

ΥΠΟΣΤΗΡΙΚΤΙΚΟ ΥΛΙΚΟ-ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Στην Α' Λυκείου έχει αναφερθεί ότι τα άτομα στα μόρια των στοιχείων ή των ενώσεων καθώς και τα ιόντα στις ιοντικές ενώσεις συγκρατούνται με ισχυρές δυνάμεις έλξης που ονομάζονται χημικοί δεσμοί.

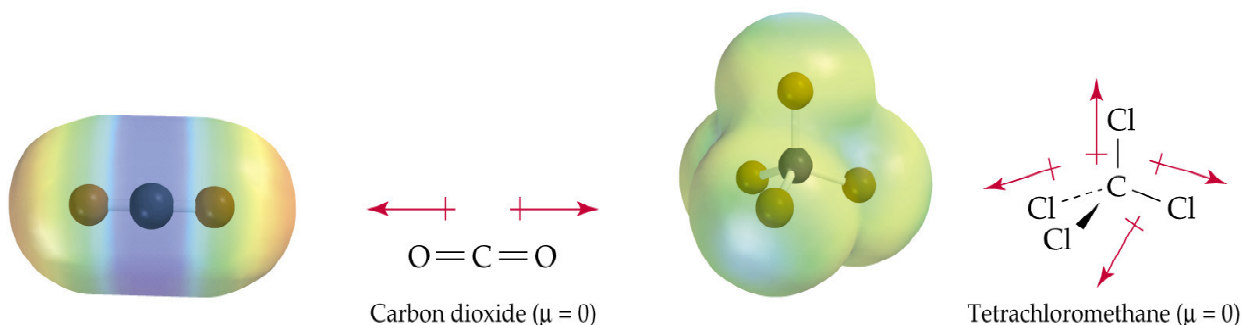
Όταν ο χημικός δεσμός (ομοιοπολικός) δημιουργηθεί μεταξύ ατόμων με ίδια ηλεκτροαρνητικότητα ονομάζεται μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός, ενώ όταν δημιουργηθεί μεταξύ ατόμων με διαφορετική ηλεκτροαρνητικότητα ονομάζεται πολικός ομοιοπολικός δεσμός.

Συνοπτικά:

- Πολικά μόρια, είναι τα μόρια με πολικούς ομοιοπολικούς δεσμούς και η συνισταμένη διπολική ροπή είναι διαφορετική από μηδέν (0).
- Η διπολική ροπή, αποτελεί το μέτρο της πολικότητας ενός μορίου και είναι διανυσματικό μέγεθος.
- Στον πολικό ομοιοπολικό δεσμό παρατηρείται πλεόνασμα αρνητικού φορτίου στο ηλεκτροαρνητικότερο άτομο, ενώ στο λιγότερο ηλεκτροαρνητικό άτομο παρατηρείται πλεόνασμα θετικού φορτίου.
- Στα πολικά μόρια παρατηρούνται δύο πόλοι και ονομάζονται δίπολα.
- Μόρια με πολικούς δεσμούς και συμμετρικό σχήμα, είναι μη πολικά (έχουν συνισταμένη διπολική ροπή ίση με μηδέν).

π.χ. Στα μόρια **CO₂** και **CCl₄** οι δεσμοί C-O και C-Cl είναι πολικοί δεσμοί.

Τα μόρια εξαιτίας της συμμετρίας τους δεν είναι πολικά μόρια (Διπολική Ροπή=0).



Ενδομοριακές Δυνάμεις ονομάζονται οι δυνάμεις που συγκρατούν τα άτομα στα μόρια των στοιχείων ή των ενώσεων. Στις **ετεροπολικές ή ιοντικές ενώσεις** οι **ενδομοριακές δυνάμεις** είναι **ηλεκτροστατικές δυνάμεις** που συγκρατούν τα αντίθετα φορτισμένα ιόντα στους στερεούς κρυστάλλους. Στις **ομοιοπολικές ενώσεις**, οι **ενδομοριακές δυνάμεις** είναι **δυνάμεις ηλεκτρομαγνητικής φύσης** που συγκρατούν τα άτομα στα μόρια και ονομάζονται ομοιοπολικοί δεσμοί.

Πώς εξηγείται η διαφορά στις φυσικές ιδιότητες των πιο κάτω ενώσεων;

1. Το πεντάνιο έχει ψηλότερο σημείο ζέσεως από το 2,2 διμέθυλοπροπάνιο.
2. Το βουτάνιο είναι δυσδιάλυτο στο νερό, ενώ η προπανάλη είναι ευδιάλυτη στο νερό.
3. Η προπανάλη είναι πιο πτητική από την προπαν-1-όλη.

Τις παρατηρήσεις αυτές μπορούμε να τις εξηγήσουμε με βάση τη θεωρία των διαμοριακών δυνάμεων. Οι διαμοριακές δυνάμεις δεν χαρακτηρίζονται ως δεσμοί αλλά ως ελκτικές δυνάμεις-

Διαμοριακές δυνάμεις: Ονομάζονται οι ελκτικές δυνάμεις (ηλεκτροστατικής φύσης) μεταξύ των μορίων.

Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι γενικά ασθενέστερες από τις ενδομοριακές και καθορίζουν τις φυσικές ιδιότητες της ουσίας.

Οι διαμοριακές δυνάμεις διακρίνονται σε τρία είδη:

1. Δυνάμεις London ή Δυνάμεις Διασποράς
2. Δυνάμεις διπόλου – διπόλου
3. Δεσμός ή γέφυρα υδρογόνου

Συχνά, οι διαμοριακές δυνάμεις London και οι διαμοριακές δυνάμεις διπόλου – διπόλου αποκαλούνται ενοποιημένα με τον όρο διαμοριακές δυνάμεις Van der Waals.

Οι διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων, επηρεάζουν τη φυσική κατάσταση της ουσίας, σε κάθε δεδομένο σύνολο συνθηκών θερμοκρασίας και πίεσης. Με άλλα λόγια, οι διαμοριακές δυνάμεις πρέπει να υπερνικηθούν, για να αλλάξει η φυσική κατάσταση μιας μοριακής ένωσης.

διαμοριακές δυνάμεις : ελκτικές δυνάμεις μεταξύ μορίων

Ενδομοριακές δυνάμεις : δυνάμεις που συγκρατούν τα άτομα μέσα στο μόριο- ομοιοπολικός δεσμός

διαμοριακές - ενδομοριακές

- 41 kJ για την εξάτμιση ενός mole νερού (διαμοριακές)
- 930 kJ για την διάσπαση όλων των δεσμών O-H σ' ένα mole νερού (ενδομοριακές)



Γενικά οι διαμοριακές είναι πολύ ασθενέστερες από τις ενδομοριακές

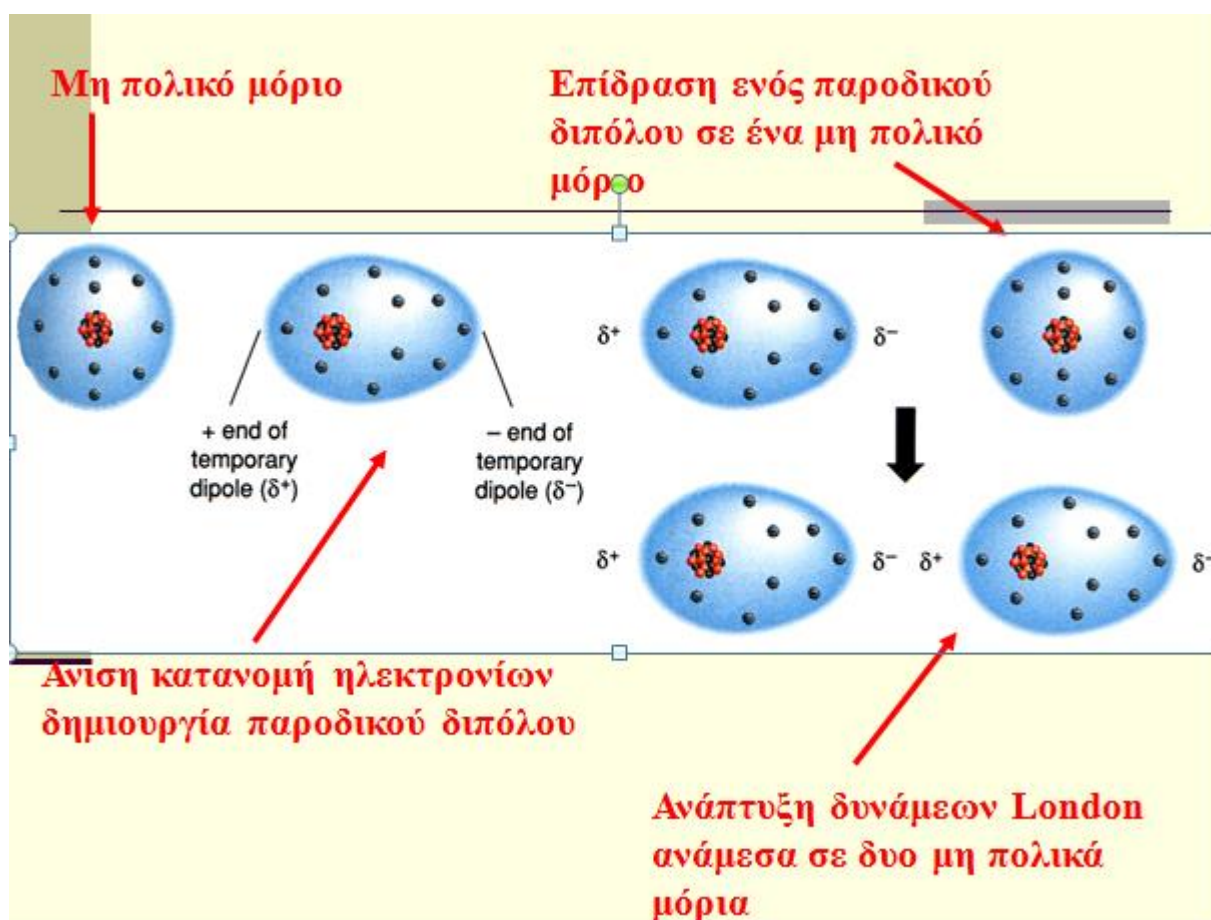
Διαμοριακές Δυνάμεις London ή δυνάμεις διασποράς

Οι διαμοριακές δυνάμεις London αναπτύσσονται ανάμεσα στα μόρια διαφόρων ουσιών ανεξάρτητα από το εάν αυτά είναι πολικά ή μη-πολικά.

Πώς αναπτύσσονται οι διαμοριακές δυνάμεις London;

- Η ηλεκτρονιακή πυκνότητα ενός μορίου μετατοπίζεται στιγμιαία.
- Η μετατόπιση αυτή προκαλεί στιγμιαία πόλωση στο μόριο, δηλ. δημιουργούνται συσσωρεύσεις-πλεόνασμα θετικού και αρνητικού φορτίου σε αυτό.
- Καθώς αναπτύσσεται στιγμιαία θετικό φορτίο στο ένα άκρο του μορίου,
- αναπτύσσεται, εξ επαγωγής, αρνητικό φορτίο στο άκρο ενός γειτονικού μορίου, το οποίο ονομάζεται επαγόμενο δίπολο.
- Ως επακόλουθο, αναπτύσσεται μεταξύ των γειτονικών μορίων ελκτική δύναμη ηλεκτροστατικής φύσης για μια πολύ μικρή χρονική στιγμή.
- Η μετατόπιση των ηλεκτρονίων στα μόρια αλλάζει, αλλά αυτό γίνεται ταυτόχρονα και στα γειτονικά μόρια με αποτέλεσμα η ελκτική δύναμη ανάμεσα στα μόρια να διατηρείται.

Οι δυνάμεις αυτές δεν έχουν καθορισμένη κατεύθυνση, για αυτό και ονομάζονται δυνάμεις διασποράς.



Η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων London / διασποράς εξαρτάται:

- 1. Από τη σχετική μοριακή μάζα (Mr):** Με την αύξηση της Mr (αυξάνεται ο αριθμός των ηλεκτρονίων στο μόριο), η κατανομή των ηλεκτρονίων διαταράσσεται ευκολότερα, με αποτέλεσμα να δημιουργούνται ισχυρότερα στιγμιαία δίπολα, επομένως ισχυρότερες δυνάμεις London (διασποράς).

Παράδειγμα:

Να εξηγήσετε ποιο από τα παρακάτω αλκάνια έχει το μεγαλύτερο σημείο ζέσεως.

ΣΤ μορίων: Α. CH_3CH_3 , Β. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$, Γ. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$,

Απάντηση:

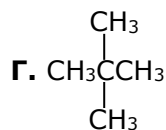
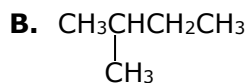
- Και οι τρεις ενώσεις είναι μη πολικές ομοιοπολικές ενώσεις,
- άρα μεταξύ των μορίων τους αναπτύσσονται μόνο διαμοριακές δυνάμεις London (ή δυνάμεις διασποράς).
- Η ένωση Γ έχει τη μεγαλύτερη ανθρακοαλυσίδα και επομένως τη μεγαλύτερη Mr.
- Όσο πιο μεγάλη είναι η Mr της ένωσης τόσο πιο ισχυρές είναι οι διαμοριακές δυνάμεις London μεταξύ των μορίων.
- Επομένως, μεταξύ των μορίων της ένωσης Γ αναπτύσσονται ισχυρότερες διαμοριακές δυνάμεις από τις Α και Β,
- ως αποτέλεσμα απαιτείται μεγαλύτερο ποσό ενέργειας για να υπερνικηθούν (εξασθενήσουν) οι διαμοριακές δυνάμεις London και να μεταβεί από την υγρή στην αέρια φάση,
- επομένως η ένωση Γ θα έχει το μεγαλύτερο σημείο ζέσεως.

2. Από τη μοριακή γεωμετρία.

- Όσο πιο ευθύγραμμο είναι ένα μόριο τόσο πιο μεγάλη είναι η επιφάνεια επαφής του (έχει περισσότερα σημεία επαφής), επομένως ασκούνται ισχυρότερες διαμοριακές δυνάμεις London.
- Τα ευθύγραμμα μη πολωμένα μόρια εμφανίζουν ισχυρότερες διαμοριακές δυνάμεις London από τα διακλαδισμένα (σφαιρικά) μη πολωμένα μόρια, ίδιας μοριακής μάζας.

Παράδειγμα:

Στον μοριακό τύπο C_5H_{12} , αντιστοιχούν οι ενώσεις με τους πιο κάτω ΣΤ:



Να κατατάξετε τις πιο πάνω ενώσεις (Α, Β και Γ) κατά σειρά αυξανόμενου σημείου ζέσεως.

Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας, με αναφορά στις διαμοριακές δυνάμεις.

Απάντηση:

- Οι πιο πάνω ενώσεις έχουν την ίδια Mr
- Είναι μη πολικές ομοιοπολικές ενώσεις,
- επομένως μεταξύ των μορίων τους ασκούνται μόνο διαμοριακές δυνάμεις London.
- Τα μόρια της ένωσης A είναι ευθύγραμμα, τα μόρια της B έχουν μια διακλάδωση και της Γ έχουν δυο διακλαδώσεις (ή τα μόρια του Γ είναι πιο σφαιρικά από τα μόρια του B που είναι πιο σφαιρικά από τα μόρια του A).
- Η ένωση A, παρουσιάζει μεγαλύτερη επιφάνεια επαφής μεταξύ των μορίων της σε σύγκριση με την B που έχει μεγαλύτερη επιφάνεια επαφής από τη Γ.
- Επομένως οι διαμοριακές δυνάμεις London, είναι ισχυρότερες στο A από το B, το οποίο έχει ισχυρότερες διαμοριακές δυνάμεις London από το Γ.
- Όσο πιο ισχυρές είναι οι διαμοριακές δυνάμεις τόσο πιο πολλή ενέργεια απαιτείται για να υπερνικηθούν και αναμένεται τα σημεία ζέσεως (σ.ζ.) των πιο πάνω ενώσεων να είναι:

$$\Gamma < B < A$$



αύξηση σ.ζ.

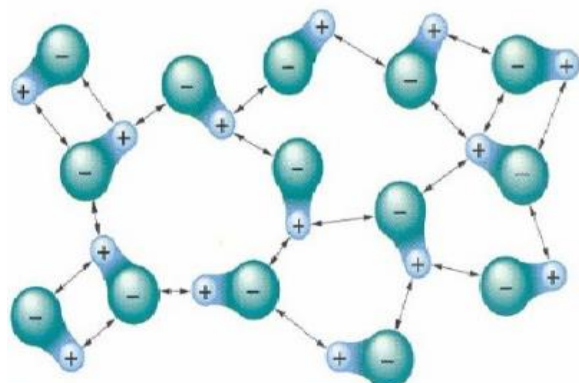
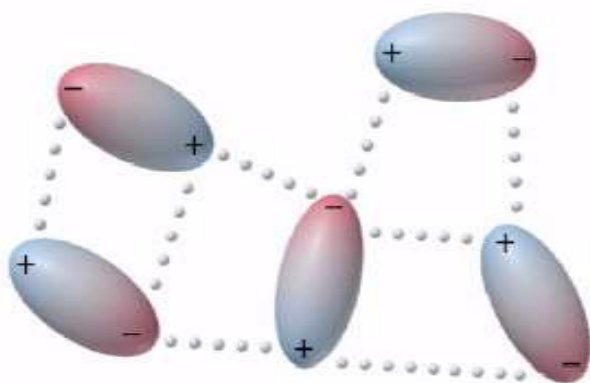


Διαμοριακές δυνάμεις διπόλου – διπόλου

Οι διαμοριακές δυνάμεις διπόλου-διπόλου αναπτύσσονται μεταξύ πολικών μορίων.

Πολικά μόρια είναι τα μόρια τα οποία αποτελούνται από άτομα με διαφορετική ηλεκτροαρνητικότητα / έχουν πολωμένους δεσμούς και στα οποία παρατηρείται ανομοιόμορφη κατανομή ηλεκτρικού φορτίου

Οι διαμοριακές δυνάμεις διπόλου – διπόλου είναι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης που αναπτύσσονται ανάμεσα στο θετικά φορτισμένο άκρο ενός μορίου και στο αρνητικά φορτισμένο άκρο ενός γειτονικού μορίου δημιουργώντας προσανατολισμό στα μόρια, όπως φαίνεται στα πιο κάτω σχήματα.



Όταν δύο πολικά μόρια βρεθούν με κατάλληλο προσανατολισμό, δηλαδή το θετικό άκρο του ενός μορίου κοντά στο αρνητικό άκρο του άλλου μορίου, έλκονται μεταξύ τους και πλησιάζουν το ένα στο άλλο.

Λόγω της φύσεως τους οι διαμοριακές δυνάμεις διπόλου – διπόλου είναι πιο ισχυρές από τις διαμοριακές δυνάμεις London.

Η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων διπόλου-διπόλου αυξάνεται όσο αυξάνεται η πόλωση των μορίων (με την προϋπόθεση τα μόρια να έχουν περίπου την ίδια Mr.

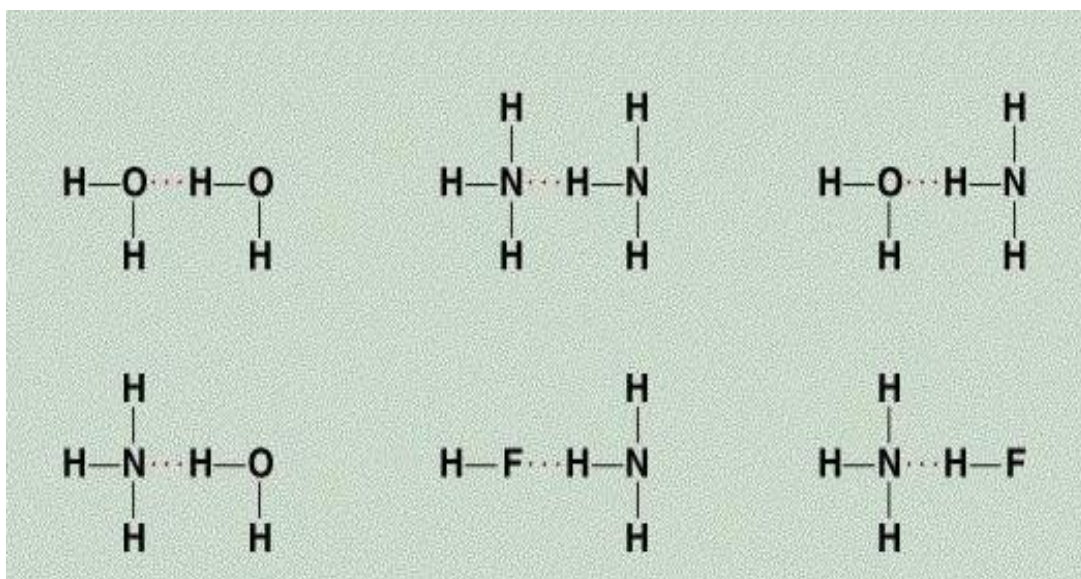
Δεσμός ή γέφυρα υδρογόνου

Είναι μια ειδική περίπτωση διαμοριακών δυνάμεων διπόλου-διπόλου και εμφανίζεται σε ενώσεις που περιέχουν δεσμό μεταξύ ενός ατόμου H (υδρογόνου) και ενός από τα πολύ ηλεκτροαρνητικά στοιχεία με σχετικά μικρό μέγεθος: F, N και O.

Όταν ένα άτομο υδρογόνου συνδέεται μέσω ομοιοπολικού δεσμού με ένα από τα ηλεκτροαρνητικότερα άτομα (F, N ή O), το ηλεκτροαρνητικότερο άτομο έλκει ισχυρά το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων και ο χημικός δεσμός είναι ισχυρά πολικός. Το άτομο του υδρογόνου συγκεντρώνει πολύ λίγη ηλεκτρονική πυκνότητα γύρω του, αποκτώντας θετικό φορτίο (δ^+) ενώ το ηλεκτροαρνητικό άτομο αρνητικό φορτίο (δ^-). Κάτω από αυτές τις συνθήκες, το άτομο του υδρογόνου μπορεί να δράσει ως γέφυρα προς ένα άλλο ηλεκτροαρνητικό άτομο μικρού μεγέθους (O, N, και F), το οποίο να έχει μη δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων, ασκώντας σε αυτό ελκτική δύναμη ηλεκτροστατικής φύσης.

Ο δεσμός υδρογόνου είναι οι δυνάμεις έλξης που αναπτύσσονται μεταξύ του $H^{\delta+}$ (που είναι ενωμένο με ένα από τα ηλεκτροαρνητικότερα άτομα O, N ή F ενός μορίου) και του ισχυρά ηλεκτροαρνητικού ατόμου $O^{\delta-}$, $F^{\delta-}$ ή $N^{\delta-}$ γειτονικού μορίου

Ο δεσμός υδρογόνου σχηματίζεται μεταξύ του ενός μορίου και του ισχυρά ηλεκτροαρνητικού στοιχείου.



Ισχύς διαμοριακών δυνάμεων

Είδος Δεσμού	Ενέργεια διάσπασης KJ/mol
Ιοντικός ή ομοιοπολικός	100-1000
Διπόλων / διασποράς	0.1-10 (ενέργεια διάσπασης διπόλων > ενέργεια διάσπασης δεσμών διασπορά)
Δεσμοί υδρογόνου	40

Σύγκριση ισχύος ενδομοριακών και διαμοριακών δυνάμεων

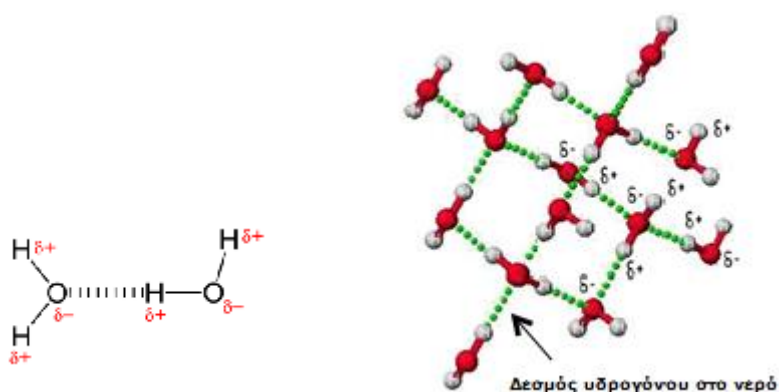


Στιγμαίου διπόλου με στιγμιαίο δίπολο	διπόλου με στιγμιαίο δίπολο	διπόλου με δίπολο	Δεσμός υδρογόνου	Δεσμός ιόντος με δίπολο		Ιοντικός και ομοιοπολικός δεσμός
---------------------------------------	-----------------------------	-------------------	------------------	-------------------------	----------------	----------------------------------

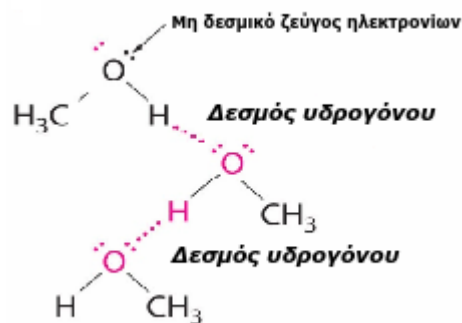
Ο δεσμός υδρογόνου δεν αναπτύσσεται μόνο ανάμεσα σε άτομα διαφορετικών μορίων αλλά είναι δυνατόν να αναπτυχθεί και ανάμεσα σε άτομα του ίδιου μορίου. Οι μεγαλομοριακές ενώσεις σε όλα τα έμβια συστήματα (π.χ. το DNA, οι πρωτεΐνες κλπ) πολύ συχνά δημιουργούν τη γεωμετρική δομή που χρειάζονται για τις διάφορες εξειδικευμένες βιοχημικές λειτουργίες τους, με δεσμούς υδρογόνου.

Ο δεσμός υδρογόνου αποτελεί το ισχυρότερο είδος διαμοριακών δυνάμεων.

Δεσμός υδρογόνου μεταξύ μορίων νερού



Δεσμός υδρογόνου μεταξύ μορίων μεθανόλης



Επίδραση των διαμοριακών δυνάμεων στις φυσικές ιδιότητες των ουσιών:

α. Επίδραση στο σημείο ζέσεως

Με αύξηση της ισχύος των διαμοριακών δυνάμεων σε μια ουσία, αυξάνεται το ποσό ενέργειας που απαιτείται για να υπερνικηθούν οι δυνάμεις αυτές, οπότε αυξάνεται και το σημείο ζέσεως της ουσίας.

Παράδειγμα:

Να κατατάξετε τις πιο κάτω ενώσεις (A, B και Γ), με βάση το αυξανόμενο σημείο ζέσεως.

Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας με αναφορά στις διαμοριακές δυνάμεις.



Απάντηση:

- Και οι τρεις ενώσεις έχουν παραπλήσια Mr (και ευθύγραμμη ανθρακοαλυσίδα), άρα μεταξύ των μορίων τους ασκούνται διαμοριακές δυνάμεις London (διασποράς) παρόμοιας ισχύος.
- Επιπλέον, μεταξύ των μορίων της A αναπτύσσονται δεσμοί υδρογόνου, ενώ μεταξύ των μορίων της Γ αναπτύσσονται διαμοριακές δυνάμεις διπόλου-διπόλου.
- Οι δεσμοί υδρογόνου στην A είναι πιο ισχυροί από τις διαμοριακές δυνάμεις διπόλου-διπόλου στην Γ που είναι πιο ισχυρές από τις διαμοριακές δυνάμεις London στο B.
- Επομένως, χρειάζεται περισσότερη ενέργεια για να υπερνικηθούν οι διαμοριακές δυνάμεις στην A από ότι στην Γ και στην Γ περισσότερη ενέργεια απ' ότι στο B.
- Άρα η κατάταξη των ενώσεων κατά σειρά αυξανόμενου σημείου ζέσεως είναι: $B < \Gamma < A$.

β. Επίδραση στη διαλυτότητα

Η διαλυτότητα μιας ουσίας καθορίζεται από διάφορους παράγοντες, όπως η φύση του διαλύτη, η θερμοκρασία (και η πίεση στα αέρια).

Οι πολικές ουσίες διαλύονται σε πολικούς διαλύτες και οι μη πολικές ουσίες διαλύονται σε μη πολικούς διαλύτες. Ισχύει, λοιπόν, ότι: «Τα όμοια διαλύουν όμοια»

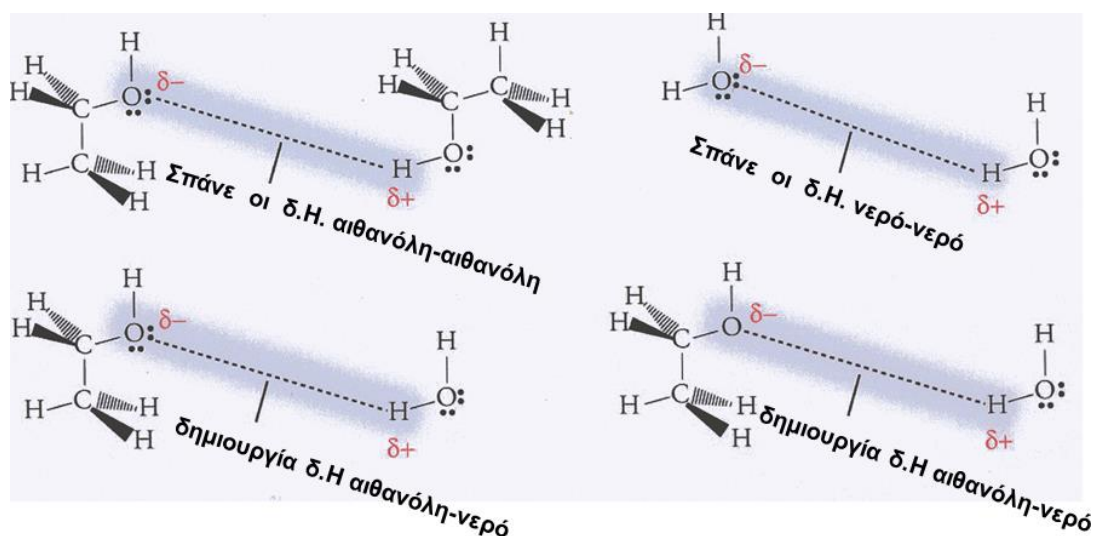
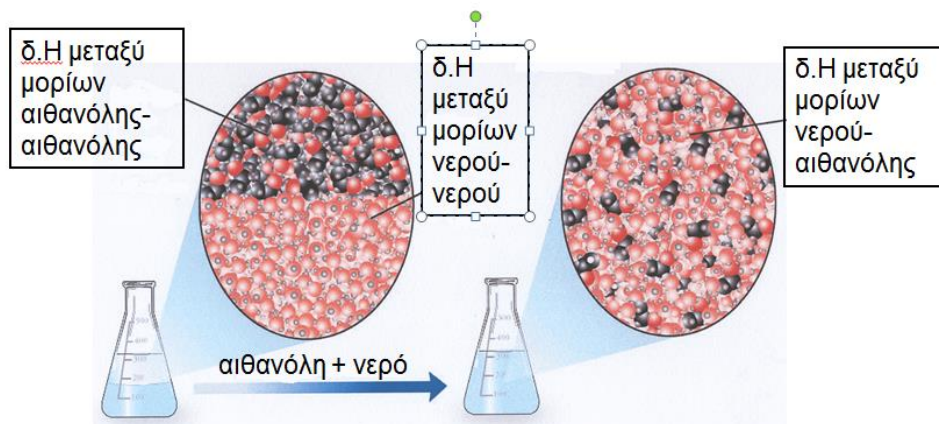
Αν ο διαλύτης είναι το νερό, υπάρχουν ισχυρές ελκτικές δυνάμεις λόγω των δεσμών υδρογόνου μεταξύ των μορίων του.

A. Η διαλυμένη ουσία είναι μη πολική

- Αν η ουσία που προστίθεται στο νερό είναι μη πολική ομοιοπολική,
- τότε οι διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων του διαλύτη (νερού) και των μορίων της ουσίας
- δεν μπορούν να υπερβούν την ισχύ των δυνάμεων London που ασκούνται μεταξύ των μορίων της μη πολικής ουσίας και την ισχύ των δεσμών υδρογόνου που ασκούνται μεταξύ των μορίων του νερού.
- Ως αποτέλεσμα η μη πολική ουσία δεν μπορεί να αναμιχθεί ομοιόμορφα με το νερό και επομένως είναι δυσδιάλυτη σε αυτό.

B. Η Διαλυμένη ουσία είναι πολική με δυνατότητα σχηματισμού δεσμών υδρογόνου

- Αν η διαλυμένη ουσία είναι πολική και μπορεί να δημιουργήσει δεσμούς υδρογόνου με το νερό,
- μπορεί να σπάσει τους δεσμούς υδρογόνου μεταξύ των μορίων του νερού και να σχηματίσει με αυτό νέους δεσμούς υδρογόνου, τότε η ουσία διαλύεται στο νερό.



Γ. Η Διαλυμένη ουσία είναι πολική

- Αν η διαλυμένη ουσία είναι πολική ή ιοντική
- και οι διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ του διαλύτη και της ουσίας υπερβαίνουν την ισχύ των δυνάμεων που ασκούνται μεταξύ των μορίων ή ιόντων της ουσίας και την ισχύ των δεσμών υδρογόνου που ασκούνται μεταξύ των μορίων του νερού, θα παρατηρηθεί ενυδάτωση των μορίων ή ιόντων και η ουσία θα διαλυθεί στο νερό.

Παράδειγμα:

1. Το νερό ως πολικός διαλύτης διαλύει τις πολικές οργανικές ενώσεις (οινόπνευμα, αιθανάλη ζάχαρη), ενώ δεν διαλύει τις μη πολικές (εξάνιο, τολουόλιο).
2. Ο τετραχλωράνθρακας (CCl_4) που είναι μη πολικός διαλύτης, διαλύει μη πολικές οργανικές ενώσεις (εξάνιο, πετρέλαιο).

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

