ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Διαμοριακές δυνάμεις ονομάζονται οι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων. Αντίθετα, ενδομοριακές δυνάμεις ονομάζονται οι δυνάμεις που ασκούνται στο εσωτερικό ενός μορίου ή ενός πολυατομικού ιόντος

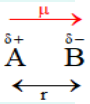
- Ποιες δυνάμεις είναι ισχυρότερες, οι ενδομοριακές ή οι διαμοριακές;
  Οι **διαμοριακές** δυνάμεις γενικά είναι **ασθενέστερες** από τις **ενδομοριακές** δυνάμεις, γι αυτό απαιτείται περισσότερη ενέργεια για να διασπαστούν οι δεσμοί ανάμεσα στα άτομα ενός μορίου, από όση χρειάζεται για να απομακρυνθούν τα μόρια μεταξύ τους τόσο ώστε να μην ασκούνται διαμοριακές δυνάμεις.

- Κατηγορίες διαμοριακών δυνάμεων
  Οι διαμοριακές δυνάμεις ταξινομούνται σε τρεις μεγάλες κατηγορίες:
  1. **δυνάμεις διπόλου-διπόλου**
     - **δεσμός υδρογόνου, που αποτελεί μια ειδική περίπτωση των δυνάμεων διπόλου-διπόλου**
  2. **δυνάμεις London (δυνάμεις διασποράς)**
  3. **δυνάμεις ιόντος-διπόλου**

  Οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου και οι δυνάμεις διασποράς χαρακτηρίζονται και ως δυνάμεις **Van der Walls.**

- Τι ονομάζεται ηλεκτρικό δίπολο και τι **διπολική ροπή**;
  Ηλεκτρικό δίπολο ονομάζεται το μόριο μιας ομοιοπολικής ένωσης που έχει σχηματιστεί από άτομα με διαφορετική τιμή ηλεκτραρνητικότητας. Δηλαδή, στο μόριο εμφανίζονται αντίθετα φορτία (δ+, δ-). Τα μόρια αυτά ονομάζονται πολικά μόρια.

  Διπολική ροπή μ, ονομάζεται το διανυσματικό μέγεθος με το οποίο μετράμε την πολικότητα του ενός μορίου:
  μ = δ · r
  όπου δ: το κλάσμα του στοιχειώδους φορτίου
  r: η απόσταση των κέντρων των ατόμων

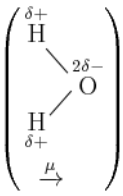


  Η φορά της διπολικής ροπής ορίζεται συμβατικά από τον θετικό πόλο (δ+) προς τον αρνητικό πόλο (δ-) του διπόλου. π.χ. $H^{\delta+}$ $Cl^{\delta-}$
  ☆ Η μονάδα της διπολικής ροπής στο S.I είναι το $1\ C \cdot m$. Όμως, η συνηθισμένη μονάδα διπολικής ροπής είναι το Debye (D), 1 D = $3{,}34 \cdot 10^{-30}$ C·m .
  Η διπολική ροπή ενός δεσμού εξαρτάται σε μεγάλο βαθμό από την διαφορά ηλεκτραρνητικότητας. Δηλαδή όσο μεγαλύτερη είναι αυτή τόσο μεγαλύτερη είναι και η διπολική ροπή του δεσμού.
  Γενικά, ένα μόριο είναι πολωμένο όταν εμφανίζει συνισταμένη διπολική ροπή, άρα η πολικότητα του μορίου εξαρτάται και από τη γεωμετρία του μορίου. Μόρια, τα οποία δεν είναι διατομικά, μπορεί να έχουν πολωμένους δεσμούς αλλά να εμφανίζουν μηδενική διπολική ροπή. Αυτό οφείλεται στη γεωμετρία τους η οποία είναι τέτοια που τα διανύσματα των διπολικών ροπών «αλληλοαναιρούνται», δηλαδή έχουν συνολικό άθροισμα ίσο με μηδέν.

  Παραδείγματα μη πολωμένων διατομικων μορίων ($\vec{\mu} = 0$) είναι: το H_2 (H − H), τα X_2 (X − X) με (X=F, Cl, Br, I), το O_2 (O = O) και το N_2 (N ≡ N) .

  Παραδείγματα μη πολωμένων πολυατομικών μορίων ($\vec{\mu}_{ολ.} = 0$) είναι: το CO_2 (το μόριο είναι γραμμικό και η συνισταμένη διπολική ροπή είναι μηδέν), το CH_4 και ο CCl_4 (τα μόρια έχουν δομή κανονικού τετραέδρου με τον άνθρακα στο κέντρο του τετραέδρου, με αποτέλεσμα η συνισταμένη διπολική ροπή να είναι μηδέν).

Παραδείγματα πολικών πολυατομικών μορίων ($\vec{\mu}_{ολ.} \neq 0$) είναι: τα υδραλογόνα $\overset{\mu}{\rightarrow}$ $H - X$ $(X = F, Cl, Br, I)$, $\overset{\mu}{\rightarrow}$ $C \equiv O$, το μονοξείδιο του άνθρακα, το μονοξείδιο του αζώτου, $\overset{\mu}{\rightarrow}$ $N = O$ και το H_2O (το μόριο σχηματίζει γωνία 105°).



Παρατηρήσεις:

1) Η ύλη της Γ΄ Λυκείου δεν περιλαμβάνει θεωρία και ασκήσεις για την εκτίμηση της διπολικής ροπής ενός μορίου που δεν είναι διατομικό.

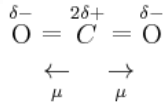
Αυτή η εκτίμηση μπορεί να γίνει όταν είναι γνωστή η γεωμετρία του μορίου, η μορφή του διανύσματος της διπολικής ροπής και η γνώση πρόσθεσης διανυσμάτων (το τελευταίο θεωρείται γνωστό από τη Φυσική). Για τον μαθητή που ενδιαφέρεται για τον τρόπο που εκτιμούμε την διπολική ροπή ενός μορίου αναφέρουμε τα παρακάτω:

α) Η κατεύθυνση του διανύσματος της διπολικής ροπής είναι από το θετικό προς το αρνητικό φορτίο.

β) Κάθε δεσμός (απλός ή διπλός ή τριπλός) παράγει μια διπολική ροπή.

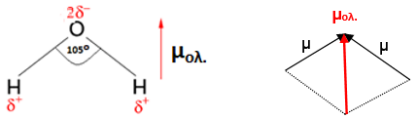
γ) Η ολική διπολική ροπή $\vec{\mu}_{ολ.}$ καθορίζεται από το διανυσματικό άθροισμα όλων των επιμέρους διπολικών ροπών.

Λόγου χάρη στο μόριο του CO_2 ο δεσμός C=O είναι πολωμένος, το μόριο όμως του CO_2 είναι μη πολωμένο μόριο διότι είναι γραμμικό μόριο (οι πυρήνες των τριών ατόμων βρίσκονται στην ίδια ευθεία) με συνέπεια η συνισταμένη διπολική ροπή να είναι μηδέν όπως στο σχήμα:



$\vec{\mu}_{ολ.} = 0$.

Αντίθετα το μόριο του H_2O είναι πολωμένο μόριο, διότι δεν είναι γραμμικό μόριο με συνέπεια να εμφανίζει συνισταμένη διπολική ροπή όπως στο σχήμα:



2) Οι υδρογονάνθρακες έχουν πολύ μικρή διπολική ροπή και μπορούν να θεωρηθούν ως μη πολικά μόρια, για παράδειγμα CH_3CH_3 , $CH_3CH_2CH_3$, $CH_2= CH_2$ κ.ά.

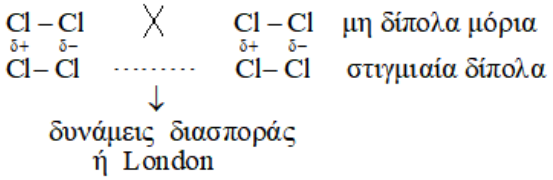
3) Οι αιθέρες, λόγω του δεσμού C − O − C (που σχηματίζει γωνία) είναι πολικά μόρια π.χ. $CH_3CH_2OCH_2CH_3$.

4) Οι ιοντικές ενώσεις μπορούν να θεωρηθούν ως πολύ ισχυρά πολικές ενώσεις.

- Ποια μόρια ονομάζονται πολικά και ποια μη πολικά;
  Πολικά (**δίπολα**) μόρια ονομάζονται τα μόρια που περιέχουν πολικούς δεσμούς και η συνισταμένη τους διπολική ροπή είναι διάφορη του μηδενός (μολ≠0). Πολικά είναι τα μόρια του νερού (H_2O), της αμμωνίας (NH_3), και γενικά των διατομικών μορίων που αποτελούνται από διαφορετικά άτομα, π.χ. HF, HCl, NO κ.ά.

- ΔΥΝΑΜΕΙΣ **ΔΙΠΟΛΟΥ** – **ΔΙΠΟΛΟΥ**
  Αναπτύσσονται: ΜΕΤΑΞΥ ΠΟΛΙΚΩΝ ΜΟΡΙΩΝ (π.χ. HCl)
  Τα μόρια αποκτούν: ΜΙΚΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ→ΜΕΓΑΛΗ ΣΤΑΘΕΡΟΤΗΤΑ
  Μεγάλη διπολική ροπή→ισχυρότερες δυνάμεις διπόλου – διπόλου → υψηλότερο σημείο ζέσης

- ΔΥΝΑΜΕΙΣ **ΔΙΑΣΠΟΡΑΣ** (**LONDON**)
  Αναπτύσσονται:
  ΜΕΤΑΞΥ ΜΗ-ΠΟΛΙΚΩΝ ΜΟΡΙΩΝ, όπως τα μόρια των στοιχείων, όταν στιγμιαία λόγω μετατόπισης των ηλεκτρονίων αποκτούν πολικότητα. Έχουμε λοιπόν στιγμιαία δίπολα και οι δυνάμεις ονομάζονται διασποράς επειδή δεν έχουν μια ορισμένη κατεύθυνση.
  ΜΕΤΑΞΥ ΣΤΙΓΜΙΑΙΩΝ ΔΙΠΟΛΩΝ (π.χ. άτομα ευγενών αερίων, διατομικά μόρια, μόρια με μ = 0)



ΜΕΤΑΞΥ ΜΗ ΠΟΛΙΚΟΥ ΚΑΙ ΠΟΛΙΚΟΥ ΜΟΡΙΟΥ (π.χ. H_2 και HCl)

Η ισχύς τους εξαρτάται:

1. ΑΠΟ ΤΗ ΣΧΕΤΙΚΗ ΜΟΡΙΑΚΗ ΜΑΖΑ (μεγάλη Mr → περισσότερα ηλεκτρόνια → πιο εύκολη διαταραχή της κατανομής τους → δημιουργία στιγμιαίων διπόλων) Λόγου χάρη τα μόρια του O_2 ασκούν μεταξύ τους ισχυρότερες δυνάμεις διασποράς απ' ότι τα μόρια του H_2 διότι $Mr(O_2)>Mr(H_2)$. Αυτό έχει ως συνέπεια το σημείο βρασμού του O_2 να είναι μεγαλύτερο του σημείου βρασμού του H_2 .

2. ΑΠΟ ΤΟ ΣΧΗΜΑ ΤΩΝ ΜΟΡΙΩΝ (στα ευθύγραμμα μη πολωμένα οι δεσμοί είναι πιο ισχυροί από τα σφαιρικά μη πολωμένα.*πιο ισχυρούς διαμοριακούς δεσμούς).

Λόγου χάρη μεταξύ των μορίων του κανονικού πεντανίου $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ ασκούνται ισχυρότερες δυνάμεις διασποράς απ' αυτές που ασκούνται μεταξύ των μορίων του μεθυλοβουτανίου διότι το πεντάνιο είναι λιγότερο διακλαδισμένο μόριο συγκριτικά με το μεθυλοβουτάνιο: $CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH_2-CH_3$

- **Δεσμός Υδρογόνου**

Αποτελεί ειδική περίπτωση διπόλου-διπόλου. Το άτομο υδρογόνου, όταν είναι ενωμένο με ισχυρά ηλεκτραρνητικά άτομα που έχουν και μικρό μέγεθος τείνει να αποκτά θετικό φορτίο και να συνδέεται, μέσω δεσμού υδρογόνου, με άτομα άλλων μορίων. Αυτό συμβαίνει μόνο με άτομα **F,O,N.**

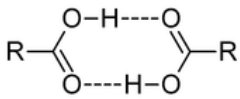
α. Εμφανίζεται μεταξύ μορίων που περιέχουν δεσμούς N - H, O - H και F - H.

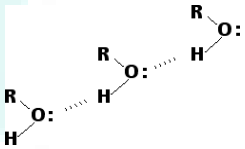
β. Είναι ειδική περίπτωση διαμοριακών δυνάμεων διπόλου - διπόλου και έχει σημαντικά μεγαλύτερη ισχύ από τους άλλους διαμοριακούς δεσμούς.

γ. Επηρεάζει κυρίως τις φυσικές ιδιότητες των ουσιών

Διαμοριακές δυνάμεις δεσμών υδρογόνου αναπτύσσονται ανάμεσα σε μόρια της ίδιας χημικής ένωσης, όπως H_2O, HF, RNH_2, ROH, RCOOH **αλλά και ανάμεσα σε μόρια διαφορετικών χημικών ενώσεων όπως μεταξύ** H_2O **και** CH_3CH_2OH **(π.χ. υδαταλκοολικό διάλυμα) ή** H_2O **και** NH_3 **(π.χ. διάλυμα αμμωνίας) κλπ.**

π.χ. δεσμοί υδρογόνου ανάμεσα σε δυο μόρια καρβοξυλικού οξέος (διμερισμός γι΄ αυτό εμφανίζουν διπλάσιο μοριακό βάρος)





Ο **δεσμός υδρογόνου εξηγεί**:

α) Τις ιδιομορφίες που παρουσιάζει το νερό π.χ. το πολύ υψηλό σημείο βρασμού, το ότι ο πάγος επιπλέει στο νερό, η ικανότητά του να διαλύει πάρα πολλές ενώσεις κ.ά.

Στον πάγο τα μόρια του νερού έχουν το μέγιστο αριθμό δεσμών υδρογόνου, σχηματίζοντας κρυσταλλικό πλέγμα. Η διάταξή των μορίων στον κρύσταλλο είναι τέτοια ώστε να υπάρχουν αρκετά μεγάλοι κενοί χώροι ανάμεσα τους. Όταν ο πάγος αρχίζει να τήκεται δεν καταστρέφεται εντελώς η κρυσταλλική διάταξη. Μονήρη μόρια νερού εισέρχονται στα κενά της εναπομείνασας κρυσταλλικής διάταξης. Έτσι, η πυκνότητα του νερού είναι μεγαλύτερη αυτής του πάγου και ο πάγος επιπλέει στο νερό.

β) Τη μεγάλη διαλυτότητα που έχουν τα κατώτερα μέλη των αλκοολών και των καρβοξυλικών οξέων στο νερό, λόγω των δεσμών υδρογόνου που αναπτύσσονται ανάμεσα στα μόρια του νερού και στα μόριά τους.

γ) Τα υψηλά σημεία βρασμού που παρουσιάζουν τα κατώτερα μέλη των αλκοολών σε σύγκριση με τους αιθέρες με τους οποίους έχουν έχουν ίδια ή παραπλήσια σχετική μοριακή μάζα.

δ) Τη μεγάλη αντοχή του νάιλον.

ε) Την ελικοειδή δομή των πρωτεϊνών.

Οι δυνάμεις ιόντος – διπόλου είναι διαμοριακές δυνάμεις οι οποίες ασκούνται μεταξύ ενός ιόντος και ενός διπόλου μορίου παραδείγματος χάριν μεταξύ του Na^+ και του H_2O σε υδατικό διάλυμα. Η ισχύς των δυνάμεων ιόντος - διπόλου εξαρτάται από το φορτίο και το μέγεθος του ιόντος καθώς και από την διπολική ροπή και το μέγεθος του διπόλου μορίου. Συγκεκριμένα, μεγάλο φορτίο και μικρό μέγεθος του ιόντος, καθώς και μεγάλη διπολική ροπή του μορίου ευνοούν την αύξηση της ισχύος των διαμοριακών δυνάμεων αυτού του τύπου. Τέτοιου είδους δυνάμεις εμφανίζονται, κατ' εξοχήν, κατά τη διάλυση ιοντικών ενώσεων στο νερό **(διάσταση).**

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ-ΟΔΗΓΙΕΣ:

- Ιοντικές ενώσεις είναι τα οξείδια των μετάλλων, τα υδροξείδια των μετάλλων και τα άλατα, π.χ. CaO, KOH, NaCl.
- Ομοιοπολικές ενώσεις είναι τα οξέα, τα οξείδια των αμετάλλων και οι οργανικές ενώσεις, π.χ. HCl, SO_2, CH_4
- Η ύπαρξη των δυνάμεων διασποράς εξηγεί την υγροποίηση των μη πολικών αερίων.
- Ο ομοιοπολικός δεσμός του υδρογόνου με τα πολύ ηλεκτραρνητικά F, O, N, είναι πολύ πολωμένος. Στο γεγονός αυτό οφείλεται η μεγάλη ισχύς του δεσμού υδρογόνου.

α. Τα στερεά και τα υγρά είναι πρακτικά ασυμπίεστα, δηλαδή, ο όγκος τους μεταβάλλεται ελάχιστα με την εφαρμογή υψηλής πίεσης. Αυτό συμβαίνει γιατί οι αποστάσεις των δομικών μονάδων τους είναι πολύ μικρές.

β. Τα αέρια μπορούν να συμπιεστούν με αύξηση της πίεσης. Αυτό συμβαίνει γιατί οι αποστάσεις των δομικών μονάδων τους είναι πολύ μεγάλες, με αποτέλεσμα το μεγαλύτερο μέρος του όγκου που καταλαμβάνει ένα αέριο να είναι κενό.

γ. Στα αέρια οι δομικές μονάδες έχουν μεγαλύτερη κινητική ενέργεια σε σχέση με τα στερεά και τα υγρά.

- Στις **ασκήσεις** όπου πρέπει να **εξετάσουμε** το είδος των διαμοριακών δυνάμεων,αρχικά βλέπουμε αν τα μόρια είναι πολικά ή μη πολικά.
  - Μη πολικά είναι όλα τα μόρια των χημικών στοιχείων και τα μόρια των χημικών ενώσεων με πολωμένους δεσμούς στα οποία η γεωμετρία είναι τέτοια ώστε να μην εμφανίζεται διπολική ροπή, π.χ.: CO_2, CH_4.
  - Πολικά είναι τα διατομικά μόρια των χημικών ενώσεων και τα πολυατομικά μόρια με πολωμένους δεσμούς όπου η γεωμετρία είναι τέτοια ώστε η διπολική ροπή να είναι διαφορετική από μηδέν, π.χ.: H_2O, NH_3.
    Όταν έχουμε πολικά μόρια προσέχουμε αν περιέχουν άτομα υδρογόνου ενωμένα με φθόριο,οξυγόνο ή άζωτο γιατί στη περίπτωση αυτή έχουμε δεσμό υδρογόνου.

- **Πώς** επηρεάζουν οι διαμοριακές δυνάμεις την **διαλυτότητα** των υγρών;
  Όταν σε έναν διαλύτη προσθέσουμε μια διαλυμένη ουσία τότε μεταξύ των μορίων του διαλύτη και της διαλυμένης ουσίας ασκούνται διαμοριακές δυνάμεις. Αν η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων μεταξύ διαλύτη-διαλυμένης ουσίας είναι μεγαλύτερη από την ισχύ των διαμοριακών δυνάμεων που ασκούνται μεταξύ των μορίων διαλύτη-διαλύτη και διαλυμένης ουσίας-διαλυμένης ουσίας, η ουσία διαλύεται στον διαλύτη.
  Γενικά, στη διαλυτότητα ισχύει ο κανόνας «τα όμοια διαλύουν όμοια». Δηλαδή πολικοί διαλύτες διαλύουν πολικά μόρια ενώ μη πολικοί διαλύτες διαλύουν μη πολικά μόρια.
  Το νερό (πολικό μόριο) είναι εξαιρετικός διαλύτης για ιοντικές καθώς και πολικές ομοιοπολικές ενώσεις π.χ. CH_3OH, CH_3COOH, CH_3COCH_3 , ενώ ο μη πολικός τετραχλωράνθρακας CCl_4 διαλύει ευκολότερα μη πολικές ενώσεις π.χ. το αιθένιο, το βρώμιο κ.ά.

- Πώς επηρεάζουν οι διαμοριακές δυνάμεις το **σημείο βρασμού** των υγρών;
  Το σημείο βρασμού των υγρών σωμάτων **εξαρτάται** από:
  α) Την **σχετική μοριακή μάζα** τους (**Mr**). Όσο **μεγαλύτερη** είναι η σχετική μοριακή μάζα, τόσο **υψηλότερο** είναι το σημείο βρασμού.
  β) Τις **διαμοριακές δυνάμεις** που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων των υγρών. Όσο **ισχυρότερες** είναι αυτές, τόσο **υψηλότερο** είναι το σημείο βρασμού.

- **ΤΕΛΙΚΑ: Σε ποιες κατηγορίες διακρίνουμε τις διαμοριακές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των μορίων μιας ουσίας; Πώς επηρεάζουν τις ιδιότητες της ουσίας;**

Μεταξύ των μορίων μίας ουσίας ασκούνται:
α) Δυνάμεις διασποράς (London), σε ΟΛΕΣ τις περιπτώσεις.
β) Αν το μόριο της ένωσης είναι ΠΟΛΩΜΕΝΟ τότε θα ασκούνται και δυνάμεις ΔΙΠΟΛΟΥ - ΔΙΠΟΛΟΥ.
γ) Αν η πόλωση είναι μεταξύ ενός ατόμου υδρογόνου που είναι συνδεδεμένο με ισχυρά ηλεκτραρνητικό άτομο μικρού μεγέθους (ή ή), τότε θα αναπτύσσεται και δεσμός υδρογόνου.

Το σύνολο των ασκουμένων δυνάμεων επηρεάζουν τις ιδιότητες των σωμάτων και γενικά ισχύει
ΟΤΙ ΙΣΧΥΡΕΣ ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΣΗΜΑΙΝΕΙ:

- **Μικρή τάση ατμών.**
- **Υψηλό σημείο βρασμού.**
- **Μεγάλο ιξώδες (μικρή ρευστότητα).**
- **Μεγάλη επιφανειακή τάση.**