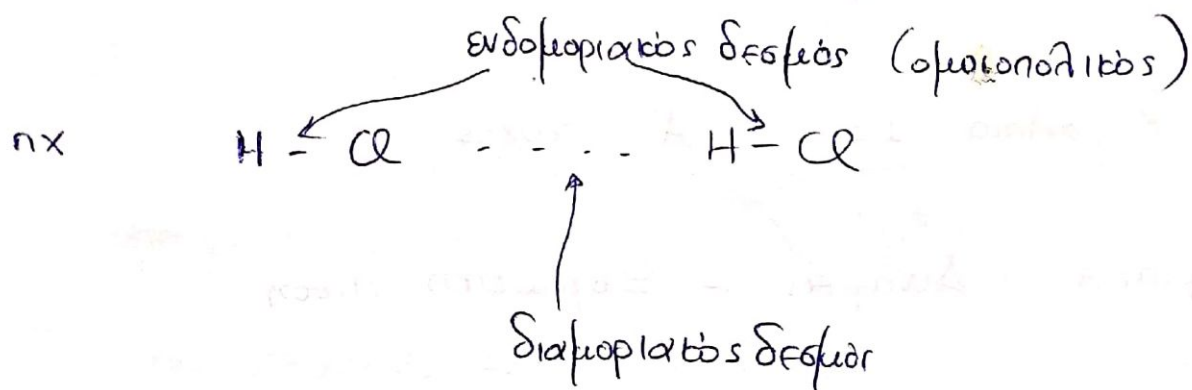




Οι διαμοριακές δυνάμεις είναι γενικά αδυνάστερες από τις ενδομοριακές δηλ. απαιτείται σημαντικά περισσότερη ενέργεια για να διασπαστούν οι ενδομοριακές δυνάμεις απ' όση απαιτείται για να απομακρυνθούν τα μόρια μεταξύ τους ώστε να μην ασκούνται (κατάργηση) οι διαμοριακές.

Διπολική ροπή:

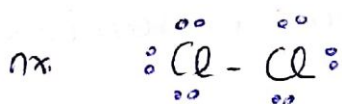
Ηλεκτραρνητικότητα: Είναι η τάση ενός ατόμου να έλκει τα κοινά ζεύγη των ηλεκτρονίων των ομοιοπολικών δεσμών στους οποίους συμμετέχει.

Στον Περιοδικό Πίνακα η ηλεκτραρνητικότητα αυξάνεται προς τα πάνω σε μία ομάδα και προς τα δεξιά σε μία περίοδο. Έτσι ανάλογα με το είδος των ατόμων που κάνουν χημικό (ομοιοπολικό) δεσμό έχουμε:

α) Μη πολικός (ή μη πολωμένος) ομοιοπολικός δεσμός:

Είναι αυτός που σχηματίζεται μεταξύ ατόμων του ίδιου χημικού στοιχείου (άτομα με ίδια ηλεκτραρνητικότητα)

Το κοινό ζεύγος e^- έλκεται ομοίως από τους πυρήνες και έτσι σαν αποτέλεσμα μια ομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους e^- μεταξύ των δύο ατόμων.



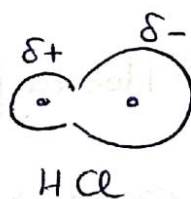
β) Πολικός (ή πολωμένος) ομοιοπολικός δεσμός:

(3)

Είναι αυτός που σχηματίζεται μεταξύ ατόμων διαφορετικών στοιχείων (άτομα με διαφορετική ηλεκτραρνητικότητα)

Το κοινό ζεύγος e^- έλκεται περισσότερο από το ηλεκτραρνητικότερο άτομο, οπότε μετατοπίζεται προς τον πυρήνα αυτού. Έτσι δημιουργείται μια ασύμμετρη κατανομή του κοινού ζεύγους e^- μεταξύ των δύο ατόμων, οπότε εμφανίζεται ένα κλάσμα αρνητικού φορτίου (δ^-) προς το ηλεκτραρνητικότερο άτομο και ένα κλάσμα θετικού φορτίου (δ^+) προς το άλλο άτομο.

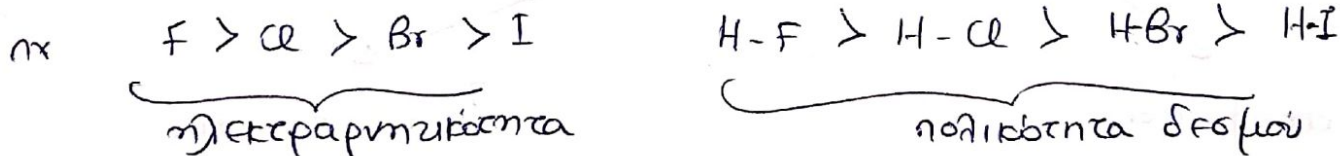
π.χ.



Πολικό μόριο
συμπεριφέρεται ως
ηλεκτρικό δίπολο.

Χαρακτηριστικά παραδείγματα είναι τα μόρια της μορφής $A-B$ $\delta^+ \delta^-$

- Όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας ανάμεσα στα A και B τόσο περισσότερο πολωμένος είναι ο δεσμός.



Διπολική ροπή:

Είναι το μέτρο της πολικότητας ενός ομοιοπολικού δεσμού.

Είναι διανυσματικό μέγεθος (μέτρο και κατεύθυνση)

Έχει συμβατική φορά από το θετικό προς το αρνητικό.

$$\mu = q \cdot r \quad \text{ή} \quad \mu = \delta \cdot r$$



στοιχειώδες φορτίο



η απόσταση ανάμεσα στους δύο πόλους



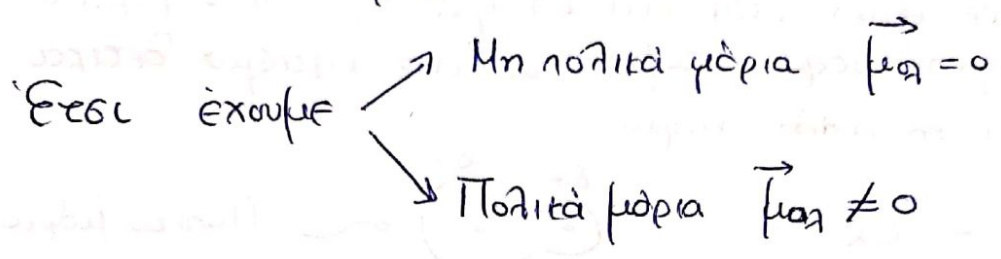
Μονάδες: (Παλαιότερα το D : debye) $C \cdot m$ (S.I.)

Η διπολική ροπή ενός μορίου εξαρτάται:

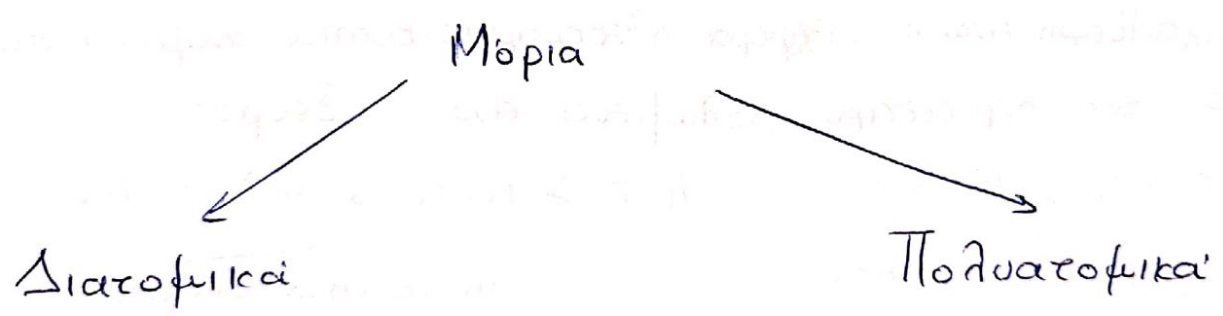
α) από την πόλωση των δεσμών (μεγαλύτερη διαφορά ηλεκτραρρητικότητας $\Rightarrow$ πιο πολωμένος ο δεσμός $\Rightarrow$ τόσο μεγαλύτερη η διπολική ροπή του δεσμού).

β) από τη γεωμετρία του μορίου.

Υπάρχουν μόρια που είναι δυνατόν να έχουν πολωμένους δεσμούς αλλά να έχουν $\vec{\mu}_{\text{ολ}} = 0$ λόγω συμμετρίας.



Στο πολικό μόριο υπάρχουν 2 πόλοι, ένας θετικός $\delta+$ και ένας αρνητικός $\delta-$ και το μόριο συμπεριφέρεται ως ηλεκτρικό δίπολο αλλά είναι ηλεκτρικά ουδέτερο.



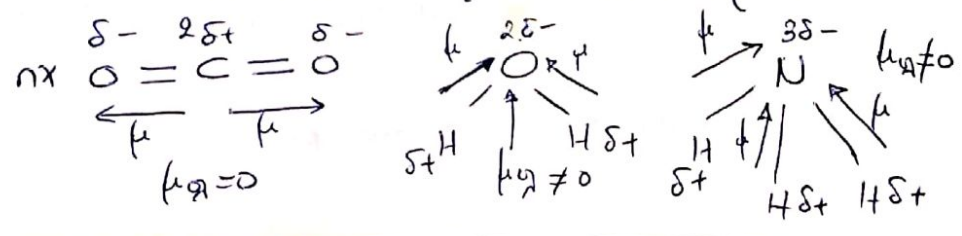
α) Αν αποτελούνται από άτομα του ίδιου στοιχείου είναι μη πολικά ($\mu=0$) πχ $\text{H}_2, \text{F}_2, \text{O}_2, \text{N}_2 \dots$

β) Αν αποτελούνται από άτομα διαφορετικών στοιχείων είναι πολικά. ($\mu \neq 0$) πχ $\text{HCl}, \text{CO}, \text{NO} \dots$

Σε αυτά, η διπολική ροπή του μορίου εξαρτάται από:

- α) Την πολικότητα του κάθε δεσμού
- β) την γεωμετρία του μορίου

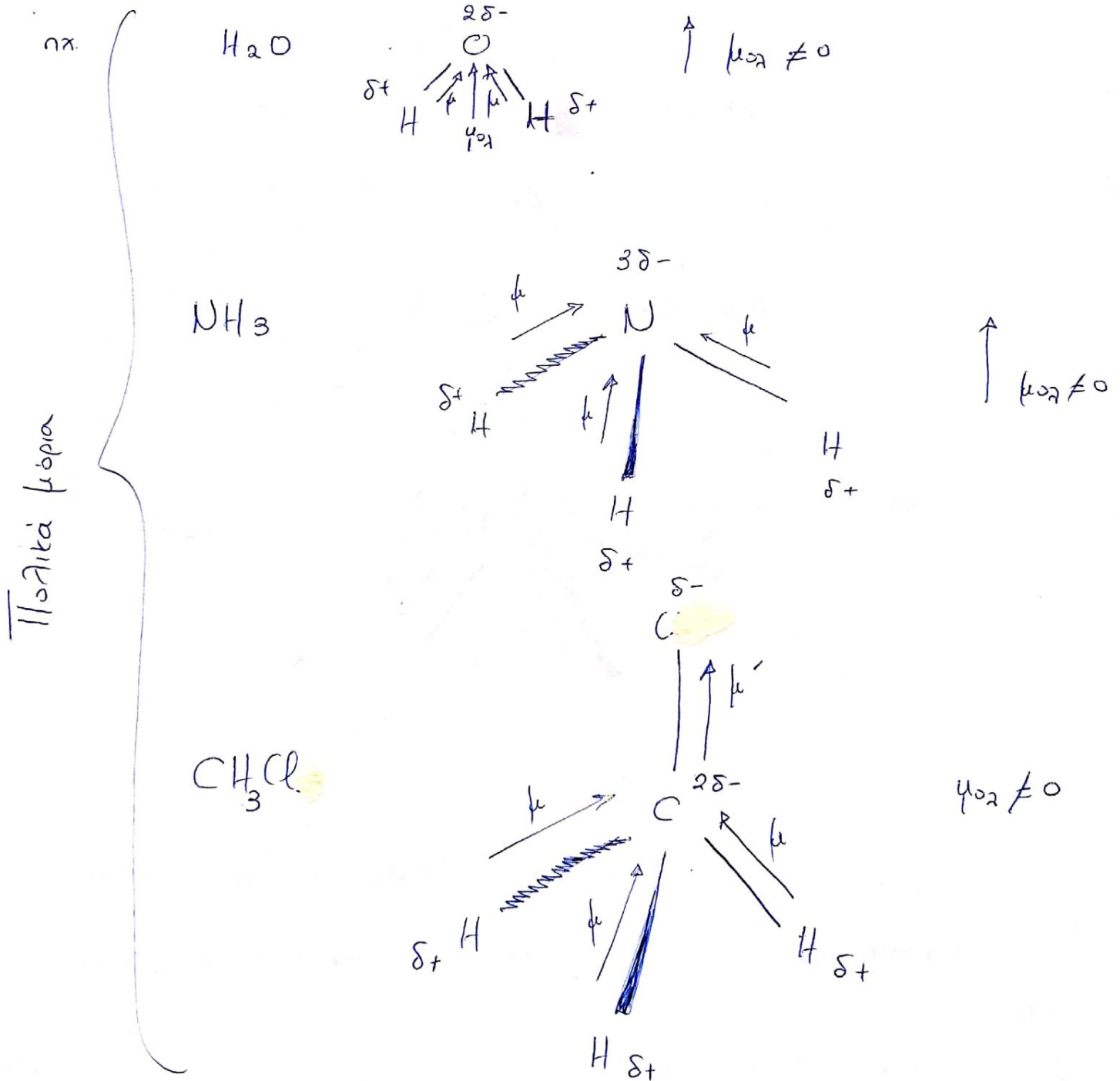
Η διπολική ροπή είναι διανυσματικό μέγεθος και για τον προσδιορισμό του $\vec{\mu}_{\text{ολ}}$ προσθέτουμε διανυσματικά τις διπολικές ροπές των δεσμών.

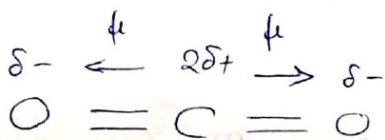
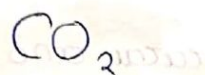


Πολυατομικά μόρια

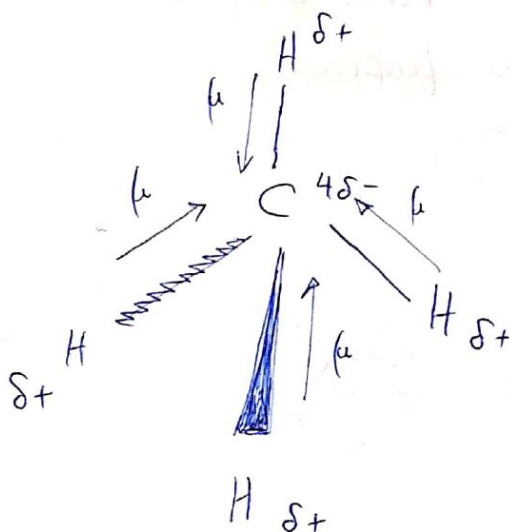
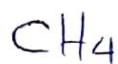
Παραδείγματα για κατανοήση!

$$\vec{\mu}_{\text{ολ}} = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \dots$$

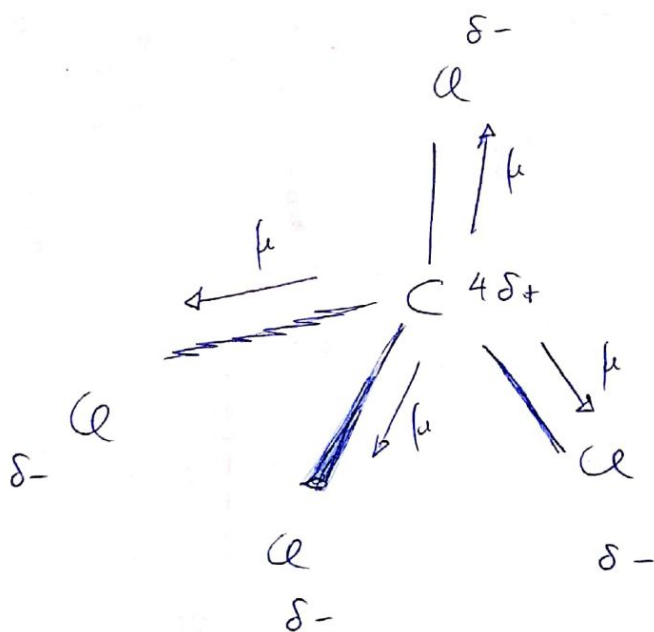
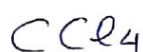




$$\mu_{\text{ολ}} = 0$$



$$\mu_{\text{ολ}} = 0$$



$$\mu_{\text{ολ}} = 0$$

Τα μόρια των υδρογονανθράκων θεωρούνται μη πολικά
(Ο άνθρακας και το υδρογόνο έχουν παρόμοιες τιμές ηλεκτραρνητικότητας)

Στα οργανικά μόρια τύπου CX_4 , $\mu_{\text{ολ}} = 0$ (σφαιρική διάταξη)

Αν το άτομο του άνθρακα ενώνεται με διαφορετικά άτομα $\mu_{\text{ολ}} \neq 0$

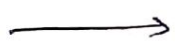
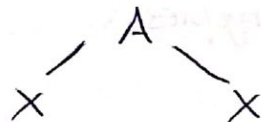
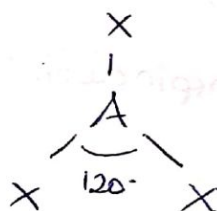
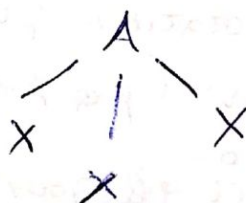
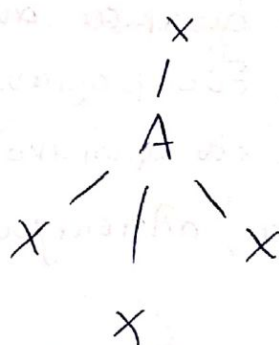
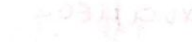
Γενικά:

Μόριο

Γεωμετρία

μολ

παράδειγματα

 AX_2  $\mu_{ολ} = 0$ οχι $CO_2, BeF_2..$  $\mu_{ολ} \neq 0$ οχι $H_2O, H_2S..$ AX_3  $\mu_{ολ} = 0$ οχι BF_3, SO_3  $\mu_{ολ} \neq 0$ οχι $NH_3, PCl_3..$ AX_4  $\mu_{ολ} = 0$ οχι CH_4

Διαφοριακές Δυνάμεις

Είναι οι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης που ασκούνται μεταξύ των μορίων.

Ταξινομούνται σε τρεις μεγάλες κατηγορίες :

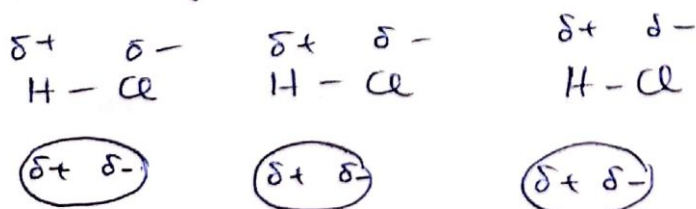
- Δυνάμεις διπόλου-διπόλου
- Δυνάμεις London (διασποράς)
- Δεσμός υδρογόνου (ειδική περίπτωση διπόλου-διπόλου)

[α] Δυνάμεις διπόλου-διπόλου

Είναι ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης που ασκούνται μεταξύ πολικών (διπόλων) μορίων ($\mu \neq 0$)

Όταν δύο πολικά μόρια π.χ. $\overset{\delta+}{\text{H}}-\overset{\delta-}{\text{Cl}}$ φεθούν με κατάλληλο προσανατολισμό, ασκούνται ελκτικές δυνάμεις ανάμεσα στα ετερόπολα φορτισμένα άκρα (πόλους) των δύο μορίων. Ο θετικός πόλος του ενός διπόλου μορίου ($\delta+$) έλκει τον αρνητικό πόλο του άλλου μορίου ($\delta-$). Έτσι τα μόρια έλκονται, πλησιάζουν και ευθυγραμμίζονται.

Έτσι το σύστημα αποκτά μικρότερη ενέργεια και έχει μεγαλύτερη σταθερότητα.



Οι δυνάμεις διπόλου-διπόλου αναπτύσσονται μεταξύ πολικών μορίων στη σέρη, στην υγρή ή και στην αέρια φάση (ηίο αόδωνεις)

Τα μόρια μπορεί να είναι όμοια ή διαφορετικά.

(9)
Η ισχύς των δυνάμεων διπόλου-διπόλου αυξάνεται όσο μεγαλύτερη είναι η διπολική ροπή του μορίου (με την προϋπόθεση ότι έχω παρατηρήσει σχετική μοριακή μάζα. Με άλλα τα μόριά τους έπουν ίδια μάζα και όγκο περίπου)

Όσο πιο ισχυρές είναι οι διαμοριακές δυνάμεις τόσο υψηλότερο είναι το σημείο γέωσης της ουσίας δηλ. τόσο πιο εύκολα υφθαίρεται

Παράδειγμα : οινικός Ι.Ι. σελ. 14 Α' τμήμα

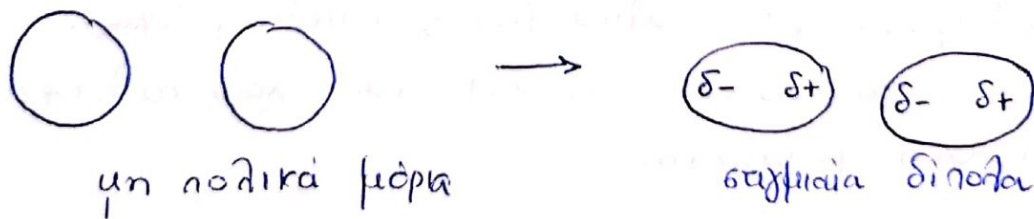
Β Δυνάμεις διασποράς (London)

Είναι αδρανείς ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης που αδρούν ανάμεσα σε αμυχιαία διπόλα. Ονομάζονται και δυνάμεις διασποράς, διότι οι δυνάμεις αυτές δεν έχουν ορισμένη κατεύθυνση.

Εμφανίζονται στις ακόλουθες περιπτώσεις:

α) Μεταξύ μη πολικών μορίων (παροδικά διπόλα)

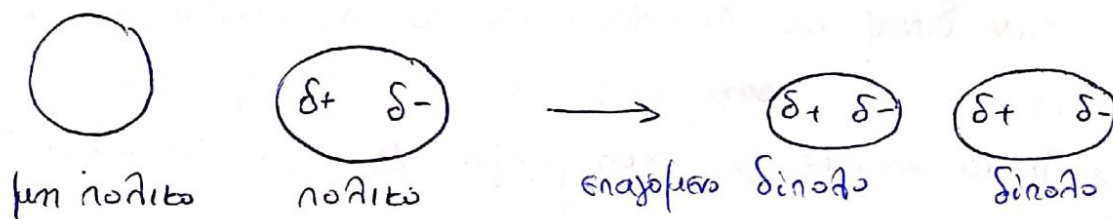
Λόγω της τυχαίας μετατόπισης των ηλεκτρονίων δημιουργούνται παροδικά (αμυχιαία) διπόλα, που έλκονται μεταξύ τους



πχ. ευγενή αέρια, κηφικά στοιχεία, μόρια κηφικών ενώσεων με $\mu_{\text{π}} = 0$

β) Μεταξύ πολικού μορίου (μόνιμο διπόλο) και μη πολικού μορίου (παροδικό διπόλο)

Το μη πολικό μόριο ($\mu_{\text{π}} = 0$) πολώνεται εξ επαγωγής από ένα πολικό μόριο ($\mu_{\text{π}} \neq 0$)



Οι δυνάμεις διασποράς (London) αναπτύσσονται σε όλα τα μόρια, πολικά ή μη, αφού σε όλα τα μόρια μπορεί να γίνει στιγμιαία ανισοκατανομή των ηλεκτρονίων τους. ★
★
★

Αναπτύσσονται ανάμεσα σε άτομα (πχ I_2, I_2) ή διαφορετικά μόρια (O_2, F_2 ή O_2, H_2O)

Παράγοντες που επηρεάζουν την ισχύ των δυνάμεων London

είναι:

α) Η σχετική μοριακή μάζα (M_r)

Όσα μεγαλύτερα μόρια (μεγαλύτερη M_r) υπάρχουν περισσότερα e^- οπότε η κατανομή των e^- διαταράσσεται πιο εύκολα και να δημιουργούνται στιγμιαία διπόλα.

Αύξηση $M_r \Rightarrow$ αύξηση της ισχύος των δυνάμεων London

β) Το σχήμα των μορίων

Γενικά, τα ευθύγραμμα (γραμμικά) μη πολικά μόρια εμφανίζουν ισχυρότερους διαμοριακούς δεσμούς από τα σφαιρικά (διακλαδισμένα) μη πολικά μόρια, επειδή μπορούν να πλησιάσουν πιο κοντά το ένα στο άλλο και έχουν καλύτερη επαφή-αλληλεπίδραση μεταξύ τους

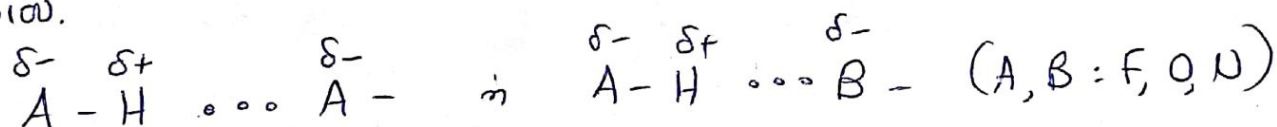
Το 1873, ο Van der Waals, για να εξηγήσει τις αποκλίσεις των πραγματικών αερίων από την καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων ανέφερε την ύπαρξη διαμοριακών δυνάμεων και έρεε οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ διπόλου-διπόλου, διπόλου-μη διπόλου και μη διπόλου-μη διπόλου αναφέρονται γενικά ως δυνάμεις Van der Waals

8 Δεσμός υδρογόνου

Είναι μια ειδική περίπτωση διαμοριακού δεσμού δινόλου-δινόλου.

Είναι ηλεκτρική δύναμεις ηλεκτροστατικής φύσης που αναπτύσσονται μεταξύ μορίων που περιέχουν άτομο υδρογόνου ενωμένο απευθείας με ομοιοπολικό δεσμό με ένα ισχυρά ηλεκτραρνητικό άτομο (F, O, N) που έχει μικρό μέγεθος (ατομική ακτίνα)

Ο δ.Η αναπτύσσεται μεταξύ του ατόμου $H^{\delta+}$ που ανήκει σε ένα μόριο (το Η είναι $\delta+$ αφού η ισχυρή έλξη που ασκεί το ηλεκτραρνητικό άτομο, αφήνει το Η σχεδόν γυμνό από e^-) και του ισχυρά ηλεκτραρνητικού ατόμου (F, O, N) του άλλου μορίου.



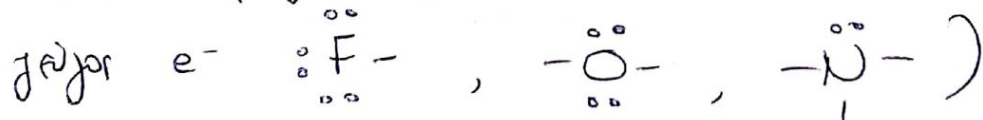
A-H μόριο ή μέρος ενός μορίου

B μέρος ενός άλλου ή του ίδιου μορίου

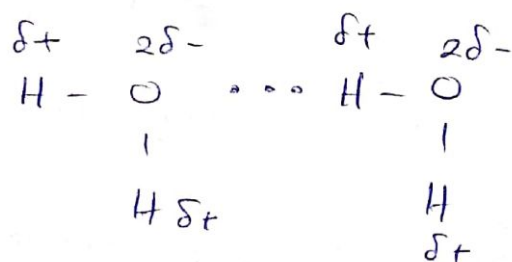
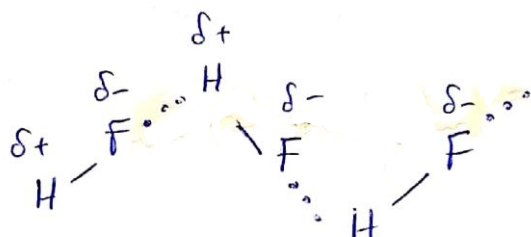
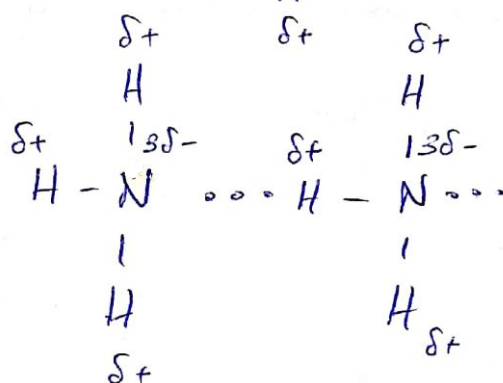
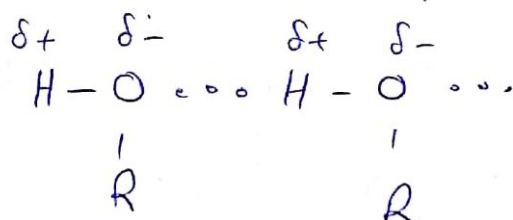
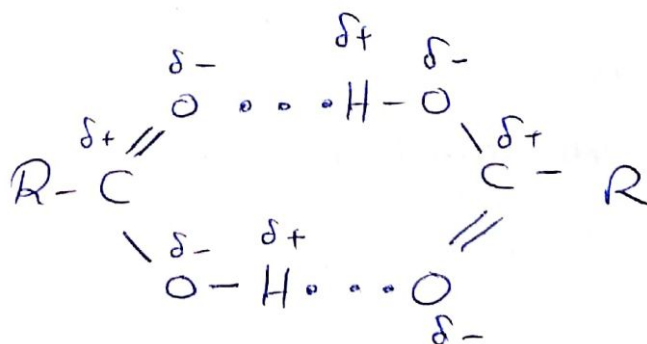
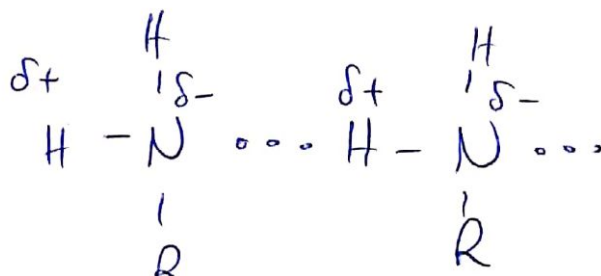
Ο δ.Η συμβολίζεται με τρεις τελείες (...)

Προϋπόθεση:

Το άτομο Η να συνδέεται απευθείας με ομοιοπολικό δεσμό με ισχυρά ηλεκτραρνητικό άτομο (F, O, N) με μικρό σχετικά μέγεθος (και να διαθέτει ένα τουλάχιστον μη δεσμικό ζεύγος e^-)



Παραδείγματα

 H_2O  HF  NH_3  ROH  $RCOOH$  RNH_2 

Συνέπειες του δεσμού υδρογόνου

(13)

α) Επίδραση στο σημείο ζέσης

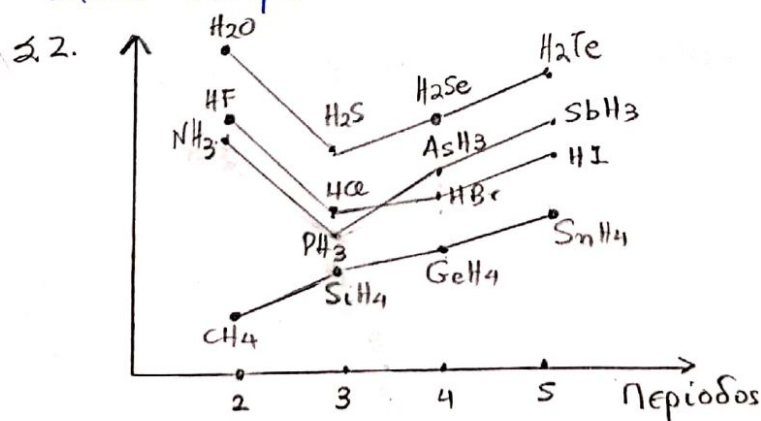
Οι κημικές ενώσεις των οποίων τα μόρια συνδέονται με δεσμό υδρογόνου έχουν υψηλότερα σημεία ζέσης (Σ.Ζ.) σε σχέση με άλλες κημικές ενώσεις που έχουν την ίδια ή παρόμοια Μ.ρ.

Παραδείγματα

► Τα κατώτερα μέλη των αλκοολών (ROH) έχουν υψηλότερα Σ.Ζ. σε σχέση με τους ισομερείς τους αιθέρες (ROR') και με τα αλκάνια (RH) που έχουν παρόμοιες Μ.ρ.

	$CH_3CH_2CH_3$	CH_3OCH_3	CH_3CH_2OH
	δυνάμεις διασποράς	δυνάμεις διπόλου-διπόλου	δεσμός υδρογόνου
Μ.ρ.	44	46	46
Σ.Ζ.	-42°C	-25°C	+8°C

► Οι υδρογονούχες ενώσεις των πρώτων μελών των κημικών στοιχείων των ομάδων VA, VIA και VIIA του περιοδικού πίνακα (NH_3, H_2O, HF) εμφανίζουν αρκετά υψηλότερα Σ.Ζ. σε σύγκριση με τις υδρογονούχες ενώσεις των υπόλοιπων κημικών στοιχείων των ομάδων τους. Αυτό γίνεται γιατί τα N, O, F είναι πολύ ηλεκτραρνητικά στοιχεία και περιέχουν μη δεσμικά ζεύγη e^- οπότε ανάμεσα στα ένωση τους υπάρχουν δεσμοί υδρογόνου.

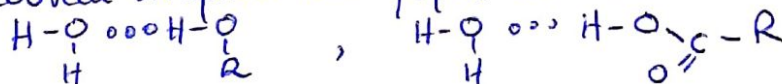


Σημεία ζέσης για τις υδρογονούχες ενώσεις των στοιχείων των ομάδων IVA, VA, VIA και VIIA

Το Σ.Ζ. αυξάνεται με την αύξηση του Μ.ρ. (αυξάνονται οι δυνάμεις London). Αποκλίσεις υπάρχουν στα NH_3, H_2O, HF λόγω δεσμού υδρογόνου.

β) Επίδραση στη διαλυτότητα

Η μεγάλη διαλυτότητα που εμφανίζουν τα κατώτερα μέλη των αλκοολών (ROH) και των καρβοξυλικών οξέων ($RCOOH$) στο νερό, οφείλονται στους δεσμούς υδρογόνου που αβτούνται ανάμεσα στα μόρια τους και στο νερό.



Όσο αυξάνεται η ανθρακική αλυσίδα του $-R$, επικρατεί (14)
το μη πολικό (υδρόφοβο) τμήμα των μορίων, οπότε ελαττώνεται
ο δ.Η. και μειώνεται η διαλυτότητά τους στο νερό

γ) Επίδραση στις ιδιότητες του νερού.

ι) Υψηλό ΣZ

ii) κρυσταλλική δομή του πάγου [τα μόρια του νερού έχουν τον
μέγιστο αριθμό δεσμών υδρογόνου]

Έτσι έχει μικρότερη πυκνότητα και επιπλέει στην επιφάνεια του
νερού

δ) Επίδραση σε πολυηλεκτρονικά μόρια (οργανικά)

i) Αντοχή του ναίου

ii) DNA

iii) Διαμόρφωση δευτεροταγούς δομής πρωτεϊνών

ε) Ο αδρανής ήρω χαρακτήρας του HF.

Επίδραση των διαμοριακών δυνάμεων σε φυσικές ιδιότητες
των ουσιών:

α) Διαλυτότητα:

« Όμοια διαλύει όμοια » δηλ. οι πολικοί διαλύονται διαλύ-
σις πολικές ουσίες και οι μη πολικοί διαλύονται, διαλύει μη πολικές
ουσίες.

Η διάλυση μιας ουσίας σε ένα διαλύτη γενικά, πραγματοποι-
ποιείται όταν οι διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ της
διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη είναι ισχυρότερες από τις
διαμοριακές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων
διαλύτη - διαλύτη και μεταξύ των μορίων διαλυμένης ουσίας - δια-
λυμένης ουσίας

Παραδείγματα

(15)

- Χαρακτηριστικό παράδειγμα πολικού διαλύτη είναι το νερό, του οποίου το μόριο έχει σχετικά μεγάλη διπολική ροπή και μικρό μέγεθος. Έχει μεγάλη διηλεκτρική σταθερά και ευνοεί τη διάλυση ιονικών ενώσεων και έχει επίσης τη δυνατότητα να δημιουργεί δεσμούς υδρογόνου, οπότε προκαλεί τη διάλυση πολλών οργανικών ενώσεων. Έτσι διαλύει τις περισσότερες ανόργανες ενώσεις (οξέα, βάσεις, άλατα) και είναι εξαιρετικός διαλύτης για πολικές οργανικές ενώσεις, όπως αλκοόλες (ROH), οξέα (RCOOH), αμίνες (RNH_2), την ακετόνη ($\text{CH}_3\text{C}(=\text{O})\text{CH}_3$), τη γλυκόζη ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), την ουρία NH_2CONH_2 κ.α.

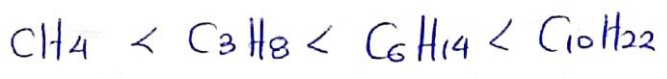
- Ο τετραχλωράνθρακας (CCl_4) είναι μη πολικός διαλύτης ($\mu_{\text{ολ}} = 0$). Το εγάνιο που είναι μη πολική ουσία (C_6H_{14} , $\mu_{\text{ολ}} = 0$) διαλύεται εύκολα στον τετραχλωράνθρακα. Αυτό συμβαίνει γιατί οι δυνάμεις διασποράς μεταξύ CCl_4 - C_6H_{14} είναι πιο ισχυρές από τις δυνάμεις διασποράς μεταξύ CCl_4 - CCl_4 και C_6H_{14} - C_6H_{14} . Αντίθετα το C_6H_{14} δεν διαλύεται στο H_2O .

β) Σημείο ζέσης (βρασμού)

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

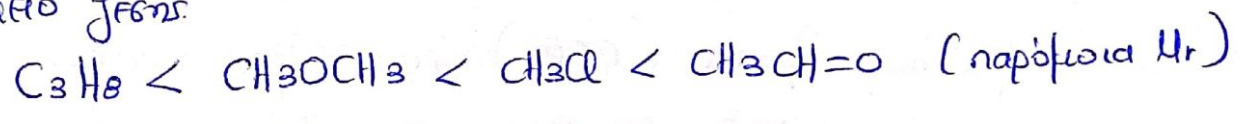
Παραδείγματα

- Σε χημικές ουσίες που τα μόριά τους είναι μη πολικά ($\mu_{\text{ολ}} = 0$) οι μοναδικές διαμοριακές δυνάμεις που υπάρχουν είναι οι δυνάμεις διασποράς (London). Έτσι: με την αύξηση της σχετικής μοριακής μάζας (M_r) αυξάνεται η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων και αυξάνεται και το σημείο ζέσης.



→ Mr, δυνάμεις London, 2.2.

► Σε χημικές ενώσεις που τα μόριά τους είναι γόνιμα διπόλα ($\mu \neq 0$) μεταξύ των μορίων τους ασκούνται και δυνάμεις διπόλου-διπόλου. Έτσι αν οι χημικές ενώσεις έχουν παρόμοιο Mr ισχύει ότι όσο μεγαλύτερη είναι η διπολική ροπή (μ) του μορίου, τόσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις, επομένως τόσο πιο υψηλό το σημείο τήξης.



→ μ , 2.2.

► Οι χημικές ενώσεις των οποίων τα μόρια συνδέονται με δεσμό υδρογόνου έχουν πιο υψηλά σημεία τήξης σε σχέση με άλλες ουσίες με τα οποίες έχουν παρόμοια Mr.

α	C_3H_8	CH_3OCH_3	CH_3CH_2OH
Mr	44	46	46
Διαμοριακές δυνάμεις	London	Διπόλου-διπόλου	Δεσμός υδρογόνου
2.2.	$-42^\circ C$	$-25^\circ C$	$78^\circ C$

δ) Επίδραση στην υγρασία των αερίων

Όσο ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις, τόσο ευκολότερα υγραίνεται μια αέρια ουσία.

Προσθετικές ιδιότητες διαλυμάτων

(17)

Όταν διαλυθεί μια ουσία σε ένα υγρό πχ στο νερό, σχηματίζεται ένα διάλυμα που έχει διαφορετικές ιδιότητες σε σχέση με τις ιδιότητες του διαλύτη.

Οι ιδιότητες των διαλυμάτων χωρίζονται σε δύο κατηγορίες.

1. Ιδιότητες των οποίων η τιμή εξαρτάται από τη φύση της διαλυμένης ουσίας πχ. πυκνότητα, ιξώδες, χρώση... Αίτιομα και αν έχουν την ίδια συγκέντρωση διαλυμένης ουσίας έχουν διαφορετικές ιδιότητες
2. Ιδιότητες των οποίων η τιμή είναι ανεξάρτητη της φύσης της διαλυμένης ουσίας (μορίων ή ιόντων) και εξαρτάται μόνο από τον αριθμό των διαλυμένων σωματιδίων σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος (ή διαλύτη).

Αυτές οι ιδιότητες ονομάζονται προσθετικές ή αδροιστικές.

Οι τιμές τους είναι ανάλογες με τη συνολική συγκέντρωση του διαλυμένου σώματος (των διαλυμένων σωματιδίων) στο διάλυμα.

Ώσμωση και Ώσμωτική πίεση

Ώσμωση είναι το φαινόμενο της διάχυσης περιεσσοτέρων μορίων διαλύτη (συνήθως νερού), μέσω ημιπερατής μεμβράνης από τον διαλύτη στο διάλυμα ή από το διάλυμα μικρότερης συγκέντρωσης (υποτονικό)* στο διάλυμα της μεγαλύτερης συγκέντρωσης (υπερτονικό)* [* ίδια θερμοκρασία]

Η ώσμωση γίνεται με σκοπό να εξισωθούν οι συγκεντρώσεις των διαλυμάτων κι από τις δύο πλευρές της ημιπερατής μεμβράνης

Η ημιπερατή μεμβράνη είναι μία μεμβράνη, φυσική ή συνθετική, (18) που επιτρέπει να περνούν μέσα από τους πόρους της τα μόρια του διαλύτη (π.χ. του νερού), αλλά δεν επιτρέπει τη διέλευση της διαλυμένης ουσίας, δηλαδή δρα σαν ένα είδος μοριακού κόσκινου.

Η ημιπερατή μεμβράνη μπορεί να είναι φυσική ή συνθετική.

Όσμωση μεταξύ διαλύτη και διαλύματος

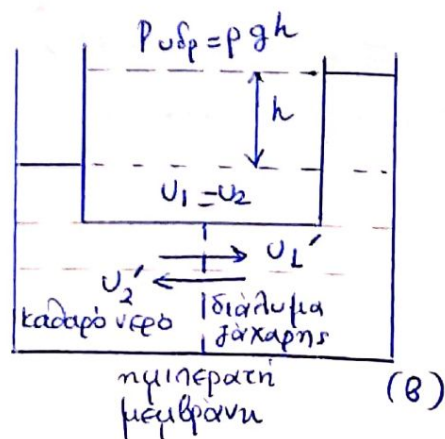
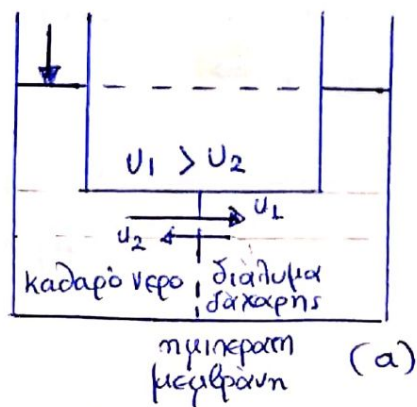
Δε υδατή σωλήνα φέρονται σε επαφή, μέσω ημιπερατής μεμβράνης, καθαρό νερό (διαλύτη) και ένα υδατικό διάλυμα ζάχαρης συγκεντρώσεως C .

Η ημιπερατή μεμβράνη μας επιτρέπει τη διέοδο μορίων νερού και προς τις δύο κατευθύνσεις αλλά όχι και τη διέοδο των μορίων της ζάχαρης. Αρχικά η ταχύτητα μετακίνησης (u_1) των μορίων του νερού από τον καθαρό διαλύτη προς το διάλυμα είναι μεγαλύτερη από την ταχύτητα μετακίνησης (u_2) των μορίων του νερού από το διάλυμα προς τον καθαρό διαλύτη. Δηλαδή $u_1 > u_2$.

Έτσι ο όγκος του διαλύματος της ζάχαρης αυξάνεται και παρατηρείται αύξηση της στάθμης του διαλύματος.

Το φαινόμενο θα συνεχιστεί με θεωρητικό όριο να εξισωθούν οι συγκεντρώσεις στις δύο πλευρές της ημιπερατής μεμβράνης.

Αυτό όμως δεν μπορεί να συμβεί καθώς ο καθαρός διαλύτης δεν περιέχει διαλυμένη ουσία.



Με το πέρασμα του χρόνου, η ανύψωση της στάθμης του διαλύματος επιβραδύνεται και τελικά σταθεροποιείται σε ορισμένο ύψος h , οπότε και σταματά το φαινόμενο της ώσμωσης.

Αυτό συμβαίνει γιατί η υδροστατική πίεση που δημιουργείται, λόγω της ανύψωσης της στάθμης κατά h , εξαναγκάζει τα μόρια του διαλύτη να ερχονται από το διάλυμα με την ίδια ταχύτητα με την οποία εισέρχονται.

Δηλαδή τελικά αποσπιδίσταται δυναμική ισορροπία και $U_1 = U_2$

Όσμωση μεταξύ διαλυμάτων διαφορετικής συκέντρωσης

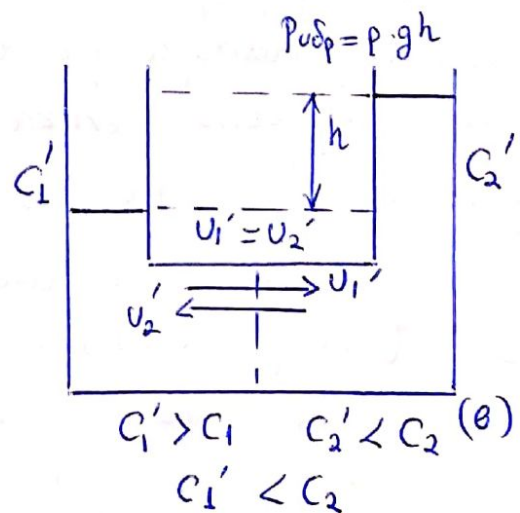
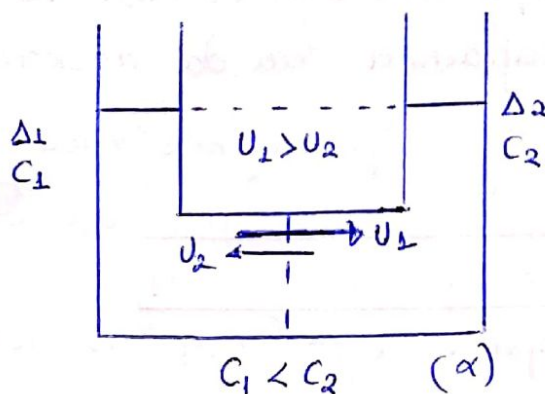
Δύο υδατικά σωλήνα φέρονται σε επαφή, μέσω ημιπερατής μεμβράνης, δύο υδατικά διαλύματα του ίδιου διαλύτη με διαφορετικές συγκεντρώσεις σε χλωρίνη, C_1 και C_2 . Ισχύει $C_1 < C_2$.

Αρχικά η ταχύτητα διάχυσης των μορίων του νερού (διαλύτη) μέσω της ημιπερατής μεμβράνης είναι μεγαλύτερη από το αραιότερο προς το πυκνότερο διάλυμα, $U_1 > U_2$.

Έτσι παρατηρείται ώσμωση από το διάλυμα συκέντρωσης C_1 προς το διάλυμα συκέντρωσης C_2 με αποτέλεσμα να αυξάνεται ο όγκος του διαλύματος Δ_2 .

Η ώσμωση πραγματοποιείται με σκοπό να εξισωθούν οι συγκεντρώσεις των διαλυμάτων δηλ $C_1' = C_2'$.

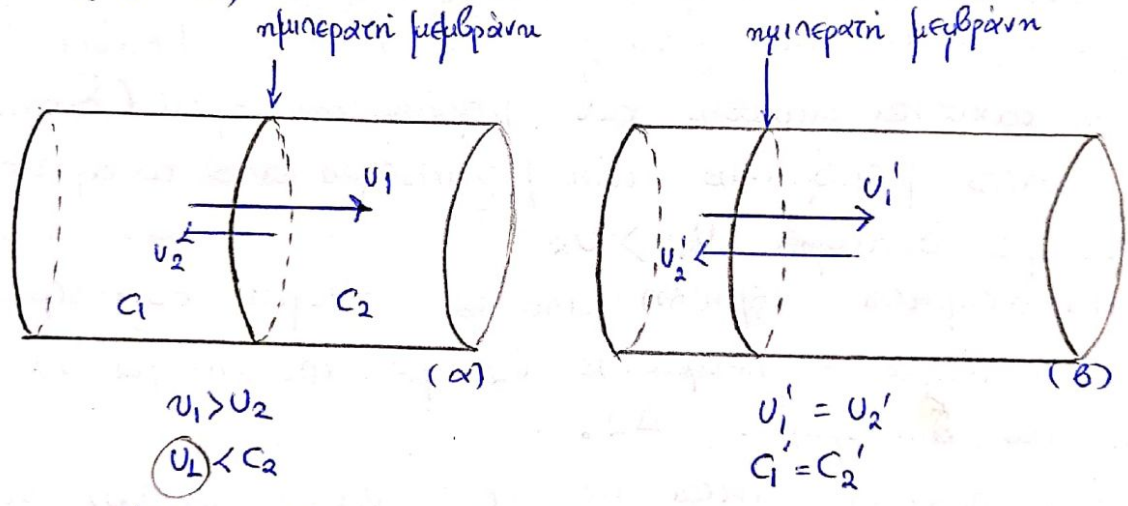
Με την πάροδο του χρόνου ανυψώνεται η στάθμη του διαλύματος Δ_2 και η ώσμωση σταματά λόγω της υδροστατικής πίεσης που δημιουργείται. (Ρυθρ.)



στην κατάσταση δυναμικής ισορροπίας που αποκαθίσταται οι ταχύτητες διάχυσης των μορίων του νερού εξισώνονται ($v_1' = v_2'$) ενώ οι συγκεντρώσεις των δύο διαλυμάτων δεν εξισώνονται ($C_1' < C_2'$).

Προσοχή: Αν τα παραπάνω διαλύματα έρθουν σε επαφή μέσω ημιπερατής μεμβράνης σε ένα οριζόντιο κυλινδρικό δοχείο, θα συμβεί ώσμωση από το αραιότερο διάλυμα Δ₁ προς το πυκνότερο διάλυμα Δ₂, οπότε η μεμβράνη θα κινηθεί προς τα αριστερά, αφού περισσότερα μόρια νερού μπαίνουν στο διάλυμα Δ₂.

Επειδή δεν παρατηρείται ανύψωση της στάθμης του διαλύματος Δ₂, όταν γίνει δυναμική ισορροπία, θα εξισωθούν και οι ταχύτητες διάχυσης των μορίων του νερού ($v_1' = v_2'$) και οι συγκεντρώσεις των διαλυμάτων ($C_1' = C_2'$).



- Σχήμα 3 -

Οσμωτική πίεση διαλύματος

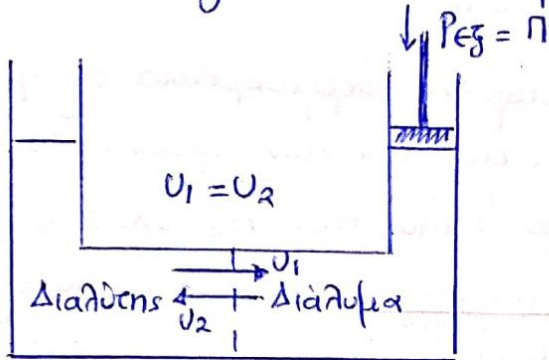
Έστω ότι φέρουμε σε επαφή, μέσω ημιπερατής μεμβράνης, ένα υδατικό διάλυμα με τον καθαρό διαλύτη (νερό). Το φαινόμενο της ώσμωσης τελικά θα σταματήσει και θα αποκατασταθεί δυναμική ισορροπία ($v_1 = v_2$) λόγω της υδροστατικής πίεσης που δημιουργείται από την ανύψωση (h) της στάθμης του διαλύματος. (Σχήμα 1(β)).

$P_{\text{οσμ.}} = \text{οσμωτική πίεση } \Pi$

Το φαινόμενο της ώσμωσης μπορεί να εμποδιστεί αν ασκήσουμε από την αρχή καταλλήλητη εξωτερική πίεση ($P_{\text{εξ}}$) στην επιφάνεια του διαλύματος.

Έτσι:

Οσμωτική πίεση (Π) διαλύματος, που διαχωρίζεται με ημιπερατή μεμβράνη από τον καθαρό διαλύτη, ονομάζεται η ελάχιστη πίεση που πρέπει να ασκείται εξωτερικά στην επιφάνεια του διαλύματος, ώστε να εμποδιστεί το φαινόμενο της ώσμωσης, χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος του διαλύματος.



↳ ημιπερατή μεμβράνη

Προσοχή: Αν έχουμε φέρα σε επαφή, μέσω ημιπερατής μεμβράνης, δύο υδατικά διαλύματα Δ_1 και Δ_2 με διαφορετικές συγκεντρώσεις $C_1 < C_2$ και στην ίδια θερμοκρασία T , για να εμποδιστεί η ώσμωση, χωρίς να μεταβληθούν οι όγκοι των διαλυμάτων, πρέπει να ασκήσουμε εξωτερική πίεση στο πιο πυκνό διάλυμα, το Δ_2 .

Ισχύει $\Pi_{εξ} = \Pi_2 - \Pi_1$ όπου $\Pi_2 = \eta$ οσμωτική πίεση του Δ_2
 $\Pi_1 = \eta$ οσμωτική πίεση του Δ_1

Νόμος του van't Hoff για την οσμωτική πίεση διαλύματος

Η οσμωτική πίεση, βρέθηκε πειραματικά από τον van't Hoff, για αραιά μοριακά διαλύματα, ότι είναι ανάλογη με την συκέντρωση του διαλύματος C (για σταθερή θερμοκρασία T) και ανάλογη της απόλυτης θερμοκρασίας T (για σταθερή συκέντρωση C).

Ισχύει: $\Pi = C R T$ ή $\Pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $\left[C = \frac{n}{V} \right]$

όπου: Π = οσμωτική πίεση του διαλύματος (atm)

(22)

C = ο συγκέντρωσή του (M)

$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$ η παγκόσμια σταθερά των αερίων

$T = 273 + \theta \cdot \text{C}$ η απόλυτη θερμοκρασία (K)

V = όγκος του διαλύματος (L)

n = mol της διαλυμένης ουσίας

► Η οσμωτική πίεση (Π) σε ορισμένη θερμοκρασία εξαρτάται από τον αριθμό γραμμομορίων (και άρα των μορίων) του διαλυμένου σώματος σε ορισμένο όγκο διαλύματος και όχι από τη φύση του. Επομένως είναι μια προσθετική ιδιότητα. (Η μόνη που εξαρτάται από τη θερμοκρασία του διαλύματος).

Έτσι ο νόμος του van't Hoff μπορεί να εφαρμοστεί και σε αραιά μοριακά διαλύματα που περιέχουν περισσότερες από μία διαλυμένες ουσίες

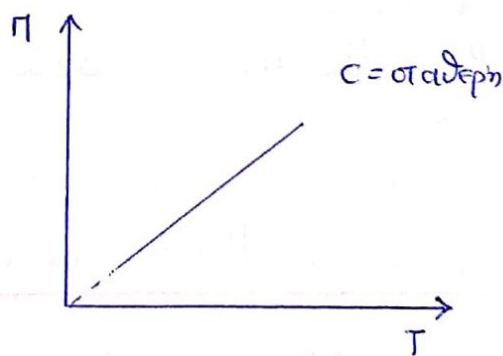
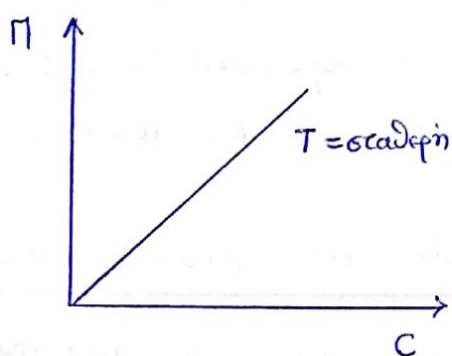
$$\Pi V = n_{\text{ολ}} R T$$

$$n_{\text{ολ}} = n_1 + n_2 + n_3$$

$$\text{και } C_{\text{ολ}} = \frac{n_1 + n_2 + n_3}{V} = \frac{n_{\text{ολ}}}{V}$$

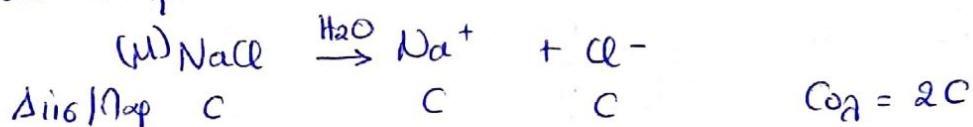
$$\text{οπότε } \Pi = C_{\text{ολ}} R T$$

► Διαγράμματα $\Pi = f(C)$, $\Pi = f(T)$

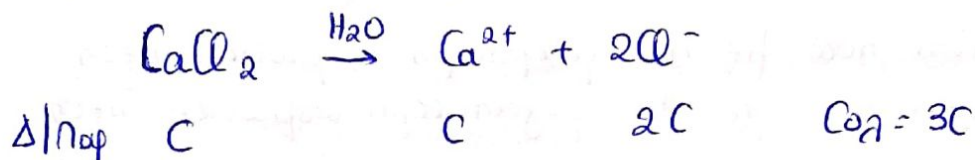


► Τα ιονικά διαλύματα εμφανίζουν μεγαλύτερη οσμωτική πίεση από τα μοριακά διαλύματα της ίδιας συγκέντρωσης αφού ο αριθμός των διαλυμένων σωματιδίων (ιόντα) είναι μεγαλύτερος.

Έτσι, σε διάλυμα NaCl η πειραματική τιμή της Π βρέθηκε περίπου διπλάσια αφού το NaCl είναι ισχυρός ηλεκτρολύτης και δίδεται πλήρως



σε διάλυμα CaCl_2 περίπου τριπλάσια



Ο van't Hoff πρότεινε την εισαγωγή στις εξισώσεις της ωσμωτικής πίεσης, ενός διορθωτικού συντελεστή i (συντελεστής van't Hoff)

$\Pi = iCRT$, όπου i είναι κατά προσέγγιση ο συνολικός αριθμός ιόντων που προκύπτουν από τη διάσταση του ηλεκτρολύτη

πχ για το NaCl $i = 2$ αφού $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

για το CaCl_2 $i = 3$ αφού $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

Στα διαλύματα αδενών ηλεκτρολυτών, στα οποία ο ηλεκτρολύτης ιοντίζεται μερικά, η τιμή της ωσμωτικής πίεσης είναι μεγαλύτερη από την αντίστοιχη μοριακού διαλύματος ίσης συγκεντρώσεως αλλά μικρότερη από την ωσμωτική πίεση διαλύματος ίσης συγκεντρώσεως όπου ο ηλεκτρολύτης θα ήταν αντίστοιχα ισχυρός.

► **Ισοτονικά:** Είναι τα διαλύματα που έχουν ίδια ωσμωτική πίεση, $\Pi_1 = \Pi_2$

Αν έχουμε δύο μοριακά διαλύματα, ισοτονικά και έχουν συγκεντρώσεις και ωσμωτικές πιέσεις C_1, C_2 και Π_1, Π_2 αντίστοιχα

Ισχύει: $\Pi_1 = C_1 RT_1$ (1)

Αφού είναι ισοτονικά, θα ισχύει

$\Pi_2 = C_2 RT_2$ (2)

$\Pi_1 = \Pi_2$

Άρα $C_1 RT_1 = C_2 RT_2$ άρα $C_1 T_1 = C_2 T_2$ (3)

Από την (3) προκύπτει:

♦ Αν $T_1 = T_2$ τότε $C_1 = C_2$

♦ Αν $T_1 \neq T_2$ τότε $\frac{C_1}{C_2} = \frac{T_2}{T_1}$

► Όταν δύο διαλύματα έχουν διαφορετικές τιμές ωσμωτικής πίεσης ($\Pi_1 < \Pi_2$) ισχύει:

υποτονικό είναι αυτό με την μικρότερη ωσμωτική πίεση

υπερτονικό είναι αυτό με την μεγαλύτερη ωσμωτική πίεση

Αν τα δύο διαλύματα έχουν την ίδια θερμοκρασία, το διάλυμα με την μικρότερη συγκέντρωση C (αραιότερο διάλυμα) έχει και την μικρότερη ωσμωτική πίεση (Π), οπότε είναι το υποτονικό

$$\Pi_1 = C_1 RT \quad \text{και} \quad \Pi_2 = C_2 RT$$

$$\text{Αν } C_1 < C_2 \Rightarrow \Pi_1 < \Pi_2$$

Όταν τα δύο αυτά υδατικά διαλύματα, φέρονται σε επαφή, μέσω ημιπερατής μεμβράνης, θα συμβεί ώσμωση από το υποτονικό (αραιότερο) διάλυμα προς το υπερτονικό (πυκνότερο) διάλυμα.

Οσμωμετρία

$$\Pi \cdot V = n RT \quad \text{όπως} \quad \eta = \frac{m \text{ (g)}}{M_r \text{ (g/mol)}}$$

$$\text{έτσι η σχέση γίνεται} \quad \Pi \cdot V = \frac{m}{M_r} RT \Rightarrow M_r = \frac{m RT}{\Pi \cdot V}$$

Έτσι μπορούμε να προσδιορίσουμε πειραματικά τη σχετική μοριακή μάζα (M_r) της διαλυμένης ουσίας.

Οσμωμετρία είναι η μέθοδος προσδιορισμού της σχετικής μοριακής μάζας (M_r) μιας διαλυμένης ουσίας μετρώντας πειραματικά την ωσμωτική πίεση του διαλύματος της και χρησιμοποιώντας τον νόμο van't Hoff.

Η οσμωμετρία εφαρμόζεται με την προϋπόθεση ότι το διάλυμα είναι αραιό και μοριακό.

Στο εργαστήριο η μέτρηση της ωσμωτικής πίεσης χρησιμοποιείται για τον πειραματικό προσδιορισμό της σχετικής μοριακής μάζας (M_r) μεγαλομοριακών ενώσεων, όπως είναι οι πρωτεΐνες, τα νουκλεϊνικά οξέα και τα πολυμερή. Για τις ουσίες αυτές, λόγω της μεγάλης τιμής M_r , είναι δύσκολο να παρασκευαστούν σχετικά πυκνά διαλύματα, οπότε οι συγκεντρώσεις c (mol/L) έχουν πολύ μικρές τιμές (πχ $c=10^{-3} \text{ M}$).

Ακόμη όμως και τα πολύ αραιά διαλύματα έχουν υψηλή τιμή ωσμωτικής πίεσης (Π), η οποία μπορεί να μετρηθεί με ικανοποιητική ακρίβεια. Έτσι υπάρχει μικρότερο πειραματικό σφάλμα στον υπολογισμό του M_r .

Βιολογική σημασία της ώσμωσης

Το φαινόμενο της ώσμωσης παίζει σημαντικό ρόλο σε πολλά βιολογικά φαινόμενα που σχετίζονται με τη λειτουργία του κυττάρου.

Τα κύτταρα περιέχουν σε μορφή υδατικού διαλύματος μόρια οργανικών ενώσεων (πχ πρωτεΐνες και άλλα μεγαλομόρια) και διάφορα άλατα.

Η κυτταρική μεμβράνη είναι ημιπερατή μεμβράνη, δηλαδή επιτρέπει τη διόδo μορίων του νερού αλλά όχι των μεγαλομορίων.

Έτσι, αν ένα ερυθρό κύτταρο βυθιστεί σε ισοτονικό υδατικό διάλυμα σε σχέση με το ενδοκυτταρικό υγρό (πχ σε φυσιολογικό ορό) διατηρεί το μέγεδός του, καθώς ο αριθμός των εισερχομένων μορίων νερού ισούται με τον αριθμό των εξερχόμενων.

Αν το κύτταρο βυθιστεί σε υπερτονικό διάλυμα σε σχέση με το ενδοκυτταρικό υγρό (πχ σε πυκνό διάλυμα γλυκόζης), τότε το κύτταρο συρρικνώνεται, καθώς ο αριθμός των εισερχομένων μορίων νερού από το κύτταρο είναι μικρότερος των εξερχόμενων.

Τέλος, αν το κύτταρο βυθιστεί σε διάλυμα υποτονικό σε σχέση με το ενδοκυτταρικό υγρό (πχ σε καθαρό νερό), τότε διογκώνεται και σπάει με αποτέλεσμα τη διάχυση της αιμοσφαιρίνης που περιέχουν στο νερό (αιμόλυση ερυθρών αιμοσφαιρίων).

Για να μην γίνονται μορφολογικές μεταβολές στα ερυθρά αιμοσφαίρια, πρέπει τα ενέσιμα διαλύματα που χρησιμοποι-

οὐτά να ἔχουν την ἴδια ωσμωτική πίεση με το αἷμα, δηλαδή να εἶναι ισοτονικά. (26)

Για το λόγο αὐτό, ο φυσιολογικός ορός, που χρησιμοποιεῖται ενδοφλέβια στους αἰδευείς για την ἀναπλήρωση των υγρῶν τοῦ οργανισμοῦ πρέπει να εἶναι διάλυμα ισοτονικό με το αἷμα ($\pi = \pi_{\text{αἷμα}}$).

Συνήθως εἶναι υδατικό διάλυμα NaCl 0.9% w/v ἢ γλυκόζης 5.5% w/v