



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

ΑΝΟΙΚΤΑ ακαδημαϊκά
μαθήματα ΠΠ

Οργανική Χημεία

ΕΝΟΤΗΤΑ 5:

ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Ε. Αμανατίδης

Πολυτεχνική Σχολή

Τμήμα Χημικών Μηχανικών

Περίληψη

- **Ενδομοριακές και διαμοριακές δυνάμεις**
 - ✓ *ΕΙΔΗ ΔΕΣΜΩΝ*
 - ✓ *ΦΥΣΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΗ ΔΟΜΗ*
 - ✓ *ΕΙΔΗ ΗΛΕΚΤΡΟΣΤΑΤΙΚΩΝ ΔΥΝΑΜΕΩΝ ΣΤΑ ΜΟΡΙΑ*

Πολικοί ομοιοπολικοί δεσμοί
Πολικά και μη πολικά μόρια

Πολικοί ομοιοπολικοί δεσμοί

- Τα ηλεκτρόνια σε **έναν ομοιοπολικό δεσμό** συνήθως δεν μοιράζονται ισόποσα μεταξύ των δυο ατόμων που συμμετέχουν στο δεσμό. . Όταν δυο άτομα συμμετέχουν στο σχηματισμό ενός ομοιοπολικού δεσμού τα ηλεκτρόνια κατά μέσο όρο **θα βρίσκονται πλησιέστερα** στο άτομο που μπορεί να **σταθεροποιήσει** το ζεύγος ηλεκτρονίων.
- **Μέτρο της ικανότητας των ατόμων να έλκουν ηλεκτρόνια αποτελεί η ηλεκτραρνητικότητα.**
- Η ηλεκτραρνητικότητα των στοιχείων **αυξάνει** όπως πηγαίνουμε **από αριστερά προς τα δεξιά** του ΠΠ και **ελαττώνεται** όπως πηγαίνουμε **από πάνω προς τα κάτω**. Τα περισσότερα ηλεκτραρνητικά στοιχεία βρίσκονται στη πάνω δεξιά πλευρά του ΠΠ.

Σειρά ηλεκτραρνητικότητας

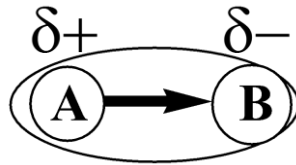
Σειρά ηλεκτραρνητικότητας στοιχείων

F > O > Cl, N > Br > H, C

Περισσότερο ηλεκτραρνητικά

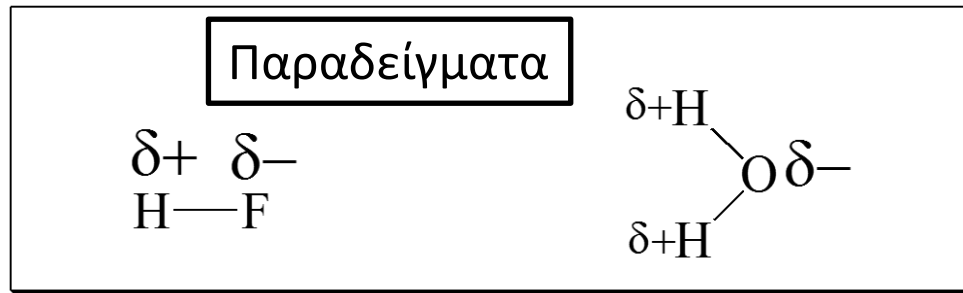
Δίπολα

- Η πόλωση των ηλεκτρονίων σε έναν ομοιοπολικό δεσμό οδηγεί σε μόνιμο διαχωρισμό φορτίου.



Το B είναι περισσότερο ηλεκτραρνητικό

- Σχηματίζεται ένα μόνιμο δίπολο (2 κέντρα φορτίου) όπου το δ δηλώνει μερικό (φορτίο). Αυτή η ηλεκτρική ανισορροπία οδηγεί σε ηλεκτροθετικές και ηλεκτραρνητικές περιοχές μέσα στο ίδιο μόριο.



Μέτρο πόλωσης μορίων

- Ένα μόριο είναι πολικό εάν υπάρχει καθαρός διαχωρισμός θετικού και αρνητικού φορτίου μέσα σε αυτό. Το σύμβολο για ένα **δίπολο** είναι με τη κεφαλή του τόξου να δείχνει τον αρνητικό πόλο.
- Η διπολική ροπή (μ) είναι μέτρο του βαθμού διαχωρισμού του φορτίου (πολωσιμότητα).

$$\mu = e \times d$$

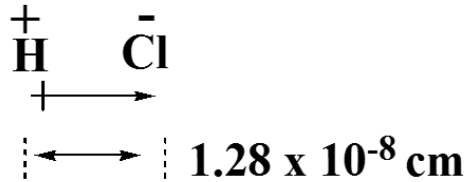
- Όπου το e είναι το ηλεκτροστατικό φορτίο του ηλεκτρονίου και d είναι η απόσταση μεταξύ των φορτίων σε cm. Οι μονάδες του μ είναι statCb*cm ($1 \text{ statCb} \sim 3.4 \times 10^{-10} \text{ Cb}$)

Η ΜΟΝΑΔΑ Debye:

- Το φορτίο του ηλεκτρονίου είναι $4.8 \times 10^{-10} \text{ statCb}$ και το d είναι της τάξης 10^{-8} cm , η τάξη μεγέθους του μ είναι $10^{-18} \text{ statCb*cm}$.
- Η διπολική ροπή δίνεται συχνά σε μονάδες Debye (D) όπου $1 \text{ D} = 10^{-18} \text{ statCb*cm}$

Το μόριο του HCl

- Το μήκος δεσμού στο HCl είναι 1.28 Å.
- Έαν ο δεσμός ήταν καθαρά ιοντικός δηλαδή είχαμε πλήρη διαχωρισμό φορτίου.

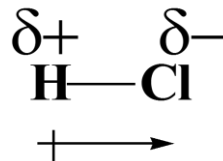


$$\mu = 4.8 \times 10^{-10} \text{ statcoulomb} \times 1.28 \times 10^{-8} \text{ cm} = 6.16 \text{ D}$$

- Ωστόσο η μετρούμενη διπολική ροπή είναι ~6 φορές μικρότερη 1.03 D. Άρα και το ποσοστό του ιοντικού δεσμού είναι χαμηλότερο

$$\frac{1.03 \text{ D}}{6.16 \text{ D}} \times 100 = 17\%$$

- Αυτός ο δεσμός περιγράφεται ως πολικός ομοιοπολικός δεσμός και αναπαρίσταται ως



Μοριακή διπολική ροπή σε πολυατομικά μόρια

- Σε πολυατομικά μόρια, η μοριακή διπολική ροπή είναι το διανυσματικό άθροισμα των επιμέρους διπολικών ροπών των μορίων. Από τις μετρήσεις διπολικής ροπής διαφορετικών δεσμών και τη δομή διαφορετικών πολυατομικών μορίων μπορούν να υπολογιστούν προσεγγιστικά οι διπολικές ροπές

Μερικά Παραδείγματα διπολικών ροπών μορίων (D)

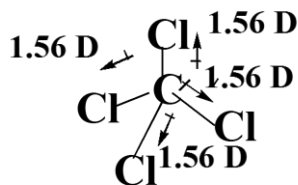
C-C	0.0	H-F	1.98	C-F	1.51	C-O	0.86
H-C	0.30	H-Cl	1.03	C-Cl	1.56	C=O	2.40
H-N	1.31	H-Br	0.78	C-Br	1.48	C-N	0.40
H-O	1.53	H-I	0.38	C-I	1.29	C=N	0.90

Η σημασία της συμμετρίας των μορίων

- Το παράδειγμα του τετραχλωράνθρακα.

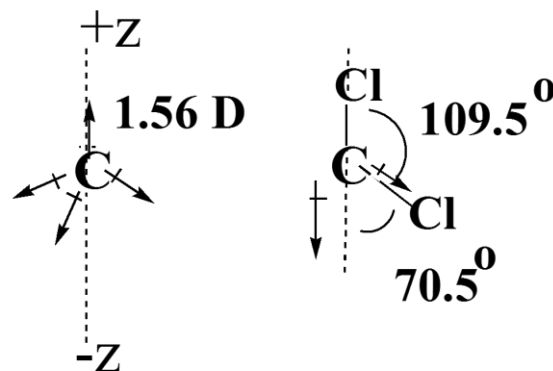
Κάθε δεσμός C-Cl είναι πολικός ομοιοπολικός. Ωστόσο ο τετραχλωράνθρακας στο σύνολο του δεν έχει μοριακή διπολική ροπή. Λόγω της τετραεδρικής γεωμετρίας του δεν υπάρχει καθαρή διπολική ροπή και το μόριο CCl₄ είναι μη πολικό

Η μοριακή διπολική ροπή είναι το διανυσματικό άθροισμα όλων των επιμέρους διπολικών ροπών



Τετραεδρική γεωμετρία

Διπολική Ροπή στη z - κατεύθυνση



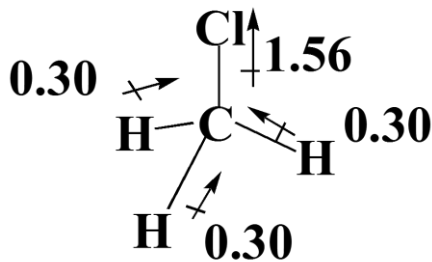
Η συνεισφορά της διπολικής ροπής κατά τη z - διεύθυνση είναι

$$1.56 \text{ D} \times \cos 70.5^\circ = 1.56 \text{ D} \times .3333$$

$$\mu_{\text{overall}} = \underbrace{1.56 \text{ D}}_{+z} - 3 \times \underbrace{1.56 \text{ D} \times .3333}_{-z} = 0 \text{ D}$$

Χλωρομεθάνιο

- Η μοριακή διπολική ροπή στο χλωρομεθάνιο είναι 1.86 D
- Η ανάλυση υποθέτει τετραεδρική γεωμετρία κάτι που δεν είναι απόλυτα ακριβές



Η καθαρή διπολική ροπή κατά τη z-διεύθυνση είναι

$$\begin{array}{r} \uparrow \\ + \\ \uparrow \\ \hline \end{array} \begin{array}{l} 1.56 \quad (\text{C-Cl}) \\ 0.30 \quad 3 \times (\text{C-H}) \\ \hline 1.86 \text{ D} \end{array}$$

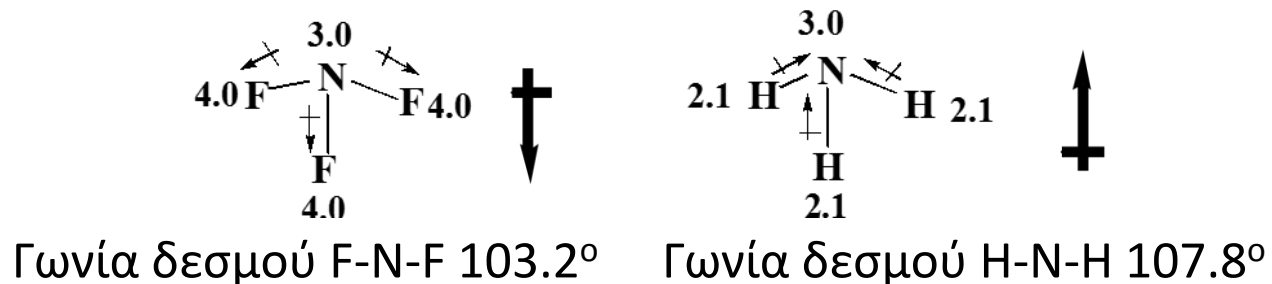
- $1.56 \text{ D} + 3 \times \cos(70.5^\circ) \times 0.30 \text{ D} = 1.86 \text{ D}$
- Σημείωση: Η διεύθυνση της ροπή του δεσμού C-H έχει φορά από το H προς τον άνθρακα H-C

Μη συζευγμένο ζεύγος ηλεκτρονίων και διπολική ροπή

- Η συνεισφορά του μη συζευγμένου ζεύγους ηλεκτρονίου στη μοριακή διπολική ροπή φαίνεται από τη παρακάτω σύγκριση:

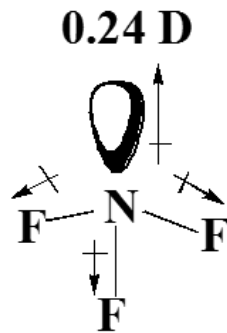
NF_3 $\mu = 0.24 \text{ D}$	NH_3 $\mu = 1.46 \text{ D}$
---	---

- Η **αρκετά μεγαλύτερη διπολική ροπή για την NH_3** δεν είναι αναμενόμενη, λόγω της παρόμοιας διαφοράς ηλεκτραρνητικότητας των ατόμων στους ομοιοπολικούς δεσμούς, N-F και N-H. Αντίθετες φορές αναμένονται για τις μοριακές διπολικές ροπές.

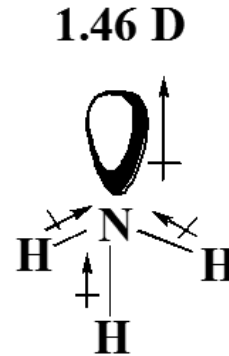


Συνεισφορά από τα μη συζευγμένα ζεύγη ηλεκτρονίων

- Όταν συμπεριλάβουμε τη συνεισφορά του **ασύζευκτου ζεύγους ηλεκτρονίων** μπορούμε να ερμηνεύσουμε τις διαφορές στη διπολική ροπή του NF_3 και της NH_3 .



Μερική αναίρεση των διπολικών ροπών οδηγεί στη χαμηλή τιμή για το NF_3

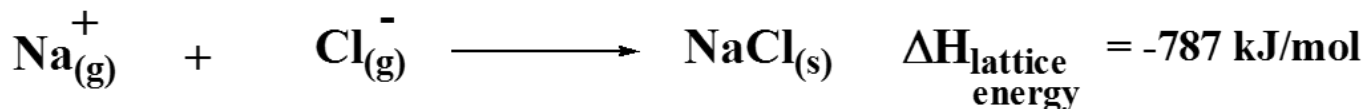


Αντίθετα στο μόριο της NH_3 οι διπολικές ροπές των δεσμών προστίθενται για να μας δώσουν τελικά μια μεγάλη μοριακή διπολική ροπή

Φυσικές Ιδιότητες Μορίων και Μοριακή Δομή

Ιοντικές δυνάμεις

- Οι ενώσεις με ιοντικούς δεσμούς έχουν αυστηρά καθορισμένες δομές όπου θετικά φορτία εναλλάσσονται με αρνητικά. Οι ισχυρές ηλεκτροστατικές δυνάμεις σε στερεή κατάσταση εκφράζονται με την **ενέργεια πλέγματος** όπως στο παράδειγμα του **NaCl**.



Ενέργεια πλέγματος ΔH είναι η ενέργεια που εκλύεται όταν ένα mole ιόντων συμπυκνώνονται από την αέρια φάση σε στερεή κατάσταση

- Κατά τη τήξη ενός ιοντικού στερεού, η αυστηρά διευθετημένη **κρυσταλλική διάταξη του**, μετατρέπεται σε μια δομή μεγαλύτερης αταξίας με μερική απώλεια των ισχυρών ελκτικών δυνάμεων ιόντος - ιόντος. Για να επιτευχθεί μια τέτοια λιγότερο σταθερή υγρή κατάσταση, **σημαντικά ποσά ενέργειας πρέπει να προστεθούν** οδηγώντας σε **υψηλά σημεία τήξεως** για αυτές τις ενώσεις

Ιοντικές δυνάμεις

- Η εισαγωγή **πολυατομικών ιόντων** σε δομές ενώσεων τείνει να ελαττώσει το σημείο ζέσεως των ιοντικών υλικών επειδή ομάδες πολλών ατόμων με ομοιοπολικούς δεσμούς **αυξάνουν την απόσταση μεταξύ των ιόντων** ελαττώνοντας τις ελκτικές δυνάμεις.
- Το **σημείο ζέσεως των ιοντικών ενώσεων είναι πολύ υψηλό** και τις περισσότερες φορές η **διάσπαση του μορίου** συμβαίνει πριν την εξάτμιση του.

Ιοντικό Υλικό	Ιόντα	ΣΖ (οC)
Χλωριούχο Νάτριο	$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$	801
Οξικό Νάτριο	$\text{Na}^+ \text{CH}_3\text{CO}_2^-$	324
Οξικό Αμμώνιο	$\text{NH}_4^+ \text{CH}_3\text{CO}_2^-$	114

↑
Αύξηση
ιοντικών
δυνάμεων

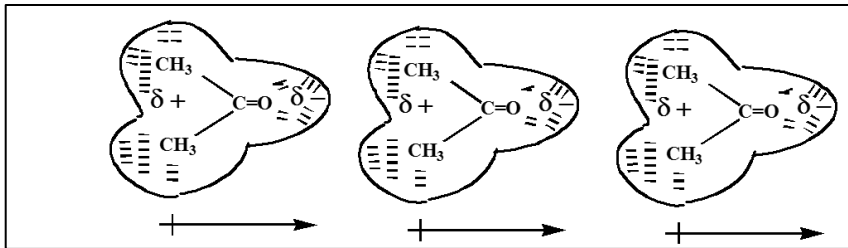
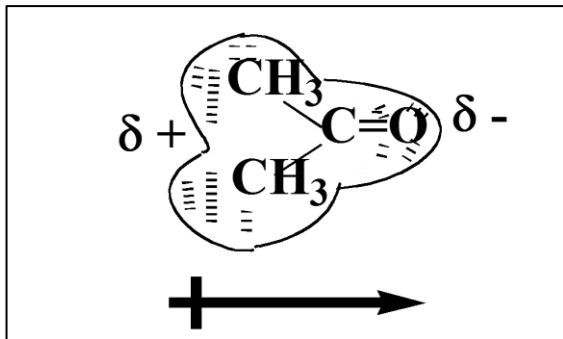
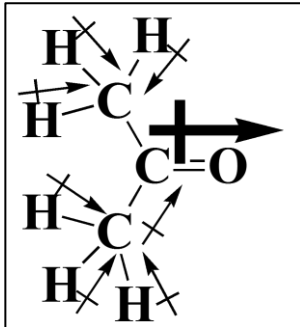
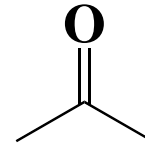
Δυνάμεις Διπόλου - Διπόλου

- Οι περισσότερες **οργανικές ενώσεις** δεν περιέχουν ιοντικούς δεσμούς αλλά ομοιοπολικούς δεσμούς. Λόγω της διαφοράς ηλεκτραρνητικότητας των ατόμων, **ομοιοπολικοί δεσμοί μπορούν να οδηγήσουν στο σχηματισμό μόνιμης διπολικής** στο μόριο όταν οι διπολικές ροπές των δεσμών δεν αναιρούνται.
- Τα μόρια με μόνιμη διπολική ροπή είναι πολικά

Ενδομοριακές και διαμοριακές δυνάμεις Διπόλου

- Στα στερέα και υγρά τα μόρια είναι αρκετά κοντά μεταξύ τους (μερικά Å) έτσι ώστε τα δίπολα των διαφορετικών μορίων να μπορούν να αλληλεπιδράσουν. **Ο αρνητικός πόλος του ενός διπόλου έλκει το θετικό πόλο άλλου διπόλου.**
- Οι αλληλεπιδράσεις διπόλου – διπόλου είναι ισχυρότερες στα στερεά σε σχέση με τα υγρά. **Πολικές ενώσεις τείνουν να έχουν υψηλότερο σημείο τήξεως και ζέσεως σε σχέση με τις μη πολικές**
- **Οι αλληλεπιδράσεις διπόλου – διπόλου προσδίδουν μεγαλύτερη τάξη και σταθεροποιούν στερεές και υγρές καταστάσεις.**

Παράδειγμα Πολικού Μορίου: Η ακετόνη

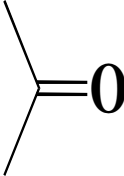



- Η καρβonyλομάδα είναι **εξαιρετικά πολωμένος δεσμός** λόγω του υψηλά ηλεκτραρνητικού ατόμου του οξυγόνου και του πολωμένου π δεσμού
- Οι **διπολικές ροπές των δεσμών** προστίθενται δίνοντας **μόνιμη μοριακή διπολική ροπή 2.72 D**
- Οι έλξεις διπόλου – διπόλου οδηγούν σε **διευθέτηση των μορίων σε υγρή ή στερεά κατάσταση**

Πολικές .vs. Μη Πολικές ενώσεις

• Η στερεή και η υγρή κατάσταση της **ακετόνης** είναι πιο σταθερή σε σχέση με τις αντίστοιχες καταστάσεις ενός μη πολικού μορίου ίδιου μεγέθους λόγω των **αλληλεπιδράσεων διπόλου – διπόλου**.

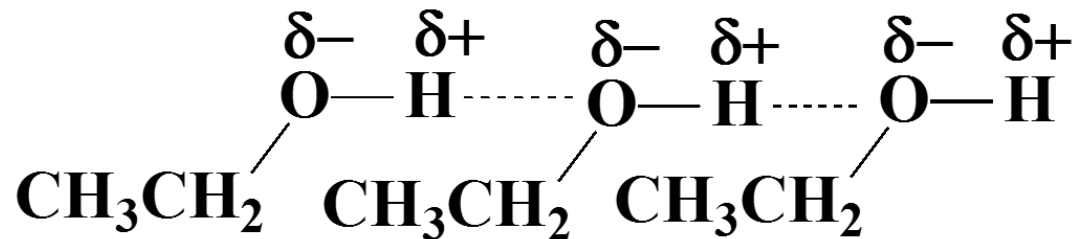
• **Περισσότερη θερμική ενέργεια** απαιτείται για να διασπασθούν οι διαμοριακές ελκτικές δυνάμεις σε πολικά μόρια σε σχέση με τα μη πολικά μόρια ίδιου μεγέθους

		
ΜΒ	58	58
ΣΤ	-95 °C	-138 °C
ΣΖ	56 °C	-0.5 °C
Διαλυτότητα στο νερό	Καλή	Αδιάλυτο

Δεσμοί

- Οι δεσμοί υδρογόνου είναι ένας ιδιαίτερα ισχυρός τύπος ενδομοριακών δυνάμεων.
- Τα άτομα υδρογόνου που είναι συνδεδεμένα με άτομα υψηλής ηλεκτραρνητικότητας (**F, Cl, O, N**) είναι πολύ ηλεκτροθετικά. Το υδρογόνο έλκεται από ένα άλλο ηλεκτραρνητικό άτομο σε άλλο μόριο σχηματίζοντας δεσμούς υδρογόνου. Αυτοί οι δεσμοί έχουν ενέργεια διάσπασης 1-9 kcal/mole και είναι ισχυρότεροι από τις απλές δυνάμεις διπόλου – διπόλου

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ: ΑΙΘΥΛΙΚΗ ΑΛΚΟΟΛΗ



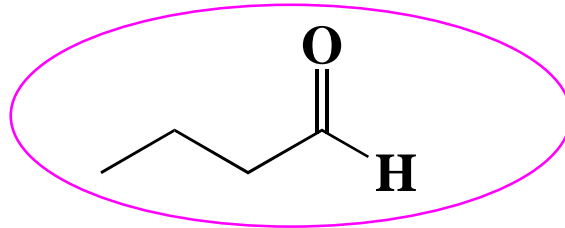
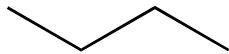
Η επίδραση των Δεσμών Υδρογόνου στις φυσικές ιδιότητες

- **Οι αλκοόλες έχουν υψηλότερο σημείο ζέσεως** από οποιαδήποτε άλλη πολική ένωση παραπλήσιου μεγέθους επειδή **σχηματίζουν δεσμούς υδρογόνου** στην υγρή κατάσταση οι οποίοι διασπώνται στη συνέχεια στην αέρια φάση.
- **Οι δεσμοί υδρογόνου αυξάνουν το σημείο ζέσεως** επειδή το δίκτυο των ενδομοριακών δεσμών υδρογόνου πρέπει να διασπασθούν **κατά τη μετάβαση από την υγρή στην αέρια φάση**. Αυτό το δίκτυο **δεν διασπάται κατά τη μετάβαση από στερεό σε υγρό** γι' αυτό και δεν υπάρχει σημαντική διαφορά στο σημείο τήξεως.

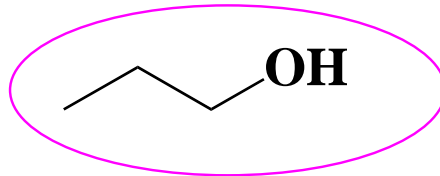
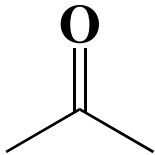
	Αιθυλική Αλκοόλη	Ακετόνη
ΜΒ	44	46
Διπολική Ροπή	1.69 D	2.69D
ΣΖ	-115° C	-121° C
ΣΒ	78.5° C	20° C
Διαλυτότητα	Πολύ Καλή	Καλή

Κουίζ

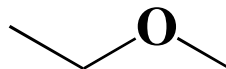
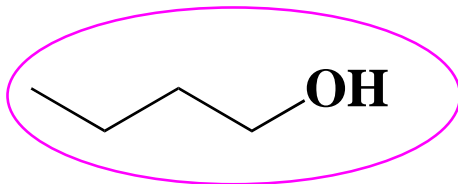
Στα παρακάτω ζεύγη δομών να βρείτε ποια έχει μεγαλύτερο σημείο ζέσεως και να υποδείξετε τον τύπο ενδομοριακών δυνάμεων που είναι υπεύθυνες για τη διαφορά



Διπόλου - Διπόλου



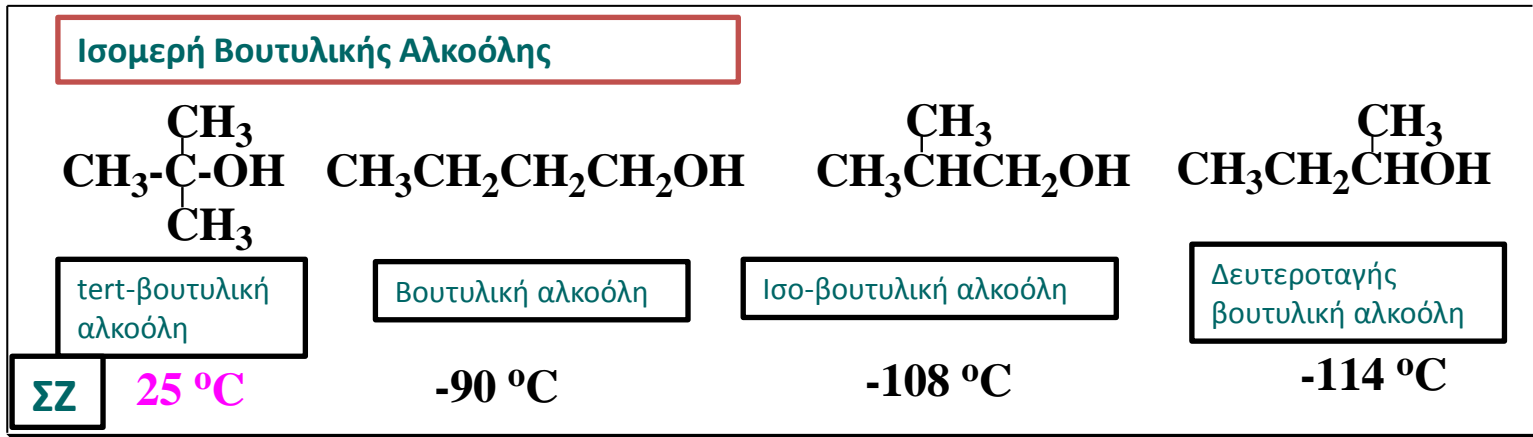
Δεσμοί Υδρογόνου



Δεσμοί Υδρογόνου



Επίδραση της μοριακής γεωμετρίας σε πολικές ενώσεις

- Εκτός από τις πολικές αλληλεπιδράσεις, το σημείο ζέσεως των οργανικών ενώσεων **επηρεάζεται και από τη μοριακή γεωμετρία**. Μόρια με μεγαλύτερη **συμμετρία διευθετούνται καλύτερα** στη στερεή και υγρή κατάσταση και έχουν **υψηλότερο σημείο ζέσεως** σε σύγκριση με ασύμμετρα μόρια.



- Η μοριακή γεωμετρία σε πολικές ενώσεις επηρεάζει περισσότερο το σημείο ζέσεως

Επίδραση της μοριακής γεωμετρίας σε μη πολικές ενώσεις

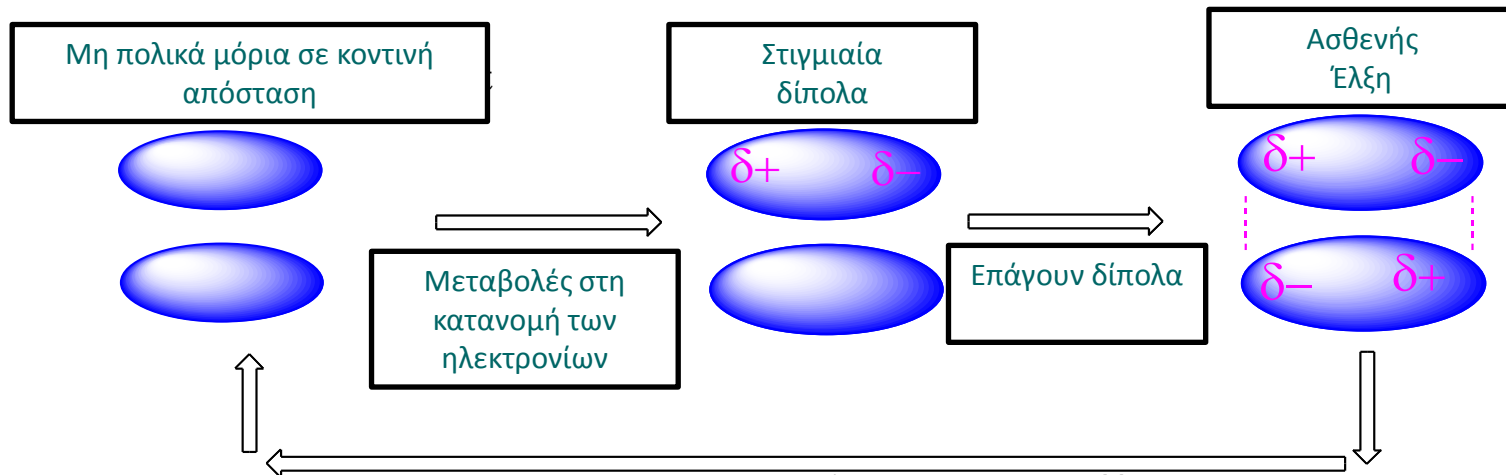
Αλκάνια και Κυκλοαλκάνια					
	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$			$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	
ΣΤ	-188 °C	-127 °C		-138 °C	-50 °C
ΣΖ	-42 °C	-32 °C		-0.5 °C	12.5 °C

- Τα κυκλικά αλκάνια έχουν αρκετά υψηλότερα σημεία τήξεως σε σχέση με τα αντίστοιχα αλκάνια. Το σημείο ζέσεως των μικρών αλκανίων και κυκλοαλκανίων δεν είναι πολύ διαφορετικά. **Η μοριακή γεωμετρία επηρεάζει περισσότερο τις φυσικές ιδιότητες στα στερεά**
- Η μοριακή γεωμετρία σε μη πολικές ενώσεις επηρεάζει περισσότερο το σημείο τήξεως

Δυνάμεις van der Waals

- Ακόμα και **στα μη πολικά μόρια** όπως το μεθάνιο και το αιθάνιο **υπάρχουν ενδομοριακές ελκτικές δυνάμεις** που δρουν κυρίως στη στερεή ή υγρή κατάσταση των μορίων. Αυτές οι ασθενείς δυνάμεις ανήκουν στις **δυνάμεις van der Waals και καλούνται δυνάμεις διασποράς ή London**
- Λόγω της συνεχούς **κίνησης των ηλεκτρονίων**, δημιουργούνται **στιγμιαίες ή χρονομεταβαλλόμενες ανισορροπίες** στη κατανομή τους, που με τη σειρά τους οδηγούν σε **στιγμιαία ανάπτυξη διπόλων**
- Το **στιγμιαίο δίπολο** στο ένα μόριο **επάγει ένα αντίθετο (ελκτικό) δίπολο** σε γειτονικό μόριο. Το καθαρό αποτέλεσμα αυτών των αλληλεπιδράσεων είναι **ανάπτυξη ελκτικών δυνάμεων σε μικρή απόσταση. Η ισχύς των δυνάμεων London αυξάνει με το μέγεθος του μορίου (π. Χ επιφάνεια μορίου)**

Δυνάμεις van der Waals



Δυνάμεις van der Waals σε μη πολικά μόρια

- Στις περισσότερες περιπτώσεις **τα σημεία ζέσεως σφαιρικών αλκανίων (μη πολικές ενώσεις) είναι αρκετά χαμηλότερα σε σχέση με τα αντίστοιχα **επιμήκη ισομερή τους**. Χαρακτηριστικό παράδειγμα το **νεοπεντάνιο (SZ 9.4 °C)** και το **πεντάνιο (SZ 36.1 °C)**. Η μικρότερη επιφάνεια των σφαιρικών δομών οδηγεί σε **ασθενέστερες δυνάμεις van der Waals** σε σχέση με το επιμήκες ισομερές του.**
- Το σημείο τήξεως επηρεάζεται από τη μοριακή γεωμετρία: **Σφαιρική γεωμετρία υψηλότερο Σημείο Τήξεως**
- Το σημείο ζέσεως από τις δυνάμεις **van der Waals: Γραμμική γεωμετρία -> Μεγαλύτερη επιφάνεια -> Ισχυρότερη έλξη.**

Δυνάμεις van der Waals και πολωσιμότητα ατόμων

- Οι ισχύς των δυνάμεων van der Waals καθορίζεται από την πολωσιμότητα των ηλεκτρονίων στο μόριο. **Η πολωσιμότητα είναι μέτρο της ικανότητας των ηλεκτρονίων να αποκρίνονται σε μεταβολές του ηλεκτρικού πεδίου.** Η σχετική πολωσιμότητα των ηλεκτρονίων εξαρτάται από το πόσο ισχυρά συγκρατούνται από τον πυρήνα του ατόμου.
- Τα ηλεκτρόνια σθένους σε υψηλότερα επίπεδα Bohr συγκρατούνται ασθενέστερα και έχουν μεγαλύτερη πολωσιμότητα
 - Η πολωσιμότητα αυξάνει όσο κατεβαίνουμε μια στήλη του περιοδικού πίνακα: $F < Cl < Br < I$ (αντίθετα της ηλεκτραρνητικότητας)
 - Μη συζευγμένα ηλεκτρόνια έχουν μεγαλύτερη πολωσιμότητα από τα συζευγμένα
 - Τα π-ηλεκτρόνια έχουν μεγαλύτερη πολωσιμότητα σε σχέση με τα σ-ηλεκτρόνια.

Σχετική σημασία των ελκτικών δυνάμεων

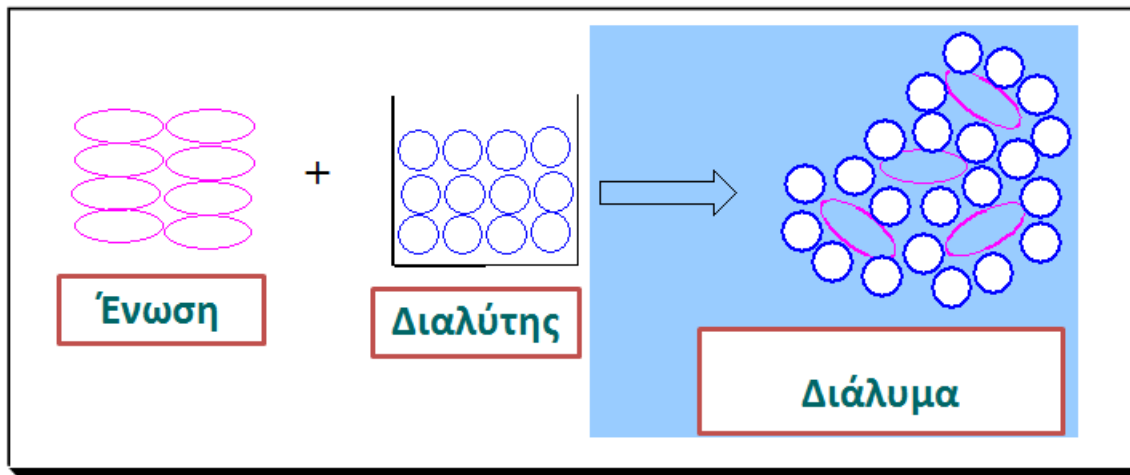
- Σε ορισμένες περιπτώσεις όπου άτομα με υψηλή πολωσιμότητα συμμετέχουν στο σχηματισμό δεσμών, το σημαντικότερο είδος ελκτικών δυνάμεων είναι οι αλληλεπιδράσεις van der Waals και όχι οι δυνάμεις διπόλου - διπόλου

ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ ΕΛΚΤΙΚΩΝ ΔΥΝΑΜΕΩΝ ΣΕ ΑΠΛΑ ΜΟΡΙΑ					
Μόριο	Διπολική Ροπή	Ενέργειες δυνάμεων (kcal/mol)		ΣΤ	ΣΖ
		Διπόλου - Διπόλου	VDW	(°C)	
H ₂ O	1.86	8.7*	2.1	0	100
HCl	1.08	0.8	4.0	-115	-85
HBr	0.80	0.2	5.2	-88	-67
HI	0.42	0.006	6.7	-51	-35

* Δεσμοί Υδρογόνου

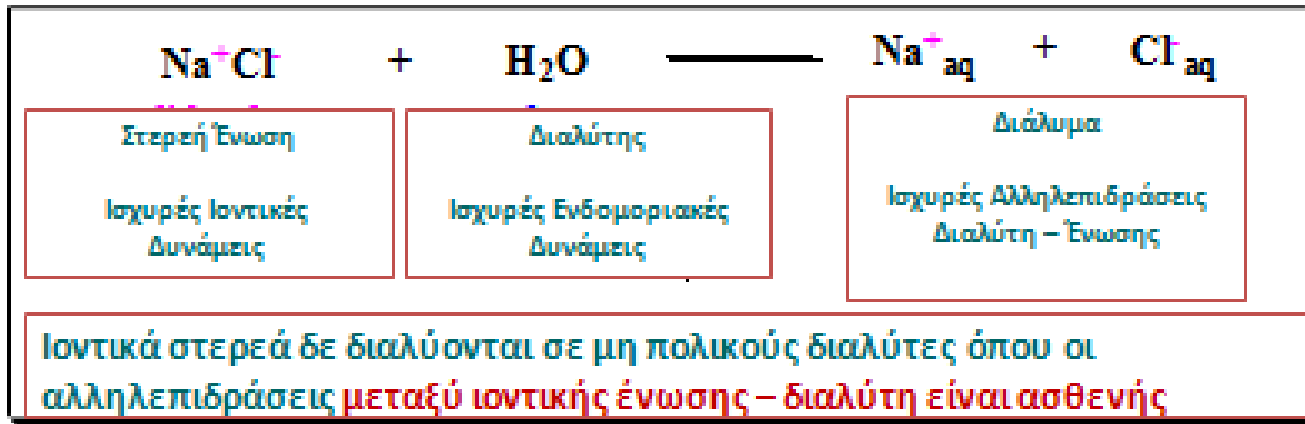
Διαλυτότητα

- Η **διαλυτότητα** μιας ένωσης σε ένα **διάλυτη** εξαρτάται από τις **ενδομοριακές και διαμοριακές δυνάμεις στην ένωση, στο διαλύτη και στο διάλυμα**. Η διαλυτότητα αυξάνει όσο αυξάνει η ισχύς των αλληλεπιδράσεων μεταξύ ουσίας και διαλύτη σε σχέση με τις αλληλεπιδράσεις μεταξύ των μορίων της ουσίας



Ιοντικά Στερεά

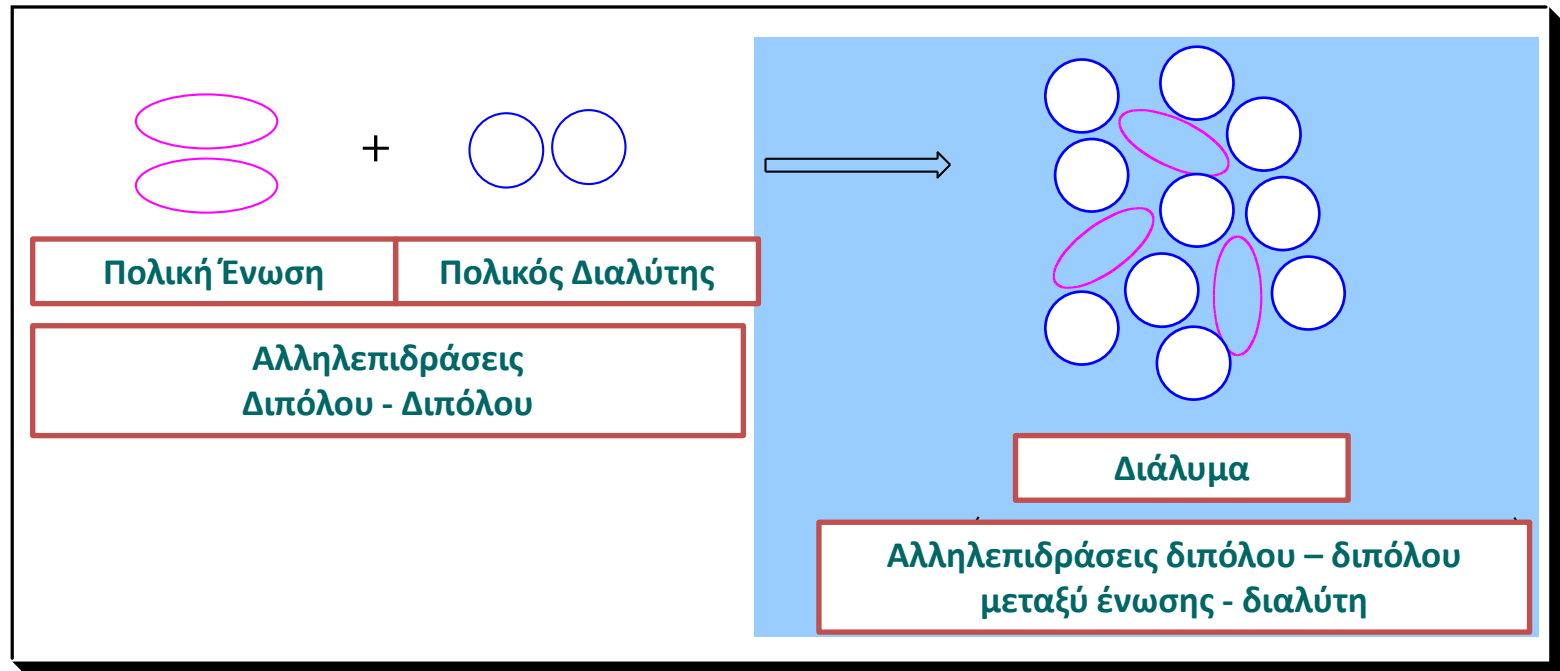
- Οι ενδο-ιοντικές ελκτικές δυνάμεις στα ιοντικά στερεά είναι πολύ ισχυρές. Οι ιοντικές ενώσεις διαλύονται στο νερό και σε ορισμένους ισχυρά πολικούς διαλύτες όπου οι ισχυρές αλληλεπιδράσεις μεταξύ διαλύτη-ιοντικής ένωσης ισοσταθμίζουν τις αλληλεπιδράσεις μεταξύ των μορίων της ιοντικής ένωσης



Τα όμοια διαλύουν όμοια

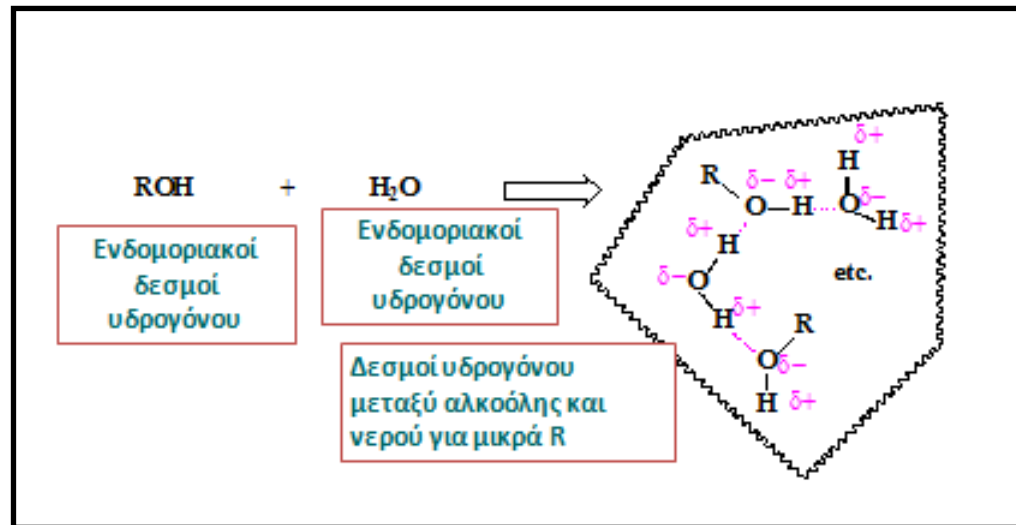
- **Πολικά οργανικά μόρια τείνουν να διαλύονται σε πολικούς διαλύτες.** Οι αλληλεπιδράσεις διπόλου – διπόλου ,τόσο στο διαλύτη όσο και στα προς διάλυση μόρια, αντικαθίστανται από τις αλληλεπιδράσεις μεταξύ της ένωσης με το διαλύτη
 - Ενώσεις και διαλύτες με αντίθετο πολικό – μή πολικό χαρακτήρα δεν αναμειγνύονται λόγω των ασθενών αλληλεπιδράσεων
 - Σα γενικός κανόνας ισχύει ότι τα όμοια διαλύουν όμοια. Ιοντικές και πολικές ενώσεις διαλύονται σε πολικούς διαλύτες. Μη πολικές ενώσεις σε μη πολικές ενώσεις .

Τα όμοια διαλύουν όμοια



Δεσμοί Υδρογόνου μεταξύ διαλ/μένης ουσίας - διαλύτη

- Οι Δεσμοί Υδρογόνου αυξάνουν τις ενδομοριακές έλξεις μεταξύ των ενώσεων με τους διαλύτες ενισχύοντας τη διαλυτότητα. Για παράδειγμα, οι αλκοόλες με κάποια μικρή αλκυλομάδα έχουν καλή διαλυτότητα στο νερό.



Διαλυτότητα αλκοολών στο νερό

- **Καθώς το μέγεθος του R αυξάνει η διαλυτότητα των αλκοολών στο νερό ελαττώνεται. Η μεγάλη αλυσίδα υδρογονανθράκων είναι υδρόφοβη (μη πολική) ενώ το υδροξύλιο είναι υδρόφιλο. Η τελική διαλυτότητα είναι αποτέλεσμα αυτών των δυο παραγόντων.**

Δεκυλική αλκοόλη (1-Δεκανόλη) – Αδιάλυτη στο νερό

Υδρόφιλη ομάδα



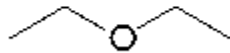
Υδρόφοβη ομάδα

Υδατοδιαλυτότητα

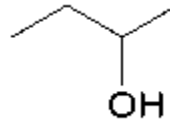
- Το όριο διαλυτότητας μιας ένωσης δίνεται σε γρ διαλελυμένης ουσίας ανά 100 ml διαλύτη. Ένα οργανικό μόριο θεωρείται ως υδατοδιαλυτό εάν τουλάχιστον 3 γρ ένωσης διαλύεται σε 100 ml νερού.
 - Οργανικές ενώσεις με ένα άτομο οξυγόνου και ένα έως τρία άτομα άνθρακα είναι υδατοδιαλυτές.
 - Ενώσεις με ένα άτομο οξυγόνου και 4 ή 5 άτομα άνθρακα έχουν περιορισμένη διαλυτότητα
 - Ενώσεις με ένα άτομο οξυγόνου και 6 ή παραπάνω άτομα άνθρακα δεν διαλύονται στο νερό

Κουίζ: Ενδομοριακές δυνάμεις - Ερώτηση 1

Να κατατάξετε τις παρακάτω ενώσεις κατά σειρά αυξανόμενου σημείου ζέσεως και να εξηγήσετε την επιλογή σας



Δι-αίθυλαιθέρας



Δευτεροταγής Βουτυλική
αλκοόλη



Πεντάνιο

- Το πεντάνιο έχει μόνο μη πολικές ομάδες με αποτέλεσμα να μην υπάρχουν ισχυρές δυνάμεις που συγκρατούν τα μόρια μεταξύ τους. Θα έχει χαμηλό σημείο ζέσεως

Κουίζ: Ενδομοριακές δυνάμεις - Ερώτηση 1

- Ο δι-αιθυλαιθέρας έχει τη πολική ομάδα του αιθέρα στο μόριο του που δίνει τη δυνατότητα σχηματισμού δυνάμεων διπόλου – διπόλου μεταξύ των μορίων. Έτσι αυτά συγκρατούνται ισχυρότερα μεταξύ τους απ' ότι στο πεντάνιο. Θα έχει υψηλότερο σημείο ζέσεως από το πεντάνιο
- Η δευτεροταγής βουτυλική αλκοόλη έχει την υδροξυλομάδα στο μόριο της που δίνει τη δυνατότητα σχηματισμού ισχυρών δεσμών υδρογόνου. Θα έχει το υψηλότερο σημείο ζέσεως

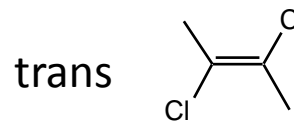
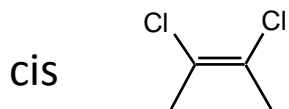
Πεντάνιο < Δι-αιθυλαιθέρας < Βουτυλική αλκοόλη



Αύξηση σημείου ζέσεως

ΚΟΥΙΖ: Ενδομοριακές δυνάμεις - Ερώτηση 2

Τι θα περίμενε κάποιος για το σημείο βρασμού των cis-ισομερών των αλκενίων σε σχέση με τα trans ισομερή; Να είναι υψηλότερο ή χαμηλότερο? Εξηγείστε



- Τα cis ισομερή έχουν διπολική ροπή λόγω της μη συμμετρικής διευθέτησης των ηλεκτραρνητικών ατόμων στο χώρο. Άρα ευνοούν και την ανάπτυξη δυνάμεων διπόλου – διπόλου που συγκρατούν τα μόρια μεταξύ τους
- Αντίθετα τα trans ισομερή δεν έχουν διπολική ροπή λόγω συμμετρίας και οι ενδομοριακές δυνάμεις αναμένεται να είναι ασθενής.
- Τα cis ισομερή αναμένεται να έχουν υψηλότερο σημείο ζέσεως από τα trans

Τέλος ενότητας

Σημείωμα Αναφοράς

Copyright Πανεπιστήμιο Πατρών, . Επίκουρος καθηγητής Ελευθέριος Αμανατίδης, «Οργανική Χημεία». Έκδοση: 1.0. Πάτρα 2015. Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση: <https://eclass.upatras.gr/courses/CMNG2116/>



Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στο πλαίσιο του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Αθηνών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο την 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.



Σημείωμα Αδειοδότησης

Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 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-sa/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 όφελος (π.χ. διαφημίσεις) από την προβολή του έργου σε διαδικτυακό τόπο

Ο δικαιούχος μπορεί να παρέχει στον αδειοδόχο ξεχωριστή άδεια να χρησιμοποιεί το έργο για εμπορική χρήση, εφόσον αυτό του ζητηθεί.