

Μάθημα 1^ο

Διαμοριακές δυνάμεις Καταστάσεις της ύλης

A.

ΑΠΑΡΑΙΤΗΤΕΣ ΓΝΩΣΕΙΣ ΘΕΩΡΙΑΣ

- **Ενδομοριακές δυνάμεις:**

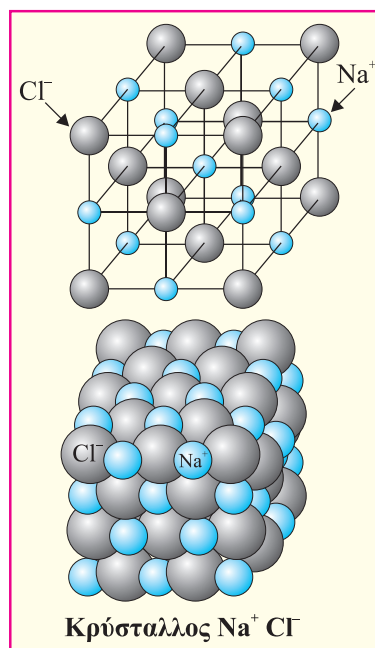
Ονομάζονται οι δυνάμεις που συγκρατούν τα άτομα στα μόρια των στοιχείων ή των ενώσεων. Στις ετεροπολικές ενώσεις οι ενδομοριακές δυνάμεις είναι ισχυρές ηλεκτροστατικές δυνάμεις που συγκρατούν ιόντα στους στερεούς κρυστάλλους. Στις ομοιοπολικές είναι δυνάμεις ηλεκτρομαγνητικής φύσεως που συγκρατούν άτομα.

- **Ιοντικός (ή ετεροπολικός) δεσμός:**

Ονομάζεται ο δεσμός που σχηματίζεται με μεταφορά ηλεκτρονίων από ένα άτομο (μέταλλο) σε ένα άλλο (αμέταλλο), οπότε αυτά μετατρέπονται σε ιόντα με αντίθετο φορτίο, που έλκονται και συγκρατούνται σε ορισμένη απόσταση μεταξύ τους με ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb.

Παράδειγμα:

Το NaCl είναι ετεροπολική ένωση όπου κατιόντα Na^+ και ανιόντα Cl^- σχηματίζουν κρυσταλλικό πλέγμα.



Παρατήρηση:

Ιοντικές ενώσεις είναι τα οξείδια των μετάλλων, τα υδροξείδια των μετάλλων και τα άλατα, π.χ. CaO , KOH , NaCl .

- **Ομοιοπολικός δεσμός:**

Ονομάζεται ο δεσμός που σχηματίζεται μεταξύ ατόμων, με αμοιβαία συνεισφορά ενός ή περισσότερων ηλεκτρονίων με αποτέλεσμα τα άτομα που συνδέονται να κατέχουν από κοινού ένα, δύο ή τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων.

Παράδειγμα:

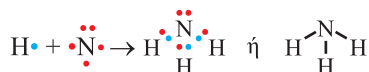
Στο μόριο του H_2 υπάρχει απλός ομοιοπολικός δεσμός μεταξύ των ατόμων του H:



Στο μόριο του HCl τα άτομα του H και του Cl συνδέονται με απλό ομοιοπολικό δεσμό:



Στο μόριο της NH₃ τα άτομα του N και του H συνδέονται με τρεις απλούς ομοιοπολικούς δεσμούς:



Παρατήρηση:

Ομοιοπολικές ενώσεις είναι τα οξέα, τα οξείδια των αμετάλλων και οι οργανικές ενώσεις, π.χ. HCl, SO₂, CH₄.

Ένας ομοιοπολικός δεσμός που σχηματίζεται μεταξύ ατόμων ίδιας ηλεκτραρνητικότητας είναι μη πολωμένος, δηλαδή δεσμοί της μορφής: A - A, π.χ. H - H, Cl - Cl. Όταν ο δεσμός σχηματίζεται μεταξύ ατόμων διαφορετικής ηλεκτραρνητικότητας, είναι πολωμένος, δηλαδή δεσμοί της μορφής: A - B, π.χ. H - Cl.

• Διπολική ροπή:

Η διπολική ροπή αποτελεί το μέτρο της πολικότητας του μορίου και είναι διανυσματικό μέγεθος. Το μέτρο της δίνεται από τη σχέση: $\mu = \delta \cdot r$

όπου δ : το στοιχειώδες φορτίο

r : η απόσταση των πόλων

Η διπολική ροπή ενός μορίου εξαρτάται από την πόλωση των δεσμών καθώς και τη γεωμετρία του μορίου στα πολυατομικά μόρια.

Η πόλωση ενός δεσμού εξαρτάται από τη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας των ατόμων του.

• Πολικά - μη πολικά μόρια:

Πολικά ονομάζονται τα μόρια που έχουν πολωμένους ομοιοπολικούς δεσμούς και η συνισταμένη διπολική ροπή είναι διαφορετική από το μηδέν ($\mu \neq 0$).

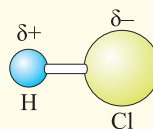
Σε αυτά ανήκουν διατομικά μόρια που αποτελούνται από διαφορετικά άτομα (A - B) αλλά και πολυατομικά μόρια με πολωμένους δεσμούς και κατάλληλη γεωμετρία.

Παράδειγμα:

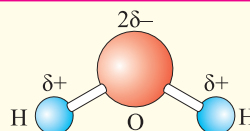
Πολικά είναι τα μόρια των:

HCl, HBr, HF, H₂O, NH₃, SO₂, ROH, RCOOH, CH₂Cl.

Τα πολικά μόρια συμπεριφέρονται ως ηλεκτρικά δίπολα.



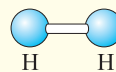
Μόριο HCl: Πολωμένος δεσμός - Πολικό μόριο



Μόριο H₂O: Πολωμένοι δεσμοί - Πολικό μόριο

Μη πολικά μόρια ονομάζονται τα μόρια τα οποία δεν εμφανίζουν διπολική ροπή ($\mu = 0$).

Τέτοια είναι διατομικά μόρια που αποτελούνται από όμοια άτομα καθώς και πολυατομικά μόρια με πολωμένους δεσμούς στα οποία η γεωμετρία είναι τέτοια ώστε η συνισταμένη διπολική ροπή να είναι μηδέν.



Μόριο H_2 :
Μη πολωμένος δεσμός
Μη πολικό μόριο

Παράδειγμα:

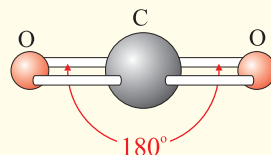
Μόρια χημικών στοιχείων: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , S_8 .

Μόρια χημικών ενώσεων: CH_4 , CO_2 , CCl_4 , C_nH_{2n+2} , CH_2Cl_2 .



Παρατήρηση:

Τα μη πολικά μόρια μπορούν να πολώνονται για μικρό χρονικό διάστημα. Τα δίπολα αυτά ονομάζονται στιγμιαία ή παροδικά.



Μόριο CO_2 :
Πολωμένοι δεσμοί
Μη πολικό μόριο

• Διαμοριακές δυνάμεις:

Ονομάζονται οι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως μεταξύ των μορίων.

Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι γενικά ασθενέστερες από τις ενδομοριακές και καθορίζουν τη φυσική κατάσταση της ουσίας για ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

• Είδη διαμοριακών δυνάμεων:

α. Δυνάμεις ιόντος-διπόλου.

β. Δυνάμεις διπόλου-διπόλου.

γ. Δυνάμεις διπόλου-στιγμιαίου (ή παροδικού) διπόλου.

δ. Δυνάμεις στιγμιαίου διπόλου-στιγμιαίου διπόλου (Δυνάμεις London ή διασποράς).

ε. Δεσμός υδρογόνου.

Οι διαμοριακές δυνάμεις διπόλου - διπόλου, διπόλου - στιγμιαίου διπόλου και στιγμιαίου διπόλου - στιγμιαίου διπόλου ονομάζονται γενικά **δυνάμεις Van der Waals**

α. Δυνάμεις ιόντος-διπόλου:

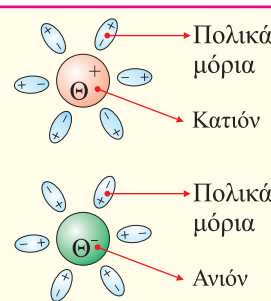
Οι δυνάμεις ιόντος-διπόλου είναι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως οι οποίες εμφανίζονται μεταξύ ενός διπόλου μορίου και ενός ιόντος (ανιόν ή κατιόν).

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.

Παράδειγμα:

Κατά τη διάλυση $NaCl$ σε H_2O , τα ιόντα Na^+ και Cl^- δημιουργούν δεσμούς ιόντος - διπόλου με το πολικό μόριο του H_2O .

Όπως φαίνεται στο σχήμα τα δίπολα μόρια σχηματίζουν δεσμό ηλεκτροστατικής φύσεως με ένα ιόν.



Αυτή είναι και η αιτία που οι ετεροπολικές ενώσεις διαλύονται σε πολικούς διαλύτες όπως είναι το νερό, ενώ δεν διαλύονται σε μη πολικούς διαλύτες.

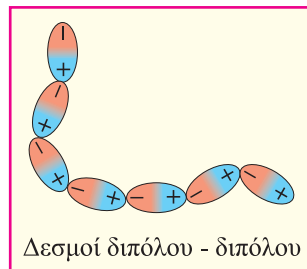
β. Οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου:

Είναι ελκτικές ηλεκτροστατικής φύσεως δυνάμεις μεταξύ των ετερόνυμα φορτισμένων πόλων των διπόλων μορίων.

Τα δίπολα μόρια προσανατολίζονται έτσι ώστε απέναντι στο θετικό πόλο του ενός να βρίσκεται ο αρνητικός του άλλου.

Παράδειγμα:

Δυνάμεις διπόλου - διπόλου εμφανίζονται μεταξύ μορίων HCl , HBr , SO_2 .



Η ισχύς των δεσμών αυτών αυξάνει, όσο αυξάνει η διπολική ροπή των μορίων, για μόρια με παραπλήσια σχετική μοριακή μάζα (M_r). Όσο αυξάνονται οι διαμοριακές δυνάμεις τόσο αυξάνεται και το σημείο ζέσεως.

γ. 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 το στιγμιαίο δίπολο.

Παράδειγμα:

Οι δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ μορίων HCl και μορίων I_2 .

δ. 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, για αυτό και ονομάζονται δυνάμεις διασποράς.

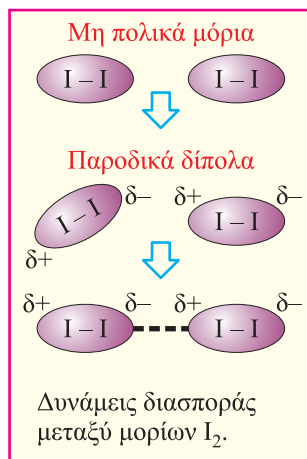
Παράδειγμα:

Οι δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των ατόμων των ευγενών αερίων καθώς και μεταξύ των μορίων των χημικών στοιχείων.

Η ισχύς των δυνάμεων London εξαρτάται:

1. Από τη σχετική μοριακή μάζα (M_r):

Με την αύξηση της 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.

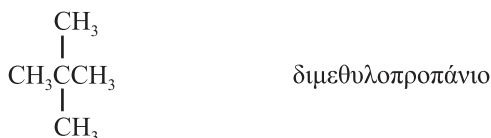


2. Από το σχήμα των μορίων.

Τα ευθύγραμμα μη πολωμένα μόρια εμφανίζουν ισχυρότερους δεσμούς από τα διακλαδισμένα (σφαιρικά) μη πολωμένα μόρια καθώς και μεγαλύτερο σημείο ζέσεως .

Παράδειγμα:

Στον μοριακό τύπο C_5H_{12} , αντιστοιχούν οι παρακάτω ενώσεις:



Με σημεία βρασμού $36^\circ C$, $28^\circ C$, $9,5^\circ C$, αντίστοιχα. Η διαφορά αυτή οφείλεται στην διαφορετική ισχύ των δυνάμεων London λόγω διαφορετικού σχήματος. Το πεντάνιο που έχει ευθύγραμμο σχήμα, εμφανίζει ισχυρότερες δυνάμεις London, με αποτέλεσμα να έχει το υψηλότερο σημείο βρασμού.



Παρατήρηση:

Η ύπαρξη των δυνάμεων διασποράς εξηγεί την υγροποίηση των μη πολικών αερίων.

ε. Δεσμός υδρογόνου:

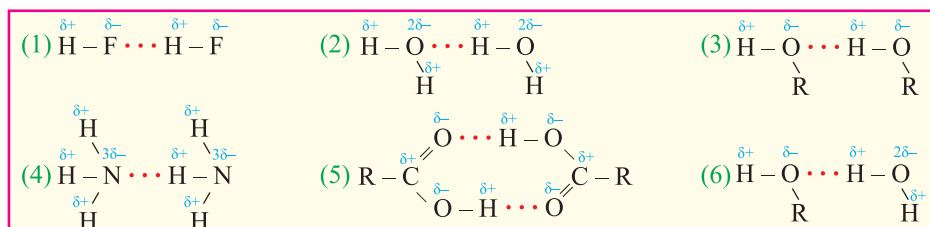
Είναι μια ειδική περίπτωση διαμοριακών δυνάμεων μεταξύ διπόλου - διπόλου η οποία **εμφανίζει σημαντικά μεγαλύτερη ισχύ** από τους άλλους διαμοριακούς δεσμούς.

Ο δεσμός ή γέφυρα υδρογόνου αναπτύσσεται μεταξύ μορίων που περιέχουν δεσμούς του υδρογόνου με ένα πολύ ηλεκτραρνητικό άτομο που έχει μικρό σχετικά μέγεθος (F, O, N). Ο δεσμός υδρογόνου συμβολίζεται με τρεις τελείες (...).

Παράδειγμα:

Χαρακτηριστικά παραδείγματα είναι:

1. Μορίων υδροφθορίου: $HF - HF$
2. Μορίων νερού: $H_2O - H_2O$
3. Μορίων αλκοολών: $ROH - ROH$
4. Μεταξύ μορίων αμμωνίας: $NH_3 - NH_3$
5. Μορίων καρβοξυλικών οξέων: $RCOOH - RCOOH$.
6. Μορίων νερού και αλκοόλης: $ROH - H_2O$.



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



Παρατήρηση:

Ο ομοιοπολικός δεσμός του υδρογόνου με τα πολύ ηλεκτραρνητικά N, O, F, είναι πολύ πολωμένος. Στο γεγονός αυτό οφείλεται η μεγάλη ισχύς του δεσμού υδρογόνου.

Συνέπειες του δεσμού υδρογόνου:

Ο δεσμός υδρογόνου επηρεάζει κυρίως τις φυσικές ιδιότητες των ενώσεων που εμφανίζεται.

Παραδείγματα:

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

• Συνέπειες των διαμοριακών δυνάμεων στις φυσικές ιδιότητες των σωμάτων:

α. Επίδραση στη διαλυτότητα.

Οι πολικές ουσίες διαλύονται σε πολικούς διαλύτες και οι μη πολικές ουσίες διαλύονται σε μη πολικούς διαλύτες. Ισχύει, λοιπόν, ότι: **“Τα όμοια διαλύουν όμοια”**

Παράδειγμα:

1. Το νερό (πολικός διαλύτης) διαλύει τις πολικές οργανικές ενώσεις (ζάχαρη, οινόπνευμα), ενώ δεν διαλύει τις μη πολικές (εξάνιο, διαιθυλαιθέρας).
2. Ο τετραχλωράνθρακας (CCl_4) που είναι μη πολικός διαλύτης, διαλύει μη πολικές οργανικές ενώσεις (εξάνιο, διαιθυλαιθέρας).

β. Επίδραση στο σημείο βρασμού.

Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις σε μια ουσία τόσο μεγαλύτερη ενέργεια απαιτείται για τη διάσπασή τους, οπότε τόσο μεγαλύτερο είναι το σημείο βρασμού (η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων αυξάνεται με την αύξηση της σχετικής μοριακής μάζας ή της διπολικής ροπής των μορίων).

Παράδειγμα:

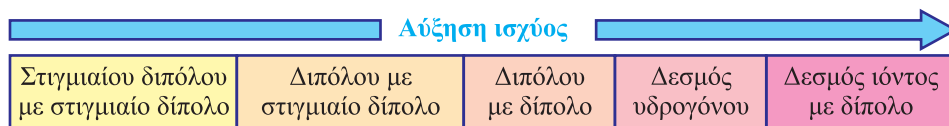
Το νερό ($M_r = 18$) και το μεθάνιο ($M_r = 16$), αν και έχουν παραπλήσιες σχετικές μοριακές μάζες, παρουσιάζουν τεράστια διαφορά στα σημεία βρασμού γιατί στο νερό υπάρχουν δεσμοί υδρογόνου ενώ στο μεθάνιο δυνάμεις διασποράς.

γ. Επίδραση στη υγροποίηση των αερίων.

Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις τόσο ευκολότερα υγροποιείται ένα αέριο και τόσο δυσκολότερα εξατμίζεται το αντίστοιχο ιόν.

• **Ισχύς διαμοριακών δυνάμεων:**

Η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά σύμφωνα με τη παρακάτω σειρά:



• **Καταστάσεις της ύλης:**

Ανάλογα με τις συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, η ύλη εμφανίζεται σε τρεις διαφορετικές καταστάσεις: τη **στερεά**, την **υγρή** και την **αέρια**.

Για ορισμένο υλικό, οι κυριότερες διαφορές μεταξύ των τριών καταστάσεων εμφανίζονται στην ισχύ των δυνάμεων μεταξύ των δομικών μονάδων τους (άτομα, μόρια, ιόντα) και στην κίνηση τους.

Στερεά:

Οι δυνάμεις μεταξύ των δομικών μονάδων είναι ισχυρές, με αποτέλεσμα να έχουν καθορισμένες θέσεις στο χώρο, δηλαδή, βρίσκονται σε πλήρη τάξη.

Τα στερεά σώματα χαρακτηρίζονται από καθορισμένο όγκο και σχήμα.

Υγρά:

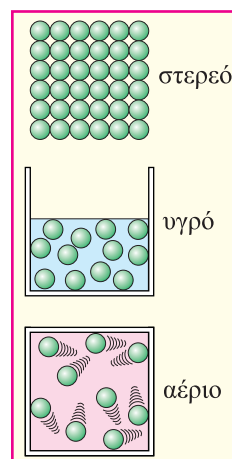
Οι δυνάμεις μεταξύ των δομικών σωματιδίων είναι ασθενέστερες σε σύγκριση με αυτές των στερεών, με αποτέλεσμα να έχουν μία σχετική ελευθερία κινήσεων, σε ολόκληρο το χώρο του υγρού, ενώ βρίσκονται σε συνεχή επαφή μεταξύ τους, δηλαδή βρίσκονται σε σχετική αταξία.

Τα υγρά χαρακτηρίζονται από συγκεκριμένο όγκο, όχι όμως και σχήμα, αυτό καθορίζεται από το σχήμα του δοχείου στο οποίο περιέχονται.

Αέρια:

Οι δυνάμεις μεταξύ των δομικών σωματιδίων είναι πολύ ασθενείς, με αποτέλεσμα να κινούνται άτακτα και συνεχώς, σε όλο τον όγκο του δοχείου στο οποίο περιέχονται, δηλαδή, βρίσκονται σε πλήρη αταξία.

Τα αέρια σώματα χαρακτηρίζονται από μεταβλητό όγκο και σχήμα. Πιο συγκεκριμένα, παίρνουν το σχήμα και τον όγκο του δοχείου στο οποίο περιέχονται.



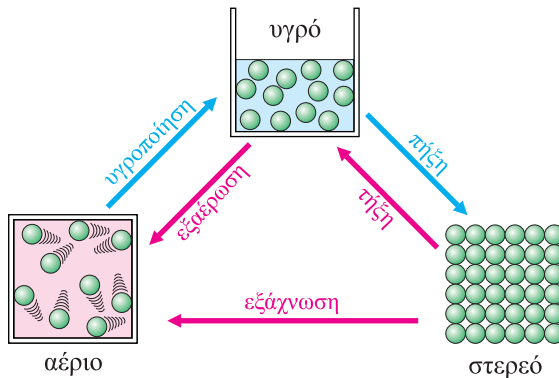
Παρατήρηση:

- α. Τα στερεά και τα υγρά είναι πρακτικά ασυμπίεστα, δηλαδή, ο όγκος τους μεταβάλλεται ελάχιστα με την εφαρμογή υψηλής πίεσης. Αυτό συμβαίνει γιατί οι αποστάσεις των δομικών μονάδων τους είναι πολύ μικρές.
- β. Τα αέρια μπορούν να συμπεστούν με αύξηση της πίεσης. Αυτό συμβαίνει γιατί οι αποστάσεις των δομικών μονάδων τους είναι πολύ μεγάλες, με αποτέλεσμα το μεγαλύτερο μέρος του όγκου που καταλαμβάνει ένα αέριο να είναι κενό.
- γ. Στα αέρια οι δομικές μονάδες έχουν μεγαλύτερη κινητική ενέργεια σε σχέση με τα στερεά και τα υγρά.

• **Μεταβολές καταστάσεων της ύλης:**

Μεταβάλλοντας τις συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, η ύλη αλλάζει φυσική κατάσταση. Οι μεταβολές αυτές δεν έχουν καμία επίδραση στην σύσταση της ύλης, δηλαδή, πρόκειται για καθαρά φυσικά φαινόμενα.

Στο διάγραμμα που ακολουθεί απεικονίζονται οι μεταβολές των καταστάσεων της ύλης:



Τήξη: Είναι η μετάβαση ενός σώματος από την στερεά στην υγρή κατάσταση.

Πήξη: Είναι η μετάβαση ενός σώματος από την υγρή στη στερεά κατάσταση.

Εξάχνωση: Είναι η μετάβαση ενός σώματος από την υγρή στη αέρια κατάσταση. Μπορεί να γίνει με δύο τρόπους, με εξάτμιση δηλαδή μόνο από την ελεύθερη επιφάνεια του υγρού ή με βρασμό δηλαδή από όλη τη μάζα του υγρού.

Υγροποίηση: Είναι η μετάβαση ενός σώματος από την αέρια στη υγρή κατάσταση. Το φαινόμενο της υγροποίησης ονομάζεται και συμπύκνωση.

Εξάχνωση: Είναι η μετάβαση ενός σώματος από την στερεά στη αέρια κατάσταση χωρίς να περάσει από την υγρή.

Όταν το σώμα πηγαίνει σε κατάσταση πλουσιότερη σε εσωτερικό ενεργειακό περιεχόμενο, απορροφά θερμότητα κατά τη διάρκεια της μεταβολής (ενδόθερμο φαινόμενο). Αντίθετα, όταν το σώμα πηγαίνει σε κατάσταση φτωχότερη σε εσωτερικό ενεργειακό περιεχόμενο, ελευθερώνει θερμότητα κατά τη διάρκεια της μεταβολής (εξώθερμο φαινόμενο).

Συνεπώς, η τήξη, η εξάχνωση και η εξάχνωση είναι ενδόθερμα φαινόμενα, ενώ η πήξη και η υγροποίηση εξώθερμα.

Κατά τη διάρκεια των παραπάνω φυσικών φαινομένων, η θερμοκρασία των σωμάτων διατηρείται σταθερή. Με άλλα λόγια έχουμε σταθερή θερμοκρασία μέχρι να μεταβεί όλη η μάζα της ουσίας από τη μία φυσική κατάσταση στην άλλη.

B.**ΜΕΘΟΔΟΛΟΓΙΑ ΑΣΚΗΣΕΩΝ****Κατηγορία – Μέθοδος 1**

Ασκήσεις όπου πρέπει να εξετάσουμε το είδος των διαμοριακών δυνάμεων:

Αρχικά βλέπουμε αν τα μόρια είναι πολικά ή μη πολικά.

- Μη πολικά είναι όλα τα μόρια των χημικών στοιχείων και τα μόρια των χημικών ενώσεων με πολωμένους δεσμούς στα οποία η γεωμετρία είναι τέτοια ώστε να μην εμφανίζεται διπολική ροπή, π.χ.: CO_2 , CH_4 .
- Πολικά είναι τα διατομικά μόρια των χημικών ενώσεων και τα πολυατομικά μόρια με πολωμένους δεσμούς όπου η γεωμετρία είναι τέτοια ώστε η διπολική ροπή να είναι διαφορετική από μηδέν, π.χ.: H_2O , NH_3 .

Όταν έχουμε πολικά μόρια προσέχουμε αν περιέχουν άτομα υδρογόνου ενωμένα με φθόριο, οξυγόνο ή άζωτο γιατί στη περίπτωση αυτή έχουμε δεσμό υδρογόνου.

Παράδειγμα 1:

Τι είδους διαμοριακές δυνάμεις ασκούνται μεταξύ των επόμενων ζευγών:

α. $\text{Cl}_2 - \text{Cl}_2$ β. $\text{HCl} - \text{HCl}$ γ. $\text{CO}_2 - \text{CO}_2$ δ. $\text{NH}_3 - \text{H}_2\text{O}$ ε. $\text{HCl} - \text{He}$

Λύση:

- α. Το μόριο του Cl_2 αποτελείται από δύο όμοια άτομα, συνεπώς ο δεσμός είναι μη πολωμένος άρα και το μόριο μη πολικό. Μεταξύ μη πολικών μορίων έχουμε δυνάμεις διασποράς.
- β. Ο δεσμός μεταξύ του υδρογόνου και του χλωρίου στο μόριο του HCl είναι πολωμένος, άρα και το μόριο HCl είναι πολικό. Μεταξύ πολικών μορίων ασκούνται δυνάμεις διπόλου - διπόλου.
- γ. Στο μόριο του CO_2 οι δεσμοί μεταξύ άνθρακα και οξυγόνου είναι πολωμένοι, όμως η γεωμετρία του μορίου είναι τέτοια ώστε η διπολική ροπή του να είναι μηδέν. Οι δυνάμεις που ασκούνται είναι διασποράς.
- δ. Στα μόρια της NH_3 και του H_2O έχουμε πολωμένους δεσμούς και η γεωμετρία τους είναι τέτοια ώστε η διπολική τους ροπή να είναι διάφορη του μηδέν. Παρατηρούμε ότι έχουμε δεσμούς αζώτου - υδρογόνου και υδρογόνου - οξυγόνου. Συνεπώς, στη περίπτωση αυτή έχουμε δεσμούς υδρογόνου.
- ε. Το HCl είναι πολικό ενώ το He είναι μη πολικό, άρα, οι δυνάμεις που αναπτύσσονται θα είναι διπόλου - στιγμιαίου διπόλου.

Κατηγορία – Μέθοδος 2

Ασκήσεις που μας ζητούν να συγκρίνουμε τα σημεία βρασμού ή τα σημεία τήξης ορισμένων ουσιών:

Αρχικά ελέγχουμε αν η ουσία είναι ιοντική ή μοριακή.

- Οι ιοντικές ουσίες έχουν γενικά υψηλότερα σημεία βρασμού και τήξης από τις μοριακές.
- Για τις μοριακές ουσίες εξετάζουμε το είδος των διαμοριακών δυνάμεων που υπάρχει

σε κάθε μία και τη σχετική τους μοριακή μάζα.

- Σε ουσίες με παραπλήσιες σχετικές μοριακές μάζες, όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις, τόσο μεγαλύτερο είναι το σημείο βρασμού ή τήξης.

Παράδειγμα 2:

Να συγκρίνετε τα σημεία βρασμού των παρακάτω σωμάτων:

α. Cl_2

β. HCl

γ. NaCl

δ. HF

Λύση:

Το NaCl είναι ιοντική ένωση, συνεπώς θα παρουσιάζει υψηλότερο σημείο βρασμού από τα υπόλοιπα σώματα που είναι μοριακά.

Οι διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται στα υπόλοιπα σώματα είναι:

Cl_2 : δυνάμεις διασποράς HCl : δυνάμεις διπόλου - διπόλου HF : δεσμός υδρογόνου

Παρατηρούμε ότι η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων αυξάνεται με τη σειρά Cl_2 , HCl , HF . Συνεπώς, θα αυξάνονται αντίστοιχα και τα σημεία βρασμού. Άρα τα σώματα κατά αύξουσα σειρά σημείου βρασμού είναι: Cl_2 , HCl , HF , NaCl .

Κατηγορία – Μέθοδος 3

Ασκήσεις που μας ζητούν να προβλέψουμε ποιες ουσίες διαλύονται και ποιες όχι, σε ορισμένο διαλύτη:

Εξετάζουμε πρώτα αν ο διαλύτης είναι πολικός ή μη πολικός.

- Αν ο διαλύτης είναι πολικός, σε αυτόν διαλύονται πολικές και ιοντικές ενώσεις.
- Αν ο διαλύτης είναι μη πολικός, σε αυτόν διαλύονται μη πολικές ενώσεις.

Δηλαδή, εφαρμόζουμε τον κανόνα: “Τα όμοια διαλύουν όμοια”.

Παράδειγμα 3:

Ποιες από τις επόμενες ενώσεις περιμένετε να διαλύονται στο νερό (H_2O) και ποιες στο εξάνιο (C_6H_{14}); Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας.

α. Na_2CO_3

β. CCl_4

γ. C_8H_{18}

δ. HCl

Λύση:

Το νερό είναι πολικός διαλύτης, ενώ το εξάνιο μη πολικός.

α. Το Na_2CO_3 είναι ιοντική ένωση, άρα διαλύεται στο νερό.

β. Ο CCl_4 είναι μη πολικό μόριο, άρα διαλύεται στο εξάνιο.

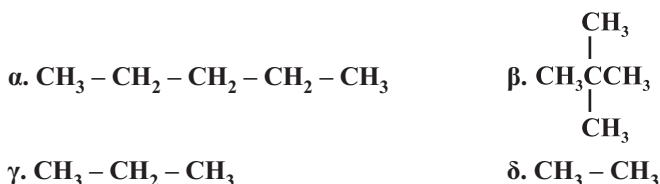
γ. Το C_8H_{18} είναι μη πολικό μόριο, άρα διαλύεται στο εξάνιο.

δ. Το HCl είναι δίπολο μόριο, άρα διαλύεται στο νερό.



ΛΥΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Ισχυρότερες δυνάμεις διασποράς (London) αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων:



(εξετάσεις 2002)

Λύση:

Η ισχύς των δυνάμεων διασποράς εξαρτάται από τη σχετική μοριακή μάζα και από το σχήμα του μορίου. Οι ενώσεις **α.** και **β.** έχουν μεγαλύτερη σχετική μοριακή μάζα (Mr) από τις **γ.** και **δ.**, συνεπώς παρουσιάζουν ισχυρότερες δυνάμεις London.

Οι **α.** και **β.** έχουν την ίδια Mr (ισομερείς ενώσεις), όμως η **α.** έχει ευθύγραμμο σχήμα και η **β.** σφαιρικό, συνεπώς ισχυρότερες δυνάμεις διασποράς εμφανίζονται στην **α.**

(Στις εξετάσεις του 2002 δεν χρειαζόταν αιτιολόγηση.)

2. Για κάθε είδος διαμορφικών δυνάμεων της στήλης Α να αντιστοιχίσετε το ζεύγος της στήλης Β, που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση.

Στήλη Α	Στήλη Β
1. δυνάμεις διασποράς	α. $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{O}$
2. δυνάμεις διπόλου - διπόλου	β. $\text{J}_2 - \text{J}_2$
3. δεσμός υδρογόνου	γ. $\text{HCl} - \text{HCl}$
4. δυνάμεις ιόντος - διπόλου	δ. $\text{Br}^- - \text{H}_2\text{O}$
	ε. $\text{CH}_4 - \text{H}_2\text{O}$

(εξετάσεις 2000)

Λύση:

1. δυνάμεις διασποράς: Αναπτύσσονται μεταξύ μη πολικών μορίων.

Άρα αντιστοιχεί στο ζεύγος **β.**

2. δυνάμεις διπόλου - διπόλου: Αναπτύσσονται μεταξύ διπόλων μορίων.

Άρα αντιστοιχεί στο ζεύγος **γ.**

3. δεσμός υδρογόνου: Αναπτύσσεται μεταξύ πολικών μορίων που περιέχουν ομοιοπολικό δεσμό του υδρογόνου με άζωτο, οξυγόνο ή φθόριο (N, O, F).

Άρα αντιστοιχεί στο ζεύγος **α.**

4. δυνάμεις ιόντων διπόλου: Αναπτύσσονται μεταξύ ενός ιόντος και ενός πολικού μορίου.

Άρα αντιστοιχεί το ζεύγος **δ.**

Στο ζεύγος ε. οι δυνάμεις που αναπτύσσονται είναι διπόλου - στιγμιαίου διπόλου.
(Στις εξετάσεις του 2000 δεν χρειαζόταν αιτιολόγηση.)

3. Να εξηγήσετε γιατί η NH_3 ($M_r = 17$) έχει σημαντικά υψηλότερο σημείο βρασμού από την PH_3 ($M_r = 34$) αν και έχει μικρότερη σχετική μοριακή μάζα.

Λύση:

Μεταξύ των μορίων της NH_3 αναπτύσσονται δεσμοί υδρογόνου, ενώ μεταξύ των μορίων της PH_3 δυνάμεις διπόλου - διπόλου. Αυτό έχει σαν συνέπεια η NH_3 στην οποία οι διαμοριακές δυνάμεις είναι ισχυρότερες να παρουσιάζει υψηλότερο σημείο βρασμού, αν και έχει μικρότερη σχετική μοριακή μάζα από την PH_3 .

4. Να δείξετε ότι μεταξύ δύο γραμμικών κορεσμένων αερίων υδρογονανθράκων, υψηλότερο σημείο βρασμού έχει αυτός με τη μεγαλύτερη πυκνότητα στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Λύση:

Και στους δύο υδρογονάνθρακες, οι διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται είναι δυνάμεις London.

Αυτός που θα έχει μεγαλύτερη σχετική μοριακή μάζα θα παρουσιάζει ισχυρότερες διαμοριακές δυνάμεις, συνεπώς και υψηλότερο σημείο βρασμού.

Οι υδρογονάνθρακες είναι αέριοι, για αυτό και εφαρμόζουμε την καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων:

$$PV = nRT \Leftrightarrow PV = \frac{m}{M_r} RT \Leftrightarrow PVM_r = mRT \Leftrightarrow \frac{m}{V} = \frac{M_r P}{RT} \Leftrightarrow \rho = M_r \frac{P}{RT}$$

Παρατηρούμε ότι η πυκνότητα του υδρογονάνθρακα σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας είναι ανάλογη της σχετικής μοριακής μάζας.

Συνεπώς, ο υδρογονάνθρακας με μεγαλύτερη πυκνότητα έχει υψηλότερη M_r και παρουσιάζει ισχυρότερες διαμοριακές δυνάμεις με αποτέλεσμα να έχει υψηλότερο σημείο βρασμού.

5. Κατά την εξάτμιση ενός υγρού εξασθενίζουν ή καταργούνται:

α. οι ενδομοριακές δυνάμεις

β. οι ενδοατομικές δυνάμεις

γ. οι διαμοριακές δυνάμεις

δ. όλες οι παραπάνω δυνάμεις

Λύση:

Η εξάτμιση είναι φυσικό φαινόμενο, συνεπώς δεν μεταβάλλεται η χημική σύσταση του υγρού. Δηλαδή, οι ενδομοριακές και ενδοατομικές δυνάμεις δεν αλλάζουν.

Επειδή το υγρό κατά την εξάτμιση μεταβαίνει στην αέρια κατάσταση, οι δυνάμεις που εξασθενούν ή καταργούνται είναι οι διαμοριακές.

Άρα σωστή απάντηση είναι η γ.



ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΑ ΘΕΜΑΤΑ

Ερωτήσεις

Σύντομης απάντησης:

1. Ποιές δυνάμεις ονομάζονται διαμοριακές και ποιες ενδομοριακές;
2. α. Ποια μόρια ονομάζονται πολικά και ποια μη πολικά; Αναφέρετε δύο παραδείγματα.
β. Τί ονομάζεται διπολική ροπή ενός μορίου; Από ποιους παράγοντες εξαρτάται;
3. Ποια είδη διαμοριακών δυνάμεων γνωρίζετε; Αναφέρετε από ένα παράδειγμα.
4. α. Πότε εμφανίζονται δεσμοί υδρογόνου;
β. Αναφέρετε δύο συνέπειες του δεσμού υδρογόνου.
5. Από ποιους παράγοντες καθορίζεται η κατάσταση στην οποία θα βρεθεί μία ουσία σε ορισμένες συνθήκες;
6. Ποιες μετατροπές ονομάζονται:
α. τήξη β. πήξη γ. εξάερωση δ. υγροποίηση ε. εξάχνωση

Συμπλήρωσης κενών:

1. Οι δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ μορίων ονομάζονται και είναι από τις ενδομοριακές.
2. Κατά την εξάτμιση μίας ποσότητας νερού εξασθενούν οι δυνάμεις, ενώ οι δυνάμεις δεν μεταβάλλονται.
3. Τα διατομικά μόρια που αποτελούνται από άτομα, όπως το μόριο, εμφανίζουν πολικότητα, ενώ τα μόρια των, όπως το μόριο, δεν εμφανίζουν πολικότητα.
4. Η διπολική ροπή αποτελεί το μέτρο της ενός μορίου. Είναι μέγεθος. Το μέτρο της δίνεται από τη σχέση $\mu = \dots\dots\dots$ Η διπολική ροπή ενός μορίου εξαρτάται από την των και τη γεωμετρία του μορίου.
5. Το νερό βράζει σε υψηλή θερμοκρασία εξαιτίας των δυνάμεων που ασκούνται μεταξύ των και οι οποίες ονομάζονται δυνάμεις
6. Οι δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ διπόλων μορίων και μη διπόλων μορίων ονομάζονται δυνάμεις
7. Οι δυνάμεις – ονομάζονται και δυνάμεις London.
8. Η τήξη, η εξάερωση και η εξάχνωση, είναι φαινόμενα, ενώ η πήξη και η υγροποίηση

Σωστό - Λάθος:

Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές (Σ) και ποιες λάθος (Λ);

1. Όλα τα διατομικά μόρια εμφανίζουν πολικότητα. ()
2. Τα μόρια όλων των χημικών στοιχείων είναι μη πολικά. ()
3. Η διπολική ροπή του μορίου του υδροχλωρίου είναι μεγαλύτερη από τη διπολική ροπή του μορίου του διοξειδίου του άνθρακα. ()
4. Τα πολικά μόρια είναι ηλεκτρικά ουδέτερα. ()
5. Αναγκαία συνθήκη για να εμφανίζει ένα μόριο διπολική ροπή είναι να αποτελείται από άτομα διαφορετικών στοιχείων. ()
6. Υπάρχουν μόρια που έχουν πολωμένους δεσμούς και είναι μη πολικά. ()
7. Κατά τη διάλυση NaCl στο H_2O σχηματίζονται δεσμοί διπόλου - διπόλου. ()
8. Μεταξύ των μορίων κάθε υδρογονούχου ένωσης υπάρχουν δεσμοί υδρογόνου. ()
9. Οι ασθενέστερες διαμοριακές δυνάμεις είναι οι δυνάμεις London. ()
10. Μεταξύ των ενώσεων H_2O και H_2S , το μικρότερο σημείο βρασμού έχει αυτή με το μικρότερο μοριακό βάρος. ()
11. Τα στερεά έχουν ορισμένο σχήμα και όγκο. ()
12. Ο βρασμός ενός υγρού γίνεται μόνο από την ελεύθερη επιφάνειά του. ()
13. Οι ιοντικές ενώσεις έχουν υψηλότερο σημείο βρασμού από τις ομοιοπολικές με παραπλήσια σχετική μοριακή μάζα. ()
14. Τα υγρά χαρακτηρίζονται από συγκεκριμένο σχήμα και όγκο. ()

Πολλαπλής επιλογής:

1. Οι δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των ατόμων ενός διατομικού μορίου χαρακτηρίζονται ως:
 - α. διαμοριακές β. ενδομοριακές γ. διατομικές δ. ενδοατομικές
2. Τα μόρια των χημικών στοιχείων:
 - α. είναι ηλεκτρικά δίπολα
 - β. είναι ηλεκτρικά δίπολα, μόνο στα υγρά στοιχεία
 - γ. είναι ηλεκτρικά δίπολα, μόνο στα πολυατομικά στοιχεία
 - δ. είναι πάντα μη πολικά
3. Ένα διατομικό μόριο είναι ηλεκτρικό δίπολο όταν:
 - α. αποτελείται από άτομα με διαφορετικό ατομικό αριθμό
 - β. αποτελείται από άτομα του ίδιου στοιχείου
 - γ. τα άτομά του συνδέονται με απλό ομοιοπολικό δεσμό
 - δ. σε καμία από τις παραπάνω περιπτώσεις

4. Το μόριο του HCl έχει μικρότερη διπολική ροπή από αυτό του HF γιατί:
- α. το Cl είναι ηλεκτραρνητικότερο του F
 - β. το F είναι ηλεκτραρνητικότερο του Cl
 - γ. το HCl έχει μεγαλύτερη σχετική μοριακή μάζα
 - δ. το HCl είναι γραμμικό μόριο ενώ το HF σφαιρικό
5. Το μόριο του διοξειδίου του άνθρακα (CO_2):
- α. είναι πολικό
 - β. είναι μη πολικό γιατί ο δεσμός μεταξύ C και O δεν είναι πολωμένος.
 - γ. είναι μη πολικό γιατί αν και περιέχει πολωμένους δεσμούς η διπολική του ροπή είναι μηδέν.
 - δ. τίποτα από τα παραπάνω
6. Οι δυνάμεις μεταξύ των ατόμων των ευγενών αερίων είναι:
- α. διπόλου - διπόλου
 - β. διπόλου - στιγμιαίου διπόλου
 - γ. στιγμιαίου διπόλου - στιγμιαίου διπόλου
 - δ. ομοιοπολικός δεσμός
7. Με την έκφραση “τα όμοια διαλύουν όμοια” εννοούμε:
- α. τα υγρά διαλύονται στα υγρά
 - β. οι ομοιοπολικές ενώσεις διαλύονται σε ομοιοπολικές ενώσεις
 - γ. οι πολικοί διαλύτες διαλύουν πολικές ενώσεις και αντίθετα
 - δ. οι οργανικές ενώσεις διαλύονται μόνο σε οργανικούς διαλύτες
8. Οι αλκοόλες με μικρή σχετική μοριακή μάζα διαλύονται στο νερό γιατί:
- α. είναι ιοντικές ενώσεις
 - β. σχηματίζουν δεσμούς υδρογόνου με αυτό
 - γ. σχηματίζουν δεσμούς Van der Waals με αυτό
 - δ. έχουν μη πολικά μόρια
9. Το υψηλό σημείο βρασμού του νερού οφείλεται:
- α. στη σχετική μοριακή του μάζα
 - β. στις ισχυρές διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων του
 - γ. στο ότι είναι υδρογονούχα ένωση
 - δ. στη μεγάλη σταθερότητα των δεσμών μεταξύ H και O στο μόριό του
10. Η μετατροπή μίας υγρής ουσίας σε στερεή ονομάζεται:
- α. εξάτμιση
 - β. βρασμός
 - γ. εξάχνωση
 - δ. πήξη
11. Από τα παρακάτω φυσικά φαινόμενα εξώθερμο είναι:
- α. η πήξη
 - β. ο βρασμός
 - γ. η εξάχνωση
 - δ. η τήξη

Αντιστοίχισης:

1. Αντιστοιχίστε την κάθε χημική ουσία της στήλης Α με έναν από τους χαρακτηρισμούς της στήλης Β, ο οποίος αναφέρεται στο μόριο της αντίστοιχης ουσίας.

Στήλη Α	Στήλη Β
1. CCl_4 2. HCl 3. F_2 4. NH_3 5. CO_2 6. H_2O	α. μη πολωμένος δεσμός β. πολωμένοι δεσμοί - μη ηλεκτρικό δίπολο γ. ένας πολωμένος δεσμός δ. πολωμένοι δεσμοί - ηλεκτρικό δίπολο

2. Αντιστοιχίστε αμφιμονοσήμαντα (ένα προς ένα) τα είδη των δυνάμεων της στήλης Α με τα σώματα της στήλης Β, στα οποία εμφανίζεται η αντίστοιχη δύναμη.

Στήλη Α	Στήλη Β
1. δεσμός υδρογόνου 2. δυνάμεις διπόλου - διπόλου 3. δυνάμεις ιόντος - διπόλου 4. δυνάμεις διασποράς	α. υδατικό διάλυμα NaCl β. HBr γ. H_2 δ. $\text{NH}_{3(l)}$

3. Αντιστοιχίστε τις χημικές ενώσεις της στήλης Α με τα σημεία βρασμού στη στήλη Β.

Στήλη Α	Στήλη Β
1. CCl_4 2. NaCl 3. H_2O 4. Cl_2	α. $-34\text{ }^\circ\text{C}$ β. $660\text{ }^\circ\text{C}$ γ. $76\text{ }^\circ\text{C}$ δ. $100\text{ }^\circ\text{C}$

4. Αντιστοιχίστε τα φυσικά φαινόμενα της στήλης Α με τον κατάλληλο χαρακτηρισμό της στήλης Β.

Στήλη Α	Στήλη Β
1. τήξη 2. πήξη 3. υγροποίηση 4. εξαέρωση 5. εξάχνωση	α. ενδόθερμο φαινόμενο β. εξώθερμο φαινόμενο

Ασκήσεις - Προβλήματα

1. Να εξηγήσετε τι είδους διαμοριακές δυνάμεις ασκούνται μεταξύ των επόμενων ζευγών:
 α. $F_2 - Cl_2$ β. $Ca^{2+} - H_2O$ γ. $HF - H_2O$ δ. $Ar - Ne$ ε. $HCl - HBr$
2. Σε ένα δοχείο περιέχονται χωρίς να αντιδρούν μεταξύ τους τα αέρια: CH_4 , CO_2 , H_2O , HCl .
 α. Να εξετάσετε τι είδους δυνάμεις ασκούνται μεταξύ των μορίων των αερίων.
 β. Αν το αέριο μίγμα το διοχετεύσουμε σε CCl_4 , ποιό αέριο θα διαλυθεί ευκολότερα;
3. Να καθορίσετε το είδος των διαμοριακών δυνάμεων που εμφανίζονται:
 α. Μεταξύ των μορίων υγρής αμμωνίας.
 β. Μεταξύ των ατόμων του αργού.
 γ. Σε υδατικό διάλυμα χλωριούχου καλίου.
 δ. Σε διάλυμα βρωμίου σε τετραχλωράνθρακα.
4. Να εξετάσετε αν η αιθανόλη (CH_3CH_2OH), ή ο διμεθυλαιθέρας (CH_3OCH_3) έχει υψηλότερο σημείο βρασμού.
 Δίνονται: Ar_C : 12, Ar_H : 1, Ar_O : 16.
5. Ποιος από τους παρακάτω υδρογονάνθρακες πιστεύετε ότι έχει υψηλότερο σημείο βρασμού; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
 α. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$
 β. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} - CH_3$
 γ. $CH_3 - CH_2 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{\overset{\substack{CH_3 \\ |}}{C}} - CH_3$
6. Δίνονται οι ουσίες F_2 , HF , NaF .
 α. Να τις κατατάξετε κατά αυξανόμενο σημείο βρασμού.
 β. Ποια από τις ουσίες περιμένετε να διαλύεται ευκολότερα στο νερό;
 γ. Ποια από τις ουσίες περιμένετε να διαλύεται ευκολότερα στον τετραχλωράνθρακα;
 Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.
7. Να κατατάξετε τις ουσίες H_2O , Ne , HCl , HBr , HF , κατά αυξανόμενο σημείο βρασμού.
8. Οι ενώσεις των στοιχείων της VA ομάδας του περιοδικού πίνακα με το υδρογόνο είναι: NH_3 , PH_3 , AsH_3 και SbH_3 . Για τα σημεία βρασμού των παραπάνω ενώσεων ισχύει: $\sigma.β.(PH_3) < \sigma.β.(AsH_3) < \sigma.β.(NH_3) < \sigma.β.(SbH_3)$.
 Αν ο ατομικός αριθμός των στοιχείων της VA ομάδας αυξάνεται από το N προς το Sb, να εξηγήσετε την “ανωμαλία” που παρουσιάζεται στα σημεία βρασμού.
 Δίνονται: Ar_N : 14, Ar_P : 31, Ar_{As} : 75, Ar_{Sb} : 122.

Ε.**ΤΟ ΞΕΧΩΡΙΣΤΟ ΘΕΜΑ**

Η VIIA ομάδα του περιοδικού πίνακα αποτελείται από τα: F, Cl, Br, I, κατά αύξοντα ατομικό αριθμό.

α. Να συγκρίνετε τη διπολική ροπή των ενώσεών τους με το υδρογόνο (HF, HCl, HBr, HI).

β. Να εξετάσετε το είδος των διαμοριακών δυνάμεων που αναπτύσσονται μεταξύ των ενώσεων του ερωτήματος α.

γ. Για τα σημεία βρασμού ισχύει: $\sigma.β.(HCl) < \sigma.β.(HBr) < \sigma.β.(HI) < \sigma.β.(HF)$. Να αιτιολογήσετε την παραπάνω κατάταξη.

δ. Ποιο είδος διαμοριακών δυνάμεων θα αναπτυχθεί αν διαλύσουμε τις ενώσεις του ερωτήματος α. στο νερό;

ε. Αν σε ένα δοχείο περιέχεται αέριο μίγμα των HF, HCl, HBr, HI, ποιο από αυτά θα υγροποιηθεί πρώτο, αν ψύξουμε το μίγμα;

Υπόδειξη:

Θυμηθείτε πως μεταβάλλεται η ηλεκτραρνητικότητα σε μία ομάδα του περιοδικού πίνακα, όταν αυξάνεται ο ατομικός αριθμός.