ΕΠΙΦΑΝΕΙΑΚΗ ΤΑΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

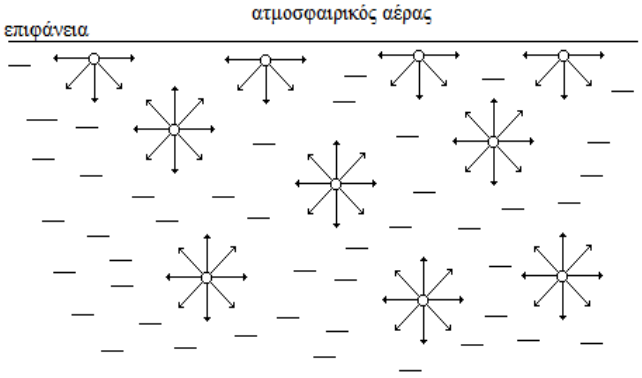
Θέμα ασκήσεως:

Μελέτη της εξάρτησης της επιφανειακής τάσης διαλυμάτων από την συγκέντρωση, υπολογισμός επιφανειακής περίσσειας της ουσίας, υπολογισμός επιφάνειας ανά mole και υπολογισμός διατομής του μορίου της ουσίας.

Θεωρία

Στο εσωτερικό ενός υγρού αναπτύσσονται ισχυρές ελκτικές διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων της ίδιας φάσης και ονομάζονται ***δυνάμεις συνοχής.*** Οι δυνάμεις αυτές είναι πολύ ισχυρές στην επιφάνεια και αποτελούν την επιφανειακή τάση και σε αυτές οφείλεται ο σχηματισμός των σφαιρικών σταγόνων. Αντιθέτως οι διαμοριακές ελκτικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ ανομοίων μορίων διαφορετικών φάσεων όπως μεταξύ υγρού και στερεάς επιφάνειας ονομάζονται ***δυνάμεις συναφείας*** και σε αυτές οφείλονται ***τα τριχοειδή φαινόμενα***. Όταν οι δυνάμεις συνοχής είναι μεγαλύτερες από τις δυνάμεις συναφείας έχομε τον σχηματισμό κοίλης επιφάνειας του υγρού σε τριχοειδή σωλήνα ή κοίλη επιφάνεια επαφής με υάλινο τοίχωμα δοχείου, ενώ όταν είναι μικρότερες σχηματίζουν κυρτή επιφάνεια.

Η επιφάνεια ενός υγρού παρουσιάζει διαφορετική συμπεριφορά απ' ότι το εσωτερικό του υγρού. Η συμπεριφορά αυτή είναι αποτέλεσμα της μη εξισορροπήσεως των ελκτικών δυνάμεων van der Waals που εξασκούνται μεταξύ των μορίων του υγρού (σχήμα 1). Στο εσωτερικό της υγράς φάσης κάθε μόριο υφίσταται την επίδραση ελκτικών δυνάμεων από τα περιβάλλοντα μόρια οι οποίες εξισορροπούνται. Τα μόρια της επιφάνειας, αντιθέτως, υφίστανται την μονόπλευρη επίδραση ελκτικών δυνάμεων από τα μόρια του εσωτερικού του υγρού με αποτέλεσμα την εμφάνιση μιας συνισταμένης δυνάμεως που δρα σε κάθε μόριο της επιφάνειας και τείνει να ελαχιστοποιήσει την επιφάνεια.



Σχήμα *1. Απεικόνιση των δυνάμεων που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων στην επιφάνεια και στο εσωτερικό υγρού.*

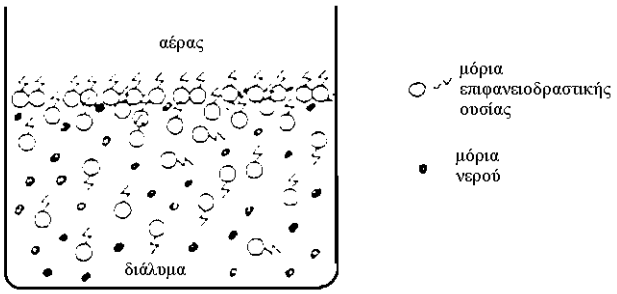
Μέτρον των **ελκτικών** δυνάμεων που ασκούνται επί των μορίων της επιφάνειας είναι **η επιφανειακή τάση γ**, η οποία ορίζεται ως η δύναμη δf που ασκείται καθέτως επί απειροστού τμήματος δl της επιφάνειας δηλ. :

$$\gamma = \frac{\delta f}{\delta l} \qquad (1)$$

και έχει μονάδες dyn/cm ή N/m.

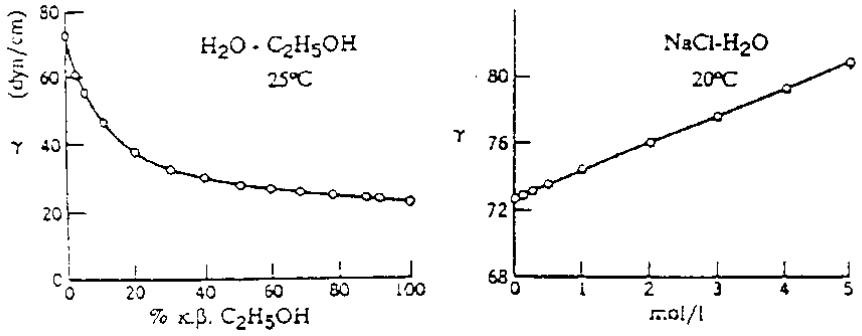
Κατά την προσθήκη διαφόρων ουσιών στο νερό, η επιφανειακή τάση μεταβάλλεται, ανάλογα με την φύση των μορίων. Η προσθήκη ουσιών των οποίων το μόριο αποτελείται από ένα υδρόφιλο και ένα υδρόφοβο τμήμα ελαττώνουν την επιφανειακή τάση (αναφερόμενοι κυρίως στο νερό), λόγω εξασθένησης

των δυνάμεων μεταξύ των μορίων του διαλύτη και ονομάζονται **επιφανειοδραστικές ουσίες**. Λόγω της παρουσίας ενός υδρόφιλου και ενός υδρόφοβου τμήματος στο μόριο των ουσιών αυτών, ονομάζονται επίσης ***αμφίφιλες***. Το ***υδρόφιλο τμήμα*** είναι συχνά μία πολική ομάδα ($-COO^-$, $-SO_3^+$ κ.λ.π.) ή πολυαιθυλενοξειδικές ομάδες ή άλλης χημικής φύσεως υδρόφιλες ομάδες, το δε ***υδρόφοβο*** είναι μεγάλη υδρογονανθρακική συνήθως αλυσίδα. Το υδρόφιλο τμήμα παρουσιάζει υψηλή συγγένεια προς τις πολικές ομάδες και τα μόρια όπως το νερό αντιθέτως με το υδρόφοβο. Τα μόρια αυτά προστιθέμενα στο νερό κατευθύνονται προς την επιφάνεια και προσανατολίζονται με το υδρόφιλο τμήμα στο νερό, ενώ η υδρόφοβη υδρογονανθρακική αλυσίδα διαφεύγει προς την αέρια φάση με αποτέλεσμα την δημιουργία αυξημένης συγκέντρωσης στην επιφάνεια που ονομάζεται **επιφανειακή ενεργότητα** (Σχήμα 2).



Σχήμα 2. *Προσανατολισμός αμφίφιλων μορίων στην επιφάνεια και στην μάζα του διαλύματος.*

Μεγάλο ενδιαφέρον παρουσιάζει η μελέτη της επίδρασης της συγκέντρωσης διαφόρων ουσιών στην επιφανειακή τάση των διαλυμάτων. Κατά την προσθήκη προπανόλης στο νερό οι μεν ομάδες -OH έχουν την τάση να εφυδατωθούν σε αντίθεση με τις υδρογονανθρακικές αλυσίδες $CH_3CH_2CH_2$- που «εκτοπίζονται» από τα μόρια του νερού. Έτσι τα μόρια της $CH_3CH_2CH_2OH$ συγκεντρώνονται στην επιφάνεια και προσανατολίζονται με την -OH στο νερό και την υδρογονανθρακική αλυσίδα προς την αέρια φάση. Με την αύξηση της συγκέντρωσης η επιφάνεια καλύπτεται πλήρως από επιφανειοδραστικά μόρια σχηματίζοντας μία μονομοριακή στιβάδα. Όσον μεγαλύτερη είναι η υδρογονανθρακική αλυσίδα τόσον μεγαλύτερη είναι η επιφανειακή ενεργότητα της ουσίας και επομένως η μείωση της επιφανειακής τάσεως. Σε ορισμένες περιπτώσεις παρατηρείται αύξηση της επιφανειακής τάσεως του ύδατος όπως με την προσθήκη ηλεκτρολυτών ή σακχάρου στο νερό. Η συμπεριφορά αυτή αποδίδεται στην τάση των μορίων των ενώσεων αυτών να απομακρύνονται από την επιφάνεια δεδομένου ότι οι ελκτικές δυνάμεις διαλύτου - διαλυμένης ουσίας είναι ισχυρότερες από ότι οι δυνάμεις μεταξύ των μορίων του διαλύτη. Η μεταβολή της επιφανειακής τάσεως του ύδατος συναρτήσει της συγκεντρώσεως της C_2H_5OH και του NaCl παρουσιάζονται στο σχήμα 3.



Σχήμα 3. *Μεταβολή της επιφανειακής τάσεως συναρτήσει της συγκεντρώσεως διαφόρων ουσιών.*

Η επιφάνεια (ή μεσεπιφάνεια εφόσον το υγρό είναι σε επαφή με άλλο υγρό στο οποίο δεν διαλύεται) έχει

πάχος περίπου 10 nm εντός της οποίας η τιμή της επιφανειακής τάσης μεταβάλλεται μεταξύ των τιμών των δύο φάσεων. Όμως για την μελέτη των φαινομένων της μεσεπιφάνειας θεωρείται ότι είναι μία γεωμετρική επιφάνεια. Η περίσσεια n_i^σ των γραμμομορίων ενός συστατικού i στην μεσεπιφάνεια δίνεται από την σχέση:

$$n_i^\sigma = n_i - n_i^\alpha - n_i^\beta \qquad (2)$$

όπου n_i ο συνολικός αριθμός των γραμμομορίων στο σύστημα και n_i^α, n_i^β αριθμός των γραμμομορίων του συστατικού i στις φάσεις α και β αντίστοιχα. Η ***επιφανειακή περίσσεια*** Γ_i του συστατικού i ορίζεται ως η περίσσεια του αριθμού των γραμμομορίων ανά μονάδα επιφάνειας, δηλ.,

$$\Gamma_i = \frac{n_i^\sigma}{A} \qquad (3)$$

όπου A το εμβαδόν της μεσεπιφάνειας.

Από την δεσμευτική σχέση μεταξύ των εντατικών μεταβλητών του συστήματος (εξίσωση Gibbs-Duhem) και για σταθερή θερμοκρασία έχομε:

$$Ad\gamma = -\sum_i^k n_i^\sigma d\mu_i$$

$$d\gamma = -\sum_i^k \Gamma_i d\mu_i \qquad (4)$$

Η εξίσωση αυτή είναι γνωστή ως ***εξίσωση προσροφήσεως Gibbs*** για τις μεσεπιφάνειες. Στην περίπτωση συστήματος δύο συστατικών, διαλύτη (1) - διαλυμένης ουσίας (2), η επιφανειακή περίσσεια του διαλύτη είναι μηδέν ($\Gamma_1 = 0$), οπότε:

$$d\gamma = -\Gamma_2 d\mu_2 \qquad (5)$$

Εισάγοντας την μεταβολή του χημικού δυναμικού συναρτήσει της συγκέντρωσης:

$$d\mu_2 = RTd\ \ln \alpha_2 \qquad (6)$$

στην εξίσωση (5) και θεωρώντας ότι σε αραιά διαλύματα $\alpha_2 = c_2$ έχομε:

$$\Gamma_2 = -\frac{d\gamma}{RTd\ \ln c_2} \qquad (7)$$

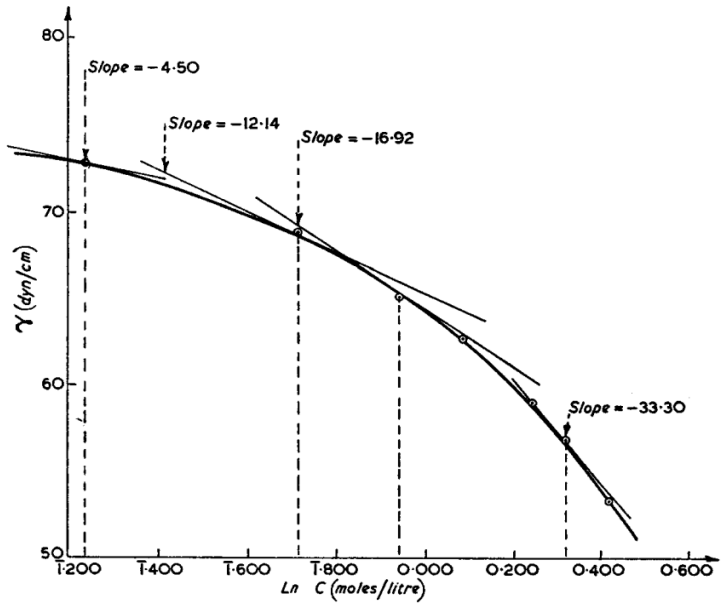
Η εξίσωση (7) είναι μία άλλη μορφή της ***ισόθερμης προσροφήσεως Gibbs***. Το αρνητικό πρόσημο υποδηλώνει ότι η συγκέντρωση της ουσίας στην επιφάνεια (θετική προσρόφηση) συνοδεύεται από ελάττωση της επιφανειακής τάσης. Από την κλίση της συνάρτησης $\gamma = f(\ln c)$, προσδιορίζεται η επιφανειακή περίσσεια Γ_2 σε διάφορες συγκεντρώσεις, όπως φαίνεται στο σχήμα 4.

Στην πλήρη μονομοριακή κάλυψη, που επιτυγχάνεται σε μεγάλες συγκεντρώσεις, η κλίση παραμένει σταθερή και συνεπώς η Γ_2 είναι επίσης σταθερή. Η γραφική παράσταση της $\Gamma_2 = f(c)$ παρουσιάζεται στο σχήμα 5.

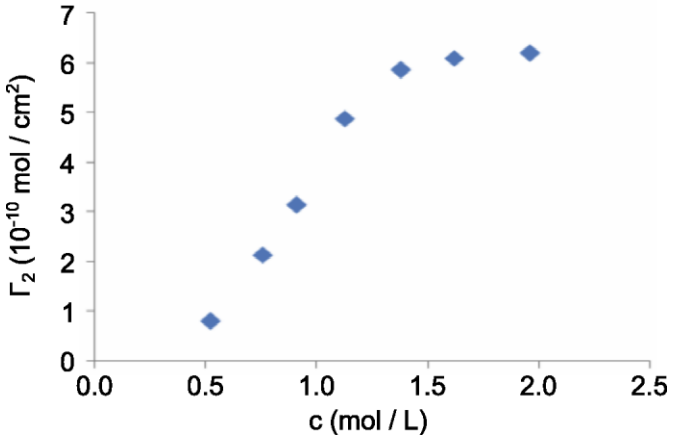
Δεδομένου ότι η Γ_2 αποτελεί τον αριθμό των moles ανά μονάδα επιφάνειας (mol/m^2 ή mol/cm^2), το αντίστροφο της Γ_2 ($1/\Gamma_2$) αποτελεί την επιφάνεια (A) που αντιστοιχεί σε 1 mol ουσίας προσροφημένης στην επιφάνεια και εκφράζεται συνεπώς σε m^2/mol ή cm^2/mol. Στην μονομοριακή κάλυψη συμβολίζεται με A_m και είναι:

$$A_m = \frac{1}{\Gamma_2} \qquad (8)$$

όπου Γ_2 η σταθερά τιμή της επιφανειακής περίσσειας.



Σχήμα 4*. Μεταβολή της γ συναρτήσει του lnc (επί του διαγράμματος σημειώνονται οι κλίσεις α σε διάφορες συγκεντρώσεις)*



Σχήμα 5. *Μεταβολή της επιφανειακής περίσσειας $\Gamma_{1,2}$ συναρτήσει της συγκέντρωσης επιφανειοδραστικής ουσίας.*

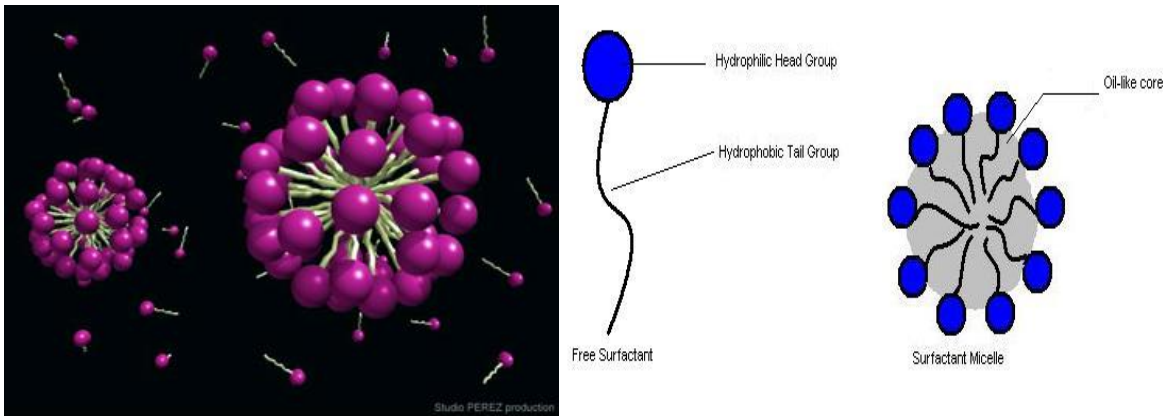
Η A_m εξαρτάται από τον προσανατολισμό των μορίων στην επιφάνεια. Τα οργανικά μόρια με μακριά υδρογονανθρακική αλυσίδα προσανατολίζονται κάθετα στην επιφάνεια και στην πλήρη κάλυψη, ο λόγος A_m/N, όπου N ο αριθμός Avogadro, αποτελεί την επιφάνεια που καταλαμβάνεται από 1 μόριο και η οποία προσεγγίζει την διατομή σ του μορίου της επιφανειοδραστικής ουσίας, δηλ.,

$$\sigma = A_m/N \qquad (9)$$

Στην ομόλογη σειρά των παραφινών έχει ευρεθεί σ = 20.5 $Å^2$. Η εύρεση μεγαλύτερης τιμής οφείλεται σε μόρια νερού που παραμένουν στην επιφάνεια και δεν «αποβάλλονται» από τα μόρια του επιφανειοδραστικού.

Οι γραφικές παραστάσεις των φυσικών ιδιοτήτων αραιών διαλυμάτων ορισμένων επιφανειοδραστικών ουσιών συναρτήσει της συγκεντρώσεως του διαλύματος παρουσιάζουν απότομη

μεταβολή. Οι ιδιότητες αυτές μπορεί να είναι η επιφανειακή τάση, η ηλεκτρική αγωγιμότητα, η πυκνότητα, η οσμωτική πίεση κ.α. και πραγματοποιείται στην ίδια περίπου συγκέντρωση ανεξαρτήτως της μελετώμενης ιδιότητας. Το φαινόμενον αυτό οφείλεται στον σχηματισμό συσσωματωμάτων από τα μόρια της επιφανειοδραστικής ουσίας που ονομάζονται ***μικύλλια*** (σχήμα 6). Τα μικύλλια σχηματίζονται στην συγκέντρωση της απότομης μεταβολής της φυσικής ιδιότητας η οποία ονομάζεται ***κρίσιμη μικυλλιακή συγκέντρωση*** (critical micelle concentration - cmc). Ο αριθμός των μορίων που αποτελούν το μικύλλιο κυμαίνεται συνήθως από 50-100 και είναι κυρίως σφαιρικά και υπό προϋποθέσεις μεταπίπτουν σε κυλινδρικά ή ελλειψοειδή ή δισκοειδή ή ακόμη σχηματίζουν διπλοστιβάδες. Τα συσσωματώματα ορισμένων αμφίφιλων ουσιών μπορούν να σχηματίσουν οργανωμένες δομές, τους ***υγρούς κρυστάλλους*** (liquid crystals). Το υδρόφιλο τμήμα του επιφανειοδραστικού μορίου ονομάζεται *κεφαλή* (*head group*), ενώ η υδρόφοβη υδρογονανθρακική αλυσίδα *ουρά* (*tail*). ΄Οσον μεγαλύτερη είναι η υδρογονανθρακική αλυσίδα τόσον ενεργειακά ολιγότερον ευνοϊκή είναι η παρουσία του στο υδατικό περιβάλλον και συνεπώς ευνοϊκότερος ο σχηματισμός μικυλλίων, δηλ. ο σχηματισμός μικυλλίων της αμφίφιλης ουσίας $CH_3(CH_2)_{15}OSO_3Na$ πραγματοποιείται σε μικρότερη συγκέντρωση απότι στην $CH_3(CH_2)_{11}OSO_3Na$.



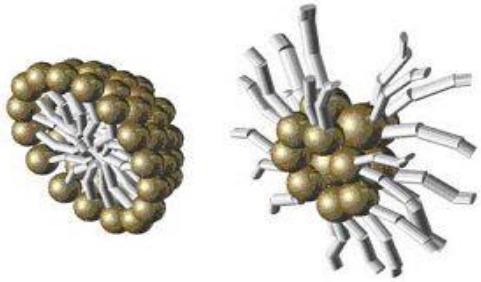
Σχήμα 6. Μικύλλια και ελεύθερα μόρια επιφανειοδραστικών ουσιών.

Δύο είναι οι βασικές κατηγορίες των επιφανειοδραστικών ουσιών: ***οι ιοντικές*** και ***οι μη ιοντικές.*** Στις ιοντικές η υδρόφιλη ομάδα είναι μία πολική κεφαλή του τύπου: $-COO^-$, $-OSO_3^-$ (ανιοντικές), $-NH_3^+$, $-N(CH_3)_3^+$ (κατιοντικές), $-N^+H_2COOH$ (αμφολυτικές), ενώ η υδρόφοβη είναι μία μακριά υδρογονανθρακική αλυσίδα. Στις μη ιοντικές η υδρόφιλη ομάδα είναι ένα πολυαιθυλενοξείδιο – $(OCH_2CH_2)_mOH$ όπου m ο επαναλαμβανόμενος αριθμός αιθυλενομάδων και η υδρόφοβη ένα π.χ. πολυβουτυλενοξείδιο.

Η συμπεριφορά των διαλυμάτων των επιφανειοδραστικών ουσιών αντανακλά τις αντίθετες τάσεις των δύο τμημάτων του αμφίφιλου μορίου: του ενός να σχηματίσει μία ξεχωριστή φάση και του άλλου να μείνει στο διάλυμα. Οι παράγοντες που καθορίζουν την ισορροπία στα διαλύματα αυτά περιλαμβάνουν α) τις αλληλεπιδράσεις των υδρογονανθρακικών αλυσίδων με τα μόρια του ύδατος, β) τις αλληλεπιδράσεις των υδρογονανθρακικών αλυσίδων μεταξύ τους, γ) την ενυδάτωση των κεφαλών, δ) την αλληλεπίδραση των ενυδατωμένων πολικών κεφαλών με τις ιοντικές τους «ατμόσφαιρες» που αποτελούνται από τα ***αντισταθμιστικά ιόντα*** (***counterions***) της ουσίας στο διάλυμα π.χ. στην αμφίφιλη ουσία $CH_3(CH_2)_{15}OSO_3Na$, το τμήμα $CH_3(CH_2)_1$ είναι το υδρόφοβο (ουρά), το τμήμα $-OSO_3^-$ είναι το υδρόφιλο (πολική κεφαλή), και Na^+ είναι το αντισταθμιστικό ιόν στο διάλυμα.

Κατά την προσθήκη επιφανειοδραστικών ουσιών σε υδρόφοβο περιβάλλον (π.χ. έλαιον, υδρογονάνθρακες) τα υδρόφοβα τμήματα των μορίων τους προσανατολίζονται προς αυτό, ενώ τα

υδρόφιλα στρέφονται προς το εσωτερικό των συσσωματωμάτων σχηματίζοντας ***αντίστροφα μικύλλια*** (σχήμα 7).



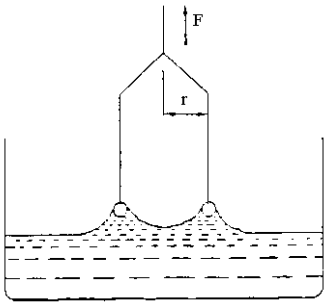
Σχήμα 7. *Μικύλλια και αντίστροφα μικύλλια.*

Η μικυλλιοποίηση (σχηματισμός μικυλλίων) και η χρήση επιφανειοδραστικών ουσιών έχει ευρεία εφαρμογή σε βιομηχανίες φαρμάκων, φυτοφαρμάκων, τροφίμων, απορρυπαντικών χρωμάτων, καλλυντικών και σε διεργασίες γαλακτωματοποίησης, απορρύπανσης, διάβρωσης κ.λ.π.

Μέτρηση επιφανειακής τάσης

Η συνηθέστερη μέθοδος μέτρησης της επιφανειακής τάσεως είναι η ***μέθοδος του δακτυλίου***. Σύμφωνα με την μέθοδο αυτή προσδιορίζεται η δύναμη για την απόσπαση κυκλικού δακτυλίου από σύρμα Pt από την επιφάνεια υγρού (σχήμα 6). Ο δακτύλιος κρεμάται στο άκρον της φάλαγγας ζυγού στρέψεως (du Noüy) και βυθίζεται σε μικρή απόσταση από την επιφάνεια. Μετρείται η δύναμη που απαιτείται για την απόσπαση του δακτυλίου από την επιφάνεια και η οποία ισούται προς την έλξη που ασκεί η επιφάνεια στον δακτύλιο. Η τελευταία είναι ίση προς την συνισταμένη δύναμη που ασκείται από τα μόρια του εσωτερικού του διαλύματος στα μόρια της επιφάνειας.

Τα σφάλματα που υπεισέρχονται στην μέτρηση αυτή οφείλονται στην παραμόρφωση του δακτυλίου δηλ. όλα τα σημεία του δακτυλίου πρέπει να βρίσκονται στο ίδιο επίπεδο, αλλά και ο δακτύλιος να είναι οριζόντιος, παράλληλος προς το επίπεδο του υγρού. Για την διόρθωση των τιμών της επιφανειακής τάσεως μετρείται η επιφανειακή τάση νερού ή άλλου υγρού αναφοράς και συγκρίνεται μ' αυτήν της βιβλιογραφίας προς εύρεση διορθωτικού συντελεστή.



Σχήμα 6. *Απεικόνιση τμήματος της διατάξεως του ζυγού στρέψεως (μέθοδος δακτυλίου)*

Πείραμα

Μελέτη της μεταβολής της επιφανειακής τάσης με την συγκέντρωση επιφανειοδραστικών ουσιών. Υπολογισμός της διατομής του μορίου της διαλυμένης ουσίας.

Παρασκευάζονται 12 υδατικά διαλύματα μιας από τις ακόλουθες αλκοόλες (n-C_3H_7OH, i-C_3H_7OH, n-C_4H_9OH, i-C_4H_9OH) σε ογκομετρικές φιάλες των 100 mL. Τα διαλύματα παρασκευάζονται ως εξής:

1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 10, 12, 15, και 20 mL από n-C_3H_7OH ή i-C_3H_7OH ή

1, 1.5, 2, 2.5, 3, 3.5, 4, 4.5, 5, 5.5, 6 και 7 mL από n-C_4H_9OH ή i-C_4H_9OH

τοποθετούνται σε ισάριθμες ογκομετρικές φιάλες που συμπληρώνονται με νερό έως τα 100 mL.

Ο δακτύλιος του ζυγού στρέψεως πλένεται καλά με χρωμοθειικό οξύ και άφθονο νερό και ξηραίνεται. Ο δακτύλιος τοποθετείται στο άγκιστρο του άξονα του ζυγού στρέψεως και ελέγχεται η οριζοντιότητά του. Σε περίπτωση αποκλίσεων γίνεται ανάλογη διόρθωση. Ομοίως καθαρίζεται και το κρυσταλλωτήριο στο οποίο τοποθετούνται κατά σειρά το απεσταγμένο νερό και τα προς μέτρηση δείγματα. Η ακρίβεια των μετρήσεων εξαρτάται σημαντικά από την καθαρότητα του δακτυλίου.

Μετρείται η επιφανειακή τάση με τον ζυγό στρέψεως du Noüy, του απεσταγμένου νερού και ακολούθως όλων των διαλυμάτων από το αραιότερο προς το πυκνότερο.

Προσοχή: Μετά την τοποθέτηση του διαλύματος στο κρυσταλλωτήριο και την βύθιση του δακτυλίου ~1-2 mm από την επιφάνεια, το διάλυμα αφήνεται σε απόλυτη ηρεμία τουλάχιστον 2-3 min πριν την μέτρηση.

Επιφανειακή τάση H_2O σε διάφορες θερμοκρασίες

θ (°C)	γ (mN/m)	θ (°C)	γ (mN/m)	θ (°C)	γ (mN/m)	θ (°C)	γ (mN/m)
0	75.61	24	72.10	32	70.86	40	69.58
5	74.91	25	71.95	33	70.70	45	68.76
10	74.19	26	71.80	34	70.54	50	67.93
15	73.46	27	71.64	35	70.38	60	66.23
20	72.71	28	71.49	36	70.22	70	64.47
21	72.56	29	71.33	37	70.06	80	62.67
22	72.41	30	71.17	38	69.90	90	60.81
23	72.26	31	71.02	39	69.74	100	58.91

Πηγή: G. R. Somayajulu, *Int. J. Thermophys.* **9**, 559 (1988)

Υπολογισμοί - Αποτελέσματα

Προσδιορίζεται ο διορθωτικός συντελεστής f των τιμών της επιφανειακής τάσεως που μετρήθηκαν λόγω πιθανής παραμορφώσεως του δακτυλίου από την σχέση:

$$f = \frac{\gamma_{\beta\iota\beta\lambda}}{\gamma_{\pi\varepsilon\iota\rho}}$$

όπου $\gamma_{\beta\iota\beta\lambda}$ η τιμή της επιφανειακής τάσεως του νερού από την βιβλιογραφία στην θερμοκρασία του πειράματος και $\gamma_{\pi\varepsilon\iota\rho}$ η μετρηθείσα πειραματική τιμή του νερού στην ίδια θερμοκρασία. Βάσει της τιμής αυτής διορθώνεται η τιμή της επιφανειακής τάσεως όλων των διαλυμάτων.

Υπολογίζονται οι συγκεντρώσεις των διαλυμάτων που παρασκευάστηκαν.

Οι διορθωμένες τιμές της επιφανειακής τάσεως ($\gamma = \gamma_{\pi\varepsilon\iota\rho}$ f) και οι συγκεντρώσεις αναγράφονται σε πίνακα με τις εξής στήλες: c (mol/L), $\gamma_{\pi\varepsilon\iota\rho}$ (dyn/cm), γ (dyn/cm), ln c, dγ/dlnc, Γ_2 (mol/cm^2).

Σχεδιάζονται τα διαγράμματα γ = f(c) και γ = f(ln c). Από τις εφαπτόμενες της καμπύλης γ = f(ln c) (βλ. σχήμα 4) στα σημεία των συγκεντρώσεων που μετρήθηκαν (ή και σε άλλα), υπολογίζεται η επιφανειακή περίσσεια της ουσίας από την σχέση (7).

Σχεδιάζεται η γραφική παράσταση Γ_2 = f(c).

Υπολογίζεται η επιφάνεια ανά mol της διαλυμένης ουσίας που αντιστοιχεί στην πλήρη κάλυψη της επιφάνειας του διαλύματος από την σχέση (8).

Υπολογίζεται η διατομή σ του μορίου της διαλυμένης ουσίας από την σχέση (9).

ΕΠΙΦΑΝΕΙΑΚΗ ΤΑΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

Ονοματεπώνυμο	Α.Μ.	Ημερομηνία

Στοιχεία ουσίας που μελετήθηκε:
Χημική ένωση (Συντακτικός τύπος):
Πυκνότητα ουσίας ρ: g/cm^3
Μοριακό βάρος: g/mol

Συμπληρώνονται οι ακόλουθοι πίνακες:
Θερμοκρασία πειράματος: θ = °C

$\gamma_{\pi\varepsilon\iota\rho}(H_2O)$ = mN/m	$f = \frac{\gamma_{\beta\iota\beta\lambda}}{\gamma_{\pi\varepsilon\iota\rho}}$ = ……..= …….

Η τιμή $\gamma_{\beta\iota\beta\lambda}$ (H_2O) βρίσκεται από τον πίνακα της σελ. 4-7 των σημειώσεων της ασκήσεως.

Να γραφούν οι σχέσεις βάσει των οποίων υπολογίζονται α) η συγκέντρωση c των διαλυμάτων που παρασκευάστηκαν και β) η επιφανειακή περίσσεια Γ_2.

Πίνακας μετρήσεων και υπολογισμών

R = 8.31 J $mol^{-1}K^{-1}$, $\frac{1}{RT}$ = ... = . ……..mol/J = …….mol/mN m

$V_{\text{Επιφ. Ουσίας}}$ (mL)	c (mol/L)	$\gamma_{\pi\varepsilon\iota\rho}$ (mN/m)	γ (mN/m)	ln c	$\frac{d\gamma}{d\ln c}$ (*)	Γ_2 (mol/cm^2) (**)

(*) Ο λόγος dγ/dlnc υπολογίζεται από τις εφαπτόμενες στις αντίστοιχες συγκεντρώσεις στο διάγραμμα γ = f(ln c).

(**)Στον υπολογισμό της Γ_2 λαμβάνεται υπόψιν ότι 1 N = 1 J m^{-1}.

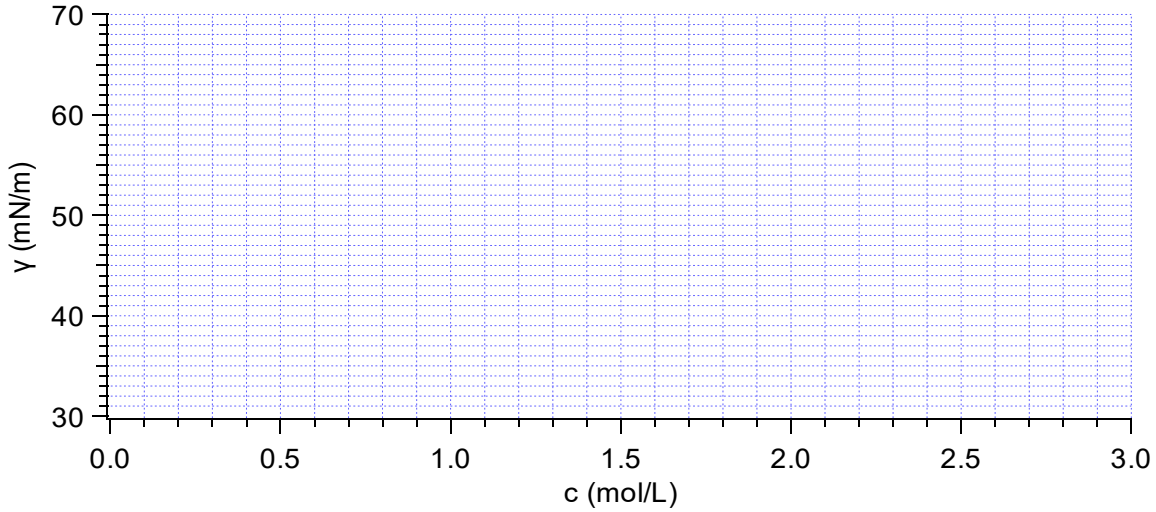
Δόσετε παράδειγμα υπολογισμού της συγκεντρώσεως c αναλυτικά για την πρώτη συγκέντρωση του πίνακα:

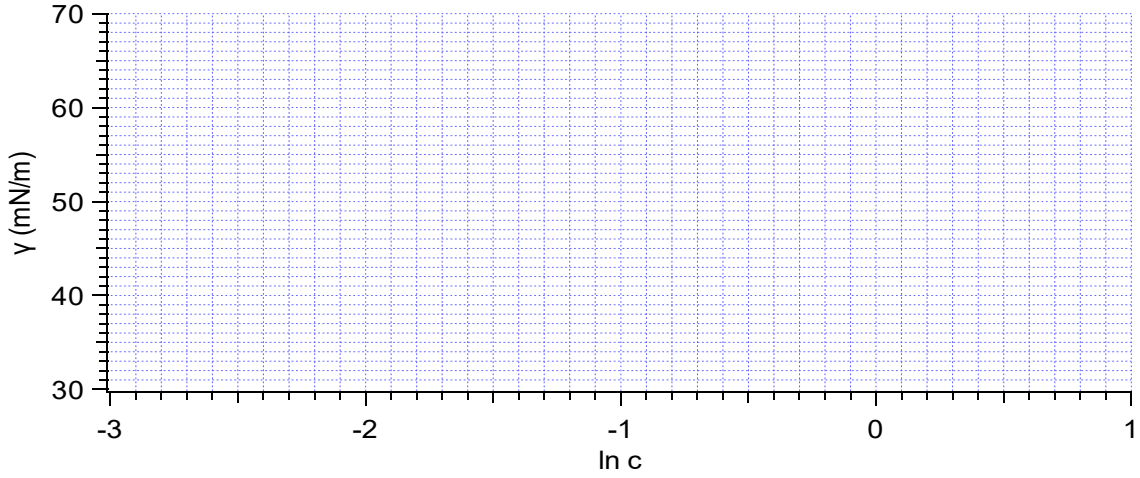
c =……=…….mol/L

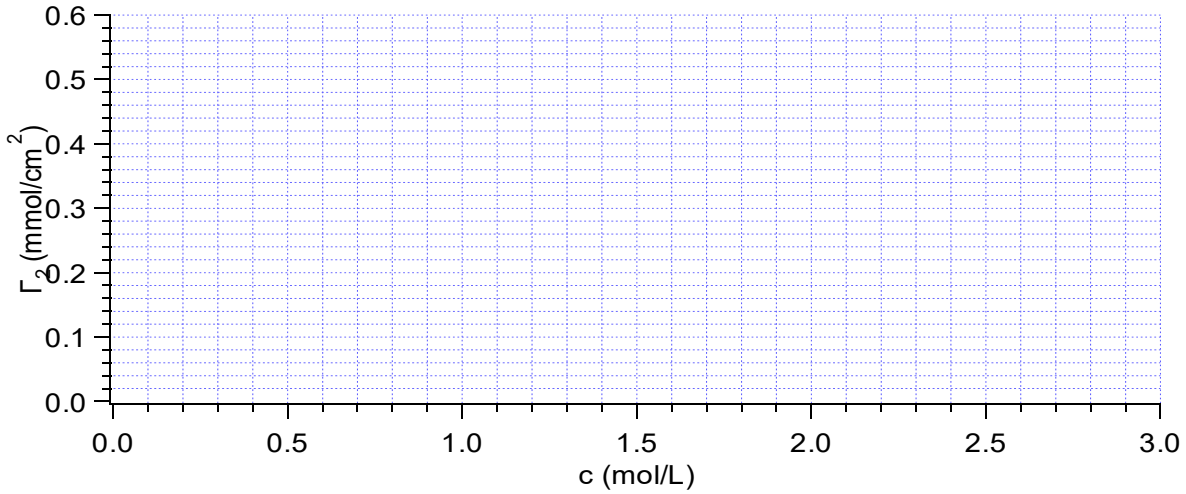
Δόσετε παράδειγμα υπολογισμού της Γ_2 αναλυτικά για την πρώτη συγκέντρωση του πίνακα:

Γ_2 =..... = ……. mol/m^2 = ……..mmol/cm^2

Γίνονται οι γραφικές παραστάσεις γ = f(c), γ = f(ln c), Γ_2 = f(c). Στην καμπύλη γ = f(ln c) φέρονται οι εφαπτόμενες σε διάφορα σημεία της και υπολογίζονται οι τιμές τους.







Υπολογίζεται η επιφάνεια ανά mol που αντιστοιχεί σε μονομοριακή κάλυψη:

Γ_2 =…….…..

A_m =…… cm^2/mol

και η επιφάνεια που καταλαμβάνει ένα μόριο της ουσίας στην μονομοριακή κάλυψη:

σ =……=……cm^2/μόριο = ……Å^2/μόριο