



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ  
ΠΑΤΡΩΝ  
UNIVERSITY OF PATRAS

ΑΝΟΙΚΤΑ ακαδημαϊκά μαθήματα ΠΠ

# ΧΗΜΕΙΑ

Ενότητα 10: Χημικοί δεσμοί

Χρυσή Κ. Καραπαναγιώτη  
Τμήμα Χημείας

## Χημικοί Δεσμοί

- Τα άτομα ενώνονται για να δημιουργήσουν μόρια
- Είναι πολύ σημαντικό να κατανοεί κανείς πως και γιατί τα άτομα ενώνονται μεταξύ τους για να μπορεί:
  - 1) Να προβλέπει το σχήμα των μορίων και τις ιδιότητες των ενώσεων με βάση τους δεσμούς που εμφανίζονται μέσα στο μόριο
  - 2) Να σχεδιάζει και να συνθέτει μόρια με συγκεκριμένες χημικές και φυσικές ιδιότητες

# Ηλεκτροαρνητικότητα

Η τάση του πυρήνα να έλκει το ζευγάρι των ηλεκτρονίων

σθένος	+1	+4	+5	+6	+7
	H 2.2				
		C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
			P 2.2	S 2.5	Cl 3.0
					Br 2.8
					I 2.5

Linus Pauling

- Όταν η διαφορά στην ηλεκτροαρνητικότητα ( $\Delta HA$ ) δύο στοιχείων είναι
  - $\Delta HA < 1,2$  τότε ο δεσμός μεταξύ των ατόμων τους ονομάζεται **ομοιοπολικός**
  - $1,2 < \Delta HA < 1,8$  τότε ο δεσμός μεταξύ των ατόμων τους ονομάζεται **πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός**
  - $\Delta HA > 1,8$  τότε ο δεσμός μεταξύ των ατόμων τους ονομάζεται **ετεροπολικός ή ιοντικός δεσμός**.

## Παραδείγματα

- α) Νερό: Η ηλεκτροαρνητικότητα του υδρογόνου H HA =2,20 και του οξυγόνου O HA =3,44.  
Η διαφορά τους είναι  $\Delta HA = 1,24$ .
- β) CH<sub>4</sub>: Η ηλεκτροαρνητικότητα του υδρογόνου H HA =2,20 και του άνθρακα C HA =2,55.  
Η διαφορά τους είναι  $\Delta HA = 0,35$ .
- γ) NaCl: Η ηλεκτροαρνητικότητα του νατρίου Na HA =0,93 και του χλωρίου Cl HA =3,16.  
Η διαφορά τους είναι  $\Delta HA = 2,23$ .

## Ιοντικές αντί Μοριακές Ενώσεις

Ιοντικές Ενώσεις – μεταξύ ενός μετάλλου και ενός αμετάλλου

Μοριακά Στοιχεία – μεταξύ 2 αμετάλλων



## Η δομή Lewis των ΙΟΝΤΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

- Η θεωρία του Lewis μας επιτρέπει να προβλέψουμε το σωστό τύπο των ιοντικών ενώσεων
- Όλα τα στοιχεία θέλουν να γίνουν ευγενή αέρια
  - να έχουν 8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα
- Το Na χάνει ηλεκτρόνια προς το Cl
  - $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1e^-$
  - $\text{Cl} + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$



Σχεδιάστε τη δομή Lewis για τις Ιοντικές Ενώσεις που δημιουργούνται...



## Ιοντικές ενώσεις

- Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός
- Ανταλλάσσουν ηλεκτρόνια και μετατρέπονται σε ιόντα
- Μετά έλκονται τα ιόντα λόγω διαφορετικού φορτίου

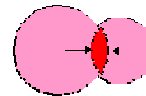
## Μοριακές ενώσεις – Ομοιοπολικός Δεσμός

- Η: χρειάζεται 1 ηλεκτρόνιο για να γίνει σαν το He
- Αν δύο άτομα υδρογόνου *μοιράζονται* ένα ζευγάρι ηλεκτρονίων, τότε και τα δύο μπορούν να γίνουν σαν ευγενή αέρια, He.
- Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων βρίσκεται μεταξύ των 2 ατόμων.

# Μοριακές Ενώσεις

- Οι στιβάδες των ηλεκτρονίων αλληλοκαλύπτονται και τραβούν τους δύο πυρήνες μαζί.

## Ομοιοπολικός Δεσμός



- Τι είναι ομοιοπολικός δεσμός?
  - Ένα κοινό ζευγάρι ηλεκτρονίων
  - Ισότιμα κατανομημένο μεταξύ δύο ατόμων σε ένα μόριο
  - Μονός, διπλός, και τριπλός ομοιοπολικός δεσμός
- Εξαρτάται από τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας?
  - **H**: 1 (2 στην K), **F**: 1 (8 στην L), **Cl**: 1 (8 στην M), ...
  - **C**: 4 (8 στην L)
  - **N**: 3 (8 στην L), **P**: 3 (8 στην M)
  - **O**: 2 (8 στην L), **S**: 2 (8 στην M)

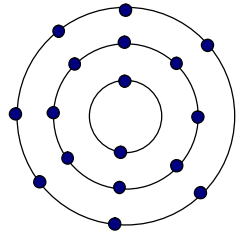
## Η δομή Lewis για τις μοριακές ενώσεις

### Υπάρχουν διάφοροι τρόποι να αναπαραστήσει κανείς τα μόρια

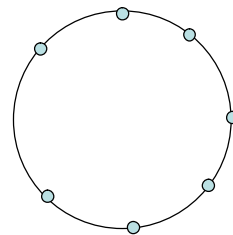
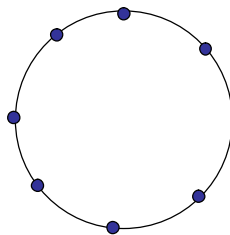
- Η δομή Lewis
- Καλάμια και μπάλες: Οδοντογλυφίδες και καραμέλες μπορούν να χρησιμοποιηθούν για να φτιαχτούν οι αναπαραστάσεις
- Μοντέλα που γεμίζουν το χώρο: Δείχνουν το χώρο που πιάνουν τα ηλεκτρόνια.



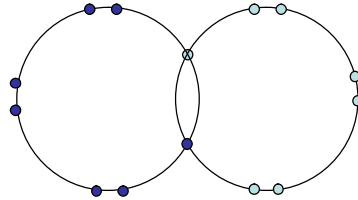




Άτομο Cl 2,8,7



2 Άτομα Cl  
Εξωτερικές Στιβάδες



Μόριο Χλωρίου  $\text{Cl}_2$

Μοιράζονται τα ηλεκτρόνια

Κάθε εξωτερική στιβάδα έχει 8 ηλεκτρόνια

Οι δυνάμεις μεταξύ των ατόμων είναι πολύ δυνατές

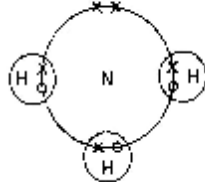
Οι δυνάμεις μεταξύ των μορίων είναι πολύ ασθενείς

Οι μοριακές ή ομοιοπολικές ενώσεις είναι συνήθως αέρια ή υγρά  
έχουν χαμηλά σημεία τήξης και βρασμού

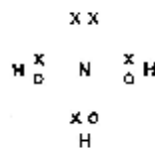
Τα μόρια δεν έχουν φορτίο

Οι ομοιοπολικοί δεσμοί σχεδιάζονται με 3 τρόπους:

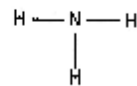
δύο αποστάσεις ( $\text{NH}_3$ )

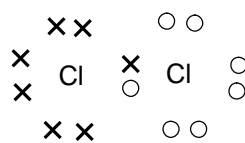
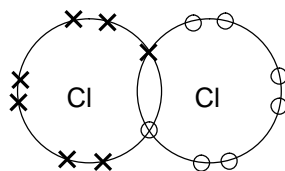


and/or



and/or





### Ομοιοπολικοί Δεσμοί:

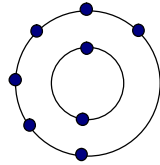
Μεθάνιο  $\text{CH}_4$

Αμμωνία  $\text{NH}_3$

Υδρογόνο  $\text{H}_2$

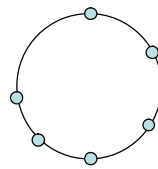
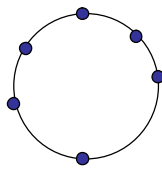
Οξυγόνο  $\text{O}_2$

;

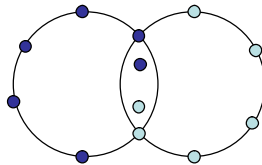


Οξυγόνο  $O_8^{16}$

Άτομο Οξυγόνου 2,6



2 Άτομο Οξυγόνου (εξωτερική στιβάδα)

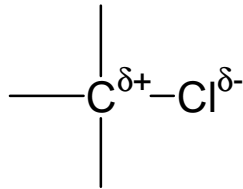


Διπλός Ομοιοπολικός Δεσμός



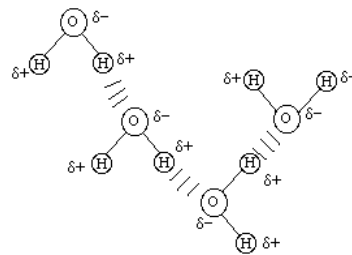
## Ηλεκτροαρνητικότητα

- Πως η ηλεκτροαρνητικότητα επηρεάζει τους ομοιοπολικούς δεσμούς;
  - Το ηλεκτρονικό νέφος ή η μέση απόσταση της θέσης των ηλεκτρονίων από τα δύο άτομα έχει μεταφερθεί προς το άτομο με τη μεγαλύτερη ηλεκτροαρνητικότητα.



## Δεσμός Υδρογόνου

- Γιατί δημιουργούνται Δεσμοί Υδρογόνου;
  - Το υδρογόνο σχηματίζει ενώσεις μέσω πολικών ομοιοπολικών δεσμών
  - και γι' αυτό εμφανίζεται περίσσεια θετικού φορτίου ( $\delta+$  charge) στην πλευρά που βρίσκονται τα άτομα του υδρογόνου
  - αναπτύσσεται ηλεκτροστατική έλξη μεταξύ των υδρογόνων ενός μορίου και των ηλεκτροαρνητικών ατόμων άλλων μορίων



Ενέργεια δεσμού  
~ 20 kJ mol<sup>-1</sup>

## Δεσμός Υδρογόνου

- Δεσμός μεταξύ μορίων
- Δεσμός H-O μέσα στο μόριο  $465 \text{ kJ mol}^{-1}$
- Δεσμός H-O μεταξύ μορίων  $20 \text{ kJ mol}^{-1}$
- Απόσταση μεταξύ H-O
- Δεσμός H-O μέσα στο μόριο 0,96 Å
- Δεσμός H-O μεταξύ μορίων 2,76 Å

## Ερωτήσεις που θα πρέπει να μπορείτε να απαντήσετε

- Τι είναι ομοιοπολικός, ετεροπολικός ή ιοντικός, και πολικός ομοιοπολικός δεσμός;
- Τι είναι δεσμός υδρογόνου;
- Να βρίσκετε αν δύο στοιχεία μπορούν να ενωθούν μεταξύ τους και με τι δεσμό

## Τέλος Ενότητας

## Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στο πλαίσιο του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Αθηνών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο την αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.
- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



# ΣΗΜΕΙΩΜΑΤΑ

## Σημείωμα Ιστορικού Εκδόσεων Έργου

Το παρόν έργο αποτελεί την έκδοση **1.0.0**.





## Σημείωμα Αναφοράς

- Copyright Εθνικών και Καποδιστριακών Πανεπιστημίων Αθηνών, **Καραπαναγιώτη Χρυσή**. «Χημεία. Χημικοί δεσμοί». Έκδοση: 1.0. Αθήνα 2014. Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση: <https://eclass.upatras.gr/modules/units/?course=PHY1919&id=3840>



## Σημείωμα Αδειοδότησης

Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους όρους χρήσης τους στο «Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων».



[1] <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>

Ως **Μη Εμπορική** ορίζεται η χρήση:

- που δεν περιλαμβάνει άμεσο ή έμμεσο οικονομικό όφελος από την χρήση του έργου, για το διανομέα του έργου και αδειοδόχο
- που δεν περιλαμβάνει οικονομική συναλλαγή ως προϋπόθεση για τη χρήση ή πρόσβαση στο έργο
- που δεν προσπορίζει στο διανομέα του έργου και αδειοδόχο έμμεσο οικονομικό όφελος (π.χ. διαφημίσεις) από την προβολή του έργου σε διαδικτυακό τόπο

Ο δικαιούχος μπορεί να παρέχει στον αδειοδόχο ξεχωριστή άδεια να χρησιμοποιεί το έργο για εμπορική χρήση, εφόσον αυτό του ζητηθεί.

## Διατήρηση Σημειωμάτων

Οποιαδήποτε αναπαραγωγή ή διασκευή του υλικού θα πρέπει να συμπεριλαμβάνει:

- § το Σημείωμα Αναφοράς
- § το Σημείωμα Αδειοδότησης
- § τη δήλωση Διατήρησης Σημειωμάτων
- § το Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων (εφόσον υπάρχει)

μαζί με τους συνοδευόμενους υπερσυνδέσμους.

