

ΠΕΡΙΟΔΙΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

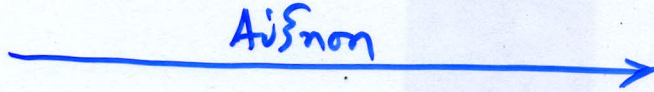
IA	ΜΕΤΑΛΛΑ										ΑΜΕΤΑΛΛΑ					Ευγενή αέρια ↓ A	
H	IIA	Στοιχεία μεταλλών										III A	IV A	V A	VI A	VII A	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn				Br	Kr	
			αμέταλλο		ΠΕΡΙΟΔΟΣ									I	Xe		
																Rn	

↑  
Αλκάλια  
↓  
Αλκαλινοί γαιες

Ηλεκτραρνητικότητα

Δύναμη με την οποία το άτομο του στοιχείου έχει ηλεκτρόνια σε ένα μόριο

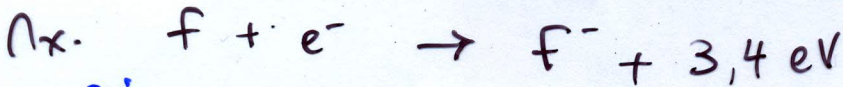
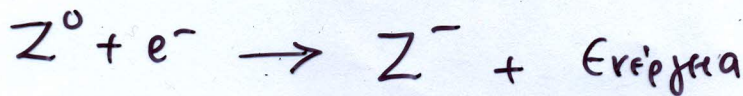
(Ηλεκτροθετικά)  
Λίγο ηλεκτραρνητικά  
H  
Li, Na  
K, Ca, Mg



F, Cl, Br, I  
O, C  
Πολύ ηλεκτραρνητικά

Ελάττωση ↓

Ηλεκτροουχθένια



Ενέργεια που εμπίπτει κατά την πρόσκτηση ηλεκτρονίου από ένα ουδέτερο άτομο.



# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

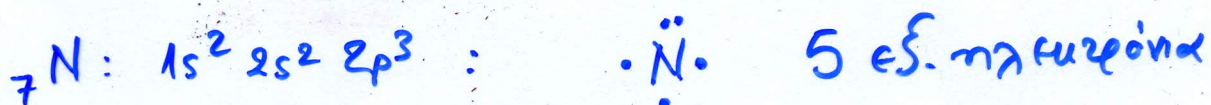
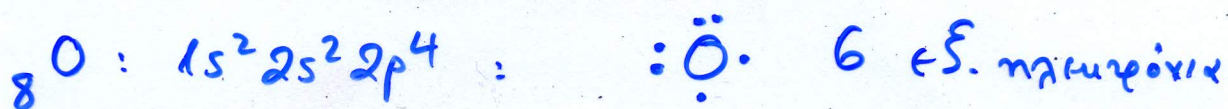
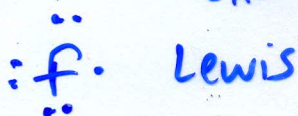
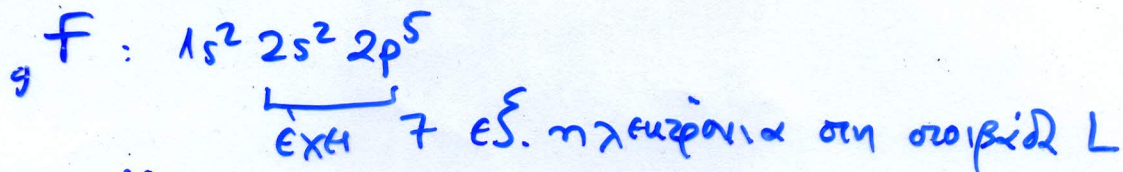
22

Τα άτομα μπορούν να ενωθούν μεταξύ τους για να σχηματίσουν πολυατομικά συστήματα (μόρια) τα οποία έχουν χαμηλότερη ενέργεια (πιο πολύ από 10 kcal/mol) από τα άτομα από τα οποία προήλθαν.

Τα μόρια έχουν διαφορετικές χημικές ιδιότητες

Ο δεσμός που σχηματίζεται εξαρτάται από δομή του ατόμου. Συμμετοχή των εξωτερικών ηλεκτρονίων (ηλεκτρόνια σθένος) στη δημιουργία των χημικών δεσμών

Χρήσιμος ο συμβολισμός των στοιχείων κατά Lewis  
Τα εξωτερικά  $e^-$  ως τελικές ή μικροί κύκλοι γύρω από το σύμβολο του στοιχείου



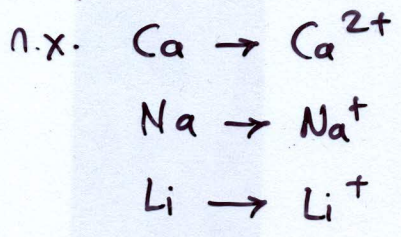


# Ιον(τ)ικός ή ετεροπολικός δεσμός

Ο δεσμός σχηματίζεται με μεταφορά ηλεκτρονίων από άτομα ενός ηλεκτροθετικού στοιχείου (μετάλλου) σε άτομα ενός ηλεκτραρνητικού στοιχείου (αμετάλλου)

Το άτομο που χάνει (αποβάλλει) ηλεκτρόνια μετατρέπεται

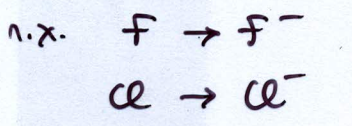
σε **θετικό ιόν**



} Μέταλλα  
Ηλεκτροθετικά στοιχεία  
(Αλκάλια, αλκαλική γαιή)

Το άτομο που προσλαμβάνει ηλεκτρόνια μετατρέπεται

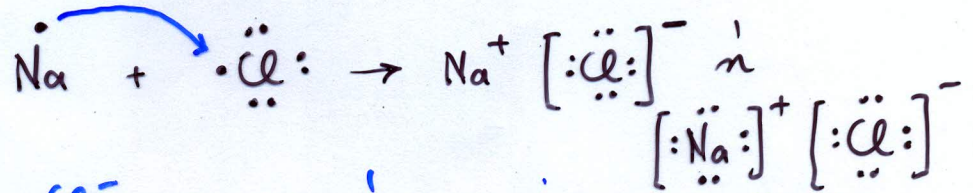
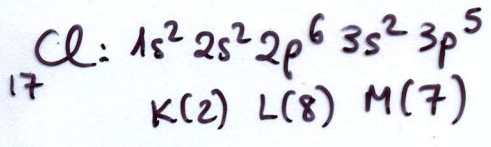
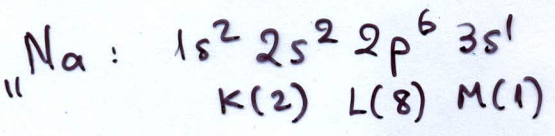
σε **αρνητικό ιόν**



} Αμέταλλα  
Ηλεκτραρνητικά στοιχεία  
(αλογόνα)

→ Έλξη Coulomb μεταξύ αντίθετα φορτισμένων ιόντων

## Παράδειγμα με χρήση ηλεκτρονιακών ζώνων Lewis



Τα ιόντα  $Na^+$  και  $Cl^-$  που προκύπτουν έχουν σταθερή ηλεκτρονική δομή ευγενούς αερίου με 8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική σφαιράδα.

Κανόνας των οκτάδων

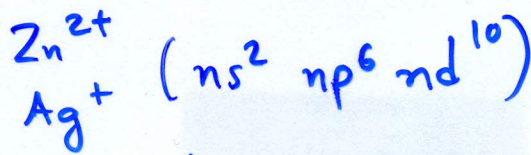


# Κανόνες των ουαίων

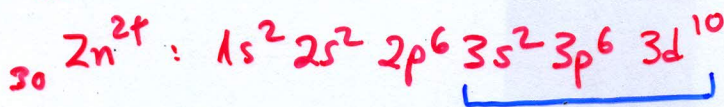
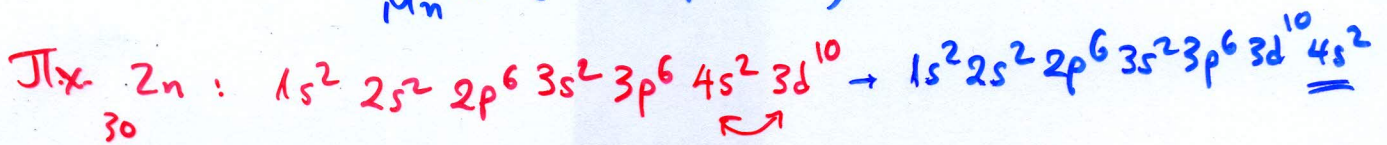
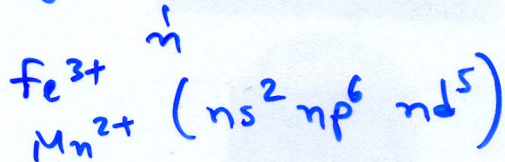
24a

Τα άτομα των στοιχείων έχουν την τάση να αποβάλλουν ή να προσλάβουν ηλεκτρόνια μέχρις ότου αποκτήσουν εξωτερική στοιβάδα με 8 ηλεκτρόνια

Εξαιρήσεις

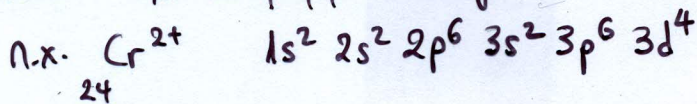


Διαμόρφωση  
 Ψευδογενών  
 ατμών



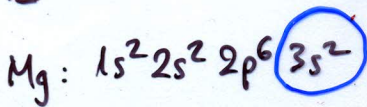
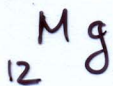
18 e<sup>-</sup> στην εξωτερική στοιβάδα  
 και όχι 8

Άλλες εξαιρήσεις: Όχι διαμόρφωση ευγενούς ή ψευδογενούς ατμού

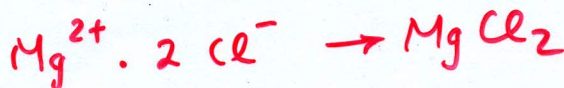
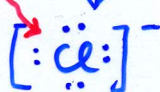
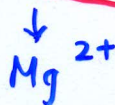
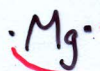
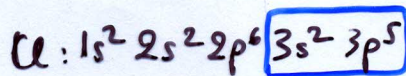


Μέταλλα ↔ Αμέταλλα  
 Χαμηλό δωαμικό ιονισμό ↔ Μεγάλη ηλεκτροαρρήκεια

Εφαρμογή



Ένωση  $MgCl_2$





# Ομοιοπολικός δεσμός

24B

Πως να εξηγήσουμε την ύπαρξη χημικά δεσμού ανάμεσα σε όμοια άτομα;

π.χ.  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $F_2$

Ομοιογενή διατομικά μόρια

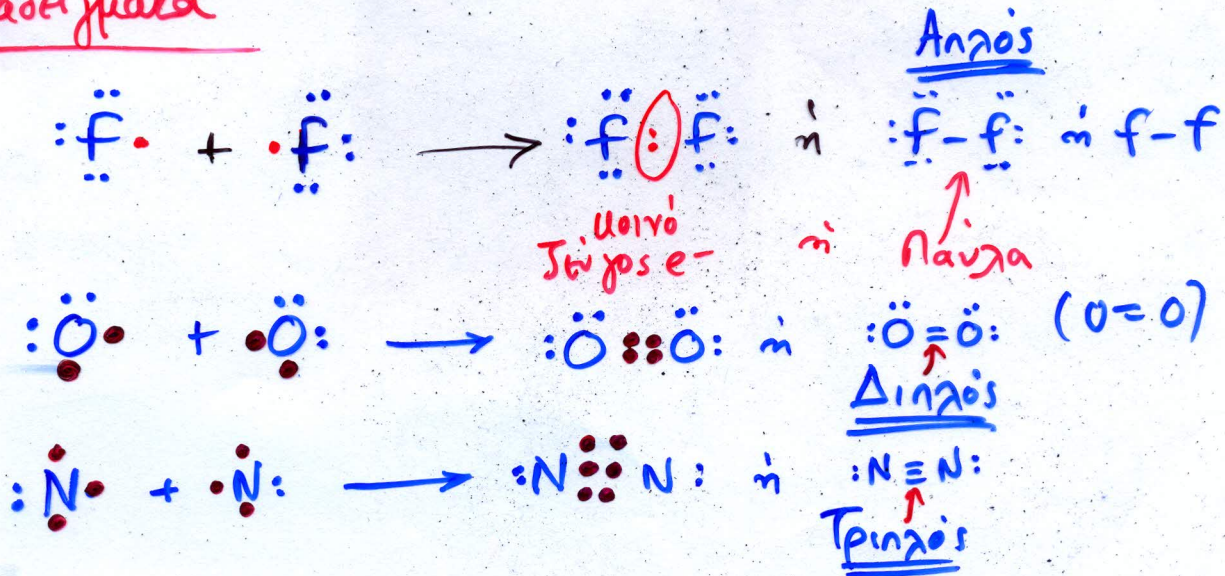
$H-H$ : Δύο ίδια άτομα  $H$  με ίδια τάση να προσλαμβάνουν και να αποβάλλουν ηλεκτρόνια.

Ίδια ενέργεια ιονισμού και ηλεκτροαφιλία  
Δεν μπορεί να υπάρξει μόνιμη μεταφορά ηλεκτρονίων από το ένα άτομο στο άλλο.

Ύπαρξη ομοιοπολικού δεσμού προκύπτει από την ύπαρξη κοινού ζεύγους <sup>ή ζεύγους</sup> ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο πυρήνων με αμοιβαία συνεισφορά ενός ή περισσότερων μονήρων ηλεκτρονίων

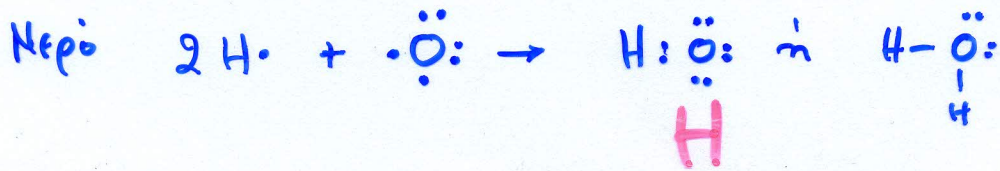
Εμφανίζονται αμέταλλα και το  $H$

## Παραδείγματα





# Παραδείγματα ομοιοπολικού δεσμού (αντίχρησ)



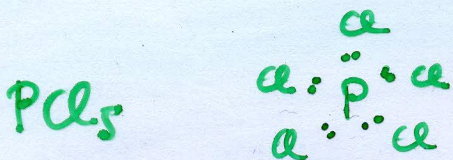
→ Η ηλεκτρονική πυκνότητα μεταξύ των δύο πυρήνων που εμπλέκονται στο δεσμό

→ <sup>ομ.</sup> Δεσμοί μπορούν να προβλεφθούν με βάση την τάση για απόκτηση ευσταθών ηλεκτρονικών διαμορφώσεων (Νόμος οκταέδρου)

Αλλά υπάρχουν εξαιρέσεις

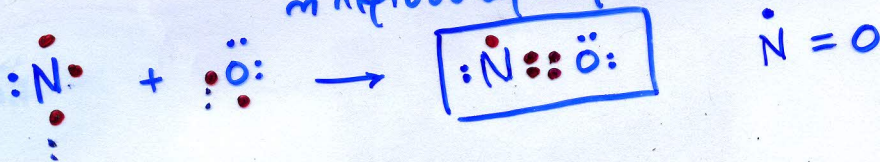


Ελλείμμα ηλεκτρονίων

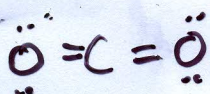
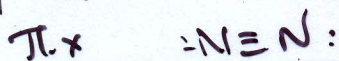


P: 10 e<sup>-</sup> στην εδ. σφαιρίδα  
Πλεόσσια e<sup>-</sup>

Εξαιρέσεις εδ<sup>6</sup>: Μόρια που περιέχουν άτομα με 6 ή περισσότερα μοιραία ηλεκτρόνια

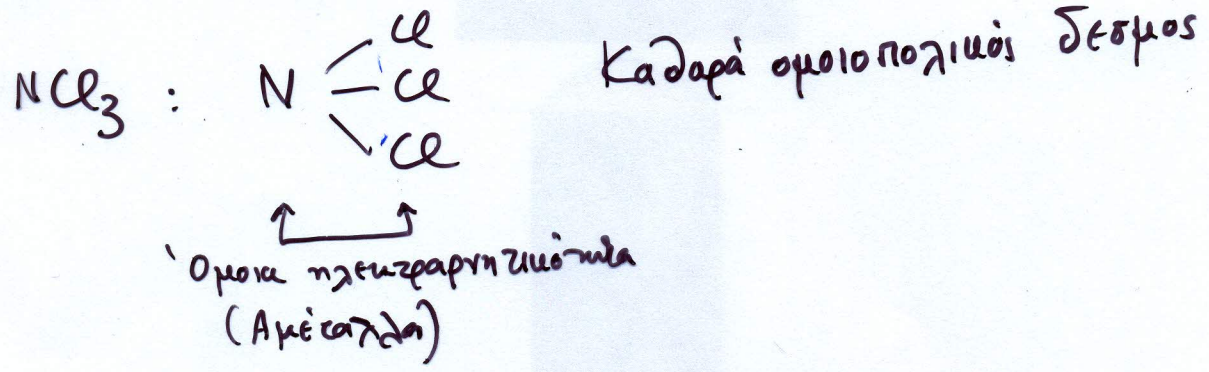
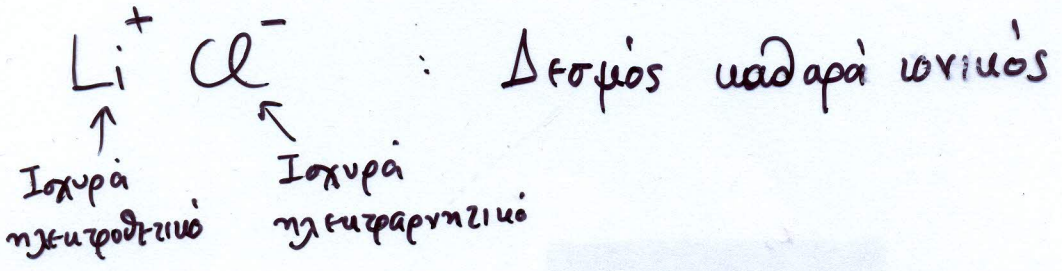


→ Δυνατότητα δημιουργίας πολλαπλών ομοιοπολικών δεσμών με δημιουργία δύο ή περισσότερων κοινών ζευγών ηλεκτρονίων

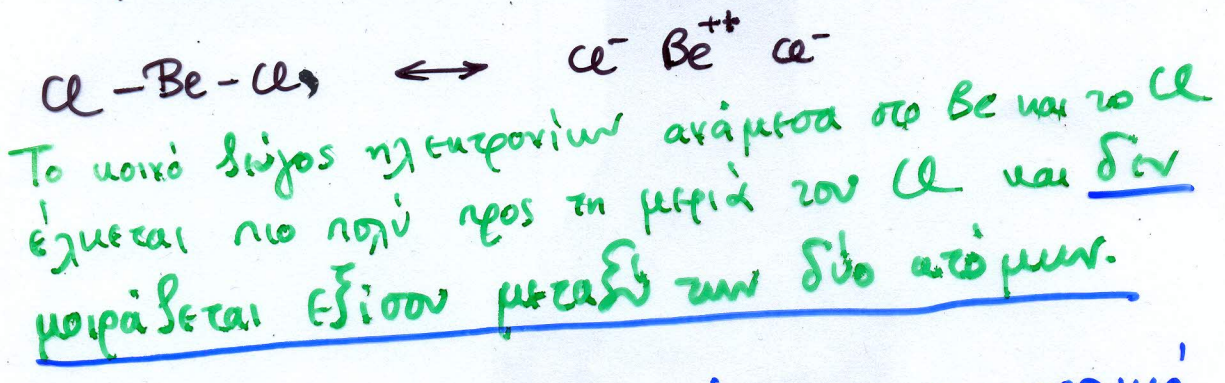




# Ιονικός χαρακτήρας του Ομοιοπολικού δεσμού

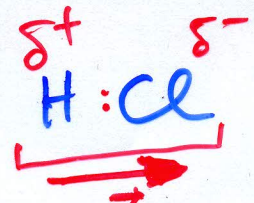


$BeCl_2$  } οι δεσμοί  $Be-Cl$  και  $B-Cl$  έχουν και  
 $BCl_3$  } ομοιοπολικό και ιονικό χαρακτήρα  
 Ομοιοπολικός δεσμός με μερικά ιονικό χαρακτήρα



Γενικά αυτό συμβαίνει όταν έχουμε ομοιοπολικό  
 δεσμό μεταξύ δύο ατόμων στοιχείων διαφορετικής  
 ηλεκτραρνητικότητας

Άλλο παράδειγμα:

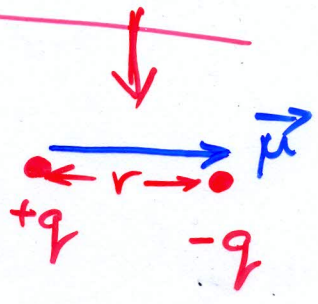


Το κοινό ζεύγος  
 $e^-$  πιο κοντά στο  $Cl$ .

Μόριο αναπόσπαστο διπολικότητα



# Διπολική ροπή - Διπόλο

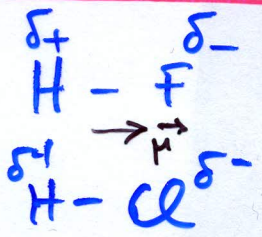


$\vec{\mu} = q \cdot \vec{r}$  ή απλά  $\mu = q \cdot r$   
(Μέτρο)

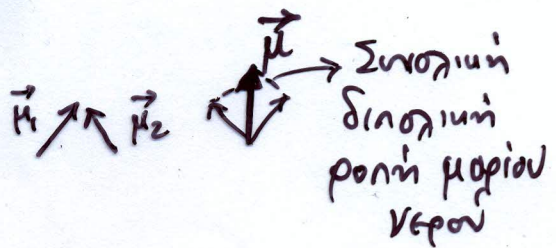
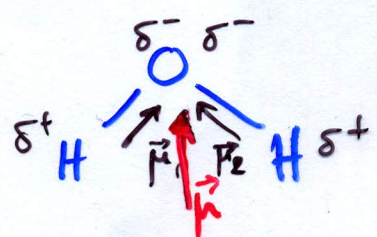
Όσο πιο μεγάλο το  $q$ , τόσο πιο μεγάλη η διπολική ροπή.

Όταν ένα μόριο έχει ένα <sup>συνολικό</sup> δεσμό με διπολική ροπή το ονομάζουμε πολικό μόριο και τον ομοιοπολικό δεσμό, πολωμένο ομοιοπολικό δεσμό.

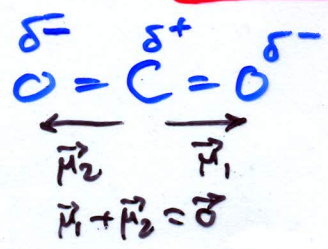
Παραδείγματα:



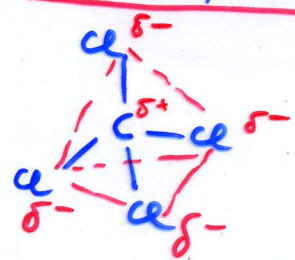
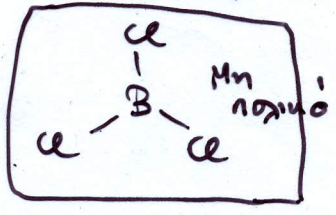
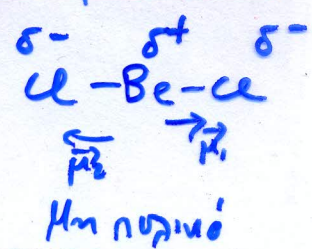
$\delta^+$ ,  $\delta^-$ : φαινόμενο  
δεδιμο ή αρνητικό  
φορτίο



Άλλα προσοχή: Είναι δυνατό οι επιμέρους διπολικές ροπές να αλληλοεξουδετερώνονται και συνολικά  $\vec{\mu} = 0$



Μη πολικό μόριο.



Μη πολικό μόριο

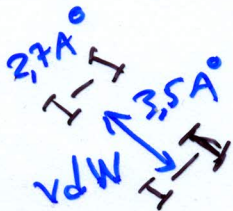


# Δυνάμεις Van der Waals (vdW)

28

Ασθενής ελκυστική δύναμη που αναπτύσσονται μεταξύ μεμονωμένων ατόμων και μορίων. Αποδίδονται στην τωχαία κίνηση των ηλεκτρονίων

Ενέργεια 1-10 kcal/mol (κανονικά χημικός δεσμός > 30 kcal/mol)

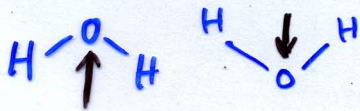


Στα μεγάλα άτομα ή μόρια οι δυνάμεις vdW είναι ισχυρότερες (λόγω του αυξημένου αριθμού ηλεκτρονίων).

## Τα τέσσερα είδη δυνάμεων vdW

1) Α' είδους: Ελκυστικές δυνάμεις ανάμεσα σε μόρια που έχουν διπολική ροπή

Προσανατολισμός των διπόλων - Επίτευξη σε μεγάλη απόσταση



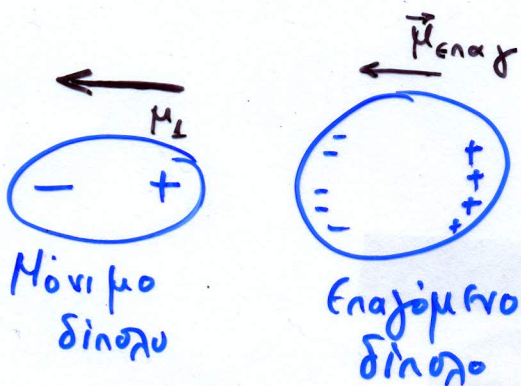
Σχετικά μικρή ή ουδέτερη τους

Δυνάμεις διπόλων - διπόλων  
Αγλαυκός



2) Β' είδος

Αλληλεπίδραση μονίμου διπόλου - Επαγόμενου διπόλου

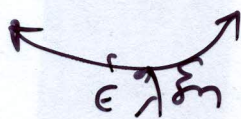


Μόριο που κανονικά δεν έχει διπολική ροπή (μη πολικό)

Και πάλι τα δίπολα προσανατοχίζονται  
Δυνάμεις επαγωγής

3) Γ' είδος - Η μεγαλύτερη συνεισφορά  
Δυνάμεις διασποράς - Δυνάμεις London

Συγκριτικό δίπολο → Επαγόμενο δίπολο



4) Δ' είδος - Ισχυρή και κβαντική

Επιπτώσεις των ηλεκτρονικών νεφών των ατόμων

Το γεγονός ότι υπάρχουν δυνάμεις  $v_d W$  μεταξύ των μορίων διαπιστώνεται πειραματικά και το γεγονός ότι τα ένα άτομο μορφή να συμπυκνωθεί (να γίνει υγρό) και ένα υπό μορφή να στερεοποιηθεί.

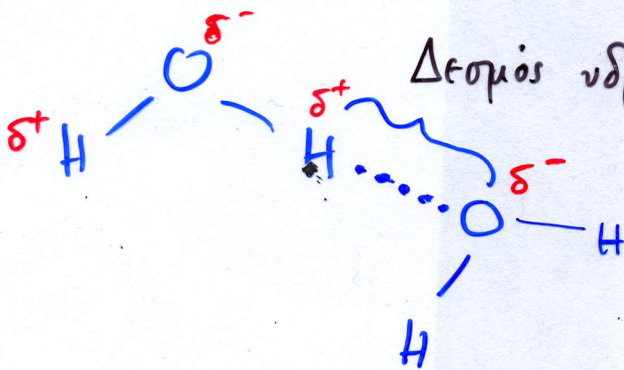


# Δεσμός υδρογόνου

30

Χαμηλής ενέργειας ελκυστική δύναμη (2-10 kcal/mol) (όπως και οι δυνάμεις vdW) μεταξύ <sup>ή ατόμων</sup> όμοιων μορίων και συγκεκριμένα μεταξύ ενός ατόμου υδρογόνου (H) του ενός μορίου και ενός πολύ ηλεκτραρνητικού ατόμου (π.χ. N, O, F) του άλλου μορίου.

Κλασικό παράδειγμα:  $H_2O$



Δεσμός υδρογόνου : Ηλεκτροστατική φύση ( $\delta^+ - \delta^-$ ).

Ο δεσμός O-H μέσα στο μόριο είναι ισχυρότερος.

Απαραίτητη προϋπόθεση για δημιουργία  $\delta^+ - \delta^-$

Άλλα μόρια που φτιάχνουν δεσμούς υδρογόνου:  $HF, NH_3$

## Συνέπεις δεσμού υδρογόνου

- $NH_3, H_2O, HF$  : Έχουν υψηλότερα σημεία τήξεως και βρασμού από αυτά που αναμένονται.
- Εύκολη διάλυση  $NH_3$  στο νερό