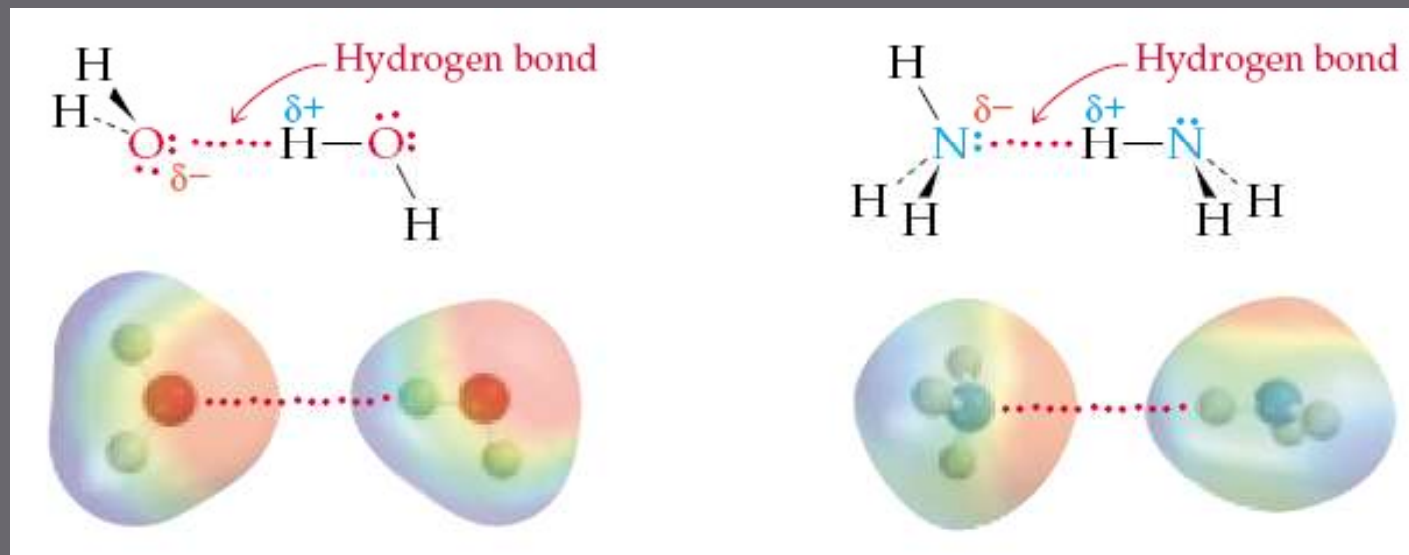


Ενότητα 9^η: Υγρά, Στερεά & Αλλαγή Φάσεων



Αλλαγές Φάσεων

Διεργασίες κατά τις οποίες αλλάζει η φυσική μορφή μιας ουσίας αλλά όχι η χημική της ταυτότητα, ονομάζονται **αλλαγές φάσης** ή **μεταβολές κατάστασης**.

Η **τήξη** είναι η διεργασία κατά την οποία ένα στερεό μετατρέπεται σε υγρό.

Η **πήξη** είναι η διεργασία κατά την οποία ένα υγρό μετατρέπεται σε στερεό.

Η **εξάτμιση** είναι η διεργασία κατά την οποία ένα υγρό ή στερεό μετατρέπεται σε αέριο. Η απευθείας μετατροπή ενός στερεού σε αέριο αναφέρεται ειδικά ως **εξάχνωση**.

Η **συμπύκνωση** η διεργασία κατά την οποία ένα αέριο μετατρέπεται σε υγρό ή στερεό (η μετατροπή του ατμού σε στερεό λέγεται και απόθεση).

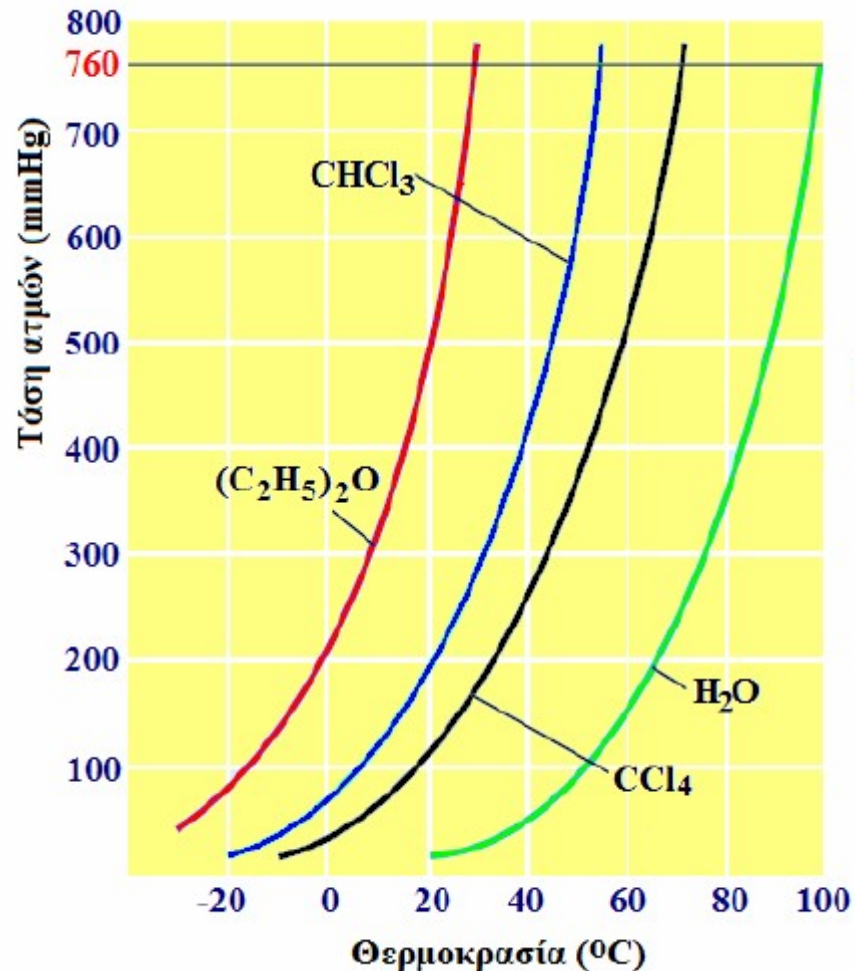
Τάση Ατμών

Τα υγρά αλλά και μερικά στερεά συνεχώς εξατμίζονται. Σ' ένα κλειστό δοχείο ένα υγρό βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας με τους ατμούς του. Σε ισορροπία και σε σταθερή θερμοκρασία η πίεση που ασκείται από τους ατμούς έχει σταθερή τιμή και ονομάζεται **τάση ατμών**.

Η τάση ατμών μιας ουσίας εξαρτάται από τη θερμοκρασία. Καθώς η θερμοκρασία ανέρχεται, η κινητική ενέργεια των μορίων αυξάνεται και μαζί της αυξάνεται και η τάση ατμών. Υγρά και στερεά με σχετικά υψηλή τάση ατμών σε κανονικές θερμοκρασίες χαρακτηρίζονται ως πτητικά.

Τάση Ατμών

4



Μεταβολή της τάσεως ατμών με τη θερμοκρασία για διαιθυλαιθέρα, (C₂H₅)₂O, χλωροφόρμιο, CHCl₃, τετραχλωρίδιο του άνθρακα, CCl₄, και νερό, H₂O

Η τάση ατμών αυτών των υγρών αυξάνεται γρήγορα με τη θερμοκρασία.

Σημείο Ζέσεως

5

- Καθώς η θερμοκρασία ενός υγρού ανέρχεται η τάση ατμών μεγαλώνει. Όταν η τάση ατμών εξισωθεί με την ατμοσφαιρική πίεση, σχηματίζονται φυσαλίδες στο εσωτερικό του υγρού. Η διεργασία αυτή ονομάζεται **βρασμός**.
- Η θερμοκρασία στην οποία η τάση ατμών ενός υγρού είναι ίση με την πίεση που ασκείται πάνω στο υγρό (ατμοσφαιρική πίεση, εκτός αν το δοχείο που περιέχει το υγρό είναι κλειστό) ονομάζεται **σημείο ζέσεως** ή σημείο βρασμού του υγρού
- Όταν ξεκινήσει ο βρασμός η θερμοκρασία του υγρού διατηρείται σταθερή στο σημείο βρασμού (για όσο χρόνο παρέχεται σταθερή θερμότητα).
- Το **κανονικό σημείο ζέσεως** ενός υγρού είναι το σημείο ζέσεως σε πίεση 1 atm



Σημείο Πήξεως

Πήξη: η μετάβαση ενός υγρού στη στερεά κατάσταση.

Η θερμοκρασία στην οποία ένα καθαρό υγρό πήζει, δηλαδή μετατρέπεται σε κρυσταλλικό στερεό ονομάζεται **σημείο πήξεως**.

Τήξη: η μετάβαση ενός στερεού στην υγρή κατάσταση.

Σημείο τήξεως: η θερμοκρασία στην οποία ένα κρυσταλλικό στερεό τήκεται, δηλαδή μετατρέπεται σε υγρό, ονομάζεται **σημείο τήξεως**.

Το σημείο τήξεως είναι ταυτόσημο με το σημείο πήξεως. Η τήξη ή η πήξη λαμβάνει χώρα σε θερμοκρασία όπου υγρό και στερεό βρίσκονται σε δυναμική ισορροπία.

Τάση ατμών στερεών - Εξάχνωση

7

- Εξάχνωση: η απευθείας μετάβαση των μορίων από τη στερεά φάση στη φάση ατμού.
- Τάση ατμού του στερεού: η πίεση που ασκείται από τον ατμό.
- Εναπόθεση: η αντίθετη διαδικασία, δηλαδή η μετάβαση των μορίων από τη φάση ατμού στη στερεά κατάσταση



Το ιώδιο ως στερεό έχει σημαντική τάση ατμών. Έτσι, όταν θερμανθεί προσεκτικά, το στερεό εξαχνώνεται χωρίς να τακεί. Ο ατμός αποτίθεται υπό μορφή κρυστάλλων στην ψυχρή επιφάνεια του πυθμένα της κάψας.

Θερμότητα Μετατροπής Φάσεων

8

Η ποσότητα ενέργειας που απαιτείται για να υπερνικηθούν οι διαμοριακές δυνάμεις και να μετατραπεί ένα **στερεό σε υγρό** ονομάζεται *ενθαλπία τήξης* ή **θερμότητα τήξης** (ΔH_{fusion}).

Η ποσότητα ενέργειας που απαιτείται για να υπερνικηθούν οι διαμοριακές δυνάμεις και να μετατραπεί ένα **υγρό σε ατμό** ονομάζεται *ενθαλπία ατμοποίησης* ή **θερμότητα ατμοποίησης** (ΔH_{vap}).

Διαγράμματα Φάσεων

Ένας παραστατικός τρόπος οπτικοποίησης των διαφόρων φάσεων μιας ουσίας, όπως αυτές εξαρτώνται από τη θερμοκρασία και την πίεση, είναι ένα **διάγραμμα φάσεων**. Ένα τυπικό διάγραμμα φάσεων δείχνει ποια φάση είναι σταθερή σε ένα συγκεκριμένο συνδυασμό θερμοκρασίας – πίεσης.

Τριπλό σημείο ονομάζεται ένας συγκεκριμένος συνδυασμός θερμοκρασίας – πίεσης, όπου συνυπάρχουν και οι τρεις φάσεις μιας ουσίας. Το τριπλό σημείο του νερού (συνύπαρξη πάγου, υγρού νερού και ατμών) για παράδειγμα είναι πίεση 6.0×10^{-3} atm και 0.0098 °C.

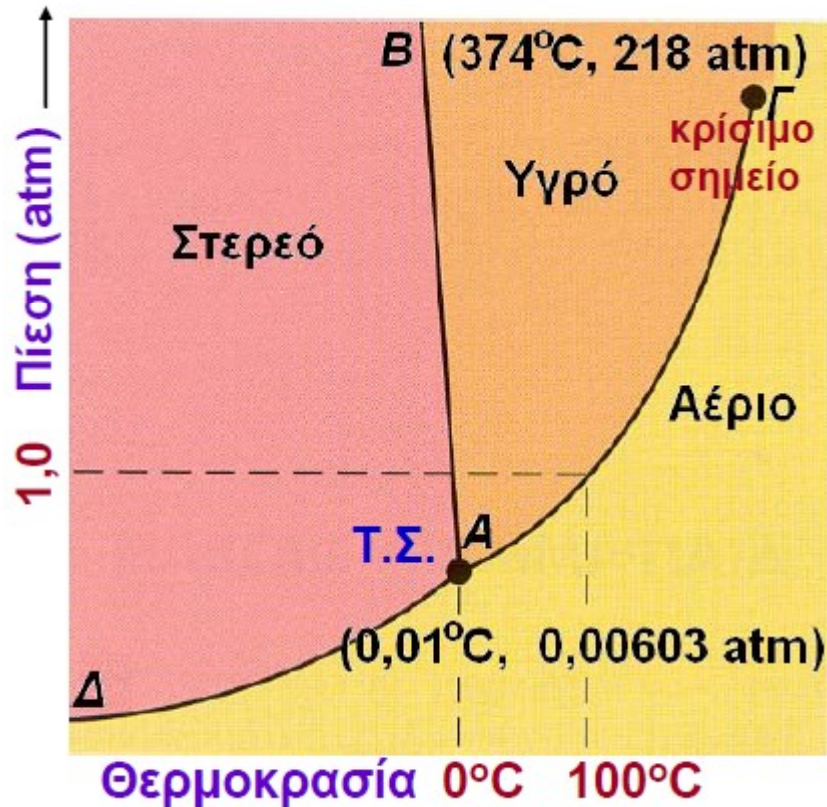
Διαγράμματα Φάσεων

Κρίσιμο σημείο είναι όταν η θερμοκρασία έχει τέτοια τιμή, όπου πέρα απ' αυτήν ένα αέριο δεν μπορεί να υγροποιηθεί, ανεξαρτήτως της πίεσης· και η πίεση έχει τέτοια τιμή, πέραν της οποίας ένα υγρό δεν μπορεί ν' ατμοποιηθεί, ανεξαρτήτως της θερμοκρασίας. Για το νερό, αυτό συμβαίνει στους 374.4 °C και τις 217.7 atm.

Στο κρίσιμο σημείο μια ουσία δεν συμπεριφέρεται ούτε ως αέριο, ούτε ως υγρό, γι' αυτό και ουσίες που βρίσκονται υπό κρίσιμες συνθήκες ονομάζονται **υπεκρίσιμα ρευστά (supercritical fluids)**.

Διάγραμμα φάσεων του νερού

11



AB = καμπύλη τήξεως

AΓ = καμπύλη εξατμίσεως

AΔ = καμπύλη εξαχνώσεως

Οι τρεις περιοχές δίνουν συνδυασμούς P-T για τους οποίους μία μόνο κατάσταση είναι σταθερή.

Κατά μήκος κάθε καμπύλης, οι δύο καταστάσεις των περιοχών που συνορεύουν βρίσκονται σε ισορροπία.

Μερικές Ιδιότητες των Υγρών (Ιξώδες)

12

Το μέτρο αντίστασης της ροής ενός υγρού ονομάζεται **ιξώδες**. Το ιξώδες συνδέεται με την ευκολία με την οποία τα ξεχωριστά μόρια κινούνται μέσα σ' ένα υγρό και συνεπώς με τις διαμοριακές δυνάμεις. Ουσίες με μικρά, μη-πολικά μόρια όπως το βενζόλιο και το πεντάνιο έχουν χαμηλό ιξώδες, ενώ πιο πολικές ουσίες, όπως η γλυκερόλη, υψηλό.



Για υγρά με χαμηλό ή όχι υψηλό ιξώδες, όπως το νερό, η ροή είναι ελεύθερη (ευκίνητη).



Για υγρά με υψηλό ιξώδες, όπως το λάδι των μηχανών, η ροή είναι βραδεία («νωθρή»).

Μερικές Ιδιότητες των Υγρών (Επιφανειακή τάση)

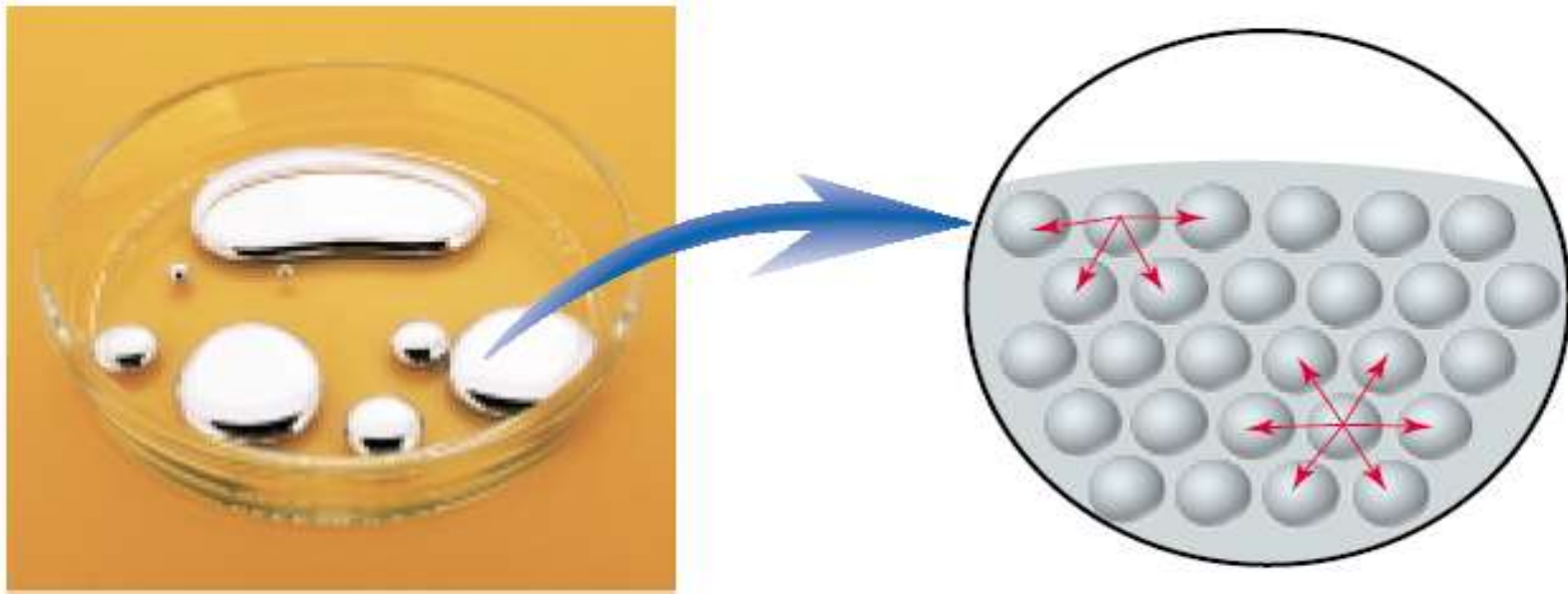
Μια συναφής ιδιότητα είναι η **επιφανειακή τάση**, η οποία είναι η αντίσταση ενός υγρού ν' αυξάνει την επιφάνειά του (ν' απλώνεται). Η επιφανειακή τάση δημιουργείται εξαιτίας της διαφοράς στις διαμοριακές δυνάμεις των επιφανειακών μορίων και των μορίων εσωτερικά του υγρού.

Τα μόρια στην επιφάνεια του υγρού δέχονται δυνάμεις μόνο από τη μία πλευρά και έλκονται προς το εσωτερικό του υγρού, ενώ τα μόρια στο εσωτερικό έλκονται το ίδιο προς όλες τις κατευθύνσεις. Αυτός είναι και ο λόγος, για τον οποίον οι σταγόνες των υγρών παίρνουν σφαιρικό σχήμα.

Μερικές Ιδιότητες των Υγρών

14

- Η επιφανειακή τάση, όπως και το ιξώδες, είναι γενικότερα υψηλότερη σε υγρά που έχουν ισχυρότερες διαμοριακές αλληλεπιδράσεις. Και οι δύο ιδιότητες εξαρτώνται από τη θερμοκρασία, γιατί τα μόρια σε υψηλότερες θερμοκρασίες έχουν περισσότερη κινητική ενέργεια για ν' αντιπαρέλθουν τις μεταξύ τους ελκτικές δυνάμεις.



Ερμηνεία της επιφανειακής τάσης

Διαμοριακές Δυνάμεις

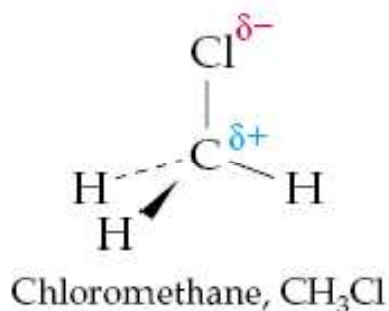
- Πολλές από τις φυσικές ιδιότητες των υγρών, αλλά και ορισμένων στερεών, μπορούν να ερμηνευθούν με βάση τις διαμοριακές δυνάμεις, δηλαδή τις ελκτικές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ μορίων.
- Μεταξύ ουδέτερων μορίων υπάρχουν τρεις τύποι ελκτικών δυνάμεων: οι δυνάμεις δίπολου – δίπολου, οι δυνάμεις διασποράς London και οι δεσμοί υδρογόνου.
- Ο όρος **δυνάμεις van der Waals** είναι ένας γενικός όρος που συμπεριλαμβάνει τις διαμοριακές δυνάμεις διπόλου – διπόλου και London.
- Δεσμούς υδρογόνου συναντούμε σε ουσίες που περιέχουν άτομα υδρογόνου ενωμένα με ορισμένα πολύ ηλεκτραρνητικά στοιχεία.

Πολικοί Ομοιοπολικοί Δεσμοί & Διπολικές Ροπές

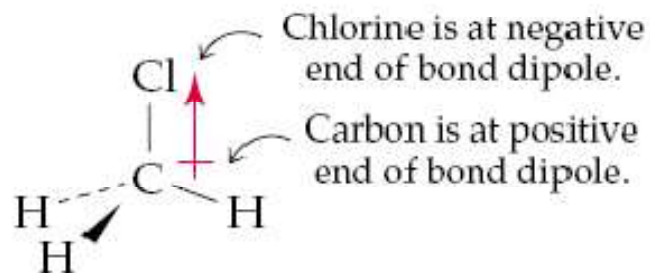
16

Όπως έχει ειπωθεί, οι πολικοί ομοιοπολικοί δεσμοί σχηματίζονται μεταξύ ατόμων διαφορετικής ηλεκτραρνητικότητας. Για παράδειγμα, το Cl είναι πιο ηλεκτραρνητικό από τον C, και στο μόριο του CH_3Cl το Cl έλκει ηλεκτρόνια. Ο δεσμός C – Cl είναι λοιπόν πολωμένος και το Cl εμφανίζεται ελαφρώς πιο πλούσιο σε ηλεκτρόνια ($-\delta$), ενώ ο C ελαφρώς πιο φτωχός ($+\delta$).

Επειδή ο πολικός δεσμός C – Cl εμφανίζεται να έχει ένα θετικό και έναν αρνητικό πόλο, περιγράφεται ως ένα **δεσμικό δίπολο**.



or



Πολικοί Ομοιοπολικοί Δεσμοί & Διπολικές Ροπές

17

Όπως οι δεσμοί, έτσι και τα μόρια, μπορεί να εμφανίζουν πολικότητα είτε εξαιτίας πολικών δεσμών ή μονήρων ζευγών ηλεκτρονίων. Αυτά τα μόρια χαρακτηρίζονται ως *μοριακά δίπολα*.

Μέτρο της μοριακής πολικότητας είναι η ποσότητα που ονομάζεται **διπολική ροπή (μ)**, που ορίζεται ως το μέγεθος του φορτίου Q επί την απόσταση r μεταξύ των φορτίων.

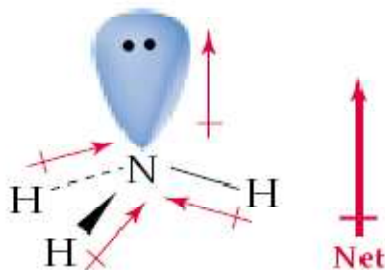
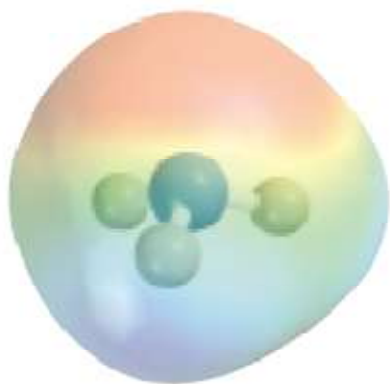
$$\mu = Q \times r$$

Η διπολική ροπή εκφράζεται σε *debyes* (D), όπου $1 \text{ D} = 3.336 \times 10^{-30} \text{ coulomb meters}$ (C·m) στο SI.

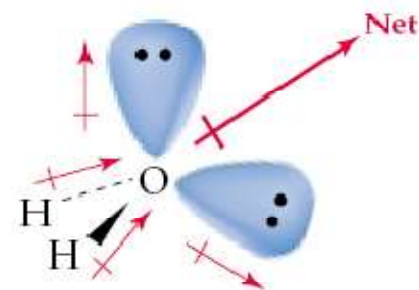
Πολικοί Ομοιοπολικοί Δεσμοί & Διπολικές Ροπές

18

Το νερό και η αμμωνία έχουν σημαντικές διπολικές ροπές γιατί και το οξυγόνο και το άζωτο έχουν μεγαλύτερη ηλεκτραρνητικότητα σε σχέση με το υδρογόνο. Έχουν επίσης και μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων που αυξάνουν την τελική διπολική ροπή.



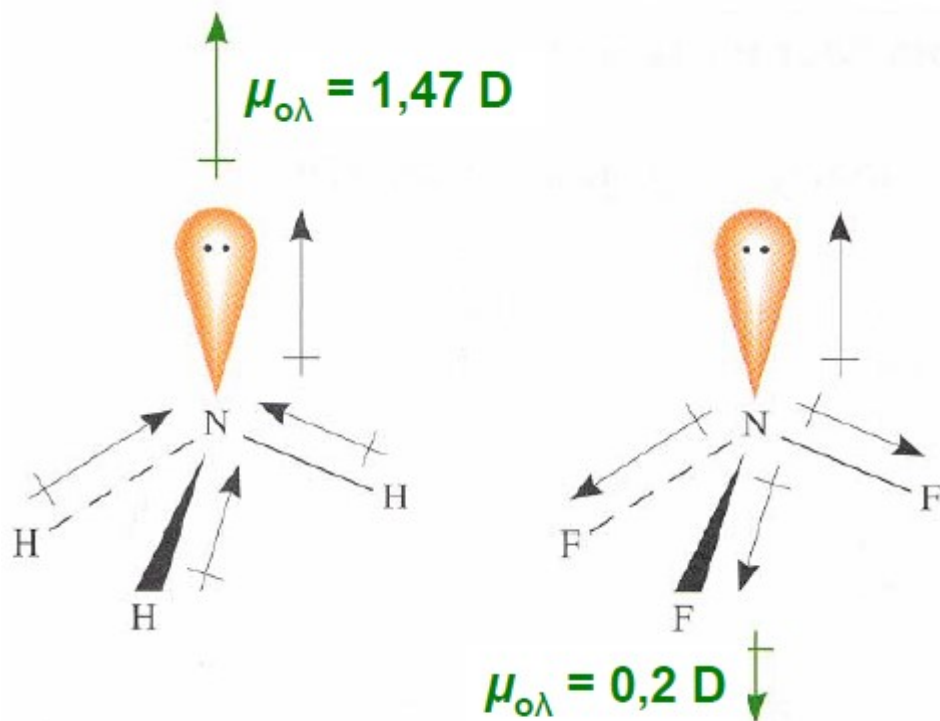
Ammonia ($\mu = 1.47 \text{ D}$)



Water ($\mu = 1.85 \text{ D}$)

Επίδραση των μονήρων HZ πάνω στη διπολική ροπή

19

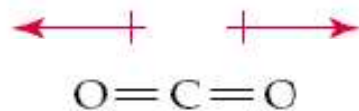


- Ερμηνεία της μικρής διπολικής ροπής του NF_3 .
- Η διπολική ροπή που οφείλεται στο μονήρες HZ αντισταθμίζει τις διπολικές ροπές των δεσμών N–F και το μόριο NF_3 εμφανίζεται με πολύ μικρή διπολική ροπή.
- Αντίθετα, στο μόριο NH_3 , η διπολική ροπή του μονήρους HZ ενισχύει τις διπολικές ροπές των δεσμών N–H.

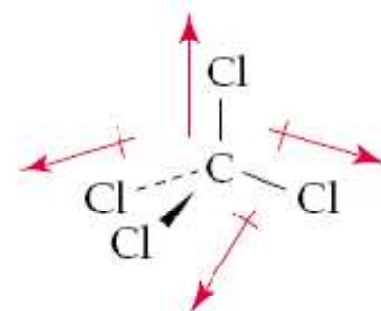
Πολικοί Ομοιοπολικοί Δεσμοί & Διπολικές Ροπές

20

Το CO_2 και το CCl_4 έχουν μηδενικές διπολικές ροπές. Και οι δύο ουσίες περιέχουν πολικούς ομοιοπολικούς δεσμούς, αλλά εξαιτίας της συμμετρίας της δομής τους, οι πολικότητες των μεμονωμένων δεσμών ακυρώνονται.



Carbon dioxide ($\mu = 0$)

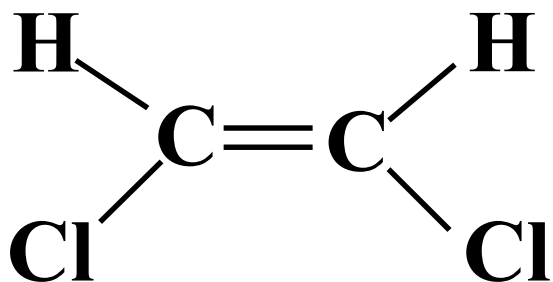


Tetrachloromethane ($\mu = 0$)

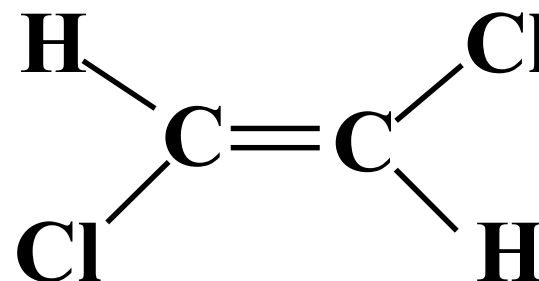
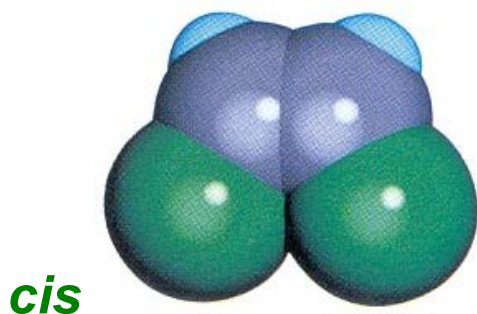
Επίδραση της Πολικότητας στις Μοριακές Ιδιότητες

21

Ισομερή του διχλωροαιθενίου



cis-1,2-διχλωροαιθένιο
σ.ζ. 60°C



trans-1,2-διχλωροαιθένιο
σ.ζ. 48°C



Επίδραση της Πολικότητας στις Μοριακές Ιδιότητες

22

Όσο πιο υψηλή είναι η διπολική ροπή, τόσο πιο ισχυρές είναι και οι διαμοριακές δυνάμεις. Αυτό σημαίνει ότι χρειάζονται υψηλότερα ποσά θερμότητας για να υπερνικηθούν αυτές οι δυνάμεις. Έτσι, ενώσεις με υψηλές τιμές διπολικής ροπής έχουν συνήθως υψηλά σημεία ζέσεως.

Comparison of Molecular Masses, Dipole Moments, and Boiling Points

| Substance | Mol Mass (amu) | Dipole Moment (D) | bp (K) |
|-------------------------------------------------|----------------|-------------------|--------|
| CH ₃ CH ₂ CH ₃ | 44.10 | 0.1 | 231 |
| CH ₃ OCH ₃ | 46.07 | 1.3 | 248 |
| CH ₃ Cl | 50.49 | 1.9 | 249 |
| CH ₃ CN | 41.05 | 3.9 | 355 |

Διαμοριακές Δυνάμεις

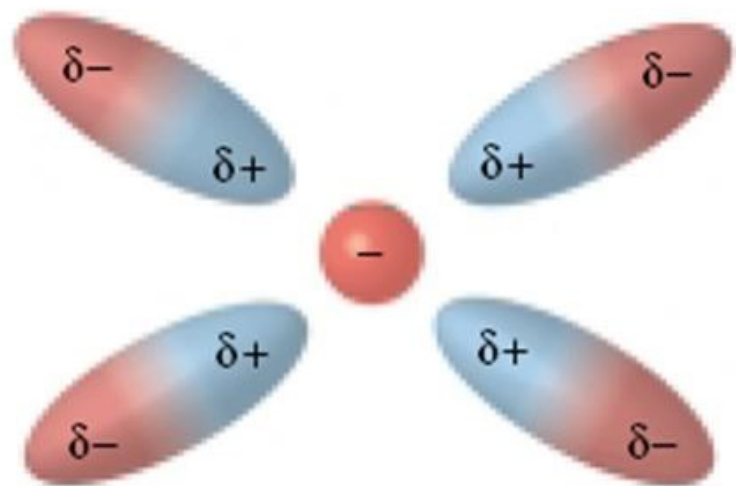
23

Δυνάμεις ιόντος – δίπολου

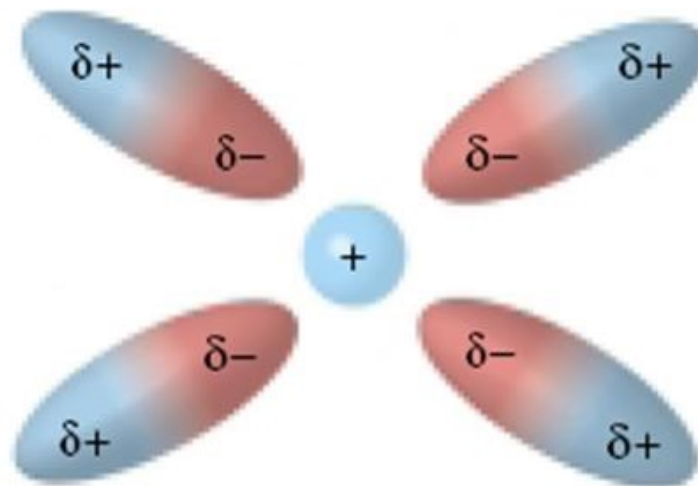
Είναι το αποτέλεσμα ηλεκτρικών αλληλεπιδράσεων μεταξύ ενός ιόντος και των μερικών φορτίων ενός πολικού μορίου. Ο προσανατολισμός ενός πολικού μορίου υπό την παρουσία ιόντων είναι αυτός όπου το θετικό άκρο του δίπολου είναι κοντά στο ανιόν και το αρνητικό κοντά στο κατιόν.

Το μέγεθος της ενέργειας αλληλεπίδρασης (E) εξαρτάται από το φορτίο (z) του ιόντος, από τη διπολική ροπή του δίπολου (μ) και από το τετράγωνο της απόστασης ιόντος – δίπολου.

$$E = z\mu / r^2$$



(a)



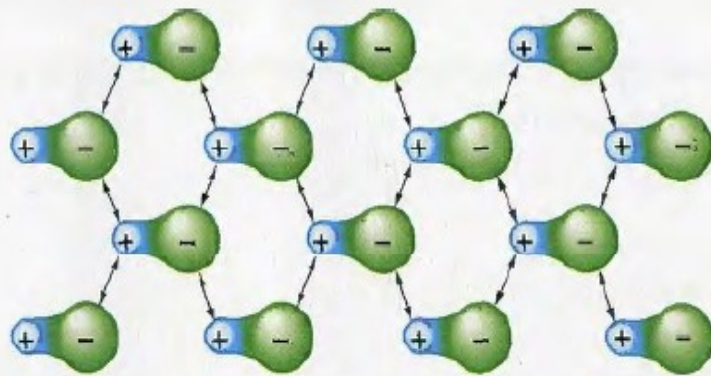
(b)

Διαμοριακές Δυνάμεις

Δυνάμεις δίπολου – δίπολου

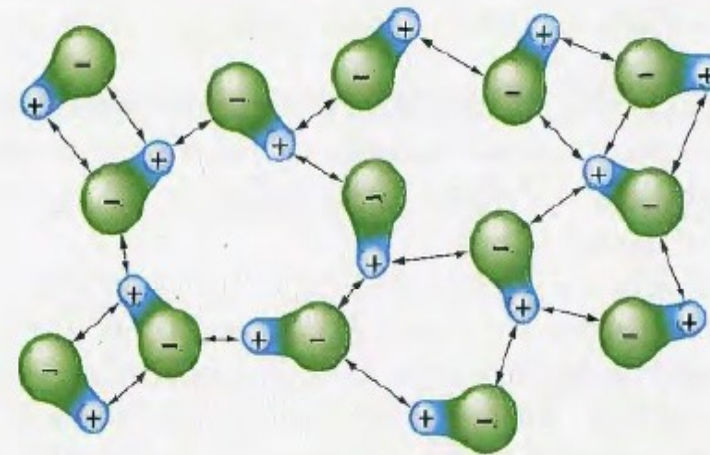
Στα ουδέτερα αλλά πολικά μόρια επενεργούν δυνάμεις δίπολου – δίπολου, εξαιτίας των ηλεκτρικών αλληλεπιδράσεων των δίπολων. Οι δυνάμεις μπορεί να είναι ελκτικές ή απωστικές, αναλόγως με τον προσανατολισμό των μορίων. Οι δυνάμεις αυτές είναι συνήθως ασθενείς, αλλά γίνονται σημαντικές όταν υπάρχει εγγύτητα των μορίων.

Η ισχύς μιας αλληλεπίδρασης δίπολου – δίπολου εξαρτάται από τις διπολικές ροπές των εμπλεκόμενων μορίων. Όσο πιο πολική μια ένωση, τόσο πιο ισχυρή η αλληλεπίδραση.



Στερεό

Τα μόρια τείνουν να ευθυγραμμιστούν στη στερεά κατάσταση έτσι ώστε τα θετικά άκρα να «βλέπουν» τα αρνητικά.



Υγρό

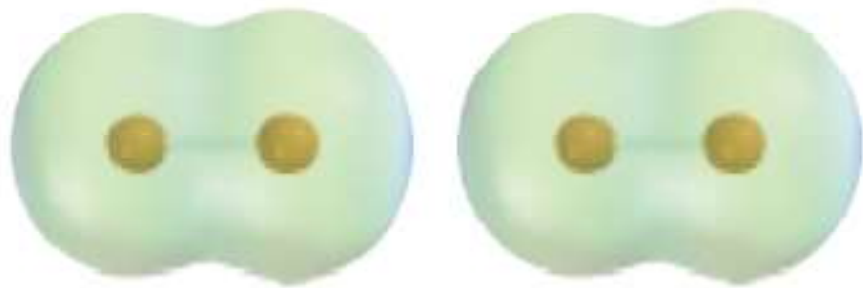
Η συνηθισμένη τυχαία κίνηση των μορίων στην υγρή κατάσταση εν μέρει μόνο καταστρέφει την ευθυγράμμιση αυτή των πολικών μορίων.

Διαμοριακές Δυνάμεις

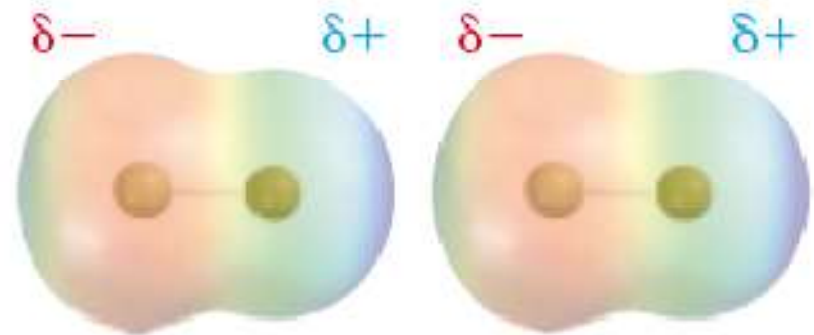
Δυνάμεις διασποράς London

Σε όλα τα άτομα και τα μόρια επενεργούν δυνάμεις διασποράς London, οι οποίες είναι αποτέλεσμα της κίνησης των ηλεκτρονίων. Στο μόριο του Br_2 για παράδειγμα, η χρονικά μέση κατανομή των ηλεκτρονίων είναι συμμετρική. Για μια δεδομένη χρονική στιγμή όμως, στην μια πλευρά του μορίου μπορεί να συσσωρευτούν περισσότερα ηλεκτρόνια, προσδίδοντας στο μόριο μια παροδική πολικότητα και μετατρέποντάς το σε βραχύβιο δίπολο.

Το βραχύβιο αυτό δίπολο μπορεί να επηρεάσει την κατανομή ηλεκτρονίων σε γειτονικά μόρια και να επάγει τη δημιουργία δίπολων σ' αυτά τα μόρια. Ως αποτέλεσμα, αναπτύσσονται ασθενείς ελκτικές δυνάμεις και το Br_2 είναι υγρό σε θερμοκρασία δωματίου και όχι αέριο.



(a)



(b)

Διαμοριακές Δυνάμεις

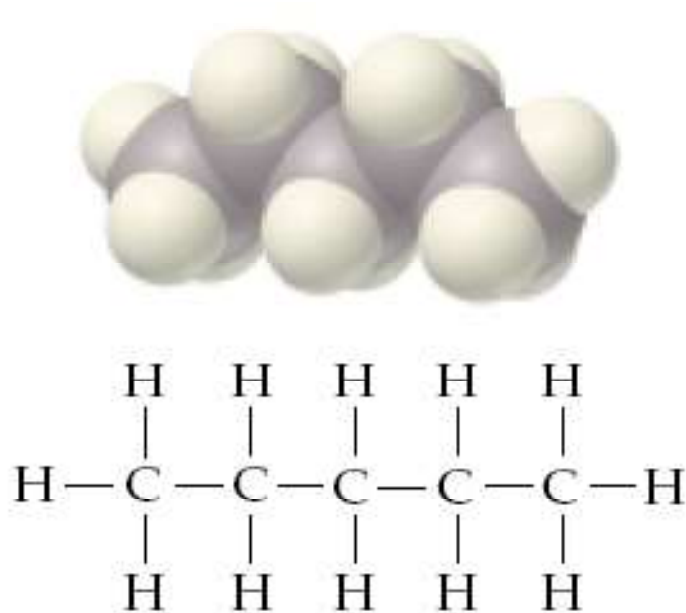
Οι δυνάμεις London είναι γενικά μικρές και το μέγεθός τους εξαρτάται από την ευκολία με την οποία το ηλεκτρονιακό νέφος ενός μορίου μπορεί να διαταραχθεί από γειτονικό ηλεκτρικό πεδίο. Αυτή η ιδιότητα ονομάζεται *πολωσιμότητα*.

Ένα μικρό μόριο ή ένα ελαφρύ άτομο έχει μικρή πολωσιμότητα γιατί έχει λίγα ηλεκτρόνια που συγκρατούνται ισχυρά. Αντιθέτως, ένα μεγάλο μόριο ή ένα βαρύ άτομο πολώνεται εύκολα γιατί έχει πολλά ηλεκτρόνια, μερικά από τα οποία δεν συγκρατούνται ισχυρά και είναι μακριά από τον πυρήνα.

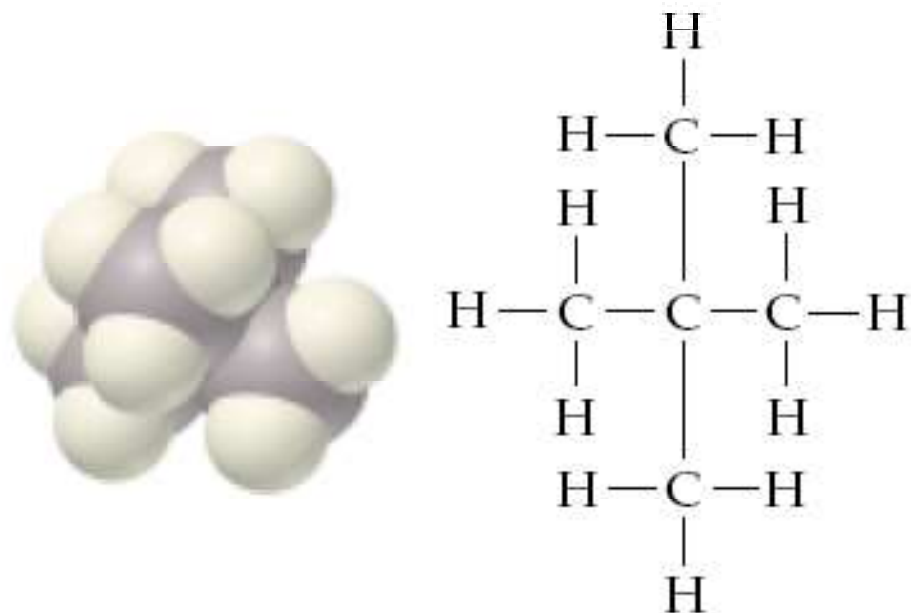
Διαμοριακές Δυνάμεις

30

Το σχήμα είναι επίσης σημαντικό στον προσδιορισμό του μεγέθους των δυνάμεων London που επηρεάζουν ένα μόριο. Πιο «απλωμένα» σχήματα που μεγιστοποιούν τη μοριακή επιφάνεια επιτρέπουν μεγαλύτερη επαφή μεταξύ των μορίων και αναπτύσσουν ισχυρότερες δυνάμεις απ' ό,τι τα πιο συμπαγή σχήματα.



(a) Pentane (bp = 309.4 K)



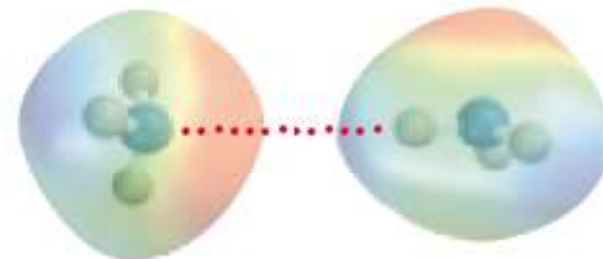
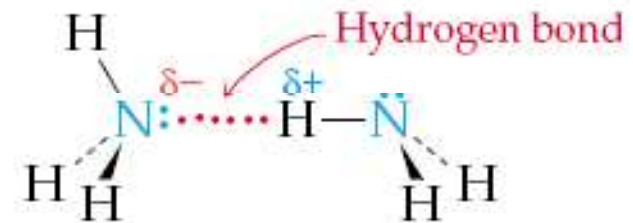
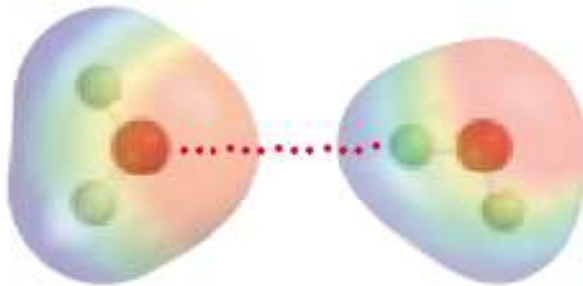
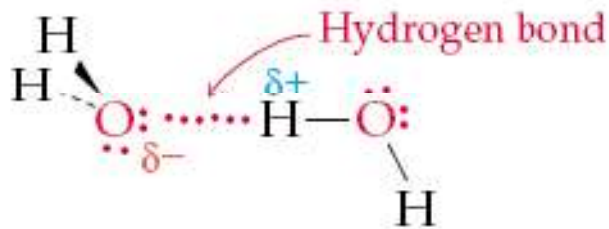
(b) 2,2-Dimethylpropane (bp = 282.7 K)

Διαμοριακές Δυνάμεις

31

Δεσμοί υδρογόνου

Ο δεσμός υδρογόνου είναι μια ασθενής έως μέτρια ελκτική αλληλεπίδραση μεταξύ ενός ατόμου υδρογόνου ενωμένο με ένα πολύ ηλεκτραρνητικό άτομο (F, O, N) και ενός μονήρους ζεύγους ηλεκτρονίων ενός άλλου ηλεκτραρνητικού ατόμου.



Διαμοριακές Δυνάμεις

Οι δεσμοί υδρογόνου δημιουργούνται επειδή οι δεσμοί O – H, N – H και F – H είναι πολύ πολικοί, με μερικό θετικό φορτίο στο H και μερικό αρνητικό στο ηλεκτραρνητικό άτομο.

Επιπλέον, το άτομο του H δεν έχει εσώτερα ηλεκτρόνια να «θωρακίσουν» τον πυρήνα του και έχει μικρό μέγεθος. Έτσι, μπορεί να προσεγγιστεί εύκολα από άλλα μόρια.

Ως αποτέλεσμα, η έλξη δίπολου – δίπολου μεταξύ του H και ενός μονήρους ζεύγους ενός γειτονικού ατόμου είναι ασυνήθιστα ισχυρή, δημιουργώντας δεσμό υδρογόνου.

Τύποι Κρυσταλλικών Στερεών

Η πιο θεμελιώδης διάκριση μεταξύ των διαφόρων ειδών στερεών είναι ότι μερικά είναι κρυσταλλικά και μερικά άμορφα.

Κρυσταλλικά στερεά είναι αυτά στα οποία τα άτομα, μόρια ή ιόντα έχουν **διατεταγμένη διευθέτηση** που εκτείνεται σε μεγάλη κλίμακα.

Άμορφα στερεά, αντιθέτως, είναι αυτά στα οποία τα συστατικά σωματίδια είναι **τυχαίως διευθετημένα** και δεν έχουν μεγάλης κλίμακας διατεταγμένη διευθέτηση.

Τύποι Κρυσταλλικών Στερεών

Τα κρυσταλλικά στερεά κατηγοριοποιούνται (με βάση το είδος έλξης των δομικών τους μονάδων) σε *ιοντικά, μοριακά, ομοιοπολικού πλέγματος ή μεταλλικά.*

Ιοντικά στερεά είναι ουσίες όπως το NaCl, των οποίων τα συστατικά σωματίδια είναι ιόντα και συγκρατούνται από ιοντικούς δεσμούς σχηματίζοντας μεγάλες τρισδιάστατες διατάξεις.

Μοριακά στερεά είναι ουσίες όπως η ζάχαρη ή ο πάγος, των οποίων τα συστατικά σωματίδια είναι μόρια και συγκρατούνται από διαμοριακές δυνάμεις.

Στερεά ομοιοπολικού πλέγματος είναι στερεά που αποτελούνται από άτομα συγκρατούμενα από ομοιοπολικούς δεσμούς μέσα σε μεγάλα πλέγματα ή αλυσίδες.

Μεταλλικά στερεά είναι στερεά που αποτελούνται από θετικά ιόντα συγκρατούμενα από μία θάλασσα ηλεκτρονίων που τα περιβάλλει (μεταλλικός δεσμός)

Τύποι Κρυσταλλικών Στερεών

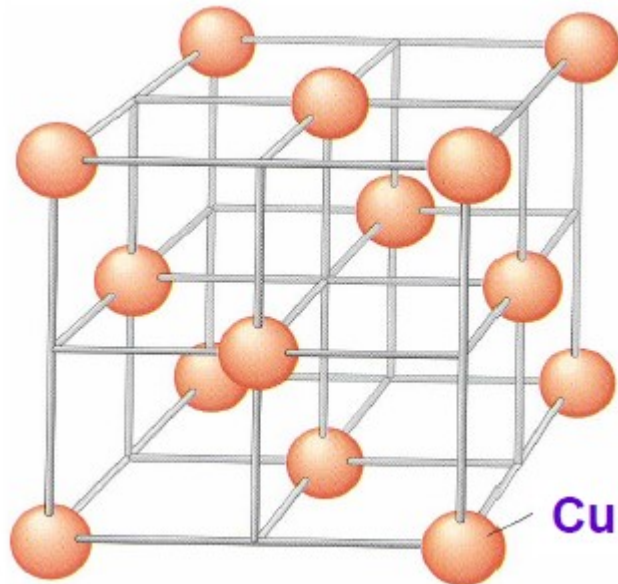
36

| Τύπος κρυστάλλου | Δομικοί λίθοι | Ελκτικές δυνάμεις μεταξύ δομικών λίθων | Παραδείγματα |
|-----------------------------------|----------------------------------------------------|----------------------------------------|---------------------------------------------------------------|
| Μοριακός | Ατομα ή μόρια | Διαμοριακές δυνάμεις | H_2O , CO_2 , NH_3 , Br_2 , C_6H_6 (βενζόλιο), Ar |
| Μεταλλικός | Ατομα (κατιόντα μέσα σε μια "θάλασσα" ηλεκτρονίων) | Μεταλλικός δεσμός | Fe , Cu , Ag , Na , Al |
| Ιοντικός | Ιόντα | Ιοντικός δεσμός | $NaCl$, CaF_2 , Al_2O_3 |
| Ομοιοπολικού Πλέγματος (ατομικός) | Ατομα | Ομοιοπολικοί δεσμοί | Διαμάντι, γραφίτης, SiO_2 , SiC , AlN |

Κρύσταλλοι

37

- Κρυσταλλικό στερεό: αποτελείται από έναν ή περισσότερους κρυστάλλους.
- Κάθε κρύσταλλος έχει μια σαφώς καθορισμένη δομή διατεταγμένη με τάξη και προς τις τρεις διαστάσεις.
- Κρυσταλλικό πλέγμα ή χωροπλέγμα: το επαναλαμβανόμενο τρισδιάστατο πρότυπο στο οποίο βρίσκονται διατεταγμένοι οι δομικοί λίθοι που συμμετέχουν στην οικοδόμηση του κρυστάλλου.



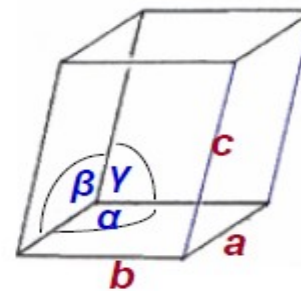
**Το κρυσταλλικό πλέγμα
του χαλκού**

Κρύσταλλοι

Μοναδιαίες κυψελίδες

Οι κρύσταλλοι είναι δομημένοι από μονάδες (μοναδιαίες κυψελίδες) που επαναλαμβάνονται, όπως ακριβώς τα τούβλα σ' ένα τοίχο.

Μοναδιαία κυψελίδα: η ελάχιστη μονάδα, δηλαδή το μικρότερο «κουτί» ενός κρυσταλλικού πλέγματος που είναι αρκετό για την περιγραφή του πλέγματος. Η μοναδιαία κυψελίδα επαναλαμβανόμενη σε τρεις διαστάσεις δημιουργεί τον κρύσταλλο.



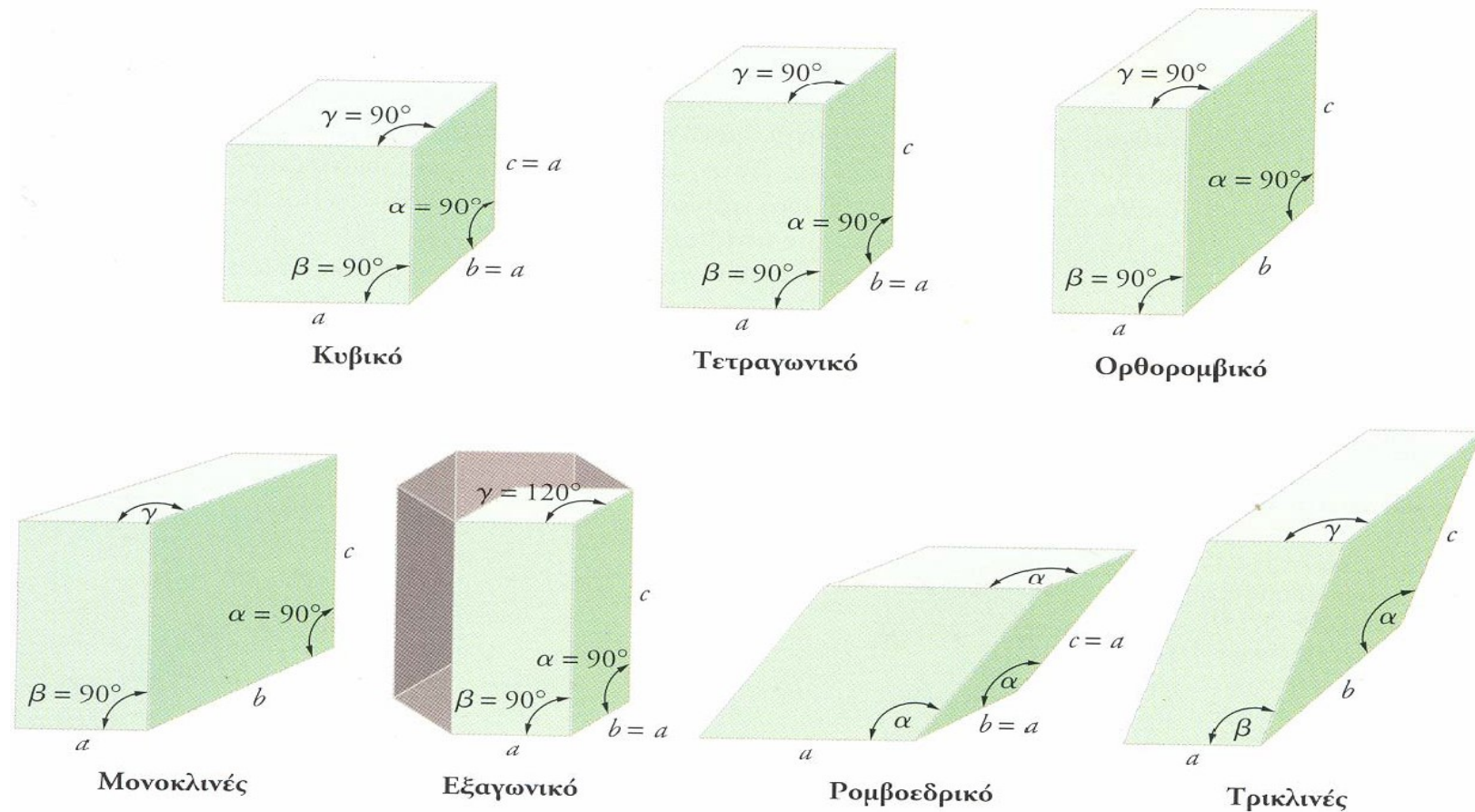
**Στοιχειώδης
κυψελίδα**

Η κυψελίδα καθορίζεται αν είναι γνωστές οι τρεις ακμές a , b , c και οι τρεις γωνίες α , β , γ .

Τα Επτά Κρυσταλλικά Συστήματα

39

- Τα κρυσταλλικά στερεά, με βάση τις διαστάσεις a , b , c και τις γωνίες α , β , γ κατατάσσονται σε επτά κρυσταλλικά συστήματα



Τα Επτά Κρυσταλλικά Συστήματα

40

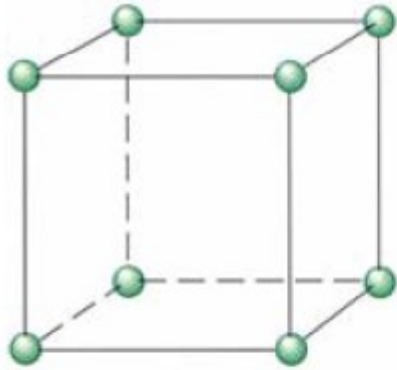
Πίνακας 11.6 Τα επτά κρυσταλλικά συστήματα

| Κρυσταλλικό σύστημα | Μήκος ακμής | Γωνίες | Παραδείγματα |
|---------------------|-------------------|---------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|
| Κυβικό | $a = b = c$ | $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ | NaCl, Cu |
| Τετραγωνικό | $a = b \neq c$ | $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ | TiO ₂ (ρουτίλιο), Sn (λευκός κασσίτερος) |
| Ορθορομβικό | $a \neq b \neq c$ | $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ | CaCO ₃ (αραγωνίτης), BaSO ₄ |
| Μονοκλινές | $a \neq b \neq c$ | $\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma \neq 90^\circ$ | PbCrO ₄ |
| Εξαγωνικό | $a = b \neq c$ | $\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$ | C (γραφίτης), ZnO |
| Ρομβοεδρικό | $a = b = c$ | $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$ | CaCO ₃ (ασβεστίτης), HgS (κιννάβαρι) |
| Τρικλινές | $a \neq b \neq c$ | $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$ | K ₂ Cr ₂ O ₇ , CuSO ₄ ·5H ₂ O |

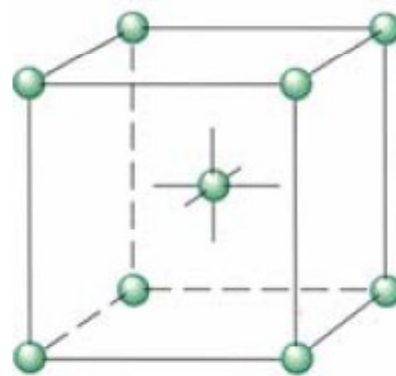
Κυβικές Μοναδιαίες Κυψελίδες

41

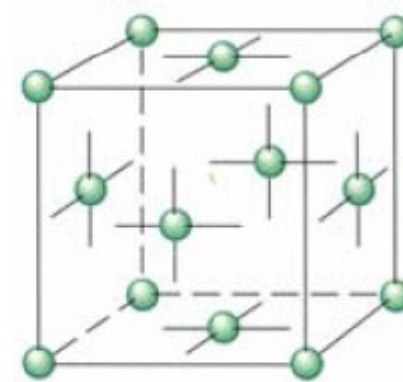
- Υπάρχουν τρία είδη κυβικών μοναδιαίων κυψελίδων: η στοιχειώδης μοναδιαία κυψελίδα, η ενδοκεντρωμένη μοναδιαία κυψελίδα, και η ολοεδρικά κεντρωμένη μοναδιαία κυψελίδα.



Η απλή κυβική μοναδιαία κυψελίδα έχει άτομα μόνο στις γωνίες της.



Η ενδοκεντρωμένη κυβική μοναδιαία κυψελίδα έχει και ένα επιπλέον άτομο στο κέντρο της

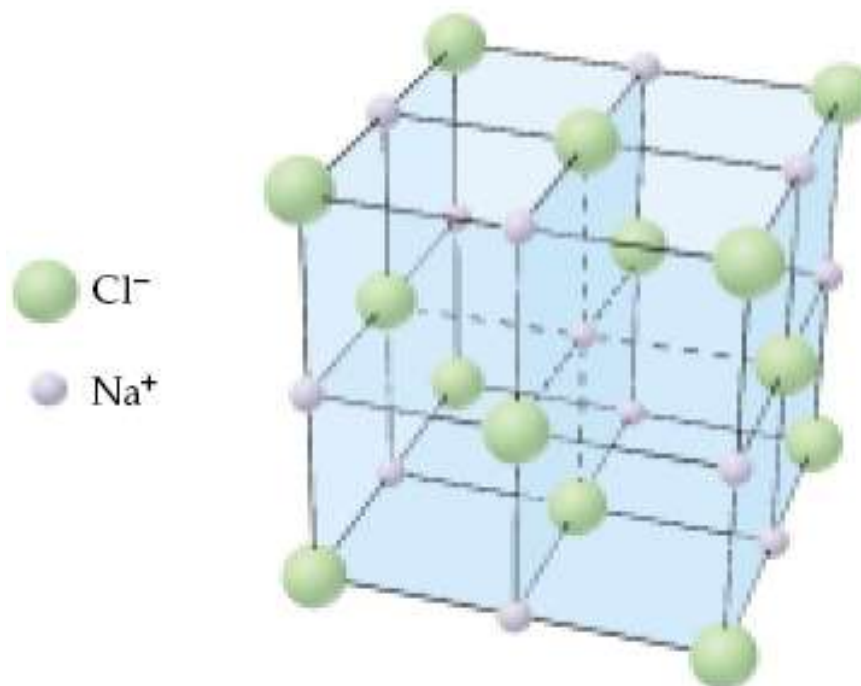


Η ολοεδρικά κεντρωμένη κυβική μοναδιαία κυψελίδα έχει άτομα στα κέντρα όλων των εδρών της, πέρα από αυτά που έχει στις γωνίες της.

Δομές Ορισμένων Ιοντικών Στερεών

42

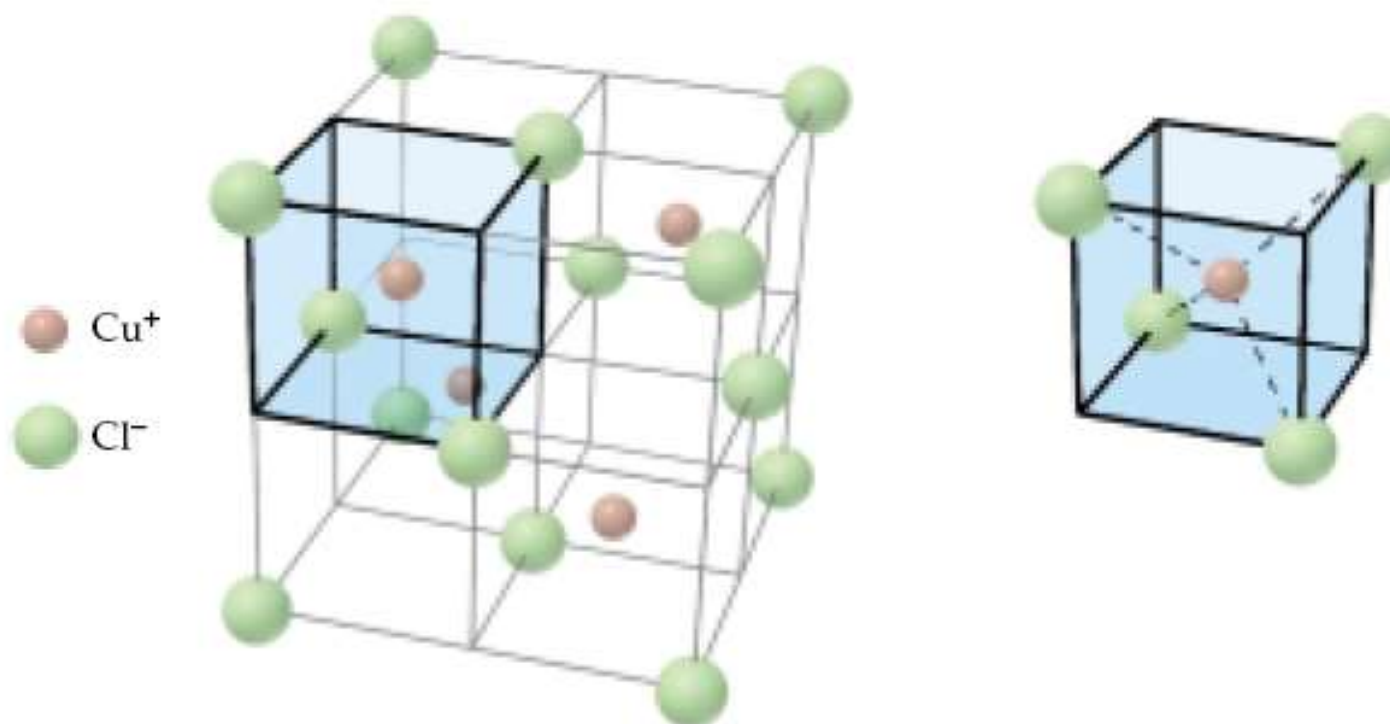
Άλατα όπως το NaCl και το KBr έχουν ολοεδρικά κεντρωμένες μοναδιαίες κυψελίδες, με τα μεγαλύτερα ανιόντα Cl^- να καταλαμβάνουν τις γωνίες και τις επιφάνειες και τα μικρότερα Na^+ τους ενδιάμεσους χώρους.



Δομές Ορισμένων Ιοντικών Στερεών

43

Ο CuCl έχει επίσης ολοεδρικά κεντρωμένες μοναδιαίες κυψελίδες, με τα ιόντα Cu^+ να περιβάλλονται από 4 ιόντα Cl^- το καθένα.

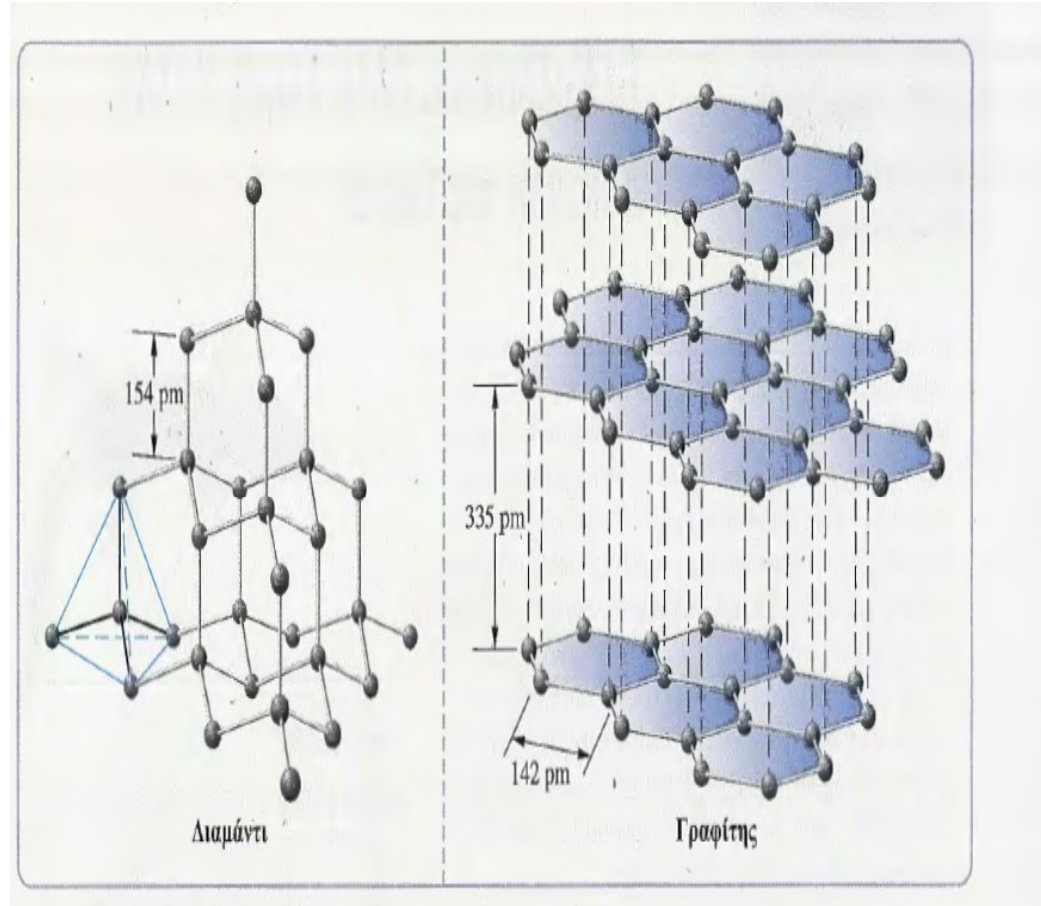


Δομές Ορισμένων Στερεών Ομοιοπολικών Δικτύων

Άνθρακας

Ο άνθρακας υπάρχει σε πάνω από 40 γνωστές δομικές μορφές, μερικές κρυσταλλικές αλλά οι περισσότερες άμορφες, που ονομάζονται **αλλότροπα**. Ο γραφίτης είναι το πιο κοινό, σταθερό αλλότροπο του άνθρακα που είναι κρυσταλλικό ομοιοπολικό δίκτυο και αποτελείται από δισδιάστατα στρώματα συμπυκνωμένων εξαμελών δακτυλίων.

Στο διαμάντι, το οποίο είναι ένα στερεό ομοιοπολικού δικτύου, το κάθε άτομο C είναι ενωμένο με άλλα τέσσερα, σχηματίζοντας ένα τρισδιάστατο πλέγμα.



Δομές διαμαντιού και γραφίτη. Το διαμάντι είναι ένα στερεό με τρισδιάστατο πλέγμα. Κάθε άτομο άνθρακα είναι ομοιοπολικά ενωμένο με τέσσερα άλλα. Ο γραφίτης αποτελείται από φύλλα ατόμων άνθρακα ομοιοπολικά ενωμένων, έτσι ώστε να σχηματίζουν κανονικά εξάγωνα. Τα φύλλα συγκρατούνται μεταξύ τους από δυνάμεις van der Waals.

Μοναδιαίες Κυψελίδες & Συσσώρευση Σφαιρών στα Κρυσταλλικά Στερεά

46

Απλή κυβική συσώρευση

Η κάθε σφαίρα «ακουμπά» σε 6 γειτονικές. Απ' όλα τα μέταλλα του περιοδικού πίνακα, μόνο το Ρο κρυσταλλώνει μ' αυτή τη μορφή.



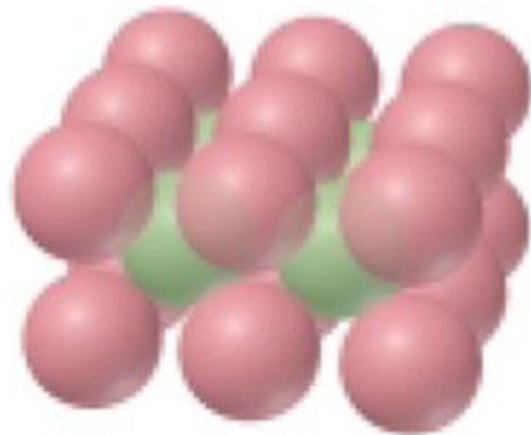
Simple cubic

Μοναδιαίες Κυψελίδες & Συσσώρευση Σφαιρών στα Κρυσταλλικά Στερεά

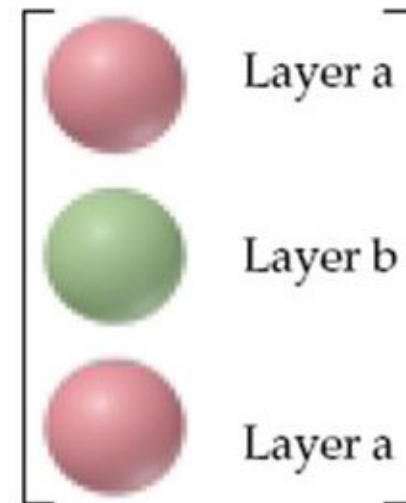
47

Ενδοκεντρωμένη κυβική συσσώρευση

Η κάθε σφαίρα «ακουμπά» σε 8 γειτονικές. Ο Fe, το Na και 14 άλλα στοιχεία κρυσταλλώνουν μ' αυτόν τον τρόπο.



Body-centered cubic

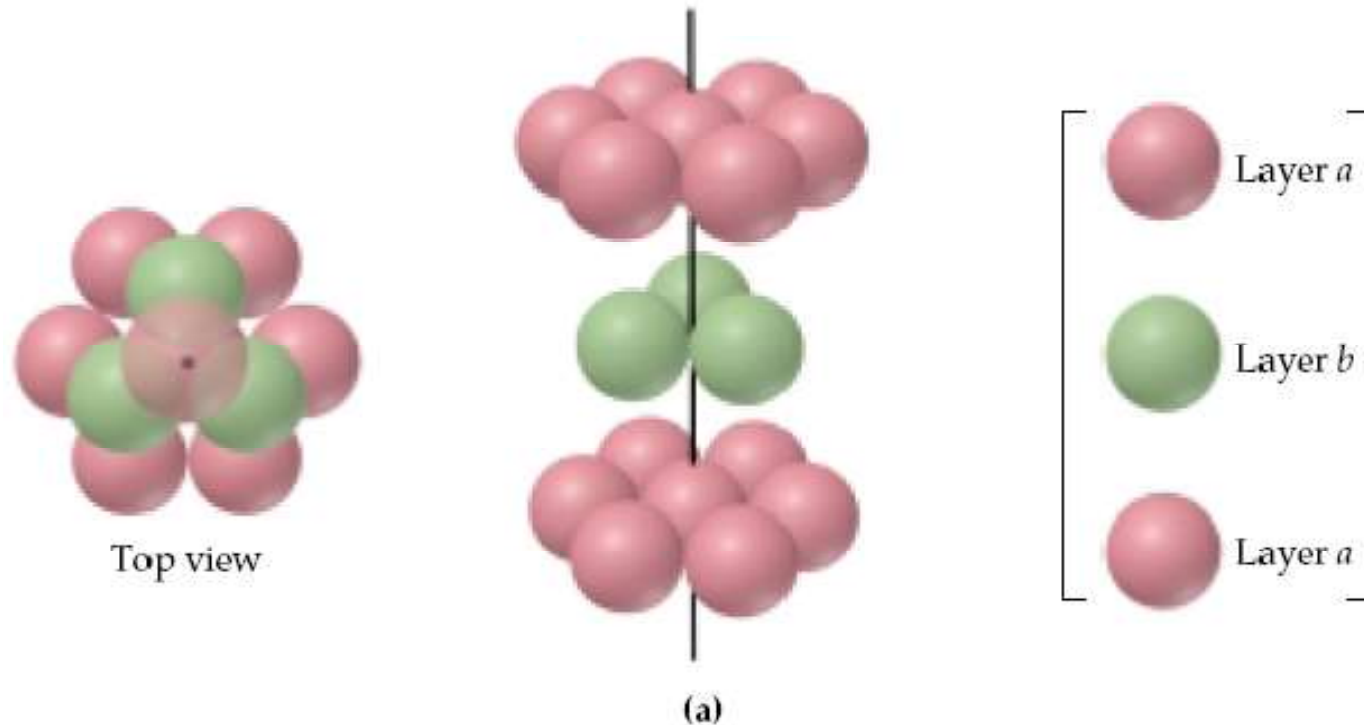


Μοναδιαίες Κυψελίδες & Συσσώρευση Σφαιρών στα Κρυσταλλικά Στερεά

48

Εξαγωνική διάταξη πυκνότητας συσσώρευσης

Δύο στρώματα (a , b) που εναλλάσσονται. Κάθε στρώμα έχει εξαγωνική διάταξη. Τα στρώματα διευθετούνται έτσι ώστε κάθε εξάγωνο να τοποθετείται πάνω σε τριγωνική διάταξη του γειτονικού στρώματος. Έτσι κρυσταλλώνουν ο Zn, το Mg και 19 άλλα μέταλλα.



Κυβική διάταξη πυκνότητας συσσώρευσης

Τρία στρώματα (a , b , c) που εναλλάσσονται. Κάθε στρώμα έχει εξαγωνική διάταξη. Τα στρώματα διευθετούνται έτσι ώστε κάθε εξάγωνο να τοποθετείται πάνω σε τριγωνική διάταξη του γειτονικού στρώματος, η οποία επίσης τοποθετείται σε τριγωνική διάταξη ενός επιπρόσθετου στρώματος. Ο Ag, ο Cu και 16 άλλα μέταλλα έχουν αυτήν την κρυσταλλική διάταξη.

