

ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Υπενθύμιση από την Α' Λυκείου

Τα άτομα κάνουν χημικούς δεσμούς δημιουργώντας χημικές ενώσεις ώστε να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή να αποκτήσουν πλήρως συμπληρωμένη εξωτερική στοιβάδα (8 ηλεκτρόνια, εκτός αν είναι η στοιβάδα Κ). Τα δυο είδη δεσμών που αναφέρθηκαν είναι :

Ιοντικός δεσμός: τα άτομα να αποβάλλουν ή να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και μετατρέπονται σε ιόντα και σχηματίζουν ιοντικές ενώσεις.

Ομοιοπολικός δεσμός: τα άτομα συνεισφέρουν ηλεκτρόνια οπότε σχηματίζονται μοριακές (=ομοιοπολικές) ουσίες μεταξύ ατόμων.

Στο παρόν κεφάλαιο έχουμε μετάβαση από τις δυνάμεις μεταξύ των ατόμων και πάμε στις δυνάμεις μεταξύ των μορίων.

Διαμοριακές δυνάμεις

Ανάμεσα στα μόρια ουσιών ασκούνται δυνάμεις που λέγονται διαμοριακές δυνάμεις. Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι πολύ ασθενέστερες από τις δυνάμεις που αποτελούν το χημικό δεσμό (τον ιοντικό ή τον ομοιοπολικό δεσμό).

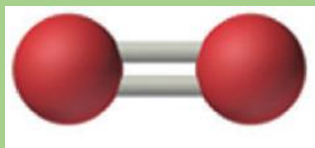
Οι δυνάμεις μεταξύ των μορίων των ομοιοπολικών ενώσεων λέγονται διαμοριακές δυνάμεις.

Παράγοντες που καθορίζουν την ισχύ των διαμοριακών δυνάμεων είναι η ηλεκτραρνητικότητα και η πολικότητα του ομοιοπολικού δεσμού:

- Ηλεκτραρνητικότητα (η τάση των ατόμων να προσλάβουν ηλεκτρόνια)
- Πολικότητα ομοιοπολικού δεσμού

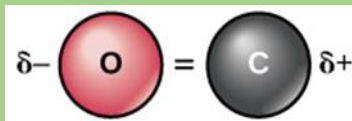
Στον ομοιοπολικό δεσμό υπάρχει συνεισφορά ηλεκτρονίων και από τα δυο άτομα που τον δημιουργούν. Διακρίνουμε τις εξής περιπτώσεις:

1) Μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός (= τα άτομα μοιράζονται ΕΞΙΣΟΥ τα ηλεκτρόνια)



Απλά και Κατανοητά η Γνώση!

2) Πολικός ομοιοπολικός δεσμός (= τα ηλεκτρόνια τείνουν να πάνε στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο)



Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι υπεύθυνες για τη φυσική κατάσταση μιας ουσίας (στερεή, υγρή, αέρια). Στην αέρια ιδανική κατάσταση οι δυνάμεις αυτές θεωρούνται αμελητέες.

Στα μόρια, γενικά, ασκούνται δύο αντιμαχόμενες δυνάμεις. Οι πρώτες, οι οποίες οφείλονται στη θερμική κίνηση των μορίων, τείνουν ν' απομακρύνουν τα μόρια το ένα από το άλλο. Οι δεύτερες, που είναι ηλεκτρικής φύσης, είναι ελκτικές δυνάμεις και τείνουν να φέρουν το ένα μόριο κοντά στο άλλο. Το αποτέλεσμα αυτής της διαμάχης και οι ισορροπίες που αναπτύσσονται καθορίζουν, τη φυσική κατάσταση του σώματος, σε κάθε δεδομένο σύνολο συνθηκών θερμοκρασίας και πίεσης.

Οι διαμοριακές δυνάμεις μπορούν να ταξινομηθούν σε τρεις μεγάλες κατηγορίες:

α. Δυνάμεις διπόλου - διπόλου

β. Δυνάμεις London και

γ. Δεσμός υδρογόνου, που αποτελεί ειδική περίπτωση δυνάμεων διπόλου - διπόλου.

Δυνάμεις διπόλου – διπόλου

Στα πολικά μόρια οι διαμοριακές ελκτικές δυνάμεις είναι ηλεκτροστατικής φύσης μεταξύ των ετερόνυμα φορτισμένων άκρων, πόλων, των μορίων και λέγονται δυνάμεις διπόλου – διπόλου.

Η ισχύς των δεσμών αυτών αυξάνει όσο αυξάνει η διπολική ροπή των μορίων (με την προϋπόθεση τα μόρια να έχουν περίπου την ίδια μάζα και όγκο).

Όσο ισχυρότερες είναι οι δυνάμεις διπόλου – διπόλου, τόσο «ευκολότερα» υγροποιείται ένα αέριο σώμα, δηλαδή τόσο μεγαλύτερο σημείο βρασμού έχει. Και ανάποδα, όσο μικρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις, τόσο «δύσκολα» υγροποιείται ένα αέριο.

Παράδειγμα σχολικού βιβλίου:

Στο μόριο του HCl το φορτίο του κοινού ζεύγους των ηλεκτρονίων, μέσω του οποίου γίνεται η σύνδεση των δύο ατόμων, είναι μετατοπισμένο προς το ηλεκτραρνητικότερο άτομο του Cl με

Απλά και Κατανοητά η Γνώση!

αποτέλεσμα την εμφάνιση κέντρου αρνητικού φορτίου σ' αυτό (σύμβολο δ-). Η μετατόπιση αυτή δημιουργεί επίσης θετικό φορτίο στο άλλο άκρο του μορίου, που είναι το άτομο του Η (σύμβολο δ+). Το μόριο δηλαδή του HCl είναι πολικό και συμπεριφέρεται ως ηλεκτρικό δίπολο, χαρακτηριστικό μέγεθος του οποίου είναι η διπολική ροπή, μ . Όταν δύο πολικά μόρια π.χ. μόρια HCl βρεθούν με κατάλληλο προσανατολισμό, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα, έλκονται μεταξύ τους και πλησιάζουν το ένα στο άλλο



Δυνάμεις διασποράς (London)

Είναι γνωστό ότι και τα μη πολικά μόρια των στοιχείων, όπως π.χ. του He, H₂, O₂, N₂, μπορούν σε πολύ χαμηλές θερμοκρασίες (κοντά στο απόλυτο μηδέν) να συμπυκνωθούν σε υγρά (το φαινόμενο λέγεται υγροποίηση μη πολικών αερίων). Άρα μεταξύ των μη πολικών μορίων θα πρέπει επίσης να ασκούνται κάποιες ελκτικές δυνάμεις.

Το 1926 ο Γερμανός Fritz London (1900-1954) πρότεινε μία εξήγηση για τις δυνάμεις αυτές. Τα άτομα είναι μη πολωμένα και δεν παρουσιάζουν διπολική ροπή.

Έστω ότι μελετάμε άτομα του He τα οποία δεν παρουσιάζουν διπολική ροπή. Όμως ΚΑΠΟΙΑ ΧΡΟΝΙΚΗ ΣΤΙΓΜΗ και τα δύο ηλεκτρόνια του ατόμου του He μπορεί να βρίσκονται στη μια πλευρά της σφαίρας φορτίζοντάς το, στιγμιαία, αρνητικά. Τότε, το άλλο άκρο «φορτίζεται» θετικά. Η στιγμιαία συγκέντρωση φορτίου στη μια πλευρά οδηγεί στη δημιουργία στιγμιαίων διπόλων. Μεταξύ των στιγμιαίων αυτών διπόλων αναπτύσσονται ασθενείς ελκτικές δυνάμεις, οι οποίες ονομάζονται δυνάμεις London ή διασποράς (επειδή οι δυνάμεις δεν έχουν μια ορισμένη κατεύθυνση).

Η ισχύς των δυνάμεων London (ή διασποράς) εξαρτάται από δύο σημαντικούς παράγοντες:

1. Από τη σχετική μοριακή μάζα, M_r . Στα μεγάλα μόρια η κατανομή των ηλεκτρονίων διαταράσσεται ευκολότερα, με αποτέλεσμα να δημιουργούνται στιγμιαία δίπολα. Δηλαδή, η ισχύς των διαμοριακών δεσμών μεγαλώνει με την αύξηση της σχετικής μοριακής μάζας.
2. Από το σχήμα των μορίων. Γενικώς τα ευθύγραμμα μη πολωμένα μόρια εμφανίζουν ισχυρότερους δεσμούς από τα σφαιρικά μη πολωμένα (διακλαδισμένα), γιατί στα γραμμικά μόρια γίνεται καλύτερη επαφή – αλληλοεπίδραση μεταξύ των μορίων.

Απλά και Κατανοητά η Γνώση!

Δυνάμεις Van der Waals

Ο Van der Waals επιχείρησε να εξηγήσει τις αποκλίσεις των πραγματικών αερίων από την καταστατική εξίσωση των ιδανικών ή τελείων αερίων και ανέφερε την ύπαρξη διαμοριακών δυνάμεων. Για αυτό αναφέρονται γενικώς ως δυνάμεις Van der Waals, οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ μορίων:

- διπόλου – διπόλου,
- διπόλου – μη διπόλου και
- μη διπόλων

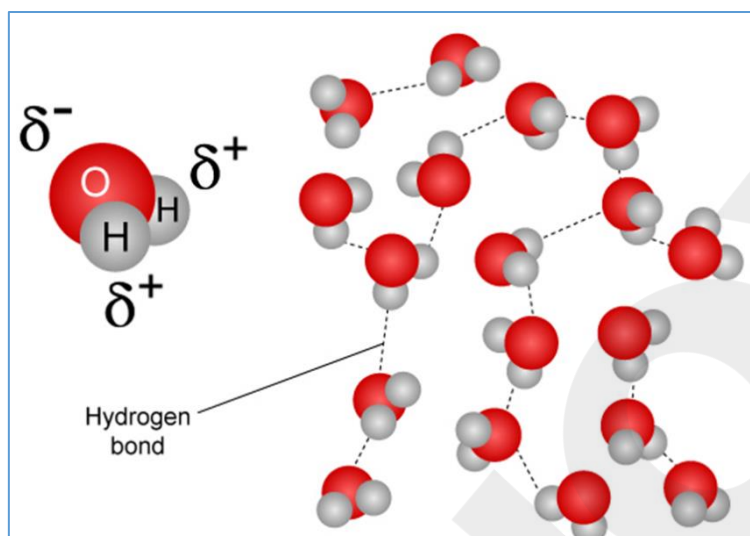
Δεσμοί υδρογόνου

Είναι μια ειδική περίπτωση διαμοριακών δυνάμεων διπόλου-διπόλου.

Απαντάται σε ομοιοπολικές ενώσεις και αναπτύσσεται μεταξύ ενός ατόμου υδρογόνου, Η και ενός από τα πολύ ηλεκτροαρνητικά στοιχεία με σχετικά μικρό μέγεθος: F, N και O.

1. Όταν ένα άτομο υδρογόνου συνδέεται μέσω ομοιοπολικού δεσμού με ένα από τα ηλεκτροαρνητικότερα άτομα (F, N ή O), τα ηλεκτρόνια τείνουν έντονα στο ηλεκτραρνητικό άτομο.
2. Φαινομενικά το υδρογόνο αποκτά μερικώς θετικό φορτίο (δ^+), ενώ το ηλεκτροαρνητικό άτομο μερικώς αρνητικό φορτίο (δ^-).
3. Κάτω από αυτές τις συνθήκες, το άτομο του υδρογόνου μπορεί να δράσει ως γέφυρα προς το ηλεκτροαρνητικό άτομο μικρού μεγέθους (O, N και F), το οποίο έχει μη δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων, ασκώντας σε αυτό ελκτική δύναμη ηλεκτροστατικής φύσης.
4. Ο δεσμός υδρογόνου είναι οι δυνάμεις έλξης που αναπτύσσονται μεταξύ του Η δ^+ ενός μορίου και του ισχυρά ηλεκτροαρνητικού ατόμου O δ^- , F δ^- ή N δ^- γειτονικού μορίου.

Απλά και Κατανοητά η Γνώση!



Απλά και Κατανοητά η Γνώση!

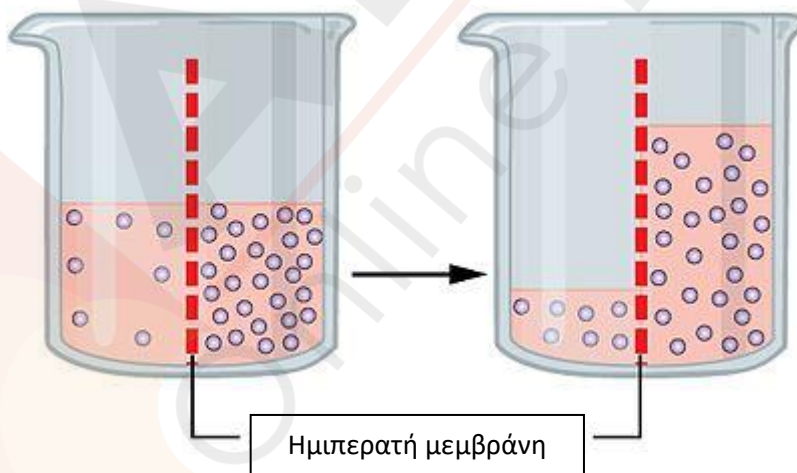
ΩΣΜΩΣΗ

Υπάρχουν ορισμένες ιδιότητες που εξαρτώνται μόνο από τον αριθμό των διαλυμένων σωματιδίων και είναι ανεξάρτητες από τη φύση της διαλυμένης ουσίας. Αυτές οι ιδιότητες ονομάζονται προσθετικές ή αθροιστικές.

Η **ώσμωση** είναι μία ακόμη προσθετική ιδιότητα των διαλυμάτων, η οποία παρατηρείται μόνο κάτω από ορισμένες συνθήκες. Για να εκδηλωθεί, δηλαδή, απαιτείται μια ημιπερατή μεμβράνη, φυσική ή συνθετική, που επιτρέπει κάποιες ουσίες να περνούν και κάποιες όχι (δρα δηλαδή σαν ένα είδος μοριακού κόσκινου).

Ωσμωση ονομάζεται το φαινόμενο της διάχυσης περισσότερων μορίων διαλύτη (συνήθως νερού), μέσω ημιπερατής μεμβράνης, από το διαλύτη στο διάλυμα ή από το διάλυμα της μικρότερης συγκέντρωσης (υποτονικό διάλυμα) στο διάλυμα της μεγαλύτερης συγκέντρωσης (υπερτονικό διάλυμα).

Στην παρακάτω εικόνα απεικονίζεται διαγραμματικά η ώσμωση (το δεξί μέρος του συστήματος παρουσιάζει αρχικά μεγαλύτερη συγκέντρωση)



1. Η στάθμη του υγρού να ανεβαίνει στο δεξιό σκέλος του σωλήνα.
2. Καθώς η στάθμη ανεβαίνει μέσα στο σωλήνα η δημιουργούμενη υδροστατική πίεση αυξάνει την ταχύτητα μετακίνησης του νερού προς το διαλύτη.
3. Κάποια στιγμή η στάθμη μέσα στο σωλήνα είναι τέτοια, ώστε οι δύο ταχύτητες μετακίνησης των μορίων νερού προς και από το διαλύτη εξισώνονται, οπότε και το φαινόμενο σταματά.

Απλά και Κατανοητά η Γνώση!

Τότε τα διαχωριζόμενα με την ημιπερατή μεμβράνη διαλύματα αποκτούν ίσες συγκεντρώσεις, και ονομάζονται ισοτονικά.

Ωσμωτική πίεση διαλύματος, που διαχωρίζεται με ημιπερατή μεμβράνη απ' τον καθαρό διαλύτη του, ονομάζεται η ελάχιστη πίεση που πρέπει να ασκηθεί εξωτερικά στο διάλυμα, ώστε να εμποδίσουμε το φαινόμενο της ώσμωσης, χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος του διαλύματος.

Η ωσμωτική πίεση είναι μία προσθετική ιδιότητα. Εξαρτάται δηλαδή από την ποσότητα (σε mol) του διαλυμένου σώματος σε ορισμένο όγκο διαλύματος και όχι από την φύση αυτού. Επίσης εξαρτάται από τη θερμοκρασία του διαλύματος.

Η ωσμωτική πίεση, Π των μοριακών και αραιών διαλυμάτων, δίνεται από την παρακάτω σχέση:

$$\Pi V = nRT$$

όπου:

- Π : η ωσμωτική πίεση του διαλύματος
- V : ο όγκος του διαλύματος
- n : ο αριθμός mol της διαλυμένης ουσίας
- R : η παγκόσμια σταθερά των αερίων
- T : η απόλυτη θερμοκρασία (K)

Επειδή δε $n/V = c$ έχουμε:

$$\Pi = c \cdot R \cdot T$$

όπου,

c : η συγκέντρωση (Molarity) του διαλύματος.

Απλά και Κατανοητά η Γνώση!