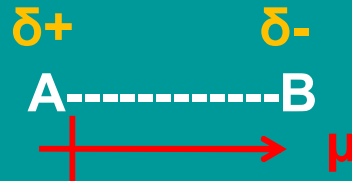


# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ – ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΙΟΝΤΩΝ

Χρήστος Παππάς  
Καθηγητής

# ΠΟΛΙΚΕΣ – ΑΠΟΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

## ΔΙΠΟΛΙΚΗ ΡΟΠΗ



$$\mu = |\delta| \cdot r$$

Αν  $\mu_{ολ} \neq 0$  **πολική**

Αν  $\mu_{ολ} = 0$  **άπολη**

# ΠΟΛΙΚΕΣ – ΑΠΟΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

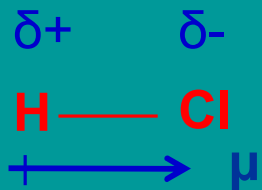
## ΔΙΑΤΟΜΙΚΑ ΜΟΡΙΑ

Αν τα άτομα είναι ίδια το μόριο είναι άπολο ενώ όταν τα άτομα είναι διαφορετικά το μόριο είναι πολικό.



Μεταξύ των ατόμων του χλωρίου δεν υπάρχει διαφορά ηλεκτραρνητικότητας.

Άρα το μόριο είναι άπολο.



Μεταξύ του ατόμου του υδρογόνου και του ατόμου του χλωρίου υπάρχει διαφορά ηλεκτραρνητικότητας.

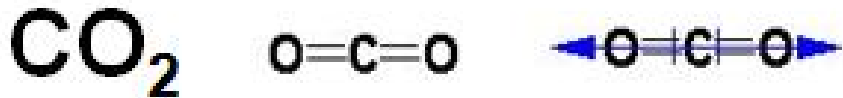
Επομένως στο μόριο του HCl παρουσιάζεται διπολική ροπή.

Άρα το μόριο είναι πολικό.

# ΠΟΛΙΚΕΣ – ΑΠΟΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

## ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΑ ΜΟΡΙΑ

Για να αποφανθούμε αν ένα πολυατομικό μόριο είναι άπολο ή πολικό, πρέπει να γνωρίζουμε τη γεωμετρία του.



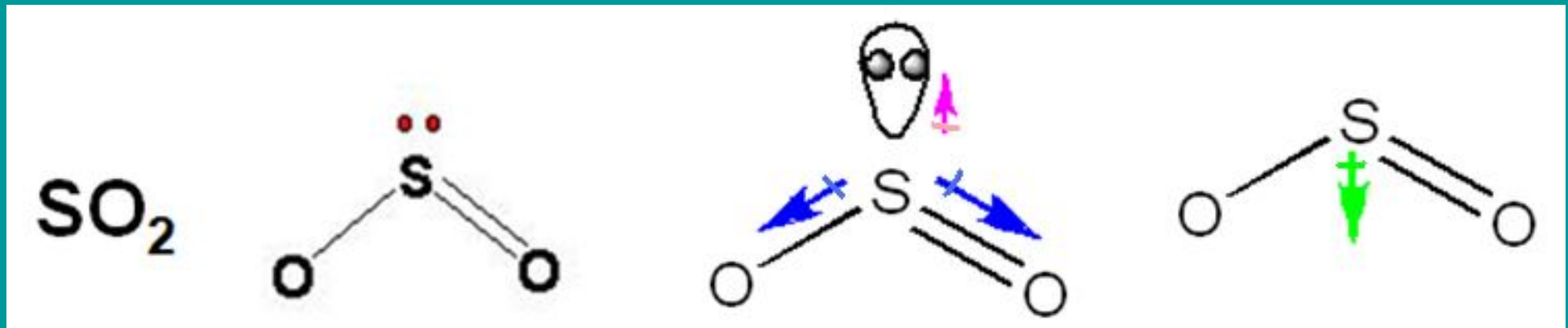
Οι δεσμοί C-O είναι πολωμένοι . Επειδή οι διπολικές ροπές είναι ίσες και αντίθετες η συνολική ροπή είναι μηδέν. Άρα το μόριο είναι άπολο.



Οι δεσμοί H-C , C-N είναι πολωμένοι και η συνολική διπολική ροπή ισούται με το άθροισμα των επιμέρους διπολικών ροπών. Άρα το μόριο είναι πολικό.

# ΠΟΛΙΚΕΣ – ΑΠΟΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

## ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΑ ΜΟΡΙΑ

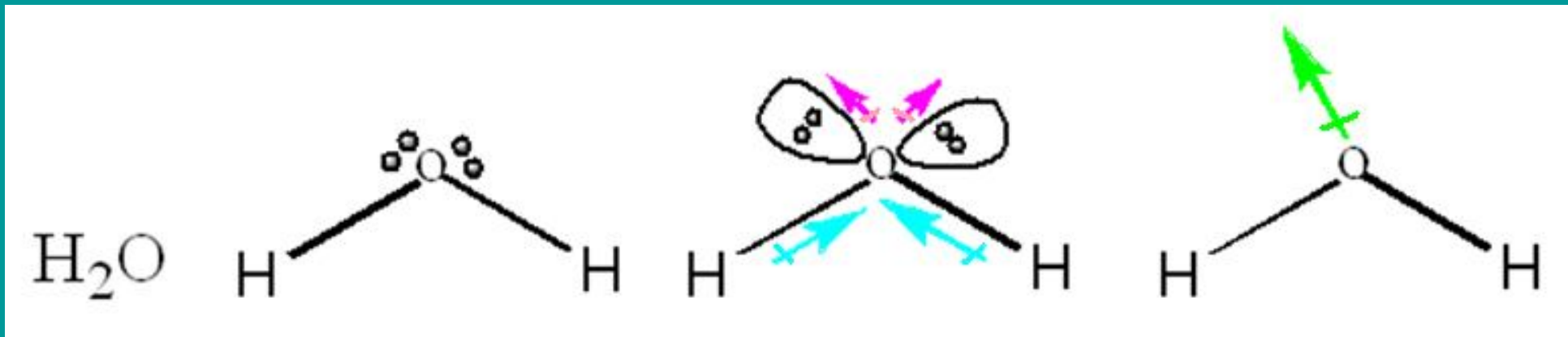


Οι δεσμοί S-O είναι πολωμένοι. Η συνολική διπολική ροπή προκύπτει ως συνισταμένη των επί μέρους διπολικών ροπών αλλά μειώνεται από τη διπολική ροπή του ελεύθερου ζεύγους των ηλεκτρονίων.

**Το μόριο είναι πολικό.**

# ΠΟΛΙΚΕΣ – ΑΠΟΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

## ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΑ ΜΟΡΙΑ

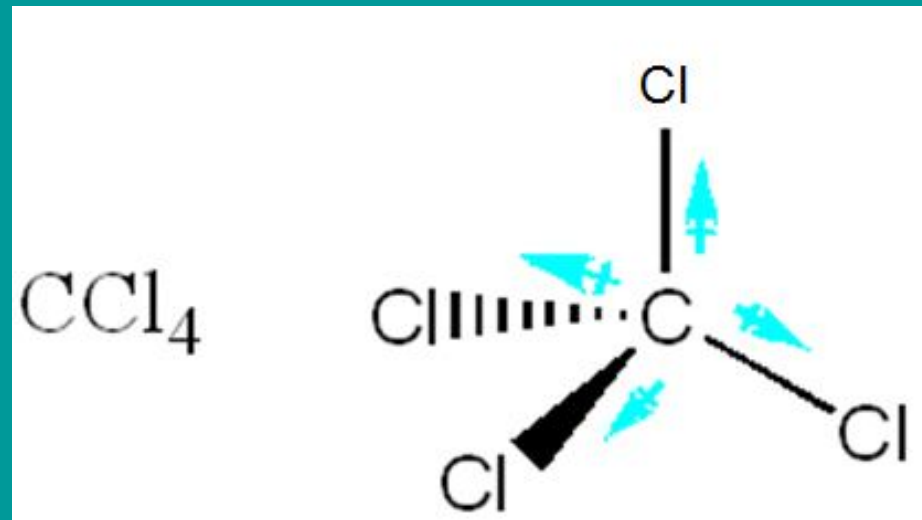


Οι δεσμοί H-O είναι πολωμένοι. Η συνολική διπολική ροπή προκύπτει ως συνισταμένη των επί μέρους διπολικών ροπών και αυξάνεται από τις διπολικές ροπές των ελευθέρων ζευγών ηλεκτρονίων.

**Το μόριο είναι πολικό.**

# ΠΟΛΙΚΕΣ – ΑΠΟΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

## ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΑ ΜΟΡΙΑ

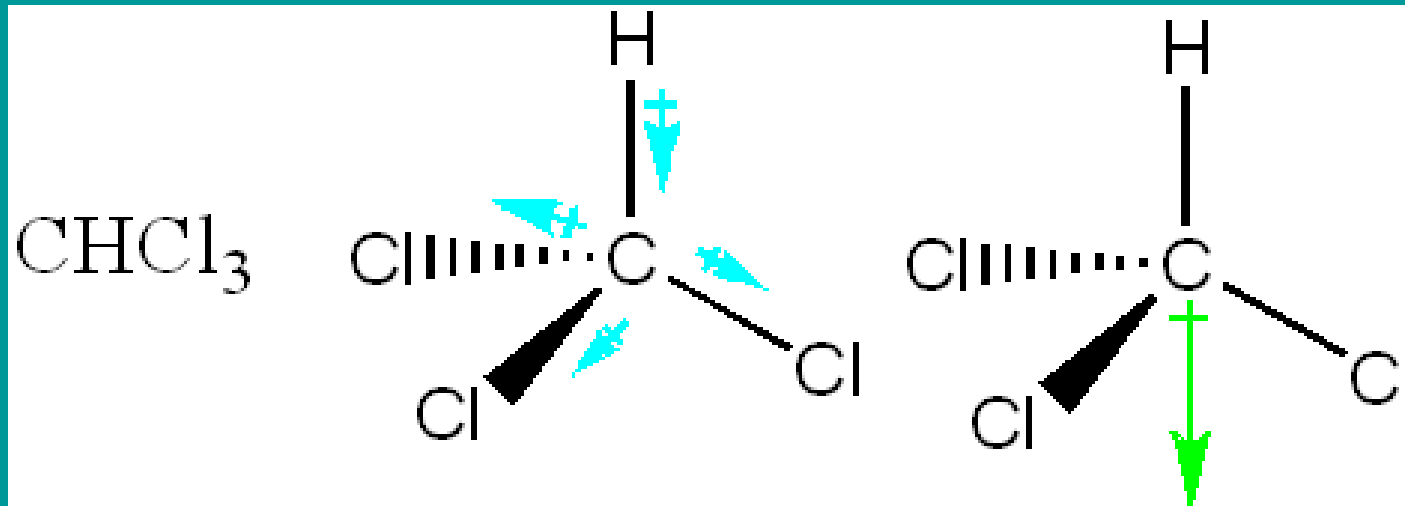


Οι δεσμοί C-Cl είναι πολωμένοι. Επειδή το μόριο είναι τετραεδρικό η συνολική διπολική ροπή είναι μηδέν.

**Το μόριο είναι άπολο.**

# ΠΟΛΙΚΕΣ – ΑΠΟΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

## ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΑ ΜΟΡΙΑ



Οι δεσμοί C-Cl και C-H είναι πολωμένοι. Το μόριο είναι τετραεδρικό . Όμως η ύπαρξη του ατόμου του υδρογόνου καθιστά τη συνολική διπολική ροπή διάφορη του μηδενός.

**Το μόριο είναι πολικό.**



# ΠΟΛΙΚΕΣ – ΑΠΟΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

## ΟΡΓΑΝΙΚΑ ΜΟΡΙΑ

Οργανικά μόρια που διαθέτουν λειτουργικές (χαρακτηριστικές) ομάδες με **O,N,P** ή **S** είναι **πολικά**.

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{CONH}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$  κλπ.

Όταν αυξάνει ο αριθμός των ανθράκων, το μόριο καθίσταται λιγότερο πολικό.

Επομένως πρέπει να λαμβάνεται υπόψη τόσο η ανθρακική αλυσίδα όσο και η ύπαρξη πολικής ομάδας.

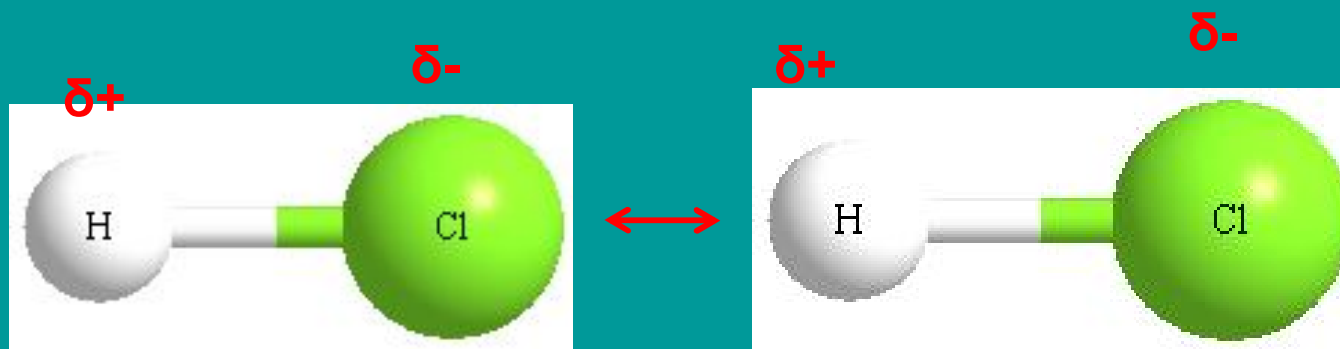
### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

Η  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$  είναι λιγότερο πολική από την  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΔΙΠΟΛΟΥ - ΔΙΠΟΛΟΥ

Είναι δυνάμεις που εμφανίζονται μεταξύ **μονίμων** διπόλων.  
Το θετικό τμήμα του ενός διπόλου έλκει το αρνητικό τμήμα του άλλου.

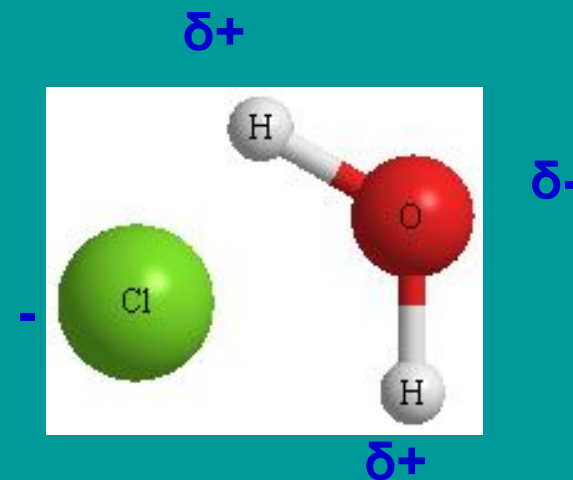
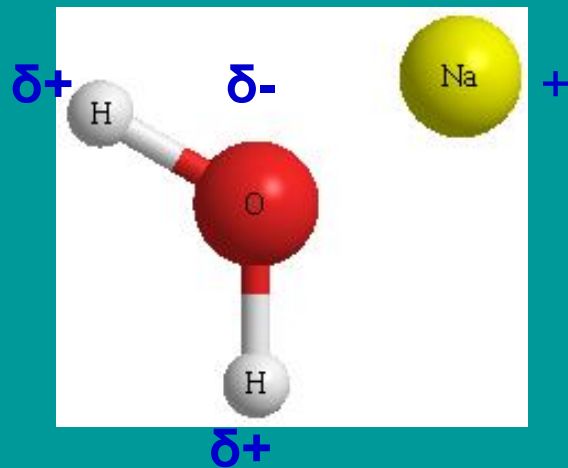


**Οι δυνάμεις διπόλου – διπόλου είναι ΑΣΘΕΝΕΙΣ.**

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΙΟΝΤΟΣ - ΔΙΠΟΛΟΥ

Είναι δυνάμεις που εμφανίζονται μεταξύ ιόντων και μονίμων διπόλων.

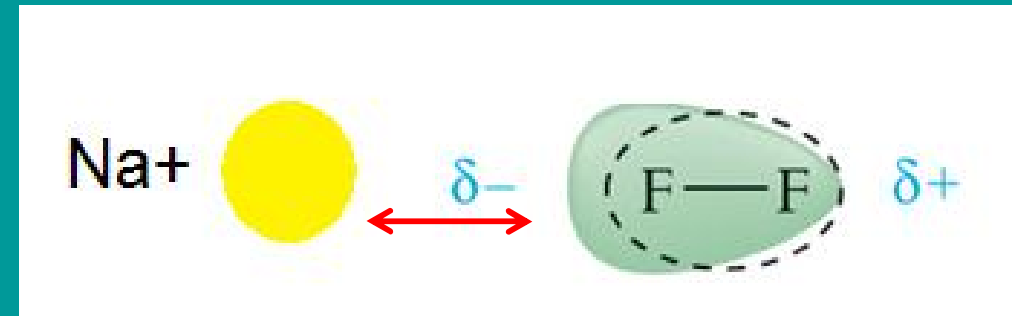
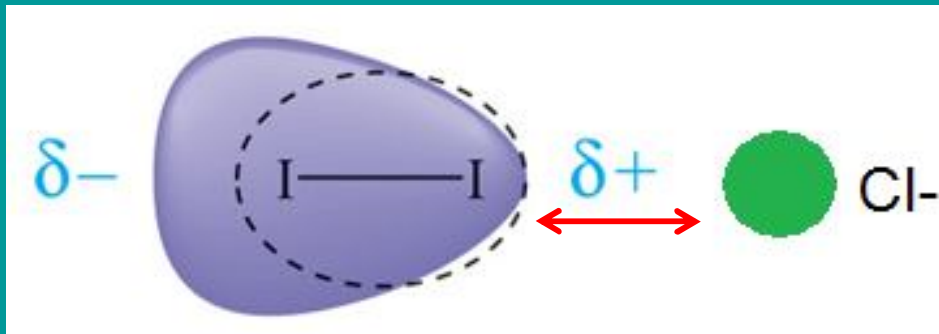


Οι δυνάμεις ιόντος – διπόλου είναι ΙΣΧΥΡΕΣ.

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΙΟΝΤΟΣ – ΕΞ ΕΠΑΓΩΓΗΣ ΔΙΠΟΛΟΥ

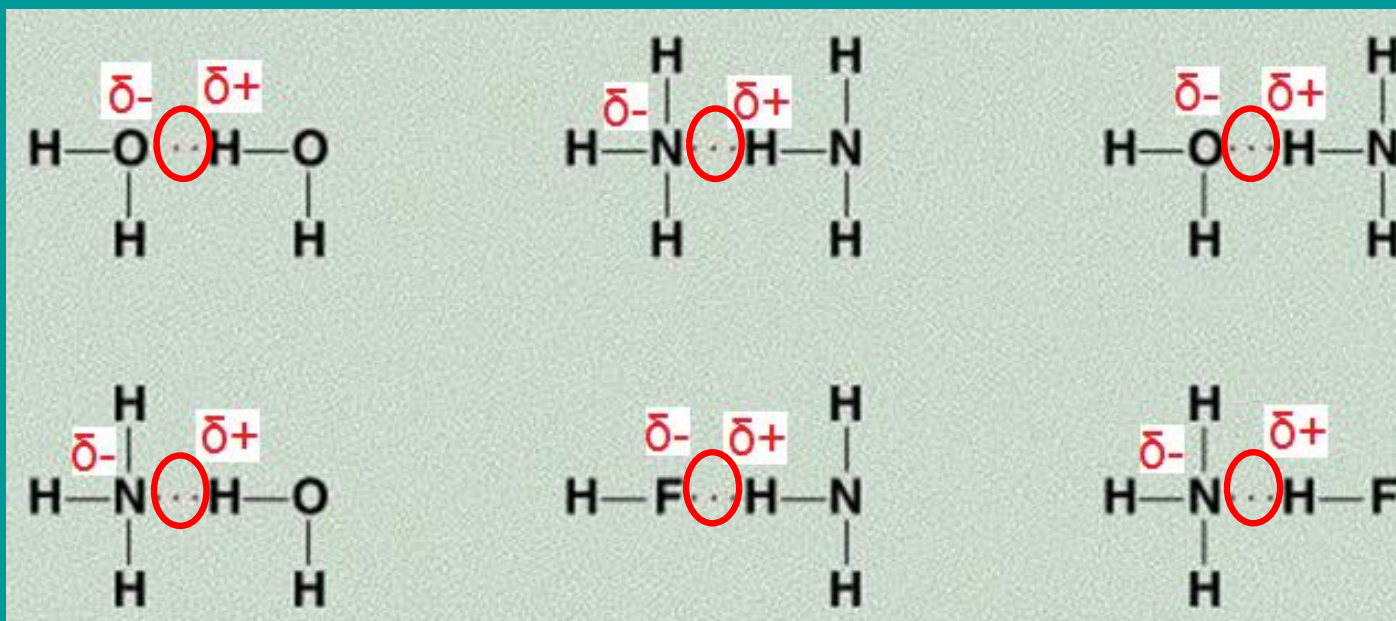
Είναι δυνάμεις που εμφανίζονται μεταξύ ιόντων και εξ επαγωγής διπόλων.



Οι δυνάμεις ιόντος – διπόλου είναι ΙΣΧΥΡΕΣ.

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΕΣΜΟΣ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ



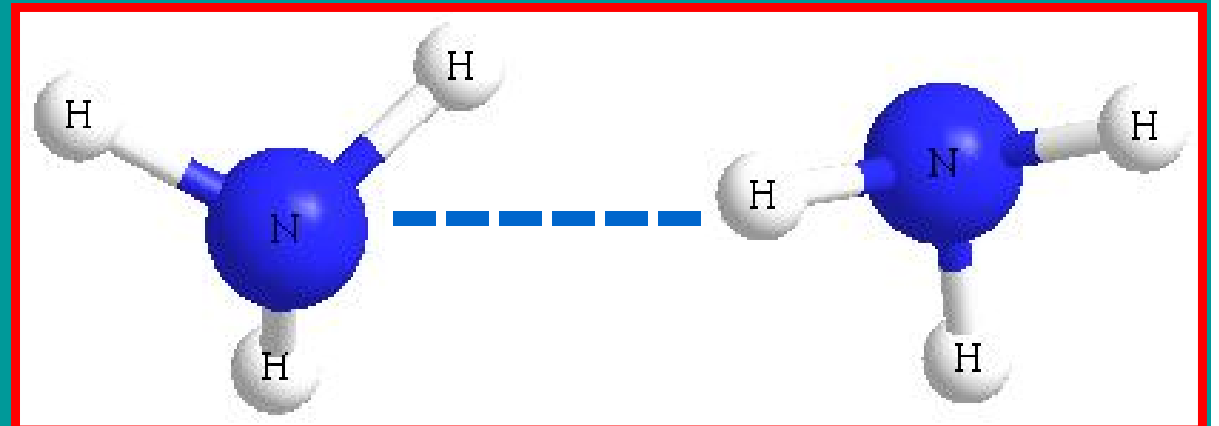
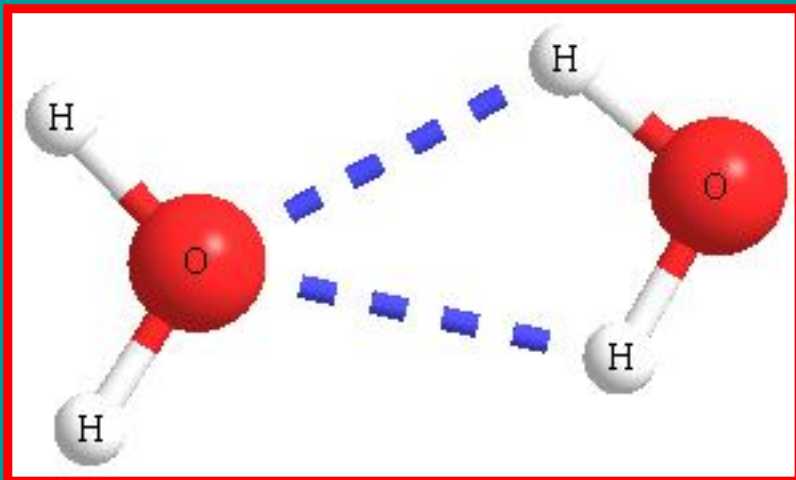
Είναι δυνάμεις διπόλου – διπόλου με κύριο χαρακτηριστικό την ύπαρξη υδρογόνου.

Είναι πολύ ισχυρές αρκεί τα δίπολα να είναι ισχυρά πολωμένα.

Για το λόγο αυτό παρατηρούνται μεταξύ υδρογονούχων ενώσεων και ενώσεων που διαθέτουν μικρά και πολύ ηλεκτραρνητικά άτομα (O,F,N).

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

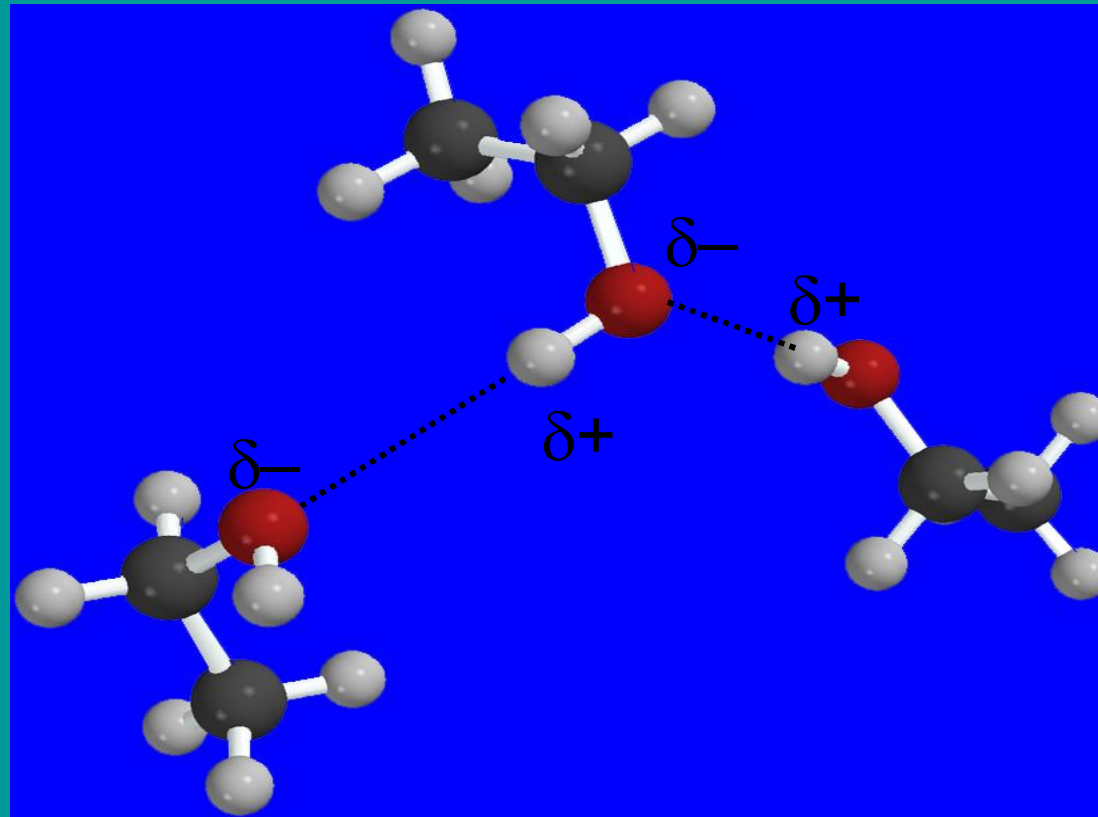
## ΔΕΣΜΟΣ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ



# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΕΣΜΟΣ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ

Μεταξύ μορίων αιθανόλης ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ )



# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

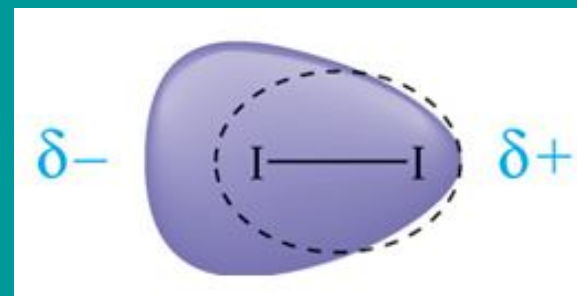
## ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΔΙΠΟΛΩΝ ΕΞ ΕΠΑΓΩΓΗΣ (ΔΥΝΑΜΕΙΣ LONDON)

Κατά τη δόνηση του ηλεκτρονιακού νέφους ενός μορίου ή ατόμου είναι δυνατόν το ηλεκτρονιακό νέφος να παραμορφωθεί κατά τέτοιο τρόπο, ώστε μια πλευρά του μορίου ή του ατόμου να εμφανιστεί θετική και η άλλη αρνητική.

Το δίπολο που σχηματίζεται λέγεται **στιγμαίο ή παροδικό δίπολο**.



Όσο πίο μεγάλο είναι το μόριο ή το άτομο τόσο πίο εύκολα πολώνεται.



Το  $I_2$  πολώνεται πίο εύκολα από το  $F_2$  γιατί είναι πίο μεγάλο.

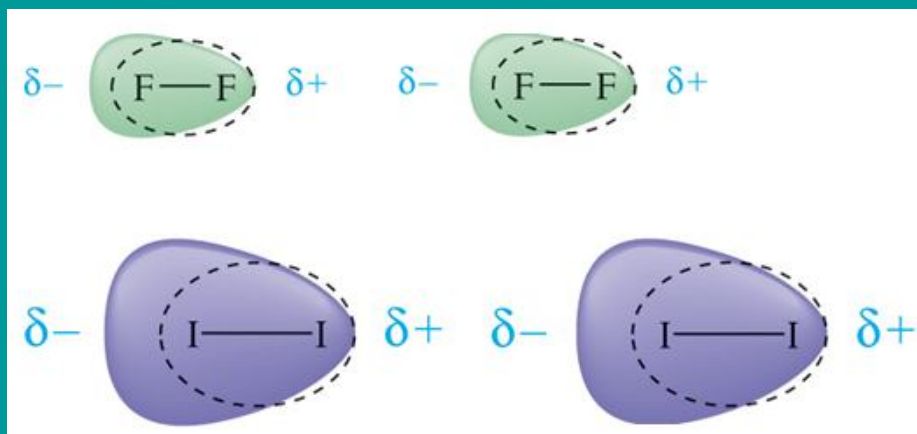


# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΔΙΠΟΛΩΝ ΕΞ ΕΠΑΓΩΓΗΣ (ΔΥΝΑΜΕΙΣ LONDON)

Το μόριο ή το άτομο που έχει πολωθεί στιγμιαία, πολώνει εξ επαγωγής τα διπλανά του μόρια ή άτομα.

Με το τρόπο αυτό αναπτύσσονται δυνάμεις μεταξύ των στιγμιαίων διπόλων.



- Οι δυνάμεις London είναι γενικά ασθενείς.
- Η ισχύς τους αυξάνει όταν αυξάνει το μέγεθος του μορίου ή του ατόμου.
- Οι δυνάμεις London επενεργούν ταυτόχρονα και με άλλες διαμοριακές δυνάμεις.

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΙΣΧΥΣ

ΙΣΧΥΣ



1. Ιόντος –ιόντος
2. Ιόντος-διπόλου
3. Δεσμός υδρογόνου
4. Διπόλου – διπόλου
5. London

Όταν τα μόρια είναι πολύ μεγάλα οι δυνάμεις London είναι ισχυρότερες από αυτές του διπόλου – διπόλου διότι τα μεγάλα μόρια πολώνονται ευκολότερα και τα παραγόμενα στιγμιαία δίπολα έλκονται ισχυρότερα.

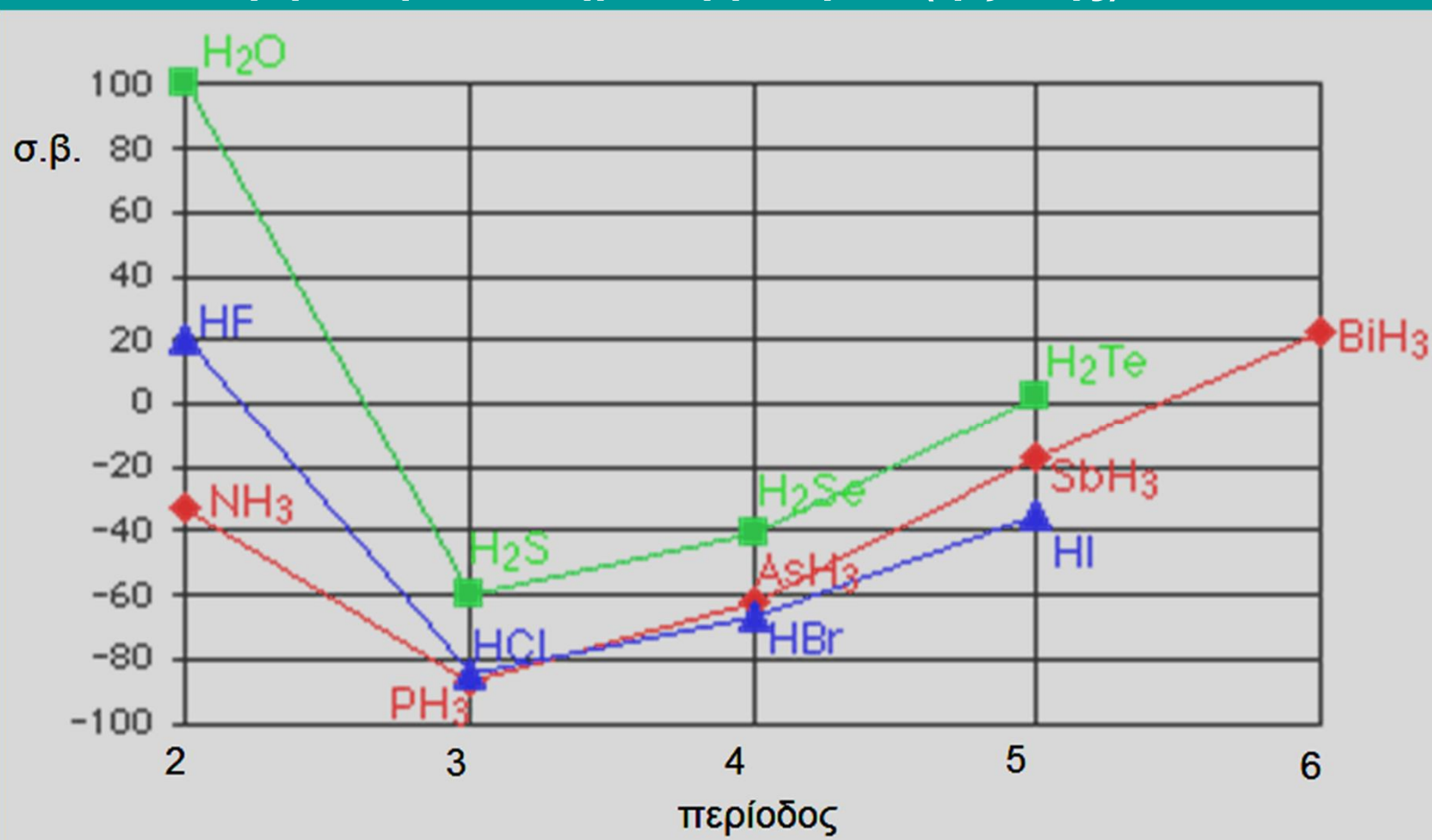
Μερικές φορές δε, σε ιδιαίτερα μεγάλα μόρια, οι δυνάμεις London είναι ισχυρότερες και από τους δεσμούς υδρογόνου.

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΜΕΡΙΚΑ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

### ΣΗΜΕΙΟ ΖΕΣΗΣ ή ΒΡΑΣΜΟΥ

Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις τόσο υψηλότερα τα σημεία βρασμού (ή ζέσης).



# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

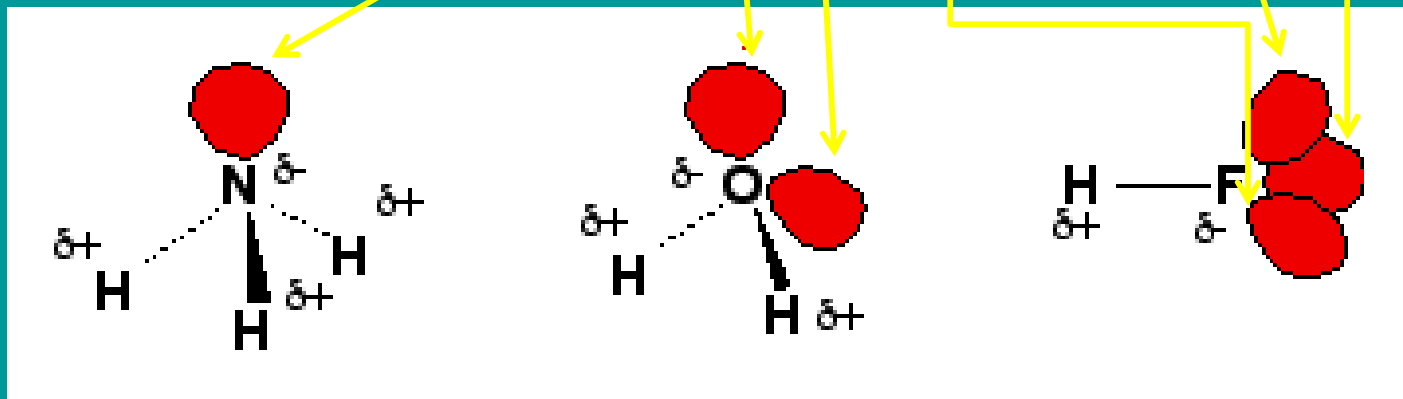
## ΜΕΡΙΚΑ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

### ΣΗΜΕΙΟ ΖΕΣΗΣ ή ΒΡΑΣΜΟΥ

2η περίοδος:  $\sigma_{\text{H}_2\text{O}} > \sigma_{\text{HF}} > \sigma_{\text{NH}_3}$

Όλα τα μόρια είναι πολικά.

Ελεύθερα ζεύγη ηλεκτρονίων



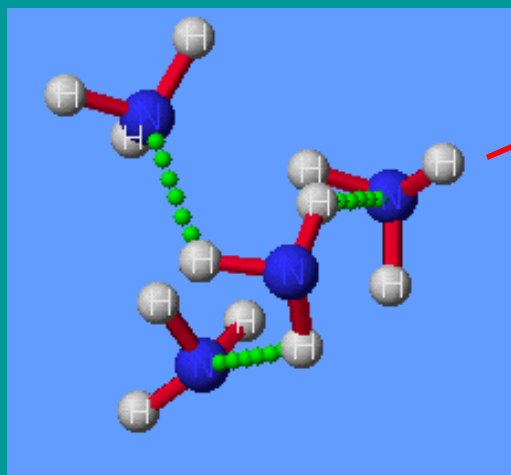
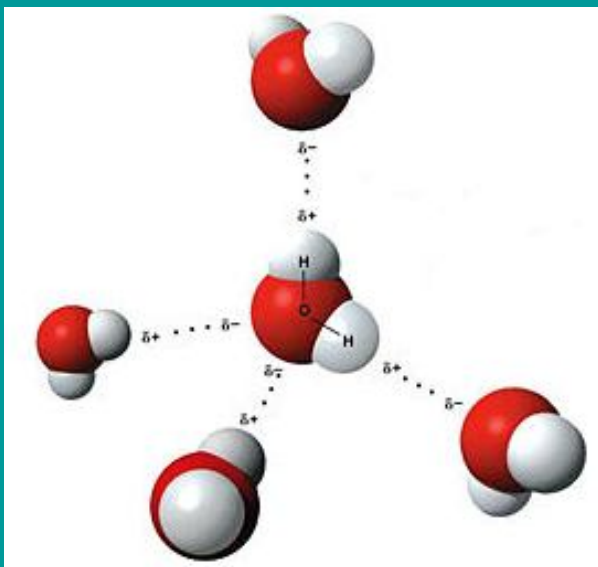
# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΜΕΡΙΚΑ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

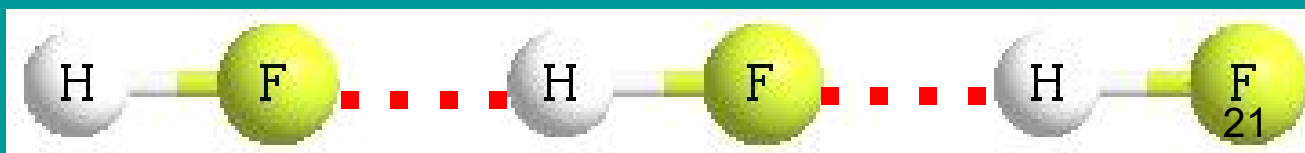
### ΣΗΜΕΙΟ ΖΕΣΗΣ ή ΒΡΑΣΜΟΥ

2η περίοδος:  $\sigma_{\text{H}_2\text{O}} > \sigma_{\text{HF}} > \sigma_{\text{NH}_3}$

Μεταξύ των μορίων των παραπάνω ενώσεων επικρατούν δεσμοί υδρογόνου.



Στην  $\text{NH}_3$  παρατηρούνται οι ασθενέστεροι δεσμοί υδρογόνου, επειδή το N είναι λιγότερο ηλεκτραρνητικό και από το F και από το O.

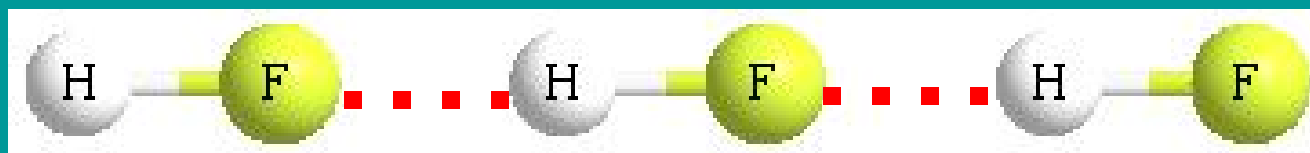
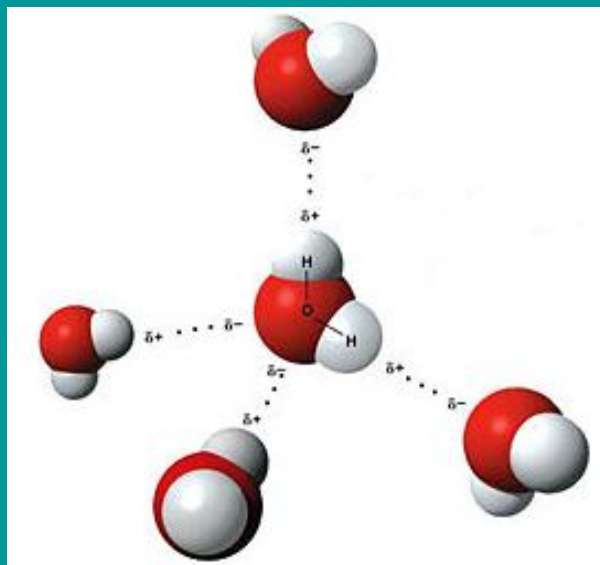


# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΜΕΡΙΚΑ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

### ΣΗΜΕΙΟ ΖΕΣΗΣ ή ΒΡΑΣΜΟΥ

2η περίοδος:  $\sigma_{\text{H}_2\text{O}} > \sigma_{\text{HF}} > \sigma_{\text{NH}_3}$



- Το  $\text{H}_2\text{O}$ , έχοντας δύο άτομα H και δύο ασύζευκτα ζεύγη e στο άτομο του O, σχηματίζει τέσσερις δεσμούς υδρογόνου.
- Στο HF το άτομο του F είναι ηλεκτραρνητικότερο του O και διαθέτει τρία ασύζευκτα ζεύγη e . Επειδή όμως δεν υπάρχει επαρκής αριθμός H σχηματίζει δύο μόνον δεσμούς υδρογόνου.

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΜΕΡΙΚΑ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

### ΣΗΜΕΙΟ ΖΕΣΗΣ ή ΒΡΑΣΜΟΥ

15η ομάδα:  $\sigma_{\text{BiH}_3} > \sigma_{\text{SbH}_3} > \sigma_{\text{NH}_3} > \sigma_{\text{PH}_3} > \sigma_{\text{AsH}_3}$

- Όλα τα μόρια είναι πολικά.
- Μεταξύ των μορίων της  $\text{NH}_3$  επικρατούν δεσμοί υδρογόνου.
- Οι διαμοριακές δυνάμεις στις υπόλοιπες ενώσεις είναι διπόλου – διπόλου.
- Μεταξύ των μορίων όλων των ενώσεων υπάρχουν επιπλέον και δυνάμεις London.
- Με βάση τον περιοδικό πίνακα τα άτομα κατά σειρά μεγέθους ταξινομούνται:  $\text{Bi} > \text{Sb} > \text{As} > \text{P} > \text{N}$  και επομένως τα μόρια κατά σειρά μεγέθους είναι:  $\text{BiH}_3 > \text{SbH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{PH}_3 > \text{NH}_3$ .
- Συνεπώς την ίδια ταξινόμηση με το μέγεθος έχουν και οι δυνάμεις London.
- Επειδή τα  $\text{BiH}_3$  και  $\text{SbH}_3$  είναι ιδιαίτερα μεγάλα μόρια σε σχέση με την  $\text{NH}_3$ , και το άτομο του N δεν είναι ιδιαίτερα ηλεκτραρνητικό, συνολικά οι διαμοριακές δυνάμεις είναι ισχυρότερες στα  $\text{BiH}_3$  και  $\text{SbH}_3$  σε σχέση με της  $\text{NH}_3$ .

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΜΕΡΙΚΑ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

### ΣΗΜΕΙΟ ΖΕΣΗΣ ή ΒΡΑΣΜΟΥ

16η ομάδα:  $\sigma_{\text{β}_{\text{H}_2\text{O}}} > \sigma_{\text{β}_{\text{H}_2\text{Te}}} > \sigma_{\text{β}_{\text{H}_2\text{Se}}} > \sigma_{\text{β}_{\text{H}_2\text{S}}}$

Όλα τα μόρια είναι πολικά.

Μεταξύ των μορίων του  $\text{H}_2\text{O}$  επικρατούν δεσμοί υδρογόνου. Έτσι το  $\text{H}_2\text{O}$  έχει το υψηλότερο σημείο βρασμού.

Μεταξύ των μορίων των υπολοίπων επικρατούν δυνάμεις διπόλου – διπόλου οι οποίες είναι πολύ ασθενέστερες του δεσμού υδρογόνου.

Οι επιπλέον δυνάμεις London οι οποίες εμφανίζονται σε όλα τα μόρια, παίζουν καθοριστικό ρόλο μόνον στις ενώσεις  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

Το μέγεθος των μορίων υπακούει στη σχέση  $\text{H}_2\text{Te} > \text{H}_2\text{Se} > \text{H}_2\text{S}$ .

Επομένως το  $\text{H}_2\text{Te}$  που είναι μεγαλύτερο πολώνεται περισσότερο από το  $\text{H}_2\text{Se}$  και αυτό από  $\text{H}_2\text{S}$ .

Άρα τη σχέση των μεγεθών ακολουθούν και οι δυνάμεις London.

Επομένως την ίδια σχέση ακολουθεί το σύνολο των διαμοριακών δυνάμεων και επομένως και τα σημεία βρασμού.



# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΜΕΡΙΚΑ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

### ΣΗΜΕΙΟ ΖΕΣΗΣ ή ΒΡΑΣΜΟΥ

17η ομάδα:  $\sigma_{\text{HF}} > \sigma_{\text{HI}} > \sigma_{\text{HBr}} > \sigma_{\text{HCl}}$

Όλα τα μόρια είναι πολικά.

Μεταξύ των μορίων του HF επικρατούν δεσμοί υδρογόνου. Έτσι το HF έχει το υψηλότερο σημείο βρασμού.

Μεταξύ των μορίων των υπολοίπων επικρατούν δυνάμεις διπόλου – διπόλου οι οποίες είναι πολύ ασθενέστερες του δεσμού υδρογόνου.

Οι επιπλέον δυνάμεις London οι οποίες εμφανίζονται σε όλα τα μόρια, παίζουν καθοριστικό ρόλο μόνον στις ενώσεις HI, HBr, HCl.

Το μέγεθος των μορίων υπακούει στη σχέση  $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl}$ .

Επομένως το HI που είναι μεγαλύτερο πολώνεται περισσότερο από το HBr και αυτό από HCl.

Άρα τη σχέση των μεγεθών ακολουθούν και οι δυνάμεις London.

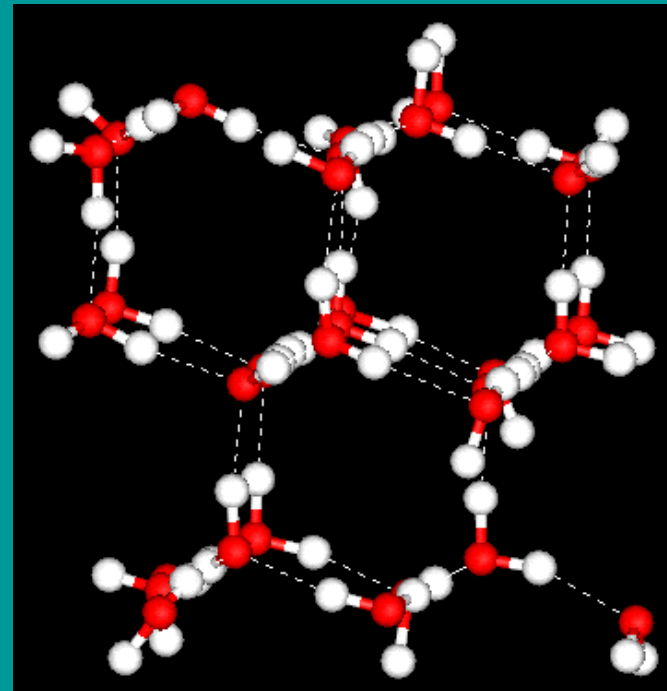
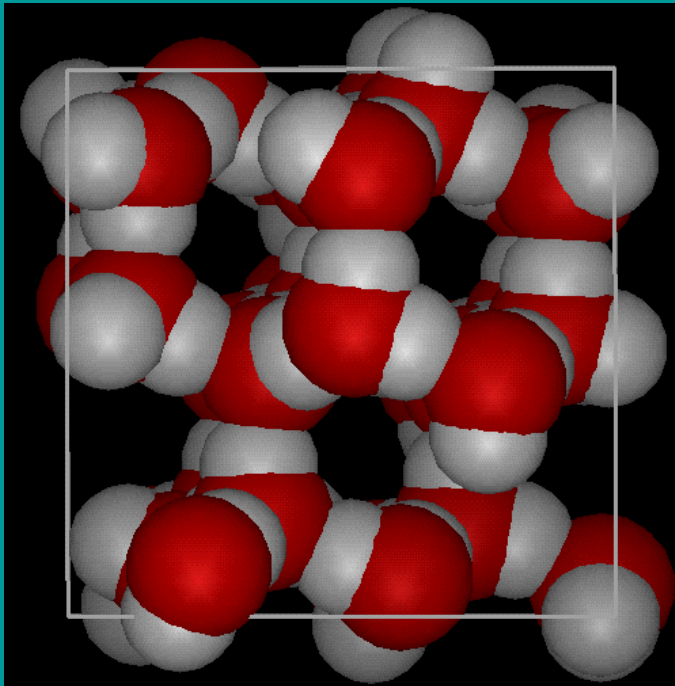
Επομένως την ίδια σχέση ακολουθεί το σύνολο των διαμοριακών δυνάμεων και επομένως και τα σημεία βρασμού.

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΕΣΜΟΣ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ

### ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

ΠΑΓΟΣ



Στον πάγο το κάθε μόριο νερού σχηματίζει τετραεδρική διάταξη με τέσσερα H (δύο H ενώνονται με ομοιοπολικούς δεσμούς και δύο με δεσμούς υδρογόνου).

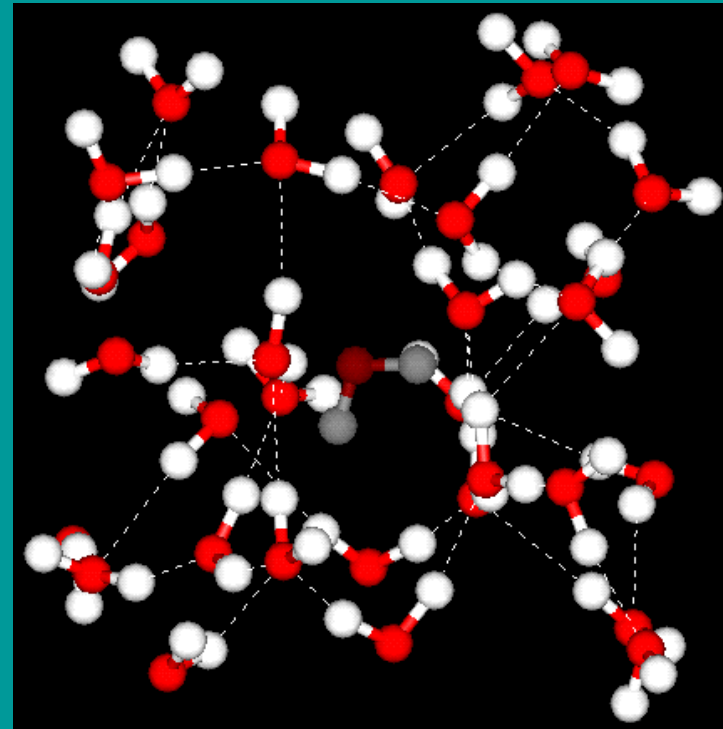
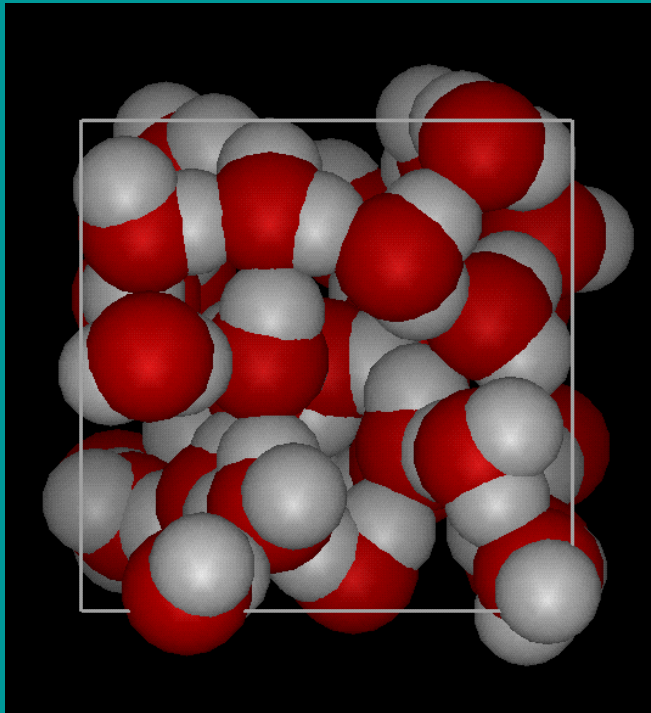
Αυτό οδηγεί σε κενά άρα και μειωμένη πυκνότητα.

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΕΣΜΟΣ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ

### ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

ΥΓΡΟ  
ΝΕΡΟ



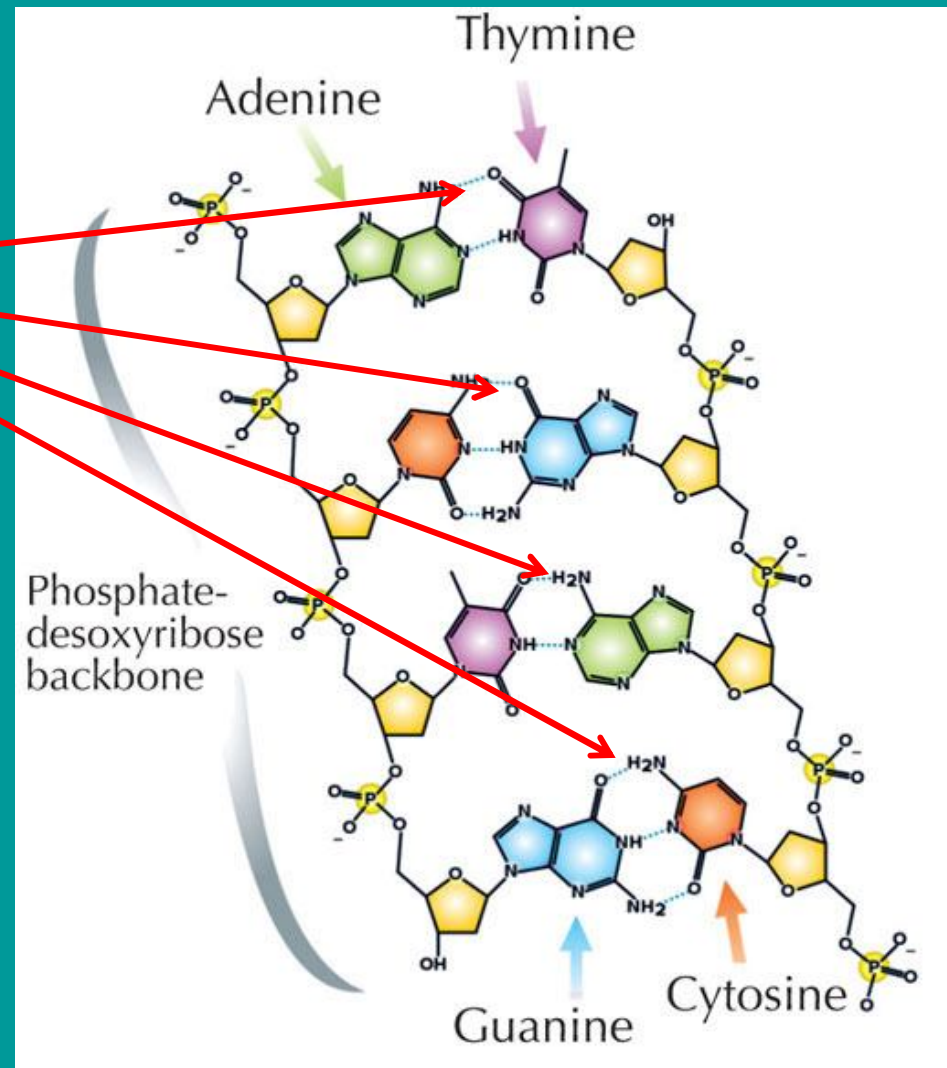
•Στον υγρό νερό η τετραεδρική διάταξη αρχίζει να καταρρέει, οπότε τα κενά γίνονται πολύ μικρά με αποτέλεσμα η πυκνότητα να αυξάνει.

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΕΣΜΟΣ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ

### ΔΟΜΗ ΒΙΟΠΟΛΥΜΕΡΩΝ

Δεσμοί  
υδρογόνου

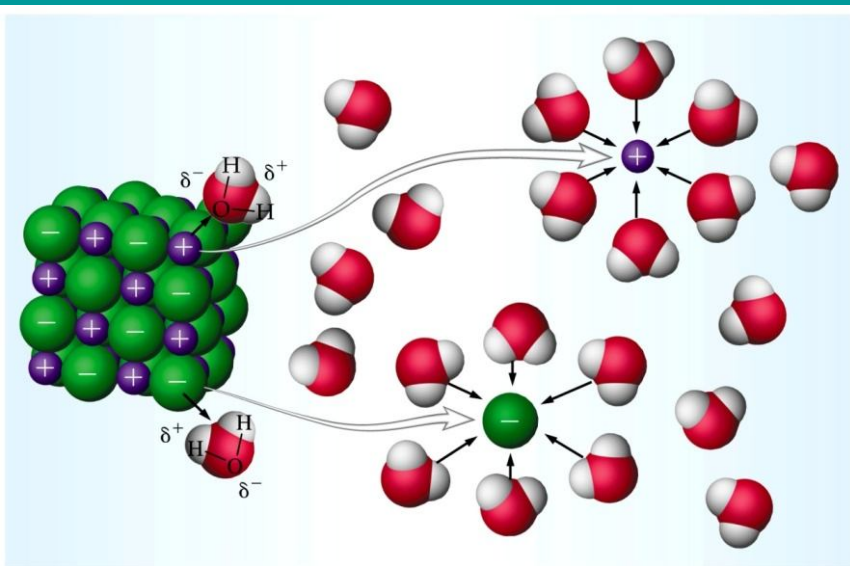


(DNA)

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΙΑΛΥΣΗ

ΟΙ ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ ΔΙΑΛΥΟΝΤΑΙ ΣΕ ΠΟΛΙΚΟΥΣ ΔΙΑΛΥΤΕΣ



Μεταξύ των  $\text{Na}^+$  και  $\text{Cl}^-$  ασκούνται ελκτικές ηλεκτροστατικές δυνάμεις.

$$F = K \cdot \frac{q_{\text{Na}^+} \cdot q_{\text{Cl}^-}}{\epsilon \cdot r^2} \quad \epsilon = \text{Διηλεκτρική σταθερά}$$

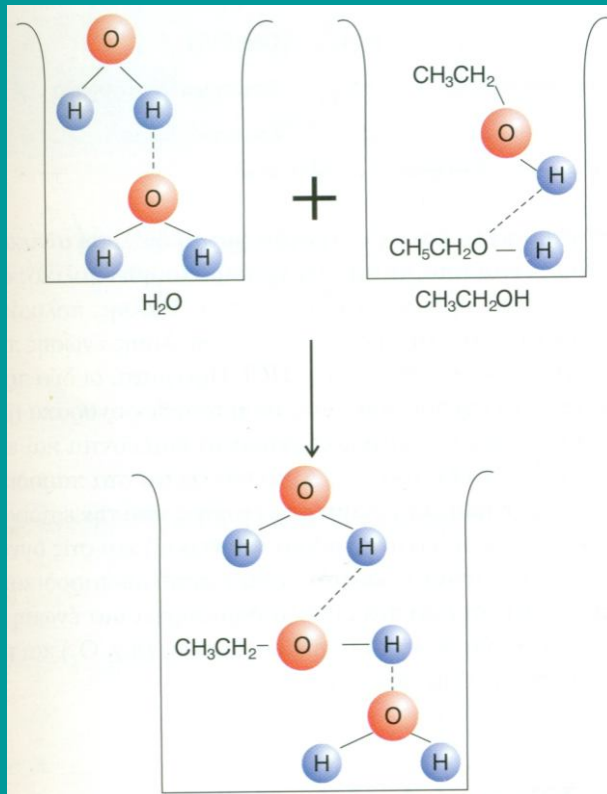
- Επειδή  $\epsilon_{\text{H}_2\text{O}} \approx 80$  ο κρύσταλλος καταρρέει.
- Το  $\text{H}_2\text{O}$  είναι πολική ένωση.
- τα  $\text{Na}^+$  έλκουν μόρια  $\text{H}_2\text{O}$  μέσω του αρνητικού οξυγόνου και ενυδατώνονται ,  $\text{Na}^+(\text{aq})$ . (Δυνάμεις ιόντος – διπόλου).
- τα  $\text{Cl}^-$  έλκουν μόρια  $\text{H}_2\text{O}$  μέσω των θετικών υδρογόνων και επίσης ενυδατώνονται ,  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ . (Δυνάμεις ιόντος – διπόλου).

Οι ιοντικές ενώσεις δεν διαλύονται σε άπολους διαλύτες γιατί η  $\epsilon$  αυτών είναι μικρή (1-10).

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΙΑΛΥΣΗ

ΟΙ ΠΟΛΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ ΔΙΑΛΥΟΝΤΑΙ ΣΕ ΠΟΛΙΚΟΥΣ ΔΙΑΛΥΤΕΣ



Επομένως η αιθανόλη δεν θα διαλυθεί στον  $CCl_4$ .

- Τόσο μεταξύ των μορίων του νερού όσο και μεταξύ των μορίων της αιθανόλης επικρατούν δεσμοί υδρογόνου.
- Όταν η αιθανόλη και το νερό αναμιχθούν μεταξύ τους αναπτύσσονται επίσης δεσμοί υδρογόνου, δηλαδή της ίδιας ισχύος.

**Επομένως οι δύο ενώσεις μπορούν να αναμιχθούν.**

- Ο  $CCl_4$  είναι άπολος και οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων του είναι διασποράς.
- Εάν η αιθανόλη προστεθεί σε  $CCl_4$  μεταξύ τους θα αναπτυχθούν δυνάμεις διπόλου – παροδικού διπόλου .
- Οι δυνάμεις αυτές είναι σαφώς ασθενέστερες των δεσμών υδρογόνου που επικρατούν μεταξύ των μορίων της αιθανόλης και δεν μπορούν να τους<sup>30</sup> «σπάσουν».

# ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

## ΔΙΑΛΥΣΗ

### ΟΙ ΑΠΟΛΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ ΔΙΑΛΥΟΝΤΑΙ ΣΕ ΑΠΟΛΟΥΣ ΔΙΑΛΥΤΕΣ

- Ο  $\text{CCl}_4$  είναι άπολος και οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων του είναι διασποράς.
- Το  $\text{I}_2$  είναι άπολο και οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων του είναι επίσης διασποράς.
- Όταν το  $\text{I}_2$  προστεθεί στον  $\text{CCl}_4$  μεταξύ των μορίων τους θα αναπτυχθούν δυνάμεις διασποράς, δηλαδή της ίδιας ισχύος.

**Επομένως το  $\text{I}_2$  θα διαλυθεί στον  $\text{CCl}_4$ .**

Όταν το  $\text{I}_2$  όμως προστεθεί σε αιθανόλη οι διαμοριακές δυνάμεις που θα αναπτυχθούν θα είναι διπόλου – παροδικού διπόλου, οι οποίες είναι ασθενέστερες των δεσμών υδρογόνου που επικρατούν μεταξύ των μορίων της αιθανόλης.

Άρα οι δεσμοί υδρογόνου δεν μπορούν να «σπάσουν» και το  $\text{I}_2$  δεν θα διαλυθεί στην αιθανόλη.

**ΣΥΜΠΕΡΑΣΜΑ:** Οι ιοντικές και οι πολικές ενώσεις διαλύονται σε πολικούς διαλύτες και οι άπολες σε άπολους διαλύτες.

# ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Να καταταχθούν οι παρακάτω χημικές ενώσεις κατά αυξανόμενο σημείο βρασμού:  $\text{KBr}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{HBr}$

## ΛΥΣΗ

• Το  $\text{KBr}$  είναι ιοντική ένωση ( $\text{K}^+ \text{Br}^-$ ) και οι μεταξύ των ιόντων του δυνάμεις είναι πολύ ισχυρές (ιόντος –ιόντος) ( $\text{K}^+ \text{Br}^- \longleftrightarrow \text{K}^+ \text{Br}^-$ ). Επομένως το  $\text{KBr}$  έχει το υψηλότερο σημείο βρασμού.

Το  $\text{H}_2\text{O}$  είναι πολική ένωση ( $\text{H}_2^{\delta+} \text{O}^{\delta-}$ ) και διαμοριακές δυνάμεις είναι δεσμοί υδρογόνου (τέσσερις τον αριθμό) ( $\text{H}_2^{\delta+} \text{O}^{\delta-} \dots \text{H}_2^{\delta+} \text{O}^{\delta-}$ ) οι οποίες είναι επίσης ισχυρές. Οι δυνάμεις διασποράς δεν είναι άξιες λόγου.

• Το  $\text{I}_2$  είναι άπολη ένωση και οι διαμοριακές δυνάμεις (διασποράς) είναι σχετικά ισχυρές διότι το μόριο είναι μεγάλο και επομένως πολώνεται εύκολα.

• Το  $\text{HBr}$  είναι πολική ένωση ( $\text{H}^{\delta+} \text{Br}^{\delta-}$ ) και οι διαμοριακές δυνάμεις (διπόλου – διπόλου) είναι σχετικά ασθενείς και επειδή το μόριο είναι μικρότερο του  $\text{I}_2$  πολώνεται δυσκολότερα από αυτό.

Άρα  $\sigma\beta_{\text{HBr}} < \sigma\beta_{\text{I}_2} < \sigma\beta_{\text{H}_2\text{O}} < \sigma\beta_{\text{KBr}}$



# ΑΣΚΗΣΕΙΣ

2. Δίνονται τα μόρια:  $\text{Br}_2$ ,  $\text{NaI}$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$  και οι διαλύτες:  $\text{CCl}_4$  και  $\text{H}_2\text{O}$ . Ποια ένωση διαλύεται ευκολότερα σε ποιόν διαλύτη;

## ΛΥΣΗ

- Το  $\text{Br}_2$  είναι άπολη ένωση.
- Το  $\text{NaI}$  είναι ιοντική ένωση.
- Η  $\text{CH}_3\text{OH}$  είναι πολική ένωση.
- Ο  $\text{CCl}_4$  είναι άπολη ένωση.
- Το  $\text{H}_2\text{O}$  είναι πολική ένωση.

Επομένως το  $\text{Br}_2$  διαλύεται στον  $\text{CCl}_4$  ενώ το  $\text{NaI}$  και η  $\text{CH}_3\text{OH}$  στο  $\text{H}_2\text{O}$ .

# ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Να καταταχθούν οι παρακάτω χημικές ενώσεις κατά αυξανόμενο σημείο βρασμού:  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{NaI}$ ,  $\text{HI}$ .
2. Δίνονται τα μόρια:  $\text{KCl}$ ,  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ,  $\text{SO}_2$ , και οι διαλύτες:  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  και  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ . Ποια ένωση διαλύεται ευκολότερα σε ποιόν διαλύτη;

# **ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ**

## **1. Αρχές της Χημείας**

**P. Atkins - L. Jones – L. Laverman**

**(Μεταφρασμένο)**

**Εκδόσεις «Υτορία», Αθήνα 2018**

**ΚΕΦ. 3ΣΤ**

## **2. Βασική Ανόργανη Χημεία**

**N. Δ. Κλούρας**

**Εκδόσεις «Π.Τραυλός», Αθήνα 2002**

**ΚΕΦ. 8**