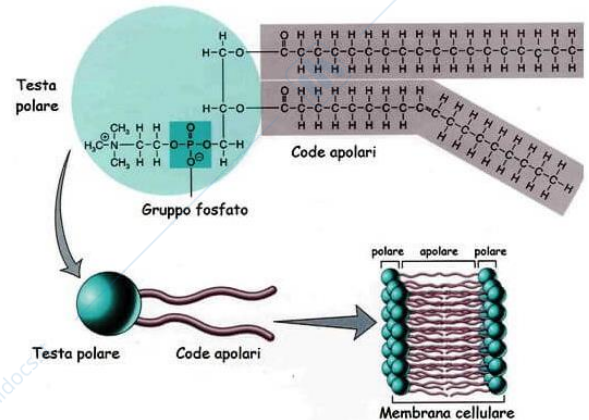


COMPOSTI DEL CARBONIO E L'ACQUA

- IL **CARBONIO** costituisce una varietà di molecole organiche (del carbonio) → forma il massimo numero di legami possibili (4 per la sua natura)
- Le molecole formate dal carbonio sono **poco reattive** → (VEDI: IDROCARBURI*)
- Dall'altra parte, l'ossigeno forma l'**acqua**, il solvente più abbondante e **molto reattivo**.

I processi vitali necessitano di un ambiente acquoso. In H₂O sono fondamentali le reazioni elettrostatiche, poiché c'è un **dipolo elettrico**.

- L'**apparente contrasto** fra carbonio e ossigeno, fa in modo che la vita abbia bisogno sia di **ambienti acquosi** che **idrofobi**.
 - L'ambiente acquoso è sia all'interno che all'esterno della cellula.
 - L'ambiente **idrofobo** è quello creato da **dalle code apolari**.



IDROCARBURI

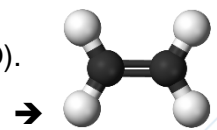
- Le molecole del carbonio hanno una **distribuzione simmetrica** delle cariche → **idrofobe** (immiscibili in acqua), **poco reattive**.
- Possono però incorporare **gruppi funzionali** per reagire.
- Nell'**ETANO** (C₂H₆), nel **PROPANO** (C₃H₈) e in altri composti, per ogni atomo di C si forma un piccolo CH₄.
- Nella rappresentazione spaziale, alcuni legami vengono *verso* di noi, altri *entrano* nel foglio. Quindi fra i C c'è una **rotazione** → diventa rilevante nelle lunghe catene carboniose → Tutta la molecola avrà una **capacità rotazionale**.
 - A volte le estremità potranno unirsi per formare un **ANELLO**.
 - Oppure gli atomi centrali di carbonio possono iniziare nuove catene dando origine a una **RAMIFICAZIONE**.
- L'**ETANOLO** (Alcol etilico) contiene invece un **gruppo -OH** che lo rende **miscibile**. Tale gruppo può formare un ponte idrogeno.

C ED I SUOI LEGAMI

L'atomo di carbonio è molto versatile:

non forma solo legami singoli, ma può formare **doppi** o **tripli** legami (come N ed O).

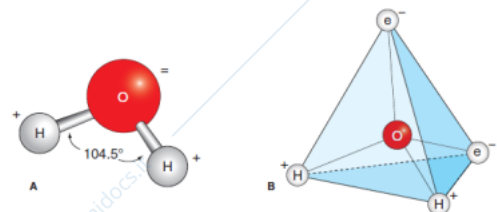
ES: doppio legame C=C nell'**ETENE** (C₂H₄)



CARATTERISTICHE DI H₂O

LA MOLECOLA

- Due sp³ contengono **2** elettroni // Altri 2 sono a disposizione per formare di **legami σ** con H. Gli sp³ **pieni** tendono a **espandersi** maggiormente, **schiacciando** una parte della molecola. → si crea un **dipolo elettrico**.
- La forma è a tetraedro come nel CH₄ → differente il n. H legati e l'angolo di legame (IL **TETRAEDRO** DELL'H₂O È **IRREGOLARE**).



I PONTI IDROGENO

Sono **legami deboli elettrostatici**, che però tengono coese diverse molecole d'acqua. (interazioni deboli rendono la struttura stabile. → tanti ponti H ad es. nella cellulosa)

Essi regolano lo **stato fisico** delle sostanze polari → dipendono dall'agitazione termica.

- Nel **ghiaccio** → molecole di H₂O sono immobili l'una rispetto all'altra
- Nei **liquidi** i ponti si rompono e si riformano continuamente tra molecole adiacenti
- Se aumenta ancora t, c'è la rottura di ponti idrogeno nei **gas**.
- Abbassando la t, nella **condensazione**, si ricostituiscono.

L'ACQUA COME SOLVENTE

L'acqua è un solvente:

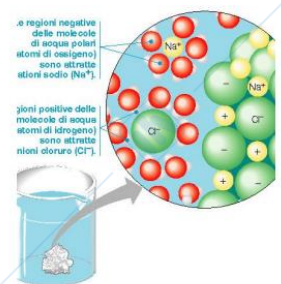
- delle sostanze polari come l'**AMMONIACA** (NH₃) o l'**ETANOLO**
- e degli ioni: atomi che *perdono* la neutralità elettrica per una maggiore stabilità es: **Na⁺Cl⁻**. (sotto)
 - Gli idrocarburi (apolari) invece sono immiscibili.

IDRATAZIONE DI SOSTANZE IONICHE

Sostanze ioniche: contengono ioni di segno opposto che si attraggono con un **legame ionico** producendo dei cristalli (es: cristalli dell'NaCl).

L'acqua li **solubilizza** poiché idrata sia agli **ioni positivi** che quelli **negativi**, formando intorno ad essi un guscio di idratazione.

Nel caso del. NaCl. Ogni H₂O rivolge il dipolo negativo ai **cationi (+)** gli H agli **anioni (-)** → il sale si scioglie.

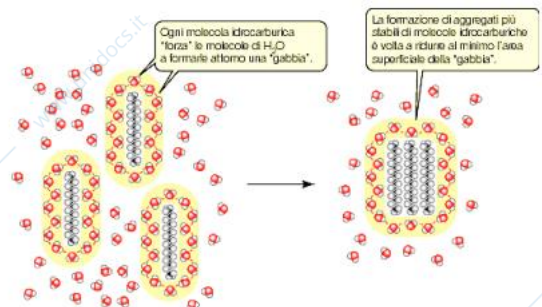


INTERAZIONI IDROFOBE

Le sostanze apolari non riescono a formare ponti H con H₂O → non si sciolgono

Sostanze polari e apolari formano due ambienti distinti (acqua circonda le molecole idrocarburiche x.es formando una gabbia) → tali interazioni sono idrofobe

Sostanze apolari stabiliscono tra loro altri legami deboli → **forze di Wan der Waals**

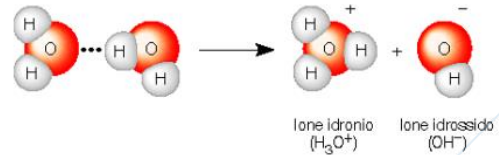


GERARCHIA FORZA LEGAMI

Tipo legame	Lenght (nm)	Forza () nel vuoto e in H ₂ O
LEGAME DOPPIO		
LEGAME FOSFODIESTERE (pari a 1covalente +1/2)		
LEGAME COVALENTE	0,15	90/90 (il covalente rimane =)
LEGAME IONICO	0,25	80/3 (si solubilizzano)
PONTE IDROGENO	0,30	4 (diventa 1)
FORZE DI WAN DER WAALS	0,35	0.1 (rimane uguale)

Il ponte idrogeno ha una forza di circa 1/20 nel vuoto → i legami si rompono più facilmente (a 25°C l'acqua è liquida, il metano è gassoso).

DISSOCIAZIONE Una molecola strappa un H⁺ a un'altra, formando due molecole ioniche



- **IONE IDRONIO H₃O⁺**
- **IONE OSSIDRILE OH⁻**

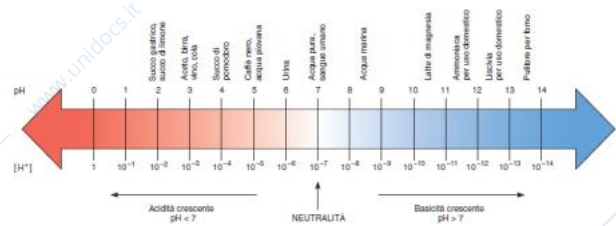
REAZIONE: $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

- Avviene raramente (per un numero molto piccolo di molecole in H₂O →) e la costante di dissociazione della reazione, a 25°C, è $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ moli/litro
- Questa K è rispettata in qualsiasi soluzione acquosa. Nell'acqua PURA, la **concentrazione di H₃O⁺ = [H₃O⁺]** è la radice quadrata di 10⁻¹⁴ **OVVERO 10⁻⁷ M**
- **Maggiore è la temperatura, > numero di molecole** che si dissociano

ACIDITA' DELLE SOLUZIONI ACQUOSE

Gli **IONI IDRONIO H₃O⁺** E **IONI OSSIDRILI OH⁻**

Sono **liberati** in H₂O da sostanze: **acidi** e **basi**



- Gli acidi aumentano la concentrazione di ioni idronio → il **ph** diventerà **acido (<7)** **
 $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- Le basi di ioni ossidrile → il **ph** diventerà **basico (>7)** $\text{NaOH} \Rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

ATTENZIONE: L'acqua è contemporaneamente un acido e una base → SOSTANZA ANFOTERA (in H₂O sono liberati in soluzione sia idronio che ossidrili).

LA SCALA DEL PH

È un parametro usato per indicare l'acidità di una soluzione. È pari al log in base 10 cambiato di segno della **[IONI IDRONIO]**. Va da un minimo di 0 a max 14

L'acqua pura ha concentrazione di 10⁻⁷ M → ph=7

Basi → diminuiscono concentrazione di IONI IDRONIO → ph sale

Acidi → ph scende **