



Γενικά για τον χημικό δεσμό

3.1. Γενικά οι δεσμοί προκύπτουν από την ανάπτυξη ηλεκτροστατικών δυνάμεων Coulomb. Στην περίπτωση του ιοντικού δεσμού έχουμε την ανάπτυξη δυνάμεων μεταξύ θετικά και αρνητικά φορτισμένων ιόντων. Στην περίπτωση του ομοιοπολικού δεσμού ένα ζεύγος ηλεκτρονίων διαμοιράζεται μεταξύ δυο πυρήνων, καθώς έλκεται από αυτούς.

Στις διαμοριακές αλληλεπιδράσεις έχουμε πάλι ηλεκτροστατικού τύπου αλληλεπιδράσεις. Όμως, αυτές οι δυνάμεις για να είναι σημαντικές θα πρέπει τα μόρια να έρθουν πολύ κοντά.

3.2. Δείτε την απάντηση στην ερώτηση 3.1.

3.3. α) Από τον Π.Π. είναι εμφανές ότι το καίσιο (Cs) είναι μέταλλο, ενώ το χλώριο (Cl) είναι αμέταλλο. Επομένως, ο δεσμός μεταξύ τους αναμένεται να είναι ιοντικός.

β) Η αμμωνία είναι ομοιοπολική ένωση. Περιλαμβάνει δεσμούς μεταξύ των αμετάλλων H και N. Δείτε και την Εικόνα 3.12.

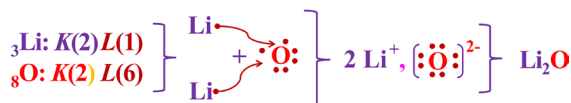


γ) Η ένωση είναι το ανθρακικό οξύ. Αποτελείται από τα αμέταλλα H, C και O. Επομένως, πρόκειται για ομοιοπολική ένωση.

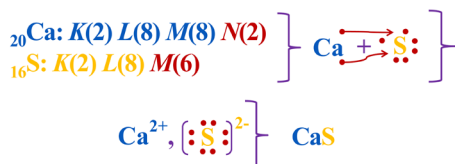


Ο ιοντικός δεσμός

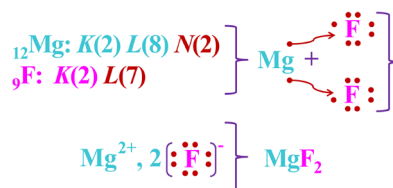
3.4. α) Για το Li_2O :



β) Για το CaS :



γ) Για το MgF_2 :



3.5. α) Για το CaP :

${}^{20}\text{Ca}: K(2)L(8)M(8)N(2)$

${}^{15}\text{P}: K(2)L(8)M(5)$

Το ασβέστιο διαθέτει 2 ηλεκτρόνια σθένους. Εκχωρώντας τα στον φωσφόρο αποκτά, ως κατίον, την ηλεκτρονιακή δομή του ευγενούς αερίου ${}_{18}\text{Ar}$. Όμως, ο P δεν μπορεί, ως ανιόν, να αποκτήσει αντίστοιχη δομή, μιας που διαθέτει τρεις κενές θέσεις στη στιβάδα σθένους του. Εύκολα βρίσκεται ότι 3 άτομα Ca μπορούν να εκχωρήσουν τα 6 ηλεκτρόνια σθένους τους σε 2 άτομα P. Σε αυτή την περίπτωση θα προκύψει κρυσταλλική δομή με αναλογία κατιόντων Ca^{2+} προς ανιόντα P^{3-} 3:2. Ο χημικός τύπος της ιοντικής ένωσης που προκύπτει είναι Ca_3P_2 . Δείτε και τη λύση της εφαρμογής 3.2.

β) Για το KO :

${}^{19}\text{K}: K(2)L(8)M(8)N(1)$

${}^8\text{O}: K(2)L(6)$

Αντίστοιχα, αν το K εκχωρήσει το ηλεκτρόνιο σθένους του στο O, τότε θα προκύψει η ένωση K^+O^- , στην οποία μόνο το ιόν K^+ διαθέτει δομή ευγενούς αερίου στην εξωτερική του στιβάδα.

Αντίθετα, αν το οξυγόνο λάβει και ένα ηλεκτρόνιο από ένα ακόμα άτομο K, τότε θα προκύψει η ιοντική ένωση K_2O , στην οποία τόσο τα κατιόντα καλίου όσο και τα ανιόντα οξυγόνου έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στιβάδα. Δείτε και την απάντηση στην άσκηση 3.4.

3.6. Θα πρέπει να δώσετε έμφαση στο γεγονός ότι αυτό που αποκαλούμε ιοντικό δεσμό είναι στην πραγματικότητα η ισχυρή σύνδεση των κατιόντων με τα ανιόντα μέσω ηλεκτροστατικών αλληλεπιδράσεων (δυνάμεων Coulomb). Αυτό ισχύει ανεξάρτητα του πώς δημιουργήθηκαν αυτά τα ιόντα.

Επομένως, οι απαντήσεις είναι:

α) Σ (Σωστό), β) Λ (Λάθος), γ) Λ, για παράδειγμα στον κρύσταλλο του NaCl υπάρχουν 6 ανιόντα χλωρίου ισχυρά συνδεδεμένα σε κάθε κατιόν νατρίου (εκτός αυτών της επιφάνειας) δ) Λ, η αιτία είναι οι δυνάμεις Coulomb, ε) Λ, στ) Λ, δεν υπάρχουν μόρια, ζ) Σ, η) Σ, θ) Σ, ι) Λ.

3.7. Ξεκινάμε από τις δυο ηλεκτρονιακές δομές:

$_{20}\text{Ca}: K(2)L(8)M(8)N(2)$

$_{17}\text{Cl}: K(2)L(8)M(7)$

Κατά τα γνωστά, το Ca εκχωρεί ένα ηλεκτρόνιο στο ένα άτομο Cl, το οποίο συμπληρώνει δομή ευγενούς αερίου. Όμως, το Ca διαθέτει δυο εξωτερικά ηλεκτρόνια. Επομένως, δεν αναμένεται η ιοντική ένωση να έχει αναλογία κατιόντων προς ανιόντα 1:1. Τελικά το Ca θα εκχωρήσει και το δεύτερο ηλεκτρόνιο του και η ιοντική ένωση θα είναι η CaCl_2 .

3.8. Όταν στο ποτήρι υπάρχει μόνο απιονισμένο νερό, τότε αυτό είναι γεμάτο με μόρια. Δεν υπάρχουν φορείς του ηλεκτρικού ρεύματος και επομένως το λαμπάκι είναι σβηστό. Δεν πρέπει να ξεχνάμε από τη Φυσική, ότι το ηλεκτρικό ρεύμα είναι η προσανατολισμένη κίνηση ηλεκτρονίων ή γενικότερα φορτισμένων σωματιδίων. Όταν στο νερό διαλυθεί NaCl, τότε αυτό διίσταται στα ιόντα του $\text{Na}^+(\text{aq})$ και $\text{Cl}^-(\text{aq})$, τα οποία κυκλοφορούν ελεύθερα στο διάλυμα. Όταν συνδεθεί η μπαταρία, τότε υπό το ηλεκτρικό πεδίο της πηγής προσανατολίζονται (τα κατιόντα κινούνται προς τον αρνητικό πόλο και τα ανιόντα προς τον θετικό). Αυτή η κίνηση αποτελεί ηλεκτρικό ρεύμα και το λαμπάκι ανάβει. Περισσότερα για τη διάσταση των αλάτων στο νερό θα μάθουμε στην ενότητα 5.

3.9. Για να περάσει το στερεό από τη στερεά στην υγρή κατάσταση θα πρέπει να υπερνικηθούν οι δυνάμεις που το συγκρατούν. Οι δυνάμεις αυτές είναι ανάλογες των φορτίων των ιόντων και αντιστρόφως ανάλογες της μεταξύ τους απόστασης. Αφού τα πλέγματα δίνεται ότι είναι παρεμφερή, αυτό σημαίνει ότι οι αποστάσεις είναι περίπου ίσες. Όμως, το NaF περιλαμβάνει ιόντα με φορτίο +1 και -1, ενώ το MgS ιόντα με φορτίο +2 και -2. Επομένως, εύκολα συνάγεται ότι το σημείο τήξεως του MgS θα πρέπει να είναι μεγαλύτερο.

3.10. Παρατηρούμε ότι οι ελάχιστες αποστάσεις μεταξύ δυο αντίθετα φορτισμένων ιόντων είναι α. Όμως, εύκολα υπολογίζεται ότι η μικρότερη απόσταση μεταξύ δυο διαδοχικών θετικών ή δυο αρνητικών ιόντων είναι $a\sqrt{2}$ (εφαρμόζεται το πυθαγόρειο θεώρημα για το τρίγωνο που ορίζεται από δυο θετικά ιόντα και ένα αρνητικό ιόν). Έτσι, από το νόμο του Coulomb προκύπτει ότι στον κρύσταλλο του αλάτος οι έλξεις είναι μεγαλύτερες από τις απώσεις και ο σχηματισμός του κρυστάλλου από τα ιόντα του είναι μια αυθόρμητη διαδικασία.

Ο ομοιοπολικός δεσμός

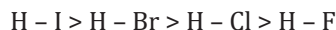
3.11. α) Παρατηρούμε ότι η καμπύλη του H_2 έχει ελάχιστο. Αυτό σημαίνει ότι το μόριο είναι σταθερότερο ενεργειακά από τα ξεχωριστά άτομα. Επιπλέον, υπάρχει μια απόσταση μεταξύ των ατόμων υδρογόνου που οι ελκτικές και οι απωστικές δυνάμεις ισορροπούν. Αντίθετα, η καμπύλη του He_2 δεν επιδεικνύει την ίδια συμπεριφορά. Άρα, το H_2 αναμένεται να είναι ενεργειακά σταθερό, ενώ το He_2 , όχι. β) Αφού το He δεν είναι ενεργειακά σταθερό, δεν αναμένεται να υπάρχει σε στη φύση.

3.12. α) Ισχυρότερος δεσμός σημαίνει ότι η ενέργεια που θα πρέπει να προσφερθεί σε αυτόν, προκειμένου να σπάσει, είναι μεγαλύτερη. Με άλλα λόγια, το μόριο θα πρέπει να έχει μεγαλύτερη ενέργεια δεσμού. Από το διάγραμμα προκύπτει ότι το HF έχει μεγαλύτερη ενέργεια δεσμού, διότι η καμπύλη του έχει το μικρότερο ελάχιστο (το «ενεργειακό πηγάδι» είναι βαθύτερο).

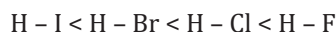
β) Από το διάγραμμα προκύπτει ότι το μήκος του δεσμού H – F είναι περίπου 90 pm, ενώ του δεσμού H – Cl περίπου 130 pm. Επομένως, το HF έχει το μικρότερο μήκος δεσμού. Το φθόριο και το χλώριο ανήκουν στην 17^η ομάδα του Π.Π.. Όμως, το F είναι στοιχείο της 2^{ης} περιόδου, ενώ το Cl είναι στοιχείο της 3^{ης} περιόδου. Επομένως, το F έχει μικρότερη ακτίνα και το H πλησιάζει περισσότερο τον πυρήνα του, σε σχέση με το Cl, προτού οι απωστικές δυνάμεις γίνουν σημαντικές.

γ) Από τα δυο πρώτα υποερωτήματα προκύπτει ότι το αναμενόμενο μοτίβο που ακολουθούν τα υδραλογόνα είναι το εξής: όσο μικρότερος είναι ο δεσμός, τόσο ισχυροποιείται. Η ακτίνα των αλογόνων αυξάνεται καθώς κατεβαίνουμε σε μια ομάδα

του Π.Π. Επομένως, το μήκος του δεσμού αναμένεται να μειώνεται στη σειρά:



Παράλληλα η ισχύς του δεσμού αναμένεται να αυξάνει στη σειρά:

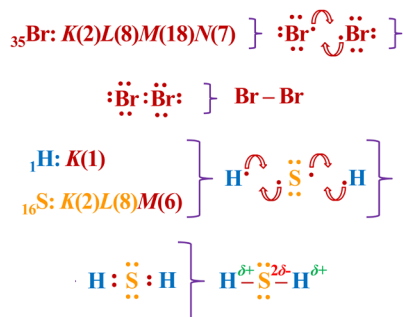


3.13. α) Από το διάγραμμα προκύπτει ότι το HF σταθεροποιείται ενεργειακά από τον ομοιοπολικό δεσμό περισσότερο από το H₂.

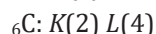
β) Ομοίως, από το διάγραμμα προκύπτει ότι το μικρότερο μήκος δεσμού αντιστοιχεί στο δεσμό H - H.

γ) Από τα ανωτέρω υποερωτήματα γίνεται σαφές ότι το συμπέρασμα της άσκησης 3.38, ότι οι μικρού μήκους δεσμοί είναι ισχυρότεροι, δεν μπορεί να γενικευτεί.

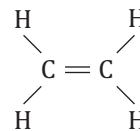
3.14.



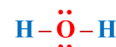
3.15. Ας ξεκινήσουμε από τις ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων των δυο στοιχείων:



Από τις ανωτέρω δομές αναμένεται το κάθε άτομο H να σχηματίζει έναν ομοιοπολικό δεσμό και το κάθε άτομο C να σχηματίζει 4 ομοιοπολικούς δεσμούς. Σε αυτή την περίπτωση όλα τα άτομα θα έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στιβάδα, δηλαδή θα έχουν αποκτήσει τη δομή ενός ευγενούς αερίου. Για να συμβαίνει αυτό όλα τα άτομα H θα πρέπει να συνδέονται με τα άτομα C. Ως αποτέλεσμα αυτών, θα περισσέψουν συνολικά δυο μονήρη ηλεκτρόνια στα δυο άτομα C. Η μοναδική χημικά σωστή δομή προκύπτει αν τα μονήρη μοιράζονται μεταξύ των δυο ατόμων C σχηματίζοντας, τελικά, έναν δεύτερο ομοιοπολικό δεσμό C - C:



3.16. Στην εφαρμογή 3.1 δόθηκε η ηλεκτρονιακή δομή κατά Lewis του H₂O:

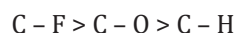


Η δομή του ιόντος υδροξειδίου προκύπτει από το νερό με απώλεια ενός ιόντος H⁺. Επομένως, η δομή του κατά Lewis θα είναι:

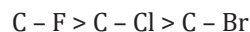


3.17. Οι δεσμοί μεταξύ των ατόμων του ίδιου χημικού στοιχείου, όπως ο δεσμός S - S, αναμένεται να είναι μη πολωμένοι ομοιοπολικοί. Αντίθετα, οι δεσμοί μεταξύ ατόμων που ανήκουν σε διαφορετικά στοιχεία αναμένεται να είναι, έστω και λίγο, πολωμένοι.

3.18. α) Όλοι οι δεσμοί είναι ανάμεσα σε αμέταλλα, με το ένα εκ των δυο στοιχείων να είναι ο άνθρακας. Αμφότερα το F και το O είναι πιο ηλεκτραρνητικά από το H, ενώ το φθόριο είναι το πιο ηλεκτραρνητικό στοιχείο στη φύση (βρίσκεται και δεξιότερα από το O, στην ίδια περίοδο του Π.Π.). Επομένως, η σειρά είναι:

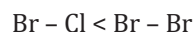


β) Σε αυτή την περίπτωση εξετάζουμε τρεις δεσμούς ανάμεσα στον C και κάποιο αλογόνο. Η EN, ως γνωστόν, μειώνεται καθώς κατεβαίνουμε σε μια ομάδα του Π.Π. Επομένως, η ζητούμενη σειρά είναι:

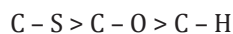


3.19. Το μήκος ενός ομοιοπολικού δεσμού εξαρτάται, όπως έχουμε συζητήσει, από την ακτίνα των ατόμων του.

α) Το άτομο του Br είναι μεγαλύτερο από εκείνο του Cl. Αμφότερα είναι αλογόνα, αλλά το Br ανήκει στην 4^η περίοδο του Π.Π., ενώ το Cl στην 3^η. Επομένως, ισχύει:

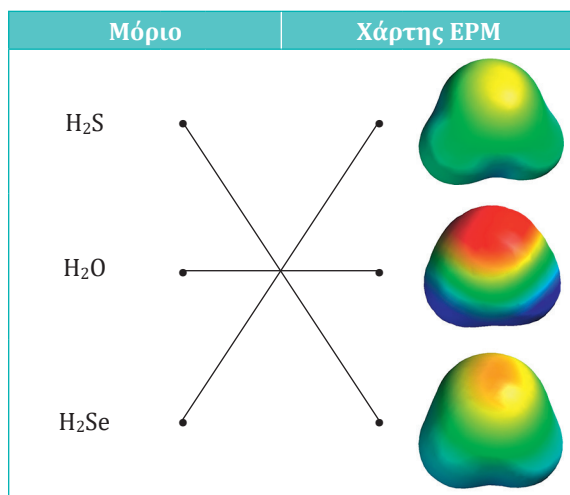


β) Το άτομο του H είναι από τα πιο μικρά στον Π.Π. Παράλληλα, τα O και S ανήκουν στην ίδια ομάδα, με το S να βρίσκεται «πιο κάτω». Συνεπώς, η σειρά είναι:



3.20. Το άτομο του χλωρίου διαθέτει περισσότερα ηλεκτρόνια από το αντίστοιχο του φθορίου. Επομένως, αναμένεται να είναι μεγαλύτερο το μόριο του Cl_2 από εκείνο του F_2 . Έτσι, το Α ανήκει στο Cl_2 και το Β στο F_2 .

3.21. Τα τρία μόρια είναι παρόμοια, με τη διαφορά ότι αλλάζει το κεντρικό άτομο. Τα στοιχεία O, S και Te ανήκουν στην 16^η ομάδα του Π.Π. Η EN αναμένεται σε μια ομάδα του Π.Π. να αυξάνεται προς τα πάνω. Έτσι, το H_2O θα διαθέτει τους πιο πολωμένους δεσμούς ακολουθούμενο από το H_2S και το H_2Se .



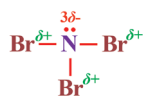
3.22. α) Αμφότερα είναι αλογόνα με 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα. Το χλώριο βρίσκεται πιο πάνω από το ιώδιο και έχει μεγαλύτερη τιμή EN. Επομένως, έχουμε:



β) Δείτε την εφαρμογή 3.1:



γ) Δείτε την Εικόνα 3.3. Επιπλέον, γνωρίζουμε ότι το N είναι πιο ηλεκτραρνητικό από το Br (ανήκει στα 3 πιο ηλεκτραρνητικά στοιχεία):



Ο ομοιοπολικός δεσμός έναντι του ιοντικού δεσμού

3.23. Ιοντικός δεσμός σχηματίζεται ανάμεσα σε μέταλλα και αμέταλλα. Παρατηρώντας τον Π.Π., τα Na και K είναι μέταλλα και όλα τα υπόλοιπα αμέταλλα. Επομένως, τα ζεύγη (β) και (ε) αναμένεται να σχηματίζουν ιοντικό δεσμό και τα ζεύγη (α), (γ) και (δ) ομοιοπολικό.

3.24. Ακολουθώντας την συζήτηση της προηγούμενης άσκησης το ζεύγος (α) θα δώσει ομοιοπολικό δεσμό, το ζεύγος (β) θα δώσει ιοντικό, ενώ το ζεύγος (γ), σε επίπεδο υλικού, θα δώσει μεταλλικό δεσμό, σχηματίζοντας ένα κράμα.

3.25. Ο ιοντικός δεσμός αναπτύσσεται μεταξύ ιόντων και είναι πολύ ισχυρός. Επομένως, ιοντική θα πρέπει να είναι η στερεή χημική ουσία.

Ο μεταλλικός δεσμός

3.26. Συμβουλευτείτε την υποενότητα 3.1.4.

Η διπολική ροπή

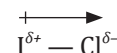
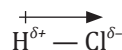
3.27. Συμβουλευτείτε την εισαγωγική παράγραφο της ενότητας 3.2.

3.28. Συμβουλευτείτε την υποενότητα 3.2.2.

3.29. Συμβουλευτείτε την υποενότητα 3.2.1.

3.30. Συμβουλευτείτε την υποενότητα 3.2.1.2.

3.31. Για την EN ισχύει: $Cl > I > H$. Συνεπώς:



Το μόριο CBr_4 , με τρόπο ανάλογο με την απάντησή σας στην εφαρμογή 3.13, προκύπτει ότι λόγω συμμετρίας δεν έχει διπολική ροπή.

3.32. α) Το μόριο PF_5 περιλαμβάνει 5 πολωμένους ομοιοπολικούς δεσμούς $P^{\delta+} - F^{\delta-}$. Όμως, λόγω συμμετρίας δεν είναι πολικό μόριο. Όλα τα διανύσματα των διπολικών ροπών των δεσμών αλληλοαναιρούνται.

3.33. α) Θα πρέπει $EN_F > EN_{Xe}$, μιας που γνωρίζουμε ότι το φθόριο είναι το πιο ηλεκτραρνητικό στοιχείο στη φύση.

β) Τα 4 διανύσματα των διπολικών ροπών των δεσμών βρίσκονται επί των 4 διαγωνίων του τετραγώνου και αλληλοαναιρούνται. Επομένως, $\mu = 0$.

Τα είδη των διαμοριακών δυνάμεων και οι φυσικές ιδιότητες των ουσιών

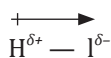
3.34. Συμβουλευτείτε την υποενότητα 3.2.2.

3.35. Συμβουλευτείτε την υποενότητα 3.2.2.1.

3.36. Συμβουλευτείτε την υποενότητα 3.2.2.2.

3.37. Συμβουλευτείτε την υποενότητα 3.2.2.3.

3.38. Η ένωση KF είναι ιοντική. Επομένως, οι δυνάμεις που ασκούνται είναι ηλεκτροστατικές (Coulomb). Τα Ne και N₂ είναι άπολα μόρια (μονατομικό και διατομικό μόριο στοιχείου, αντιστοίχως). Επομένως, οι μοναδικές διαμοριακές δυνάμεις είναι οι London. Τέλος, η ένωση HI είναι ένα μόριο που φέρει πολωμένο ομοιοπολικό δεσμό. Επομένως, στο HI αναπτύσσονται δυνάμεις διπόλου-διπόλου και London, με τις πρώτες εξ αυτών να κυριαρχούν στις ιδιότητές του.

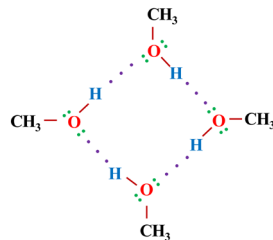


3.39. Όλα τα διαλογόνα είναι διατομικά μόρια του ίδιου στοιχείου. Επομένως, είναι άπολα και οι ιδιότητές τους, ως υλικά, κυριαρχούνται από τις δυνάμεις διασποράς. Αυτές με τη σειρά τους εξαρτώνται από την πολωσιμότητα του κάθε μορίου. Με απλά λόγια από τον συνολικό αριθμό των ηλεκτρονίων του. Με βάση το Z του κάθε στοιχείου, έχουμε: το F₂ διαθέτει 18 e⁻, το Cl₂ διαθέτει 34 e⁻, το Br₂ διαθέτει 70 e⁻ και το I₂ διαθέτει 106 e⁻. Με βάση αυτό το δεδομένο, το σημείο ζέσεως των διαλογονιδίων αναμένεται να αυξάνει στη σειρά: F₂ < Cl₂ < Br₂ < I₂.

3.40. α) Και οι τρεις ενώσεις είναι μοριακές. Ο συνολικός τους αριθμός ηλεκτρονίων είναι: 36 e⁻ το HBr, 36 e⁻ το Kr και 34 e⁻ το Cl₂. Επομένως, τα 3 αυτά μόρια αναμένεται να έχουν περίπου την ίδια πολωσιμότητα. Όμως, το HBr είναι πολικό μόριο (αποτελείται από άτομα διαφορετικού στοιχείου). Επομένως, αναμένεται, στη σειρά, να κυριαρχούν οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου, που το HBr εμφανίζει. Άρα, το HBr θα έχει το μεγαλύτερο σημείο ζέσεως. β) Το NaCl είναι ιοντική ένωση. Επομένως, θα παρουσιάζει το υψηλότερο σημείο τήξης στη σειρά. γ) Υπολογίζουμε τον συνολικό αριθμό των ηλεκτρονίων των τριών μορίων: Το διάζωτο διαθέτει 14 ηλεκτρόνια, το μονοξείδιο του άνθρακα διαθέτει 14 ηλεκτρόνια, ενώ το διοξείδιο του άνθρακα 22 ηλε-

κτρόνια. Επιπλέον τα N₂ και CO₂ είναι άπολα μόρια. Συνδυάζοντας αυτά τα δυο δεδομένα, αναμένεται το διάζωτο να έχει τη μικρότερη πολωσιμότητα και το μικρότερο σημείο τήξεως στη δεδομένη σειρά.

3.41. Μια πιθανή δομή είναι η ακόλουθη:



Σημειώνεται ότι η ανωτέρω δομή δεν είναι επίπεδη.

3.42. Θα εφαρμόσουμε τον κανόνα «όμοια διαλύουν όμοια». Το εξάνιο και το τολουόλιο, λόγω δομής και ηλεκτραρνητικοτήτων ($EN_C = 2,55$ και $EN_H = 2,20$) αναμένεται να έχουν μικρές έως πολύ μικρές τιμές διπολικής ροπής. Επομένως, πρόκειται για σχεδόν άπολα μόρια (οι πραγματικές τιμές είναι 0,09 D και 0,31 D, αντιστοίχως). Αντίθετα, τόσο το DMSO, όσο και το ακετονιτρίλιο είναι ιδιαιτέρως πολικά μόρια, μιας που διαθέτουν τους πολικούς δεσμούς S=O και C≡N. Άρα, με βάση τον γνωστό μας κανόνα, το εξάνιο και το τολουόλιο περιμένουμε να μην διαλύονται στο νερό, αλλά να διαλύονται καλά στο πεντάνιο. Το αντίστροφο αναμένεται για το DMSO και το ακετονιτρίλιο.

3.43. α) Στο πρώτο ζεύγος παρατηρούμε ότι έχουμε δυο γραμμικά μόρια. Αμφότερα έχουν τη δομή του CO₂, ήτοι O=C=O. Ως γνωστόν το CO₂ είναι ένα μη πολικό μόριο, λόγω συμμετρίας. Όμως, με την αντικατάσταση του ενός ατόμου οξυγόνου από άτομο θείου, η συμμετρία του μορίου παύει να υπάρχει. Επομένως, το O=C=S αναμένεται να είναι πολικό μόριο. Επιπλέον διαθέτει περισσότερα συνολικά ηλεκτρόνια σε σχέση με το CO₂. Από τα δυο αυτά δεδομένα συνάγεται ότι το O=C=S θα έχει τις ισχυρότερες διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των δυο. Ενδεικτικά το σημείο ζέσεως του CO₂ είναι -78,5 °C, ενώ του OCS είναι -50,2 °C.

β) Αμφότερα τα μόρια έχουν τους δυο δεσμούς τους υπό γωνία. Άρα και τα δυο μόρια διαθέτουν μόνιμη διπολική ροπή και χαρακτηρίζονται από δυνάμεις διπόλου-διπόλου. Δείτε τη δομή του SO₂ εδώ:



Με βάση την Εικόνα 3.22, γνωρίζουμε ότι $EN_S = 2,58$ και $EN_{Se} = 2,55$. Επομένως, τα μερικά φορτία των δεσμών αναμένεται να είναι περίπου ίσα. Όμως, το σελήνιο είναι στοιχείο της 4^{ης} περιόδου έναντι του θείου που ανήκει στην 3^η περίοδο του Περιοδικού Πίνακα. Επομένως, οι δεσμοί $Se=O$ αναμένεται να είναι μεγαλύτεροι των δεσμών $S=O$. Άρα, περιμένουμε να ισχύει $\mu_{SeO_2} > \mu_{SO_2}$. Πράγματι ισχύει $\mu_{SeO_2} = 2,62$ D και $\mu_{SO_2} = 1,60$ D. Επιπλέον το οξείδιο του σεληνίου αναμένεται να έχει και υψηλότερη πολωσιμότητα μιας που διαθέτει περισσότερα ηλεκτρόνια. Από τα ανωτέρω συνάγεται ότι υψηλότερες διαμοριακές αλληλεπιδράσεις αναμένεται να παρουσιάζει το SeO_2 .

3.44. Στο διαδραστικό βίντεο περιλαμβάνεται και η απάντηση στην ερώτηση.