**ΓΕΝΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ ΠΕΡΙ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ**

ΔΙΑΛΥΜΑ είναι ομογενές μίγμα δύο ή περισσότερων ουσιών όπου τουλάχιστον μια πρέπει να είναι υγρή. Διαλύτης το συστατικό του διαλύματος που βρίσκεται στη μεγαλύτερη αναλογία (συνήθως).

Τύποι διαλυμάτων

Διαλυμένη ουσία Διαλύτης

Αέριο αέριο: μίγματα αναισθητικών αερίων

Υγρό αέριο: υδωρ σε οξυγόνο

Στερεό αέριο :ατμοί ιωδίου στον αέρα

Αέριο υγρό: διοξείδιο του άνθρακα σα νερό

Υγρό υγρό: αλκόολη σε νερό

Στερεό υγρό : χλωριούχο νάτριο σε νερό

Αέριο στερεό: υδρογόνο σε παλλάδιο

Υγρό στερεό: παραφινέλαιο σε παραφίνη

Στερεό στερεό :κράματα

Διάλυση είναι η μεταφορά μάζας της προς διάλυση ουσίας μέσα στο διαλύτη προς σχηματισμό ομογενούς μίγματος.

Ένα διάλυμα ανάλογα την ποσότητα της διαλυμένης ουσίς σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη και ορισμένη θερμοκρασία χαρακτηρίζεται σαν Ακόρεστο, Κορεσμένο, Υπέρκορο.

Διαλυτότητα είναι η συγκέντρωση του κορεσμένου διαλύματος της σε ορισμένη θερμοκρασία.

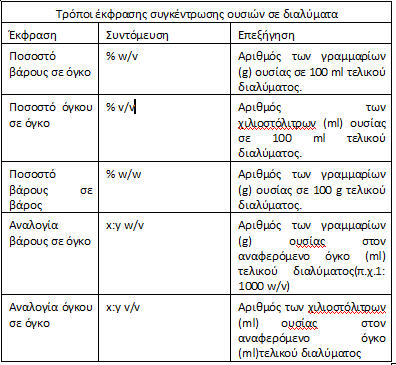
Πχ: 1γρ, ακετυλοσαλικυλικού οξέος σε 20ο C διαλύεται σε 300 ml ύδατος

Η διαλυτότητα, από φυσικοχημική πλευρά, αναφέρεται στην ικανότητα μιας ουσίας να σχηματίζει ένα διάλυμα με άλλη ουσία. Η διαλυτοποίηση των διάφορων χημικών ουσιών επηρεάζεται από:

* την θερμοκρασία
* το pH του διαλύματος
* την ανάδευση του διαλύματος κατά την διαλυτοποίηση
* το μέγεθος των σωματιδίων της ουσίας προς διάλυση
* τον πολυμορφισμό της ουσίας (διάφορες κρυσταλλικές μορφές της ίδιας ουσίας διαφέρουν στη διαλυτότητα).

Η διαλυτότητα εκφράζεται σε γραμμάρια (g) διαλυμένης ουσίας ανά χιλιοστόλιτρο (ml) διαλύτη (π.χ. 1 g NaCl σε 2,8 ml νερού). Όταν δεν αναφέρεται η ακριβής διαλυτότητα μιας ουσίας μπορεί να χρησιμοποιηθούν εκφράσεις σχετικής διαλυτότητας.

Γενικός κανόνας διαλυτότητας: όσο αυξάνει η ομοιότητα δομής μεταξύ διαλυμένης ουσίας και διαλύτη τόσο αυξάνει και η διαλυτότητα της ουσίας σε αυτόν. Δηλαδή πιο απλά: **«ΟΜΟΙΑ ΔΙΑΛΥΟΥΝ ΟΜΟΙΑ»**



Τρόποι έκφρασης σχετικής διαλυτότητας

|  |  |
| --- | --- |
| Περιγραφικός όρος | Μέρη διαλύτη που απαιτούνται για 1 μέρος διαλυμένης ουσίας |
| Πολύ διαλυτή | < 1 |
| Ελεύθερα διαλυτή | 1- 10 |
| Διαλυτή | 10 – 30 |
| Μερικώς διαλυτή | 30 – 100 |
| Ολίγο διαλυτή | 100 – 1000 |
| Πολύ ολίγο διαλυτή | 1000 – 10000 |
| Πρακτικώς αδιάλυτη | >10000 |

Διαλυτότητα στο νερό και αλκοόλη μερικών επιλεγμένων ασθενών οξέων και βάσεων, καθώς και των αλάτων τους .

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Δραστικό συστατικό | Όγκος διαλύτη (σε ml) που απαιτείται για να διαλυθεί 1 g δραστικού συστατικού | |
|  | Νερό | Αιθανόλη |
| Ατροπίνη | 455 | 2 |
| Θειική ατροπίνη | 0,5 | 5 |
| Κωδεϊνη | 120 | 2 |
| Θειική κωδεϊνη | 30 | 1280 |
| Φωσφορική κωδεϊνη | 2,5 | 325 |
| Μορφίνη | 5000 | 210 |
| Θειική μορφίνη | 16 | 565 |
| Φαινοβαρβιτάλη | 1000 | 6 |
| Με τα νατρίου άλας της Φαινοβαρβιτάλης | 1 | 10 |
| Πορκαϊνη | 200 | Ευδιάλυτη |
| Υδροχλωρική προκαϊνη | 1 | 15 |
| Σουλφαδιαζίνη | 13000 | Ολίγο διαλυτή |
| Με τα νατρίου άλας της Σουλφαδιαζίνης | 2 | Πολύ ολίγο διαλυτή |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Διαλυτότητες στο νερό επιλεγμένων οργανικών ουσιών όπου φαίνεται η σχέση  μεταξύ χημικής δομής – διαλυτότητας αυτών. | | |
|  | Τύπος | Αριθμός ml νερού που  απαιτείται για να διαλυθεί 1 g  προϊόντος |
| Βενζόλιο | C6H6 | 1430 |
| Βενζεϊκό οξύ | C6H5COOH | 275 |
| Βενζοϊκή αλκοόλη | C6H5CH2OH | 25 |
| Φαινόλη | C6H5OH | 15 |
| Τετραχλωράνθρακας | CCl4 | 2000 |
| Χλωροφόρμιο | CHCl3 | 200 |

**ΠΑΡΑΣΚΕΥΗ ΑΡΑΙΟΤΕΡΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ ΑΠΟ ΠΥΚΝΟΤΕΡΑ**

Για να παρασκευάσουμε αραιότερα διαλύματα από πυκνότερα εφαρμόζουμε τον τύπο:

**C1 × V1 = C2 × V2**

Όπου: C1  είναι η συγκέντρωση του πυκνού διαλύματος

V1 είναι ο απαιτούμενος όγκος του πυκνού διαλύματος

C2  είναι η συγκέντρωση του αραιού διαλύματος

V2 είναι ο τελικός όγκος του αραιού διαλύματος

Π.χ.: Να παρασκευάσετε 100 ml διαλύματος NaOH 0,1% w/v από διάλυμα ΝaOH 0,5% w/v. Εφαρμόζοντας τον τύπο C1 × V1=C2 × V2 (όπου C1 = 0,5%, V1 είναι το ζητούμενο, C2 = 0,1% και V2 = 100 ml), βρίσκουμε ότι απαιτούνται 20 ml ΝaOH 0,5% w/v.

**ΙΣΟΤΟΝΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ**

**Ωσμωτική πίεση και τονικότητα**

**Ώσμωση** είναι η διακίνηση μορίων του διαλύτη διαμέσου μιας μεμβράνης σε μια περιοχή όπου υπάρχει μια υψηλότερη συγκέντρωση μιας διαλυμένης ουσίας, για την οποία η μεμβράνη είναι αδιάβατη. Αποτελεί ένα παράγοντα πολύ μεγάλης σημασίας στις φυσιολογικές διαδικασίες. Η τάση για διακίνηση των μορίων διαλύτη σε περιοχή μεγαλύτερης συγκέντρωσης διαλυμένης ουσίας μπορεί να εμποδιστεί εφαρμόζοντας πίεση στο πυκνότερο διάλυμα. Η πίεση που είναι αναγκαία να ασκηθεί για να εμποδιστεί η διακίνηση του διαλύτη ονομάζεται αποτελεσματική **ωσμωτική πίεση (Ρ)** του διαλύματος.

Η ωσμωτική πίεση (Ρ) ενός διαλύματος εξαρτάται από τον αριθμό των διαλυμένων σωματιδίων, τον όγκο, την απόλυτη θερμοκρασία και την παγκόσμια σταθερά των αερίων.

Όταν δύο διαλύματα που καταλαμβάνουν ίσους όγκους και περιέχουν ίσο αριθμό σωματιδίων, ασκούν την ίδια ωσμωτική πίεση ονομάζονται **ισότονα**.

**Υπέρτονο** είναι κάποιο διάλυμα όταν συγκρινόμενο προς κάποιο άλλο ασκεί μεγαλύτερη ωσμωτική πίεση.

**Υπότονο** είναι κάποιο διάλυμα όταν συγκρινόμενο με κάποιο άλλο ασκεί μικρότερη ωσμωτική πίεση.

Για τον υπολογισμό της ωσμωτικής πίεσης (Ρ) ενός διαλύματος χρησιμοποιείται η παρακάτω εξίσωση:

**Ρ = i . C. R. T**

όπου: **C** είναι η μοριακή συγκέντρωση της ουσίας

**R** είναι η παγκόσμια σταθερά αερίων

**T** είναι η απόλυτη θερμοκρασία

**i** είναι ο συντελεστής διάστασης ηλεκτρολύτη

Ο συντελεστής διάστασης ηλεκτρολύτη παίζει ρόλο όταν η διαλυμένη ουσία είναι ηλεκτρολύτης, ο οποίος διίσταται σε **z** ιόντα. Σε αραιά διαλύματα η διάσταση

είναι πλήρης και επομένως i = z. Στην περίπτωση μη ηλεκτρολυτών το i = 1.

Για παράδειγμα διάλυμα χλωριούχου νατρίου 0.9% (9gr/1000 ml, και Μ.Β. =58.5) σε θερμοκρασία 20οC (293ο Κ), το οποίο διίσταται πλήρως, θα έχει αριθμό ιόντων z = 2 και θα παρουσιάσει ωσμωτική πίεση (Ρ):

Ρ = 2 x (9/58,5) x 0.0821 x 293 = 7.35 at

Άλλοι απλούστεροι τρόποι προσδιορισμού της ωσμωτικής πίεσης γίνονται με πιο εύκολους προσδιορισμούς άλλων μεγεθών που βρίσκονται σε απλή σχέση με την ωσμωτική πίεση. Τέτοια μεγέθη είναι:

• Η ελάττωση της τάσης των ατμών

• Η ανύψωση του σημείου ζέσης

• Η ταπείνωση του σημείου πήξης των διαλυτών.

Η ταπείνωση του σημείου πήξης των διαλυτών είναι εύκολη μέθοδος και βασίζεται στο γεγονός ότι το σημείο πήξης του καθαρού διαλύτη (tg) είναι μεγαλύτερο του σημείου πήξης του διαλύματος (t΄g).

Η διαφορά **Δt = tg – t΄g** είναι για ορισμένο διαλύτη και για δεδομένο όγκο, ανάλογη με τον αριθμό των μορίων της διαλυμένης ουσίας.

**Δt = i x K x (G x 1000/ L x MB)**

όπου

**i :** είναι ο συντελεστής διάστασης

**ΜΒ :** το μοριακό βάρος της ουσίας

**Κ :** η κρυοσκοπική σταθερά (Κ για το νερό =1,858οC)

**G :** τα γραμμάρια της ουσίας

**L :** γραμμάρια του νερού που είναι διαλυμένη η ουσία

Ο πλέον χρησιμοποιούμενος τρόπος για να επιτευχθεί η ισοτονικότητα ενός διαλύματος, βασίζεται στο προσδιορισμό της ταπείνωσης του σημείου πήξης. **Τα ισότονα διαλύματα έχουν την ίδια ταπείνωση του σημείου πήξης.**

**Τονικότητα και ενέσιμα**

Τα τοιχώματα των κυττάρων του ανθρώπινου οργανισμού αν και δεν μπορούν να θεωρηθούν ιδανική ημιδιαπερατή μεμβράνη, εντούτοις η κατασκευή τους επιτρέπει στο νερό να διέρχεται μέσα από αυτές ταχύτατα. Επομένως η θεραπευτική χορήγηση ενός παρεντερικού διαλύματος το οποίο είναι πολύ υπέρτονο ή υπότονο σε σχέση με τα υγρά του οργανισμού, μπορεί να αποβεί επιβλαβής και να προκαλέσει πόνο, ερεθισμό και βλάβη των ιστών.

Κατά τη χορήγηση μικρού όγκου διαλυμάτων π.χ. 1ml ενδοφλέβια το οποίο αραιώνεται ταχύτατα ή κατά τη χορήγηση μικρής ποσότητας ενδομυϊκά, μπορεί να μη δημιουργηθούν ιδιαίτερα προβλήματα. Κατά την χορήγηση όμως μεγάλων όγκων η ισοτονικότητα του χορηγούμενου διαλύματος με τα υγρά του οργανισμού είναι απαραίτητη και αναγκαία.

Για την εξήγηση της επίδρασης της τονικότητας στα κύτταρα χαρακτηριστικό παράδειγμα αποτελεί η συμπεριφορά του ερυθρού αιμοσφαιρίου. Όταν το ερυθρό αιμοσφαίριο βρεθεί σε περιβάλλον υπότονου διαλύματος, εισέρχεται νερό στο εσωτερικό του διαμέσου της κυτταρικής μεμβράνης του και αραιώνει το πυκνότερο κυτταρικό υγρό. Τότε το κύτταρο διογκώνεται (σπάργωση) και μπορεί να συμβεί αιμόλυση, δηλαδή να σπάσει η κυτταρική του μεμβράνη και να καταστραφεί το κύτταρο. Αντίθετα, όταν το ερυθρό αιμοσφαίριο βρεθεί σε περιβάλλον υπέρτονου διαλύματος, εξέρχεται νερό από το εσωτερικό του κυττάρου προς τα έξω και το ερυθρό αιμοσφαίριο χάνοντας νερό συρρικνώνεται (πλασμόλυση).

Όμως μέσα σε ισότονο με το αίμα διάλυμα, το ερυθρό αιμοσφαίριο δεν παθαίνει αλλοιώσεις, αν αυτή η διαλυμένη ουσία δεν δρα αιμολυτικά.

Τα ενέσιμα διαλύματα χορηγούνται στις περισσότερες περιπτώσεις ενδοφλέβια, υποδόρια ή ενδομυϊκά και αποτελούν μια περισσότερο ή λιγότερο ισχυρή επέμβαση στον οργανισμό. Η ανεκτικότητα του οργανισμού θα είναι τόσο καλύτερη όσο περισσότερο είναι προσαρμοσμένα αυτά με τις φυσιολογικές συνθήκες του αίματος και των σωματικών υγρών, τα οποία χαρακτηρίζονται κυρίως από την ωσμωτική πίεση και την συγκέντρωση των κατιόντων υδρογόνου, δηλαδή του pH.Με την ενδοφλέβια ένεση το υγρό περνάει κατευθείαν στην κυκλοφορία του αίματος και αναμειγνύεται με τον ορό του αίματος ο οποίος είναι υδατικό διάλυμα διαφόρων ανόργανων και οργανικών ουσιών και παρουσιάζει τις παρακάτω σταθερές:

pH = 7.36 έως 7.42 και Δt = 0.51οC έως 0.63οC ταπείνωση του σημείου πήξης.

Η ταπείνωση του σημείου πήξης του αίματος θεωρείται κατά μέσο όρο ότι είναι 0.56οC.

Επομένως είναι πολύ σημαντικό τα ενέσιμα διαλύματα να είναι ισότονα και με την ίδια τιμή pH που έχουν το αίμα και οι ιστοί. Υπάρχουν διάφορες μέθοδοι για την παρασκευή ισότονων διαλυμάτων προς το αίμα, αλλά όλες βασίζονται στην ισότητα των ωσμωτικών πιέσεων, δηλαδή στην ισότητα της ταπείνωσης του σημείου πήξης ισότονων διαλυμάτων.

**Μέθοδοι παρασκευής ισότονων διαλυμάτων**

Υπολογισμός της ποσότητας της ουσίας που πρέπει να προστεθεί για την επίτευξη ισότονου διαλύματος**.** O προσδιορισμός της απαιτούμενης ποσότητας μιας ουσίας για την παρασκευή ενός διαλύματος ισότονου με το αίμα γίνεται είτε πειραματικά είτε με υπολογισμό. Ο υπολογισμός βασίζεται στο γεγονός που προαναφέρθηκε ότι τα ισότονα διαλύματα έχουν την ίδια ταπείνωση του σημείου πήξης. Η ταπείνωση του σημείου πήξης των χρησιμοποιούμενων δραστικών φαρμακευτικών ουσιών καθώς και των βοηθητικών ουσιών μπορεί είτε να ληφθεί από πίνακες στη βιβλιογραφία είτε να υπολογισθεί σύμφωνα με τον παρακάτω τύπο: **Δt = Κ x C**

όπου :K- κρυοσκοπική σταθερά , Δ t = 0.56οC, C - μοριακή συγκέντρωση της ουσίας

Παράδειγμα:

1) Προκειμένου για την παρασκευή ισότονου διαλύματος με τον ορό του αίματος μιας ουσίας που δεν διίσταται, πρέπει να διαλυθούν:

C = Δ t / K= 0.56/1.86 = 0.303 mol

Επομένως πρέπει να διαλυθούν 0.303 mol ουσίας σε 1000g νερού.

Εάν η ουσία αυτή είναι η γλυκόζη, τότε απαιτούνται 0.303 x 180 = 54g γλυκόζης.

2) Στην περίπτωση ηλεκτρολυτών για την παρασκευή ισότονου διαλύματος με τον ορό του αίματος, λαμβάνεται υπόψη και ο ιονισμός και το μοριακό βάρος της ουσίας διαιρείται με τον αριθμό των ιόντων.

Εάν η ουσία αυτή είναι το χλωριούχο νάτριο τότε απαιτούνται:

0.303 x (58.5/2) = 9 g Nacl σε 1000 g νερού.

Στις περισσότερες περιπτώσεις στην πράξη ρυθμίζεται το υπότονο διάλυμα μιας φαρμακευτικής ουσίας με την προσθήκη μιας αδρανούς ουσίας προκειμένου το διάλυμα να γίνει ισότονο με το αίμα. Η αδρανής ουσία επί το πλείστον είναι το χλωριούχο νάτριο και σπανιότερα η γλυκόζη.

**Στην πρακτική εφαρμογή διακρίνουμε τις παρακάτω μεθόδους:**

Μέθοδος με υπολογισμό της ταπείνωση του σημείου πήξης και της ποσότητας του χλωριούχου νατρίου.

Σύμφωνα με τη μέθοδο αυτή υπολογίζεται αρχικά η ταπείνωση του σημείου πήξης η οποία προκύπτει από το επιθυμητό διάλυμα της δραστικής ουσίας. Η τιμή της υπολογισθείσας ταπείνωσης του σημείου πήξης αφαιρείται από την ταπείνωση του σημείου πήξης του αίματος 0.560 C. Κατόπιν με βάση τη διαφορά υπολογίζεται η ποσότητα της αδρανούς ουσίας που πρέπει να προστεθεί μέχρι να επιτευχθεί η τιμή 0.560 C, ώστε είναι ισότονο με το αίμα.

Μέθοδος με την χρήση πινάκων που περιλαμβάνουν τις τιμές ταπείνωσης του σημείου πήξης που έχουν ληφθεί πειραματικά

Η εφαρμογή της μεθόδου αυτής προϋποθέτει την ύπαρξη πινάκων για την εύρεση των τιμών ταπείνωσης του σημείου πήξης, έτσι ώστε να γίνει ο υπολογισμός της ποσότητας της ουσίας που πρέπει να προστεθεί για να επιτευχθεί η ισοτονικότητα. Όταν το ενέσιμο διάλυμα περιέχει περισσότερες από μια ουσίες, υπολογίζεται το άθροισμα των τιμών του ταπείνωσης σημείου των επί μέρους συστατικών όπως αυτές προκύπτουν από τους πίνακες.

Μέθοδος ισοδύναμου χλωριούχου νατρίου.

Αποτελεί την πιο εύχρηστη μέθοδο από όλες για τον υπολογισμό της ουσίας που πρέπει να προστεθεί σε ένα διάλυμα για να γίνει ισότονο. Η μέθοδος χρησιμοποιεί δεδομένα ισοδύναμων χλωριούχου νατρίου που λαμβάνονται με πολλούς τρόπους.

Το ισοδύναμο χλωριούχου νατρίου Ε, μπορεί να χαρακτηριστεί σαν συντελεστής που μετατρέπει ορισμένη ποσότητα διαλυμένης ουσίας σε ποσότητα χλωριούχου νατρίου η οποία δίνει την ίδια ωσμωτική πίεση.

Έτσι για παράδειγμα το ισοδύναμο χλωριούχου νατρίου του βορικού οξέος είναι 0.55. Αυτό σημαίνει ότι 1g βορικού οξέος σε διάλυμα έχει τον ίδιο αριθμό σωματιδίων με αυτόν 0.55 g χλωριούχου νατρίου, ή ότι 1% διάλυμα βορικού οξέος ασκεί την ίδια ωσμωτική πίεση όση ασκεί και διάλυμα 0.55% χλωριούχου νατρίου.

To ισοδύναμο χλωριούχου νατρίου δίνει σε g εκείνη την ποσότητα χλωριούχου νατρίου η οποία προξενεί ωσμωτική πίεση τόση, όση και 1g δραστικής ουσίας, όταν τόσο το χλωριούχο νάτριο όσο και η δραστική ουσία είναι διαλυμένα σε ίσο όγκο νερού. Άρα 1g δραστικής ουσίας είναι ισοδύναμο ως προς την ωσμωτική πίεση με Ε g χλωριούχου νατρίου.

Για να υπολογισθεί εύκολα η ποσότητα της ουσίας που πρέπει να προστεθεί σε ένα διάλυμα ώστε να γίνει ισότονο:

1) Η ποσότητα κάθε συστατικού του διαλύματος πολλαπλασιάζεται με το αντίστοιχο ισοδύναμο χλωριούχου νατρίου

2) Τα ισοδύναμα των ουσιών που λαμβάνονται με αυτό τον τρόπο προστίθενται

3) Το άθροισμα των ισοδυνάμων αυτών αφαιρείται από την ποσότητα χλωριούχου νατρίου η οποία θα ήταν αναγκαία για την παρασκευή του ίδιου όγκου ισότονου διαλύματος χλωριούχου νατρίου. Η διαφορά αποτελεί την ποσότητα του χλωριούχου νατρίου η οποία πρέπει να προστεθεί για να γίνει ισότονο το διάλυμα.

4) Προκειμένου να χρησιμοποιηθεί άλλη ουσία για να γίνει ισότονο το διάλυμα η διαφορά που βρίσκεται διαιρείται με το ισοδύναμο χλωριούχου νατρίου της ουσίας αυτής. Το πηλίκο παριστάνει την ποσότητα της ουσίας που πρέπει να προστεθεί.

Παράδειγμα μεθόδου ισοδύναμου χλωριούχου νατρίου:

Παράδειγμα σύμφωνα με την μέθοδο ισοδύναμου χλωριούχου νατρίου, υπολογισμού της ουσίας που πρέπει να προστεθεί σε ένα διάλυμα για να γίνει ισότονο:

Υδροχλωρική μορφίνη 0.3 g

Υδροβρωμική σκοπολαμίνη 0.006 g

Εφεδρική υδροχλωρική 0.45 g

Νερό μέχρι 30 ml

1) Υδροχλωρική μορφίνη 0.15 x 0.3 = 0.045 g

Υδροβρωμική σκοπολαμίνη 0.13 x 0.006 = 0.0008 g

Εφεδρική υδροχλωρική 0.28 x 0.45 = 0.125 g

2) 0.1718 g

3) ισότονο διάλυμα χλωριούχου νατρίου περιέχει στα 100ml 0.9 g χλωριούχου

νατρίου, άρα 0.9 x 0.3 = 0.27 g

0.27 - 0.17 = 0.10 g χλωριούχου νατρίου

Η ποσότητα του χλωριούχου νατρίου που απαιτείται να προστεθεί είναι 0.10g.

4) Εάν στη θέση του χλωριούχου νατρίου χρησιμοποιείτο γλυκόζη, η ποσότητα

που πρέπει να προστεθεί υπολογίζεται με τον παρακάτω τρόπο:

1g γλυκόζης / 0.16 χλωριούχου νατρίου = x / 0.10

Δηλαδή 0.1 / 0.16 = 0.625 g γλυκόζης

Η ποσότητα της γλυκόζης που απαιτείται να προστεθεί είναι 0.625g.

Τεχνική παρασκευής διαλύματος ισχυρού οξέως ή βάσης

Για την παρασκευή διαλυμάτων ισχυρών οξέων ή βάσεων βάζουμε πρώτα το νερό στο σκεύος και μετά το οξύ σιγά-σιγά, γιατί η αντίδραση είναι ισχυρά εξώθερμη. Η αντίθετη διαδικασία (προσθήκη νερού σε οξύ) είναι επικίνδυνη.

Τεχνική:

1) Βάζουμε σε ογκομετρική φιάλη κάποια ποσότητα απεσταγμένου νερού, πάντα λιγότερη από τον τελικό όγκο του διαλύματος που θα φτιάξουμε.

2) Παίρνουμε την επιθυμητή ποσότητα του οξέος προσεκτικά με σιφώνιο με φούσκα, και το μεταφέρουμε σιγά-σιγά στην ογκομετρική φιάλη.

3) Τοποθετούμε τη φιάλη σε κρύο νερό ώστε να ψύχεται και να μη σπάσει, επειδή κατά την ανάμιξη του οξέος με το νερό, αναπτύσσεται υψηλή θερμοκρασία.

4) Συμπληρώνουμε μέχρι την χαραγή με απεσταγμένο νερό, αφού αφήσουμε το διάλυμα να πάρει τη θερμοκρασία περιβάλλοντος.

5) Τοποθετούμε το πώμα στη φιάλη και αναμιγνύουμε, αναστρέφοντας την.

**Πείραμα 1**

Να παρασκευάσετε 25 ml διαλύματος HNO3 15% από πυκνό διάλυμα HNO3 70%.

**Πείραμα 2**

α) Παρασκευάστε 100 ml 5% w/v διάλυμα λακτόζης

β) Παρασκευάστε 100 ml 10% v/v διάλυμα αλκοόλης

Ερωτήσεις:

1. Πόσα γραμμάρια λακτόζης χρειάζεστε για να φτιάξετε 30 ml 5% w/v διάλυμα λακτόζης;
2. Πόσα ml απόλυτης αλκοόλης χρειάζεστε για να φτιάξετε 40 ml 10% v/v διάλυμα αλκοόλης;
3. Πόσα γραμμάρια γλυκόζης χρειάζεστε για να φτιάξετε 80 ml 20% w/v διάλυμα γλυκόζης;
4. Πόσα ml απόλυτης αλκοόλης χρειάζεστε για να φτιάξετε 50ml 70% v/v διάλυμα αλκοόλης;

**Πείραμα 3**

Ζυγίστε 3 x 0,5 g χλωριούχου νατρίου και θυμόλης. Τοποθετήστε σε 6 δοκιμαστικούς σωλήνες από 2 x 5 ml νερό, χλωροφόρμιο και αλκοόλη. Προσθέστε τις στερεές ουσίες σε κάθε διαλύτη. Σημειώστε τις παρατηρήσεις σας όσον αφορά την διαλυτότητα των ουσιών αυτών στους αντίστοιχους διαλύτες. Συμπληρώστε τον πίνακα με όρους σχετικής διαλυτότητας. Εξηγήστε τα αποτελέσματα.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Ουσίες | Διαλυτότητα στο νερό | Διαλυτότητα στην αλκοόλη | Διαλυτότητα στο χλωροφόρμιο |
| Χλωριούχο νάτριο |  |  |  |
| Θυμόλη |  |  |  |