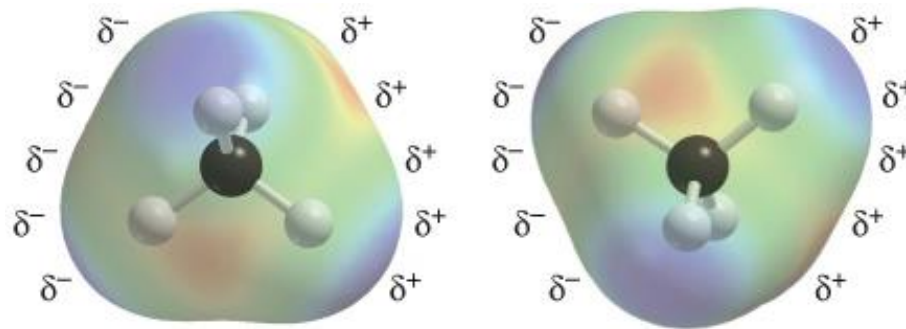


	<i>MW</i>	<i>b.p.</i> (°C)
	<b>56</b>	<b>-5</b>
	<b>58</b>	<b>56</b>

# Forze di Van der Waals (London)

- ❑ Forze di VdW sono interazioni deboli che si originano da variazioni momentanee della distribuzione di densità elettronica.
- ❑ Sono le uniche forze di attrazione in molecole apolari.

## Interazioni di Van der Waals fra due molecole di $\text{CH}_4$

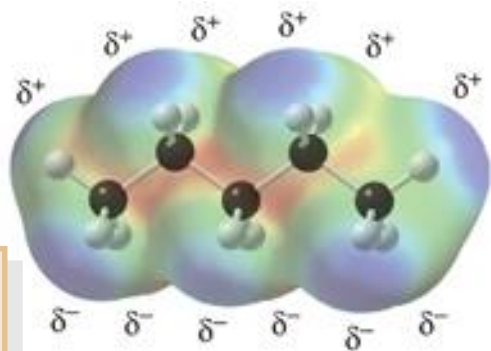


**I dipoli si generano da una asimmetria istantanea della densità elettronica**

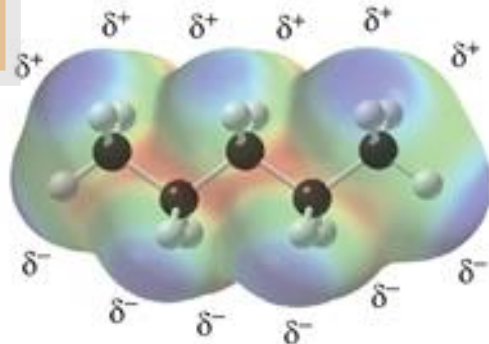
# Forze di Van der Waals (London)

- Le interazioni di Van der Waals sono presenti in tutte le molecole.
- Più grande è l'area superficiale, più numerose sono le interazioni fra due molecole e più forti sono le forze intermolecolari.

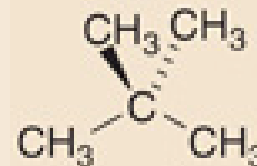
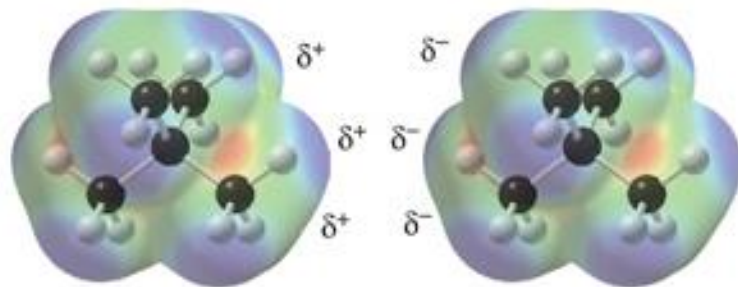
**Molecole lineari, cilindriche:**  
**Interazioni più forti**



$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$   
*n*-pentano  
**b.p. 36 °C**



**Molecole sferiche, compatte:**  
**Interazioni più deboli**



neopentano  
**b.p. 10 °C**

# Sommario


<b>Interazioni</b>	<b>Forza relativa</b>	<b>Presenti in</b>	<b>Esempi</b>
Van der Waals VDW	Molto deboli	Tutte le molecole	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
Dipole-dipole DD	Deboli	Dipoli Permanenti	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
Hydrogen bond HB	Forti	Molecole con OH, NH, gruppi funzionali	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
ionic	Molto forti	Composti ionici	NaCl, LiF

**Molecole polari interagiscono più fortemente di quelle apolari**



# Punto di ebollizione (B.p.)

- ❑ Il punto di ebollizione è la temperatura a cui la pressione di vapore di un liquido è uguale alla pressione esterna.
- ❑ E' richiesta energia per rompere le interazioni intermolecolari.
- ❑ Più intense le interazioni intermolecolari, più elevati i b.p.
- ❑ Composti con M.W. simili:

Van der Waals	Dipolo-dipolo	Legame idrogeno
<b>Punto di ebollizione</b> 		
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
<b>pentano (m.w. 72)</b>	<b>butanale (m.w. 72)</b>	<b>1-butanolo (m.w. 74)</b>
bp = 36 °C	bp = 76 °C	bp = 118 °C

# Punto di Fusione (M.p.)

- M.p. e b.p. seguono lo stesso trend.



**pentano**

mp =  $-130\text{ }^\circ\text{C}$



**butanale**

mp =  $-96\text{ }^\circ\text{C}$



**1-butanolo**

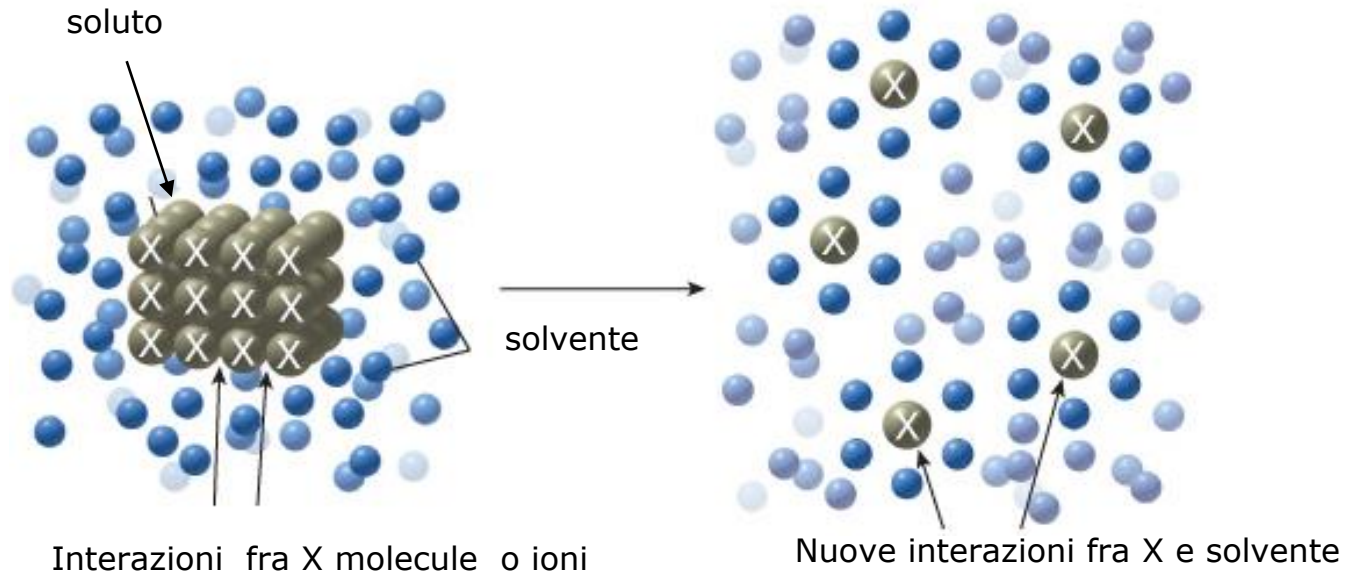
mp =  $-90\text{ }^\circ\text{C}$

**Punto di fusione**



# Solubilita'

- La solubilità è la misura del grado in cui un composto (soluto) si scioglie in un liquido (solvente).
- Interazioni fra ioni o molecole sono sostituite da interazioni con il solvente.



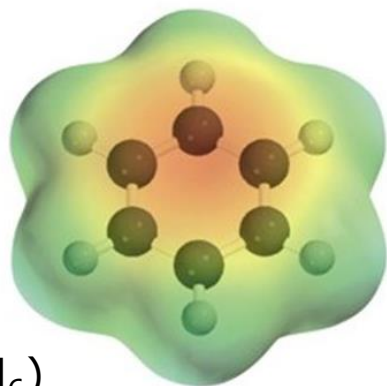
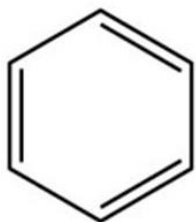
- Composti si sciolgono nei solventi con cui interagiscono più efficientemente
- "Il simile scioglie il suo simile."
- Composti polari si sciolgono in solventi polari, composti apolari o debolmente polari si sciolgono in solventi apolari/debolmente polari.

# Elettroni e legami $\pi$ delocalizzati

## Risonanza

- Ci sono alcune molecole la cui struttura e proprietà non possono essere spiegate dal modello degli orbitali di valenza con elettroni localizzati (= da una singola struttura di Lewis)
- In questo caso, una singola struttura di Lewis è sostituita da un set di strutture di Lewis chiamate STRUTTURE LIMITE DI RISONANZA, nessuna delle quali rappresenta la molecola reale.
- Le strutture limite di risonanza hanno la stessa disposizione dei atomi ma una diversa distribuzione di elettroni (elettroni  $\pi$  e coppie di non legame).
- La molecola reale è un IBRIDO DI RISONANZA di queste strutture, cioè una struttura che ha le caratteristiche di tutte le forme limite.

# Risonanza – Legami delocalizzati



Benzene (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>)

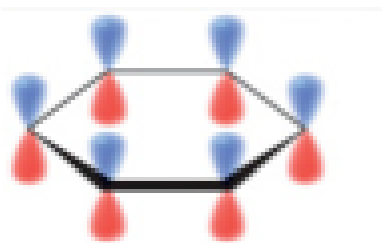
Caratteristiche:

**Stabilità**

**Struttura simmetrica**

**6 legami C-C identici**

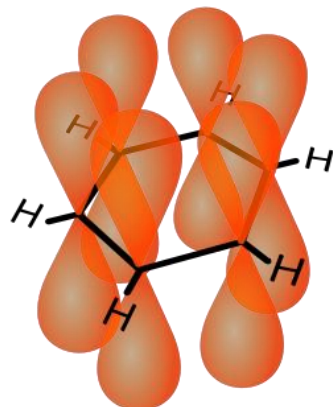
**Equidistribuzione della densità elettronica**



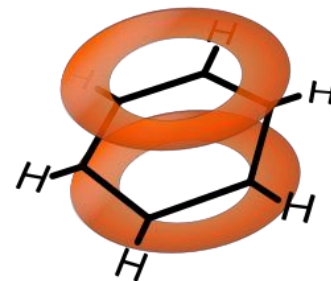
Benzene

E' un composto ciclico

Ogni atomo di C è ibridato sp<sup>2</sup>



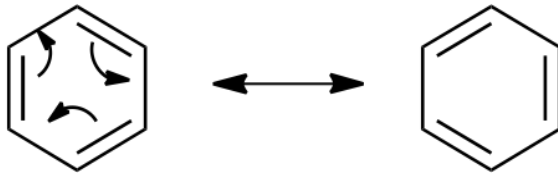
6 orbitali p non ibridati paralleli  
Ogni orbitale p sovrappone con  
i due p adiacenti



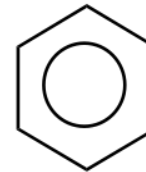
Nube  $\pi$  delocalizzata

# Risonanza

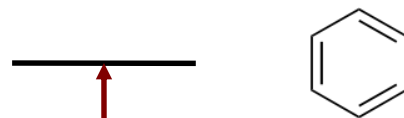
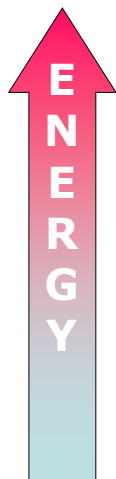
Strutture di risonanza  
di Kekulé



Ibrido di  
risonanza

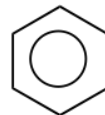


Stabilità:



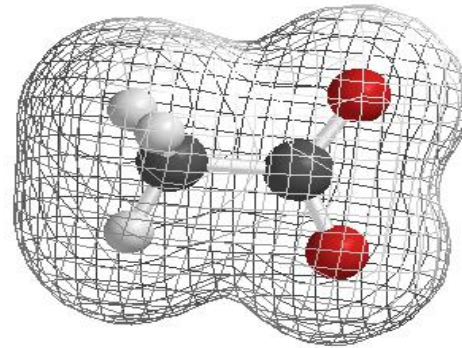
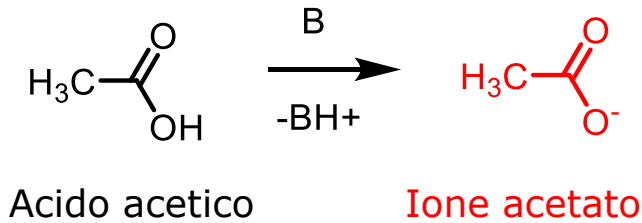
$E_r = 150.7 \text{ kJ/mol}$   
(36 kcal/mol)

6 elettroni  
 $\pi$  localizzati

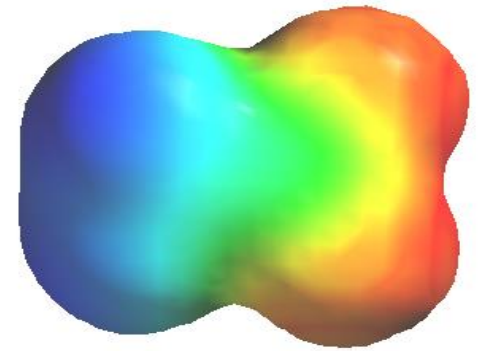


6 elettroni  
 $\pi$  delocalizzati

# Esempio: ione acetato

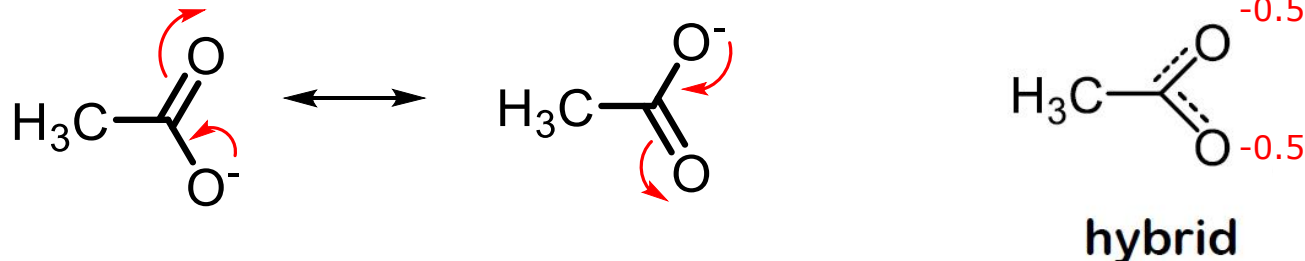


Superficie di van der Waals



Mappa di densità elettronica

I due legami C-O sono identici, di lunghezza intermedia fra singolo e doppio  
La carica negativa è ugualmente distribuita sui due atomi di ossigeno  
La molecola è completamente SIMMETRICA  
E' rappresentata compiutamente dall'ibrido di risonanza fra due forme limite:



# Risonanza

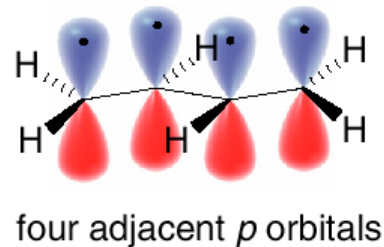
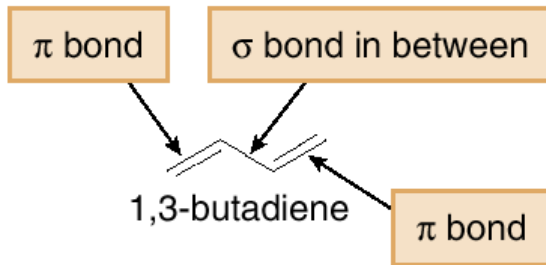
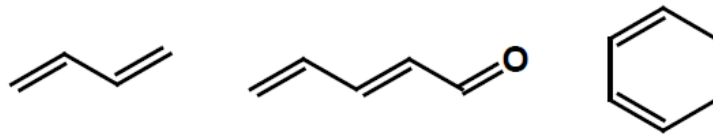
1. Strutture di risonanza **non sono reali**. Nessuna singola struttura di risonanza può rappresentare adeguatamente la struttura reale di una specie con elettroni delocalizzati.
2. Strutture di risonanza **non sono isomeri**. Esse differiscono solo per la distribuzione degli elettroni, non per la disposizione dei nuclei.
3. Strutture di risonanza **non sono in equilibrio**.



# Coniugazione e risonanza

La delocalizzazione degli elettroni è tipica dei sistemi CONIUGATI  
I sistemi coniugati hanno almeno tre orbitali p adiacenti paralleli

Doppi legami coniugati

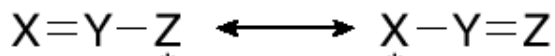


Each C is  $sp^2$  hybridized and has a p orbital containing one electron.

Vedi il capitolo: Dieni coniugati

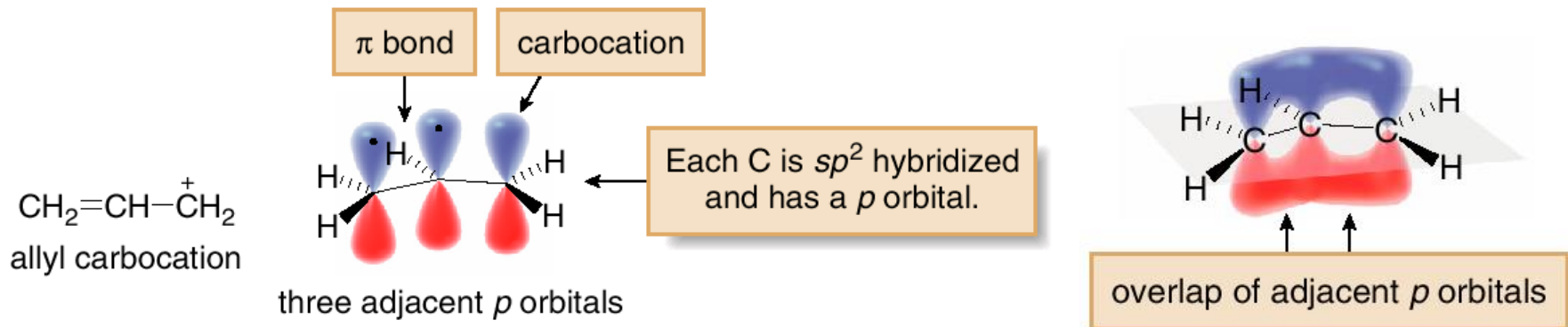
# Coniugazione e risonanza

## Sistemi allilici



0, 1, or 2 electrons

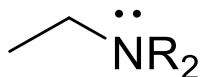
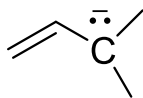
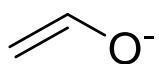
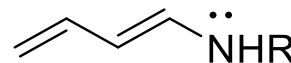
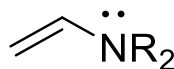
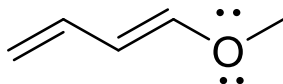
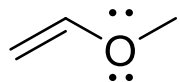
- Il carbocatione allilico è un esempio di **sistema coniugato**.



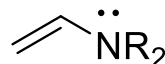
- La coniugazione stabilizza il carbocatione allilico
- Il carbocatione allilico è stabilizzato per risonanza

# Coniugazione e risonanza

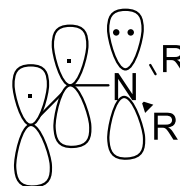
## Sistemi allilici



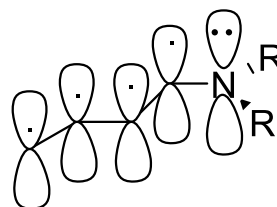
Coppia elettronica localizzata  
in orbitale  $sp^3$



Coppia elettronica delocalizzata  
in orbitale  $sp^2$



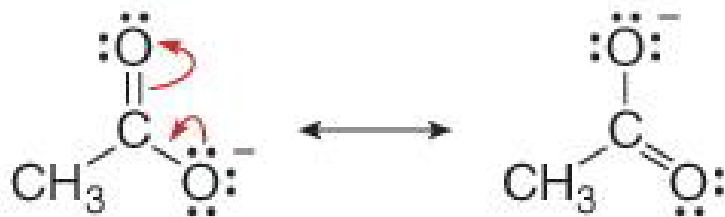
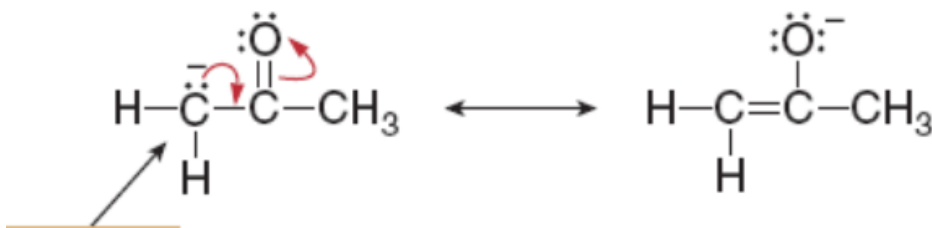
Azoto trigonale  $sp^3$



Azoto trigonale  $sp^2$

# Scrivere strutture di risonanza

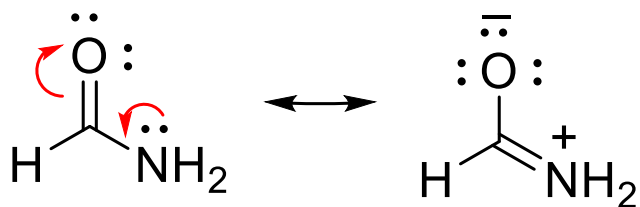
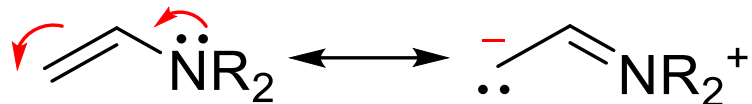
## 1. Atomi con un lone pair adiacente a un legame $\pi$ : anioni



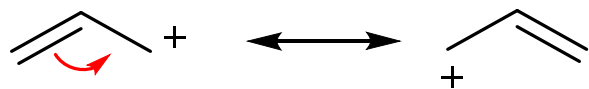
Esercizio: scrivere l'ibrido di risonanza

# Scrivere strutture di risonanza

## 2. Atomi con una coppia adiacente a un legame $\pi$ in molecole neutre



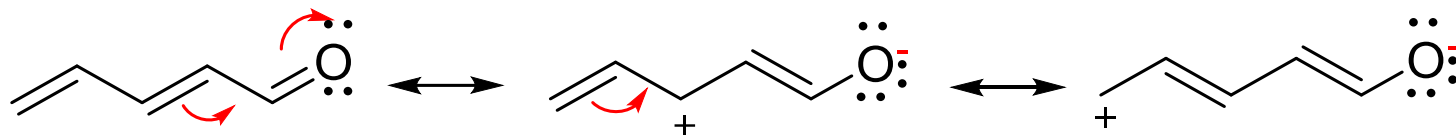
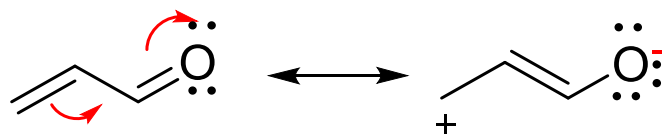
## 3. Cationi adiacenti a un legame $\pi$



Esercizio: scrivere l'ibrido di risonanza

# Scrivere strutture di risonanza

## 4. Doppi legami coniugati

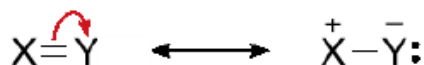


Esercizio: scrivere l'ibrido di risonanza

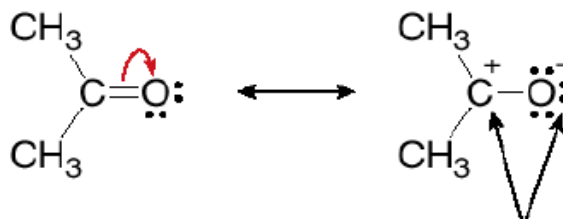
# Altri sistemi descritti da forme di risonanza

## 3. Doppi legami polari

General case



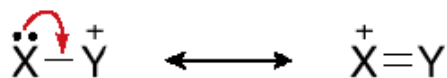
Specific example



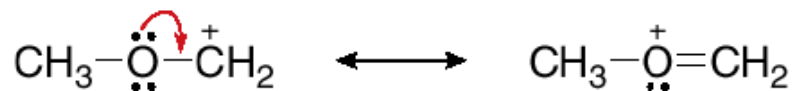
Charge separation results.

## 4. Coppia elettronica adiacente a una carica positiva

General case



Specific example



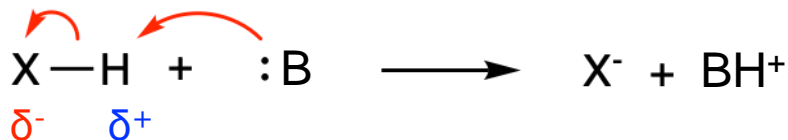
**Acidi e Basi**  
**Elettrofili e Nucleofili**  
**Meccanismi delle reazioni**  
**organiche**

Capitoli 2 & 6  
Chimica Organica, 8<sup>a</sup> Edizione  
John E. McMurry



# Acidi e Basi di Brønsted-Lowry

- Una reazione acido-base è una reazione di trasferimento di un protone

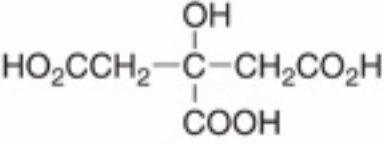
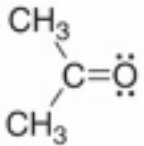


- Acidi donano protoni a un accettore

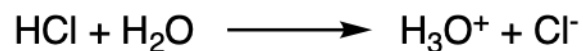
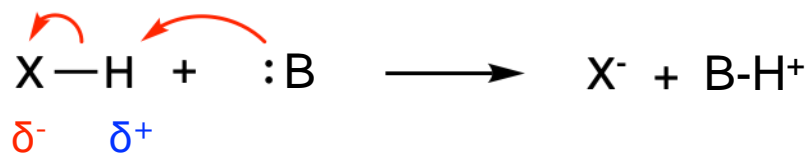
Tutti gli acidi di Brønsted-Lowry contengono un protone ionizzabile, derivante da un legame X-H polare (X = O, alogeno)

- Le basi accettano un protone da un donatore

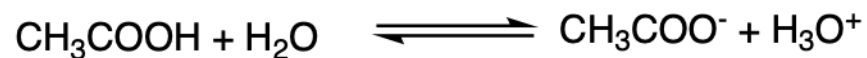
Tutte le basi di Brønsted-Lowry contengono un lone pair o un legame  $\pi$ .

Acidi di Brønsted-Lowry HA		Basi di Brønsted-Lowry B:	
Inorganici	Organici	Inorganiche	Organiche
HCl H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> H <sub>2</sub> O H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H <b>Acido acetico</b>  <b>Acido citrico</b>	H <sub>2</sub> Ö: : <b>N</b> H <sub>3</sub>  : <b>O</b> H : <b>N</b> H <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub> <b>metilammine</b>  <b>acetone</b>  CH <sub>3</sub> Ö: <sup>-</sup> <b>Ione metossido</b>  CH <sub>2</sub> =CH <sub>2</sub> <b>etilene</b>

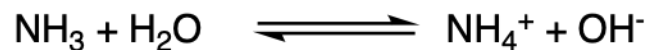
# Acidi e Basi di Brønsted-Lowry (BL)



strong acid



weak acid



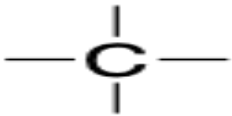



weak acid

# Acidi organici

Elemento	Elettronegatività	Legame	Acidità
H	2.1		
C	2.5	C-H	NO
N	3.0	N-H	NO
O	3.5	O-H	SI'

Formula	Nome	$K_a$	$pK_a$	Acidità
R-OH	Alcoli	$< 10^{-15}$	$> 15$	Minore dell'H <sub>2</sub> O
Ar-OH	Fenoli	$10^{-9}$	9	Debolmente dissociati
R-COOH	Acidi carbossilici	$> 10^{-5}$	$> 5$	Più dissociati

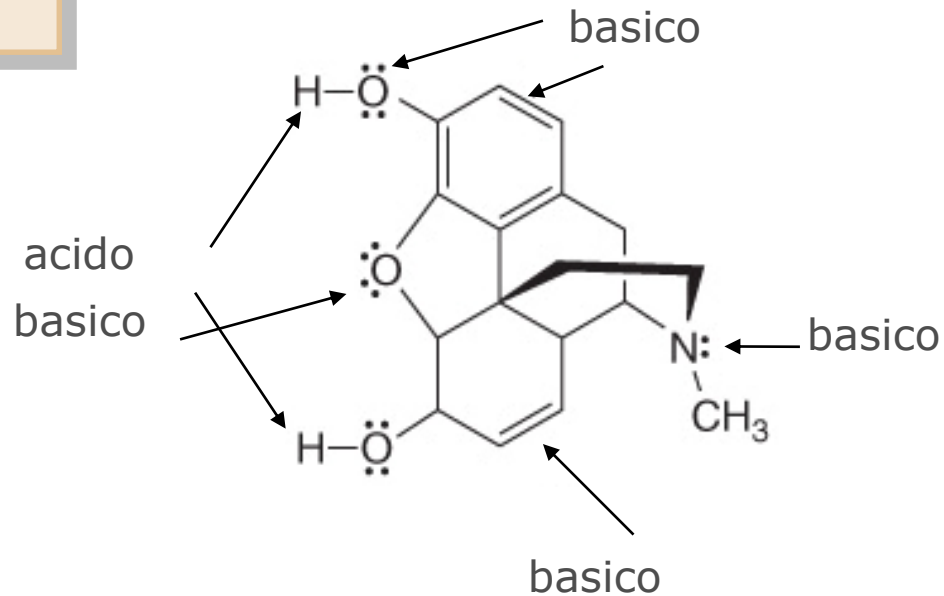
# Basi Organiche

Gruppo	Coppia elettronica	Elettronegatività	Basicità
	NO	-	NO
	1	3.0	SI
	2	3.5	DEBOLE
	ALMENO 1		FORTE

# Acidi e Basi di Brønsted-Lowry Acids

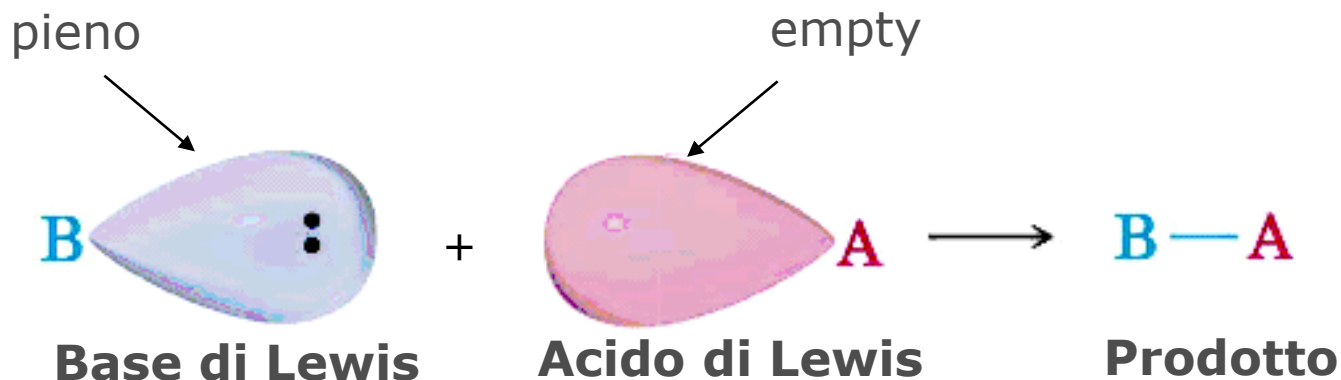
- ❑ Certe molecole possono comportarsi da acidi e da basi

Morfina



# Acidi e Basi di Lewis

- Un acido di Lewis accetta una coppia elettronica da un donatore. Gli acidi di Lewis hanno un orbitale vuoto a bassa energia.
- Una base di Lewis dona una coppia elettronica a un accettore. Le basi di Lewis hanno un orbitale pieno ad alta energia (= lone pair o orbitale  $\pi$ )



# Acidi e Basi di Lewis

- Tutti gli acidi di Brønsted-Lowry sono anche acidi di Lewis. Non tutti gli acidi di Lewis sono acidi di Brønsted-Lowry.
- Solo speci con protoni ionizzabili sono acidi di BL mentre ogni accettore di elettroni è un acido di Lewis.

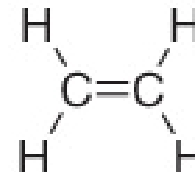


Brønsted-Lowry and  
Lewis acids



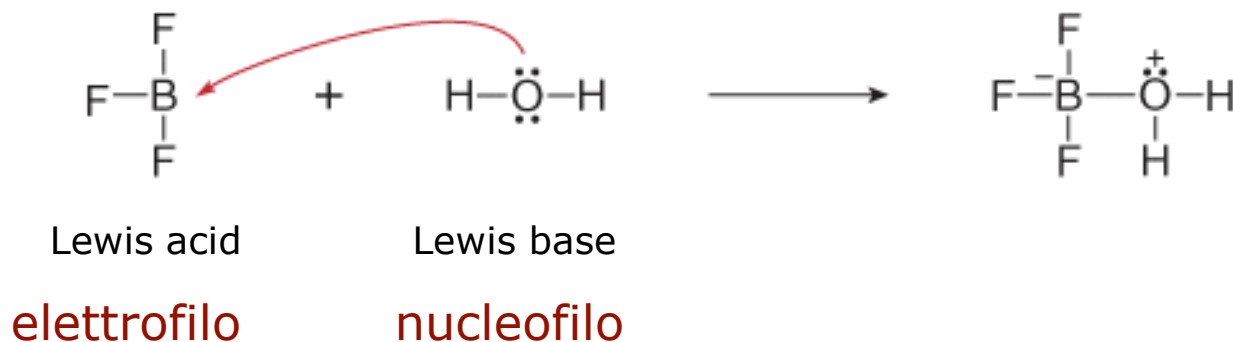
Lewis acids

- Tutte le basi di Brønsted-Lowry sono anche basi di Lewis. Esse devono avere un lone pair o un legame  $\pi$ .



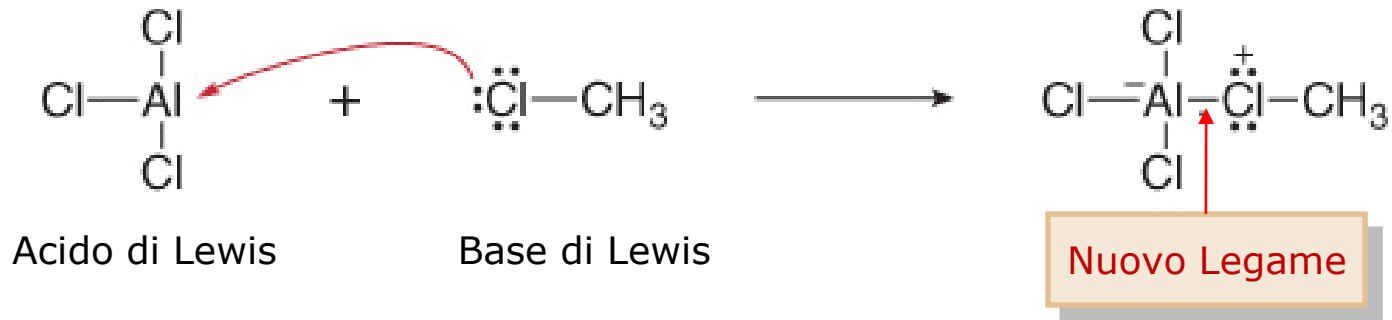
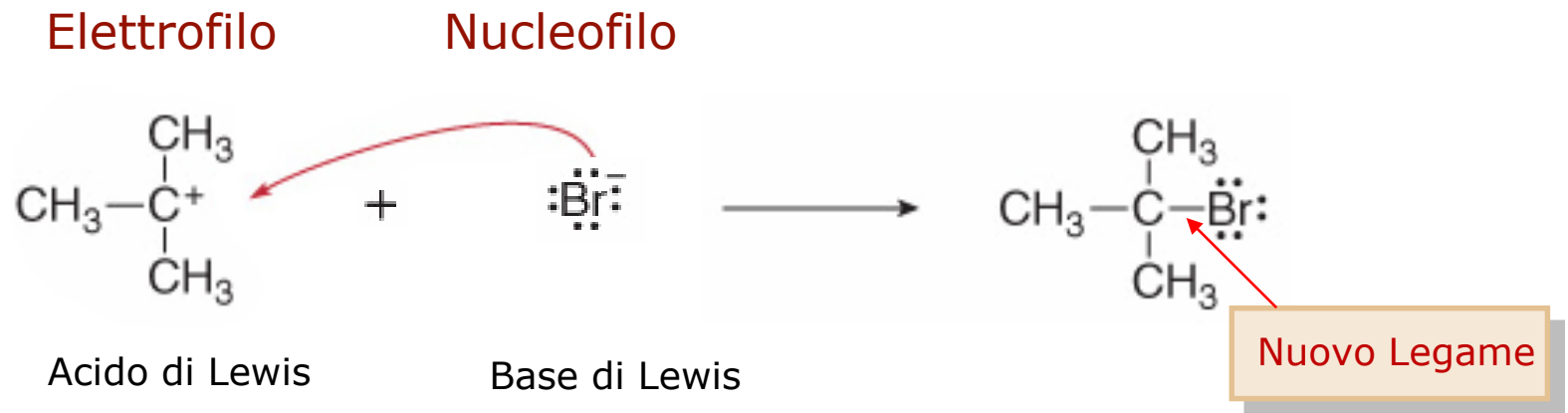
# Reazioni fra Acidi e Basi di Lewis

- Le reazioni organiche possono essere descritte, nella maggior parte dei casi, come reazioni fra una specie povera di elettroni (acido di Lewis) e una specie ricca di elettroni (base di Lewis acids)
- La specie elettronepovera (acido di Lewis) è chiamata **elettrofilo**.
- La specie elettrone ricca (base di Lewis) è chiamata **nucleofilo**.
- Il movimento di elettroni è indicato con **frecche recurve**.



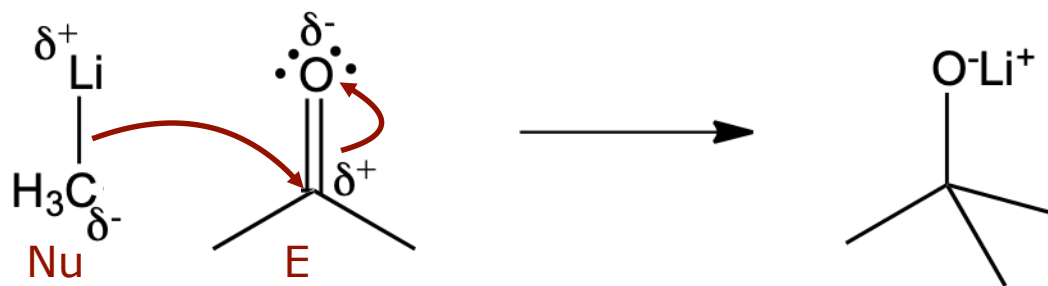
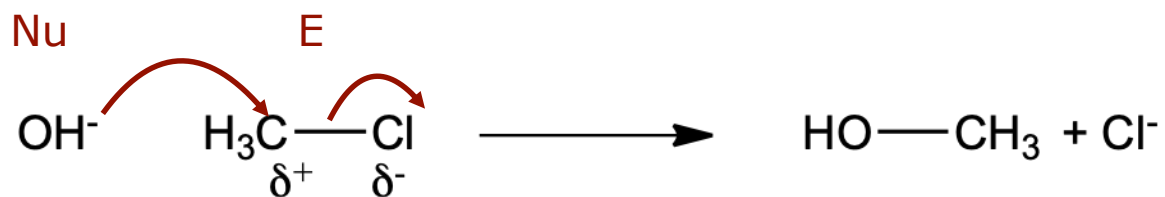


# Elettrofili e Nucleofili



# Elettrofili e Nucleofili

- Nucleofili ed elettrofili possono anche contenere legami polari

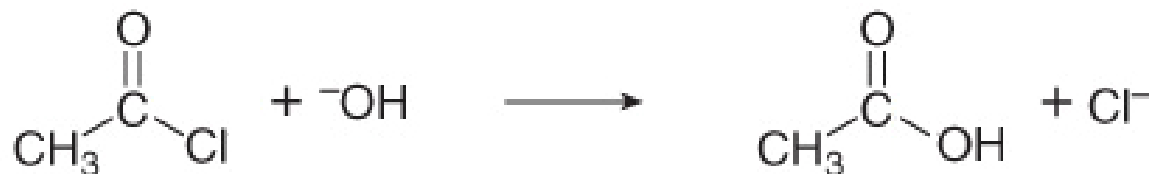
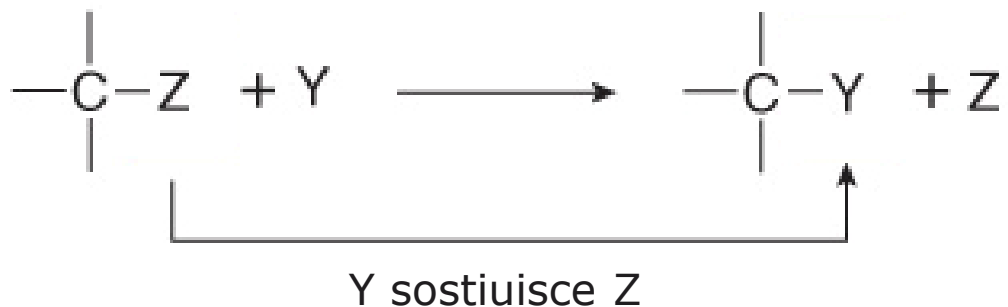


# Reazioni Organiche

- Tipo di reazione (= rottura e formazione di legame)
  - sostituzione
  - addizione
  - eliminazione
  - riarrangiamento/trasposizione
- Meccanismo (= movimento di elettroni)
  - ionico (polare)
  - radicalico
  - periciclico

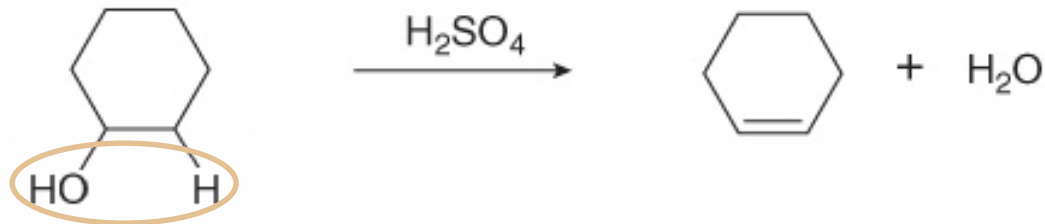
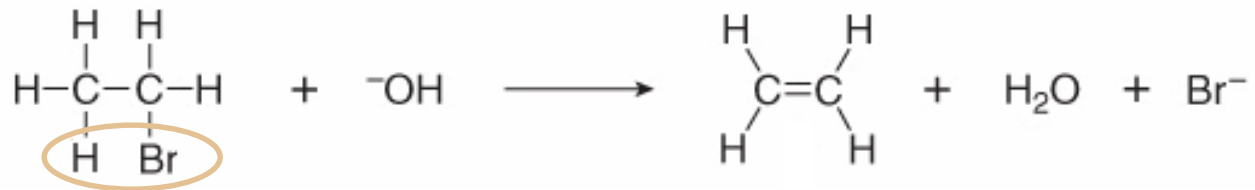
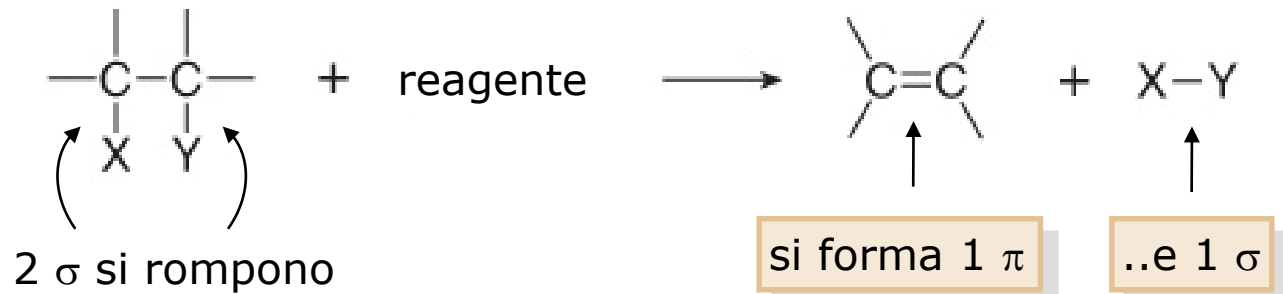
# Sostituzioni

- In reazione di sostituzione, un atomo o gruppo Y sostituisce un atomo o gruppo Z legati a un atomo di carbonio.
- Le sostituzioni coinvolgono rottura e formazione di legami  $\sigma$ .



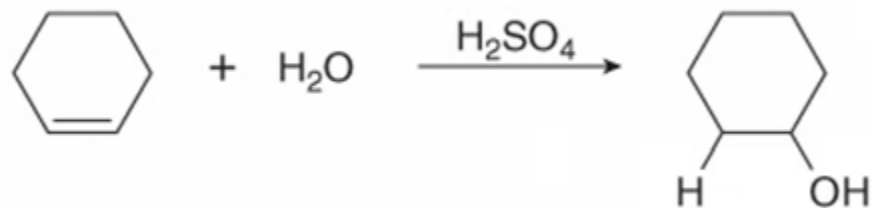
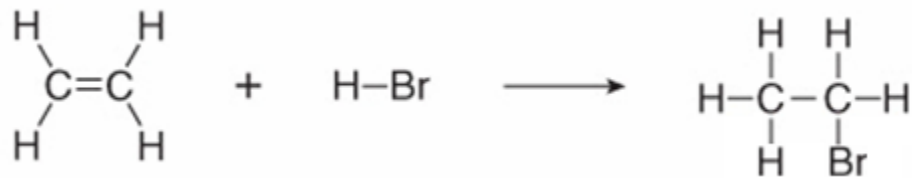
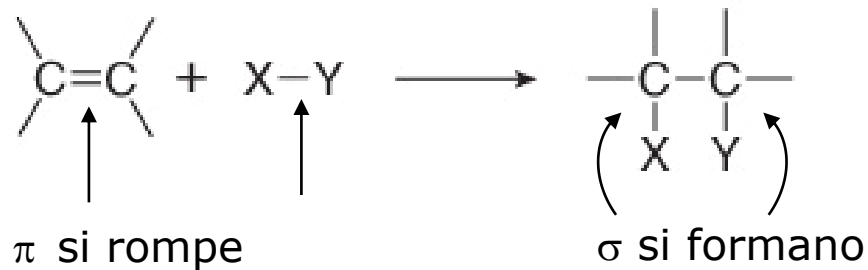
# Eliminazioni

- In una reazione di **eliminazione due legami**  $\sigma$  si rompono e si forma un legame  $\pi$ .



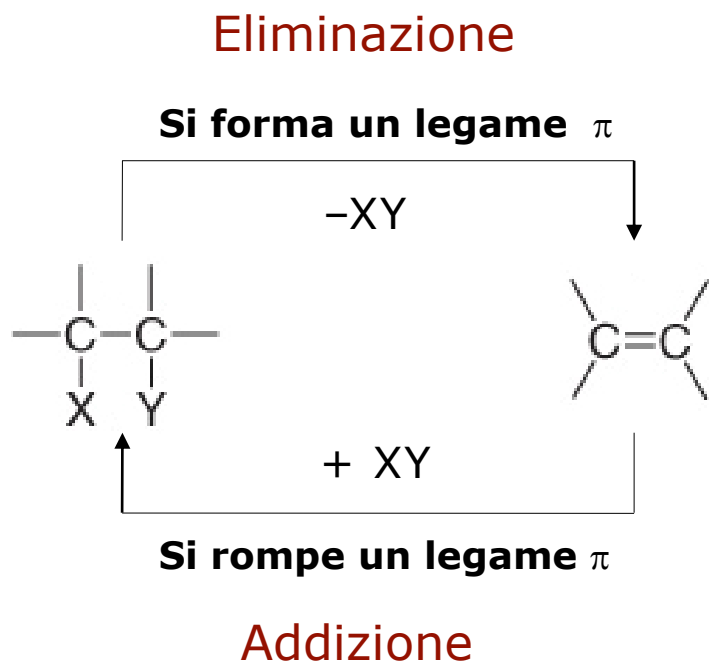
# Addizioni

- In una reazione di **addizione** si rompe un legame  $\pi$  e si formano due nuovi legami  $\sigma$ .



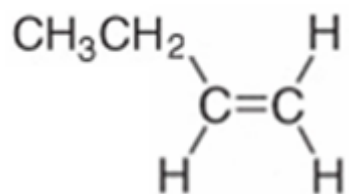
# Addizioni ed Eliminazioni

- Le eliminazioni sono l'inverso delle addizioni. Un legame  $\pi$  si forma nelle eliminazioni e un legame  $\pi$  si rompe nelle addizioni.

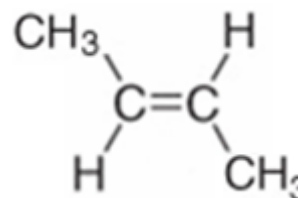
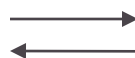


# Riarrangiamenti o Trasposizioni

- In un riarrangiamento o trasposizione un reagente si trasforma in un suo isomero costituzionale cambiando lo schema dei legami.



1-butene

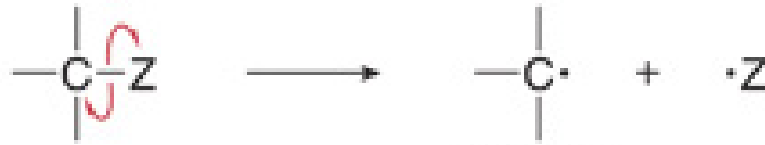


2-butene



# Rottura dei legami

Omolisi



Radical

Si formano radicali  
**Reazioni radicaliche**  
**(omolitiche)**

Eterolisi



Carbocation

Si formano ioni  
**Reazioni polari o**  
**ioniche**



Carbanion

# Formazione di legami

- Un nuovo legame si può formare in due modi:
  - Da due **radicali** ognuno dei quali contribuisce con un elettrone.



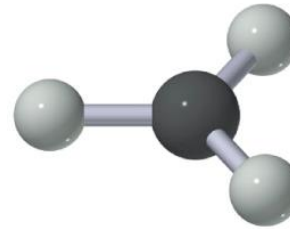
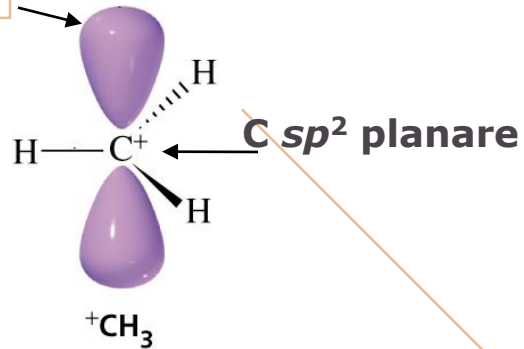
- Da un **nucleofilo** che contribuisce con una coppia di elettroni e un **elettrofilo** che accetta la coppia di elettroni. **Nu ed E** possono essere ioni o molecole neutre.



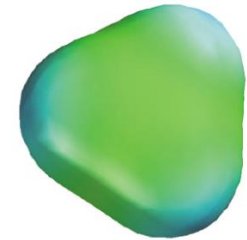
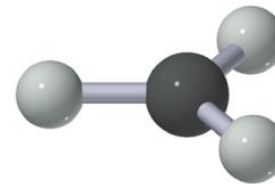
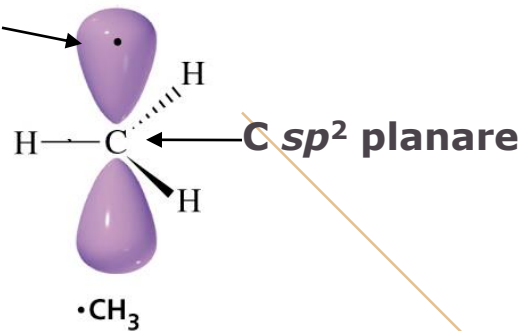
Nella formazione di un legame viene rilasciata energia

# Carbocationi, Carbanioni, Radicali

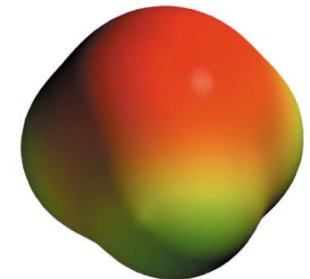
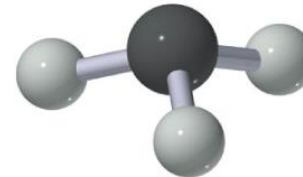
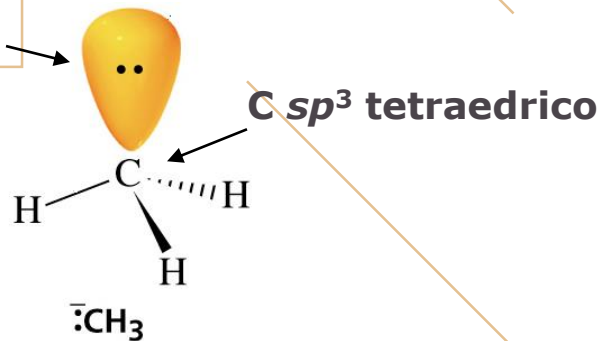
orbitale  $p$  vuoto



Orbitale  $p$   
singolarmente  
occupato

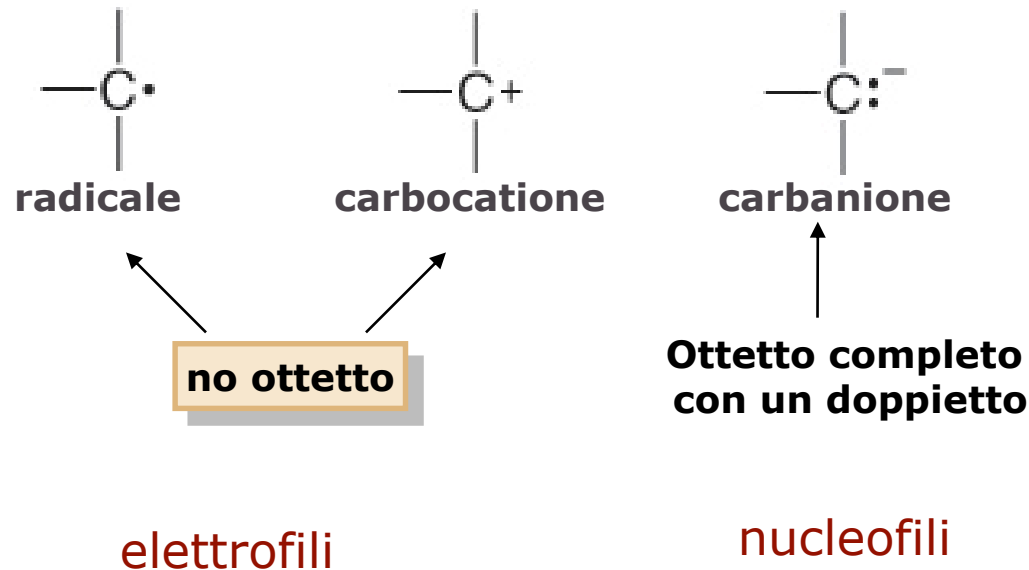


Coppia in un  
Orbitale  $sp^3$



# Carbocationi, Carbanioni, Radicali

- ❑ Radicali and carbocationi sono **elettrofili** perchè l'atomo di carbonio centrale non ha l'ottetto
- ❑ Carbanioni sono **nucleofili** perchè l'atomo di carbonio centrale ha un doppietto.



# Un Meccanismo di Reazione.....

- Descrive in che ordine si rompono e si formano i legami e le velocità dei singoli step.
- In una **reazione concertata** i reagenti si convertono direttamente nei prodotti in un solo step



- Una **reazione multistep** coinvolge la formazione di uno o più intermedi reattivi.



# Gruppi Funzionali

## Capitolo 3.1

Chimica Organica, 8<sup>a</sup> Edizione

John E. McMurry

# Gruppi Funzionali



Residuo Organico  
(Catena idrocarbonica)

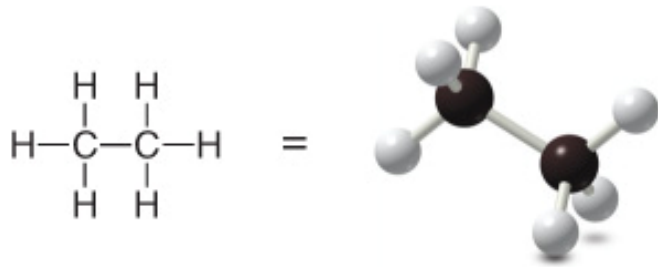
(da un idrocarburo)

Gruppo Funzionale

(eteroatomo o gruppo di atomi che  
contiene uno o più eteroatomi)

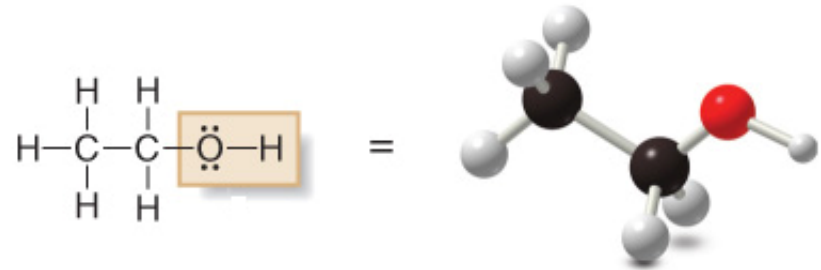
Un gruppo funzionale è un atomo o un gruppo di atomi in parte o interamente diversi dal C che hanno specifiche e ben definite proprietà chimico-fisiche.

# Gruppi Funzionali



- Solo legami C—C e C—H
- Nessun gruppo funzionale

- Non possiede legami polari e legami  $\pi$ : non reattivo (inerte).
- Gas a NTP
- Insolubile in acqua



- OH gruppo funzionale

- Legami polari C-O e O-H
- Lone pair su O
- Reagisce con elettrofili
- Reagisce con basi forti
- Liquido a NTP
- Solubile in acqua

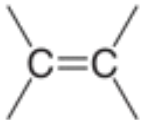
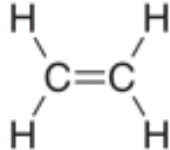
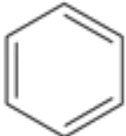
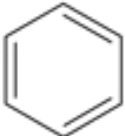


# Gruppi Funzionali


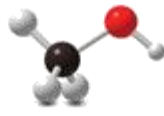
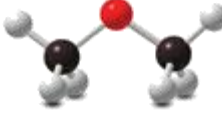



1. Definiscono una classe di composti
  - Composti che appartengono alla stessa classe hanno **proprietà e reattività simili**.
2. Frequentemente essi costituiscono **sito di reazione**.
  - Definiscono la **reattività** di una molecola.
3. Determinano il nome
  - Per esempio tutti i chetoni hanno suffisso **-one**:
    - » acetone
    - » ciclopropanone
    - » cortisone

# Idrocarburi

- Solo atomi di C e di H
- **Alifatici** (alcani, alcheni, alchini) e **aromatici**.

Idrocarburo	Struttura Generale	Esempio	Gruppo Funzionale
Alcani	$R-H$	$CH_3CH_3$	-----
Alcheni			Doppio legame
Alchini	$-C\equiv C-$	$H-C\equiv C-H$	Legame Triplo
Aromatici			Anello aromatico

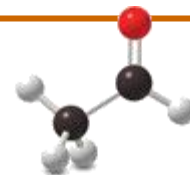
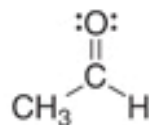
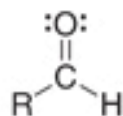
# Gruppi Funzionali contenenti legami $\sigma$ C–Y

Nome della classe	Struttura	Esempio	Struttura 3D	Gruppo Funzionale
Alogenuri alchilici	$R-\ddot{X}:$ (X=F, Cl, Br, I)	$CH_3-\ddot{Br}:$		–X alogeno
Alcoli	$R-\ddot{O}H$	$CH_3-\ddot{O}H$		–OH idrossi
Eteri	$R-\ddot{O}-R$	$CH_3-\ddot{O}-CH_3$		–OR alcossi
Ammine	$R-\ddot{N}H_2$ o $R_2\ddot{N}H$ or $R_3\ddot{N}$	$CH_3-\ddot{N}H_2$		–NH <sub>2</sub> ammino
Tioli	$R-\ddot{S}H$	$CH_3-\ddot{S}H$		–SH mercapto
Solfuri	$R-\ddot{S}-R$	$CH_3-\ddot{S}-CH_3$		–SR alchiltio

# Gruppi Funzionali contenenti legami il legame C=O

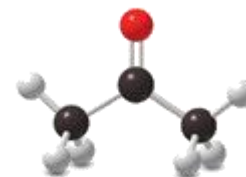
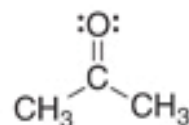
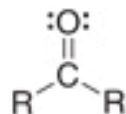
Nome della classe	Struttura	Esempio	Struttura 3D	Gruppo Funzionale
-------------------	-----------	---------	--------------	-------------------

Aldeidi



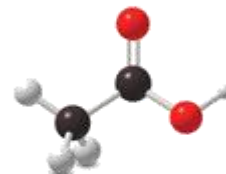
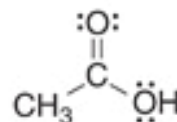
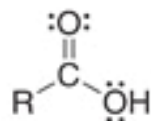
H-C=O  
formile

Chetoni



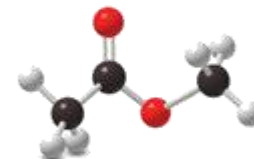
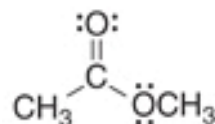
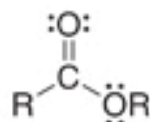
C=O  
carbonile

Acidi carbossilici



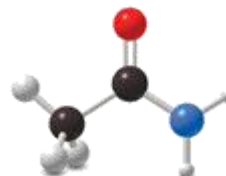
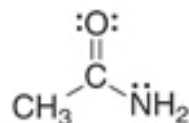
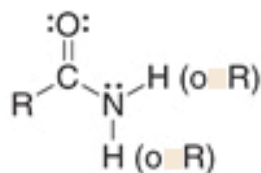
-COOH  
carbossile

Esteri



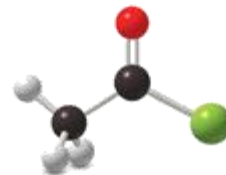
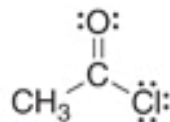
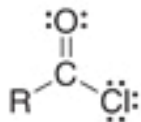
-COOR

Amidi



-CONH<sub>2</sub>  
-CONHR  
-CONR<sub>2</sub>

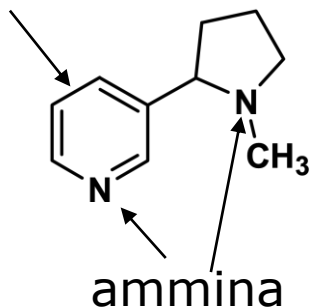
Cloruri Acilici



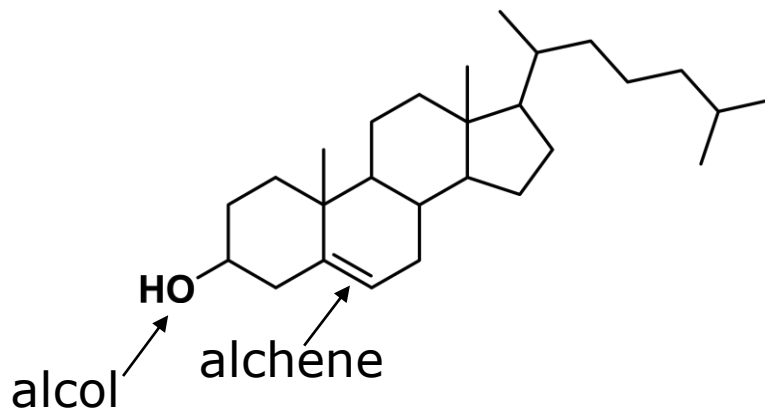
-COCl

# Molecole Polifunzionali

aromatico

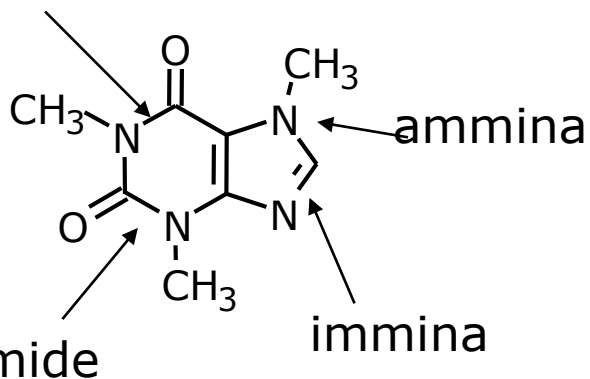


nicotina

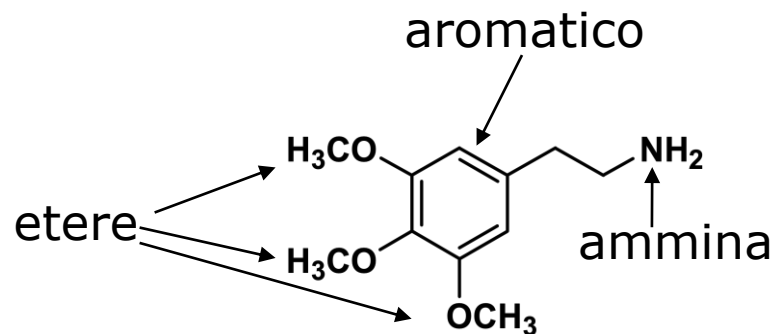


colesterolo

ammide



caffeina



mescalina