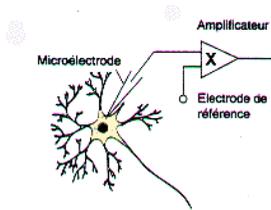


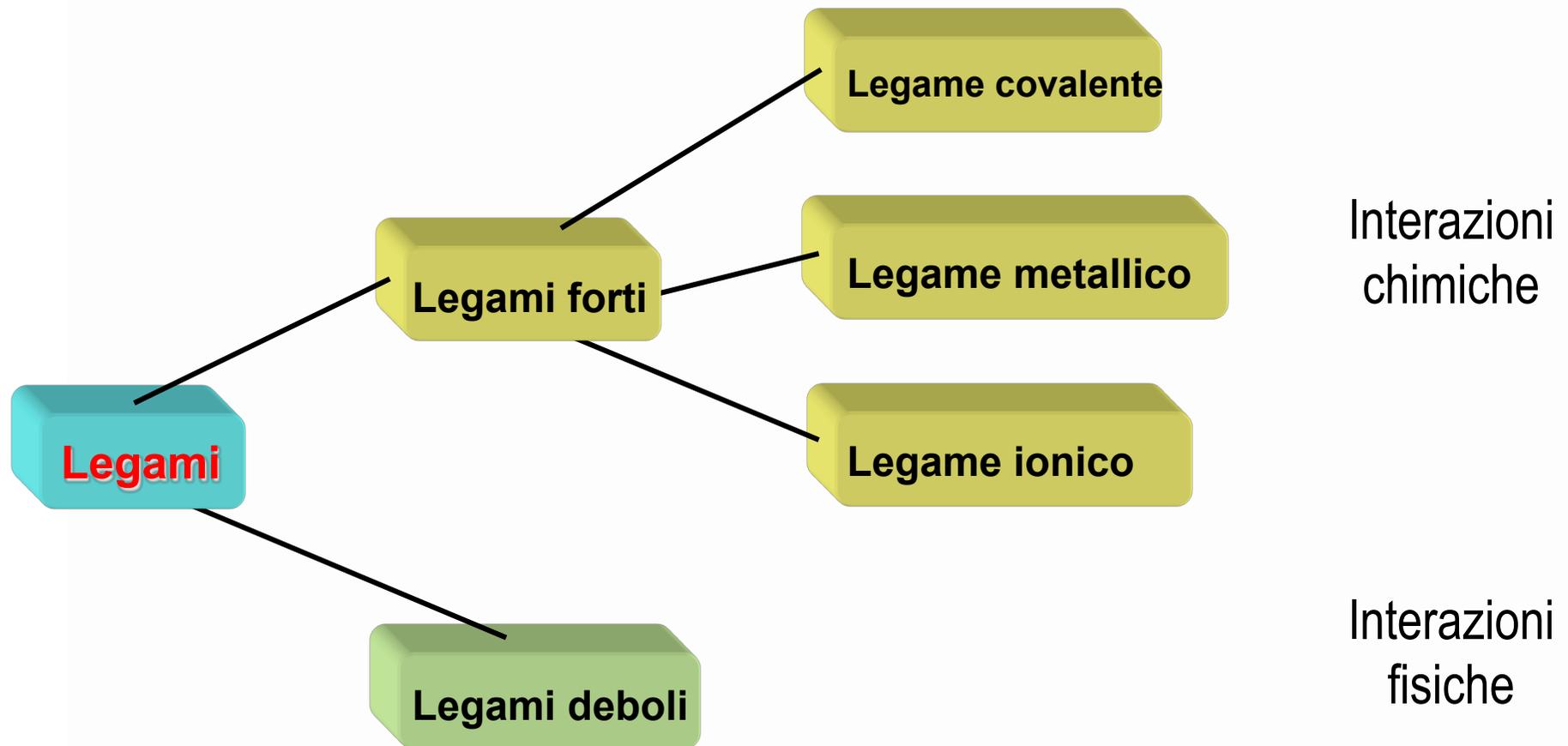
Bioingegneria Elettronica I

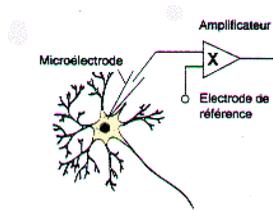
Interazioni chimiche e interazioni
fisiche

A. Bonfiglio



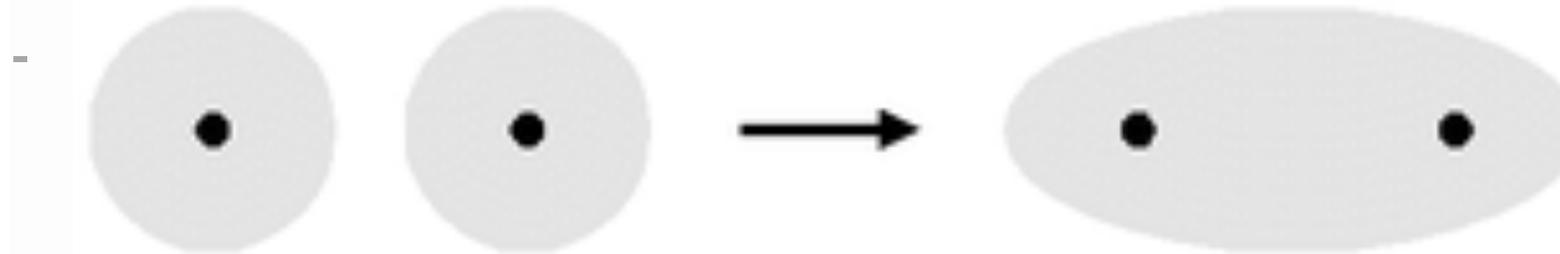
NATURA DEI LEGAMI



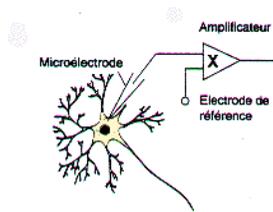


NATURA DEI LEGAMI CHIMICI

Il legame COVALENTE è il legame che si instaura tra due atomi (uguali o aventi differenza di elettronegatività – ovvero capacità di attrarre su di sé la carica negativa, scala di Pauling - compresa tra 0 e 0,3) che mettono in compartecipazione una coppia di elettroni in un orbitale esterno che abbraccia entrambi gli atomi;

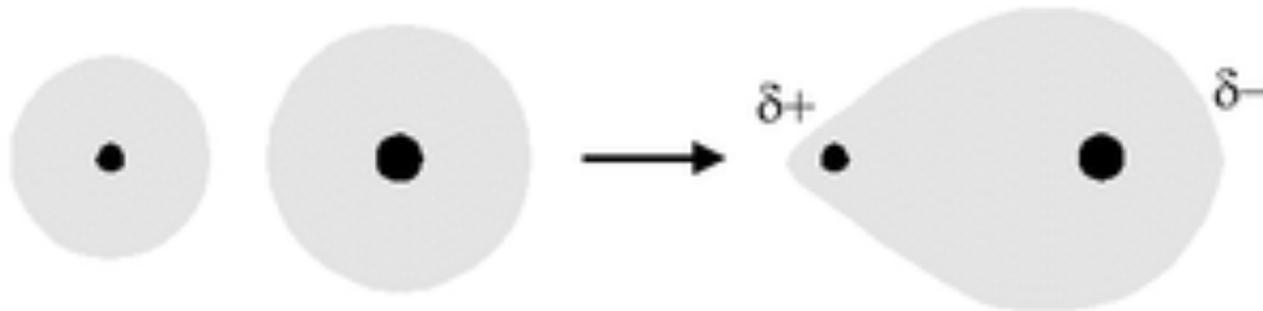


La nube elettronica è distribuita in modo praticamente simmetrico, perciò il legame risulta non polarizzato.

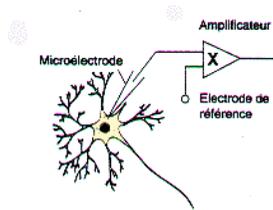


NATURA DEI LEGAMI CHIMICI

Il legame covalente polare si instaura tra due atomi con differenza di elettronegatività compresa tra 0.4 e 1.7; in tal caso gli elettroni coinvolti nel legame risulteranno maggiormente attratti dall'atomo più elettronegativo e il legame risulterà polarizzato elettricamente, cioè ognuno degli atomi coinvolti nel legame presenta una carica parziale



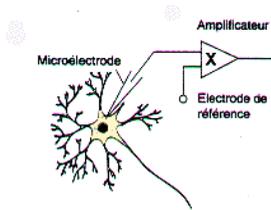
La nube elettronica non è distribuita simmetricamente, perciò il legame risulta polarizzato.



NATURA DEI LEGAMI CHIMICI

Alcuni legami covalenti, detti **delocalizzati**, possono legare insieme tre o più atomi contemporaneamente.

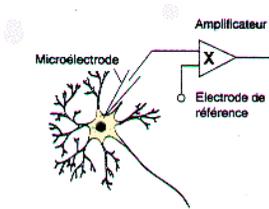
La forma più estrema di delocalizzazione del legame covalente si ha nel legame **metallico**. Secondo questo modello un metallo può essere rappresentato come un reticolo cristallino di ioni positivi tenuti uniti da una nube di elettroni condivisi estesa a tutto il reticolo; essendo tali elettroni non legati a nessun atomo particolare, risultano essere estremamente mobili; tale mobilità è responsabile della elevata conducibilità elettrica dei metalli.



NATURA DEI LEGAMI CHIMICI

Il **legame ionico** è un legame tra ioni di segno opposto. Tali ioni si formano da atomi aventi differenza di elettronegatività superiore al limite convenzionale di 1,7: in queste condizioni, l'atomo più elettronegativo priva l'altro di un elettrone, il primo atomo diventa uno ione con carica negativa, il secondo uno ione con carica positiva.

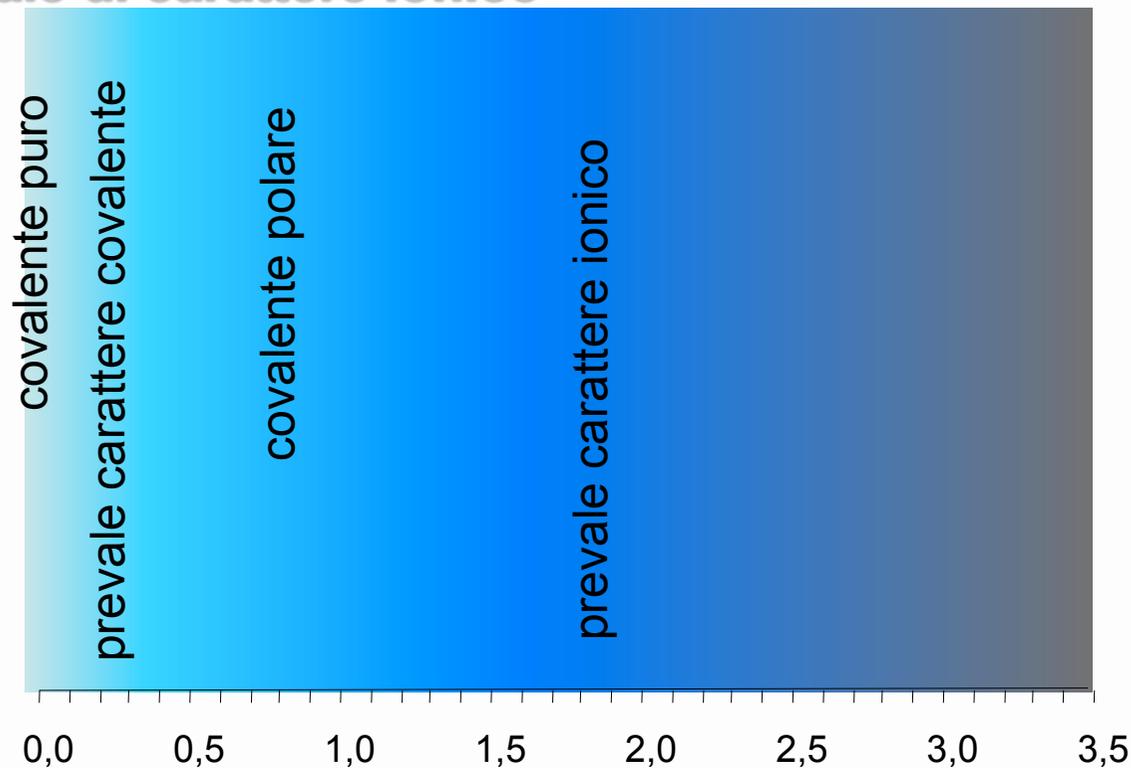
Questo legame è di natura prettamente elettrostatica; l'arrangiamento degli atomi nello spazio non ha la direzionalità del legame covalente: il campo elettrico generato da ciascuno ione si diffonde simmetricamente nello spazio attorno ad esso.

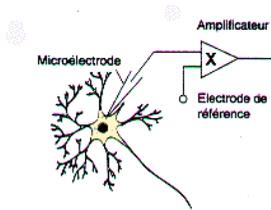


Cosa rende una molecola polare?

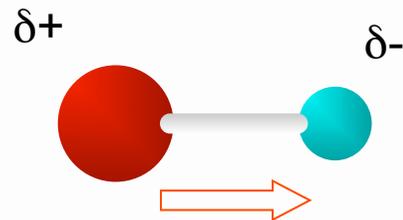
I legami possono avere un carattere misto ionico-covalente a seconda dell' elettronegativita' degli atomi che si legano.

Percentuale di carattere ionico





Molecole polari



momento dipolare

$$\mu = q \cdot d$$

coulomb · m (C · m) [SI]

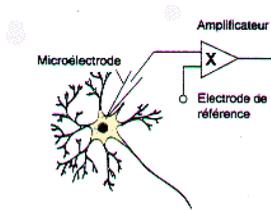
Debye

$$1D = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$$

- molecole biatomiche omonucleari (H_2 , O_2 , F_2) sono **apolari**
- molecole biatomiche eteronucleari (HCl , NO) sono **polari**
- molecole poliatomiche eteronucleari **momento dipolare totale** dipende da somma vettoriale di singoli momenti dipolari

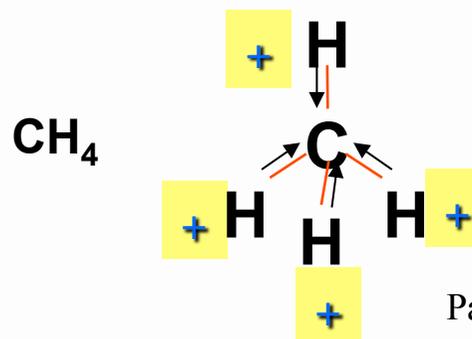
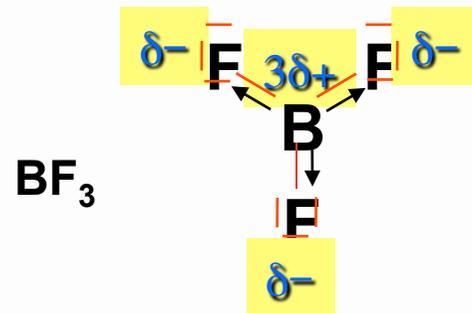
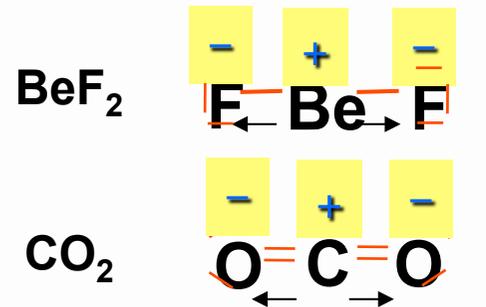
Per stabilire se una molecola è polare occorre tenere conto di fattori quali:

- Differente elettronegatività degli atomi
- Struttura spaziale della molecola



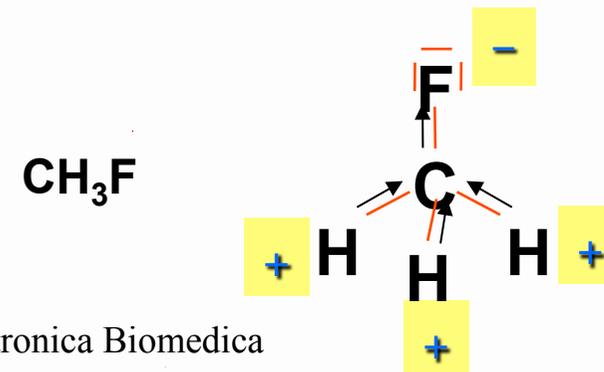
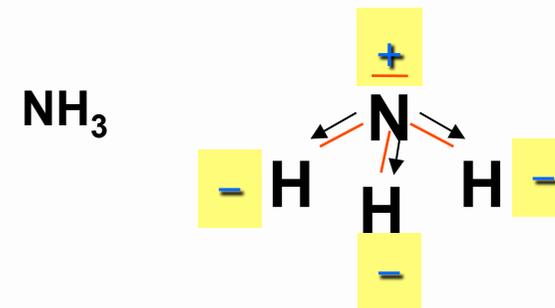
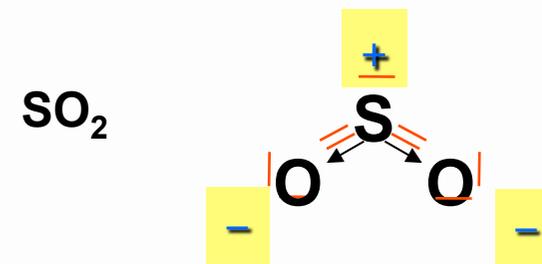
Molecole polari

Molecole apolari $\mu = 0$

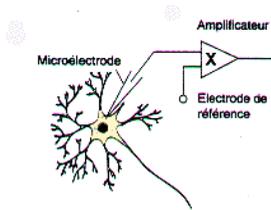


Parte I

Molecole polari $\mu \neq 0$

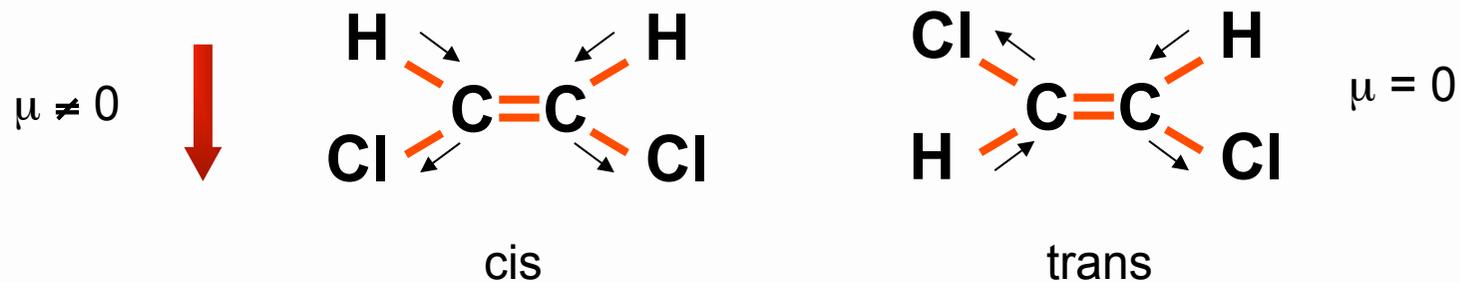


Elettronica Biomedica



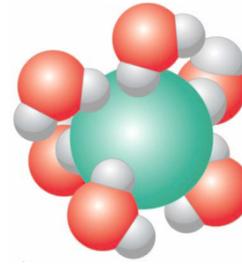
Molecole polari

La polarità influenza comportamento fisico delle molecole



T eb. di composto cis > T eb composto trans

Unita' di misura



Unita' di misura del momento di dipolo di una molecola e' il Debye (D).

1 Debye = $3.336 \cdot 10^{-30}$ Cm. E' una unita' di misura che si riferisce a quantita' di carica dell'ordine dell'elettrone e distanze dell'ordine dei raggi delle orbite degli elettroni intorno ai nuclei (10^{-10} m). Percio' piccole molecole polari hanno dei momenti di dipolo di qualche Debye.

Qualche esempio: H₂O: 1.85 D, NaCl: 8.5 D,

Nelle molecole complesse, il momento di dipolo globale si calcola facendo la somma vettoriale dei momenti di dipolo dei singoli legami.

Ad esempio il momento dell'acqua e' calcolato come somma vettoriale dei momenti di dipolo dei due legami OH (considerando anche l'angolo da essi formato).

Interazione elettrostatica tra ioni

$$w(R) = \frac{z_1 z_2 q^2}{4\pi\epsilon_0 \epsilon_r R}$$

Energia di interazione tra 2 ioni isolati carichi z_1 e z_2

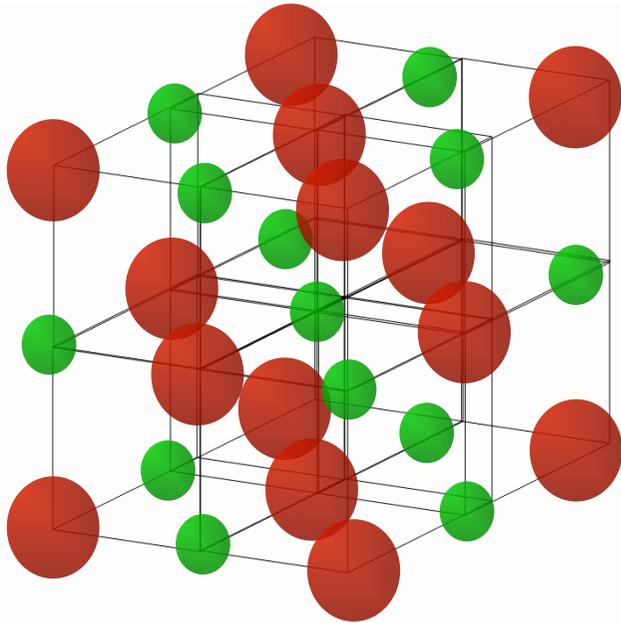
$$F(R) = -\frac{dw}{dR} = \frac{z_1 z_2 q^2}{4\pi\epsilon_0 \epsilon_r R^2}$$

Forza di interazione tra 2 ioni isolati carichi z_1 e z_2

Es: tra Na^+ e Cl^- isolati nel vuoto (permittività relativa pari a 1) l'energia vale -5.2 eV, cioè circa 200 kT (a T ambiente).

Il segno “-” significa che deve essere compiuto un lavoro positivo ($W = -E$) per separare le cariche, quindi il legame tra le due cariche è spontaneo

Cosa cambia nei cristalli ionici?



Na⁺ ha nel cristallo 6 ioni Cl⁻ come primi vicini, , altri 12 Na⁺ come secondi vicini, etc ...

Il calcolo precedente deve essere esteso a tutti gli ioni del cristallo e si trova che:

$$w(\mathbf{R}) = -1.748 \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 R}$$

La costante 1.748 e' detta costante di Madelung e varia da cristallo a cristallo (da circa 1 per cristalli monovalenti e 5 per i bivalenti)

Cosa cambia nei mezzi?

Cambiando il mezzo, cambia la costante dielettrica!

$$w(\mathbf{R}) = \frac{z_1 z_2 q^2}{4\pi\epsilon_0 \epsilon_r R} \quad \text{In acqua } \epsilon_r = 80$$

$$F(\mathbf{R}) = -\frac{dw}{dR} = \frac{z_1 z_2 q^2}{4\pi\epsilon_0 \epsilon_r R^2}$$

Percio' trasferendo la coppia di ioni Na^+ e Cl^- dal vuoto all'acqua, l'energia di legame diminuisce. Questa variazione e' legata alle proprieta' di solubilita' degli ioni nei vari mezzi.

Ecco perche', nonostante la forte energia di legame tra gli ioni, gli ioni tendono a dissociarsi nei mezzi ad alta costante dielettrica (come l'acqua).

Cosa cambia nei mezzi?

Si dimostra che:

$$X_s \cong e^{-\frac{\Delta w}{kT}}$$

Frazione molare di ioni dissociati nel
solvente

La descrizione precedente e' intuitiva ma semplificata, perche' il mezzo e' descritto come continuo (ϵ e' una costante in questa descrizione), mentre gli ioni interagiscono con le singole molecole di cui e' costituito il mezzo (ad esempio l'acqua).

In ogni caso, la stima precedente da risultati qualitativamente corretti, nel senso che predice che la solubilita' degli ioni sia tanto maggiore quanto maggiore e' ϵ e anche che ioni grandi sono piu' solubili di ioni piccoli (R).

Cosa cambia nei mezzi?

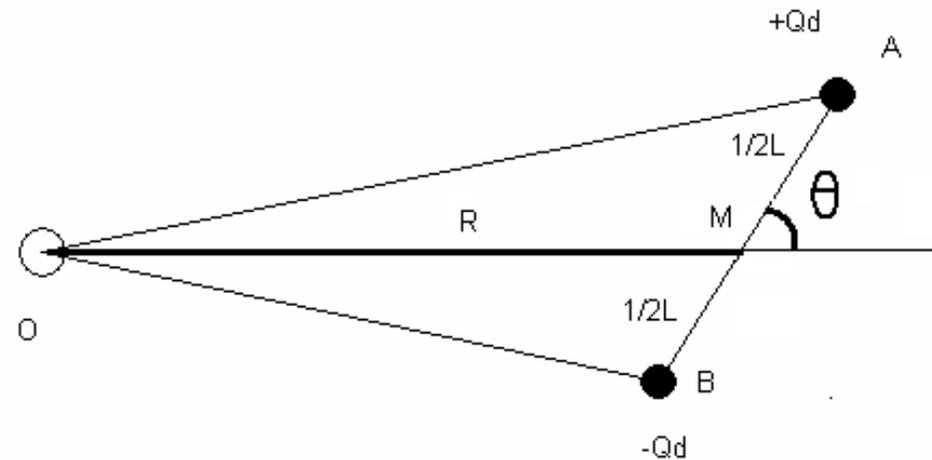
Se volessimo considerare il processo di dissociazione di un cristallo nel solvente, dovremmo aggiungere l'energia dovuta alla dissociazione del cristallo.

In modo quantitativamente piu' corretto, dovremmo considerare le interazioni tra gli ioni e le singole molecole del solvente. Si tratta del cosiddetto Effetto Solvente, che e' particolarmente rilevante quando il solvente e' l'acqua e quando gli ioni sono multivalenti.

Come esempio di questa interazione, consideriamo l'interazione di uno ione con una molecola polare, come l'acqua che e' rappresentata come un dipolo elettrico.

Interazione ione-dipolo

Tra uno ione di carica Zq e un dipolo di momento $Q_d l$ nel vuoto, l'interazione si trova considerando l'interazione dello ione con ciascuna delle 2 cariche costituenti il dipolo.



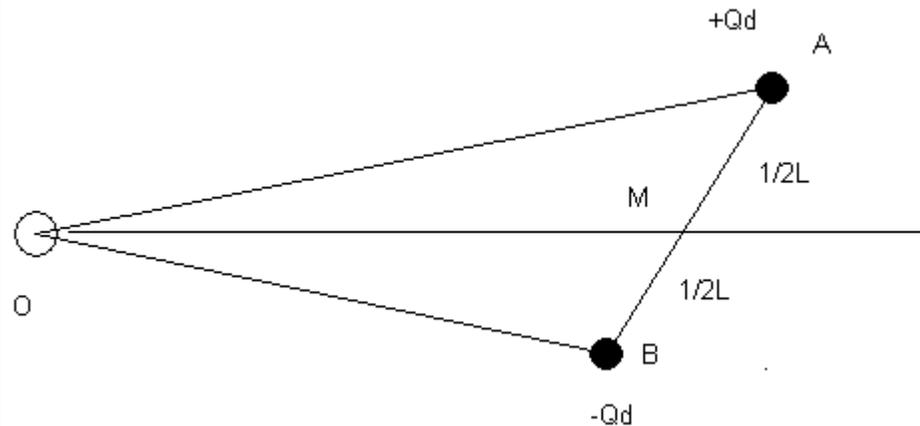
$$w(\mathbf{R}) = -\frac{QQ_d}{4\pi\epsilon_0} \left[\frac{1}{\mathbf{OB}} - \frac{1}{\mathbf{OA}} \right]$$

$$\mathbf{OA} = \left[(\mathbf{R} + 1/2 \cos\theta)^2 + (1/2 \sin\theta)^2 \right]^{1/2}$$

$$\mathbf{OB} = \left[(\mathbf{R} - 1/2 \cos\theta)^2 + (1/2 \sin\theta)^2 \right]^{1/2}$$

Interazione ione-dipolo

Se $R \gg L$ (cosa che capita di solito ma non in tutte le molecole), si trascurano le componenti verticali e si ottiene:

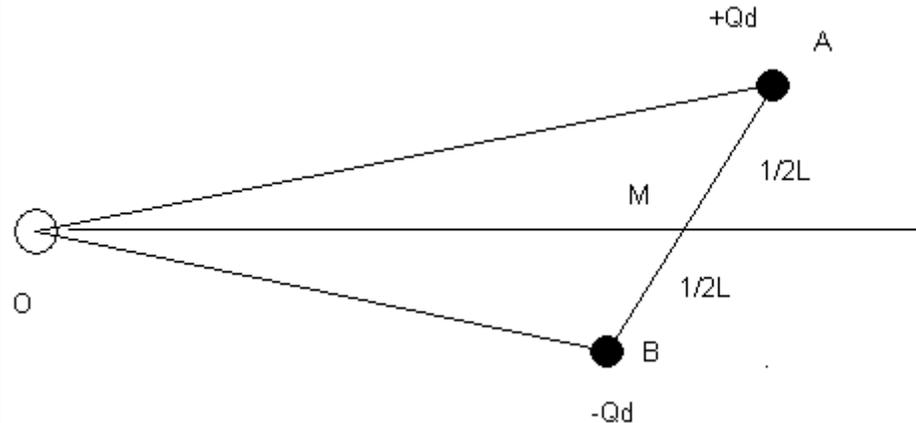


$$w(\mathbf{R}) = -\frac{QQ_d}{4\pi\epsilon_0} \left[\frac{1}{OB} - \frac{1}{OA} \right] =$$
$$\cong -\frac{Q\mu \cos\theta}{4\pi\epsilon_0 R^2}$$

A T ambiente questa energia vale circa 40 kT per ioni monovalenti, sale a circa 100 per ioni divalenti

Interazione ione-dipolo

Se consideriamo che l'interazione avvenga in un mezzo, invece che nel vuoto

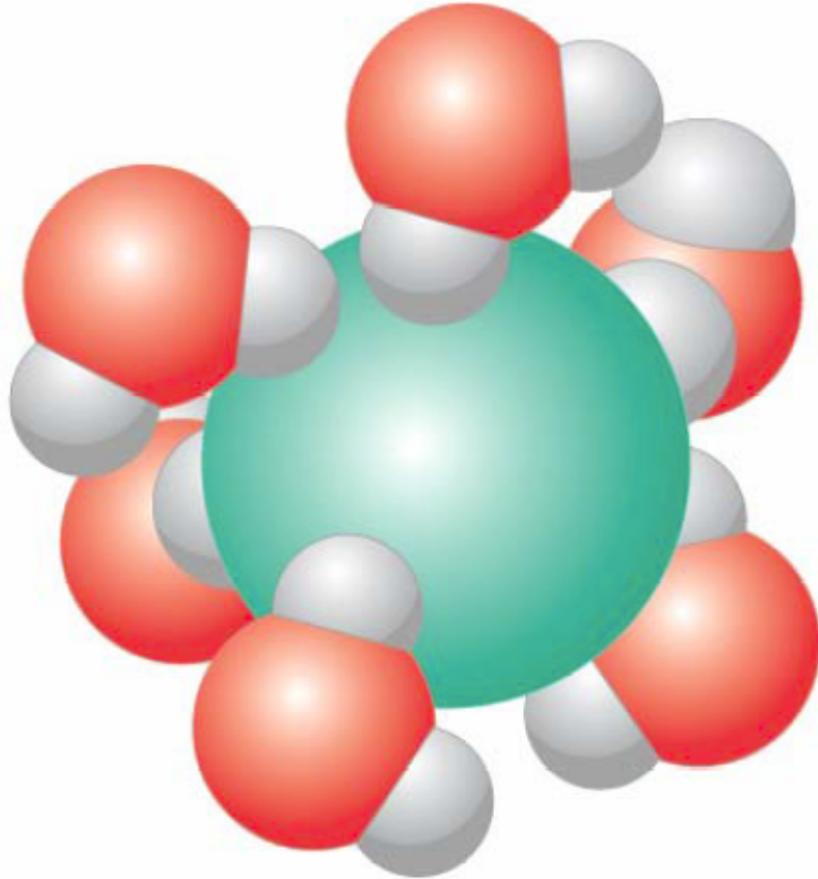


$$w(\mathbf{R}) = -\frac{Q\mu \cos\theta}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r R^2}$$

L'energia di interazione e' ridotta ma non trascurabile

Gli ioni tendono a orientare le molecole di acqua intorno a se'. Si dice che lo ione e' IDRATATO e le molecole di acqua legate costituiscono un guscio detto shell di idratazione che varia nel tempo in modo dinamico (il tempo di vita del dipolo legato varia tra 10^{-9} e 10^{-6} secondi)

Esempio di ione idratato

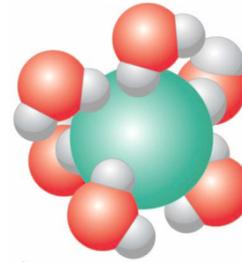


L'energia e' massima se $\cos\theta$ vale +1 o -1.

Percio' i cationi orientano i dipoli in senso opposto rispetto agli anioni.

Inoltre l'interazione dipende da R . Se come R consideriamo il raggio dello ione, si deduce che i cationi (che hanno perso un elettrone e sono perciò piu' piccoli degli anioni che lo hanno guadagnato) esercitano un'attrazione maggiore e perciò sono piu' capaci di orientare i dipoli dell'acqua.

Idratazione



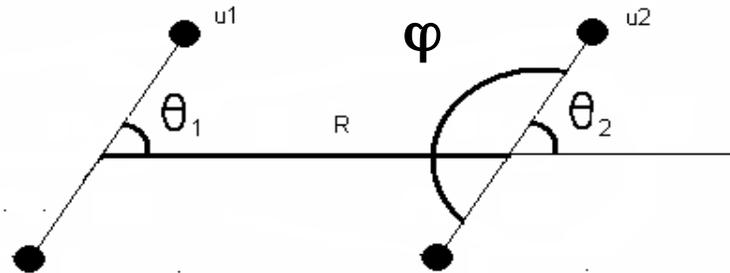
Inoltre, il tempo di vita delle molecole del guscio di idratazione puo' variare.

Anche nell'acqua pura, che si dissocia parzialmente in H^+ e OH^- , lo ione H^+ si circonda di molecole di acqua in modo tale che non si trova mai solo ma sempre nella forma H_3O^+ , che a sua volta orienta altre molecole di acqua intorno a se. Il numero di idratazione e i tempi di vita delle molecole del guscio si deducono da misure di viscosita', o di diffusione in soluzioni elettrolitiche. In realta' il fenomeno dell'idratazione non si limita al primo strato di dipoli orientati, ma la perturbazione coinvolge anche strati successivi, ovviamente in misura minore man mano che la distanza dallo ione originario aumenta (percio' dipoli che stanno in gusci piu' esterni sono meno legati e hanno un tempo di vita inferiore).

Interazioni dipolo-dipolo e legame idrogeno

Consideriamo ora 2 dipoli interagenti (ad esempio due molecole di acqua).
Si dimostra che l'energia di interazione tra due dipoli e' data da:

$$w(\mathbf{R}, \theta_1, \theta_2, \varphi) = -\frac{\mu_1 \mu_2}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r R^3} [2 \cos\theta_1 \cos\theta_2 - \sin\theta_1 \sin\theta_2 \cos\varphi]$$



Per molecole con momento di dipolo dell'ordine di 1D, questa energia e' inferiore a kT . Costituiscono un'eccezione i dipoli formati da atomi molto elettronegativi quali F, O e N che formano forti dipoli con l'idrogeno. Percio' i dipoli dell'acqua interagiscono fortemente tra loro.

Interazioni dipolo-dipolo e legame idrogeno

Questo particolare tipo di interazione (che fa dell'acqua un liquido cosiddetto ASSOCIATO) e' detta legame idrogeno. Questo tipo di interazione e' responsabile ad esempio della struttura secondaria delle proteine.e della struttura a doppia elica del DNA.

Interazioni che coinvolgono molecole apolari

Dopo aver affrontato il problema dell'interazione di ioni e dipoli e di dipoli tra loro, restano da vedere le interazioni che coinvolgono molecole non polari. Per fare cio', occorre introdurre il concetto di polarizzabilita' di una molecola. Esso concerne il fatto che in una molecola non polare, un campo esterno possa indurre un momento di dipolo diverso da zero.

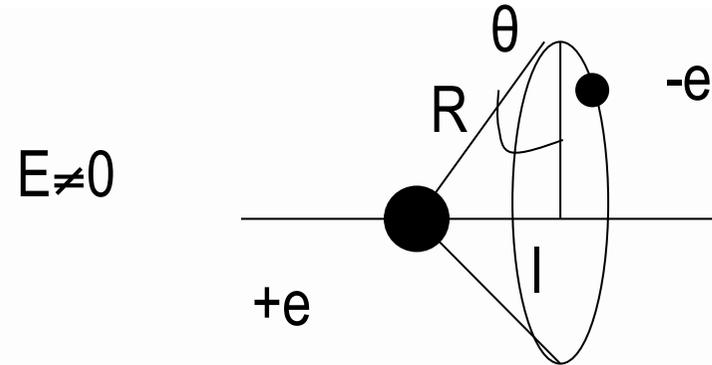
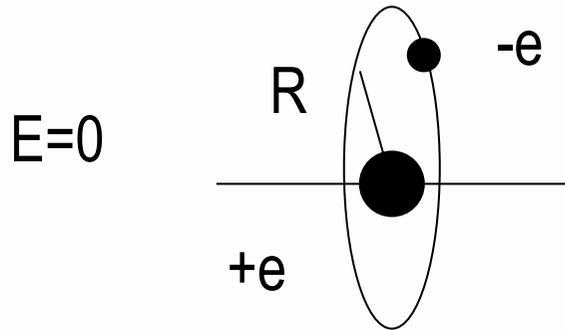
Percio' si definisce la polarizzabilita' α nel modo seguente:

$$\mu_{\text{ind}} = \alpha E$$

In una molecola non polare, il momento di dipolo puo' essere indotto dalla separazione tra carica positiva e carica negativa indotta dal campo elettrico.

Come esempio consideriamo un atomo formato da un elettrone e un nucleo di carica positiva pari a 1.

Polarizzabilità elettronica



$$\mu_{\text{ind}} = \alpha_0 \mathbf{E} = e\mathbf{l}$$

La forza che agisce su e per effetto del campo e' pari a:

$$\mathbf{F} = e\mathbf{E}$$

Questa forza deve essere bilanciata dalla forza di attrazione tra l'elettrone e il nucleo che e' pari a:

$$\mathbf{F} = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 R^2} \sin\theta = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 R^2} \frac{l}{R} = \frac{e}{4\pi\epsilon_0 R^3} (e\mathbf{l}) = \frac{e}{4\pi\epsilon_0 R^3} \mu_{\text{ind}}$$

Polarizzabilità elettronica

All'equilibrio:

$$eE = \frac{e}{4\pi\epsilon_0 R^3} \mu_{\text{ind}}$$

$$\Rightarrow \mu_{\text{ind}} = (4\pi\epsilon_0 R^3) E$$

$$\text{Cioè: } \alpha = 4\pi\epsilon_0 R^3$$

α è detta polarizzabilità elettronica ed è un valore tabulato per diverse molecole e diversi tipi di legame.

Anche nelle molecole polari si può indurre un momento di dipolo, ovvero si può modificare il momento di dipolo esistente spontaneamente. In questo caso si parla di polarizzabilità per orientamento (non approfondiamo ulteriormente l'argomento).

Interazione tra uno ione e una molecola apolare

Tornando al dipolo indotto, se consideriamo che a causare il campo sia uno ione di carica ze , allora abbiamo:

$$\mathbf{E} = \frac{ze}{4\pi\epsilon_0 R^2}$$

$$\Rightarrow \boldsymbol{\mu}_{\text{ind}} = \alpha\mathbf{E} = \frac{\alpha ze}{4\pi\epsilon_0 R^2}$$

A questo punto tra lo ione e il dipolo indotto si genera una forza che orienta il dipolo:

$$\mathbf{F} = (-ze)\mathbf{E} = \frac{-2\alpha(ze)^2}{(4\pi\epsilon_0)^2 R^4} = -\frac{1}{2}\alpha\mathbf{E}^2$$

Tale forza è metà di quella che agirebbe tra lo stesso ione e una molecola permanentemente polare. Questo perché una frazione dell'energia associata al campo prodotto dallo ione serve a polarizzare la molecola.

Interazione tra una molecola polare e una apolare

In modo analogo, possiamo calcolare l'energia di interazione tra una molecola polare e una apolare. Il campo in tal caso sarà quello prodotto dalla molecola polare

$$\mathbf{E} = \frac{\mu(1 + 3 \cos^2 \theta)^{1/2}}{4\pi\epsilon_0 \mathbf{R}^3}$$
$$\Rightarrow w(\mathbf{R}) = -\frac{1}{2} \alpha \mathbf{E}^2 = -\frac{\mu^2 \alpha (1 + 3 \cos^2 \theta)}{2(4\pi\epsilon_0)^2 \mathbf{R}^6}$$

Normalmente questa energia non è sufficiente a orientare i dipoli, perciò per calcolare l'energia effettiva occorre mediare sull'angolo θ . Considerando tutti i possibili effetti ovvero che le molecole possano essere più o meno cariche e più o meno polari, l'espressione più generale possibile che descrive l'effetto di dipolo indotto, è la seguente:

$$w(\mathbf{R}) = \left(-\frac{Q_1^2}{2\mathbf{R}^4} + \frac{3kT\alpha_1}{\mathbf{R}^6} \right) \frac{\alpha_2}{(4\pi\epsilon_0\epsilon)^2}$$

Dove le $\alpha_{1,2}$ sono le polarizzabilità delle due molecole, e Q_1 è l'eventuale carica della prima.

Effetto del solvente

La presenza di un solvente non implica semplicemente la riduzione delle energie di interazione di un fattore ϵ , per varie ragioni.

Innanzitutto, il momento di dipolo e la polarizzabilità di una molecola nello stato gassoso sono diversi dagli stessi valori per la molecola nello stato liquido. Inoltre una molecola che si muove nel solvente sposta un uguale volume di liquido durante il suo movimento. Perciò la polarizzabilità della molecola deve essere calcolata in effetti come la polarizzabilità in eccesso rispetto a quella del corrispondente volume di solvente ed è perciò nulla se il solvente ha la stessa polarizzabilità della molecola.

Si chiamano forze di Van der Waals le forze che si sviluppano nel caso di dipoli indotti.

Interazioni tra molecole apolari.

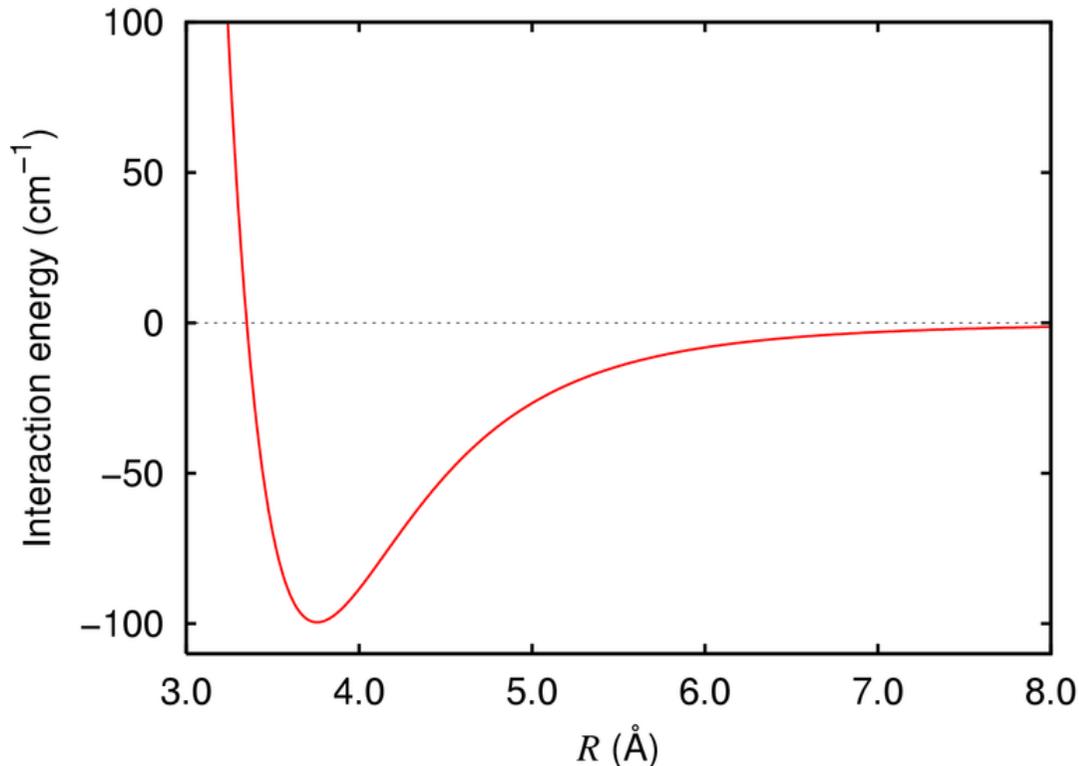
Come ultimo caso, consideriamo l'interazione tra molecole apolari. In generale si tratta di interazioni deboli ma non trascurabili, tanto che possono esistere molecole apolari allo stato liquido e persino allo stato solido (se l'interazione fosse debolissima o nulla, le molecole potrebbero esistere solo allo stato gassoso). Intuitivamente, una molecola è non polare nel senso che in media ha momento di dipolo nullo. Istante per istante, però, il suo momento di dipolo non è nullo, dal momento che gli elettroni cambiano posizione intorno al nucleo (cioè ruotano, quindi se facciamo la media temporale della loro posizione otteniamo che essa coincide con quella del nucleo e quindi mediamente il momento di dipolo è zero). Questa polarizzazione istantanea genera un campo che a sua volta perturba lo spazio circostante. Si dimostra che l'energia di interazione tra due molecole apolari, ha la seguente forma:

$$w(\mathbf{R}) = -\frac{C}{R^6}$$

Interazioni tra molecole apolari.

Facendo un po' di calcoli, si trova che per molecole apolari piccole come l'argon o il metano, questa energia a temperatura ambiente e' del tutto trascurabile. Come conseguenza queste molecole a temperatura ambiente si trovano allo stato gassoso. Al contrario, molecole piu' grandi come alcuni idrocarburi ad alto peso molecolare, possono trovarsi a temperatura ambiente allo stato liquido e persino allo stato solido. Questo tipo di solidi si chiamano solidi di Van der Waals e sono caratterizzati dal fatto di avere dei legami piuttosto deboli e di conseguenza dei punti di fusione e dei calori latenti di fusione piuttosto bassi (ovvero ci vuole poca energia per fonderli).

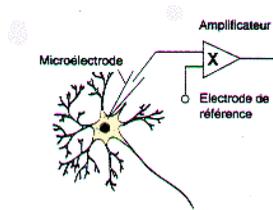
Interazioni tra molecole apolari.



$$V(r) = \frac{A}{r^{12}} - \frac{B}{r^6}$$

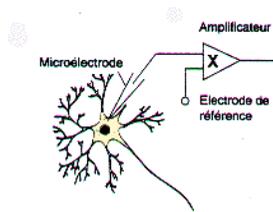
Forze di Van der Waals (attrattive a grande distanza) + forze tra nuclei e tra nuvole elettroniche (repulsive a breve distanza) → Potenziale di Lennard-Jones

(AFM, gecko)



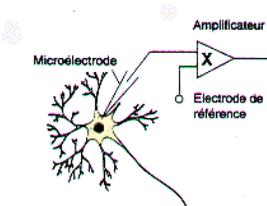
Costante dielettrica dei materiali

Material	Dielectric constant
<u>Vacuum</u>	1 (by definition)
<u>Air</u>	1.00054
<u>Teflon™</u>	2.1
<u>Polyethylene</u>	2.25
<u>Polystyrene</u>	2.4–2.7
<u>Paper</u>	3.5
<u>Silicon dioxide</u>	3.7
<u>Concrete</u>	4.5
<u>Pyrex (glass)</u>	4.7 (3.7–10)
<u>Rubber</u>	7
<u>Diamond</u>	5.5–10
<u>Salt</u>	3–15
<u>Graphite</u>	10–15
<u>Silicon</u>	11.68
<u>Methanol</u>	30
<u>Furfural</u>	42.0
<u>Glycerol</u>	47–68



Costante dielettrica dei materiali

Material	Dielectric constant
<u>Water</u>	88–80.1–55.3–34.5 (0–20–100–200 °C)
<u>Hydrofluoric acid</u>	83.6 (0 °C)
<u>Formamide</u>	84.0 (20 °C)
<u>Sulfuric acid</u>	84–100 (20–25 °C)
<u>Hydrogen peroxide</u>	128 <u>aq</u> –60 (–30–25 °C)
<u>Hydrocyanic acid</u>	158.0–2.3 (0–21 °C)
<u>Titanium dioxide</u>	86–173
<u>Strontium titanate</u>	310
<u>Barium strontium titanate</u>	15 <u>nc</u> –500
<u>Barium titanate</u>	90 <u>nc</u> –1250–10,000 (20–120 °C)
<u>(La,Nb):(Zr,Ti)PbO₃</u>	500-6000
<u>High polymers</u>	100.000
<u>Sodium nitrate</u> NaNO ₂	100.000.000 (melt. 600K)



Eletronegatività (Pauling)

umenta →

← **diminuisce**

1 H 2,1	2 IIA												13 IIIB	14 IVB	15 VB	16 VIB	17 VIIB
3 Li 1,0	4 Be 1,5												5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0
11 Na 0,9	12 Mg 1,2	3 IIIA	4 IVA	5 VA	6 VIA	7 VIIA	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3,0	
19 K 0,8	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,5	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,8	28 Ni 1,8	29 Cu 1,9	30 Zn 1,6	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8	
37 Rb 0,8	38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,4	41 Nb 1,6	42 Mo 1,8	43 Tc 1,9	44 Ru 2,2	45 Rh 2,2	46 Pd 2,2	47 Ag 1,9	48 Cd 1,7	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5	
55 Cs 0,7	56 Ba 0,9		72 Hf 1,3	73 Ta 1,5	74 W 1,7	75 Re 1,9	76 Os 2,2	77 Ir 2,2	78 Pt 2,2	79 Au 2,4	80 Hg 1,9	81 Tl 1,8	82 Pb 1,9	83 Bi 1,9	84 Po 2,0	85 At 2,2	
87 Fr 0,7	88 Ra 0,9																

57 La 1,1	58 Ce 1,1	59 Pr 1,1	60 Nd 1,1	61 Pm 1,2	62 Sm 1,2	63 Eu 1,1	64 Gd 1,2	65 Tb 1,2	66 Dy 1,2	67 Ho 1,2	68 Er 1,2	69 Tm 1,2	70 Yb 1,2	71 Lu 1,3
89 Ac 1,3	90 Th 1,5	91 Pa 1,7	92 U 1,3	93 Np 1,3	94 Pu 1,3	95 Am 1,3	96 Cm 1,3	97 Bk 1,3	98 Cf 1,3	99 Es 1,3	100 Fm 1,3	101 Md 1,3	102 No 1,5	



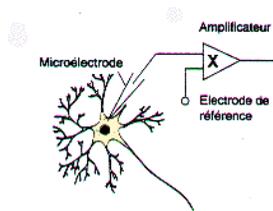


Tabella di polarità dei solventi

Solvente	Formula molecolare	Punto di ebollizione	Polarità	Densità g/ml
Solventi apolari				
Esano	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	69 °C	2.00	0.655
Benzene	C ₆ H ₆	80 °C	2.03	0.879
Toluene	C ₆ H ₅ -CH ₃	111 °C	2.04	0.867
Dietilere	CH ₃ CH ₂ -O-CH ₂ -CH ₃	35 °C	4.03	0.713
Cloroformio	CHCl ₃	61 °C	4.08	1.498
Acetato di etile	CH ₃ -C(=O)-O-CH ₂ -CH ₃	77 °C	6.00	0.894
Tetraidrofurano (THF)	/-CH ₂ -CH ₂ -O-CH ₂ -CH ₂ -\<	66 °C	7.05	0.886
Cloruro di metilene	CH ₂ Cl ₂	40 °C	9.01	1.326
Solventi polari aprotici				
Acetone	CH ₃ -C(=O)-CH ₃	56 °C	21	0.786
Acetonitrile (MeCN)	CH ₃ -C≡N	82 °C	37	0.786
Dimetilformamide (DMF)	H-C(=O)N(CH ₃) ₂	153 °C	38	0.944
Dimetilsolfossido (DMSO)	CH ₃ -S(=O)-CH ₃	189 °C	47	1.092
Solventi polari protici				
Acido acetico	CH ₃ -C(=O)OH	118 °C	6.02	1.049
n-Butanolo	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -OH	118 °C	18	0.810
Isopropanolo	CH ₃ -CH(-OH)-CH ₃	82 °C	18	0.785
n-Propanolo	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -OH	97 °C	20	0.803
Etanolo	CH ₃ -CH ₂ -OH	79 °C	24	0.789
Metanolo	CH ₃ -OH	65 °C	33	0.791
Acido formico	H-C(=O)OH	100 °C	58	1.21
Acqua	H-O-H	100 °C	80	0.998