

Ομοιοπολικός δεσμός.

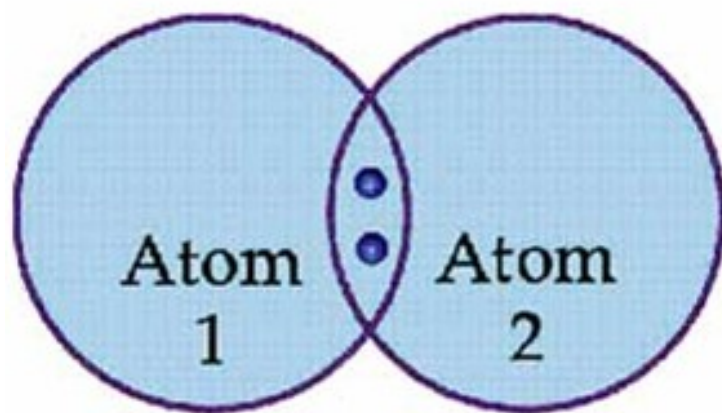
Ομοιοπολικός, είναι ο χημικός δεσμός που δημιουργείται με αμοιβαία συνεισφορά ενός ή περισσοτέρων ηλεκτρονίων, με αποτέλεσμα τα άτομα που συνδέονται να κατέχουν από κοινού ένα, δύο ή τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων.

Χαρακτηριστικά ομοιοπολικού δεσμού.

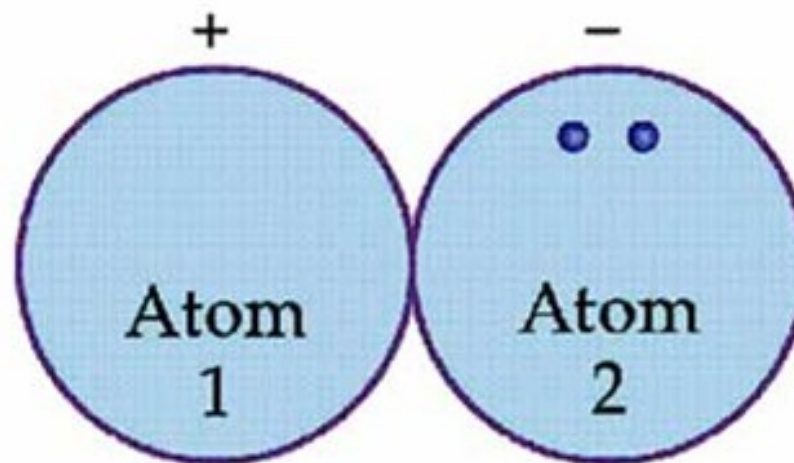
1. Είναι δεσμός που σχηματίζεται ανάμεσα σε δύο όμοια ή διαφορετικά αμέταλλα.
2. Οι δυνάμεις που συγκρατούν τα άτομα είναι ηλεκτρομαγνητικής φύσης.
3. Τα άτομα συνεισφέρουν αμοιβαία τα μονήρη ηλεκτρόνια της εξωτερικής στοιβάδας.
4. Ο ομοιοπολικός δεσμός οδηγεί στο σχηματισμό μορίων. Ένας ομοιοπολικός δεσμός χαρακτηρίζεται ως απλός, διπλός ή τριπλός, όταν μεταξύ των ατόμων υπάρχουν ένα, δύο ή τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αντίστοιχα.

Παρατήρηση:

Όταν το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων προσφέρεται από το ένα άτομο, ο δεσμός χαρακτηρίζεται ως δοτικός ομοιοπολικός ή ημιπολικός.



***Ομοιοπολικός
δεσμός***

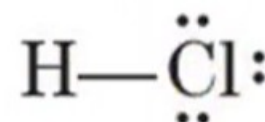
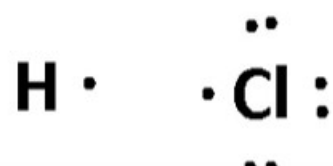


Ιοντικός δεσμός

Ηλεκτρονιακές δομές κατά Lewis

Ομοιοπολικοί δεσμοί

HCl

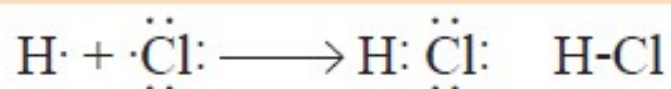


Συντακτικός τύπος.

Ο συντακτικός τύπος μας δείχνει από ποια και πόσα άτομα αποτελείται το μόριο της ένωσης και τον τρόπο που συνδέονται μεταξύ τους.

Στους συντακτικούς τύπους ο απλός δεσμός συμβολίζεται με μια παύλα (–) ο διπλός με δύο (=) και ο τριπλός με τρεις ($\equiv$).

π.χ. Μόριο υδρογόνου:	Μοριακός Τύπος:	H_2
	Ηλεκτρονιακός Τύπος:	$H : H$
	Συντακτικός Τύπος:	$H - H$

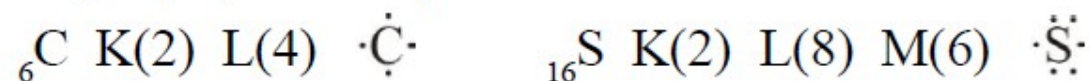


Οι παραπάνω παραστάσεις, που δείχνουν την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους στο μόριο, καθώς και το σχηματισμό των ομοιοπολικών δεσμών, ονομάζονται *ηλεκτρονιακοί τύποι*. Με βάση τον ηλεκτρονιακό τύπο παρατηρούμε ότι στο μόριο του HCl έχουμε τρία μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων (ηλεκτρόνια που δε συμμετέχουν στο σχηματισμό δεσμών) και ένα δεσμικό, τον ομοιοπολικό δεσμό. Ο ομοιοπολικός αυτός δεσμός μπορεί να παρασταθεί και με μία παύλα.

Δίνονται τα άτομα ${}_6\text{C}$ και ${}_{16}\text{S}$. Πόσους και τι είδους ομοιοπολικούς δεσμούς μπορεί να σχηματίσει κάθε άτομο.

Λύση:

Η ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων είναι:



Το άτομο του C έχει 4 μονηρή ηλεκτρόνια άρα μπορεί να σχηματίσει:

- α. 4 απλούς ομοιοπολικούς δεσμούς: $\begin{array}{c} | \\ -\text{C}- \\ | \end{array}$
- β. 1 διπλό και 2 απλούς ομοιοπολικούς δεσμούς: $\begin{array}{c} | \\ -\text{C}= \end{array}$
- γ. 2 διπλούς ομοιοπολικούς δεσμούς: $=\text{C}=$
- δ. 1 τριπλό και 1 απλό ομοιοπολικούς δεσμούς: $-\text{C}\equiv$

Το άτομο του S έχει 2 μονήρη ηλεκτρόνια άρα μπορεί να σχηματίσει:

- α. 2 απλούς ομοιοπολικούς δεσμούς: $-\text{S}-$
- β. 1 διπλό ομοιοπολικό δεσμό: $\text{S}=$

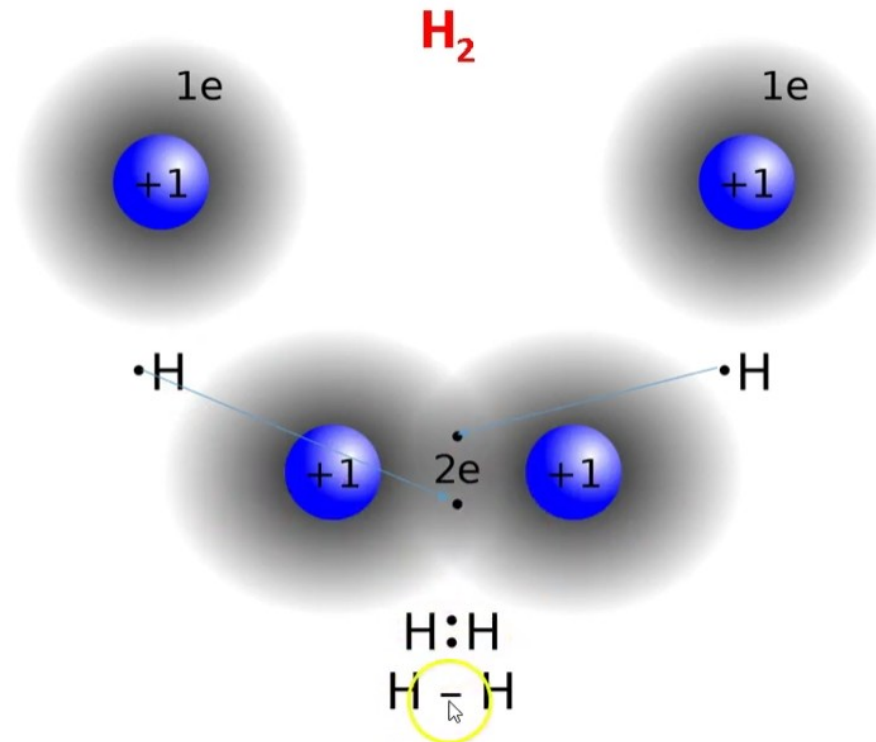
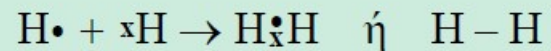
Παράδειγμα 1.

Περιγραφή χημικού δεσμού στο μόριο του υδρογόνου H_2 :

Απάντηση:

Το άτομο του υδρογόνου έχει ηλεκτρονιακή δομή: $H: K(1) \quad \dot{H}$

Ο ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά ενός ηλεκτρονίου από το κάθε άτομο του υδρογόνου και δημιουργείται ένα κοινό και για τα δύο άτομα ζεύγος ηλεκτρονίων, με το οποίο συμπληρώνεται η στιβάδα K και των δύο ατόμων υδρογόνου με 2 ηλεκτρόνια.

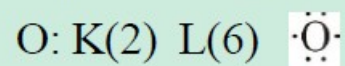


Παράδειγμα 2.

Περιγραφή χημικού δεσμού στο μόριο του οξυγόνου O_2 :

Απάντηση:

Η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου του οξυγόνου είναι:

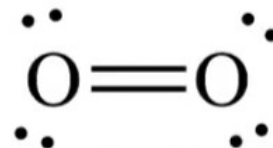
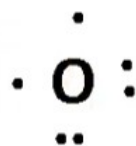
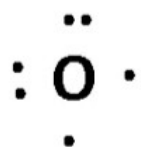


Ο ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά δύο ηλεκτρονίων από κάθε άτομο του οξυγόνου, με αποτέλεσμα να σχηματίζονται δύο κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων και έτσι να συμπληρώνεται η εξωτερική στιβάδα κάθε ατόμου οξυγόνου με οκτώ ηλεκτρόνια.

Στο μόριο του οξυγόνου έχουμε διπλό ομοιοπολικό δεσμό.



O_2



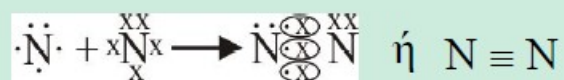
Παράδειγμα 3.

Περιγραφή χημικού δεσμού στο μόριο του αζώτου N_2 :

Απάντηση:

Το άτομο του αζώτου έχει ηλεκτρονιακή δομή: $N: K(2) L(5) \cdot\ddot{N}\cdot$

Ο ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά τριών ηλεκτρονίων από κάθε άτομο του αζώτου, με αποτέλεσμα να σχηματίζονται τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων και έτσι να συμπληρώνεται η εξωτερική στιβάδα κάθε ατόμου αζώτου με οκτώ ηλεκτρόνια. Στο μόριο του αζώτου έχουμε τριπλό ομοιοπολικό δεσμό.

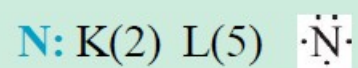


Παράδειγμα 4.

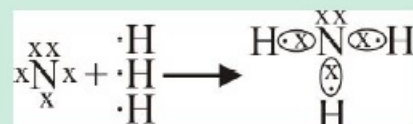
Περιγραφή χημικού δεσμού στο μόριο της αμμωνίας NH_3 :

Απάντηση:

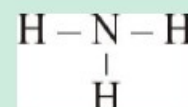
Οι ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων του αζώτου και του υδρογόνου είναι:

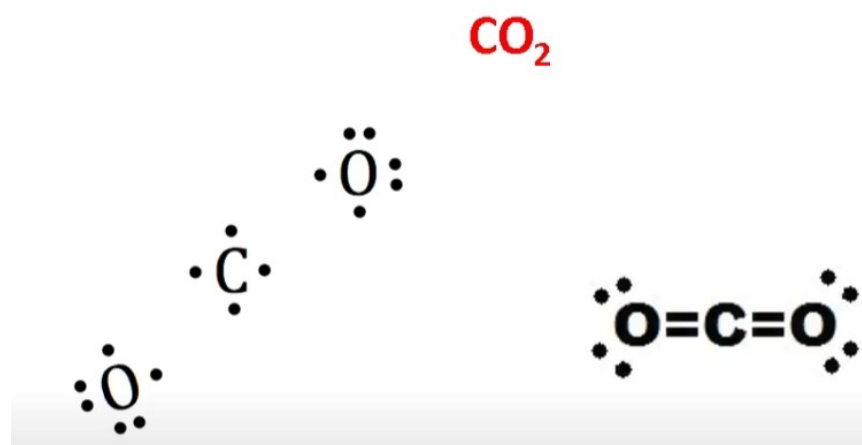
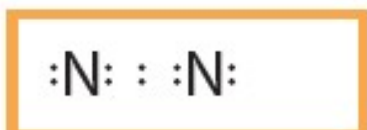
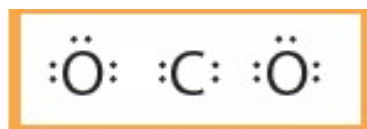


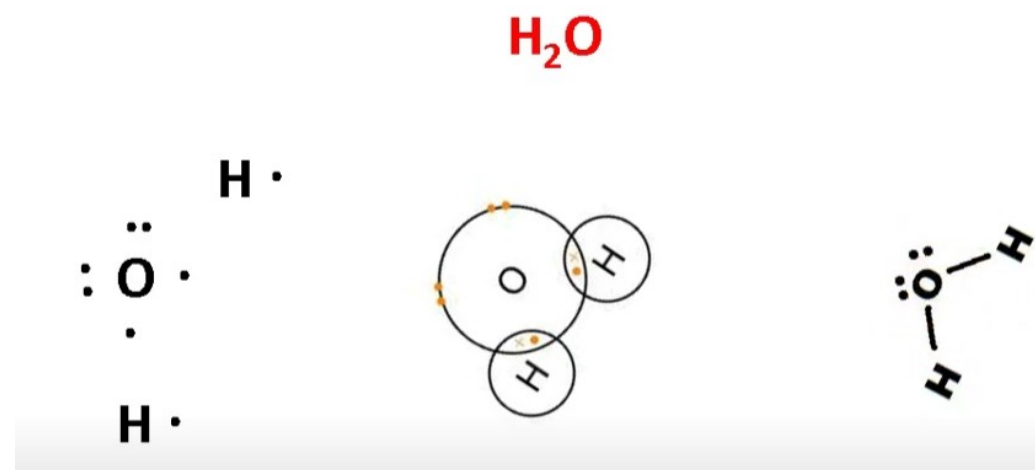
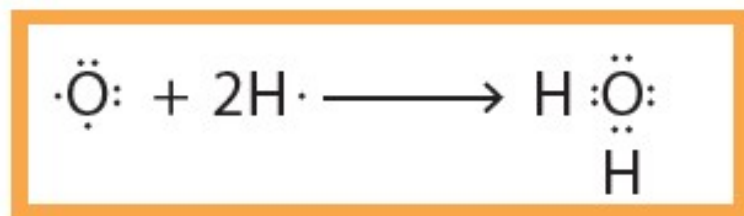
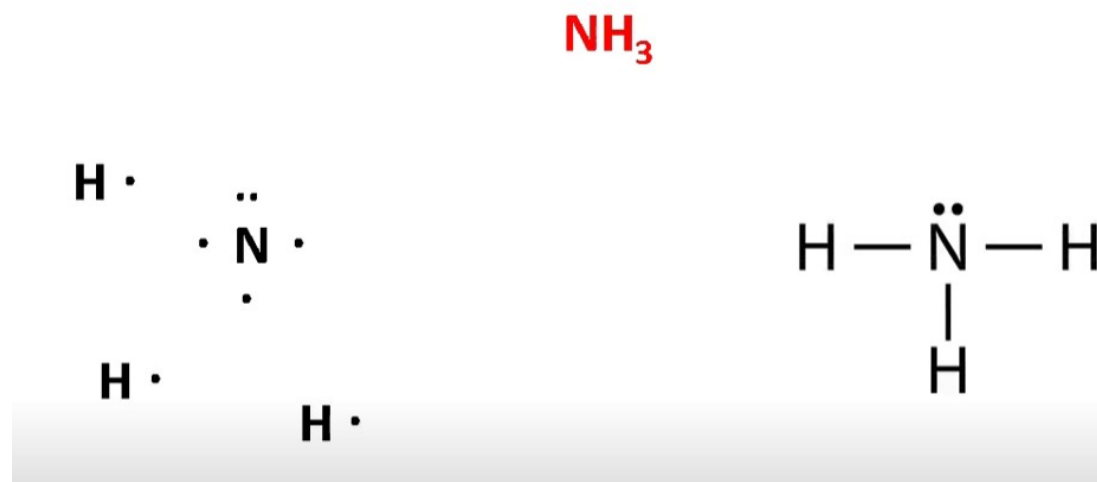
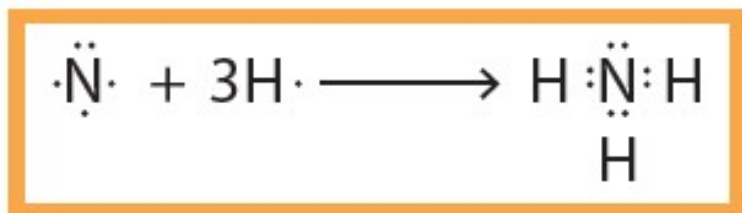
Στην αμμωνία έχουμε τρεις απλούς ομοιοπολικούς δεσμούς που σχηματίζονται με αμοιβαία συνεισφορά τριών ηλεκτρονίων από το άτομο του αζώτου και ενός ηλεκτρονίου από κάθε άτομο υδρογόνου.

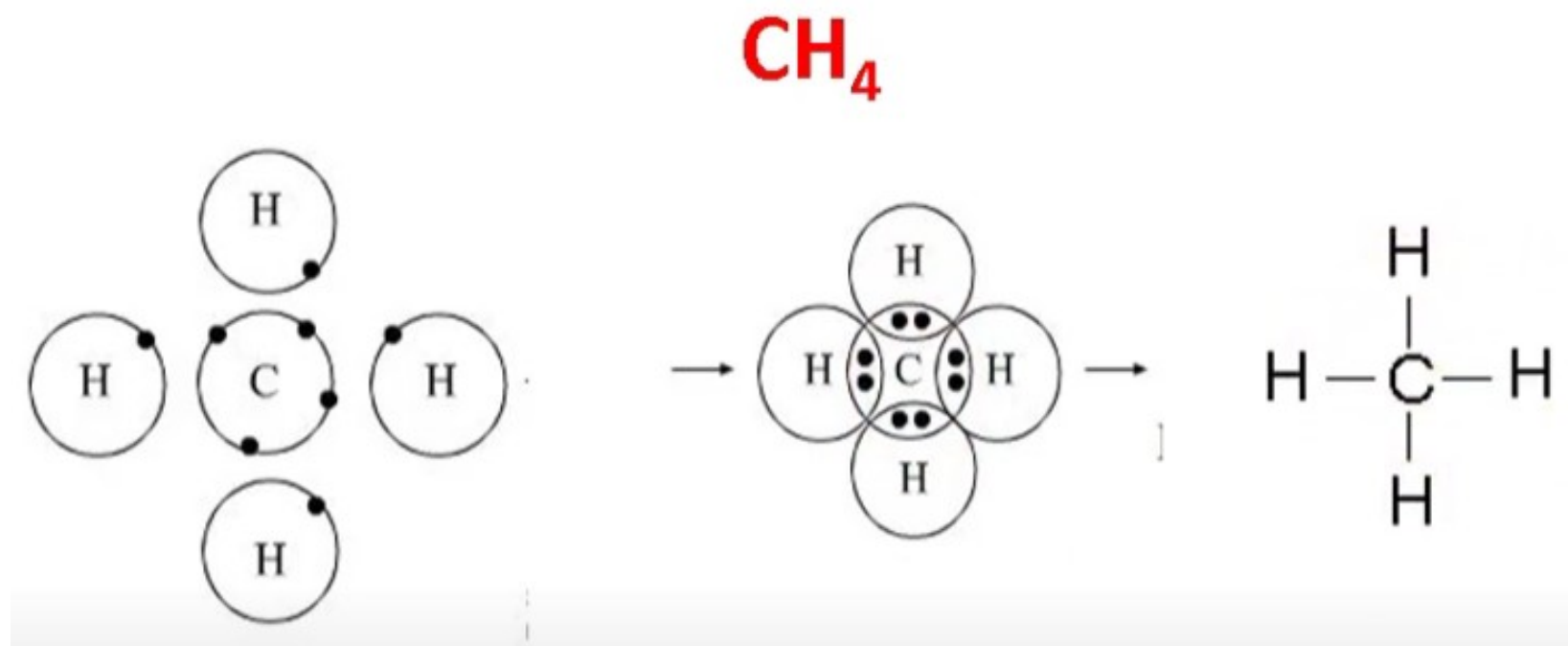
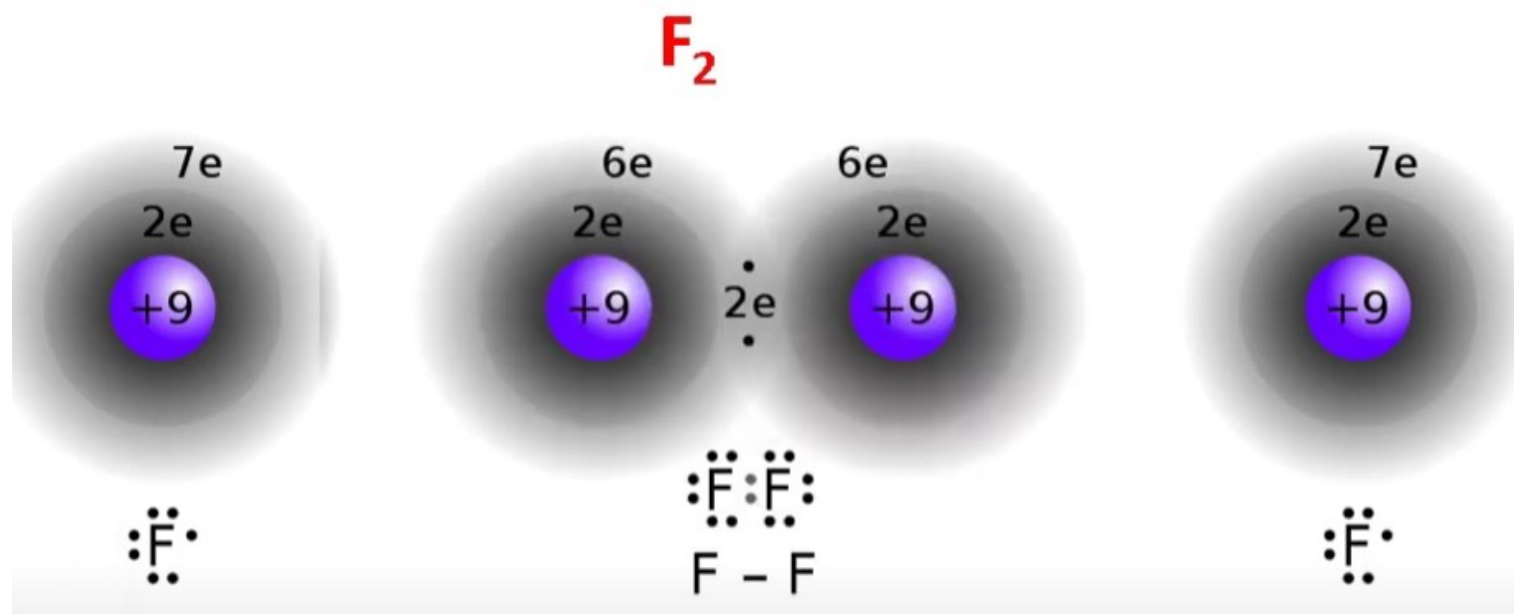


ή

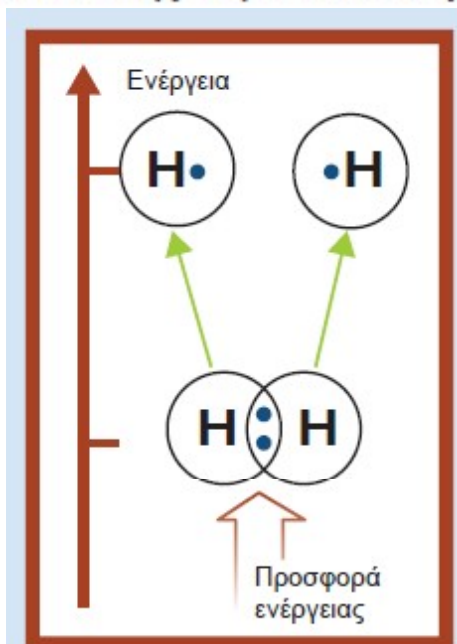








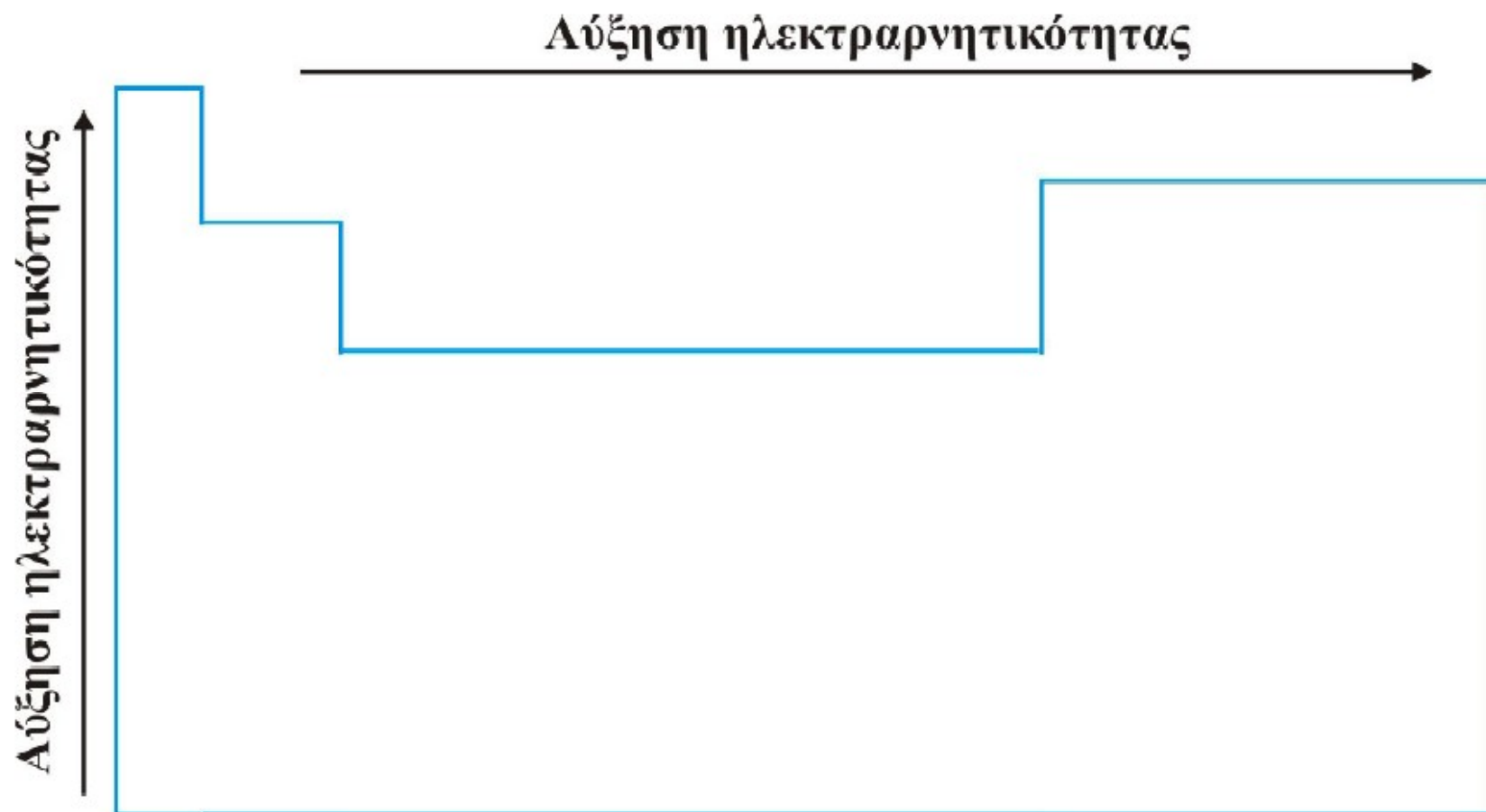
Μη ξεχνάμε ότι, όπως στην περίπτωση ιοντικών ενώσεων, ομοιοπολικοί δεσμοί σχηματίζονται μόνο όταν το σύστημα οδηγείται σε χαμηλότερη ενεργειακή στάθμη, οπότε έχουμε σταθερότερη δομή.



Ο σχηματισμός ομοιοπολικού δεσμού οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια, όπως φαίνεται σχηματικά στην περίπτωση του σχηματισμού του μορίου του υδρογόνου. Αντίθετα, για να διασπαστεί ένας δεσμός απαιτείται ενέργεια (ενέργεια δεσμού). Όσο μεγαλύτερη είναι η ενέργεια αυτή, τόσο πιο ισχυρός είναι ο δεσμός.

Ηλεκτραρνητικότητα.

Ηλεκτραρνητικότητα είναι η τάση του ατόμου στοιχείου να έλκει ηλεκτρόνια, όταν συμμετέχει στο σχηματισμό χημικών δεσμών.



β) Εξηγήστε γιατί το ${}_9\text{F}$ μπορεί να προσλάβει ηλεκτρόνια ευκολότερα από το ${}_{17}\text{Cl}$.

Τα πιο ηλεκτραρνητικά στοιχεία είναι τα F, O, N.

Μη πολικός ομοιοπολικός δεσμός.

Όταν τα άτομα που σχηματίζουν τον ομοιοπολικό δεσμό ανήκουν στο ίδιο στοιχείο, έχουν ίδια ηλεκτραρνητικότητα, με αποτέλεσμα να έλκουν εξίσου το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων, οπότε έχουμε ομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων, και ο δεσμός είναι μη πολικός.

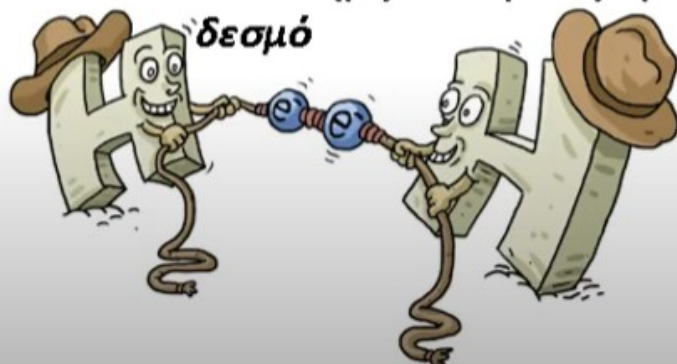
π.χ. Μόριο H_2 : $H-H$ Μόριο O_2 : $O=O$ Μόριο N_2 : $N \equiv N$

Πολικός ομοιοπολικός δεσμός.

Όταν τα άτομα που σχηματίζουν τον ομοιοπολικό δεσμό είναι διαφορετικής ηλεκτραρνητικότητας, το κοινό ζευγάρι των ηλεκτρονίων μετατοπίζεται προς το μέρος του ηλεκτραρνητικότερου ατόμου, με αποτέλεσμα να σχηματίζεται πολικός δεσμός.

Η κατανομή του φορτίου σημειώνεται με τα σύμβολα δ^+ (κλάσμα θετικού φορτίου) και δ^- (κλάσμα αρνητικού φορτίου).

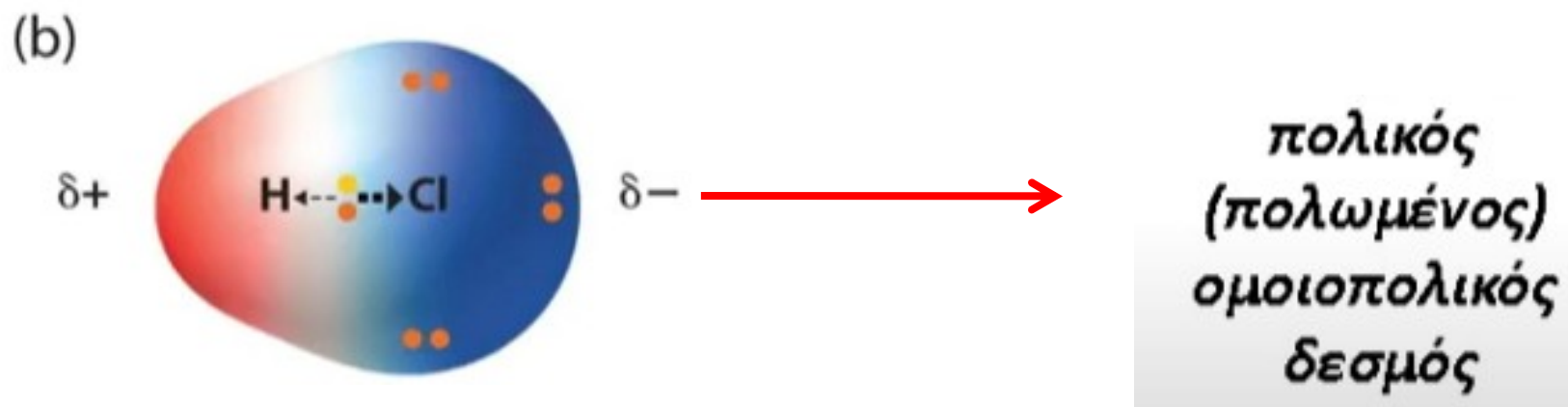
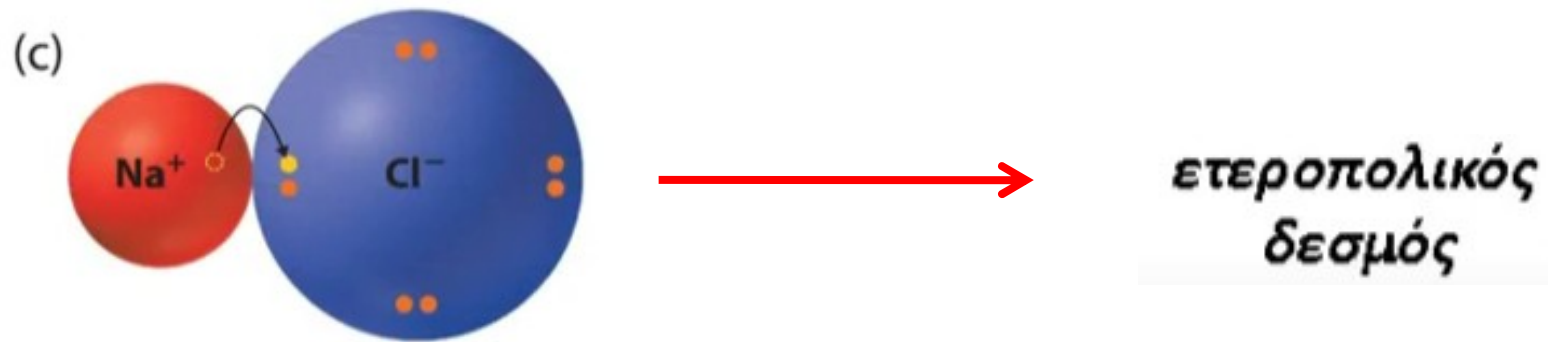
Αν τα άτομα που σχηματίζουν τον ομοιοπολικό δεσμό είναι **όμοια μεταξύ τους**, όπως π.χ. στο μόριο του H_2 , τότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού έλκεται εξ ίσου από τους πυρήνες των δύο ατόμων, οπότε έχουμε **ομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους** των ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο ατόμων. Στην περίπτωση αυτή έχουμε ένα **μη πολικό (μη πολωμένο) ομοιοπολικό δεσμό**.



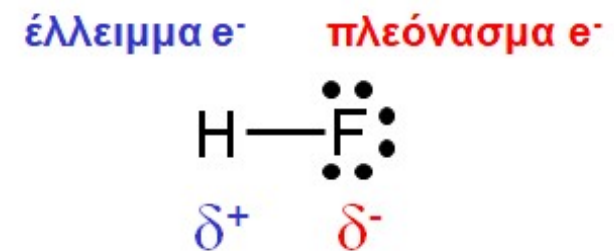
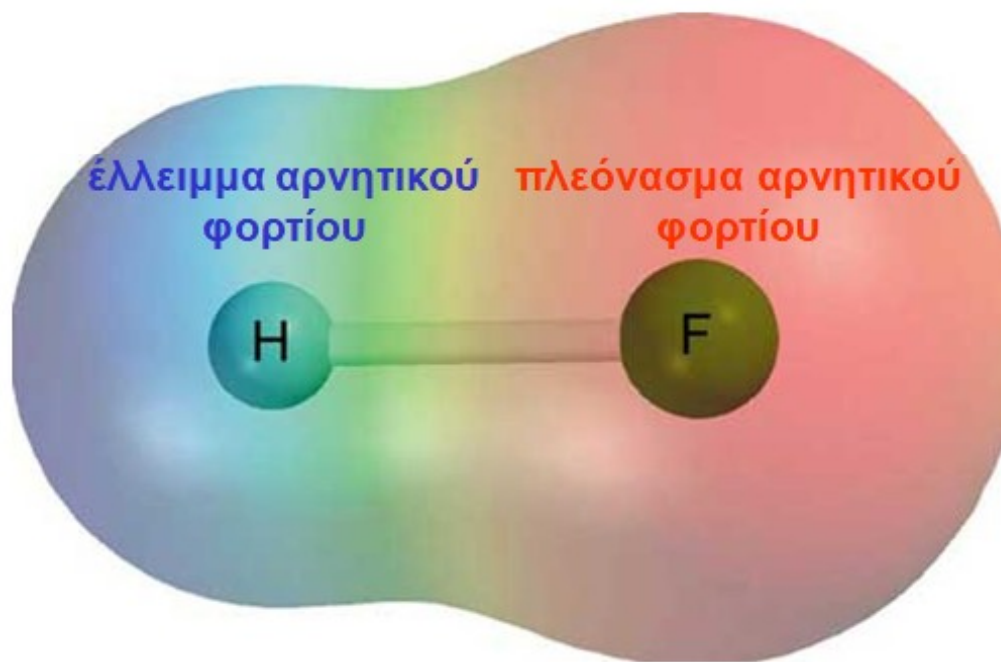
Δε συμβαίνει όμως το ίδιο, όταν τα **άτομα** του μορίου είναι **διαφορετικά**, π.χ. στο μόριο του HCl . Στην περίπτωση αυτή το κοινό ζεύγος των ηλεκτρονίων **έλκεται περισσότερο από το ηλεκτραρνητικότερο** άτομο, π.χ. Cl . Έτσι, έχουμε ανομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους των ηλεκτρονίων, με μεγαλύτερο ποσοστό προς την πλευρά του ηλεκτραρνητικότερου (π.χ. Cl).

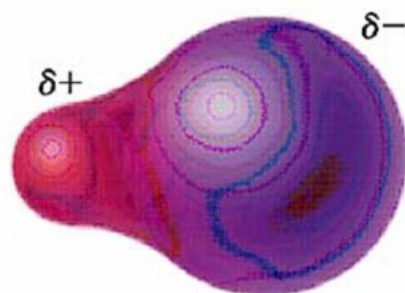
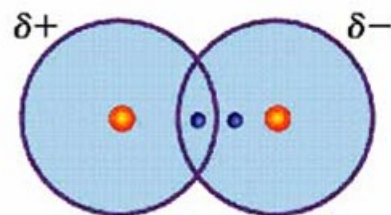
Στην περίπτωση αυτή ο δεσμός ονομάζεται **πολικός (πολωμένος) ομοιοπολικός δεσμός**.





Πολικός ομοιοπολικός δεσμός ή πολικός δεσμός είναι ο δεσμός ανάμεσα σε δύο διαφορετικά άτομα που εμφανίζουν διαφορά στην τιμή της ηλεκτραρνητικότητας

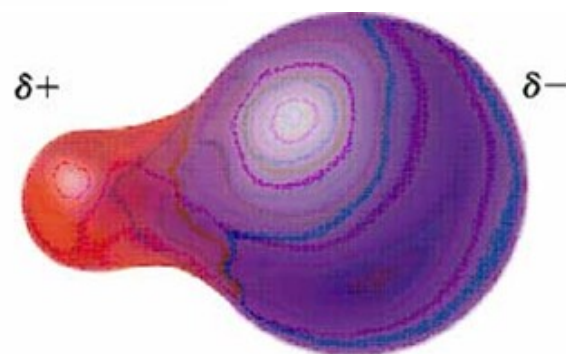




Πολικός ομοιοπολικός



ομοιοπολικός



πολικός ομοιοπολικός

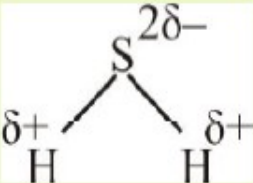
θετικό φορτίο



αρνητικό φορτίο

Παραδείγματα:

Μόριο υδροχλωρίου HCl: $\overset{\delta+}{\text{H}} - \overset{\delta-}{\text{Cl}}$

Μόριο υδροθείου H₂S: 

Χαρακτηριστικά ομοιοπολικών ενώσεων.

Ομοιοπολικές ενώσεις είναι τα οξέα, τα οξείδια των αμετάλλων και οι οργανικές ενώσεις π.χ. HCN, HCl, SO₂, CH₄.

1. Οι ομοιοπολικές ενώσεις αποτελούνται από μόρια μεταξύ των οποίων ασκούνται ασθενείς ελκτικές δυνάμεις.
2. Σε καθαρή κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, τα υδατικά διαλύματα ορισμένων ομοιοπολικών ενώσεων εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα.

[Ηλεκτρική Αγωγιμότητα](#)

[Αγωγιμότητα διαλυμάτων | ΦΩΤΟΔΕΝΤΡΟ](#)

3. Είναι συνήθως αδιάλυτες στο νερό εκτός αν αντιδρούν με αυτό.

Χαρακτηριστικά ομοιοπολικών ή μοριακών ενώσεων

1. Οι μοριακές ενώσεις διαφέρουν εντυπωσιακά από τις ιοντικές, είναι δηλαδή διακριτά συμπλέγματα ατόμων (μόρια) και όχι εκτενή συσσωματώματα (κρύσταλλοι). Επιπλέον, οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων είναι ασθενείς σε σχέση με αυτές μεταξύ των ιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα. Γι' αυτό οι μοριακές ενώσεις σχηματίζουν μαλακά στερεά με χαμηλά σημεία τήξεως, ή υγρά με χαμηλά σημεία βρασμού, ή αέρια σώματα. Υπάρχουν βέβαια περιπτώσεις στις οποίες τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους και σχηματίζουν μεγαλομόρια, όπως είναι το διαμάντι ή ο γραφίτης, τα οποία χαρακτηρίζονται από εξαιρετική σκληρότητα και πολύ υψηλά σημεία τήξεως.
2. Ομοιοπολικές ενώσεις είναι κατά το πλείστον οι ενώσεις μεταξύ αμετάλλων, π.χ. οξέα, οξείδια αμετάλλων κλπ.
3. Σε καθαρή κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, ενώ τα υδατικά διαλύματα ορισμένων ομοιοπολικών ενώσεων (π.χ. οξέων) άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα. [Αγωγιμότητα: Διάλυμα ζάχαρης - αλατιού](#)

Να γράψετε τους ηλεκτρονιακούς και τους συντακτικούς τύπους των ομοιοπολικών χημικών ενώσεων:

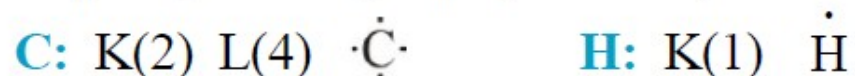
I. μεθάνιο CH_4

II. Τριχλωριούχος φώσφορος PCl_3

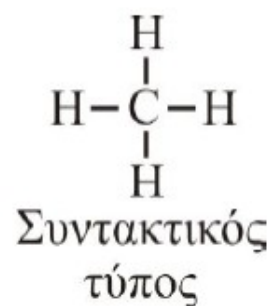
Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί C: 6, H: 1, P: 15, Cl: 17.

Λύση:

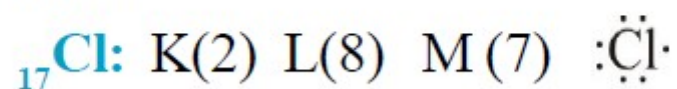
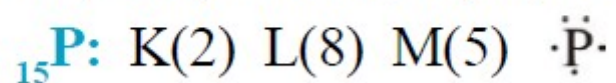
I. Οι ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων είναι:



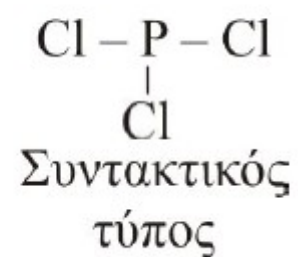
Ο C έχει 4 μονήρη ηλεκτρόνια, άρα μπορεί να σχηματίσει μέχρι 4 απλούς ομοιοπολικούς δεσμούς, ενώ κάθε άτομο H έχει 1 μονήρες ηλεκτρόνιο και μπορεί να σχηματίσει μόνο 1 απλό ομοιοπολικό δεσμό. Άρα:



Π. Οι ηλεκτρονικές δομές των ατόμων είναι:



Ἄρα:



Να εξετάσετε τι είδους ομοιοπολικούς δεσμούς σχηματίζει το υδρογόνο με τα στοιχεία των VA, VIA και VIIA ομάδων του περιοδικού πίνακα.

Λύση:

Τα στοιχεία της VA ομάδας έχουν ηλεκτρονιακό τύπο $\cdot\ddot{A}\cdot$. Άρα, σχηματίζουν με το H τρεις απλούς ομοιοπολικούς δεσμούς, όπως φαίνεται στο διπλανό σχήμα:



Τα στοιχεία της VIA ομάδας έχουν ηλεκτρονιακό τύπο $\cdot\ddot{A}\cdot$. Άρα σχηματίζουν με το H δύο απλούς ομοιοπολικούς δεσμούς, όπως φαίνεται στο διπλανό σχήμα:



Τα στοιχεία της VIIA ομάδας έχουν ηλεκτρονιακό τύπο $:\ddot{A}\cdot$. Άρα σχηματίζουν με το H ένα απλό ομοιοπολικό δεσμό, όπως φαίνεται στο διπλανό σχήμα:

