



ΘΕΜΑΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ 3
Ο Χημικός δεσμός

**Ενδεικτικές
απαντήσεις Ερωτήσεων
& λύσεις Ασκήσεων και
Προβλημάτων**

Ενδεικτικές απαντήσεις Ερωτήσεων & λύσεις Ασκήσεων και Προβλημάτων

3.1.2 Ο ιοντικός δεσμός

1. Ποιο ή ποια από τα παρακάτω ζεύγη στοιχείων είναι πιθανό όταν αλληλεπιδράσουν να σχηματίσουν ιοντικές ενώσεις; Να κυκλώσετε τις σωστές απαντήσεις.

- α. ${}_{3}\text{Li}$ και ${}_{17}\text{Cl}$
- β. ${}_{8}\text{O}$ και ${}_{35}\text{Br}$
- γ. ${}_{19}\text{K}$ και ${}_{8}\text{O}$
- δ. ${}_{11}\text{Na}$ και ${}_{10}\text{Ne}$
- ε. ${}_{7}\text{N}$ και ${}_{9}\text{F}$

Απάντηση

Ιοντική ένωση σχηματίζεται όταν ένα μέταλλο ενώνεται με ένα αμέταλλο στοιχείο. Επομένως ιοντική ένωση σχηματίζουν τα: α. ${}_{3}\text{Li}$ και ${}_{17}\text{Cl}$ και γ. ${}_{19}\text{K}$ και ${}_{8}\text{O}$.

2. Δίνονται τα στοιχεία: ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{16}\text{S}$.

- α. Να γράψετε την κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες για τα άτομα του μαγνησίου και του θείου.
- β. Να βρείτε σε ποια ομάδα και σε ποια περίοδο του Περιοδικού Πίνακα ανήκει καθένα από τα παραπάνω στοιχεία.
- γ. Να χαρακτηρίσετε καθένα από τα παραπάνω στοιχεία ως μέταλλο ή αμέταλλο.
- δ. Να αναφέρετε το είδος του χημικού δεσμού που αναπτύσσεται όταν ενώνονται μεταξύ τους τα στοιχεία Mg και S. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας περιγράφοντας τον τρόπο σχηματισμού του δεσμού.

Απάντηση

Για τα στοιχεία ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{16}\text{S}$ ισχύει:

- α. Η κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες για το άτομο του μαγνησίου (${}_{12}\text{Mg}$) είναι: K(2)L(8)M(2). Η κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες για το άτομο του θείου (${}_{16}\text{S}$) είναι: K(2)L(8)M(6).
- β. Το ${}_{12}\text{Mg}$ διαθέτει ηλεκτρόνια σε τρεις στιβάδες. Επομένως τοποθετείται στην 3η περίοδο του Περιοδικού Πίνακα. Επιπλέον διαθέτει δύο ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα και κατά συνέπεια τοποθετείται στη 2η ομάδα του Περιοδικού Πίνακα. Το ${}_{16}\text{S}$ διαθέτει ηλεκτρόνια σε τρεις στιβάδες. Επομένως τοποθετείται στην 3η περίοδο του Περιοδικού Πίνακα. Επιπλέον διαθέτει έξι ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα και κατά συνέπεια τοποθετείται στην 16η ομάδα του Περιοδικού Πίνακα.
- γ. Το ${}_{12}\text{Mg}$ είναι μέταλλο αφού διαθέτει δύο ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα. Το ${}_{16}\text{S}$ είναι αμέταλλο αφού διαθέτει έξι ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα.
- δ. Τα στοιχεία ${}_{12}\text{Mg}$ και ${}_{16}\text{S}$ ενώνονται μεταξύ τους με ιοντικό δεσμό. Συγκεκριμένα κάθε άτομο Mg αποβάλλει δύο ηλεκτρόνια, τα οποία προσλαμβάνονται από κάθε άτομο S. Με τον τρόπο αυτό σχηματίζονται κατιόντα ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ και ανιόντα ${}_{16}\text{S}^{2-}$. Μεταξύ των ιόντων αυτών αναπτύσσονται ελκτικές δυνάμεις που αποτελούν τον ιοντικό δεσμό.

3. Να γράψετε τον χημικό τύπο της ένωσης που αποτελείται από τα ιόντα:

- α. Mg^{2+} και I^-
β. Na^+ και O^{2-}

Απάντηση

Οι χημικοί τύποι των ζητούμενων ενώσεων είναι:

- α. MgI_2
β. Na_2O

4. Χρησιμοποιώντας τον Περιοδικό Πίνακα:

α. να γράψετε την κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες για τα άτομα των παρακάτω στοιχείων.

i. Mg ii. P iii. K iv. F v. N

β. Από τα παρακάτω άτομα και ιόντα να υποδείξετε αυτά που έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας.

i. Mg^{2+} ii. O iii. Li iv. F^- v. Ne.

Απάντηση

α. Με βάση τη θέση των στοιχείων στον Περιοδικό Πίνακα η κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες έχει ως εξής:

(i) Mg: $K(2)L(8)M(2)$, (ii) P: $K(2)L(8)M(5)$,
(iii) K: $K(2)L(8)M(8)N(1)$, (iv) F: $K(2)L(7)$, (v) N: $K(2)L(5)$.

β. (i) Το ${}_{12}Mg$ διαθέτει 12 ηλεκτρόνια, επομένως το κατιόν Mg^{2+} θα διαθέτει 10 ηλεκτρόνια στις στιβάδες του που κατανομούνται ως εξής: $K(2)L(8)$.

(ii) Το ${}_8O$ διαθέτει 8 ηλεκτρόνια που κατανομούνται ως εξής: $K(2)L(6)$.

(iii) Το ${}_3Li$ διαθέτει 3 ηλεκτρόνια που κατανομούνται: $K(2)L(1)$.

(iv) Το ${}_9F$ διαθέτει 9 ηλεκτρόνια, επομένως το ιόν F^- θα διαθέτει 10 ηλεκτρόνια στις στιβάδες του κατανομημένα ως εξής: $K(2)L(8)$.

(v) Το ${}_{10}Ne$ διαθέτει 10 ηλεκτρόνια που κατανομούνται: $K(2)L(8)$.

Επομένως ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας έχουν τα: (i) Mg^{2+} , (iv) F^- , (v) Ne.

5. Με βάση τον Περιοδικό Πίνακα να προβλέψετε ποια από τα παρακάτω άτομα αναμένεται να σχηματίσουν θετικά και ποια αρνητικά ιόντα όταν συμμετέχουν στον σχηματισμό ιοντικής ένωσης: Mg, O, F, Ca, Na, N, Al.

Απάντηση

Τα Mg, Ca, Na και Al θα σχηματίσουν θετικά ιόντα αφού αποβάλλουν ηλεκτρόνια της εξωτερικής τους στιβάδας, καθώς συμμετέχουν στον σχηματισμό ιοντικών ενώσεων. Τα O, F, N θα σχηματίσουν αρνητικά ιόντα καθώς προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια όταν συμμετέχουν στον σχηματισμό ιοντικών ενώσεων.

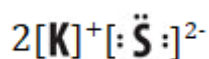
6. Με τη χρήση του Περιοδικού Πίνακα, για κάθε ζεύγος στοιχείων, να προσδιορίσετε το φορτίο των ιόντων τους και να γράψετε τον κατάλληλο ηλεκτρονιακό τύπο για την προκύπτουσα ιοντική ένωση.

α. K και S

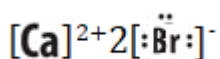
β. Ca και Br

Απάντηση

α. Το K ανήκει στα αλκάλια. Επομένως έχει ένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα, το οποίο και αποβάλλει όταν σχηματίζει χημικές ενώσεις. Προκύπτει έτσι το ιόν K^+ . Το S ανήκει στη 16η ομάδα επομένως στην εξωτερική του στιβάδα έχει έξι ηλεκτρόνια και όταν σχηματίζει ιοντική ένωση με το K προσλαμβάνει δύο ηλεκτρόνια ώστε να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου. Προκύπτει έτσι το ιόν S^{2-} . Ο ηλεκτρονιακός τύπος για την προκύπτουσα ιοντική ένωση είναι ο ακόλουθος:



β. Το Ca ανήκει στις αλκαλικές γαίες. Επομένως έχει δύο ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα, τα οποία αποβάλλει όταν σχηματίζει χημικές ενώσεις. Προκύπτει έτσι το ιόν Ca^{2+} . Το Br ανήκει στα αλογόνα, επομένως διαθέτει επτά ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα. Όταν σχηματίζει ιοντική ένωση με το Ca προσλαμβάνει ένα ηλεκτρόνιο ώστε να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου. Προκύπτει έτσι το ιόν Br^- . Ο ηλεκτρονιακός τύπος για την προκύπτουσα ιοντική ένωση είναι ο ακόλουθος:



7. Στο παρακάτω σχήμα δίνεται ένα τμήμα του Περιοδικού Πίνακα των στοιχείων στο οποίο σημειώνονται ορισμένα χημικά στοιχεία.

	1	2		13	14	15	16	17	18
	1 H								2
	3 Li	4		5	6	7 N	8 O	9 F	10
	11 Na	12 Mg		13 Al	14	15 P	16 S	17 Cl	18

Σε καθεμιά από τις παρακάτω αγκύλες να γράψετε το σύμβολο ενός από τα στοιχεία του Περιοδικού Πίνακα που δόθηκαν, ώστε να είναι σωστοί οι ηλεκτρονιακοί τύποι των χημικών ενώσεων που σχηματίζονται.

α. $[]^{2+} []^{2-}$

β. $[]^{3+} 3[]^-$

γ. $2[]^+ []^{2-}$

δ. $2[]^{3+} 3[]^{2-}$

Απάντηση

Οι ζητούμενοι ηλεκτρονιακοί τύποι είναι οι ακόλουθοι:

- α. $[Mg]^{2+} [:\ddot{O}:]^{2-}$
- β. $[Al]^{3+} 3 [:\ddot{F}:]^{-}$
- γ. $2[Na]^{+} [:\ddot{S}:]^{2-}$
- δ. $2[Al]^{3+} 3 [:\ddot{O}:]^{2-}$

8. Προσδιορίστε τον αριθμό της κύριας ομάδας του Περιοδικού Πίνακα που ανήκει τα στοιχεία Χ, Ψ, Ζ, Ω σε καθεμία από τις ακόλουθες ιοντικές ενώσεις:

- α. Na_3X β. Ψ_2O_3 γ. ZCl_2 δ. $Al_2\Omega_3$

Απάντηση

Ο αριθμός της ομάδας του Περιοδικού Πίνακα στην οποία ανήκει το στοιχείο Χ προσδιορίζεται με βάση το φορτίο του ιόντος του Χ που συμμετέχει σε καθεμία από τις ιοντικές ενώσεις. Το φορτίο του Χ εμφανίζεται ως δείκτης στο άλλο άτομο που συμμετέχει σε καθεμία από τις ιοντικές ενώσεις. Επομένως θα ισχύει:

A. Το Χ έχει φορτίο ίσο με -3. Επομένως αποκτά δομή ευγενούς αερίου όταν προσλαμβάνει τρία ηλεκτρόνια. Άρα το ουδέτερο άτομο του Χ διαθέτει στην εξωτερική του στιβάδα 5 ηλεκτρόνια. Άρα ανήκει στη 15η (5η κύρια) ομάδα του Περιοδικού Πίνακα.

B. Το Ψ έχει φορτίο +3. Επομένως αποκτά δομή ευγενούς αερίου όταν αποβάλλει τρία ηλεκτρόνια. Άρα το ουδέτερο άτομο του Ψ διαθέτει στην εξωτερική του στιβάδα 3 ηλεκτρόνια. Το Ψ ανήκει στην 3η ομάδα (3η κύρια) του Περιοδικού Πίνακα.

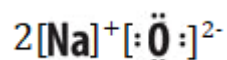
Γ. Το Ζ έχει φορτίο +2. Επομένως αποκτά δομή ευγενούς αερίου όταν αποβάλλει δύο ηλεκτρόνια. Άρα το ουδέτερο άτομο του Ζ διαθέτει στην εξωτερική του στιβάδα 2 ηλεκτρόνια. Το Ζ ανήκει στη 2η ομάδα (2η κύρια) του Περιοδικού Πίνακα.

Δ. Το Ω έχει φορτίο -2. Επομένως αποκτά δομή ευγενούς αερίου όταν προσλαμβάνει δύο ηλεκτρόνια. Άρα το ουδέτερο άτομο του Ω διαθέτει στην εξωτερική του στιβάδα 6 ηλεκτρόνια. Άρα ανήκει στη 16η (6η κύρια) ομάδα του Περιοδικού Πίνακα.

9. Δίνονται οι τύποι Lewis για το Na ($Na\bullet$) και το O ($\bullet\ddot{O}\bullet$). Η ένωση που προκύπτει είναι ιοντική ή ομοιοπολική; Να γράψετε τον ηλεκτρονιακό της τύπο.

Απάντηση

Το νάτριο είναι μέταλλο και διαθέτει ένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα. Το οξυγόνο είναι αμέταλλο και διαθέτει έξι ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα. Η ένωση που προκύπτει είναι ιοντική. Ο ηλεκτρονιακός τύπος είναι:



10. Δίνονται τα ακόλουθα ιόντα: Al^{3+} , Mg^{2+} , Na^+ , S^{2-} , Cl^- . Να γράψετε όλους τους πιθανούς τύπους ιοντικών ενώσεων μεταξύ των αντίθετα φορτισμένων ιόντων. Από αυτές τις ενώσεις να επιλέξετε εκείνες με αναλογία κατιόντος-ανιόντος 1:1.

Απάντηση

Οι χημικοί τύποι των ενώσεων που μπορούν να σχηματιστούν με τα συγκεκριμένα ιόντα είναι:



Από τις ενώσεις αυτές, αναλογία 1:1 μεταξύ κατιόντος-ανιόντος έχουν οι MgS και NaCl .

3.1.3 Ο ομοιοπολικός δεσμός

11. Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση:

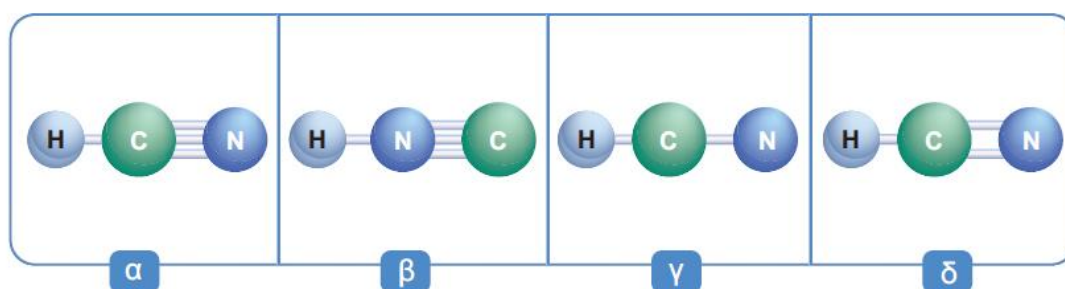
Το άτομο του υδρογόνου (H) δεν μπορεί να σχηματίσει περισσότερους από έναν ομοιοπολικούς δεσμούς γιατί:

- α. είναι δραστικό μέταλλο.
- β. χάνει πολύ εύκολα το ηλεκτρόνιο που βρίσκεται στην εξωτερική στιβάδα.
- γ. έχει μόνο ένα ηλεκτρόνιο να μοιραστεί.
- δ. έχει μεγάλη ηλεκτραρνητικότητα.

Απάντηση

Σωστή απάντηση είναι η γ.

12. Στο σχήμα φαίνονται τέσσερα μοριακά μοντέλα, τα οποία σχεδιάστηκαν ώστε να αναπαραστήσουν το μόριο του HCN.



Να επιλέξετε το σωστό μοντέλο και να γράψετε τον αντίστοιχο μοριακό του τύπο. Να αιτιολογήσετε την επιλογή σας. Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί των στοιχείων ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_1\text{H}$.

Απάντηση

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_1\text{H}$ είναι: $\text{K}(1)$.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_6\text{C}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(4)$.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_7\text{N}$ είναι: $\text{K}(2)\text{L}(5)$.

Επομένως το H μπορεί να σχηματίσει έναν ομοιοπολικό δεσμό καθώς διαθέτει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο, ο C μπορεί να σχηματίσει τέσσερις ομοιοπολικούς δεσμούς και το N τρεις αφού διαθέτουν τέσσερα και τρία μονήρη ηλεκτρόνια, αντίστοιχα. Επομένως το μοριακό μοντέλο που αναπαριστά με σωστό τρόπο το μόριο του HCN είναι το **α**. Ο μοριακός τύπος είναι HCN.

13. Να εξηγήσετε ποιο (ή ποια) από τα ακόλουθα μόρια διαθέτει διπλούς δεσμούς.

α. Cl_2 **β.** CO_2 **γ.** N_2 **δ.** HCN

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί των στοιχείων ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_6\text{C}$, ${}_8\text{O}$, ${}_7\text{N}$, ${}_1\text{H}$.

Απάντηση

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_{17}\text{Cl}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(8)\text{M}(7)$.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_6\text{C}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(4)$.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_8\text{O}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(6)$.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_7\text{N}$ είναι: $\text{K}(2)\text{L}(5)$.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_1\text{H}$ είναι: $\text{K}(1)$.

Ο C μπορεί να σχηματίσει δύο διπλούς ομοιοπολικούς δεσμούς καθώς διαθέτει 4 μονήρη ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα και το O μπορεί να σχηματίσει έναν διπλό δεσμό καθώς διαθέτει δύο μονήρη ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα.

Επομένως διπλούς ομοιοπολικούς δεσμούς διαθέτει το: **β.** CO_2 .

14. Το στοιχείο X ανήκει στην 1η ομάδα και στην 1^η περίοδο του Περιοδικού Πίνακα, ενώ το στοιχείο Ψ ανήκει στη 16^η ομάδα και στη 2^η περίοδο του Περιοδικού Πίνακα. Να εξηγήσετε τι είδους δεσμό μπορούν να σχηματίσουν τα παραπάνω στοιχεία. Ποιος είναι ο μοριακός τύπος της ένωσης που προκύπτει;

Απάντηση

Το στοιχείο X που ανήκει στην 1η ομάδα και 1η περίοδο του Περιοδικού Πίνακα διαθέτει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο στη στιβάδα K. Το στοιχείο Ψ που ανήκει στη 16η ομάδα του Περιοδικού Πίνακα και στη 2η περίοδο διαθέτει έξι ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα, εκ των οποίων δύο μονήρη. Εξωτερική στιβάδα του Ψ είναι η M. Τα στοιχεία X και Ψ είναι αμέταλλα. Επομένως, σχηματίζουν ομοιοπολικό δεσμό συνεισφέροντας ηλεκτρόνια. Δύο άτομα X συνεισφέρουν από ένα ηλεκτρόνιο κατά τον σχηματισμό δύο απλών ομοιοπολικών δεσμών με ένα άτομο Ψ. Ο μοριακός τύπος της ένωσης που προκύπτει είναι $\text{X}_2\text{Ψ}$.

15. Από τη θέση του στον Περιοδικό Πίνακα, να προσδιορίσετε ποιο άτομο σε κάθε ζεύγος είναι πιο ηλεκτραρνητικό:

- α. Cl ή Br β. S ή F
 γ. N ή K δ. Ba ή P
 ε. Cl ή S στ. O ή F

Απάντηση

Στον Περιοδικό Πίνακα η ηλεκτραρνητικότητα των στοιχείων αυξάνεται προς τα πάνω κατά μήκος μιας ομάδας και προς τα δεξιά κατά μήκος μιας περιόδου. Επομένως τα περισσότερα ηλεκτραρνητικά στοιχεία βρίσκονται πάνω και δεξιά στον Περιοδικό Πίνακα. Σύμφωνα με τα παραπάνω:

- α. Το Cl είναι πιο ηλεκτραρνητικό από το Br καθώς βρίσκεται πιο πάνω στην ίδια ομάδα.
 β. Το F είναι πιο ηλεκτραρνητικό από το S καθώς βρίσκεται πιο πάνω και πιο δεξιά στον Περιοδικό Πίνακα.
 γ. Το N είναι πιο ηλεκτραρνητικό από το K καθώς βρίσκεται πιο πάνω και πιο δεξιά στον Περιοδικό Πίνακα.
 δ. Ο P είναι πιο ηλεκτραρνητικός από το Ba καθώς βρίσκεται πιο πάνω και πιο δεξιά στον Περιοδικό Πίνακα.
 ε. Το Cl είναι πιο ηλεκτραρνητικό από το S καθώς βρίσκεται πιο δεξιά κατά μήκος μιας περιόδου του Περιοδικού Πίνακα.
 στ. Το F είναι πιο ηλεκτραρνητικό από το O καθώς βρίσκεται πιο δεξιά κατά μήκος μιας περιόδου του Περιοδικού Πίνακα.

16. Να γράψετε τους ηλεκτρονιακούς τύπους των ομοιοπολικών ενώσεων:

- α. τριχλωρίδιο του φωσφόρου: PCl_3 ,
 β. μεθάνιο: CH_4 ,
 γ. τριχλωρομεθάνιο: CHCl_3 .

Να αιτιολογήσετε όλες τις απαντήσεις σας.

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί των στοιχείων $_{15}\text{P}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{6}\text{C}$, $_{1}\text{H}$.

Απάντηση

Για να σχηματιστούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι των ενώσεων θα γίνει η κατανομή των ηλεκτρονίων κάθε στοιχείου σε στιβάδες ως εξής:

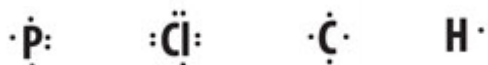
Η ηλεκτρονιακή δομή του $_{15}\text{P}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(8)\text{M}(5)$. Επομένως διαθέτει τρία μονήρη ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα.

Η ηλεκτρονιακή δομή του $_{17}\text{Cl}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(8)\text{M}(7)$. Επομένως διαθέτει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα.

Η ηλεκτρονιακή δομή του $_{6}\text{C}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(4)$. Επομένως διαθέτει τέσσερα μονήρη ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα.

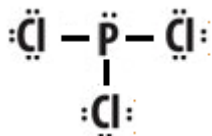
Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_1\text{H}$ είναι: $\text{K}(1)$. Το H διαθέτει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα.

Οι ηλεκτρονιακοί τύποι των παραπάνω στοιχείων είναι:

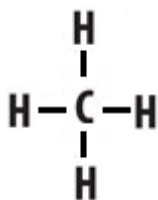


Οι ηλεκτρονιακοί τύποι των ζητούμενων ομοιοπολικών ενώσεων είναι:

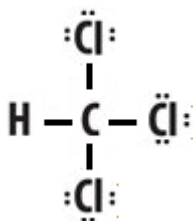
α. Φώσφορος τριχλωριούχος:



β. Μεθάνιο:



γ. Τριχλωρομεθάνιο:



17. Να γράψετε τους ηλεκτρονιακούς τύπους των χημικών ενώσεων που σχηματίζονται μεταξύ των:

- α. ${}_6\text{C}$ και ${}_{17}\text{Cl}$,
- β. ${}_{15}\text{P}$ και ${}_1\text{H}$,
- γ. ${}_6\text{C}$ και ${}_{16}\text{S}$,
- δ. ${}_1\text{H}$ και ${}_{16}\text{S}$

Απάντηση

Για να γραφούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι των ζητούμενων ενώσεων πραγματοποιείται κατανομή των ηλεκτρονίων των ατόμων κάθε στοιχείου σε στιβάδες.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_{15}\text{P}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(8)\text{M}(5)$. Επομένως διαθέτει τρία μονήρη ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_{17}\text{Cl}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(8)\text{M}(7)$. Επομένως διαθέτει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_6\text{C}$ είναι είναι: $\text{K}(2)\text{L}(4)$. Επομένως διαθέτει τέσσερα μονήρη ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_1\text{H}$ είναι: $\text{K}(1)$. Το H διαθέτει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα.

(London), ανεξάρτητα αν είναι πολικά, γιατί σε όλα τα μόρια μπορεί να δημιουργηθεί παροδική μετατόπιση των ηλεκτρονίων τους.

γ. Δυνάμεις London μεταξύ των μη πολικών μορίων (παροδικά δίπολα).

δ. Μεταξύ των μορίων HF αναπτύσσονται διαμοριακοί δεσμοί υδρογόνου. Τα μόρια HF είναι πολικά (μόνιμα δίπολα), συνεπώς στα ζεύγη HF - HF ασκούνται και δυνάμεις διπόλου - διπόλου. Επίσης μεταξύ των μορίων HF — HF, αναπτύσσονται και δυνάμεις διασποράς (London).

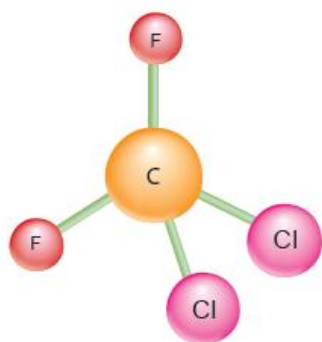
ε. Μεταξύ των μορίων H₂O αναπτύσσονται διαμοριακοί δεσμοί υδρογόνου. Τα μόρια H₂O είναι πολικά (μόνιμα δίπολα), συνεπώς στα ζεύγη H₂O - H₂O ασκούνται και δυνάμεις διπόλου - διπόλου. Επίσης αναπτύσσονται και δυνάμεις διασποράς (London) μεταξύ των μορίων H₂O — H₂O, ανεξάρτητα αν είναι πολικά, γιατί σε όλα τα μόρια μπορεί να δημιουργηθεί παροδική μετατόπιση των ηλεκτρονίων τους.

20. Το διχλωροδιφθορομεθάνιο CCl₂F₂ κυκλοφορούσε με την εμπορική ονομασία Φρέον-12 και χρησιμοποιούνταν ως ψυκτικό υγρό και ως προωθητικό αέριο σε εμφιαλωμένα αερολύματα (αεροζόλ). Η κυκλοφορία του διακόπηκε το 1994 για οικολογικούς λόγους, αφού διαπιστώθηκε ότι είναι καταστρεπτικό για τη στιβάδα του όζοντος, που προφυλάσσει τη Γη από την επικίνδυνη υπεριώδη ακτινοβολία.

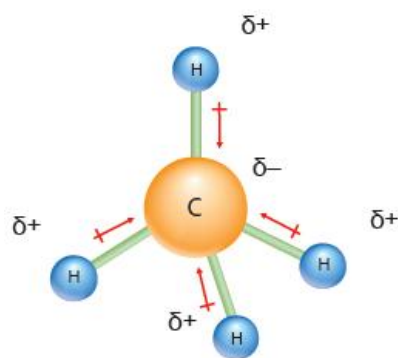
Στο παρακάτω σχήμα απεικονίζεται το μοριακό μοντέλο του CCl₂F₂.

α. Το μόριο του CCl₂F₂ είναι πολικό ή μη πολικό; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β. Με βάση τις διαμοριακές δυνάμεις να αιτιολογήσετε γιατί το CCl₂F₂ έχει υψηλότερο σημείο βρασμού (-29,8°C) από το CH₄ (-161,6°C).



Μοριακό μοντέλο του CCl₂F₂



Μοριακό μοντέλο του CH₄

Απάντηση

α. Η μη συμμετρία της τετραεδρικής δομής του CCl₂F₂ καθορίζει την πολικότητα του μορίου. Αναλυτικότερα οι διπολικές ροπές (μ) των δύο πολωμένων δεσμών C^{δ+} - Cl^{δ-} είναι ίσες κατά μέτρο και μικρότερες των δύο πολωμένων δεσμών C^{δ+} - F^{δ-}. Όταν οι τέσσερις διπολικές ροπές προστίθενται διανυσματικά έχουν συνισταμένη διάφορη του μηδενός.

Επομένως το μόριο του CCl₂F₂ είναι **πολικό**.

β. Το μόριο του CH₄ είναι **μη πολικό**, οπότε μεταξύ των μορίων του ασκούνται δυνάμεις London.

Το μόριο του CCl_2F_2 είναι πολικό και μεταξύ των μορίων του ασκούνται δυνάμεις διπόλου - δίπολου και δυνάμεις London.

Το CCl_2F_2 ($M_r \approx 121$) έχει σημαντικά μεγαλύτερη σχετική μοριακή μάζα από το CH_4 ($M_r \approx 16$), οι διαμοριακές δυνάμεις στο CCl_2F_2 είναι ισχυρότερες, οπότε έχει υψηλότερο σημείο βρασμού.

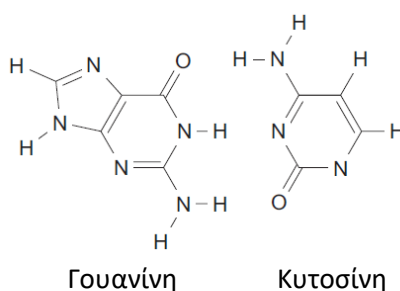
21. Το μόριο του DNA αποτελείται από δύο κλώνους, που σχηματίζουν διπλή έλικα, όπως φαίνεται στο διπλανό σχήμα. Οι δύο κλώνοι συγκρατούνται μεταξύ τους με δεσμούς υδρογόνου, που σχηματίζονται μεταξύ των αζωτούχων βάσεων τους. Το παρακάτω σχήμα παριστάνει ένα ζευγάρι από αυτές τις αζωτούχες βάσεις (γουανίνη και κυτοσίνη), που η μία βρίσκεται απέναντι από την άλλη.



i. Πόσοι δεσμοί υδρογόνου μπορούν να σχηματιστούν μεταξύ μιας γουανίνης και μιας κυτοσίνης;

α. 3 β. 2 γ. 1 δ. 0

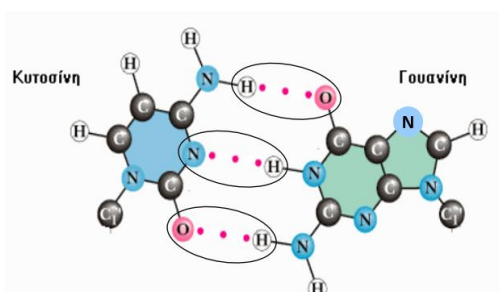
ii. Να σχεδιάσετε τους δεσμούς υδρογόνου στο παρακάτω σχήμα χρησιμοποιώντας μολύβι.



Απάντηση

i) Μεταξύ μιας κυτοσίνης και μιας γουανίνης σχηματίζονται 3 δεσμοί υδρογόνου (κόκκινες τελείες).

ii) Οι δεσμοί υδρογόνου φαίνονται στο παρακάτω σχήμα και αναπτύσσονται μεταξύ των ατόμων ($\text{H}^{\delta+}$) του ενός μορίου και των ισχυρά ηλεκτραρνητικών ατόμων (O, N) του άλλου μορίου δημιουργώντας τη δίκλωνη έλικα του DNA.



22. Να βρείτε τα είδη των διαμοριακών δυνάμεων που ασκούνται ανάμεσα στα ιόντα ή στα μόρια στις παρακάτω χημικές ουσίες. Με βάση τις διαφορές στα σημεία βρασμού των επόμενων χημικών ουσιών να συγκρίνετε συνολικά τις διαμοριακές δυνάμεις στις οποίες οφείλονται αυτές οι διαφορές.

Χημική ένωση	KCl	H ₂ O	C ₃ H ₈	CH ₄
Σημεία βρασμού (P = 1 atm)	1.420 °C	100 °C	-42 °C	-161,6 °C

Απάντηση

Το KCl είναι ιοντική ένωση, μεταξύ των ιόντων K⁺ και Cl⁻ ασκούνται ισχυρές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης. Το KCl είναι στερεό κρυσταλλικό και έχει υψηλότερο σημείο βρασμού από τις υπόλοιπες χημικές ουσίες.

Μεταξύ των μορίων H₂O αναπτύσσονται ισχυροί διαμοριακοί δεσμοί υδρογόνου. Ασκούνται επίσης δυνάμεις διπόλου – διπόλου (πολικά μόρια) και δυνάμεις διασποράς (London), οπότε το H₂O έχει υψηλότερο σημείο βρασμού από τις δύο άλλες ομοιοπολικές ενώσεις.

Οι δυνάμεις διασποράς συνήθως τείνουν να αυξάνουν με την αύξηση της σχετικής ατομικής ή μοριακής μάζας, η οποία συνδέεται με μεγαλύτερο αριθμό ηλεκτρονίων και συχνά με μεγαλύτερο μέγεθος ατόμων ή μορίων, με αποτέλεσμα η κατανομή των ηλεκτρονίων στο άτομο ή μόριο να διαταράσσεται ευκολότερα. Επομένως το σημείο βρασμού του C₃H₈ είναι μεγαλύτερο του CH₄.

Συνδυαστικές ασκήσεις

23. Στις παρακάτω φράσεις να επιλέξετε τη σωστή απάντηση:

α. Από τα παρακάτω άτομα, μπορεί να συμμετέχει σε δημιουργία ομοιοπολικού δεσμού το:

- i. ²⁰Ca ii. ¹³Al iii. ¹¹Na iv. ⁷N

β. Ο ηλεκτρονιακός τύπος για το στοιχείο ¹⁵X είναι:

- i. $\cdot\ddot{X}\cdot$ ii. $:\ddot{X}:$ iii. $\cdot\ddot{X}\cdot$ iv. $:\ddot{X}:$

Απάντηση

α. iv.

β. i.

24. Να χρησιμοποιήσετε τον Περιοδικό Πίνακα για να απαντήσετε στις δύο επόμενες φράσεις.

α. Να εξηγήσετε ποια από τις παρακάτω ενώσεις σχηματίζει μόρια:

- i. NaF ii. HCl iii. Ca(OH)₂ iv. Na₂O

β. Να εξηγήσετε ποια από τις παρακάτω ενώσεις είναι στερεή με πολύ υψηλό σημείο βρασμού.

- i. KCl ii. HF iii. CO₂ iv. H₂

Απάντηση

α. ii. Άτομα αμετάλλων στοιχείων όπως το H και το Cl συνδέονται με ομοιοπολικό δεσμό, σχηματίζοντας μόρια.

β. i. Με τη χρήση του Περιοδικού Πίνακα διαπιστώνουμε τον μεταλλικό χαρακτήρα του K και το ότι το Cl είναι αμέταλλο. Επομένως στο KCl τα ιόντα του K^+ και του Cl^- θα σχηματίσουν ιοντικό δεσμό. Οι ιοντικές ενώσεις είναι κρυσταλλικές, έχουν υψηλά σημεία τήξης καθώς και υψηλά σημεία βρασμού. Αυτό οφείλεται στις ισχυρές ηλεκτροστατικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των αντίθετα φορτισμένων ιόντων που σχηματίζουν τους ιοντικούς κρυστάλλους.

25. Για το στοιχείο Σ γνωρίζουμε ότι έχει ατομικό αριθμό 17.

α. Να γράψετε την κατανομή των ηλεκτρονίων του Σ σε στιβάδες.

β. Να περιγράψετε, κάνοντας και το αντίστοιχο σχήμα, το είδος του δεσμού (ιοντικός ή ομοιοπολικός) και τον χημικό τύπο της ένωσης που σχηματίζεται μεταξύ ατόμων του στοιχείου Σ και ατόμων του στοιχείου $_{11}Θ$.

γ. Να αντιστοιχίσετε τους όρους της στήλης Α με αυτούς της στήλης Β στον παρακάτω πίνακα.

Στήλη Α	Στήλη Β
Δεσμός μεταξύ $_{17}Σ$ και $_{1}H$ στο $HΣ$	Απλός ομοιοπολικός δεσμός
Δεσμός μεταξύ $_{7}X$ και $_{7}X$ στο X_2	Διπλός ομοιοπολικός δεσμός
Δεσμός μεταξύ $_{8}Ψ$ και $_{8}Ψ$ στο $Ψ_2$	Ιοντικός δεσμός
Δεσμός μεταξύ $_{17}Σ$ και $_{20}Ω$ στο $ΩΣ_2$	Τριπλός ομοιοπολικός δεσμός

Απάντηση

α. Η κατανομή των ηλεκτρονίων του Σ σε στιβάδες είναι: $_{17}Σ : K(2) L(8) M(7)$.

β. Το Θ έχει στην εξωτερική του στιβάδα ένα ηλεκτρόνιο $_{11}Θ : K(2) L(8) M(1)$ οπότε έχει την τάση να αποβάλλει το ηλεκτρόνιο για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου $_{11}Θ^+ : K(2) L(8)$.

Το Σ με 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα έχει τη τάση να προσλάβει ένα ηλεκτρόνιο για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου $Σ^- : K(2) L(8) M(8)$.

Οπότε εφόσον το κάθε στοιχείο Θ έχει την τάση να αποβάλλει ένα ηλεκτρόνιο και το Σ έχει την τάση να προσλάβει ένα ηλεκτρόνιο θα σχηματίσουν ιοντικό δεσμό.

Παρακάτω αναπαριστάνεται σχηματικά η μεταφορά ηλεκτρονίων από το άτομο του Θ στο άτομο του Σ σχηματίζοντας ιοντικό χημικό δεσμό.



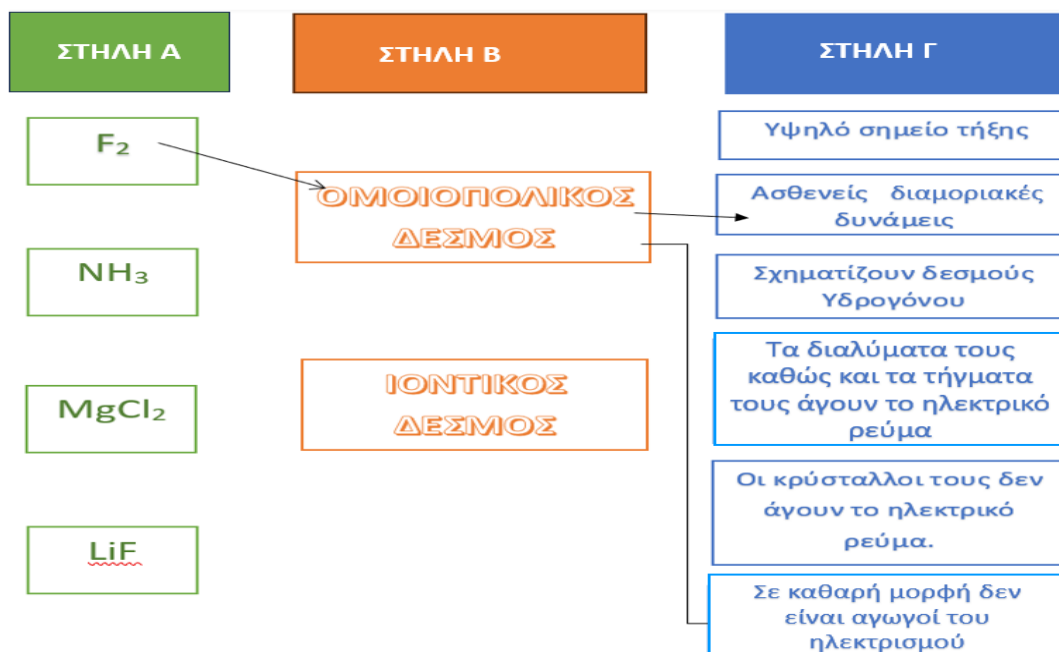
γ. Δεσμός μεταξύ $_{17}Σ$ και $_{1}H$ στο $HΣ$ - Απλός ομοιοπολικός δεσμός

Δεσμός μεταξύ $_{7}X$ και $_{7}X$ στο X_2 - Τριπλός ομοιοπολικός δεσμός

Δεσμός μεταξύ $_{8}Ψ$ και $_{8}Ψ$ στο $Ψ_2$ - Διπλός ομοιοπολικός δεσμός

Δεσμός μεταξύ $_{17}Σ$ και $_{20}Ω$ στο $ΩΣ_2$ - Ιοντικός δεσμός

28. Για κάθε ένωση της στήλης Α να αντιστοιχίσετε:
 α. το είδος του δεσμού που διαθέτει, από τη στήλη Β,
 β. δύο ιδιότητές της (στήλη Γ).



Απάντηση

F_2 — Ομοιοπολικός Δεσμός - Ασθενείς διαμοριακές δυνάμεις - Σε καθαρή μορφή δεν είναι αγωγοί του ηλεκτρισμού.

NH_3 — Ομοιοπολικός Δεσμός - Σχηματίζουν δεσμούς υδρογόνου - Σε καθαρή μορφή δεν είναι αγωγοί του ηλεκτρισμού.

$MgCl_2$ — Ιοντικός Δεσμός - Υψηλό σημείο τήξης - Τα διαλύματά τους καθώς και τα τήγματά τους άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα - Οι κρύσταλλοί τους δεν άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.

LiF — Ιοντικός Δεσμός - Υψηλό σημείο τήξης - Τα διαλύματά τους καθώς και τα τήγματά τους άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα - Οι κρύσταλλοί τους δεν άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.

29. Το σημείο βρασμού του αζώτου (N_2 , $M_r = 28$) είναι $-196^\circ C$, ενώ το σημείο βρασμού του υδρογόνου (H_2 , $M_r = 2$) είναι $-253^\circ C$. Να εξηγήσετε τη διαφορά στα σημεία βρασμού των δύο χημικών στοιχείων.

Απάντηση

Το άζωτο N_2 ($M_r=28$) και το υδρογόνο H_2 ($M_r=2$) είναι μη πολικά μόρια, οπότε μεταξύ των μορίων τους ασκούνται δυνάμεις διασποράς (London). Οι δυνάμεις διασποράς συνήθως τείνουν να αυξάνουν με την αύξηση της σχετικής ατομικής ή μοριακής μάζας, η οποία συνδέεται με μεγαλύτερο αριθμό ηλεκτρονίων και συχνά με μεγαλύτερο μέγεθος ατόμων ή μορίων, με αποτέλεσμα η κατανομή των ηλεκτρονίων στο άτομο ή μόριο να διαταράσσεται ευκολότερα και έτσι να πολώνονται ευκολότερα. Έτσι το σημείο βρασμού του N_2 είναι μεγαλύτερο από το σημείο βρασμού του H_2 .

30. Να αναφέρετε τις διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων NO.

Απάντηση

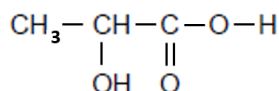
Τα μόρια NO είναι πολικά (μόνιμα δίπολα), συνεπώς μεταξύ των μορίων NO - NO ασκούνται δυνάμεις διπόλου - διπόλου. Επίσης αναπτύσσονται δυνάμεις διασποράς (London), ανεξάρτητα αν είναι πολικά, γιατί σε όλα τα μόρια μπορεί να δημιουργηθεί παροδική μετατόπιση των ηλεκτρονίων τους.

31. Να αναφέρετε τις διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων CH₃OH.

Απάντηση

Μεταξύ των μορίων CH₃OH αναπτύσσονται διαμοριακοί δεσμοί υδρογόνου. Ασκούνται επίσης δυνάμεις διπόλου – διπόλου (πολικά μόρια) και δυνάμεις διασποράς (London).

***32.** Το γαλακτικό οξύ παράγεται στα μυϊκά κύτταρα και στα ερυθρά αιμοσφαίρια όταν το σώμα μετατρέπει τους υδατάνθρακες σε γλυκόζη την ώρα της γυμναστικής υπό συγκεκριμένες συνθήκες. Το γαλακτικό οξύ έχει τον παρακάτω συντακτικό τύπο:



Μια ποσότητα γαλακτικού οξέος διαλύεται στο H₂O. Να βρείτε:

- α.** Ποιο/α από τα παραπάνω άτομα υδρογόνου (H) του γαλακτικού οξέος μπορούν να αναπτύξουν δεσμούς υδρογόνου με τα μόρια του H₂O;
- β.** Ποια άλλα άτομα του γαλακτικού οξέος, εκτός από τα άτομα του υδρογόνου, μπορούν να αναπτύξουν δεσμούς υδρογόνου με τα μόρια του H₂O;

Απάντηση

α. Γνωρίζουμε ότι οι δεσμοί υδρογόνου αναπτύσσονται όταν ένα άτομο υδρογόνου που είναι συνδεδεμένο με ένα ισχυρά ηλεκτραρνητικό άτομο, όπως το οξυγόνο, έλκεται από ένα άλλο ισχυρά ηλεκτραρνητικό άτομο με ένα ελεύθερο ζεύγος ηλεκτρονίων.

Τα άτομα H στο μόριο του γαλακτικού οξέος **CH₃-CH(OH)-COOH**, είναι συνδεδεμένα με τρεις διαφορετικούς τρόπους:

1) Υδρογόνο συνδεδεμένο με το οξυγόνο της ομάδας υδροξυλίου (-OH):

Το άτομο υδρογόνου της ομάδας -OH (υδροξυλίου) μπορεί να σχηματίσει δεσμό υδρογόνου με το άτομο οξυγόνου (O) ενός μορίου νερού. Αυτό συμβαίνει επειδή το οξυγόνο είναι αρκετά ηλεκτραρνητικό, με αποτέλεσμα το δεσμευμένο υδρογόνο να αποκτά μερικώς θετικό φορτίο, καθιστώντας το ικανό να σχηματίσει δεσμό υδρογόνου.

2) Υδρογόνο συνδεδεμένο με το οξυγόνο της ομάδας καρβοξυλίου (-COOH):

Το υδρογόνο της καρβοξυλικής ομάδας (-COOH) μπορεί επίσης να σχηματίσει δεσμό υδρογόνου με ένα μόριο νερού, καθώς η καρβοξυλική ομάδα περιέχει ένα άτομο οξυγόνου που συνδέεται με υδρογόνο, το οποίο είναι και αυτό μερικώς θετικά φορτισμένο.

3) Υδρογόνα της μεθυλικής ομάδας (-CH₃):

Τα υδρογόνα της μεθυλικής ομάδας (-CH₃) δεν σχηματίζουν δεσμούς υδρογόνου με το νερό, επειδή είναι συνδεδεμένα με έναν άνθρακα, και το άτομο άνθρακα δεν έχει επαρκώς υψηλή ηλεκτραρνητικότητα για να δημιουργήσει σημαντική μερική θετική φόρτιση στο υδρογόνο.

Επομένως τα υδρογόνα του γαλακτικού οξέος που μπορούν να αναπτύξουν δεσμούς υδρογόνου με τα μόρια του νερού είναι τα εξής:

Το υδρογόνο της ομάδας υδροξυλίου (-OH) και το υδρογόνο της ομάδας καρβοξυλίου (-COOH). Τα υδρογόνα της μεθυλικής ομάδας (-CH₃) δεν μπορούν να αναπτύξουν δεσμούς υδρογόνου με τα μόρια του νερού.

β. Άλλα άτομα του γαλακτικού οξέος, εκτός από τα άτομα του υδρογόνου, που μπορούν να αναπτύξουν δεσμούς υδρογόνου με το νερό είναι τα άτομα οξυγόνου. Συγκεκριμένα:

1. Το οξυγόνο της υδροξυλικής ομάδας (OH).
2. Τα δύο οξυγόνα της καρβοξυλικής ομάδας (COOH).

Αυτά τα άτομα οξυγόνου διαθέτουν ελεύθερα ζεύγη ηλεκτρονίων και μπορούν να αναπτύξουν δεσμούς υδρογόνου με τα άτομα υδρογόνου των μορίων νερού (H₂O).

***33.** Το διπλανό διάγραμμα μας δείχνει τα κανονικά σημεία βρασμού των υδριδίων της 16ης ομάδας του Περιοδικού Πίνακα (H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te).

α. Να εξηγήσετε γιατί τα κανονικά σημεία βρασμού αυξάνονται από το H₂S, στο H₂Se και στο H₂Te.

Δίνεται ότι:

i. Οι διπολικές ροπές αυτών των μορίων έχουν μικρές τιμές, κι έτσι οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου είναι πολύ ασθενείς και δεν επηρεάζουν τα σημεία βρασμού.

ii. Οι σχετικές ατομικές μάζες (A_r) των στοιχείων είναι: H=1, O=16, S=32, Se=79, Te=127,6.

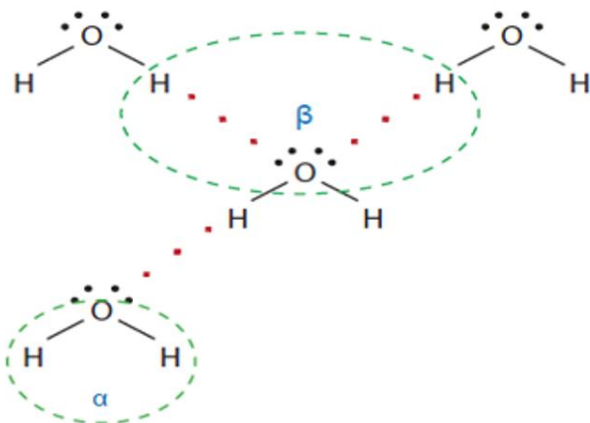
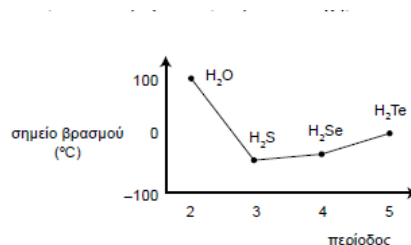
β. Το κανονικό σημείο βρασμού του H₂O, παρατηρούμε ότι είναι πολύ μεγαλύτερο, από το σημείο βρασμού των υπόλοιπων υδριδίων της 16ης ομάδας του Περιοδικού Πίνακα. Να εξηγήσετε γιατί συμβαίνει αυτό.

γ. Η παρακάτω εικόνα αναπαριστά μερικά μόρια H₂O σε υγρό νερό.

Να εξηγήσετε:

i. Τι είδος δεσμών απεικονίζονται στην περιοχή (α) και τι είδος δεσμών απεικονίζονται στην περιοχή (β);

ii. Ποιος από αυτούς τους δεσμούς, είναι ισχυρότερος;



Απάντηση

α. Όπως φαίνεται από το διάγραμμα, τα κανονικά σημεία βρασμού των ενώσεων H_2S , H_2Se και H_2Te αυξάνονται καθώς προχωράμε από το θείο (S) στο σελήνιο (Se) και στο τελλούριο (Te). Αυτή η αύξηση του σημείου βρασμού μπορεί να εξηγηθεί με βάση τις δυνάμεις Van der Waals, συγκεκριμένα με τις δυνάμεις διασποράς (London). Αναλυτικότερα:

Οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου αυτών των μορίων θεωρούνται πολύ ασθενείς, αφού οι τιμές των διπολικών ροπών τους είναι πολύ μικρές (**0.97 D** για το H_2S , **0.79 D** για το H_2Se , και **0.51 D** για το H_2Te).

Ισχυρότερες δυνάμεις μεταξύ αυτών των μορίων είναι οι δυνάμεις διασποράς που συνήθως τείνουν να αυξάνουν με την αύξηση της σχετικής μοριακής μάζας, η οποία συνδέεται με μεγαλύτερο αριθμό ηλεκτρονίων και συχνά με μεγαλύτερο μέγεθος μορίων. Έτσι τα κανονικά σημεία βρασμού αυξάνονται από το H_2S , στο H_2Se και στο H_2Te λόγω της αύξησης της μοριακής μάζας που οδηγεί σε μεγαλύτερη πολωσιμότητα των μορίων (καθώς τα ηλεκτρόνια στα βαρύτερα άτομα κατανομούνται σε μεγαλύτερο χώρο και είναι λιγότερο συγκρατημένα από τους πυρήνες), ενισχύοντας τις δυνάμεις διασποράς (London).

Όσο ισχυρότερες είναι οι δυνάμεις διασποράς, τόσο δυσκολότερη καθιστούν τη διάσπαση των δεσμών μεταξύ των μορίων, με αποτέλεσμα να απαιτείται υψηλότερη θερμοκρασία για το βρασμό τους.

β. Το κανονικό σημείο βρασμού του νερού (H_2O) είναι πολύ υψηλότερο από το σημείο βρασμού των άλλων υδριδίων της 16ης ομάδας (H_2S , H_2Se , H_2Te) λόγω των ισχυρών διαμοριακών δυνάμεων των δεσμών υδρογόνου που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων του νερού.

Στα άλλα υδρίδια (H_2S , H_2Se , H_2Te), οι ασθενέστερες διαφορές ηλεκτροαρνητικότητας στα μόρια αυτά δεν επιτρέπουν τον σχηματισμό ισχυρών δεσμών υδρογόνου. Οι σημαντικότερες διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται σε αυτά, είναι οι δυνάμεις διασποράς (London), οι οποίες είναι πολύ ασθενέστερες από τους δεσμούς υδρογόνου.

Έτσι οι ισχυροί δεσμοί υδρογόνου μεταξύ των μορίων του νερού, απαιτούν πολύ περισσότερη ενέργεια για να διασπαστούν, κάτι που οδηγεί σε υψηλότερο σημείο βρασμού σε σύγκριση με τα άλλα υδρίδια της 16ης ομάδας.

γ. i. Στην περιοχή (α) το είδος δεσμού που απεικονίζεται είναι ενδομοριακοί, απλοί, πολωμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί μεταξύ ηλεκτρααρνητικών ατόμων O και ηλεκτροθετικών ατόμων H. Συμβολίζονται με παύλες (-).

Στην περιοχή (β) το είδος δεσμών που απεικονίζονται με τρεις τελείες (...) είναι δεσμοί υδρογόνου μεταξύ μορίων νερού. Ο δεσμός υδρογόνου αναπτύσσεται μεταξύ του ατόμου ($\text{H}^{\delta+}$) του ενός μορίου (το οποίο είναι ενωμένο με πολωμένο ομοιοπολικό δεσμό με ένα άτομο O που έχει μικρή ατομική ακτίνα και ισχυρή ηλεκτραρνητικότητα) και του ισχυρά ηλεκτραρνητικού ατόμου O του άλλου μορίου, το οποίο διαθέτει δύο μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων.

ii. Γενικά ο δεσμός υδρογόνου είναι ασθενέστερος από τον ομοιοπολικό και τον ιοντικό δεσμό. Οι ενδομοριακές δυνάμεις είναι συνήθως πολύ ισχυρότερες από τις διαμοριακές δυνάμεις.

Πληροφοριακά στοιχεία μαθησιακού αντικειμένου

ΤΙΤΛΟΣ	Χημεία Α΄ Γενικού Λυκείου – Θεματική ενότητα 3: Ενδεικτικές απαντήσεις Ερωτήσεων & λύσεις Ασκήσεων και Προβλημάτων
ΣΥΓΓΡΑΦΕΙΣ	Κωνσταντίνος Αποστολόπουλος , Σύμβουλος Εκπαίδευσης ΠΕ04, Δρ Χημικός, Φαρμακοποιός, MEd, MAdEd Μαρία Βλάσση , Σύμβουλος Εκπαίδευσης ΠΕ04, Δρ Χημικός, MEd Ιωάννης Γράψας , Σύμβουλος Εκπαίδευσης ΠΕ04, Δρ Χημικός Ανδρέας Δαζέας , Εκπαιδευτικός Δευτεροβάθμιας Εκπαίδευσης, Χημικός, MSc, Υπ. Δρ. Σχολή Εφαρμοσμένων Μαθηματικών και Φυσικών Επιστημών, Ε.Μ.Π. Κωνσταντίνα Δαλακώστα , Εκπαιδευτικός Δευτεροβάθμιας Εκπαίδευσης, Δρ Χημικός, MEd Ηλίας Ζαφειριάδης , Εκπαιδευτικός Δευτεροβάθμιας Εκπαίδευσης, Δρ Χημικός, MSc Γεώργιος Κορακάκης , Επίκουρος Καθηγητής Τμήματος Γραφιστικής και Οπτικής Επικοινωνίας, Σχολή Εφαρμοσμένων Τεχνών και Πολιτισμού ΠΑΔΑ, Δρ Χημικός, Τεχνολόγος Γραφικών Τεχνών, MEd Ιωάννης Κουτρομάνος , Εκπαιδευτικός Δευτεροβάθμιας Εκπαίδευσης, Χημικός Νεκτάριος Μήλιος , Εκπαιδευτικός Δευτεροβάθμιας Εκπαίδευσης, Δρ Χημικός, MEd, MSc Χρήστος Παπαδόπουλος , Σύμβουλος Εκπαίδευσης ΠΕ04, Δρ Χημικός, Φυσικός, MSc Ευαγγελία Παυλάτου , Καθηγήτρια Εθνικού Μετσόβιου Πολυτεχνείου, Σχολή Χημικών Μηχανικών, Τομέας Χημικών Επιστημών (Συντονίστρια Ομάδας Συγγραφής)

Έκδοση: 1.0

Ημερομηνία: 15-5-2025

Το παρόν αναπτύχθηκε στο πλαίσιο της Πράξης «Συγγραφή, Αξιολόγηση και Ένταξη διδακτικών βιβλίων στο Μητρώο Διδακτικών Βιβλίων και στην Ψηφιακή Βιβλιοθήκη Διδακτικών Βιβλίων» με κωδικό ΟΠΣ (ΜΙΣ) 6010165, του Προγράμματος «Ανθρώπινο Δυναμικό και Κοινωνική Συνοχή 2021-2027» που υλοποιείται από το Ινστιτούτο Εκπαιδευτικής Πολιτικής και συγχρηματοδοτείται από το Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο.



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ
Υπουργείο Παιδείας, Θρησκευμάτων
και Αθλητισμού

ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ
ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΗΣ
ΠΟΛΙΤΙΚΗΣ



Με τη συγχρηματοδότηση
της Ευρωπαϊκής Ένωσης

ΕΣΠΑ
2021-2027

Πρόγραμμα
Ανθρώπινο Δυναμικό και
Κοινωνική Συνοχή