



Πανεπιστήμιο Δυτικής Μακεδονίας
Τμήμα Μηχανολόγων Μηχανικών

Χημεία

Ενότητα 12: Διαμοριακές δυνάμεις

Τόλης Ευάγγελος

e-mail: etolis@uowm.gr

Τμήμα Μηχανολόγων Μηχανικών



Πανεπιστήμιο Δυτικής Μακεδονίας



Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης

Άδειες Χρήσης

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό υπόκειται σε άδειες χρήσης Creative Commons.
- Για εκπαιδευτικό υλικό, όπως εικόνες, που υπόκειται σε άλλου τύπου άδειας χρήσης, η άδεια χρήσης αναφέρεται ρητώς.



Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ψηφιακά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Δυτικής Μακεδονίας**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο τη αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.
- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



Ευρωπαϊκή Ένωση
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΕΠΙΧΕΙΡΗΣΙΑΚΟ ΠΡΟΓΡΑΜΜΑ
ΕΚΠΑΙΔΕΥΣΗ ΚΑΙ ΔΙΑ ΒΙΟΥ ΜΑΘΗΣΗ
επένδυση στην κοινωνία της γνώσης
ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης

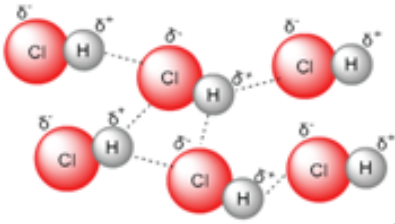


ΕΣΠΑ
2007-2013
πρόγραμμα για την ανάπτυξη
ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ



Κεφάλαιο 12^ο

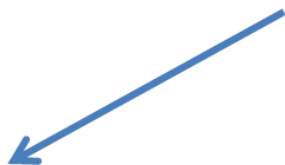
12 Διαμοριακές
δυνάμεις



The diagram illustrates intermolecular forces in hydrogen chloride (HCl) molecules. It shows four HCl molecules arranged in a 2x2 grid. Each molecule consists of a red sphere representing a chlorine atom (Cl) and a smaller grey sphere representing a hydrogen atom (H). The chlorine atoms are labeled with a partial negative charge (δ^-) and the hydrogen atoms with a partial positive charge (δ^+). Dotted lines represent the attractive forces between the δ^- of one chlorine atom and the δ^+ of a neighboring hydrogen atom, showing both Cl-Cl and H-H interactions.

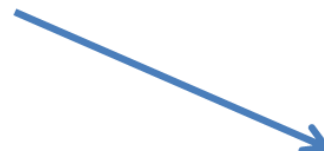
Διαμοριακές δυνάμεις (1/10)

ΔΕΣΜΟΙ ΠΟΥ ΣΥΓΚΡΑΤΟΥΝ ΤΑ ΔΟΜΙΚΑ ΣΥΣΤΑΤΙΚΑ ΤΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ



ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

Αναπτύσσονται μεταξύ **ατόμων** ή **ιόντων** κατά τον σχηματισμό των χημικών ενώσεων



ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

Αναπτύσσονται μεταξύ των **ιδίων** των **μορίων** (πχ H_2O)
Είναι δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως

ΙΣΧΥΣ ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΩΝ ΔΥΝΑΜΕΩΝ << ΙΣΧΥ ΤΩΝ ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΩΝ ΔΥΝΑΜΕΩΝ

$H_2 = 430 \text{ kJ/mole}$ ενώ το $Ne(l)$ σε $Ne(g)$ απαιτείται 1 kJ/mole



Διαμοριακές δυνάμεις (2/10)

- Κατηγορίες ενδομοριακών δυνάμεων:

- Δυνάμεις διπόλου – διπόλου.
- Δυνάμεις London (ή διασποράς).
- Δυνάμεις δεσμών υδρογόνου.



**ΔΥΝΑΜΕΙΣ Wan
der Walls**



Διαμοριακές δυνάμεις (3/10)

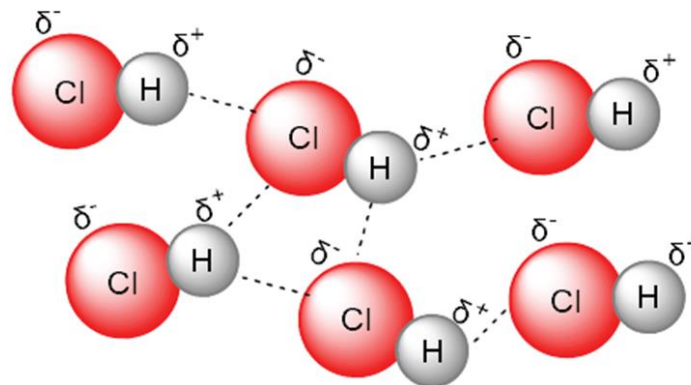
- **Δυνάμεις ΔΙΠΟΛΟΥ-ΔΙΠΟΛΟΥ:**

Εμφανίζονται σε **πολικά μόρια** και οφείλονται στην τάση να **προσανατολίζονται** τα πολικά μόρια, έτσι ώστε το θετικό άκρο του ενός να βρίσκεται στο αρνητικό του άλλου.

Πχ. HCl: Το Cl ηλεκτραρνητικότερο του H, συνεπώς έλκει τι ηλεκτρονιακό νέφος προς το μέρος του (με αποτέλεσμα να φορτίζεται αρνητικά, δ^- , ενώ το H θετικά, δ^+) έτσι το μόριο είναι πολωμένο:



Όσο μεγαλύτερη η διπολική ροπή τόσο εντονότερη η παρουσία των δυνάμεων διπόλου-διπόλου.



----- ελκτικές αλληλεπιδράσεις

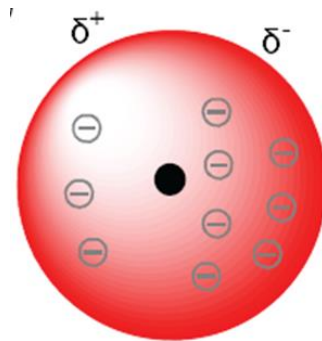


Διαμοριακές δυνάμεις (4/10)

- **Δυνάμεις LONDON:**

Εμφανίζονται σε **μη πολικά μόρια**. Η υγροποίηση τέτοιων μορίων (Ne) δηλώνει ότι μεταξύ των μορίων πρέπει να αναπτύσσονται κάποιες ασθενείς δυνάμεις.

Πχ. Ne, τα 10 e⁻ που περιστρέφονται γύρω από των πυρήνα του Ne είναι δυνατό να βρεθούν περισσότερα στην μία πλευρά από ότι στην άλλη:

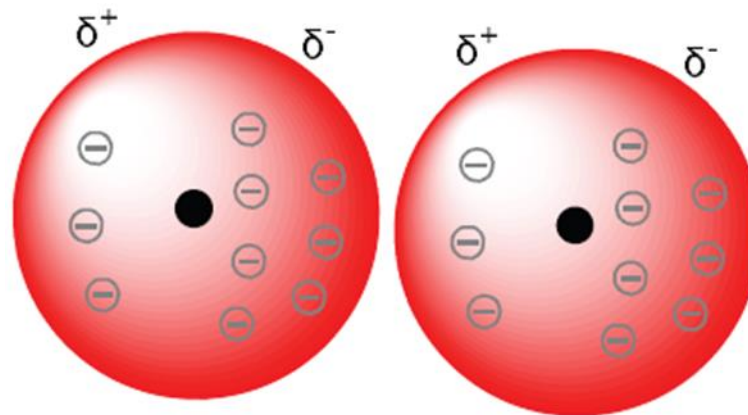


Στιγμιαίο Δίπολο

Διαμοριακές δυνάμεις (5/10)

- **Δυνάμεις LONDON:**

Όταν ένα στιγμιαίο δίπολο πλησιάσει ένα άλλο άτομο εμφανίζεται και αυτό ως δίπολο (δίπολο εξ επαγωγής) λόγω της άπωσης των ηλεκτρονίων.



ΠΟΛΥΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΑ άτομα μπορούν να πολωθούν ευκολότερα οπότε αναπτύσσονται ισχυρότερες δυνάμεις London.

Διαμοριακές δυνάμεις (6/10)

- **Διαμοριακές δυνάμεις και σημείο ζέσεως:**

Το σ.ζ. εξαρτάται από την ισχύ των ελκτικών δυνάμεων που αναπτύσσονται ανάμεσα στα μόρια της ουσίας.

Μεγαλύτερες δυνάμεις -> Υψηλότερο σ.ζ.

Από τις δυνάμεις Van der Waals αυτές που εμφανίζονται σε όλα τα μόρια είναι οι δυνάμεις London.

Η ισχύς των **δυνάμεων London** και άρα το **σ.ζ. αυξάνει** με την αύξηση των e^- άρα με την αύξηση του **Μοριακού τους βάρους**.

Στα αλογόνα (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) και τα ευγενή αέρια (He, Ne, Ar, Kr) το **σ.ζ. αυξάνει** με την **αύξηση** του **M.B.**



Διαμοριακές δυνάμεις (7/10)

- **Δεσμός ΗΔΡΟΓΟΝΟΥ:**

Συγκρίνοντας τα σ.ζ. του H_2O (100°C) και H_2S (-60°C) λόγω του παραπλήσιου Μ.Β. δεν εξηγείται αυτή η διαφορά!!



Στα μόρια του H_2O πρέπει να δημιουργούνται ισχυρότεροι ενδομοριακοί δεσμοί σε σχέση με τις δυνάμεις Van der Waals.

Δεσμός υδρογόνου είναι η ελκτική δύναμη που αναπτύσσεται ανάμεσα στο **άτομο H ενός μορίου** (το οποίο συνδέεται με ένα πολύ ηλεκτραρνητικό άτομο) και στο **ηλεκτραρνητικό άτομο ενός άλλου μορίου**.

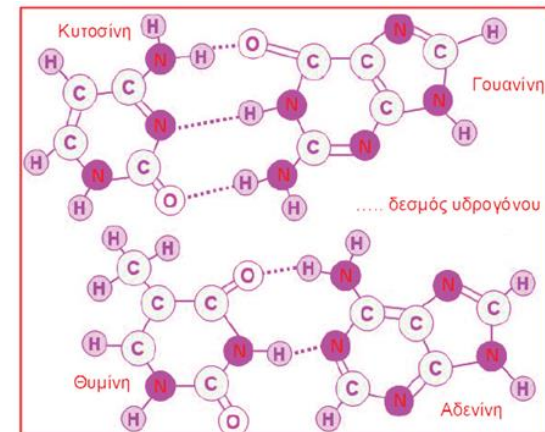
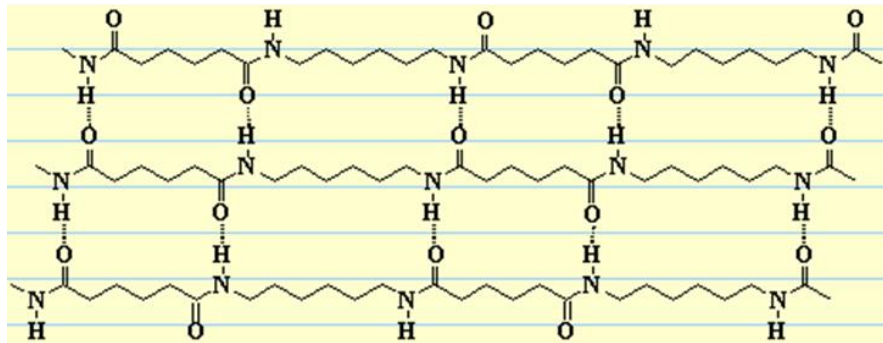


Διαμοριακές δυνάμεις (8/10)

- **ΚΑΤΑΤΑΞΗ ΙΣΧΥΟΣ ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΩΝ ΔΕΣΜΩΝ:**

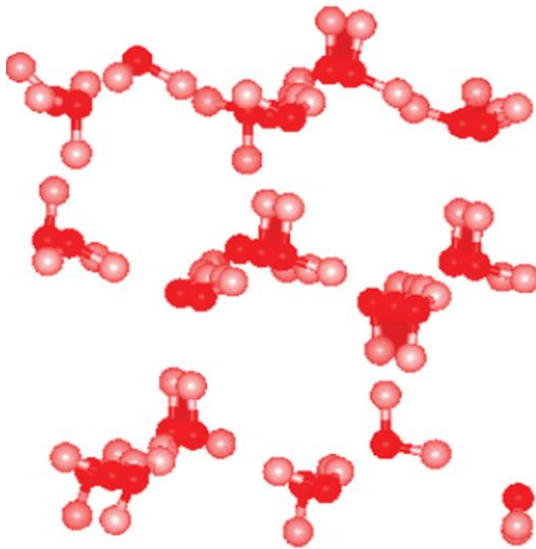
Δεσμός Υδρογόνου >> Δυνάμεις Van der Waals
(10-20 kJ/mole) (< 5kJ/mole)

- Ιδιότητες που ερμηνεύονται με βάση τον δεσμό H:
 - Μεγάλη αντοχή πολλών πολυμερών.
 - Διαλυτότητα των αλκοολών και των οξέων στο νερό.
 - Δομή πολλών βιολογικών μορίων (πχ. Πρωτεϊνών και DNA).

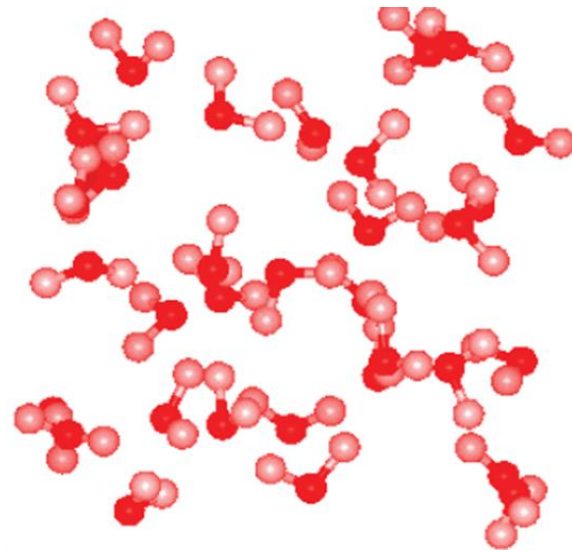
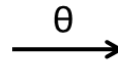


Διαμοριακές δυνάμεις (9/10)

- **Δεσμός Υδρογόνου στο νερό:**
Ο πάγος είναι ελαφρύτερος από το νερό.

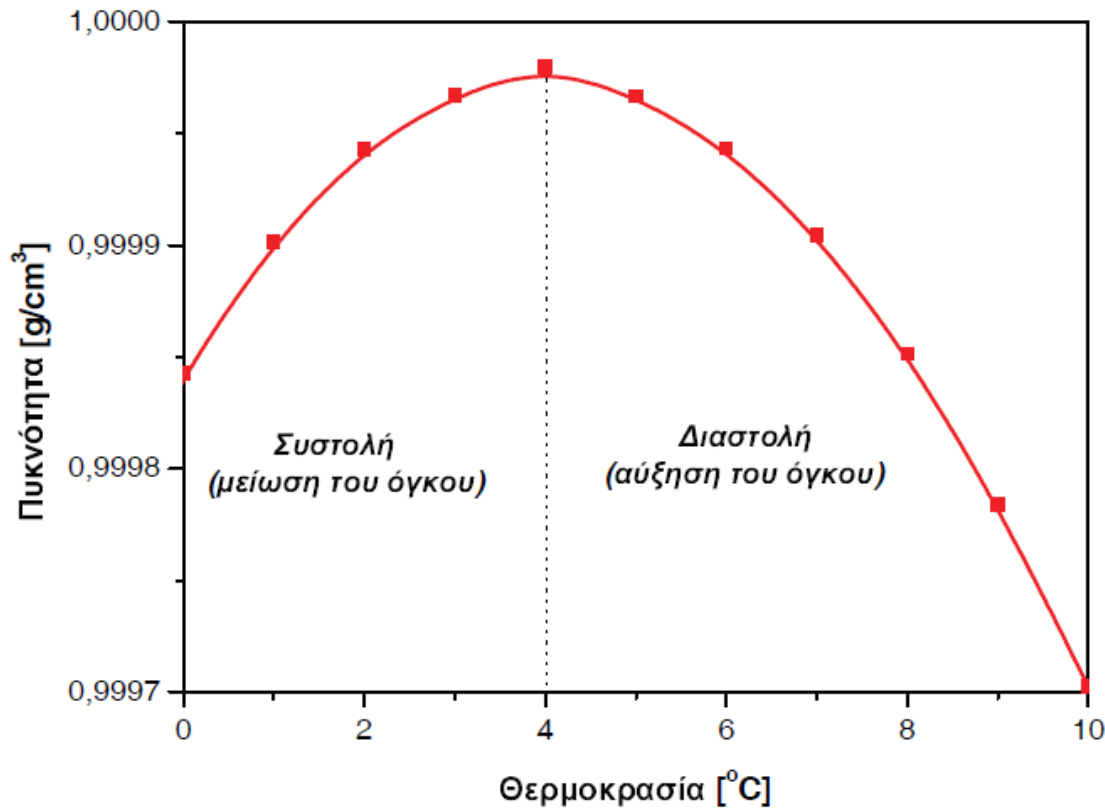


Πάγος: αραιή εξαγωνική δομή στο κρυσταλλικό πλέγμα.



Υγρή μορφή: Σπάσιμο δεσμών Η γεμίζει το κρυσταλλικό πλέγμα, οπότε ίδιος χώρος περισσότερα μόρια νερού (= μεγαλύτερη d).

Διαμοριακές δυνάμεις (10/10)



Σχήμα 12.9: Μεταβολή της πυκνότητας του νερού σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία.



Τέλος Ενότητας



Ευρωπαϊκή Ένωση
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



Σημείωμα Αναφοράς

- Copyright Πανεπιστήμιο Δυτικής Μακεδονίας, Τμήμα Μηχανολόγων Μηχανικών, Μαρνέλλος Γεώργιος. «Χημεία». Έκδοση: 1.0. Κοζάνη 2015. Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση: [https:// eclass.uowm.gr/courses/MECH100/](https://eclass.uowm.gr/courses/MECH100/)



Σημείωμα Αδειοδότησης

Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Όχι Παράγωγα Έργα Μη Εμπορική Χρήση 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους όρους χρήσης τους στο «Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων».



[1] <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/4.0/>

Ως Μη Εμπορική ορίζεται η χρήση:

- που δεν περιλαμβάνει άμεσο ή έμμεσο οικονομικό όφελος από την χρήση του έργου για το διανομέα του έργου και αδειοδόχο
- που δεν περιλαμβάνει οικονομική συναλλαγή ως προϋπόθεση για τη χρήση ή πρόσβαση στο έργο
- που δεν προσπορίζει στο διανομέα του έργου και αδειοδόχο έμμεσο οικονομικό



Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων

Το Έργο αυτό κάνει χρήση των ακόλουθων έργων:

Εικόνες/Σχήματα/Διαγράμματα/Φωτογραφίες

- Γενική Χημεία. Θεωρία & Εφαρμογές, Μ.Ι. Κονσολάκης, Εκδόσεις ΑΕΝΑΟΣ, 2008



Διατήρηση Σημειωμάτων

Οποιαδήποτε αναπαραγωγή ή διασκευή του υλικού θα πρέπει να συμπεριλαμβάνει:

- το Σημείωμα Αναφοράς
- το Σημείωμα Αδειοδότησης
- τη δήλωση Διατήρησης Σημειωμάτων
- το Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων (εφόσον υπάρχει)

μαζί με τους συνοδευόμενους υπερσυνδέσμους.

