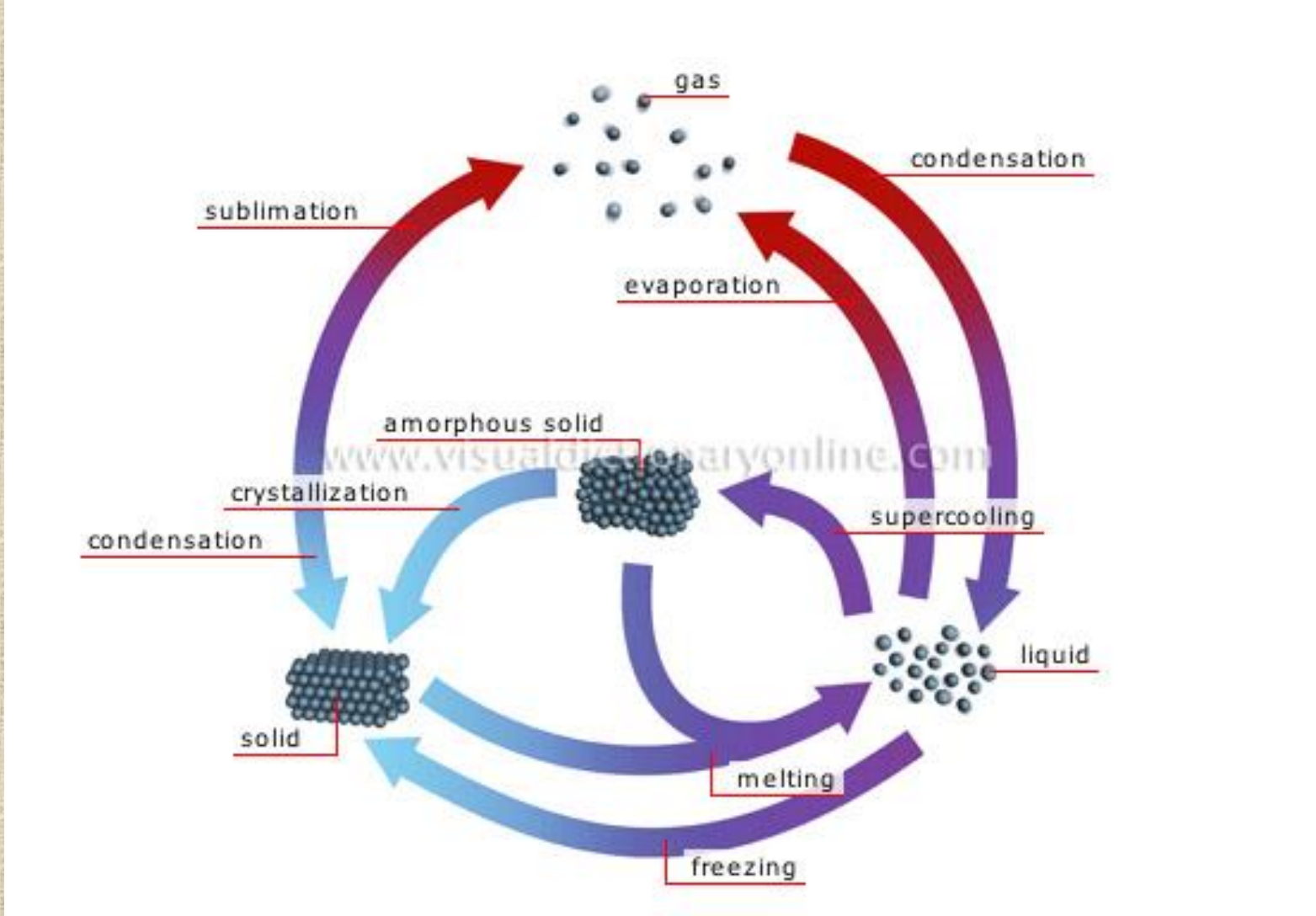
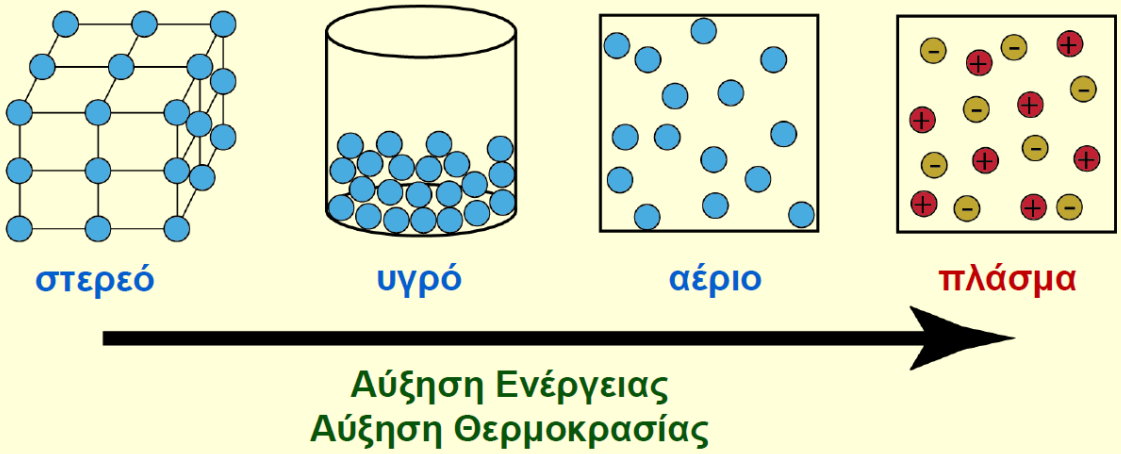
ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

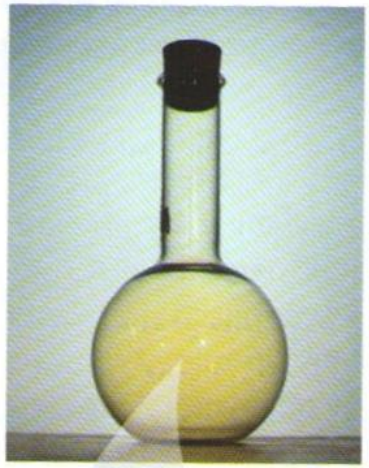


ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

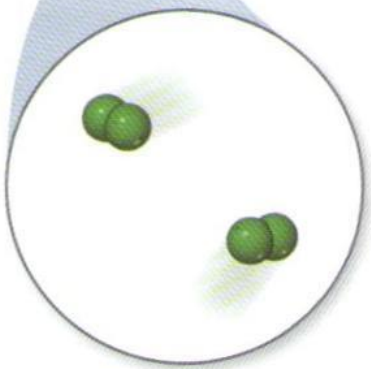


- ✓ Δυνάμεις συνοχής μεταξύ των μορίων
- ✓ Κινητική ενέργεια των μορίων ($E_κ$)

Ισχύς των διαμοριακών έλξεων αυξάνει



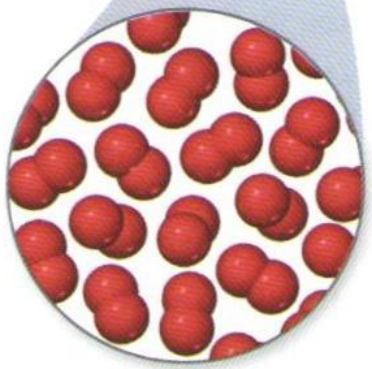
Αέριο



Χλώριο, Cl_2

Σωματίδια απομακρυσμένα, έχουν πλήρη ελευθερία κινήσεων

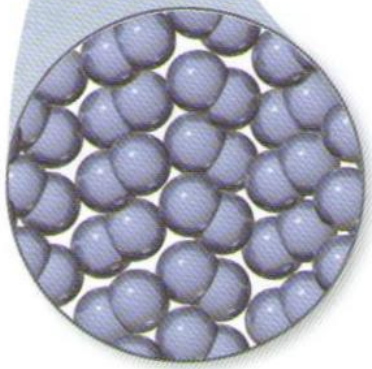
Υγρό



Βρώμιο, Br_2

Σωματίδια πολύ κοντά αλλά τυχαία διατεταγμένα, διατηρούν ελευθερία κίνησης, αλλάζουν ταχύτατα γείτονες

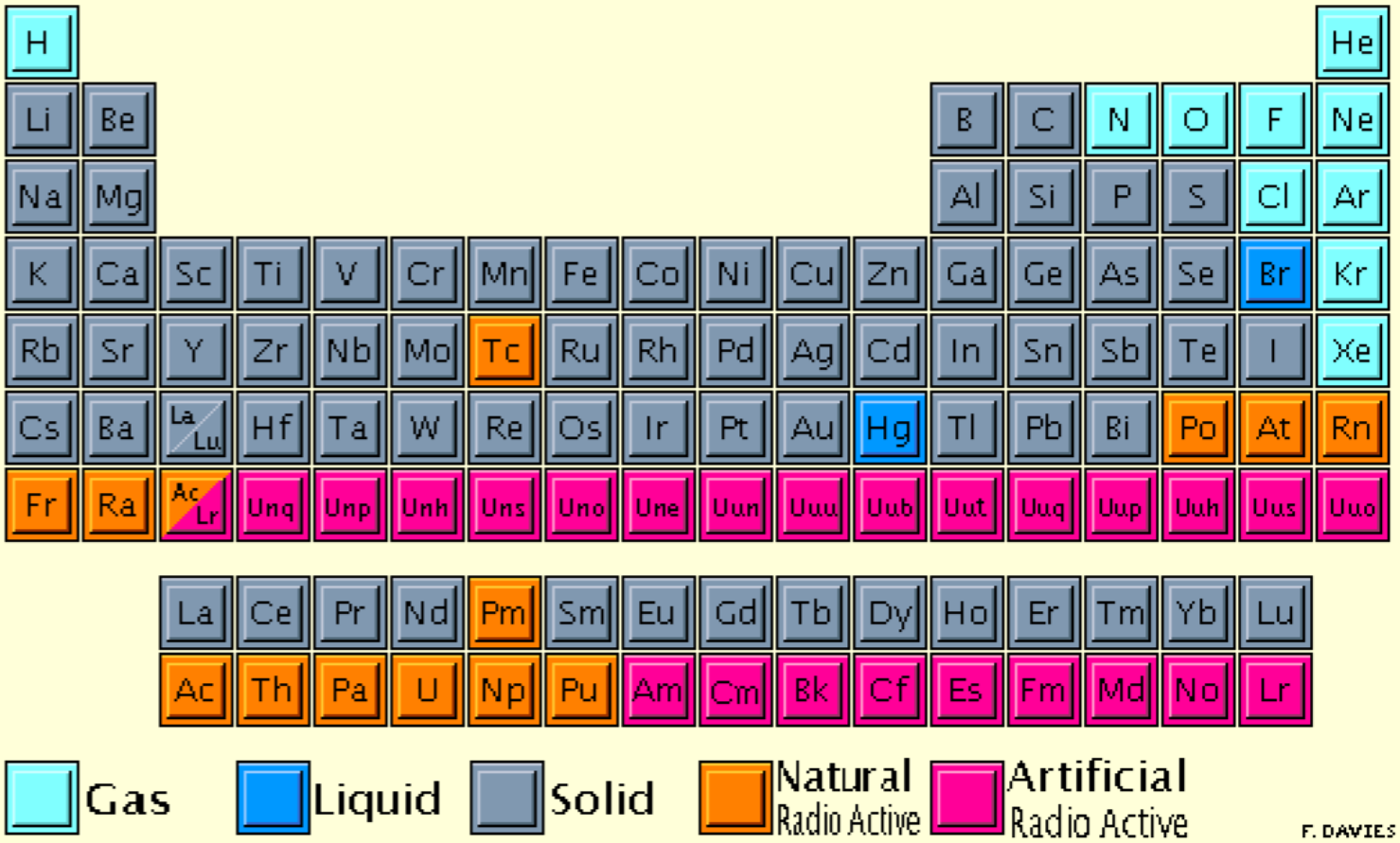
Στερεό



Ιώδιο, I_2

Σωματίδια συμπυκνωμένα σε διατεταγμένη σειρά, θέσεις ουσιαστικά καθορισμένες

ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ



ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Δυνάμεις μεταξύ μορίων, ασθενέστερες εν γένει από τις δυνάμεις μεταξύ ατόμων

- **διπόλου - διπόλου**
- **δεσμός υδρογόνου**
- **ιόντος - διπόλου**
- **ιόντος ή διπόλου - διπόλου εξ επαγωγής**
- **διπόλου εξ επαγωγής - διπόλου εξ επαγωγής**

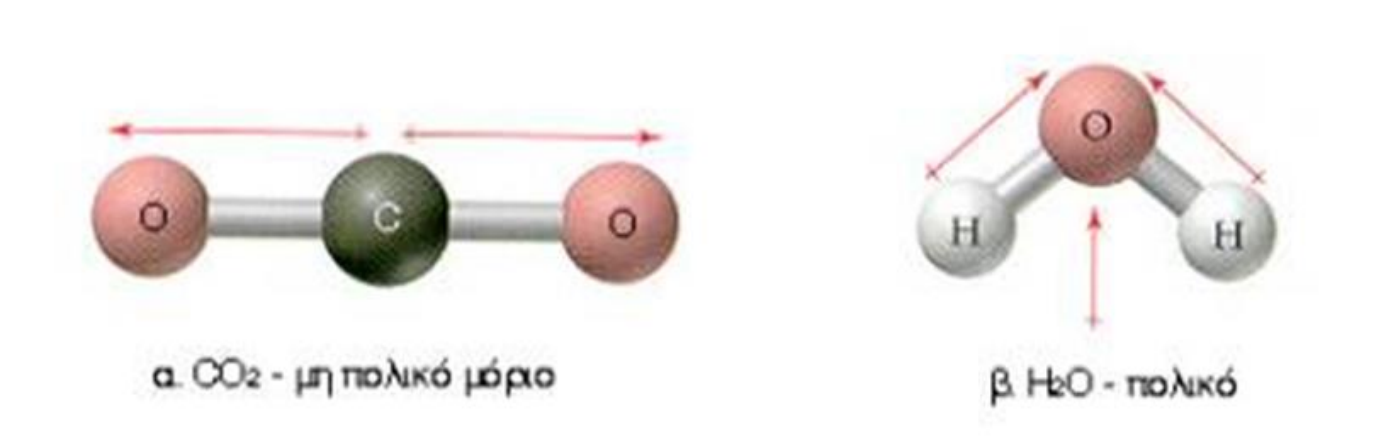
Τάση ατμών
Βρασμός
Τήξη
Εξάχνωση

} **συμβαίνουν όταν τα σωματίδια της ύλης έχουν κινητική ενέργεια που υπερνικά τις διαμοριακές δυνάμεις**

Πολικότητα Μορίων

- **Πολικά είναι τα μόρια τα οποία παρουσιάζουν θετικό και αρνητικό πόλο.**
- **Η πολικότητα των μορίων έχει άμεση σχέση με την ισχύ των διαμορικών δυνάμεων και την συμπεριφορά των ενώσεων ως διαλύτες**

$$\mu = \delta \cdot r$$



- **Η πολικότητα ενός μορίου καθορίζεται από την πολικότητα των δεσμών μεταξύ των ατόμων και την γεωμετρία του**
- **Η πολικότητα των δεσμών καθορίζεται από την διαφορά ηλεκτραρνητικότητας των ατόμων**

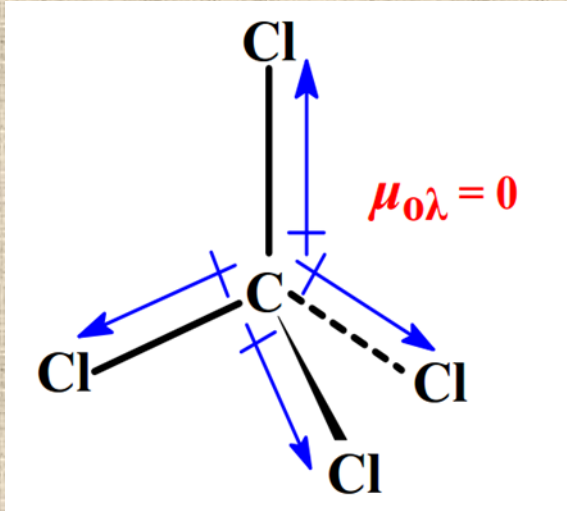
Μοριακή γεωμετρία και πολικότητα μορίων

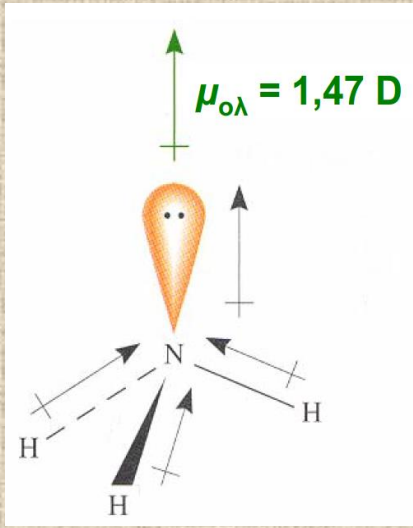
- **Γενικά, όλα τα μόρια του τύπου *ABn (n= 2–6)* είναι, λόγω συμμετρίας, *μη πολικά*, παρά την ύπαρξη επιμέρους διπολικών ροπών των δεσμών A–B.**

- **Πολυατομικά μόρια των τύπων AB_nE_m (όπου E τα μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων κεντρικού ατόμου A) είναι *πολικά*.**

Εξαίρεση:

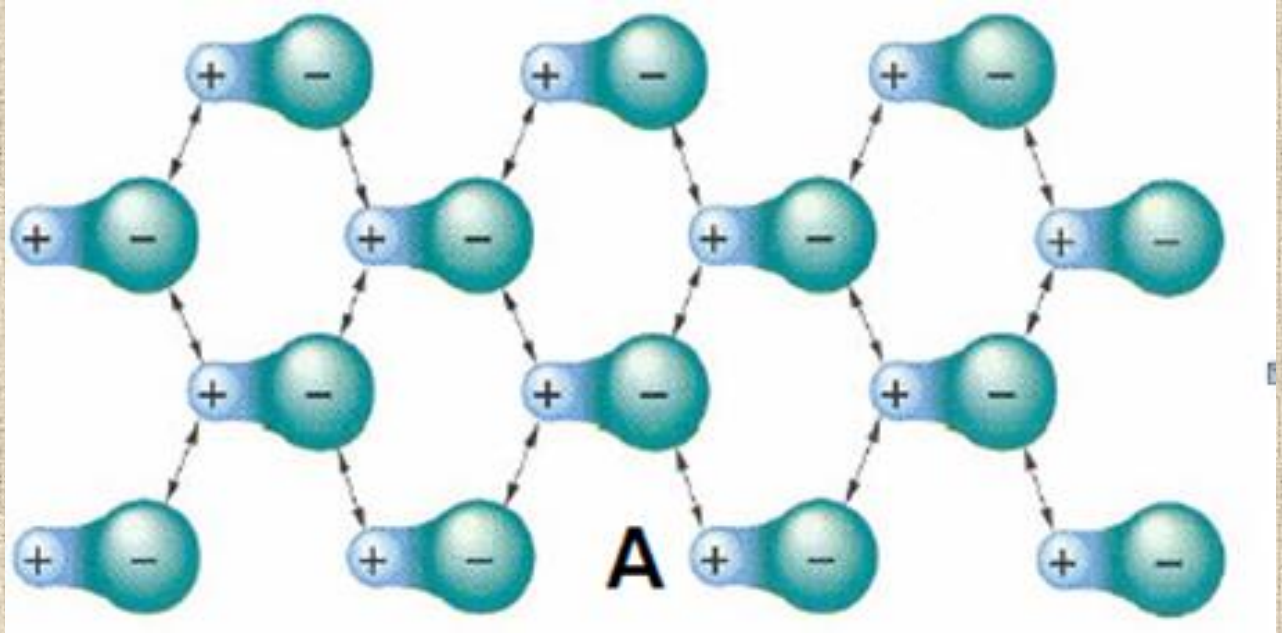
- **τα μόρια του γενικού τύπου AB_2E_3 που είναι γραμμικά, όπως π.χ. το XeF_2.**
- **τα μόρια του γενικού τύπου AB_4E_2, που είναι επίπεδα τετραγωνικά, όπως π.χ. το XeF_4.**





ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΔΙΠΟΛΟΥ - ΔΙΠΟΛΟΥ

- **Αναπτύσσονται ανάμεσα σε μόρια στα οποία παρατηρείται ανομοιόμορφη κατανομή ηλεκτρονικού φορτίου (<u>πολικά μόρια).</u>**
- **Είναι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης που δημιουργούν προσανατολισμό στα μόρια.**



$$\mu = \delta \cdot r$$

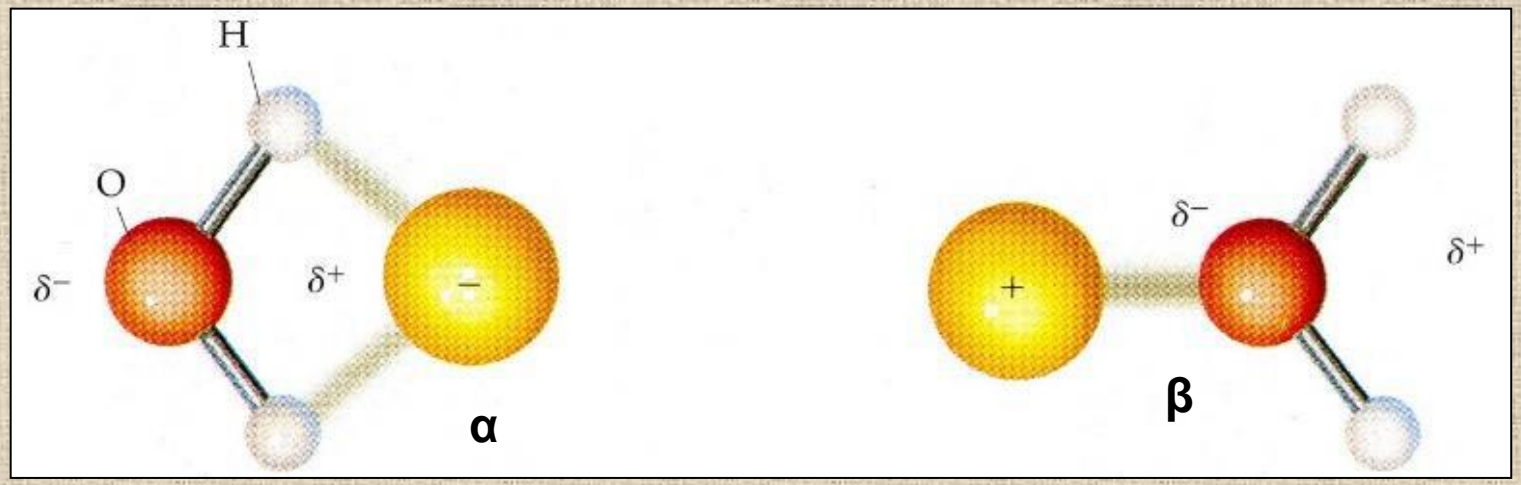
$$E = \frac{\mu_1 \cdot \mu_2}{2\pi\varepsilon_0 r^3}$$

E: ενέργεια αλληλεπίδρασης
μ_1, μ_2: διπολικές ροπές
r: απόσταση μορίων

Τ↓ : υπερτερούν οι ελκτικές δυνάμεις διπόλου-διπόλου → στερεά ή υγρά

Τ↑: υπερτερούν οι απωστικές δυνάμεις λόγω θερμικής κίνησης → αέρια

ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΙΟΝΤΟΣ – ΔΙΠΟΛΟΥ



α: δεσμός ανιόντος – νερού

β: δεσμός κατιόντος – νερού

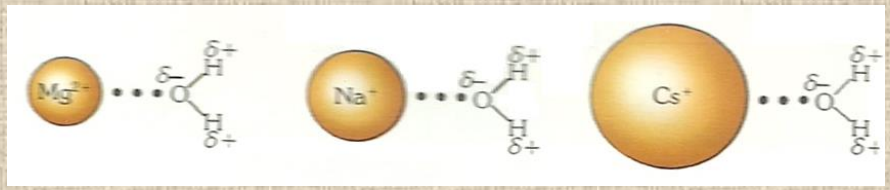
Διάλυση ιοντικής ένωσης σε νερό

Η ισχύς του δεσμού Ιόντος-Διπόλου εξαρτάται από:

- **μέγεθος & φορτίο ιόντος**
- **μέγεθος & διπολική ροπή μορίου**

ΠΙΝΑΚΑΣ 11.2 Ενθαλπία ενυδάτωσης ιόντων σε συνάρτηση με την ακτίνα του ιόντος για τα στοιχεία της ΙΑ ομάδας

Κατιόν	Ιοντική ακτίνα pm	Ενθαλπία ενυδάτωσης kJ mol^{-1}
Li^+	90	-515
Na^+	116	-405
K^+	152	-321
Rb^+	166	-296
Cs^+	181	-263

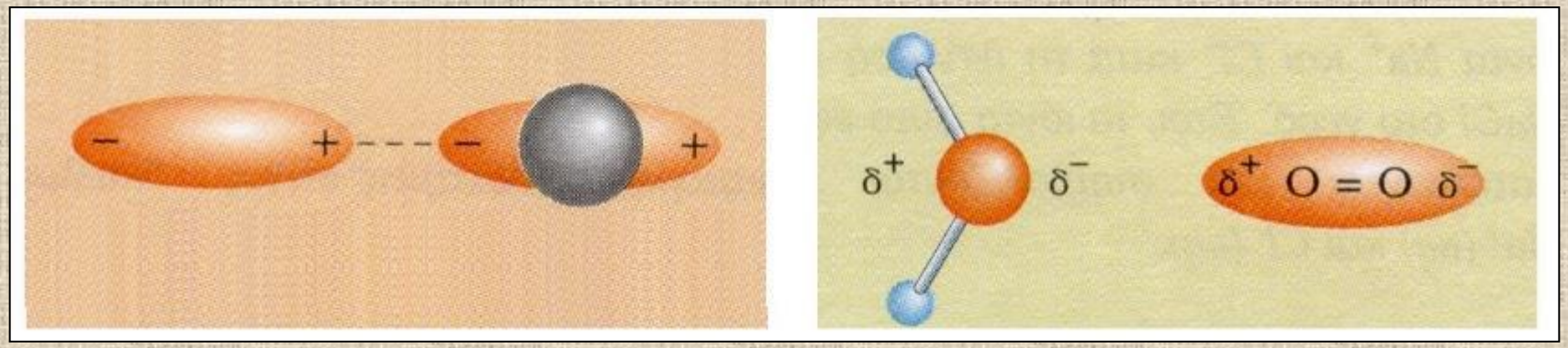


	Ενθαλπία ενυδάτωσης
Mg^{2+}	-1922 kJ/mol
Na^+	-405 kJ/mol
Cs^+	-263 kJ/mol

Δυνάμεις Διπόλου (ή Ιόντος) – Διπόλου Εξ Επαγωγής

Δίπολο εξ επαγωγής:
μη πολικό μόριο
πολώνεται εξαιτίας εξωτερικού φορτίου

Διαλύματα ιοντικών ή πολικών ενώσεων σε μη πολικούς διαλύτες

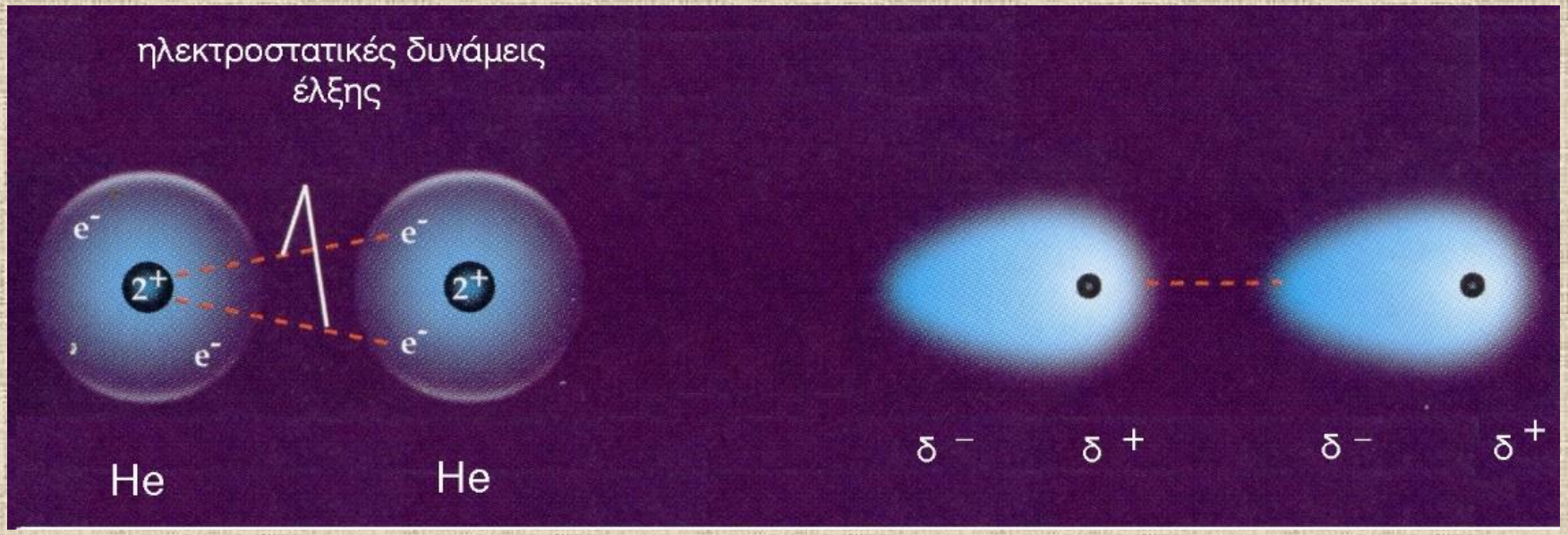


$$E = \frac{\mu^2 \alpha}{r^6}$$

μ : διπολική ροπή δίπολου μορίου
α : ικανότητα πόλωσης μη πολικού μορίου
r : απόσταση

Δυνάμεις μεταξύ στιγμιαίων διπόλων ή δυνάμεις διασποράς ή δυνάμεις London.

Γιατί μη πολικά αέρια συμπυκνώνονται σε χαμηλές θερμοκρασίες?



Κίνηση ηλεκτρονιακών νεφών→ στιγμιαίο δίπολο → ασθενείς ελκτικές δυνάμεις

$$E = \frac{2\bar{\mu}\alpha}{r^6}$$

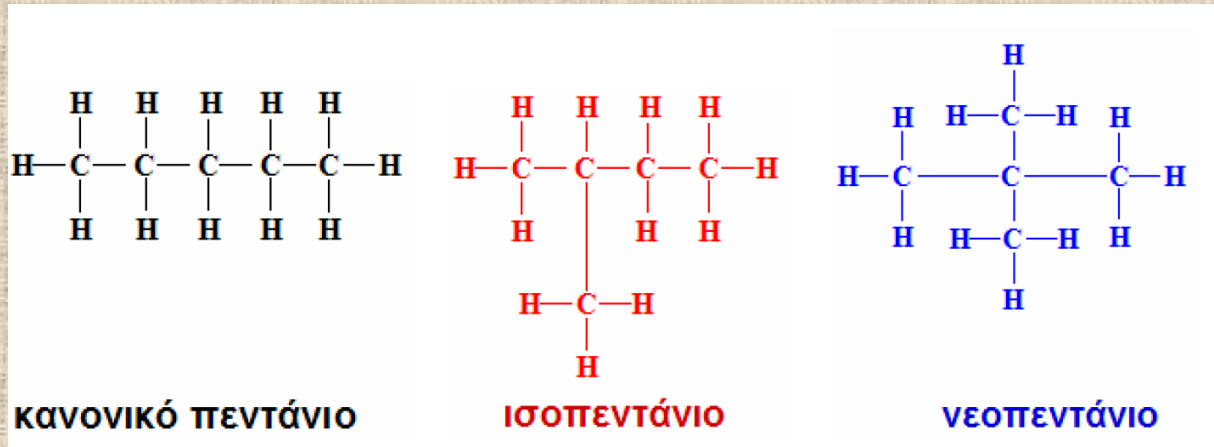
$\bar{\mu}$: διπολική ροπή στιγμιαίου δίπολου
α : ικανότητα πόλωσης μη πολικού μορίου
r : απόσταση

Οι δυνάμεις διασποράς London εμφανίζονται μεταξύ όλων των μορίων.

Δυνάμεις London

- **Οι δυνάμεις διασποράς London γίνονται ισχυρότερες με την αύξηση του μοριακού βάρους.**
- **Οι δυνάμεις διασποράς London εξαρτώνται από την γεωμετρία του μορίου.**
- **Οσο μεγαλύτερη είναι η διαθέσιμη επιφάνεια σύνδεσης τόσο ισχυρότερες είναι οι δυνάμεις διασποράς.**
- **Οι δυνάμεις διασποράς London είναι ασθενέστερες μεταξύ σφαιρικών μορίων**

Ποιο από τα τρία πεντάνια (C_5H_{12}) έχει το χαμηλότερο σημείο ζέσεως;



Σημείο Ζέσεως:

κανονικό πεντάνιο 36.0^{o}C

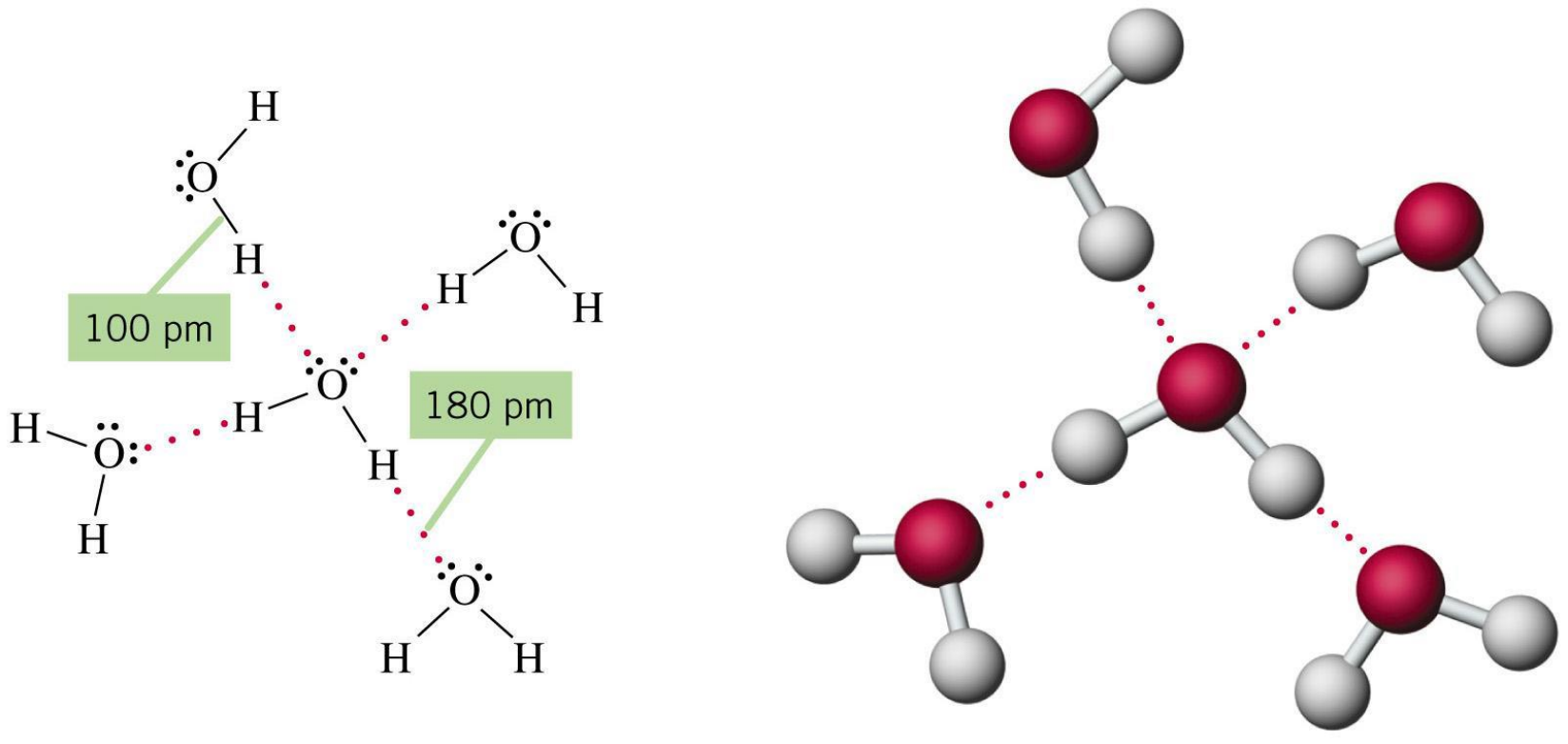
ισοπεντάνιο 27.9^{o}C

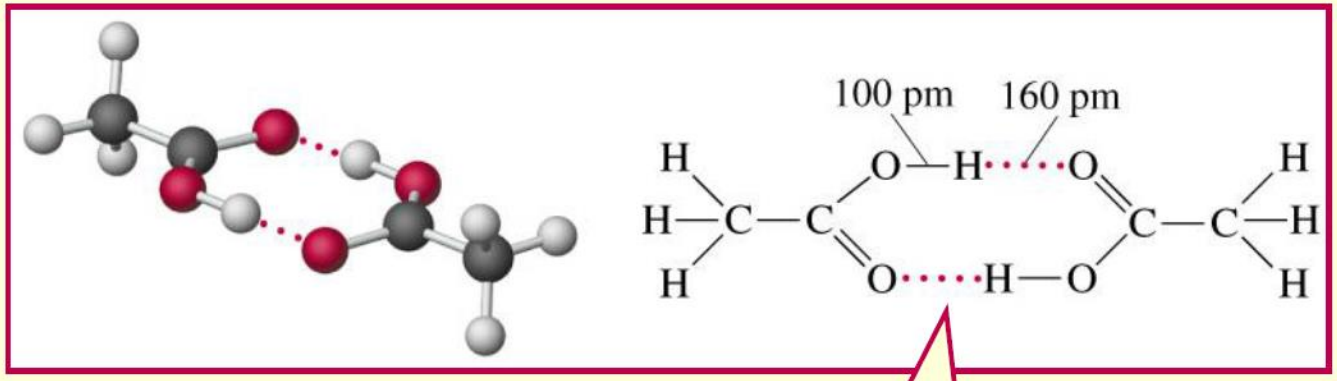
νεοπεντάνιο 9.5^{o}C.

- **Ιδιο μοριακό βάρος**
- **Διαφορά στην διάταξη**
- **Οι δυνάμεις London μειώνονται από το κανονικό πεντάνιο προς το νεοπεντάνιο**
- **Ασθενέστερες διαμοριακές δυνάμεις έχουμε στο νεοπεντάνιο**

Δεσμός ή γέφυρα υδρογόνου

Δεσμός διπόλου-διπόλου μεταξύ ενός ατόμου υδρογόνου (σε μόριο με μικρά, ισχυρά ηλεκτραρνητικά άτομα π.χ. F, O, N) και ενός ισχυρά ηλεκτραρνητικού ατόμου ενός άλλου μορίου, π.χ. F, O, N.

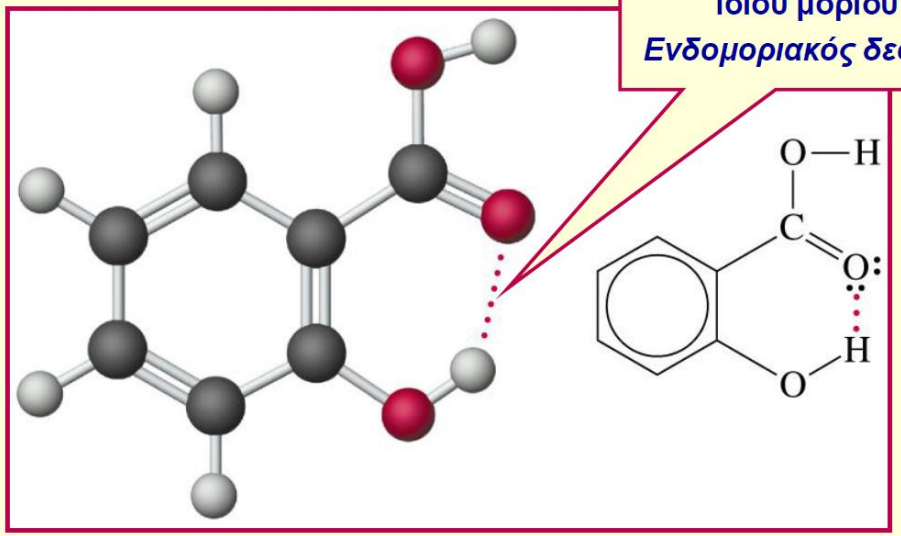




CH_3COOH

Μεταξύ 2 μορίων

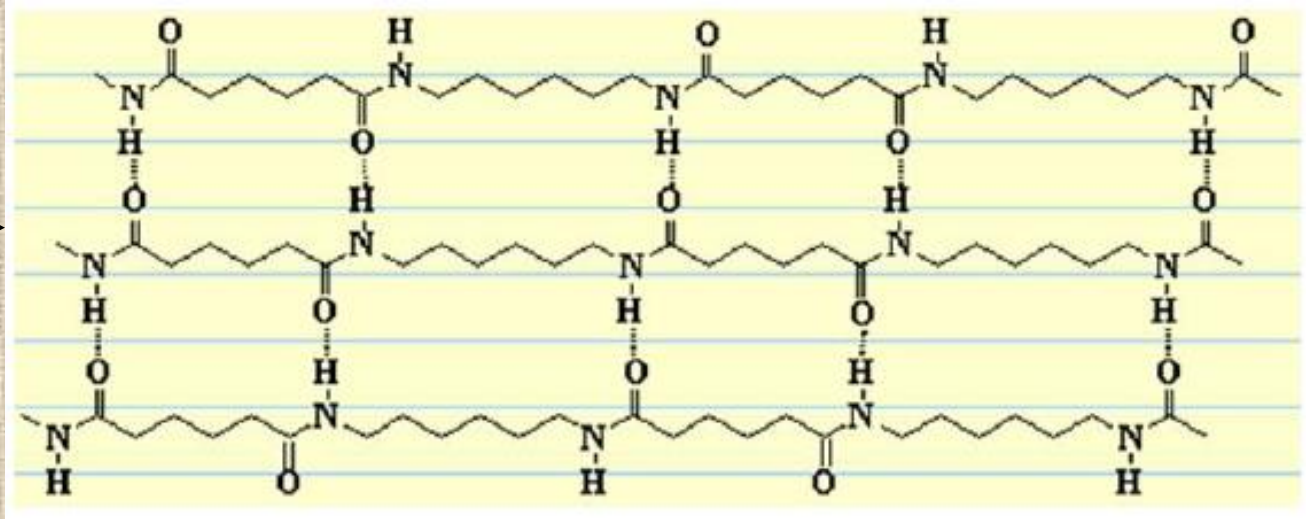
Σαλικυλικό οξύ

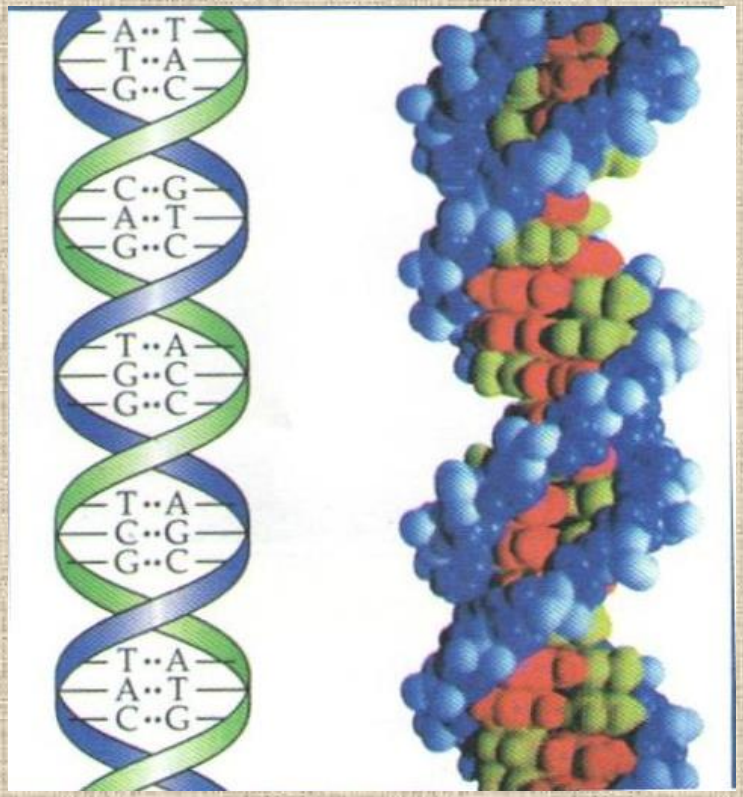


Μεταξύ ομάδων του ιδίου μορίου

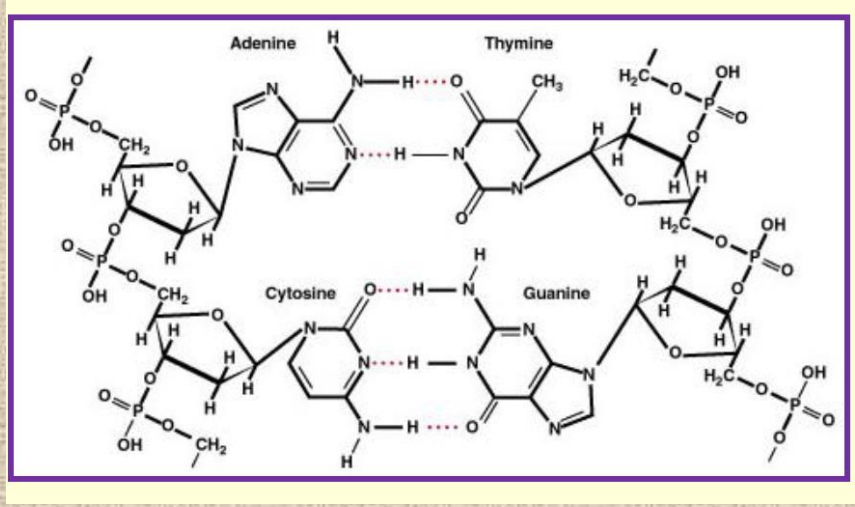
Ενδομοριακός δεσμός

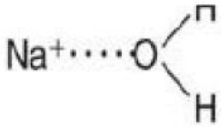
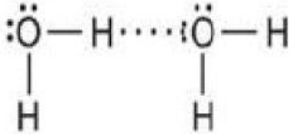
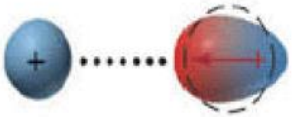
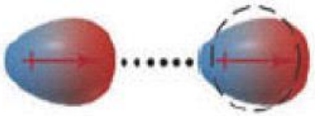
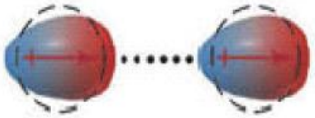
Μηχανική αντοχή πολυμερών





Δομή DNA

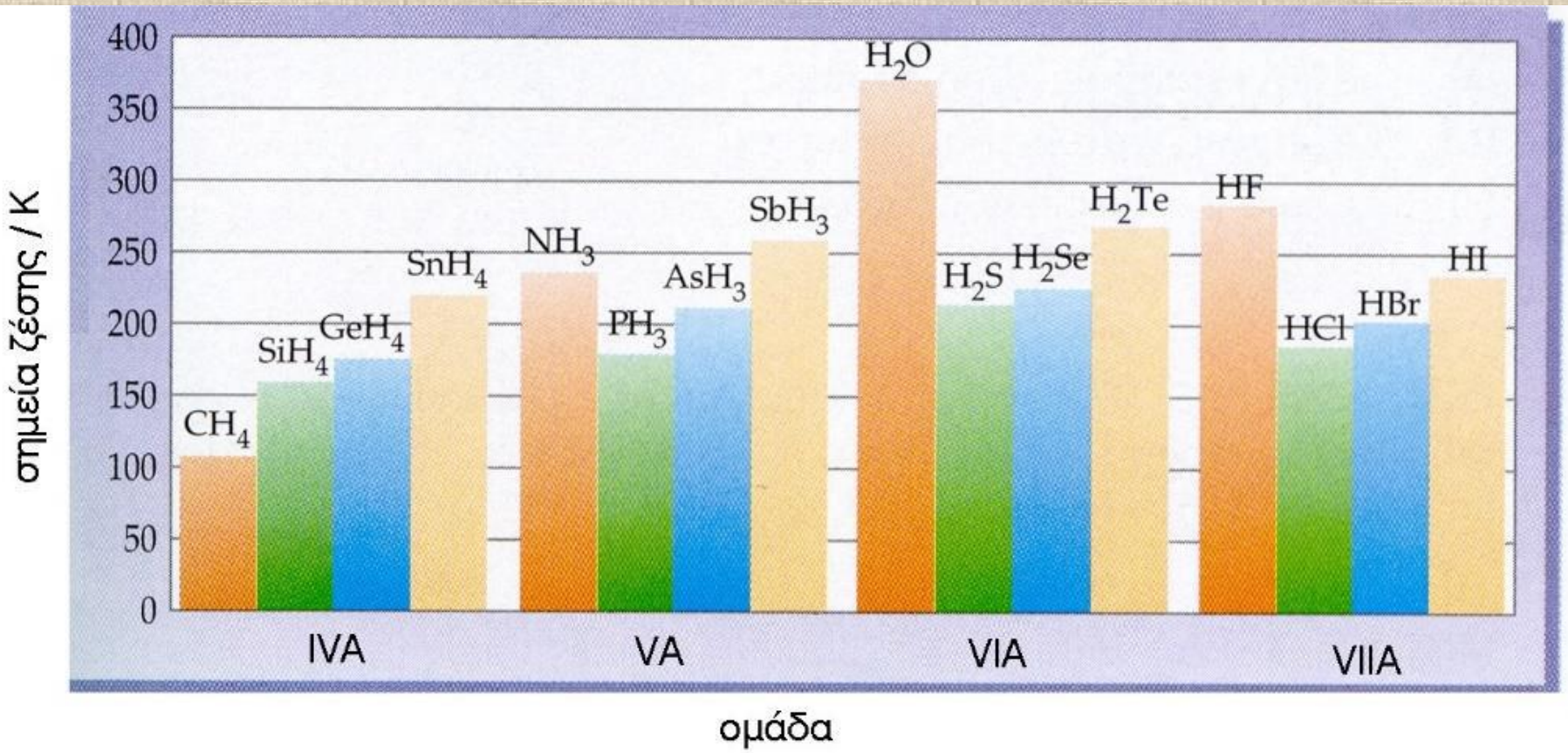


Force	Model	Basis of Attraction	Energy (kJ/mol)	Example
Intermolecular				
Ion-dipole		Ion charge–dipole charge	40–600	
H bond		Polar bond to H–dipole charge (high EN of N, O, F)	10–40	
Dipole-dipole		Dipole charges	5–25	I—Cl····I—Cl
Ion–induced dipole		Ion charge–polarizable e^- cloud	3–15	Fe^{2+}····O_2
Dipole–induced dipole		Dipole charge–polarizable e^- cloud	2–10	H—Cl····Cl—Cl
Dispersion (London)		Polarizable e^- clouds	0.05–40	F—F····F—F

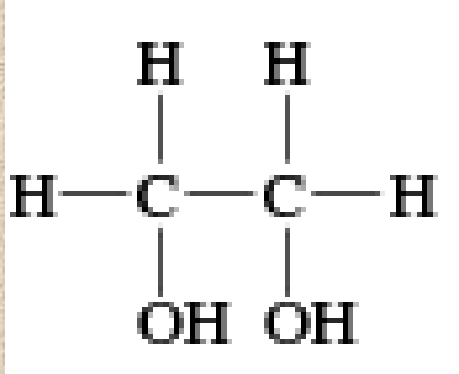
Επίδραση του δεσμού Η στα σημεία ζέσεως των υδρογονούχων ενώσεων

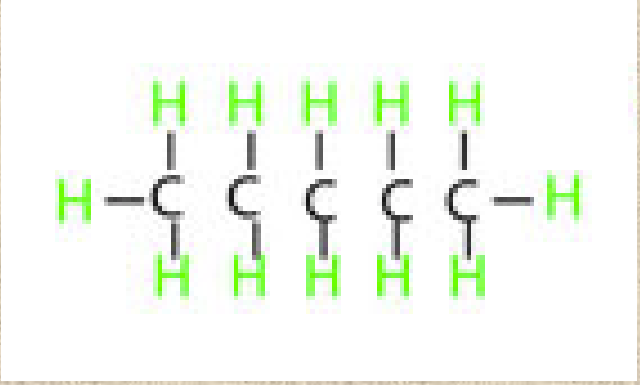
Τα σημεία ζέσης υδρογονούχων ενώσεων γενικά αυξάνονται με την αύξηση του ΜΒ

Γιατί το ΣΖ του νερού (ΜΒ 18) είναι 100^{0}C ενώ του μεθανίου (ΜΒ 16) είναι -167.1^{0}C ?



Η αιθυλενογλυκόλη (CH_2OHCH_2OH) είναι ένα ελαφρά ιξώδες υγρό που βράζει στους 198°C. Το πεντάνιο (C_5H_{12}), το οποίο έχει περίπου το ίδιο μοριακό βάρος με την αιθυλενογλυκόλη, είναι ένα μη ιξώδες υγρό που βράζει στους 36°C. Εξηγήστε τις διαφορές στα φυσικά χαρακτηριστικά των δύο αυτών ενώσεων.



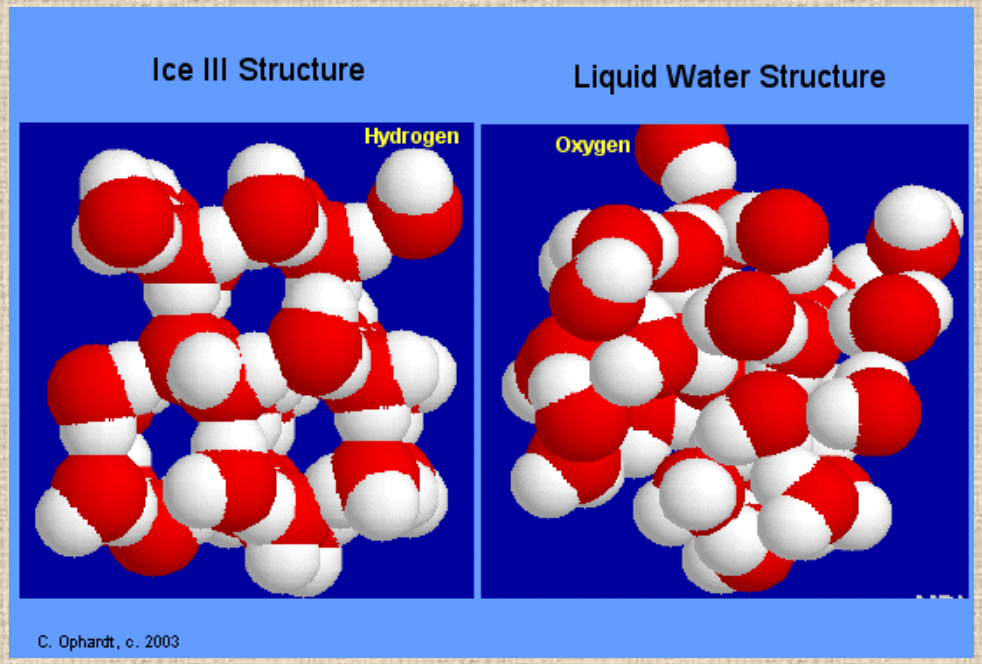


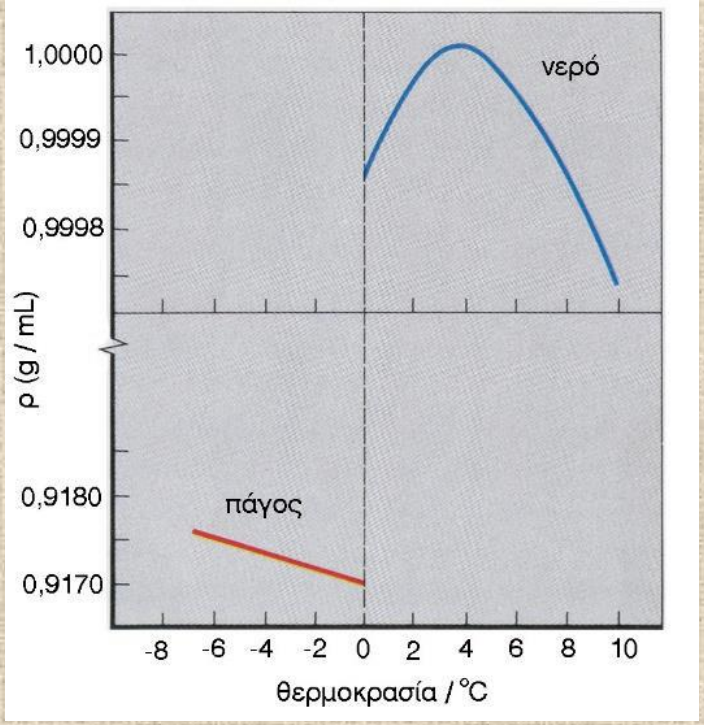
Ο μη πολικός τετραχλωράνθρακας ζέει στους 76,5°C, ενώ το πολικό χλωροφόρμιο στους 61,7°C. Γιατί;

Να εξηγηθεί γιατί τα σημεία τήξης των αλογόνων αυξάνουν κατά τη σειρά:

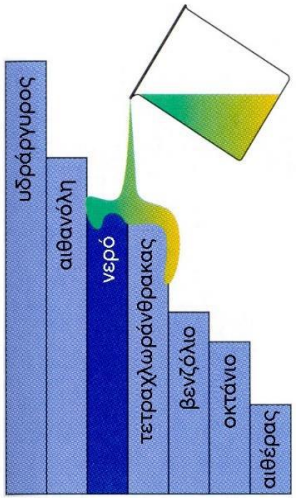
F_2(-233^{0}C), Cl_2(-103^{0}C), Br_2 (-7^{0}C), I_2 (+113.5^{0}C)

Αν δεν αναπτύσσονταν δεσμοί υδρογόνου μεταξύ των μορίων του νερού τι θα περιμέναμε για το α) σ.ζ., β) σ.π. και γ) τη σχέση ανάμεσα στις πυκνότητες υγρής και στερεάς κατάστασης





Να σχολιάσετε τα σχετικά ιξώδη των υλικών του σχήματος

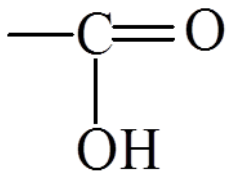


Ποιο από τα αέρια CO_2 και SO_2 δείχνει μεγαλύτερη απόκλιση από την ιδανική συμπεριφορά;

Να καταταξετε τις ενώσεις CH_4, CH_3Cl, CH_2Cl_2, $CHCl_3$ και CCl_4 κατά σειρά αυξανόμενου σ.ζ. Σε ποια ένωση επικρατούν, σε υγρή κατάσταση, οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου;

Μόνο μία από τις παρακάτω ενώσεις είναι στερεά σε STP (Standard Temperature and Pressure = πρότυπη θερμοκρασία και πίεση, 0^oC και 1 atm).
(α) C_6H_5COOH (βενζοϊκό οξύ), (β) $C_{10}H_{22}$ (δεκάνιο), (γ) C_6H_{14} (εξάνιο), (δ) $(CH_3CH_2)_2O$ (διαιθυλαιθέρας). Δικαιολογήστε την απάντησή σας.

βενζοϊκό οξύ:



Το σημείο ζέσεως της αιθυλενοδιαμίνης ($H_2NCH_2CH_2NH_2$) είναι 117^oC και της προπυλαμίνης ($CH_3CH_2CH_2NH_2$) 49^oC. Τα μόρια έχουν περίπου το ίδιο μέγεθος και σχεδόν την ίδια μοριακή μάζα. Πως δικαιολογείται η μεγάλη διαφορά στα σημεία ζέσης τους.

Κατατάξτε τις ενώσεις CH_4, KBr, H_2, C_2H_5OH, C_2H_6 κατά αυξανόμενο σημείο ζέσεως.

Από τις ουσίες: αιθένιο ($H_2C=CH_2$), χλωροφόρμιο ($CHCl_3$), αμμωνία (NH_3) και νερό (H_2O), ποια ουσία εμφανίζει
(α) τις ισχυρότερες δυνάμεις London, (β) τους ισχυρότερους δεσμούς υδρογόνου, (γ) Σε ποια ουσία οι δυνάμεις διπόλου– διπόλου είναι μηδενικές. Δίνονται: ηλεκτραρνητικότητα O=3,5 και N=3.

Αιτιολογείστε τη διαφορά στα σημεία ζέσεως που εμφανίζονται στα παρακάτω ζεύγη:

(α) HF (20°C) και HCl (–85°C) (β) $CHCl_3$ (61°C) και $CHBr_3$ (150°C)

(γ) Br_2 (59°C) και ICl (97°C) (δ) CH_3NH_2 (65°C) και NH_2OH (142°C)

17. Δίνονται οι ενώσεις: H_2S, αιθίνιο, $SiHCl_3$, NH_3. Σε ποια ένωση έχουμε:

(α) τους ισχυρότερους δεσμούς υδρογόνου;

(β) τις ισχυρότερες δυνάμεις London;

(γ) σε ποια ουσία οι δυνάμεις διπόλου – διπόλου είναι μηδενικές;

Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Ba 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7						