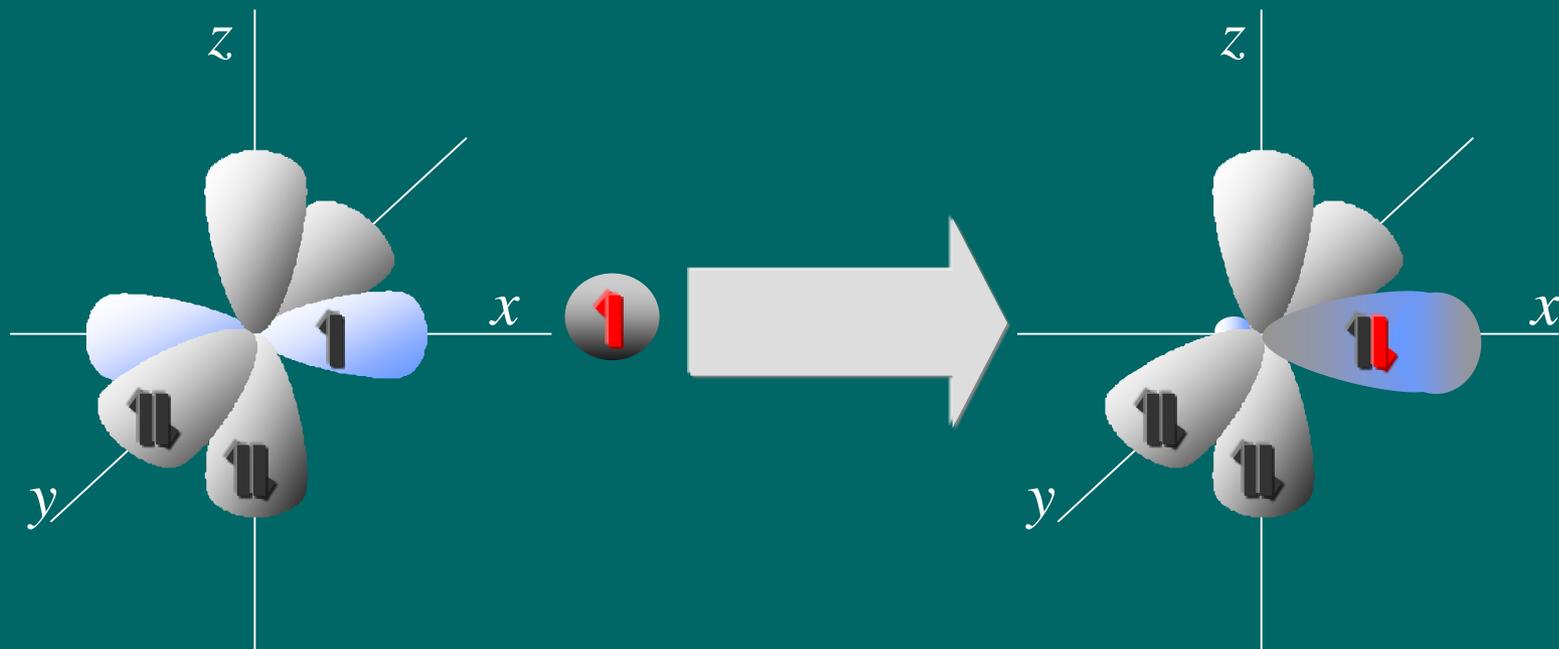


# Il legame chimico



1°	2°											3°	4°	5°	6°	7°	8°	
1 H 1s																		2 He 1s <sup>2</sup>
3 Li 2s	4 Be 2s <sup>2</sup>											5 B 2s <sup>2</sup> p	6 C 2s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	7 N 2s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	8 O 2s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	9 F 2s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	10 Ne 2s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>	
11 Na 3s	12 Mg 3s <sup>2</sup>											13 Al 3s <sup>2</sup> p	14 Si 3s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	15 P 3s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	16 S 3s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	17 Cl 3s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	18 Ar 3s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>	
19 K 4s	20 Ca 4s <sup>2</sup>	21 Sc 3d,4s <sup>2</sup>	22 Ti 3d <sup>2</sup> ,4s <sup>2</sup>	23 V 3d <sup>3</sup> ,4s <sup>2</sup>	24 Cr 3d <sup>5</sup> ,4s	25 Mn 3d <sup>5</sup> ,4s <sup>2</sup>	26 Fe 3d <sup>6</sup> ,4s <sup>2</sup>	27 Co 3d <sup>7</sup> ,4s <sup>2</sup>	28 Ni 3d <sup>8</sup> ,4s <sup>2</sup>	29 Cu 3d <sup>10</sup> ,4s	30 Zn 3d <sup>10</sup> ,4s <sup>2</sup>	31 Ga 4s <sup>2</sup> p	32 Ge 4s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	33 As 4s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	34 Se 4s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	35 Br 4s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	36 Kr 4s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>	
37 Rb 5s	38 Sr 5s <sup>2</sup>	39 Y 4d,5s <sup>2</sup>	40 Zr 4d <sup>2</sup> ,5s <sup>2</sup>	41 Nb 4d <sup>3</sup> ,5s <sup>2</sup>	42 Mo 4d <sup>5</sup> ,5s	43 Tc 4d <sup>5</sup> ,5s <sup>2</sup>	44 Ru 4d <sup>6</sup> ,5s <sup>2</sup>	45 Rh 4d <sup>7</sup> ,5s <sup>2</sup>	46 Pd 4d <sup>8</sup> ,5s <sup>2</sup>	47 Ag 4d <sup>10</sup> ,5s	48 Cd 4d <sup>10</sup> ,5s <sup>2</sup>	49 In 5s <sup>2</sup> p	50 Sn 5s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	51 Sb 5s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	52 Te 5s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	53 I 5s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	54 Xe 5s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>	

# Legame della molecola acido cloridrico (HCl)

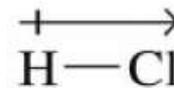
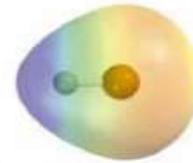
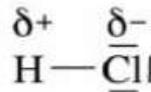
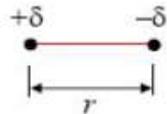


Sappiamo che l'atomo di idrogeno ha un elettrone spaiato nell'orbitale **1s** e l'atomo di cloro ha un elettrone spaiato in uno degli orbitali **3p**.

# Polarizzazione legami covalenti

Nel caso di un legame covalente POLARE una molecola biatomica A-B , pur essendo neutra nel suo insieme, ha un'estremità negativa e una positiva: il baricentro delle cariche negative NON coincide con quello delle cariche positive

Nasce un DIPOLO ELETTRICO e la molecola diventa POLARE



**Momento dipolare elettrico**  $\mu$ : è un vettore

**modulo:**  $|\mu| = \delta \cdot r$

**direzione:** asse che passa per i centri di carica

**verso:** dalla carica positiva alla carica negativa

Unità di misura: **Debye (D)**  $1 \text{ D} = 3.3 \times 10^{-30} \text{ Coulomb m}$

Il momento dipolare dà la misura della tendenza di una molecola ad orientarsi sotto l'azione di un campo elettrico (i dipoli si orientano in modo da disporre il loro vettore  $m$  parallelamente a quello del campo elettrico, ma con verso opposto)

# Polarizzazione legami covalenti e polarità molecole

Nel caso di molecole con più di due atomi, la situazione può essere diversa e dipende:

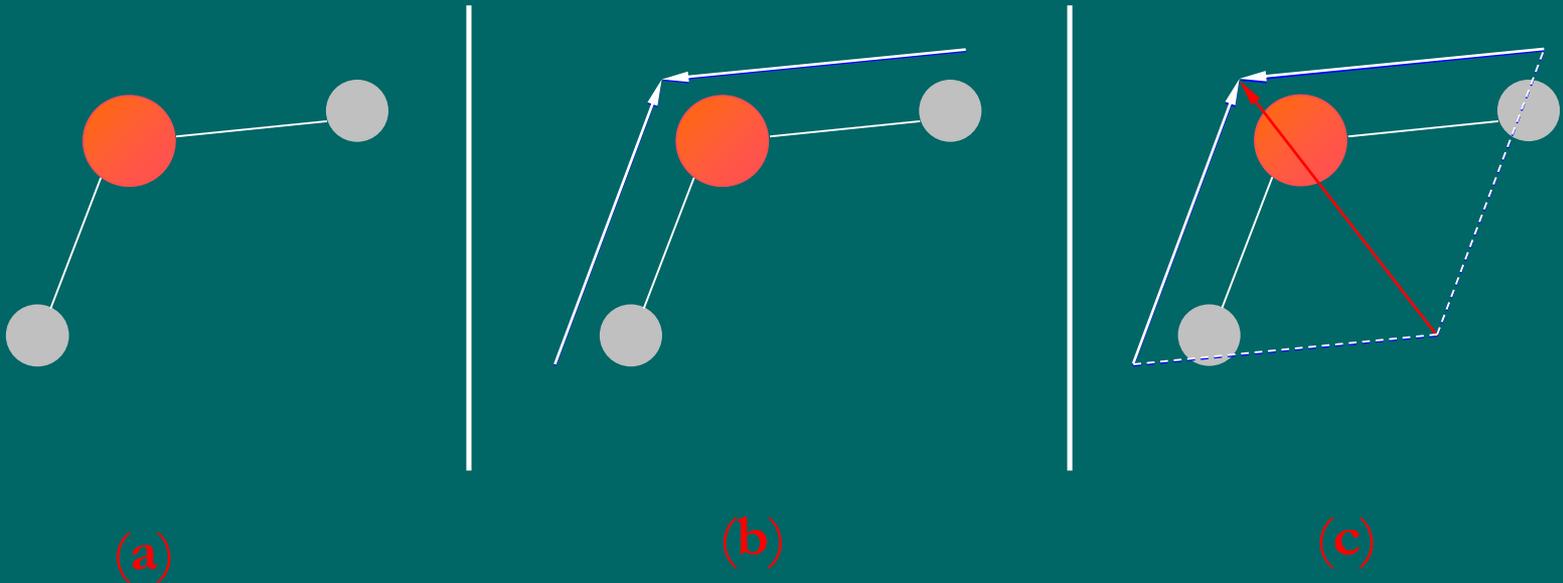
- dalla geometria della molecola,
- dalla somma vettoriale dei momenti dipolari associati ai vari legami polari

Possiamo considerare alcuni esempi:

- la molecola dell'acqua ( $H_2O$ )
- la molecola del biossido di carbonio ( $CO_2$ )

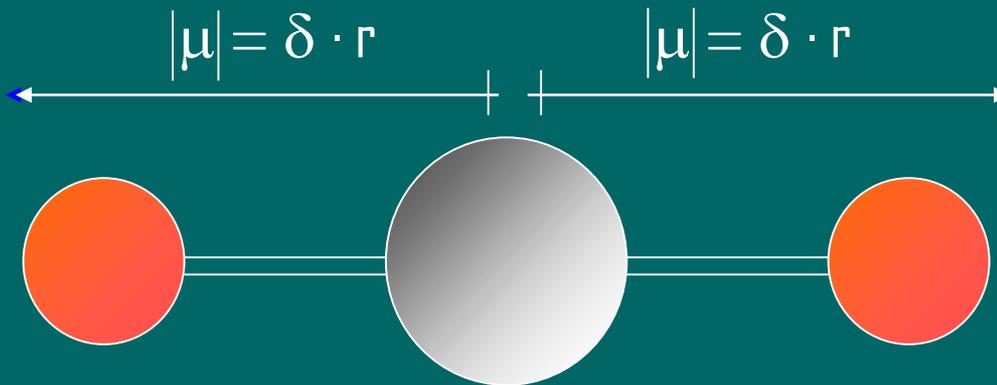
# MOLECOLA DELL'ACQUA (H<sub>2</sub>O)

Nella molecola dell'acqua i legami O-H formano un angolo di 104,5°



# MOLECOLA DEL BIOSSIDO DI CARBONIO ( $\text{CO}_2$ )

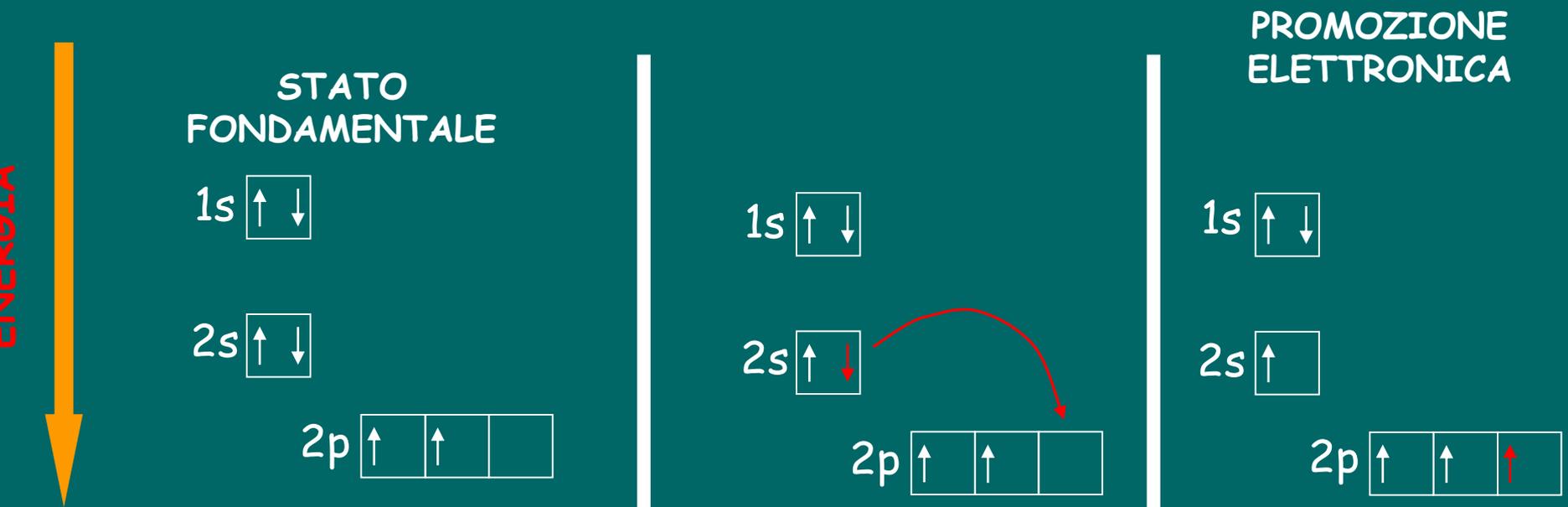
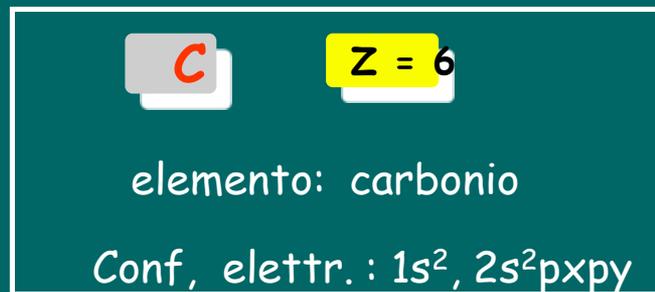
La molecola del biossido di carbonio ( $\text{CO}_2$ ) è lineare, cioè i tre atomi sono allineati su una stessa retta, con l'atomo di carbonio al centro.



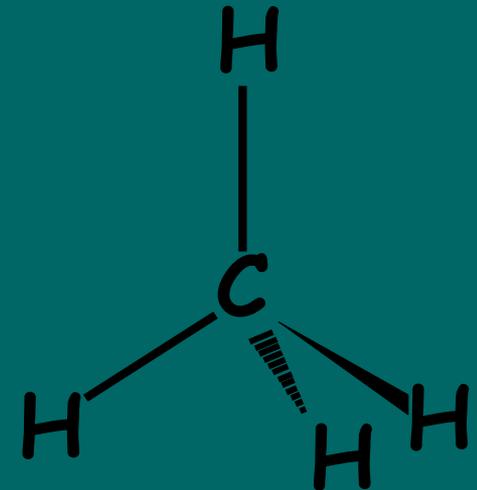
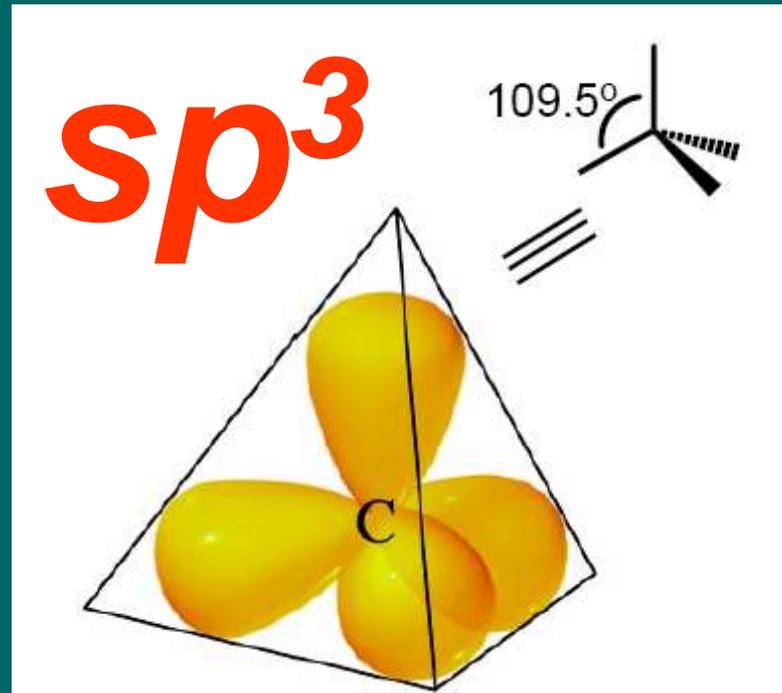
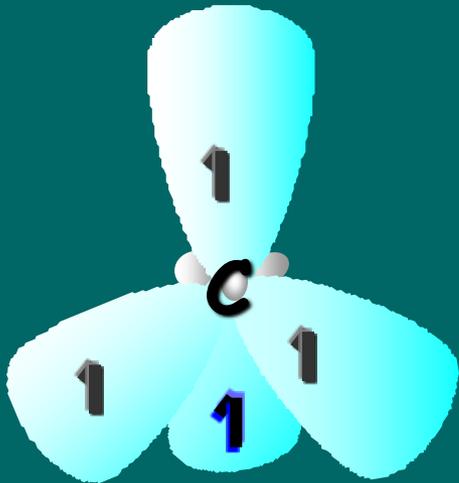
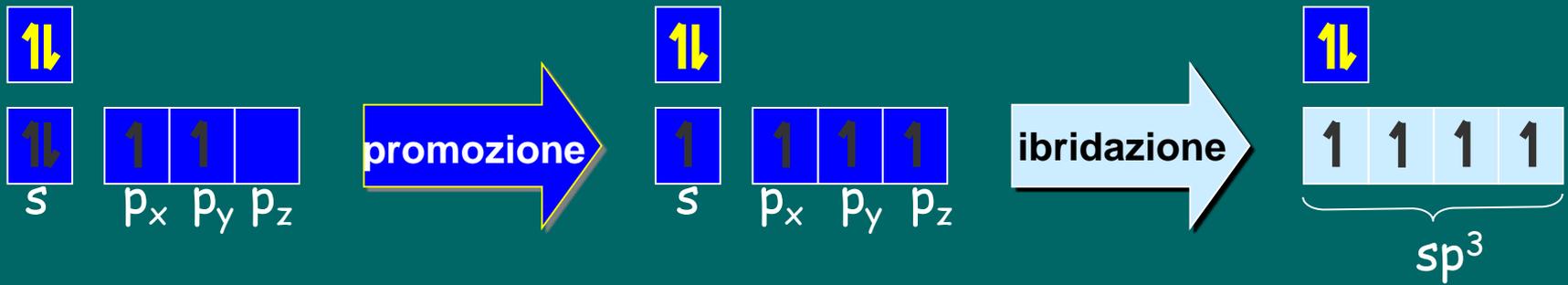
# PROMOZIONE DEGLI ELETTRONI

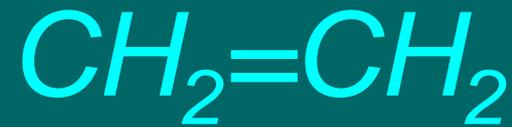
Il carbonio (C), che allo stato fondamentale può formare due legami.

Perché (tranne nel CO) forma sempre 4 legami?



# CH<sub>4</sub> (*metano*)





s



$p_x$

$p_y$



$p_z$

promozione



s



$p_x$

$p_y$

$p_z$

ibridazione

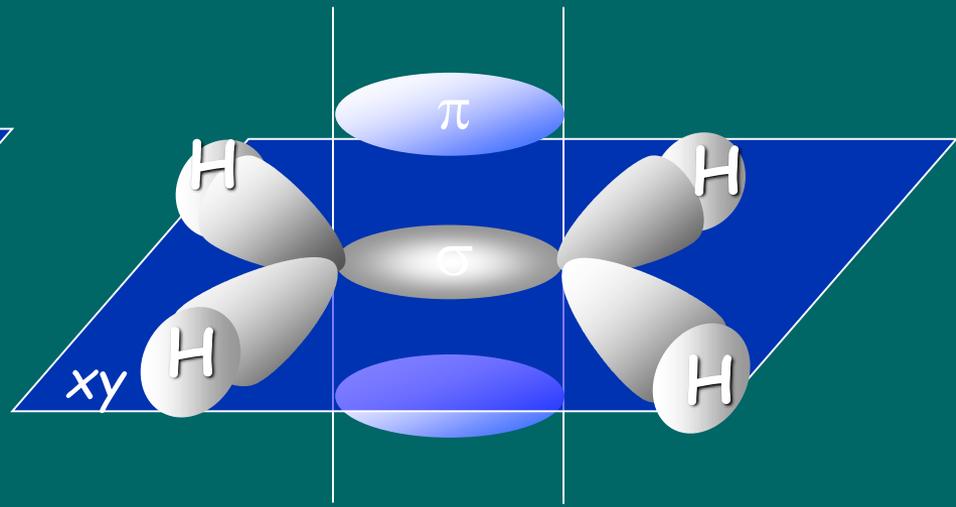
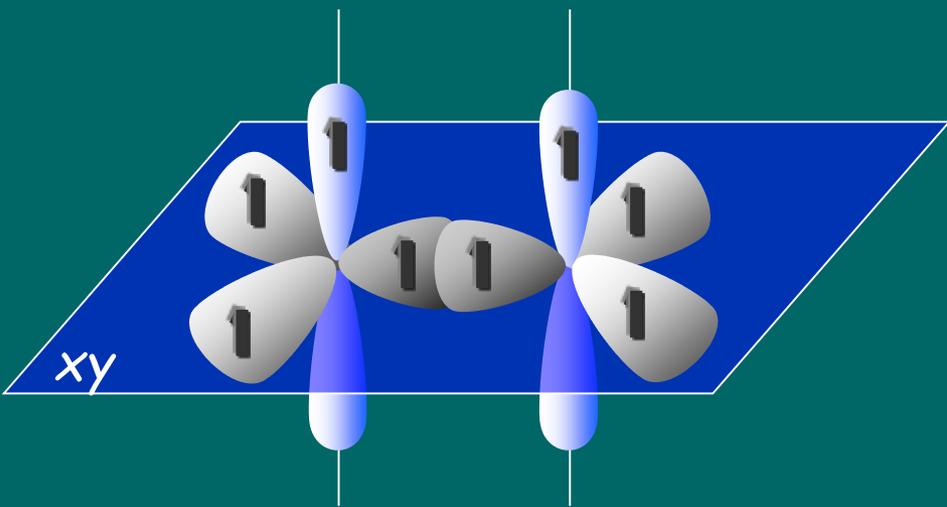
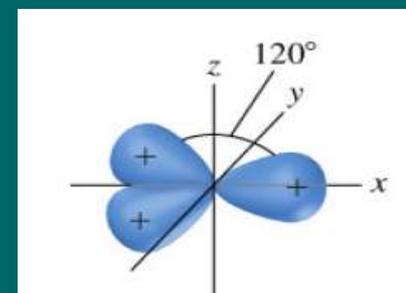


$sp^2$

$p_z$



# $sp^2$



# $C_2H_2$ (etino)

# $CH \equiv CH$



s



$p_x$   $p_y$   $p_z$

promozione



s



$p_x$   $p_y$   $p_z$

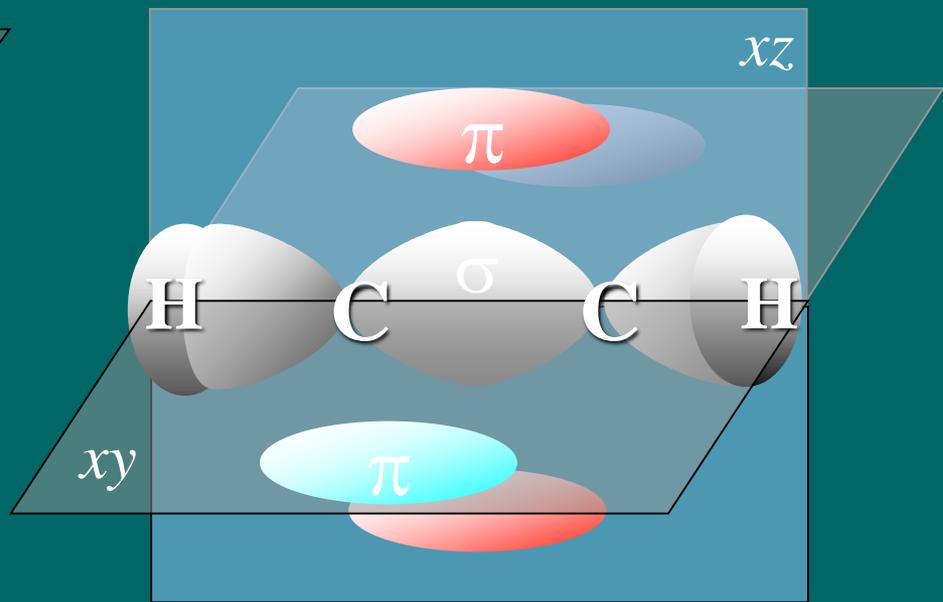
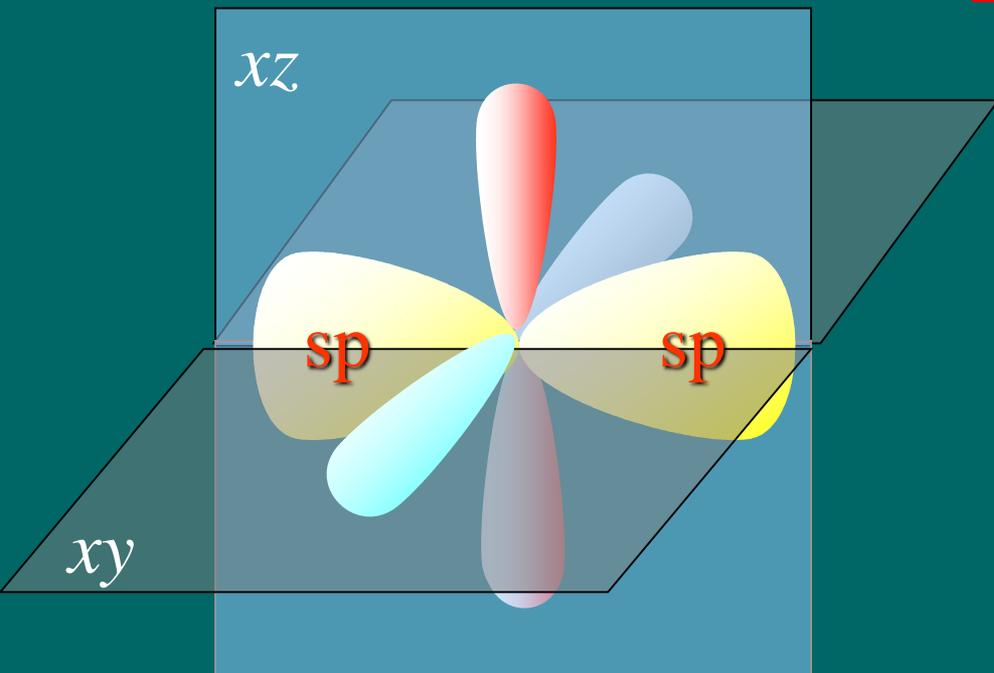
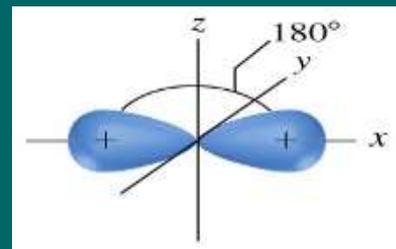
ibridazione



$sp$   $p_y$   $p_z$

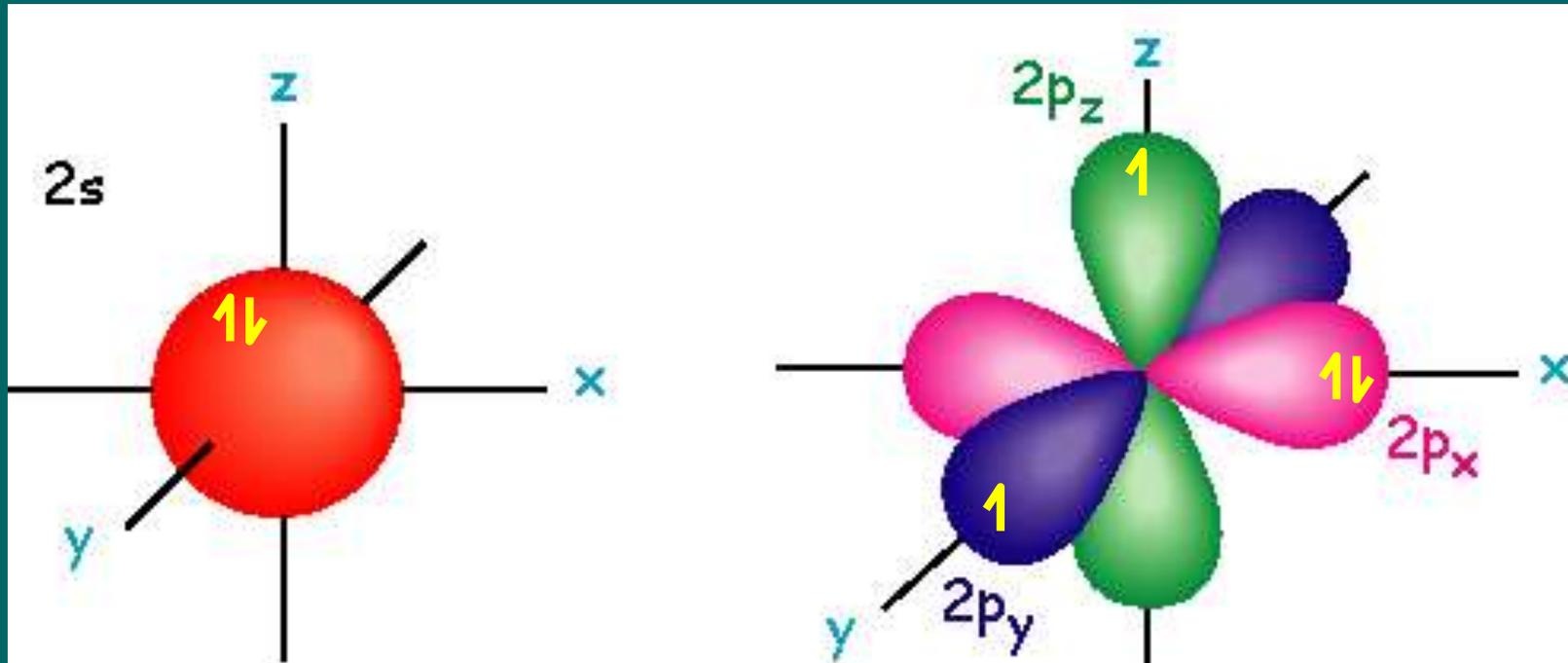


# sp

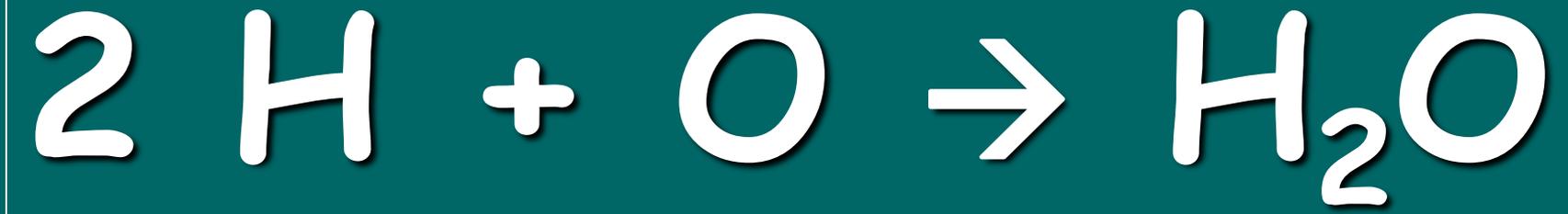


H<sub>2</sub>O

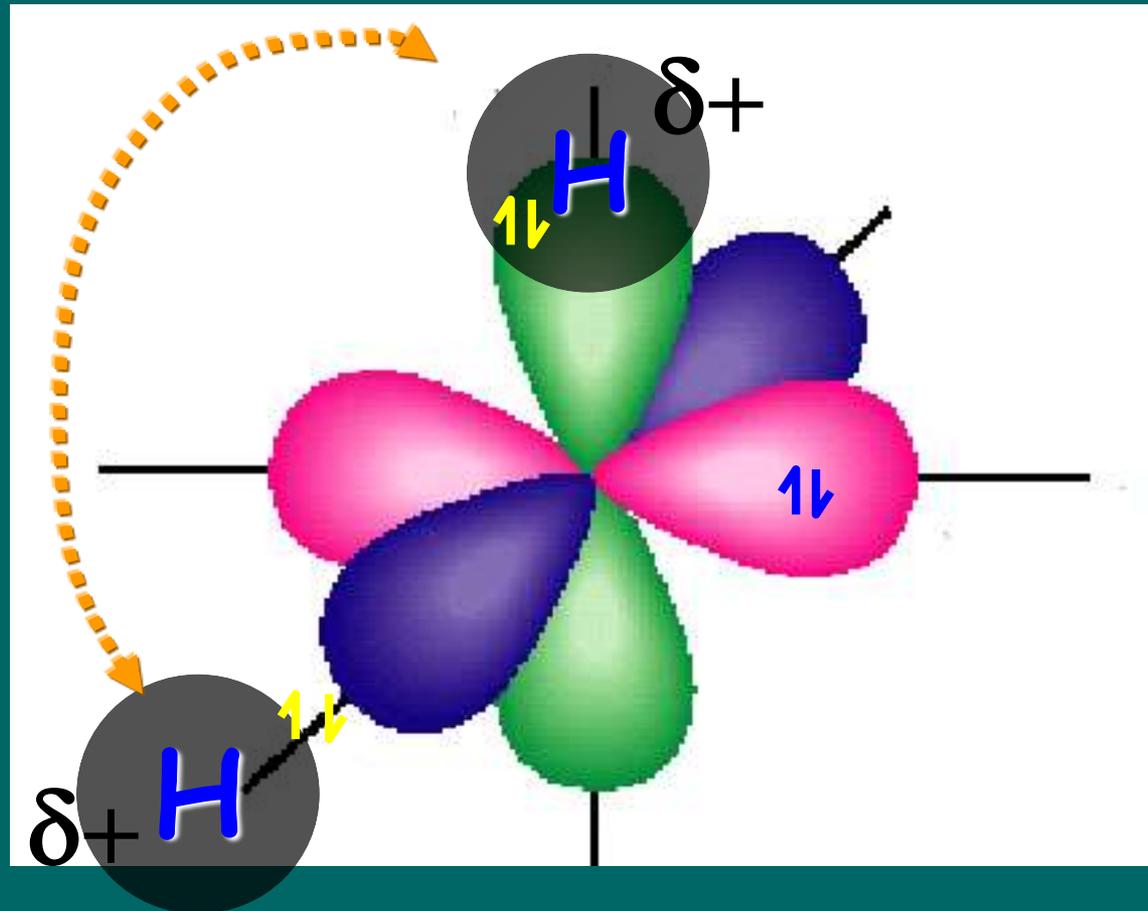
$1s^2, 2s^2p^4$



Ossigeno



repulsione

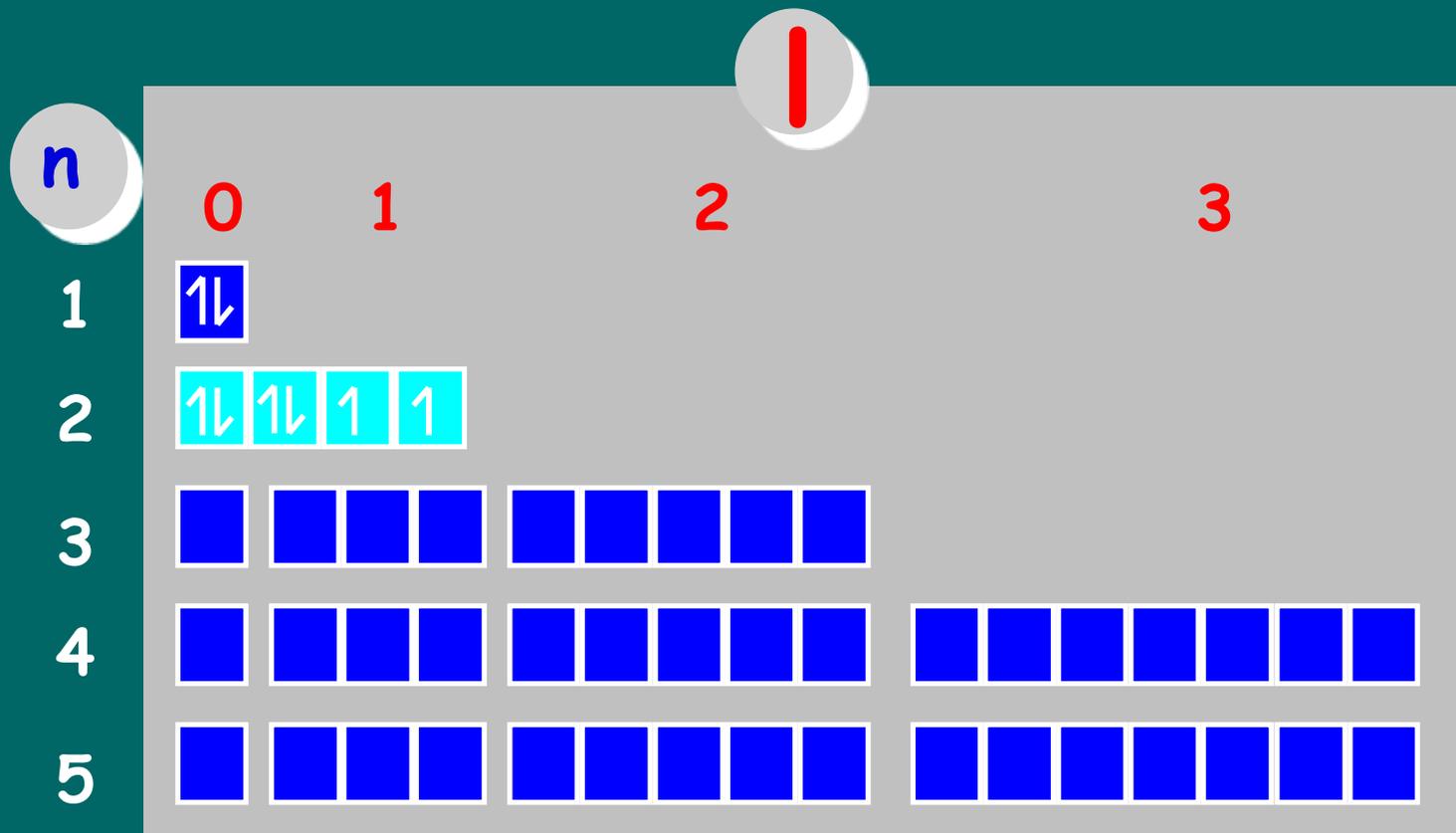


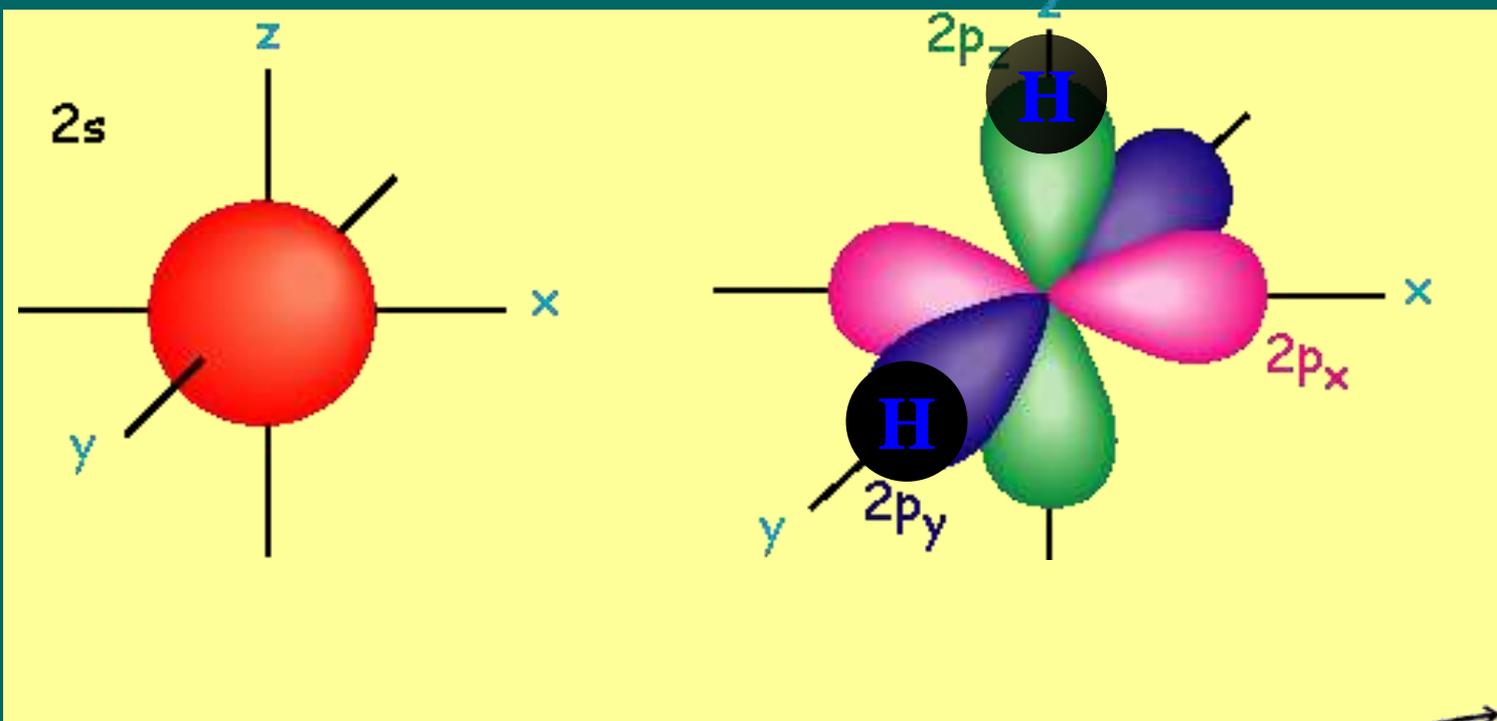
$Z = 8$

elemento: ossigeno

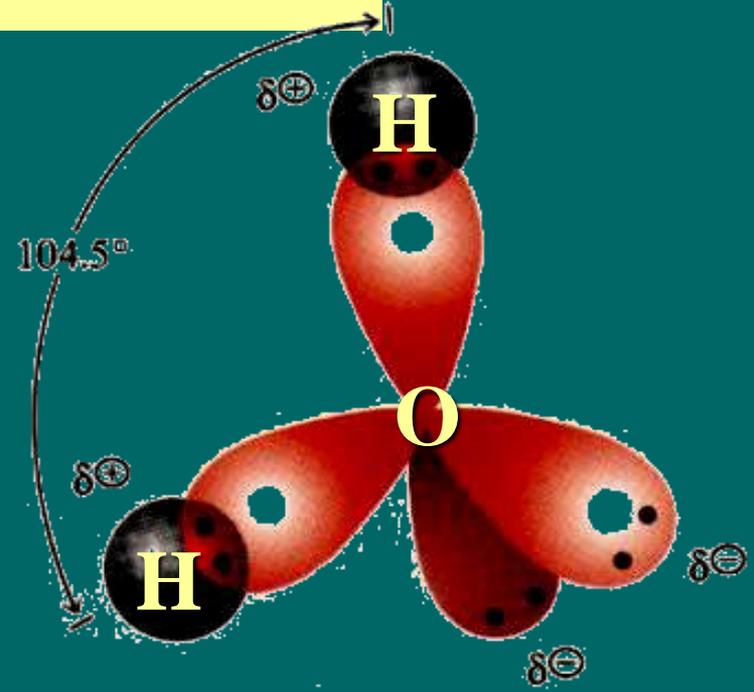
simbolo: **O**

L'orbitale **s** ed i tre orbitali **p** si ibridizzano formando quattro orbitali  $sp^3$

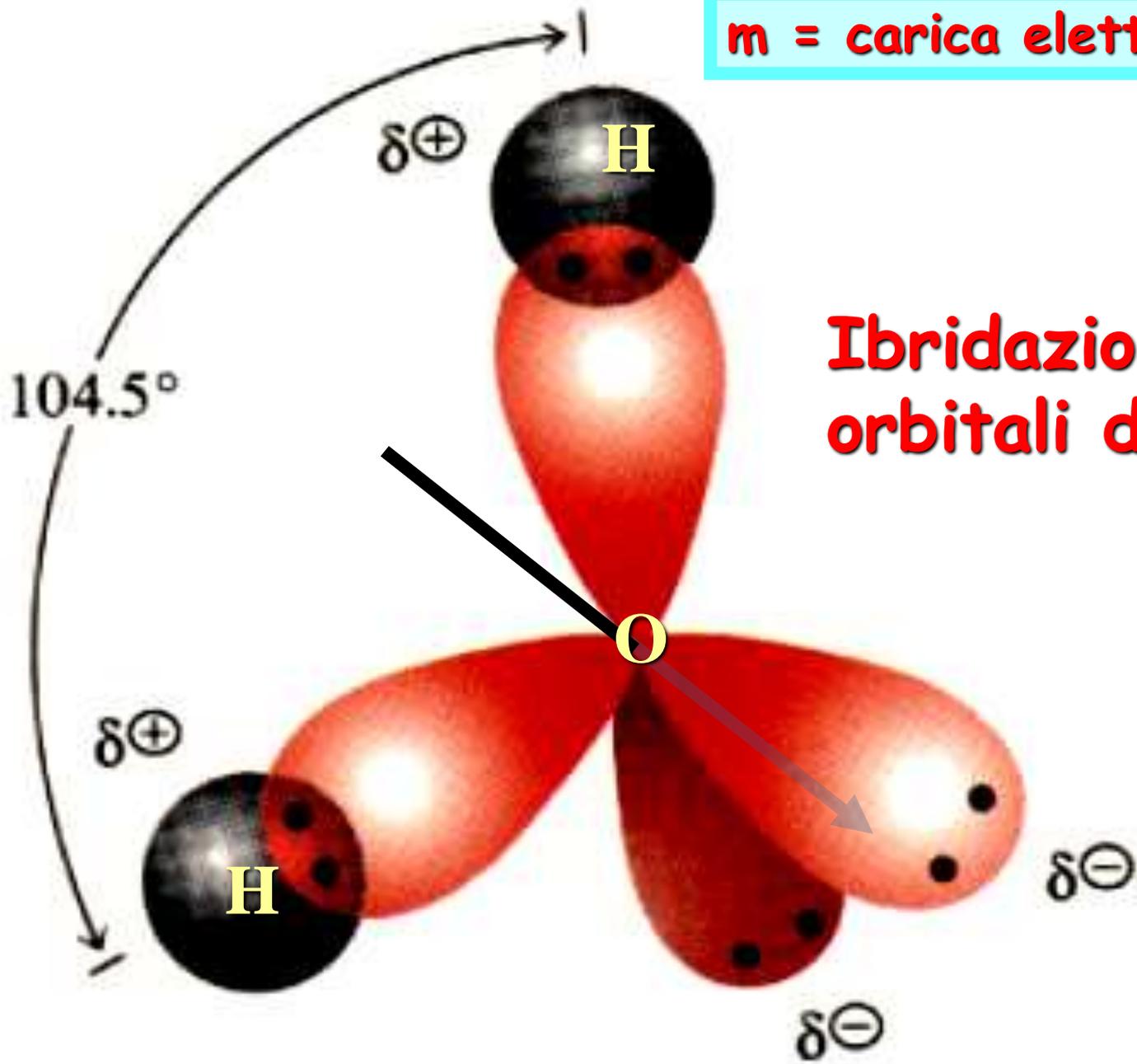




Ibridazione  $sp^3$



$m = \text{carica elettrica} \times \text{distanza}$



Ibridazione  $sp^3$  degli orbitali dell'ossigeno



$Z = 7$

elemento: azoto

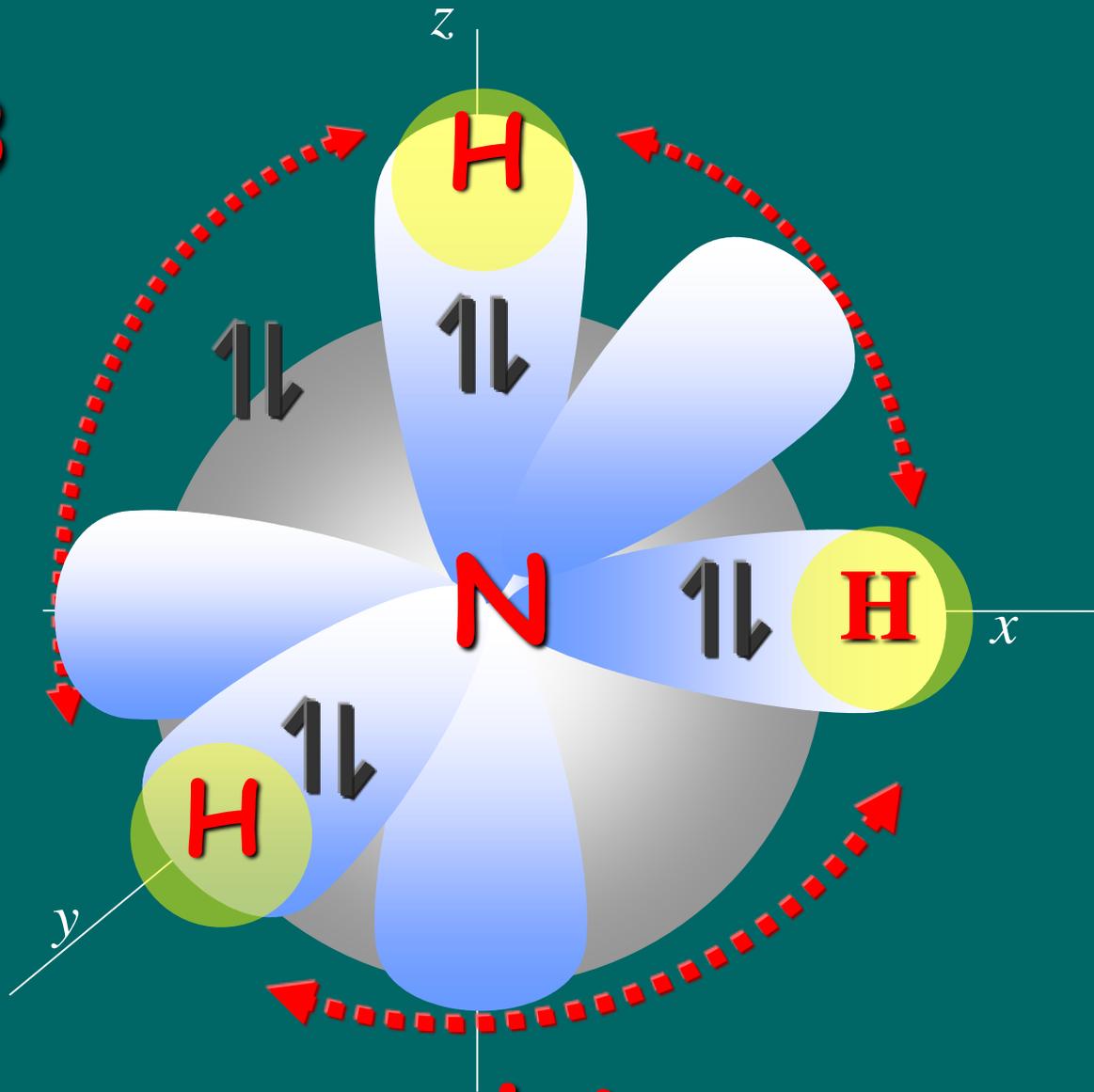
simbolo: **N**

Configurazione elettronica :  $1s^2, 2s^2p_xp_y p_z$

n	0	1	2	3
1	↑↓			
2	↑↓	↑ ↑ ↑		
3				
4				
5				

The diagram shows the orbital filling for Nitrogen (Z=7). The principal quantum number n is listed on the left (1, 2, 3, 4, 5). The subshells are labeled 0, 1, 2, and 3. The 1s orbital (n=1, l=0) is filled with two electrons (↑↓). The 2s orbital (n=2, l=0) is filled with two electrons (↑↓). The three 2p orbitals (n=2, l=1) are each filled with one electron (↑). The 3s, 3p, 4s, 4p, 5s, and 5p orbitals are empty. A red vertical bar is positioned above the 2p orbitals, and a red '1' is placed above it, indicating the total number of electrons in the 2p subshell.

**NH<sub>3</sub>**



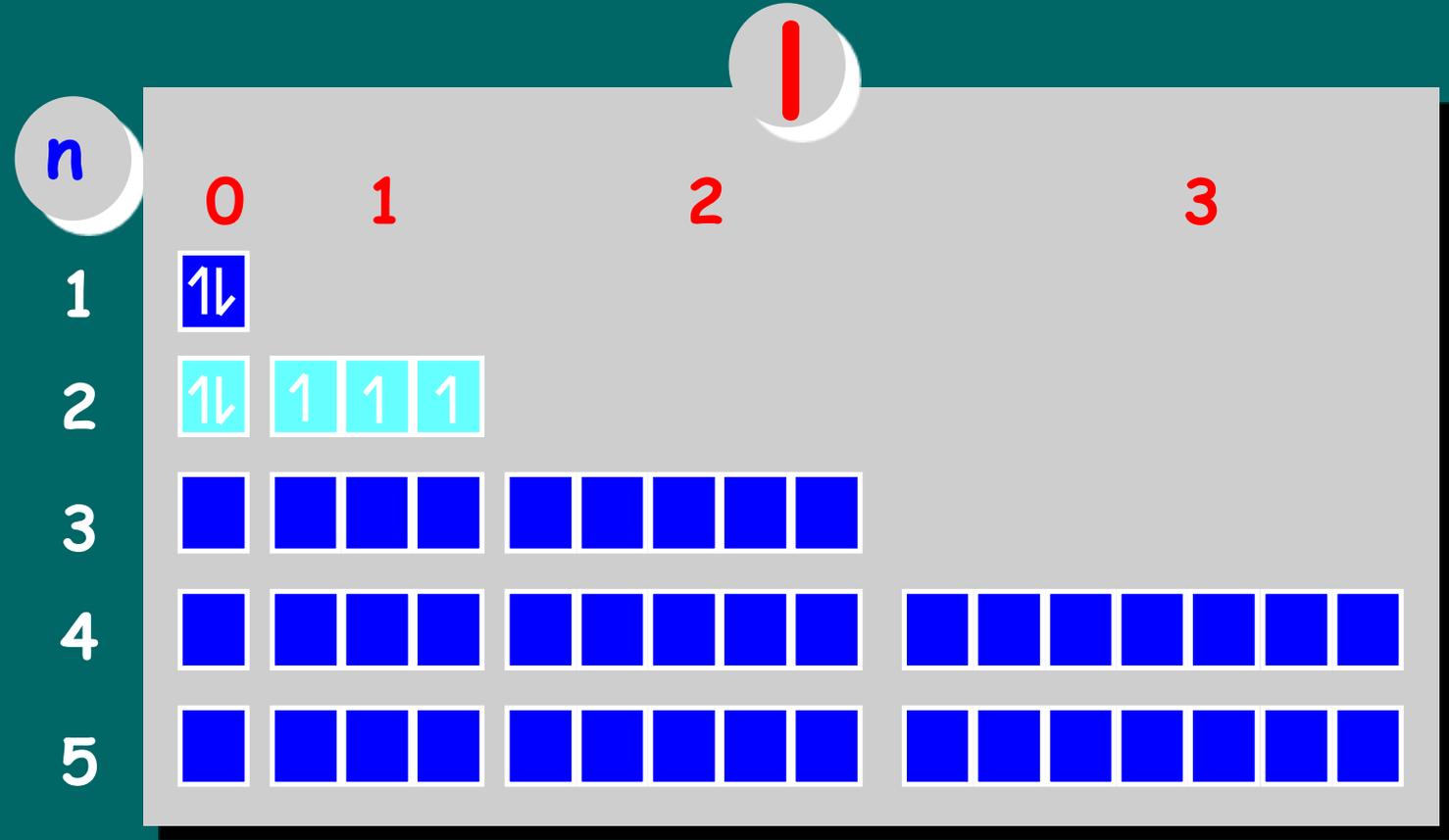
**repulsione**

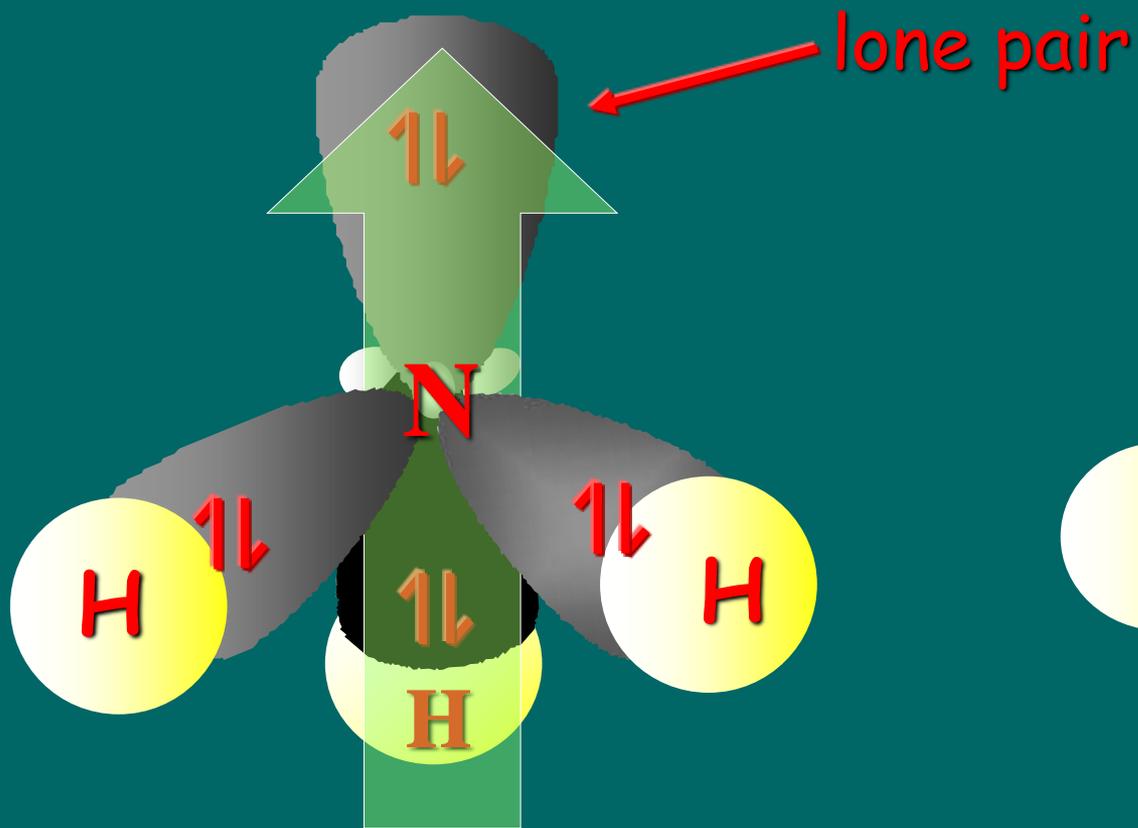
**Z = 7**

**elemento: azoto**

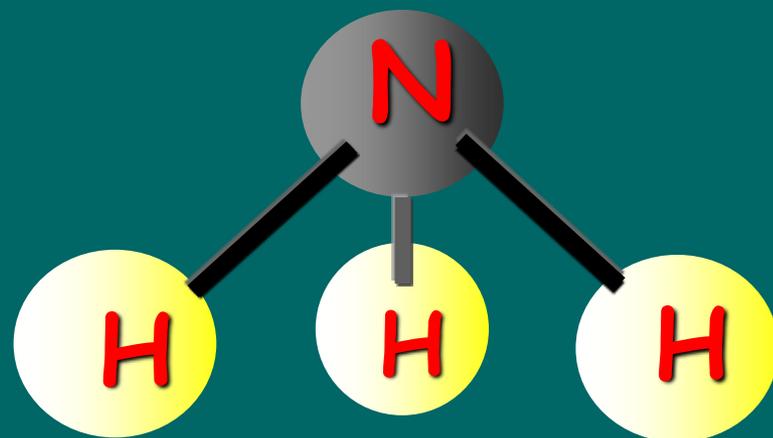
simbolo: **N**

Nell'ammoniaca, l'orbitale s ed i tre orbitali p dell'azoto si ibridizzano originando quattro orbitali  $sp^3$





*a*



*b*

LEGAME DATIVO

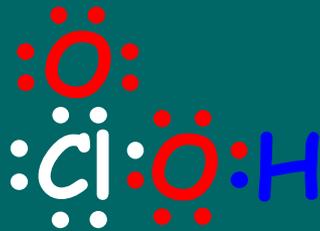
# LEGAME DATIVO

Il legame dativo (o di coordinazione) è un legame covalente in cui due elettroni di legame provengono da uno stesso atomo

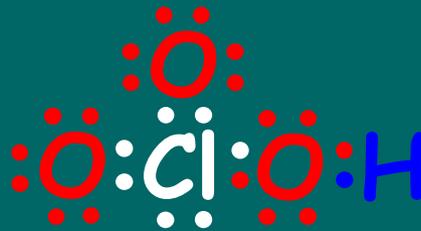
- Uno dei due atomi deve avere una **coppia di elettroni** in uno stesso orbitale, l'altro atomo deve avere un **orbitale vuoto**. La coppia di elettroni viene messa in comune fra i due atomi.
- L'atomo che fornisce la coppia di elettroni si chiama **agente nucleofilo o donatore**, mentre l'altro atomo si chiama **agente elettrofilo o accettore**.

# Ossiacidi del cloro

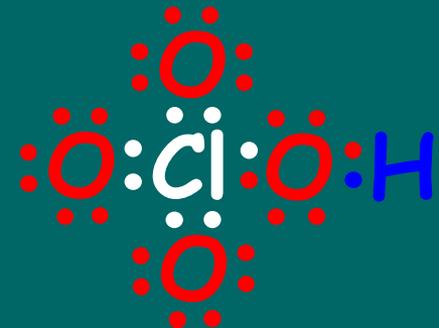
(idrogeno + ossigeno + cloro):



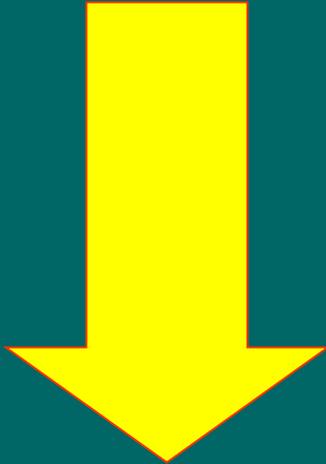
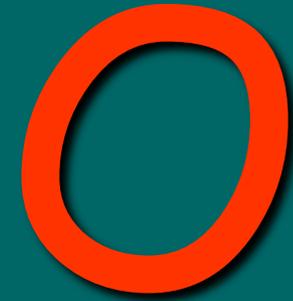
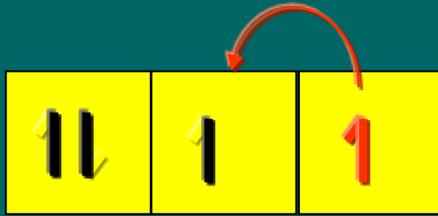
Acido cloroso



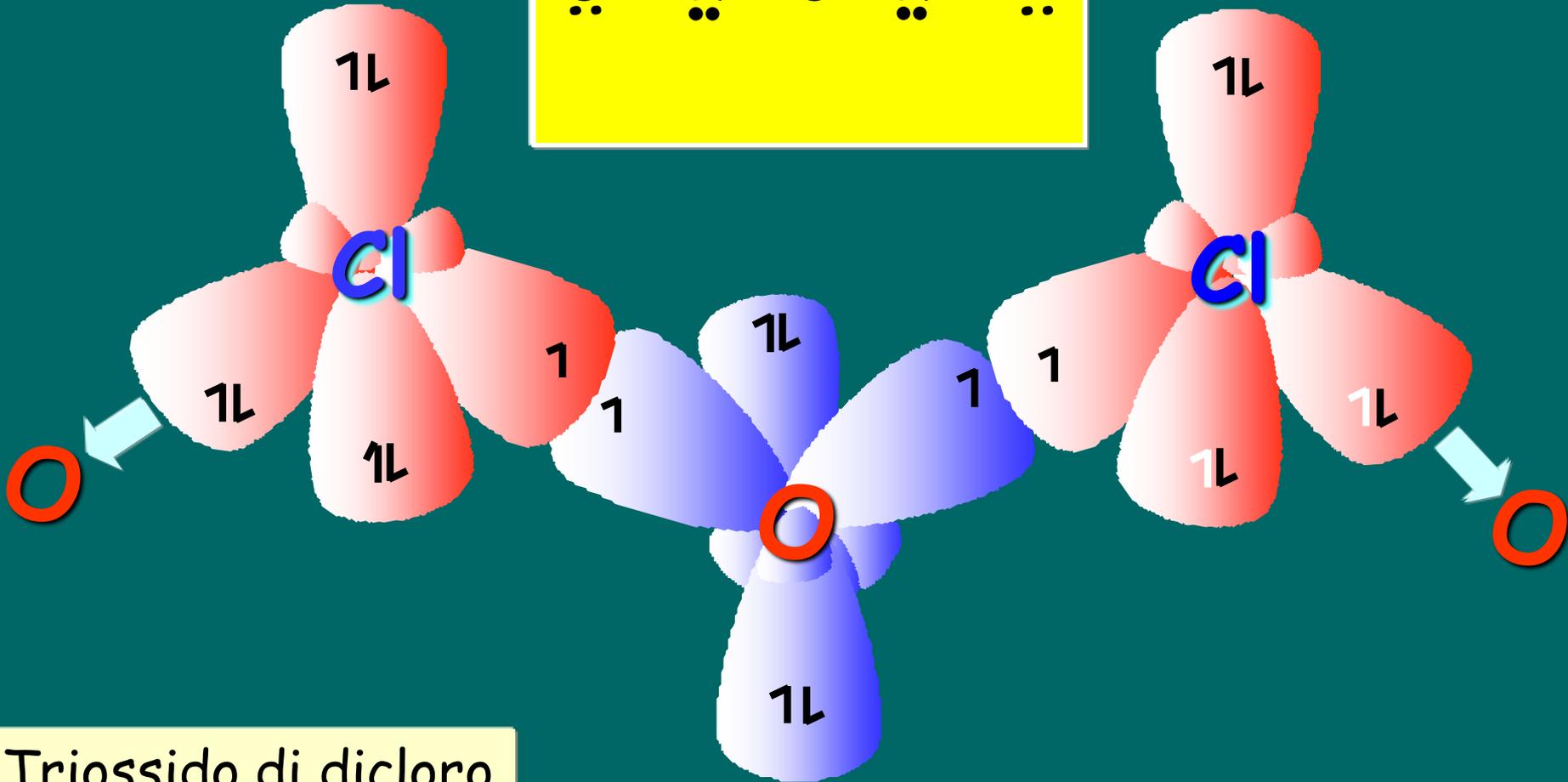
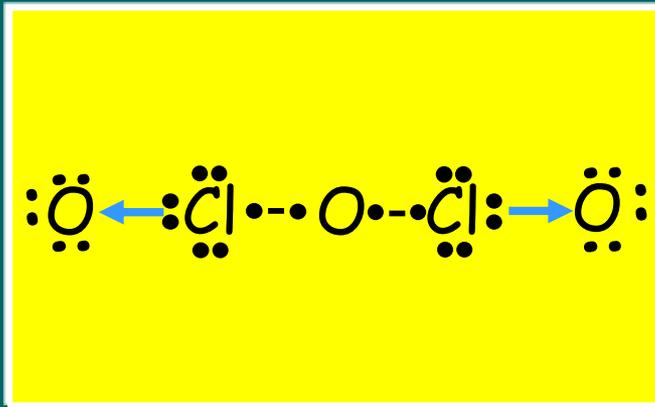
Acido clorico



Acido perclorico

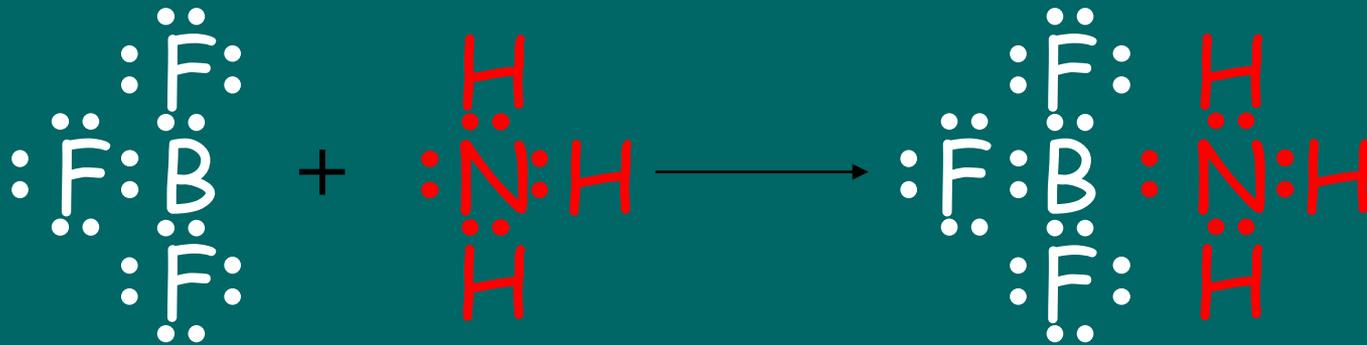


Assumendo questa configurazione elettronica, l'ossigeno può ricevere un lone pair dal cloro

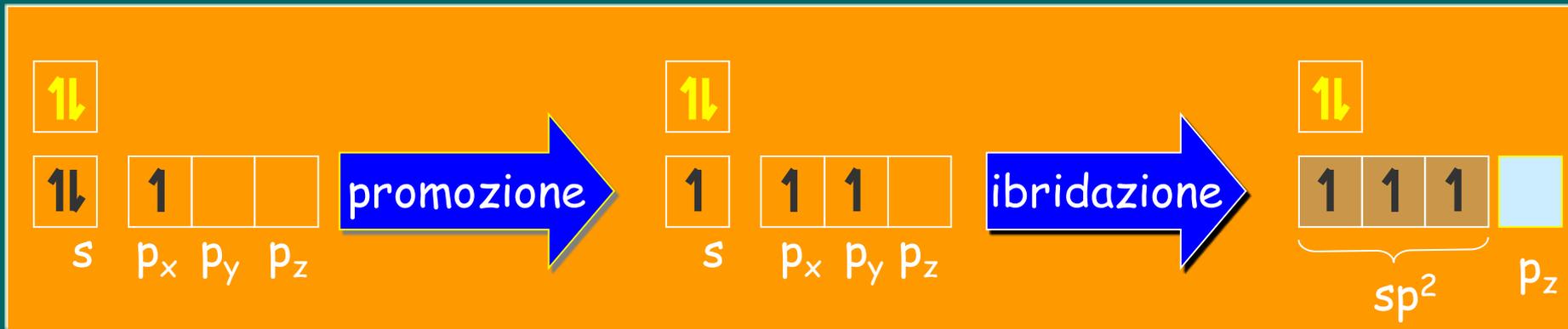


Triossido di dicloro

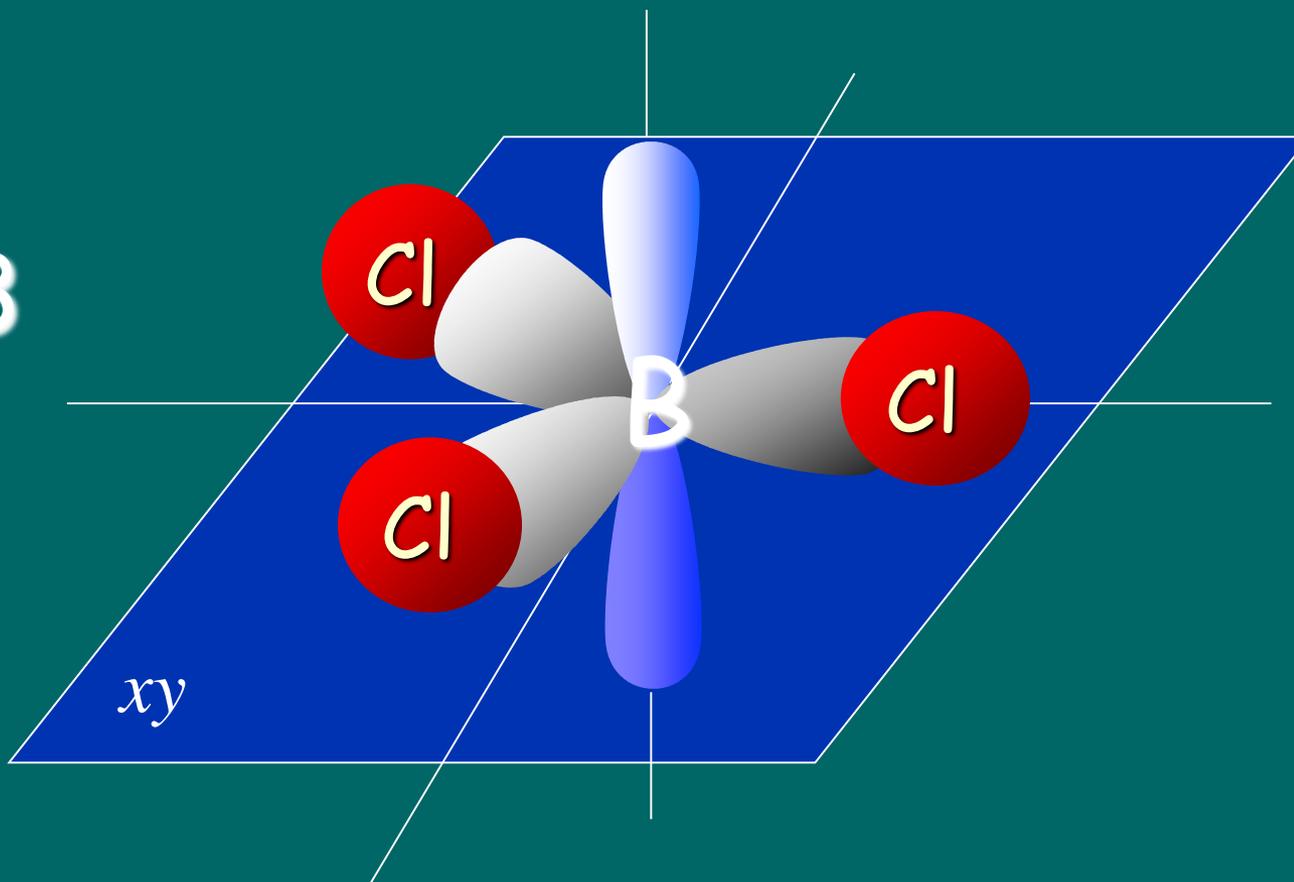
Il legame dativo si può anche stabilire fra due molecole. Le due molecole restano unite a formare un **complesso** (o anche composto di coordinazione). Consideriamo come esempio il caso del **trifluoruro di boro (BF<sub>3</sub>) e l'ammoniaca (NH<sub>3</sub>)**.



L'atomo di boro della molecola del BF<sub>3</sub> ha un orbitale vuoto, mentre l'atomo di azoto della molecola dell'ammoniaca ha una coppia di elettroni disponibile. L'atomo di azoto agisce da agente nucleofilo e l'atomo di boro da agente elettrofilo e la coppia di elettroni dell'atomo di azoto viene messa in comune tra i due atomi. Si forma il legame dativo e le due molecole restano unite nel **complesso trifluoruro di boro-ammoniaca**.



$\text{BF}_3$



$sp^2$

# Teoria VSEPR

Teoria che prevede la geometria delle molecole e si basa sulla repulsione tra i doppietti elettronici del guscio di valenza  
Valence Shell Electron Pair Repulsion

Secondo tale teoria le coppie di elettroni più esterne, avendo tutte la stessa carica negativa, tendono a respingersi le une con le altre e a disporsi il più possibile lontano



A = atomo centrale    X = atomi legati all'atomo centrale  
E = doppietti elettronici solitari

$m + n = 2$  molecola lineare  
 $m + n = 3$  molecola trigonale planare  
 $m + n = 4$  molecola tetraedrica  
 $m + n = 5$  bipiramide a base trigonale  
 $m + n = 6$  ottaedrica

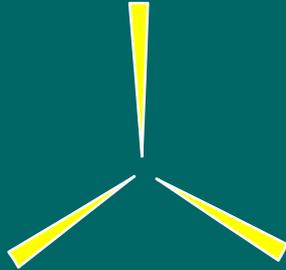
# tipi di ibridazione



$sp$

lineare

angolo di  $180^\circ$



$sp^2$

triangolare

angolo di  $120^\circ$

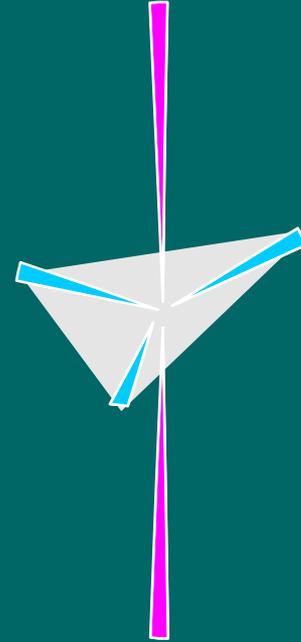


$sp^3$

tetraedrica

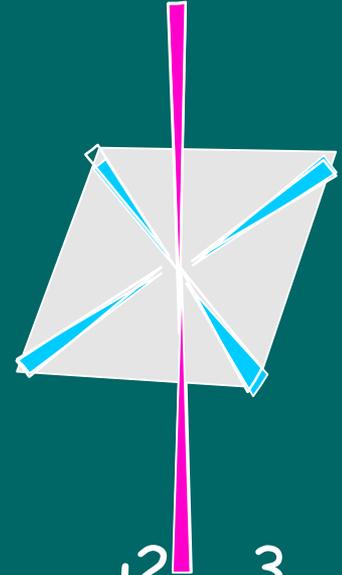
angolo di  $109,5^\circ$

$CH_4$



$Sp^3d$

bipiramide  
triangolare



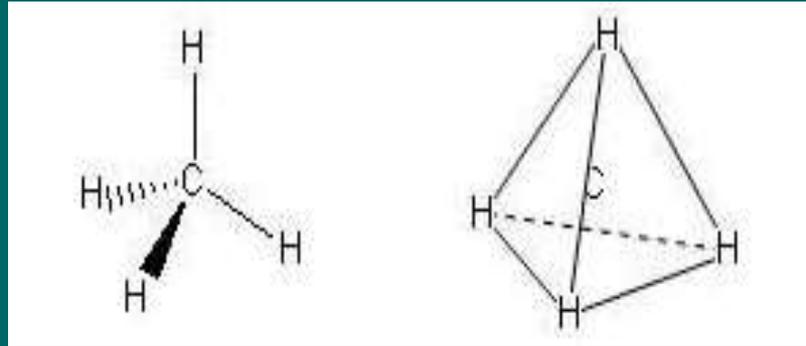
$d^2sp^3$

ottaedrica

emoglobina

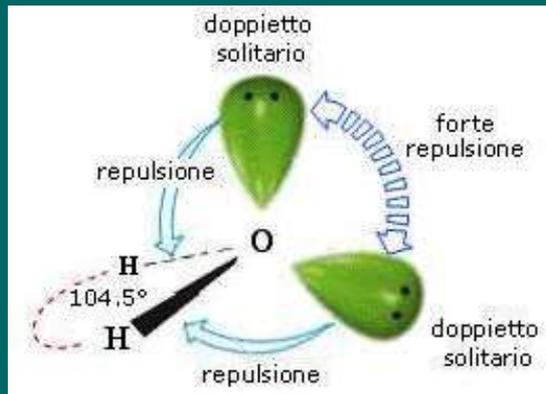
# La molecola assume la forma che consente la massima distanza

$AX_4$



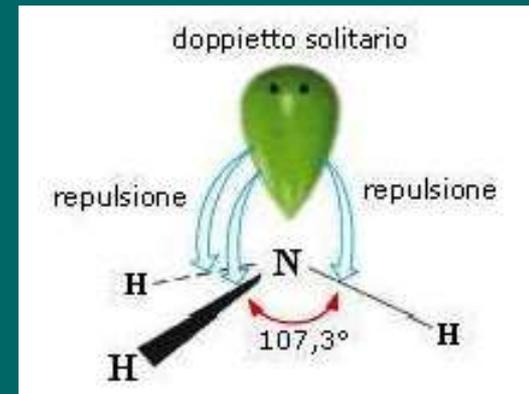
$AX_2E_2$

Con geometria angolata  
derivata da quella  
tetredrica



$AX_3E$

Con geometria piramidale  
derivata da quella  
tetredrica

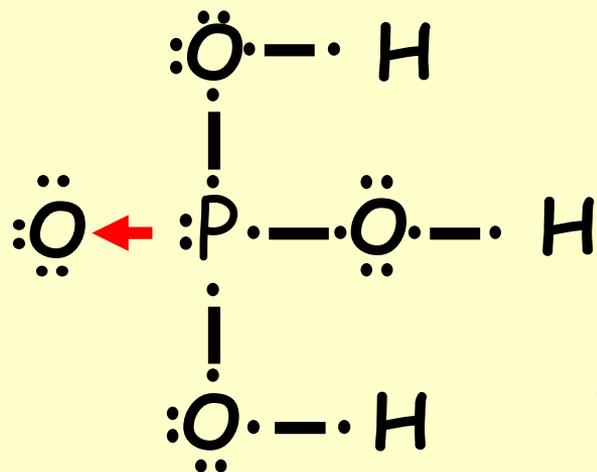


P

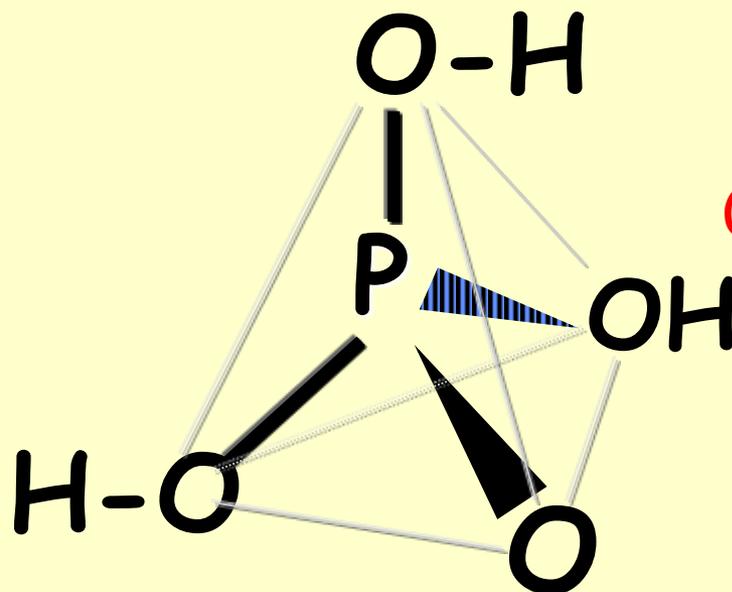


I

n	0	1	2	3
1	1↓			
2	1↓	1↓ 1↓ 1↓		
3	1↓	1 1 1		
4				
5				



$H_3PO_4$  Acido fosforico  
(formula di Lewis)

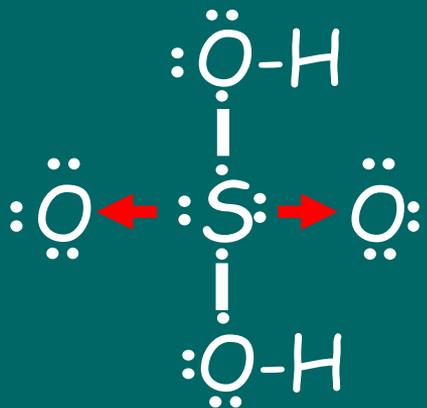


$AX_4$   
(VSPR)

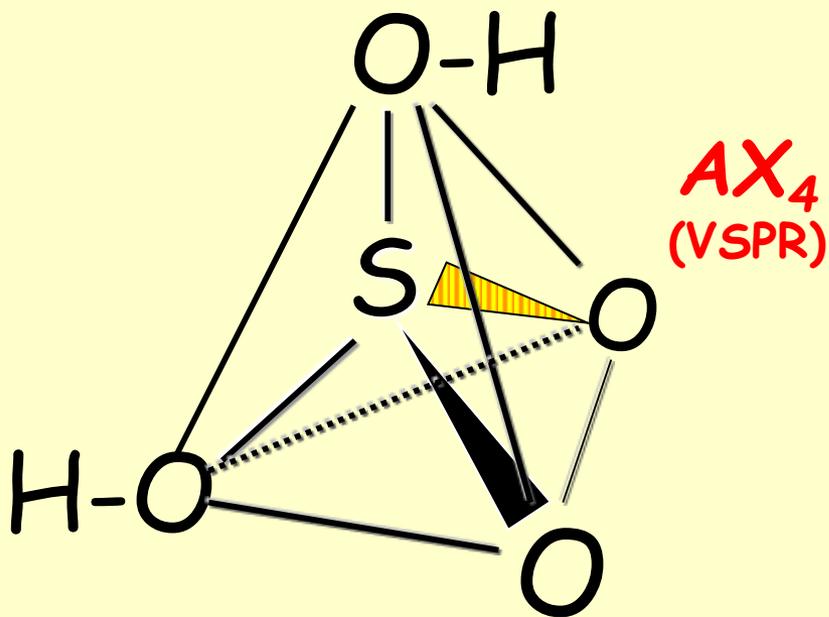
S

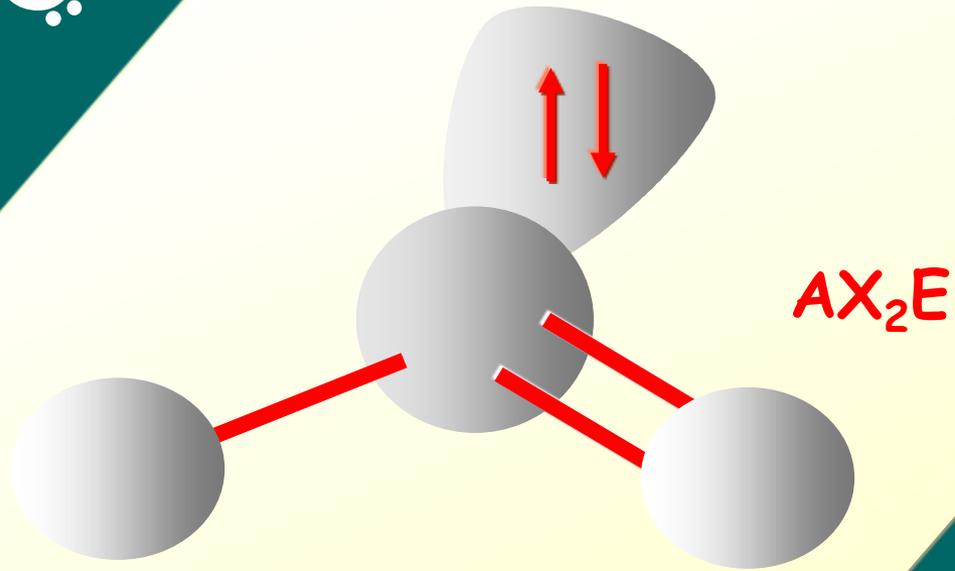
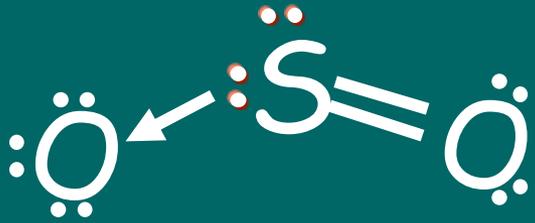
$1s^2, 2s^2p_x^6, 3s^2p_x^4$

n	0	1	2	3
1	↑↓			
2	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
3	↑↓	↑↓ ↑ ↑		
4				
5				

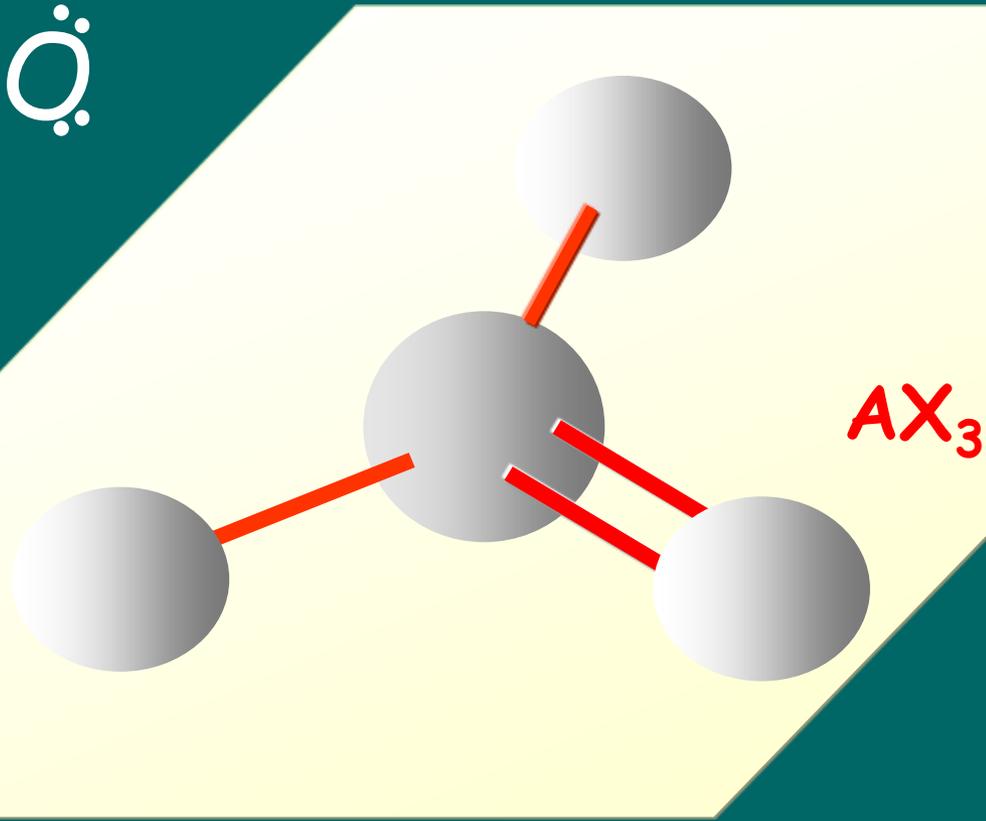
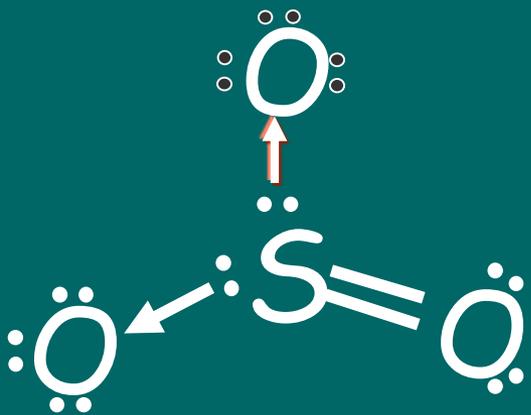


*$H_2SO_4$  Acido solforico  
(formula di Lewis)*



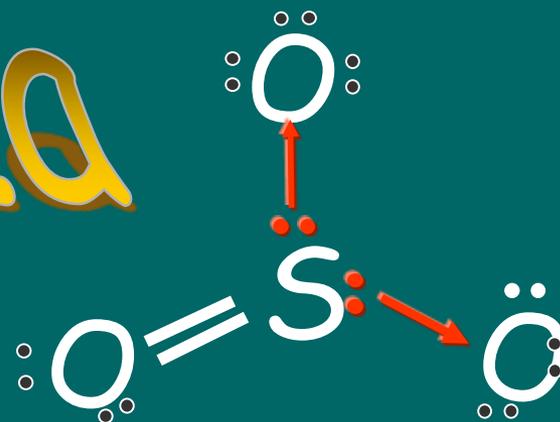
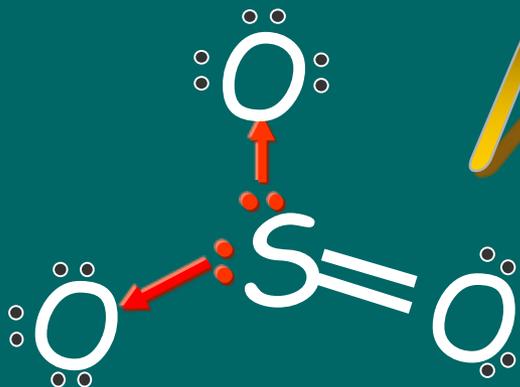


*biossido di zolfo o anidride solforosa*



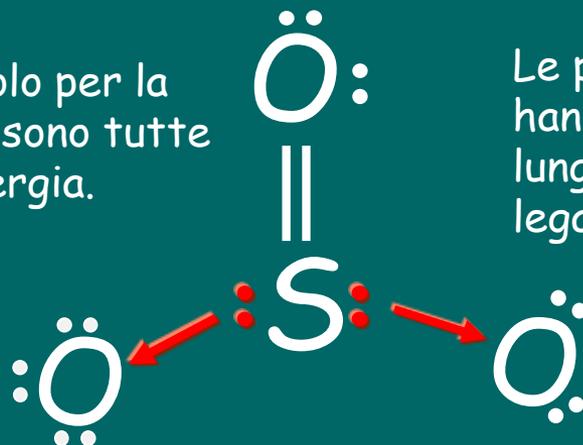
*triossido di zolfo o anidride solforica*

# RISONANZA

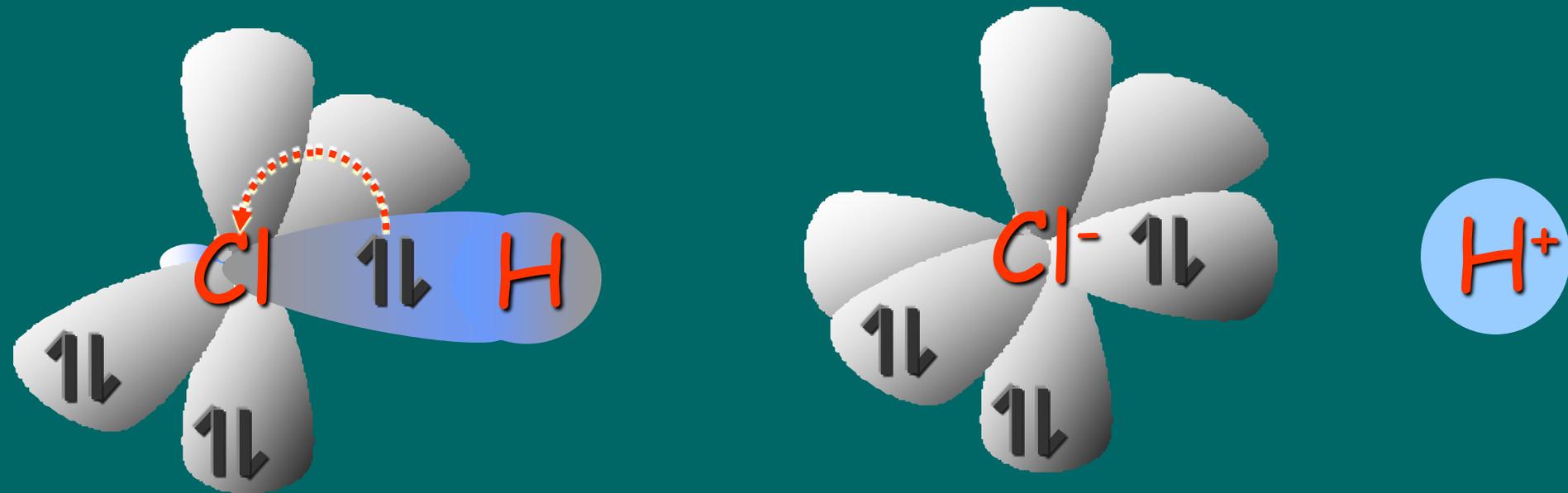


Le tre forme differiscono solo per la posizione del doppio legame, sono tutte valide ed hanno la stessa energia.

Le prove sperimentali dicono che i legami hanno tutti la stessa lunghezza: risultano lunghi di un doppio legame e più corti di un legame singolo.



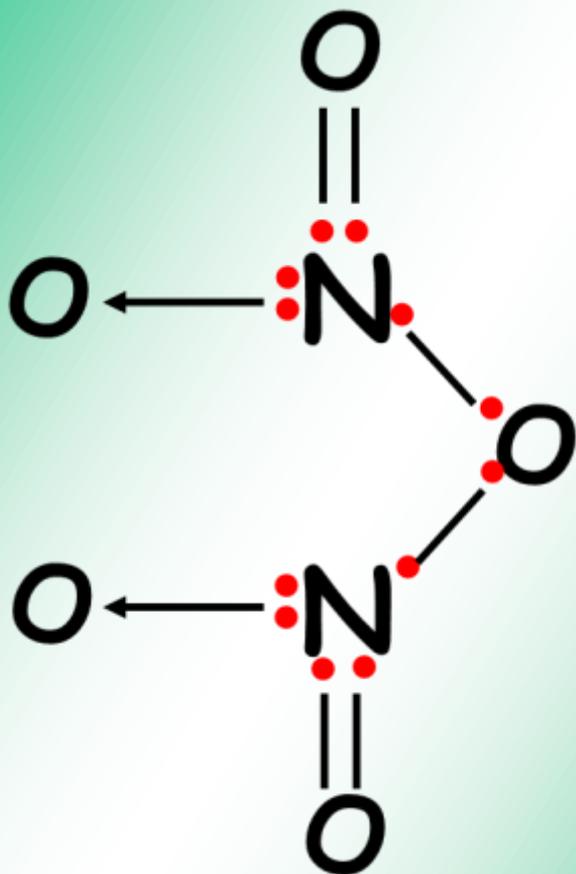
**IBRIDO DI RISONANZA: miscela di strutture**



*risonanza*

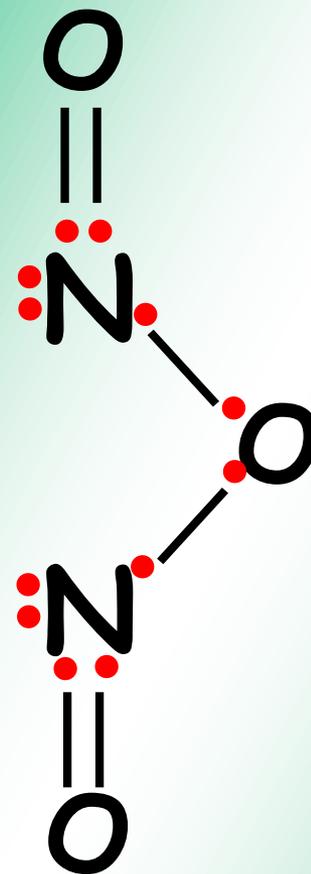


HCl risuona fra una forma limite covalente eteropolare e una forma limite ionica



**Pentossido di diazoto**

$\text{O}$   
anidride nitrica



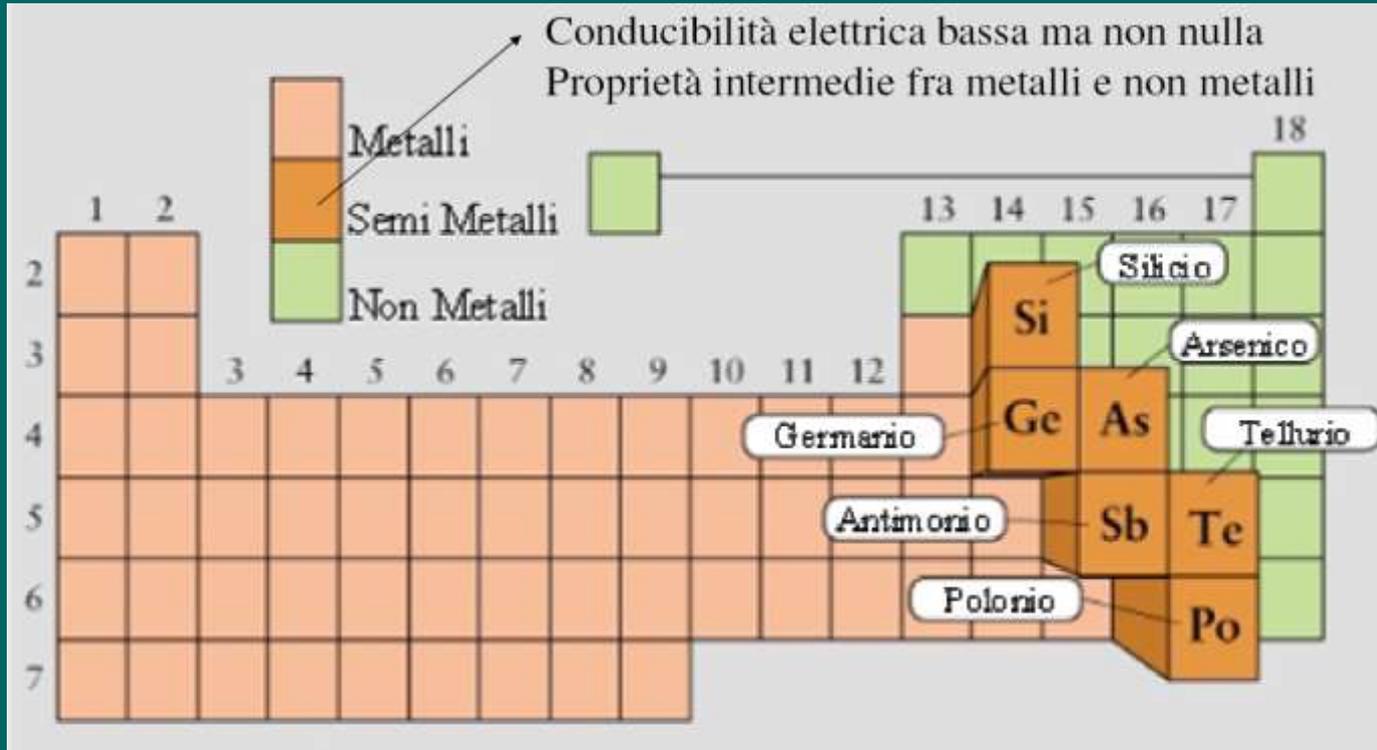
**Triossido di diazoto**

$\text{O}$   
anidride nitrosa

LEGAME METALLICO

Circa i quattro quinti di tutti gli elementi sono metalli, (sono tutti solidi tranne il **mercurio: Hg**).

I metalli hanno bassa **energia di ionizzazione** e bassa elettronegatività.

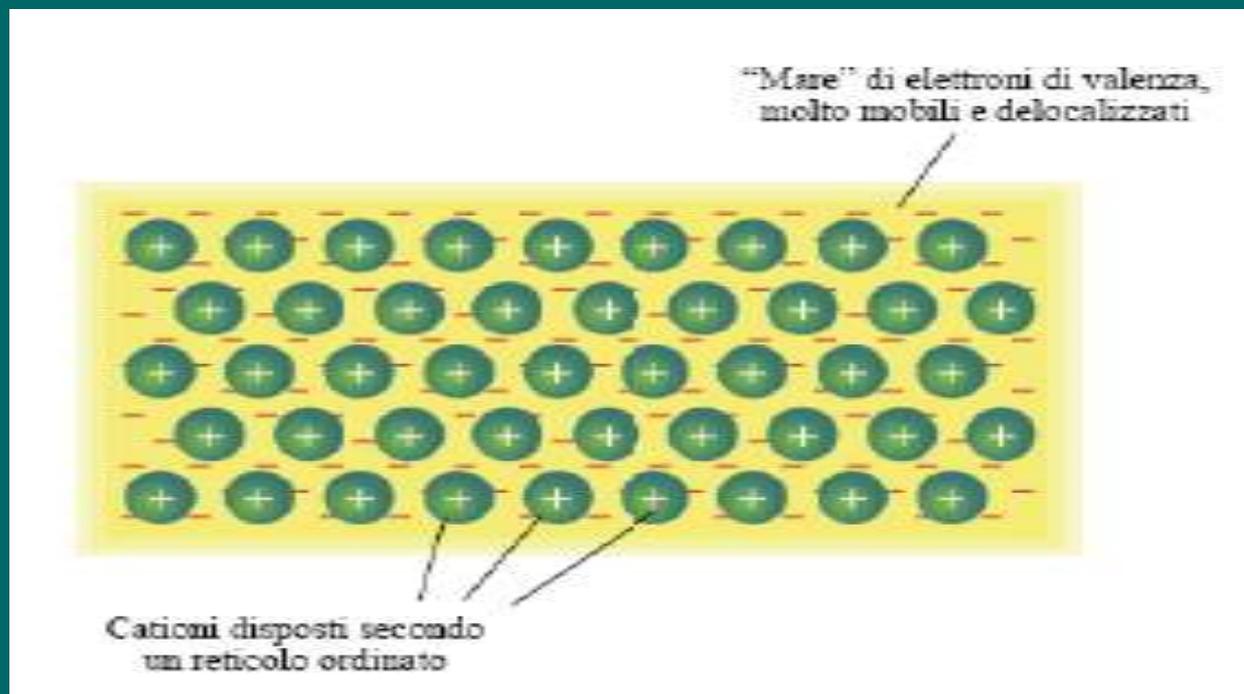


Gli elettroni esterni sono attratti debolmente dai rispettivi nuclei e se ne separano facilmente

Ciò avviene anche quando il metallo si trova allo stato solido

- ➔ Nei metalli, **le posizioni** (o **nodi**, occupati dalle particelle) del **reticolo cristallino sono occupate dagli ioni positivi del metallo**
- ➔ Gli elettroni esterni non rimangono vincolati ognuno al proprio atomo ma sono liberi di muoversi per tutto il solido, tenendo insieme in questo modo il solido stesso
- ➔ Gli elettroni esterni sono **delocalizzati**, cioè non appartengono ad un atomo specifico, e nemmeno sono condivisi fra una coppia specifica di atomi, ma possono trovarsi in qualsiasi zona all'interno del metallo

Struttura del metallo come reticolo cristallino con i nodi occupati dagli ioni positivi, immersi in una nube elettronica formata da tutti gli elettroni esterni.



Modello semplificato di un reticolo cristallino concepito come un insieme di ioni positivi immersi in un “mare di elettroni”

(Legami deboli)  
**FORZE INTERMOLECOLARI**

# LEGAMI CHIMICI



Legami FORTI

( $E = 5-150 \text{ Kcal//mol}$ )

COVALENTE

IONICO

Metallico

Legami DEBOLI

( $E < 10 \text{ Kcal//mol}$ )

a idrogeno

legami dipolari

# LEGAMI FORTI

Forza

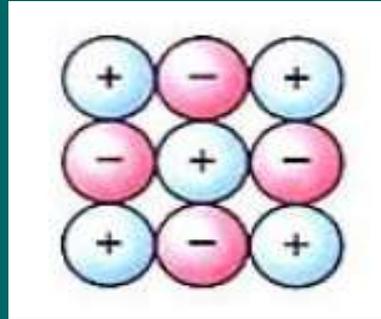
Modello

Base attrazione

Esempio

Forze di legame

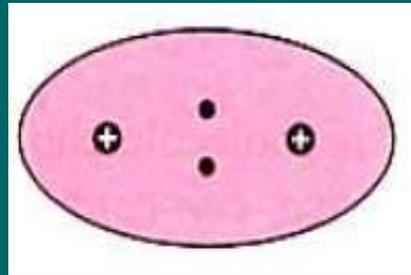
Forze di  
legame ionico



catione-anione

NaCl

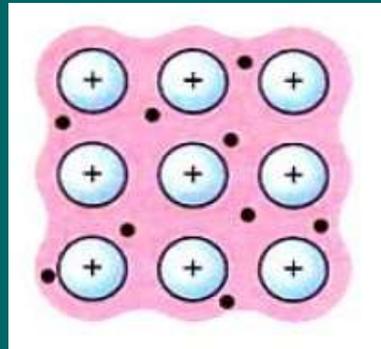
Forze di  
legame covalente



nuclei-coppia di  
 $e^-$  condivisa

H-H

Forze di  
legame metallico



cationi-elettroni  
delocalizzati

Fe

# LEGAMI DEBOLI

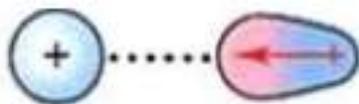
Forza

Modello

Base attrazione

Esempio

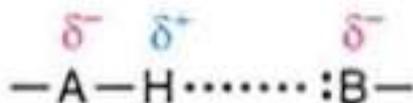
Ione - dipolo



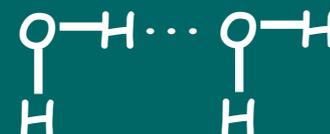
carica ione-carica  
dipolo



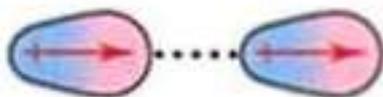
Legame idrogeno



Legame polare con  
carica H-dipolo  
(N, O, F)



Dipolo - dipolo



cariche dipoli



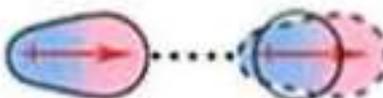
Ione - dipolo  
indotto



carica ione-nuvola  
elettronica  
polarizzabile



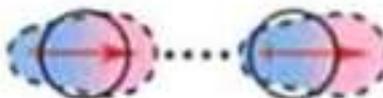
Dipolo - dipolo  
indotto



carica dipolo-nuvola  
elettronica  
polarizzabile



Forze di  
dispersione  
(forze di London)



nuvole elettroniche  
polarizzabili



# Interazioni INTRA/INTERMOLECOLARI

forze intramolecolari: Interazioni che tengono insieme gli atomi per formare le molecole.

forze intermolecolari: Interazioni responsabili delle forze fra le molecole:

➤ Legame a idrogeno

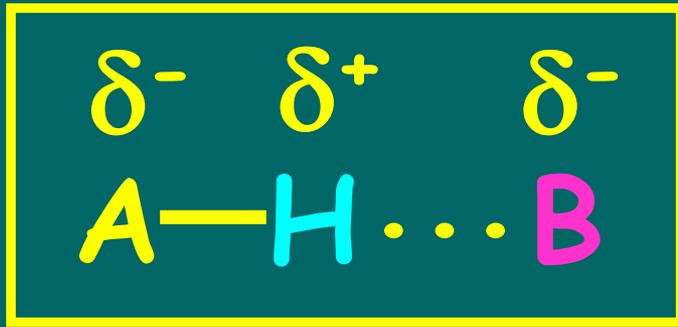
➤ Legami dipolari:

- Interazione ione-dipolo

- Interazione di Van der Waals

Dipolo permanente-dipolo permanente  
Dipolo permanente-dipolo indotto  
Dipolo istantaneo-dipolo indotto  
(forze di dispersione o di London)

# LEGAME ad IDROGENO



Il legame a idrogeno si indica con una linea tratteggiata per indicare che si tratta di una forza interatomica più debole di un legame covalente: 5 - 40 kJ/mol rispetto ad esempio dei 436 kJ/mol del legame O-H

E' un'interazione elettrostatica che si verifica nelle molecole che possiedono un atomo di H legato ad un atomo A molto elettronegativo e piccolo (F, N, O, Cl) con un secondo atomo B anche esso fortemente elettronegativo

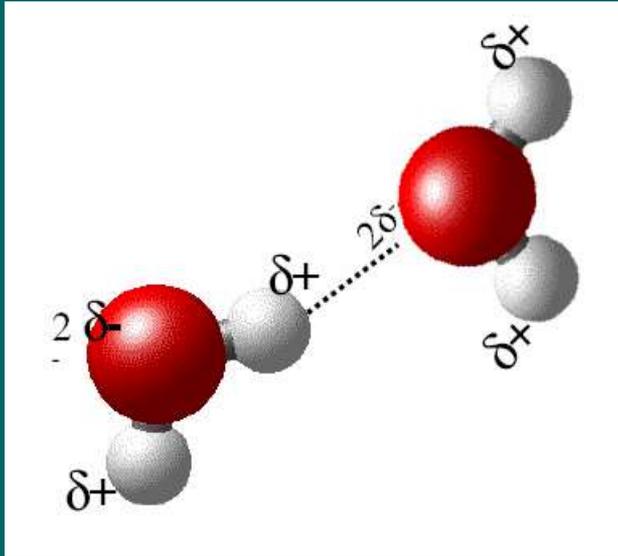
A, B: atomi piccoli e molto elettronegativo

A e B  $\longrightarrow$  stessa molecola  $\Rightarrow$  Legame H INTRAMOLECOLARE

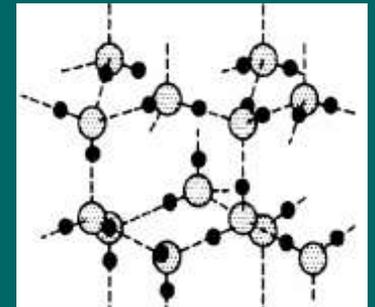
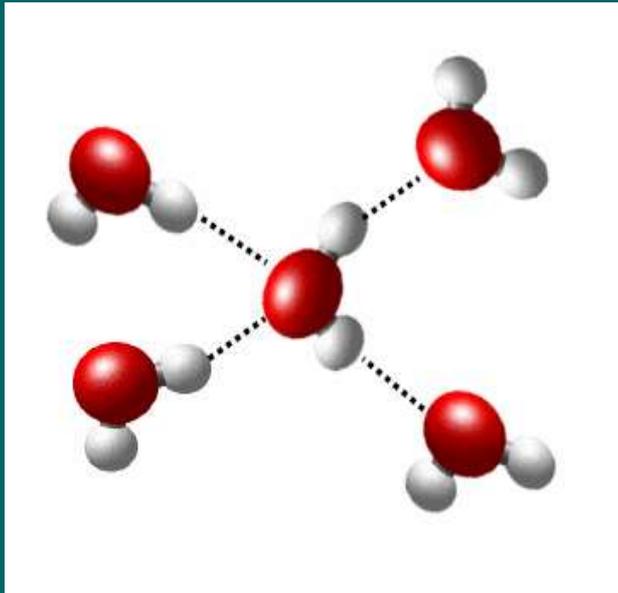
A e B  $\longrightarrow$  molecole diverse  $\Rightarrow$  Legame H INTERMOLECOLARE

# LEGAME ad IDROGENO

nell'  
 $H_2O$

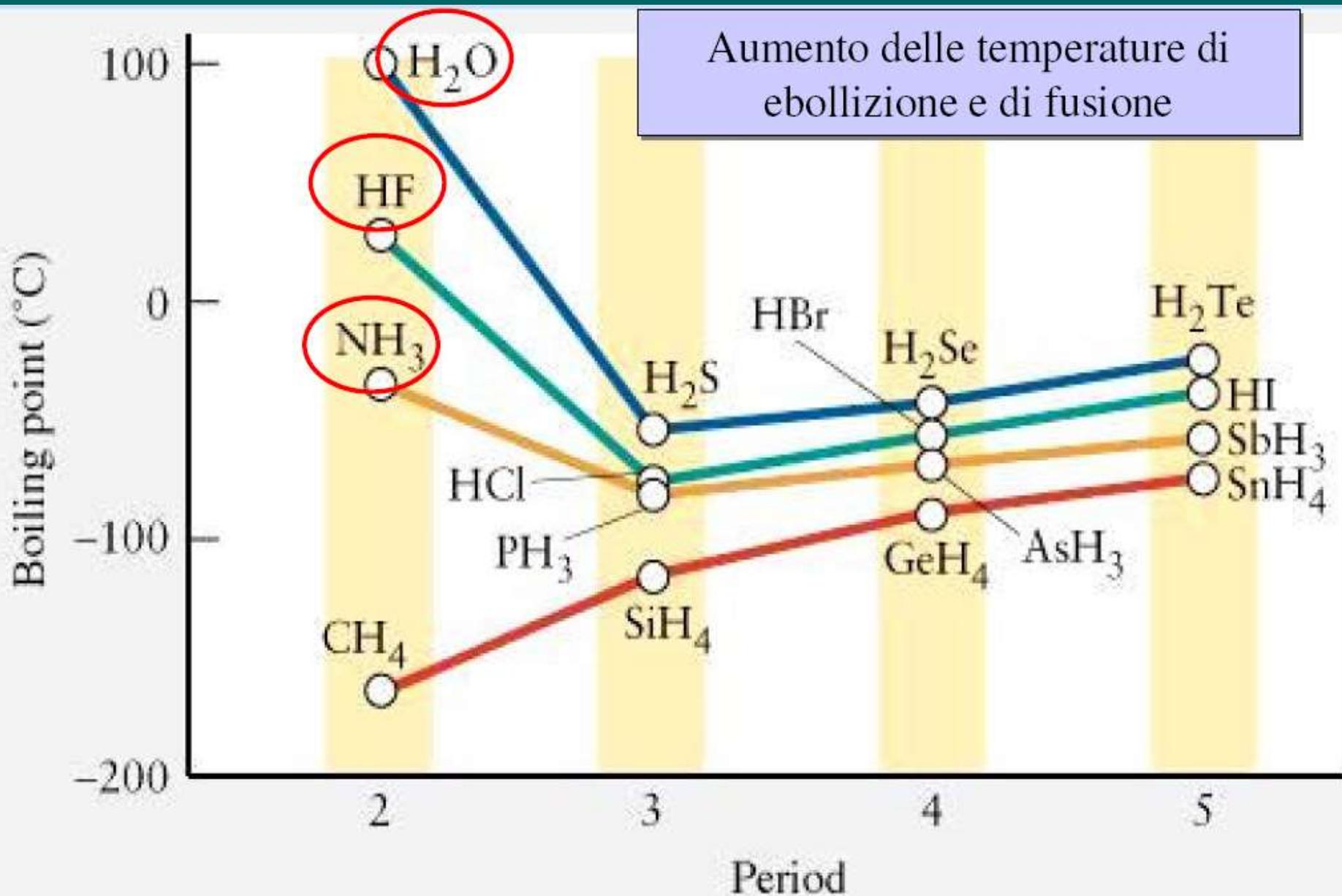


nel  
ghiaccio



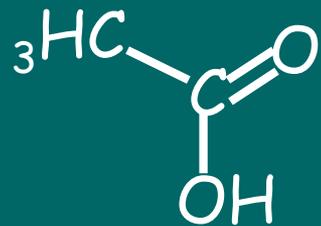
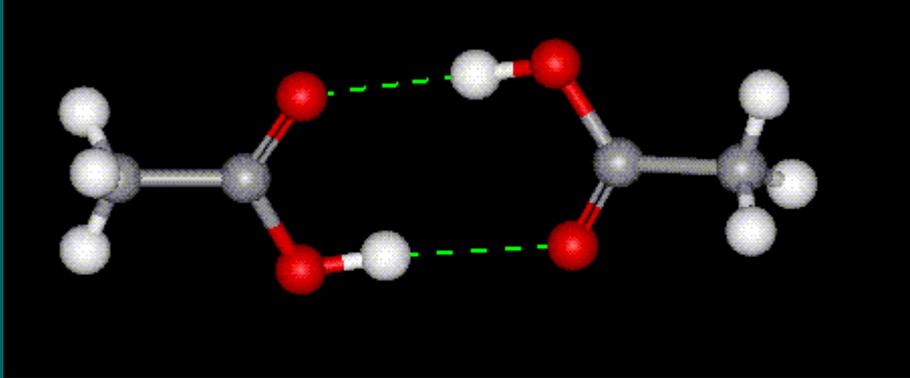
anello esagonale dei cristalli di ghiaccio che spiega l'anomala diminuzione di densità (aumento di  $V$ ) dell' $H_2O$  nel passaggio stato liquido-solido

# LEGAME ad IDROGENO



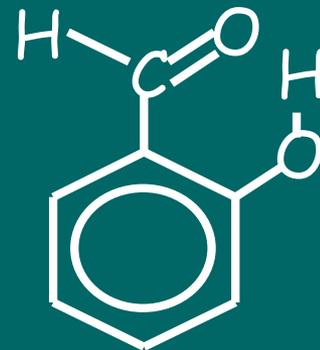
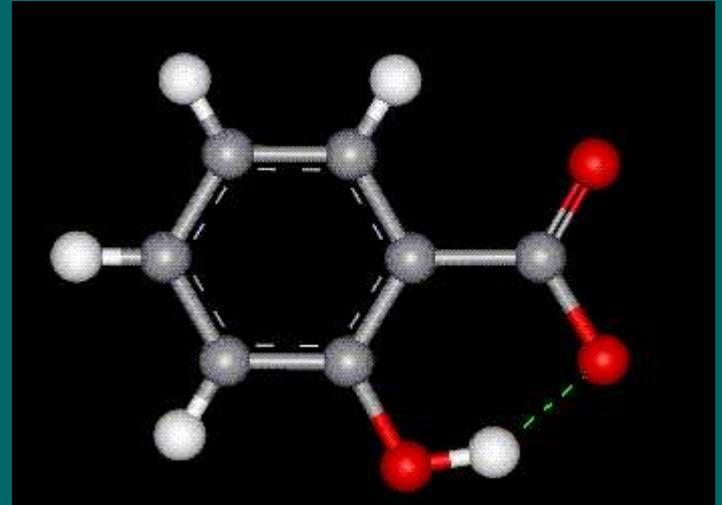
# LEGAME a IDROGENO

Legame H  
INTERMOLECOLARE



Acido acetico

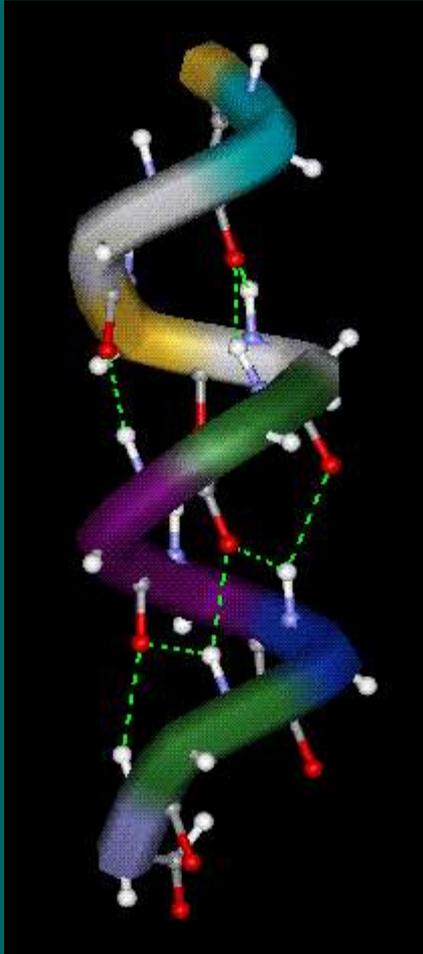
Legame H  
INTRAMOLECOLARE



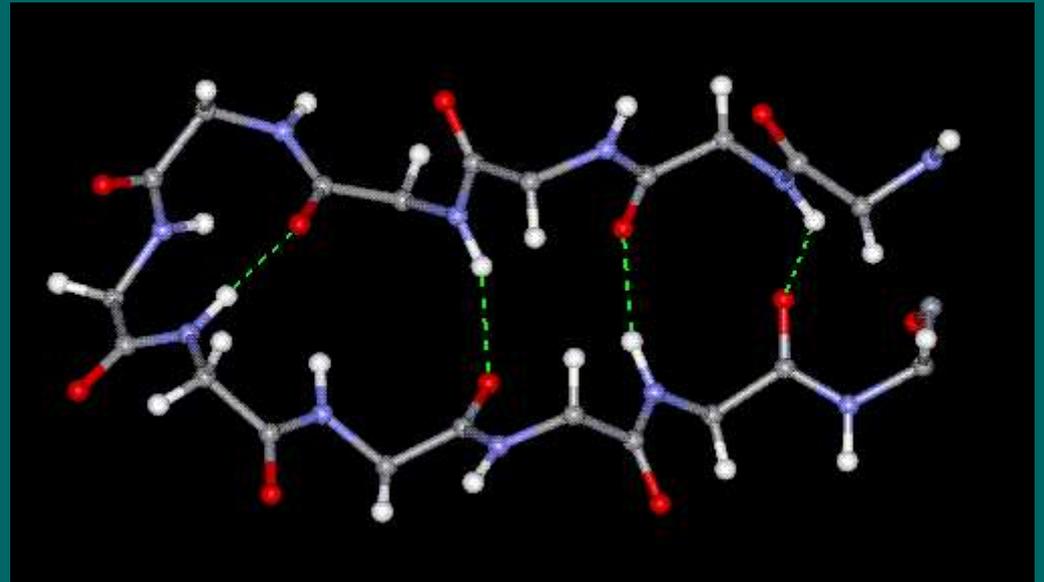
o-idrossibenzaldeide

# LEGAME a IDROGENO

nelle PROTEINE



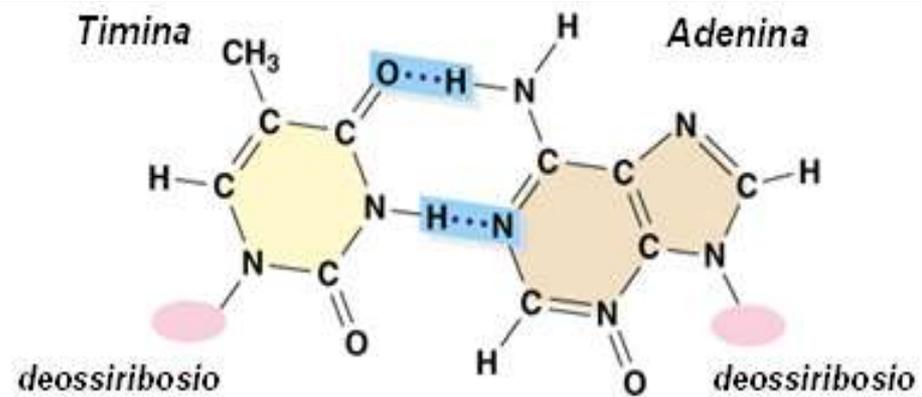
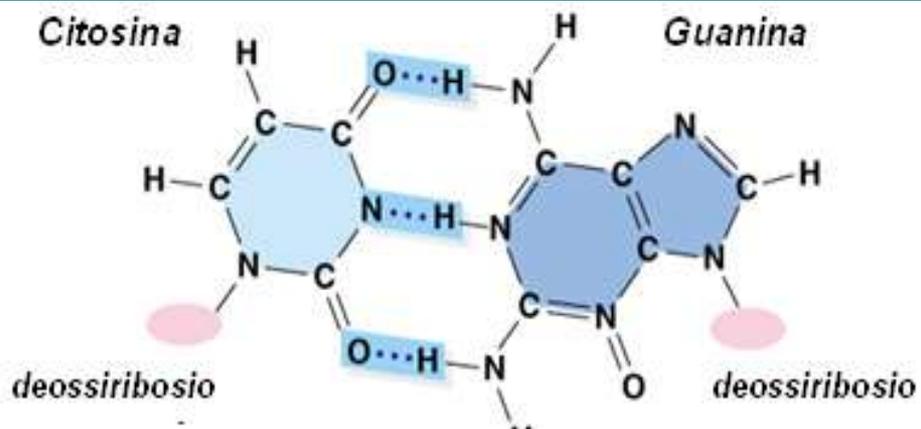
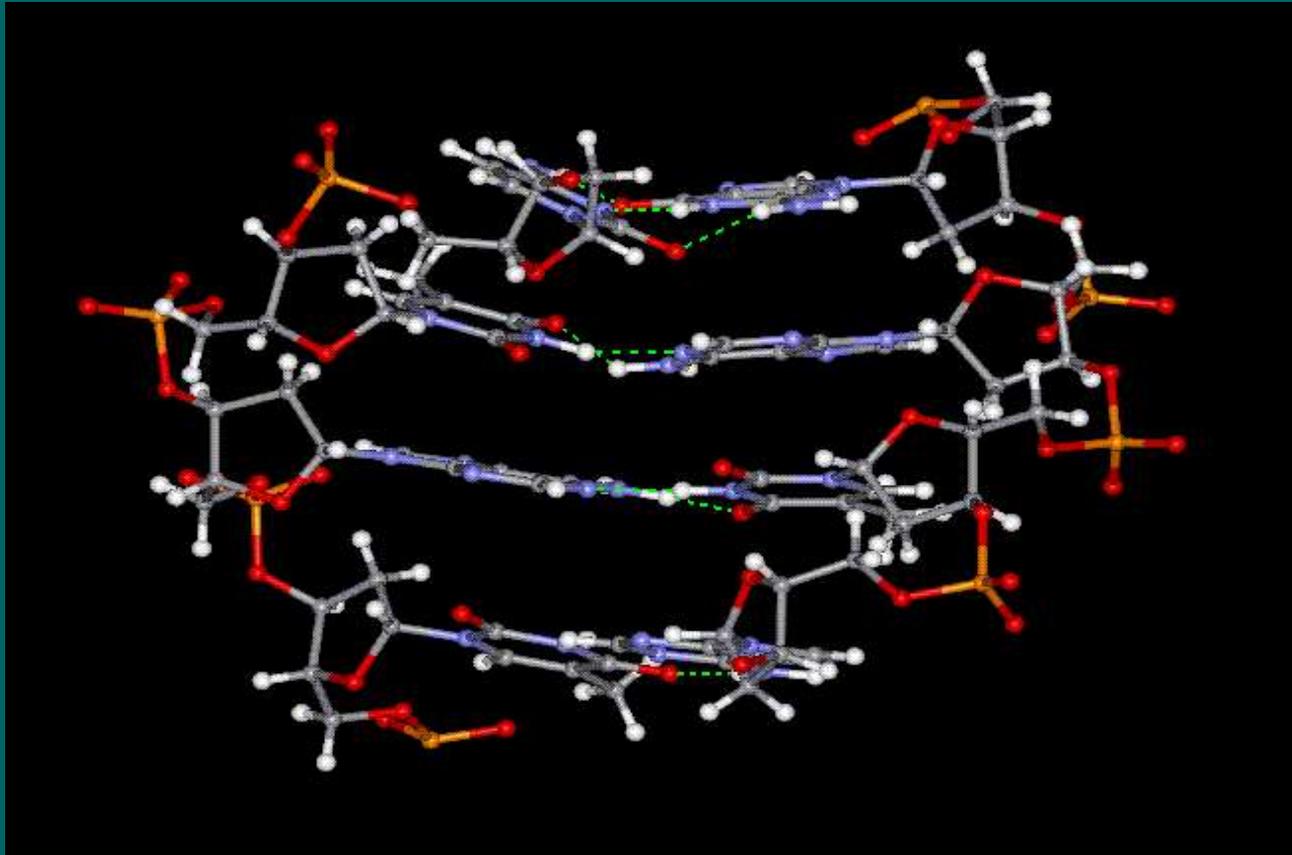
Legami H  
in una  $\alpha$ -elica



Legami H  
in un foglietto  $\beta$

# LEGAME α IDROGENO

DNA



# Interazioni DIPOLARI

## Legami dipolari

```
graph TD; A[Legami dipolari] --> B[Interazioni IONE-DIPOLO]; A --> C[Interazioni di Van der Waals];
```

Interazioni  
**IONE-DIPOLO**

Interazioni  
di Van der Waals

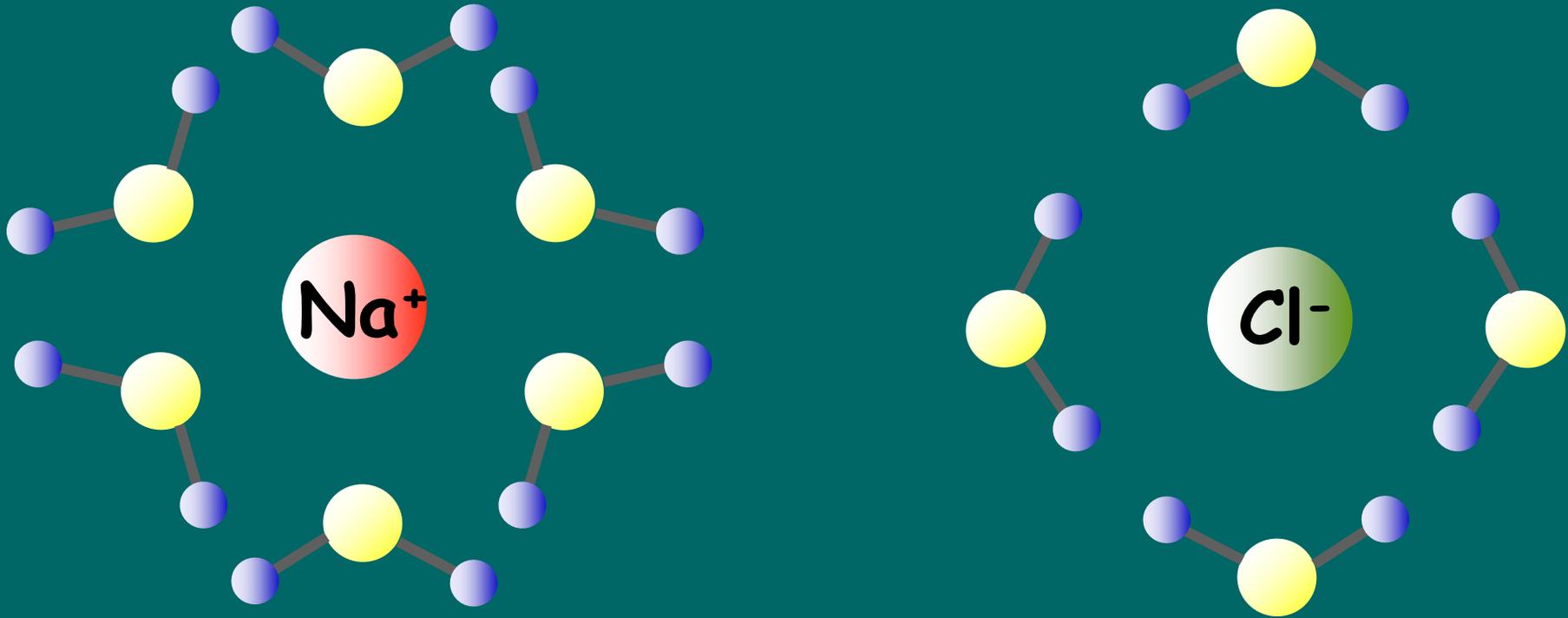
Dipolo permanente-dipolo permanente

Dipolo permanente-dipolo indotto

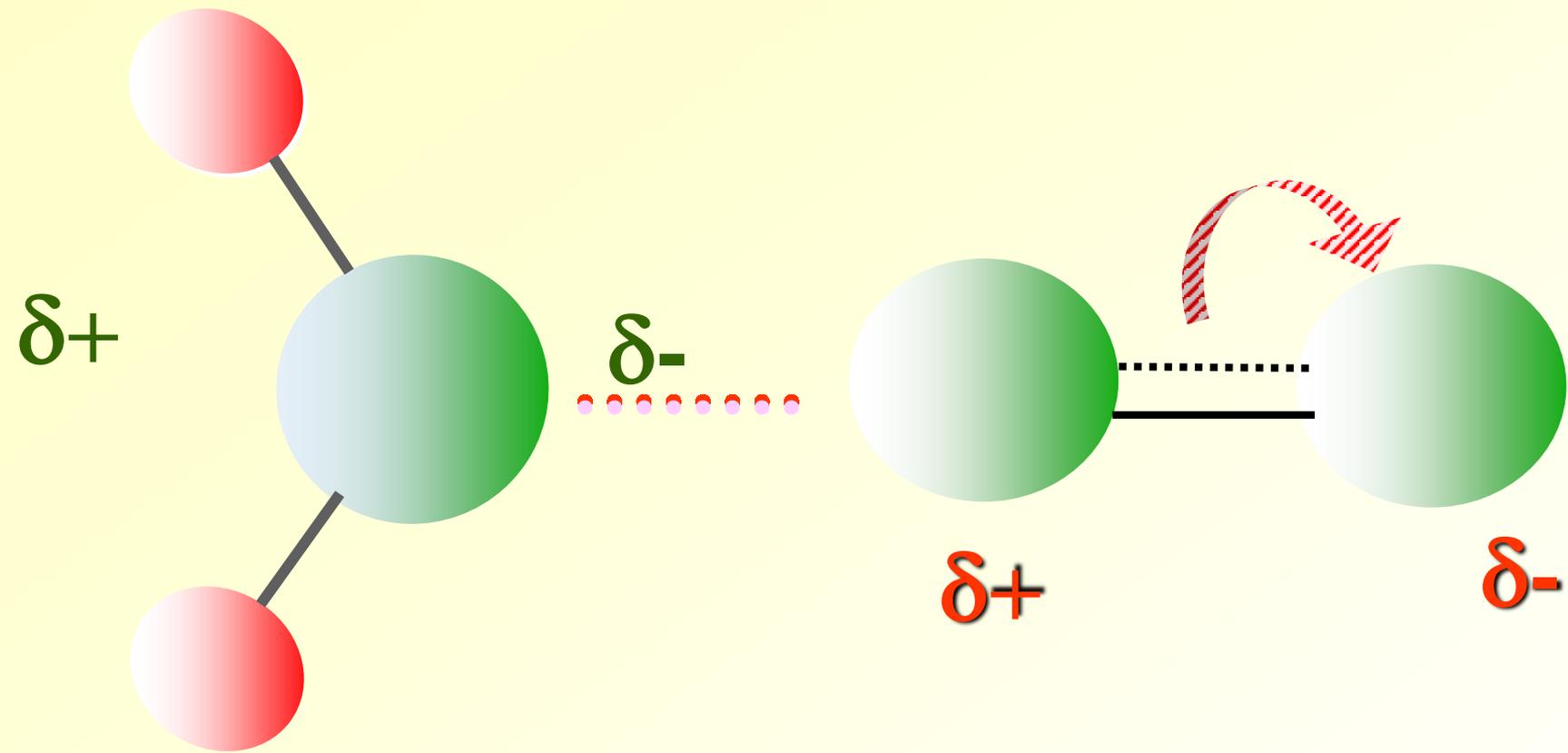
Dipolo istantaneo-dipolo indotto  
(forze di dispersione o di  
London)

# Interazioni IONE-DIPOLO

L'attrazione elettrostatica si stabilisce fra la carica propria dello ione e il dipolo delle molecole circostanti



Soluzione acquosa di  $\text{NaCl}$   
esempio di legame ione-dipolo



## **Soluzione acquosa di ossigeno** **esempio di legame dipolo permanente - dipolo** **indotto**

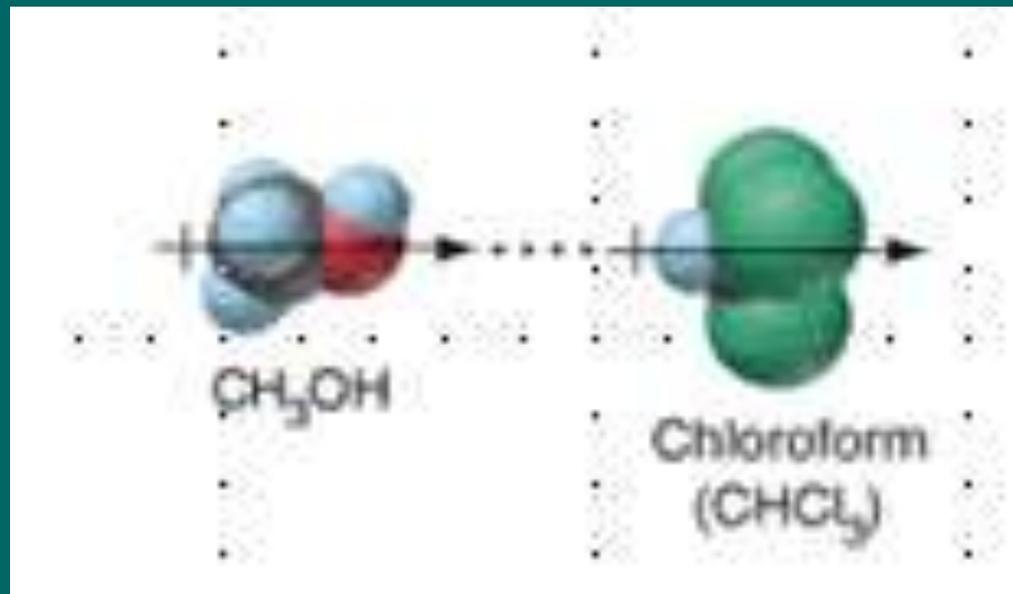
La presenza di un dipolo permanente induce in una molecola non polare una separazione di carica in modo da stabilire un'interazione elettrostatica

# Interazioni di Van der Waals

Sono forze di attrazione a *corto raggio* di natura elettrostatica che si instaurano tra molecole in fase gas, liquida o solida

## Interazioni **DIPOLO-DIPOLO**

Si verificano tra molecole POLARI, ovvero quelle che possiedono un momento dipolare totale non nullo

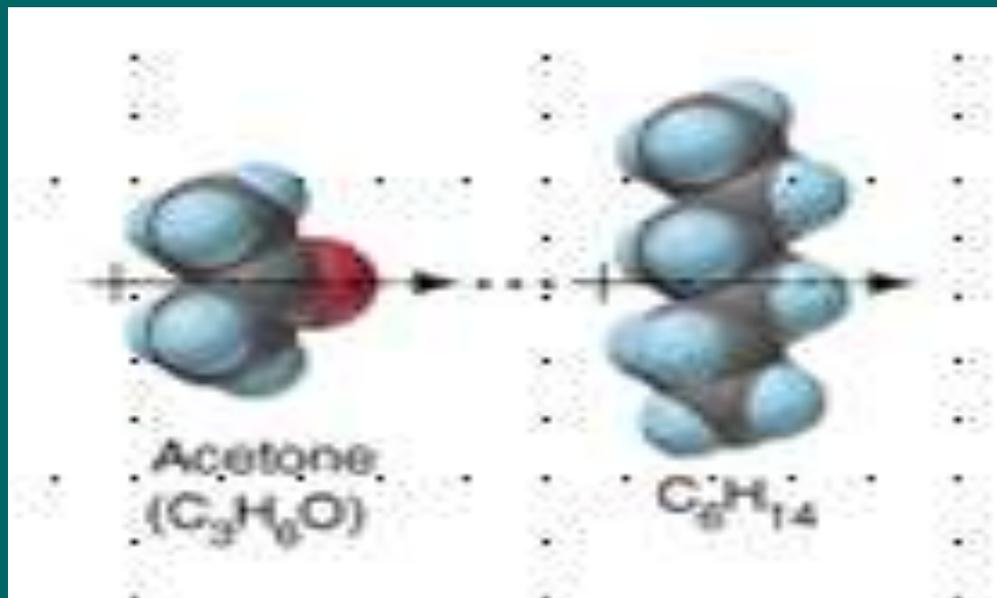


# Interazioni di Van der Waals

## Interazioni DIPOLO-DIPOLO indotto

Si verificano tra molecole POLARI e molecole APOLARI

**DIPOLO indotto**= se si avvicina una specie carica, come uno ione o un dipolo, a una molecola apolare questa si polarizza



# Interazioni di Van der Waals

Interazioni dipolo istantaneo-dipolo indotto  
Si verificano tra molecole APOLARI

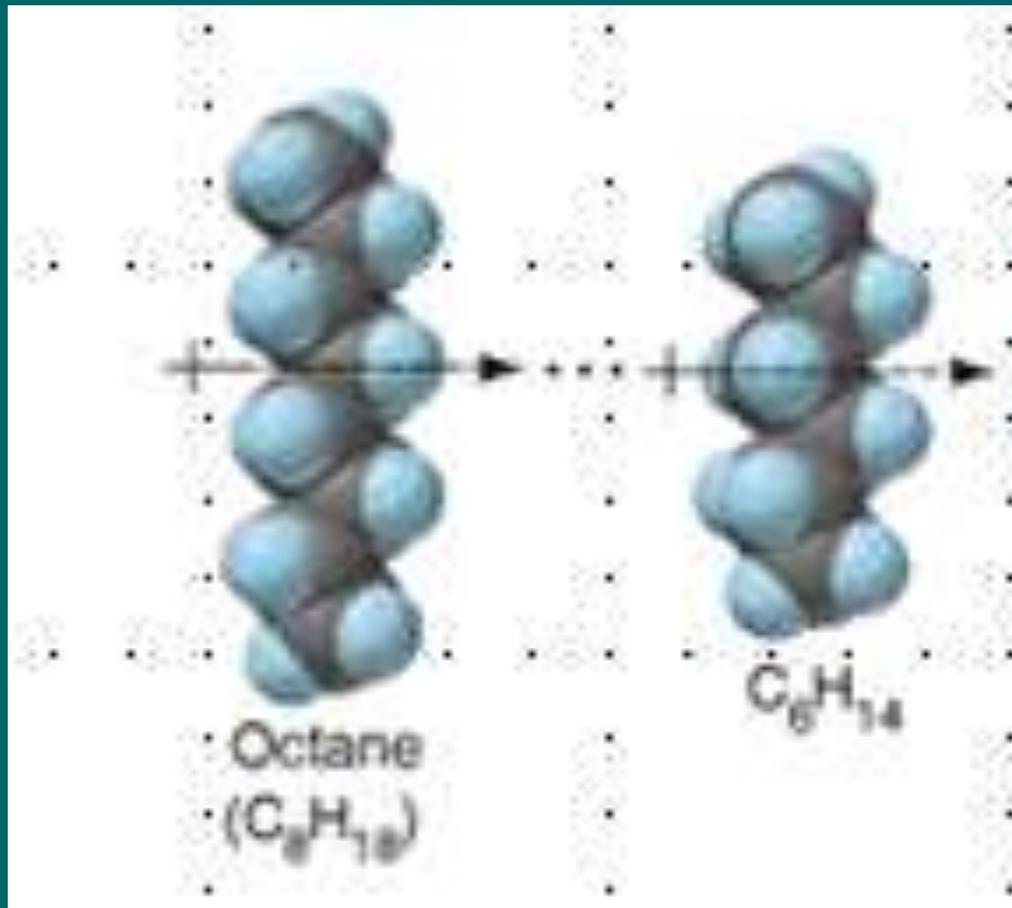
Se si considera la *media nel tempo*, la nuvola elettronica di un atomo è perfettamente simmetrica, ma *in un dato istante* può addensarsi maggiormente da un lato e *in un istante immediatamente successivo* può spostarsi all'altra estremità.

Ciò determina la comparsa di un momento di dipolo elettrico istantaneo variabile nel tempo e mediamente nullo.

Ciascun dipolo istantaneo genera un campo elettrico che polarizza le particelle circostanti, creando dei "dipoli indotti" variabili continuamente. Tra il dipolo "induttore" e il dipolo "indotto" nascono così forze di attrazione

# Interazioni di Van der Waals

Interazioni dipolo istantaneo-dipolo indotto  
(forze di dispersione o di London)



# Interazioni di Van der Waals

## Interazioni dipolo istantaneo-dipolo indotto (forze di dispersione o di London)

L'intensità delle forze di London dipendono dalla facilità con cui la nuvola elettronica di un atomo o di una molecola può venire distorta, (*polarizzata*) dal dipolo istantaneo di un atomo o molecola adiacente.

Più alta è la polarizzabilità dell'atomo o della molecola, più le forze di dispersione sono elevate.

In genere atomi e molecole GRANDI sono più facilmente polarizzabili di atomi e molecole di piccole dimensioni

1. Il legame di coordinazione o dativo è un legame:

A ionico

B a idrogeno

C covalente

D dipolo-dipolo

E doppio

2. Un composto ionico si dissocia se sciolto in un solvente:

- A molto volatile
- B polare
- C poco volatile
- D apolare
- E organico con bassa costante dielettrica

3. Indicare in quale delle seguenti sostanze il legame è dovuto principalmente a forze elettrostatiche:

A sodio

B cloruro di sodio

C acido cloridrico

D diamante

E metano

5. Quando due atomi si legano, per energia di legame si intende:

- A l'energia acquistata dagli atomi per la formazione del legame
- B** l'energia perduta dagli atomi per la formazione del legame
- C l'energia donata da un atomo all'altro nella formazione del legame
- D la somma del contenuto energetico di ciascun elettrone coinvolto nel legame
- E l'energia di attivazione

6. Il legame è ionico nel composto di formula:

A  $\text{CH}_3\text{COOH}$

**B**  $\text{KCl}$

C  $\text{CO}_2$

D  $\text{NH}_3$

E  $\text{H}_2\text{O}$

7. Un legame covalente polare si può formare fra:

- A due elementi di diversa elettronegatività
- B due ioni di segno opposto
- C un atomo di potassio e uno di sodio
- D due atomi uguali
- E un atomo di cloro e uno di sodio

## 8. Quale è la definizione corretta di molecola?

- A L'atomo più piccolo e caratteristico di un elemento.
- B La più piccola quantità di un elemento di cui mantiene le caratteristiche fisiche.
- C** La più piccola quantità di un composto di cui mantiene le caratteristiche chimiche e fisiche
- D La più piccola quantità di un elemento di cui mantiene le caratteristiche chimiche
- E La più piccola quantità di un elemento allo stato solido

9. Il legame tra l'ossigeno e l'idrogeno in una molecola di acqua è:

A ionico

B a idrogeno

C dativo

D covalente

E di coordinazione

10. Quale fra le seguenti molecole non è polare:

A  $\text{NH}_3$

B  $\text{H}_2\text{O}$

C  $\text{HCl}$

D  $\text{CO}_2$

E  $\text{CH}_3\text{OH}$

11. Il legame chimico presente tra due atomi di carbonio appartenenti ad una catena idrocarburica satura è:

A ionico

B covalente

C dativo

D metallico

E sempre polarizzato

12. Una delle seguenti caratteristiche è comune allo ione ammonio e al tetracloruro di carbonio:

- A la carica elettrica
- B** la struttura spaziale
- C le spiccate proprietà basiche
- D le spiccate proprietà acide
- E l'energia di legame tra gli atomi costituenti le rispettive molecole

13. Una delle seguenti caratteristiche è comune allo ione ammonio e al tetracloruro di carbonio:

- A la carica elettrica
- B** la struttura spaziale
- C le spiccate proprietà basiche
- D le spiccate proprietà acide
- E l'energia di legame tra gli atomi costituenti le rispettive molecole

14. Nella molecola di  $\text{H}_2\text{O}$  l'angolo H-O è pari a:

A  $90^\circ$

B  $180^\circ$

**C**  $109,5^\circ$

D  $45^\circ$

E  $104,5^\circ$

## 15. Il legame a idrogeno:

- A è un legame forte
- B** è presente nell'acqua allo stato solido e a quello liquido
- C è un legame covalente debole
- D è presente nel cicloesano
- E si stabilisce fra molecole polari

16. Per doppio legame si intende:

- A un legame covalente fra tre molecole
- B un legame fra ioni monovalenti
- C un legame tra ioni bivalenti
- D un legame derivante dalla compartecipazione di due coppie di elettroni**
- E un legame tra due atomi