ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

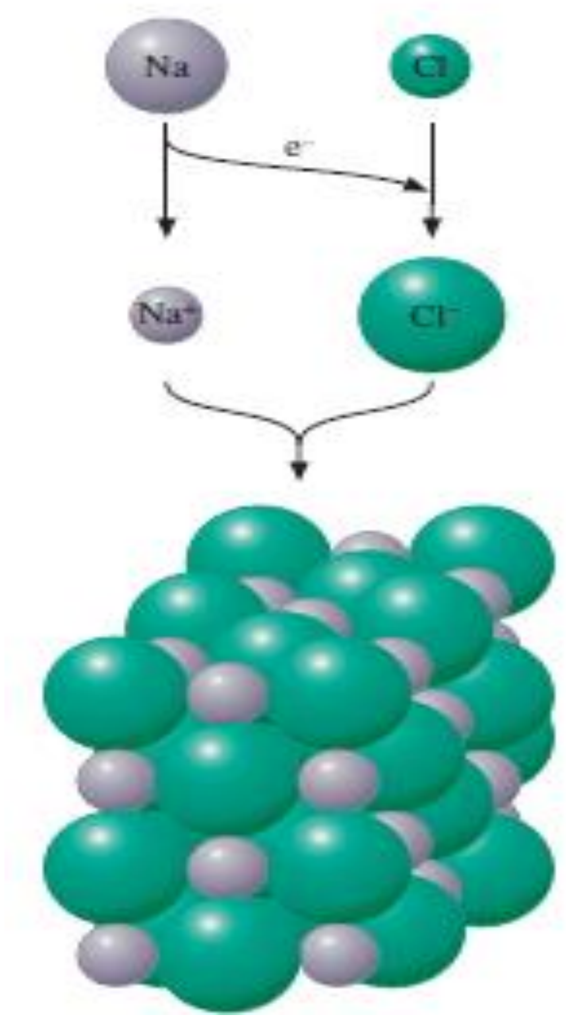
Τμήμα Αειφορικής Γεωργίας
Γεωπονική Σχολή

ΓΕΝΙΚΗ – ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

- **ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ: Ιοντικός δεσμός, Ομοιοπολικός δεσμός, Πολωμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί, Ηλεκτραρνητικότητα, Πολικά μόρια**
- **ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΥΛΗΣ: Υγρή και Στερεή Κατάσταση, Φάσεις, Ιδιότητες Υγρών**
- **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

Σύμβολα Lewis με ηλεκτρόνια κουκίδες

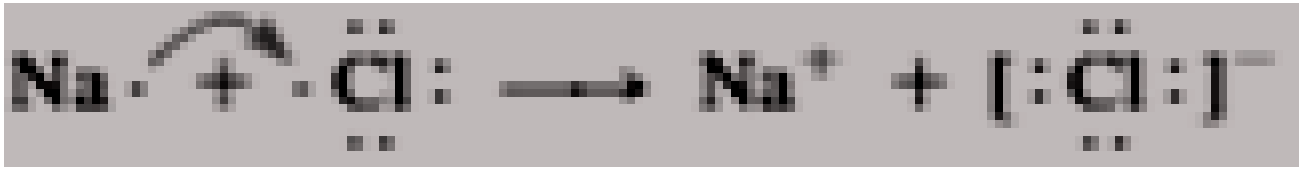
- Τα ηλεκτρόνια του φλοιού σθένους ατόμου ή ιόντος τοποθετούνται με μορφή κουκίδων γύρω από το σύμβολο του στοιχείου.
- Οι κουκίδες τοποθετούνται ανά μια σε κάθε πλευρά του συμβόλου έως ότου καταλειφθούν και οι τέσσερεις πλευρές και μετά τοποθετούνται και δεύτερες κουκίδες μέχρι που όλα τα ηλεκτρόνια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

GENERAL CHEMISTRY EBBING GAMMON NINTH EDITION

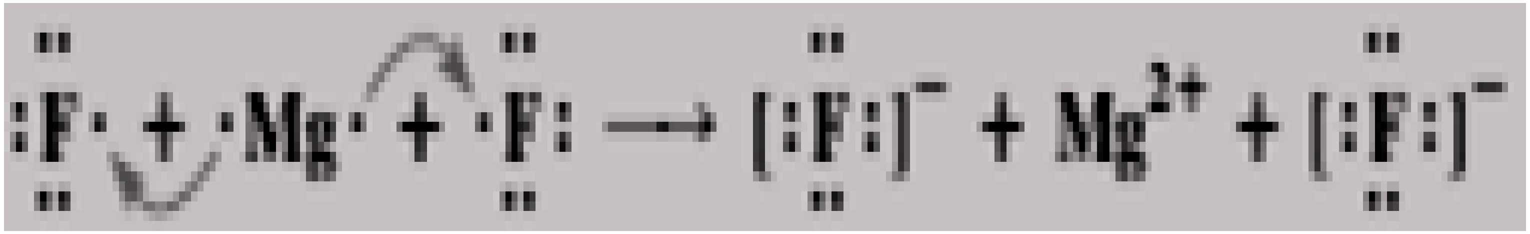
TABLE 9.1 Lewis Electron-Dot Symbols for Atoms of the Second and Third Periods

Period	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.**

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 αυτή με τη χαμηλότερη ενέργεια.

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: O 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

- 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.

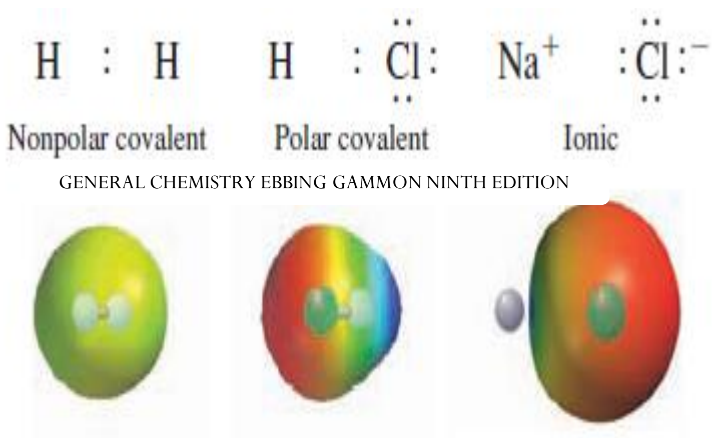
Walter Heinrich Heitler (1904–1981)

Fritz London (1928-1954)

CHI_3 CCl_4

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).

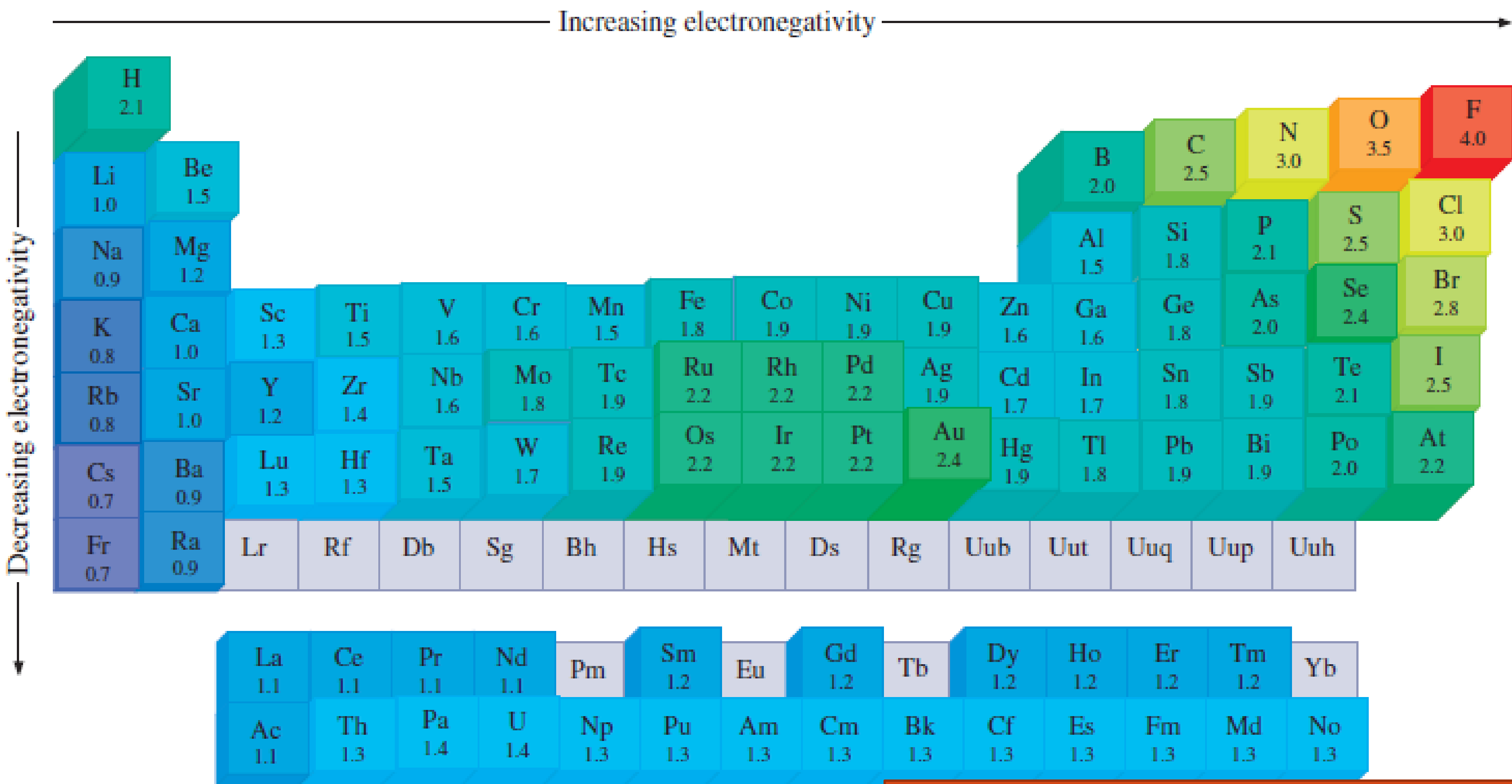


GENERAL CHEMISTRY EBBING GAMMON NINTH EDITION

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

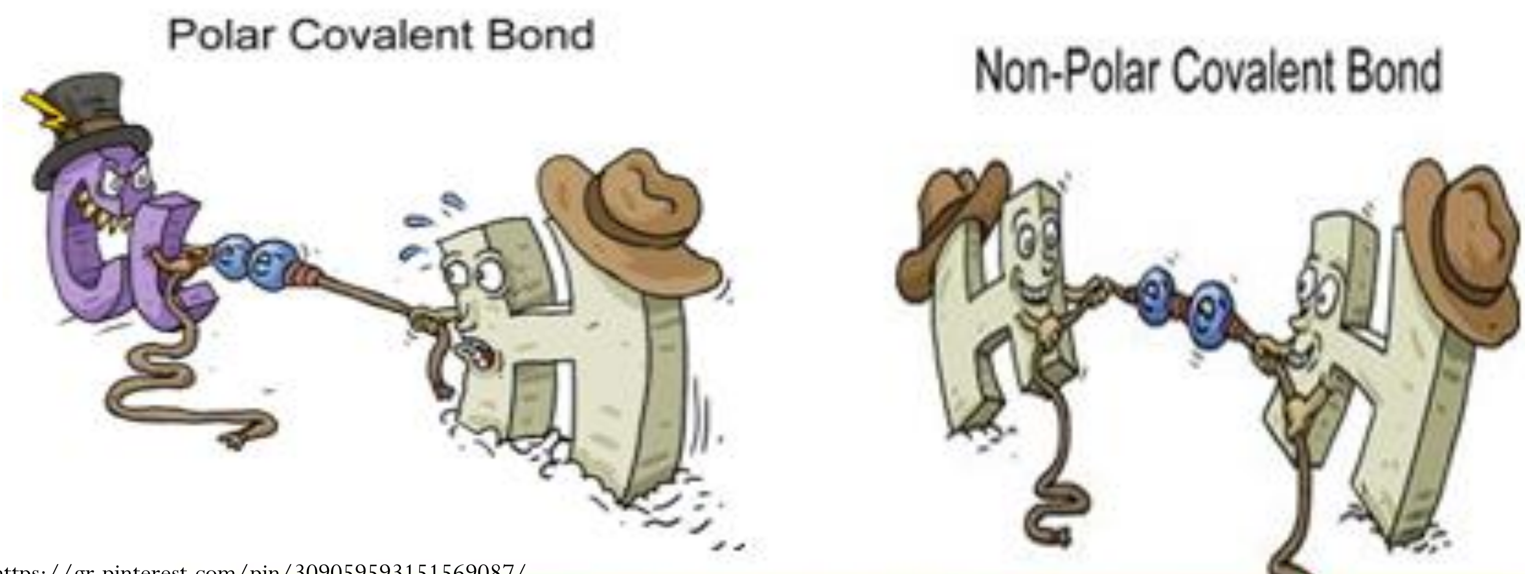
Μεταξύ μετάλλων και αμέταλλων συνήθως οι δεσμοί είναι ιοντικοί. Μεταξύ αμέταλλων όπου οι διαφορές ηλεκτραρνητικότητας είναι μικρές, σχηματίζονται ομοιοπολικοί δεσμοί.



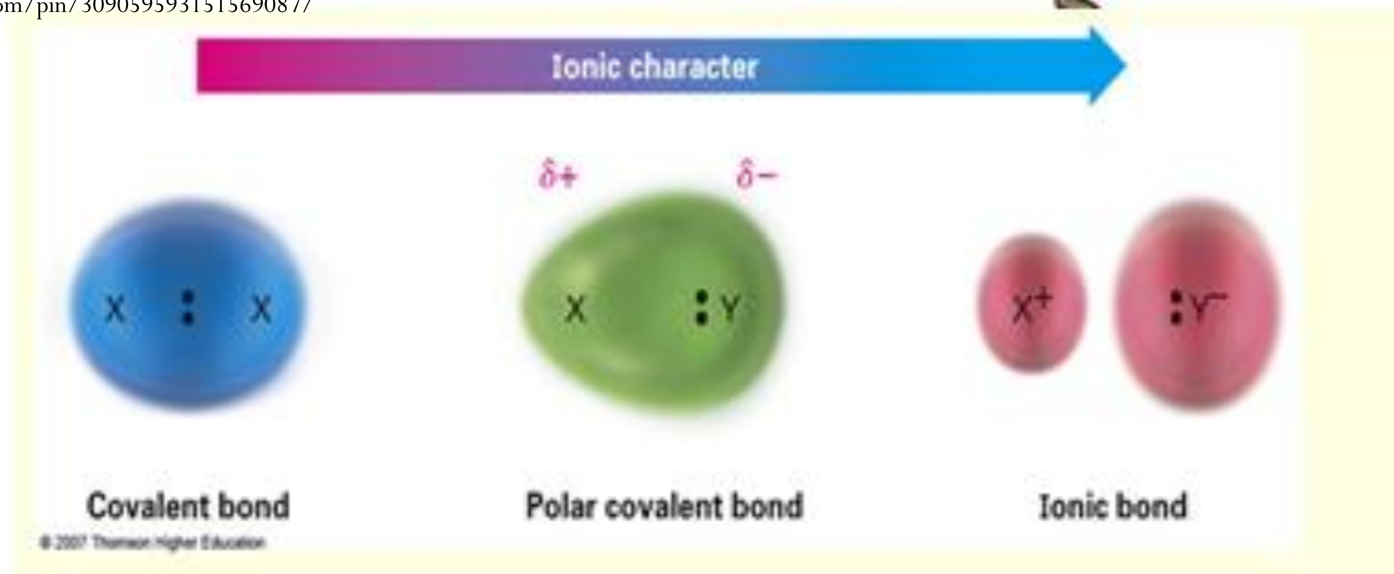
$$X = \frac{I.E. - E.A.}{2}$$

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

Αγγελική Απ. Γαλάνη



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 Å

- **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.**

$$A^{\delta+} - B^{\delta-}$$

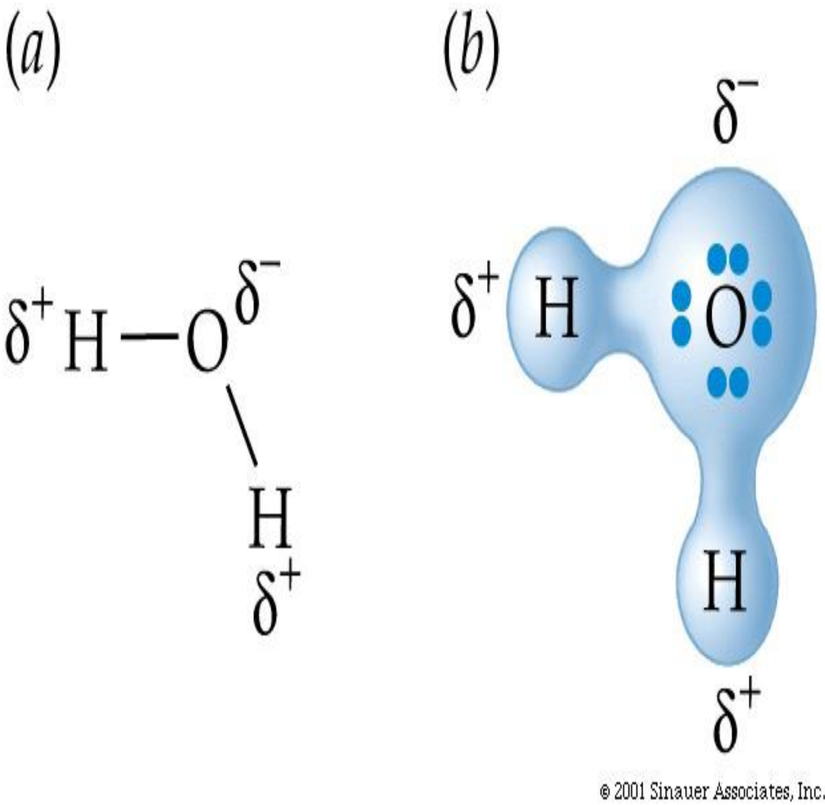
Πολικά μόρια

- **<u>Πολικά,</u>** 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 (Α-Β)

  \- Πολυατομικά μόρια με πολωμένους δεσμούς και κατάλληλη γεωμετρία.

Παράδειγμα



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

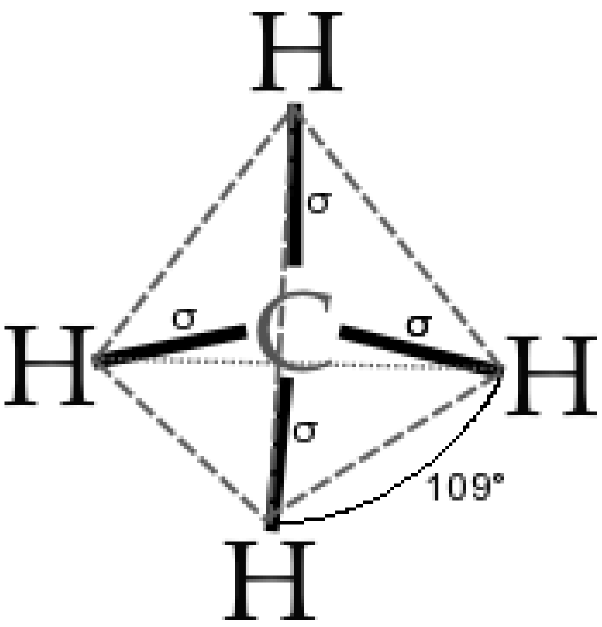
Μη πολικά μόρια

- **<u>Μη πολικά,</u> ονομάζονται τα μόρια τα οποία δεν εμφανίζουν διπολική ροπή (μ = 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.

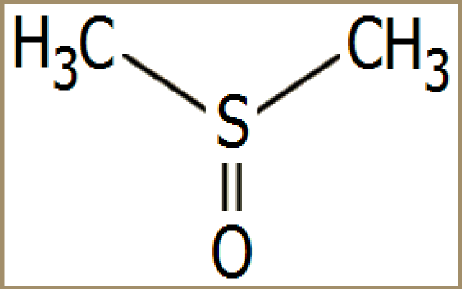
Παράδειγμα



http://el.wikibooks.org

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΠΟΛΙΚΩΝ ΜΟΡΙΩΝ

HCl, HBr, HF, H_2O, NH_3, SO_2, ROH, RCOOH, CH_2Cl_2, CH_3Cl, Διμέθυλοσουλφοξείδιο, (DMSO CH_3SCH_3)



Τα πολικά μόρια συμπεριφέρονται ως ηλεκτρικά δίπολα.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΜΗ ΠΟΛΙΚΩΝ ΜΟΡΙΩΝ

Μόρια χημικών στοιχείων: H_2, O_2, N_2, Cl_2, S_8

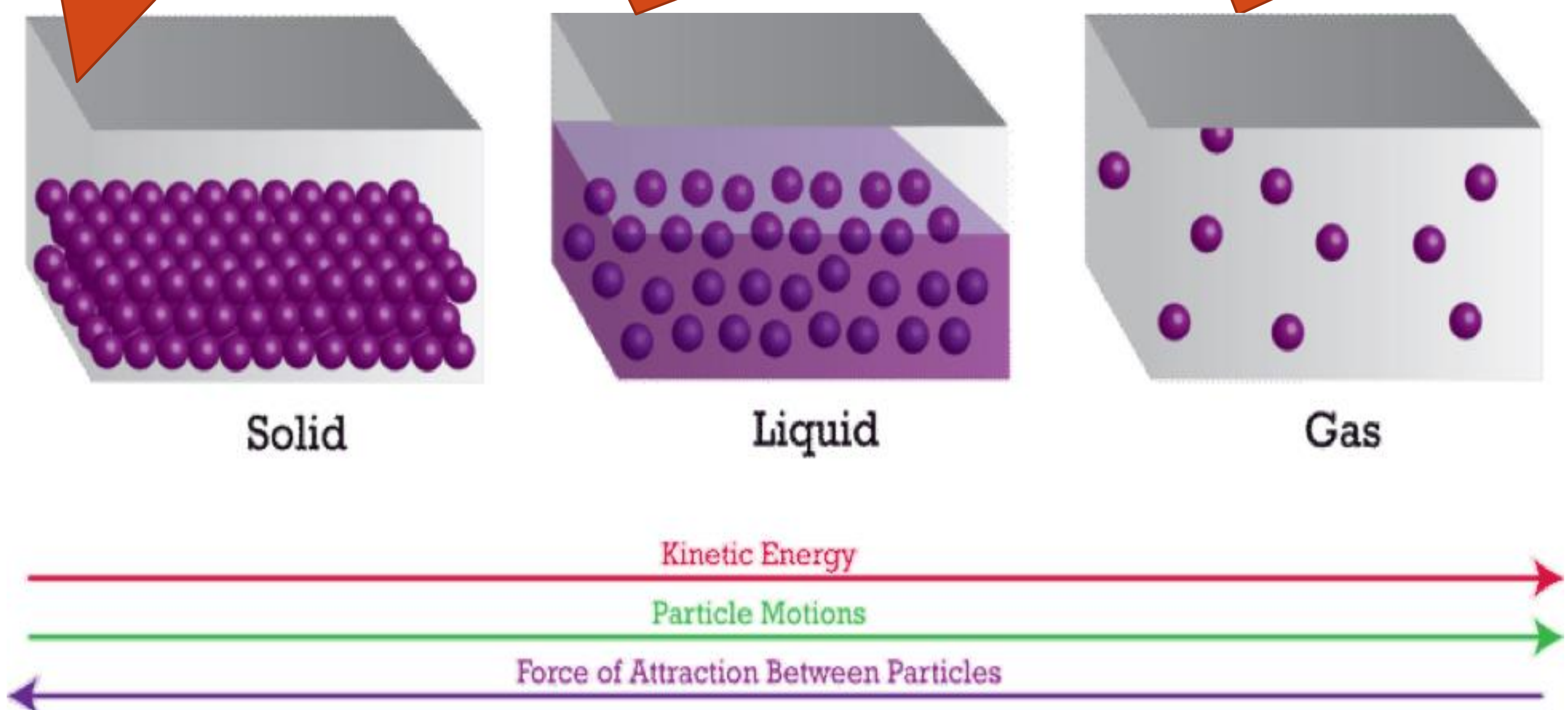
Μόρια χημικών ενώσεων: CH_4, CO_2, CCl_4, C_vH_{2v+2}, CH_2CH_2

Καταστάσεις της ύλης

Ασυμπίευστα, δύσκαμπτα, δεν ρέουν

Σχετικά ασυμπιεστά ρευστά

Συμπιεστά ρευστά



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

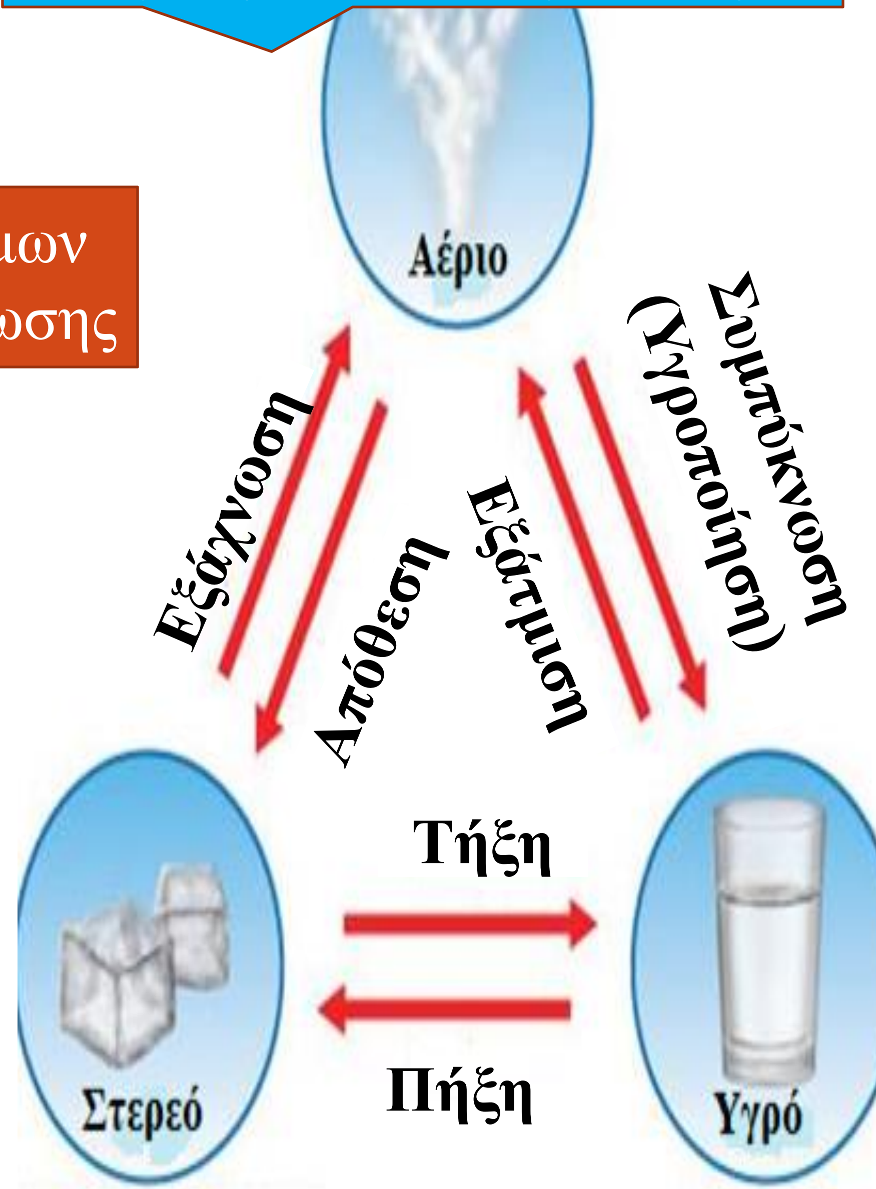
- **Τήξη:** Μετάβαση στερεού στην υγρή κατάσταση.
- **Πήξη:** Μετάβαση υγρού στη στερεή κατάσταση.
- **Εξάτμιση:** Η μετατροπή υγρού σε ατμό.

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

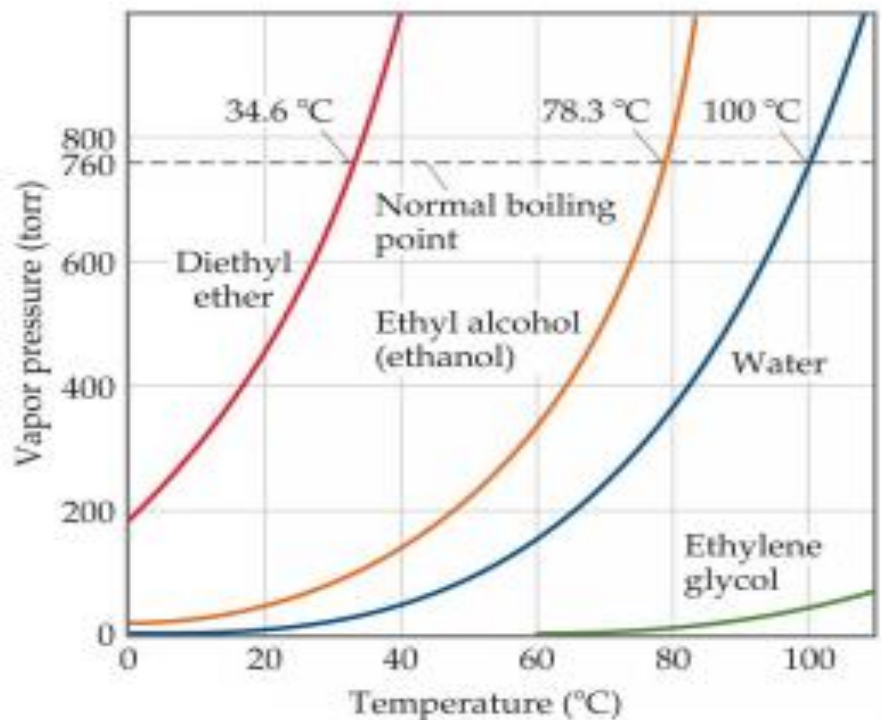


- **Τάση ατμών υγρού:** Η μερική πίεση του ατμού πάνω από το υγρό, μετρημένη σε κατάσταση ισορροπίας, σε δεδομένη θερμοκρασία. Δηλαδή η πίεση που ασκούν οι ατμοί του υγρού πάνω από την επιφάνεια του σε κλειστό δοχείο, όταν το σύστημα βρίσκεται σε ισορροπία. Ουσίες με ισχυρές διαμοριακές δυνάμεις έχουν χαμηλή τάση ατμών, αφού αυτές είναι υπεύθυνες για τη συγκράτηση των μορίων μεταξύ τους και όταν είναι ισχυρές απαιτείται περισσότερη ενέργεια για να διαφύγουν τα μόρια από την υγρή και να περάσουν στην αέρια φάση.

Παραδείγματα

- ✓ Το νερό σχηματίζει διαμοριακά ισχυρούς δεσμούς υδρογόνου και άρα έχει χαμηλότερη τάση ατμών σε σχέση με άλλες ουσίες.
- ✓ Τα περισσότερα στερεά έχουν μηδαμινή τάση ατμών, εκτός κάποιων (μοριακών συνήθως), που παρουσιάζουν σημαντική Τέτοιο είναι ο πάγος που σε O °C εξαχνώνεται περνώντας από την στερεή κατευθείαν στην αέρια φάση.

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 Ct 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 ≡ 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}**

$$H_2O(s) \longrightarrow H_2O(l)\ \Delta H_{fus} = 6.01\ \mathrm{kJ/mol}$$

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

$$H_2O(l) \longrightarrow H_2O(g)\ \Delta H_{vap} = 40.7\ \mathrm{kJ/mol}$$

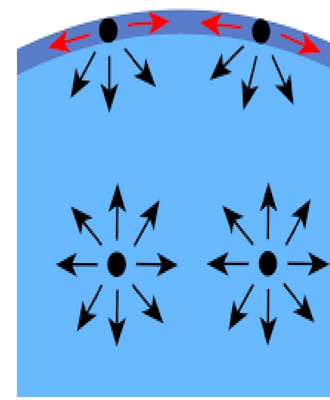
Στην ψύξη που δημιουργείται από την εξάτμιση, βασίζεται η λειτουργία του ψυγείου

- 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.

ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΥΓΡΩΝ

- **Επιφανειακή Τάση**

Η τάση υδάτινων επιφανειών σε ηρεμία να συρρικνώνονται στη μικρότερη δυνατή επιφάνεια. Είναι συνέπεια των ελκτικών δυνάμεων (δυνάμεων συνοχής), των μορίων του υγρού. Τα μόρια του υγρού έλκονται μεταξύ τους με ισχυρότερες δυνάμεις (συνοχή) από ό,τι έλκονται από τα μόρια του αέρα (συνάφεια). Αυτό δημιουργεί μια τάση προς τα μέσα που ελαχιστοποιεί την επιφάνεια του υγρού.



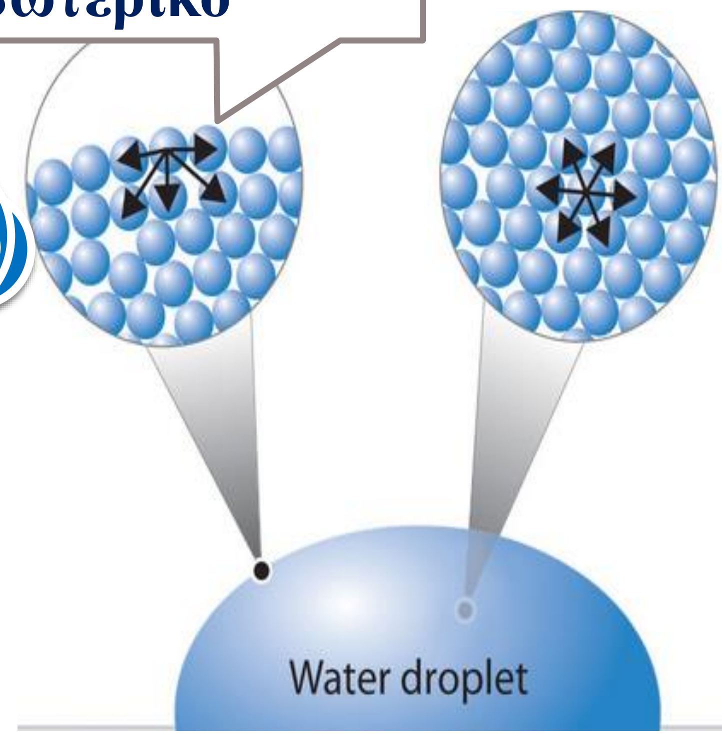
Παραδείγματα φαινομένου επιφανειακής τάσης

- ✓ Σταγόνες βροχής
- ✓ Σταγόνες στη βρύση
- ✓ Καμπύλωση επιφάνειας νερού σε ποτήρι
- ✓ Αντικείμενα μεγαλύτερης πυκνότητας από το νερό (ξυραφάκια, έντομα κ.α.), να επιπλέουν στην επιφάνεια του χωρίς να βυθίζονται

- Τα υγρά παρουσιάζουν την τάση να μειώνουν το εμβαδό της επιφάνειας 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 του υγρού: Συνολική δύναμη κατεύθυνσης προς το εσωτερικό

Μόριο στην εσωτερικό του υγρού: Συνολική δύναμη μηδενική

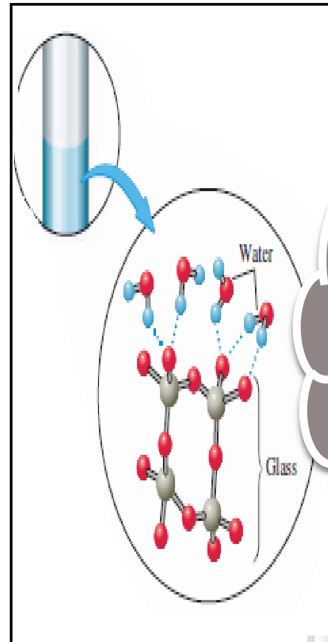


ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΥΓΡΩΝ

- **Τριχοειδής Ανύψωση**

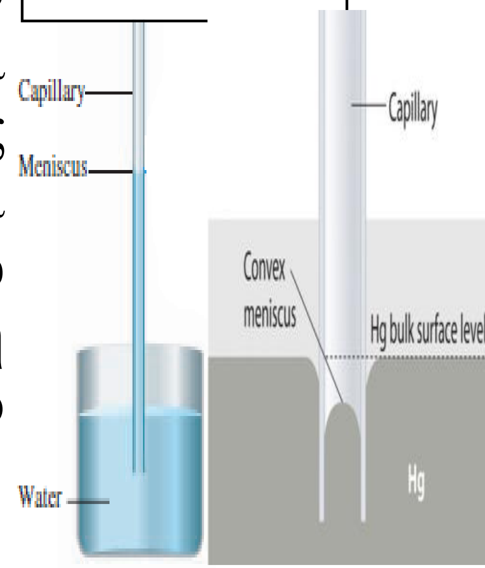
Η διαδικασία κατά την οποία ένα υγρό κινείται μέσα σε στενούς χώρους, για παράδειγμα τριχοειδείς σωλήνες ή πόρους πορωδών υλικών αψηφώντας τη βαρύτητα. Οφείλεται στην αλληλεπίδραση δυνάμεων συνοχής και συνάφειας.

Οι ελκτικές δυνάμεις ανάμεσα στα μόρια του υγρού και στα μόρια του υλικού του στενού σωλήνα είναι ισχυρότερες από τις δυνάμεις συνοχής του υγρού. Τα μόρια του υγρού έλκονται μεταξύ τους και τραβούν προς τα πάνω και άλλα. Η επιφανειακή τάση δημιουργεί την καμπύλη του μηνίσκου που ενισχύει την ανοδική τάση.



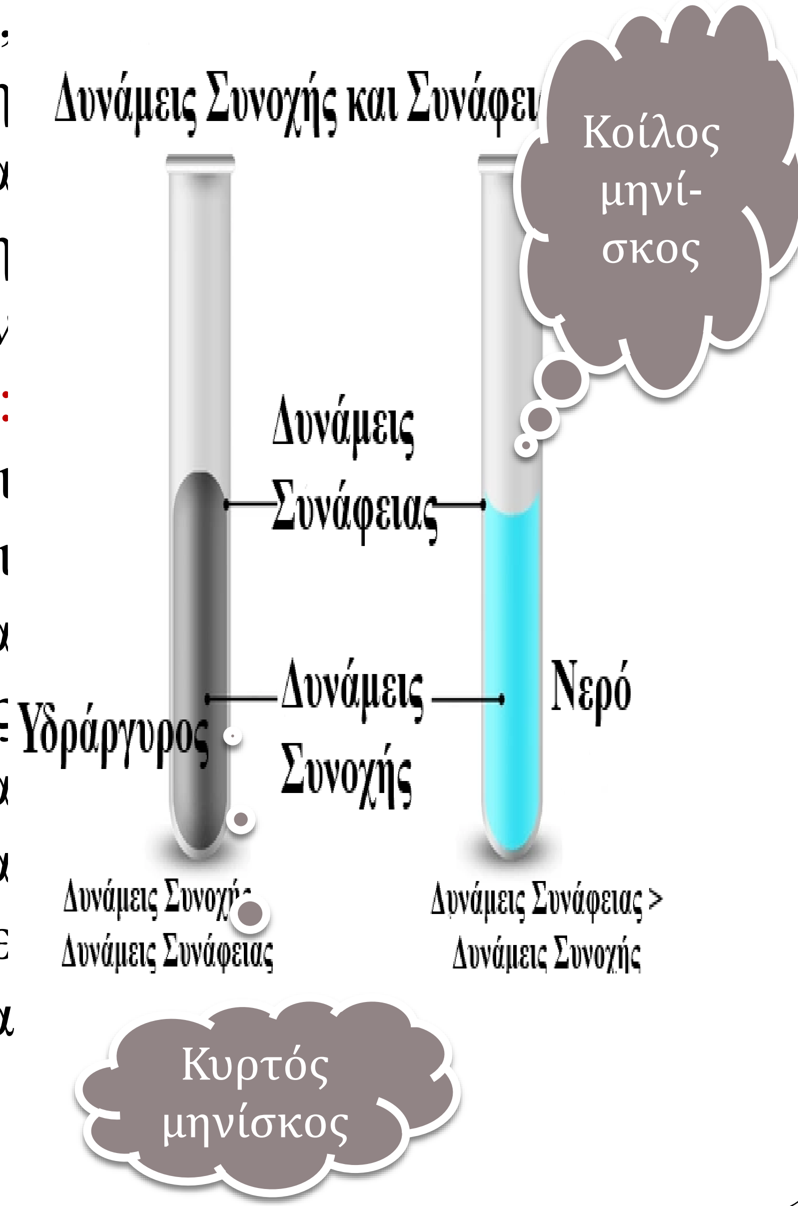
Κοίλος μηνί-σκος

Κυρτός μηνί-σκος



Δυνάμεις συνοχής, Cohesion: Έλξη μεταξύ ίδιων μορίων. Υπεύθυνες για τη διατήρηση της ύλης σε στερεή, υγρή ή αέρια μορφή, με ισχυρότερη ένταση στα στερεά και ασθενέστερη στα αέρια. Σε αυτές οφείλονται η επιφανειακή τάση και το ιξώδες υγρών

Δυνάμεις συνάφειας, Adhesion: Έλξη μεταξύ διαφορετικών μορίων. οι ελκτικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ διαφορετικών μορίων, όπως για παράδειγμα μεταξύ ενός υγρού και μιας στερεής επιφάνειας.. Η συνάφεια καθορίζει την ικανότητα υγρού να "διαβρέχει" μια επιφάνεια. Συνδέεται με τη γωνία επαφής: μια μικρότερη γωνία επαφής δείχνει ισχυρότερη συνάφεια.



ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΥΓΡΩΝ

- **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.

Η γλυκερόλη έχει μεγαλύτερο ιξώδες από το νερό.

Αγγελική Απ. Γαλάνη

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	$Na^+\cdots O$ (with two H)
H-Bonding	δ^- —A—H δ^+ ·······:B— δ^-	Polar bond to H–dipole charge (high EN of N, O, F)	10-40	H—O—H····O—H (with H)
Dipole-Dipole		Dipole charges	5-25	H—Cl····H—Cl
Ion-Induce Dipole		Ion charge–polarizable e^- cloud	3-15	$Fe^{2+}\cdots\cdots O_2$
Dipole-Inducel Dipole		Dipole charge–polarizable e^- cloud	2-10	H—Cl····Cl—Cl
Dispersion (London)		Polarizable e^- clouds	0.05-40	F—F····F—F

https://allaboutintermolecularforces.weebly.com/intramolecular-vs-intermolecular.html

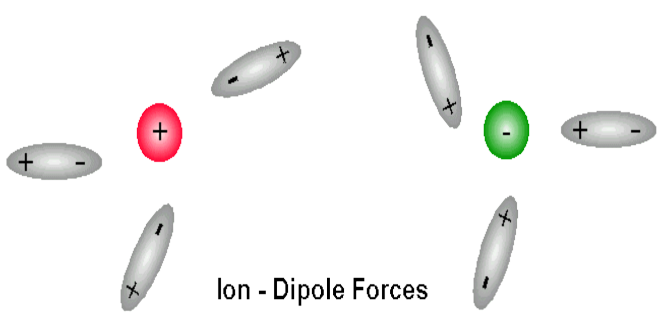
ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

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

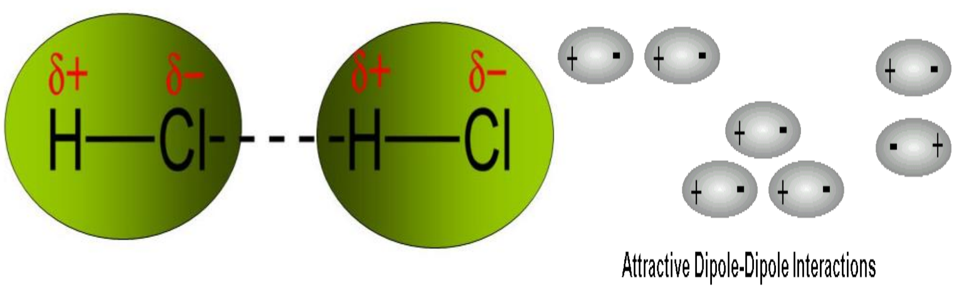
Δυνάμεις ιόντος - διπόλου

- Είναι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως που εμφανίζονται μεταξύ ενός διπόλου μορίου και ενός ιόντος (ανιόν ή κατιόν). Η ισχύς τους εξαρτάται από το μέγεθος και το φορτίο των ιόντων και από το μέγεθος και τη διπολική ροπή του μορίου.



Δυνάμεις διπόλου - διπόλου

- Ελκτικές διαμοριακές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως που προκύπτουν από την τάση διπόλων μορίων να ευθυγραμμίζονται ώστε το θετικό άκρο του ενός να είναι κοντά στο αρνητικό άκρο του άλλο. Εάν δύο πολικά μόρια προσανατολιστούν κατάλληλα, έλκονται μεταξύ τους και πλησιάζουν το ένα στο άλλο, ώστε να έχουν μικρότερη ενέργεια, και μεγαλύτερη σταθερότητα.



Αγγελική Απ. Γαλάνη

Δυνάμεις διπόλου – στιγμιαίου διπόλου

- Ασθενείς ηλεκτροστατικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ πολικών και μη πολικών μορίων. Το μη πολικό μόριο πολώνεται επαγωγικά από το πολικό κι έτσι δημιουργείται στιγμιαίο δίπολο.

Παράδειγμα: Οι δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ μορίων HCl και μορίων I_2

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

- 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. Εξηγούν την υγροποίηση των μη πολικών μορίων.

Παράδειγμα: Οι δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ ευγενών αερίων και μεταξύ των μορίων των χημικών στοιχείων.

Ισχύς δυνάμεων διπόλου διπόλου

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

Ισχύς δυνάμεων London

Εξαρτάται:

- Από το μοριακό βάρος Mr. Με την αύξηση του Mr 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.

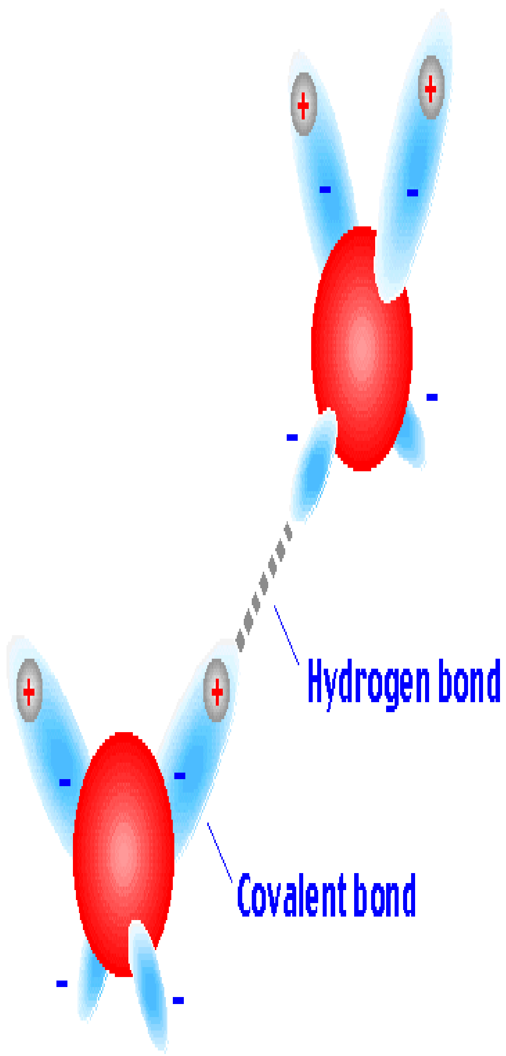
Δεσμός Υδρογόνου

- Ειδική περίπτωση διαμοριακής δυνάμεως μεταξύ διπόλου – διπόλου που 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 Η στην ένωση συνδέεται ταυτόχρονα με δύο πολύ ηλεκτραρνητικά άτομα:

  - ✓ ένα στο ίδιο μόριο, (με ομοιοπολικό δεσμό)
  - ✓ ένα σε άλλο μόριο, (με δεσμό υδρογόνου)

Ο δεσμός υδρογόνου συμβολίζεται με τελείες (. . . .) Είναι ασθενέστερος του ετεροπολικού και του ομοιοπολικού δεσμού αλλά ισχυρότερος των άλλων δυνάμεων Van der Waals.



Συνέπειες 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).

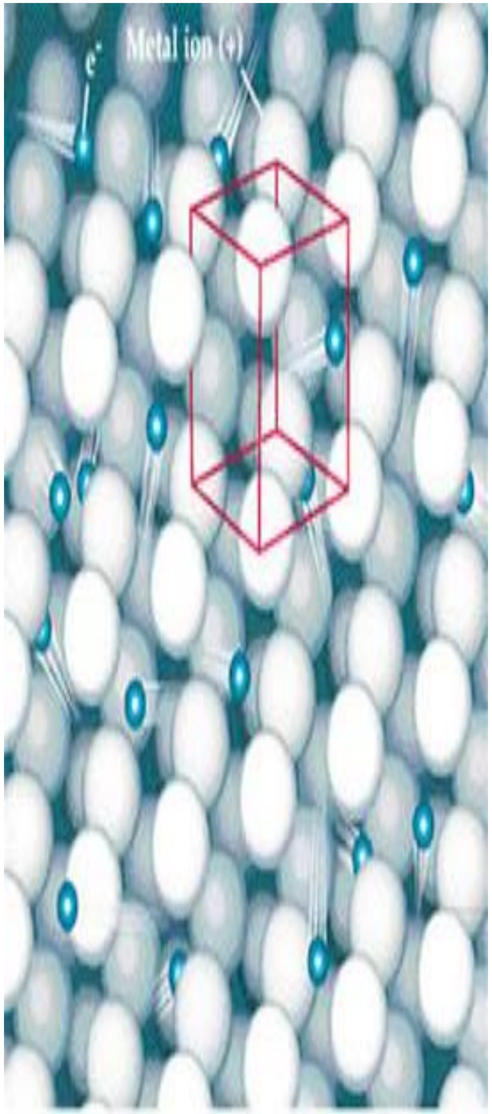
Επίδραση διαμοριακών δυνάμεων στις φυσικές ιδιότητες των σωμάτων

- **Επίδραση στη διαλυτότητα:** Οι πολικές ουσίες διαλύονται σε πολικούς διαλύτες και οι μη πολικές σε μη πολικούς διαλύτες. ΤΑ ΟΜΟΙΑ ΔΙΑΛΥΟΥΝ ΟΜΟΙΑ
- **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. (Το σ.ζ. αυξάνεται με την αύξηση του μοριακού βάρους και της διπολικής ροπής των μορίων. Σε όποιες περιπτώσεις εμφανίζονται δεσμοί υδρογόνου το σ.ζ. είναι πολύ υψηλό.
- **Επίδραση στην υγροποίηση αερίων:** Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις, τόσο ευκολότερα υγροποιείται ένα αέριο.

Ιόντος-διπόλου>δεσμός υδρογόνου>διπόλου-διπόλου>διπόλου-στιγμιαίου διπόλου >στιγμιαίου διπόλου – στιγμιαίου 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. Κατά ένα τρόπο είναι κοινό κτήμα όλων των ατόμων.
- Κατά τη μετάβαση από τον ένα πυρήνα στον άλλο, κάθε ένας πυρήνας φορτίζεται στιγμιαία θετικά. Δημιουργούνται ηλεκτροστατικές έλξεις μεταξύ πυρήνων και ελεύθερα κινούμενων ηλεκτρονίων που συγκρατούν τους πυρήνες μεταξύ τους.
- Ένα μέταλλο παριστάνεται από διάταξη θετικών ιόντων μέσα σε θάλασσα ηλεκτρονίων σθένους ελεύθερων να κινηθούν σε όλο το μεταλλικό κρύσταλλο. Το μοντέλο εξηγεί πολύ καλά την ηλεκτρική αγωγιμότητα των μετάλλων όχι όμως τις άλλες ιδιότητές τους.



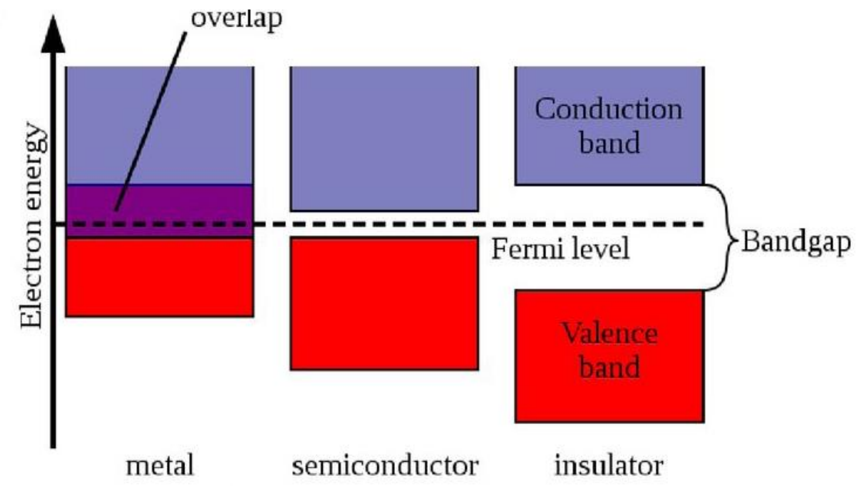
- Η θεωρία των μοριακών τροχιακών (που σχηματίζονται από την αλληλοεπικάλυψη των ατομικών τροχιακών), εξηγεί λεπτομερέστερα τον μεταλλικό δεσμό.
- Υπάρχουν περιπτώσεις που από την αλληλοεπικάλυψη των ατομικών τροχιακών τριών ή περισσοτέρων ατόμων, οδηγούμαστε σε μοριακά τροχιακά που περιβάλλουν ταυτόχρονα όλα τα άτομα και ονομάζονται μη εντοπισμένα τροχιακά. Πάντα ο αριθμός των μοριακών τροχιακών που σχηματίζονται ισούται με τον αριθμό των ατομικών τροχιακών που αλληλεπικαλύπτονται.
- 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 θεωρεία των μοριακών τροχιακών για τα μέταλλα λέγεται συχνά θεωρεία ταινιών**. Μέσω αυτών των ταινιών κινούνται ελεύθερα τα ηλεκτρόνια στα μέταλλα.

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

Οι ταινίες που συναντούμε:

- Ταινία σθένους
- Ταινία αγωγιμότητας

Η διαφορά των δύο ταινιών είναι το ενεργειακό χάσμα



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

ΣΤΕΡΕΑ ΣΩΜΑΤΑ

Κρυσταλλικά

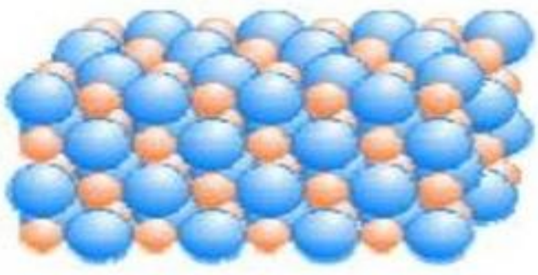
- **Αποτελούνται από έναν ή περισσότερους κρυστάλλους Κάθε κρύσταλλος, έχει καθορισμένη διατεταγμένη δομή σε τρεις διαστάσεις.**

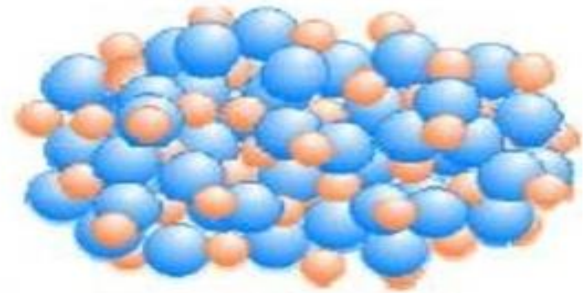
Άμορφα

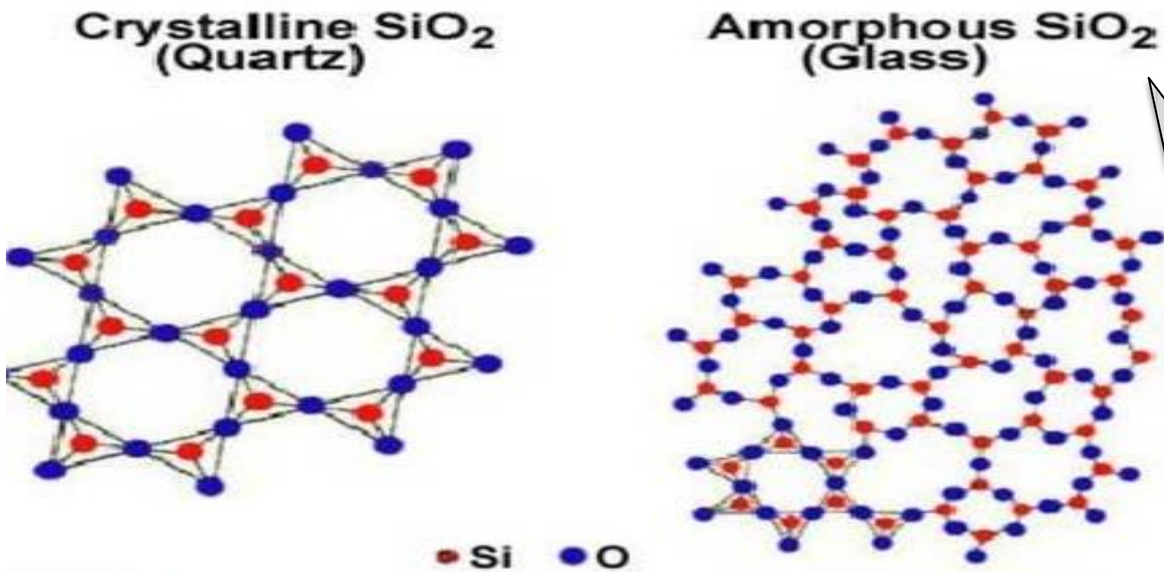
- **Έχουν δομή χωρίς τάξη, δεν έχουν καθορισμένη διάταξη των βασικών μονάδων τους, (των ατόμων, μορίων ή ιόντων).**

Κρυσταλλικά

Άμορφα





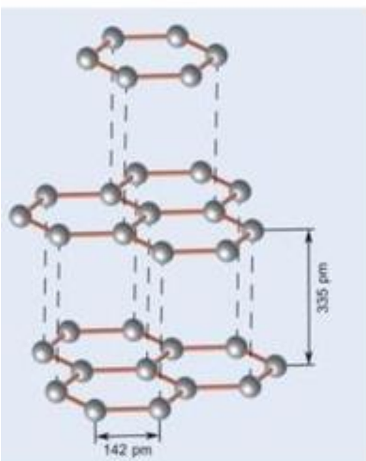


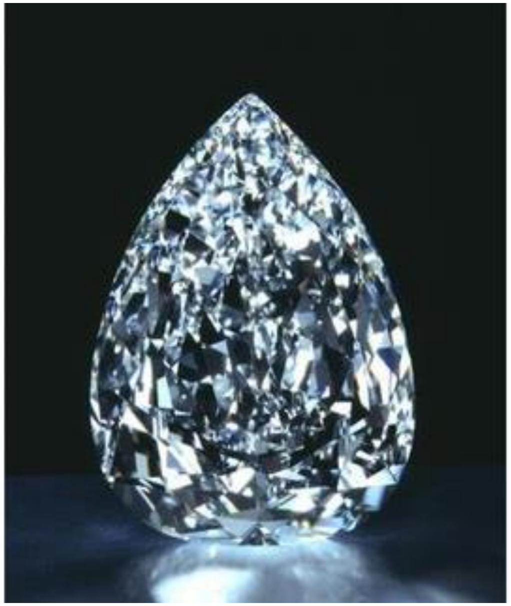
http://www.nde-ed.org/EducationResources/CommunityCollege/Materials/Structure/s

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

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

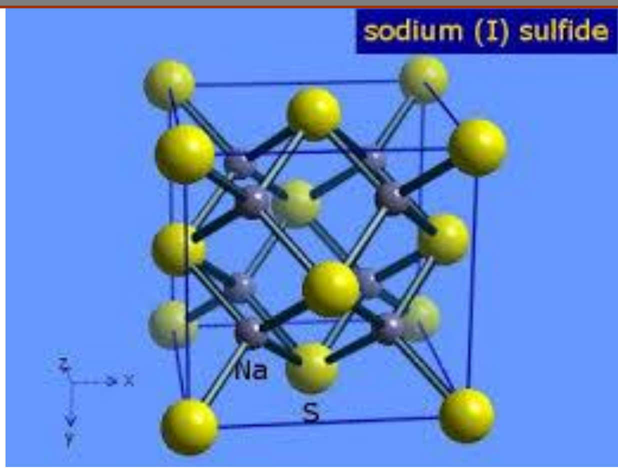




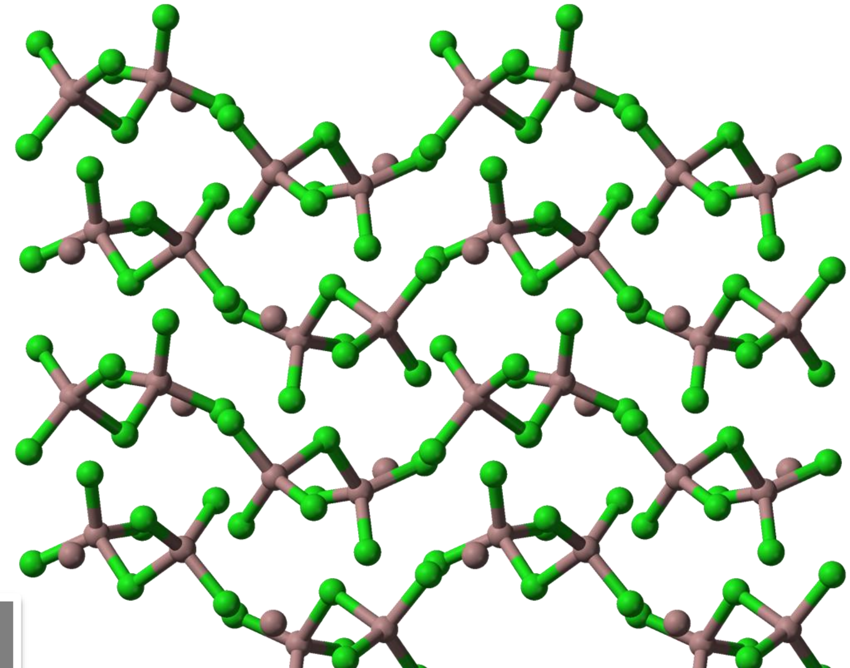
https://ppt-online.org/100055

ΤΕΣΣΕΡΕΙΣ ΤΥΠΟΙ ΣΤΕΡΕΩΝ

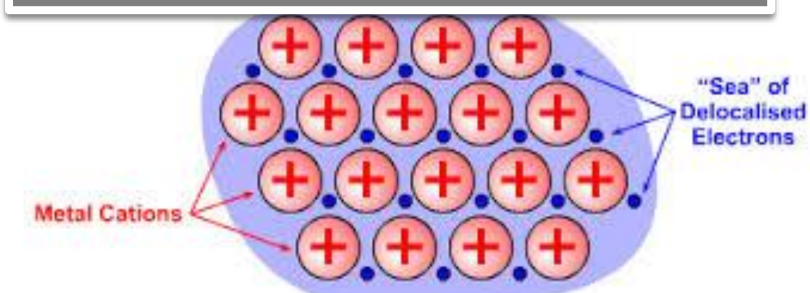
ΙΟΝΙΚΑ
Sodium sulfide, NaS



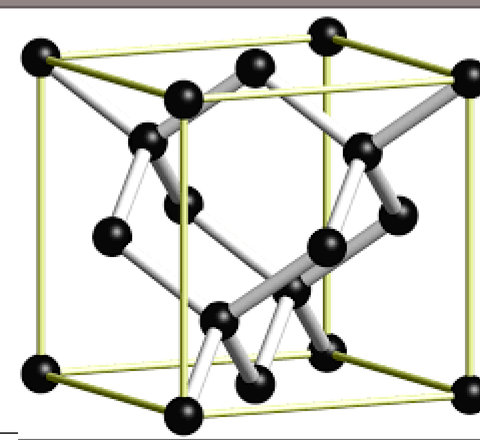
ΜΟΡΙΑΚΑ
Carbon tetrachloride, CCl_4



ΜΕΤΑΛΛΑ
Calcium metal, Ca



ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΑ C(diamond)



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_2O, 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

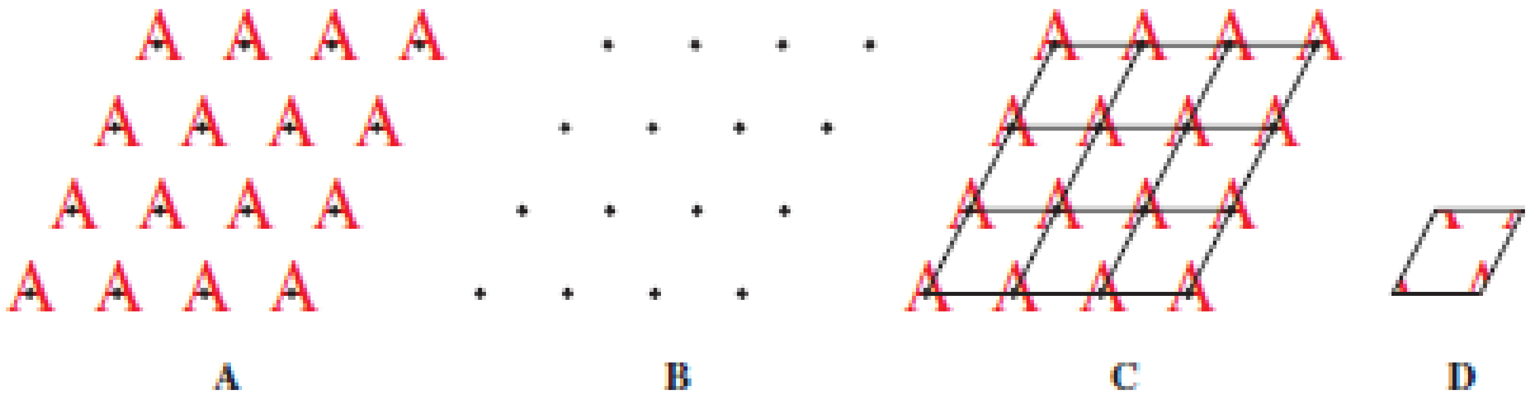
Κρύσταλλος

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

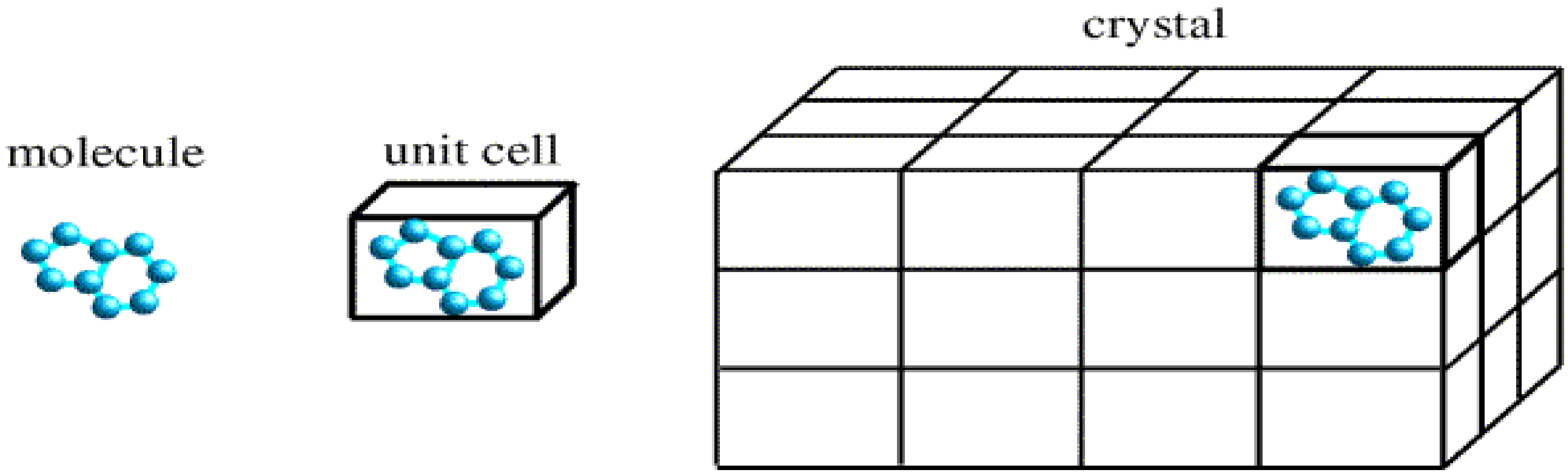
- **Μπορούμε να περιγράψουμε ένα τρισδιάστατο κρύσταλλο, καθορίζοντας το μέγεθος, το σχήμα και το περιεχόμενο της απλούστερης επαναλαμβανόμενης μονάδας και τον τρόπο με τον οποίο οι επαναλαμβανόμενες μονάδες, στοιβάζονται για να σχηματίσουν τον κρύσταλλο.**
- **Συμβατικά περιγράφεται η συγκροτημένη δομή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



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.

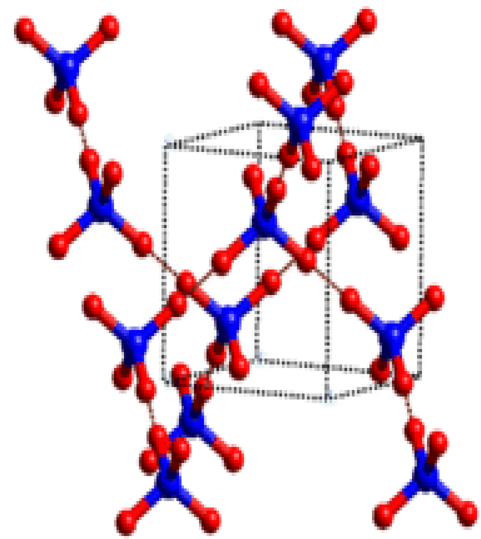
Η μοναδιαία κυψελίδα, είναι το μικρότερο παραλληλεπίπεδο, το οποίο επαναλαμβάνεται σε τρεις διαστάσεις και δημιουργεί τον κρύσταλλο.



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

Μοριακοί Κρύσταλλοι

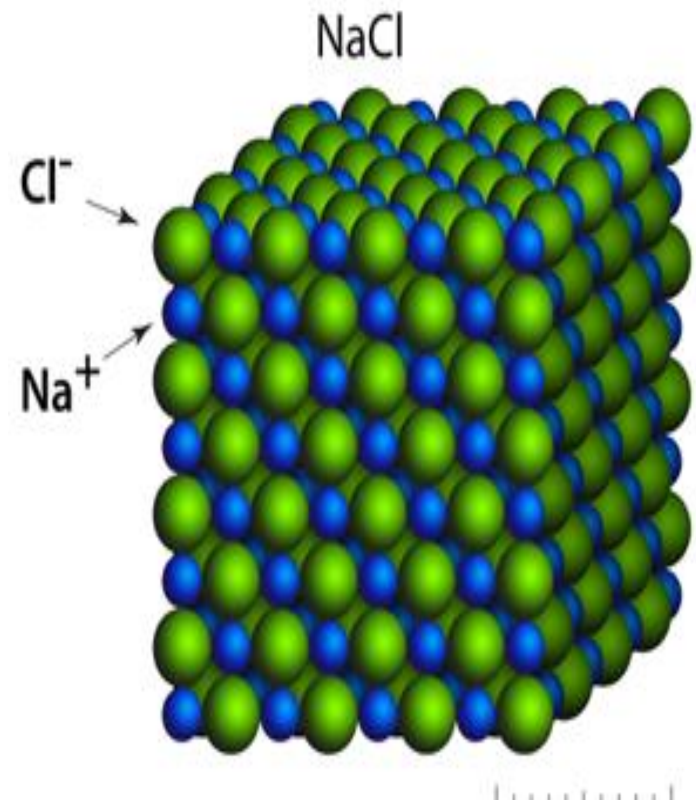
- **Το ιώδιο (I_2), η ζάχαρη ($C_{12}H_{22}O_{11}$), και το πολυαιθυλένιο είναι παραδείγματα μοριακών στερεών σε θερμοκρασία δωματίου. Επίσης τα παγωμένα ευγενή αέρια, είναι και αυτά παραδείγματα μοριακών στερεών. Το νερό και το βρώμιο είναι υγρά που σχηματίζουν μοριακά στερεά όταν ψύχονται.**
- **Οι διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται σε αυτούς είναι ασθενείς (παράδειγμα 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

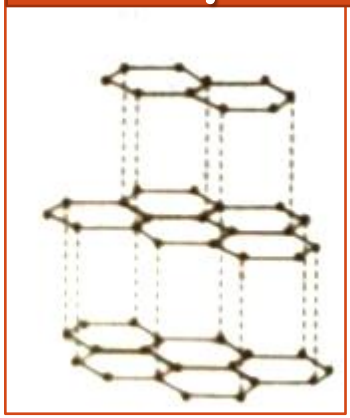
- Αποτελούνται από εναλλασσόμενα θετικά και αρνητικά φορτισμένα ιόντα που συγκρατούνται με δυνάμεις Coulomb στο κρυσταλλικό πλέγμα.
- Η συνοχή τους είναι μεγάλη.
- Τα Σ.Τ. και Σ.Ζ. είναι μεγάλα όχι όμως μεγαλύτερα των ομοιοπολικών κρυστάλλων.
- Οι δεσμοί δεν κατευθύνονται όπως στους ομοιοπολικούς κρυστάλλους 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: 2η έκδοση/2014, Συγγραφείς: Νικόλαος Χατζηλιάδης, ISBN: 9789609322072, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): UNIBOOKS, IKE.
- Γενική Χημεία, 13η έκδοση, Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 50655974, Έκδοση: 13η/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: 1η έκδ./2012, Συγγραφείς: Λάλια - Καντούρη Μαρία, Παπαστεφάνου Στέργιος, ISBN: 978-960-456-335-7, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): Ζήτη Πελαγία & Σια Ι.Κ.Ε.
- http://www.mikeblaber.org/oldwine/chm1045/notes/Forces/Intermol/Forces02.htm
- http://swift.cmbi.ru.nl/teach/B2/bioinf_9.html
- 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

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