Θεωρία: Διαμοριακές Δυνάμεις

1. Τι είναι οι διαμοριακές δυνάμεις και σε τι χρησιμεύει η γνώση τους;

Στην Α΄ Λυκείου είχαμε γνωρίσει τις ενδομοριακές δυνάμεις, δηλαδή τις ηλεκτρικές ελκτικές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των ατόμων ή των ιόντων όταν σχηματίζεται μια χημική ένωση (ιοντικός και ομοιοπολικός δεσμός).
Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι ηλεκτρικές ελκτικές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των μορίων μιας χημικής ένωσης και τείνουν να φέρουν κοντά το ένα μόριο στο άλλο.
Η γνώση της ισχύς τους μας επιτρέπει να ερμηνεύσουμε τις διαφορές που παρουσιάζουν οι μοριακές ενώσεις σε μια σειρά από ιδιότητες τους όπως η φυσική κατάσταση, το σημείο ζέσεως, η τάση ατμών, το ιξώδες, η διαλυτότητα κ.α.

2. Ποια είναι τα είδη των διαμοριακών δυνάμεων;

Οι διαμοριακές δυνάμεις διακρίνονται σε:

α) δυνάμεις διπόλου-διπόλου
β) δυνάμεις διασποράς (ή London)
γ) δυνάμεις δεσμών υδρογόνου (ή γέφυρα υδρογόνου)
δ) δυνάμεις ιόντος – διπόλου

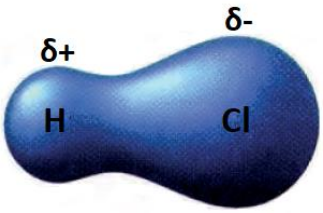
Οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου και οι δυνάμεις διασποράς αποτελούν τις δυνάμεις Van der Waals. Σε αυτές, σύμφωνα με το σχολικό βιβλίο, συμπεριλαμβάνονται και οι δεσμοί υδρογόνου, αφού θεωρούνται ειδική περίπτωση διαμοριακού δεσμού διπόλου-διπόλου.

3. Τι ονομάζεται πολωμένος και τι μη πολωμένος δεσμός;

Για την ερμηνεία των διαμοριακών δυνάμεων διπόλου – διπόλου χρειάζεται να θυμηθούμε τι ονομάζουμε πολωμένο δεσμό. Όταν δυο άτομα είναι όμοια μεταξύ τους και σχηματίζουν ομοιοπολικό δεσμό όπως συμβαίνει με τα άτομα του Η στο μόριο του H_2, τότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού κατανέμεται ισομερώς ανάμεσα στα δύο άτομα. Ένας τέτοιος δεσμός ονομάζεται μη πολωμένος δεσμός και το μόριο μη πολωμένο μόριο.

$$H\cdot + \cdot H \rightarrow H:H \quad \text{ή} \quad H-H \quad \text{ή} \quad H_2$$

Όταν δυο άτομα είναι διαφορετικά μεταξύ τους και σχηματίζουν ομοιοπολικό δεσμό όπως συμβαίνει μεταξύ του Η και του Cl στο μόριο του HCl, τότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού είναι μετατοπισμένο προς το ηλεκτραρνητικότερο άτομο (Cl), με συνέπεια αυτό να αποκτά ένα κλάσμα αρνητικού φορτίου δ- ($Cl^{\delta-}$), ενώ το ηλεκτροθετικότερο άτομο αποκτά ένα κλάσμα θετικού φορτίου δ+ ($H^{\delta+}$). Ένας τέτοιος δεσμός ονομάζεται πολωμένος δεσμός και το μόριο πολωμένο μόριο.

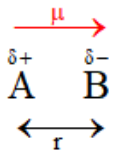


$$H\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}:\rightarrow H:\ddot{\underset{..}{Cl}}: \quad \dot{\eta} \quad \overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{Cl} \quad \dot{\eta} \quad H-Cl \quad \dot{\eta} \quad H_2$$

Άλλα χαρακτηριστικά παραδείγματα πολωμένων μορίων αποτελούν μόρια της μορφής $\overset{\delta+}{A}-\overset{\delta-}{B}$ όπως τα:

$H-F$, $H-Br$ και $C\equiv O$.

4. Τι ονομάζεται διπολική ροπή;



Το μέγεθος με το οποίο μετράμε την πολικότητα ενός ομοιοπολικού δεσμού ονομάζεται διπολική ροπή ($\vec{\mu}$). Η διπολική ροπή είναι διανυσματικό μέγεθος και το μέτρο της είναι ίσο με το γινόμενο του φορτίου του διπόλου (δ^+ ή δ^-) επί την απόσταση μεταξύ των φορτίων r, δηλαδή μ=δ·r.

Η μονάδα της διπολικής ροπής στο S.I είναι το 1 C·m.
Όμως, η συνηθισμένη μονάδα διπολικής ροπής είναι το Debye (D), 1 D = 3,34 ·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 N2 (N ≡ N)

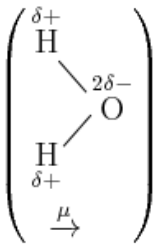
Παραδείγματα μη πολωμένων πολυατομικών μορίων ($\vec{\mu}_{o\lambda} = 0$) είναι: το CO_2 (το μόριο είναι γραμμικό και η συνισταμένη διπολική ροπή είναι μηδέν), το CH_4 και ο CCl_4 (τα μόρια έχουν δομή κανονικού τετραέδρου με τον άνθρακα στο κέντρο του τετραέδρου, με αποτέλεσμα η συνισταμένη διπολική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

Παραδείγματα πολικών πολυατομικών μορίων ($\vec{\mu}_{o\lambda} \neq 0$) είναι:

τα υδραλογόνα $\overset{\mu}{\rightarrow}$ $\mathrm{H - X\ (X = F, Cl, Br, I)}$,

το μονοξείδιο του άνθρακα $\overset{\mu}{\rightarrow}$ $\mathrm{C \equiv O}$, ,

το μονοξείδιο του αζώτου $\overset{\mu}{\rightarrow}$ $\mathrm{N = O}$,

και το H_2O , 

(το μόριο σχηματίζει γωνία 105°).

<u>Παρατηρήσεις:</u>

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.

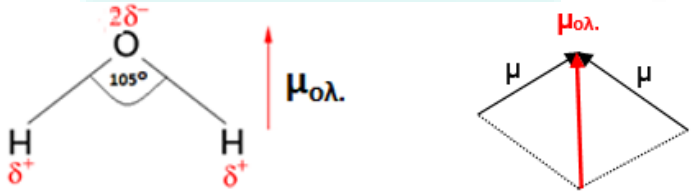
γ) Η ολική διπολική ροπή $\vec{\mu}_{o\lambda}$ καθορίζεται από το διανυσματικό άθροισμα όλων των επιμέρους διπολικών ροπών.

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:

$$\overset{\delta-}{O} = \overset{2\delta+}{C} = \overset{\delta-}{O} \qquad \vec{\mu}_{o\lambda.} = 0$$

$$\underset{\mu}{\leftarrow} \qquad \underset{\mu}{\rightarrow}$$

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



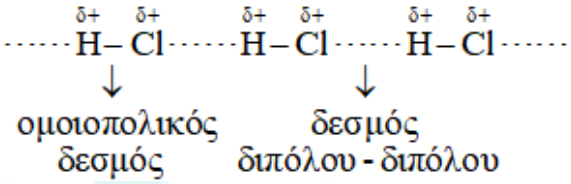
2) Οι υδρογονάνθρακες έχουν πολύ μικρή διπολική ροπή και μπορούν να θεωρηθούν ως μη πολικά μόρια, για παράδειγμα CH_3CH_3, $CH_3CH_2CH_3$, $CH_2=CH_2$ κ.ά.

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.

5. Τι είναι και πώς αναπτύσσονται οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου;

Δυνάμεις διπόλου - διπόλου είναι οι δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ διπόλων μορίων. Λόγου χάρη τα μόρια του HCl όταν πλησιάζουν μεταξύ τους, με κατάλληλο προσανατολισμό, έλκονται. Συγκεκριμένα το θετικό άκρο του ενός μορίου έλκει το αρνητικό άκρο του άλλου μορίου όπως στο σχήμα:

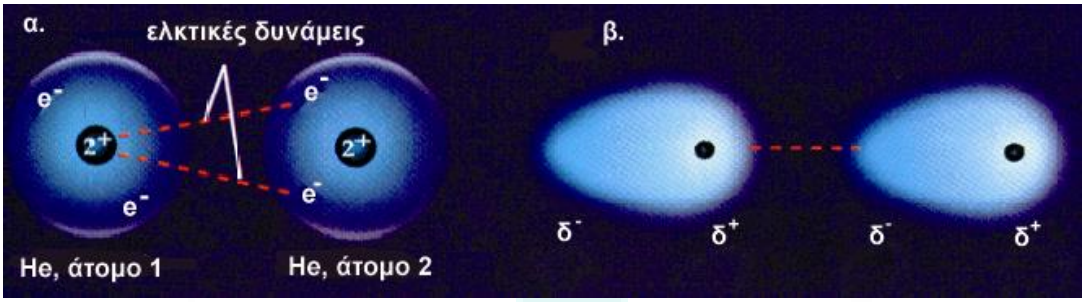


Κατ' αυτόν τον τρόπο αποκτούν μικρότερη ενέργεια, άρα μεγαλύτερη σταθερότητα. Οι διαμοριακές δυνάμεις διπόλου – διπόλου είναι ηλεκτροστατικής φύσεως (μεταξύ των ετερώνυμων φορτισμένων άκρων/πόλων των μορίων) και η ισχύς τους εξαρτάται από τη διπολική ροπή του μορίου, δηλαδή όταν αυξάνεται η διπολική ροπή αυξάνεται και η ισχύς των δυνάμεων διπόλου – διπόλου (με την προϋπόθεση τα μόρια να έχουν περίπου την ίδια μάζα και όγκο).

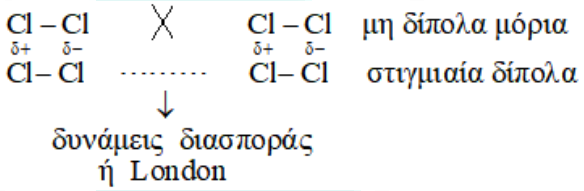
Γενικά, όσο αυξάνεται η ισχύς των δυνάμεων διπόλου – διπόλου τόσο δυσκολότερα εξατμίζεται ένα υγρό (υψηλό σημείο βρασμού), ενώ τόσο ευκολότερα υγροποιείται ένα αέριο (χαμηλό σημείο υγροποίησης).

6. Τι είναι και πώς αναπτύσσονται οι δυνάμεις διασποράς ή δυνάμεις London;

Είναι γνωστό ότι οι ουσίες που αποτελούνται από μη πολικά μόρια, όπως το ήλιο (He), το οξυγόνο (O_2) και το διοξείδιο του άνθρακα (CO_2), μπορούν σε πολύ χαμηλές θερμοκρασίες να συμπυκνωθούν σε υγρά. Άρα μεταξύ και των μη πολικών μορίων θα πρέπει επίσης να ασκούνται κάποιες ελκτικές διαμοριακές δυνάμεις, οι οποίες δεν ανήκουν στην κατηγορία διπόλου-διπόλου. Ο Γερμανός Fritz London πρότεινε μία εξήγηση για τις δυνάμεις αυτές. Ας πάρουμε για παράδειγμα τα άτομα του He. Τα άτομα δεν παρουσιάζουν διπολική ροπή, επειδή η μέση κατανομή των ηλεκτρονίων γύρω από κάθε πυρήνα είναι συμμετρική (σφαιρική). Στιγμιαία όμως η κατανομή των ηλεκτρονίων μπορεί να μην είναι ομοιόμορφη, όπως φαίνεται στο ακόλουθο σχήμα.



Σε κάποιο κλάσμα του χρόνου και τα δύο ηλεκτρόνια του ατόμου του He είναι προς το ένα άκρο του φορτίζοντάς το, στιγμιαία, αρνητικά. Τότε, τα ηλεκτρόνια του άλλου ατόμου απωθούνται και το εγγύς άκρο του φορτίζεται θετικά, με αποτέλεσμα να δημιουργούνται στιγμιαία δίπολα. Μεταξύ των στιγμιαίων αυτών διπόλων αναπτύσσονται ασθενείς ελκτικές δυνάμεις, οι οποίες ονομάζονται δυνάμεις London ή διασποράς (επειδή οι δυνάμεις δεν έχουν μια ορισμένη κατεύθυνση). Επομένως διαμοριακές δυνάμεις διασποράς ασκούνται μεταξύ μη πολικών μορίων, όπου τα μη πολικά μόρια λόγω μιας τυχαίας ανισοκατανομής του ηλεκτρονιακού νέφους (ανομοιόμορφη κίνηση των ηλεκτρονίων) μετατρέπονται σε στιγμιαία δίπολα όπως π.χ. συμβαίνει μεταξύ των μορίων του Cl_2.



Πρέπει να σημειώσουμε ότι παρόμοιες διεργασίες εμφανίζονται και στα πολικά μόρια, γι' αυτό οι δυνάμεις διασποράς ασκούνται και μεταξύ πολικών μορίων, εξηγώντας σε μεγάλο βαθμό τις διαφορές που εμφανίζουν σε ορισμένες ιδιότητές τους.

Οι δυνάμεις διασποράς εξαρτώνται:

- από τη σχετική μοριακή μάζα του μορίου (Mr).
  Όταν αυξάνεται η μοριακή μάζα αυξάνεται και η ισχύς των δυνάμεων διασποράς. 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 .

- από τη γεωμετρία του μορίου.
  Μη διακλαδισμένα μόρια με παρόμοια Mr ασκούν μεταξύ τους ισχυρότερες δυνάμεις διασποράς απ' ότι τα διακλαδισμένα μόρια, γιατί στα γραμμικά μόρια γίνεται μεγαλύτερη επαφή/αλληλεπίδραση μεταξύ των μορίων. 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:

$$\begin{array}{c} CH_3 - CH - CH_2 - CH_3 \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

διότι το πεντάνιο είναι λιγότερο διακλαδισμένο μόριο συγκριτικά με το μεθυλοβουτάνιο.

<u>Παρατήρηση:</u>

Η φετινή ύλη της Γ΄ Λυκείου δεν πραγματεύεται την περίπτωση των δυνάμεων διασποράς μεταξύ ενός μη πολικού και ενός πολικού μορίου, όπου το μη πολικό μόριο λόγω μιας τυχαίας ανισοκατανομής του ηλεκτρονιακού νέφους μετατρέπεται σε στιγμιαίο δίπολο (δυνάμεις μεταξύ διπόλου – στιγμιαίου διπόλου), όπως συμβαίνει μεταξύ των μορίων του O_2 και του HCl.

7. Τι είναι και πώς αναπτύσσονται οι δυνάμεις δεσμών υδρογόνου ή γέφυρα υδρογόνου;

Οι δεσμοί υδρογόνου είναι μια ειδική κατηγορία δυνάμεων διπόλου – διπόλου, επειδή όμως είναι οι ισχυρότερες διαμοριακές δυνάμεις διπόλου – διπόλου τις εξετάζουμε ξεχωριστά. Οι δεσμοί υδρογόνου ασκούνται μεταξύ μορίων στα οποία υπάρχει Η που συνδέεται απευθείας με ισχυρά ηλεκτραρνητικό άτομο μικρού μεγέθους (F ή O ή N). Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων είναι μετατοπισμένο προς την πλευρά του ηλεκτραρνητικού ατόμου και το

άτομο του υδρογόνου μένει σχεδόν «γυμνό» από ηλεκτρόνια, ως $\overset{\delta+}{H}$.

Οι δεσμοί υδρογόνου συμβολίζονται με 3 τελείες, ως εξής:

$$\cdots \overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{F} \cdots \overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{F} \cdots \overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{F} \cdots$$

↓

δεσμός υδρογόνου

Όμοια μεταξύ των μορίων του νερού ασκούνται δεσμοί υδρογόνου όπως στο σχήμα:

$$\cdots \overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{O} \cdots \overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{O} \cdots \overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{O} \cdots$$
$$\qquad\quad | \qquad\qquad\quad | \qquad\qquad\quad |$$
$$\qquad\quad \underset{\delta+}{H} \qquad\qquad \underset{\delta+}{H} \qquad\qquad \underset{\delta+}{H}$$

Στο μόριο του νερού (αντίστοιχα ισχύουν και για το μόριο του υδροφθορίου) το άτομο Η συνδέεται ταυτόχρονα με 2 πολύ ηλεκτραρνητικά άτομα (με δύο οξυγόνα). Με το ένα άτομο Ο συνδέεται με ομοιοπολικό δεσμό (ενδομοριακά), ενώ με το άλλο άτομο Ο συνδέεται με δεσμό υδρογόνου (διαμοριακά). Δηλαδή το άτομο του υδρογόνου ενεργεί στην ουσία ως γέφυρα υδρογόνου και συνδέει τα 2 μόρια.

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.

8. Ποιες είναι οι συνέπειες του δεσμού υδρογόνου;

Ο δεσμός υδρογόνου επηρεάζει τις ιδιότητες των ενώσεων στις οποίες αναπτύσσεται. Γενικά οι ενώσεις που τα μόρια τους συνδέονται με δεσμό υδρογόνου έχουν υψηλότερα σημεία ζέσης συγκριτικά με άλλες ενώσεις που έχουν ίδια ή παραπλήσια σχετική μοριακή μάζα (Mr) καθώς επίσης και μεγαλύτερη διαλυτότητα στο νερό.

Πιο συγκεκριμένα 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.

9. Τι είναι και πώς αναπτύσσονται οι δυνάμεις ιόντος - διπόλου;

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).

10. Ποια είναι η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων για ουσίες με παραπλήσιες σχετικές μοριακές μάζες Mr);

Ένα μέτρο της ισχύος κάποιου δεσμού (ενδομοριακού ή διαμοριακού) είναι η ενέργεια που απαιτείται για τη διάσπασή του. Όσο μεγαλύτερο είναι το δαπανούμενο ποσό ενέργειας, τόσο ισχυρότερος είναι ο δεσμός. Στον ακόλουθο πίνακα δίνεται η ενέργεια διάσπασης των ενδομοριακών και διαμοριακών δεσμών που πραγματεύεται η Γ' Λυκείου.

Είδος δεσμού	**Ενέργεια διάσπασης του δεσμού ($kJ \cdot mol^{-1}$) (κατά προσέγγιση)**
Διαμοριακός	
διπόλου-διπόλου / London	0,1 - 10
υδρογόνου	10 - 40
Ενδομοριακός	
ιοντικός	100 - 1000
ομοιοπολικός	100 - 1000

Όπως παρατηρούμε οι ενδομοριακοί δεσμοί (ιοντικός και ομοιοπολικός) είναι ανάλογης ισχύος και σαφώς ισχυρότεροι από τους αντίστοιχους διαμοριακούς.

11. Ποιες φυσικές ιδιότητες των σωμάτων επηρεάζουν οι διαμοριακές δυνάμεις;

Οι διαμοριακές δυνάμεις παρότι είναι σχετικά ασθενείς δυνάμεις επηρεάζουν αρκετές ιδιότητες των ουσιών. Για παράδειγμα, στα υγρά επηρεάζουν τη διαλυτότητα, το σημείο βρασμού, την επιφανειακή τάση, το ιξώδες καθώς και την τάση ατμών.

12. 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.

13. 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.

Για παράδειγμα, ας εξετάσουμε τα σημεία βρασμού του H_2S (Mr=34) και του H_2O (Mr=18).
Η σχετική μοριακή μάζα δείχνει ότι υψηλότερο σημείο βρασμού πρέπει να έχει το H_2S.
Αντίθετα, οι διαμοριακές δυνάμεις δείχνουν ότι υψηλότερο σημείο βρασμού πρέπει να έχει H_2O, αφού ανάμεσα στα μόρια του νερού αναπτύσσονται δεσμοί υδρογόνου και ανάμεσα στα μόρια του H_2S αναπτύσσονται δυνάμεις διπόλου-διπόλου.
Λόγω της πολύ μεγάλης διαφοράς ισχύος ανάμεσα στις διαμοριακές δυνάμεις το H_2O έχει πολύ υψηλότερο σημείο βρασμού (100°C) από το H_2S (-60°C).

14. Τι είναι το ιξώδες των υγρών και πώς επηρεάζεται από τις διαμοριακές δυνάμεις;

Τα υγρά έχουν την ιδιότητα της ροής. Δεν ρέουν όμως όλα τα υγρά με τον ίδιο τρόπο. Άλλα ρέουν δύσκολα (είναι παχύρευστα π.χ το μέλι) και άλλα ρέουν εύκολα (είναι λεπτόρρευστα π.χ το νερό που πίνουμε). Η αντίσταση ενός υγρού στη ροή ονομάζεται ιξώδες, δηλαδή όσο μεγαλύτερο είναι το ιξώδες του τόσο δυσκολότερα ρέει ένα υγρό.

Το ιξώδες των υγρών εξαρτάται από:

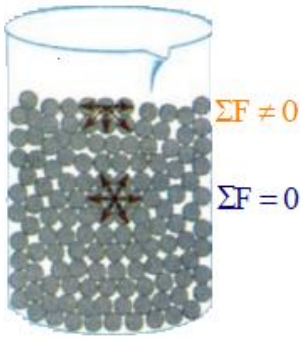
α) Την ισχύ των διαμοριακών δυνάμεων. Ισχυρές διαμοριακές δυνάμεις έχουν ως συνέπεια μεγάλο ιξώδες. Για παράδειγμα, η γλυκερίνη (1,2,3-προπανοτριόλη) έχει μεγαλύτερο ιξώδες από το νερό επειδή αφενός έχει μεγαλύτερο Mr και αφετέρου με τρεις υδροξυλομάδες ανά μόριο σχηματίζει περισσότερους δεσμούς υδρογόνου.

β) Τη θερμοκρασία. Όταν αυξάνεται η θερμοκρασία, το ιξώδες των υγρών μειώνεται διότι εξασθενούν οι διαμοριακές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των μορίων των υγρών. Για αυτό αν θερμάνουμε (αυξήσουμε τη θερμοκρασία) το παχύρευστο μέλι (μεγάλο ιξώδες) γίνεται σχετικά λεπτόρευστο (μικρό ιξώδες).

15. Τι είναι η επιφανειακή τάση και πώς επηρεάζεται από τις διαμοριακές δυνάμεις;

Αν διαλέξουμε τυχαία ένα μόριο στο εσωτερικό ενός υγρού τότε στο μόριο αυτό ασκούνται από τα γειτονικά μόρια διαμοριακές δυνάμεις. Η συνισταμένη των διαμοριακών δυνάμεων που ασκούνται στο μόριο είναι μηδέν διότι αλληλοεξουδετερώνονται.

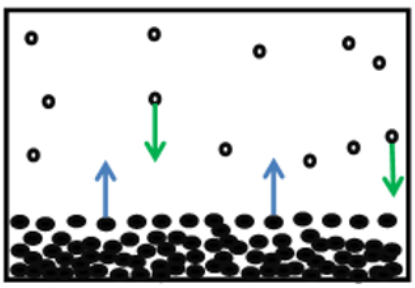
Αντίθετα, στα μόρια που βρίσκονται στην ελεύθερη επιφάνεια του υγρού ασκούνται διαμοριακές δυνάμεις από τα μόρια του υγρού που βρίσκονται στο εσωτερικό του.
Η συνισταμένη αυτή των δυνάμεων είναι διάφορη του μηδενός (δεν αλληλοεξουδετερώνονται όλες οι δυνάμεις σε αυτή την περίπτωση) και έχει κατεύθυνση προς το εσωτερικό του υγρού. Αυτό έχει ως συνέπεια τα επιφανειακά μόρια να έλκονται προς το εσωτερικό του υγρού, με αποτέλεσμα το υγρό να τείνει να ελαττώσει το εμβαδόν της επιφάνειάς του, ακριβώς όπως κάνει μια τεντωμένη μεμβράνη. Έτσι η ελεύθερη επιφάνεια των υγρών καλύπτεται από ένα είδος «επιδερμίδας». Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται επιφανειακή τάση



Η επιφανειακή τάση εκφράζει το μέτρο της συνισταμένης των διαμοριακών δυνάμεων που ασκούνται στα μόρια της ελεύθερης επιφάνειας των υγρών. Προφανώς όσο αυξάνονται αυτές οι διαμοριακές δυνάμεις τόσο αυξάνεται και η επιφανειακή τάση. Λόγω της επιφανειακής τάσης οι σταγόνες των υγρών έχουν σφαιρικό σχήμα (η σφαίρα έχει τη μικρότερη επιφάνεια από τα στερεά ίσου όγκου). Επίσης, ορισμένα έντομα μπορούν να περπατούν στην ελεύθερη επιφάνεια των υγρών χωρίς να βυθίζονται, λόγω αυτής της «επιδερμίδας».

16. Τι είναι η τάση ατμών και πώς επηρεάζεται από τις διαμοριακές δυνάμεις;

Αν σε ένα κλειστό δοχείο τοποθετήσουμε ορισμένη ποσότητα υγρού τότε ορισμένα από τα μόρια της ελεύθερης επιφάνειας του υγρού που έχουν υψηλή κινητική ενέργεια, υπερνικούν τις διαμοριακές δυνάμεις που ασκούνται από τα γειτονικά μόρια του υγρού και μεταπηδούν στην αέρια φάση (ατμός). Τα μόρια του ατμού συγκρούονται με τα τοιχώματα του δοχείου καθώς και με μόρια της ελεύθερης επιφάνειας του υγρού. Κατά την σύγκρουση μεταξύ των μορίων του ατμού και της επιφάνειας του υγρού ασκούνται διαμοριακές δυνάμεις με συνέπεια μόρια του ατμού να επιστρέφουν πίσω στην υγρή φάση. Μετά από κάποιο χρονικό διάστημα, με σταθερή τη θερμοκρασία μεταξύ του υγρού και του ατμού του αποκαθίσταται δυναμική ισορροπία. Δηλαδή όσα μόρια υγρού περνούν στην αέρια φάση στην μονάδα του χρόνου, άλλα τόσα μόρια ατμών περνούν στην υγρή. Με αυτόν τον τρόπο ο αριθμός των μορίων του αερίου διατηρείται σταθερός.
Η πίεση που ασκούν οι ατμοί ενός υγρού όταν αυτό βρίσκεται σε ισορροπία με τους ατμούς του, σε μια ορισμένη θερμοκρασία, ονομάζεται τάση ατμών (P^o) του υγρού.



$$\text{υγρό} \underset{\text{υγροποίηση}}{\overset{\text{εξάτμιση}}{\rightleftharpoons}} \text{ατμός}$$

$$\text{Στην ισορροπία}: \upsilon_{\text{εξάτμισης}} = \upsilon_{\text{υγροποίησης}}$$

Η τάση ατμών ενός υγρού είναι η μεγαλύτερη πίεση που μπορούν να ασκήσουν οι ατμοί του υγρού σε ορισμένη θερμοκρασία. Για τους ατμούς ισχύει η καταστατική εξίσωση ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$).

Η τάση ατμών των υγρών εξαρτάται:

α) Από τη φύση του υγρού. Υγρά που ανάμεσα στα μόρια τους ασκούνται ισχυρές διαμοριακές δυνάμεις έχουν μικρή τάση ατμών και χαρακτηρίζονται ως **μη πτητικά**, δηλαδή εξατμίζονται δύσκολα. Για παράδειγμα, η γλυκερίνη και το θειικό οξύ. Αντίθετα, υγρά που ανάμεσα στα μόρια τους ασκούνται ασθενείς διαμοριακές δυνάμεις έχουν μεγάλη τάση ατμών και χαρακτηρίζονται ως **πτητικά**, δηλαδή εξατμίζονται εύκολα. Για παράδειγμα, ο αιθέρας και το οινόπνευμα.

β) Από τη θερμοκρασία. Όταν αυξάνεται η θερμοκρασία, αυξάνεται και η τάση ατμών. Η αιτία για αυτό είναι ότι όσο αυξάνεται η θερμοκρασία τόσο αυξάνεται η μέση ταχύτητα των μορίων του υγρού, συνεπώς περισσότερα περνάνε στην αέρια φάση και αυξάνεται η τάση των ατμών. Αν η τάση ατμών γίνει ίση με την εξωτερική πίεση (συνήθως ατμοσφαιρική) τότε το υγρό θα βράσει. Αυτό μπορεί να διατυπωθεί και ως **συνθήκη βρασμού**: ένα υγρό βράζει όταν η τάση ατμών του γίνει ίση με την εξωτερική πίεση, δηλαδή στο σημείο βρασμού ισχύει: $P_o = P_{εξωτερική}$ (Po = τάση ατμών).

17. 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 όλες τις περιπτώσεις.

β) Αν το μόριο της ένωσης είναι πολωμένο τότε θα ασκούνται και δυνάμεις διπόλου - διπόλου.

γ) Αν η πόλωση είναι μεταξύ ενός ατόμου υδρογόνου που είναι συνδεδεμένο με ισχυρά ηλεκτραρνητικό άτομο μικρού μεγέθους (F ή O ή N), τότε θα αναπτύσσεται και δεσμός υδρογόνου.

Το σύνολο των ασκουμένων δυνάμεων επηρεάζουν τις ιδιότητες των σωμάτων και γενικά ισχύει ότι ισχυρές διαμοριακές δυνάμεις σημαίνει:

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