

**ΕΠΙΣΤΗΜΗ ΚΑΙ ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑ ΥΛΙΚΩΝ  
ΚΑΤΑΣΚΕΥΗΣ  
(κωδ. μαθ. 222)**

**ΠΑΡΟΥΣΙΑΣΗ 3γ**

2<sup>ο</sup> εξάμηνο (Εαρινό)

ΑΕΑΑ 2019-2020



## Επιστήμη Υλικών Ι

Ψαρράς Γεώργιος

E-CLASS  
ΤΜΗΜΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗΣ ΥΛΙΚΩΝ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΠΑΤΡΩΝ

### Περιγραφή

**Επιστήμη Υλικών Ι: Κρυσταλλική δομή, Διάχυση, Μηχανικές ιδιότητες**

1. Εισαγωγή
2. Ατομική και μοριακή δομή
3. Δομή των κρυσταλλικών στερεών
4. Ατέλειες των στερεών
5. Διάχυση
6. Μηχανικές ιδιότητες των μετάλλων
7. Διαταραχές και μηχανισμοί ισχυροποίησης
8. Αστοχία υλικών

Κωδικός: MSCI558

Κατηγορία: Επιστήμης των Υλικών » Προπτυχιακό

Επιλογές Μαθήματος

Ανακοινώσεις

Εγγραφα

Ομάδες Χρηστών

Πληροφορίες

Σύνδεσμοι



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

## Υλικά Ι

Δημήτρης Παπάζογλου

Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών



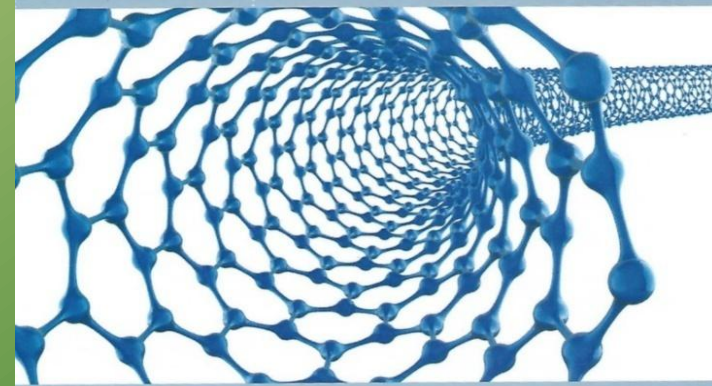
Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης

# Βιβλιογραφία

WILLIAM D. CALLISTER, JR | DAVID G. RETHWISCH

## ΕΠΙΣΤΗΜΗ ΚΑΙ ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑ ΤΩΝ ΥΛΙΚΩΝ

9η Έκδοση



ΕΚΔΟΣΕΙΣ ΤΖΩΛΑ

# Βιβλιογραφία

## ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ – ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΙΟΝΤΩΝ

Χρήστος Παππάς  
Αναπληρωτής Καθηγητής  
Εργαστήριο Γενικής Χημείας

Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων και Διατροφής του Ανθρώπου

ΣΧΟΛΗ ΤΡΟΦΙΜΩΝ, ΒΙΟΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑΣ ΚΑΙ ΑΝΑΠΤΥΞΗΣ

ΓΕΩΠΟΝΙΚΟ ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΑΘΗΝΩΝ



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ  
ΠΑΤΡΩΝ  
UNIVERSITY OF PATRAS

**ΑΝΟΙΚΤΑ** ακαδημαϊκά  
μαθήματα **ΠΠ**

### Οργανική Χημεία

ΕΝΟΤΗΤΑ 5:

ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Ε. Αμανατίδης

Πολυτεχνική Σχολή

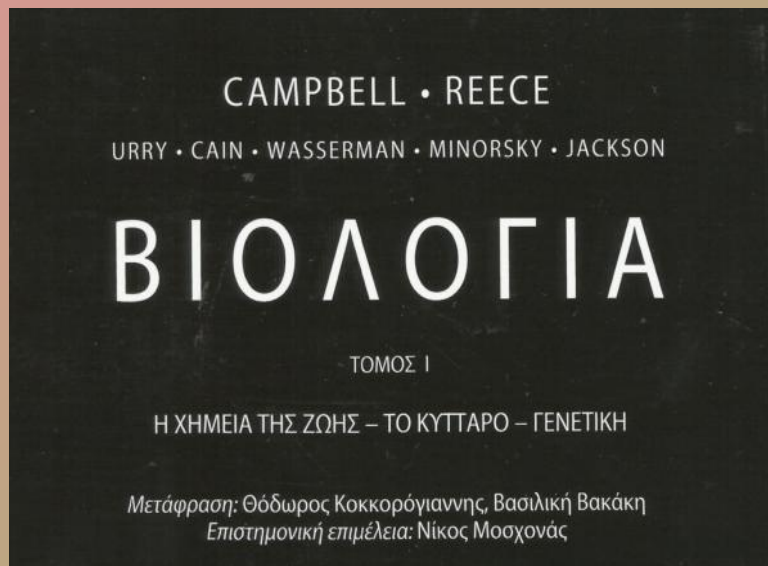
Τμήμα Χημικών Μηχανικών

### Χημικός Δεσμός



Φώτης Καρβέλης

[www.bio-che.gr](http://www.bio-che.gr)



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ  
ΠΑΤΡΩΝ  
UNIVERSITY OF PATRAS

**ΑΝΟΙΚΤΑ** ακαδημαϊκά  
μαθήματα ΠΠ

## Επιστήμη των Υλικών 1

Ενότητα 2: Δεσμοί μεταξύ Ατόμων

Διδάσκων: Γ.Ν. Αγγελόπουλος, καθηγητής

Επιμέλεια: Κωνσταντίνος Πήττας, Διπλ. Μηχ. Μηχ.

ΠΑΤΡΑ 2014

# Βιβλιογραφία

## Υλικά Ηλεκτρονικής & Διατάξεις

2<sup>η</sup> σειρά διαφανειών

**Δημήτριος Λαμπάκης**

ΤΜΗΜΑ ΨΗΦΙΑΚΩΝ ΣΥΣΤΗΜΑΤΩΝ  
ΣΧΟΛΗ ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑΣ – ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΘΕΣΣΑΛΙΑΣ

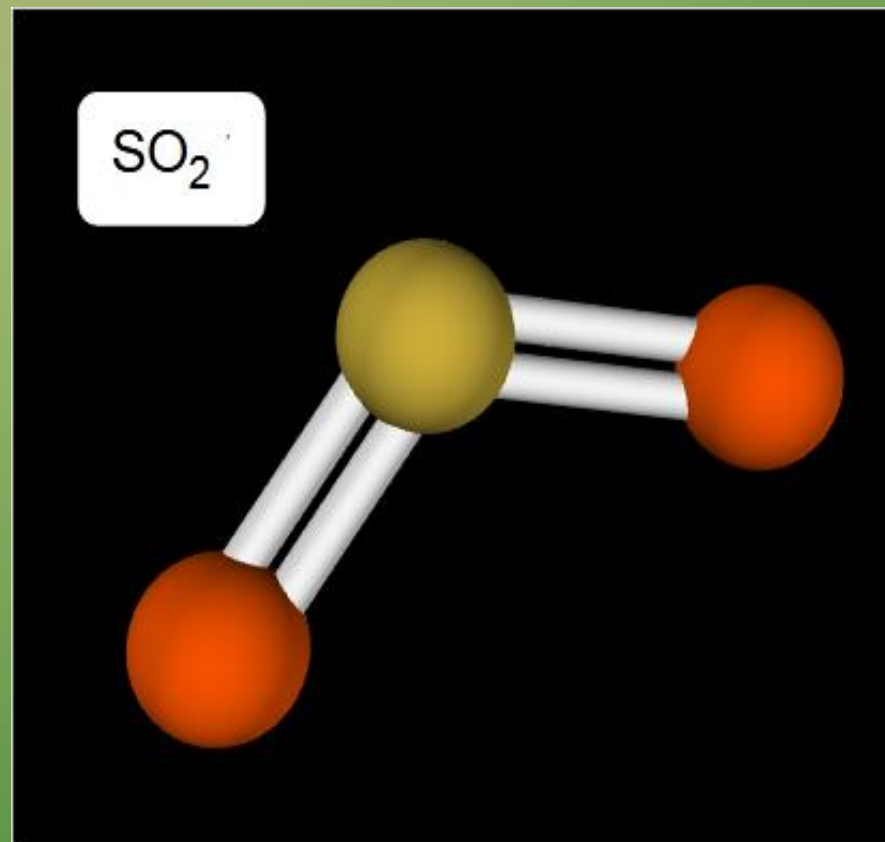
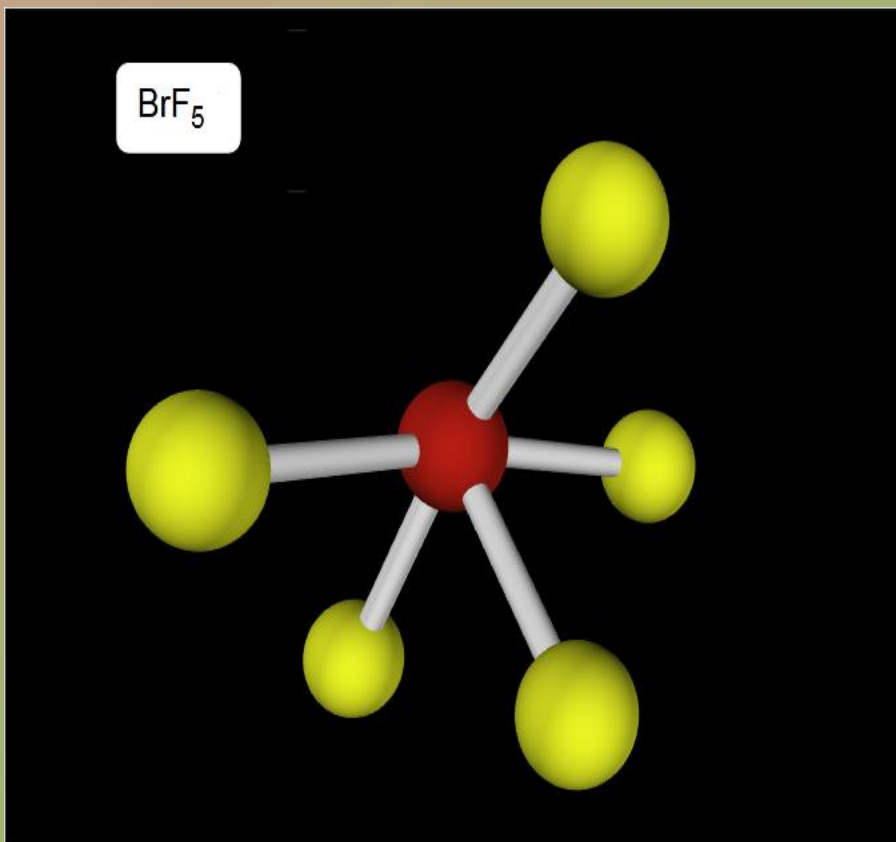
# ΠΡΟΓΡΑΜΜΑΤΙΣΜΟΣ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

1. Ιστορική και τεχνολογική εξέλιξη υλικών.
2. Ταξινόμηση-κατηγοριοποίηση των υλικών.
3. Καταστάσεις-μορφές της ύλης.
4. Δομή της ύλης, **χημικοί δεσμοί, διαμοριακές δυνάμεις.**
5. Μηχανικές ιδιότητες των υλικών (στοιχεία).
6. Θερμικές ιδιότητες της ύλης (στοιχεία).
7. Ηλεκτρικές ιδιότητες των υλικών (στοιχεία).
8. Υπεραγωγιμότητα (στοιχεία).
9. Μαγνητικές ιδιότητες των υλικών (στοιχεία).
10. Οπτικές ιδιότητες των υλικών (στοιχεία).
11. Μαλακή συμπυκνωμένη ύλη.
12. Στοιχεία τεκμηρίωσης υλικών.
13. Κεραμικά υλικά
14. Κ.ά.

Προεκτείνοντας το φανταστικό σενάριο των δύο ίδιων και μοναδικών ατόμων σε όλο το σύμπαν (προηγούμενη παρουσίαση), μπορούμε να θεωρήσουμε ότι εισάγονται κι άλλα ίδια ή διαφορετικά άτομα στο σύμπαν μας.

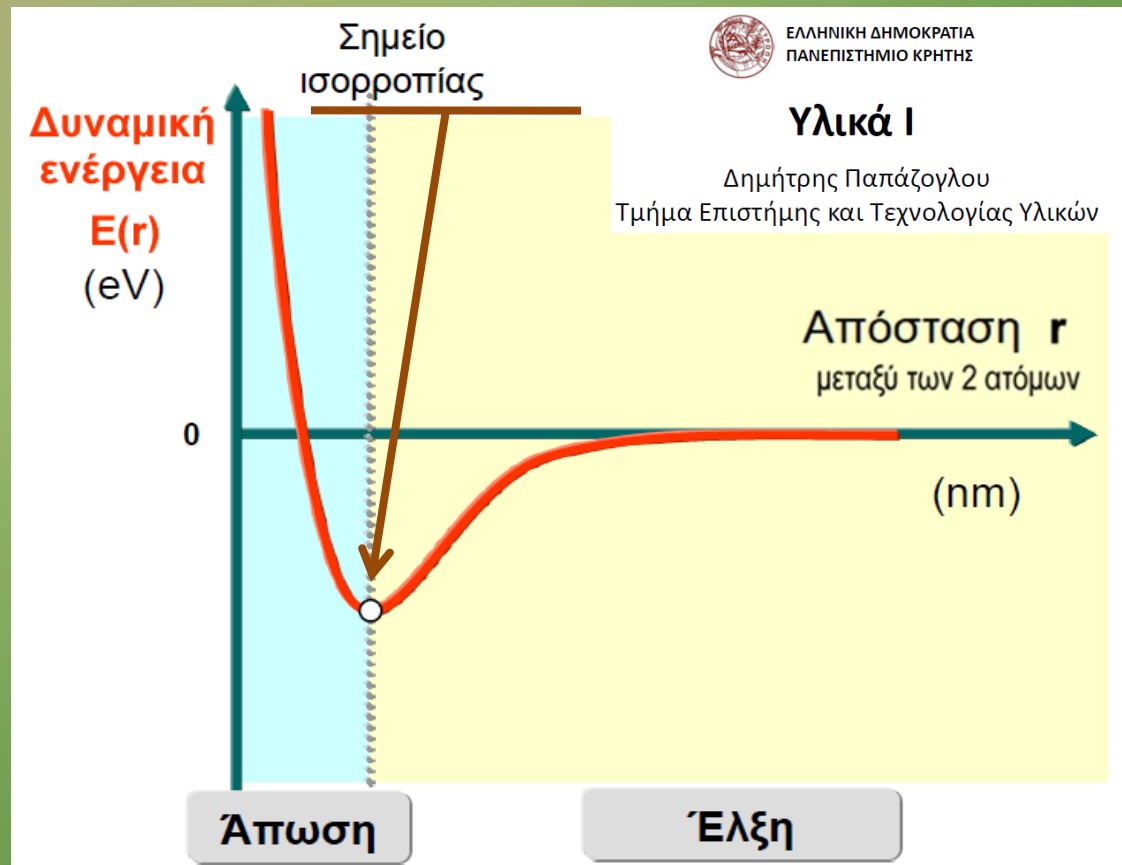
Αυτά καθώς πλησιάζουν σε κατάλληλες αποστάσεις «ισορροπίας» μεταξύ τους, δημιουργούν συμπλέγματα ατόμων, τα λεγόμενα μόρια (όπως τα εικονιζόμενα).

Στις δύο παρακάτω παραστάσεις, οι σφαίρες απεικονίζουν άτομα και οι μπάρες απεικονίζουν χημικούς δεσμούς.



**Χημικός Δεσμός** είναι η ελκτική δύναμη που τελικά συγκρατεί μεταξύ τους τα άτομα, τα ιόντα ή τα μόρια όταν σχηματίζουν χημικές ενώσεις.

Η αιτία της δημιουργίας χημικών δεσμών είναι η τάση όλων των σωμάτων στη φύση να μεταβούν σε ενεργειακά σταθερότερες καταστάσεις, δηλαδή σε καταστάσεις μικρότερης ενέργειας (**αρχή της ελάχιστης ενέργειας**)-θυμηθείτε στην ΠΑΡΟΥΣΙΑΣΗ 3B το διάγραμμα της Δυναμικής ενέργειας του συστήματος των ίδιων ατόμων. Η θέση ισορροπίας είναι η θέση που η δυναμική ενέργεια γίνεται η μικρότερη δυνατή.



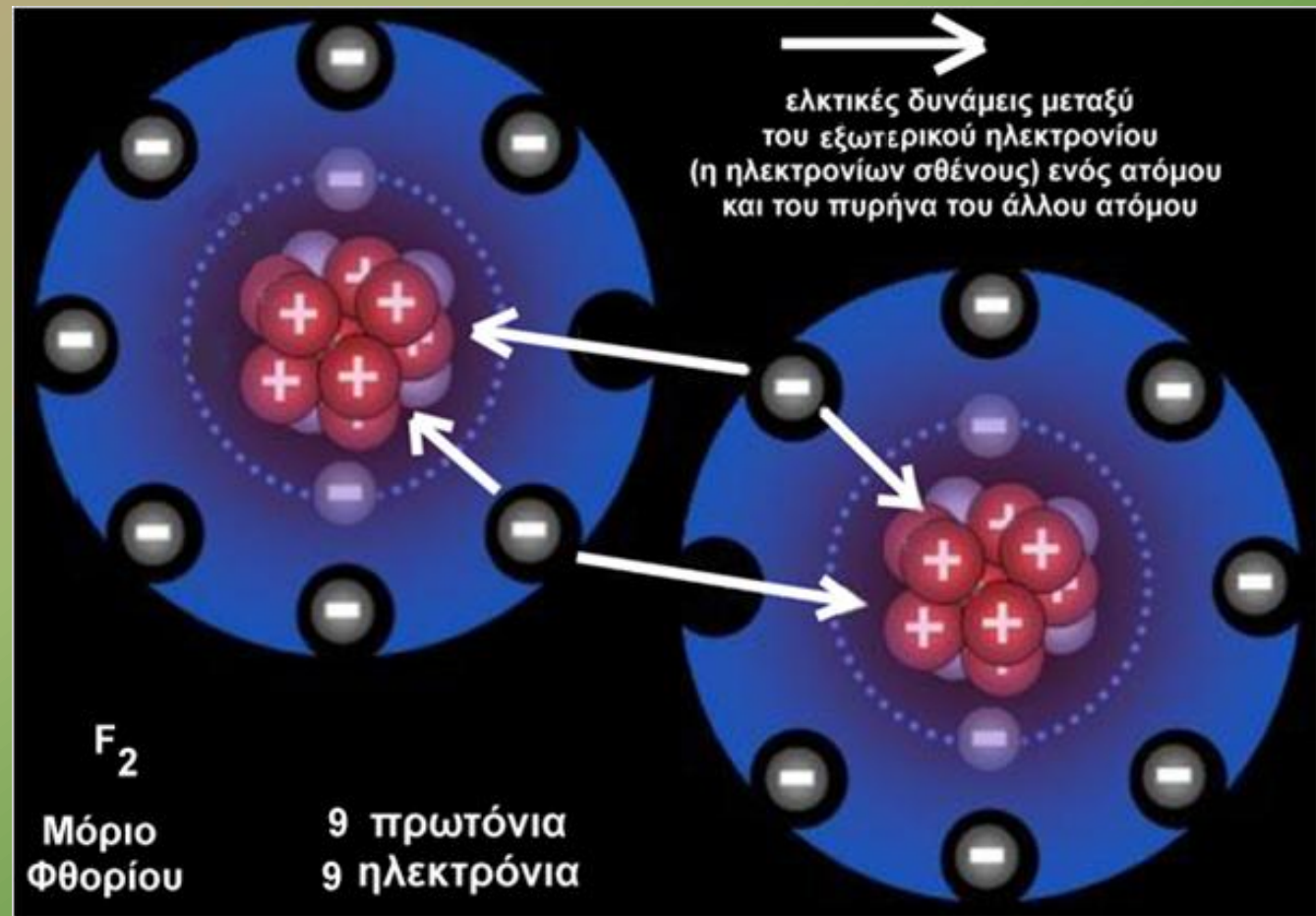
Σε ένα σύστημα 2 ίδιων ατόμων (π.χ. αζώτου) υπάρχουν **ηλεκτρικές απωστικές δυνάμεις μεταξύ ίδιων φορτίων** (θετικού πυρήνα-θετικού πυρήνα ή αρνητικού ηλεκτρονίου-αρνητικού ηλεκτρονίου) και **ηλεκτρικές ελκτικές δυνάμεις μεταξύ αντίθετων φορτίων** (πυρήνα-ηλεκτρονίων του ίδιου ατόμου, πυρήνα-ηλεκτρονίων του άλλου ατόμου). Αν συμβεί οι ελκτικές δυνάμεις να είναι ισχυρότερες από τις απωστικές δυνάμεις που αναπτύσσονται, τότε η συνολική δύναμη είναι ελκτική, οπότε σχηματίζεται ο **χημικός δεσμός**. Στο παρακάτω σχήμα παριστάνονται μόνο οι ελκτικές δυνάμεις πυρήνα-ηλεκτρονίων του άλλου ατόμου (και καμμία άλλη για λόγους απλούστευσης).

### Χημικός Δεσμός



Φώτης Καρβέλης

[www.bio-che.gr](http://www.bio-che.gr)





Ρόλος των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας ή συνώνυμα των **ηλεκτρονίων σθένους**.

Όταν πρόκειται να ενωθούν δύο άτομα και να σχηματίσουν χημικό δεσμό, πρώτα πλησιάζουν τα ηλεκτρόνια των εξωτερικών στιβάδων τους.

Τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας (ηλεκτρόνια σθένους) παίζουν τον σημαντικότερο ρόλο κατά τον σχηματισμό των χημικών δεσμών και καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά του ατόμου.

### Χημικός Δεσμός



Φώτης Καρβέλης

[www.bio-che.gr](http://www.bio-che.gr)

### Ηλεκτρόνια σθένους

Τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας κάθε ατόμου λέγονται ηλεκτρόνια σθένους. Με αυτά τα ηλεκτρόνια αλληλεπιδρά το άτομο με το περιβάλλον του.

Οι **δεσμοί** μεταξύ ατόμων γίνονται με αλληλεπιδράσεις των ηλεκτρονίων σθένους

**Η ηλεκτρική και θερμική αγωγιμότητα** των μετάλλων οφείλεται στα ηλεκτρόνια σθένους



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

## Υλικά Ι

Δημήτρης Παπάζογλου  
Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών

Η εξωτερική στιβάδα ενός ατόμου (στιβάδα σθένους) σχεδόν πάντα περιέχει από 1 μέχρι 8 ηλεκτρόνια (εκτός από την πρώτη στιβάδα K που περιέχει το μέγιστο 2 ηλεκτρόνια) –τα οποία συμβολίζονται κόκκινα και πράσινα στον παρακάτω πίνακα-τμήμα του Περιοδικού Πίνακα.

Τα άτομα τείνουν να αποκτήσουν δομή **ευγενούς αερίου** (δηλαδή να έχουν 8 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα-τόσα έχουν τα ευγενή αέρια-τα στοιχεία της 8A στήλης). Έτσι ανάλογα με τον αριθμό των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας αποβάλλουν ή προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια για να μείνουν τελικά με 8 στη στιβάδα σθένους.

### Χημικός Δεσμός



Φώτης Καρβέλης

www.bio-che.gr

|   | 1A    | 2A    | 3A    | 4A    | 5A   | 6A   | 7A    | 8A    |
|---|-------|-------|-------|-------|------|------|-------|-------|
| n | H 1   |       |       |       |      |      |       | He 2  |
| 1 |       |       |       |       |      |      |       |       |
| 2 | Li 3  | Be 4  | B 5   | C 6   | N 7  | O 8  | F 9   | Ne 10 |
|   |       |       |       |       |      |      |       |       |
| 3 | Na 11 | Mg 12 | Al 13 | Si 14 | P 15 | S 16 | Cl 17 | Ar 18 |
|   |       |       |       |       |      |      |       |       |



Όταν ένα άτομο έχει στην εξωτερική του στιβάδα **1 μέχρι 4 ηλεκτρόνια**, τότε είναι όλα **μονήρη** δηλαδή **δεν σχηματίζουν ζευγάρια ανά δύο** και συμβολίζονται **κόκκινα** στον παρακάτω πίνακα. Αυτό συμβαίνει στα στοιχεία των ομάδων **1A, 2A, 3A και 4A**. Ειδικά τα άτομα με 1, 2, 3 ηλεκτρόνια σθένους τείνουν να τα αποβάλλουν και να μείνουν με την προηγούμενη στιβάδα τους συμπληρωμένη. Ταυτόχρονα μετατρέπονται σε θετικά ιόντα.

Όταν το άτομο διαθέτει στην εξωτερική στιβάδα **5 μέχρι 8 ηλεκτρόνια**, (τα άτομα των ομάδων **5A, 6A, 7A και 8A**), τότε τα ηλεκτρόνια από το 5ο και μετά σχηματίζουν ζεύγη ηλεκτρονίων στην εξωτερική στιβάδα του ατόμου αυτού. Το κάθε ζεύγος ηλεκτρονίων στη στιβάδα σθένους περιέχει δύο ηλεκτρόνια εκ των οποίων το ένα συμβολίζεται **κόκκινο** και το άλλο **πράσινο**-παρότι είναι ίδια.

Τα άτομα με 5,6,7 ηλεκτρόνια τείνουν να προσλάβουν ηλεκτρόνια και να φτάσουν να έχουν 8 ηλεκτρόνια, αποκτώντας

ταυτόχρονα αρνητικό φορτίο. Η πρώτη παραπάνω κατηγορία ατόμων που απέκτησαν θετικό φορτίο έλκονται από τα δεύτερα που απέκτησαν αρνητικό φορτίο, δημιουργώντας ένα ζεύγος ελκόμενων ιόντων κι αυτό αποτελεί τον ιοντικό δεσμό. Δηλαδή η μεταφορά ηλεκτρονίων μεταξύ δύο γειτονικών ατόμων οδηγεί στη δημιουργία **ιοντικού δεσμού**.

|   | 1A    | 2A    | 3A    | 4A    | 5A   | 6A   | 7A    | 8A    |
|---|-------|-------|-------|-------|------|------|-------|-------|
| n | H 1   |       |       |       |      |      |       | He 2  |
| 1 |       |       |       |       |      |      |       |       |
| 2 | Li 3  | Be 4  | B 5   | C 6   | N 7  | O 8  | F 9   | Ne 10 |
|   |       |       |       |       |      |      |       |       |
| 3 | Na 11 | Mg 12 | Al 13 | Si 14 | P 15 | S 16 | Cl 17 | Ar 18 |
|   |       |       |       |       |      |      |       |       |

## Ηλεκτραρνητικότητα ( $\chi$ )

ικανότητα ενός ατόμου ή μορίου να έλκει ηλεκτρόνια στα πλαίσια ενός χημικού δεσμού

**Ηλεκτροθετικά στοιχεία:** στοιχεία τα οποία αποβάλλουν εύκολα ηλεκτρόνια σθένους τους και γίνονται θετικά ιονισμένα ιόντα (γιατί έχουν σχετικά μικρή ενέργεια ιονισμού).

**Ηλεκτραρνητικά στοιχεία:** στοιχεία τα οποία έχουν την τάση να έλκουν ηλεκτρόνια σθένους γειτονικών ατόμων και όταν τα προσλάβουν γίνονται αρνητικά φορτισμένα ιόντα.

Η ηλεκτραρνητικότητα  $\chi$  είναι καθαρός αριθμός και παίρνει τιμές από 0 έως 4

**Ηλεκτροθετικά:** αριστερά στον περιοδικό πίνακα  
π.χ. αλκάλια Cs:0.7, Li:1.0

**Ηλεκτραρνητικά:** δεξιά στον Π.Π.  
π.χ. F: 4.0, O: 3.5



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ  
ΠΑΤΡΩΝ  
UNIVERSITY OF PATRAS

ΑΝΟΙΚΤΑ ακαδημαϊκά  
μαθήματα ΠΠ

### Επιστήμη των Υλικών 1

Ενότητα 2: Δεσμοί μεταξύ Ατόμων

Διδάσκων: Γ.Ν. Αγγελόπουλος, καθηγητής

Επιμέλεια: Κωνσταντίνος Πήττας, Διπλ. Μηχ. Μηχ.

ΠΑΤΡΑ 2014



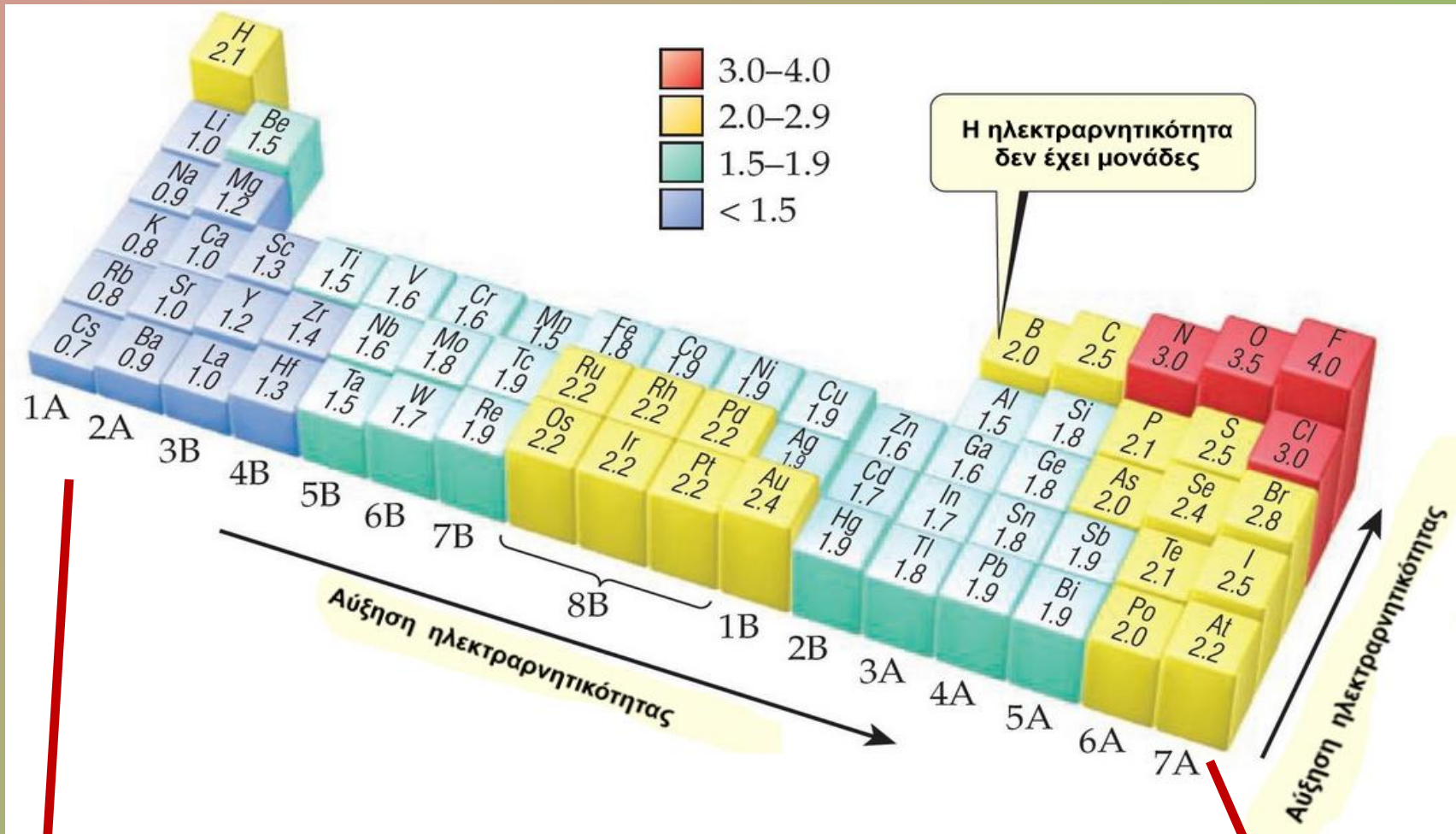
ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

### Υλικά Ι

Δημήτρης Παπάζογλου

Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών

# Πίνακας ηλεκτραρνητικότητας



ηλεκτροθετικά  
στοιχεία

ηλεκτραρνητικά  
στοιχεία

## Πρωτεύοντες χημικοί δεσμοί

Χημικοί δεσμοί μεταξύ ατόμων γίνονται με τα **ηλεκτρόνια σθένους** κατά τέτοιο τρόπο ώστε να **ελαττώνεται** η συνολική ενέργεια του συστήματος

Η ελάχιστη συνολική ενέργεια επιτυγχάνεται όταν κάθε άτομο έχει οκτώ ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα

### Πρωτεύοντες δεσμοί

#### Ιοντικός δεσμός

Τα άτομα ανταλλάσσουν ηλεκτρόνια σθένους

#### Ομοιοπολικός δεσμός

Τα άτομα μοιράζονται ηλεκτρόνια σθένους

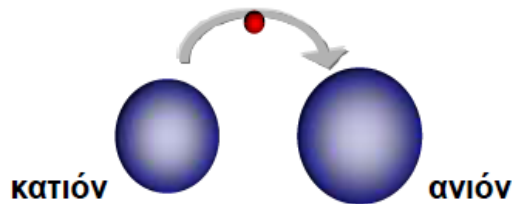
#### Μεταλλικός δεσμός

Τα ηλεκτρόνια σθένους είναι κοινά για όλα τα άτομα

## Ηλεκτραρνητικότητα και μεταφορά φορτίου

Η τάση για μεταφορά φορτίου αυξάνει με την αύξηση της διαφοράς ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ των δύο ατόμων

Όταν ένα **ηλεκτραρνητικό** και ένα **ηλεκτροθετικό** άτομο πλησιάσουν, μπορούν και τα δύο να αποκτήσουν **δομή ευγενών αερίων** μεταφέροντας ηλεκτρόνια σθένους από το ηλεκτροθετικό στο ηλεκτραρνητικό άτομο



Ο ιοντικός δεσμός λαμβάνει χώρα μεταξύ ατόμων που έχουν μεγάλες διαφορές ηλεκτραρνητικότητας.

Επιπλέον ο ιοντικός δεσμός θεωρείται **μη-κατευθυντικός**, δηλαδή, το μέγεθος των δυνάμεων δεσμού είναι ίδιο σε όλες τις κατευθύνσεις γύρω από το ιόν.

## Πρωτεύων χημικός δεσμός

### Ιοντικός Δεσμός

Τα άτομα ανταλλάσσουν ηλεκτρόνια σθένους



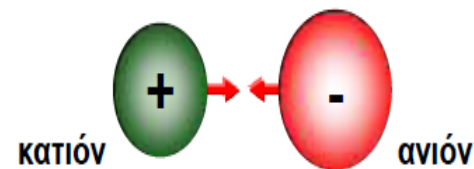
ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

### Υλικά Ι

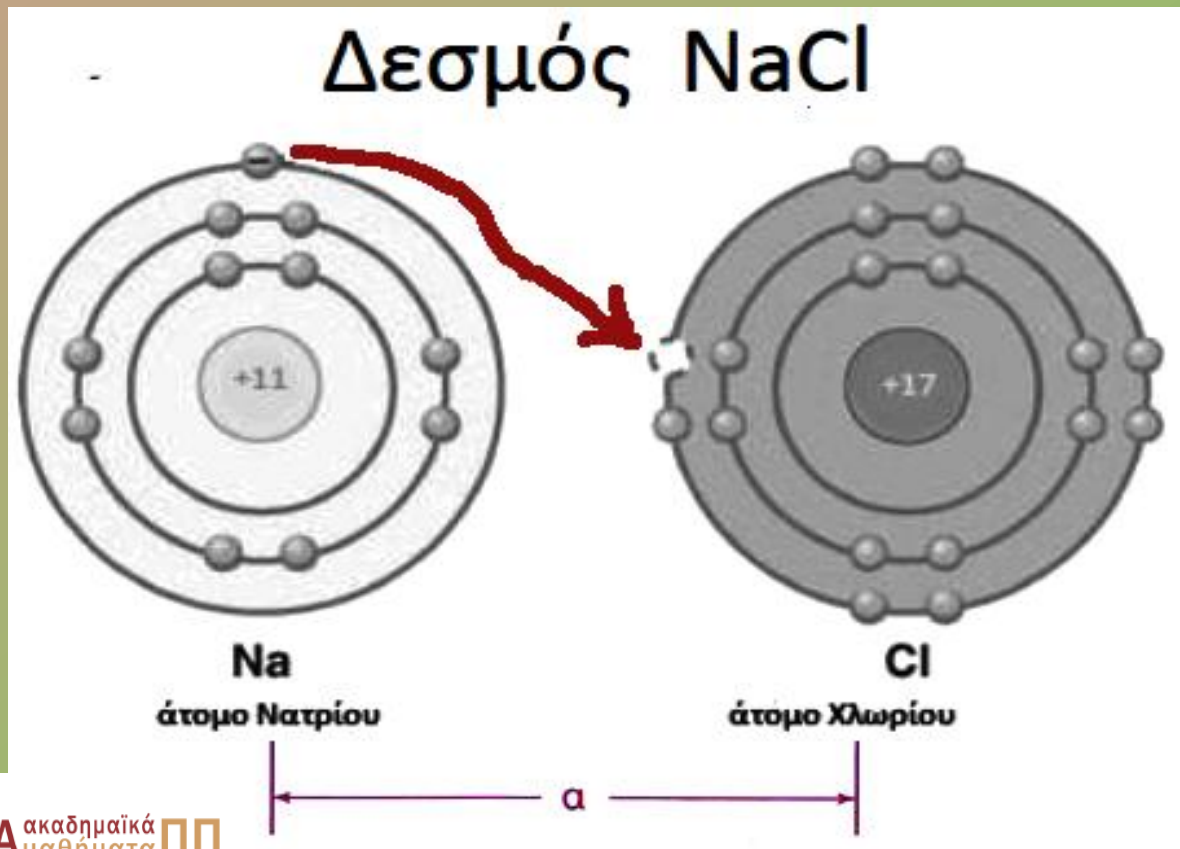
Δημήτρης Παπάζογλου  
Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών

Μετά τη μεταφορά φορτίου, τα δύο άτομα είναι ηλεκτρικά φορτισμένα: το ηλεκτραρνητικό με αρνητικό φορτίο (ανιόν) και το ηλεκτροθετικό με θετικό φορτίο (κατιόν)

Τα αντίθετα φορτισμένα ιόντα έλκονται με δυνάμεις Coulomb







ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ  
ΠΑΤΡΩΝ  
UNIVERSITY OF PATRAS

ΑΝΟΙΚΤΑ ακαδημαϊκά  
μαθήματα ΠΠ

## Επιστήμη των Υλικών 1

Ενότητα 2: Δεσμοί μεταξύ Ατόμων

Διδάσκων: Γ.Ν. Αγγελόπουλος, καθηγητής

Επιμέλεια: Κωνσταντίνος Πήττας, Διπλ. Μηχ. Μηχ.

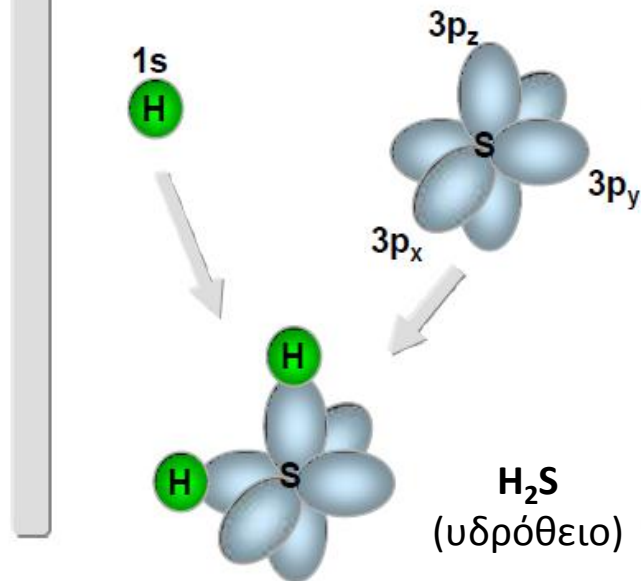
ΠΑΤΡΑ 2014

# Πρωτεύων χημικός δεσμός

## Ομοιοπολικός δεσμός

Τα άτομα αμοιβαία συνεισφέρουν ηλεκτρόνια

Τα τροχιακά αλληλεπικαλύπτονται !



Με αυτό τον τρόπο και τα δύο άτομα έχουν την εξωτερική τους στοιβάδα συμπληρωμένη με 8 ηλεκτρόνια

Ο ομοιοπολικός δεσμός **έχει κατευθυντικότητα**, δηλαδή, υφίσταται μεταξύ συγκεκριμένων ατόμων και μπορεί να υπάρχει μόνο στη διεύθυνση μεταξύ δύο ατόμων που συμμετέχουν στο μοίρασμα του ηλεκτρονίου.

Επιστήμη Υλικών Ι

Ψαρράς Γεώργιος

E-CLASS  
ΤΜΗΜΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗΣ ΥΛΙΚΩΝ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΠΑΤΡΩΝ



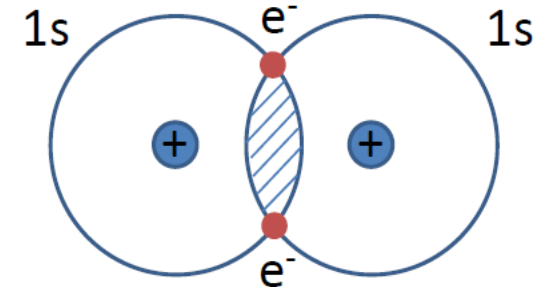
ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

## Υλικά Ι

Δημήτρης Παπάζογλου  
Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών

Ο ομοιοπολικός δεσμός λαμβάνει χώρα μεταξύ ατόμων που έχουν μικρές διαφορές ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ τους.

Παράδειγμα: Το μόριο του H<sub>2</sub>



## Υλικά Ηλεκτρονικής & Διατάξεις

2<sup>η</sup> σειρά διαφανειών

Δημήτριος Λαμπάκης

ΤΜΗΜΑ ΨΗΦΙΑΚΩΝ ΣΥΣΤΗΜΑΤΩΝ  
ΣΧΟΛΗ ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑΣ – ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΘΕΣΣΑΛΙΑΣ

## ΔΙΠΟΛΙΚΗ ΡΟΠΗ



Αν  $\mu_{ολ} \neq 0$  **πολική**

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

Αν  $\mu_{ολ} = 0$  **άπολη**

## ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ – ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΙΟΝΤΩΝ

Χρήστος Παππάς  
Επίκουρος Καθηγητής

Γεωπονικό Πανεπιστήμιο Αθηνών

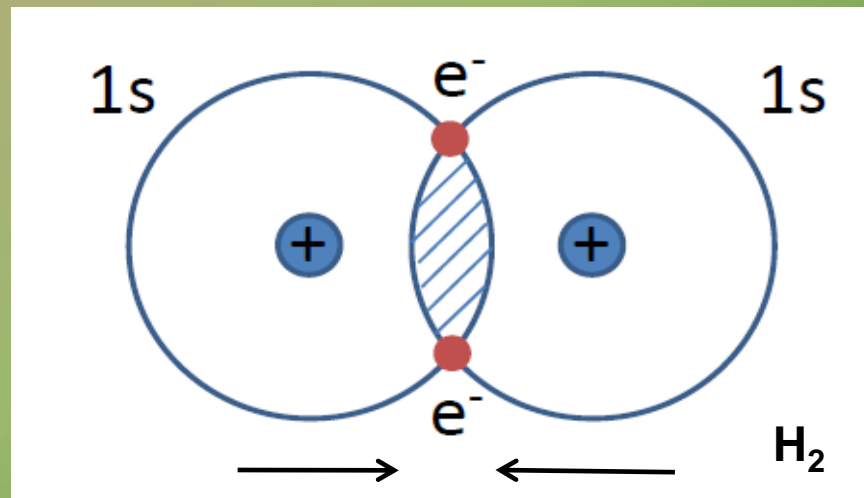
Ως **διπολική ροπή  $\mu$**  ενός ζεύγους δύο αντίθετων και κατ' απόλυτη τιμή ίσων ηλεκτρικών φορτίων  $+\delta, -\delta$ , ορίζεται το διανυσματικό μέγεθος που είναι ίσο με το γινόμενο της απόλυτης τιμής του φορτίου, επί την απόσταση  $r$  που τα χωρίζει. Το βέλος του διανύσματος της διπολικής ροπής κατευθύνεται από την περιοχή θετικού φορτίου προς την περιοχή αρνητικού φορτίου .

Αν τα φορτία  $+\delta, -\delta$  αφορούν δύο διαφορετικές χωρικές θέσεις μίας ομοιοπολικής χημικής ένωσης κι άρα η διπολική ροπή της ένωσης δεν είναι μηδέν, τότε η χημική ένωση ονομάζεται **πολική**. Αν η διπολική ροπή της είναι 0 τότε η ένωση ονομάζεται **μη πολική ή άπολη**.

## Πρωτεύων χημικός δεσμός

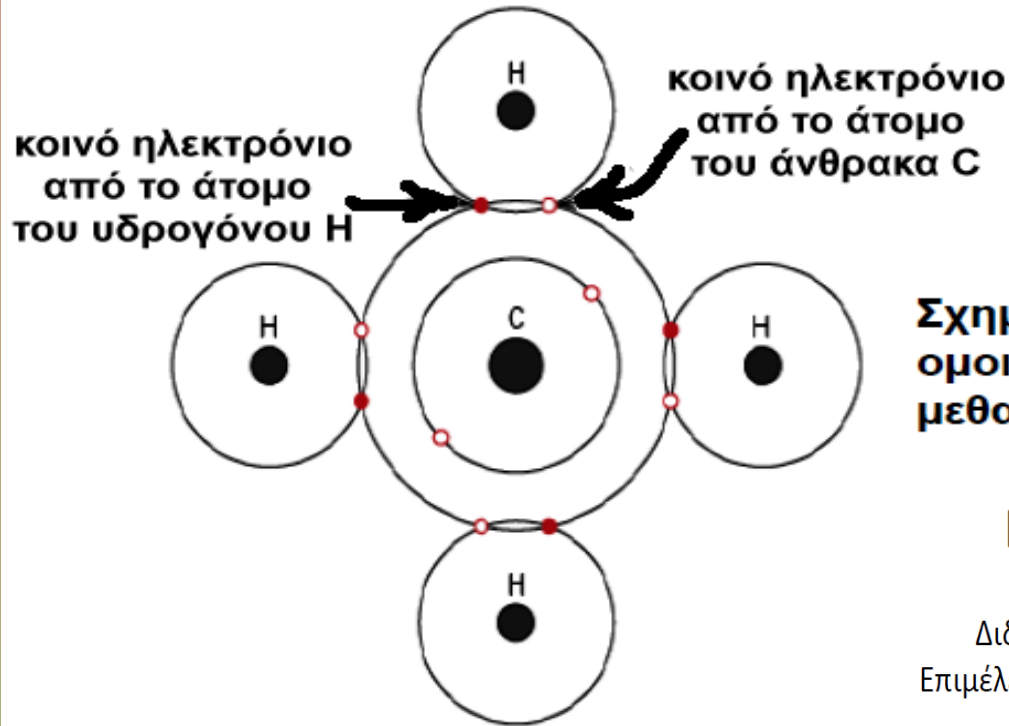
### Παράδειγμα μη πολικού ομοιοπολικού δεσμού

Σε ορισμένα μόρια τα κοινά συνεισφερόμενα ηλεκτρόνια μοιράζονται συμμετρικά μεταξύ δύο ατόμων και σχηματίζουν ένα «καθαρό» ή 100 % ομοιοπολικό δεσμό (π.χ.  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  και σε άλλα ομοατομικά μόρια). Στην περίπτωση αυτή το ηλεκτρονικό νέφος είναι στο κέντρο της απόστασης των δυο πυρήνων (βλέπε εικόνα) και η διπολική ροπή του μορίου είναι μηδενική (άπολο ή μη πολικό μόριο).



# Πρωτεύων χημικός δεσμός

Σχηματική παράσταση ομοιοπολικού δεσμού στο μόριο μεθανίου  $\text{CH}_4$



Άλλο παράδειγμα ομοιοπολικού δεσμού

Σχηματική παράσταση ομοιοπολικού δεσμού στο μόριο μεθανίου  $\text{CH}_4$

## Επιστήμη των Υλικών 1

Ενότητα 2: Δεσμοί μεταξύ Ατόμων

Διδάσκων: Γ.Ν. Αγγελόπουλος, καθηγητής

Επιμέλεια: Κωνσταντίνος Πήττας, Διπλ. Μηχ. Μηχ.

ΠΑΤΡΑ 2014

Επιστήμη Υλικών I

Ψαρράς Γεώργιος

E-CLASS  
ΤΜΗΜΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗΣ ΥΛΙΚΩΝ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΠΑΤΡΩΝ

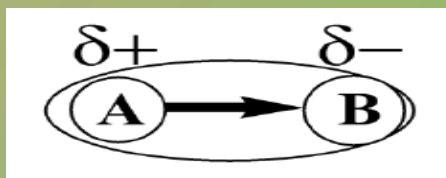
Ο άνθρακας είναι άτομο με 4 ηλεκτρόνια στη στιβάδα σθένους. Συνεισφέρει αμοιβαία τα ηλεκτρόνια αυτά, σχηματίζοντας ομοιοπολικές οργανικές ενώσεις.

Οι ομοιοπολικοί δεσμοί μπορεί να είναι πολύ ισχυροί, όπως στο διαμάντι, που είναι πολύ σκληρό και έχει πολύ ψηλό σημείο τήξης,  $>3550^\circ\text{C}$  ή μπορεί να είναι πολύ ασθενείς όπως στο βισμούθιο που τήκεται περίπου στους  $270^\circ\text{C}$ .

Τα **οργανικά υλικά** και τα **πολυμερικά υλικά** είναι τυπικοί εκπρόσωποι του ομοιοπολικού δεσμού, καθώς η βασική μοριακή δομή τους είναι μια μακριά αλυσίδα ατόμων άνθρακα που είναι ομοιοπολικά συνδεδεμένα.

# Πρωτεύων χημικός δεσμός

Συνήθως όμως τα ηλεκτρόνια σθένους των γειτονικών των ατόμων (π.χ. A και B-βλέπε παρακάτω) που συμμετέχουν σε έναν ομοιοπολικό δεσμό, δεν μοιράζονται ισόποσα μεταξύ των δύο ατόμων αλλά μοιράζονται άνισα. Πιο συγκεκριμένα είναι μετατοπισμένα προς την πλευρά του ηλεκτραρνητικότερου ατόμου B. Έτσι σχηματίζεται ένα μόνιμο δίπολο-**πολωμένο μόριο AB** και η διπολική ροπή του δεν είναι μηδέν. Στην περίπτωση αυτή ο ομοιοπολικός δεσμός δεν είναι 100% ομοιοπολικός, αλλά έχει ποσοστό και ιοντικού δεσμού. Π.χ. στο μόριο του HCl το ηλεκτραρνητικότερο Cl έλκει προς το μέρος του το ζεύγος των ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού σε σχέση με το λιγότερο ηλεκτραρνητικό υδρογόνο (H).



## Οργανική Χημεία

ΕΝΟΤΗΤΑ 5:

ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Ε. Αμανατίδης

**Ακραία μορφή αυτού του φαινομένου είναι ο ιοντικός δεσμός.**

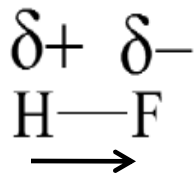
Στα περισσότερα μόρια οι δεσμοί είναι μια ενδιάμεση κατάσταση μεταξύ ενός **καθαρού ομοιοπολικού δεσμού** κι ενός **ιοντικού**.

Συνεπώς ομοπυρηνικά μόρια δεν εμφανίζουν **μόνιμη διπολική ροπή**. Το ηλεκτρονικό νέφος είναι στο κέντρο της απόστασης των δυο πυρήνων με αποτέλεσμα οι διπολικές ροπές να αλληλοαναιρούνται.

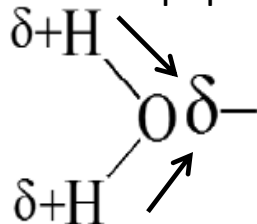
Αντίθετα ετεροπυρηνικά μόρια με αρκετά διαφορετικές τιμές ηλεκτραρνητικότητας εμφανίζουν **μόνιμη διπολική ροπή**. Το ηλεκτρονικό νέφος δεν είναι στο κέντρο της απόστασης των δύο πυρήνων με αποτέλεσμα οι διπολικές ροπές να μην αλληλοαναιρούνται.

# Πρωτεύων χημικός δεσμός

Πολικός δεσμός-  
πολικό μόριο



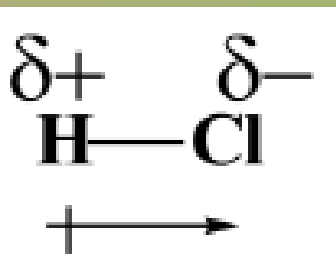
Πολικοί δεσμοί-  
πολικό μόριο



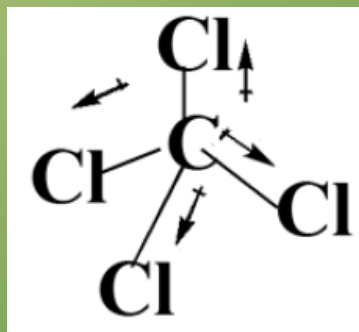
## Παραδείγματα πολικού ομοιοπολικού δεσμού

Στα μόρια HF (υδροφθορίου), HCl (υδροχλωρίου), H<sub>2</sub>O (νερού) οι διπολικές ροπές δεν είναι μηδέν και άρα τα μόρια είναι πολικά.

Στα πολυατομικά μόρια όπου υπάρχουν πολλοί δεσμοί για να διαπιστωθεί αν είναι πολικό ή άπολο απαιτείται η γνώση της γεωμετρίας του. Ακολουθώς **αθροίζονται διανυσματικά όλες οι επιμέρους διπολικές ροπές των συμμετεχόντων στο μόριο ατόμων ανά δύο**. Π.χ. Στον τετραχλωράνθρακα (CCl<sub>4</sub>) παρότι ο δεσμός C-Cl είναι πολωμένος, το διανυσματικό άθροισμα των 4 ίσων κατά μέτρο επιμέρους διπολικών ροπών των δεσμών C-Cl σε διάταξη τετραέδρου, δίνει συνισταμένη ροπή 0, δηλαδή οι ροπές τελικώς αναιρούνται και το μόριο εμφανίζεται άπολο.



Πολικός δεσμός-  
πολικό μόριο



Πολικοί δεσμοί-άπολο ή μη πολικό μόριο,  
εξαιτίας αλληλοαναίρεσης των διπολικών  
ροπών



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ  
ΠΑΤΡΩΝ  
UNIVERSITY OF PATRAS

**ΑΝΟΙΚΤΑ** ακαδημαϊκά  
μαθήματα ΠΠ

Οργανική Χημεία

ΕΝΟΤΗΤΑ 5:

ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Ε. Αμανατίδης

Πολυτεχνική Σχολή

Τμήμα Χημικών Μηχανικών

# Περί της πολικότητας των οργανικών ενώσεων

Για τις οργανικές ενώσεις (οργανικές είναι οι ενώσεις του άνθρακα-πλήν κάποιων εξαιρέσεων) γενικά ισχύουν τα ακόλουθα:

- 1) Αν διαθέτουν λειτουργικές ομάδες όπως (με O, N, P, S κ.ά.) είναι συνήθως πολικές.
- 2) Η πολικότητα μειώνεται όσο μεγαλώνει το πλήθος των ατόμων άνθρακα στην ανθρακική αλυσίδα.

## ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ – ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΙΟΝΤΩΝ

Χρήστος Παππάς  
Αναπληρωτής Καθηγητής  
Εργαστήριο Γενικής Χημείας  
Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων και Διατροφής του Ανθρώπου  
ΣΧΟΛΗ ΤΡΟΦΙΜΩΝ, ΒΙΟΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑΣ ΚΑΙ ΑΝΑΠΤΥΞΗΣ  
ΓΕΩΠΟΝΙΚΟ ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΑΘΗΝΩΝ



# Ηλεκτραρνητικότητα και ιοντικός χαρακτήρας

Πότε είναι ένας δεσμός ιοντικός και πότε ομοιοπολικός ;

$$\text{Ιοντικός χαρακτήρας (\%)} = 100 \cdot \{1 - \text{Exp}[-0.25(\chi_A - \chi_B)^2]\}$$

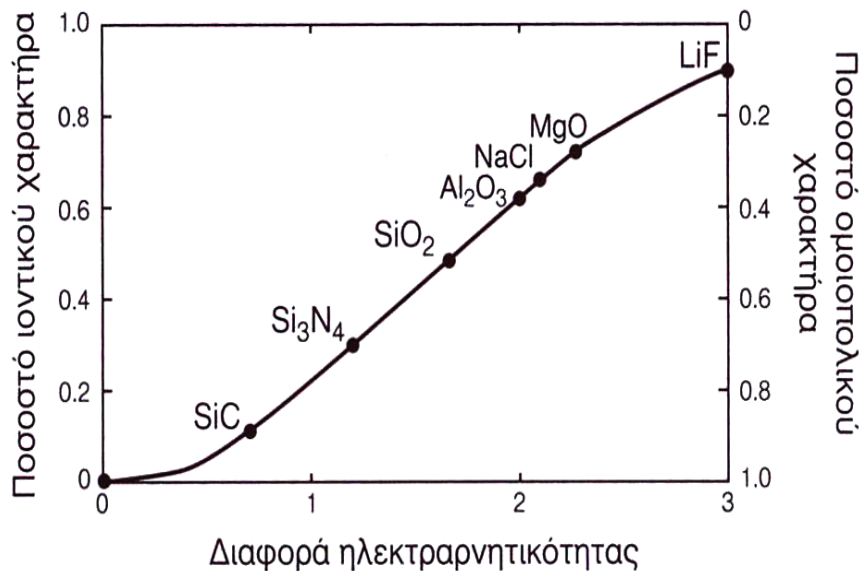
ηλεκτραρνητικότητα

NaCl ~ 71.1%

HF ~ 55%

SiO<sub>2</sub> ~ 45%

H<sub>2</sub> = 0%



## Επιστήμη των Υλικών 1

Ενότητα 2: Δεσμοί μεταξύ Ατόμων

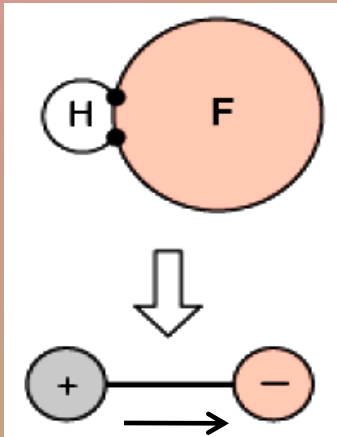
Διδάσκων: Γ.Ν. Αγγελόπουλος, καθηγητής

## Υλικά Ι

Δημήτρης Παπάζογλου

Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών

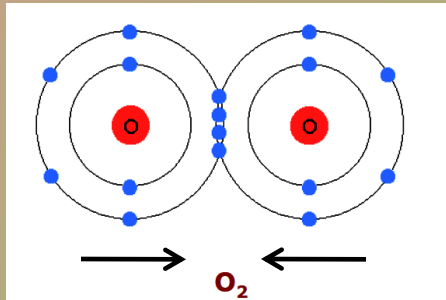
Αναφέρθηκε πιο πριν ότι τα ηλεκτρόνια σθένους των γειτονικών των ατόμων που συμμετέχουν σε έναν ομοιοπολικό δεσμό, συνήθως δεν μοιράζονται ισόποσα μεταξύ των δύο ατόμων αλλά μοιράζονται άνισα. Πιο συγκεκριμένα είναι συνήθως μετατοπισμένα προς την πλευρά του ηλεκτραρνητικότερου ατόμου δημιουργώντας παράλληλα ένα δίπολο. Στην περίπτωση αυτή ομοιοπολικός δεσμός δεν είναι 100% ομοιοπολικός, αλλά έχει ποσοστό και ιοντικού δεσμού. Π.χ. στο μόριο του HF το ηλεκτραρνητικότερο F έλκει προς το μέρος του το ζεύγος των ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού σε σχέση με το λιγότερο ηλεκτραρνητικό υδρογόνο (H).



Π.χ. ο δεσμός HF θεωρείται ομοιοπολικός. Όμως: εφόσον το H έχει τιμή ηλεκτραρνητικότητας 2,1 και το F έχει 4.

$1 - \exp[-0,25 \cdot (\chi_H - \chi_F)^2] = 1 - \exp[-0,25 \cdot (2,1 - 4)^2] = 1 - \exp[-0,25 \cdot (1,9)^2] = 1 - \exp[-0,9] = 1 - 0,41 \approx 0,59$  προκύπτει ότι ο δεσμός αυτός έχει περίπου **59% ιοντικό χαρακτήρα** και **41% ομοιοπολικό**.

Ο δεσμός O<sub>2</sub>, αποτελείται από δύο όμοια άτομα. Το O έχει τιμή ηλεκτραρνητικότητας 3,5, οπότε αντικαθιστώντας στον παραπάνω τύπο, προκύπτει ότι ο δεσμός αυτός έχει **0% ιοντικό χαρακτήρα**, άρα **100% ομοιοπολικό**.



Ο αμιγώς ομοιοπολικός δεσμός (100%), δεν έχει ιοντικό χαρακτήρα. Υπενθυμίζεται ότι ο ομοιοπολικός δεσμός είναι κατευθυντικός γιατί υπάρχει μόνο στη διεύθυνση μεταξύ δύο ατόμων που συμμετέχουν στο μοίρασμα του ηλεκτρονίου.

Ο αμιγώς ιοντικός δεσμός δεν είναι κατευθυντικός καθώς το μέγεθος των δυνάμεων δεσμού είναι ίδιο σε όλες τις κατευθύνσεις γύρω από το ιόν.

**Στην πραγματικότητα πολύ λίγες ενώσεις έχουν αμιγώς ιοντικούς και αμιγώς ομοιοπολικούς δεσμούς.**

Επιστήμη Υλικών Ι

Ψαρράς Γεώργιος

E-CLASS

ΤΜΗΜΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗΣ ΥΛΙΚΩΝ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΠΑΤΡΩΝ

**ΑΣΚΗΣΗ:** Υπολογίστε χρησιμοποιώντας τον τύπο της προηγούμενης διαφάνειας, το ποσοστό ιοντικού και ομοιοπολικού χαρακτήρα στους παρακάτω χημικούς δεσμούς: α) C-O, β) C-H γ) C-Br, δ) H-N, ε) H-Br, στ) Cl<sub>2</sub>

# Πρωτεύων χημικός δεσμός

## Μεταλλικός δεσμός

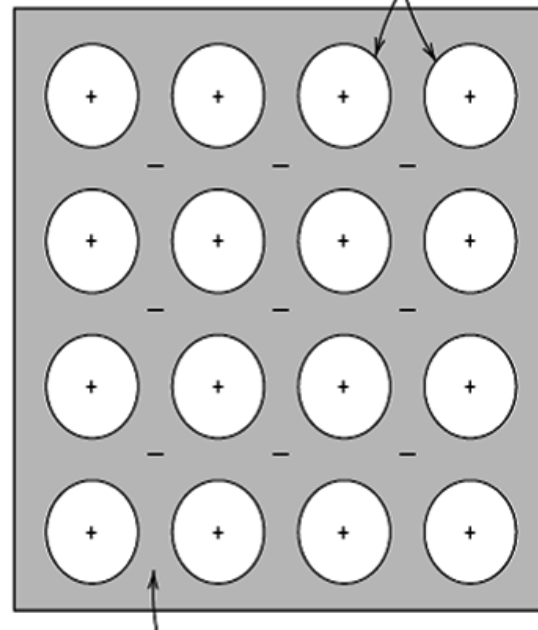
Όλα άτομα μοιράζονται τα ηλεκτρόνια σθένους

Τα τροχιακά τους αλληλεπικαλύπτονται !

Συμβαίνει σε ηλεκτροθετικά υλικά (μέταλλα)

Τα ηλεκτροθετικά άτομα έχουν την τάση να χάσουν ηλεκτρόνια αλλά δεν υπάρχουν ηλεκτραρνητικά άτομα για να τα δεχτούν, έτσι τα ηλεκτρόνια σθένους κινούνται **ελεύθερα** στη μάζα του μετάλλου

Θετικά Ιονισμένα άτομα  
(ό,τι απομένει όταν αποχωρούν  
κάποια ηλεκτρόνια σθένους από το άτομο)



"θάλασσα" ελεύθερων  
πρώην ηλεκτρονίων σθένους  
που αποχώρησαν από το άτομο  
στο οποίο ήσαν δεσμευμένα



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

## Υλικά Ι

Δημήτρης Παπάζογλου

Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών

## Επιστήμη των Υλικών 1

Ενότητα 2: Δεσμοί μεταξύ Ατόμων

Διδάσκων: Γ.Ν. Αγγελόπουλος, καθηγητής

Επιμέλεια: Κωνσταντίνος Πήττας, Διπλ. Μηχ. Μηχ.

ΠΑΤΡΑ 2014

# Πρωτεύων χημικός δεσμός

Ο **μεταλλικός δεσμός** απαντάται στα μέταλλα και τα κράματά τους και γενικά σε ηλεκτροθετικά στοιχεία του περιοδικού Πίνακα. Τα μεταλλικά υλικά όπως προειπώθηκε έχουν ένα, δύο ή τρία το πολύ ηλεκτρόνια σθένους. Τα ηλεκτρόνια σθένους αυτών των μεταλλικών στοιχείων δεν συνδέονται ισχυρά με τον πυρήνα του ατόμου κι έτσι μπορούν εύκολα να αποσπαστούν.

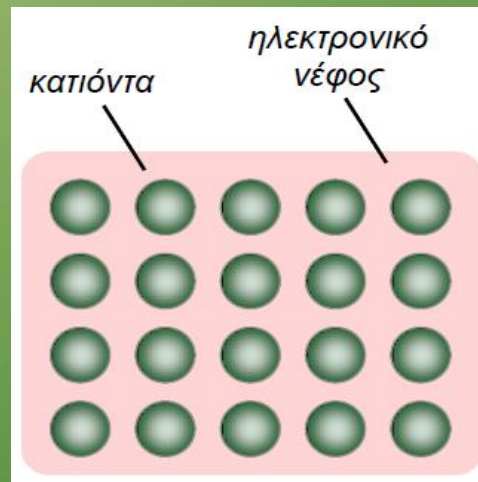
Έτσι, καθώς δεν συνδέονται με κάποιο συγκεκριμένο άτομο στο στερεό και είναι λίγο ή πολύ ελεύθερα να κινηθούν σε ολόκληρη τη μάζα του μετάλλου. Μπορούμε να τα αντιληφθούμε σαν να ανήκουν στο μέταλλο στο σύνολό του, ή σαν να σχηματίζουν μια "θάλασσα ηλεκτρονίων" ή ένα "νέφος ηλεκτρονίων".

Τα απομένοντα ηλεκτρόνια που δεν ανήκουν στη στιβάδα σθένους και τα ιόντα των μετάλλων σχηματίζουν αυτά που καλούνται ιοντικά κέντρα, τα οποία έχουν ένα συνολικό θετικό φορτίο ίσο σε μέγεθος με το συνολικό φορτίο των ηλεκτρονίων σθένους ανά άτομο. Τα ελεύθερα ηλεκτρόνια προασπίζουν τα θετικά φορτισμένα ιοντικά κέντρα από τις αμοιβαία απωστικές ηλεκτροστατικές δυνάμεις, οι οποίες σε διαφορετική περίπτωση θα ασκούσαν από το ένα στο άλλο.

Σαν συνέπεια, **ο μεταλλικός δεσμός είναι μη κατευθυντικός στο χαρακτήρα του**. Επί πλέον, τα ηλεκτρόνια αυτά λειτουργούν σαν "κόλλα" που συγκρατεί τα ιοντικά κέντρα μαζί.

**Οι ιδιότητες των μετάλλων σχετίζονται με την ύπαρξη των ελεύθερων ηλεκτρονίων:**

- Η υψηλή ηλεκτρική και θερμική αγωγιμότητα.
- Η χαρακτηριστική μεταλλική λάμψη.
- Η πλαστικότητα (δηλαδή η ικανότητα των μετάλλων να παραμορφώνονται πλαστικά) κ.ά.



Επιστήμη Υλικών Ι

Ψαρράς Γεώργιος

E-CLASS  
ΤΜΗΜΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗΣ ΥΛΙΚΩΝ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΠΑΤΡΩΝ



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

Υλικά Ι

Δημήτρης Παπάζογλου  
Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών

## Δευτερεύοντες χημικοί δεσμοί

Όπως έχει ήδη συζητηθεί προηγουμένως ένα δίπολο (κι άρα μία διπολική ροπή) δημιουργείται όταν υπάρχει απόσταση μεταξύ θετικών κι αρνητικών τμημάτων ενός ατόμου ή μορίου.

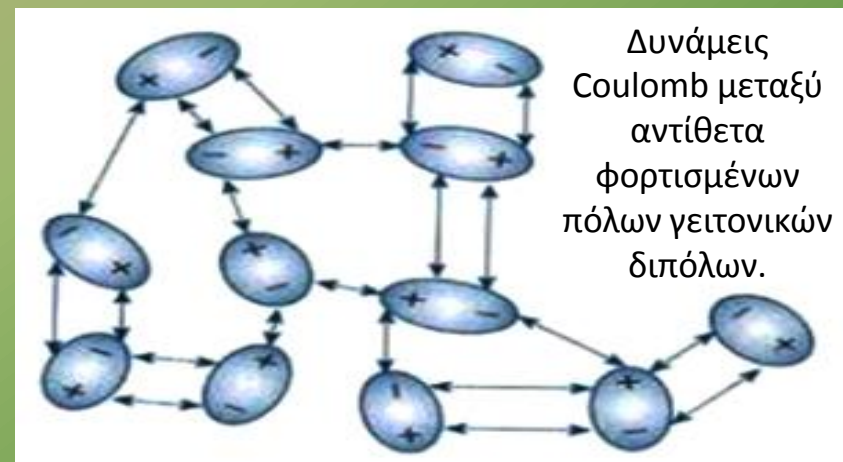
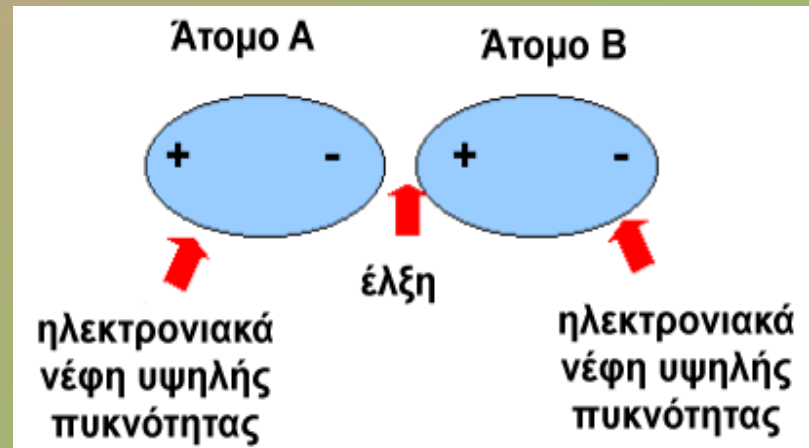
Δευτερεύοντες δεσμοί είναι οι δυνάμεις μεταξύ ατομικών ή μοριακών διπόλων και ονομάζονται συνολικά **δυνάμεις διπόλου-διπόλου**.

Οι δευτερεύοντες δεσμοί είναι ασθενείς σε σύγκριση με τους πρωτεύοντες δεσμούς.

Οι δευτερεύοντες δεσμοί υπάρχουν μεταξύ όλων των ατόμων ή μορίων.

Ουσιαστικά αυτό που συμβαίνει στους δευτερεύοντες δεσμούς είναι τελικά ότι ο **ένας πόλος ενός διπόλου έλκει τον αντίθετου φορτίου πόλο άλλου διπόλου**.

Οι δευτερεύοντες δεσμοί έχουν παρατηρηθεί στα **ευγενή αέρια** και επί πλέον, μεταξύ μορίων που είναι **ομοιοπολικά** συνδεδεμένα σε μοριακές δομές. Στα στερέα και υγρά τα μόρια είναι αρκετά κοντά μεταξύ τους (μερικά Å) έτσι ώστε τα δίπολα των διαφορετικών μορίων να μπορούν να αλληλεπιδράσουν.



Επιστήμη Υλικών Ι

Ψαρράς Γεώργιος

E-CLASS  
ΤΜΗΜΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗΣ ΥΛΙΚΩΝ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΠΑΤΡΩΝ

## Επιστήμη των Υλικών 1

Ενότητα 2: Δεσμοί μεταξύ Ατόμων

Διδάσκων: Γ.Ν. Αγγελόπουλος, καθηγητής  
Επιμέλεια: Κωνσταντίνος Πήττας, Διπλ. Μηχ. Μηχ.  
ΠΑΤΡΑ 2014

# Δευτερεύοντες χημικοί δεσμοί

## Είδη ηλεκτρικών ατομικών ή μοριακών διπόλων

Οι μορφές των διπόλων είναι:

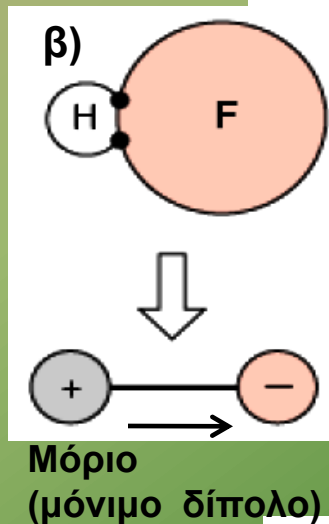
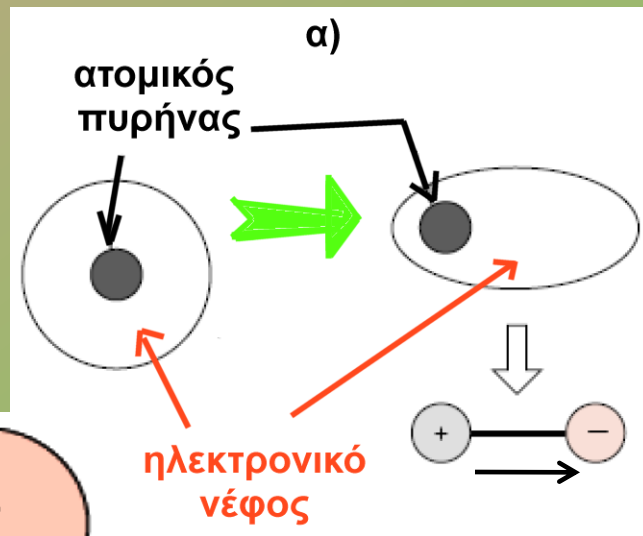
α) Ένα αρχικά **ηλεκτρικά συμμετρικό άτομο** μπορεί να μετατρέπεται σε **στιγμιαίο ατομικό δίπολο**, λόγω πραγματικά βραχύχρονων παραμορφώσεων του ηλεκτρονικού νέφους ( $10^{-15}$  sec). Πιο συγκεκριμένα λόγω της συνεχούς κίνησης των ηλεκτρονίων, δημιουργούνται στιγμιαίες ή χρονομεταβαλλόμενες ανισορροπίες στη κατανομή τους, που με τη σειρά τους οδηγούν σε στιγμιαία ανάπτυξη διπόλων.

β) **Μόνιμο δίπολο** λόγω μόνιμης ασύμμετρης τοποθέτησης θετικά κι αρνητικά φορτισμένων περιοχών σε έναν χημικό δεσμό.

γ) **Επαγώμενο δίπολο**: ένα άτομο ή μόριο ηλεκτρικά ουδέτερο και με συμμετρική κατανομή του φορτίου, μπορεί από την παρουσία εξωτερικού ηλεκτρικού πεδίου, να αποκτήσει διαμόρφωση ηλεκτρικού διπόλου (αυτό ονομάζεται **επαγώμενο ηλεκτρικό δίπολο**).

Οι διπολικές αλληλεπιδράσεις (λέγονται γενικά δεσμοί **Van der Waals**) συμβαίνουν είτε μεταξύ **επαγόμενων διπόλων** (μπορεί να τις συναντήσουμε και ως δυνάμεις **London**), είτε **μεταξύ στιγμιαίων διπόλων**, είτε μεταξύ **μόνιμων πολικών μορίων** και οι δυνατοί συνδυασμοί τους ανά δύο. Μία ειδική περίπτωση δεσμού ανάμεσα σε μόνιμα πολικά δίπολα είναι ο **δεσμός υδρογόνου** (ομοιοπολικός δεσμός υδρογόνου με κάποιο γειτονικό άτομο).

## Άτομο (στιγμιαίο δίπολο)



## Οργανική Χημεία

ΕΝΟΤΗΤΑ 5:  
ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Ε. Αμανατίδης  
Πολυτεχνική Σχολή  
Τμήμα Χημικών Μηχανικών

## Επιστήμη των Υλικών 1

Ενότητα 2: Δεσμοί μεταξύ Ατόμων  
Διδάσκων: Γ.Ν. Αγγελόπουλος, καθηγητής  
Επιμέλεια: Κωνσταντίνος Πήττας, Διπλ. Μηχ. Μηχ  
ΠΑΤΡΑ 2014

Επιστήμη Υλικών I  
Ψαρράς Γεώργιος

ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ –  
ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΙΟΝΤΩΝ

# Δευτερεύοντες χημικοί δεσμοί

## Είδη διπόλων (στιγμαία και μόνιμα)

### Στιγμαία δίπολα

Σε κάθε άτομο το ηλεκτρονικό νέφος ταλαντώνεται και παραμορφώνεται με περίοδο 1 fs.

Όταν το ηλεκτρονικό νέφος παραμορφωθεί παροδικά τα κέντρα του αρνητικού και του θετικού φορτίου δεν συμπίπτουν οπότε σχηματίζεται ένα στιγμαίο δίπολο

### Μόνιμα δίπολα

Μόρια με ομοιοπολικούς δεσμούς

Ασύμμετρη κατανομή υδρογόνων στο μόριο

Ηλεκτρονικό νέφος μόνιμα μετατοπισμένο προς το ηλεκτραρνητικότερο άτομο



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

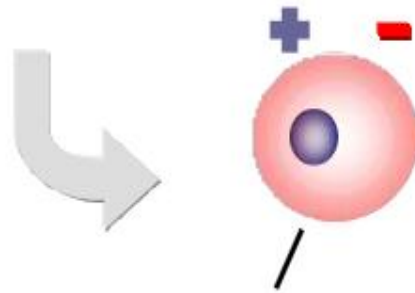
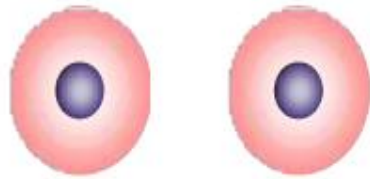
Υλικά Ι

Δημήτρης Παπάζογλου  
Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών

## Στιγμαία δίπολα: Δεσμός van der Waals

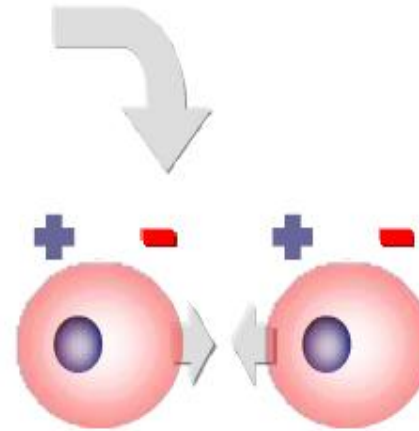
Δύο άτομα Αργού σε χαμηλή θερμοκρασία (<1K)

Το Αργό είναι ευγενές αέριο (σταθερή ηλεκτρονική δομή, αδρανές)

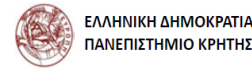


γ)

«στιγμαίο»  
δίπολο



Δεσμός van der Waals



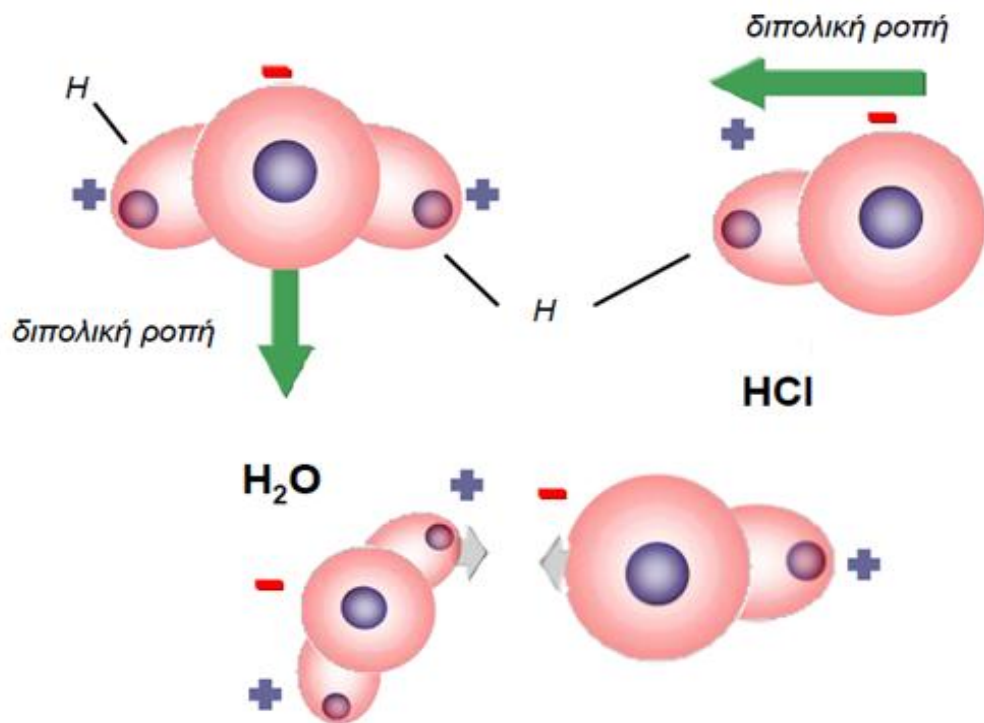
ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

Υλικά Ι

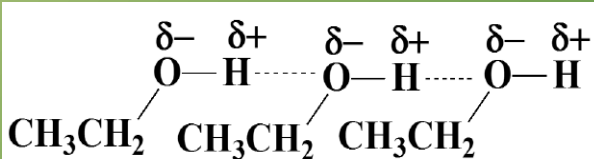
Δημήτρης Παπάζογλου  
Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών



## Μόνιμα δίπολα: Δεσμός Υδρογόνου



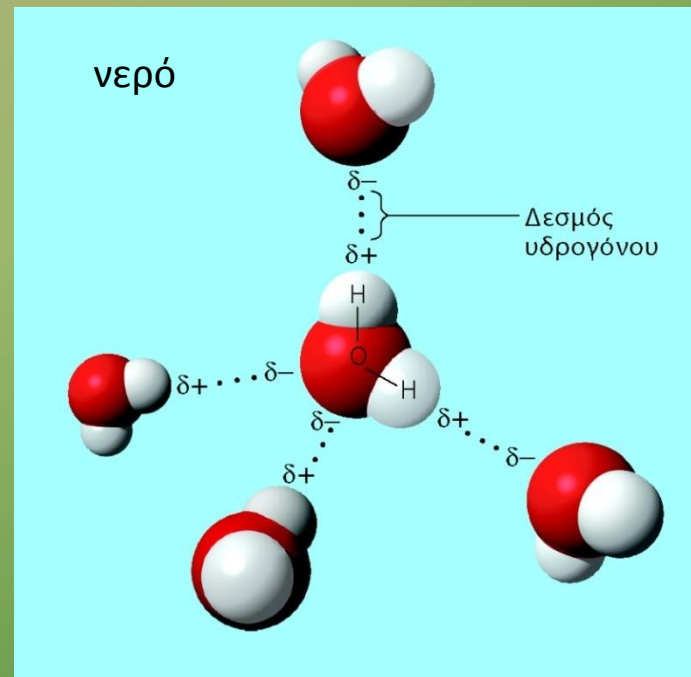
Ο **δεσμός υδρογόνου** είναι μία ειδική περίπτωση δευτερεύοντος χημικού δεσμού: σε αυτόν ένα άτομο υδρογόνου που είναι συνδεδεμένο με στοιχείο υψηλής ηλεκτραρνητικότητας (π.χ. F, Cl, O, N και καθίσταται πολύ ηλεκτροθετικό), έλκεται από ένα άλλο ηλεκτραρνητικό άτομο ενός γειτονικού μορίου. Βλέπε κάτω τους δεσμούς υδρογόνου στο οινόπνευμα-αιθυλική αλκοόλη και δεξιά στο νερό.



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΚΡΗΤΗΣ

## Υλικά Ι

Δημήτρης Παπάζογλου  
Τμήμα Επιστήμης και Τεχνολογίας Υλικών



## Οργανική Χημεία

ΕΝΟΤΗΤΑ 5:  
ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Ε. Αμανατίδης  
Πολυτεχνική Σχολή  
Τμήμα Χημικών Μηχανικών

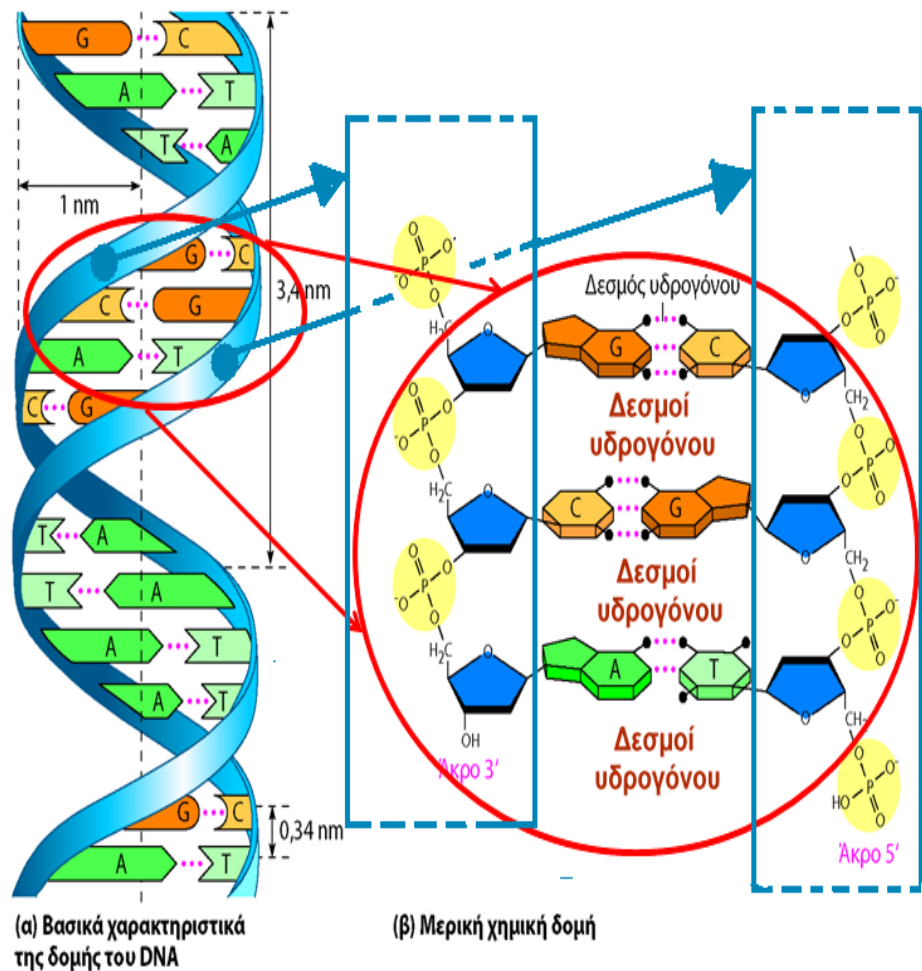
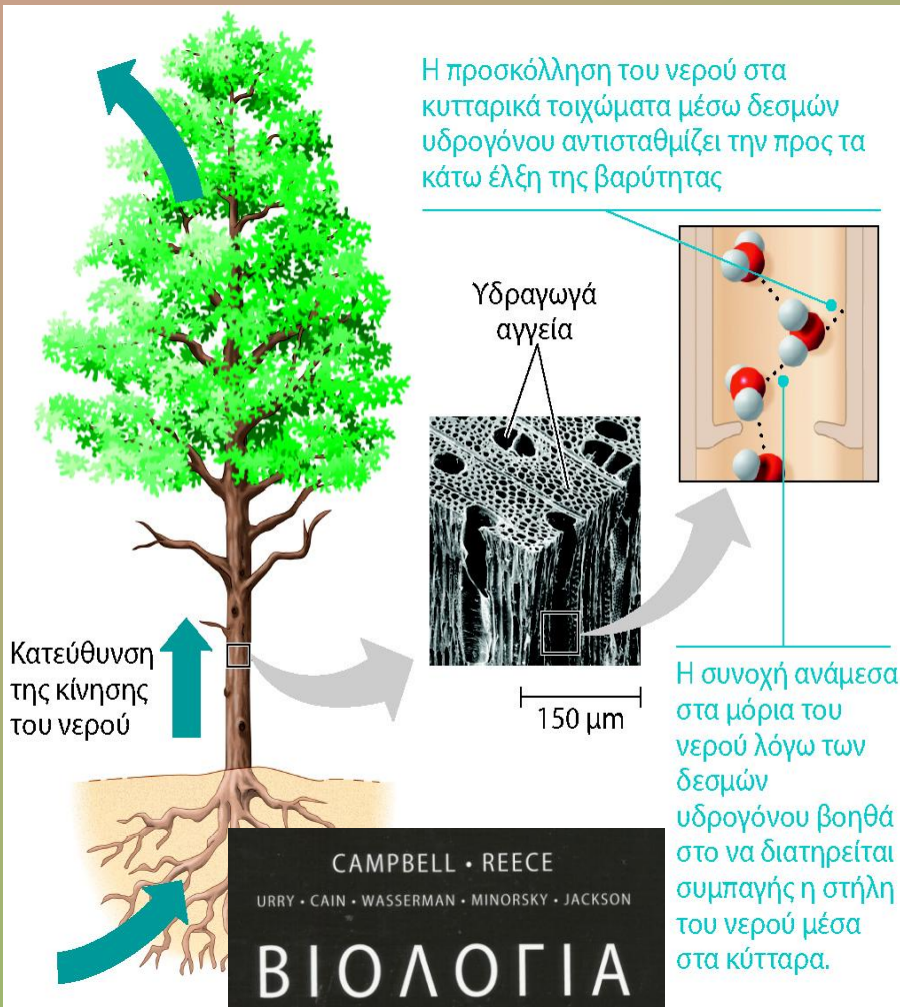
CAMPBELL • REECE  
URRY • CAIN • WASSERMAN • MINORSKY • JACKSON

# ΒΙΟΛΟΓΙΑ

# Παράδειγμα

# Δευτερεύοντες χημικοί δεσμοί

Ο **δεσμός υδρογόνου** παίζει πολύ σημαντικό ρόλο σε αρκετά φαινόμενα που σχετίζονται με την καθημερινότητα του ανθρώπου (π.χ. η άνοδος των χυμών από τις ρίζες ενός δένδρου στο φύλλωμα λαμβάνουν χώρα σε μεγάλο βαθμό εξαιτίας των δεσμών υδρογόνου μεταξύ των μορίων του νερού των χυμών και των πολικών περιοχών των μορίων τοιχωμάτων των αγγείων του δένδρου-βλέπε αριστερή εικόνα) και με το φαινόμενο της ζωής (οι δύο έλικες της αλυσίδας του DNA στο εσωτερικό του πυρήνα των κυττάρων συγκρατούνται μεταξύ τους μέσω δεσμών υδρογόνου-βλέπε δεξιά εικόνα) κ.ά.



## Δευτερεύοντες χημικοί δεσμοί Απόρροιες των δευτερευόντων χημικών δεσμών σε μακροσκοπικές ιδιότητες των υλικών

Οι αλληλεπιδράσεις διπόλου – διπόλου προσδίδουν **μεγαλύτερη τάξη** και σταθεροποιούν στερεές και υγρές καταστάσεις.

Οι αλληλεπιδράσεις διπόλου – διπόλου είναι ισχυρότερες στα στερεά σε σχέση με τα υγρά.

**Πολικές ενώσεις τείνουν να έχουν υψηλότερο σημείο τήξεως και ζέσεως σε σχέση με τις μη πολικές.**

**Περισσότερη θερμική ενέργεια** απαιτείται για να διασπασθούν πολικά μόρια σε σχέση με μη πολικά μόρια ίδιου μεγέθους.

**Πολικές ουσίες** (δηλαδή ουσίες με μόρια πολικές ουσίες-π.χ. το νερό) **δεν διαλύονται** σε ουσίες με **μη πολικά μόρια** (π.χ. το λάδι).

**Πολικές ουσίες διαλύονται** σε ουσίες με **πολικά μόρια**.

**Μη πολικές ενώσεις διαλύονται** σε **μη πολικούς διαλύτες**.

Όσο ισχυρότερες είναι οι δυνάμεις μεταξύ γειτονικών μορίων τόσο υψηλότερα είναι τα σημεία ζέσης (θερμοκρασία βρασμού).

Κ.ά.....

Επιστήμη Υλικών Ι

Ψαρράς Γεώργιος

E-CLASS  
ΤΜΗΜΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗΣ ΥΛΙΚΩΝ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΠΑΤΡΩΝ

## Οργανική Χημεία

ΕΝΟΤΗΤΑ 5:  
ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Ε. Αμανατίδης  
Πολυτεχνική Σχολή  
Τμήμα Χημικών Μηχανικών

## ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ – ΔΥΝΑΜΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΙΟΝΤΩΝ

Χρήστος Παππάς  
Αναπληρωτής Καθηγητής  
Εργαστήριο Γενικής Χημείας

Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων και Διατροφής του Ανθρώπου

ΣΧΟΛΗ ΤΡΟΦΙΜΩΝ, ΒΙΟΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑΣ ΚΑΙ ΑΝΑΠΤΥΞΗΣ

ΓΕΩΠΟΝΙΚΟ ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΑΘΗΝΩΝ

# Μόρια

Ένα μόριο μπορεί να οριστεί σαν μια ομάδα ατόμων που είναι μεταξύ τους συνδεδεμένα με πρωτεύοντες στοιχειώδεις δεσμούς. Υπό αυτή την έννοια, το σύνολο των στερεών δειγμάτων με ιοντικούς και μεταλλικούς δεσμούς θα θεωρούνται σαν μεμονωμένα μόρια.

Όμως, αυτό δεν ισχύει για πολλές από τις ουσίες στις οποίες κυριαρχεί ο ομοιοπολικός δεσμός. Αυτές περιλαμβάνουν μόρια διατομικών στοιχείων ( $F_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2$ , κλπ) καθώς και μια ομάδα ενώσεων ( $H_2O$ ,  $CO_2$ ,  $HNO_3$ ,  $C_6H_6$ ,  $CH_4$ , κλπ.).

Αρκετές φορές στη συμπυκνωμένη ύλη οι δεσμοί μεταξύ των μορίων είναι ασθενείς δευτερεύουσες δυνάμεις. Αυτά τα μοριακά υλικά έχουν σχετικά χαμηλές θερμοκρασίες τήξης και βρασμού. Τα περισσότερα από εκείνα που έχουν μικρά μόρια λίγων ατόμων είναι αέρια σε συνήθεις συνθήκες, ή αλλιώς σε θερμοκρασία και πίεση περιβάλλοντος. Από την άλλη πλευρά, πολλά από τα σύγχρονα πολυμερή, τα οποία είναι μοριακά υλικά αποτελούνται από εξαιρετικά μεγάλα μόρια, απαντώνται σαν στερεά.

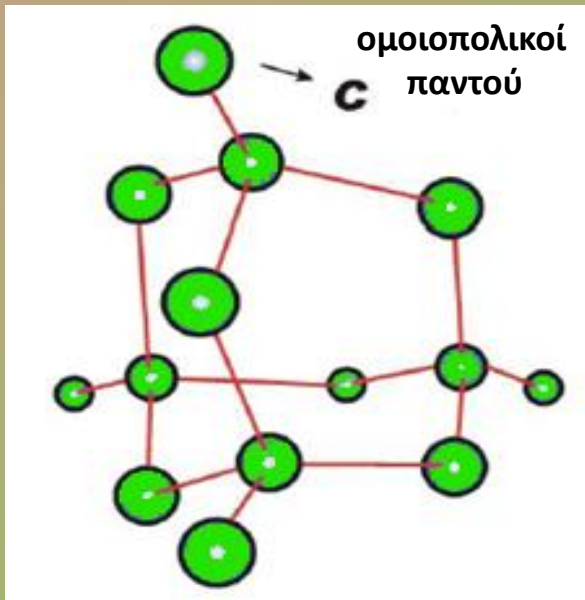
Επιστήμη Υλικών Ι

Ψαρράς Γεώργιος

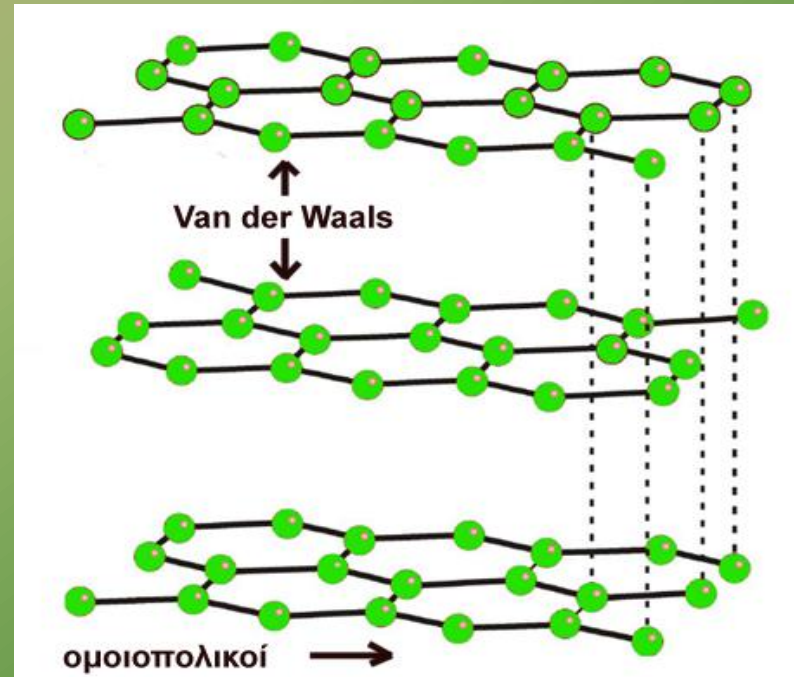
E-CLASS  
ΤΜΗΜΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗΣ ΥΛΙΚΩΝ  
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΠΑΤΡΩΝ

## Μελέτη περίπτωσης δεσμών : το διαμάντι και ο γραφίτης

Το διαμάντι και ο γραφίτης αποτελούνται και τα δύο αποκλειστικά από άτομα άνθρακα. Στο διαμάντι κάθε άτομο του άνθρακα που βρίσκεται στο κέντρο του τετραέδρου μοιράζεται ομοιοπολικά κάθε ένα ηλεκτρόνιο της εξωτερικής του στοιβάδας με 4 άλλα άτομα άνθρακα που βρίσκονται στις κορυφές του, δημιουργώντας ένα τρισδιάστατο πλέγμα με μακροσκοπικές ιδιότητες την μεγάλη σκληρότητα, την καλή οπτική διαπερατότητα κ.ά. Στο γραφίτη κάθε άτομο άνθρακα συνδέεται ομοιοπολικά με τα υπόλοιπα άτομα άνθρακα στα επίπεδα στρώματα και τα άτομα άνθρακα μεταξύ δύο διαδοχικών επιπέδων συνδέονται με δεσμούς Van der Waals. Η συγκεκριμένη διάταξη δεσμών ευθύνεται για την αδιαφάνεια του γραφίτη και την μη σκληρότά του.



Στο **διαμάντι** κάθε άτομο άνθρακα (C) συνδέεται με ομοιοπολικούς δεσμούς (πρωτεύοντες) με άλλα άτομα άνθρακα σχηματίζοντας ένα πολύ ισχυρό τρισδιάστατο πλέγμα.



Στο **γραφίτη** τα άτομα ανθρακα (C) συνδέονται με ομοιοπολικούς δεσμούς (πρωτεύοντες) με άλλα άτομα άνθρακα μόνο στα επίπεδα στρώματα και με δεσμούς Van der Waals (δευτερεύοντες) μεταξύ διαδοχικών επιπέδων.