

Δυνάμεις Διπόλου – Διπόλου

Μεγαλύτερες σε ισχύ από τις δυνάμεις London, οι δυνάμεις διπόλου – διπόλου εμφανίζονται σε ουσίες των οποίων τα μόρια εμφανίζουν διπολική ροπή και επομένως είναι μόνιμα δίπολα. Τα μόρια στις ουσίες αυτές διευθετούνται με τέτοιο τρόπο στο χώρο ώστε ο θετικός πόλος του ενός να βρίσκεται κοντά σε αρνητικούς πόλους των γειτονικών μορίων και το αντίθετο, μεγιστοποιώντας έτσι τις ελκτικές δυνάμεις και ελαχιστοποιώντας τις απωστικές (μεταξύ ομόνυμων πόλων).

Όσο μεγαλύτερη η διπολική ροπή των μορίων, τόσο μεγαλύτερα τα μερικά φορτία δ+ και δ- στους πόλους και ισχυρότερες οι ελκτικές δυνάμεις. Η διπολική ροπή ενός μορίου εξαρτάται από το σχήμα του μορίου όπως είδαμε στις σχετικές ασκήσεις. Εφόσον δεν είναι μηδενική λόγω συμμετρίας, εξαρτάται από τη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ των ατόμων (εφόσον αυτό επηρεάζει τη διπολική ροπή του δεσμού). Μεγαλύτερες διαφορές ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ διπλανών ατόμων συνεπάγεται μεγαλύτερη διπολική ροπή.

ΠΡΟΣΟΧΗ! Καθώς το M_r παίζει σημαντικό ρόλο στον καθορισμό του Σ.Β. (μεγαλύτερο $M_r \rightarrow$ μεγαλύτερο Σ.Β.) συγκρίνουμε πάντα ενώσεις με παρεμφερή M_r .

Δεσμοί Υδρογόνου

Όταν ενώνεται με ομοιοπολικό δεσμό το H (πολύ χαμηλή ηλεκτραρνητικότητα) με ένα εκ των F, O, N (τα τρία πιο ηλεκτραρνητικά) η πόλωση του δεσμού είναι πολύ μεγάλη. Αυτό έχει σαν συνέπεια οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ μορίων που περιέχουν τέτοιους δεσμούς να είναι σημαντικά ισχυρότερες από τις υπόλοιπες περιπτώσεις διπόλου – διπόλου. Για το λόγο αυτό ξεχωρίζουμε αυτές τις δυνάμεις και τις ονομάζουμε Δεσμούς Υδρογόνου και Γέφυρες Υδρογόνου. Οι δεσμοί αυτοί σχηματίζονται αποκλειστικά μεταξύ ενός H (ενωμένου με F, O ή N) και ενός F, O, ή N ενός άλλου μορίου (το οποίο είναι ενωμένο με H ή και C).

Όλες οι περιπτώσεις διαμοριακών δεσμών αναφέρονται συνοπτικά ως δυνάμεις Van der Waals.

Εκτός από τις παραπάνω περιπτώσεις, αξιοσημείωτη είναι και η περίπτωση δεσμών διπόλου – ιόντος που αναπτύσσονται μεταξύ ιόντων διαλυμένων μέσα σε κάποιο πολικό διαλύτη. Π.χ. τα ιόντα Na^+ και Cl^- με τα μόρια του νερού (H_2O) σε ένα διάλυμα αλατόνευρου. Οι δυνάμεις αυτές εξηγούν την ικανότητα διάλυσης των διαφόρων ουσιών στο νερό και άλλους διαλύτες. Σε αρκετές περιπτώσεις η ισχύς τους είναι εφάμιλλη της ισχύος των δυνάμεων στον ιοντικό και ομοιοπολικό δεσμό και είναι μεγαλύτερης ισχύος από τις δυνάμεις διπόλου – διπόλου.

Γενικά ισχύει ο κανόνας «τα όμοια διαλύουν όμοια», δηλαδή πολικές/ιοντικές ενώσεις διαλύονται σε πολικούς διαλύτες και άπολες ενώσεις σε άπολους διαλύτες.

Συνοψίζοντας, υπενθυμίζεται ότι οι δεσμοί κατά σειρά αυξανόμενης ισχύος έχουν ως εξής:

London < Δίπολο–Δίπολο < Δεσμοί Υδρογόνου < Δίπολο–Ιόν < Ιόν – Ιόν (ιοντικός δεσμός)

και ότι ισχυρότεροι δεσμοί συνεπάγονται μεγαλύτερο σημείο βρασμού.

Ερωτήσεις – Ασκήσεις

Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

1. Ένα υγρό Α όταν αναμιγνύεται με το νερό, δεν διαλύεται καθόλου αλλά σχηματίζει ξεχωριστή φάση. Η ουσία Β διαλύεται πολύ καλά στο υγρό Α. Ποια από τις παρακάτω θα μπορούσε να είναι η ουσία Β;

- α) NH_4Cl β) HBr γ) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_6 - \text{CH}_3$ δ) HF

2. Να κατατάξετε τις παρακάτω ουσίες κατά σειρά αυξανόμενου σημείου βρασμού:

- α) HCl β) HBr γ) HF δ) HI

Δίνονται τα A_r : $\text{H}=1$, $\text{F}=19$, $\text{Cl}=35,5$, $\text{Br}=80$, $\text{I}=127$

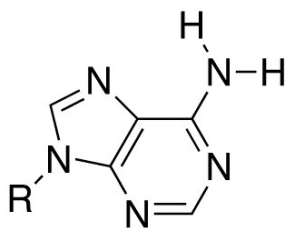
3. Να κατατάξετε τις παρακάτω ουσίες κατά σειρά αυξανόμενου σημείου βρασμού:

- α) $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ β) NaF γ) CH_3-OH δ) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

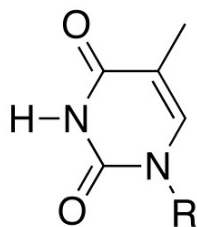
4. Να κατατάξετε τις παρακάτω ουσίες κατά σειρά αυξανόμενου σημείου βρασμού:

- α) CH_3F β) CH_3COONa γ) CH_3-CH_3 δ) CH_3NH_2

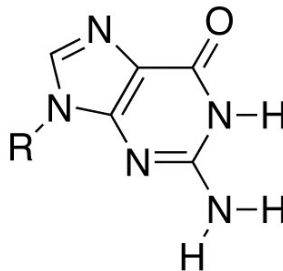
5. Δίνονται τα ζεύγη των συμπληρωματικών αζωτούχων βάσεων. Να δείξετε μεταξύ ποιών ατόμων σχηματίζονται οι δεσμοί υδρογόνου που τις συγκρατούν στην διπλή έλικα του DNA.



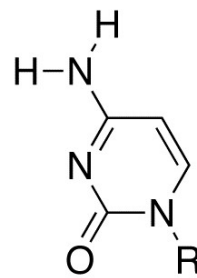
Adenine



Thymine



Guanine



Cytosine