

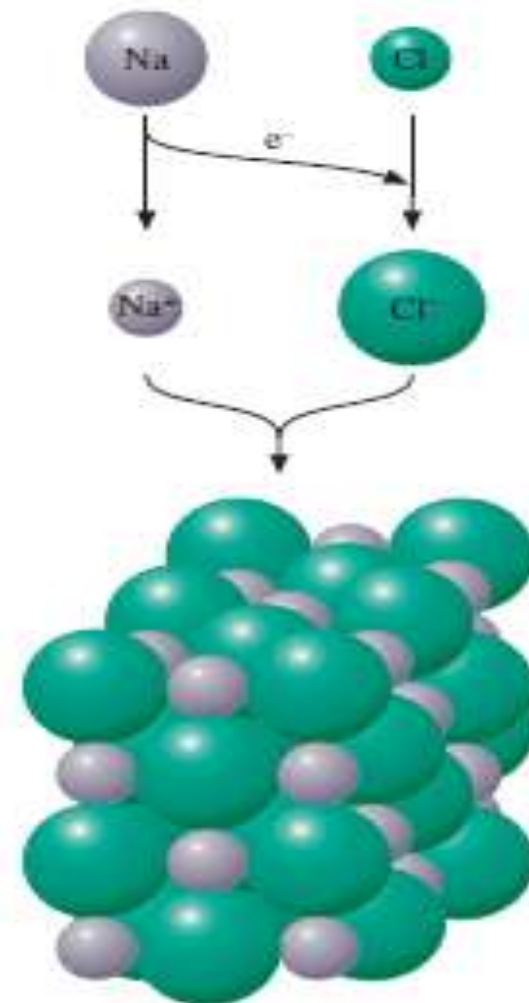


ΓΕΝΙΚΗ – ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

- **ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ:** Ιοντικός δεσμός, Ομοιοπολικός δεσμός, Πολωμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί, Ηλεκτραρνητικότητα, Πολικά μόρια
- **ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΥΛΗΣ:** Υγρή και Στερεή Κατάσταση, Φάσεις, Ιδιότητες Υγρών
- **ΕΝΔΟΜΟΡΙΑΚΕΣ ΚΑΙ ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ:** Είδη διαμοριακών δυνάμεων, Δεσμός υδρογόνου,
- **ΜΕΤΑΛΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ**
- **ΣΤΕΡΕΑ ΣΩΜΑΤΑ**

Ιοντικός Δεσμός

- Σχηματίζεται λόγω της ηλεκτροστατικής έλξης μεταξύ θετικών ιόντων, (κατιόντων) και αρνητικών ιόντων, (ανιόντων).
- Ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια, μεταφέρονται από το φλοιό σθένους κάποιου ατόμου, στο φλοιό σθένους ενός άλλου ατόμου κι έτσι σχηματίζονται ιόντα που το κάθε ένα έχει δομή ευγενούς αερίου.
- Κάθε ιόν έχει την τάση να έλκει όσο πιο πολλά γειτονικά ιόντα αντίθετου φορτίου. Εφόσον συγκεντρωθεί μεγάλος αριθμός ιόντων, σχηματίζεται ιοντικό στερεό με συνήθως κανονική κρυσταλλική δομή.



GENERAL CHEMISTRY EBBING GAMMON NINTH EDITION

Ιοντικός Δεσμός



- Το άτομο του νατρίου χάνει το ηλεκτρόνιο 3s και παίρνει τη δομή [Ne].
- Το άτομο του χλωρίου δέχεται ηλεκτρόνιο στον 3p υποφλοιό και παίρνει τη δομή του αργού [Ne] 3s²3p⁶.
- Εφόσον σχηματιστεί ένα κατιόν ή ένα ανιόν, έλκει ιόντα αντίθετου φορτίου.

Σύμβολα Lewis με ηλεκτρόνια κουκίδες

- Τα ηλεκτρόνια του φλοιού σθένους ατόμου ή ιόντος τοποθετούνται με μορφή κουκίδων γύρω από το σύμβολο του στοιχείου.
- Οι κουκίδες τοποθετούνται ανά μια σε κάθε πλευρά του συμβόλου έως ότου καταλειφθούν και οι τέσσερις πλευρές και μετά τοποθετούνται και δεύτερες κουκίδες μέχρι που όλα τα ηλεκτρόνια του φλοιού σθένους να τελειώσουν.

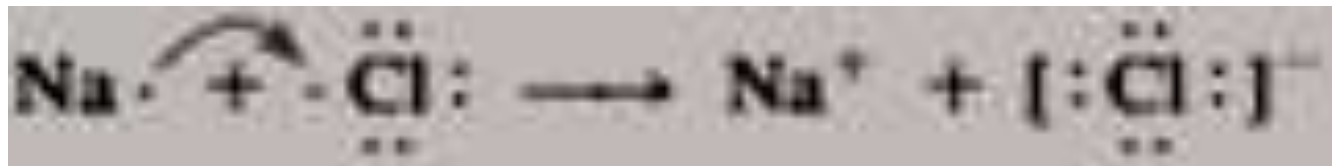
GENERAL CHEMISTRY EBBING GAMMON NINTH EDITION

TABLE 9.1

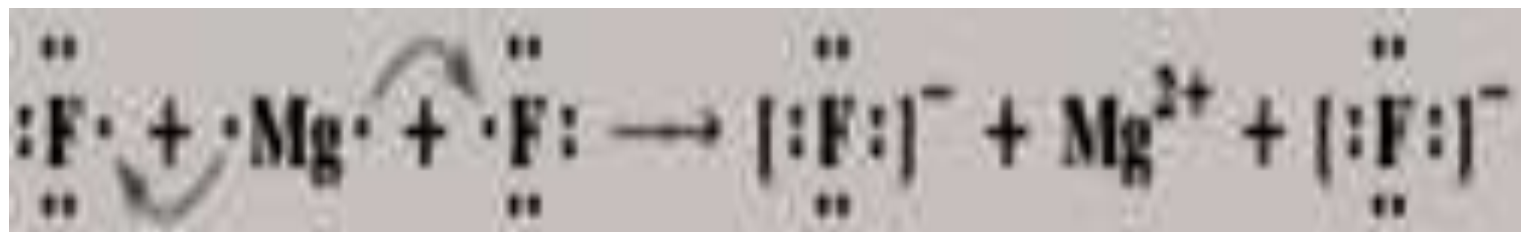
Lewis Electron-Dot Symbols for Atoms of the Second and Third Periods

	IA ns^1	IIA ns^2	IIIA ns^2np^1	IVA ns^2np^2	VA ns^2np^3	VIA ns^2np^4	VIIA ns^2np^5	VIIIA ns^2np^6
Second	Li·	·Be·	·B·	·C·	:N·	:O·	:F·	:Ne:
Third	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	:P·	:S·	:Cl·	:Ar:

Σύμβολα Lewis με ηλεκτρόνια κουκίδες



GENERAL CHEMISTRY EBBING GAMMON NINTH EDITION



Για τα κατιόντα κουκίδες δεν υπάρχουν γιατί δεν υπάρχουν ηλεκτρόνια φλοιού σθένους. Τα ηλεκτρόνια απομακρύνονται αφήνοντας πίσω τους κορμό ευγενούς αερίου.

Η ενέργεια που περικλείεται στους ιοντικούς δεσμούς

- Στην περίπτωση που δυο άτομα πλησιάσουν μεταξύ τους και ενωθούν, η ένωση τους θα πρέπει να συνοδεύεται από ελάττωση ενέργειας.
- Αυτό διότι η δεσμική κατάσταση θα πρέπει να είναι η σταθερότερη άρα και αυτή με τη χαμηλότερη ενέργεια

- Ενέργεια πλέγματος είναι η ενέργεια που απαιτείται για πλήρη διαχωρισμό 1 mol στερεής ιοντικής ένωσης στα ιόντα της σε αέρια φάση



- Οι αποστάσεις ανάμεσα σε ιόντα κρυστάλλου μεγαλώνουν διαρκώς έως ότου αυτά απομακρυνθούν το ένα από το άλλο πολύ.
- Για το NaCl η ενέργεια πλέγματος βρέθηκε να έχει τιμή +786 kJ/mol, (βρέθηκε με βάση το νόμο Coulomb ή πειραματικά με χρήση θερμοδυναμικών δεδομένων).
- Η καθαρή άρα ενέργεια που εκλύεται όταν άτομα $\text{Na}^{\text{+}}(\text{g})$ και $\text{Cl}^{\text{-}}(\text{g})$ σχηματίζουν στερεό NaCl(s) είναι $(-786+147)$ kJ/mol = -639 kJ/mol. Το αρνητικό πρόσημο δηλώνει ελάττωση ενέργειας που είναι το ζητούμενο για σχηματισμό σταθερών δεσμών.

Δυο στοιχεία ενώνονται με ιοντικό δεσμό
όταν:

- η ενέργεια ιοντισμού του ενός είναι αρκετά μικρή,
- η ηλεκτρονική συγγένεια του άλλου έχει σημαντικά μεγάλη αρνητική τιμή.

Οι προϋποθέσεις αυτές
πληρούνται ανάμεσα σε
δραστικά μέταλλα, (χαμηλή
ενέργεια ιοντισμού) και δραστικά
αμέταλλα, (μεγάλη ηλεκτρονική
συγγένεια).

Ομοιοπολικός δεσμός

- 1916: Ο Gilbert Newton Lewis υποστήριξε ότι δύο άτομα σε ένα μόριο, συνδέονται μέσω ομοιοπολικού δεσμού, δηλαδή χημικού δεσμού που οφείλεται σε μοίρασμα ζεύγους ηλεκτρονίων μεταξύ ατόμων.



1875-1946

Ομοιοπολικός δεσμός

- 1926: Οι Walter Heitler και Fritz London αποδεικνύουν πως ο ομοιοπολικός δεσμός H_2 μπορεί να ερμηνευτεί με τη μόλις ανακαλυφθείσα κβαντομηχανική θεωρία. Τα δύο άτομα συγκρατούνται ενωμένα διότι μοιράζονται από κοινού ηλεκτρόνια.
- Τα δεσμικά ηλεκτρόνια τα οποία από κοινού μοιράζονται έλκονται από τους δύο ατομικούς πυρήνες ταυτόχρονα και ανήκουν και στα δυο άτομα.



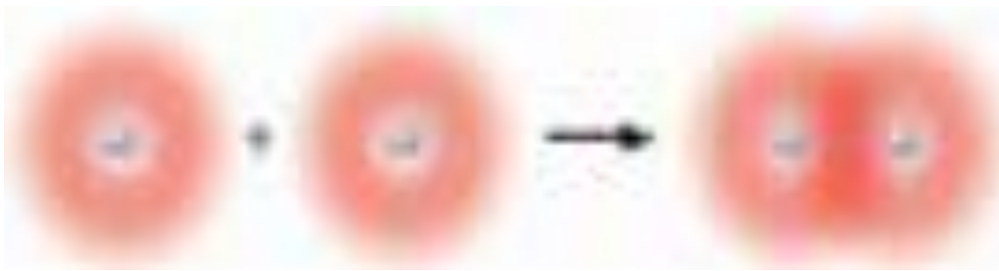
Walter Heinrich Heitler (1904–1981)



Fritz London (1928-1954)



Ομοιοπολικός δεσμός



H(g)

H(g)

H₂(g)

Στο H₂ δεν υπάρχουν ιόντα όμως η δύναμη που συγκρατεί τα άτομα μπορεί να θεωρηθεί πως προέρχεται από την ελκτική δύναμη πρωτονίων – ηλεκτρονίων.

Η καμπύλη δυναμικής ενέργειας για το H_2

GENERAL CHEMISTRY EBBING GAMMON NINTH EDITION

Δυναμική ενέργεια

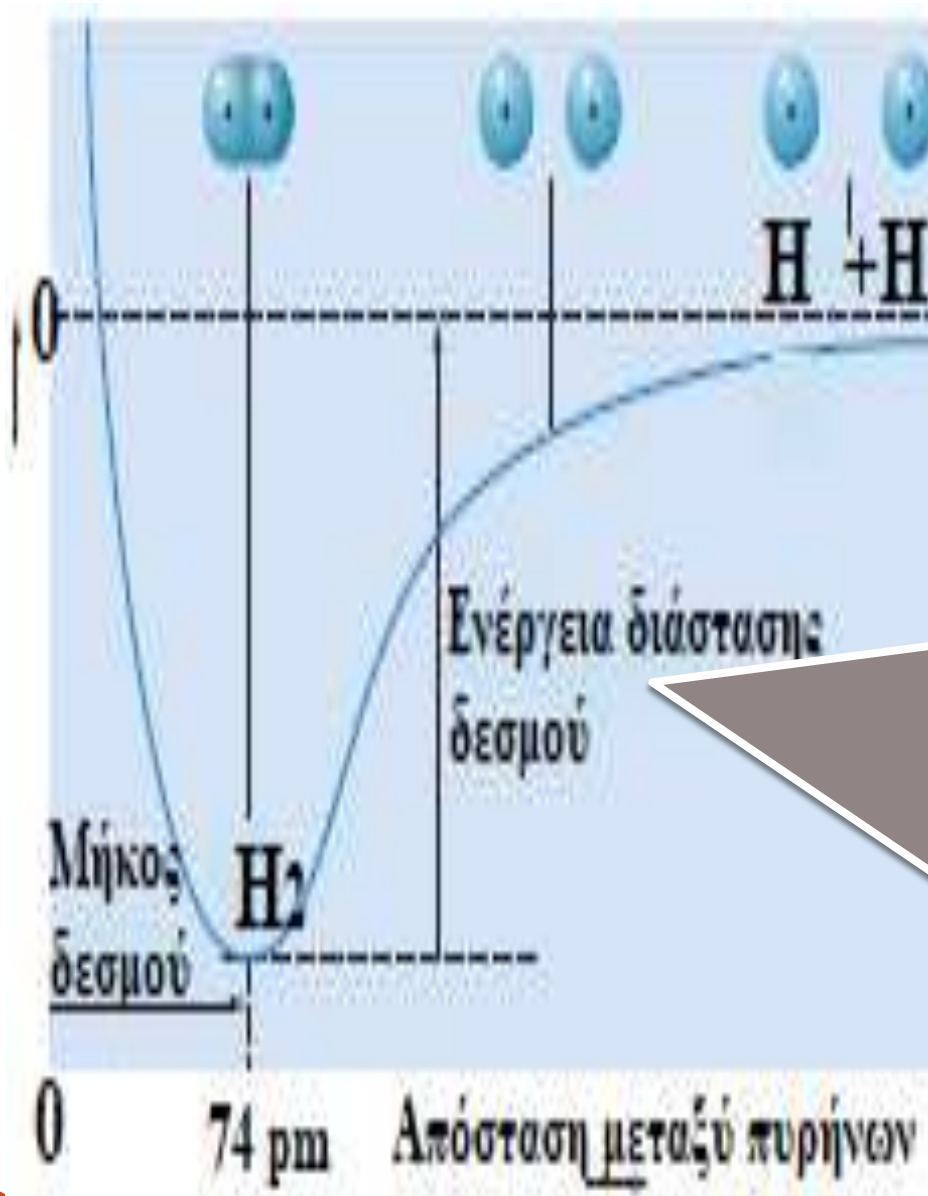


Η ελάττωση ενέργειας ισοδυναμεί με σύνδεση ατόμων

Το μόριο του υδρογόνου, είναι σταθερό σε εκείνη την απόσταση μεταξύ των πυρήνων, που αντιστοιχεί στο ελάχιστο της καμπύλης δυναμικής ενέργειας. Η απόσταση αυτή είναι το μήκος του δεσμού και αντιστοιχεί στην κανονική απόσταση των πυρήνων στο μόριο. Όταν τα άτομα πλησιάσουν αρκετά, η άπωση των θετικών φορτίων των πυρήνων γίνεται μεγαλύτερη από την έλξη που οι πυρήνες ασκούν στα ηλεκτρόνια. Με άλλα λόγια η δυναμική ενέργεια παίρνει μια ελάχιστη τιμή και μετά αυξάνεται πάλι.

Η καμπύλη δυναμικής ενέργειας για το H_2

Δυναμική ενέργεια



- Για το διαχωρισμό των ατόμων του μορίου, απαιτείται προσθήκη ενέργειας
- Αυτή η ενέργεια που απαιτείται να προστεθεί καλείται ενέργεια διάστασης δεσμού.
- Όσο ο δεσμός είναι ισχυρότερος, τόσο μεγαλύτερη είναι και η ενέργεια διάστασης.

Ομοιοπολικός δεσμός και τύποι Lewis

Σχηματισμός ενός δεσμού ανάμεσα σε H και Cl και δημιουργία του μορίου του HCl



Τα άτομα αποκτούν δομή ευγενούς αερίου.
Κανόνας οκτάδας

Όπως τα άτομα πλησιάζουν το ένα το άλλο, πραγματοποιείται σύζευξη σε ασύζευκτα ηλεκτρόνια, ένα από κάθε άτομο και δημιουργία ομοιοπολικού δεσμού.

- Ο τύπος που χρησιμοποιεί κουκκίδες για να παριστάνει ηλεκτρόνια σθένους ονομάζεται τύπος Lewis.

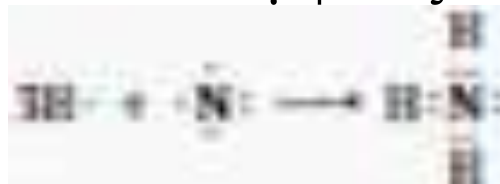
Δεσμικό
ζεύγος



Μη δεσμικά
ζεύγη

- Ζεύγος ηλεκτρονίων που παριστάνεται από ζεύγος κουκκίδων στον τύπο Lewis, μπορεί να είναι είτε δεσμικό, δηλαδή να μοιράζεται σε δύο άτομα, είτε μονήρες ή μη δεσμικό, δηλαδή να παραμένει σε ένα άτομο και να μην μοιράζεται.
- Τα δεσμικά ζεύγη παριστάνονται συνήθως από παύλες κι όχι από κουκκίδες.

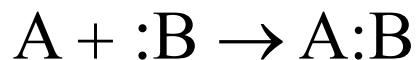
- Πολύ συχνά ο αριθμός των ομοιοπολικών δεσμών που σχηματίζονται από ένα άτομο, είναι ίσος με τον αριθμό των ασύζευκτων ηλεκτρονίων τα οποία εμφανίζονται στο σύμβολο Lewis του στοιχείου.



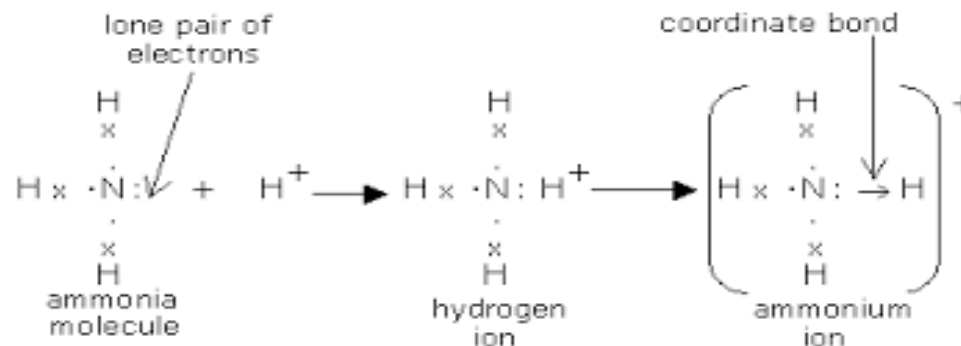
- Κάθε δεσμός σχηματίζεται μεταξύ ενός ασύζευκτου ηλεκτρονίου του ενός ατόμου και ενός ασύζευκτου ηλεκτρονίου του άλλου.
- Οι αριθμοί ασύζευκτων ηλεκτρονίων των ομάδων IA ως IIIA στα σύμβολα Lewis είναι ίσοι με τους αριθμούς των ομάδων. Ωστόσο με εξαίρεση τα πρώτα στοιχεία αυτών των ομάδων, (H, Be, B), τα άλλα σχηματίζουν συνήθως ιοντικούς δεσμούς.
- Σε πολλές περιπτώσεις, ο αριθμός ζευγών που σχηματίζονται από άτομα των ομάδων IVA-VIIA, είναι ίσος με τον αριθμό ασύζευκτων ηλεκτρονίων, (αυτός είναι 8 μείον τον αριθμό της ομάδας). Π.χ. N: $8-5 = 3$

Ομοιοπολικός δεσμός σύνταξης

- Λέγεται ο δεσμός που προκύπτει όταν το ζεύγος ηλεκτρονίων το προσφέρει εξ ολοκλήρου το ένα από τα δύο άτομα που μετέχουν στο δεσμό.

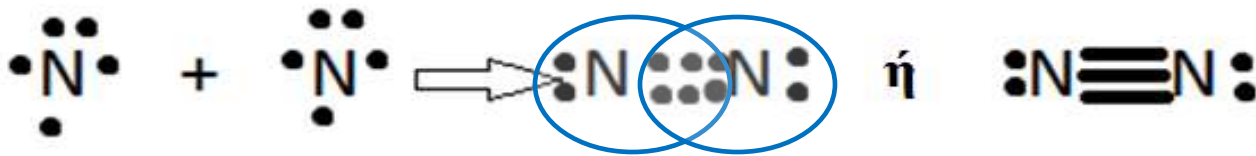
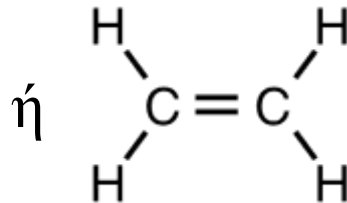
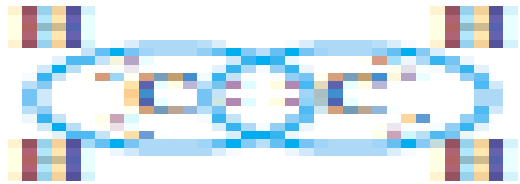


- Δεν διαφέρει ουσιαστικά από τους άλλους ομοιοπολικούς δεσμούς, διότι και σε αυτόν το ζεύγος ηλεκτρονίων μοιράζεται μεταξύ δυο ατόμων.



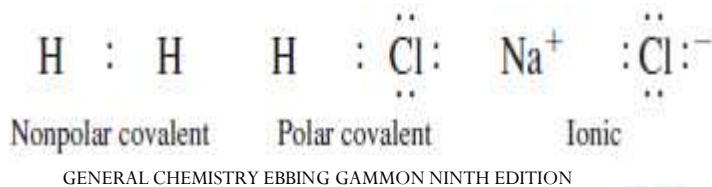
<https://socratic.org/questions/with-the-assumption-that-the-ammonium-ion-is-formed-from-the-reaction-between-am>

Πολλαπλοί δεσμοί



Πολωμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί

- Καλούνται εκείνοι οι δεσμοί, στους οποίους τα δεσμικά ηλεκτρόνια δεν ισοκατανέμονται στα δυο άτομα, αλλά αντίθετα βρίσκονται πιο κοντά στο ένα από τα δύο.
- Ουσιαστικά ένας πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός είναι ένας δεσμός ενδιάμεσος μεταξύ ενός μη πολωμένου ομοιοπολικού δεσμού, (π.χ. στο H_2) και ενός ιοντικού δεσμού (π.χ. στο $NaCl$).

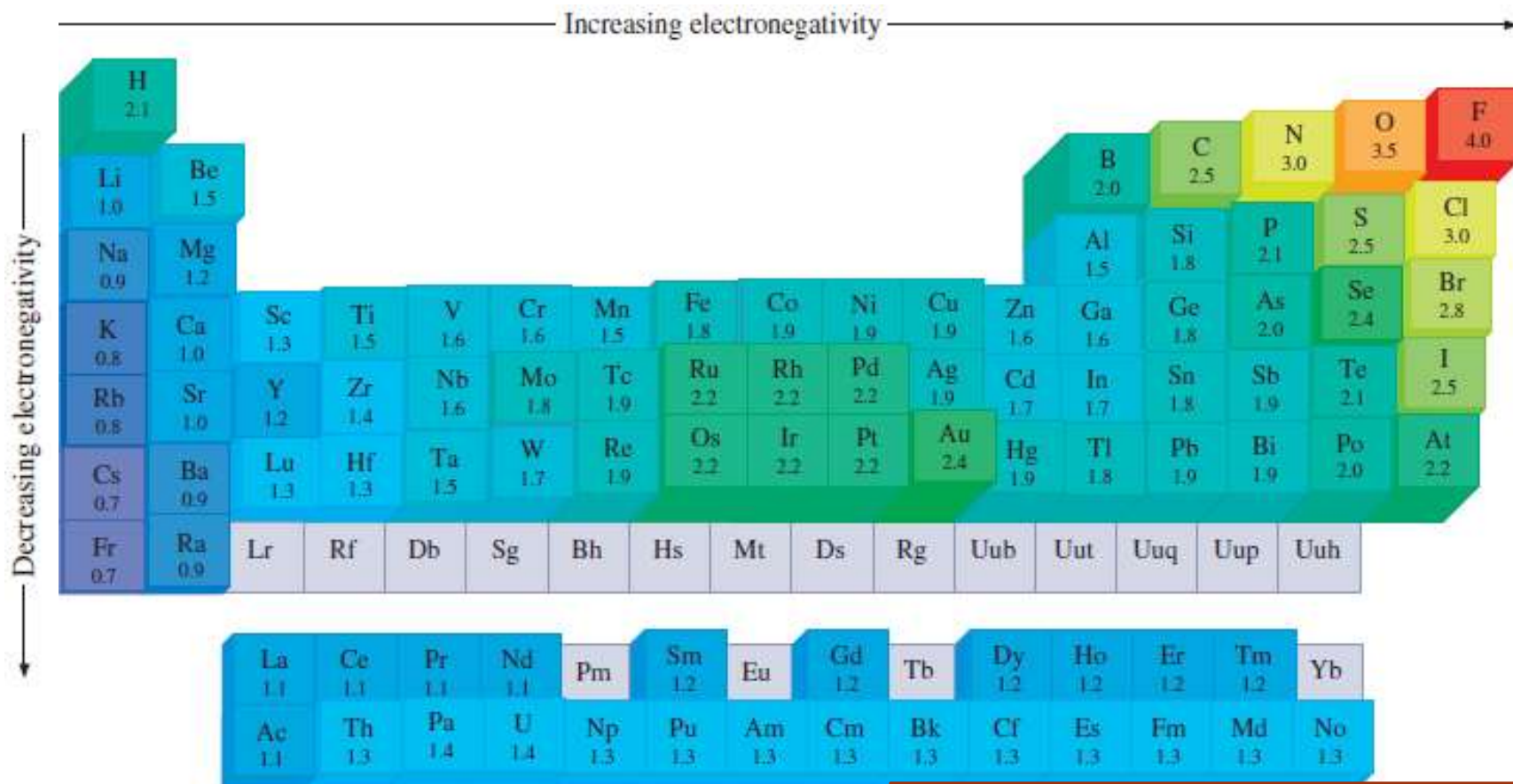


Τα e^- έλκονται από το ηλεκτραρνητικότερο άτομο.

Η ηλεκτραρνητικότητα, αποτελεί μέτρο της ικανότητας ενός ατόμου που βρίσκεται σε μόριο, να έλκει προς το μέρος του τα e^- .

Ηλεκτραρνητικότητες στοιχείων κατά Pauling

Μεταξύ μετάλλων και αμέταλλων συνήθως οι δεσμοί είναι ιοντικοί. Μεταξύ αμέταλλων όπου οι διαφορές ηλεκτραρνητικότητας είναι μικρές, σχηματίζονται ομοιοπολικοί δεσμοί.



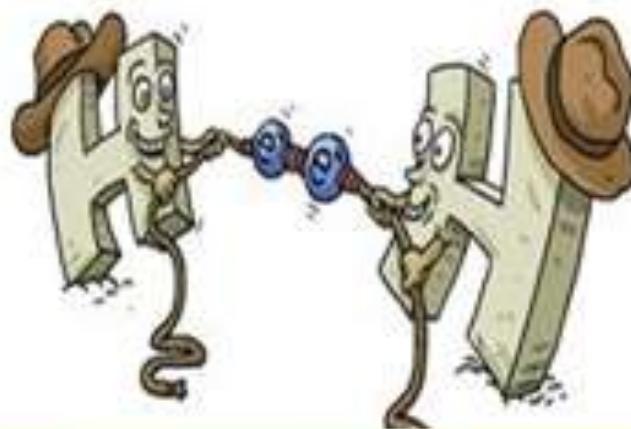
$$X = \frac{I.E. - E.A.}{2}$$

X: Η ηλεκτραρνητικότητα
I.E.: Η ενέργεια ιοντισμού
E.A.: Η ηλεκτρονιακή συγγένεια

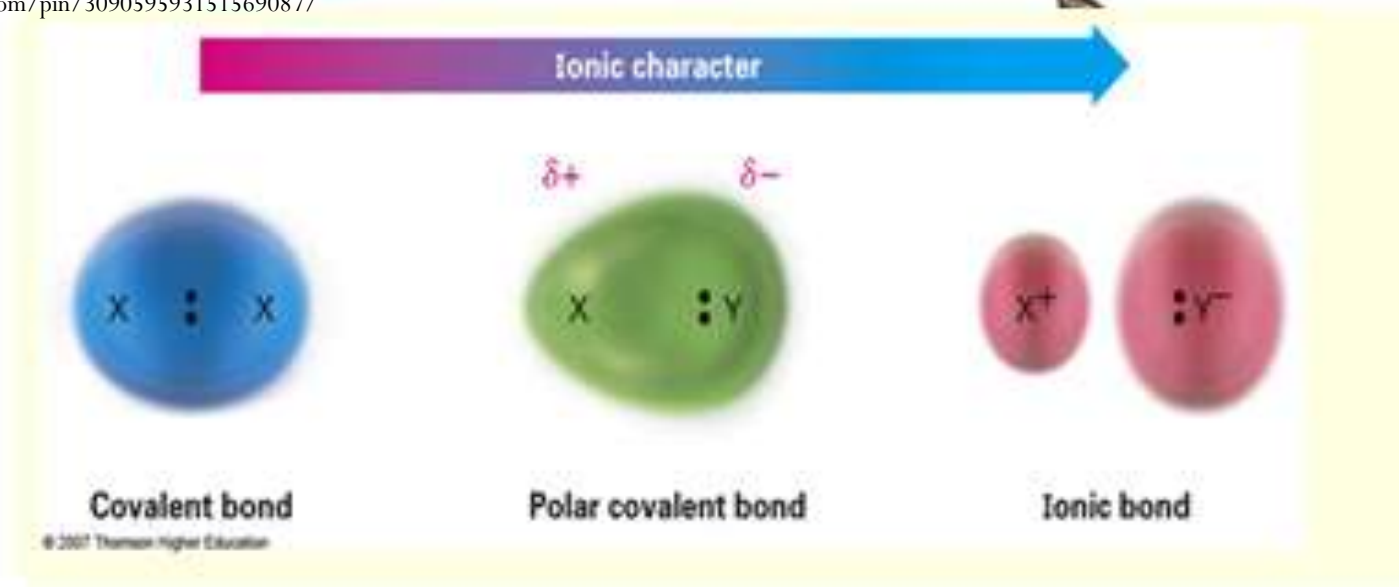
Polar Covalent Bond



Non-Polar Covalent Bond



<https://gr.pinterest.com/pin/309059593151569087/>



Πολικά μόρια – Διπολική ροπή

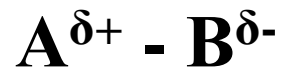
- Μέτρο της πολικότητας των μορίων, είναι η διπολική ροπή μ (διανυσματικό μέγεθος).

$$\mu = q \times r$$

q : το φορτίο σε ηλεκτροστατικές μονάδες φορτίου esu

r : η απόσταση των πόλων σε \AA

- Η διπολική ροπή ενός μορίου εξαρτάται από την πόλωση των δεσμών, καθώς και από τη γεωμετρία του μορίου στα πολυατομικά μόρια.
- Η πόλωση του δεσμού, εξαρτάται από τη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας των ατόμων.

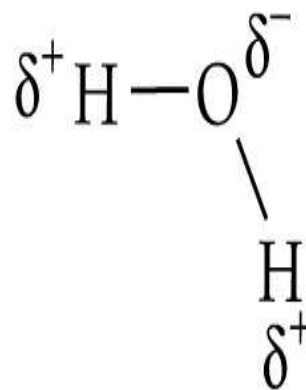


Πολικά μόρια

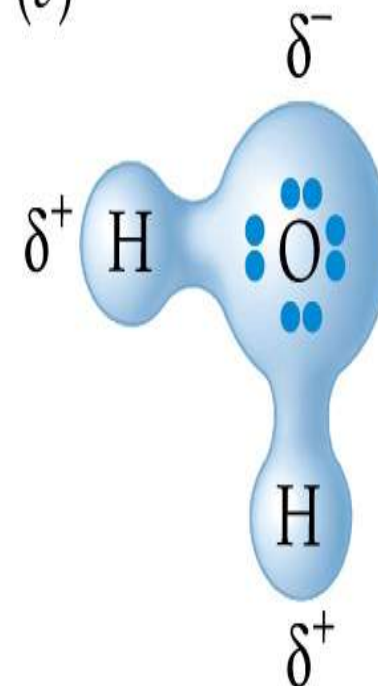
- Πολικά, ονομάζονται τα μόρια που έχουν πολωμένους ομοιοπολικούς δεσμούς και η συνισταμένη διπολική ροπή είναι διαφορετική από το μηδέν ($\mu \neq 0$).
- Σε αυτά ανήκουν:
 - Διατομικά μόρια που αποτελούνται από διαφορετικά άτομα (A-B)
 - Πολυατομικά μόρια με πολωμένους δεσμούς και κατάλληλη γεωμετρία.

Παράδειγμα

(a)



(b)



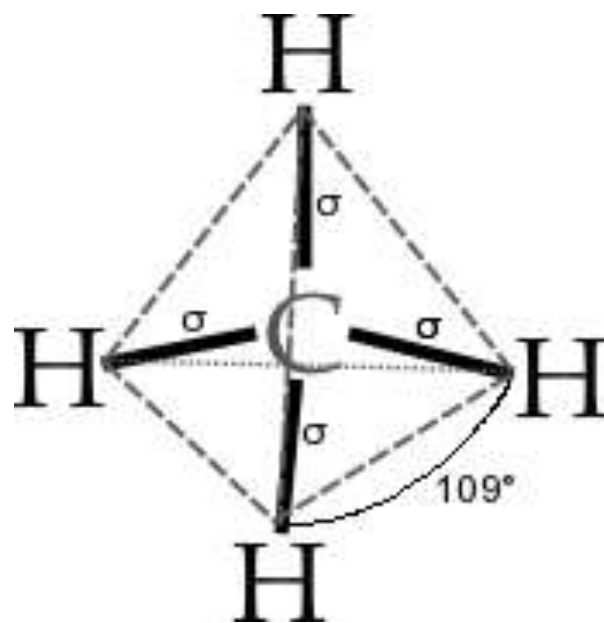
© 2001 Sinauer Associates, Inc.

<https://chemistry.stackexchange.com/questions/71288/polar-covalent-bond>

Μη πολικά μόρια

- Μη πολικά, ονομάζονται τα μόρια τα οποία δεν εμφανίζουν διπολική ροπή ($\mu = 0$).
- Τέτοια είναι:
 - Τα διατομικά μόρια που αποτελούνται από όμοια άτομα.
 - Τα πολυατομικά μόρια με πολωμένους δεσμούς που η γεωμετρία τους είναι τέτοια, ώστε η συνισταμένη διπολική ροπή να είναι μηδέν.

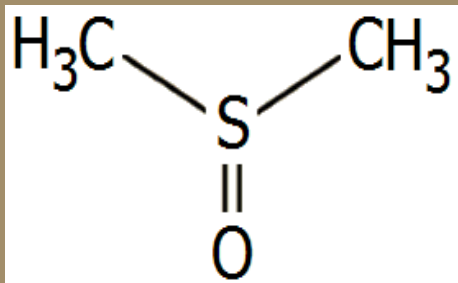
Παράδειγμα



<http://el.wikibooks.org>

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΠΟΛΙΚΩΝ ΜΟΡΙΩΝ

HCl, HBr, HF, H₂O, NH₃, SO₂, ROH, RCOOH, CH₂Cl₂,
CH₃Cl, Διμέθυλοσουλφοξείδιο, (DMSO
CH₃SCH₃)

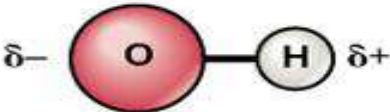
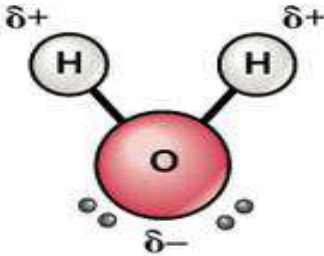

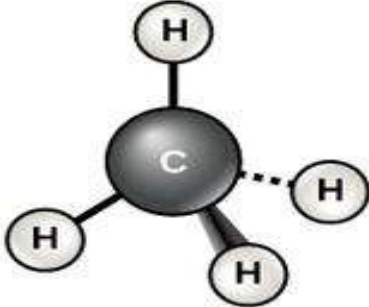
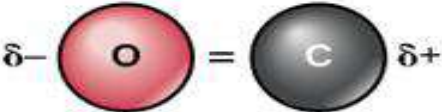



Τα πολικά μόρια συμπεριφέρονται ως ηλεκτρικά δίπολα.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΜΗ ΠΟΛΙΚΩΝ ΜΟΡΙΩΝ

Μόρια χημικών στοιχείων: H₂, O₂, N₂, Cl₂, S₈

Μόρια χημικών ενώσεων: CH₄, CO₂, CCl₄, C_vH_{2v+2},
CH₂CH₂

	Bond type	Molecular shape	Molecular type
Water	 <p>Polar covalent</p>	 <p>Bent</p>	Polar
Methane	 <p>Nonpolar covalent</p>	 <p>Tetrahedral</p>	Nonpolar
Carbon dioxide	 <p>Polar covalent</p>	 <p>Linear</p>	Nonpolar

<https://www.google.gr/url?sa=i&rct=j&q=&esrc=s&source=images&cd=&cad=rja&uact=8&ved=0ahUKewiyoe3FvYTYAhWSy6QKHZJFA-0QjhwIBQ&url=https%3A%2F%2Finfogram.com%2Fsolubility-of-compounds-1g957pr5xoj7m01&psig=AOvVaw3jahCZmudOGAIF3NzEinll&ust=1513168088756379>

Ερωτήσεις

Πηγή: Σύγχρονη Γενική Χημεία Αρχές και Εφαρμογές, Ebbing Gammon, Μετάφραση: Νικόλαος Δ. Κλούρας Καθηγητής Τμήματος Χημείας Π.Π.

1. Χρησιμοποιώντας τιμές ηλεκτραρνητικότητας, να κατατάξετε τους δεσμούς που ακολουθούν κατά σειρά αυξανόμενης πολικότητας: P-H, H-O, C-Cl

Να σημειώσετε για τους δεσμούς τα μερικά φορτία δ^+ και δ^- .

2. Με βάση τις τιμές ηλεκτραρνητικότητας ποιος από τους δεσμούς οι οποίοι ακολουθούν είναι πιο πολωμένος: C-O, C-S, H-Br. Να σημειώσετε για τους δεσμούς τα μερικά φορτία δ^+ και δ^- .

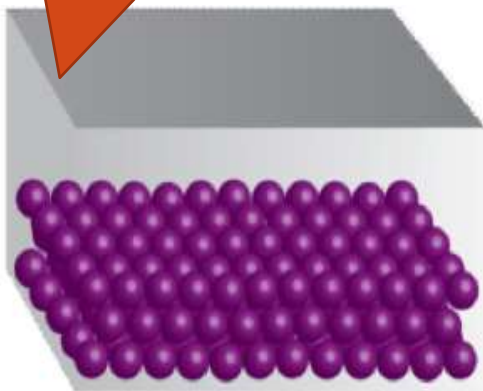
3. Χρησιμοποιώντας μόνο τον Π.Π. να τοποθετήσετε τα πιο κάτω άτομα κατά αύξουσα ηλεκτραρνητικότητα

a) Sr, Cs, Ba b) Ca, Ge, Ga c) P, As, S

4. Χρησιμοποιώντας μόνο τον Π.Π. να τοποθετήσετε τα πιο κάτω άτομα κατά αύξουσα ηλεκτραρνητικότητα: a) P, O, N b) Na, Al, Mg c) C, Al, Si
5. Το Na αντιδρά με το στοιχείο X και σχηματίζει την ιοντική ένωση NaX.
- a) Ποιος είναι ο τύπος της ένωσης που αναμένεται να σχηματίσει το X με το Ca;
- b) Αναμένεται η ένωση αυτή να είναι ιοντική ή μοριακή;
6. Χρησιμοποιήστε τα σύμβολα Lewis για να παραστήσετε τη μεταφορά ηλεκτρονίων μεταξύ των πιο κάτω ατόμων για σχηματισμό ιόντων με δομές ευγενών αερίων
- α) K και I β) Ca και Br

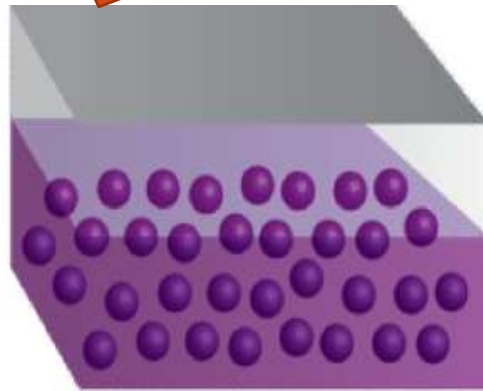
Καταστάσεις της ύλης

Ασυμπίεστα,
δύσκαμπτα,
δεν ρέουν



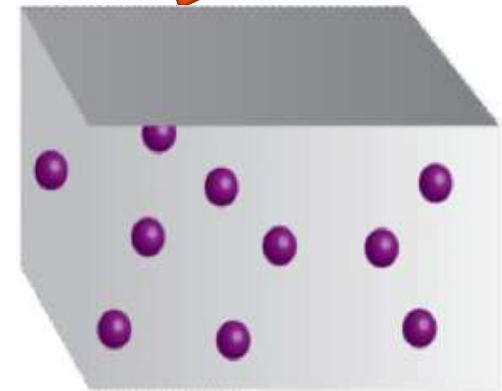
Solid

Σχετικά
ασυμπίεστα
ρευστά

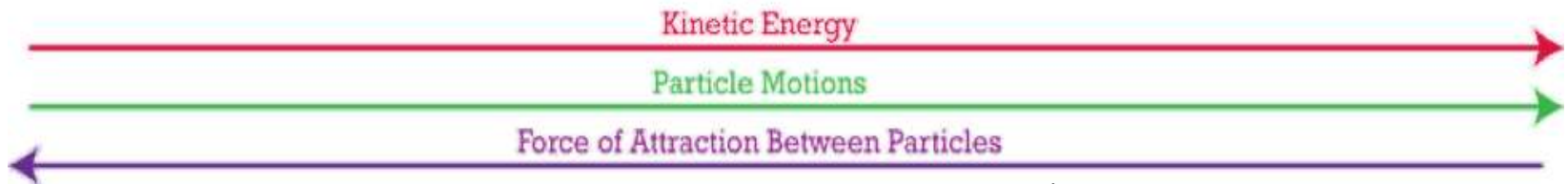


Liquid

Συμπιεστά
ρευστά



Gas



http://data.allenai.org/tqa/solids_liquids_gases_and_plasmas_L_0769/

Φάσεις

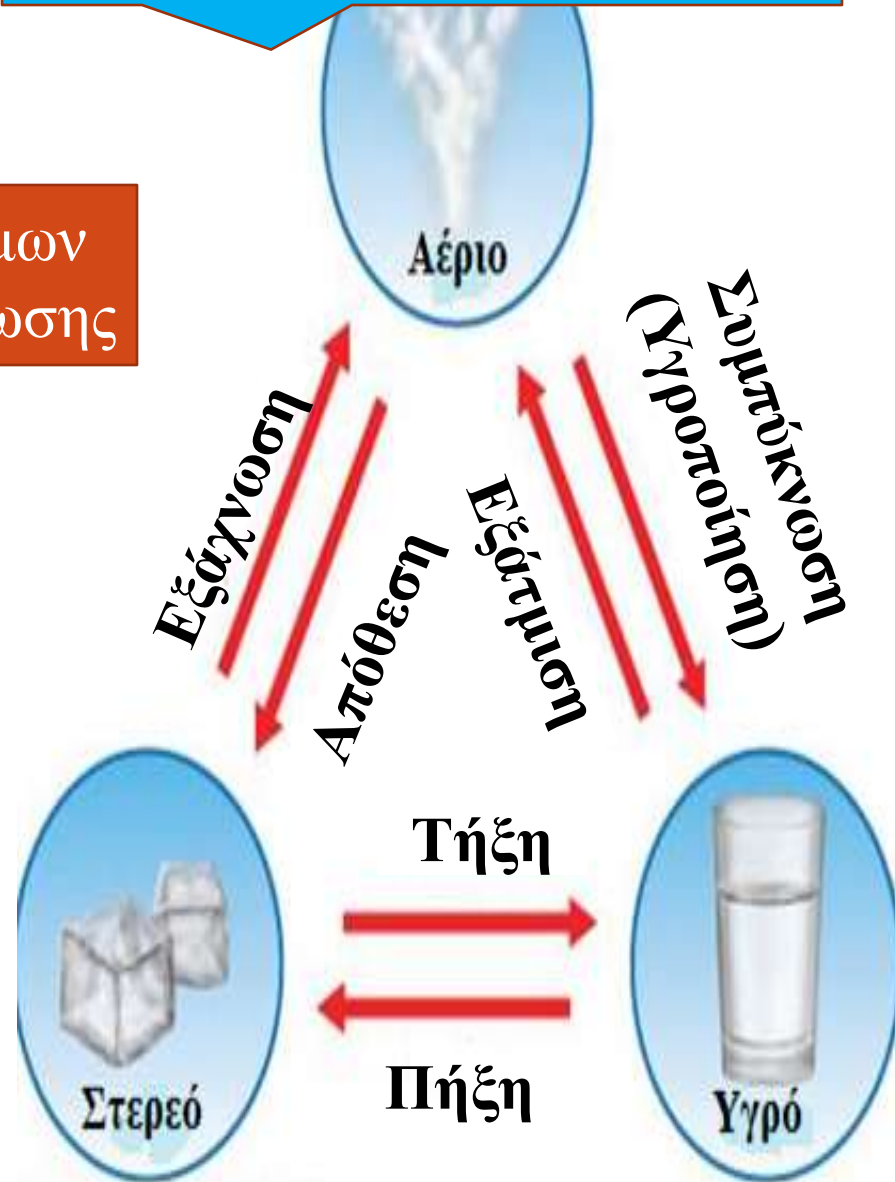
- Οι διαφορετικές μορφές που μπορεί να πάρει ένα υλικό, ονομάζονται **φάσεις**. Το S π.χ. απαντάται στην κρυσταλλική και στην άμορφη φάση. Εδώ δεν εξετάζονται οι μετατροπές μεταξύ στερεών φάσεων
- Μετατροπή μιας φάσης σε άλλη πραγματοποιείται με μεταβολή πίεσης και θερμοκρασίας.
- Σε ορισμένες συνθήκες μπορεί να συνυπάρχουν δύο ή τρεις φάσεις.

Μετατροπή μεταξύ στερεάς υγρής και αέριας φάσης

- **Τήξη:** Μετάβαση στερεού στην υγρή κατάσταση.
- **Πήξη:** Μετάβαση υγρού στη στερεή κατάσταση.
- **Εξάτμιση:** Η μετατροπή υγρού σε ατμό. Απευθείας αποξήρανση τροφίμων με κατάψυξη: Εφαρμογή εξάχνωσης
- **Εξάχνωση:** Η απευθείας μετατροπή στερεού σε ατμό.
- **Συμπύκνωση:** Μετάβαση αερίου στην υγρή ή στη στερεή φάση.

Δρόσος: Σχηματισμός υγρού νερού με απευθείας συμπύκνωση υδρατμών ατμόσφαιρας

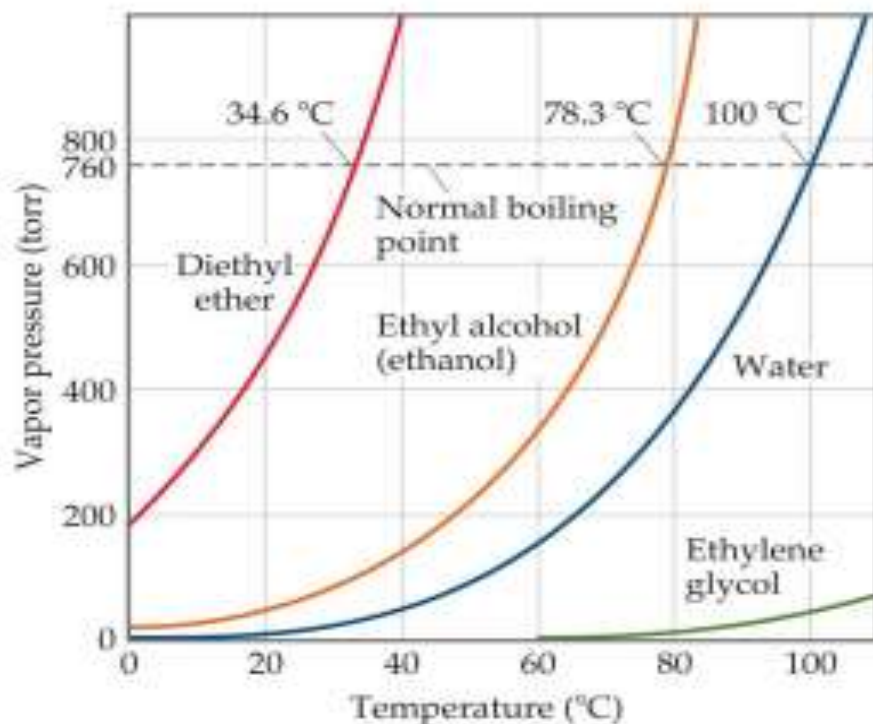
Παγετός: Σχηματισμός στερεού νερού με απευθείας συμπύκνωση υδρατμών ατμόσφαιρας



- **Τάση ατμών υγρού:** Η μερική πίεση του ατμού πάνω από το υγρό, μετρημένη σε κατάσταση ισορροπίας, σε δεδομένη θερμοκρασία.

Τα περισσότερα στερεά έχουν μηδαμινή τάση ατμών, εκτός κάποιων (μοριακών συνήθως στερεών), που παρουσιάζουν σημαντική τάση ατμών. Τέτοιο είναι ο πάγος. Το χιόνι ακόμη και σε $T \ll 0^\circ\text{C}$, εξαφανίζεται σιγά σιγά το χειμώνα. Εξαχνώνεται, δηλαδή μετατρέπεται από στερεό κατευθείαν σε υδρατμό.

Σημείο ζέσεως



Το σημείο ζέσεως μειώνεται με την μείωση της P_{atm} άρα αυξάνεται με το υψόμετρο

- Το σημείο ζέσεως (ή σημείο βρασμού), ενός υγρού, είναι η θερμοκρασία κατά την οποία η τάση ατμών του υγρού εξισώνεται με την πίεση που ασκείται πάνω στο υγρό, δηλαδή την ατμοσφαιρική πίεση, (εκτός εάν το δοχείο είναι κλειστό).
- Όταν η τάση ατμών εξισωθεί με την P_{atm} σχηματίζονται στο εσωτερικό του υγρού φυσαλίδες, (βρασμός).
- Η θερμοκρασία του υγρού μένει C_t στο σημείο ζέσεως για όσο χρόνο παρέχεται αρκετή θερμότητα

- **Σημείο τήξεως** ονομάζεται η θερμοκρασία κατά την οποία ένα κρυσταλλικό στερεό μετατρέπεται σε υγρό, δηλαδή τήκεται.
- **Σημείο πήξεως** ονομάζεται η θερμοκρασία κατά την οποία ένα καθαρό υγρό μετατρέπεται σε κρυσταλλικό στερεό, πήζει.

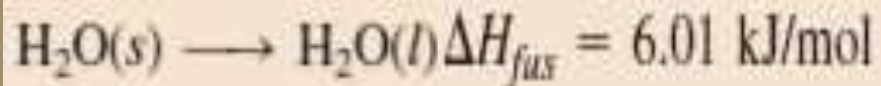


Σημείο τήξεως \equiv Σημείο πήξεως

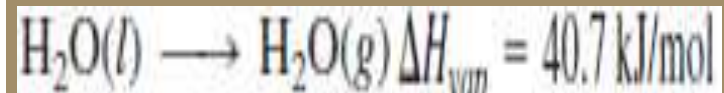
Στερεό \rightleftharpoons Υγρό

Η **κάθε μεταβολή κατάστασης συνοδεύεται είτε από προσθήκη ενέργειας στην ουσία υπό μορφή θερμότητας, είτε από αφαίρεση ενέργειας από την ουσία υπό μορφή θερμότητας και πάλι.**

Η απαιτούμενη θερμότητα για την τήξη κάποιου στερεού, ονομάζεται **θερμότητα τήξεως ή ενθαλπία τήξεως, ΔH_{fus}**



Η απαιτούμενη θερμότητα για την εξάτμιση ενός υγρού, ονομάζεται **θερμότητα εξάτμισης ή ενθαλπία εξάτμισης, ΔH_{vap}**



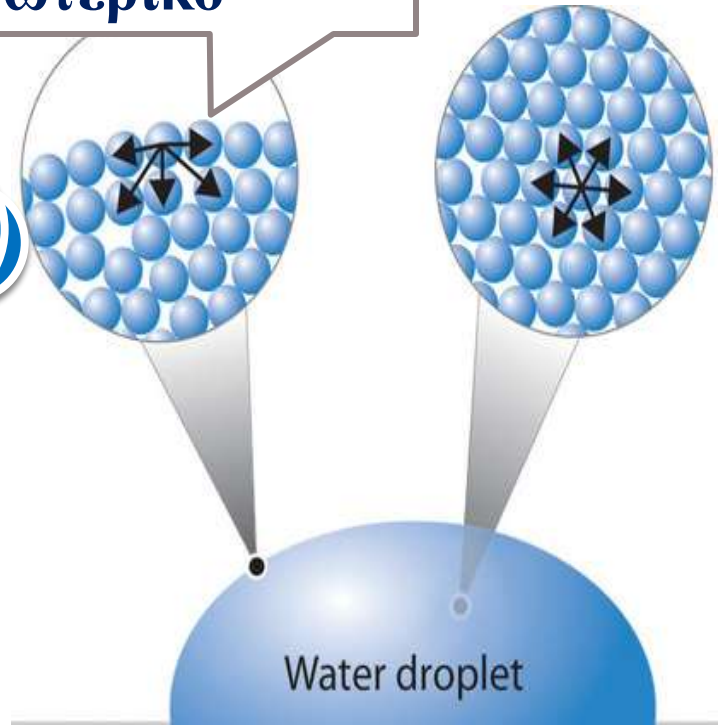
Στην ψύξη που δημιουργείται από την εξάτμιση, βασίζεται η λειτουργία του ψυγείου

- Ο μηχανισμός του ψυγείου, περιέχει αέριο εγκλεισμένο, που υγροποιείται υπό πίεση, (π.χ. αμμωνία ή 1,1,1,2—τετραφθοροαιθάνιο).
- Όταν το υγρό αφήνεται να εξατμιστεί, απορροφά θερμότητα με αποτέλεσμα να ψύχει τον εσωτερικό χώρο του ψυγείου που είναι το περιβάλλον του.
- Το σχηματιζόμενο από την εξάτμιση αέριο, ανακυκλώνεται με συμπιεστή και στη συνέχεια σε συμπυκνωτή ξανά υγροποιείται.
- Θερμότητα προς τον αέρα γύρω φεύγει από τον συμπυκνωτή.

- Τα υγρά παρουσιάζουν την τάση να μειώνουν το εμβαδό της επιφάνειάς τους.
- Για αυτό οι σταγόνες βροχής έχουν σφαιρικό σχήμα (η σφαίρα έχει μικρότερη επιφάνεια σε σχέση με κάθε άλλο γεωμετρικό σχήμα για δεδομένο V).

Μόριο στην επιφάνεια υγρού: Συνολική δύναμη κατεύθυνσης προς εσωτερικό

Μόριο στην εσωτερικό του υγρού: Συνολική δύναμη μηδενική

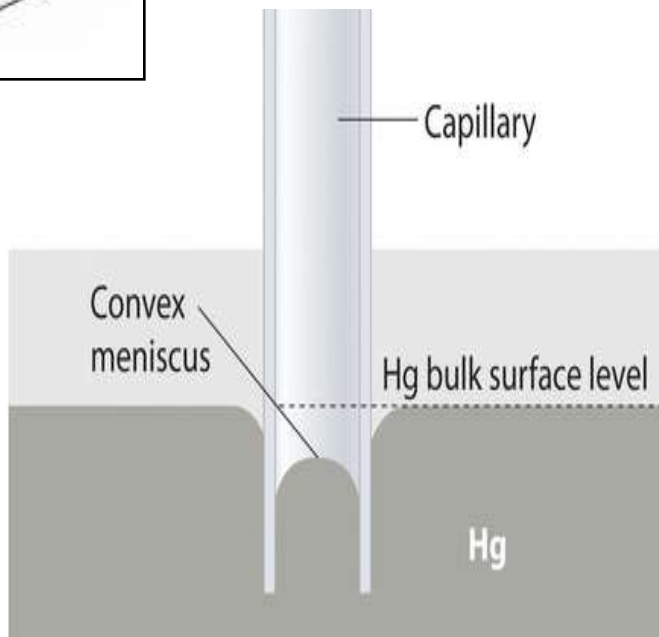
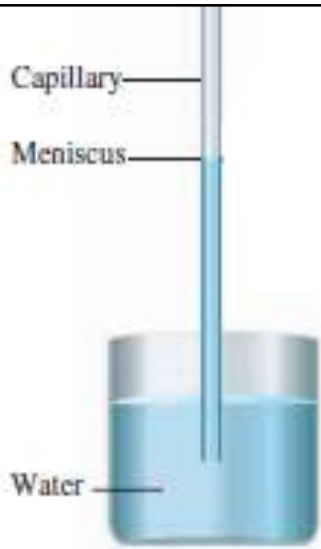
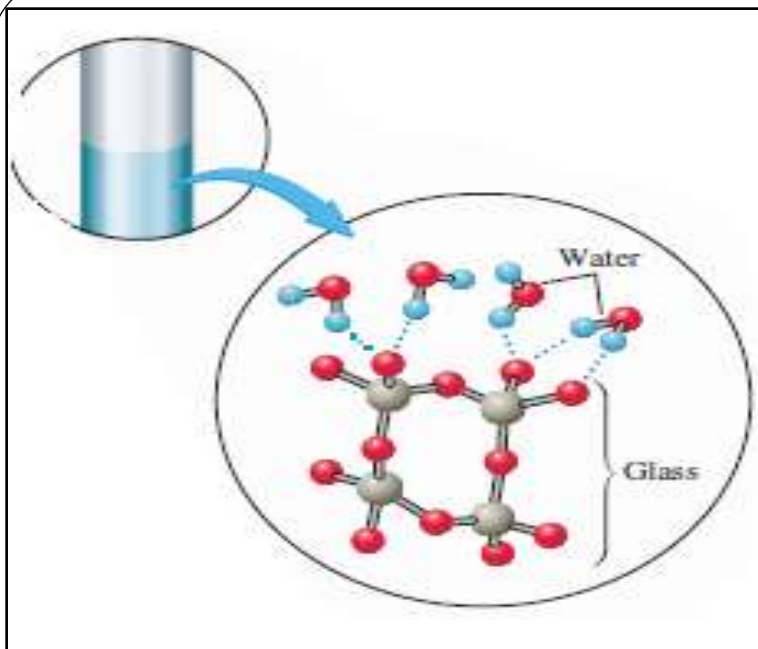


Ιδιότητες των υγρών: Επιφανειακή τάση

- Ονομάζεται η ενέργεια η οποία απαιτείται για την αύξηση του εμβαδού της επιφάνειας ενός υγρού κατά μία μονάδα εμβαδού.
- Επηρεάζεται από διαλυμένες ουσίες. Για παράδειγμα τα σαπούνια τη μειώνουν. Εάν προστεθεί σαπυνοδιάλυμα και η νέπα και ο συνδετήρας που λόγω επιφανειακής τάσης εμφανίζονται να επιπλέουν πιο κάτω θα βυθιστούν.

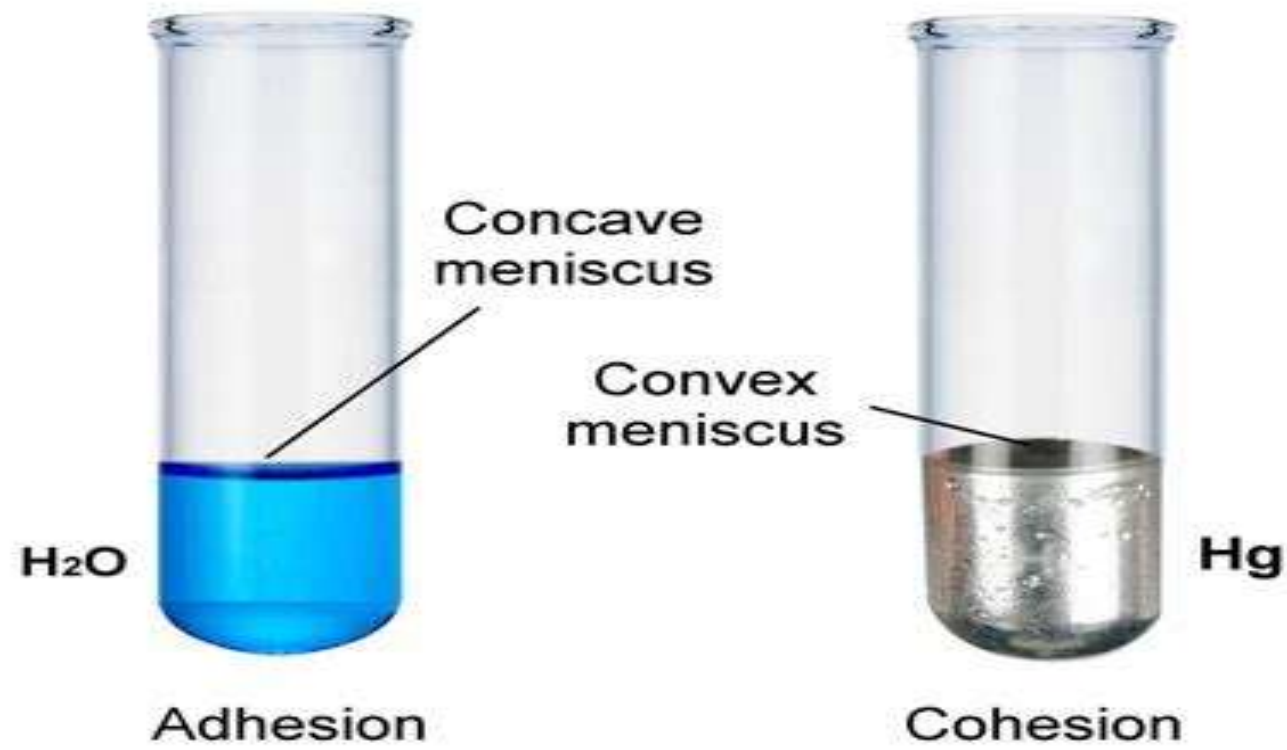


Τριχοειδής ανύψωση: Φαινόμενο που σχετίζεται με την επιφανειακή τάση



Δυνάμεις συνοχής,
Έλξη μεταξύ παρόμοιων
Δυνάμεις συνάφειας,
Έλξη μεταξύ διαφορετικών μορίων

Cohesion:
μορίων
Adhesion:



Ιδιότητες των υγρών: Ιξώδες

- Ονομάζεται η αντίσταση στη ροή την οποία παρουσιάζουν όλα τα υγρά και τα αέρια
- Ποσοτικά μετριέται με το χρόνο που απαιτείται για να περάσει μια ατσάλινη σφαίρα συγκεκριμένης ακτίνας μέσα από μια στήλη υγρού και να φτάσει στον πυθμένα του.










Γλυκερόλη

Νερό



Η γλυκερόλη έχει μεγαλύτερο ιξώδες από το νερό.

Ενδομοριακές και Διαμοριακές Δυνάμεις

FORCE	MODEL	BASIS OF ATTRACTION	ENERGY (kJ/mol)	EXAMPLE
Intramolecular				
Ionic		Cation-anion	400-4000	NaCl
Covalent		Nuclei-shared e ⁻ pair	150-1100	H-H
Metallic		Cations-delocalized electrons	75-1000	Fe
Intermolecular				
Ion-Dipole		Ion charge-dipole charge	40-600	Na ⁺ ·····O(H) ₂
H-Bonding		Polar bond to H-dipole charge (high EN of N, O, F)	10-40	H-O(H)·····H-O(H)
Dipole-Dipole		Dipole charges	5-25	H-Cl·····H-Cl
Ion-Induce Dipole		Ion charge-polarizable e ⁻ cloud	3-15	Fe ²⁺ ·····O ₂
Dipole-Induced Dipole		Dipole charge-polarizable e ⁻ cloud	2-10	H-Cl·····Cl-Cl
Dispersion (London)		Polarizable e ⁻ clouds	0.05-40	F-F·····F-F

Διαμοριακές Δυνάμεις

- Ονομάζονται οι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως μεταξύ των μορίων.
- Είναι γενικά ασθενέστερες από τις ενδομοριακές και καθορίζουν τη φυσική κατάσταση της ουσίας για ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

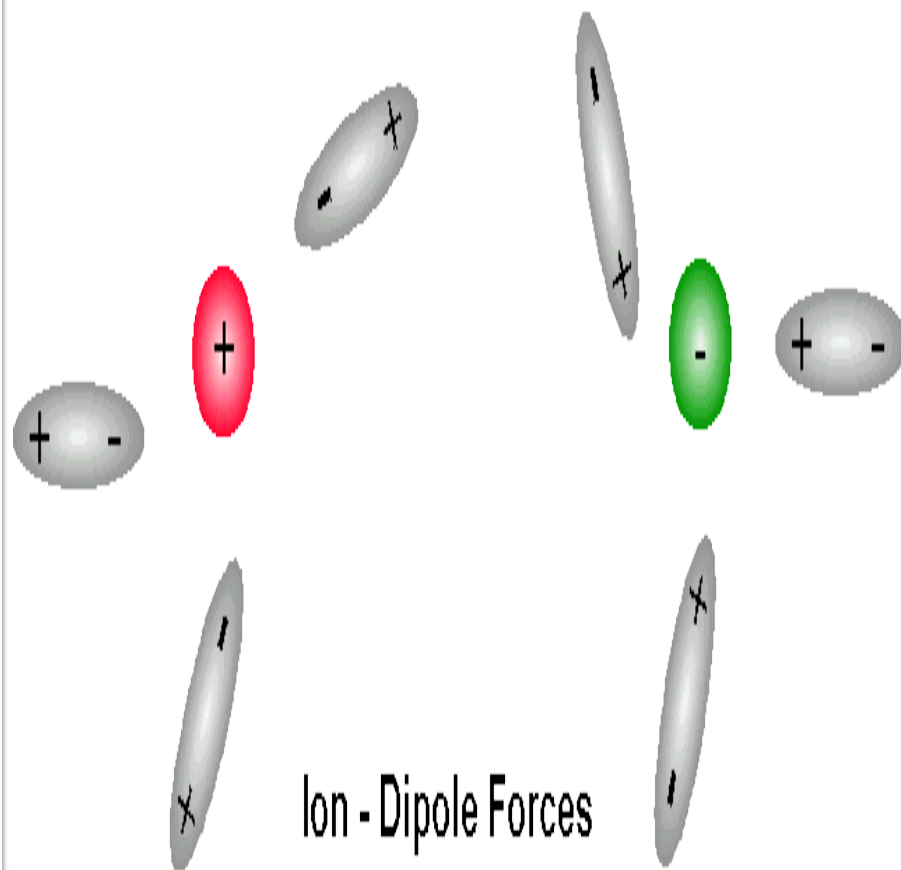
Είδη διαμοριακών δυνάμεων

- Δυνάμεις ιόντος διπόλου.
- Δυνάμεις διπόλου – διπόλου.
- Δυνάμεις στιγμιαίου διπόλου – στιγμιαίου διπόλου. (δυνάμεις London ή διασποράς).
- Δεσμός υδρογόνου (ειδική περίπτωση διπόλου - διπόλου).

Οι διαμοριακές δυνάμεις διπόλου – διπόλου, διπόλου στιγμιαίου διπόλου και στιγμιαίου διπόλου – στιγμιαίου διπόλου ονομάζονται γενικά δυνάμεις Van der Waals.

Δυνάμεις ιόντος - διπόλου

- Οι δυνάμεις ιόντος – διπόλου είναι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως οι οποίες εμφανίζονται μεταξύ ενός διπόλου μορίου και ενός ιόντος (ανιόν ή κατιόν).
- Η ισχύς των δεσμών αυτών εξαρτάται από το μέγεθος και το φορτίο των ιόντων καθώς και από το μέγεθος και τη διπολική ροπή του μορίου.

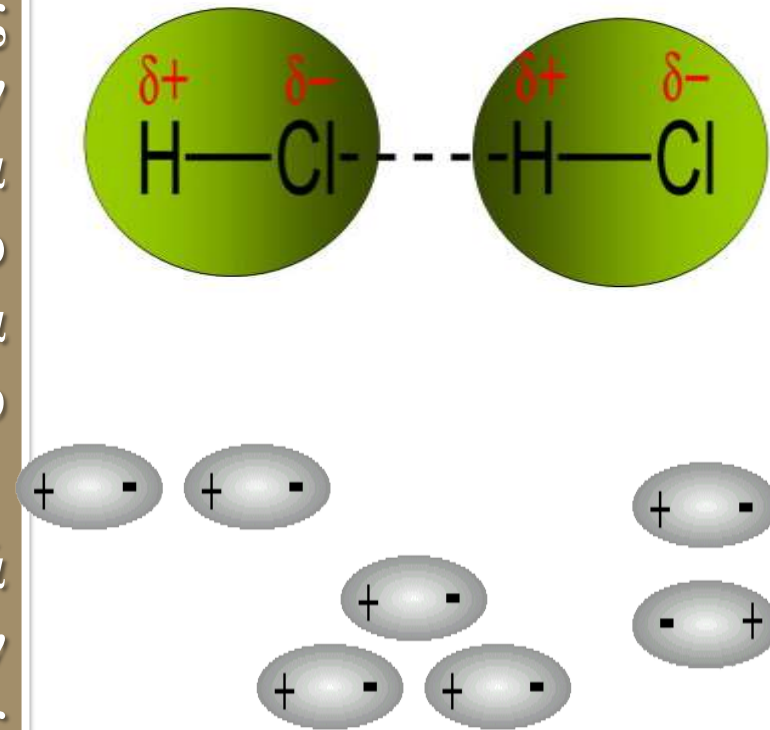


<http://www.mikeblaber.org/oldwine/chm1045/notes/Forces/Intermol/Forces02.htm>

Δυνάμεις διπόλου - διπόλου

- Είναι ελκτικές διαμοριακές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως που προκύπτουν από την τάση των διπόλων μορίων να ευθυγραμμίζονται έτσι ώστε το θετικό άκρο του ενός μορίου να είναι κοντά στο αρνητικό άκρο του άλλου μορίου.

Στην περίπτωση που δύο πολικά μόρια προσανατολιστούν κατάλληλα, έλκονται μεταξύ τους και πλησιάζουν το ένα στο άλλο. Έτσι θα έχουν μικρότερη ενέργεια, και μεγαλύτερη σταθερότητα.



Attractive Dipole-Dipole Interactions

Δυνάμεις διπόλου – διπόλου εμφανίζονται μεταξύ πολικών μορίων

Μόρια χημικών στοιχείων:



Η ισχύς των δεσμών αυτών αυξάνει όσο αυξάνει η διπολική ροπή των μορίων για μόρια με παραπλήσιο μοριακό βάρος (M_r). Όσο αυξάνονται οι διαμοριακές δυνάμεις τόσο αυξάνεται και το σημείο ζέσεως.

Δυνάμεις διπόλου – στιγμιαίου διπόλου

- Είναι ασθενείς ηλεκτροστατικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ πολικών και μη πολικών μορίων. Το μη πολικό μόριο πολώνεται επαγωγικά από το πολικό με αποτέλεσμα να δημιουργείται στιγμιαίο δίπολο

Παράδειγμα

**Οι δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ
μορίων HCl και μορίων I₂**

Δυνάμεις στιγμιαίου διπόλου – στιγμιαίου διπόλου (Δυνάμεις London ή διασποράς)

- Είναι ασθενείς ηλεκτροστατικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ μη πολικών μορίων. Τα παροδικά δίπολα δημιουργούνται λόγω στιγμιαίας ανισοκατανομής των ηλεκτρονίων. Οι δυνάμεις αυτές δεν έχουν καθορισμένη κατεύθυνση και για το λόγο αυτό ονομάζονται δυνάμεις διασποράς.

Παράδειγμα

Με αυτές εξηγείται η υγροποίηση των μη πολικών μορίων.

Τέτοιες δυνάμεις αναπτύσσονται μεταξύ των ατόμων των ευγενών αερίων και μεταξύ των μορίων των χημικών στοιχείων.

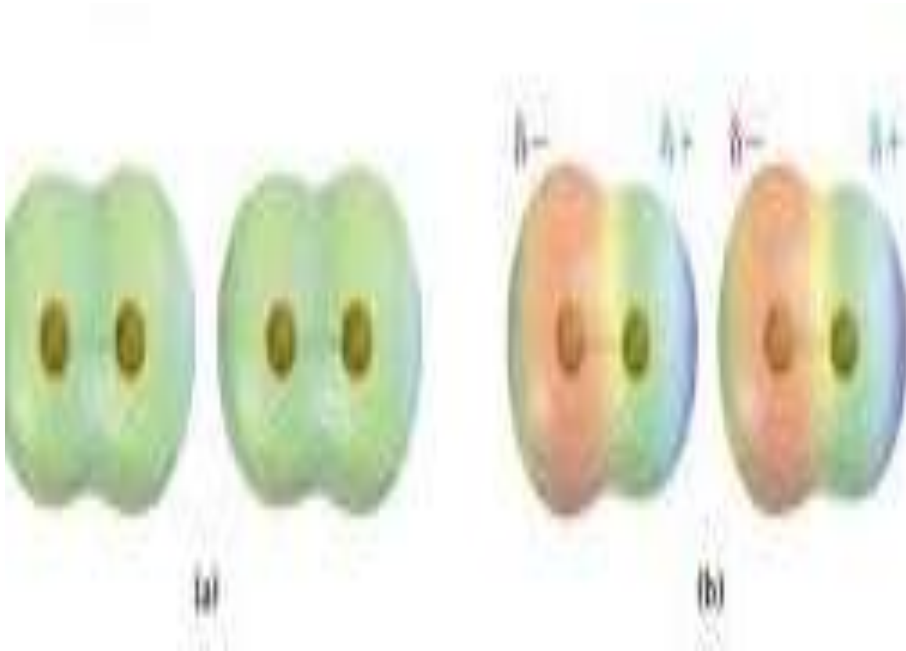
Η ισχύς των δυνάμεων London εξαρτάται:

- Από το μοριακό βάρος M_r . Με την αύξηση του M_r η κατανομή των ηλεκτρονίων διαταράσσεται ευκολότερα, με αποτέλεσμα να δημιουργούνται στιγμιαία δίπολα και να αυξάνονται οι δυνάμεις διασποράς (London), καθώς και το σημείο ζέσεως.
- Από το σχήμα των μορίων. Τα ευθύγραμμα μη πολωμένα μόρια εμφανίζουν ισχυρότερους δεσμούς από τα διακλαδισμένα μη πολωμένα μόρια καθώς και μεγαλύτερο σημείο ζέσεως.

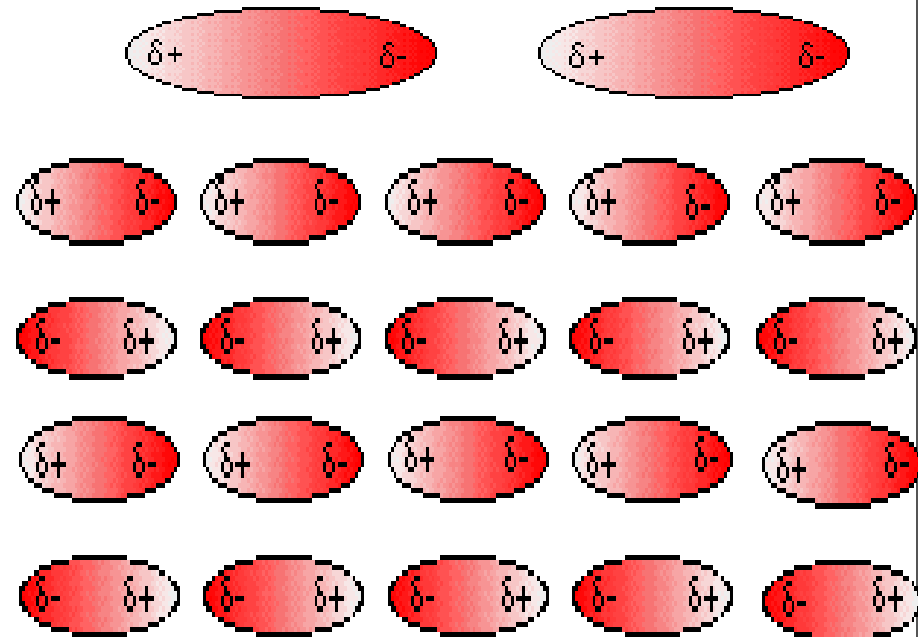
Παράδειγμα

Τα σημεία ζέσεως του πεντανίου, του μεθυλοβουτανίου και του διμεθυλοπροπανίου είναι αντίστοιχα $36\text{ }^{\circ}\text{C}$, $28\text{ }^{\circ}\text{C}$ και $9\text{ }^{\circ}\text{C}$. Η διαφορά στις πιο πάνω τιμές οφείλεται στη διαφορά ισχύος των δυνάμεων London που αναπτύσσονται στις τρεις ενώσεις, λόγω του διαφορετικού τους σχήματος. Οι ισχυρότερες εμφανίζονται στο πεντάνιο που έχει ευθύγραμμο σχήμα και το μεγαλύτερο σημείο ζέσεως.

London



Van der Waals



Δεσμός υδρογόνου

➤ Είναι μια ειδική περίπτωση διαμοριακής δυνάμεως μεταξύ διπόλου – διπόλου, η οποία εμφανίζει σημαντικά μεγαλύτερη ισχύ από τους άλλους διαμοριακούς δεσμούς.

➤ Ο δεσμός ή γέφυρα υδρογόνου, αναπτύσσεται σε ενώσεις που περιέχουν υδρογόνο, όταν αυτό είναι ενωμένο ομοιοπολικά με ισχυρά ηλεκτραρνητικά και μικρά σε μέγεθος άτομα όπως, F, O, N.

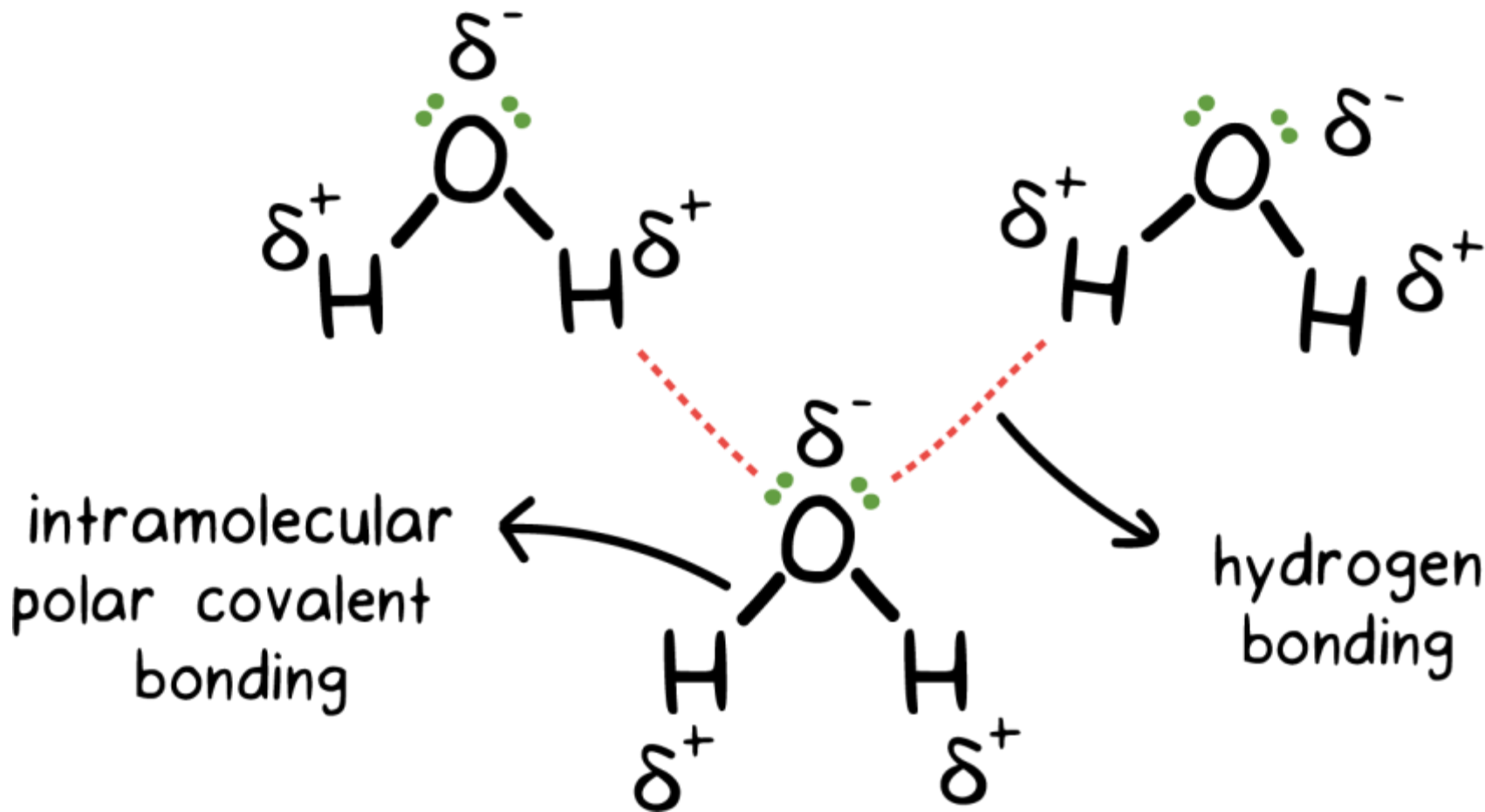
Δηλαδή το H στην ένωση συνδέεται ταυτόχρονα με δύο πολύ ηλεκτραρνητικά άτομα:

1) ένα στο ίδιο μόριο, (με ομοιοπολικό δεσμό) και

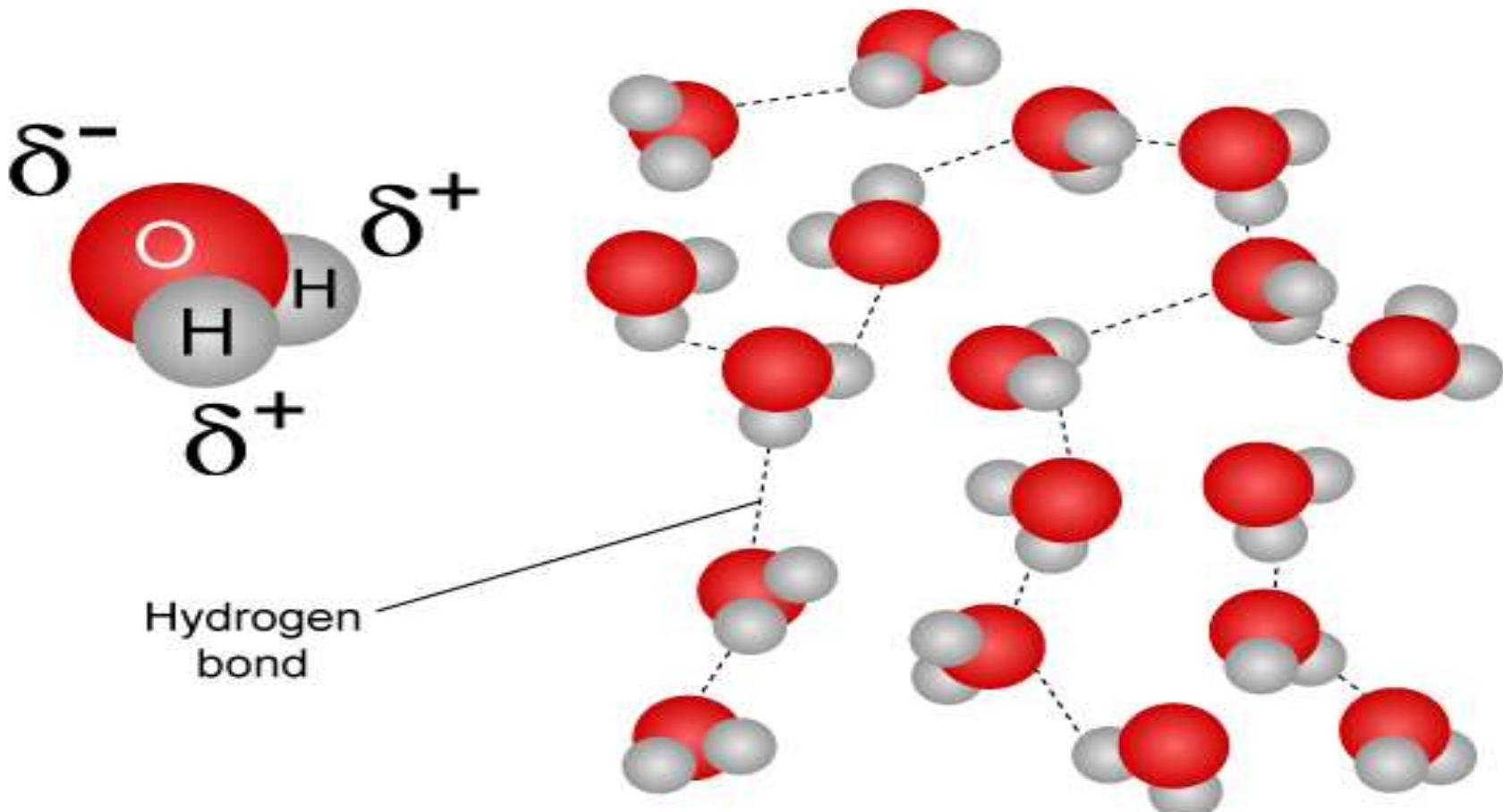
2) ένα σε άλλο μόριο, (με δεσμό υδρογόνου)

➤ Ο δεσμός υδρογόνου συμβολίζεται με τελείες (.)

➤ Ο δεσμός υδρογόνου είναι ασθενέστερος του ετεροπολικού και του ομοιοπολικού δεσμού αλλά ισχυρότερος των άλλων δυνάμεων Van der Waals.



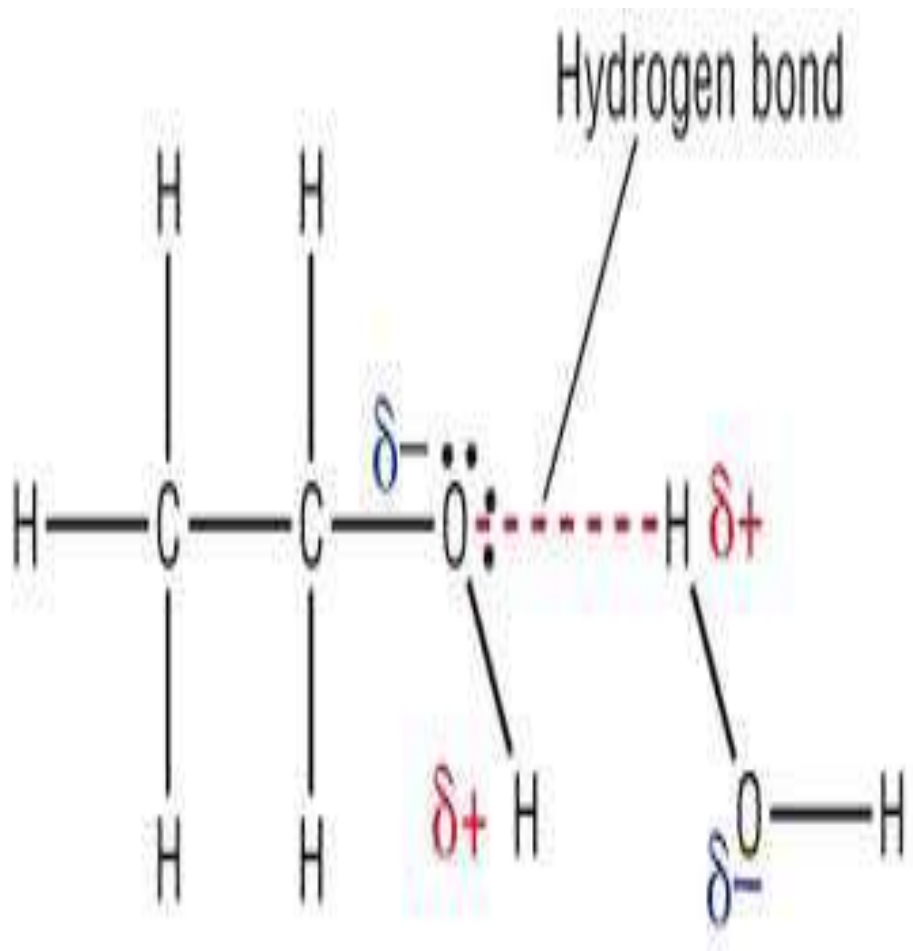
<https://www.khanacademy.org/t>



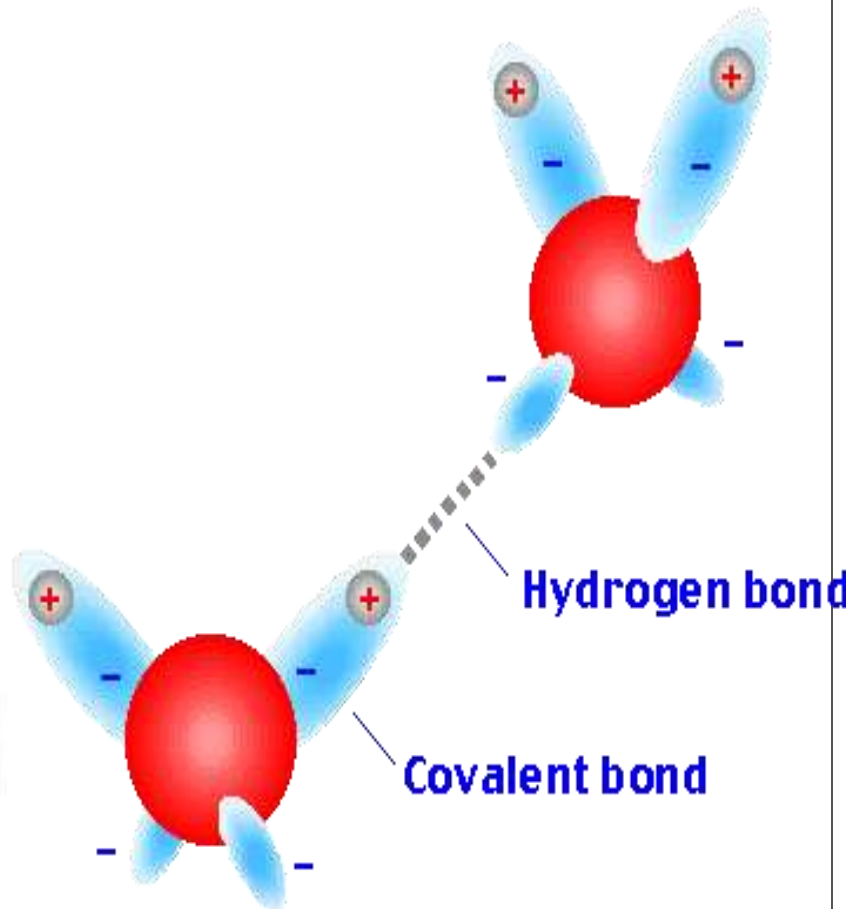
(length appears different for perspective (3D))

Dept. Biol. Penn State ©2002

<https://socratic.org/questions/water-molecule-are-able-to-form-hydrogen-bonds-with-a-oxygen-gas-o2-molecules-b>



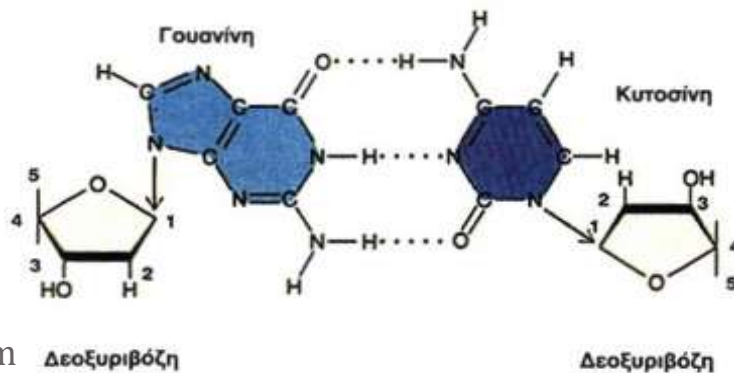
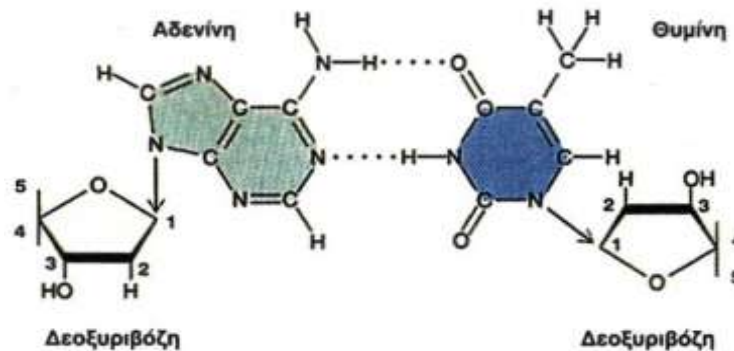
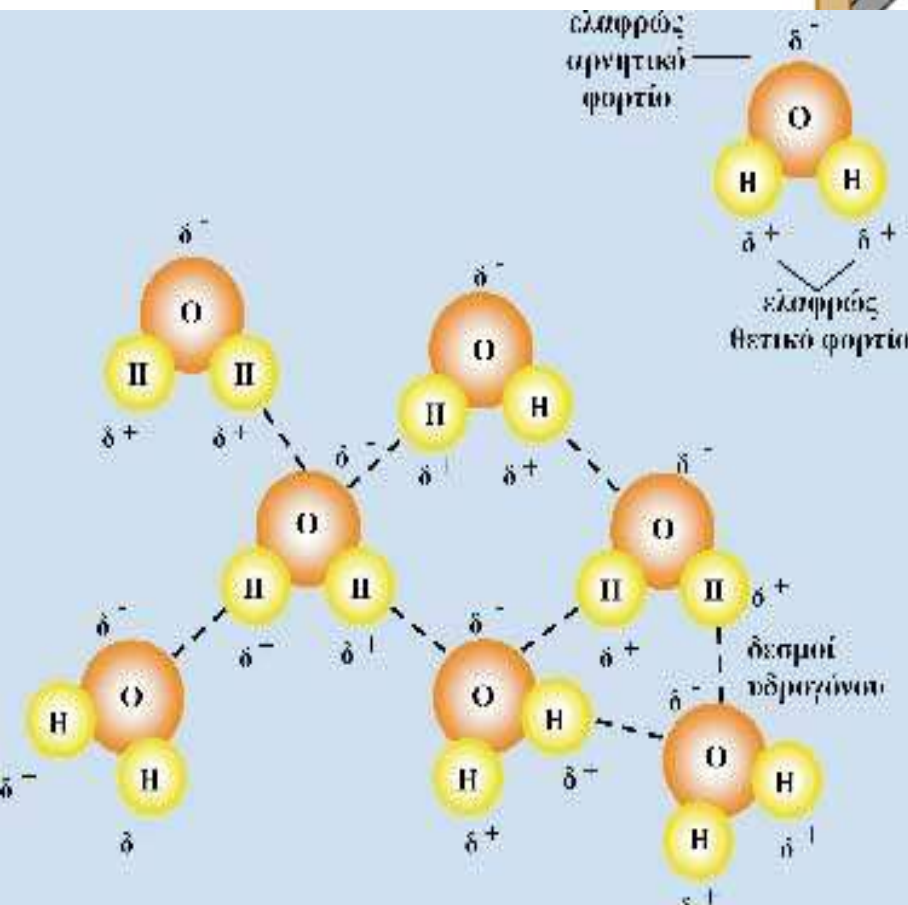
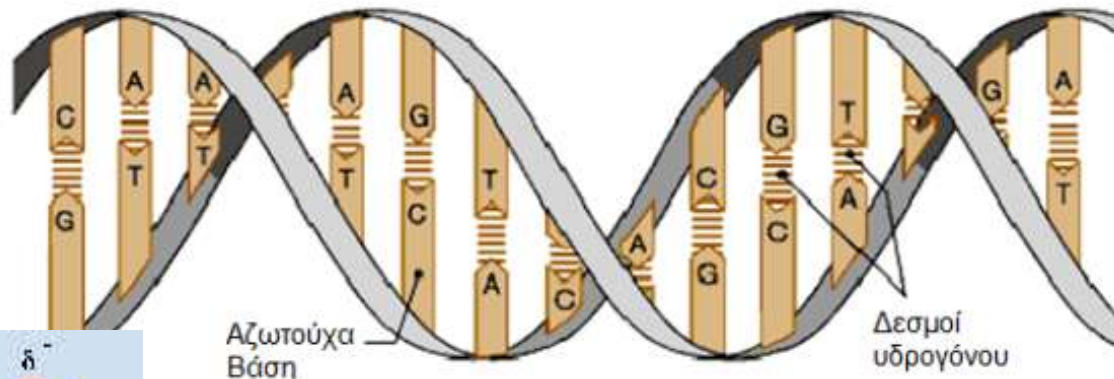
<https://socratic.org/questions/water-molecule-are-able-to-form-hydrogen-bonds-with-a-oxygen-gas-o2-molecules-b>



http://swift.cmbi.ru.nl/teach/B2/bioinf_9.html

Συνέπειες του δεσμού υδρογόνου

- Το υψηλό σημείο ζέσεως του νερού και το γεγονός ότι ο πάγος επιπλέει στο νερό.
- Οι αλκοόλες έχουν υψηλότερο σημείο ζέσεως από τους ισομερείς τους αιθέρες στους οποίους δεν εμφανίζεται δεσμός υδρογόνου.
- Τα πρώτα μέλη των αλκοολών και των καρβοξυλικών οξέων έχουν μεγάλη διαλυτότητα στο νερό.
- Η σταθερότητα που εμφανίζουν η ελικοειδής δομή των πρωτεϊνών και η διπλή έλικα του DNA.
- Η μεγάλη αντοχή του νάιλον (nylon).



Η ΕΠΙΔΡΑΣΗ ΤΩΝ ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΩΝ ΔΥΝΑΜΕΩΝ ΣΤΙΣ ΦΥΣΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΩΝ ΣΩΜΑΤΩΝ

1. Η επίδραση στη διαλυτότητα

Οι πολικές ουσίες διαλύονται σε πολικούς διαλύτες και οι μη πολικές σε μη πολικούς διαλύτες

ΤΑ ΟΜΟΙΑ ΔΙΑΛΥΟΥΝ ΟΜΟΙΑ

Παράδειγμα

- Το νερό, πολικός διαλύτης, διαλύει τις πολικές οργανικές ενώσεις ζάχαρη και οινόπνευμα, ενώ δε διαλύει τις μη πολικές εξάνιο και διαιθυλαιθέρα .
- Ο τετραχλωράνθρακας, (CCl_4), που είναι μη πολικός διαλύτης, διαλύει μη πολικές οργανικές ενώσεις όπως είναι το εξάνιο και ο διαιθυλαιθέρας.

2. Η επίδραση στο σημείο ζέσεως

Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις μιας ουσίας, τόσο μεγαλύτερη ενέργεια απαιτείται για τη διάσπασή τους, άρα τόσο μεγαλύτερο είναι το σημείο ζέσεως.

- Η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων, αυξάνεται με την αύξηση του μοριακού βάρους και της διπολικής ροπής των μορίων.
- Σε όποιες περιπτώσεις εμφανίζονται δεσμοί υδρογόνου τα σημεία ζέσεως είναι πολύ υψηλά.

Για παράδειγμα το νερό, ($M_r=18$) και το μεθάνιο, ($M_r=16$) αν και έχουν παραπλήσια μοριακά βάρη, παρουσιάζουν τεράστια διαφορά στα σημεία ζέσεως γιατί στο νερό υπάρχουν δεσμοί υδρογόνου ενώ στο μεθάνιο, δυνάμεις διασποράς.

3. Η επίδραση στην υγροποίηση αερίων

Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις, τόσο ευκολότερα υγροποιείται ένα αέριο.

Ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων

**Ιόντος-διπόλου > δεσμός υδρογόνου > διπόλου-
διπόλου > διπόλου-στιγμαίου διπόλου >
στιγμαίου διπόλου – στιγμαίου διπόλου**

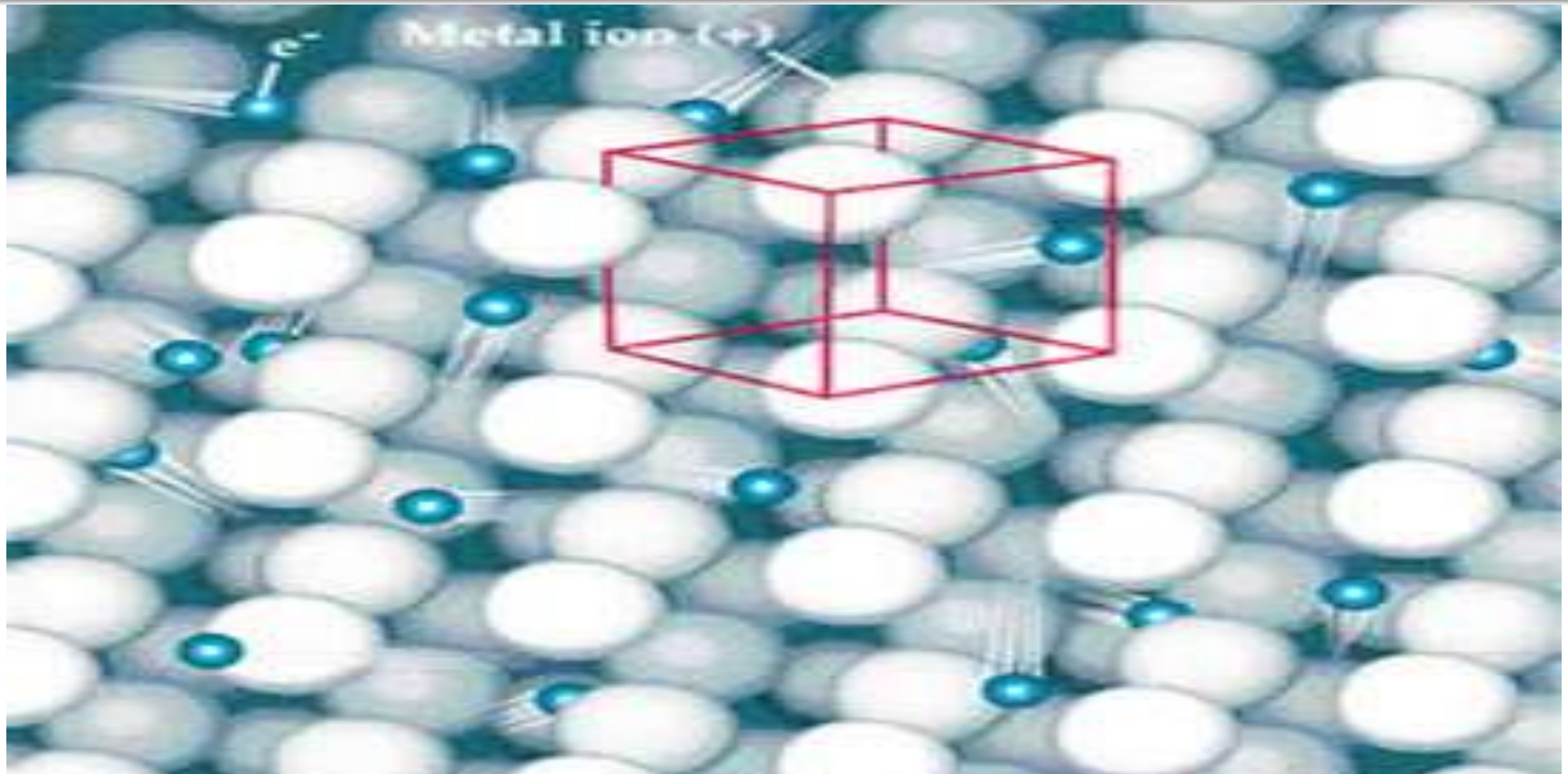
Μεταλλικός δεσμός

- Στα άτομα των μεταλλικών στοιχείων, τα ηλεκτρόνια σθένους είναι χαλαρά συνδεδεμένα με τον πυρήνα κι έτσι μετακινούνται εύκολα από τον ένα πυρήνα στον άλλο. Δηλαδή κατά ένα τρόπο είναι κοινό κτήμα όλων των ατόμων.
- Κατά τη διάρκεια της μετάβασης από τον ένα πυρήνα στον άλλο, κάθε ένας από τους πυρήνες φορτίζεται στιγμιαία θετικά, γεγονός το οποίο δημιουργεί ηλεκτροστατικές έλξεις μεταξύ των πυρήνων αυτών και των ελεύθερα κινούμενων ηλεκτρονίων.
- Οι έλξεις αυτές είναι που συγκρατούν τους πυρήνες μεταξύ τους

Μεταλλικός δεσμός

- Δηλαδή σε μια απλή περιγραφή, ένα μέταλλο παριστάνεται από μια διάταξη θετικών ιόντων που βρίσκονται σε μια θάλασσα ηλεκτρονίων σθένους, ελεύθερων να κινηθούν σε όλο το μεταλλικό κρύσταλλο.
- Το μοντέλο της θάλασσας ηλεκτρονίων, εξηγεί πολύ καλά την ηλεκτρική αγωγιμότητα των μετάλλων όχι όμως τις άλλες ιδιότητές τους.

Ελεύθερα ηλεκτρόνια στη δομή μεταλλικού πλέγματος



<http://users.sch.gr/xbalasi/electrochem/sect02/page%2022.html>

Μεταλλικός δεσμός

- Η θεωρία των μοριακών τροχιακών εξηγεί λεπτομερέστερα τον μεταλλικό δεσμό.
- Τα μοριακά τροχιακά όπως είναι γνωστό, σχηματίζονται από την αλληλοεπικάλυψη των ατομικών τροχιακών.
- Υπάρχουν περιπτώσεις που από την αλληλοεπικάλυψη των ατομικών τροχιακών τριών ή περισσότερων ατόμων, οδηγούμαστε σε μοριακά τροχιακά που περιβάλλουν ταυτόχρονα όλα τα άτομα.
- Αυτού του είδους τα τροχιακά ονομάζονται μη εντοπισμένα. Πάντα ο αριθμός των μοριακών τροχιακών που σχηματίζονται λόγω της επικάλυψης των ατομικών τροχιακών ισούται με τον αριθμό των ατομικών τροχιακών που αλληλεπικαλύπτονται.

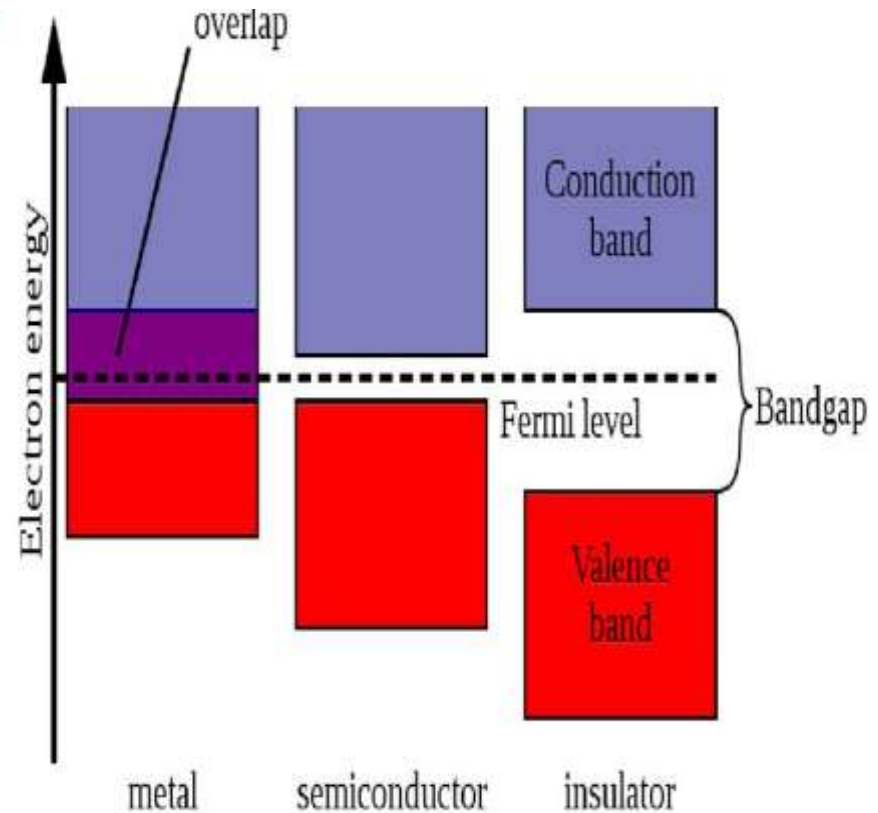
Μεταλλικός δεσμός

- Στα μέταλλα επικαλύπτονται τα εξωτερικά τροχιακά ενός τεράστιου αριθμού μεταλλικών ιόντων σχηματίζοντας με τον τρόπο αυτό τεράστιο αριθμό μοριακών τροχιακών απεντοπισμένων σε όλο το μέταλλο.
- Με τον τρόπο αυτό έχουμε μεγάλο αριθμό ενεργειακών επιπέδων στοιβαγμένα μαζί σε ταινίες που λόγω της ύπαρξής τους η θεωρία των μοριακών τροχιακών για τα μέταλλα λέγεται συχνά θεωρία ταινιών
- Μέσω αυτών των ταινιών κινούνται ελεύθερα τα ηλεκτρόνια στα μέταλλα

Μεταλλικός δεσμός

Οι ταινίες που συναντούμε είναι:

- Ταινία σθένους
- Ταινία αγωγιμότητας
- Η διαφορά των δύο ταινιών είναι το ενεργειακό χάσμα



<https://ppt-online.org/100055>

Η αγωγιμότητα ηλεκτρονικής φύσεως, οφείλεται στη ροή των ηλεκτρονίων. Αυτό σημαίνει πως βασική προϋπόθεση για την ύπαρξη ηλεκτρονικής αγωγιμότητας είναι η ύπαρξη ή η δημιουργία μερικά συμπληρωμένων ταινιών.

- Αγωγοί. Όταν η ταινία σθένους δεν είναι πλήρης, ή όταν είναι πλήρης μα υπάρχει αλληλοεπικάλυψη ταινιών σθένους και αγωγιμότητας οπότε τα ηλεκτρόνια κινούνται μέσω της ταινίας αγωγιμότητας.
- Ημιαγωγοί. Όταν η ταινία σθένους είναι πλήρης, μα το ενεργειακό χάσμα είναι μικρό.
- Μονωτές. Όταν η ταινία σθένους είναι πλήρης και το ενεργειακό χάσμα μεγάλο.

ΣΤΕΡΕΑ ΣΩΜΑΤΑ

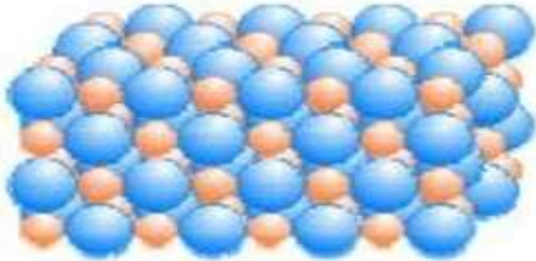
Κρυσταλλικά

- Αποτελούνται από έναν ή περισσότερους κρυστάλλους. Κάθε κρύσταλλος, έχει καθορισμένη διατεταγμένη δομή σε τρεις διαστάσεις.

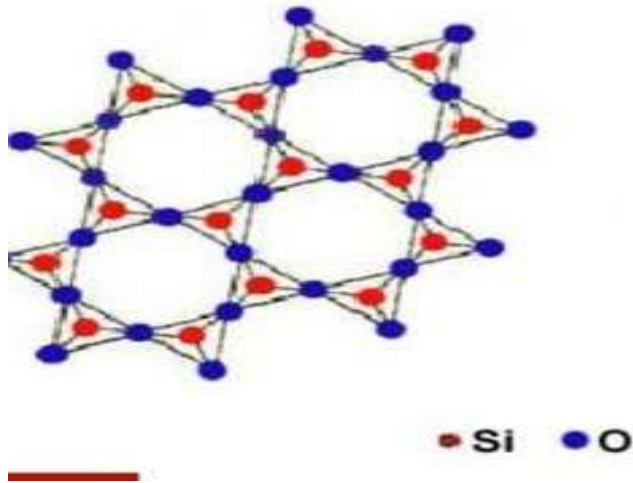
Άμορφα

- Έχουν δομή χωρίς τάξη, δεν έχουν καθορισμένη διάταξη των βασικών μονάδων τους, (των ατόμων, μορίων ή ιόντων).

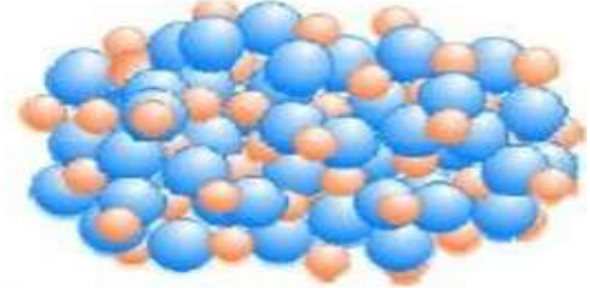
Κρυσταλλικά



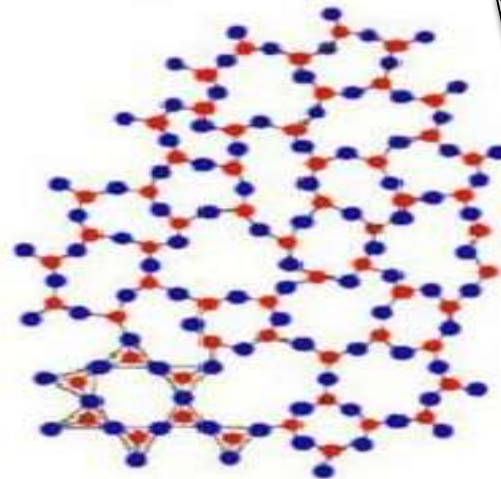
Crystalline SiO₂
(Quartz)



Άμορφα



Amorphous SiO₂
(Glass)

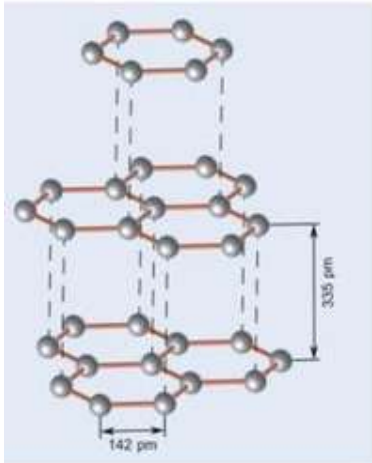


Το γυαλί είναι άμορφο στερεό που προκύπτει από απότομη ψύξη υγρού γυαλιού, έτσι ώστε οι βασικές του μονάδες να παγώνουν σε τυχαίες θέσεις.

<http://www.nde-ed.org/EducationResources/CommunityCollege/Materials/Structure/s>

Τα κρυσταλλικά στερεά χαρακτηρίζονται από ανισοτροπία, σε αντίθεση με τα άμορφα που τα χαρακτηρίζει ισοτροπία

Ανισοτροπία:
Διαφορετικές ιδιότητες (π.χ. αντοχή, παραμορφωσιμότητα) σε διαφορετικές κατευθύνσεις

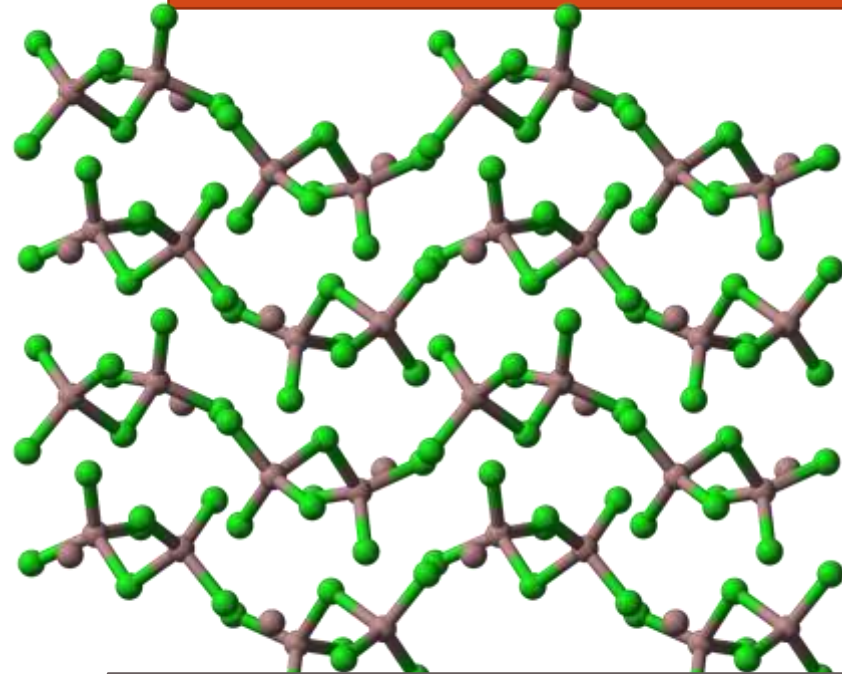
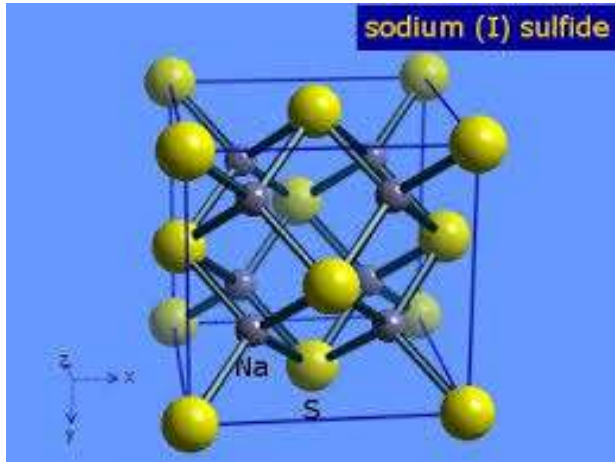


<https://ppt-online.org/100055>

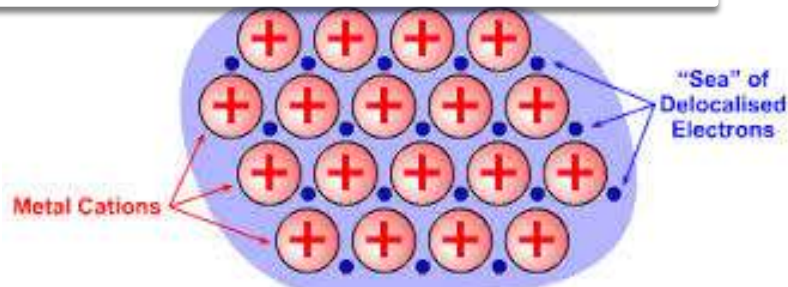
Τέσσερις διαφορετικοί τύποι στερεών

Carbon tetrachloride,
 $\text{CCl}_4 \Rightarrow (\text{MOLECULAR})$

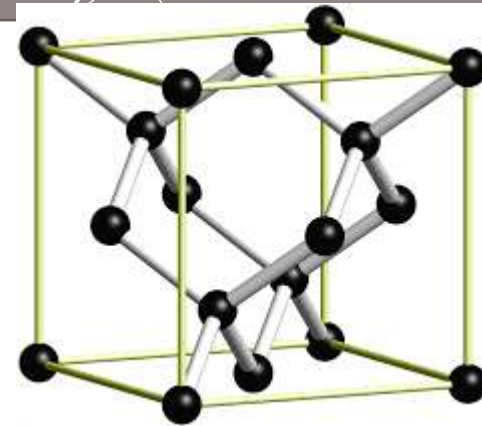
Sodium sulfide, $\text{Na}_2\text{S} \Rightarrow (\text{IONIC})$



Calcium metal, $\text{Ca} \Rightarrow (\text{METALLIC})$



C(diamond), $\Rightarrow (\text{COVALENT-NETWORK})$



<https://socratic.org/questions/classify-each-of-these-solids-as-ionic-molecular-metallic-or-covalent-network-na>

Τύπος Στερεού	Δομικές μονάδες	Ελκτικές δυνάμεις μεταξύ δομικών μονάδων	Παραδείγματα
Μοριακός	Άτομα ή μόρια	Διαμοριακές δυνάμεις	Ne, H ₂ O, CO ₂
Μεταλλικός	Άτομα (κατιόντα σε θάλασσα ηλεκτρονίων)	Μεταλλικός δεσμός: Ακραία περίπτωση απεντοπισμένου δεσμού	Fe, Ag, Zn
Ιοντικός	Ιόντα	Ιοντικός δεσμός	KCl, NaCl, ZnS
Ομοιοπολικού πλέγματος	Άτομα	Ομοιοπολικοί δεσμοί	Αμίαντος, διαμάντι

Τύπος Στερεού	Σημείο Τήξεως	Σκληρότητα και Ευθραυστότητα	Ηλεκτρική Αγωγιμότητα
Μοριακός	Χαμηλό	Μαλακό και εύθραυστο	Μονωτικό
Μεταλλικός	Μεταβλητό	Μεταβλητή σκληρότητα Ελατό	Αγωγός
Ιοντικός	Υψηλό ως πολύ υψηλό	Σκληρό και εύθραυστο	Μονωτικό στερεό (αγώγιμο υγρό)
Ομοιοπολικού πλέγματος	Πολύ ψηλό	Πολύ σκληρό	Συνήθως μονωτικό

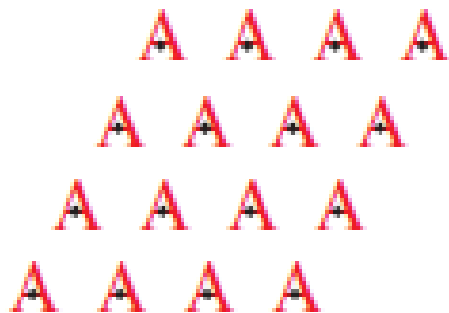
Είναι τρισδιάστατη
συγκροτημένη διάταξη
δομικών μονάδων

Η δομική μονάδα μπορεί να
είναι άτομο, μόριο ή ιόν
ανάλογα με τον τύπο του
κρυστάλλου

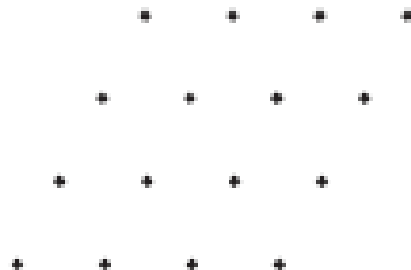
- Η κρυσταλλική δομή των στερεών μπορεί να γίνει πιο εύκολα κατανοητή, κάνοντας σύγκριση με μια ταπετσαρία που έχει ένα κανονικό επαναλαμβανόμενο σχέδιο, που εκτείνεται από το ένα άκρο στο άλλο. Οι κρύσταλλοι έχουν παρόμοιο επαναλαμβανόμενο σχεδιασμό, αλλά στην περίπτωση τους ο σχεδιασμός εκτείνεται σε τρεις διαστάσεις από την μία άκρη του στερεού προς την άλλη

Κρύσταλλος

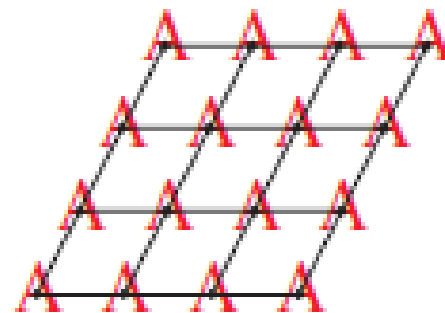
- Μπορούμε να περιγράψουμε ένα τρισδιάστατο κρύσταλλο, καθορίζοντας το μέγεθος, το σχήμα και το περιεχόμενο της απλούστερης επαναλαμβανόμενης μονάδας και τον τρόπο με τον οποίο οι επαναλαμβανόμενες μονάδες, στοιβάζονται για να σχηματίσουν τον κρύσταλλο.
- Συμβατικά περιγράφεται η συγκροτημένη δομή ενός κρυστάλλου με όρους κρυσταλλικού πλέγματος.



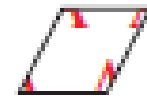
A



B



C



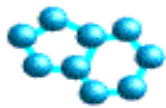
D

Έστω επιλέγουμε το μοτίβο A. Το μοτίβο είναι επανάληψη βασικών μονάδων A.

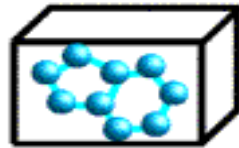
- A. Επιλέγουμε το ίδιο σημείο σε κάθε βασική μονάδα A.
- B. Έτσι έχουμε πλέγμα σημείων.
- C. Διαιρούμε το μοτίβο σε μοναδιαίες κυψελίδες. Τα «τουβλάκια» με τα οποία κτίζουμε τον κρύσταλλο.
- D. Μια μοναδιαία κυψελίδα. Η μικρότερη μονάδα που επαναλαμβανόμενη δημιουργεί τον κρύσταλλο.

Η μοναδιαία κυψελίδα, είναι το μικρότερο παραλληλεπίπεδο, το οποίο επαναλαμβάνεται σε τρεις διαστάσεις και δημιουργεί τον κρύσταλλο.

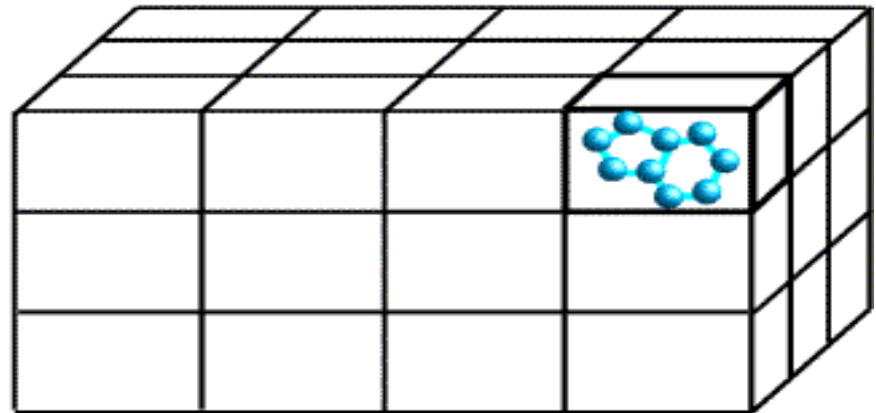
molecule



unit cell

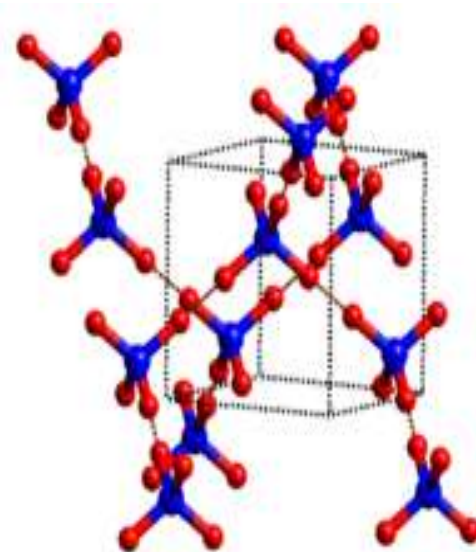


crystal



<http://260h.pbworks.com/w/page/30814223/X%20Ray%20Crystallography>

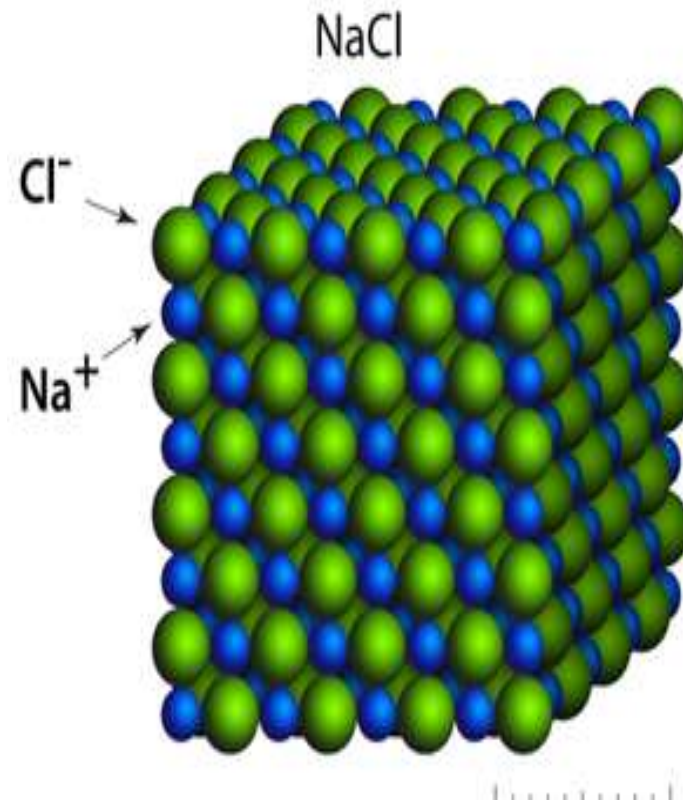
- Το ιώδιο (I_2), η ζάχαρη ($C_{12}H_{22}O_{11}$), και το πολυαιθυλένιο είναι παραδείγματα μοριακών στερεών σε θερμοκρασία δωματίου. Επίσης τα παγωμένα ευγενή αέρια, είναι και αυτά παραδείγματα μοριακών στερεών. Το νερό και το βρώμιο είναι υγρά που σχηματίζουν μοριακά στερεά όταν ψύχονται.
- Οι διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται σε αυτούς είναι ασθενείς (παραδείγματα δυνάμεις διασποράς ή δεσμοί υδρογόνου), με αποτέλεσμα, τα σημεία τήξης και βρασμού των μοριακών κρυστάλλων να είναι πολύ χαμηλότερα των ομοιοπολικών και ιοντικών. Χωρίς ιόντα ή ελεύθερα ηλεκτρόνια, οι μοριακοί κρύσταλλοι είναι κακοί ηλεκτρικοί αγωγοί.



<https://chem.libretexts.org>

Ετεροπολικοί Κρύσταλλοι

- Αποτελούνται από εναλλασσόμενα θετικά και αρνητικά φορτισμένα ιόντα που συγκρατούνται με δυνάμεις Coulomb στο κρυσταλλικό πλέγμα.
- Η συνοχή τους είναι μεγάλη.
- Τα Σ.Τ. και Σ.Ζ. είναι μεγάλα όχι όμως μεγαλύτερα των ομοιοπολικών κρυστάλλων.
- Οι δεσμοί δεν κατευθύνονται όπως στους ομοιοπολικούς κρυστάλλους για το λόγο αυτό σπάνε εύκολα.
- Οι ιονικοί κρύσταλλοι είναι κακοί αγωγοί της θερμότητας και του ηλεκτρισμού, (τα ιόντα τους δεν κινούνται εύκολα). Τα διαλύματά τους είναι καλοί αγωγοί.
- Χαρακτηριστικό παράδειγμα ιονικού κρυστάλλου είναι το NaCl.



<http://nersp.osg.ufl.edu/~wsawyer/atoms/chapter4/chapter4.html>

Ομοιοπολικοί Κρύσταλλοι



Διαμάντι



Γραφίτης

<http://www.qsstudy.com/chemistry/bonding-in-network-covalent-crystals-and-their-characteristic>

- Είναι σπάνιοι και πολύ σταθεροί. Η πιο σκληρή φυσική ουσία είναι η αλλοτροπική μορφή του άνθρακα, ο αδάμαντας.
- Έχουν ισχυρά κατευθυνόμενους δεσμούς και παραμορφώνονται για το λόγο αυτό δύσκολα.
- Δεν διαλύονται στο νερό ή στους οργανικούς διαλύτες
- Έχουν πολύ ψηλά Σ.Τ. και Σ.Ζ..
- Είναι κακοί αγωγοί της θερμότητας και του ηλεκτρισμού, (εκτός από το γραφίτη ο οποίος είναι επίσης αλλοτροπική μορφή του άνθρακα).
- Στους κρυστάλλους τους εκτός από τους ομοιοπολικούς δεσμούς, είναι δυνατόν να αναπτύσσονται και άλλοι όπως οι δυνάμεις Van der Waals στο γραφίτη.
- Τέτοιες ουσίες είναι ο αδάμαντας, ο γραφίτης, ο χαλαζίας κ.α..

Βιβλιογραφία

- ΣΥΓΧΡΟΝΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ (10η Διεθνής Έκδοση), Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 41964283, Έκδοση: 1η/2014, Συγγραφείς: Darrell Ebbing, Steven Gammon, ISBN: 978-618-5061-02-9, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): ΤΡΑΥΛΟΣ & ΣΙΑ ΟΕ
- Εισαγωγή στην ανόργανη και γενική Χημεία, Κωδικός βιβλίου στον Εύδοξο: 68407230, Έκδοση: 2^η έκδοση/2014, Συγγραφείς: Νικόλαος Χατζηλιάδης, ISBN: 9789609322072, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): UNIBOOKS, ΙΚΕ.
- Γενική Χημεία, 13^η έκδοση, Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 50655974, Έκδοση: 13^η/2015, Συγγραφείς: Brown T. - LeMay E. - Burste B. - Murphy C. - Woodward P. - Stoltzfus M., ISBN: 978-960-418-515-3, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): ΕΚΔΟΣΕΙΣ Α. ΤΖΙΟΛΑ & ΥΙΟΙ Α.Ε.
- Γενική και Ανόργανη Χημεία, Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 22766911, Έκδοση: 1^η έκδ./2012, Συγγραφείς: Λάλια - Καντούρη Μαρία, Παπαστεφάνου Στέργιος, ISBN: 978-960-456-335-7, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): Ζήτη Πελαγία & Σια Ι.Κ.Ε.
- <https://www.britannica.com/>
- <https://www.unf.edu/~michael.lufaso/chem2046H/2046chapter11.pdf>
- <https://www.chem.purdue.edu/gchelp/liquids/critical.html>
- <https://courses.lumenlearning.com/introchem/chapter/solid-to-gas-phase-transition/>
- https://saylordotorg.github.io/text_general-chemistry-principles-patterns-and-applications-v1.0/s16-solids.html
- http://old-2017.metal.ntua.gr/index.pl/mineralogy_minanalysis_05a
- <https://publications.nigms.nih.gov/structlife/chapter2.html>