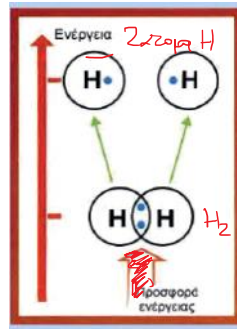


Παρασκευή, 18 Δεκεμβρίου 2020 10:27 πμ

➤ Όταν δύο γειτονικά άτομα κατέχουν από κοινού ένα ζευγάρι ηλεκτρονίων, λέμε ότι συνδέονται μέσω ενός ομοιοπολικού δεσμού.

Το κοινό αυτό ζευγάρι ηλεκτρονίων δεν περιορίζεται σε ένα άτομο, αλλά απλώνεται σαν δίχτυ, περιβάλλοντας και τα δύο άτομα. Είναι δυνατόν επίσης τα άτομα να μοιράζονται περισσότερα από δύο ηλεκτρόνια. Κατά συνέπεια, τα άτομα είναι δυνατό να συνδεθούν με **απλό δεσμό** (ένα κοινό ζευγάρι ηλεκτρονίων) ή με **διπλό δεσμό** (δύο κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων) ή με **τριπλό δεσμό** (τρία κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων).

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



Διγίος του Τριγίος Δεξιός

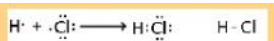
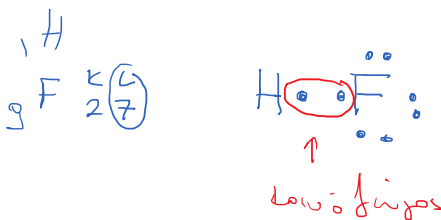
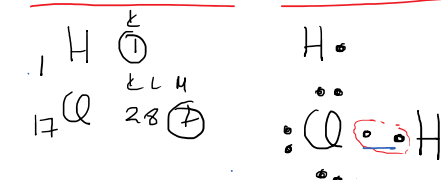
νό ζευγάρι ηλεκτρονίων) ή με **διπλό δεσμό** (δύο κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων) ή με **τριπλό δεσμό** (τρία κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων).

$$\Delta_{\text{mjos}}: \text{O}_2, \text{Cl}_2, \text{F}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2, \text{O}=\text{C}=\text{O} (\text{CO}_2)$$

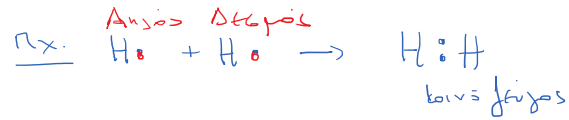
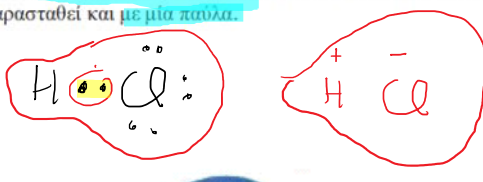
Tempos: N_2 ($N \equiv N$)

➤ Με ομοιοπολικό δεσμό, όπως υποδηλώνει και το όνομά του, μπορούν να συνδεθούν άτομα του ίδιου στοιχείου (αμέταλλα) ή διαφορετικών στοιχείων (συνήθως αμέταλλα).

Diego Rivera Στοιχεία

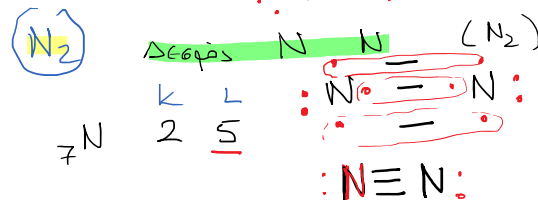
$$\text{H} \quad \text{Cl}$$


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** (ηλεκτρονία που δε συμμετέχουν στο σχηματισμό δεσμών) και **ένα δεσμικό, τον ομοιοπολικό δεσμό**. Ο ομοιοπολικός αυτός δεσμός μπορεί να παρασταθεί και με μία παύλα.



Er2 koruio faw xapı e^- $H-H$ (H_2)

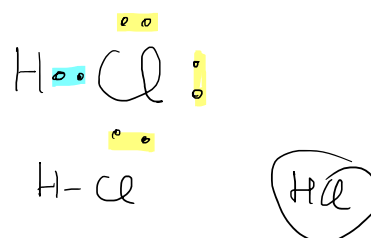
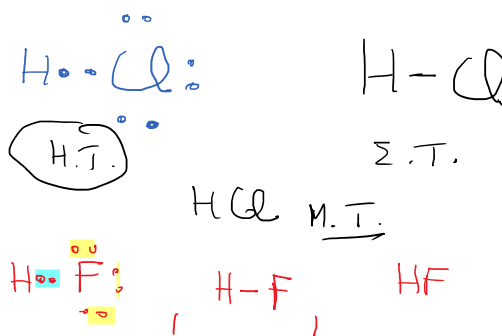
Ας δούμε τώρα πώς μπορούν να συνδεθούν δύο άτομα υδρογόνου, για να σχηματίσουν το μόριο του υδρογόνου. Κάθε άτομο υδρογόνου αμιβαία συνεισφέρει το μοναδικό μονήρες ηλεκτρόνιο που διαθέτει, με αποτέλεσμα το σχηματισμό ενός κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων, δηλαδή ενός ζεύγους που να ανήκει και στα δύο άτομα. Κατ' αυτό τον τρόπο τα δύο άτομα αποκτούν δομή ευγενούς αερίου.



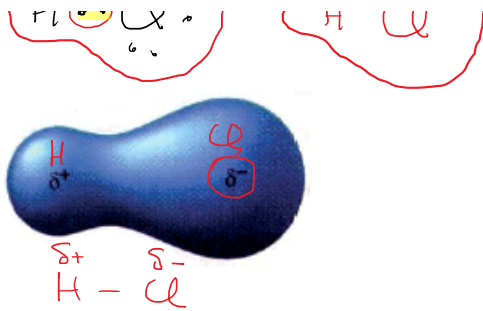
↓ 1812 Expiration

$$\begin{array}{ccc} \text{H}-\text{H} & & \text{H}_2 \\ | & & | \\ \text{O}=\text{O} & & \text{O}_2 \\ | & & | \\ \text{Cl}-\text{Cl} & & \text{Cl}_2 \quad (\text{F}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2) \\ | & & | \\ \text{N}=\text{N} & & \text{N}_2 \end{array}$$

- Γενικώς τα άτομα αμετάλλων ενώνονται με ομοιοπολικό δεσμό.

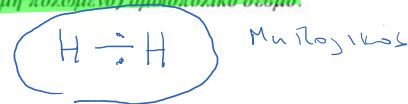


στην έννοια της ηλεκτραρνητικότητας. *Ηλεκτραρνητικότητα στοιχείου*

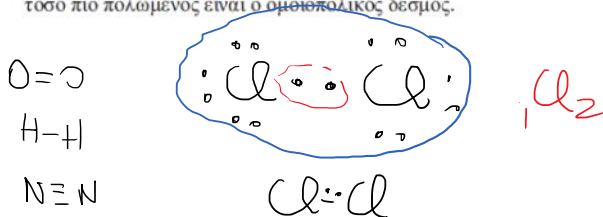


στην έννοια της ηλεκτραρνητικότητας. Ηλεκτραρνητικότητα στοιχείου ονομάζεται η τάση του ατόμου στοιχείου να έλκει ηλεκτρόνια, όταν αυτό συμμετέχει στο σχηματισμό πολυατομικών συγκροτημάτων.

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.



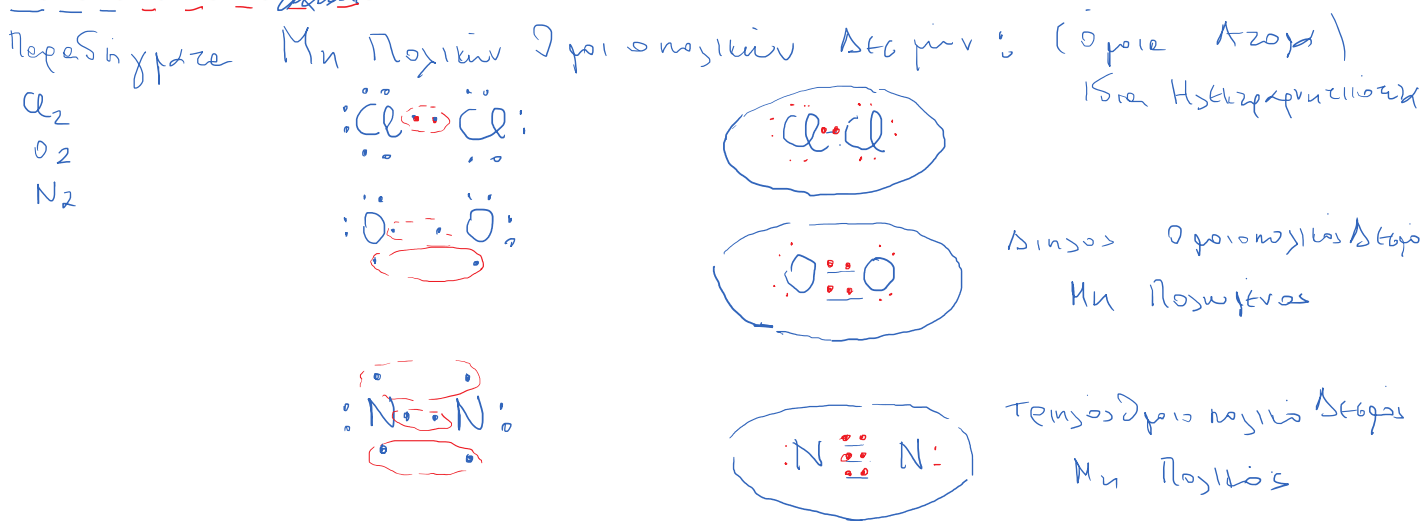
Δε συμβαίνει όμως το ίδιο, όταν τα άτομα του μορίου είναι διαφορετικά, π.χ. στο μόριο του HCl . Στην περίπτωση αυτή το κοινό ζεύγος των ηλεκτρονίων έλκεται περισσότερο από το ηλεκτραρνητικότερο άτομο, π.χ. Cl . Έτσι, έχουμε ανομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους των ηλεκτρονίων, με μεγαλύτερο ποσοστό προς την πλευρά του ηλεκτραρνητικότερου (π.χ. Cl). Στην περίπτωση αυτή ο δεσμός ονομάζεται πολικός (πολωμένος) ομοιοπολικός δεσμός. Είναι μάλιστα προφανές πως όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ των ατόμων, τόσο πιο πολωμένος είναι ο ομοιοπολικός δεσμός.



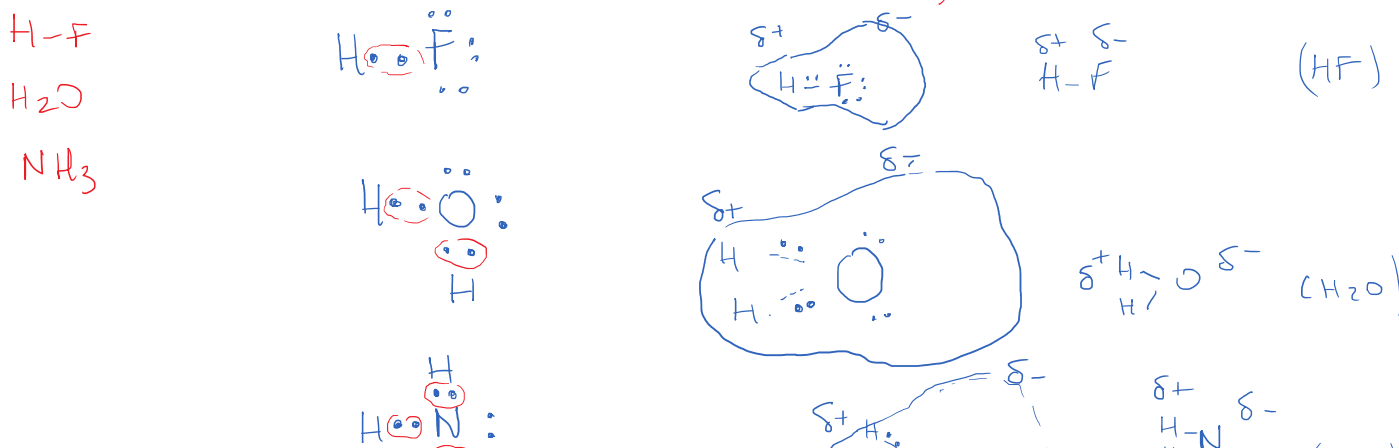
Πολικός (Πολωμένος) Ομοιοπολικός
 π.χ.: HF H_2O
 HCl
 HBr NH_3
 HI

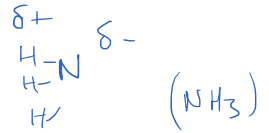
Μη Πολικός (Μη πολωμένος)

• Να γράφουν τους ηλεκτρονιακούς, συντακτικούς και μοριακούς τύπους ορισμένων απλών μορίων $Cl_2, O_2, N_2, HF, H_2O, NH_3, CH_4$.



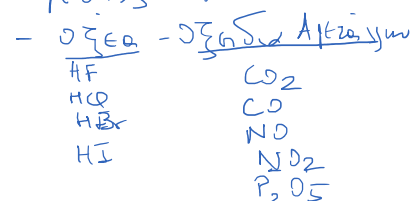
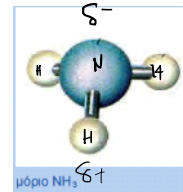
Παραδίδετε Πολωμένων Ομοιοπολικών Δεσμών




$$H-F, H-O \text{ and } H-N \text{ o. } \delta + G_{\text{pol}}$$

Prinzipiell gilt es zu F_1 und 0_1 zu N

Der Eigenwert σ^+ wird zu H der σ^- wird zu F

$$\delta + \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{C} - \text{N}^{\delta-} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$


Μονο Υδατικά Γαλακτοκομικά προϊόντα είναι άπαικτα υδατοδιαλυτά
ή η. Υδατικά διαλύματα ΗCl - Υδροχλωρικό οξύ
- η - H_2SO_4 - Θειικό οξύ

Εξαιρέτων

- κ - H_2SO_4 - θειικά οξεία
- ι - HNO_3 - νιτρικό οξύ

Τελος ρ δεσφ 28