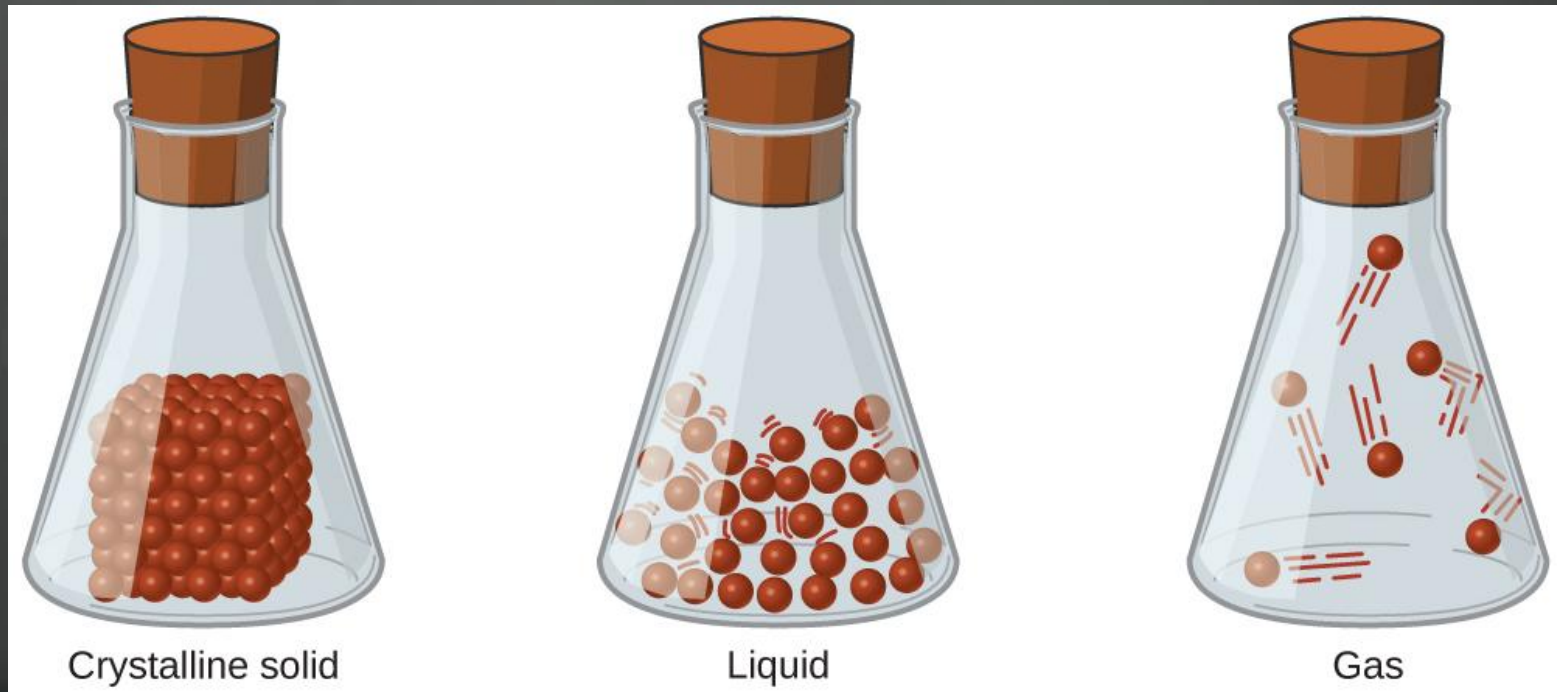


Μάθημα 1.1

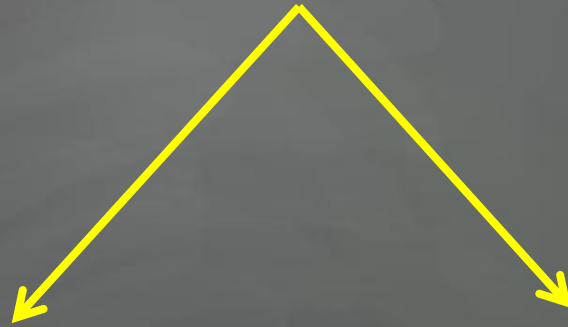
Διαμοριακές δυνάμεις

Διαμοριακές δυνάμεις

Είναι οι δυνάμεις που συγκρατούν τα μόρια μεταξύ τους, προδίδοντάς τους τη στερεά ή την υγρή κατάσταση.



Διαμοριακές δυνάμεις



Δυνάμεις
διπόλου - διπόλου

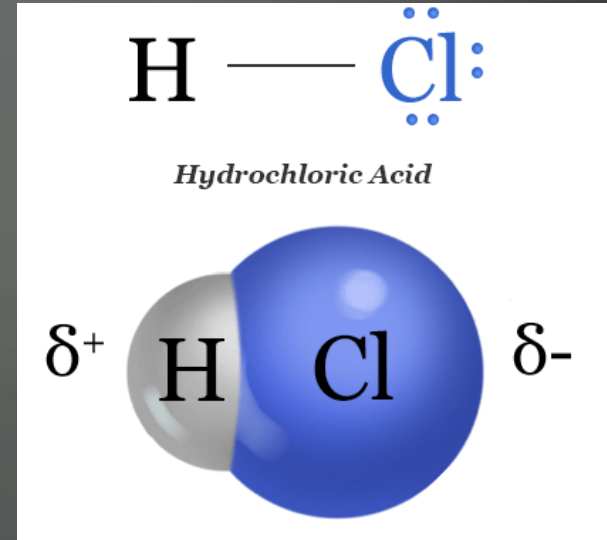
Δυνάμεις
London



Δεσμός
υδρογόνου

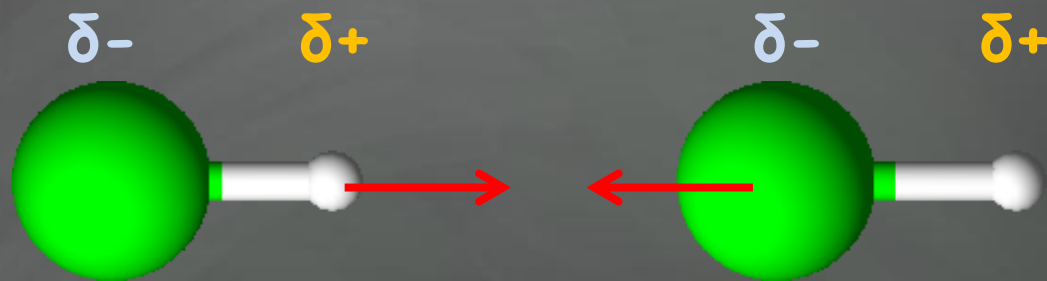
Δυνάμεις διπόλου - διπόλου

Μόριο HCl : Το κοινό ζεύγος e έλκεται περισσότερο από το Cl $\rightarrow$ εμφάνιση **αρνητικού φορτίου στο Cl (δ^-)** και **θετικού φορτίου στο H (δ^+)**.



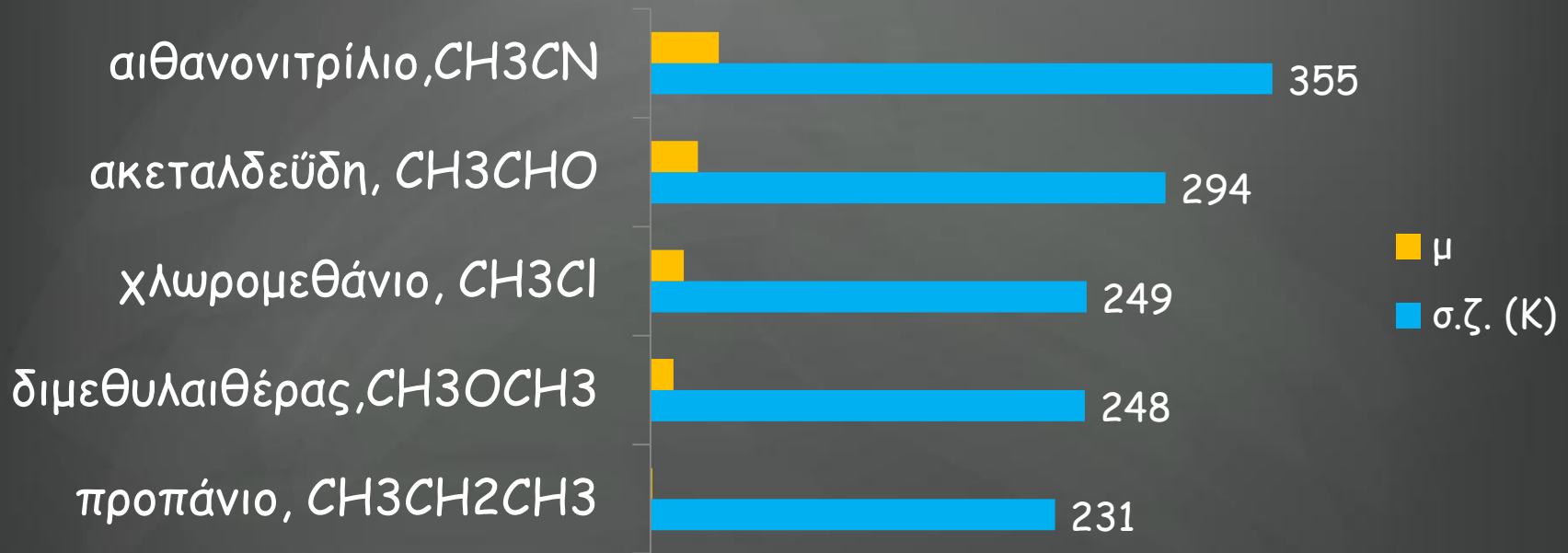
Το μόριο του HCl είναι **πολικό** και συμπεριφέρεται ως **ηλεκτρικό δίπολο**, με χαρακτηριστικό μέγεθος τη **διπολική ροπή, μ** .

Δυνάμεις διπόλου - διπόλου



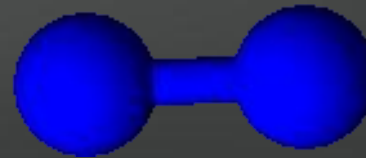
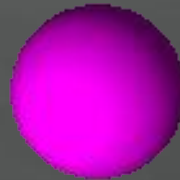
Έλξη μεταξύ μορίων HCl οδηγεί σε μεγαλύτερη σταθερότητα.

Δυνάμεις διπόλου - διπόλου

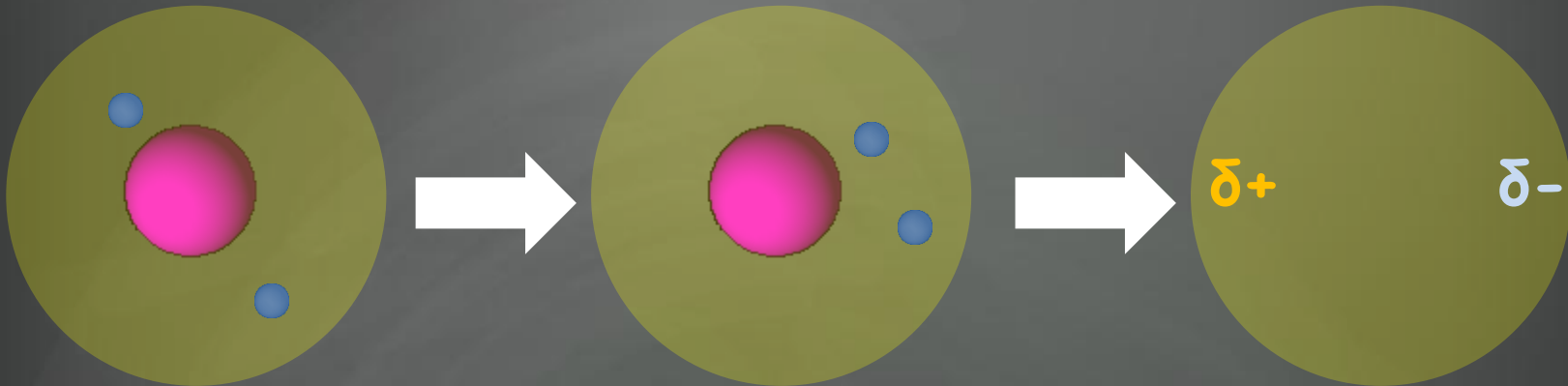


Μεγαλύτερη διπολική ροπή $\Rightarrow$ ισχυρότερες
δυνάμεις $\Rightarrow$ ευκολότερη υγροποίηση ενός αερίου
 $\Rightarrow$ υψηλότερο σ.ζ.

Πώς όμως υγροποιούνται τα **μη πολικά μόρια** των στοιχείων, όπως π.χ. του He , H_2 , O_2 , N_2 , σε χαμηλές θερμοκρασίες;



Δυνάμεις London



Σε κάποιο κλάσμα του χρόνου και τα δύο ηλεκτρόνια του ατόμου του He είναι προς το ένα άκρο του φορτίζοντάς το, στιγμιαία, αρνητικά. Τότε, το άλλο άκρο φορτίζεται θετικά και έτσι, δημιουργούνται **στιγμιαία δίπολα**.



Δυνάμεις London



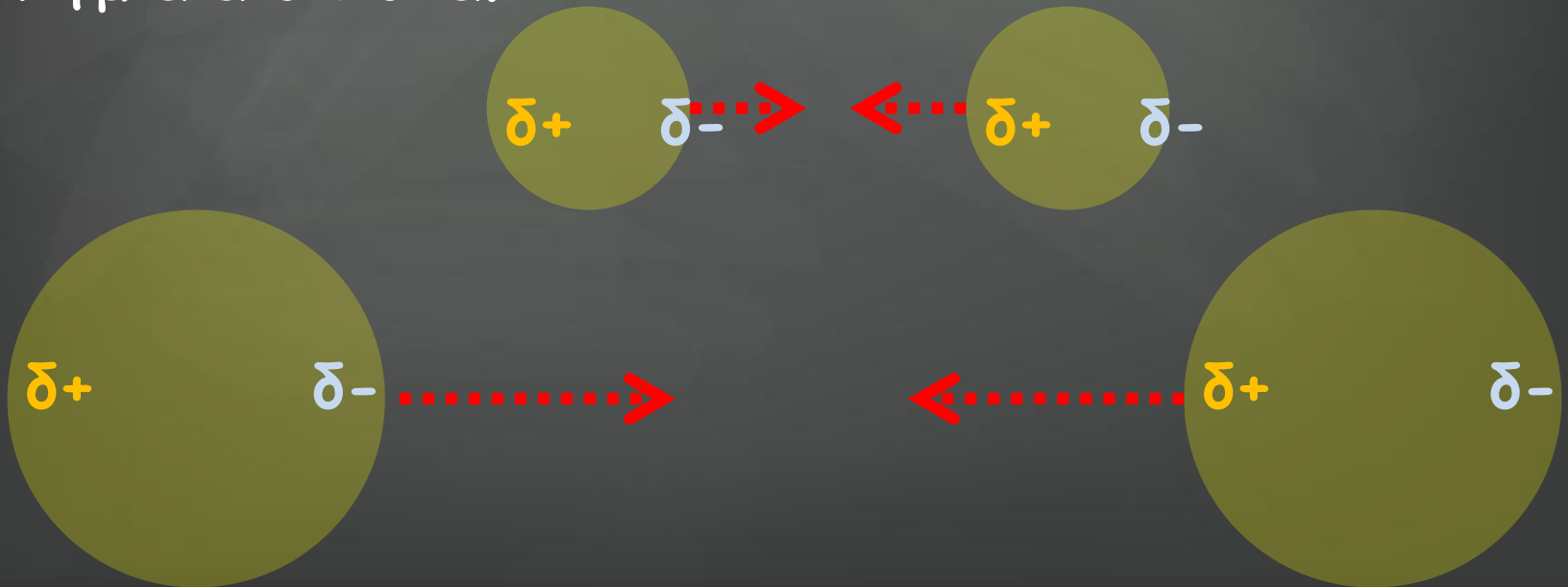
Μεταξύ των στιγμιαίων αυτών διπόλων αναπτύσσονται ασθενείς ελκτικές δυνάμεις, οι οποίες ονομάζονται **δυνάμεις London ή διασποράς**.

Δυνάμεις London

Η ισχύς των δεσμών αυτών εξαρτάται:

1. Από τη σχετική μοριακή μάζα, M_r .

Μεγάλα μόρια $\Rightarrow$ εύκολη διατάραξη κατανομής $e \Rightarrow$ στιγμιαία δίπολα.



Δυνάμεις London

Η ισχύς των δεσμών αυτών εξαρτάται:

2. Από το σχήμα των μορίων. Τα ευθύγραμμα μη πολωμένα μόρια εμφανίζουν ισχυρότερους δεσμούς από τα σφαιρικά μη πολωμένα.

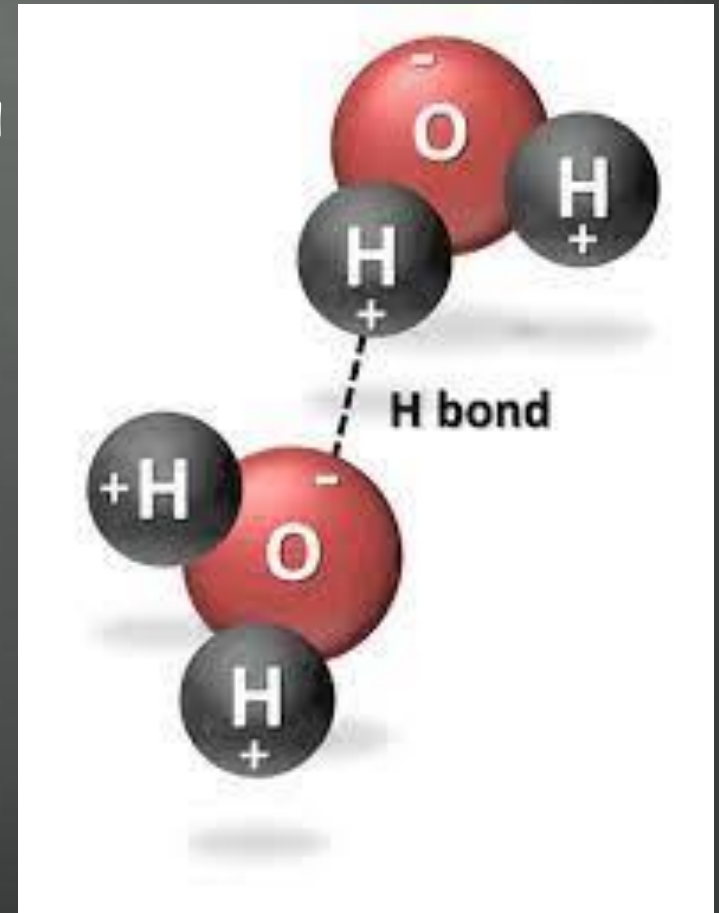


Παράδειγμα

Δίνονται τα αέρια N_2 , O_2 και NO με σημεία βρασμού $77,34\text{ K}$, $90,19\text{ K}$ και $121,39\text{ K}$. Γιατί υπάρχει αυτή η διαφορά στα σημεία βρασμού;
Δίνονται τα A_r : N : 14, O : 16

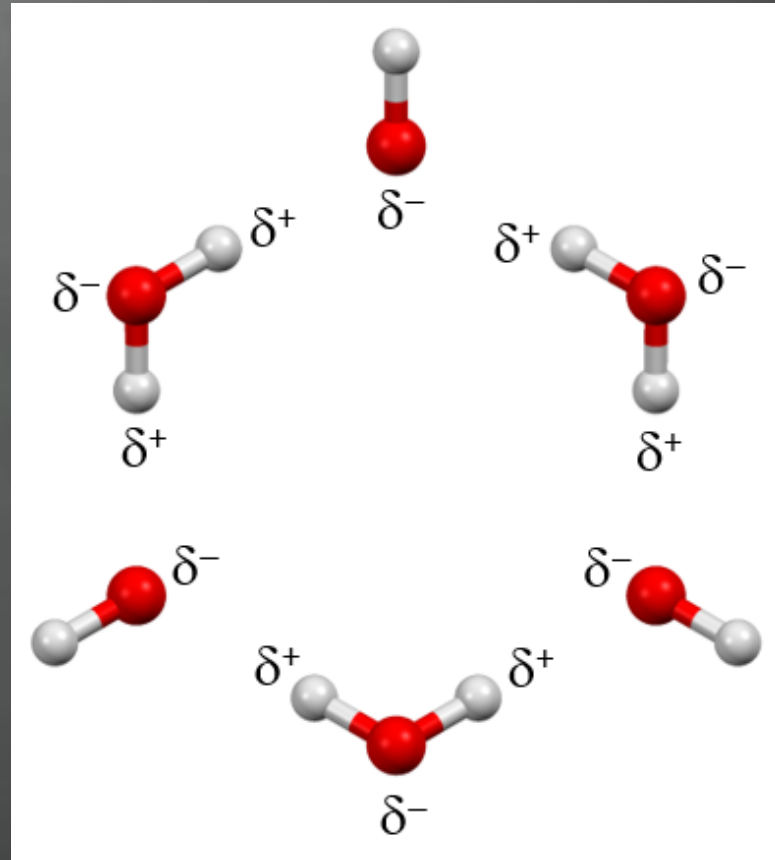
Δεσμός υδρογόνου

Ειδική περίπτωση δεσμού μεταξύ διπόλου - διπόλου και αναπτύσσεται μεταξύ του $H^{\delta+}$ του ενός μορίου και του $O^{2\delta-}$ του γειτονικού του μορίου.



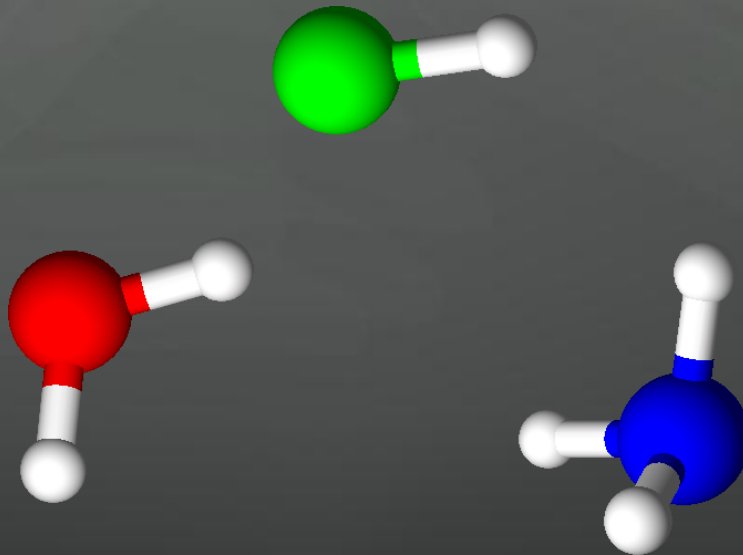
Δεσμός υδρογόνου

Η σύνδεση των μορίων του νερού οδηγεί στην εξαεδρική κατανομή των μορίων που συναντάμε στις νιφάδες χιονιού.



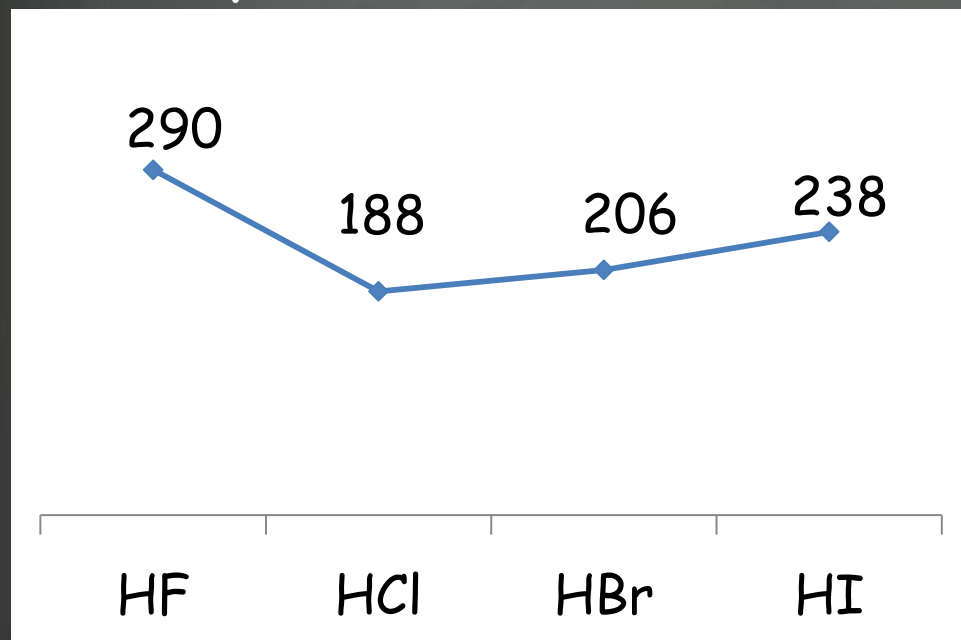
Δεσμός υδρογόνου

δεν υπάρχει μόνο μεταξύ των μορίων του νερού, αλλά εμφανίζεται γενικότερα όπου το H είναι ενωμένο με άτομα ισχυρά ηλεκτραρνητικά και μικρό μέγεθος π.χ. F, O, N.



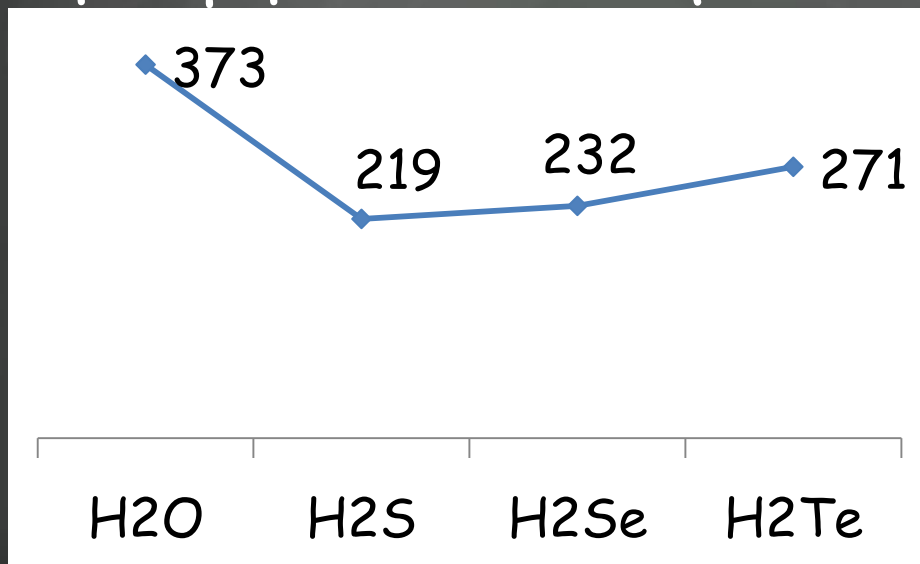
Παράδειγμα

Δίνονται τα υδραλογόνα HF , HCl , HBr , HI με σημεία βρασμού 290 K, 188 K, 206 K, 238 K, αντίστοιχα. Πώς εξηγείτε την τιμή των 290 K για το HF ;

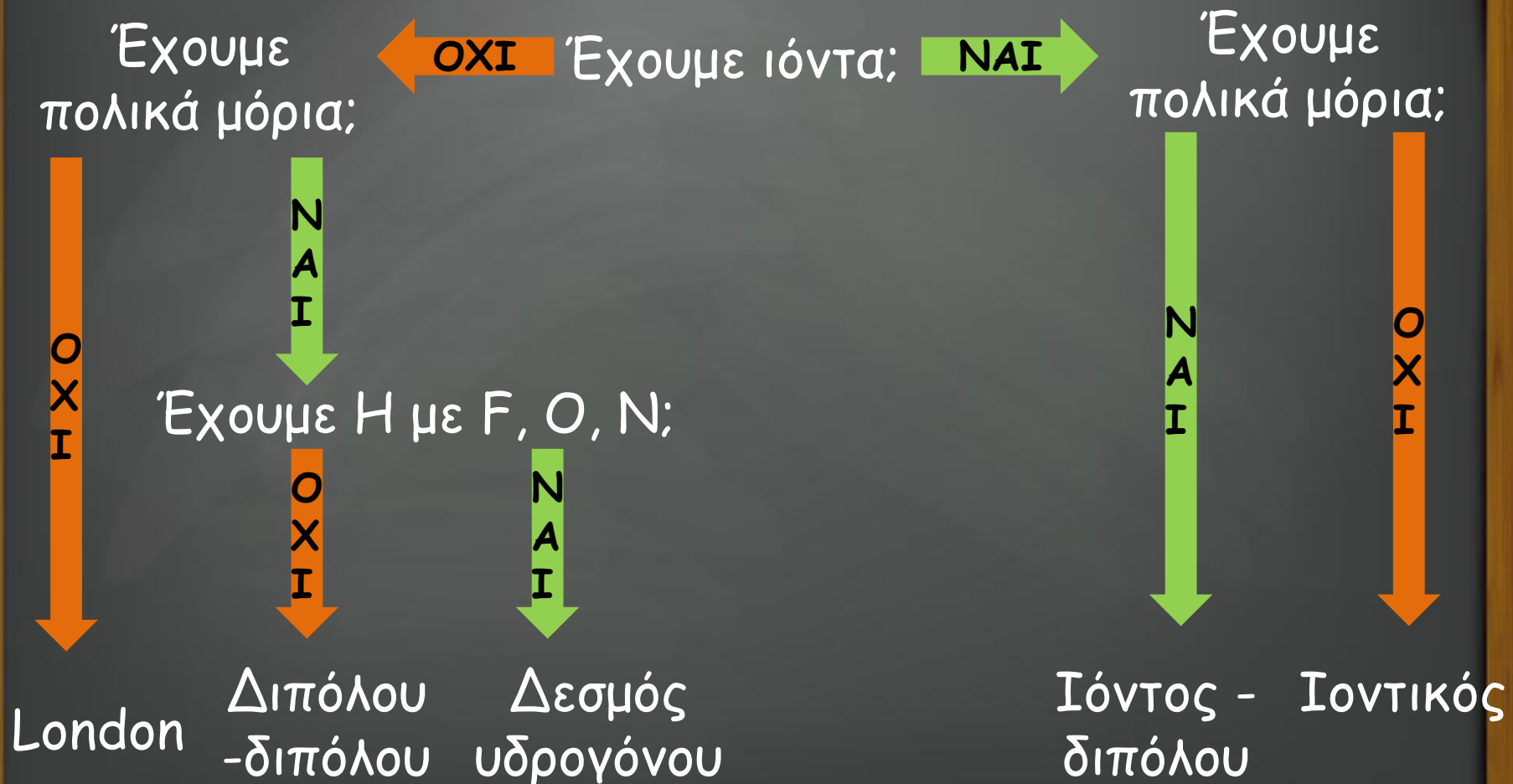


Παράδειγμα

Δίνονται οι υδρογονούχες ενώσεις των στοιχείων της έκτης ομάδας του περιοδικού συστήματος H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te με σημεία βρασμού 373 K, 219 K, 232 K και 271 K αντίστοιχα. Πώς εξηγείτε την τιμή των 373 K για το H_2O ;

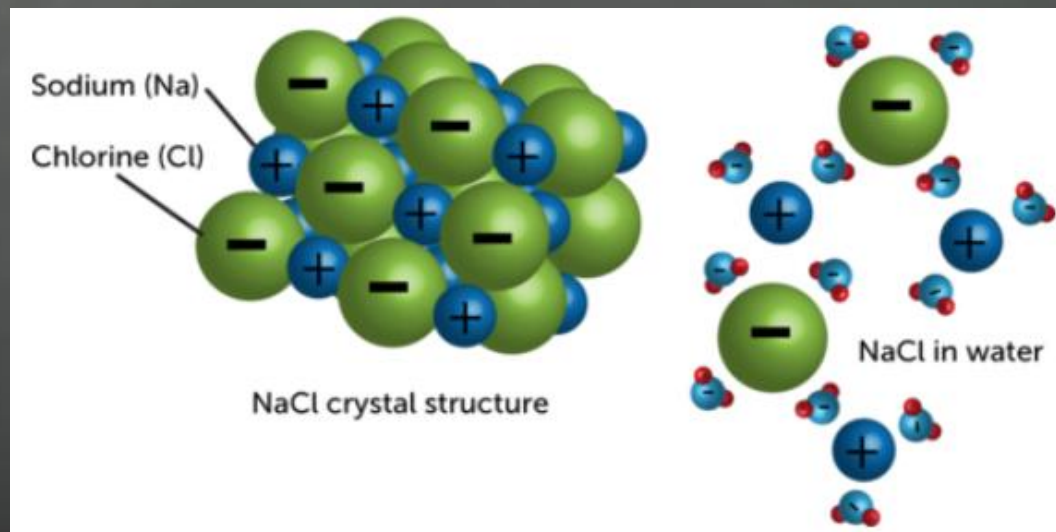


Δεσμοί μορίων ή ιόντων



ΣΥΝΕΠΕΙΕΣ ΤΩΝ ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΩΝ ΔΥΝΑΜΕΩΝ

1. **Διαλυτότητα:** Για να γίνει διάλυση πρέπει η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων **διαλυμένης ουσίας - διαλύτη** να υπερβαίνει την αντίστοιχη των μορίων **διαλύτη - διαλύτη** και **διαλυμένης ουσίας- διαλυμένης ουσίας**. «Τα όμοια διαλύουν όμοια».



ΣΥΝΕΠΕΙΕΣ ΤΩΝ ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΩΝ ΔΥΝΑΜΕΩΝ

2. Σημείο βρασμού: 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 .

Molecule	Formula	Molecular mass	Melting point / ° C	Boiling point / ° C
Methane	CH_4	16	-184	-161
Ammonia	NH_3	17	-78	-33
Water	H_2O	18	0	+100
Hydrogen fluoride	HF	20	-92	+19