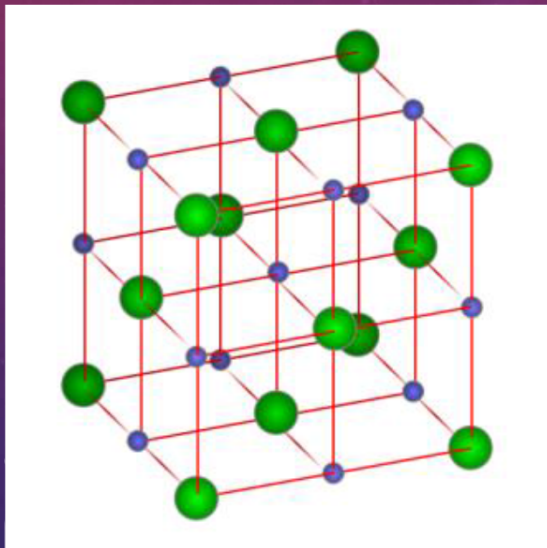


ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Οι χημικοί δεσμοί περιγράφουν τον τρόπο σύνδεσης των σωματιδίων σε μια χημική ένωση και διακρίνονται στις εξής δύο βασικές κατηγορίες:

- α) στον ιοντικό (ή ετεροπολικό) δεσμό και
- β) στον ομοιοπολικό δεσμό (πολικό ή μη πολικό).

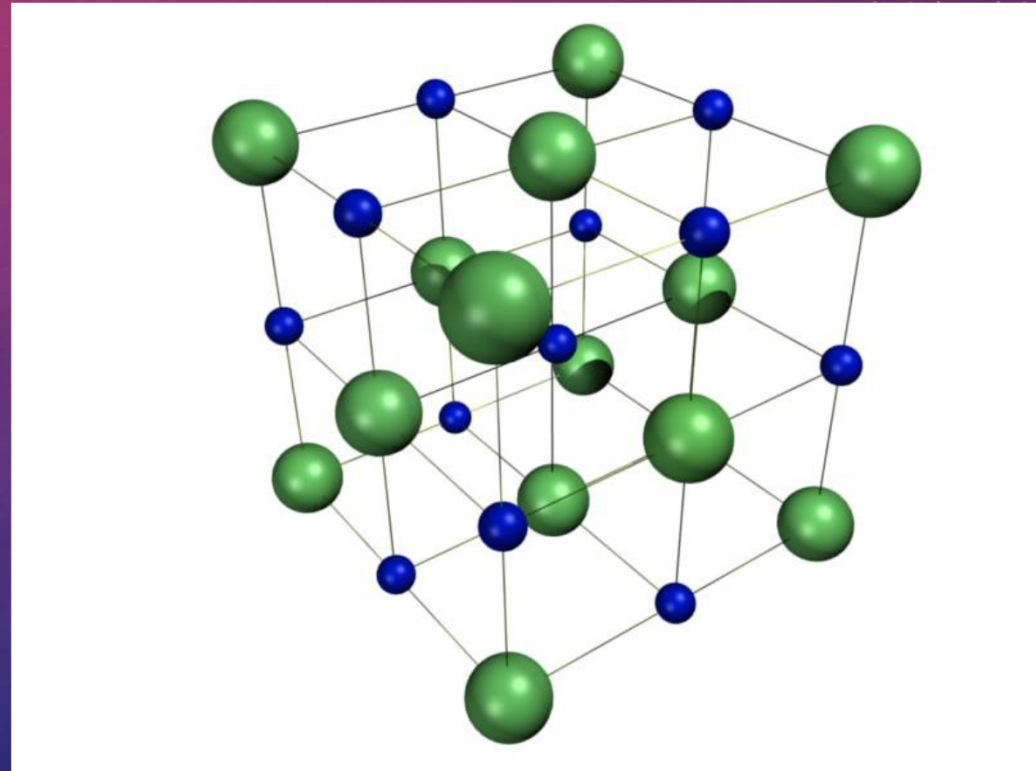
Ο **ιοντικός (ετεροπολικός) δεσμός** προκύπτει με τη μεταφορά ηλεκτρονίων από ένα μέταλλο σε ένα αμέταλλο με στόχο την απόκτηση δομής ευγενούς αερίου στην εξωτερική στιβάδα (κανόνας της οκτάδας). Η διαδικασία αυτή έχει ως αποτέλεσμα το σχηματισμό αντίθετα φορτισμένων ιόντων (κατιόντων και ανιόντων) που συνδέονται μεταξύ τους με ηλεκτροστατικές δυνάμεις (δυνάμεις Coulomb).



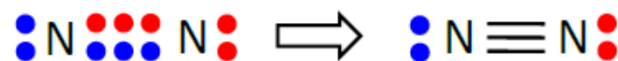
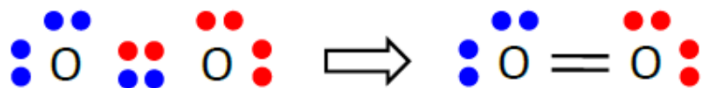
Στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχει η έννοια του μορίου .

- Ο δε τύπος δείχνει την απλούστερη ακέραια αναλογία κατιόντων και ανιόντων στον κρύσταλλο .

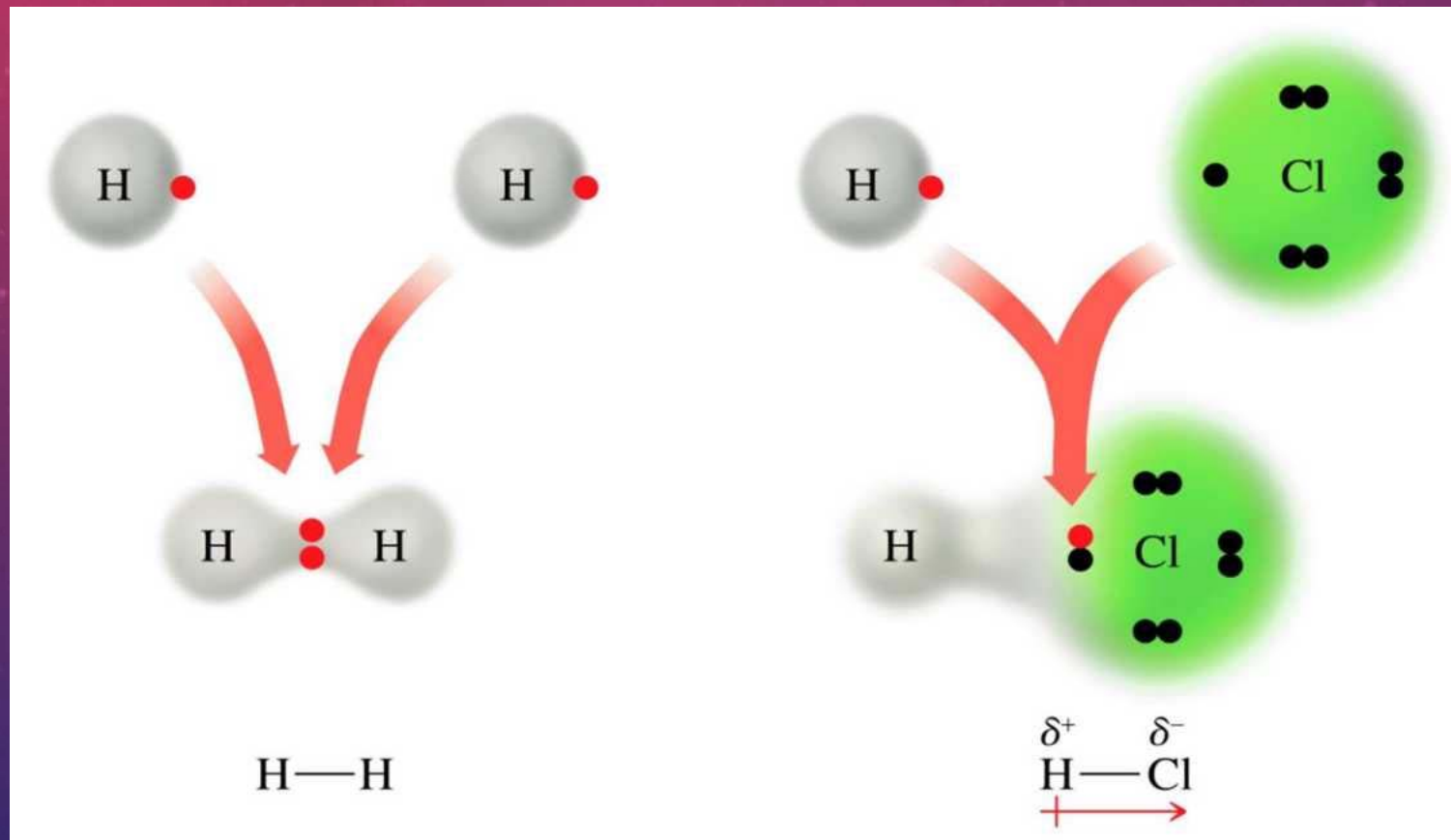
Ο μοριακός τύπος NaCl δεν συμβολίζει το μόριο του NaCl, αλλά δείχνει ότι στο κρυσταλλικό πλέγμα της ένωσης υπάρχουν ιόντα Na^+ και ιόντα Cl^- με αναλογία 1:1



Ο **ομοιοπολικός δεσμός**, σε αντίθεση με τον ιοντικό δεσμό, οδηγεί στο σχηματισμό «ανεξάρτητων» σωματιδίων, των μορίων. Αυτό γίνεται με αμοιβαία συνεισφορά μονήρων ηλεκτρονίων μεταξύ αμετάλλων, με στόχο και πάλι την απόκτηση δομής ευγενούς αερίου. Σχηματίζονται έτσι 1, 2 ή και 3 κοινά ζευγών ηλεκτρονίων μεταξύ των ατόμων (απλός, διπλός ή και τριπλός ομοιοπολικός δεσμός, αντίστοιχα)



Με ομοιοπολικό δεσμό μπορούν να συνδεθούν άτομα του ίδιου στοιχείου (αμέταλλα) ή διαφορετικών στοιχείων (συνήθως αμέταλλα).



Ο ομοιοπολικός δεσμός μεταξύ δύο ατόμων χαρακτηρίζεται ως:

— απλός (ένα κοινό ζευγάρι ηλεκτρονίων)



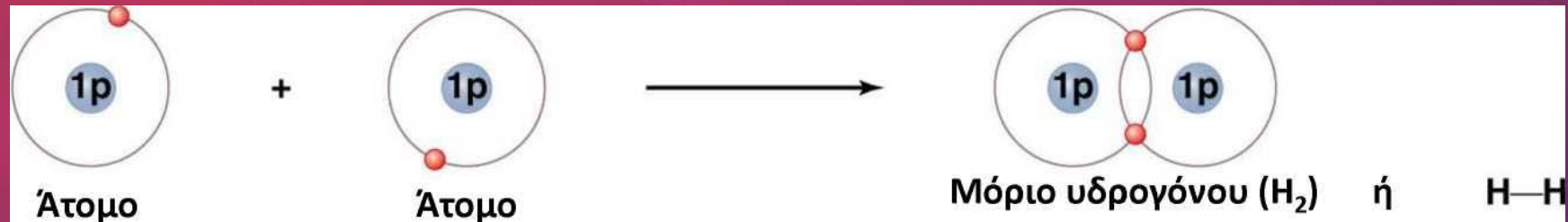
διπλός (δύο κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων)



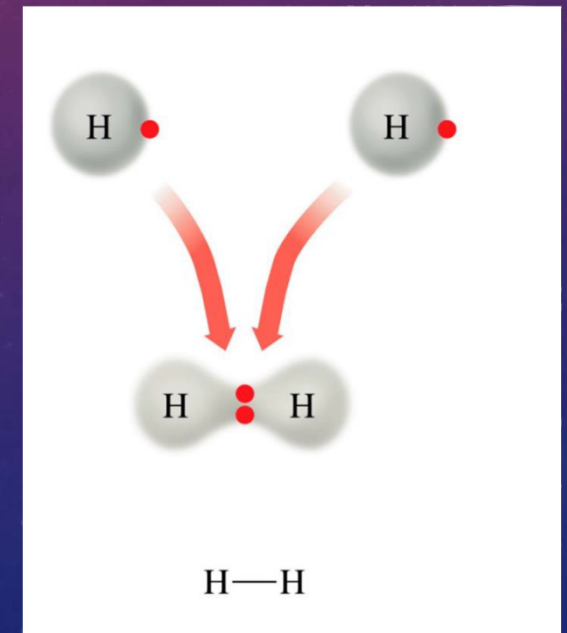
τριπλός (τρία κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων).



Μη πολικός (μη πολωμένος) ομοιοπολικός δεσμός.



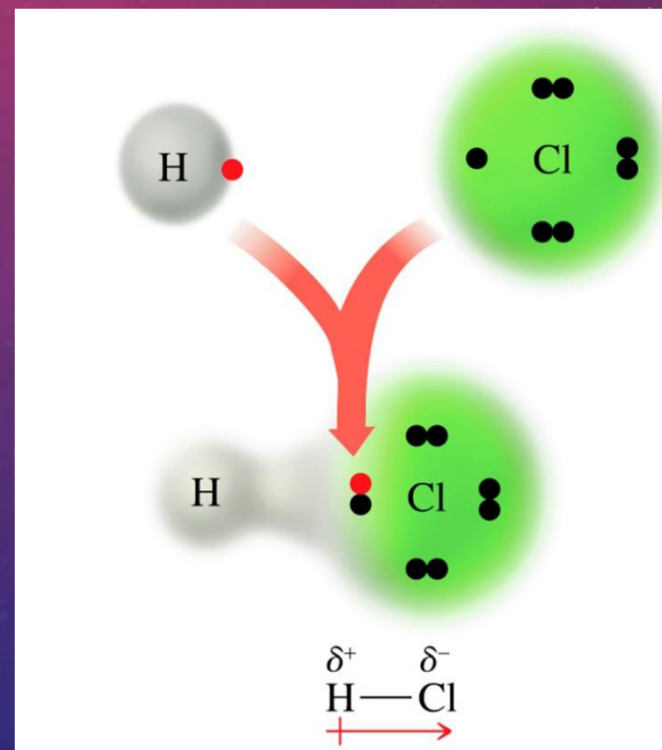
- Ο ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται μεταξύ ατόμων του ίδιου στοιχείου (ίδιας ηλεκτραρνητικότητας).
- Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού έλκεται εξίσου από τους πυρήνες των δύο ατόμων
- Δημιουργείται μια συμμετρική (ομοιόμορφη) κατανομή του ηλεκτρονιακού φορτίου μέσα στο μόριο



Πολικός (πολωμένος) ομοιοπολικός δεσμός

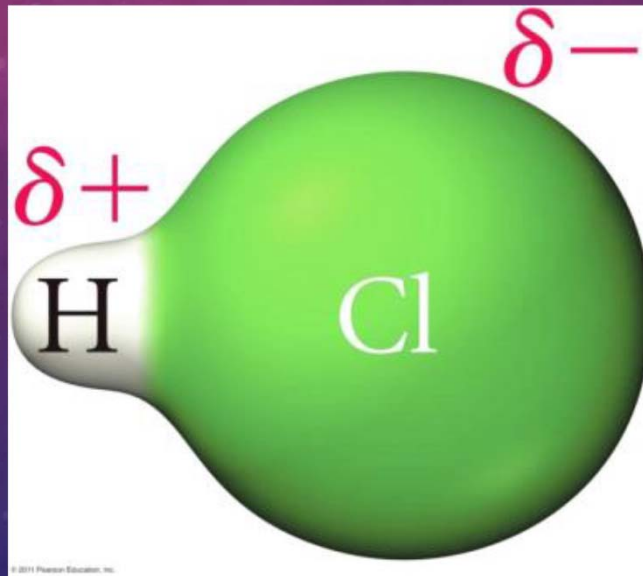
Ο ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται μεταξύ ατόμων που ανήκουν σε διαφορετικά στοιχεία (έχουν διαφορετική ηλεκτραρνητικότητα)

Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων έλκεται περισσότερο από το ηλεκτραρνητικότερο άτομο άρα είναι μετατοπισμένο προς το ηλεκτραρνητικότερο άτομο.



Δημιουργείται έτσι, ασύμμετρη (ανομοιόμορφη) κατανομή του ηλεκτρονιακού φορτίου μέσα στο μόριο, οπότε εμφανίζεται μια μικρή περίσσεια αρνητικού φορτίου (δ^-) προς την πλευρά του ηλεκτραρνητικότερου ατόμου και επομένως μια μικρή περίσσεια θετικού φορτίου (δ^+) προς την πλευρά του άλλου ατόμου

Πολικό μόριο ονομάζεται ένα μόριο στο οποίο εμφανίζονται κέντρα θετικού και αρνητικού φορτίου δ^+ δ^-



Το πολικό μόριο συμπεριφέρεται ως ηλεκτρικό δίπολο, είναι όμως ηλεκτρικά ουδέτερο μόριο (το συνολικό του φορτίο είναι μηδέν).

Όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ των δύο ατόμων (A και B) που συνδέονται, τόσο περισσότερο πολωμένος είναι ο ομοιοπολικός δεσμός (έχει μεγαλύτερη πολικότητα).

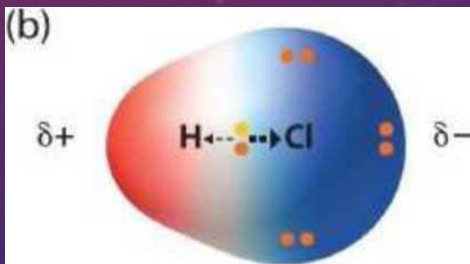
Μέτρο της πολικότητας ενός μορίου αποτελεί η διπολική ροπή

Διπολική ροπή (μ)

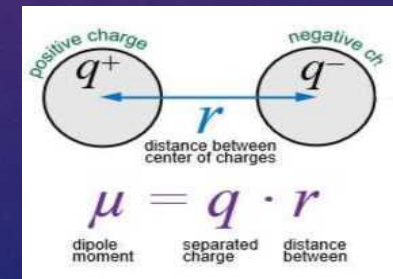
Η διπολική ροπή είναι ένα διανυσματικό μέγεθος, δηλαδή έχει μέτρο και κατεύθυνση. Συμβατικά έχει φορά από το θετικό προς το αρνητικό άκρο του πολικού δεσμού.

Σε ένα πολυατομικό μόριο η διπολική ροπή του μορίου $\vec{\mu}_{ολ}$ είναι η συνισταμένη των διπολικών ροπών όλων των πολικών δεσμών του μορίου ($\vec{\mu}_{ολ} = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \dots$)

$$M = q \cdot r$$



**Dipole Moment has a
Magnitude and a Direction**



Η διπολική ροπή ενός μορίου εξαρτάται:

α) από την πόλωση των δεσμών. Όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας ανάμεσα στα άτομα του ομοιοπολικού δεσμού, τόσο περισσότερο πολωμένος (πολικός) είναι ο δεσμός, οπότε τόσο μεγαλύτερη είναι η διπολική ροπή του δεσμού.

β) από τη γεωμετρία του μορίου. Σε ένα πολυατομικό μόριο είναι δυνατόν οι δεσμοί να είναι πολωμένοι, αλλά το μόριο, λόγω συμμετρίας, να έχει συνισταμένη διπολική ροπή ίση με μηδέν. Για παράδειγμα, τα συμμετρικά μόρια CH_4 , CCl_4 , CO_2 , BeF_2 κ.ά.

Πολικότητα μορίων.

Μη πολικά ονομάζονται τα μόρια τα οποία δεν εμφανίζουν διπολική ροπή, δηλαδή έχουν $\mu_{ολ}=0$.

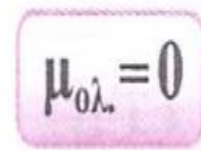
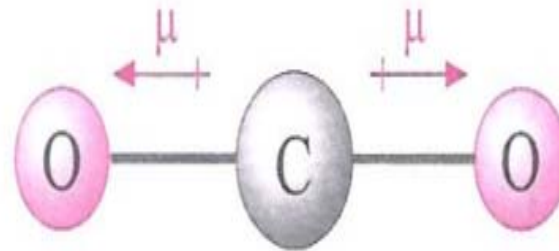
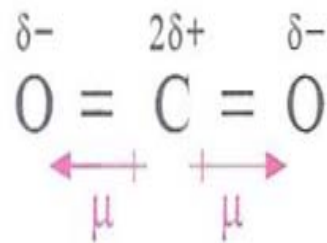
Πολικά μόρια ονομάζονται τα μόρια τα οποία περιέχουν πολωμένους ομοιοπολικούς δεσμούς και η συνισταμένη διπολική ροπή τους είναι διάφορη του μηδενός, δηλαδή έχουν $\mu_{ολ}\neq 0$.

Σε ένα πολικό μόριο υπάρχουν δύο κέντρα (πόλοι) που το ένα έχει αρνητικό φορτίο (δ^-) και το άλλο θετικό φορτίο (δ^+). Το πολικό μόριο συμπεριφέρεται ως ηλεκτρικό δίπολο, όμως είναι ηλεκτρικά ουδέτερο (το συνολικό φορτίο του μορίου είναι μηδέν).

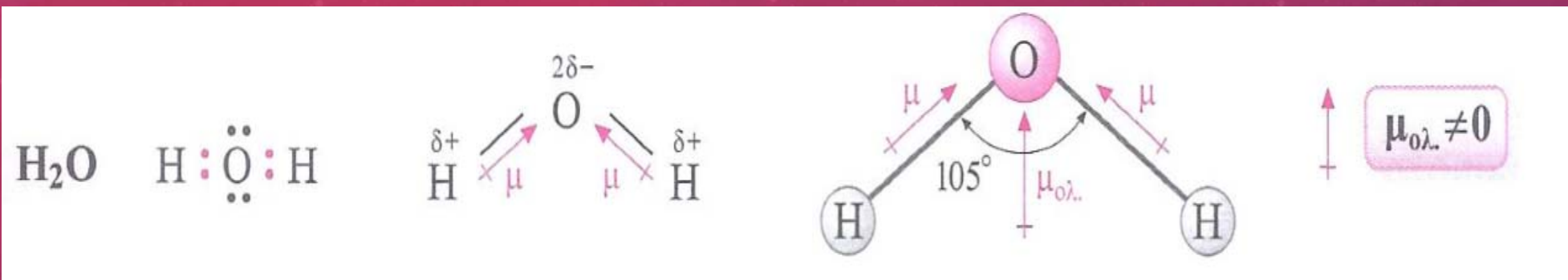
Όταν σε ένα μόριο υπάρχουν πολωμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί, το μόριο αυτό δεν είναι απαραίτητα πολικό (δίπολο).

Ανάλογα με τη γεωμετρία του μορίου, μπορεί η συνισταμένη διπολική ροπή του μορίου να είναι μηδέν ($\mu_{ολ}=0$).

Για παράδειγμα, τα μόρια CO_2 , CH_4 , CCl_4 .



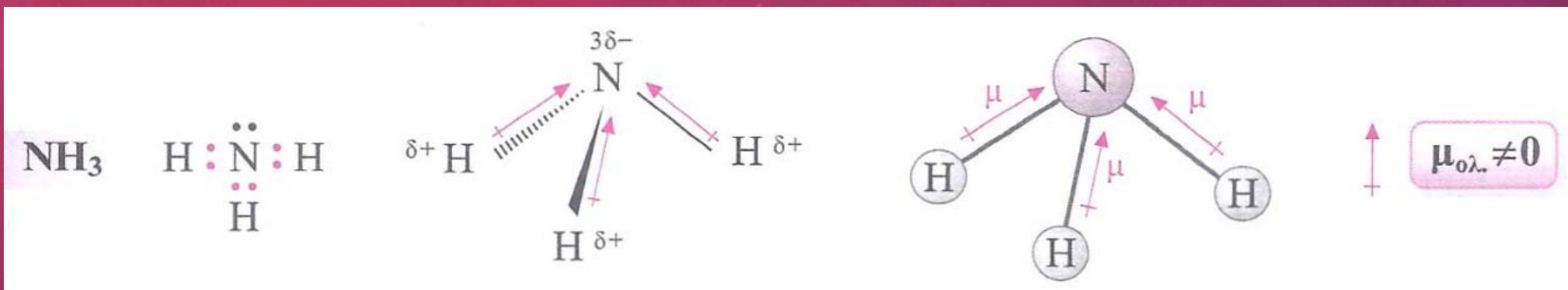
Το μόριο του CO_2 είναι γραμμικό (η γωνία $\text{O} - \text{C} - \text{O}$ είναι 180°). Οι διπολικές ροπές (μ) των δύο πολικών δεσμών $\text{C} = \text{O}$ είναι ίσες κατά μέτρο και έχουν αντίθετη κατεύθυνση, οπότε όταν προστίθενται διανυσματικά, έχουν συνισταμένη διπολική ροπή μηδέν ($\mu_{\text{ολ}} = 0$). Επομένως το μόριο του CO_2 είναι μη πολικό.



Το μόριο του H_2O δεν είναι γραμμικό (είναι κεκαμμένο και η γωνία $\text{H} - \text{O} - \text{H}$ είναι περίπου 105°). Οι διπολικές ροπές (μ) των δύο πολικών δεσμών $\text{H}-\text{O}$ είναι κατά μέτρο ίσες, αλλά όταν προστίθενται διανυσματικά, έχουν συνισταμένη διπολική ροπή διάφορη από το μηδέν, δηλαδή $\mu_{\text{ολ}} \neq 0$.

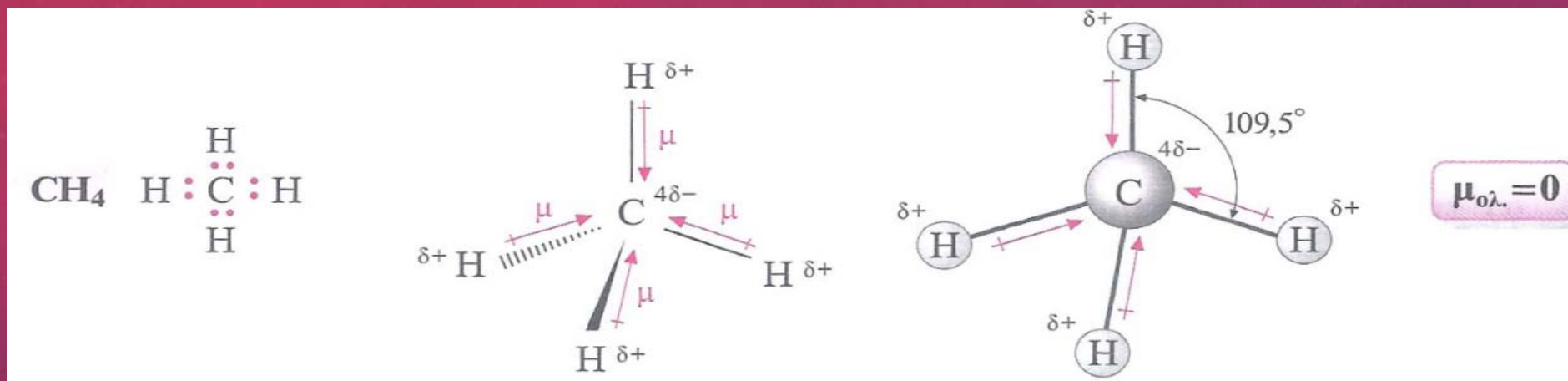
Το διάνυσμα της διπολικής ροπής $\mu_{\text{ολ}}$ του μορίου έχει κατεύθυνση τη διχοτόμο της γωνίας δεσμών $\text{H} - \text{O} - \text{H}$. Επομένως το μόριο του H_2O είναι πολικό.

Αν το μόριο του H_2O ήταν γραμμικό, θα είχε διπολική ροπή $\mu_{\text{ολ}} = 0$.

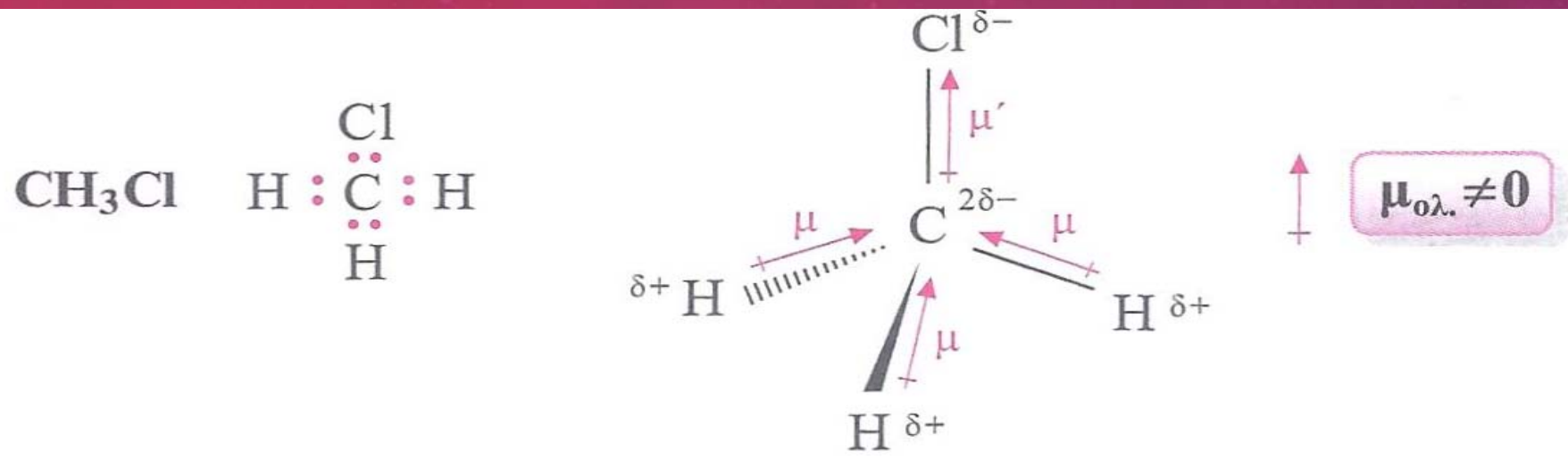


Το μόριο της NH₃ έχει σχήμα τριγωνικής πυραμίδας (η γωνία H — N — H είναι περίπου 107°).

Οι διπολικές ροπές (μ) των τριών πολικών δεσμών H — N έχουν το ίδιο μέτρο και όταν προστίθενται διανυσματικά, έχουν συνισταμένη διπολική ροπή $\mu_{ολ} \neq 0$. Επομένως το μόριο της NH₃ είναι πολικό.



Τα μόρια του CH_4 (μεθάνιο) και του CCl_4 , (τετραχλωράνθρακας) έχουν σχήμα κανονικού τετράεδρου (η γωνία $\text{H} - \text{C} - \text{H}$ και $\text{Cl} - \text{C} - \text{Cl}$ είναι $109,5^\circ$). Στο μόριο του CH_4 οι διπολικές ροπές των τεσσάρων δεσμών $\text{C}-\text{H}$ είναι κατά μέτρο ίσες και αντίστοιχα στο μόριο του CCl_4 , οι διπολικές ροπές των τεσσάρων δεσμών $\text{C}-\text{Cl}$ είναι κατά μέτρο ίσες. Επειδή όμως τα μόρια έχουν συμμετρία, η συνισταμένη διπολική ροπή σε κάθε μόριο είναι μηδέν ($\mu_{\text{ολ}}=0$), επομένως τα μόρια του CH_4 και του CCl_4 είναι μη πολικά.



Το μόριο του CH_3Cl έχει τετραεδρική διάταξη. Οι διπολικές ροπές (μ) των τριών πολικών δεσμών $\text{H}-\text{C}$ είναι ίσες κατά μέτρο, ενώ μεγαλύτερη διπολική ροπή (μ') έχει ο πολωμένος δεσμός $\text{C}-\text{Cl}$. Όταν προστίθενται διανυσματικά, οι τέσσερις διπολικές ροπές έχουν συνισταμένη διπολική ροπή διάφορη από το μηδέν ($\mu_{\text{ολ}} \neq 0$), επομένως το μόριο του CH_3Cl είναι πολικό.

Τα μόρια των υδρογονανθράκων (C_xH_y) θεωρούνται μη πολικά μόρια ($\mu_{ολ} = 0$). Ο άνθρακας και το υδρογόνο έχουν παραπλήσιες τιμές ηλεκτραρνητικότητας, οπότε η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας είναι πολύ μικρή και ο δεσμός H—C έχει μικρή πολικότητα. Για αυτό στα μόρια των υδρογονανθράκων η συνισταμένη διπολική ροπή ($\mu_{ολ}$) είναι πολύ μικρή ή μηδενική.

Στα οργανικά μόρια, στα οποία ένα άτομο άνθρακα συνδέεται με τέσσερα όμοια άτομα (CX_4 : X: Cl, Br, I), το μόριο έχει συμμετρική διάταξη, οπότε η συνισταμένη διπολική ροπή του μορίου είναι μηδέν ($\mu_{\text{ολ}} = 0$, μη πολικό μόριο).

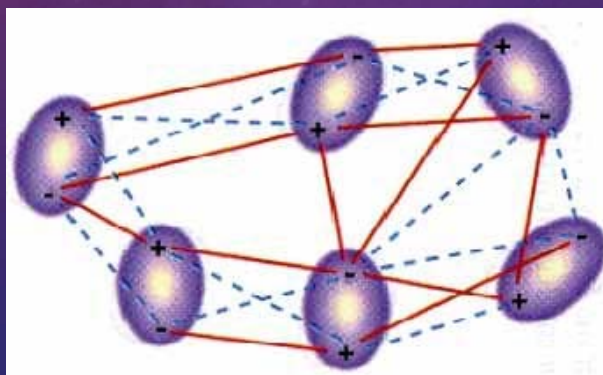
Στην περίπτωση που το άτομο άνθρακα συνδέεται με διαφορετικά άτομα (π.χ. CH_3Cl , CHCl_3 , CH_2ClBr) η συνισταμένη διπολική ροπή του μορίου είναι διάφορη από το μηδέν ($\mu_{\text{ολ}} \neq 0$ πολικό μόριο).

Κατηγορίες διαμοριακών δυνάμεων

- Δυνάμεις διπόλου-διπόλου
- Δυνάμεις διασποράς
 - Μη διπόλου-μη διπόλου
 - Διπόλου-επαγόμενου διπόλου
- Δεσμός(ή γέφυρα) υδρογόνου

- **Δυνάμεις διπόλου-διπόλου**

Όταν δύο πολικά μόρια π.χ. μόρια HCl βρεθούν με κατάλληλο προσανατολισμό, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα, έλκονται μεταξύ τους και πλησιάζουν το ένα στο άλλο. Κατ' αυτό τον τρόπο αποκτούν μικρότερη ενέργεια, άρα και μεγαλύτερη σταθερότητα.



- Για μόρια με **παραπλήσια M_r** όσο μεγαλύτερη είναι η διπολική ροπή τόσο ισχυρότερες είναι και οι διαμοριακές δυνάμεις
- Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις, τόσο μεγαλύτερο σημείο βρασμού έχει μια υγρή ουσία.

Συσχέτιση της διπολικής ροπής των μορίων με το Σ.Ζ.

| ΕΝΩΣΗ | M_r | μ / D | Σ.Ζ /K |
|-----------------------------|-------|-----------|--------|
| προπάνιο, $CH_3CH_2CH_3$ | 44 | 0,1 | 231 |
| διμεθυλαιθέρας, CH_3OCH_3 | 46 | 1,3 | 248 |
| χλωρομεθάνιο, CH_3Cl | 50 | 1,9 | 249 |
| ακεταλδεΐδη, CH_3CHO | 44 | 2,7 | 294 |
| αιθανονιτρίλιο, CH_3CN | 41 | 3,9 | 355 |

Δίνονται τα αέρια N_2 και NO με σημεία βρασμού $77,34\text{ K}$ και $121,39\text{ K}$. Γιατί υπάρχει αυτή η διαφορά στα σημεία βρασμού;

Δίνονται τα αέρια NO και O_2 με σημεία βρασμού $121,39\text{ K}$ και $90,19\text{ K}$, αντίστοιχα. Γιατί υπάρχει αυτή η διαφορά στα σημεία βρασμού τους;

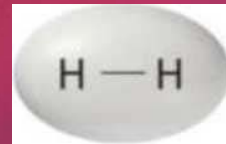
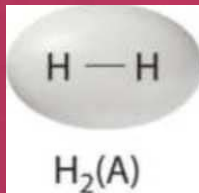
Δυνάμεις διασποράς (London)

α) Μη διπόλου-μη διπόλου

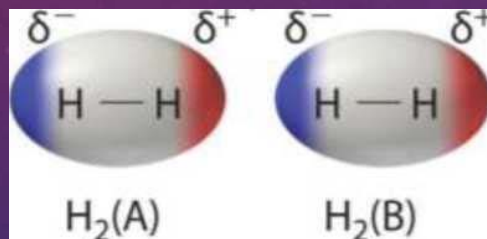
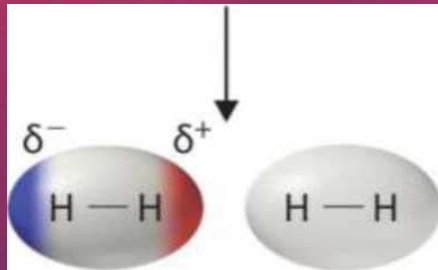
Οι δυνάμεις διασποράς αναπτύσσονται μεταξύ μη πολικών μορίων τα οποία πολώνονται περιοδικά λόγω στιγμιαίας ανισοκατανομής των ηλεκτρονίων.

Η τυχαία κίνηση των e^- στο εσωτερικό ατόμου ή μορίου, μπορεί να προκαλέσει την στιγμιαία συσσώρευση των e^- στο ένα άκρο του σωματιδίου, δημιουργώντας ένα πολύ μικρό αρνητικό μερικό φορτίο και δημιουργώντας ένα στιγμιαίο δίπολο.

Οι ασθενείς αυτές ελκτικές δυνάμεις εξηγούν την υγροποίηση σε πολύ χαμηλές θερμοκρασίες των He , H_2 , O_2 , N_2 .



H₂(B)

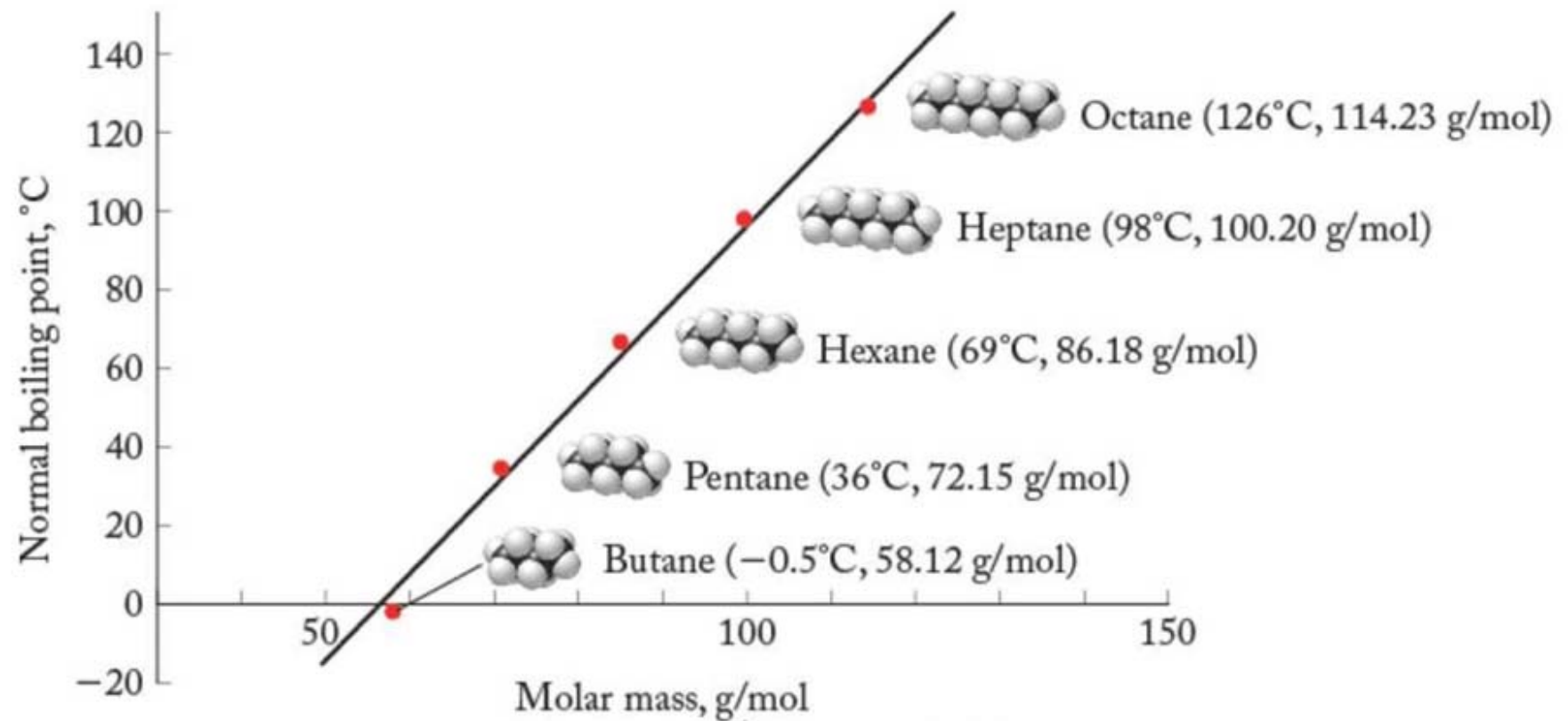


Δυνάμεις διασποράς εμφανίζονται μεταξύ όλων των μορίων ανεξάρτητα από το αν είναι μόνιμα ή παροδικά δίπολα, αλλά είναι οι μοναδικές που αναπτύσσονται μεταξύ των μη πολικών μορίων.

Η ισχύς των δεσμών αυτών εξαρτάται από:

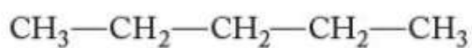
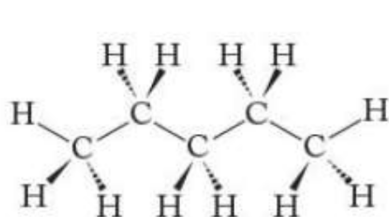
1. Την σχετική μοριακή μάζα.
2. Το σχήμα των μορίων.

Ισχύς δυνάμεων διασποράς ανάλογα με τη σχετική μοριακή μάζα (M_r)

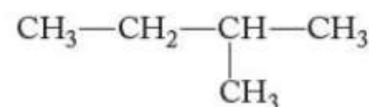
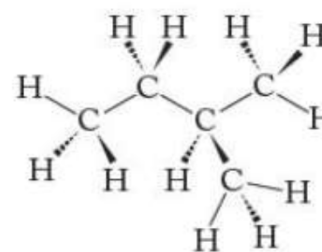
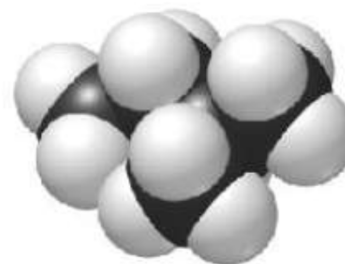


Ισχύς δυνάμεων διασποράς από το σχήμα των μορίων

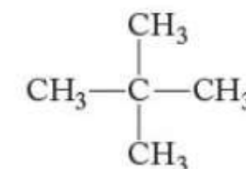
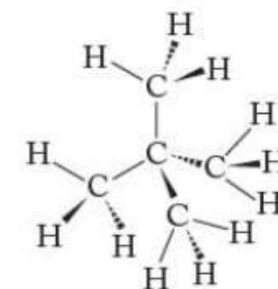
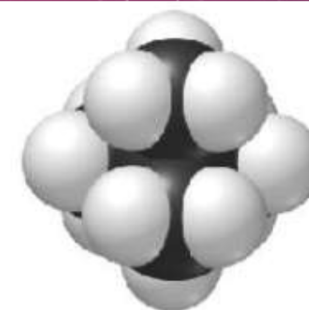
Τα ευθύγραμμα μη πολικά μόρια εμφανίζουν ισχυρότερους διαμοριακούς δεσμούς από τα διακλαδισμένα μη πολικά μόρια, γιατί στα γραμμικά μόρια γίνεται καλύτερη επαφή - αλληλοεπίδραση μεταξύ των μορίων



Πεντάνιο
Σ.Ζ. 36οC



Μέθυλο βουτάνιο
Σ.Ζ. 28οC



Διμεθυλο προπάνιο
Σ.Ζ. 9οC

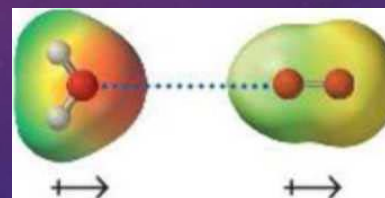
β) δίπολου-επαγόμενου δίπολου

Πολικά μόρια και ιόντα μπορούν επίσης να δημιουργήσουν επαγόμενα δίπολα σε μη πολικά μόρια.

Οι δυνάμεις δίπολου-επαγόμενου δίπολου αναπτύσσονται μεταξύ ενός δίπολου και ενός επαγόμενου δίπολου όπως για παράδειγμα μεταξύ των μορίων H_2O και O_2



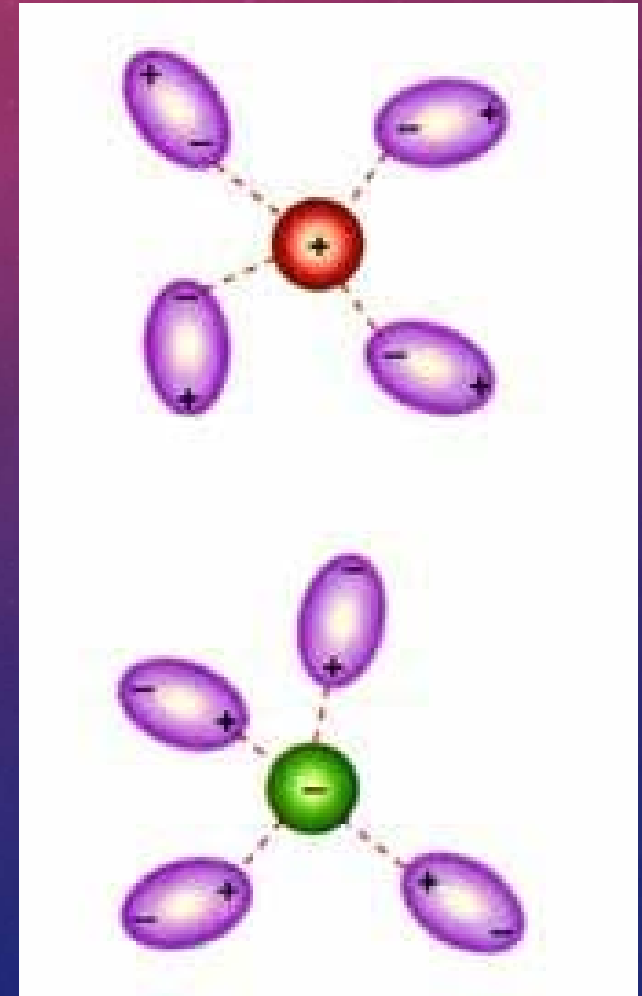
Πολικό μόριο Μη Πολικό μόριο



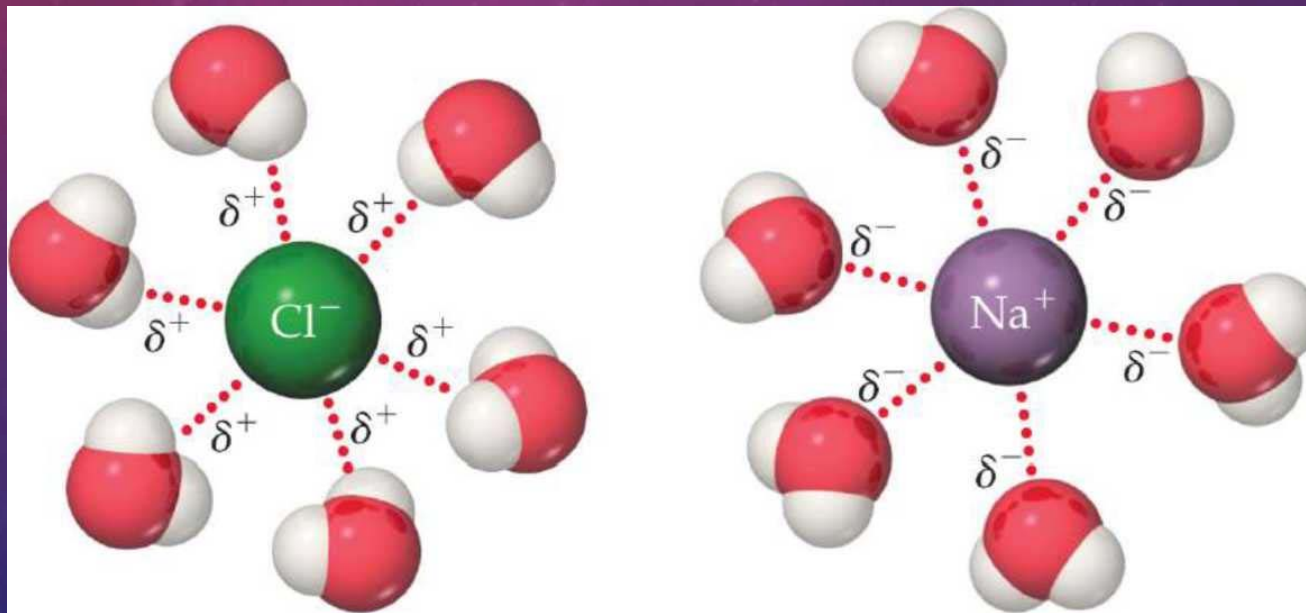
Δίπολο-Επαγόμενο δίπολο

Δεσμοί ιόντος - διπόλου

Στην κατηγορία των διαμοριακών δεσμών μερικές φορές περιλαμβάνονται και δεσμοί μεταξύ μορίων και ιόντων. Η ισχύς των δεσμών αυτών εξαρτάται από το μέγεθος και το φορτίο των ιόντων, καθώς και από το μέγεθος και τη διπολική ροπή του μορίου. Στην περίπτωση αυτή το θετικό και αρνητικό ιόν έλκει αντίστοιχα το αρνητικό μέρος και θετικό μέρος του μορίου, όπως φαίνεται στο σχήμα.



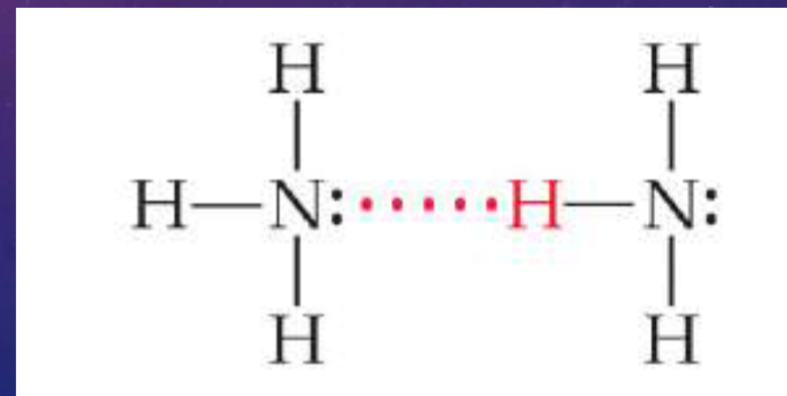
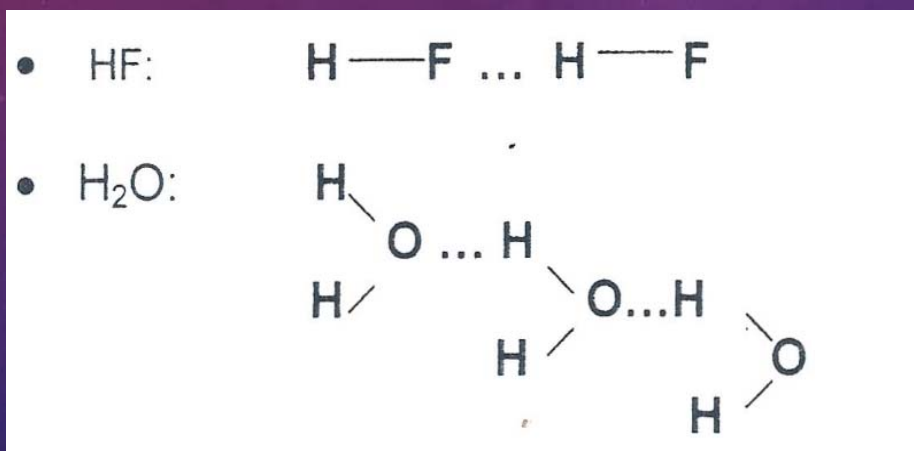
Οι δυνάμεις ιόντος-διπόλου αναπτύσσονται μεταξύ ενός ιόντος και ενός πολικού μορίου και είναι αρκετά ισχυρές (περίπου το 1/100 της ισχύος ετεροπολικού δεσμού). Τέτοιου είδους δυνάμεις αναπτύσσονται μεταξύ των ιόντων και των δίπολων μορίων H_2O , κατά την διάλυση χλωριούχου νατρίου στο νερό. Η ισχύς αυτών των δυνάμεων καθιστά δυνατή την διάλυση ιοντικών ενώσεων σε πολικούς διαλύτες.



ΔΕΣΜΟΣ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ

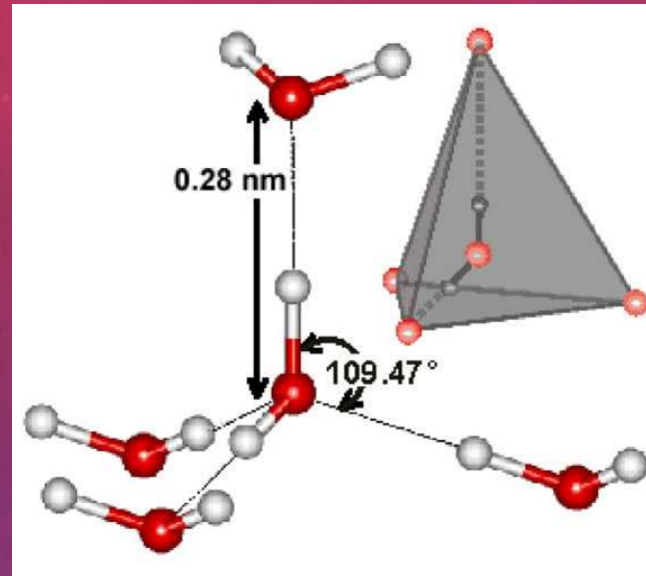
Ο δεσμός ή γέφυρα υδρογόνου αναπτύσσεται μεταξύ των μορίων μίας υδρογονούχας ένωσης στην οποία το υδρογόνο είναι ενωμένο με άτομα ισχυρά ηλεκτραρνητικά και με μικρό μέγεθος π.χ. F, O, N, όπως για παράδειγμα συμβαίνει στο νερό.

Ο δεσμός υδρογόνου αποτελεί μία ειδική περίπτωση δεσμού διπόλου-διπόλου. Η ισχύς του φθάνει το 10% ενός ομοιοπολικού δεσμού.



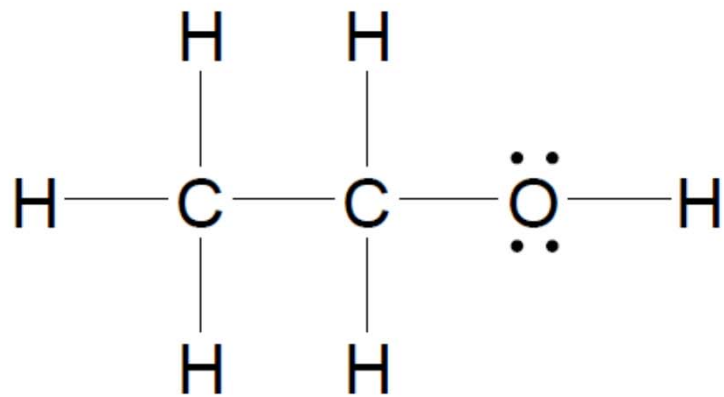
ΣΥΝΕΠΕΙΕΣ ΤΟΥ ΔΕΣΜΟΥ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ

- Το σημείο βρασμού του νερού (σε κανονική πίεση είναι 100 °C), είναι ιδιαίτερα υψηλό σε σχέση με άλλα υδρίδια με παραπλήσιο M_r , όπως π.χ. το CH_4 . Αυτή η συμπεριφορά του H_2O οφείλεται στην ύπαρξη σχετικά ισχυρών διαμοριακών δυνάμεων μεταξύ των μορίων του.
- Υπό μορφή πάγου τα μόρια του νερού έχουν το μέγιστο αριθμό δεσμών υδρογόνου. Υιοθετεί μία πιο ανοικτή δομή, η οποία είναι λιγότερο πυκνή από την δομή της υγρής κατάστασης.

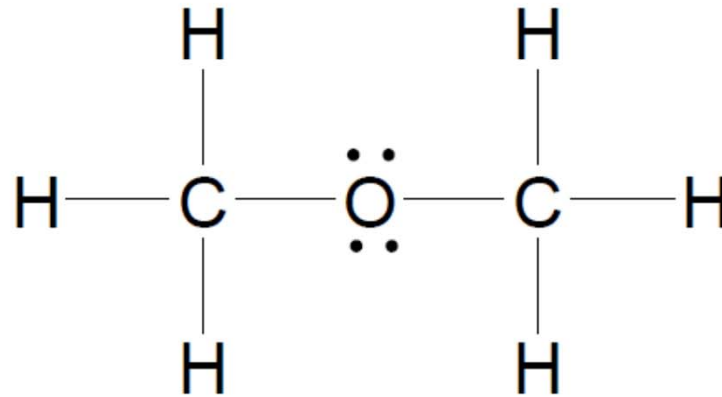


- Έτσι η πυκνότητα του πάγου είναι μικρότερη του νερού, για αυτό και ο πάγος επιπλέει.
- Μ' αυτό τον τρόπο ο πάγος μονώνει τις παγωμένες θάλασσες και λίμνες και διατηρεί το νερό κάτω από αυτό σε σχετικά υψηλές θερμοκρασίες. Έτσι διατηρείται η ζωή στους πόλους

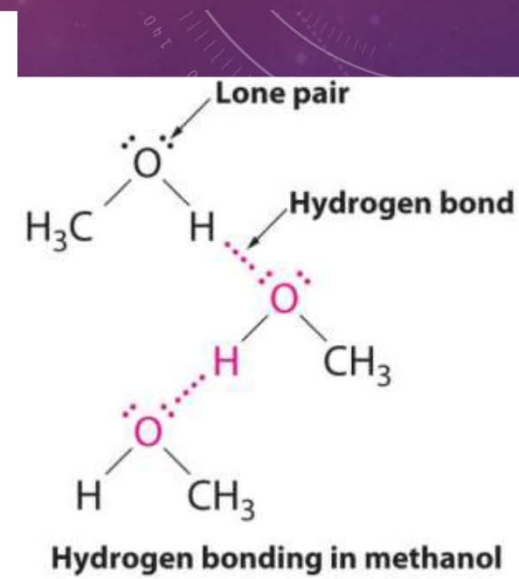
Τα κατώτερα μέλη των αλκοολών έχουν υψηλότερα σημεία ζέσεως σε σχέση με τους ισομερείς αιθέρες με παραπλήσια M_r

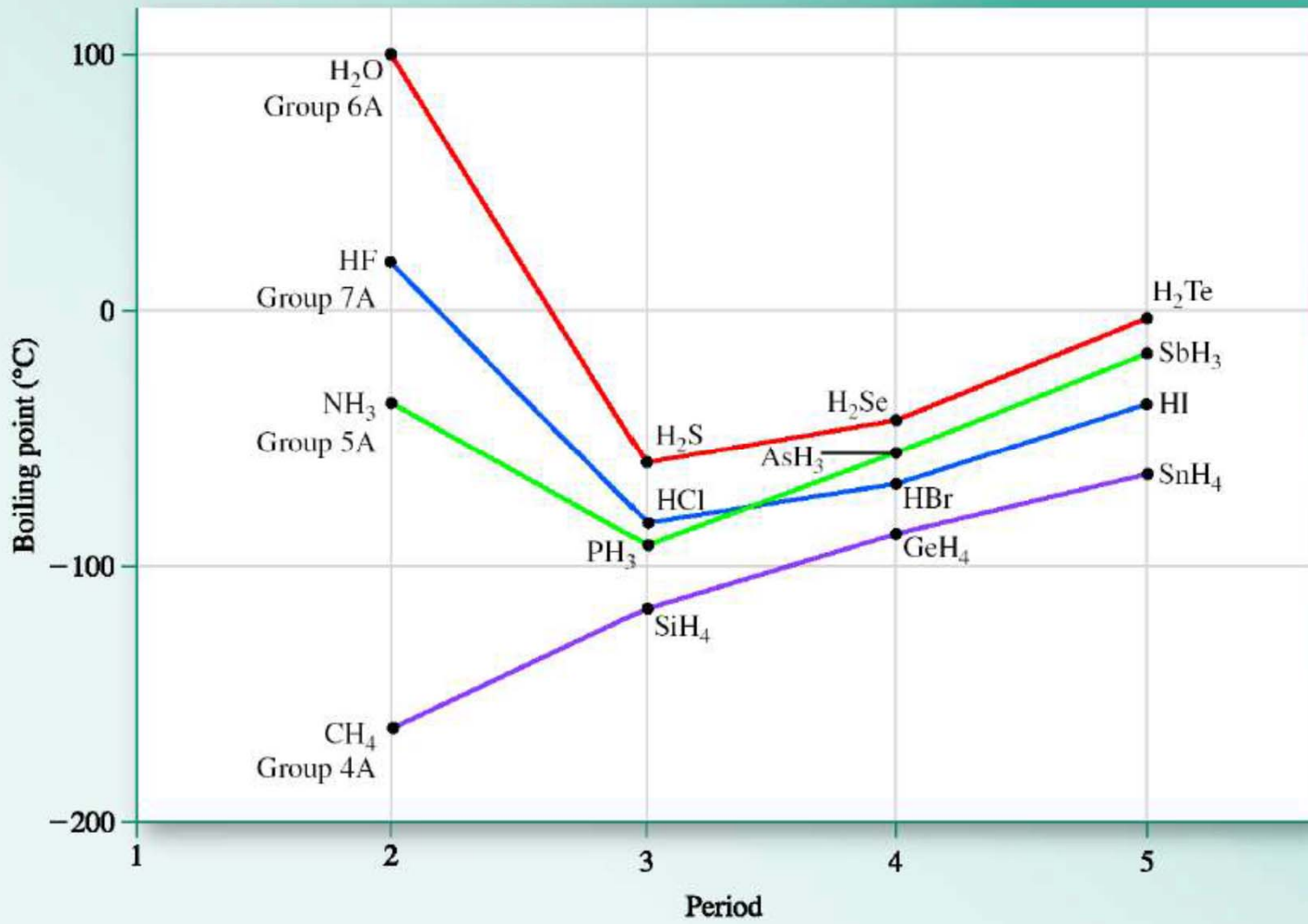


Αιθανόλη
46.07 g/mol
Σ.Ζ. 78.5 °C

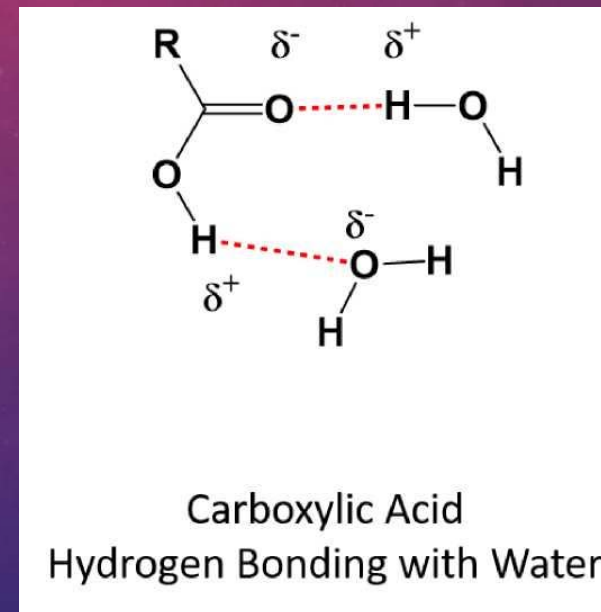
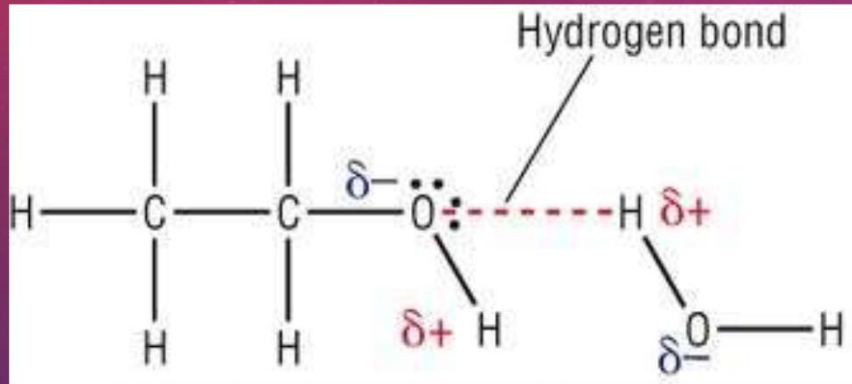


Διμεθυλαιθέρας
46.07 g/mol
Σ.Ζ. -25 °C

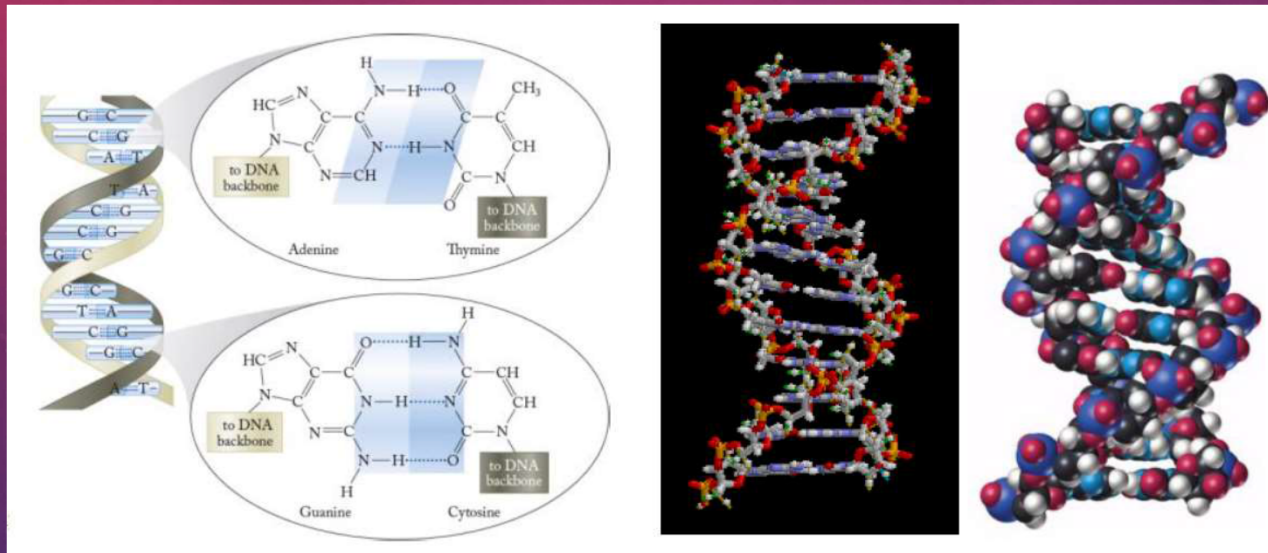




Η μεγάλη διαλυτότητα που έχουν τα κατώτερα μέλη των αλκοολών (ROH) και των καρβοξυλικών οξέων (RCOOH) στο νερό.

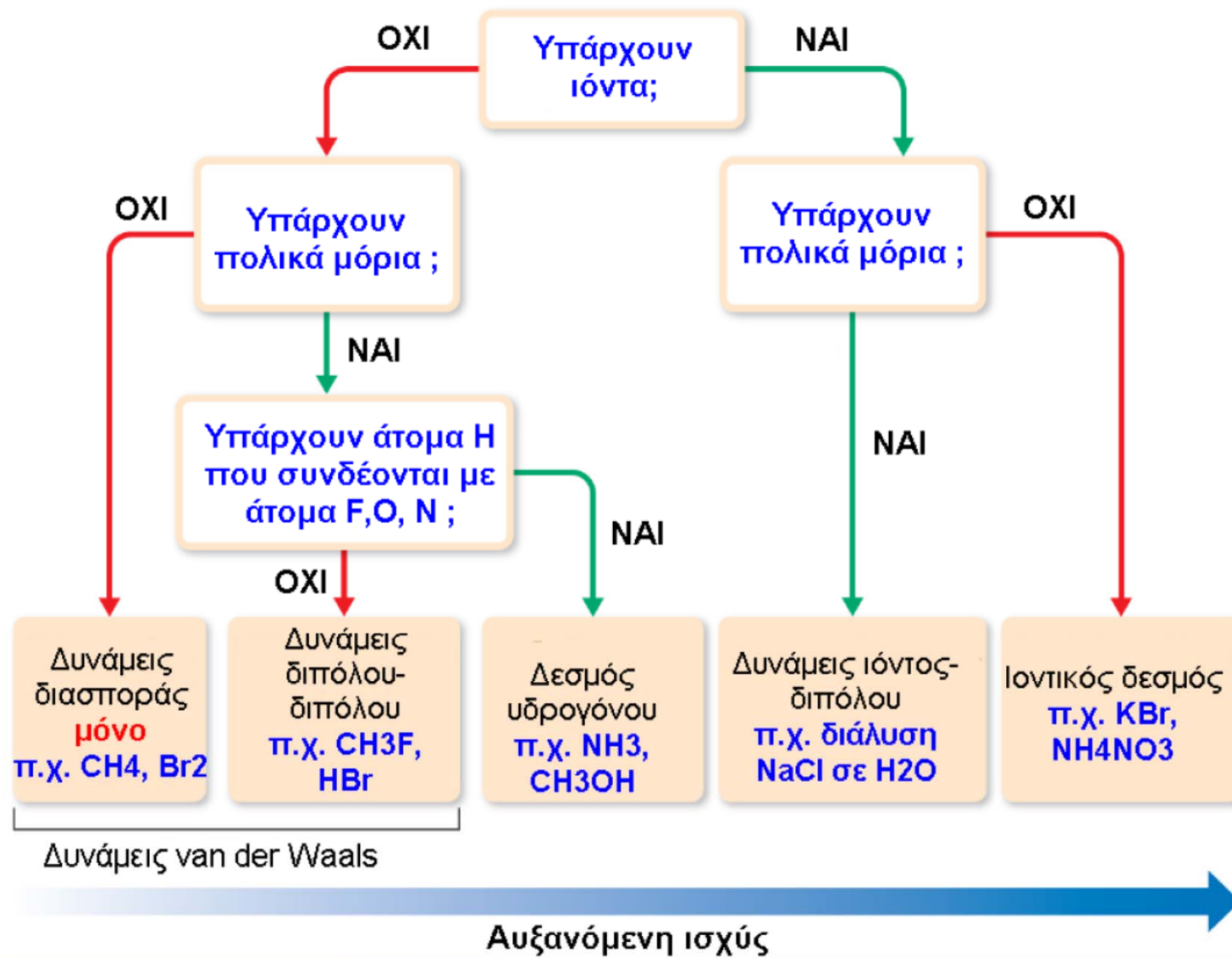


Οι δύο αλυσίδες της διπλής έλικας του DNA συγκρατούνται μεταξύ τους μέσω δεσμών υδρογόνου που αναπτύσσονται μεταξύ των συμπληρωματικών αζωτούχων βάσεων των δύο αλυσίδων.



Ο δεσμός υδρογόνου εμφανίζεται σε πολλά βιολογικά μόρια, όπως π.χ. στις πρωτεΐνες.

Οι ανώτερες δομές των πρωτεϊνών οφείλονται και σε δεσμούς υδρογόνου



Δυνάμεις διασποράς
μόνο
π.χ. CH₄, Br₂

Δυνάμεις διπόλου-διπόλου
π.χ. CH₃F, HBr

Δεσμός υδρογόνου
π.χ. NH₃, CH₃OH

Δυνάμεις ιόντος-διπόλου
π.χ. διάλυση NaCl σε H₂O

Ιοντικός δεσμός
π.χ. KBr, NH₄NO₃

Δυνάμεις van der Waals

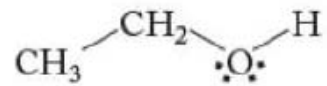
Αυξανόμενη ισχύς

Συνέπειες των διαμοριακών δυνάμεων στις ιδιότητες των ουσιών

ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

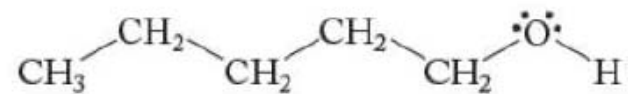
- Τα όμοια διαλύουν όμοια, δηλαδή οι πολικές ενώσεις διαλύονται στους πολικούς διαλύτες (π.χ. διάλυση αιθανόλης στο νερό) και οι μη πολικές στους μη πολικούς (π.χ. εξάνιο σε τετραχλωράνθρακα).

Η αύξηση του μεγέθους της ανθρακικής αλυσίδας ROH & RCOOH στο H_2O , μειώνει την διαλυτότητα τους στο νερό διότι εξασθενίζουν οι δεσμοί H και κυριαρχούν οι δυνάμεις διασποράς.



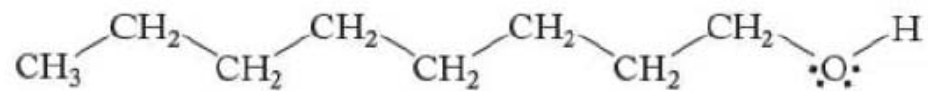
Αιθανόλη

Πλήρως διαλυτή στο νερό



1-πεντανόλη

2.6 g/100mL νερού



1-οκτανόλη

5.8 x 10⁻⁷ g/100mL νερού

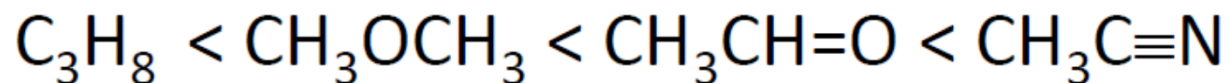
(ελάχιστα διαλυτή στο νερό)

ΣΗΜΕΙΟ ΖΕΣΗΣ

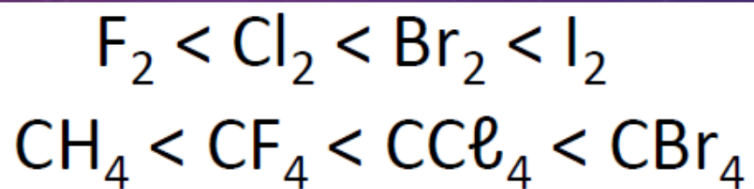
Όσο ισχυρότερες οι διαμοριακές δυνάμεις, τόσο μεγαλύτερη ενέργεια απαιτείται για τη διάσπασή τους, οπότε τόσο υψηλότερο το σημείο ζέσης μίας ουσίας.

Για ενώσεις με ίδιο ή παραπλήσιο M_r , όσο αυξάνει η ισχύς των δεσμών τόσο αυξάνει το σημείο ζέσεως, π.χ. το σημείο ζέσεως του H_2O είναι πολύ μεγαλύτερο του CH_4 .

Για ενώσεις με παραπλήσια M_r και μόνιμα δίπολα: Όσο μεγαλύτερη η διπολική ροπή, τόσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις και τόσο υψηλότερο το Σ.Ζ.



Σε μη πολικές ενώσεις (δυνάμεις London): Με αύξηση της M_r αυξάνεται η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων, οπότε αυξάνεται το Σ.Ζ.



Οι ενώσεις στα μόρια των οποίων υπάρχουν δεσμοί H έχουν αυξημένα Σ.Ζ.