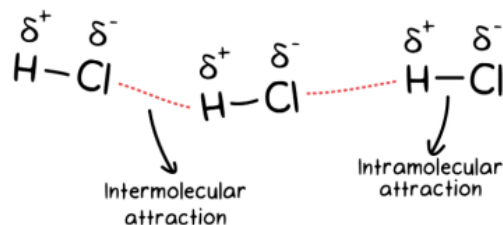


ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ – ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΥΛΗΣ – ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Εισαγωγή

- ✓ Ο άνθρωπος παρατηρεί τα φαινόμενα γύρω του
- ✓ ...προσπαθεί να αντιγράψει...
- ✓ ...αντιλαμβάνεται ότι δεν μπορεί αν ...δεν «καταλάβει» πως λειτουργούν...
- ✓ Σε τι διαφέρουν οι καταστάσεις...?
- ✓ Γιατί βράζει...? ...Όλα εμπειρικά...
- ✓ ...Κάποια μέρα καταλήγει στην ατομική θεωρία ... σωματίδια
- ✓ ...Δυνάμεις!
- ✓ Ποιες γνωρίζετε?
- ✓ Ενδομοριακές?
- ✓ Διαμοριακές...?
- ✓ Τι είναι δίπολο?

1) Δυνάμεις Ενδομοριακές & Διαμοριακές



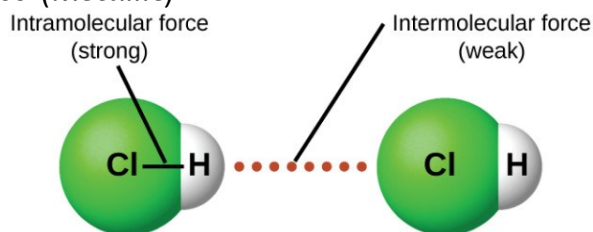
Interaction	Example	Energy
ion- ion	$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$	400 - 4000 kJ
Covalent Bonds	$\text{H} - \text{H}$	150-1100 kJ
ion-dipole (I-D)	$\text{Na}^+ \text{HCl}$	40-600 kJ
dipole - dipole (D-D)	$\text{HCl} \text{ HCl}$	5-25 kJ
dipole - induce dipole (D-ID)	$\text{HCl} \text{ O}_2$	2-10 kJ
London Dispersion (LD)	$\text{N}_2 \text{ N}_2$	0.05 - 40 kJ

ΕΡΩΤΗΣΗ: Δεσμός υδρογόνου περιέχεται στον παραπάνω πίνακα?

α) Ενδομοριακές Δυνάμεις – Intramolecular Force

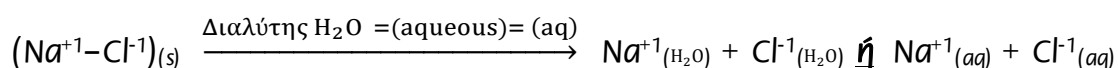
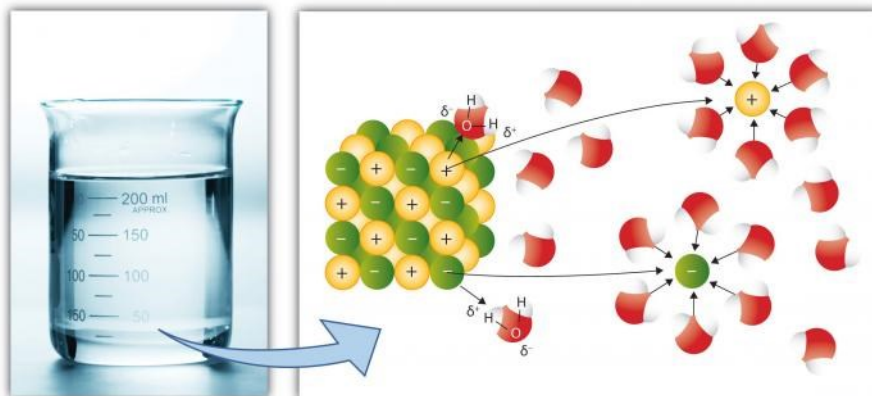
Ενδομοριακές δυνάμεις ονομάζονται εκείνες που συγκρατούν τα άτομα σε ένα μόριο ή ένα σύμπλεγμα ιόντων. Υπάρχουν τρεις βασικές κατηγορίες:

- Ιοντικός δεσμός (Ionic)
- Ομοιοπολικός δεσμός (Covalent)
- Μεταλλικός δεσμός (Metallic)*



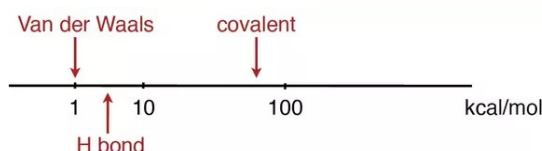
b) Διαμοριακές Δυνάμεις – Intermolecular Force

Διαμοριακές δυνάμεις ονομάζονται εκείνες μεταξύ πολικών μορίων, πολικών και μη πολικών μορίων και οι στιγμιαίες έλξεις μεταξύ μορίων και ατόμων.



Οι διαμοριακές δυνάμεις διαφέρουν από τις ενδομοριακές διότι:

- Εμφανίζονται ανάμεσα σε πολικά μόρια (μόνιμο φορτίο), σε πολικά και επαγωγικά πολικά μόρια μόνιμα ή στιγμιαία φορτισμένα
- Είναι σημαντικά ασθενέστερες, όπως φαίνεται στο παρακάτω παράδειγμα:
 $2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2 \quad E \approx 940 \text{ kJ}$ ενώ αντίστοιχα $H_2O(l) \longrightarrow H_2O(g) \quad E \approx 40 \text{ kJ}$

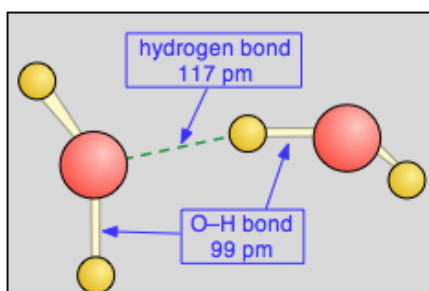


- Οι διαμοριακές δυνάμεις ταξινομούνται σε τρεις μεγάλες κατηγορίες:

- ❖ Δυνάμεις Διπόλου – Διπόλου (Van der Waals)

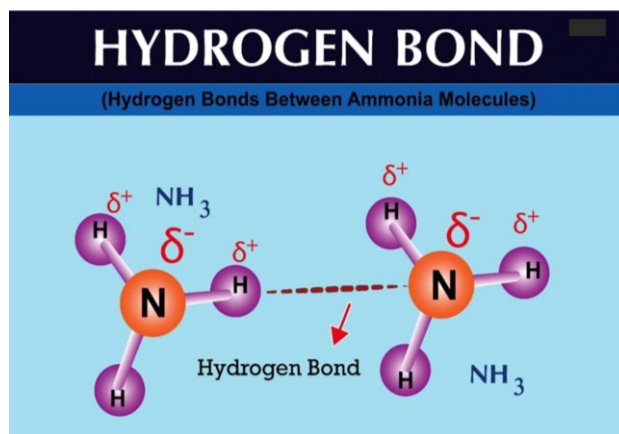
Πρόκειται για ηλεκτροστατικές δυνάμεις (Coulomb) μεταξύ:

- **Πολικών μορίων** και εξαρτώνται από:
 - Μέγεθος του μορίου
 - Μέτρο της διπολικής ροπής
- **Πολικών μορίων και ιόντων** και εξαρτώνται από:
 - Μέγεθος και μέτρο της διπολικής ροπής των μορίων
 - Μέγεθος και το φορτίο των ιόντων
- ❖ Δυνάμεις Διασποράς (London)
- ❖ Δεσμός Υδρογόνου



Ενέργεια ομοιοπολικού δεσμού O-H στο H_2O $E = 492 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Ενέργεια δεσμού Υδρογόνου O...H ανάμεσα σε μόρια H_2O $E = 23 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

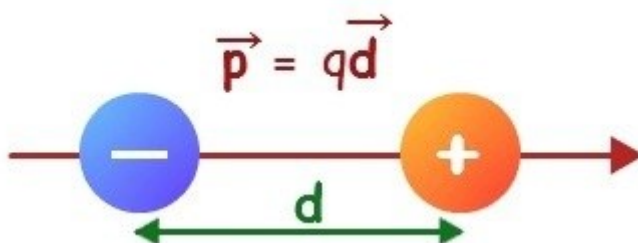


Ε ιοντικός > Ε ομοιοπολικός >> Ε υδρογόνου >> Ε διπόλου > Ε διασποράς

2) Διπολική Ροπή

Διπολική ροπή ονομάζεται το μέτρο της πολικότητας (διανυσματικό)

- Είναι η συνισταμένη των διπολικών ροπών
- Στα διατομικά η πολικότητα του μορίου εξαρτάται από το είδος των ατόμων:
 - Όμοια άτομα ⇨ μη πολικό μόριο (Cl_2 , O_2 , H_2 , N_2 , ...)
 - Διαφορετικά άτομα ⇨ πολικό μόριο (HCl , HBr , HI ...)
- Σε τρι-, τετρα-, ... η πολικότητα του μορίου εξαρτάται από:
 - Πόλωση των δεσμών (ηλεκτραρνητικότητα, μέγεθος...)
 - Γεωμετρία & συμμετρία μορίου (ευθύγραμμη, τετραεδρική,...)



3) Συνέπειες διαμοριακών δυνάμεων

- Πρόκειται για σχετικά ασθενείς δυνάμεις - ασθενέστερες ιοντικού & ομοιοπολικού, αλλά επηρεάζουν σημαντικά τις φυσικές ιδιότητες των ενώσεων
- Οι συνέπειες είναι συνάρτηση της έντασης και της έκτασης των διαμοριακών

a) Διαλυτότητα

Διαμοριακές (διαλύτη - ουσίας) > Διαμοριακές (Διαλύτη – Διαλύτη) & (ουσίας – ουσίας)
Διάλυση – επιδιαλύτωση μορίων (π.χ. H_2O εφυδάτωση)

b) Σημείο βρασμού & σημείο τήξης

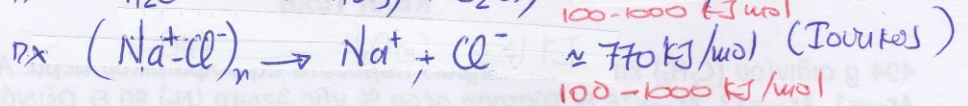
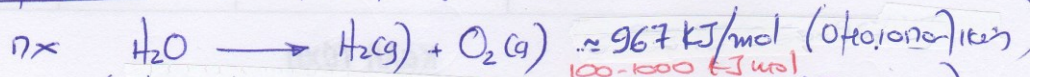
Αύξηση διαμοριακών δυνάμεων $\Rightarrow T_b \uparrow$ & $T_f \uparrow$ (Παραπλήσιο M_r)

- H_2O - $T_b \approx 373\text{K}$, με δεσμό υδρογόνου - $T_b \approx 175\text{K}$, χωρίς δεσμό υδρογόνου
- $T_{b\text{H}_2\text{O}} = 373\text{K} \gg T_{b\text{CH}_4} = 112\text{K}$ ($M_{r\text{H}_2\text{O}}=18$ & $M_{r\text{CH}_4}=16$)

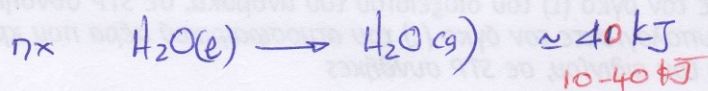
I. ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

1) Δυνάμεις Ενδομοριακές & Διαμοριακές

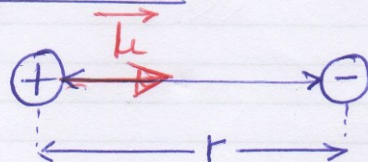
➤ Ενδομοριακές: Δυνάμεις μεταξύ ατόμων στο ίδιο ή διαφορετικό μόριο



➤ Διαμοριακές: Δυνάμεις μεταξύ μορίων

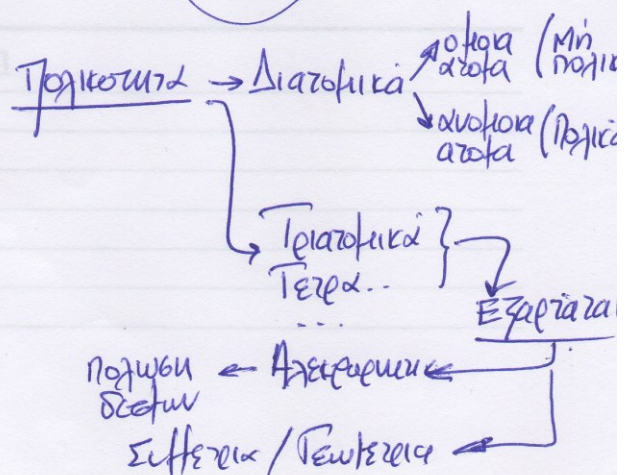
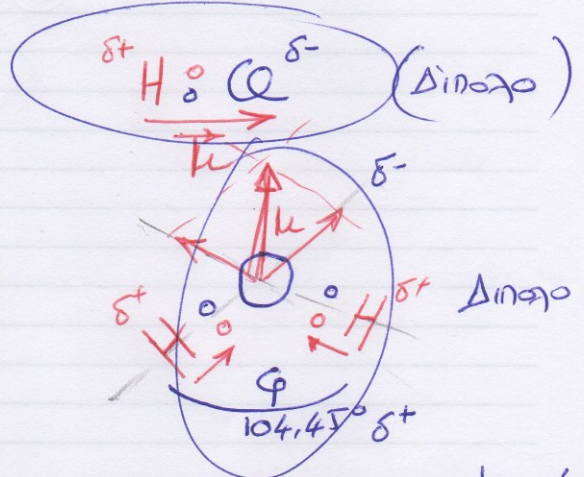
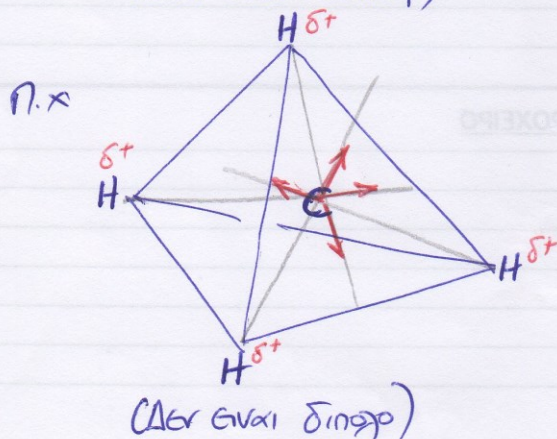
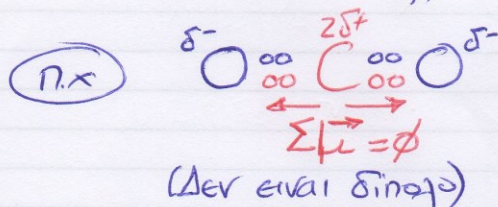
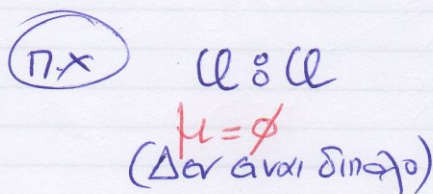


2) Διπολική Ροπή: Είναι το μέτρο της πολικότητας (μέτρο βάρους $\vec{\mu}$)



$$\mu = q \cdot r$$

q: θετικό / αρνητικό
r: απόσταση φε



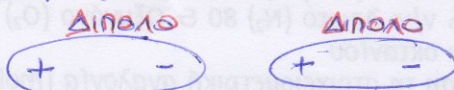
π.χ

3) Διαφορικές Δυνάμεις - Περιπτώσεις

Δυνάμεις Van der Waals = "Αδρανείς" ηλεκτροστατικές δυνάμεις, αναφέρονται σε αέρια ή/και υγρά, λόγω διασπαικής ροής (κονινη-παροδική)

α°/ Δυνάμεις Διπόλου-Διπόλου

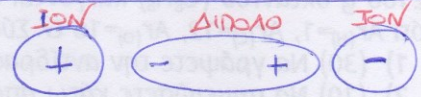
Μεταξύ πολικών μορίων



Σημείωση: Εξαρτώνται από:

- > Μέγεθος μορίων (M_r)
- > Διασπαική ροή (μ)

Μεταξύ πολικών μορίων & Ιόντων



Σημείωση: Εξαρτώνται

- > Μέγεθος & Διασπαική ροή μορίων
- > Μέγεθος & φορτίο ιόντων

M_r & q

β°/ Δυνάμεις Διασπαικής (London)

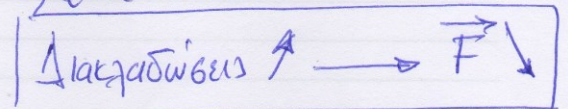
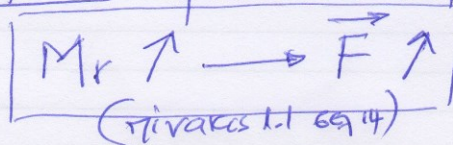
Μεταξύ μη πολικών μορίων

(Παροδικά Διπόλα & Επαγόμενα)

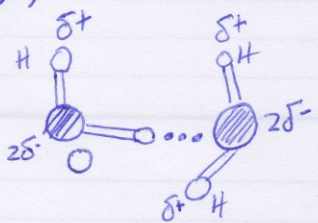
Μεταξύ πολικού & μη πολικού μορίου

(επαγωγική πολικότητα)

Σημείωση: Η ισχύς των δυνάμεων εξαρτάται από:



δ°/ Δεσμός Υδρογόνου (Ειδική περίπτωση Διπόλου Διπόλου)



- Ελκτικές Δυνάμεις Coulomb
- Αναπτύξη τεταγμένων μορίων $H-X$ ($X = F, O, N$ Μεγάλη ηλεκτραρνητικότητα)
- Δεσμός/αδρανής τεταγμένο H ενός μορίου & X άλλου
- Συμβολίζεται $X-H \cdots X$ ή $X-H \cdots X$

ΕΙΟΝΤΙΚΟΣ > ΕΟΜΟΙΟΠΟΙΗΤΙΚΟΣ >> ΕΔΕΣΜΟΣ Η >> Ε VON DER WAALS > Ε LONDON

ΠΙΝΑΚΑΣ ΣΧΗΜΑ 1.6

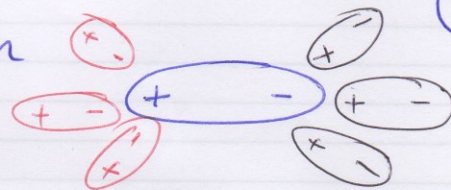
4) Συνέπειες Διαφορικών Δυνάμεων

- Αν και πρόκειται για δυνάμεις αδρανειακής φύσης, επηρεάζουν βυθαιμένα τις ιδιότητες των ενώσεων
- Η επίδραση εξαρτάται της έντασης & της έκτασης τους

α/ Διαχυσιμότητα "Όμοια διαχύνουν όμοια"

Δυνάμεις Διαφορικές (Διαχυσιμ. ουδίας) > Δυνάμεις Διαφορικές (Διαχυσιμ. ουδίας) &

Διαχυση - Επίδραση



β/ Σημεία Ψαφτού (Ζεώ) & Τήξης

Δυνάμεις Διαφορικές $\vec{F} \uparrow \Rightarrow T_b \uparrow \text{ & } T_f \uparrow$

! Προσοχή! Παραπλίσιο Mr

π.χ $H_2O \rightarrow T_b \approx 373 K$ (Δεξιάς υδρογόνου)
 $T_b \approx 175 K$ (Χωρίς - " -)

π.χ H_2O & CH_4
 $M_r = 18$ $M_r = 16$

$T_b H_2O \gg T_b CH_4$
 $373 K$ $112 K$

ΠΙΝΑΚΑΣ

$HF - 293 K$

$H_2O - 373 K$

$H_3N \rightarrow 240 K$

$H_2C - 112 K$

$H_2S - 213 K$

$HCl - 221 K$

$ABr - 200 K$

$H_2 - 240 K$

Αρκετές: 16 έως 23

(Διαφορικές)
 Δυνάμεις

373 10%

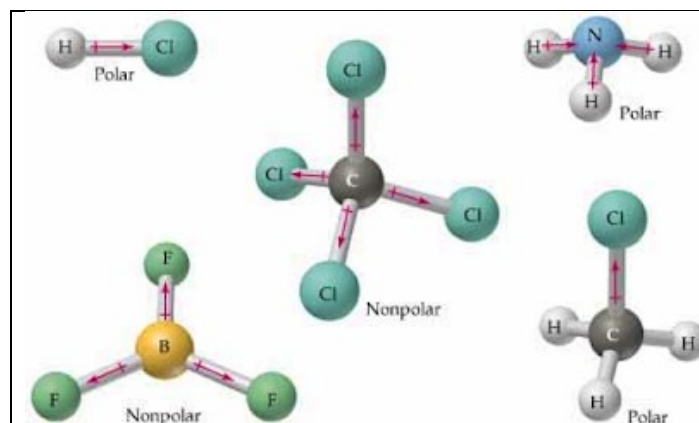
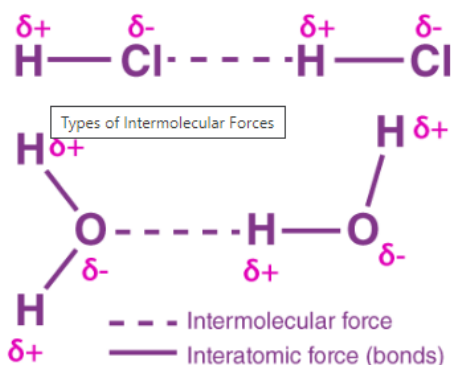
Ι.4. Μεταβολή καταστάσεων της ύλης

1. Αλλαγή κατάστασης
2. Ιδιότητες των υγρών
 - Ιξώδες ονομάζεται η δυσκολία στη ροή
 - Επιφανειακή τάση
 - Τάση ατμών

Στην επιφάνεια του υγρού κάποια μόρια υπερνικούν τις ενδομοριακές δυνάμεις λόγω... και αλλάζουν κατάσταση - εξατμίζονται

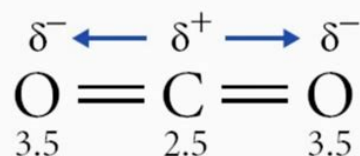
Intermolecular forces, often abbreviated to IMF, are the attractive and repulsive forces that arise between the molecules of a substance. These forces mediate the interactions between individual molecules of a substance.

Intermolecular forces are responsible for most of the physical and chemical properties of matter

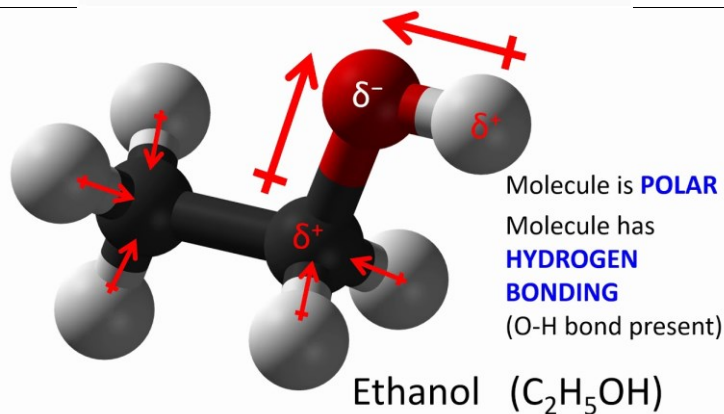
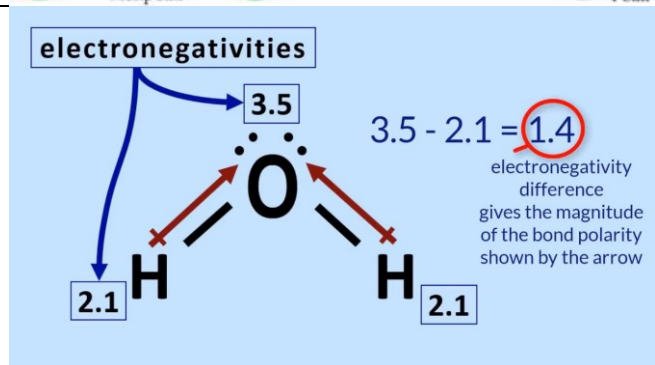


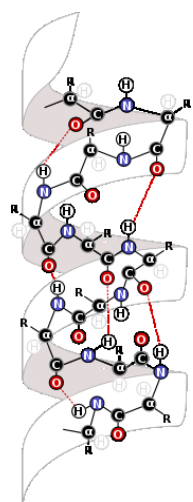
MOLECULAR SHAPE AND POLARITY

Example: CO_2



- The above arrows are vectors
- Adding these vectors together cancels them out
- $\therefore \text{CO}_2$ is non-polar





1.3. Διαμοριακές δυνάμεις – Καταστάσεις της ύλης

Dipole-dipole interactions

Dipole-dipole interactions, also called Keesom interactions or Keesom forces after [Willem Hendrik Keesom](#), who produced the first mathematical description in 1921, are the forces that occur between two molecules with **permanent dipoles**. They result from the [dipole-dipole](#) interaction between two [molecules](#). An example of this can be seen in [hydrochloric acid](#):



The molecules are depicted here as two point dipoles. A point dipole is an idealization similar to a point charge (a finite charge in an infinitely small volume). A point dipole consists of two equal charges of opposite sign δ^+ and δ^- , which are a distance d apart. This distance d is so small that at any distance R from the point dipole it can be assumed that $d/R \gg (d/R)^2$. In this idealization the electrostatic field outside the charge distribution consists of one (R^{-3}) term only, see [this article](#). The electrostatic interaction between two point dipoles is given by the single term $l_A = 1$ and $l_B = 1$ in the expansion above.

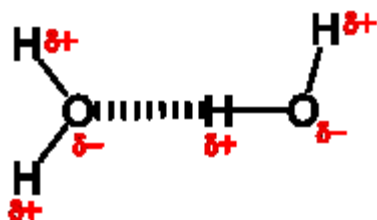
Obviously, no molecule is an ideal point dipole, and in the case of the HCl dimer, for instance, dipole-quadrupole, quadrupole-quadrupole, etc. interactions are by no means negligible (and neither are induction or dispersion interactions).

Note that almost always the dipole-dipole interaction between two atoms is zero, because atoms rarely carry a permanent dipole, see [atomic dipoles](#).

Hydrogen bonding

Main article: [Hydrogen bond](#)

[Hydrogen bonding](#) is an intermolecular interaction with a [hydrogen atom](#) being present in the intermolecular bond. This hydrogen is covalently (chemically) bound in one molecule, which acts as the *proton donor*. The other molecule acts as the *proton acceptor*. In the following important example of the water dimer, the [water](#) molecule on the right is the proton donor, while the one on the left is the proton acceptor:



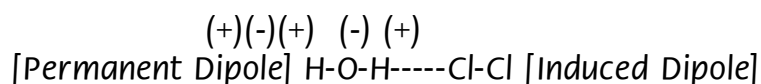
The hydrogen atom participating in the hydrogen bond is often covalently bound in the donor to an [electronegative](#) atom. Examples of such atoms are [nitrogen](#), [oxygen](#), or [fluorine](#). The electronegative atom is negatively charged (carries a charge δ^-) and the hydrogen atom bound to it is positively charged. Consequently the proton donor is a polar molecule with a relatively large dipole moment. Often the positively charged hydrogen atom points towards an electron rich region in the acceptor molecule. The fact that an electron rich region exists in the acceptor molecule, implies already that the acceptor has a relatively large dipole moment as well. The result is a dimer that to a large extent is bound by the dipole-dipole force.

For quite some time it was believed that hydrogen bonding required an explanation that was different from the other intermolecular interactions. However, reliable computer calculations that became possible during the 1980s have shown that only the four effects listed above play a role, with the dipole-dipole interaction being particularly important. Since the four effects account completely for the bonding in small dimers like the water dimer, for which highly accurate calculations are feasible, it is now generally believed that no other bonding effects are operative.

Hydrogen bonds are found throughout nature. In water the dynamics of these bonds produce unique properties essential to all known lifeforms. Hydrogen bonds, between hydrogen atoms and nitrogen atoms, of adjacent [DNA](#) base pairs generate intermolecular forces that improve binding between the strands of the molecule. [Hydrophobic effects](#) between the double-stranded DNA and the solute nucleoplasm prevail in sustaining the double-helix structure of DNA.

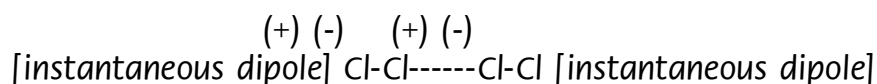
[\[edit\]](#) London dispersion forces

Also called London forces, **instantaneous dipole** (or *multipole*) effects (spatially variable δ^+) or [Van der Waals forces](#), these involve the attraction between temporarily induced dipoles in nonpolar molecules (often disappear within an instant). This polarization can be induced either by a polar molecule or by the repulsion of negatively charged electron clouds in nonpolar molecules. An example of the former is chlorine dissolving in water:



Note added by other author: Sketched is an interaction between the permanent dipole on water and an induced dipole on chlorine. The latter dipole is induced by the electric field offered by the permanent dipole of water (see [field from an electric dipole](#)).

This permanent dipole-induced dipole interaction is referred to as *induction* (or polarization) interaction and is to be distinguished from the London dispersion interaction. The latter is sometimes described as an interaction between two instantaneous dipoles, see [molecular dipole](#). The $\text{Cl}_2\text{---Cl}_2$ interaction that now follows is an example of a proper London dispersion interaction.



Note added by other author: It must be pointed out that the London interaction is *not* the only interaction between two chlorine molecules in the region where the overlap between the respective charge distributions may be neglected. Each chlorine molecule carries permanent [multipole moments](#) of even order, the first one being a permanent [quadrupole](#) moment (order 2). The interaction between two permanent multipole moments also contributes to the intermolecular force and the first term (quadrupole-quadrupole) is as important as the London dispersion force.

London dispersion forces exist between all atoms. London forces are the only reason for rare-gas atoms to condense at low temperature.

A **hydrogen bond** results from a [dipole-dipole force](#) between an [electronegative](#) atom and a [hydrogen](#) atom bonded to [nitrogen](#), [oxygen](#) or [fluorine](#) (thus the name "hydrogen bond", which must not be confused with a [covalent bond](#) to hydrogen). The energy of a hydrogen bond (typically 5 to 30 kJ/mole) is comparable to that of weak covalent bonds (155 kJ/mol), and a typical covalent bond is only 20 times stronger than an intermolecular hydrogen bond. These bonds can occur between molecules (*intermolecularly*), or within different parts of a single molecule (*intramolecularly*).^[2] The hydrogen bond is a very strong fixed dipole-dipole [van der Waals](#)-Keesom force, but weaker than [covalent](#), [ionic](#) and [metallic bonds](#). The hydrogen bond is somewhere between a covalent bond and an electrostatic [intermolecular](#) attraction. This type of bond occurs in both inorganic molecules (water) and [organic molecules](#) (DNA).

Intermolecular hydrogen bonding is responsible for the high boiling point of [water](#) (100 °C). This is because of the strong hydrogen bond, as opposed to other [group 16 hydrides](#). Intramolecular hydrogen bonding is partly responsible for the [secondary](#), [tertiary](#), and [quaternary structures](#) of [proteins](#) and [nucleic acids](#).

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

- 1) Μαυρόπουλος, Μ.; «Χημεία Ανόργανη Οργανική» Α. Μαυρόπουλος Copyright Αθήνα 1986
- 2) Λιοδάκης, Σ.; Γάκης, Δ.; Θεοδωρόπουλος, Δ.; Θεοδωρόπουλος, Π.; Κάλλης Α.; «Χημεία» Γ' Ενιαίου Λυκείου, Τεύχος Β, ΟΕΔΒ - Αθήνα, ISBN 978-960-06-5117-1
- 3) Σαλτερής Κ.; «Χημεία Γ2 Λυκείου Α' Τεύχος» Αθήνα, Copyright 2007, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 970-960-449-764-5
- 4) Σαλτερής Κ.; «Χημεία Γ Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης, Τεύχος Β'» Αθήνα, Copyright 2008, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 978-960-449-764-5
- 5) Brady J.; Humiston G.; "General Chemistry – Principles & structure", Publishers Wiley & sons, Edition 5, Copyright 1990 ISBN-13: 978-0471621317
- 6) Μαυρόπουλος, Μ.; «Διδάσκω Χημεία» Αθήνα, Copyright 1997, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 960-460-261-6
- 7) [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory_Chemistry/Introduction_to_General_Chemistry_\(Malik\)/03%3A_Compounds/3.09%3A_Intramolecular_forces_and_intermolecular_forces](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory_Chemistry/Introduction_to_General_Chemistry_(Malik)/03%3A_Compounds/3.09%3A_Intramolecular_forces_and_intermolecular_forces)
- 8) https://en.wikipedia.org/wiki/Intermolecular_force#Dipole-dipole_interactions
- 9) [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Physical_and_Theoretical_Chemistry_Textbook_Maps/Supplemental_Modules_\(Physical_and_Theoretical_Chemistry\)/Physical_Properties_of_Matter/Atomic_and_Molecular_Properties/Intermolecular_Forces/Specific_Interactions/Dipole-Dipole_Interactions](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Physical_and_Theoretical_Chemistry_Textbook_Maps/Supplemental_Modules_(Physical_and_Theoretical_Chemistry)/Physical_Properties_of_Matter/Atomic_and_Molecular_Properties/Intermolecular_Forces/Specific_Interactions/Dipole-Dipole_Interactions)
- 10) <https://www.chemistrysteps.com/dipole-dipole-london-dispersion-and-hydrogen-bonding-interactions/>
- 11) <https://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch22/rate.php>
- 12) https://genchem.chem.umass.edu/chem112/Fall_2020/112_Experiment_3_Text.pdf
- 13) https://chem.libretexts.org/Courses/California_Polytechnic_State_University_San_Luis_Obispo/Survey_of_Biochemistry_and_Biotechnology/01%3A_Chemical_and_Biological_Foundations/1.03%3A_Intermolecular_Forces
- 14) [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Map%3A_Organic_Chemistry_\(Wade\)_Complete_and_Semesters_I_and_II/Map%3A_Organic_Chemistry_\(Wade\)/02%3A_Structure_and_Properties_of_Organic_Molecules/2.11%3A_Intermolecular_Forces_and_Relative_Boiling_Points_\(bp\)](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Organic_Chemistry/Map%3A_Organic_Chemistry_(Wade)_Complete_and_Semesters_I_and_II/Map%3A_Organic_Chemistry_(Wade)/02%3A_Structure_and_Properties_of_Organic_Molecules/2.11%3A_Intermolecular_Forces_and_Relative_Boiling_Points_(bp))
- 15) <https://www.youtube.com/watch?v=08kGgrqaZXA&t=14s>
- 16)