🗐 Εισαγωγή – Διάσταση και Ιοντισμός

🞛 **Ηλεκτρολύτες** ονομάζονται οι ουσίες των οποίων τα υδατικά τους διαλύματα επιτρέπουν τη διέλευση του ηλεκτρικού ρεύματος.

● Η παραπάνω ιδιότητα των ηλεκτρολυτών οφείλεται στα ιόντα που παρέχουν οι ηλεκτρολύτες όταν διαλύονται στο νερό.

● Ηλεκτρολύτες είναι: **α.** Τα οξέα, π.χ. HCl, H2SO4, HNO3, R-COOΗ κ.λ.π

**β.** Οι βάσεις, π.χ. ΝαΟΗ, Cα(ΟΗ)2, ΝΗ3 , R-ΝΗ2 κ.λ.π

**γ.** Τα άλατα, π.χ. ΝαCl, KNO3, Να2SΟ4 , RCOONa , RΝΗ3Cl κ.λ.π

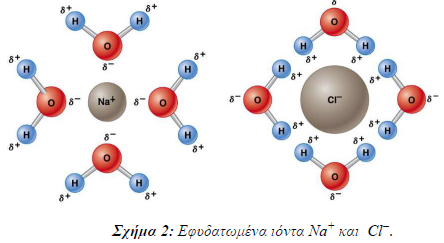
● Οι ηλεκτρολύτες ταξινομούνται:

**α.** Σε **ιοντικές** ενώσεις, που είναι όλα τα άλατα, τα υδροξείδια των αλκαλίων (π.χ. Κ, Να, …) και των αλκαλικών γαιών (μόνο Cα, Βα και Sr)

**β.** Σε **μοριακές (ομοιοπολικές)** ενώσεις, που είναι όλα τα οξέα και από τις βάσεις η αμμωνία (ΝΗ3) και οι αμίνες (R-NH2)

🞛 **Διάσταση** *ονομάζεται η διαδικασία απομάκρυνσης των ιόντων από το κρυσταλλικό πλέγμα, κατά τη διάλυση* ***ιοντικών ενώσεων*** *στο νερό.*

● Στα άλατα και στα υδροξείδια των μετάλλων, που είναι ιοντικές (ετεροπολικές) ενώσεις, τα ιόντα **προϋπάρχουν** στο κρυσταλλικό πλέγμα και συγκρατούνται μεταξύ τους με δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης (Coulomb). Κατά τη διάλυση των ιοντικών ενώσεων στο νερό, καταστρέφεται το κρυσταλλικό πλέγμα τους **και απελευθερώνονται τα ιόντα.** Τα ιόντα αυτά έχουν γύρω τους μόρια νερού και ονομάζονται **εφυδατωμένα ιόντα.**

****

● Οι ιοντικές ενώσεις, κατά τη διάλυσή τους στο νερό, παθαίνουν **πλήρη διάσταση** και χαρακτηρίζονται ως **ισχυροί ηλεκτρολύτες.**

Για παράδειγμα η διάσταση του NaCl στα υδατικά του διαλύματα συμβολίζεται ως εξής:

NaCl → [Na(H2O)x]+1 + [Cl(H2O)y]-1

ή πιο απλά NaCl(s) → Na+1(aq) + Cl-1(aq) .

ή και πιο απλά NaCl → Na+1 + Cl-1

🞛 **Ιοντισμός** *μιας* ***ομοιοπολικής ένωσης*** *ονομάζεται η διαδικασία* ***σχηματισμού*** *ιόντων κατά τη διάλυση της ένωσης στο νερό.*

● Κάποιες μοριακές ενώσεις όταν διαλύονται στο νερό, παραμένουν με τη μορφή μορίων (δεν είναι ηλεκτρολύτες π.χ. ζάχαρη κτλ.). Από τις μοριακές ενώσεις που ιονίζονται, άλλες παθαίνουν **πλήρη (ισχυροί ηλεκτρολύτες)** και άλλες **μερικό** ιοντισμό **(ασθενείς ηλεκτρολύτες)**.

π.χ. πλήρης ιοντισμός HCl + Η2Ο → Cl– + Η3O+

μερικός ιοντισμός ΝΗ3 + Η2Ο ⮀ ΝΗ4+ + ΟΗ–.

🞛 **Μεθοδολογία** για την εύρεση των συγκεντρώσεων των ιόντων ενός διαλύματος **ισχυρού** ηλεκτρολύτη.

|  |  |
| --- | --- |
| **Βήμα 1ο** | Βρίσκουμε πάντα την αρχική συγκέντρωση C του ηλεκτρολύτη σε mol/lit (M)  Αν μας δίνεται η % w/v, ή % w/w τότε την μετατρέπουμε σε mol/lit  π.χ. Διάλυμα Να2SO4 1,42 % w/v  Σε 100 ml = 0,1 lit διαλύματος περιέχονται 1,42 gr =>  ⇒ άρα C = 0,1 M  Αν μας δινόταν η % w/w και η d του διαλύματος τότε παίρνουμε τη σχέση:  προσοχή η d σε gr/lit. |
| **Βήμα 2ο** | Γράφουμε την αντίδραση διάστασης ή ιοντισμού του ισχυρού ηλεκτρολύτη:  π.χ. Να2SO4 → 2Nα+ + SO42– |
| **Βήμα 3ο** | Κάνουμε στοιχειομετρία στην αντίδραση.   |  |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | --- | | (Μ) | Να2SO4 | → | 2Nα+ | + | SO42– | | **ΑΡΧΙΚΑ** | 0,1 M |  |  |  |  | | **ΔΙΙΣΤΑΝΤΑΙ** | 0,1 M |  |  |  |  | | **ΠΑΡΑΓΟΝΤΑΙ** |  |  | 0,2 M |  | 0,1 M | | **ΤΕΛΙΚΑ** | 0 |  | 0,2 M |  | 0,1 M |   Άρα [Να+] = 0,2 Μ και [SO42–] = 0,1 Μ |
| **SOS!!!** | **Τύπος συγκέντρωσης:** C = |
| **Τύπος αραίωσης δ/τος:** C1V1 = C2V2 |
| **Τύπος ανάμιξης δ/των:** C1V1 + C2V2 = CτελVτελ. Όταν έχω την ίδια ουσία. |
| **Τύπος προσθήκης ουσίας σε δ/μα με ίδια ουσία:** C1V1 + nπροστ = CτελV1.  Όταν η ουσία που προστίθεται είναι στερεά ή αέρια ο Vδιαλύματος δεν μεταβάλλεται. |
| **Προσοχή!!** Όταν αναμιγνύουμε 2 δ/τα με διαφορετικές ουσίες , τότε ισχύει ο τύπος της αραίωσης για κάθε ουσία ξεχωριστά. |

☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.

Ιοντισμός μιας μοριακής ένωσης ονομάζεται:

α) η πρόσληψη ή αποβολή ηλεκτρονίων από αυτή,

β) η μετατροπή της σε ιόντα, όταν αυτή βρεθεί σε ηλεκτρικό πεδίο,

γ) η διαδικασία μετατροπής των μορίων σε ηλεκτρικά δίπολα,

δ) ο σχηματισμός ιόντων κατά τη διάλυση της στο νερό.

Όταν μια ετεροπολική (ιοντική) ένωση διαλύεται στο νερό:

α) ιοντίζεται , β) δημιουργούνται ιόντα,

γ) διίσταται, δ) προκύπτει διάλυμα με ηλεκτρικό φορτίο.

Ηλεκτρολύτες ονομάζονται:

α) όσες χημικές ενώσεις είναι ηλεκτρικά αγώγιμες , β) οι ιοντικές ενώσεις ,

γ) οι χημικές ενώσεις που διίστανται κατά την διάλυση τους στο νερό ,

δ) οι ενώσεις των οποίων τα υδατικά διαλύματα είναι ηλεκτρικά αγώγιμα.

Δίνονται οι παρακάτω ενώσεις: MgCl2 , HCl , HCOOH , CH3COONα , ΝΗ3 , CH3NH2, KOH.

Από τις παραπάνω ενώσεις ιοντίζονται:

α) όλες , β) μόνο οι: CH3NH2 CH3COONα, HCOOH ,

γ) μόνο οι: CH3NH2 HCOOH, HCl , ΝΗ3 . δ) μόνο οι: CH3COONα, MgCl2 , KOH.

☑ Ερωτήσεις σωστό-λάθος με αιτιολόγηση.

Η ηλεκτρική αγωγιμότητα που εμφανίζουν τα διαλύματα των ηλεκτρολυτών οφείλεται στα ιόντα που περιέχουν.

Όλοι οι ηλεκτρολύτες είναι ιοντικές ενώσεις.

Σε υδατικό διάλυμα το ΝαΟΗ διίσταται ενώ το ΗCl ιοντίζεται.

Όταν διαλυθεί το ΗΝΟ3 στο νερό δημιουργούνται ιόντα.

Όταν διαλυθεί η ΝΗ3 στο νερό διίσταται.

Με την διάλυση μιας ιοντικής ένωσης στο νερό δημιουργούνται ιόντα.

Τα ιόντα στο διάλυμα ενός ηλεκτρολύτη είναι εφυδατωμένα.

Ο αριθμός των θετικών ιόντων είναι ίσος με τον αριθμό των αρνητικών ιόντων σε διάλυμα ενός ηλεκτρολύτη.

Τα ιόντα που βρίσκονται σε υδατικά διαλύματα προέρχονται από τη διάσταση των ιοντικών ενώσεων.

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Να γράψετε τις διαστάσεις και τους ιοντισμούς των παρακάτω ενώσεων.

α) MgCl2 β) HCl γ) HCOOH δ) CH3COONα

ε) CH3NH2 στ) CH3NH3NO3 ζ) KOH η) Ca(NO3)2.

Ιοντισμός ονομάζεται η διαδικασία σχηματισμού ………….. κατά τη διάλυση …………. ενώσεων στο νερό.

Οι ……………… ενώσεις διίστανται κατά τη διάλυση τους στο νερό. Στην κατηγορία αυτών των ενώσεων ανήκουν τα ………….. και τα …………….. των μετάλλων.

Ποιο από τα παρακάτω διαλύματα παρουσιάζει τη μεγαλύτερη συγκέντρωση ιόντων Nα+;

α) Να2SO4 0,2 M β) NαCl (Mr = 58,5) 11,7 gr/lit γ) Διάλυμα Nα3PO4 (Mr = 164) 1,64 % w/v.

Να υπολογιστούν οι συγκεντρώσεις των ιόντων που προκύπτουν από την πλήρη διάσταση ή πλήρη ιοντισμό των ηλεκτρολυτών στα παρακάτω υδατικά διαλύματα.

α) Διάλυμα MgCl2 0,1Μ β) Διάλυμα Βα(ΟΗ)2 0,05Μ

γ) Διάλυμα HΝΟ3 5,04 %w/w και d=1,25 gr/ml. δ) Διάλυμα ΝαΟΗ 1 %w/v

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες: Cl=35,5, Βα=137, Ν=14, Ο=16, Η=1, Μg=24, Nα=23

Απ: γ) Cοξ = 1 Μ δ) Cβασ = 0,25 Μ

Το Sr(OH)2 είναι στερεή ιοντική ένωση που στα υδατικά της διαλύματα λειτουργεί ως ισχυρή βάση. Διάλυμα όγκου 500 ml περιέχει 2,5·10−5 mol Sr(OH)2. Ποια είναι η τιμή της συγκέντρωσης των ιόντων ΟΗ− του διαλύματος αυτού; Απ: 10−4 Μ

Διαθέτουμε δύο υδατικά διαλύματα, ένα διάλυμα KCl 0,2 M όγκου 500 ml και ένα άλλο διάλυμα CaCl2 0,1 Μ όγκου επίσης 500 ml Αναμιγνύουμε τα δύο αυτά διαλύματα και προκύπτει νέο διάλυμα όγκου 1 lit. Ποια η συγκέντρωση των ιόντων Cl− στο τελικό διάλυμα; Απ: 0,2 Μ

Στερεό μίγμα μάζας 9,3 gr αποτελείται από ΚΟΗ και Ca(OH)2. Το μίγμα διαλύεται στο νερό σχηματίζοντας διάλυμα όγκου 200 ml στο οποίο η συγκέντρωση των ιόντων ΟΗ− είναι 1 Μ. Ποιες είναι οι μάζες των δύο συστατικών του στερεού μίγματος σε gr; (Ar: K=39, O=16, H=1, Ca=40.)

Απ: 5,6 gr ΚΟΗ 3,7 gr Ca(OH)2

Διάλυμα προκύπτει με την διάλυση 1,12 lit (σε STP) αέριου HCl σε νερό και αραίωση του διαλύματος που προκύπτει μέχρι τελικού όγκου 500 ml. Δίνεται ότι το HCl ιοντίζεται πλήρως.

α) Ποια η [Η3Ο+] του διαλύματος που θα προκύψει;

β) Στο διάλυμα αυτό προσθέτουμε 4,5 lit νερού. Ποια η [Η3Ο+] του αραιωμένου διαλύματος;

γ) Ποια η ποσότητα (σε mol) των ιόντων Η3Ο+ στο αρχικό και στο αραιωμένο διάλυμα;

Τι παρατηρείτε; Απ: α) 0,1 Μ β) 0,01 Μ γ) 0,05 mol – ίδια.

1,12 lit αερίου HCl (σε STP) και 3,15 gr ΗΝΟ3 διαλύονται μαζί σε νερό σχηματίζοντας διάλυμα όγκου 2 lit. Δίνεται ότι το HCl και το ΗΝΟ3 ιοντίζονται πλήρως.

α) Ποια η συνολική συγκέντρωση [Η3Ο+] στο διάλυμα που προκύπτει;

β) Πόσα lit νερού πρέπει να προστεθούν στο παραπάνω διάλυμα, ώστε η [Η3Ο+] να υποδεκαπλασιαστεί;

γ) Πόσα gr ΗΝΟ3 πρέπει να διαλυθούν επιπλέον στο αρχικό διάλυμα, ώστε η [Η3Ο+] να δεκαπλασιαστεί; Απ: α) 0,05 Μ , β) 18 lit γ) 0,9 mol ή 56,7 gr

**🗐 Θεωρία Bronsted – Lowry**

Βασικά σημεία της θεωρίας των Βrönsted – Lowryμ

🞛 **Οξύ** είναι κάθε χημική ουσία που μπορεί να δώσει ένα ή περισσότερα πρωτόνια (H+).

🞛 **Βάση** είναι κάθε χημική ουσία που μπορεί να πάρει ένα ή περισσότερα πρωτόνια (H+).

🞛 Για να δράσει μια ουσία σαν οξύ, απαιτείται η παρουσία μιας άλλης ουσίας που μπορεί να δεχτεί κατιόντα Η+ (**βάση**).

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| HCl | + | H2O | → | Cl− | + | H3O+ |
| (οξύ) |  | (βάση) |  |  |  |  |

✔ Το καθαρό αέριο HCl δεν εμφανίζει όξινο χαρακτήρα.

🞛 Τα οξέα και οι βάσεις, κατά Brönsted - Lowry, μπορεί να είναι ουδέτερα μόρια ή ιόντα. π.χ.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ΝH4+ | + | H2O | ⮀ | ΝΗ3 | + | H3O+ |
| (οξύ) |  | (βάση) |  |  |  |  |

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| CΝ- | + | H2O | ⮀ | HCΝ | + | OH− |
| (βάση) |  | (οξύ) |  |  |  |  |

🞛 Η θεωρία Brönsted - Lowry εφαρμόζεται και σε μη υδατικά διαλύματα.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| HCl | + | CH3CH2OH | ⮀ | Cl− | + | CH3CH2OH |
| (οξύ) |  | (βάση) |  |  |  |  |

🞛 Μία ουσία μπορεί να είναι αμφιπρωτική , δηλαδή να συμπεριφέρεται και ως οξύ και ως βάση. π.χ. το Η2Ο.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| HCl | + | **H2O** | → | Cl− | + | | H3O+ | |
| Οξύ |  | **(βάση)** |  |  |  | |  | |
| ΝH3 | + | **H2O** | ⮀ | ΝΗ4+ | | + | | ΟH− | |
| βάση |  | **(οξύ)** |  |  | |  | |  | |

🞛 Συζυγές ζεύγος οξέος – βάσης είναι το ζεύγος οξέος-βάσης που διαφέρει κατά ένα πρωτόνιο.

π.χ. HCl – Cl− , NH4+ – NH3 , H2O – OH– , H2S – HS− , Η2PO4–1 – ΗPO4–2 , κ.λ.π .

Στο συζυγές ζεύγος οξέος – βάσης το οξύ έχει φορτίο κατά +1 μεγαλύτερο από τη συζυγή βάση.

🞛 Όσο ισχυρότερο είναι ένα οξύ (ΗΑ) , τόσο ασθενέστερη είναι η συζυγής του βάση (Α−) και αντίστοιχα όσο ισχυρότερη είναι μια βάση Β, τόσο ασθενέστερο είναι το συζυγές της οξύ HΒ+.

🞛 **Πρωτολυτική** ονομάζεται η αντίδραση μεταξύ ενός οξέως ΗΑ και μιας βάσης Β κατά την οποία γίνεται ***μεταφορά πρωτονίου*** από το οξύ ΗΑ στη βάση Β.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ΗΑ | + | Β | ⮀ | Α− | + | HΒ+ |

Η παραπάνω ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς το ασθενέστερο οξύ και την ασθενέστερη βάση.

ισχυρότερο οξύ + ισχυρότερη βάση ⮀ ασθενέστερη βάση + ασθενέστερο οξύ . Άρα δεξιά.

**☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.**

Το ΗCl είναι οξύ με βάση τη θεωρία **Βronsted – Lowry** , διότι:

α) είναι ηλεκτρολύτης, β) όταν διαλύεται στο νερό ελευθερώνει κατιόντα Η+,

γ) αντιδρά με βάσεις, δ) μπορεί να παρέχει πρωτόνια σε άλλες ενώσεις.

Η συζυγής βάση του ΗSO41-σύμφωνα με τους Βronsted – Lowry είναι το:

α) SO32− β) SO42− γ) H2SO4 δ) S2−

Ποιο από τα παρακάτω μόρια ή ιόντα είναι το συζυγές οξύ του ΗPO42- σύμφωνα με τη θεωρία Βronsted – Lowry:

α) Η2PO41− β) PO43− γ) H3PO4 δ) H3PO3

Δίνεται η χημική εξίσωση: CH3COOH + ΟΗ− → H2O + CH3COO−

Σύμφωνα με τη θεωρία των Brönsted – Lowry:

α) το CH3COOH και το H2O αποτελούν συζυγές ζεύγος οξέος – βάσης.

β) το ΟΗ− και το CH3COO− είναι οξέα. γ) το CH3COOH και το ΟΗ− είναι βάσεις.

δ) το H2O και το ΟΗ− αποτελούν συζυγές ζεύγος οξέος-βάσης.

Σε μια χημική αντίδραση σύμφωνα με τους **Βronsted – Lowry** μια χημική ένωση συμπεριφέρεται ως βάση όταν:

α) παρέχει πρωτόνια , β) δέχεται πρωτόνια ,

γ) αποβάλλει ηλεκτρόνια , δ) ελευθερώνει ανιόντα ΟΗ-.

Σύμφωνα με τη θεωρία **Βronsted – Lowry** όταν αντιδρά ένα οξύ με μια βάση παράγονται:

α) αλάτι και νερό , β) βάση και οξύ,

γ) κατιόντα Η+ και ανιόντα ΟΗ- , δ) τίποτε από τα παραπάνω .

Ποια από τις παρακάτω ουσίες είναι αμφιπρωτική:

α) Η3Ο+ β) CΝ− γ) HS− δ) CO

Το ανθρακικό ανιόν CO είναι:

α) οξύ β) βάση γ) αμφιπρωτική ουσία δ) τίποτα από τα παραπάνω.

Ο ιοντισμός του HCl περιγράφεται από την χημική εξίσωση:

HCl + Η2Ο → Cl− + Η3Ο+. Το Η3Ο+ είναι:

α) η συζυγής βάση του HCl, β) η συζυγής βάση του Η2Ο

γ) το συζυγές οξύ του νερού, δ) το συζυγές οξύ του HCl .

Ποιο από τα παρακάτω μόρια ή ιόντα συμπεριφέρεται σε υδατικό διάλυμα ως διπρωτικό οξύ κατά Βronsted – Lowry:

α) HCOOH β) ΗSO41− γ) H2S δ) CH3OH

☑ Ερωτήσεις σωστό-λάθος με αιτιολόγηση.

Επειδή το ΗΝΟ2 είναι ισχυρότερο οξύ από το HCN, το CN− είναι ισχυρότερη βάση από το ΝΟ2−.

Σύμφωνα με τη θεωρία Βrönsted – Lowry , βάση είναι κάθε ουσία που μπορεί να προσλάβει ζεύγος ηλεκτρονίων.

Όταν μια χημική ουσία Α προσλαμβάνει πρωτόνια μετατρέπεται στην ουσία Β , η οποία είναι η συζυγής βάση της Α.

Ο όξινος ή βασικός χαρακτήρας μιας χημικής ένωσης εξαρτάται από την αντίδραση στην οποία συμμετέχει.

Αμφιπρωτικές είναι οι χημικές ουσίες οι οποίες αποδίδουν ή προσλαμβάνουν πρωτόνια, ανάλογα με το περιβάλλον στο οποίο βρίσκονται.

Το ιόν οξωνίου Η3Ο+ δεν είναι δυνατό να συμπεριφερθεί ως βάση κατά Βronsted – Lowry.

Η συζυγής βάση του ιόντος [Fe(H2O)6]3+ είναι το ιόν [Fe(H2O)5OH]2+.

Ο ιοντισμός μιας ασθενούς βάσης Β στο νερό περιγράφεται από τη χημική εξίσωση:

Β + Η2Ο ⮀ ΒΟΗ + Η+

Το ιόν Η2ΡΟ4− μπορεί να συμπεριφερθεί ως αμφολύτης.

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Να γράψετε τις χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων των παρακάτω αμφιπρωτικών ουσιών με το Η3Ο+ (οξύ) και με το ΟH− (βάση) στις οποίες να φαίνεται ο όξινος και βασικός χαρακτήρας:

α) HCO β) HS− γ) H2PO δ) Η2Ν-CH2-COOΗ ε) HSO

Ποιες από τις παρακάτω ουσίες είναι αμφιπρωτικές:

α) HSO β) Η2Ο γ) HPO δ) F ε) HCO

Να γράψετε τις χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων με το νερό.

Ποια από τα παρακάτω ζεύγη ουσιών αποτελούν συζυγή ζεύγη οξέως ΗΑ – βάσης Α.

α) Ο2− και Η2Ο β) ΗCN και CN− γ) Η3Ο+ και OH

δ) HCO και CO ε) ΝΗ και ΝΗ στ) Η3ΡΟ4 και ΡΟ

ζ) Η2SΟ4 και ΗSO η) CH3OH και CH3O θ) ΗCOOH και HCOO─

Να συμπληρώσετε τα κενά του παρακάτω πίνακα:

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Συζυγές Οξύ** |  | HCN |  | HS− |  | NH3 |  |
| **Συζυγής βάση** | ΗPO |  | HCO |  | SO |  | CH3NH2 |

Ποιες από τις παρακάτω ουσίες συμπεριφέρονται ως οξέα και ποιες ως βάσεις κατά Bronsted – Lowry; Να γράψετε τις χημικές εξισώσεις των παρακάτω ιόντων – μορίων με το νερό.

α) Ο2- β) CN− γ) Η3ΡΟ4δ) CO ε) ΝΗ στ) ΡΟ ζ) Η2S.

**🗐 Σχετική ισχύς οξέων , βάσεων – Βαθμός ιοντισμού.**

🞛 **Ισχυροί ηλεκτρολύτες** είναι εκείνοι οι οποίοι ιονίζονται ή διίστανται πλήρως ,δηλαδή στα διαλύματα τους βρίσκονται αποκλειστικά με τη μορφή ιόντων.

**Ισχυροί ηλεκτρολύτες είναι:**

**Α) ΟΞΕΑ:** Είναι μόνο τα επόμενα: HC1, HBr, HI, HNO3, HC1O4 και H2SO4 (1ο στάδιο ιοντισμού).

**Β) ΒΑΣΕΙΣ:** Είναι τα ευδιάλυτα υδροξείδια των μετάλλων των αλκαλίων (Na, Κ, ...) και των αλκαλικών γαιών (μόνο των Ca, Ba). Επίσης **ισχυρές βάσεις** κατά Brönsted - Lowry είναι οι παρακάτω οι οποίες δεν είναι τόσο συνηθισμένες: π.χ. το ιόν ΝΗ2–, το ιόν Ο2–, το ιόν CH3O–,.

**Γ) ΑΛΑΤΑ:** Είναι όλα τα ευδιάλυτα άλατα.

🞛 **Ασθενείς ηλεκτρολύτες** είναι εκείνοι οι οποίοι ιονίζονται μερικώς ,δηλαδή στα διαλύματα τους αποκαθίσταται ισορροπία μεταξύ των μορίων και των ιόντων τους. Οι ασθενείς ηλεκτρολύτες είναι ομοιοπολικές ενώσεις.

**Ασθενείς ηλεκτρολύτες είναι:**

**Α) ΟΞΕΑ:** Είναι όλα τα υπόλοιπα οξέα εκτός των ισχυρών. (HCN , H2S , HF , όλα τα οργανικά οξέα π.χ. HCOOH , CH3COOH κ.λ.π.)

**Β) ΒΑΣΕΙΣ:** Είναι η αμμωνία (ΝΗ3) και οι αμίνες (R-NH2).

**Γ) ΑΛΑΤΑ:** Κανένα.

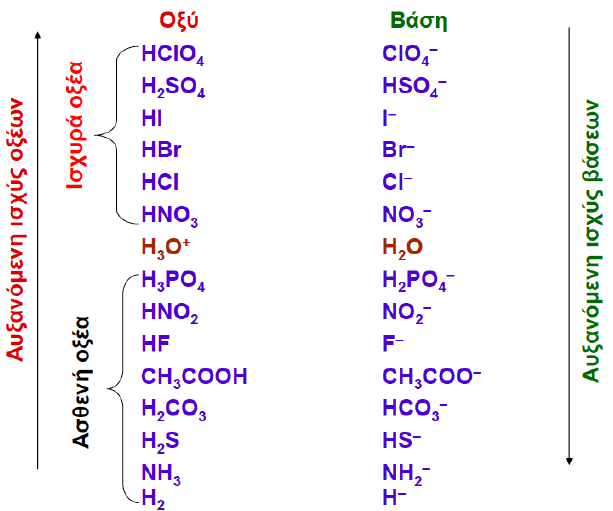
🞛 **Ισχύς ενός οξέος ή βάσης** είναι η **τάση** του οξέος να δίνει πρωτόνια ή η τάση της βάσης να παίρνει πρωτόνια. π.χ. Το HCl έχει μεγάλη τάση να δίνει πρωτόνια και άρα είναι ισχυρό.

HCl + H2O → Cl– + H3O+

Το CH3COOH έχει μικρή τάση να δίνει πρωτόνια και άρα είναι ασθενές

CH3COOH + H2O ⮀ CH3COO– + H3O+

🞛 **Σχετική ισχύς ορισμένων οξέων και βάσεων.**



🞛 **Βαθμός ιοντισμού (α)** ενός ηλεκτρολύτη ονομάζεται το πηλίκο του αριθμού των moles του ηλεκ/τη που ιονίζονται (n) προς τον αρχικό αριθμό moles του ηλεκτρολύτη που έχει διαλυθεί (no):

α = μ Ο βαθμός ιοντισμού α μπορεί να εκφραστεί και ως πηλίκο συγκεντρώσεων:

α =  =  ή α =  , όπου: x (mol/L) η συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη που έχει ιονιστεί, δηλαδή αντέδρασε με τον διαλύτη και c (mol/L) η αρχική συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη.

● Ο βαθμός ιοντισμού εκφράζει τη θέση ισορροπίας της αντίδρασης του οξέος ή της βάσης με τον διαλύτη (δηλαδή την απόδοση της αντίδρασης). Όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή του α, τόσο μεγαλύτερο ποσοστό από το οξύ ή τη βάση έχει ιονιστεί.

☞ **Ο βαθμός ιοντισμού παίρνει τιμές 0 < α < 1.**

● Όταν **α = 1**, ο ηλεκτρολύτης είναι **ισχυρός**, δηλαδή η αντίδραση ιοντισμού είναι (πλήρης).

● Όταν **α < 1**, ο ηλεκτρολύτης είναι **ασθενής**, δηλαδή ιονίζεται μερικώς και η αντίδραση με τον διαλύτη καταλήγει σε ισορροπία.

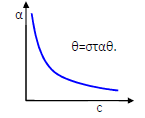
● Ο βαθμός ιοντισμού εκφράζεται και ως ποσοστό % (α %), οπότε παίρνει τιμές μεταξύ 0 και 100%. Για παράδειγμα, όταν α = 0,1 έχει ιονιστεί το 10% από την αρχική ποσότητα του ηλεκτρολύτη.

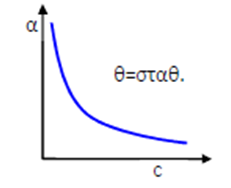
☞ **Ο βαθμός ιοντισμού α εξαρτάται από:**

**α) *τη φύση του ηλεκτρολύτη* (μοριακή δομή, φορτίο κ.λπ.).**

Για παράδειγμα, το HI έχει α = 1, ενώ το HF έχει α < 1.

**β) *τη θερμοκρασία*.** Επειδή η αντίδραση ιοντισμού είναι ενδόθερμη (ΔΗ > 0), σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier ,με την αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνεται ο βαθμός ιοντισμού (α).

**γ) *τη φύση του διαλύτη.*** Η ισχύς των οξέων και των βάσεων εξαρτάται από τη φύση του διαλύτη, αφού τα μόρια του διαλύτη παίζουν τον ρόλο της βάσης ή του οξέος στην αντίδραση ιοντισμού.

Άρα σε διαφορετικό διαλύτη η ισχύς είναι διαφορετική. Για παράδειγμα, το HC1 είναι ισχυρότερο οξύ από το CΗ3COOH σε διαλύτη νερό. Αντίθετα, στον βασικό διαλύτη NΗ3 τα δύο οξέα εμφανίζουν την ίδια ισχύ.

**δ) *την αρχική συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη (C).***

Με την αύξηση της συγκέντρωσης ελαττώνεται ο βαθμός ιοντισμού και αντίστροφα (νόμος αραίωσης του Ostwald).

**ε) *την επίδραση κοινού ιόντος.*** Η παρουσία άλλου ηλεκτρολύτη που έχει κοινό ιόν με τον ασθενή ηλεκτρολύτη, προκαλεί ελάττωση στον βαθμό ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη. Π.χ. Σε διάλυμα ΝΗ3 προσθέτουμε ΝΗ4C1, τότε έχουμε κοινό ιόν το ΝΗ4+ με αποτέλεσμα η παρακάτω ισορροπία να μετατοπίζεται προς τα αριστερά και να μειώνεται ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3. ΝΗ3 + Η2Ο ⮀ ΝΗ4+ + ΟΗ−.

**☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.**

Διαθέτουμε δυο υδατικά διαλύματα ΝΗ3 στην ίδια θερμοκρασία:

Διάλυμα **Α** με συγκέντρωση 0,1 Μ. Διάλυμα **Β** με συγκέντρωση 0,01 Μ.

Η αμμωνία ΝΗ3 θα εμφανίζει τον μεγαλύτερο βαθμό ιοντισμού στο διάλυμα:

α) Α β) Β γ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε,

Διαθέτουμε δυο υδατικά διαλύματα ΝΗ3 με την ίδια συγκέντρωση 0,1 M:

Διάλυμα **Α** με θ = 250C. Διάλυμα **Β** με θ = 350C.

Η αμμωνία ΝΗ3 θα εμφανίζει τον μεγαλύτερο βαθμό ιοντισμού στο διάλυμα:

α) Α β) Β γ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε.

Δίνονται 3 υδατικά διαλύματα ασθενούς οξέος ΗΑ:

∆1 συγκέντρωσης C1 και θερμοκρασίας 25 οC, ∆2 συγκέντρωσης C2 (C2 > C1) και θερμοκρασίας 25οC και ∆3 συγκέντρωσης C3 = C1 και θερμοκρασίας 45 οC. Για τους βαθμούς ιοντισμού ισχύει:

α) α1 < α2 < α3 β) α1 < α3 < α2 γ) α2 < α1 < α3 δ) α3 < α2 < α1

Να επιλέξετε τη σωστή από τις παραπάνω σχέσεις. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Υδατικό διάλυμα οξέως HΑ με C = 1 M έχει βαθμό ιοντισμού α = 0,05 , ενώ υδατικό διάλυμα οξέως HΒ με C = 0,1 M έχει α = 0,05 στην ίδια θερμοκρασία. Ποιο οξύ είναι ποιο ισχυρό;

α) το ΗΑ β) το ΗΒ γ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε.

Αν σε ένα υδατικό διάλυμα CH3COOH προσθέσουμε στερεό CH3COOΝα χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος με σταθερή την θερμοκρασία, τότε ο βαθμός ιοντισμού του CH3COOH:

α) αυξάνεται β) μειώνεται γ) παραμένει σταθερός.

Αν σε ένα υδατικό διάλυμα ΝΗ3 προσθέσουμε στερεό ΝαΟΗ χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος, με σταθερή την θερμοκρασία , τότε ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3:

α) αυξάνεται β) μειώνεται γ) παραμένει σταθερός.

Ο βαθμός ιοντισμού του CH3COOH σε ένα υδατικό διάλυμα αυξάνεται όταν προσθέσουμε:

α) καθαρό CH3COOH β) αέριο HCl γ) στερεό CH3COOΝα δ) νερό.

Αν σε ένα υδατικό διάλυμα ΝΗ3 προσθέσουμε υδατικό διάλυμα ΝαCl, με σταθερή την θερμοκρασία , τότε ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3:

α) αυξάνεται β) μειώνεται γ) παραμένει σταθερός.

Αν σε ένα υδατικό διάλυμα ΝΗ3 προσθέσουμε νερό με σταθερή την θερμοκρασία , τότε ο αριθμός των ιόντων ΝΗ4+ στο διάλυμα:

α) αυξάνεται β) μειώνεται γ) παραμένει σταθερός.

☑ Ερωτήσεις σωστό – λάθος με αιτιολόγηση.

Σε κάθε πρωτολυτική αντίδραση υπάρχει μεταφορά πρωτονίου.

Στις πρωτολυτικές αντιδράσεις συμμετέχουν δυο συζυγή ζεύγη οξέως – βάσης.

Για τη σύγκριση της ισχύος δυο οξέων απαιτείται η παρουσία του ίδιου διαλύτη.

Όταν ένα οξύ είναι πολύ ισχυρό , τότε σε υδατικό διάλυμα βρίσκεται κυρίως με τη μορφή της συζυγούς του βάσης.

Οι ιοντικές ενώσεις έχουν α = 1, ενώ οι ομοιοπολικές έχουν α < 1.

Αν ο βαθμός ιοντισμού ενός οξέως ΗΑ είναι 0,1 και ενός αλλού οξέως ΗΒ είναι 0,01 , τότε το οξύ ΗΑ είναι ισχυρότερο από το οξύ ΗΒ.

Όσο πιο ισχυρό είναι ένα οξύ , τόσο πιο ισχυρή είναι και η συζυγή του βάση.

Ο βαθμός ιοντισμού ενός οξέως είναι το μέτρο της ισχύος του οξέως και εξαρτάται μόνο από την θερμοκρασία.

Επειδή το υδροχλώριο (ΗCl) είναι ένα πολύ ισχυρό οξύ , η συζυγή του βάση (Cl) δεν θα αντιδρά πρακτικά με το νερό.

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Διαθέτουμε δύο υδατικά διαλύματα Δ1 και Δ2 των ασθενών οξέων HA και ΗΒ, στους 25oC.

Δ1: ΗΑ 0,04 Μ, με α = 0,25. Δ2: ΗΒ 0,05 Μ, με α = 0,2.

α) Να βρείτε τη συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ στα δυο διαλύματα Δ1 και Δ2.

β) Να εξετάσετε αν μπορούμε να συγκρίνουμε τα δυο οξέα ως προς την ισχύ τους.

Η σειρά ισχύος ορισμένων οξέων είναι: **Η3Ο+ > ΗCOOH > ΝΗ > HCN** .

Ποια θα είναι η σειρά ισχύος των συζύγων βάσεων των παραπάνω οξέων;

Δίνεται η ισορροπία: ΗΝΟ3 + F− ⮀ ΝΟ3− + ΗF**.**

α) Προς ποια κατεύθυνση είναι περισσότερο μετατοπισμένη η παραπάνω ισορροπία.

β) Να αιτιολογήσετε γιατί και το ΝΟ3− είναι πιο ασθενής βάση από την F−.

Ποια από τα παρακάτω ιόντα δεν αντιδρούν πρακτικά με το νερό;

α) CN− β) F− γ) ΝΗ δ) Κ+ ε) Ca2+

στ) NO ζ) ClO η) CH3NH θ) HSO

Για τα ιόντα που αντιδρούν με το νερό να γράψετε τις χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων.

Δίνεται η παρακάτω ισορροπία, η οποία είναι μετατοπισμένη προς τα αριστερά:

CH3COOH + Η2Ο ⮀ CH3COO− + Η3Ο+ . Να συγκρίνετε ως προς την ισχύ τα οξέα: CH3COOH, Η3Ο+ και τις βάσεις: Η2Ο , CH3COO της παραπάνω ισορροπίας.

Κάθε μία από τις ακόλουθες ισορροπίες είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά.

α) HCN + OH− ⮀ H2O + CN− β) HCO3− + CN− ⮀ HCN + CO32−.

γ) H2S + CO32− ⮀ HCO3− + HS−

Να κατατάξετε τα οξέα HCN, HCO3− , H2O και H2S κατά σειρά ελαττωμένης ισχύος.

**🗐 Ισχύς οξέων – βάσεων και μοριακή δομή.**

**Ισχύς οξέων και μοριακή δομή.**

Η ισχύς ενός οξέος καθορίζεται από την ευκολία με την οποία γίνεται η σχάση του ομοιοπολικού δεσμού Α − Η, όπου Α του στοιχείο που ενώνεται απευθείας με το Η:



Στην περίπτωση οξέων στα οποία το Η σχηματίζει ένωση μόνο με ένα άλλο στοιχείο (**δυαδικές ενώσεις του Η**) η σχάση του ομοιοπολικού δεσμού Α−Η καθορίζεται κυρίως από την **ηλεκτραρνητικότητα** και το **μέγεθος** του ατόμου (Α) που ενώνεται με το Η.

Σε μία δεδομένη **περίοδο** του περιοδικού πίνακα η ηλεκτραρνητικότητα του Α είναι αυτή που παίζει τον καθοριστικό ρόλο, δηλαδή η πολικότητα του δεσμού Α−Η.

Όσο πιο ηλεκτραρνητικό είναι το άτομο Α, τόσο πιο ισχυρά έλκει προς το μέρος του τα ηλεκτρόνια του δεσμού Η−Α, διευκολύνοντας την απόσπαση του Η+. Έτσι, η ισχύς του οξέος αυξάνεται. Γενικά, λοιπόν, ισχύει:

*Σε μια συγκεκριμένη* ***περίοδο*** *του περιοδικού πίνακα, η ισχύς των οξέων του τύπου Η−Α αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά, δηλαδή όπως αυξάνεται η ηλεκτραρνητικότητα του στοιχείου Α που ενώνεται με το Η.* Επομένως η ισχύς των οξέων ακολουθεί τη σειρά: CH4 < ΝΗ3 < Η2Ο < HF.

Σε μία δεδομένη **ομάδα** του περιοδικού πίνακα καθοριστικό ρόλο παίζει το μέγεθος του ατόμου (Α), δηλαδή η ατομική του ακτίνα, και όχι τόσο η ηλεκτραρνητικότητα. Έτσι, όσο αυξάνεται η ατομική ακτίνα του Α ο δεσμός Η−Α εξασθενίζει, το ιόν Η+ αποσπάται ευκολότερα και η ισχύς του οξέος αυξάνεται. Γενικά, ισχύει:

*Σε μια* ***ομάδα*** *του περιοδικού πίνακα, η ισχύς οξέων του τύπου Η−Α αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω, δηλαδή όπως αυξάνεται η ατομική ακτίνα του στοιχείου Α που ενώνεται με το Η.*

Έτσι, ισχύς των υδραλογόνων ακολουθεί την σειρά: HF << HCl < HBr < HI

**ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΤΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΙΣΧΥΟΣ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥΧΩΝ ΟΞΕΩΝ - ΒΑΣΕΩΝ.**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **ΟΜΑΔΑ** | | |  |  |
|  | 15η (VA) | 16η (VIA) | 17η (VIIA) |  | Η ισχύς των οξέων αυξάνει προς τα κάτω & των βάσεων αυξάνει προς τα πάνω |
| 2η περίοδος | ΝΗ3 | Η2Ο | HF |
| 3η περίοδος | PΗ3 | Η2S | HCl |
| 4η περίοδος | AsΗ3 | Η2Se | HBr |
| 5η περίοδος | SbΗ3 | Η2Te | HI |
|  | Αύξηση ισχύς οξέων | | |  |  |
|  | Αύξηση ισχύς βάσεων | | |  |  |

Με την βοήθεια του παραπάνω πίνακα να απαντήσετε στα παρακάτω ερωτήματα:

1) Ποιο οξύ είναι πιο ισχυρό το ΝΗ4+ ή το Η3Ο+; Απ: το Η3Ο+.

2) Ποιο οξύ είναι πιο ισχυρό η CH3SH ή η CH3OH; Απ: η CH3SH

3) Ποια βάση είναι πιο ισχυρή η F− ή η Cl−; Απ: η F−

4) Ποια βάση είναι πιο ισχυρή η ΝΗ2− ή η ΟΗ−; Απ: η ΝΗ2−

**Περίπτωση οξυγονούχων οξέων.**

Οξυγονούχα οξέα είναι αυτά που διαθέτουν στο μόριό τους και άτομα οξυγόνου, όπως το Η2SO4, το HNO3, το H3PO4 κτλ. και στα οποία εμφανίζεται δεσμός Ο−Η. Στα οξέα αυτά η εισαγωγή επιπλέον ατόμων Ο αυξάνει την ισχύ τους καθώς το Ο είναι ηλεκτραρνητικό στοιχείο και τραβά προς το μέρος του τα ηλεκτρόνια. Έτσι, ο δεσμός Ο−Η εξασθενεί και τελικά επέρχεται αύξηση ισχύος του οξέος. Έτσι, π.χ. το Η2SO3 είναι ασθενές οξύ ενώ το H2SO4 είναι ισχυρό οξύ.

**Περίπτωση πολυπρωτικών οξέων.**

Στην περίπτωση αυτή η ισχύς μειώνεται με τη διαδοχική απόσπαση Η+. Έτσι, π.χ. το Η3ΡΟ4 είναι ισχυρότερο οξύ από το Η2ΡΟ4− που είναι ισχυρότερο οξύ από το ΗΡΟ42−.

Ο λόγος είναι ότι η απόσπαση του 1ου Η+ γίνεται από ουδέτερο μόριο ενώ η απόσπαση του 2ου Η+ γίνεται από αρνητικά φορτισμένο σωματίδιο και επομένως δυσχεραίνεται. Τέλος, η απόσπαση Η+ από το ΗΡΟ42− είναι ακόμη πιο δυσχερής καθότι το σωματίδιο αυτό έχει ακόμη πιο αρνητικό φορτίο.

Η3ΡΟ4 + Η2Ο ↔ Η2ΡΟ4− + Η3Ο+

Η2ΡΟ4− + Η2Ο ↔ ΗΡΟ42− + Η3Ο+

ΗΡΟ42− + Η2Ο ↔ ΡΟ43− + Η3Ο+

**Επαγωγικό φαινόμενο**

Η αντικατάσταση ατόμων Η με άλλα άτομα ή ομάδες ατόμων μπορεί να προκαλέσει αλλαγές στην κατανομή των ηλεκτρονίων στους δεσμούς ενός μορίου. Π.χ. στο μόριο του βουτανίου οι δεσμοί C−H είναι μη πολικοί, καθώς η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ του C και του Η είναι μικρή. Με την εισαγωγή ενός ατόμου Cl, το ηλεκτραρνητικό άτομο του Cl έλκει το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του δεσμού C−Cl. Έτσι, δημιουργείται έλλειμμα ηλεκτρικού φορτίου (δ+) στο 1ο άτομο C το οποίο έλκει ηλεκτρόνια του ομοιοπολικού δεσμού με το 2ο άτομο C που με τη σειρά του έλκει ηλεκτρόνια από το 3ο άτομο C.



H πόλωση, λοιπόν, δεν περιορίζεται στο άτομο C που είναι ενωμένο με τον υποκαταστάτη, αλλά επεκτείνεται μέσω των ομοιοπολικών δεσμών και στο 2ο και το 3ο άτομο C της αλυσίδας αν και μετά τον τρίτο δεσμό η μετατόπιση των ηλεκτρονίων των δεσμών έχει εξασθενίσει σημαντικά.

Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται επαγωγικό φαινόμενο και παίζει μεταξύ άλλων σημαντικό ρόλο στη συσχέτιση μοριακής δομής και ισχύος ενός ηλεκτρολύτη.

***Επαγωγικό φαινόμενο*** *ονομάζεται η μετατόπιση των ηλεκτρονίων (πόλωση) ενός δεσμού, λόγω της παρουσίας γειτονικών ομάδων ή ατόμων (υποκαταστάτες).*

Οι υποκαταστάτες (άτομα ή ομάδες ατόμων) που έλκουν ηλεκτρόνια, όπως το Cl στο παραπάνω παράδειγμα, λέμε ότι προκαλούν το **−I επαγωγικό φαινόμενο** και η ένταση του φαινομένου εξαρτάται από το είδος του υποκαταστάτη. Η σειρά αύξησης του −I επαγωγικού φαινομένου για μια σειρά κοινών υποκαταστατών είναι η εξής:

C6H5− < −ΝΗ2 < −OH < −I < −Br < −Cl < −F < −CN < −ΝΟ2

Άλλοι υποκαταστάτες όπως π.χ. τα αλκύλια, τα μέταλλα κτλ. έχουν την τάση να απωθούν τα ηλεκτρόνια προς τα μέρος του άλλου ατόμου και λέμε ότι προκαλούν το **+Ι επαγωγικό φαινόμενο.** Η σειρά αύξησης του +Ι επαγωγικού φαινομένου για μια σειρά κοινών υποκαταστατών είναι:

Η− < CH3− < C2H5− < (CH3)2CH− < (CH3)3C− < COO− < Ο−

**Ισχύς βάσεων και μοριακή δομή.**

Ανάλογοι κανόνες καθορίζουν και την ισχύ των βάσεων.

Π.χ. τα στοιχεία της 15ης ομάδας του περιοδικού πίνακα σχηματίζουν κατά σειρά τα υδρίδια: ΝΗ3, ΡΗ3, ΑsH3, SbH3 και ΒiH3. Σε όλες τις περιπτώσεις, τα στοιχεία σχηματίζουν 3 ομοιοπολικούς δεσμούς με το Η ενώ διαθέτουν και ένα μη δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων. Σύμφωνα με τη θεωρία Brönsted - Lowry, ο βασικός χαρακτήρας π.χ. της NH3 εκδηλώνεται με την ικανότητα πρόσληψης ενός Η+ και το σχηματισμό ενός 4ου δεσμού Ν – Η:

Η ικανότητα πρόσληψης ενός κατιόντος Η+ μειώνεται με την αύξηση της ατομικής ακτίνας του κεντρικού ατόμου με αποτέλεσμα η σειρά ισχύος του βασικού χαρακτήρα να ακολουθεί τη σειρά: ΝΗ3 > ΡΗ3 > ΑsH3 > SbH3 > ΒiH3.

Επίσης ο βασικός χαρακτήρας της ΝΗ3 εξαρτάται από την ικανότητα δέσμευσης του κατιόντος Η+ μέσω σχηματισμού δεσμού Ν−Η. Το οξυγόνο είναι πιο δεξιά σε σχέση με το Ν στον περιοδικό πίνακα και πιο ηλεκτραρνητικό στοιχείο. Άρα, έλκει ισχυρότερα το μη δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων γεγονός που αποτρέπει την πρόσληψη του H+. Επομένως, η ΝΗ3 είναι ισχυρότερη βάση από το Η2Ο.

Τέλος το CH3− παρουσιάζει +Ι επαγωγικό φαινόμενο και απωθεί προς το Ν τα ηλεκτρόνια του δεσμού Ν − C, με αποτέλεσμα το Ν να παρουσιάζει περίσσεια αρνητικού φορτίου και να αποκτά μεγαλύτερη ικανότητα για δέσμευση του Η+.

Έτσι, η CH3NH2 παρουσιάζει ισχυρότερο βασικό χαρακτήρα από την ΝΗ3.

**☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.**

Ποιο από τα επόμενα οξέα έχει τη μεγαλύτερη ισχύ;

α) HF β) HI γ) HBr δ) HCl

Ποιό από τα παρακάτω άτομα ή ομάδα ατόμων εμφανίζει −Ι επαγωγικό φαινόμενο;

α) Το −Br β) Το −CH2CH3 γ) το −CH3 δ) Το −COO−

Ποιο από τα παρακάτω άτομα ή ομάδες εμφανίζουν +Ι επαγωγικό φαινόμενο;

α) Το −ΟΗ β) Το −CH3 γ) Το −CN δ) Το –F

Ποιο από τα επόμενα υδρίδια είναι ισχυρότερο οξύ;

α) HF β) Η2Ο γ) CΗ4 δ) ΝΗ3

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί: C=6 , Ν=7 , Ο=8 , F=9

Ποιο από τα επόμενα υδρίδια είναι ισχυρότερο οξύ;

α) Η2S β) Η2Ο γ) Η2Se δ) Η2Te

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί: C=6 , S=16 , Se=34 , Te=52

Ποιο από τα επόμενα οξέα της μορφής Η-Ο-Χ-Ον με ν ≥ 0 ( Χ = αλογόνο) είναι ασθενέστερο οξύ;

α) HClO β) HBrO γ) HIO δ) HClO2

Ποιο από τα επόμενα οξέα είναι ισχυρότερο οξύ;

α) HCOOH β) CH3COOH

γ) CH3CH2COOH δ) CH3CH2CH2COOH

Ποιο από τα επόμενα οξέα είναι ισχυρότερο οξύ;

α) ClCH2COOH β) HOCH2COOH

γ) H2NCH2COOH δ) NC-CH2COOH

Ποιο από τα επόμενα οξέα είναι ισχυρότερο οξύ;

α) ClCH2COOH β) Cl2CHCOOH

γ) Cl3C-COOH δ) F3C-COOH

Ποιά είναι η σωστή σειρά ισχύος των βάσεων F−, Cl−, Br−, I−;

α) F− < Cl− < Br− < I−  β) F− > Cl− > Br− > I−

γ) Cl− > Br− > I− > F− δ) Cl− > Br− > I− > F−

Ποια από τις επόμενες βάσεις είναι ασθενέστερη;

α) ΝΗ3 β) CH3ΝΗ2 γ) CH3CH2ΝΗ2 δ) (CH3)2ΝΗ

Η μεθυλαμίνη (CH3ΝΗ2) είναι:

α) ισχυρότερη βάση από την ΝΗ3 λόγω του +Ι επαγωγικού φαινομένου του −CH3.

β) ισχυρότερη βάση από την ΝΗ3 λόγω του −Ι επαγωγικού φαινομένου του −CH3.

γ) ασθενέστερη βάση από την ΝΗ3 λόγω του +Ι επαγωγικού φαινομένου του −CH3.

δ) ασθενέστερη βάση από την ΝΗ3 λόγω του −Ι επαγωγικού φαινομένου του −CH3.

Το οξύ Υ − CH2COOH (όπου Υ υποκαταστάτης) είναι ασθενέστερο οξύ από το CH3COOH και επομένως:

α) ο υποκαταστάτης − Υ έχει − Ι επαγωγικό φαινόμενο.

β) ο υποκαταστάτης − Υ έχει +Ι επαγωγικό φαινόμενο.

γ) με την εισαγωγή του − Υ ο δεσμός Η − O του − COOH γίνεται ασθενέστερος.

δ) με την εισαγωγή του − Υ το άτομο C του − COOH αποκτά περισσότερο θετικό φορτίο.

Δίνονται τα οξέα: θειϊκό οξύ (H2SO4), φθοροσουλφονικό οξύ (FSO3H) και θειώδες οξύ (H2SO3). Η σωστή σειρά κατάταξης των οξέων κατά σειρά αυξανόμενης ισχύος είναι:



α) H2SO4 > FSO3H > H2SO3, β) H2SO4 > H2SO3 > FSO3H,

γ) FSO3H > H2SO4 > H2SO3, δ) H2SO3 > H2SO4 > FSO3H.

Δίνονται τα οξέα: Αιθανικό οξύ (CH3COOH), φαίνυλο – αιθανικό οξύ (C6H5CH2COOH), φθώρο – αιθανικό οξύ (F-CH2COOH). Η σειρά ισχύος ως οξέα στα υδατικά τους διαλύματα της ίδιας θερμοκρασίας είναι: CH3COOH < C6H5CH2COOH < F-CH2COOH

i) Η σειρά αυτή ισχύος εξηγείται καθώς:

α) το C6H5− παρουσιάζει +Ι επαγωγικό φαινόμενο ενώ το F− παρουσιάζει −I επαγωγικό φαινόμενο.

β) το C6H5− παρουσιάζει −Ι επαγωγικό φαινόμενο ενώ το F− παρουσιάζει +I επαγωγικό φαινόμενο.

γ) τόσο το C6H5− όσο και το F− παρουσιάζουν +Ι επαγωγικό φαινόμενο αλλά το C6H5− το παρουσιάζει εντονότερα.

δ) τόσο το C6H5− όσο και το F− παρουσιάζουν −Ι επαγωγικό φαινόμενο αλλά στο F− είναι πιο έντονο. ii) Να αιτιολογήσετε την επιλογή σας.



Το πιβαλικό οξύ έχει το συντακτικό τύπο του διπλανού σχήματος.

Με βάση το +Ι επαγωγικό φαινόμενο του −CΗ3 συμπεραίνουμε ότι το πιβαλικό οξύ:

α) είναι ισχυρότερο από το CH3COOH αλλά ασθενέστερο από το CH3CH2COOH

β) είναι ασθενέστερο τόσο από το CH3COOH όσο και από το CH3CH2COOH

γ) είναι ισχυρότερο από το CH3CH2COOH αλλά ασθενέστερο από το CH3COOH

δ) είναι ισχυρότερο και από το CH3COOH και από το CH3CH2COOH.

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Να συγκρίνετε την ισχύ των οξέων που ακολουθούν στα υδατικά τους διαλύματα: CH3COOH, F3CCOOH, ClCH2COOH, Cl2CHCOOH, Cl3CCOOH. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Η αιθανόλη (CH3CH2OH) δεν εμφανίζει όξινο χαρακτήρα όπως όλες οι κορεσμένες μονοσθενείς αλκοόλες. H 2,2,2-τριφθοροαιθανόλη (CF3CH2OH), όμως, εμφανίζει ένα πολύ ασθενή όξινο χαρακτήρα. Να εξηγήσετε γιατί η 2,2,2-τριφθοροαιθανόλη είναι πολύ ισχυρότερο οξύ από την αιθανόλη.

Στα παρακάτω ζεύγη οξέων να σημειώσετε ποιο από τα δύο είναι το πιο ισχυρό οξύ στα υδατικά του διαλύματα. Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

α) HBr, HF β) PH3, H2S γ) HNO2, HNO3 δ) ΗClO, HOI.

Για τις συγκρίσεις μπορείτε να συμβουλευτείτε τον περιοδικό πίνακα στο τέλος του βιβλίου.

**** Η μορφολίνη και η πιπεριδίνη είναι ασθενείς ετεροκυκλικές οργανικές βάσεις με την εξής δομή:

α) Ποια από τις δύο βάσεις είναι η πιο ισχυρή;

β) Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Το χλώριο σχηματίζει τα οξέα:

ΗClΟ , ΗClΟ2 , ΗClΟ3 , ΗClΟ4 .

Να διατάξετε τα οξέα κατά σειρά αυξανόμενης ισχύος. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Να συγκριθεί ο όξινος χαρακτήρας των οξέων Η-O-Cl (υποχλωριώδες οξύ), H-O-Br (υποβρωμιώδες οξύ) και H-O-I (υποϊωδιώδες οξύ) στα υδατικά τους διαλύματα.

Πώς με βάση τη δομή των μορίων ερμηνεύεται η σχετική σειρά ισχύος των οξέων, στα υδατικά τους διαλύματα; Cl3CCOOH > ClCH2COOH > CH3COOH > CH3CH2COOH

Να συγκριθεί ο βασικός χαρακτήρας των βάσεων, ΝΗ3 , CH3NH2 (μεθυλαμίνη) και CH3CH2NH2 (αιθυλαμίνη) στα υδατικά τους διαλύματα. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Να συγκρίνετε την ισχύ των βάσεων, NH3, τριφθοροαμίνη (NF3), υδροξυλαμίνη (NH2OH) και μεθυλαμίνη (CH3NH2) στα υδατικά τους διαλύματα. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

**🗐 Ιοντισμός του νερού ( pH – pOH )**

🞛 Αυτοϊοντισμός του νερού:

H2Ο(l) + H2O(l) ⮀ H3O+(aq) + OH–(aq), ΔΗ > 0

🞛 **Kw = [Η3O+]⋅[ΟΗ–]** **(1)**

Η σταθερά Kw ονομάζεται σταθερά του γινομένου των ιόντων του νερού και έχει τιμή Kw = 10-14 στους 25°C.

● Η σχέση (1) ισχύει τόσο **στο καθαρό νερό** όσο **και σε οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα.**

*Στο καθαρό νερό ή σε οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα, το γινόμενο των συγκεντρώσεων των ιόντων* Η3Ο+ *και* ΟΗ– *είναι σταθερό* (Kw = [Η3O+]⋅[ΟΗ–])*.*

0

1

2

3

4

5

10

20

30

40

50

θ 0C

Κw (x10-14)

● Η τιμή της σταθεράς Kw εξαρτάται **μόνο από τη θερμοκρασία.** Επειδή η αντίδραση ιοντισμού του Η2Ο είναι ενδόθερμη (ΔΗ > 0), σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, **με αύξηση της θερμοκρασίας** η ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά, οπότε **αυξάνεται η τιμή της Kw**.

● Η σταθερά Kw έχει μονάδες (mol/L)2, οι οποίες όμως έχει καθιερωθεί να παραλείπονται.

● **Προσοχή!!!** Η αντίθετη αντίδραση λέγεται εξουδετέρωση και είναι εξώθερμη και μονόδρομη.

H3O+(aq) + OH–(aq) → H2Ο(l) + H2O(l) ΔΗ < 0

🞛 Στο καθαρό νερό αποκαθίσταται η ισορροπία ιοντισμού του Η2Ο:

H2Ο(l) + H2O(l) ⮀ H3O+(aq) + OH–(aq)

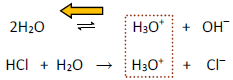
x M x M

Από τη στοιχειομετρία της εξίσωσης προκύπτει ότι [Η3Ο+] = [ΟΗ–] = xּ.

Στους 25°C, ισχύει ότι Kw = 10–14, οπότε: Kw = xּ·x = 10–l4 ή x = 10–7 Μ. Άρα

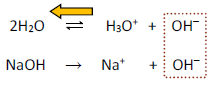
● **Στο καθαρό Η2Ο ισχύει : [Η3Ο+] =** **[OH–] = 10–7 Μ (25°C)**

● **Σε ένα οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα οξέος ισχύει :**



**[Η3Ο+] > [ΟΗ–]** ή [Η3Ο+] > 10–7 Μ > [ΟΗ–] **στους 25°C**

● **Σε ένα οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα βάσης ισχύει :**



**[ΟΗ–] > [Η3Ο+]** ή [Η3Ο+] < 10–7 Μ < [ΟΗ–]  **στους 25°C**

🞛 Ως **pH***ορίζεται ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της αριθμητικής τιμής της συγκέντρωσης των ιόντων Η3Ο+ σε ένα υδατικό διάλυμα.*

|  |
| --- |
| **pH = -log[H3O+]** |

Έστω ένα υδατικό διάλυμα στο οποίο είναι [H3O+] = 10–x Μ. Τότε ισχύει:

pΗ = – log[H3O+] = – logl0–x ή pΗ = x

Όταν γνωρίζουμε το pΗ ενός υδατικού διαλύματος, υπολογίζουμε εύκολα τη συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ του διαλύματος. Ισχύει:

pH = - log[H3O+] ή log[H3O+] = - pΗ ή **[Η3Ο+] = 10–pH**

☞ ***Όσο μικρότερο είναι το pH ενός διαλύματος, τόσο μεγαλύτερη είναι η [Η3Ο+] άρα τόσο πιο όξινο είναι το διάλυμα.***

● Ως **pΟΗ***ορίζεται ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της αριθμητικής τιμής της συγκέντρωσης των ιόντων* ΟΗ– *σε ένα υδατικό διάλυμα.*

|  |
| --- |
| **pΟH = -log[OΗ–]** |

Από τον ορισμό αυτόν προκύπτει ότι από το pΟΗ υπολογίζουμε εύκολα τη συγκέντρωση των ιόντων ΟΗ–. Ισχύει **[ΟΗ–] = 10–pOH**

☞ ***Όσο μικρότερο είναι το pΟH ενός διαλύματος (δηλ. όσο μεγαλύτερο είναι το pH), τόσο μεγαλύτερη είναι η [ΟΗ–] άρα τόσο πιο βασικό είναι το διάλυμα.***

###### 🞛 Σχέση μεταξύ pΗ και pΟΗ

Σε κάθε υδατικό διάλυμα ισχύει ότι [Η3O+]⋅[ΟΗ–] = Kw. Από τη σχέση αυτή με λογαρίθμηση προκύπτει: log ([H30+]⋅[OH–]) = log Kw ή log [H3O+] + log [OH–] = log Kw ή

– log [H3O+] – log [OH–] = – log Kw ή **pΗ + pΟΗ = pKw**

Στους 25°C είναι Kw = 10–14, οπότε ισχύει:

|  |
| --- |
| **pΗ + pΟΗ = 14 (25°C)** |

☞ Σε **οποιοδήποτε** υδατικό διάλυμα, **στους 25°C**, το άθροισμα των pΗ και pΟΗ είναι ίσο με 14.

☞ **Όσο μεγαλώνει το pH, τόσο μικραίνει το pOH και αντίστροφα.**

🞛 **pH σε ουδέτερο, όξινο, βασικό διάλυμα**

**● Ουδέτερο διάλυμα: Ισχύει [Η3Ο+] = [ΟΗ–], άρα pΗ = pΟΗ.**

Στους 25°C, οπότε Kw = 10–14, ισχύει [Η3Ο+] = [ΟΗ–] = 10-7 M.

Επειδή pΗ + pΟΗ = 14, στο ουδέτερο διάλυμα είναι **pΗ = pΟΗ = 7**.

● **Όξινο διάλυμα: Ισχύει [Η3Ο+] > [ΟΗ–], άρα pΗ < pΟΗ.**

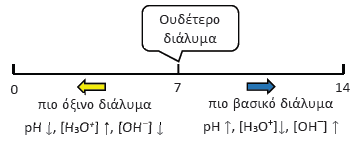
Στους 25°C είναι [Η3Ο+] > 10–7 Μ, οπότε **pΗ < 7**.

● **Βασικό διάλυμα: Ισχύει [Η3Ο+] < [ΟΗ–], άρα pΗ > pΟΗ.**

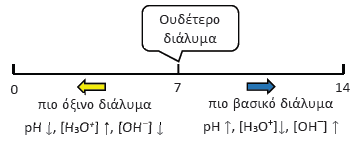
Στους 25°C είναι [Η3Ο+] < 10–7 Μ, οπότε **pΗ > 7**.

##### Παρατηρήσεις

**1)** Κλίμακα pH στους 25 οC όπου η Kw είναι 10–14:

****

**2)** Κλίμακα pH στους 60 οC όπου η Kw είναι 10–13:

****

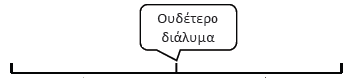
13

6,5

**3)** Επειδή σε κάθε διάλυμα το γινόμενο των συγκεντρώσεων[Η3O+]⋅[ΟΗ–] είναι σταθερό σε μια θερμοκρασία και ίσο με την Kw, όταν για κάποιο λόγο αυξάνεται η συγκέντρωση των ιόντων Η3O+ τότε μειώνεται η συγκέντρωση των ιόντων ΟΗ– και το αντίθετο.

**4) Αραίωση διαλύματος.**

Κατά την αραίωση ενός διαλύματος το **pH** μεταβάλλεται και πάει προς το 7.



14

7





0

Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι μειώνονται οι συγκεντρώσεις των ιόντωνΗ3Ο+ σε όξινο διάλυμα και των ιόντωνΟΗ– σε βασικό διάλυμα , οπότε το **pH** πάει προς το 7.

**Εξαίρεση αποτελεί το ρυθμιστικό διάλυμα , όπου το pH μένει σταθερό.**

**5)** Κατά **την ανάμιξη δυο διαλυμάτων Δ1 και Δ2 με pH1 και pH2** αντίστοιχα το τελικό διάλυμα που προκύπτει έχει pH που βρίσκεται **πάντα** ανάμεσα στα αρχικά pH1 και pH2.

Διότι το pH εκφράζει τη συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ και η συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ του τελικού διαλύματος βρίσκεται πάντα ανάμεσα στις συγκεντρώσεις των αρχικών διαλυμάτων που αναμιγνύονται. Π.χ. αν pH1 = 10 και pH2 = 13 τότε 10 < pHτελ < 13.

**6)** Όταν το pH ενός διαλύματος αυξηθεί κατά x μονάδες, δηλαδή pH2 – pH1 = x, τότε η συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ θα μειωθεί κατά 10x φορές: .

**☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.**

Ένα υδατικό διάλυμα θερμοκρασίας θ = 250C είναι ουδέτερο όταν:

α) [Η3Ο+]=[ΟΗ−] β) -log [ΟΗ−] = 7

γ) pH = 7 δ) ισχύει οποιαδήποτε από τις παραπάνω σχέσεις.

Μεταξύ δυο διαλυμάτων της ίδιας θερμοκρασίας , περισσότερο όξινο είναι αυτό που έχει:

α) μεγαλύτερο pH β) μικρότερο pΟH

γ) μικρότερο pH δ) περισσότερα διαλυμένα mol οξέως.

Το γινόμενο [Η3Ο+] [ΟΗ−] έχει τιμή 10-14 στους 250C:

α) μόνο στο καθαρό νερό, β) μόνο σε διαλύματα βάσεων.

γ) μόνο σε διαλύματα οξέων, δ) σε κάθε υδατικό διάλυμα.

Το καθαρό νερό στους 600C μπορεί να έχει pH:

α) 7 β) 6,5 γ) 7,5 δ) 10-14

Ποια από τις επόμενες σχέσεις είναι πάντοτε σωστή σε ένα ουδέτερο διάλυμα;

α) [ΟΗ−] = 10-7 β) pH = 7 γ) [Η3Ο+] = ½ pΚw δ) pH = ½ pKw.

Στο καθαρό νερό στους 300C ισχύει:

α) pH > pΟH β) pH > 7 γ) [Η3Ο+] > [ΟΗ−] δ) Kw > 10-14.

Κατά την διάλυση ενός οξέως στο νερό με σταθερή την θερμοκρασία , η τιμή του γινομένου [Η3Ο+] [ΟΗ−]:

α) αυξάνεται β) μειώνεται γ) παραμένει σταθερή.

Ένα υδατικό διάλυμα θερμοκρασίας 25οC, είναι βασικό, όταν:

α) [ΟΗ−] > [Η3Ο+] β) [ΟΗ−] < [Η3Ο+] γ) pH < 7 δ) pOH > 7.

Διάλυμα έχει pH = 7 στους θ οC, όπου Κw = 2·10−14. Το διάλυμα αυτό:

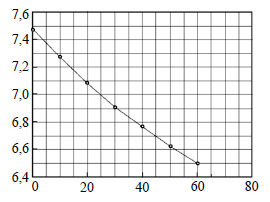
α) είναι ουδέτερο β) έχει [ΟΗ−] = 2·10−7 Μ

γ) είναι όξινο δ) έχει θ < 25οC

Όταν το pH ενός διαλύματος μεταβάλλεται από την τιμή 9 στην τιμή 12:

α) η [ΟΗ−] τριπλασιάζεται β) η [Η3Ο+] τριπλασιάζεται

γ) η [ΟΗ−] μειώνεται 1000 φορές δ) η [Η3Ο+] μειώνεται 1000 φορές

Το διάγραμμα που ακολουθεί δείχνει το pH του χημικά καθαρού νερού ως συνάρτηση της θερμοκρασίας του (σε οC).

Με βάση το διάγραμμα αυτό ποια από τις προτάσεις που ακολουθούν είναι η σωστή;

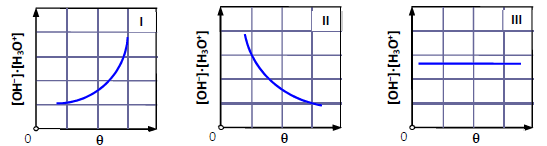
α) Σε όλες τις θερμοκρασίες, [Η3Ο+] = 10−7 Μ.

β) Σε θ > 25οC το νερό εμφανίζεται όξινο, ενώ σε θ < 25 οC εμφανίζεται βασικό.

γ) Η τιμή της pKw στους 60οC θα είναι ίση με 13.

δ) Η τιμή της Kw στους 60οC θα είναι μικρότερη από την τιμή της Kw στους 30οC.

Ποιο από τα παρακάτω διαγράμματα Ι, ΙΙ ή ΙΙΙ απεικονίζει τη μεταβολή του γινομένου [ΟΗ−]∙[Η3Ο+] σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία σε αραιό υδατικό διάλυμα; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.



Σε διάλυμα έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: Fe2+(aq) + 2OH−(aq) ⮀ Fe(OH)2(s). Στο διάλυμα διαλύεται μικρή ποσότητα στερεού Fe(NO3)2 χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος και της θερμοκρασίας. Με τη διάλυση αυτή:

α) το pH του διαλύματος αυξάνεται β) Η συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ μένει σταθερή

γ) Η συγκέντρωση των ιόντων ΟΗ− αυξάνεται δ) το pH του διαλύματος μειώνεται

Να αιτιολογήσετε την επιλογή σας.

☑ Ερωτήσεις σωστό-λάθος με αιτιολόγηση.

Κάθε ουδέτερο διάλυμα έχει pΗ=7.

Όταν αραιώσουμε ένα διάλυμα με προσθήκη νερού , το pΗ ελαττώνεται.

Σε θερμοκρασία μεγαλύτερη από 25 o C το pH του απεσταγμένου νερού έχει τιμή μικρότερη από 7, συνεπώς το νερό είναι όξινο.

Το άθροισμα των συγκεντρώσεων των ιόντων [Η3Ο+] και των ιόντων [ΟΗ] σε κάθε διάλυμα στους 250C έχει την ίδια τιμή.

Το καθαρό νερό είναι πάντα ουδέτερο. Άρα το pH του καθαρού νερού είναι πάντα 7.

Για οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα στους 250C, ισχύει η σχέση: pH = ½ pKw.

Υδατικό διάλυμα έχει pH = 6,5 σε ορισμένη θερμοκρασία και είναι ουδέτερο. Άρα το διάλυμα αυτό θα έχει θερμοκρασία μικρότερη από τους 250C.

Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές ή λανθασμένες. Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

α) Ο αυτοϊοντισμός του νερού μπορεί να αποδειχθεί πειραματικά με μετρήσεις αγωγιμότητας μεγάλης ακρίβειας.

β) Αν σε υδατικό διάλυμα ισχύει 2·pOH = pKw, τότε το διάλυμα είναι ουδέτερο.

γ) Η αντίδραση: Η3Ο+ + ΟΗ− → 2H2O, είναι πρακτικά μονόδρομη και εξώθερμη αντίδραση.

δ) Όταν σε ένα υδατικό διάλυμα ισχύει η σχέση pΗ < pΟΗ, το διάλυμα είναι βασικό.

Σε αραιά υδατικά διαλύματα η συγκέντρωση του Η2Ο θεωρείται σταθερή και ίση με 55,5 Μ. (Δίνεται: πυκνότητα Η2Ο = 1 g/ml, Μr(Η2Ο) = 18).

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Σε υδατικό διάλυμα ΗΝΟ3 10-7 Μ στους 25 οC με Κw = 10-14 , η [Η3Ο+] είναι:

α) 10-7 Μ. β) 1,62·10-7 Μ. γ) 2·10-7 Μ. δ) 0,62·10-7 Μ.

Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας , χωρίς να κάνετε υπολογισμούς.

Σε ένα υδατικό διάλυμα στους 250C βρέθηκε ότι: [Η3Ο+] = 104 [ΟΗ].

Να εξετάσετε, αν το διάλυμα αυτό:

α) είναι όξινο, β) έχει pH = 5, γ) μπορεί να περιέχει σαν διαλυμένο σώμα ΝαΟΗ,

δ) με αραίωση , μπορεί να αποκτήσει pH = 4,

ε) περιέχει 10-8 mol ιόντων Η3Ο+ σε 1 ml του διαλ/τος.

Σε θερμοκρασία 400C το καθαρό νερό έχει pH = 6,75.

α) Ποιες είναι οι συγκεντρώσεις των ιόντων Η3Ο+ και ΟΗ- στους 400C;

β) Ποια είναι η τιμή της Κw στους 400C;

γ) Ένα υδατικό διάλυμα βρίσκεται στους 400C και έχει pH=6,9. Να εξετάσετε αν το διάλυμα αυτό είναι όξινο , ουδέτερο ή βασικό;

δ) Αν ελαττωθεί η θερμοκρασία του νερού , πως θα μεταβληθεί το pH του;

Υδατικό διάλυμα έχει pH = 6,5 και pOH = 7 στους θ0C. Στους 25 0C είναι Κw = 10-14.

α) Να εξετάσετε αν το διάλυμα αυτό είναι όξινο , ουδέτερο ή βασικό;

β) Να εξετάσετε αν η θερμοκρασία αυτή είναι μεγαλύτερη , ίση ή μικρότερη των 25 0C.

**🗐 Υδατικά διαλύματα ισχυρών οξέων και βάσεων**

🞛 ***Η διαδικασία που ακολουθείται για τον υπολογισμό του pΗ ενός διαλύματος ισχυρού οξέως ή ισχυρής βάσης είναι η εξής:***

**α.** Υπολογίζουμε την αρχική συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη που περιέχεται στο διάλυμα σε mol/L.

**β.** Γράφουμε τον ιοντισμό του ηλεκτρολύτη και υπολογίζουμε τη [H3O+] , αν πρόκειται για οξύ ή τη [ΟΗ–] , αν ο ηλεκτρολύτης είναι βάση.

**γ.** Από τη [H3O+] υπολογίζουμε το pΗ, ενώ από τη [ΟΗ–] υπολογίζουμε το pΟΗ. Υπενθυμίζεται ότι στους 25°C είναι Kw = 10–14, οπότε pΗ + pΟΗ = 14.

**Π.χ.** Διάλυμα HCl 0,1M.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (M) | HCl | + | H2O | → | Cl– | + | H3O+ |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | 0,1 M |  |  |  |  |  |  |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | – |  |  |  | 0,1 M |  | 0,1 M |

Η παρουσία ενός ηλεκτρολύτη οξέος ή βάσης στο νερό περιορίζει σημαντικά τον ιονισμό του νερού ,με αποτέλεσμα η συγκέντρωση των Η3Ο+ ή των ΟΗ– να καθορίζεται από τον ιονισμό του οξέος ή της βάσης αντίστοιχα.

Επομένως: [Η3Ο+] = 0,1 Μ => pH = 1 (δηλαδή αγνοούμε την [Η3Ο+] που προκύπτει από τον ιονισμό του νερού). Την [ΟΗ–] την υπολογίζουμε από την Kw.

[ΟΗ-] =  =  = 10–13 M => pΟH = 13.

**Προσοχή !!!.** Όταν η συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ που προέρχονται από το οξύ είναι μικρότερη από 10-6 Μ , τότε θα λαμβάνεται υπόψη και ο αυτοϊοντισμός του νερού. Ομοίως και για διάλυμα βάσης. Έτσι ένα διάλυμα HCl συγκέντρωσης 10−8 Μ **δεν έχει βέβαια** pH = 8! Αλλά pH ≈ 6,98

🞛 **Ορισμένες ιδιότητες λογαρίθμων:**

● αν log(α) = x , τότε 10x =α ● log αy = yּ log(α)

● log (αβ) = log(α) + log(β), log () = log(α) – log(β)

🞛 **Αραίωση - συμπύκνωση διαλύματος και ανάμιξη διαλυμάτων.**

Όταν γίνεται αραίωση (ή συμπύκνωση) ενός διαλύματος ή ανάμιξη διαλυμάτων, μεταβάλλεται η συγκέντρωση του διαλύματος.

● **Αραίωση διαλύματος.**

Η ποσότητα του ηλεκτρολύτη παραμένει σταθερή, ενώ αυξάνεται ο όγκος του διαλύματος.

Ισχύουν οι σχέσεις: **n αρχ = n τελ ή C1V1 = C2V2** και **V2 = V1 + VH2O**

● **Συμπύκνωση διαλύματος.**

**α)** *Με απομάκρυνση διαλύτη.*

Στην περίπτωση αυτή ισχύουν οι σχέσεις:

**n αρχ = n τελ** **ή** **C1V1 = C2V2** και **V2 = V1 – VH2O**

**β)** *Με προσθήκη ποσότητας από τον ηλεκτρολύτη.*

Η ποσότητα του διαλυμένου ηλεκτρολύτη αυξάνεται:

**n αρχ + n προσθ = n τελ** ή **C1V1 + n προσθ = C2V2**

Με την προσθήκη στερεού ή αερίου θεωρούμε ότι δεν μεταβάλλεται πρακτικά ο όγκος του διαλύματος, οπότε V2 = V1.

● Ανάμιξη διαλυμάτων του ίδιου ηλεκτρολύτη.

Όταν αναμιγνύονται δύο υδατικά διαλύματα ενός οξέος ΗΑ (ή μιας βάσης Β) με συγκεντρώσεις c1 και c2 και όγκους V1 και V2 αντίστοιχα, ισχύουν:

**CτελVτελ = C1V1 + C2V2, Vτελ = V1 + V2**

Η συγκέντρωση του διαλύματος που προκύπτει (Cτελ) έχει ενδιάμεση τιμή των συγκεντρώσεων των δύο διαλυμάτων που αναμιγνύονται. Για παράδειγμα, αν είναι C1 < C2, ισχύει C1 < Cτελ < C2

**🞛 Προσοχή !!!!** Οι παραπάνω τύποι ισχύουν ***μόνο για τη διαλυμένη ουσία*** και όχι για τα ιόντα. Για τα ιόντα ισχύουν μόνο όταν αυτά προέρχονται από **ισχυρό** ηλεκτρολύτη και όχι από **ασθενές**.

**🞛** **Ισχυρά οξέα – Ισχυρές βάσεις**

Τα ισχυρά οξέα (HCl, HNO3, …) ιονίζονται πλήρως, ενώ οι ισχυρές βάσεις διίστανται πλήρως. Έτσι για να υπολογίσουμε τις συγκεντρώσεις των ιόντων στο διάλυμα ενός ισχυρού οξέος ή βάσης, αρκεί να γνωρίζουμε την αρχική συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη (c mol/L).

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | HΝΟ3 | + | H2O | → | NO3– | + | H3O+ |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | C M |  |  |  |  |  |  |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | – |  |  |  | C M |  | C M |

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | Ba(OH)2 | → | Ba+2 | + | 2OH– |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | C M |  |  |  |  |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | – |  | C M |  | 2C M |

**🞛** Όταν έχουμε φαινόμενο **αραίωσης σε διάλυμα ισχυρού οξέος:**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Cοξ** | **[H3Ο+]** | pH | **α** |  |
| **Ισχυρό Οξύ** | ↓ | ↓ | ↑  τείνει στο 7 | σταθερός | Σταθερά |

Τα αντίθετα ισχύουν σε φαινόμενο συμπύκνωσης.

**🞛** Όταν έχουμε φαινόμενο **αραίωσης σε διάλυμα ισχυρής βάσης:**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Cβασ** | **[ΟH-]** | pH | **α** |  |
| **Ισχυρή βάση** | ↓ | ↓ | ↓  τείνει στο 7 | σταθερός | σταθερά |

Τα αντίθετα ισχύουν σε φαινόμενο συμπύκνωσης.

🞛 Όταν έχουμε προσθήκη οξέος π.χ. αέριο HCl **σε διάλυμα ισχυρού οξέος**.

π.χ. HCl με Vδ/τος = Σταθ.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Cοξ** | **[H3Ο+]** | PH | **α** |  |
| **Ισχυρό Οξύ** | ↑ | ↑ | ↓  τείνει στο 0 | σταθερός | ↑ |

🞛 Όταν έχουμε προσθήκη βάσης π.χ. στερεό ΝαΟΗ **σε διάλυμα ισχυρής βάσης**.

π.χ. ΝαΟΗ με Vδ/τος = Σταθερό**:**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Cβας** | **[ΟH-]** | pH | **α** |  |
| Ισχυρή βάση | ↑ | ↑ | ↑  τείνει στο 14 | σταθερός | ↑ |

**☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.**

Υδατικό διάλυμα ΚΟΗ συγκέντρωσης 0,001 Μ στους 250C έχει pH ίσο με:

α) 3 β) 11 γ) 3<pH<7 δ) 11>pH>7

Υδατικό διάλυμα ΝαΟΗ έχει στους 250C pH=12. Κατά την συνεχή αραίωση του διαλύματος αυτού το pH:

α) αυξάνεται συνεχώς, β) αυξάνεται μέχρι την τιμή 14,

γ) μειώνεται μέχρι την τιμή μηδέν. δ) μειώνεται, αλλά παραμένει πάντα μεγαλύτερο του 7.

Υδατικό διάλυμα ΝαΟΗ 10-8 Μ στους 250C έχει pH:

α) 8 β) 6 γ) 7,02 δ) 6,98

Αν αραιωθεί ένα υδατικό διάλυμα ΗCl που έχει pH=3 , θα προκύψει διάλυμα με pH:

α) 2 β) 0 γ) 11 δ) 5

Υδατικό διάλυμα ΝαΟΗ έχει συγκέντρωση 0,1 Μ στους 250C. Η συγκέντρωση των ιόντων ΟΗ− που προκύπτουν από τον ιοντισμό του νερού στο διάλυμα αυτό είναι:

α) 0,1 β) 0,01 γ) 10-13 δ) 10-14

Σε υδατικό διάλυμα ΗCl που έχει pH = 2 προσθέτουμε αέριο ΗCl , οπότε προκύπτει διάλυμα με pH:

α) 1,3 β) 7 γ) 4 δ) 3

Διαθέτουμε υδατικό διάλυμα (Α) HCl 0,1 M και υδατικό διάλυμα (Β) H2SO4 0,1 Μ στους 25 οC. Το pH του διαλύματος Α θα είναι:

α) ίδιο με του Β β) μεγαλύτερο του Β γ) μικρότερο του Β δ) δεν γνωρίζουμε

Κατά την αραίωση ενός υδατικού διαλύματος το pH ελαττώνεται. Η διαλυμένη ουσία είναι δυνατό να είναι:

α) ΝαΟΗ β) Ζάχαρη γ) ΗCl δ) Η2CO3

Σε υδατικό διάλυμα ΚΟΗ προσθέτουμε στερεό ΚΟΗ, χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος και σε σταθερή θερμοκρασία. Για το pH του διαλύματος μπορούμε να πούμε ότι:

α) αυξάνεται β) μειώνεται γ) παραμένει σταθερό.

Σε υδατικό διάλυμα ΗΝΟ3 10-7 Μ στους 25 οC με Κw = 10-14 , η [Η3Ο+] είναι:

α) 10-7 Μ. β) 1,62·10-7 Μ. γ) 2·10-7 Μ. δ) 0,62·10-7 Μ.

☑ Ερωτήσεις σωστό-λάθος με αιτιολόγηση.

Το pH υδατικού διαλύματος Ca(OH)2 0,05 Μ είναι ίσο με 1 στους 250C.

Το pH υδατικού διαλύματος HCl 10-8 Μ είναι ίσο με 8 στους 250C.

Το pH υδατικού διαλύματος ΚΟΗ 10-8 Μ είναι ίσο με 6 στους 250C.

Όταν σε ένα υδατικό διάλυμα ισχύει η σχέση pH > pOH , τότε το διάλυμα είναι όξινο.

Αν χωρίσουμε ένα διάλυμα ΝαΟΗ με pH=12 σε τρία ίσα μέρη , τότε το κάθε μέρος θα έχει pH=4.

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Υδατικό διάλυμα ΝαΟΗ έχει συγκέντρωση 0,1 Μ και θερμοκρασία 250C.

α) Ποιο είναι το pOH και ποιο το pH του διαλύματος;

β) Ποια είναι η συγκέντρωση των ιόντων ΟΗ- που προκύπτουν από τον ιοντισμό του νερού στο διάλυμα αυτό;

Υδατικό διάλυμα ΝαΟΗ αραιώνεται με προσθήκη νερού. Να εξετάσετε πως μεταβάλλονται τα παρακάτω μεγέθη:

α) Η συγκέντρωση του ΝαΟΗ. β) ο αριθμός mol των ιόντων ΟΗ-.

γ) η συγκέντρωση των ιόντων ΟΗ-. δ) το pH του διαλύματος.

Υδατικό διάλυμα ΗΝΟ3 αραιώνεται με προσθήκη νερού. Να εξετάσετε πως μεταβάλλονται τα παρακάτω μεγέθη:

α) Η συγκέντρωση του ΗΝΟ3. β) ο αριθμός mol των ιόντων Η3Ο+.

γ) η συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+. δ) το pH του διαλύματος.

Σε υδατικό διάλυμα ΗCl προσθέτουμε αέριο ΗCl, χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος.

Να εξετάσετε πως μεταβάλλονται τα παρακάτω μεγέθη:

α) Η συγκέντρωση του ΗCl. β) ο αριθμός mol των ιόντων Η3Ο+.

γ) η συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+. δ) το pH του διαλύματος.

**Ασκήσεις με αραίωση και ανάμιξη διαλυμάτων.**

Να υπολογίσετε το pH στα παρακάτω υδατικά διαλύματα στους 250C.

α) Διάλυμα περιέχει ΝαΟΗ περιεκτικότητας 0,004 gr/ml διαλύματος.

β) Διάλυμα ΗΝΟ3 περιεκτικότητας 6,3 % w/v.

γ) Διάλυμα ΚΟΗ που έχει περιεκτικότητα 5% w/w και πυκνότητα 1,12 gr/ml.

Δίνεται για το νερό: Κw=10-14.

Απ: α) 13 , β) 0 , γ) 14.

Ποσότητα αερίου ΗCl (Mr ΗCl = 36,5) ίση με 0,73 gr διαλύεται στο νερό, οπότε προκύπτει διάλυμα **Δ** όγκου 200 ml. Δίνεται για το νερό: Κw=10-14.

α) Ποιο είναι το pH του διαλύματος Δ;

β) 10 ml από το διάλυμα Δ αραιώνονται σε τελικό όγκο 100 ml. Ποιο είναι το pH του αραιωμένου διαλύματος;

Απ: α) 1 , β) 2.

Ορισμένος όγκος αερίου ΗCl διαλύεται στο νερό, οπότε σχηματίζεται διάλυμα Δ1 όγκου 2 lit . Από το διάλυμα αυτό παίρνουμε 100 ml και τα αραιώνουμε σε όγκο 400 ml , οπότε προκύπτει διάλυμα Δ2 με pH=1. Δίνεται για το νερό: Κw=10-14. Να υπολογίσετε:

α) τον όγκο του αερίου ΗCl σε STP. β) το pH του διαλύματος Δ1. Δίνεται: log4=0,6.

Απ: α) 17,92 lit HCl , β) 0,4.

Ποσότητα ασβεστίου Cα διαλύεται στο νερό, οπότε ελευθερώνονται 0,56 lit αερίου Η2 μετρημένα σε STP και σχηματίζεται υδατικό διάλυμα **Δ** όγκου 5 lit.Να υπολογίσετε:

α) τη μάζα του ασβεστίου και το pH του διαλύματος Δ.

β) τον όγκο του νερού που πρέπει να προσθέσουμε , ώστε να μεταβληθεί το pH του διαλύματος **Δ** κατά μια μονάδα.( Δίνεται: Cα + 2H2O 🡪 Ca(OH)2 + H2.). Δίνεται Ar Cα = 40. Κw= 10-14.

Απ: α) 1gr Cα , pH = 12 β) 45 lit νερό.

Υδατικό διάλυμα ΗCl έχει pH=2 και όγκο 100ml. Ποιον όγκο νερού πρέπει να προσθέσουμε στο παραπάνω διάλυμα ώστε το pH να μεταβληθεί κατά μια μονάδα; Δίνεται για το νερό: Κw=10-14.

Απ: α) 900 ml.

Πόσα ml νερού πρέπει να προσθέσουμε σε 20 ml διαλύματος ΝαΟΗ περιεκτικότητας 4% w/v, για να μεταβληθεί το pH του αρχικού διαλύματος κατά 2 μονάδες; Δίνεται Κw = 10-14.

Απ: α) 1980 ml.

Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμίξουμε διάλυμα Δ1 ΝαΟΗ με pH = 12 , με διάλυμα Δ2 ΝαΟΗ με pH = 10, ώστε να προκύψει διάλυμα με pH=11. Κw = 10-14.

Απ: α) V1/V2=1/10 .

Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμίξουμε διάλυμα HCl Δ1 με pΗ = 0 και διάλυμα HCl Δ2 με pΗ = 2, ώστε να προκύψει διάλυμα Δ3 με pΗ = 1; Δίνεται Κw = 10-14.

[Απ. V1/V2=1/10]

Υδατικό διάλυμα ΗΝΟ3 (Δ) έχει περιεκτικότητα 6,3 gr/lit δ/τος. Δίνεται Κw = 10-14.

α) Ποιο είναι το pH του διαλύματος;

β) Πόσα ml νερό πρέπει να προσθέσουμε σε 100 ml του διαλύματος Δ , ώστε να μεταβληθεί το pH του κατά δυο μονάδες;

γ) Πόσα gr ΗΝΟ3 πρέπει να προσθέσουμε σε 400 ml του διαλύματος Δ , ώστε να μεταβληθεί το pH κατά μια μονάδα;( ο όγκος του διαλύματος δεν μεταβάλλεται).

Απ: α) pH=1, β) 9,9 lit νερό, γ) 0,36 mol HNO3.

Υδατικό διάλυμα HCl (Δ) έχει όγκο 200 ml και pΗ= 1. Δίνεται Κw = 10-14.

α) Ποια είναι η συγκέντρωση του διαλύματος HCl;

β) Πόσα lit αερίου HCl ,μετρημένα σε STP, πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Δ, ώστε να μεταβληθεί το pΗ του κατά μία μονάδα; Με την προσθήκη του HCl δεν μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος.

Απ. α) C = 0,1M , β) 0,18 mol HCl

Μίγμα ΝαΟΗ και ΚΟΗ που έχει μάζα 13,6 gr διαλύεται στο νερό οπότε προκύπτει διάλυμα (Δ) όγκου 300 ml. Αν το pH του διαλύματος Δ είναι 14, να βρείτε τη σύσταση του μίγματος;

Δίνεται: Mr(ΝαΟΗ) = 40, Mr(KΟΗ) = 56. Δίνεται Κw = 10-14.

Απ: 8 gr – 5,6 gr

Διάλυμα (Δ) περιέχει Ba(OH)2 σε περιεκτικότητα 0,855 %w/v και όγκο 200 ml. Το διάλυμα χωρίζεται σε δύο ίσα μέρη. Στο 1ο μέρος προστίθενται 900 ml νερού και προκύπτει διάλυμα (Δ1) όγκου 1 L. Στο 2ο μέρος προστίθενται 0,09 mol ΝaΟΗ και προκύπτει διάλυμα (Δ2) όγκου 100 ml.

α) Να υπολογιστούν τα pH των διαλυμάτων Δ, Δ1 και Δ2.

β) Να υπολογιστούν οι συγκεντρώσεις όλων των ιόντων στο διάλυμα Δ2.

Για το Ba(OH)2, Mr = 171. Όλα τα διαλύματα έχουν θ=25οC. Κw = 10−14.

Απ: α) pH = 13 , pH =12 , pH = 14 β)

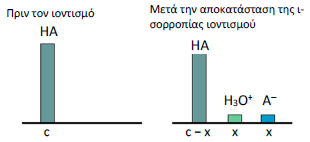
Διαθέτουμε υδατικό διάλυμα διπρωτικού οξέος Η2Α με συγκέντρωση 0,8 Μ στους 25 οC. Αν δίνεται ότι το οξύ Η2Α είναι ισχυρό στο 1ο στάδιο ιοντισμού με α1 = 1 και ασθενές στο 2ο στάδιο με α2 = 0,25 να βρείτε: α) τις συγκεντρώσεις όλων των ιόντων στο διάλυμα,

β) το pH του διαλύματος. Απ: pH = 0

**🗐 Υδατικά διαλύματα ασθενών οξέων και βάσεων**

💣 Ιοντισμός ασθενούς οξέως ΗΑ σε υδατικό διάλυμά του.

🞛 ΗΑ(aq) + H2O(l) ⮀ A–(aq) + H3O+(aq) ΔΗ > 0 , Kα **= μ**



ΗΑ(aq) + H2O(l) ⮀ A–(aq) + H3O+(aq)

Αρχικά: C

Ιονίζονται /παραγ – x x x

Ισορροπία: C – x x x σε Μ α = x/C

Ισορροπία: C – αC αC αC σε Μ x = αC

● Η σταθερά ιοντισμού Kα ενός ασθενούς μονοπρωτικού οξέος ΗΑ εκφράζει τον σταθερό λόγο του γινομένου των συγκεντρώσεων των ιόντων που προκύπτουν από τον ιοντισμό του οξέος προς τη συγκέντρωση των μορίων του που δεν ιονίστηκαν.

● **Η σταθερά ιοντισμού** Kα **εξαρτάται από:**

**Α)** **τη φύση του οξέος.** ( δηλαδή μοριακή δομή του οξέως και της βάσης)

Για παράδειγμα, Kα (hcooh) > Kα (ch3cooh) επειδή το HCOOH είναι ισχυρότερο οξύ.

**Β) τη θερμοκρασία.**

Με την αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνεται η τιμή της Kα, επειδή η αντίδραση ιοντισμού είναι ενδόθερμη (όταν θ ↑, τότε Kα ↑).

**Γ) τη φύση του διαλύτη**. Για παράδειγμα το CH3COOH σε υδατικό διάλυμα ( διαλύτης Η2Ο) είναι ασθενές οξύ, ενώ σε υγρή αμμωνία ( διαλύτης ΝΗ3) συμπεριφέρεται ως ισχυρό οξύ.

● **Η τιμή της σταθεράς** Kα **αποτελεί μέτρο της ισχύος του οξέος ΗΑ.**

Όσο **μεγαλύτερη** είναι η τιμή της Kα σε ορισμένη θερμοκρασία, τόσο **ισχυρότερο** είναι το οξύ, δηλαδή η **ισορροπία** ιοντισμού είναι περισσότερο μετατοπισμένη **προς τα δεξιά.**

🞛B(aq) + H2O(l) ⮀ BH+(aq) + OH–(aq) ΔΗ > 0 , Kb = μ

● Η σταθερά ιοντισμού Kb αποτελεί **μέτρο της ισχύος** μιας ασθενούς βάσης Β και εξαρτάται από τους ίδιους παράγοντες από τους οποίους εξαρτάται και η Ka.

🞛**Νόμος αραίωσης του Ostwald.**

Στην περίπτωση που **δεν** ισχύουν οι προσεγγίσεις έχουμε την σχέση (1). Ka,b =  **(1)**

Όταν ο βαθμός ιοντισμού α έχει πολύ μικρή τιμή **(α ≤ 0,1)** τότε **1 – α ≈ 1.**

Έτσι, η παραπάνω σχέση (1) παίρνει την απλούστερη μορφή (2) ή (3).

Κa,b = α2 c **(2)** α =  **(3)**

Με άλλα λόγια αν ένας αριθμός είναι 10 ή περισσότερες φορές μικρότερος από έναν άλλο , τότε μπορεί να θεωρηθεί αμελητέος. Οι σχέσεις (1), (2) και (3) αποτελούν μαθηματικές εκφράσεις του νόμου **αραίωσης του Ostwald** για ένα ασθενές μονοπρωτικό οξύ ΗΑ ή μια ασθενή μονοπρωτική βάση Β. Ο νόμος αυτός καθορίζει τη σχέση μεταξύ του βαθμού ιοντισμού α και της αρχικής συγκέντρωσης C του ασθενούς ηλεκτρολύτη.

**ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ - ΣΧΟΛΙΑ**

🞛 Τα **ισχυρά οξέα** και οι **ισχυρές βάσεις** έχουν πολύ μεγάλη σταθερά ιοντισμού , η οποία όμως δεν χρησιμοποιείται διότι θεωρούμε ότι ιοντίζονται πλήρως.

**Π.χ.** Κα ΗΝΟ3 = 30 ,Κα1 Η2SΟ4 = 1.000 , Κα ΗBr = 100.000.000, Κβ CH3O– = 31 κτλ.

◈ Ητιμή της Kα του νερού ως **οξύ** και η τιμή της Κb του νερού ως **βάση** στους 25 oC είναι:

Kα(H2O) **=** Κb(H2O) **= **

Από την παραπάνω τιμή καταλαβαίνουμε ότι το νερό είναι πολύ ασθενές οξύ και πολύ ασθενής βάση.

🞛 **ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΕΙΣ.** Στα υδατικά διαλύματα των ασθενών οξέων και ασθενών βάσεων **γενικά ισχύουν οι προσεγγίσεις**. **Για να μην ισχύουν οι προσεγγίσεις** θα πρέπει να έχουμε:

α) ή μεγάλη Κα , Κβ β) ή πολύ μικρή αρχική συγκέντρωση C. γ) ή και τα δύο.

🞛 Οι σταθερές Ka και Kb έχουν μονάδες (mol/L), οι οποίες συνήθως παραλείπονται χάριν ευκολίας.

◈ Αν η τιμή της Kα ενός οξέως είναι μικρότερη του 10-14 τότε το οξύ πρακτικά δεν ιοντίζεται.

🞛 **ΔΙΑΚΡΙΣΗ ΙΣΧΥΡΟΥ ΑΠΟ ΑΣΘΕΝΕΣ ΟΞΥ.**

Κατάτην αραίωση υδατικού διαλύματος ισχυρού οξέως ο αριθμός mol των ιόντων H3O+ διατηρείται σταθερός , ενώ κατάτην αραίωση υδατικού διαλύματος ασθενούς οξέως ο αριθμός mol των ιόντων H3O+  αυξάνεται , διότι αυξάνεται ο βαθμός ιοντισμού.

☞ Η παραπάνω διαφορά μπορεί να χρησιμοποιηθεί για την διάκριση ενός ισχυρού οξέως από ένα ασθενές οξύ. Ομοίως και για τις βάσεις με τον αριθμό mol των ιόντων ΟH−.

🞛 **ΑΡΑΙΩΣΗ ισχυρού και ασθενούς οξέως σε ΔΕΚΑΠΛΑΣΙΟ όγκο.**

Με την αραίωση υπό σταθερή θερμοκρασία υδατικού διαλύματος **ισχυρού** οξέος ή **ισχυρής** βάσης με νερό σε δεκαπλάσιο όγκο, επέρχεται μεταβολή του pH κατά 1 μονάδα.

Ενώ κατά την αραίωση υπό σταθερή θερμοκρασία υδατικού διαλύματος **ασθενούς** οξέος ή **ασθενής** βάσης με νερό σε δεκαπλάσιο όγκο, επέρχεται μεταβολή του pH μικρότερη της μιας μονάδας ( ίση με 0,5 αν ισχύουν οι προσεγγίσεις) , λόγω αύξησης του βαθμού ιοντισμού.

Δηλαδή αραίωση **ισχυρού** οξέος από όγκο V σε 10V ⇒ ΔpH = 1.

Δηλαδή αραίωση **ασθενούς** οξέος από όγκο V σε 10V ⇒ ΔpH = 0,5. Όμοια & για βάσεις.

🞛 Για να **συγκρίνουμε την ισχύ** δύο ηλεκτρολυτών (οξέων ή βάσεων), συγκρίνουμε:

● είτε τους α : πρέπει C1 = C2, θ1 = θ2 και όχι Ε.Κ.Ι.

● είτε τις K: πρέπει θ1 = θ2 (μόνο).

🞛 Σε κάθε αραιό υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέως ΗΑ ισχύει η σχέση:

**,** όμοια και για τις βάσεις

Να εξετάσετε με τη βοήθεια των παραπάνω σχέσεων που τείνει ο α με πολύ μεγάλη αραίωση.

**ΑΠΑΝΤΗΣΗ:**

Με πολύ μεγάλη αραίωση ενός διαλύματος το pH τείνει στο 7 , οπότε η [H3O+ ]=[ΟΗ−]=10-7

Οι παραπάνω σχέσεις γίνονται ως εξής: &

● Αν η Κα , Κβ είναι μεγαλύτερη ή ίση με 10-6 τότε ο α τείνει στην μονάδα.

● Αν η Κα , Κβ είναι μικρότερη από 10-6 τότε ο α τείνει σε τιμή που εξαρτάται από την τιμή της σταθεράς Κα , Κβ.

Π.χ. αν Κα = 10-7 τότε α = 0,5 , αν Κα = 10-8 τότε α = 0,1 , αν Κα = 10-9 τότε α = 0,01.

◈ **Σχέση μεταξύ της Kα ενός ασθενούς οξέος και της Κb της συζυγούς του βάσης.**

**Kα(ΗΑ)⋅ Κb(Α-) = Κwk**

π.χ. αν για το ασθενές οξύ ΗΑ + Η2Ο ⮀ Α− + Η3Ο+ η σταθερά ιοντισμού είναι Κα , τότε για την συζυγή του βάση Α− + Η2Ο ⮀ ΗΑ + ΟΗ− η σταθερά Κb θα είναι Κb = 

🞛 Προς ποια κατεύθυνση είναι περισσότερο μετατοπισμένη η παρακάτω ισορροπία;

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ΗΑ | + | Β | ⮀ | Α− | + | HΒ+ |
| οξύ |  | βάση |  | βάση |  | οξύ |

Αν Κα(ΗΑ) > Κα(HΒ+) τότε & Κβ(Β) > Κβ(Α−) οπότε τα ασθενή βρίσκονται δεξιά και η ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά.

🞛 **Η περίπτωση των διπρωτικών οξέων.**

Έχουμε ήδη αναφέρει ότι τα διπρωτικά οξέα ιοντίζονται σε δύο στάδια, αποβάλλοντας τα δύο Η+ , διαδοχικά. Έστω για παράδειγμα το ασθενές διπρωτικό οξύ Η2S:



Κάθε ένα από τα στάδια αυτά χαρακτηρίζεται από μία σταθερά ιοντισμού Κa1 = 10-7 και Ka2 = 10-12 , αντίστοιχα:



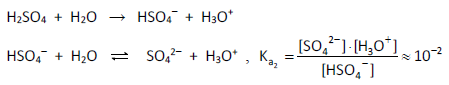
☞ Επειδή το H2S και το HS− αποτελούν συζυγές ζεύγος, θα ισχύει η σχέση:

Ka(H2S)·Kb(HS−) = Kw.

☞ Ομοίως και για το συζυγές ζεύγος HS−και S−2 θα ισχύει η σχέση:

Ka(HS−)·Kb(S−2) = Kw.

Ειδικά για το Η2SO4, που θεωρείται ισχυρό οξύ στο 1ο στάδιο ιοντισμού του, χρησιμοποιείται μόνο η σταθερά ιοντισμού για το 2ο στάδιο:



☞ Επειδή το HSΟ4− και το SΟ4−2 αποτελούν συζυγές ζεύγος θα ισχύει η σχέση:

Ka(HSΟ4−)·Kb(SΟ4−2) = Kw.

🕮 **Μεθοδολογία**

Για την εύρεση των συγκεντρώσεων των ιόντων ενός διαλύματος ασθενούς ηλεκτρολύτη.

|  |  |
| --- | --- |
| **Βήμα 1ο** | Βρίσκουμε πάντα την C του ηλεκτρολύτη ή την συμβολίζουμε αν είναι άγνωστη.  C =   και n =  Και κάνουμε τον ιονισμό του. |
| **Βήμα 2ο** | Εφαρμόζουμε:  **α.** Τον νόμο αραίωσης του Ostwald Ka,b = ή  **β.** Κάνουμε τον πίνακα των συγκεντρώσεων θέτοντας ότι ιονίζονται x mol/lit  Τότε ισχύει: Κa,b = |
| **Βήμα 3ο** | **Προσεγγίσεις:**  **α.** αν έχουμε α ≤ 0,1 (10–1) , τότε 1-α ≈ 1 και C-x ≈ C  **β.** αν έχουμε ≤ 0,1 (10–1) , τότε 1-α ≈ 1 και C-x ≈ C  Τέλος ανάλογα με το τι μας δίνεται βρίσκουμε αυτό που ζητάμε. |
| Παρατηρήσεις | **αραίωση** **διαλύματος ασθενούς ηλεκτρολύτη.** |
| Κατά την **αραίωση** ενός διαλύματος ασθενούς ηλεκτρολύτη μεταβάλλονται τα παρακάτω μεγέθη:  **i.** H αρχική συγκέντρωση C του ηλεκτρολύτη.  Επειδή ο V ↑ ,από τον τύπο C = , το C ↓  **ii.** Ο βαθμός ιοντισμού α του ηλεκτρολύτη.  Επειδή η C ↓ ,από τον τύπο α =, ο α ↑  **iii.** Η θέση της ισορροπίας του ηλεκτρολύτη. Επειδή ο α ↑ , η ισορροπία πηγαίνει δεξιά.  **iv.** Οι συγκεντρώσεις των ιόντων:  Από τη σχέση: Κa =,  Επειδή ο α ↑ και το Κa = σταθερό, προκύπτει ότι : [H3O+]↓  Όμοια από τη σχέση Κb=⋅[OH‑] θα έχω ότι [ΟΗ-] ↓  **v.** Ο αριθμός mol των ιόντων.  Επειδή με την αραίωση αυξάνει ο βαθμός ιοντισμού , αυξάνει και ο αριθμός mol των ιόντων που παράγονται. |

🞛 **ΣΥΓΚΡΙΤΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ** στο φαινόμενο **αραίωσης σε διάλυμα οξέος ΗΑ:**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Cοξέος** | **[H3Ο+]** | PH | **α** |  |
| **Ασθενές Οξύ** | ↓ | ↓ | ↑ τείνει στο 7 | ↑ | ↑ |
| **Ισχυρό οξύ** | ↓ | ↓ | ↑ | Σταθερός=1 | σταθερά |

🞛 Γενικά όταν ο όγκος ενός διαλύματος ασθενούς οξέως αυξηθεί λ φορές λόγω αραίωσης τότε , αν ισχύουν οι προσεγγίσεις θα έχουμε: α2 = α1 , και [Η3Ο+]1 =  [Η3Ο+]2

🞛 **ΣΥΓΚΡΙΤΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ** στο φαινόμενο **αραίωσης σε διάλυμα βάσης Β:**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Cβάσης** | **[ΟH-]** | pH | **α** |  |
| Ασθενής βάση | ↓ | ↓ | ↓ τείνει στο 7 | ↑ | ↑ |
| Ισχυρή βάση | ↓ | ↓ | ↓ | Σταθερός=1 | σταθερά |

🞛 Τα αντίθετα ισχύουν σε φαινόμενο συμπύκνωσης.

**Μεθοδολογία για τις ασκήσεις με αραίωση.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Βήμα 1ο** | Εφαρμόζουμε τον τύπο της αραίωσης για το αρχικό (1) και το αραιωμένο (2) διάλυμα, οπότε προκύπτει η σχέση: C1⋅V1 = C2 ⋅V2 |
| **Βήμα 2ο** | Εφαρμόζουμε τον νόμο αραίωσης του Ostwald στο αρχικό και στο αραιωμένο διάλυμα, οπότε προκύπτουν οι σχέσεις:  αρχικό διάλυμα: Κa,b = α⋅C1 και αραιωμένο διάλυμα: Κa,b = α⋅C2  αρχικό διάλυμα: Ka,b = x2/C1 και αραιωμένο διάλυμα: Ka,b = φ2/C2 |
| **Βήμα 3ο** | Από τα δεδομένα της άσκησης προκύπτει συνήθως μια σχέση για τους:  α1, α2 ή C1, C2 ή V1, V2 ή x , φ |
| **Βήμα 4ο** | Συνδυάζουμε τις παραπάνω σχέσεις και βρίσκουμε αυτό που ζητάμε. |
| **1ο Σχόλιο** | Με τον ίδιο τρόπο δουλεύουμε στην συμπύκνωση (αφαίρεση Η2Ο ) |
| **2ο Σχόλιο** | Με ανάλογο σκεπτικό εργαζόμαστε:  **α.** Όταν έχουμε προσθήκη διαλυμένης ουσίας (στερεά ή αέρια ) σε διάλυμα , χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος , τότε ισχύει:  Cαρχ⋅Vαρχ + nπροσ = Cτελ⋅ Vαρχ  **β.** Όταν έχουμε ανάμιξη διαλυμάτων με **ίδιο** ηλεκτρολύτη, τότε ισχύει:  C1⋅V1 + C2⋅V2 = Cτελ ⋅Vτελ.  ***SOS!!!*** Οι παραπάνω τύποι ισχύουν **μόνο για τη διαλυμένη ουσία (ηλεκτρολύτη)** και όχι για τα ιόντα. |

**☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.**

Ένα υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέως ΗΑ C = 0,01 Μ στους 250C είναι δυνατό να έχει pH ίσο με:

α) 2 β) 1 γ) 5 δ) 8

Το πιθανό pH υδατικού διαλύματος ασθενούς βάσης Β συγκέντρωσης 10-3 Μ και θερμοκρασίας 25οC είναι:

α) 9, β) 11, γ) 12, δ) 3

Ποιο από τα παρακάτω οξέα είναι ασθενής ηλεκτρολύτης στο νερό;

α) HF β) HCl γ) HΒr δ) HI.

Ποιο από τα παρακάτω οξέα ιοντίζεται πλήρως στο νερό;

α) HCN. β) HF γ) H2S δ) HCℓΟ4

Σε υδατικό διάλυμα ΝΗ3 0,1 Μ στους 250C ισχύει:

α) pH=1, β) pH=13 , γ) 7<pH<13 , δ) pH>13

Η σταθερά ιοντισμού Κα ενός ασθενούς οξέος δεν εξαρτάται από την:

α) συγκέντρωση του οξέος. β) θερμοκρασία. γ) φύση του οξέος. δ) φύση του διαλύτη.

Κατά την αραίωση υδατικού διαλύματος CH3NH2 σε σταθερή θερμοκρασία:

α) o βαθμός ιοντισμού της CH3NH2 και η [OH−] ελαττώνονται.

β) o βαθμός ιοντισμού της CH3NH2 ελαττώνεται και η [OH−] αυξάνεται.

γ) o βαθμός ιοντισμού της CH3NH2 αυξάνεται και το pH ελαττώνεται.

δ) o βαθμός ιοντισμού της CH3NH2 και το pH αυξάνονται.

Ένα διάλυμα CH3COOH 0,1 Μ αραιώνεται με την προσθήκη ίσου όγκου Η2Ο, σε σταθερή θερμοκρασία, οπότε:

α) αυξάνεται ο βαθμός ιοντισμού και το pH .

β) μειώνεται ο βαθμός ιοντισμού και το pH .

γ) αυξάνεται ο βαθμός ιοντισμού, ενώ το pH μειώνεται .

δ) μειώνεται ο βαθμός ιοντισμού, ενώ το pH αυξάνεται.

Κατά την αραίωση υδατικού διαλύματος ΝΗ3 0,1 Μ, σε σταθερή θερμοκρασία:

α) ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3 μειώνεται β) η σταθερά ιοντισμού Kb της ΝΗ3 αυξάνεται

γ) η συγκέντρωση των OH– αυξάνεται δ) ο αριθμός των mole των OH– αυξάνεται.

Με δεδομένο ότι η προσθήκη στερεού ή αερίου δεν μεταβάλλει τον όγκο του διαλύματος, ο βαθμός ιοντισμού του ασθενούς οξέος HF σε σταθερή θερμοκρασία αυξάνεται με προσθήκη:

α) αερίου HCl β) στερεού NαCl γ) νερού δ) στερεού NaF.

Κατά την αραίωση υδατικού διαλύματος CH3NH2 με νερό:

α) η [ΟΗ−] ελαττώνεται β) η [Η2Ο] αυξάνεται

γ) ο αριθμός mol CH3NH3+ ελαττώνεται δ) ο αριθμός ιόντων ΟΗ− παραμένει σταθερός.

Ποιο από τα παρακάτω διαλύματα οξέων που έχουν την ίδια συγκέντρωση και βρίσκονται σε θ = 25οC έχει τη μικρότερη τιμή pH; Δίνονται οι αντίστοιχες σταθερές ιοντισμού των οξέων.

α) HCOOH με Kα = 2 ⋅ 10-4 β) CH3COOH με Kα = 0,2 ⋅ 10-4

γ) CℓCH2COOH με Kα = 15 ⋅ 10-4 δ) Cℓ2CHCOOH με Kα = 500 ⋅ 10-4.

☑ Ερωτήσεις σωστό-λάθος με αιτιολόγηση.

Κατά την αραίωση υδατικού διαλύματος ασθενούς οξέως ΗΑ, σε σταθερή θερμοκρασία:

α) ο βαθμός ιοντισμού του ΗΑ αυξάνεται.

β) η συγκέντρωση των ιόντων οξωνίου (Η3Ο+) αυξάνεται.

γ) το pH του διαλύματος μειώνεται.

δ) ο αριθμός των ιόντων Α- παραμένει σταθερός.

ε) η σταθερά ιοντισμού Κα αυξάνεται.

Η σταθερά Κc της ισορροπίας και η σταθερά ιοντισμού Κα του οξέως ΗΑ σε υδατικό διάλυμα συνδέονται με την σχέση: Κα = Κc.55,55.

Ο βαθμός ιοντισμού του νερού στους 25 οC δεν επηρεάζεται από την προσθήκη ασθενούς οξέος.

Η σταθερά ιοντισμού του αιθανικού οξέως έχει μια μόνο τιμή.

Η συγκέντρωση (x mol/lit) των ιόντων οξωνίου κάθε υδατικού διαλύματος ασθενούς οξέως συγκέντρωσης C δίνεται από την σχέση: Κα= x2/C , όπου Κα η σταθερά ιοντισμού του οξέως.

Υδατικό διάλυμα CH3NH2 στους 25οC έχει pH < 7.

Σε διάλυμα H2S, η [Η3Ο+] είναι διπλάσια από την [S2-].

☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.

Να αποδείξετε ότι σε κάθε υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέως ΗΑ, για τον βαθμό ιοντισμού (α) του ΗΑ και τη σταθερά Κα , ισχύει η σχέση: α = .

Να αναφέρετε δύο διαφορές μεταξύ της σταθεράς ιοντισμού και του βαθμού ιοντισμού ενός ασθενούς οξέος.

Δίνονται 3 υδατικά διαλύματα ασθενούς οξέος ΗΑ:

Δ1 συγκέντρωσης C1 με βαθμό ιοντισμού α1 και θερμοκρασία 25 οC,

Δ2 συγκέντρωσης C2 (C2 > C1) με βαθμό ιοντισμού α2 και θερμοκρασία 25 οC και

Δ3 συγκέντρωσης C3 = C1 με βαθμό ιοντισμού α3 και θερμοκρασία 45 οC.

Δίνεται ότι ο βαθμός ιοντισμού είναι μικρότερος από 0,1.

α) Σε ποιο από τα παραπάνω διαλύματα η σταθερά Κα του οξέος ΗΑ έχει τη μεγαλύτερη τιμή;

β) Για τους βαθμούς ιοντισμού ισχύει:

1) α1 < α2 < α3 2) α1 < α3 < α2 3) α2 < α1 < α3  4) α3 < α2 < α1

Διαθέτουμε τρία υδατικά διαλύματα των οξέων ΗΑ, ΗΒ και ΗΓ που έχουν την ίδια συγκέντρωση 0,1Μ και την ίδια θερμοκρασία. Η συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ στα τρία διαλύματα βρέθηκε αντίστοιχα 0,02 Μ, 0,1 Μ και 0,005 Μ.

Να διατάξετε τα οξέα αυτά κατά σειρά αυξανόμενης τιμής α και Κα.

Διαθέτουμε τα εξής υδατικά διαλύματα των ασθενών οξέων ΗΑ και ΗΒ:

Διάλυμα Δ1: ΗΑ συγκέντρωσης C1, pH = 3, θ = 35οC.

Διάλυμα Δ2: ΗB συγκέντρωσης C2 (C2 < C1), pH = 3, θ = 25οC.

Θεωρώντας τις κατάλληλες προσεγγίσεις, να συγκρίνετε:

α) Τους βαθμούς ιοντισμού α1 και α2 των ΗΑ και ΗΒ στα διαλύματα Δ1 και Δ2,

β) Την ισχύ των δύο οξέων ΗΑ και ΗΒ στην ίδια θερμοκρασία.

Δίνεται για το ΗΑ: Κα = 10-5.

i) 100 ml υδατικού διαλύματος ασθενούς οξέος ΗΑ 0,4 Μ αραιώνονται σε τελικό όγκο 400 ml.

ii) 100 ml υδατικού διαλύματος HCl 0,4 M αραιώνονται σε τελικό όγκο 400 ml.

Να συμπληρώσετε τα κενά του παρακάτω πίνακα. Ποιο συμπέρασμα προκύπτει;

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | HA | | HCl | |
|  | Διάλυμα 100 ml. | Διάλυμα 400 ml. | Διάλυμα 100 ml. | Διάλυμα 400 ml. |
| α |  |  |  |  |
| [Η3Ο+] |  |  |  |  |
| n mol Η3Ο+ |  |  |  |  |

Υδατικό διάλυμα οξέος ΗΑ έχει όγκο V και pH = 2. Το διάλυμα αραιώνεται σε τελικό όγκο 100V , οπότε προκύπτει διάλυμα με pH = 3. Το οξύ ΗΑ είναι ισχυρό ή ασθενές;

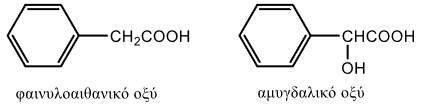
Υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέος ΗΑ (Δ1) και υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέος ΗΒ (Δ2) έχουν την ίδια συγκέντρωση και την ίδια θερμοκρασία. Το διάλυμα Δ1 έχει pΗ = 3, ενώ το διάλυμα Δ2 έχει pΗ = 4. Θεωρώντας τις κατάλληλες προσεγγίσεις, να συγκρίνετε:

α) Ποιο από τα δύο οξέα είναι ισχυρότερο;

β) Σε ποιο διάλυμα από τα δύο πρέπει να προσθέσουμε νερό, ώστε τα δύο διαλύματα να αποκτήσουν την ίδια τιμή pΗ;

Το αμυγδαλικό (ή μανδελικό οξύ) είναι υδροξυοξύ που χρησιμοποιείται στη φαρμακευτική ως αντιβακτηριακό ειδικά σε λοιμώξεις του ουροποιητικού συστήματος. Το φαινυλοαιθανικό οξύ χρησιμοποιείται στην αρωματοποιία καθώς και στην παραγωγή άλλων φαρμακευτικών προϊόντων.

Οι συντακτικοί τύποι των ενώσεων αυτών είναι οι εξής:



Το αμυγδαλικό οξύ λειτουργεί ως ασθενές μονοπρωτικό οξύ με Ka = 10-3,85 ενώ το φαινυλοαιθανικό οξύ έχει Kα = 10-4,28 (στους 25οC).

α) i. Με βάση τις τιμές Kα ποιο από τα δύο οξέα είναι ισχυρότερο; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. ii. Να εξηγήσετε το αποτέλεσμα της σύγκρισης με βάση το επαγωγικό φαινόμενο του −ΟΗ. Ποιο το είδος του επαγωγικού φαινομένου του −ΟΗ, +I ή −Ι;

Οι σταθερές Ka των οξέων αιθανικό οξύ (CH3COOH), φαινυλοαιθανικό οξύ (C6H5CH2COOH) και φθοροαιθανικό οξύ (FCH2COOH) έχουν τιμές, αντίστοιχα, 10-4,8, 10-4,3 και 10-2,6 στα υδατικά τους διαλύματα της ίδιας θερμοκρασίας.

α) Με βάση τις τιμές των σταθερών Kα να ταξινομήσετε τα τρία αυτά οξέα κατά σειρά αυξανόμενης ισχύος στα υδατικά τους διαλύματα της ίδιας θερμοκρασίας. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Να εξηγήσετε αν το φαινύλιο (C6H5−) και το F παρουσιάζουν −Ι ή +Ι επαγωγικό φαινόμενο και σε ποια περίπτωση το φαινόμενο είναι ισχυρότερο.

Το Ο και το S ανήκουν στην 16η ομάδα του περιοδικού πίνακα και στη 2η και 3η περίοδο, αντίστοιχα. Τα δύο αυτά στοιχεία σχηματίζουν ανάλογες οργανικές ενώσεις, τις αλκοόλες (R-O-H) και τις θειόλες (R-S-H). Μάλιστα οι θειόλες είναι πολύ ισχυρότερα οξέα από τις αλκοόλες, π.χ. η CH3-Ο-H έχει pKα = 15,5 ενώ η CH3-S-H έχει pKα = 8,3.

Να εξηγήσετε γιατί οι θειόλες (R-S-H) είναι πιο όξινες από τις αντίστοιχες αλκοόλες (R-O-H).

**Ασκήσεις.**

**Δίνεται ότι όλα τα διαλύματα είναι υδατικά και έχουν θ = 25 οC με Κw = 10−14.**

0,1 mοl ασθενούς οξέος ΗΑ διαλύονται στο νερό, οπότε προκύπτει διάλυμα όγκου 400 ml. Να υπολογίσετε το pΗ του διαλ/τος και τον βαθμό ιοντισμού του ΗΑ. Δίνεται για το ΗΑ: Κα = 4⋅10-8.

Απ. α = 4⋅10-4 , pH = 4

Πόσα gr ΗCΟΟΗ πρέπει να διαλυθούν στο νερό, ώστε να προκύψει διάλυμα όγκου 200 ml με pH = 2. Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού του μεθανικού οξέως ΗCΟΟΗ στο διάλυμα.

Δίνεται για το ΗCOOH: Kα = 2⋅10-4, Μr (ΗCΟΟΗ) = 46.

Απ. 4,6 gr ΗCΟΟΗ α = 2 10-2

Υδατικό διάλυμα CH3COOH έχει περιεκτικότητα 1,2 % w/v. Να υπολογίσετε τον βαθμό ιοντισμού (α) του CH3COOH και τη συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ στο διάλυμα.

Δίνεται για το CH3COOH: Κα = 2⋅10-5, Μr CH3COOH = 60.

Απ. α = 0,01 , [Η3Ο+] = 2⋅10-3 Μ

Ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3 σε ένα υδατικό διάλυμα της είναι 0,01. Να υπολογιστούν:

α) η % w/v περιεκτικότητα του διαλύματος.

β) η συγκέντρωση των ιόντων ΝΗ4+ και της ΝΗ3 στην κατάσταση ισορροπίας.

γ) το pH του διαλύματος. Δίνεται για την ΝΗ3: Kb = 10-5. Μr (ΝΗ3) = 17.

Απ. α) 0,17 %w/v , β) [ΝΗ4+] =10-3 Μ , [ΝΗ3] ≈ 0,1 Μ, γ) pH =11

Να υπολογίσετε τον βαθμό ιοντισμού του οξέος και τη συγκέντρωση [H3O+] στα παρακάτω υδατικά διαλύματα: α) Διάλυμα ΗΑ 0,3 Μ. β) Διάλυμα ΗΒ 10-3 Μ.

Δίνονται : για το ΗΑ Κα = 0,08 και για το ΗΒ Κα = 5⋅10-5.

Απ. α) α = 0,4 , [Η3Ο+] = 0,12Μ , β) α = 0,2 , [Η3Ο+] = 0,2⋅10-3 Μ

1,12 L μεθυλαμίνης (CΗ3ΝΗ2) μετρημένα σε STP, διαλύονται στο νερό, οπότε προκύπτει διάλυμα όγκου 200 ml με pH=12 .

α) Να υπολογίσετε τον βαθμό και την σταθερά ιοντισμού της CH3NH2 στο διάλυμα αυτό.

β) Η ΝΗ3 σε ένα υδατικό διάλυμα της με συγκέντρωση 0,2 Μ έχει βαθμό ιοντισμού 0,01.

Ποια βάση είναι ισχυρότερη η ΝΗ3 ή CH3NH2 με βάση τις τιμές των σταθερών ιοντισμού;

Απ. α = 0,04 , Κb = 4⋅10-4 , β) CH3NH2

Το ασθενές οξύ ΗΑ σε υδατικό του διάλυμα συγκέντρωσης C, έχει βαθμό ιοντισμού 0,01. Το ασθενές οξύ ΗΒ σε υδατικό του διάλυμα συγκέντρωσης C/20 έχει βαθμό ιοντισμού 0,04.

α) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση C.

β) Να υπολογίσετε το pH των διαλυμάτων των οξέων.

γ) Ποιο είναι ισχυρότερο οξύ το ΗΑ ή το ΗΒ; Δίνεται για το ΗΑ: Κα = 10-4, και log2=0,3

Απ. α) C = 1M , β) pΗ HA =2 , pΗ HΒ =2,7, γ) ΗΑ

**Ασκήσεις με αραίωση και με προσθήκη ουσίας**

Διαθέτουμε τα υδατικά διαλύματα Δ1 και Δ2 των ασθενών οξέων ΗΑ και ΗΒ, όγκου 100 ml το καθένα. Διάλυμα Δ1: ΗΑ 0,1 Μ, α = 4%. Διάλυμα Δ2: ΗΒ 0,2 M, α = 1%.

α) Να συγκρίνετε την ισχύ των οξέων ΗΑ και ΗΒ.

β) Πόσα ml νερού πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Δ2, ώστε να αποκτήσει pH = 3;

γ) Σε ποιο από τα δύο διαλύματα Δ1 ή Δ2 πρέπει να προσθέσουμε νερό, ώστε να γίνει εξίσωση των ποσοστών ιοντισμού των δύο οξέων; Να υπολογιστεί ο όγκος αυτός του νερού. θ = 25 οC.

Απ. α) ΗΑ β) 300 ml, γ) στο Δ2 1,5 lit

Υδατικό διάλυμα ΗΝΟ3 0,01 Μ (Δ1) έχει όγκο 20 ml, ενώ υδατικό διάλυμα CH3COOH (Δ2) έχει συγκέντρωση 0,2 Μ.

α) Αν γνωρίζουμε ότι τα διαλύματα Δ1 και Δ2 περιέχουν ίδιο αριθμό mol ιόντων Η3Ο+ ,να υπολογίσετε τον όγκο του διαλύματος Δ2.

β) Είναι σωστό ότι αν τα δύο διαλύματα αραιωθούν σε διπλάσιο όγκο, θα περιέχουν τον ίδιο αριθμό mol ιόντων Η3Ο+; Δίνεται για το CH3COOH: Κα = 2⋅10-5.

Απ. α) V2 = 100 ml , β) Λάθος

2,24 lit αέριας ΝΗ3 μετρημένα σε STP, διαλύονται στο νερό, οπότε προκύπτει διάλυμα Δ1 όγκου 500 ml. Στο διάλυμα Δ1 προσθέτουμε 1,5 L νερού, οπότε προκύπτει διάλυμα Δ2. Για τα διαλύματα Δ1 και Δ2 να υπολογιστούν:

α) Ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3. β) η συγκέντρωση των ιόντων ΟΗ–.

Δίνεται για την ΝΗ3: Κb = 2⋅10-5.

Απ. α) α1 = 10-2 , α2 = 2⋅10-2 , β) [ΟΗ-]1 = 2⋅10-3 Μ , [ΟΗ-]2 = 10-3 Μ

Υδατικό διάλυμα CH3COOH έχει συγκέντρωση 0,2 Μ.

α) Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού του CH3COOH στο διάλυμα;

β) Πόσα ml Η2Ο πρέπει να προσθέσουμε σε 100 ml του διαλύματος, ώστε να τριπλασιαστεί ο βαθμός ιοντισμός του CH3COOH;

γ) Να υπολογίσετε το λόγο των συγκεντρώσεων των ιόντων Η3Ο+ στο αρχικό και στο αραιωμένο διάλυμα. Δίνεται για το CH3COOH: Kα = 2⋅10-5.

Απ. α) α = 10-2 , β) 800 ml H2O , γ) [Η3Ο+]αρχ = 3⋅[Η3Ο+]τελ.

13,5 gr ασθενούς μονοπρωτικού οξέος ΗΑ διαλύονται στο νερό, οπότε προκύπτει διάλυμα (Δ) όγκου 2 lit , το οποίο έχει pΗ = 5. Να υπολογιστούν:

α) Η συγκέντρωση του διαλύματος (Δ). β) Το μοριακό βάρος του οξέος ΗΑ.

γ) Ο όγκος του νερού που πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Δ, ώστε να διπλασιαστεί ο βαθμός ιοντισμού του ΗΑ. Δίνεται για το ΗΑ: Κα = 4⋅10-10.

Απ. α) C = 0,25 M , β) Μr = 27 , γ) 6 L H2O

Διάλυμα (Δ) ΝΗ3 0,1 Μ έχει όγκο 2 lit. Αραιώνουμε με νερό το διάλυμα αυτό, οπότε το pΗ μεταβάλλεται κατά μία μονάδα. Να βρεθούν: Δίνεται για την ΝΗ3: Κb =10-5.

α) το pH του διαλύματος (Δ). β) Ο όγκος του νερού που προσθέσαμε.

α) pH = 11 , β) VH2O = 198 L

Υδατικό διάλυμα ΝΗ3 έχει pΗ = 11.

α) Ποια είναι η % w/v περιεκτικότητα και ποιος ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3 στο διάλυμα αυτό;

β) Πόσα gr NH3 πρέπει να προσθέσουμε σε 500 ml του διαλύματος, ώστε να μεταβληθεί το pΗ κατά μισή μονάδα; Με την προσθήκη δεν μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος.

Δίνονται για την ΝΗ3: Κb = 10-5, Μr ΝH3 = 17, για το Η2Ο: Kw = 10-14.

Απ. α) 0,17 %w/v , β) C1 = 1 M άρα προσθέτουμε 0,45 mol NΗ3 ή 7,65 g NH3

**Ασκήσεις με ανάμιξη διαλυμάτων της ίδιας διαλυμένης ουσίας**

Διαθέτουμε δύο υδατικά διαλύματα Δ1 και Δ2.

Διάλυμα Δ1: ΜΟΗ (υδροξείδιο μετάλλου Μ) 10−3 Μ, όγκου 100 ml με pH = 11.

Διάλυμα Δ2: Β (ασθενής μονοπρωτική βάση) 0,1 Μ, όγκου 100 ml με pH = 11.

α) Να δείξετε ότι η βάση ΜΟΗ είναι ισχυρή, ενώ η Β ασθενής.

β) Πόσα ml νερού πρέπει να προσθέσουμε σε καθένα από τα δύο διαλύματα ξεχωριστά, ώστε να μεταβληθεί το pH τους κατά 1;

γ) Να βρεθούν οι βαθμοί ιοντισμού της ασθενής βάσης Β πριν και μετά την αραίωση.

Να θεωρηθούν οι γνωστές προσεγγίσεις. θ = 25 oC. Kw = 10−14.

Απ. β) 900 ml 9900 ml γ) α1 = 0,01 α2 = 0,1

Το ασθενές οξύ ΗΑ σε δύο υδατικά του διαλύματα Δ1 και Δ2 έχει συγκέντρωση 0,2 Μ και 0,05 Μ αντίστοιχα. Δίνεται για το ΗΑ: Κa = 10-5. α) Σε ποιο διάλυμα ιονίζεται σε μεγαλύτερο ποσοστό το ΗΑ; β) Ποιο από τα δύο διαλύματα έχει μικρότερη τιμή pΗ;

γ) Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμίξουμε τα δύο διαλύματα, ώστε να προκύψει διάλυμα στο οποίο το ΗΑ να ιονίζεται σε ποσοστό 1%; Ποιο είναι το pΗ του διαλύματος που προκύπτει;

Απ. α) Δ2 , β) Δ1 , γ) V1/V2=1/2 , pH = 3

Διαθέτουμε δύο υδατικά διαλύματα ΝΗ3 (Δ1 και Δ2) με συγκεντρώσεις 0,5 Μ και 0,1 Μ αντίστοιχα. α) Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμίξουμε τα διαλύματα Δ1 και Δ2 ώστε στο διάλυμα Δ3 η ΝΗ3 να ιονίζεται σε ποσοστό 1%; β) Ποιος είναι ο μέγιστος όγκος του διαλύματος Δ3 που μπορεί να παρασκευαστεί , αν τα διαλύματα έχουν όγκο 750 ml το καθένα; Όλα τα διαλύματα έχουν θ = 25 0C. Δίνεται για την ΝΗ3: Κb = 2⋅10-5. Απ: α) V1/V2=1/3 β) 1.000 ml

Σε δύο διαλύματά του Δ1 και Δ2 το ασθενές οξύ ΗΑ έχει βαθμούς ιοντισμού α και 3α, αντίστοιχα. Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμιχθούν τα διαλύματά Δ1 και Δ2, ώστε να προκύψει διάλυμα Δ3 στο οποίο ο βαθμός ιοντισμού του ΗΑ να είναι 2α;

Να θεωρηθούν οι κατάλληλες προσεγγίσεις. θ = 25 οC. Απ: V1/V2 = 5/27

**🗐 Υδατικά διαλύματα αλάτων**

🞛 Τα άλατα είναι ιοντικές ενώσεις, οπότε είναι **ισχυροί** ηλεκτρολύτες. Έτσι, όταν διαλυθούν στο νερό, **διίστανται πλήρως.**

✔ Από τα ιόντα που προκύπτουν από τη διάσταση ενός άλατος, αντιδρούν με το νερό **μόνο εκείνα τα οποία προέρχονται από ασθενή οξέα ή ασθενείς βάσεις.**(Το φαινόμενο της αντίδρασης των ιόντων ενός άλατος με το νερό ονομάζεται **υδρόλυση.**)

Για παράδειγμα, το άλας CH3COONα διίσταται πλήρως:

CH3COONα(aq) → CH3COO–(aq) + Nα+(aq)

Από τα ιόντα που προκύπτουν από τη διάσταση του CH3COONα, αντιδρά με το νερό μόνο το ιόν CH3COO– , το οποίο είναι η συζυγής βάση του ασθενούς οξέος CH3COOH:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| CH3COO– | + | H2O | ⮀ | CH3COOH | + | OH– |
| βάση(1) |  | οξύ(2) |  | οξύ(1) |  | βάση(2) |

**Επειδή από την αντίδραση προκύπτουν ιόντα ΟΗ–, το υδατικό διάλυμα του CH3COONα είναι βασικό.**

*☞ Γενικά στα υδατικά διαλύματα των αλάτων, ορισμένα από τα ιόντα τους αντιδρούν με το νερό, οπότε προκύπτουν ιόντα H3O+ ή ΟΗ– . Γι' αυτό* ***τα διαλύματα των αλάτων****, ανάλογα με τα ιόντα που περιέχουν,* ***μπορεί να είναι όξινα, ουδέτερα ή βασικά.***

● Διακρίνουμε τις εξής περιπτώσεις αλάτων:

**1. Άλατα των οποίων κανένα ιόν δεν αντιδρά με το Η2Ο.**

Τα άλατα αυτά προέρχονται από την εξουδετέρωση **ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση**, όπως για παράδειγμα τα NαCl, KBr, NαNO3 και CαCl2.

Τα διαλύματα τους είναι **ουδέτερα***,* αφού κανένα από τα ιόντα τους δεν αντιδρά με το Η2Ο. Δηλαδή στα διαλύματα τους είναι [Η3Ο+] = [ΟΗ–], όπως προκύπτει από τον ιοντισμό του Η2O.

**2. Άλατα των οποίων μόνο το ανιόν αντιδρά με το Η2Ο.**

Τα άλατα αυτά προέρχονται από την εξουδετέρωση **ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση**, όπως για παράδειγμα τα NαCN, CH3COONα, NαCIO, NαNΟ2 και Nα2CΟ3.

Τα διαλύματα τους είναι ***βασικά*** *(αλκαλικά),* γιατί προκύπτουν ιόντα ΟΗ– από την αντίδραση του ανιόντος με το Η2Ο, οπότε στο διάλυμα είναι [ΟΗ– ] > [Η3Ο+].

**Παράδειγμα** NαCN(aq) → Nα+(aq) + CN–

CΝ– + H2O ⮀ HCN + **OΗ–**

Nα+ + H2O ⮀ (το NαOH είναι ισχυρή βάση)

**3. Άλατα των οποίων μόνο το κατιόν αντιδρά με το H2Ο.**

Τα άλατα αυτά προέρχονται από την εξουδετέρωση **ισχυρού οξέος με ασθενή βάση**, όπως για παράδειγμα τα NΗ4C1, NH4NΟ3 και R-NH3C1.

Τα διαλύματα τους είναι ***όξινα****,* γιατί προκύπτουν ιόντα Η3Ο+ από την αντίδραση του κατιόντος με το Η2O, οπότε στο διάλυμα είναι [Η3Ο+] > [ΟΗ–].

**Παράδειγμα**

CH3NH3Cl(aq) → CH3NH3+(aq) + Cl–

CH3NH3+ + H2O → CH3NH2 + H3O+

Cl– + H2O ⮀ (το HC1 είναι ισχυρό οξύ)

**4. Άλατα των οποίων και τα δύο ιόντα αντιδρούν με το Η2Ο.**

Τα άλατα αυτά προέρχονται από την εξουδετέρωση **ασθενούς οξέος με ασθενή βάση**, όπως για παράδειγμα τα CH3COONH4, NH4NO2 και NH4F.

Τα διαλύματα τους μπορεί να είναι ***όξινα, ουδέτερα* ή *βασικά****,* ανάλογα με το ποια από τις δύο ισορροπίες έχει μεγαλύτερη σταθερά ιοντισμού.

#### *Παράδειγμα*

CH3COONH4(aq) →CH3COO–(aq) + NH4+(aq)

CH3COO– + H2O ⮀ CH3COOH + OH– (Kb)

NH4+ + H2O ⮀ NH3 + H3O+ (Ka)

Στην περίπτωση αυτή συγκρίνουμε την Κα του NH4+ με την Kb του CH3COO–.

● Av Ka(NH4+) = Kb(CH3COO-), τότε [OH–] =[H3O+], οπότε το διάλυμα είναι ουδέτερο.

● Αν Ka(NH4+) > Kb(CH3COO-), τότε [Η3Ο+] > [ΟΗ–], οπότε το διάλυμα είναι όξινο.

● Αν Kb(CH3COO-) > Ka(NH4+), τότε [ΟΗ–] > [Η3Ο+], οπότε το διάλυμα είναι βασικό.

Ειδικά για το CH3COONH4 είναι Ka(NH4+) = Kb(CH3COO-) , οπότε το διάλυμα είναι ουδέτερο, δηλαδή έχει pΗ = 7 στους 25 °C.

☞ Οι σταθερές Κα , Kb στις παραπάνω ισορροπίες υπολογίζονται (δεν θα δίνονται) από τις σταθερές των συζυγών ηλεκτρολυτών (θα δίνονται) και τη σχέση : **Κaּ Kb = Kw (10-14 στους 25 οC).**

☞ Ασκήσεις στην **4η περίπτωση** (να αντιδρούν με το νερό και τα δύο ιόντα) δεν θα μας απασχολήσουν , γιατί οι υπολογισμοί σε ένα τέτοιο διάλυμα είναι ιδιαίτερα πολύπλοκοι.

Μπορούν όμως να μας ζητήσουν να προβλέψουμε αν το διάλυμα είναι όξινο , βασικό ή ουδέτερο.

🕮 **Μεθοδολογία**

**Για την εύρεση του pH ενός διαλύματος άλατος**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Βήμα 1ο** | Βρίσκουμε πάντα την C του άλατος ή την συμβολίζουμε αν δεν την ξέρουμε. | |
| **Βήμα 2ο** | Κάνουμε την πλήρη διάσταση του άλατος (**όλα τα άλατα είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες**), οπότε βρίσκουμε τις συγκεντρώσεις των ιόντων του άλατος. | |
| **Βήμα 3ο** | Ελέγχουμε αν κάποιο από τα ιόντα του άλατος αντιδρά με το νερό, σαν ασθενές οξύ ή σαν ασθενής βάση. | |
|  | *Σχόλιο* | Από τα **κατιόντα** αντιδρούν με το νερό μόνο τα εξής: ΝΗ4+, R-NH3+. Τα υπόλοιπα π.χ. Να+, Κ+, Cα2+, Βα2+, Mg2+, κ.ο.κ. δεν αντιδρούν με το νερό.  Από τα **ανιόντα** δεν αντιδρούν με το νερό μόνο τα εξής: Cl–, Br–, I–, ClO4–, NO3– και ΗSO4–, δηλαδή οι βάσεις των συζυγών ισχυρών οξέων. Τα υπόλοιπα π.χ. F–, NO2–, CN–, RCOO–, κ.ο.κ. αντιδρούν με το νερό. |
| **Βήμα 4ο** | Κάνουμε τον ιοντισμό του ιόντος και εφαρμόζουμε το νόμο αραίωσης του Ostwald. Τέλος από τα δεδομένα της άσκησης προσδιορίζουμε τα ζητούμενα. | |
|  | **Σχόλιο** | Αν έχουμε φαινόμενο αραίωσης ή συμπύκνωσης ή ανάμιξης, τότε χρησιμοποιούμε τις γνωστές σχέσεις: **C1⋅V1 = C2⋅V2** και **C1⋅V1 + C2⋅V2 = Cτελ.⋅Vτελ.**  **🞛 Προσοχή !!!!** Οι παραπάνω τύποι ισχύουν ***μόνο για τη διαλυμένη ουσία*** και όχι για τα ιόντα. |

**Η περίπτωση των όξινων αλάτων:** Ας θεωρήσουμε διάλυμα του άλατος NaHCO3.

Με τη διάσταση του άλατος (ΝaHCO3 → Nα+ + HCO3−) προκύπτουν τα ιόντα Να+ και HCO3−. Το ιόν Να+ δεν υδρολύεται. Το ιόν, όμως, HCO3− δρα αμφολυτικά, καθώς με την επίδραση Η2Ο μπορεί να λειτουργήσει και ως οξύ και ως βάση:

Σαν **βάση**: HCO3 − + H2O ↔ H2CO3 + OH −, Kb(HCO3 −) = =

Σαν **οξύ**: HCO3 − + H2O ↔ CO3−2 + H3O+, Ka2(H2CO3) = = Ka2.

Στην πρώτη από τις δύο παραπάνω ισορροπίες το ιόν ΗCO3− λειτουργεί ως βάση και στη δεύτερη ισορροπία το ιόν ΗCO3 − λειτουργεί ως οξύ.

Γενικά, ένα τέτοιο διάλυμα παρουσιάζει βασικό pH, αν Κb(HCO3−) > Ka2(HCO3−),

όξινο pH αν Κb(HCO3−) < Ka2(HCO3−) και ουδέτερο pH αν Κb(HCO3−) = Ka2(HCO3−)

☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.

Ποια από τις επόμενες ουσίες, όταν διαλυθεί στο νερό, δεν αλλάζει το pH του;

α) CH3COOK β) NαF γ) NH4Cℓ δ) Ca(NO3)2

Ποιο από τα παρακάτω υδατικά διαλύματα συγκέντρωσης 0,1 Μ έχει ουδέτερο pH;

α) NH4Cℓ β) CH3COONα γ) HCN δ) KNO3.

Το μικρότερο pH έχει το διάλυμα , που περιέχει:

α) ΝΗ3 β) ΗCOONα , γ) CH3NH3Cl. δ) KNO3.

Όξινο διάλυμα είναι το διάλυμα του:

α) CH3COONa 0,1 M β) CH3NH3Cℓ 0,1 M γ) KCN 0,1 M δ) NαCℓ 0,1 M

Ποιο από τα παρακάτω υδατικά διαλύματα έχει μεγαλύτερο pH στην ίδια θερμοκρασία;

α) CH3ONa 0,1M β) CH3COONa 0,1M γ) NH3 0,1M δ) NαOH 0,01M

Ποιας ένωσης το υδατικό διάλυμα έχει pH > 7 στους 250C;

α) HCN , β) NαF, γ) NαHSO4, δ) NH4Cl.

Κατά την αραίωση υδατικού διαλύματος ΝΗ4Cℓ 0,1M σε σταθερή θερμοκρασία:

α) η σταθερά ιοντισμού της ΝΗ3 αυξάνεται β) η συγκέντρωση των OH– αυξάνεται

γ) το pH του διαλύματος μειώνεται δ) ο αριθμός των mole των H3O+ μειώνεται.

Το pH υδατικού διαλύματος ΝΗ4F στους 250C , θα είναι:

α) μεγαλύτερο του 7, β) μικρότερο του 7,

γ) ίσο με 7, δ) εξαρτάται από την Κα του ΝΗ4+ και την Κb του F-.

Με προσθήκη νερού δεν μεταβάλλεται το pH υδατικού διαλύματος:

α) CΗ3COONα, β) ΗCOOΗ , γ) NH4Cl , δ) ΝαCl

Βασικό είναι το υδατικό διάλυμα της ένωσης:

α) ΝΗ4ΝΟ3 , β) CΗ3COOK γ) CH3NH3Cl , δ) KCl

Ένα υδατικό διάλυμα άλατος CH3CΟΟNH3CΗ3 0,1 Μ.

Δίνεται ότι: θ = 25οC. Kw = 10-14, Kb(CΗ3ΝΗ2) = 10-4, Kα(CH3COOH) = 10-5

α) είναι όξινο β) είναι βασικό

γ) είναι ουδέτερο δ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε την οξύτητά του.

Ένα υδατικό διάλυμα CνΗ2ν+1CΟΟNH4 0,1 Μ:

α) είναι όξινο β) είναι βασικό

γ) είναι ουδέτερο δ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε την οξύτητά του.

Το pH διαλύματος CH3COONα 0,01 Μ στους 25 οC είναι δυνατόν να είναι ίσο με:

α) 7 β) 5 γ) 12 δ) 8

Ποιο από τα παρακάτω υδατικά διαλύματα είναι όξινο (θ = 25 οC):

α) CH3NH2(aq) β) KNO3(aq) γ) (CH3)2NH2Cℓ(aq) δ) CH3COONa(aq)

Θεωρείστε τα μονοπρωτικά οξέα:

C6H5OH, Kα = 10−10 , HOBr, Kα = 24·10−10 , HCOΟH, Kα = 18·10−5 , HNO2, Kα = 51·10−5

Ποιο από τα παρακάτω διαλύματα με C = 0,1 Μ εμφανίζει τη μεγαλύτερη τιμή pH στους 25οC;

α) C6H5ONα β) HCOONα γ) NαOBr δ) NαNO2 0,1 M

Κατά την αραίωση υδατικού διαλύματος CΗ3COONa με νερό, ελαττώνεται:

α) ο αριθμός mol OH– β) η [H3O+] γ) το pH δ) ο αριθμός mol Na+

Αν αραιωθεί με νερό ένα υδατικό διάλυμα ΝΗ4ΝΟ3 , το pH του διαλύματος στους 250C;

α) αυξάνεται β) ελαττώνεται , γ) παραμένει σταθερό.

Ποια από τις ακόλουθες ενώσεις είναι ιοντική, και το υδατικό της διάλυμα συγκέντρωσης 0,1Μ έχει pH > 7 στους 25 οC;

α) NaNO3 β) NH3 γ) CH3COONa δ) CH3OH

Ποιο από τα παρακάτω υδατικά διαλύματα έχει τη μικρότερη τιμή pH , στους 25 οC;

α) CH3CΟΟΝΗ4 0,2 Μ β) ΝΗ4Cℓ 0,2 Μ γ) CH3CΟΟΗ 1 Μ δ) ΗCℓ 0,1 Μ.

Δίνονται: ΚaCH3COOH = 10−5 , ΚbNH3 = 10−5.

**☑ Ερωτήσεις σωστού – λάθους.**

Το CH3COO– είναι ισχυρότερη βάση από το ΗCOO–.

Δίνεται: Kα(CH3COOH) = 10-5, Kα(HCOOH) = 10-4.

α) Διάλυμα NaHSO4 0,1 M έχει pH > 7 στους 25οC.

β) Διάλυμα ΝaHCO3 0,1 Μ (Για το H2CO3: Ka1 = 10−5 , Ka2 = 10−11 ) είναι όξινο.

γ) Σε υδατικό διάλυμα θερμοκρασίας 25 οC, το συζυγές οξύ της ΝH3 (Kb = 10−5 ) είναι ισχυρό οξύ.

δ) Προσθέτουμε 0,01 mol CH3ONa σε νερό ώστε να προκύψει υδατικό διάλυμα όγκου 100 ml (διάλυμα Υ1). Το pH του διαλύματος Υ1 θα είναι ίσο με 12.

α) Υδατικό διάλυμα CH3ΝH3Cℓ έχει μικρότερο pH από υδατικό διάλυμα Νa2CΟ3 στους 25οC.

β)Το pH υδατικού διαλύματος KNO3 0,1M στους 25ο C, είναι μικρότερο του 7.

α) Το υδατικό διάλυμα ΝΗ4F είναι όξινο. (Δίνεται: Kb(NH3)=10-5, Ka(HF)=10-4 και Kw=10−14

β)Σε θερμοκρασία 25 °C, τα υδατικά διαλύματα του ΝΗ4Cℓ έχουν pH μικρότερο από τα υδατικά διαλύματα του ΝaCℓ.

Το pH ενός υδατικού διαλύματος άλατος RCOONα 0,1 M είναι πιο μεγάλο από το pH ενός άλλου υδατικού διαλύματος άλατος R΄COONα 0,1 M στην ίδια θερμοκρασία ( θ = 25 0C).

Να εξετάσετε την ορθότητα των παρακάτω προτάσεων.

α) Η Kb του RCOO- είναι μικρότερη της Kb΄ του R΄COO-.

β) Το οξύ R΄COOH είναι πιο ισχυρό από το RCOOH.

☑ Ερωτήσεις αντιστοίχησης.

|  |  |
| --- | --- |
| **Ι** | **ΙΙ** |
| α) HCl  β) NαA  γ) NαCl  δ) NH3  ε) NH4Cl | i) 5  ii) 1  iii) 11  iv) 7  v) 10 |

Δίνονται πέντε υδατικά διαλύματα της ίδιας συγκέντρωσης 0,1 Μ. Στην πρώτη στήλη (Ι) αναγράφονται οι διαλυμένες ουσίες και στη δεύτερη στήλη (ΙΙ) το pH των διαλυμάτων.

Δίνονται Kb(NH3) = 10-5 και Kw = 10-14. ( θ = 25 0C)

α) Να αντιστοιχίσετε σε κάθε ουσία της πρώτης στήλης το pH του διαλύματός της που αναγράφεται στη δεύτερη στήλη.

β) Να υπολογίσετε την τιμή της Kα του ασθενούς οξέος ΗΑ.

Απ: Kα = 10-7.

Σε πέντε δοχεία περιέχονται τα επόμενα πέντε διαλύματα, όλα συγκέντρωσης 1 Μ. ( θ = 25 0C). i. διάλυμα HCOOH ii. διάλυμα ΗCl

|  |  |
| --- | --- |
| **Δοχείο** | **pH** |
| 1 | 14 |
| 2 | 2 |
| 3 | 0 |
| 4 | 7 |
| 5 | 9 |

iii. διάλυμα ΝαOH iv. διάλυμα HCOONα v. διάλυμα ΝαCl

α) Να βρείτε ποιο διάλυμα περιέχεται σε κάθε δοχείο, λαμβάνοντας υπ’ όψιν τα δεδομένα του διπλανού πίνακα.

β) Να υπολογίσετε την τιμή της Kα του ασθενούς οξέος HCOOH.

Απ: Kα = 10-4

Τα υδατικά διαλύματα της στήλης Α έχουν την ίδια συγκέντρωση και την ίδια θερμοκρασία ( θ = 25 0C). Να αντιστοιχήσετε τα διαλύματα αυτά με τις τιμές pH της στήλης Β.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Στήλη Α** |  | **Στήλη Β** | |
| Διάλυμα ΚΟΗ | ● | ● | 1 |
| Διάλυμα ΗΝΟ3 | ● | ● | 5,5 |
| Διάλυμα CH3ΝΗ3Βr | ● | ● | 7 |
| Διάλυμα NαΑ | ● | ● | 9 |
| Διάλυμα ΝαClΟ4 | ● | ● | 13 |

α) Να βρείτε την κοινή συγκέντρωση C.

β) Να συγκρίνετε ως προς την ισχύ τα οξέα: ΗΑ και ΗΝΟ2. Δίνεται Κα(ΗΝΟ2) = 5·10-4

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Υδατικό διάλυμα περιέχει ισομοριακές ποσότητες των αλάτων K2SO4 και (NH4)2SO4.

α) Να εκτιμήσετε αν το διάλυμα είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο (μονάδα 1).

β) Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας (μονάδες 4).

Δίνεται ότι: θ = 25 οC. Kw = 10-14. Για το H2SO4 : Ka2 = 10-2, Για την NH3 : Kb = 10-5.

Υδατικό διάλυμα CH3COONα και υδατικό διάλυμα ΝαCN έχουν την ίδια συγκέντρωση 0,1 Μ και θερμοκρασία 25 οC. Το διάλυμα ΝαCN έχει μεγαλύτερη τιμή pH. Να συγκρίνετε:

α) Τον βαθμό ιοντισμού του ιόντος CH3COO- και του ιόντος CN-.

β) Την ισχύ των βάσεων CH3COO- και CN-. γ) Την ισχύ των συζυγών οξέων CH3COOH και HCN.

Υδατικό διάλυμα άλατος ΝΗ4Α έχει pH = 8. Με δεδομένο ότι η Κb της ΝΗ3 είναι 10−5 να εξετάσετε αν η τιμή Κα του ΗΑ είναι μεγαλύτερη, μικρότερη ή ίση με 10−5. Δίνεται Κw = 10−14.

Προσδιορίσαμε τη σταθερά pKa(NH4+) = −log Ka(NH4+) καθώς και τη σταθερά pKb(NH3) = −log Kb(NH3) σε τρεις διαφορετικές θερμοκρασίες θ1 > θ2 > θ3 (σε oC), σε υδατικά διαλύματα. Τα αποτελέσματα συνοψίζονται στον πίνακα που ακολουθεί.

α) Μία από τις παραπάνω θερμοκρασίες θ1, θ2 ή θ3 είναι ίση με 25 oC.

Ποια είναι αυτή η θερμοκρασία; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Να γράψετε τον ιοντισμό του NH4+ στο νερό και να εξετάσετε με βάση τον παραπάνω πίνακα αν αντιστοιχεί σε ενδόθερμο ή εξώθερμο φαινόμενο.

Δίνονται οι σταθερές ιοντισμού, Κα(HF) = 7·10−4, Kb(NH3) = 2·10−5, καθώς και η Κw = 10−14.

α) Σε υδατικό διάλυμα έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: ΗF + NH3 ⮀ F− + ΝΗ4+.

Να προβλέψετε προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη η ισορροπία και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Να υπολογίσετε τη σταθερά Κc της παραπάνω ισορροπίας.

γ) Να προβλέψετε αν ένα υδατικό διάλυμα NH4F είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο, γράφοντας όλες τις απαιτούμενες αντιδράσεις διάστασης και υδρόλυσης. Απ: α) δεξιά β) 14 105 γ) όξινο

**Ασκήσεις**

**Α)** Διαθέτουμε υδατικό διάλυμα NH4CN στους 25 oC.

α) Να εξηγήσετε γιατί το διάλυμα αυτό έχει βασικό pH.

β) Αν το παραπάνω διάλυμα παρουσιάζει pH = 9, να υπολογιστούν οι λόγοι:

[NH3]/[NH4+] και [HCN]/[CN−]/.

γ) Σε άλλο υδατικό διάλυμα έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: ΗCN + NH3 ⮀ CN− + ΝΗ4+.

Να προβλέψετε προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη η παραπάνω ισορροπία και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. δ) Να υπολογίσετε τη σταθερά Κc της παραπάνω ισορροπίας.

Δίνονται οι σταθερές ιοντισμού: Κb(NH3) = 10−5 και Κa(HCN) = 10−10, στους 25 oC. Kw = 10−14.

Απ: β) [NH3]/[NH4+] = 1 & [HCN]/[CN−] = 10. γ) αριστερά δ) Κc = 0,1

**Β)** Διαθέτουμε δυο υδατικά διαλύματα Δ1 και Δ2 που έχουν την ίδια τιμή pH. Το διάλυμα Δ1 περιέχει KCN συγκέντρωσης 0,04 Μ και το διάλυμα Δ2 περιέχει ΝΗ3 συγκέντρωσης C M.

Να υπολογίσετε τον βαθμό ιοντισμού της ΝΗ3 στο διάλυμα Δ2.

Δίνονται: Kb(NH3) = 2·10−5 . Kα(HCN) = 10−10 , Kw = 10−14 . θ = 25 οC. Απ: 0,01

Διαθέτουμε τα παρακάτω υδατικά διαλύματα:

Δ1: Διάλυμα ασθενούς οξέως ΗΑ με συγκέντρωση 0,1 Μ και pH = 2,5 στους θ οC.

Δ2: Διάλυμα άλατος ΝαΑ του ασθενούς οξέως ΗΑ με συγκέντρωση 0,1 Μ και pH = 8 στους θ οC.

α) Να υπολογίσετε τη σταθερά Κw στους θ οC. Δίνεται ότι στους 25 οC η Κw είναι 10−14.

β) Να εξετάσετε αν η θερμοκρασία του διαλ/τος θ οC είναι μεγαλύτερη , μικρότερη ή ίση με 25 οC.

Απ : α) Κw = 10−13 β) θ > 25 οC.

Υδατικό διάλυμα Δ ενός άλατος CH3NH3Cl έχει συγκέντρωση 0,1Μ και pH = 5,5.

α) Να υπολογίσετε τη σταθερά ιοντισμού Κb της βάσης CH3NH2 . Δίνεται Kw = 10-14.

β) Πόσα ml H2O πρέπει να προσθέσουμε σε 100 του διαλύματος Δ, ώστε να μεταβληθεί το pH του κατά μισή μονάδα;

Απ. α) Κβ = 10-4 , β) V = 900 ml

Υδατικό διάλυμα CH3COONα (Δ) έχει συγκέντρωση 1Μ , όγκο 100 ml και pH = 9,5.

α) Πόσο ml H2O πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Δ, ώστε να μεταβληθεί το pH του κατά μία μονάδα; β) Πόσα ml νερού πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Δ, ώστε ο βαθμός ιοντισμού του να πενταπλασιαστεί; Δίνεται για το Η2Ο: Kw = 10-14 .

Απ. α) V = 9.900 ml , β) V = 2.400 ml

Δύο υδατικά διαλύματα άλατος ΝαΑ (Δ1 και Δ2 ) έχουν συγκέντρωση C1 = 0,1M και C2 = 1M αντίστοιχα. α) Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμίξουμε τα δύο διαλύματα, ώστε να προκύψει διάλυμα στο οποίο ο βαθμός ιοντισμού του ιόντος Α– να είναι 5⋅10-5;

β) Ποιο είναι το pH του τελικού διαλύματος;

Δίνονται για το ΗΑ: Κa = 10-5 ,για το Η2Ο : Κw = 10-14, log2 = 0,3

Απ. α) V1 = 2V2 , β) pHτελ.= 9,3

Να υπολογίσετε το pH στα παρακάτω υδατικά διαλύματα:

α) Διάλυμα ΝαHSO4 1 M. β) Διάλυμα Να2SO4 1 M.

Δίνονται: για το Η2SO4 : Κα2 = 10-2 για το Η2O: Κw = 10-14.

Απ. α) pH = 1 , β) pH = 8

9 gr μίγματος CH3COONα και CH3COOΚ διαλύονται στο νερό οπότε προκύπτει διάλυμα όγκου 500 ml με pH = 9. Να βρείτε τη σύσταση του μίγματος. Δίνονται: Κα(CH3COOH) = 2 10-5, Κw(H2O) = 10-14, Mr(CH3COONα) = 82 , Mr(CH3COOK) = 98

Απ: 4,1 gr - 4,9 gr.

Διάλυμα ΝΗ4CN με C = 10−4 Μ έχει pH = 9. Να υπολογιστούν οι συγκεντρώσεις [ΝΗ3] και [HCN] στο διάλυμα αυτό. Δίνονται οι σταθερές ιοντισμού: Kb(NH3) = 10−5 και Κα(HCN) = 10−10.

θ = 25οC, όπου Κw = 10−14. Να μην θεωρηθούν προσεγγίσεις. Εξηγείστε γιατί;

Απ. [ΝΗ3] = 5 10−5 , [HCN] = 9 10−5

**🗐 Επίδραση κοινού ιόντος**

Στην ενότητα αυτή θα μελετήσουμε περιπτώσεις κατά τις οποίες σε διάλυμα ασθενούς οξέος ή ασθενούς βάσης προσθέτουμε ουσίες που με τον ιοντισμό ή τη διάστασή τους παρέχουν στο διάλυμα ιόντα κοινά με αυτά του ασθενούς ηλεκτρολύτη.

Έστω ένα διάλυμα του ασθενούς οξέος ΗΑ στο οποίο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

ΗΑ + Η2Ο ⮀ Α– + Η3Ο+

Έστω ότι προσθέτουμε στο διάλυμα αυτό έναν ηλεκτρολύτη ο οποίος, με τη διάσταση του ή τον ιοντισμό του, σχηματίζει κοινό ιόν με τα προϊόντα της αντίδρασης ιοντισμού του ασθενούς οξέος ΗΑ. Για παράδειγμα, προσθέτουμε HC1 ή το άλας NαA:

HC1 + Η2O → Cl– + **Η3O+**

NαA → Nα+ + **A–**

Με την προσθήκη του ηλεκτρολύτη αυξάνεται η συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ (στην περίπτωση του HC1) ή της συζυγούς βάσης Α– (στην περίπτωση του NαA) στο διάλυμα. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier - Van't Hoff, τη μετατόπιση της θέσης ισορροπίας του ασθενούς οξέος ΗΑ προς τ' αριστερά. Έτσι σχηματίζονται αδιάστατα μόρια ΗΑ, οπότε ελαττώνεται ο βαθμός ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη:

α =  , nιονίζονται. ↓ , άρα α ↓

Όταν σ' ένα διάλυμα ασθενούς ηλεκτρολύτη προστεθεί ένας ηλεκτρολύτης (συνήθως ισχυρός) ο οποίος με τη διάσταση του ή τον ιοντισμό του δίνει κοινό ιόν με τα ιόντα του ασθενούς ηλεκτρολύτη, τότε ο βαθμός ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη ελαττώνεται.

**Το παραπάνω φαινόμενο ονομάζεται επίδραση κοινού ιόντος (Ε.Κ.Ι.).**

☞ Με την επίδραση κοινού ιόντος ελαττώνεται ο βαθμός ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη, ενώ **η σταθερά** **ιοντισμού** του (Ka ή Kb) **δεν μεταβάλλεται**, εφόσον βέβαια θεωρήσουμε ότι η θερμοκρασία παραμένει σταθερή.

🞛 **Βασικές Περιπτώσεις:**

**1)** ασθενές οξύ – ισχυρό οξύ π.χ. HCOOH – HCl κοινό ιόν: **Η3Ο+**

**2)** ασθενής βάση – ισχυρή βάση π.χ. ΝΗ3 – ΝαΟH κοινό ιόν: **ΟΗ–**

**3)** ασθενές οξύ – άλας του οξέος π.χ. HF – ΝαF, κοινό ιόν: **F–**

**4)** ασθενής βάση – άλας της βάσης π.χ. ΝΗ3 – ΝH4Cl, κοινό ιόν: **NH4+**

**5)** ασθενές οξύ – ασθενές οξύ π.χ. CH3COOH - HCOOH, κοινό ιόν: **Η3Ο+**

**6)** ασθενής βάση – ασθενής βάση π.χ. ΝΗ3 – CH3ΝH2 κοινό ιόν: **ΟΗ–**.

🕮 Μεθοδολογία.

**Βήμα 1ο:** Βρίσκουμε πάντα τις συγκεντρώσεις των ηλεκτρολυτών ή τις συμβολίζουμε αν δεν τις ξέρουμε.

**Βήμα 2ο:** Γράφουμε πάντα τις εξισώσεις διάστασης και ιοντισμού όλων των ηλεκτρολυτών που περιέχονται στο διάλυμα (πρώτα για τους ισχυρούς και μετά για τους ασθενείς με πίνακα).

**Βήμα 3ο:** Υπολογίζουμε τις συγκεντρώσεις όλων των μορίων και ιόντων που υπάρχουν στις σταθερές Κ. **Για το κοινό ιόν** η συγκέντρωση θα είναι το **άθροισμα** των επιμέρους συγκεντρώσεων που προκύπτουν από όλες τις αντιδράσεις.

**Βήμα 4ο:** Αντικαθιστούμε τις συγκεντρώσεις στις σταθερές Κ & ανάλογα με τα δεδομένα βρίσκουμε αυτό που ζητάμε.

# 🞛 Παρατηρήσεις

**1) Προσεγγίσεις:** Όταν  ≤ 0,01 = 10-2  τότε C - x ≈ C.

Για το κοινό ιόν η συγκέντρωση του καθορίζεται από τον ισχυρό ηλεκτρολύτη.

**2)** ***Όταν υπάρχει Ε.Κ.Ι. δεν επιτρέπεται να εφαρμόζουμε τον νόμο αραίωσης του Ostwald.***

Η γνωστή σχέση Kα = α2ּ C ισχύει για διάλυμα ασθενούς οξέος ΗΑ (ή ασθενής βάσης Β) όταν ο ιοντισμός του δεν επηρεάζεται από την παρουσία άλλου ηλεκτρολύτη.

**3)** Όταν έχουμε συζυγές ζεύγος οξέος – βάσης , τότε ανάλογα με το ποια σταθερά χρειαζόμαστε, θα χρησιμοποιούμε την σχέση: Κa⋅Κb = Kw = 10-14 στους 25 0C.

**4)** Όταν σε ένα διάλυμα έχουμε το συζυγές ζεύγος οξέος – βάσης, τότε θα κάνουμε την αντίδραση ιοντισμού με το νερό μόνο του ενός από τα δύο και το άλλο θα το θεωρούμε κοινό ιόν. Αυτό, διότι οι δύο ιοντισμοί αναφέρονται στο ίδιο φαινόμενο (περιγράφουν την ίδια ισορροπία).

**Όμως ,για λόγους μεθοδολογίας ,ακολουθούμε τα εξής:**

**●** Όταν έχουμε **διάλυμα άλατος (μόνο)** τότε :

✔ γράφουμε την πλήρη διάσταση του άλατος.

✔ γράφουμε την αντίδραση του ιόντος με το νερό.

(δηλαδή η περίπτωση που εξετάσαμε στην προηγούμενη ενότητα)

● Όταν έχουμε **Ε.Κ.Ι.** τότε :

✔ γράφουμε **ΠΡΩΤΑ** την **πλήρη διάσταση του ισχυρού** ηλεκτρολύτη,

✔ και μετά τον **ιοντισμό του ασθενούς ηλεκτρολύτη, παίρνοντας υπόψη την Ε.Κ.Ι.**

Π.χ. έστω διάλυμα: C1 M σε NH3 και C2 M σε NH4Cl.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (M) | ΝΗ4Cl | → | NH4+ | + | Cl– |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | C2 M |  |  |  |  |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | – |  | C2 M |  | C2 M |

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (Μ) | NH3 | + | H2O | ⮀ | NH4+ | + | OH– |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | C1 M |  |  |  | C2 M |  |  |
| ***ΙΟΝΙΖΟΝΤΑΙ*** | -x |  |  |  |  |  |  |
| ***ΠΑΡΑΓΟΝΤΑΙ*** |  |  |  |  | x |  | x |
| ***ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ*** | C1–x |  |  |  | x + C2 |  | x |

Kb=

☞ Όταν έχουμε ισχυρό ηλεκτρολύτη π.χ. ΝΗ4Cl και ασθενή π.χ. ΝΗ3 όπως παραπάνω, τότε η συγκέντρωση του κοινού ιόντος καθορίζεται από τον ισχυρό ηλεκτρολύτη.

Δηλαδή: [NH4+] = C2 +x ≈ C2 και (λόγω της γνωστής προσέγγισης) [ΝΗ3] = C1 - x ≈ C1

Όταν υπάρχουν ***δύο ασθενείς ηλεκτρολύτες*** με κοινό ιόν, τότε το κοινό ιόν καθορίζεται και από τους δύο αρκεί να έχουν τις ίδιες περίπου σταθερές ιοντισμού και αρχικές συγκεντρώσεις.

Σε αντίθετη περίπτωση το κοινό ιόν καθορίζεται από τον ποιο ισχυρό.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (Μ) | ΗΑ | + | H2O | ⮀ | Α– | + | H3O+ |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | C1 M |  |  |  |  |  |  |
| ***ΙΟΝΙΖΟΝΤΑΙ*** | -x |  |  |  |  |  |  |
| ***ΠΑΡΑΓΟΝΤΑΙ*** |  |  |  |  | x |  | x |
| ***ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ*** | C1–x |  |  |  | x |  | x+y |

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (Μ) | ΗB | + | H2O | ⮀ | B– | + | H3O+ |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | C2 M |  |  |  |  |  |  |
| ***ΙΟΝΙΖΟΝΤΑΙ*** | -y |  |  |  |  |  |  |
| ***ΠΑΡΑΓΟΝΤΑΙ*** |  |  |  |  | y |  | y |
| ***ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ*** | C2–y |  |  |  | y |  | x+y |

Διακρίνουμε δύο περιπτώσεις:

Α) αν , τότε x ≈ y ⇒ [Η3Ο+] = x+y

Β) αν , τότε x >> y ⇒ [Η3Ο+] ≈ x.

**Προσοχή !** *Όταν έχουμε* ***δύο ισχυρά*** *οξέα, ή δύο ισχυρές βάσεις, τότε* ***δεν*** *έχουμε επίδραση κοινού ιόντος. Η συγκέντρωση του κοινού ιόντος υπολογίζεται από το άθροισμα των συγκεντρώσεων.*

☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.

Κατά την διάλυση αερίου ΗCl σε υδατικό διάλυμα CΗ3COOH η [Η3Ο+] του διαλύματος:

α) αυξάνεται, β) ελαττώνεται, γ) παραμένει σταθερή.

Ενώ η συγκέντρωση των ιόντων CH3COO–:

α) αυξάνεται, β) ελαττώνεται, γ) παραμένει σταθερή.

Και ο βαθμός ιοντισμού του CΗ3COOH:

α) αυξάνεται, β) ελαττώνεται, γ) παραμένει σταθερός.

Σε ένα υδατικό διάλυμα NH3 0,1 Μ προστίθεται ορισμένη ποσότητα στερεού ΝΗ4Cℓ, χωρίς μεταβολή όγκου και θερμοκρασίας οπότε:

α) αυξάνονται ο βαθμός ιοντισμού και το pH . β) μειώνονται ο βαθμός ιοντισμού και το pH .

γ) αυξάνεται ο βαθμός ιοντισμού, ενώ το pH μειώνεται.

δ) μειώνεται ο βαθμός ιοντισμού, ενώ το pH αυξάνεται.

Κατά την διάλυση στερεού άλατος ΝαΑ σε υδατικό διάλυμα οξέως ΗΑ δεν παρατηρήθηκε μεταβολή του pH του διαλύματος. Με βάση το δεδομένο αυτό προκύπτει ότι το οξύ ΗΑ είναι:

α) ισχυρό, β) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε γ) ασθενές.

Σε υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέως ΗΑ προστίθεται:

α) στερεό ΝαΑ, β) στερεό ΗΑ γ) αέριο HCl δ) στερεό ΝΗ4Βr

Σε ποια περίπτωση δεν υπάρχει επίδραση κοινού ιόντος;

Κατά την διάλυση στερεού CΗ3CΟΟΝα σε υδατικό διάλυμα CΗ3COOH το pHτου διαλύματος:

α) αυξάνεται, β) ελαττώνεται, γ) παραμένει σταθερό.

Κατά την διάλυση στερεού ΝαΟΗ σε υδατικό διάλυμα ΝΗ3 το pH του διαλύματος:

α) αυξάνεται, β) ελαττώνεται, γ) παραμένει σταθερό.

☑ Ερωτήσεις σωστό – λάθος με αιτιολόγηση.

Κατά την προσθήκη καθαρού ΗCOOH σε υδατικό διάλυμα CΗ3COOH , το pH του διαλύματος παραμένει αμετάβλητο.

Η προσθήκη υδατικού διαλύματος ισχυρού οξέος σε υδατικό διάλυμα CH3COOH ελαττώνει πάντα την τιμή του pH του τελικού διαλύματος.

Αν διαλύσουμε μικρή ποσότητα ΝΗ4Cl σε υδατικό διάλυμα ΝΗ3 η [ΟΗ–] θα αυξηθεί.

Κατά την προσθήκη καθαρού ΚΝΟ3 σε υδατικό διάλυμα HΝΟ3, το pH του διαλύματος παραμένει αμετάβλητο.

Κατά την προσθήκη αερίου ΗCl σε υδατικό διάλυμα CΗ3COOH, το pH του διαλύματος και ο βαθμός ιοντισμού του CΗ3COOH μειώνονται.

Αν προσθέσουμε ένα οξύ ή μια βάση στο νερό , ο ιοντισμός του νερού θα ελαττωθεί.

Αν προσθέσουμε στερεό ΝαF σε υδατικό διάλυμα HF ο βαθμός ιοντισμού του HF και η συγκέντρωση των ιόντων ΟΗ- θα ελαττωθούν.

H προσθήκη διαλύματος ΚΟΗ σε υδατικό διάλυμα ΚCN έχει πάντα ως αποτέλεσμα την αύξηση του pH του διαλύματος.

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Σε υδατικό διάλυμα CH3COOH προστίθεται:

α) στερεό CH3COONα β) αέριο ΗCl γ) στερεό ΝαCl

χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος και η θερμοκρασία του διαλύματος. Ποια μεταβολή θα παρουσιάσει ο βαθμός ιοντισμού του CH3COOH και ποια το pΗ του διαλύματος;

Σε υδατικό διάλυμα ΝΗ3 προστίθεται: α) στερεό ΝΗ4Cl β) στερεό ΝαΟΗ

χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος και η θερμοκρασία του διαλύματος.

Πως μεταβάλλονται ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3, η συγκέντρωση των ιόντων ΝΗ4+ και το pΗ του διαλύματος σε κάθε περίπτωση ξεχωριστά;

Υδατικό διάλυμα οξέος ΗΑ (Δ1) έχει pΗ = 5. Στο διάλυμα αυτό προστίθεται στερεό ΝαΑ, χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος του διαλύματος. Το διάλυμα Δ2 που προκύπτει έχει επίσης pH = 5.

α) Ποια είναι η συγκέντρωση C του διαλύματος Δ1;

β) Το διάλυμα Δ1 αραιώνεται από όγκο V σε όγκο 1000V. Ποιο είναι το pΗ του αραιωμένου διαλύματος; Δίνεται για το Η2Ο: Kw =10-14 .

Απ: pΗ = 6,978 ≅ 7

Υδατικό διάλυμα που περιέχει τα ιόντα Cr2O72- έχει χρώμα πορτοκαλί, ενώ το υδατικό διάλυμα των ιόντων CrO42- είναι κίτρινο. Μεταξύ των δύο ιόντων υφίσταται η ακόλουθη ισορροπία: 2 CrO42-(aq) + 2 H3O+(aq) ⮀ Cr2O72-(aq) + 3 H2O(l)

α) Σε ένα κίτρινο διάλυμα ιόντων CrO42- προσθέτουμε μικρή ποσότητα H2SO4(aq) . Το διάλυμα χρωματίζεται πορτοκαλί (διάλυμα Υ1). Να δικαιολογήσετε την αλλαγή του χρώματος στο διάλυμα.

β) Στο διάλυμα Υ1 προστίθεται ποσότητα NaOH(aq) μέχρι το διάλυμα να γίνει εκ νέου κίτρινο.

Να δικαιολογήσετε τη νέα αλλαγή του χρώματος. (μονάδες 2+3=5)

Όταν το SO3 ελευθερώνεται στην ατμόσφαιρα, μπορεί να μετατραπεί με την επίδραση του νερού σε H2SO4. Μια ποσότητα SO3 χρησιμοποιείται για την παρασκευή διαλύματος H2SO4 1 M.

Στο διάλυμα του Η2SO4 να ταξινομήσετε κατά αύξουσα σειρά, χωρίς υπολογισμούς, τις ποσότητες των:

α) μορίων H2SO4, β) ιόντων HSO4−1 , γ) ιόντων SO4−2 και δ) ιόντων H3O+ . (μονάδα 1)

Να αιτιολογήσετε πλήρως την απάντησή σας. (μονάδες 3)

Για το θειικό οξύ δίνεται ότι είναι ασθενές στον δεύτερο ιοντισμό του.

**☑ Ερωτήσεις αντιστοίχησης.**

Να αντιστοιχίσετε τις τιμές pH της στήλης Β και τις τιμές των βαθμών ιοντισμού της στήλης Γ με τα υδατικά διαλύματα των οξέων που αναφέρονται στη στήλη Α. Θ = 25 οC.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Στήλη Α** |  | **Στήλη Β** |  | **Στήλη Γ** |
| ● | Διάλυμα ΗΝΟ3 10-3Μ | ● | pH=3 | ● | α =10-4 |
| ● | Διάλυμα ΗF 0,1Μ | ● | pH=1 | ● | α =10-3 |
| ● | Διάλυμα ΗCl 0,1M & ΝαCl 0,1M | ● | pH=2,5 | ● | α =10-2 |
| ● | Διάλυμα ΗF 0,1Μ & ΝαF 0,1M | ● | pH=3 | ● | α =1 |
| ● | Διάλυμα ΗF 0,1Μ & ΝαF 0,01M | ● | pH=4 | ● | α =1 |

**Ασκήσεις**

Υδατικό διάλυμα ασθενούς βάσης Β έχει συγκέντρωση 1Μ και θερμοκρασία 250C.

α) Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού της βάσης και ποιο το pH του διαλύματος;

β) Σε 100 ml διαλύματος προσθέτουμε 0,4 gr ΝαΟΗ ( Mr = 40 ), χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος του διαλύματος. Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού της βάσης και ποιο το pHτου διαλύματος που προκύπτει; Δίνεται για την ασθενή βάση Β: Κb = 10-6.

Απ. α) α = 10-3 , pH= 11 , β) α΄ = 10-5 , pH΄ = 13

Αναμιγνύουμε διάλυμα (Δ1) ΗCOOH 0,2 M όγκου 200 ml με διάλυμα (Δ2) HCl 0,2 Μ όγκου επίσης 200 ml. Να υπολογιστεί το pH του διαλύματος (Δ3) που προκύπτει , ο βαθμός ιοντισμού του HCOOH καθώς και η [ΗCOO−] στο διάλυμα αυτό. Δίνεται για το HCOOH, Κa = 10−4.

Να θεωρηθούν οι κατάλληλες προσεγγίσεις. Θερμοκρασία 250C.

Απ. pH΄= 1 , α΄ = 10-3 , [ΗCOO−] = 10-4

Υδατικό διάλυμα Δ1 CH3COOH έχει συγκέντρωση 0,05 Μ , όγκο 5 L και θερμοκρασία 25 οC.

α) Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος Δ1 και τον βαθμό ιοντισμού του CH3COOH.

β) Πόσα mol CH3COONα πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Δ1, ώστε να μεταβληθεί το pH του διαλύματος κατά μία μονάδα; Ποιος ο βαθμός ιοντισμού του CH3COOH στην περίπτωση αυτή;

Με την προσθήκη του CH3COONα δεν μεταβάλλεται ο όγκος και η θερμοκρασία του διαλύματος. Δίνεται για το CH3COOH: Ka = 2⋅10-5.

Απ. α) pH = 3 α = 2.10-2 β) 0,05 mol , α΄ = 2.10-3

Υδατικό διάλυμα H2SO4 συγκέντρωσης C M έχει pH = 1 στους 25 οC. Να υπολογιστούν:

α) Η αρχική συγκέντρωση C του Η2SO4 στο διάλυμα.

β) Ο βαθμός ιοντισμού στο δεύτερο στάδιο και η συγκέντρωση των ιόντων SΟ42–. Το Η2SO4 είναι ισχυρό οξύ στο πρώτο στάδιο ιοντισμού, ενώ στο δεύτερο στάδιο είναι ασθενές με Κα=1,25⋅10-2.

Απ. α) C = 0,09 M , β) α2 = 1/9 ή 11,1 %, [SO4-2] = 10-2

Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμίξουμε υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέος ΗΑ 0,3 Μ με υδατικό διάλυμα του άλατος ΝαΑ 0,1 Μ ώστε να προκύψει διάλυμα με pH = 5 στους 25 οC;

Δίνεται για το ασθενές οξύ ΗΑ: Κa = 10-5. Να θεωρήσετε ότι ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις.

Απ. V2 = 3V1

Διαθέτουμε 100 ml διαλύματος Δ1 ΝΗ3 με συγκέντρωση 0,05 Μ. Ποιον όγκο διαλύματος Δ2 ΝΗ4Cl 0,05 Μ θα πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Δ1, ώστε να προκύψει νέο διάλυμα (Δ3) με pH = 9; Κw = 10−14 . θ = 25 οC Kb ΝΗ3 = 2 10−5. Να θεωρήσετε τις κατάλληλες προσεγγίσεις.

Απ. VΔ2 = 200 ml

Υδατικό διάλυμα Δ1 περιέχει το ασθενές μονοπρωτικό οξύ ΗΑ με συγκέντρωση 0,2 Μ και το άλας του NaA με συγκέντρωση 0,2 Μ. Υδατικό διάλυμα Δ2 περιέχει το ασθενές μονοπρωτικό οξύ ΗΒ και έχει pH=4. Αναμειγνύουμε ίσους όγκους από τα διαλύματα Δ1 και Δ2, οπότε προκύπτει διάλυμα Δ3. Να υπολογίσετε:

α) το pH του διαλύματος Δ1. β) τη συγκέντρωση του ΗΒ στο διάλυμα Δ2.

γ) το pH του διαλύματος Δ3. δ) το βαθμό ιοντισμού των οξέων ΗΑ και ΗΒ στο διάλυμα Δ3.

Δίνονται: όλα τα διαλύματα έχουν θ=25 oC, για το ΗΑ Ka = 10-4, για το ΗΒ Κa = 10-7.

Απ: α) pH = 4 β) 0,1 Μ γ) pH = 4 δ) 5 10-4 10-3

Υδατικό διάλυμα, που περιέχει CH3COOH συγκέντρωσης 1 Μ και HCOOH συγκέντρωσης 0,8 Μ, βρίσκεται σε θερμοκρασία 25 οC. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση των H3O+ στο διάλυμα.

Δίνονται: • Για το CH3COOH: Ka = 10-5 , • Για το HCOOH: Ka′ = 10-4 , • Κw = 10-14.

• Τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις. (**ΠΑΝ 2024.** Μονάδες 5)

Υδατικό διάλυμα έχει θερμοκρασία 25 οC και περιέχει τα ασθενή μονοπρωτικά οξέα ΗΑ και ΗΒ με συγκέντρωση 0,2 Μ και 0,1Μ αντίστοιχα.

α) Ποιο οξύ είναι ισχυρότερο, το ΗΑ ή το ΗΒ; Δίνονται: ΚαΗΑ= 10-6 και Κa΄ΗΒ = 8⋅10-6, θ=25οC.

β) Να υπολογίστε το pH του διαλ/τος και τον βαθμό ιοντισμού του κάθε οξέος στο διάλυμα αυτό.

Απ. β) pH = 3 , αΗΑ = 10-3, αΗB = 8·10-3

Αναμιγνύουμε ίσους όγκους υδατικού διαλύματος CΗ3COOΗ 1 Μ και υδατικού διαλύματος HCOOH. Στο τελικό διάλυμα που προκύπτει, έχουμε [Η3Ο+] = 5·10−3 Μ στους 25 οC.

Να υπολογίσετε την αρχική συγκέντρωση του υδατικού διαλύματος ΗCOOH. Δίνονται:

• Για το CΗ3COOΗ: Κα = 10−5 και για το ΗCOOH: Κα = 2·10−4. • Κw = 10-14 και θ = 25ο C

Απ: C = 0,2 Μ

Υδατικό διάλυμα Δ περιέχει τα ασθενή μονοπρωτικά οξέα ΗΑ 0,1 Μ και ΗΒ 0,5 Μ και τα άλατά τους NaA 0,2 Μ και NaB 0,1 Μ στους 25 οC. Δίνεται για το οξύ ΗΑ: Ka = 2.10-4.

α) Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος Δ. β) Να συγκρίνετε την ισχύ των οξέων ΗΑ και ΗΒ.

Απ: α) pH = 4 β) ΗΑ > ΗΒ

**🗐Ανάμιξη διαλυμάτων ηλεκτρολυτών που αντιδρούν μεταξύ τους.**

**🞛Κυριότερες περιπτώσεις αντιδράσεων μεταξύ ηλεκτρολυτών**

**1. Αντιδράσεις εξουδετέρωσης (είναι εξώθερμες).**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **οξύ** | + | **βάση** | → | **άλας** | + | **νερό** |
| ΗCl | + | CH3NH2 |  | CH3NH3Cl |  |  |
| CH3COOH | + | NαΟΗ | → | CH3COOΝα | + | Η2Ο |
| ΗΝΟ3 | + | R-ΝΗ2 | → | R-ΝΗ3ΝΟ3 |  |  |
| CH3COOH | + | ΝΗ3 | → | CH3COOΝΗ4 |  |  |
| ΗCl | + | ΝαOH | → | ΝαCl | + | H2O |

Επειδή η αντίδραση εξουδετέρωσης είναι μεταξύ ιόντων, παριστάνεται καλύτερα με την εξής εξίσωση:

****

Στην παραπάνω εξίσωση, τα ιόντα Νa+ και Cl− δεν παίρνουν στην πραγματικότητα μέρος, οπότε η εξίσωση εξουδετέρωσης μπορεί να απλουστευθεί ως εξής.

****

**2.** **Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης**

**Α) ισχυρό οξύ** +  **άλας ασθενούς οξέος** → **ασθενές οξύ** + **άλας**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ΗCl | + | CH3COONα | → | CH3COOH | + | ΝαCl |
| HNO3 | + | NαF | → | HF | + | NαΝΟ3 |

**Β) ισχυρή βάση** + **άλας ασθενούς βάσης** → **ασθενές βάση** + **άλας**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ΝαΟΗ | + | ΝH4Cl | → | NH3 + H2O | + | ΝαCl |
| KΟΗ | + | RΝH3Cl | → | RNH2 + H2O | + | KCl |

☞ **Παρατήρηση**: Κατά τους Brönsted – Lowry οι παραπάνω αντιδράσεις είναι πρωτολυτικές της μορφής: **βάση(1) + οξύ(2) → βάση(2) + οξύ(1)**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ΟΗ − | + | ΝH4+ | → | NH3 | + | H2O |
| ΟΗ − | + | RΝH3+ | → | RNH2 | + | H2O |

**3. Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης. π.χ.**

**Μέταλλο + οξύ → άλας + αέριο Η2.**

2Να + 2ΗCl → 2NaCl + Η2.

2Να + 2CΗ3COOH → 2CΗ3COONα + Η2.

Mg + 2CΗ3COOH → (CΗ3COO)2Mg + Η2.

Mg + 2HCl → MgCl2 + Η2.

**🕮 Μεθοδολογία.**

**Ασκήσεις με δύο ηλεκτρολύτες που αντιδρούν μεταξύ τους.**

**Βήμα 1ο:** Γράφουμε την αντίδραση που γίνεται.

**Βήμα 2ο:** Υπολογίζουμε τα mol των δύο αντιδρώντων.

**Βήμα 3ο:** Ελέγχουμε αν οι ποσότητες των αντιδρώντων είναι στοιχειομετρικές ή αν υπάρχει περίσσεια ενός αντιδρώντος.

**Βήμα 4ο:** Κάνουμε τους στοιχειομετρικούς υπολογισμούς με βάση το αντιδρών που δεν είναι σε περίσσεια και βρίσκουμε τα mol των σωμάτων που θα έχουμε τελικά στο διάλυμα.

**Βήμα 5ο:** Υπολογίζουμε τις συγκεντρώσεις των σωμάτων στο τελικό διάλυμα και κάνουμε τις διαστάσεις τους.

**Βήμα 6ο:** Τέλος, εφαρμόζουμε τις σταθερές Κ.

**Παράδειγμα:** Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος που προκύπτει από την ανάμιξη των διαλυμάτων 1 και 2.

+

**Διάλυμα 1**

**Διάλυμα 2**

**Διάλυμα 3**

40 ml

HNO2 1,25 M

10 ml

ΝαΟΗ 4 M

pH=;

Δίνεται Κα(HNO2)= 4 10-4

n(HNO2) = C⋅V = 1,25 mol/lit ּ0,04L = 0,05 mol HNO2,

n(NaOH) = C⋅V = 4 mol/litּ 0,01L = 0,04 mol ΝαΟΗ

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (σε mole) | HNO2 | + | ΝαOH | → | ΝαNO2 | + | H2O |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | 0,05 |  | 0,04 |  |  |  |  |
| ***ΑΝΤΕΔΡΑΣΑΝ / ΠΑΡΑΓΟΝΤΑΙ*** | -0,04 |  | -0,04 |  | 0,04 |  | 0,04 |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | 0,01 |  | – |  | 0,04 |  | 0,04 |

Είναι **V3 = V1 + V2** , άρα :

 = 0,2 M ,  = 0,8 M

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (σε M) | ΝαΝΟ2 | → | Να+ | + | ΝΟ2– |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | 0,8 M |  |  |  |  |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | – |  | 0,8 M |  | 0,8 M |

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (σε Μ) | ΗNO2 | + | H2O | ⮀ | NO2– | + | H3O+ |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | 0,2 M |  |  |  | 0,8 Μ |  |  |
| ***ΙΟΝΙΖΟΝΤΑΙ/ΠΑΡΑΓΟΝΤΑΙ*** | -x |  |  |  | x |  | x |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | 0,2–x |  |  |  | 0,8+x |  | x |

Κa = = 4⋅10-4 ⇒ x⋅ = 4⋅10-4 ⇒ x=10-4 M άρα pΗ = 4

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ**

Κατά την προσθήκη αέριας ΝΗ3 σε υδατικό διάλυμα ΗCl:

α) το pH του διαλύματος μειώνεται β) το pOH του διαλύματος αυξάνεται

γ) το pH του διαλύματος αυξάνεται δ) τίποτα από τα παραπάνω.

Κατά την πλήρη εξουδετέρωση υδατικού διαλύματος ΗΝΟ2 με υδατικό διάλυμα ΝαΟΗ προκύπτει διάλυμα:

α) όξινο β) βασικό γ) ουδέτερο.

Σε διάλυμα ΗCl προσθέτουμε στερεό CH3COOΝα. Το pH του διαλύματος ΗCl:

α) αυξάνεται β) μειώνεται γ) παραμένει σταθερό.

Σε διάλυμα ΗF που έχει pH = 2 προσθέτουμε στερεό ΝαΟΗ. Στο διάλυμα που προκύπτει στους 250C ισχύει υποχρεωτικά:

α) pH = 7 β) 7 < pH < 14 γ) 2 < pH < 7 δ) pH > 2

Σε υδατικό διάλυμα που περιέχει 1 mol NαΟΗ προσθέτουμε:

α) 1 mol CH3COOH β) 1 mol ΗΝΟ3

Να εξετάσετε σε κάθε περίπτωση αν το διάλυμα που προκύπτει είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο.

Τρία υδατικά διαλύματα που έχουν τον ίδιο όγκο και την ίδια θερμοκρασία , 25°C περιέχουν:

Δ1: ΗCl με pH=2. Δ2: ΗΝΟ3 με pH=3. Δ3: ΗF με pH = 2. Να συγκρίνετε:

α) τον αριθμό mole ΝαΟΗ που απαιτείται για πλήρη εξουδετέρωση των διαλυμάτων.

β) το pH του διαλύματος που προκύπτει.

Διάλυμα HCOOH εξουδετερώνεται πλήρως με:

α) διάλυμα CΗ3ΝΗ2 β) διάλυμα ΝαΟΗ

Για κάθε περίπτωση να εξετάσετε αν το διάλυμα που προκύπτει και περιέχει μόνο το άλας είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Δίνεται ότι: Όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία θ=25 οC.

Kw=10-14, Kb(CΗ3ΝΗ2)=10-4, Ka(HCOOH)=10-4.

**Σ ή Λ.** Αν αντιδράσει διάλυμα οξικού οξέος CH3COOH 0,1Μ µε περίσσεια διαλύματος υδροξειδίου του καλίου ΚΟΗ 0,1Μ, το διάλυμα που σχηματίζεται είναι όξινο.

Διάλυμα HCl και διάλυμα CH3COOH έχουν το ίδιο pH. Ίσοι όγκοι των δύο αυτών διαλυμάτων εξουδετερώνονται πλήρως με το ίδιο διάλυμα NαOH. Σε ποια από τις δύο εξουδετερώσεις καταναλώθηκε μεγαλύτερη ποσότητα διαλύματος NαOH; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας . Για κάθε περίπτωση να εξετάσετε αν το διάλυμα που προκύπτει και περιέχει μόνο το άλας είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

**ΠΑΝ 2018.** Στο υδατικό διάλυμα του HCOONα έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

HCOO– (aq) + H2O(l)  ⮀ HCOOH(aq) + OH– (aq)

Να εξηγήσετε, χωρίς υπολογισμούς, τι επίδραση θα έχει στη συγκέντρωση των ιόντων του HCOO– της κατάστασης ισορροπίας: (Μον. 3)

α) η προσθήκη μικρής ποσότητας HCl(g).

β) η προσθήκη μικρής ποσότητας NaOH(s). γ) η αύξηση του όγκου του δοχείου.

Δίνονται ίσοι όγκοι δυο διαλυμάτων των ασθενών βάσεων CH3CH2NH2 και CH3NH2 της ίδιας συγκέντρωσης και θερμοκρασίας. Αν η Κb της βάσης CH3CH2NH2 είναι μεγαλύτερη από την αντίστοιχη της CH3NH2 :

α) Να εξηγήσετε ποιο από τα παραπάνω διαλύματα θα έχει μεγαλύτερη αρχική συγκέντρωση Η3Ο+.

Τα δυο διαλύματα εξουδετερώνονται πλήρως από το ίδιο διάλυμα ΗΝΟ3. Να εξηγήσετε:

β) αν τα δυο διαλύματα θα χρειαστούν την ίδια ή διαφορετική ποσότητα διαλύματος ΗΝΟ3 για να εξουδετερωθούν πλήρως.

γ) σε ποιο από τα δυο διαλύματα το pH θα είναι μικρότερο , όταν θα έχει προστεθεί η μισή ποσότητα διαλύματος ΗΝΟ3 από την απαιτούμενη για την πλήρη εξουδετέρωση. (μον. 6)

**Ασκήσεις**

Υδατικό διάλυμα HCl έχει C = 0,1 Μ και όγκο 200 ml. Να υπολογίσετε το pH του υδατικού διαλύματος που προκύπτει, αν στο παραπάνω διάλυμα προσθέσουμε:

α) 0,72 gr ΝαΟΗ Μr=40, χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος.

β) 400 ml υδατικού διαλύματος ΚΟΗ 0,2 Μ.

Απ. α) pH = 2 , β) pH = 13

Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος που προκύπτει, αν αναμίξουμε:

α) 300 ml υδατικού διαλύματος ΝΗ3 0,5 Μ με 100 ml υδατικού διαλύματος HCl 1M.

β) 100 ml υδατικού διαλύματος HCOOH 0,3 M με 100 ml υδατικού διαλύματος ΚΟΗ 0,2 Μ. Δίνονται για την ΝΗ3: Κb = 2⋅10-5 , για το HCOOH: Ka = 2⋅10-4.

Απ. α) pH= 9 , β) pH = 4

50 ml υδατικού διαλύματος CΗ3COOH 0,4 Μ αραιώνονται σε τελικό όγκο 100 ml.

Σε 25 ml από το αραιωμένο διάλυμα προσθέτουμε 25 ml υδατικού διαλύματος ΝαΟΗ 0,2Μ. Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος που προκύπτει. Δίνεται για το CH3COOH: Ka = 10-5.

Απ. pH = 9

Υδατικό διάλυμα ΝΗ4ΝΟ3 (Δ1) έχει συγκέντρωση 0,1 Μ. Σε 400 ml του διαλύματος Δ1 προσθέτουμε 100 ml υδατικού διαλύματος ΝαΟΗ 0,2 Μ. Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος Δ2 που προκύπτει. Δίνεται για την ΝΗ3: Κb = 10-5. Απ. pH= 9

Σε 300 ml διαλύματος CH3COOH 0,2 Μ προσθέτουμε 0,02 mol μεταλλικού Mg(s) χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος και της θερμοκρασίας οπότε συμβαίνει η αντίδραση:

2CH3COOH(aq) + Μg(s) → (CH3COO)2Mg(aq) + H2(g)

Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος που θα προκύψει.

Για το CH3COOH, Kα = 2∙10−5. Να θεωρήσετε τις κατάλληλες προσεγγίσεις.

Απ: pH = 5

Δίνονται τα υδατικά διαλύματα:

Δ1: ΝΗ3 0,2 Μ , Κb (ΝΗ3) = 10−5 Δ2: ΗCℓ 0,4 Μ Δ3: ΝαOΗ 0,1 Μ

α) Αναμιγνύονται 500 ml του διαλύματος Δ1 με 500 ml του διαλύματος Δ2, οπότε προκύπτει το διάλυμα Δ4. Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος Δ4.

β) Σε 100 ml του διαλύματος Δ4 προστίθενται 150 ml του διαλύματος Δ3, οπότε προκύπτει διάλυμα Δ5. Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος Δ5, καθώς και τις συγκεντρώσεις όλων των ιόντων του διαλύματος.

Απ: α) pH = 1, β) pH = 9

Διαθέτουμε τα εξής υδατικά διαλύματα: CH3COOH 2Μ (διάλυμα Α), CH3COOΚ 3Μ (διάλυμα Β) και HCℓ 1M (διάλυμα Γ). Αναμειγνύουμε 100 ml διαλύματος Α, 100 ml διαλύματος Β, 50 ml διαλύματος Γ και το διάλυμα που προκύπτει, αραιώνεται με H2Ο μέχρις όγκου 1 L.

Να υπολογιστεί το pH του τελικού διαλύματος. Δίνεται για το CH3COOH: Ka = 10-5.

Απ: pH = 5.

Σε 100 ml υδατικού διαλύματος ασθενούς οξέως ΗΑ 0,4 Μ προστίθεται υδατικό διάλυμα ΝαΟΗ 0,1 Μ , οπότε εξουδετερώνεται το 75% από την ποσότητα του οξέως ΗΑ. Να βρεθούν:

α) ο όγκος του διαλύματος του ΝαΟΗ που προστίθεται.

β) το pH του διαλύματος που προκύπτει. Δίνεται για το ΗΑ Kα = 3⋅10-4.

Απ. α) 300 ml β) pH = 4

Διαθέτουμε τα εξής τρία υδατικά διαλύματα Δ1, Δ2 και Δ3.

Διάλυμα Δ1: Βα(OH)2 0,03 Μ, όγκου 100 ml. Διάλυμα Δ2: ΗCl 0,04 Μ, όγκου 50 ml.

Διάλυμα Δ3: ΗA (ασθενές οξύ) 0,1 Μ, όγκου 50 ml.

Τα τρία διαλύματα αναμιγνύονται και προκύπτει διάλυμα όγκου 200 ml. Να υπολογιστεί η τιμή pH του διαλύματος που προκύπτει. Δίνεται η σταθερά ιοντισμού του ΗΑ, Κα = 4 10−5.

Να θεωρήσετε τις κατάλληλες προσεγγίσεις. Κw = 10−14, θ = 25 oC.

Απ: pH = 5

**ΕΠΑΝ. 2015.** Υδατικό διάλυμα Y περιέχει NH4Cl 0,1 M και HCl 0,1 M.

Σε 100 ml του διαλύματος Υ προστίθενται 0,015 mοl στερεού ΝαΟΗ. Να βρείτε το pH του διαλύματος που σχηματίζεται. Δίνεται Κb NH3 = 10-5. Απ: pH = 9

Αναμιγνύουμε τρία υδατικά διαλύματα:

Διάλυμα Δ1: NαOH 0,2 M , όγκου 100 ml. Διάλυμα Δ2: ΝΗ3 0,3 Μ, όγκου 100 ml.

Διάλυμα Δ3: ΗCl 0,1 M , όγκου 400 ml.

Προκύπτει τελικά διάλυμα όγκου 600 ml με pH = 9.

Να υπολογιστεί η τιμή της σταθεράς ιοντισμού της NH3.

Να θεωρηθούν οι κατάλληλες προσεγγίσεις. θ = 25 οC. Κw = 10−14.

Απ: Κb = 2 10−5.

**ΠΑΝ. 2013.** Διαθέτουμε τα υδατικά διαλύματα:

• Διάλυμα Α: CH3COOH 0,2 M (Κα=10-5) • Διάλυμα Β: HCl 0,2 M

Προσθέτουμε 0,15 mol στερεού NαOH σε διάλυμα, που προκύπτει με ανάμειξη 500 ml διαλύματος A με 500 ml διαλύματος Β, οπότε προκύπτει διάλυμα Ε. Να υπολογιστεί το pH του διαλύματος Ε.

Απ: pH = 5

1 mol στερεού ΝαΟΗ αντιδρά πλήρως με 1 L υδατικού διαλύματος που περιέχει 1 mol του οξέος ΗΑ και 1 mol ενός άλλου οξέος ΗΒ, οπότε εξουδετερώνεται το 25% της ποσότητας του οξέος ΗΑ και το 75% της ποσότητας του οξέος ΗΒ. Δίνεται για το ΗΑ: Κa = 10-5 .

Να υπολογιστούν: α) Η συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ στο διάλυμα που προκύπτει.

β) Η σταθερά ιοντισμού του οξέος ΗΒ. θ = 25 °C, Κw = 10–14.

Απ. α) [Η3Ο+] = 3⋅10-5 Μ , β) Κa(ΗΒ) = 9⋅10-5

Υδατικό διάλυμα Δ1 περιέχει τα ασθενή μονοπρωτικά οξέα ΗΑ και ΗΒ με συγκέντρωση 1 Μ το καθένα. α) Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος Δ1.

β) Σε 500 ml του διαλύματος Δ1 διαλύονται 0,5 mol στερεού NαOH, χωρίς μεταβολή του όγκου, οπότε προκύπτει διάλυμα Δ2. Να υπολογίστε:

i) το pH του διαλύματος Δ2.

ii) το ποσοστό της αρχικής ποσότητας του κάθε οξέος που εξουδετερώνεται με το NαOH.

Δίνονται: θ=25 oC, για το ΗΑ Kα = 2.10-5, για το ΗΒ Kα = 8.10-5, για το Η2Ο Κw=10-14.

Απ. α) pH = 2 β) pH = 5-log4 γ) 33,3 % 66,6 %

**\*\* ΕΠΑΝ 2020.** Αναμιγνύονται τα παρακάτω 3 διαλύματα:

•100 ml διαλύματος NH3, 0,5Μ • 250 ml διαλύματος CH3NH2, 0,2Μ

• 500 ml διαλύματος HI, 0,1Μ και το διάλυμα που προκύπτει αραιώνεται μέχρι τελικού όγκου 2 L.

α) Να υπολογίσετε το pH του τελικού διαλύματος.

β) Να υπολογίσετε το % ποσοστό (σε μορφή κλάσματος) της βάσης CH3NH2 που αντέδρασε.

Δίνονται για το Η2Ο Κw=10-14 , για την ΝΗ3 Kβ = 2.10-5, για την CH3NH2 Kβ = 5.10-4.

• Όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία θ = 25 οC (Μονάδες 10+5=15)

• Τα δεδομένα του θέματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις. Απ. α) pH = 10 β) 250/3 %

**🕮 Μεθοδολογία**

**Στις ασκήσεις με διερεύνηση.**

**🞛** Όταν αντιδρά ένα ισχυρό οξύ με μια ισχυρή βάση, το άλας το οποίο σχηματίζεται δεν επηρεάζει το pΗ του διαλύματος, αφού κανένα από τα ιόντα του δεν αντιδρά με το νερό. Άρα το pΗ του διαλύματος που προκύπτει καθορίζεται από την περίσσεια του ισχυρού οξέος ή της ισχυρής βάσης.

**παράδειγμα ➊**

**Πόσα ml αέριου HCI, μετρημένα σε STP, πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L υδατικού διαλύματος ΚΟΗ συγκέντρωσης C = 0,1 M που έχει pΗ = 13, ώστε να μεταβληθεί το pΗ του διαλύματος κατά μία μονάδα; Με την προσθήκη ΗC1 δεν μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος. Δίνεται για το Η2Ο: Kw = 10-14.**

*Λύση*

Με την προσθήκη HC1 αυξάνεται η συγκέντρωση των ιόντων H3O+ του διαλύματος, οπότε το pΗ ελαττώνεται (το διάλυμα γίνεται λιγότερο βασικό). Έτσι, το τελικό διάλυμα έχει pΗ = 12.

Επειδή το τελικό διάλυμα είναι βασικό (pΗ = 12) και αντιδρούν το ισχυρό οξύ (HC1) με την ισχυρή βάση (ΚΟΗ), συμπεραίνουμε ότι μετά την αντίδραση εξουδετέρωσης έχει περισσέψει η ισχυρή βάση ΚΟΗ. Έστω ότι η ποσότητα του HC1 που προστίθεται είναι x mol. Η ποσότητα του ΚΟΗ στο αρχικό διάλυμα είναι:

nKOH = C1V ή nKOH =0,l mol/L ּ 2 L = 0,2 mol

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (mole) | KOH | + | HCl | → | KCl | + | H2O |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | 0,2 |  | x |  |  |  |  |
| ***ΑΝΤΕΔΡΑΣΑΝ*** | -x |  | -x |  |  |  |  |
| ***ΠΑΡΑΓΟΝΤΑΙ*** |  |  |  |  | x |  | x |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | 0,2–x |  | – |  | x |  | x |

Στο τελικό διάλυμα η συγκέντρωση του ΚΟΗ που περισσεύει είναι:

C =  ή C = M

Το ΚΟΗ είναι ισχυρός ηλεκτρολύτης και διίσταται πλήρως:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (M) | ΚΟΗ | → | Κ+ | + | ΟΗ– |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | C M |  |  |  |  |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | – |  | C M |  | C M |

Στο τελικό διάλυμα είναι pΗ =12, οπότε pΟΗ **=**2, άρα [ΟΗ–] **=** C = 10-2 Μ.Επομένως προκύπτει:

 = 10-2 ή x = 0,18mol.

Άρα ο όγκος του HC1 σε stp είναι: Vhci = nVm = 0,18 22,4 = 4,03 lit

**🞛** Όταν αντιδρά ένα ασθενές οξύ ή μια ασθενής βάση , το άλας που σχηματίζεται **επηρεάζει το pH** του διαλύματος. Στην περίπτωση αυτή :

**Ελέγχουμε ποιος θα ήταν ο χαρακτήρας (oχι απαραίτητα το pH) του διαλύματος αν γινόταν πλήρης αντίδραση μεταξύ των σωμάτων ,δηλαδή βρίσκουμε αν το τελικό διάλυμα θα ήταν όξινο ή βασικό.**

**παράδειγμα ➋ Υδατικό διάλυμα CH3COONα 0,1 Μ έχει όγκο 2 L. Πόσα mol HCI πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα αυτό, ώστε να προκύψει διάλυμα όγκου 2 L με pΗ = 5;**

**Δίνονται: για το CH3COOH: Κa = 10-5, για το Η2Ο: Kw = 10-14.**

**Λύση**

Με την προσθήκη HC1 πραγματοποιείται η αντίδραση:

CH3COONα (aq) + HCl (aq) → CH3COOH (aq) + NαCl (aq)

Οι ποσότητες των δύο ηλεκτρολυτών είναι:

nCH3COONα = CV = 0,1 2 = 0,2 mol και nHCl = n mol

Επειδή η ποσότητα του HC1 είναι άγνωστη, για να προσδιορίσουμε τη σύσταση του διαλύματος μετά την αντίδραση, κάνουμε διερεύνηση. Διακρίνουμε περιπτώσεις:

● ***1η περίπτωση*:** Έστω ότι οι δύο ηλεκτρολύτες αντιδρούν πλήρως, δηλαδή nHCl = 0, 2 mol.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (mole) | CH3COONα | + | HCl | → | CH3COOH | + | NaCl |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | 0,2 |  | 0,2 |  |  |  |  |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | – |  | – |  | 0,2 |  | 0,2 |

To τελικό διάλυμα περιέχει CH3COOH, το οποίο ιονίζεται και δίνει Η3Ο+, και το άλας NaCl, το οποίο δεν επηρεάζει το pΗ. Δηλαδή στην περίπτωση αυτή το τελικό διάλυμα έχει pΗ < 7, οπότε πρέπει να το υπολογίσουμε με ακρίβεια, ώστε να το συγκρίνουμε με την τιμή pΗ = 5 που δίνεται για το τελικό διάλυμα.

Έχουμε: [CH3COOH] == 0,1 M

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (Μ) | CH3COOΗ | + | Η2Ο | ⮀ | CH3COΟ– | + | Η3Ο+ |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | 0,1 |  |  |  |  |  |  |
| ***ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ*** | 0,1 – y |  |  |  | y |  | y |

Αντικαθιστώντας στη σταθερά Kα του CH3COOH προκύπτει:

 ⇒ y = 10-3 Μ = [H3O+]

Κατά συνέπεια αν γινόταν πλήρης αντίδραση ,το **διάλυμα θα είχε pΗ = 3.**

Επειδή το τελικό διάλυμα δίνεται ότι έχει pΗ = 5 , συμπεραίνουμε ότι η ***2η περίπτωση*** το HCl να είναι σε περίσσεια απορρίπτεται διότι τότε το pΗ θα ήταν ακόμα πιο μικρότερο του 3.

Άρα πρέπει να βρίσκεται σε περίσσεια το CH3COONα ***3η περίπτωση*** (δηλαδή nΗCl < 0,2 mol).

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| mole | CH3COONα | + | ΗCl | → | CH3COOH | + | NαCl |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | 0,2 |  | n |  |  |  |  |
| ***ΑΝΤΕΔΡΑΣΑΝ*** | -n |  | -n |  |  |  |  |
| ***ΠΑΡΑΓΟΝΤΑΙ*** |  |  |  |  | n |  | n |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | 0,2–n |  | – |  | n |  | n |

*Από εδώ και πέρα, η άσκηση είναι μια περίπτωση Ε.Κ.Ι.*

Οι συγκεντρώσεις των σωμάτων στο τελικό διάλυμα είναι:

C΄CH3COOH = = C1  **(1)** και C΄CH3COONα =  = C2 **(2)**

To CH3COONα διίσταται πλήρως, ενώ ο ιοντισμός του CH3COOH καταλήγει σε ισορροπία:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| (M) | CH3COONα | | → | | CH3COO– | | | + | | Nα+ | |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | C2M | |  | |  | | |  | |  | |
| ***ΤΕΛΙΚΑ*** | – | |  | | C2M | | |  | | C2M | |
|  |  | |  | |  | | |  | |  | |
| (Μ) | | CH3COOH | | + | | Η2Ο | ⮀ | | CH3COO– | | + | | H3O+ |
| ***ΑΡΧΙΚΑ*** | | C1 Μ | |  | |  |  | | C2 Μ | |  | |  |
| ***ΙΟΝΙΖΟΝΤΑΙ*** | | -ω | |  | |  |  | |  | |  | |  |
| ***ΠΑΡΑΓΟΝΤΑΙ*** | |  | |  | |  |  | | ω | |  | | ω |
| ***ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ*** | | C1–ω | |  | |  |  | | C2+ω | |  | | ω |

Έχουμε pΗ = 5, άρα [Η3Ο+] = ω = 10-5 Μ. Αντικαθιστώντας στη σταθερά ιοντισμού Ka του CH3COOH, έχουμε:

# Κa = ⇒ 10-5 = ⇒ C1 = C2

Αντικαθιστώντας τώρα τις C1 και C2 από τις σχέσεις (1) και (2) προκύπτει n = 0,1.

**Ασκήσεις με διερεύνηση**

Υδατικό διάλυμα ΗΝΟ3 έχει συγκέντρωση 0,1 Μ . Πόσα ml από το διάλυμα αυτό πρέπει να προσθέσουμε σε 2 lit υδατικού διαλύματος ΝαΟΗ 0,2 Μ , ώστε να προκύψει διάλυμα με pΗ = 2.

Απ. V = 42/9 L δ/τος ΗΝΟ3

**ΠΑΝ 2019.** Αν διαθέτουμε υδατικό διάλυμα HNO3 10 Μ και υδατικό διάλυμα ΝΗ3 5 Μ, να υπολογίσετε την αναλογία όγκων με την οποία πρέπει να αναμιχθούν τα δύο διαλύματα ώστε να προκύψει ουδέτερο διάλυμα. Δίνεται ότι: Όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία θ = 25 οC.

Κb(NH3) = 10-5 Kw = 10-14 Τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

Απ. V1 / V2 = 50 : 101

Υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέος ΗΑ έχει συγκέντρωση 0,1 Μ και όγκο 500 ml.

Πόσα mol στερεού ΝαΟΗ πρέπει να προσθέσουμε στο αρχικό διάλυμα , ώστε να προκύψει νέο διάλυμα με pH = 12; Δίνεται: Κa(ΗΑ) = 10-5, θ = 25 °C, Κw = 10–14 , Vδιαλύματος = σταθερός.

Απ. 0,055 mol ΝαΟΗ

Υδατικό διάλυμα CH3COOH (Δ1) έχει pH=3. Δίνονται: θ = 25 oC, Ka = 10-5, Κw = 10-14.

α) Πόσα mol Mg πρέπει να διαλυθούν σε 400 ml του διαλύματος Δ1 ώστε να μεταβληθεί το pH του διαλύματος κατά δύο μονάδες; Vδιαλύματος = σταθερός.

β) Πόσα mol στερεού ΚΟΗ πρέπει να διαλυθούν σε 500 ml του διαλύματος Δ1 ώστε να προκύψει διάλυμα Δ2 στο οποίο να ισχύει [ΟΗ-] = 108 [Η3Ο+]; Vδιαλύματος = σταθερός.

Απ: α) 0,01 mol β) 0,0505 mol

Υδατικό διάλυμα (Δ1) CH3NH2 έχει συγκέντρωση 1 Μ και όγκο 500 ml. Πόσα ml διαλύματος (Δ2) HCl 1 M πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Δ1 ώστε να προκύψει διάλυμα Δ3 το οποίο να έχει pH = 5,5; Δίνεται για την CH3NH2: Kb = 5 10-4.

Απ: 500 ml

ΕΠΑΝ 2019. 0,2 mol CH3COOH διαλύουμε σε ποσότητα νερού παρασκευάζοντας το διάλυμα Χ. Αν θέλουμε να παρασκευάσουμε διάλυμα με pH = 4, να υπολογίσετε τον όγκο του διαλύματος NaOH 0,2 Μ που πρέπει να αναμείξουμε με το διάλυμα Χ.

Δίνεται: Kw = 10−14 , KaCH3COOH = 10−5 , θ = 25 οC , Να γίνουν οι γνωστές προσεγγίσεις.

Απ: 1/11 lit

Σε 1 L διαλύματος Δ1 άλατος ΝαΑ με C = 0,2 Μ διαλύουμε αέριο HCℓ, χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος, οπότε προκύπτει διάλυμα Δ2 που έχει συγκέντρωση ιόντων H3O+ ίση με 5⋅10–6 Μ. Να υπολογίσετε τον αριθμό mol του HCℓ που διαλύθηκαν στο διάλυμα Δ1.

Όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία 25 °C , όπου Κw = 10–14 και Κα(ΗΑ) = 2 10–5.

Απ: 0,04 mol

**ΠΑΝ 2017.** Πόσα mol αερίου ΗΙ πρέπει να διαλυθούν πλήρως σε 100 ml διαλύματος ΝΗ3 συγκέντρωσης 0,1 Μ και pH = 11 (Δ1), ώστε να μεταβληθεί το pH του κατά δύο μονάδες; Κατά την προσθήκη του ΗΙ δεν μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος. Μονάδες 7

Απ: 0,005 mol

**ΠΑΝ 2017.** 0,01 mol από το στερεό ΝΗ4Ι διαλύεται σε Η2Ο οπότε σχηματίζεται διάλυμα Δ1 όγκου 100 ml. Δίνεται: Kb(ΝΗ3) = 10-5.

α) Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος που προκύπτει.

β) Πόσα mol στερεού NαOH πρέπει να προστεθούν στο διάλυμα Δ1 ώστε να προκύψει διάλυμα Δ2 με pH = 9; Vδιαλύματος = σταθερός. Μονάδες 3+3=6

Απ. α) pH = 5, β) 0,005 mol NaΟΗ

Υδατικό διάλυμα ΝΗ3 έχει όγκο 2 lit και συγκέντρωση 0,1 Μ. Πόσα mol αερίου HCl πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L του διαλύματος αυτού, ώστε να σχηματιστεί διάλυμα:

i) με pΗ = 9 , ii) με pH = 1; Δίνονται: KbΝΗ3 = 10-5, και Kw = 10-14

Απ. i) 0,1 mol HCl, ii) 0,4 mol HCl

Υδατικό διάλυμα NH3 (Δ) έχει pH=11. Πόσα mol αερίου HCl πρέπει να διαλύσουμε σε 400 ml του διαλύματος Δ ώστε να προκύψει διάλυμα με pH=5.

Με την προσθήκη στερεού ή αερίου στο διάλυμα Δ δεν μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος. Δίνονται για την NH3: Kb=10-5 για το H2O, Kw = 10-14.

Απ. 0,04 mol HCl

**ΕΠΑΝ. 2016.** Διαθέτουμε τα υδατικά διαλύματα:

• Διάλυμα Y1: ΗΑ 0,01 M (Κα=10-6).

• Διάλυμα Y2: Β(OH)x 0,005 M Ισχυρή βάση.

Σε 100 ml του διαλύματος Υ1 προστίθενται 50 ml του διαλύματος Y2, οπότε σχηματίζεται διάλυμα με pH = 6. Να βρείτε την τιμή του x.

Απ: x = 2

**ΕΠΑΝ. 2012.** Διαθέτουμε υδατικό διάλυμα Y1: ΗCOOH 0,1 M (Κa=10-5)

Δ3. Να υπολογιστεί η μάζα (σε g) του στερεού Cα(OH)2 που πρέπει να προστεθεί σε 440 ml διαλύματος Υ1, για να προκύψει διάλυμα Υ3 με pH = 6.

Δ4. Να υπολογιστεί ο όγκος (σε ml) διαλύματος HCℓ 0,1M που πρέπει να προστεθεί σε 220 ml διαλύματος Υ3, για να μεταβληθεί το pH του κατά μία μονάδα. (Μονάδες 7+8=15)

Δίνεται ότι: • Ar(H)=1, Ar(C)=12, Ar(O)=16, Ar(Cα)=40

• η προσθήκη του Cα(OH)2 δε μεταβάλλει τον όγκο των διαλυμάτων.

• όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία θ = 25° C • Kw = 10−14.

• τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

Απ: Δ3) 0,02 mol ή 1,48gr Δ4) 90 ml

Αναμιγνύουμε 50 ml υδατικού διαλύματος ΝαOH 0,2 M με 50 ml υδατικού διαλύματος CΗ3COOΝα 0,2 M και προκύπτουν 100 ml διαλύματος Υ1.

α) Να βρεθεί στο Υ1 η συγκέντρωση του CΗ3COOΗ και η συγκέντρωση των ΟΗ− που προέρχονται από τον αυτοϊοντισμό του νερού.

β)\*\*\* Πόσα mol HCl πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Υ1, χωρίς μεταβολή όγκου, ώστε να προκύψει διάλυμα Υ2 με pH=5;

Δίνονται: όλα τα διαλύματα είναι στους 25 oC όπου Kw = 10-14, για το CΗ3COOΗ Kα = 10-5.

Τα δεδομένα επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

Απ: α) 10-9, 10-13 β) 0,015 mol HCl

**🗐 Ρυθμιστικά διαλύματα**

**ΣΥΣΤΑΣΗ ΤΩΝ ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ.**

*Τα ρυθμιστικά διαλύματα περιέχουν:*

|  |  |
| --- | --- |
| Α) Ασθενές οξύ και το άλας του οξέως με μια ισχυρή βάση. Π.χ. | Β) Ασθενής βάση και το άλας της βάσης με ένα ισχυρό οξύ. Π.χ. |
| 1) HF – ΝαF | 1) ΝΗ3 – ΝΗ4Cl |
| 2) HCN – KCN | 2) CH3ΝΗ2 – CH3ΝΗ3Cl |
| 3) CH3COOH – CH3COOΝα | 3) RΝΗ2 – RNΗ3Cl |
| 4) HA – ΝαA | 4) B – BHCl |

**SOS !!!. Σε κάθε ρυθμιστικό διάλυμα υπάρχει ένα συζυγές ζεύγος οξέος - βάσης** (ΗΑ – Α–) ή **ένα συζυγές ζεύγος βάσης - οξέος** (B – HB+) με παραπλήσιες συγκεντρώσεις.

**Π.χ.** στο διάλυμα CH3COOH – CH3COOΝα υπάρχει το ζεύγος CH3COOH – CH3COO–

**Π.χ.** στο διάλυμα CH3ΝΗ2 – CH3ΝΗ3Cl υπάρχει το ζεύγος CH3ΝΗ2 – CH3ΝΗ3+

**ΠΑΡΑΣΚΕΥΗ ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ.**

**α)** Με ανάμιξη των συστατικών του ρυθμιστικού διαλύματος.

Π.χ. Ανάμιξη διαλύματος HF με διάλυμα ΝαF.

**β)** Με μερική εξουδετέρωση ασθενούς οξέως ή βάσης από ισχυρή βάση ή ισχυρό οξύ αντίστοιχα.

Π.χ. Ανάμιξη διαλύματος HF με διάλυμα ΝαΟΗ.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| HF (Σε περίσσεια) | + | ΝαΟΗ | → | ΝαF | + | Η2Ο |

Το τελικό διάλυμα θα περιέχει HF και ΝαF.

Π.χ. Ανάμιξη διαλύματος ΝΗ3 με διάλυμα ΗCl.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| ΝΗ3(Σε περίσσεια) | + | ΗCl | → | ΝΗ4Cl |

Το τελικό διάλυμα θα περιέχει ΝΗ3 και ΝΗ4Cl.

**γ)** Με μερική αντίδραση κατάλληλου άλατος από ισχυρό οξύ ή ισχυρή βάση.

Π.χ. Ανάμιξη διαλύματος ΝΗ4Cl με διάλυμα ΝαΟΗ.

ΝΗ4Cl (Σε περίσσεια) + ΝαΟΗ → ΝαCl + ΝΗ3 + Η2Ο.

Το τελικό διάλυμα θα περιέχει ΝΗ3 – ΝΗ4Cl και ΝαCl.

\*\*\*. Το ΝαCl δεν επηρεάζει το pH του διαλύματος.

Π.χ. Ανάμιξη διαλύματος CH3COOΝα με διάλυμα ΗCl.

CH3COOΝα (Σε περίσσεια) + ΗCl → ΝαCl + CH3COOH.

Το τελικό διάλυμα θα περιέχει CH3COOH – CH3COOΝα και ΝαCl.

\*\*\*. Το ΝαCl δεν επηρεάζει το pH του διαλύματος.

**Παρατηρήσεις στα ρυθμιστικά διαλύματα**

**1)** Σε κάθε ρυθμιστικό διάλυμα περιέχεται ένα συζυγές ζεύγος ασθενούς οξέως – συζυγής βάσης σε συγκεντρώσεις με παραπλήσιες τιμές. Π.χ.

Στο ρυθμιστικό διάλυμα: 0,1 Μ HF – 0,2 Μ ΝαF περιέχεται το συζυγές ζεύγος: (HF – F–).

Στο Ρ.Δ.: 0,1 Μ CH3ΝΗ2 – 0,2 Μ CH3ΝΗ3Cl περιέχεται το συζυγές ζεύγος: (CH3ΝΗ2 – CH3ΝΗ3+).

**2)** ***Υπολογισμός του pΗ ρυθμιστικού διαλύματος.***

Σε όλα τα ρυθμιστικά διαλύματα (Ρ.Δ.) έχουμε επίδραση κοινού ιόντος.

Επομένως το pΗ ενός ρυθμιστικού διαλύματος θα το υπολογίζουμε όπως στις ασκήσεις με Ε.Κ.Ι. ή με την εξίσωση των Henderson – Hasselbalch:

pH = pKα + log  (1) ή pΟH = pKb + log  (2)

[Η3Ο+] = Κα  (3) ή [ΟΗ–] = Κb  (4)

Οι παραπάνω σχέσεις είναι ισοδύναμες και ισχύουν σε κάθε ρυθμιστικό διάλυμα.

***Προσοχή!!!.*** Η εξίσωση των Henderson – Hasselbalch ισχύει με την προϋπόθεση ότι ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις, δηλαδή: Cοξέος – x ≅ Cοξέος Cβάσης + x ≅ Cβάσης

**3)** Το pΗ ενός ρυθμιστικού διαλύματος εξαρτάται:

⮚ από τη σταθερά ιοντισμού Κα του οξέος , και

⮚ από την τιμή του λόγου  και όχι από τις συγκεντρώσεις Cβάσης & Cοξέος ξεχωριστά.

Όταν έχουμε: Cβάσης = Cοξέος , τότε pH = pKα και pOH = pKb.

Αν θέλουμε να παρασκευάσουμε ένα Ρ.Δ. με τιμή pΗ = λ, τότε πρέπει να «ψάξουμε» να βρούμε από τους πίνακες σταθερών ιοντισμού, ένα ζεύγος οξέος – βάσεως του οποίου η τιμή του pKα να είναι όσο το δυνατόν πιο κοντά στην τιμή λ.

**4)** Σε κάθε ρυθμιστικό διάλυμα μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε τον τύπο των Henderson – Hasselbalch , εφόσον δείξουμε ότι το διάλυμα είναι ρυθμιστικό.

Π.χ. Διάλυμα Δ1 περιέχει HF 0,1 Μ – ΝαF 0,1 Μ με pKαHF = 4

Το ΝαF είναι ισχυρός ηλεκτρολύτης , οπότε διίσταται πλήρως.

ΝαF → Να+ + F- οπότε CβασF- = 0,1 Μ και CοξHF = 0,1 Μ => pΗ = pKα + logCβας/Cοξ = 4.

**5)** ***Αραίωση.*** Κατά την ***αραίωση*** ενός ρυθμιστικού διαλύματος το pΗ του διατηρείται σταθερό, διότι ο λόγος των συγκεντρώσεων του οξέος και της βάσης διατηρείται σταθερός:  = 

***Προσοχή!!!*** Αν η αραίωση είναι μεγάλη, τότε οι συγκεντρώσεις μικραίνουν πάρα πολύ με αποτέλεσμα να μην ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις και το pΗ να μεταβάλλεται (τείνει στο 7). Οι προσεγγίσεις θεωρούμε ότι ισχύουν μέχρι ο (α) να πάρει τη τιμή 0,1 ή 10 %.

**6)** ***Προσθήκη ισχυρού οξέος ή ισχυρής βάσης σε ρυθμιστικό διάλυμα.***

**Έστω ρυθμιστικό διάλυμα: CH3COOH και CH3COONα.**

Στο διάλυμα αυτό περιέχεται το ασθενές οξύ CH3COOH και η συζυγής βάση CH3COO- , που προκύπτει από την πλήρη διάσταση του CH3COONα.

α) Αν στο διάλυμα αυτό προσθέσουμε μικρή ποσότητα ισχυρού οξέος, π.χ. HCl, τότε τα Η3Ο+ που προκύπτουν από την πλήρη ιοντισμό του HCl αντιδρούν πρακτικά πλήρως με τη βάση CH3COO-, σύμφωνα με την εξίσωση: CH3COO- + H3O+ → CH3COOH + H2O.

Με άλλα λόγια τα ιόντα H3O+ που προσθέσαμε δεσμεύονται σχεδόν πλήρως, έτσι ώστε το ρυθμιστικό διάλυμα να διατηρεί πρακτικά σταθερό το pH του.

β) Ανάλογα αν προσθέτουμε μια ισχυρή βάση π.χ. ΝαΟΗ, τα ΟΗ- που προκύπτουν από την πλήρη διάσταση του NαOH δεσμεύονται πρακτικά πλήρως από το CH3COOH, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: CH3COOH + OH- → H2O + CH3COO- .

Έτσι διατηρείται και πάλι πρακτικά σταθερό το pH του διαλύματος.

Ωστόσο, η ποσότητα HCl ή NaOH που προσθέτουμε θα πρέπει να είναι σημαντικά μικρότερη από τις ποσότητες CH3COONα ή CH3COOH, ώστε να μη δεσμευθεί μεγάλη ποσότητα από κάποιο συστατικό του ρυθμιστικού και το διάλυμα χάσει τη ρυθμιστική του ικανότητα.

**7)** **1ος ορισμός**: ***Ρυθμιστική ικανότητα*** ***ενός Ρ.Δ.*** είναι η αντίσταση που παρουσιάζει ένα ρυθμιστικό διάλυμα στην μεταβολή του pΗ.

**8)** **2ος ορισμός**: ***Ρυθμιστική ικανότητα ενός Ρ.Δ.*** είναι τα mol του ισχυρού οξέος ή της ισχυρής βάσης, τα οποία πρέπει να προστεθούν σε 1 lit αυτού, ώστε να μεταβληθεί η τιμή του pΗ κατά μία μονάδα. Για ένα δεδομένο λόγο Cβάσης / Cοξέος όσο μεγαλύτερες είναι οι συγκεντρώσεις του οξέος και της βάσης, τόσο μεγαλύτερη είναι και η Ρυθμιστική ικανότητα του ρυθμιστικού διαλύματος δηλαδή η αντοχή στις μεταβολές του pΗ που προκαλούνται λόγω προσθήκης βάσης ή οξέως ή νερού.

**9)** Οι συγκεντρώσεις των συστατικών του ρυθμιστικού διαλύματος πρέπει να είναι σχετικά υψηλές ( συνήθως 0,1 – 1 Μ ) ώστε το διάλυμα να έχει ικανοποιητική ρυθμιστική ικανότητα δηλαδή μεγάλη αντοχή στις μεταβολές pH που προκαλούνται λόγω προσθήκης οξέως , βάσης ή νερού.

**10) sos!!** Όταν κατά την ανάμιξη δυο διαλυμάτων με ουσίες που αντιδρούν μεταξύ τους ( π.χ. ΝΗ3 & HCl ) , αναφέρεται ότι το τελικό διάλυμα είναι ρυθμιστικό με ορισμένη τιμή pΗ , τότε δεν χρειάζεται να κάνουμε διερεύνηση με την τιμή του pΗ , αλλά με τη λέξη ρυθμιστικό δηλαδή λέμε ότι η ΝΗ3 πρέπει να είναι σε περίσσεια ώστε το τελικό διάλυμα να περιέχει NH3 – NH4Cl.

**11) *Χρήσεις ρυθμιστικών διαλυμάτων.***

Τα ρυθμιστικά διαλύματα βρίσκουν πολλές εφαρμογές στην ιατρική, στην αναλυτική χημεία, στη βιολογία, στη φαρμακευτική, στις αγροκαλλιέργειες κτλ.

**☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.**

Ποιο από τα παρακάτω υδατικά διαλύματα είναι ρυθμιστικό;

α) HNO3 0, 2 M – KNO3 0,2 M. β) NH3 0,1 M – NH4Cl 0,1 M.

γ) CH3COOH 0,2 M – HCOOH 0,1 M. δ) NαOH 0,1 M – NH3 0,1 M.

Ποιο από τα παρακάτω υδατικά διαλύματα είναι ρυθμιστικό;

α) Διάλυμα Na2CO3 0,1 M- NaOH 0,1 M β) Διάλυμα ΝαCN 0,1 M - HCN 0,2 M

γ) Διάλυμα CH3COOH 0,3 M – HCl 0,1 M δ) Διάλυμα NH3 0,1 M – Ca(OH)2 0,1M

Από τα παρακάτω ρυθμιστικά διαλύματα, περισσότερο όξινο είναι το:

α) ΝΗ3 0,1 Μ - ΝΗ4Cl 0,2 M β) ΝΗ3 0,1 Μ - ΝΗ4Cl 0,1 M

γ) ΝΗ3 0,2 Μ - ΝΗ4Cl 0,1 M δ) ΝΗ3 0,2 Μ - ΝΗ4Cl 0,2 M

Ρυθμιστικό διάλυμα προκύπτει με ανάμειξη:

α) 100 ml διαλύματος ΝΗ3 0,1 Μ με 100 ml διαλύματος ΗCl 0,1 Μ.

β) 100 ml διαλύματος ΝΗ3 0,1 Μ με 150 ml διαλύματος ΗCl 0,1 Μ.

γ) 100 ml διαλύματος ΝΗ3 0,1 Μ με 100 ml διαλύματος ΗCl 0,05 Μ.

δ) 100 ml διαλύματος ΝΗ4Cl 0,1 Μ με 100 ml διαλύματος ΚΟΗ 0,1 Μ.

Με ποια από τις ακόλουθες διαδικασίες μπορούμε να παρασκευάσουμε ρυθμιστικό διάλυμα;

α) Αναμιγνύουμε 500 ml διαλύματος HCOOH 0,1 Μ με 200 ml διαλύματος ΚΟΗ 0,25 Μ

β) Αναμιγνύουμε 500 ml διαλύματος HCOOH 0,1 Μ με 500 ml διαλύματος ΚΟΗ 0,1 Μ

γ) Αναμιγνύουμε 500 ml διαλύματος HCOOH 0,1 Μ με 250 ml διαλύματος Ca(OH)2 0,1 Μ

δ) Αναμιγνύουμε 500 ml CH3NH2 διαλύματος 0,2 Μ με 200 ml διαλύματος ΗΙ 0,2 Μ.

Ποιο από τα παρακάτω συζυγή ζεύγη είναι κατάλληλο για τη δημιουργία ρυθμιστικού διαλύματος με pH = 5;

α) HClO – NaClO με Ka(HClO) = 2 10-8. β) HCN – NaCN με Ka(HCN) = 10-10,

γ) ΝΗ3 – ΝΗ4Cl με Kb(NH3) = 2 10-5, δ) CH3COOH – CH3COONa με Ka(CH3COOH) = 2 10-5

Ποιο είναι το pH ρυθμιστικού διαλύματος που περιέχει ίσα mol CH3COOH (αιθανικού οξέος) και CH3COOΝα (αιθανικού νατρίου); Δίνεται: pKα = –log(Kα) = 4,8

α) 3,8 β) 4,5 γ) 4,8 δ) 5,1

Διάλυμα CH3COOH 0,1 Μ αναμειγνύεται με ίσο όγκο διαλύματος Α και προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα Β. Το διάλυμα Α είναι:

α) Διάλυμα ΝαF 0,1 M β) Διάλυμα NαOH 0,1 M

γ) Διάλυμα ΗF 0,1 M δ) Διάλυμα CH3COONα 0,1 M

**ΠΑΝ 2011.** Από τα παρακάτω διαλύματα, μεγαλύτερη ρυθμιστική ικανότητα έχει:

α) CH3COOH 0,1 M – CH3COONa 0,1 M β) CH3COOH 0,01 M – CH3COONa 0,01 M

γ) CH3COOH 0,5 M – CH3COONa 0,5 M δ) CH3COOH 1,0 M – CH3COONa 1,0 M

☑ Ερωτήσεις σωστό – λάθος με αιτιολόγηση.

α) Όταν σε ένα διάλυμα υπάρχει επίδραση κοινού ιόντος, τότε το διάλυμα είναι ρυθμιστικό.

β)Το διάλυμα που περιέχει ΗCℓΟ2 0,1 Μ και ΝaCℓΟ2 0,1 Μ είναι ρυθμιστικό.

γ) Κατά την προσθήκη κατάλληλης ποσότητας σκόνης Mg σε υδατικό διάλυμα CH3COOH είναι δυνατόν να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα.

Ένα διάλυμα που περιέχει ΝαΗSO4 0,2 M και Να2SO4 0,3 M θεωρείται ρυθμιστικό διάλυμα.

Αν κατά την αραίωση ενός υδατικού διαλύματος σε διπλάσιο όγκο το pH διατηρείται σταθερό το διάλυμα είναι ρυθμιστικό.

Αν αναμίξουμε 500 ml υδατικού διαλύματος CH3COOH 1 M με 250 ml υδατικού διαλύματος ΝαΟΗ 2 Μ , θα προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα.

Ρυθμιστικό διάλυμα περιέχει: ΝΗ3 ( C1) και ΝΗ4Cl ( C2) . Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες.

α) Ισχύει: pH = pKb(ΝΗ3) + log(C2/C1). β) Ισχύει:[ΟΗ-] = Κb(ΝΗ3).(C1/C2).

γ) Όταν αραιωθεί το διάλυμα ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3 ελαττώνεται.

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Ποια από τα παρακάτω υδατικά διαλύματα χαρακτηρίζονται ως ρυθμιστικά;

|  |  |
| --- | --- |
| **α.** Διάλυμα HF - KF | **στ.** Διάλυμα CH3NH2 - CH3NH3Cl |
| **β.** Διάλυμα NH4Cl - NαCl | **ζ.** Διάλυμα HBr - NαΒr |
| **γ.** Διάλυμα HCOOH - HCOONα | **η.** Διάλυμα H3ΡO4 - NαΗ2ΡΟ4 |
| **δ.** Διάλυμα ΝΗ3 - ΝαΟΗ | **θ.** Διάλυμα Η2S - Να2S |
| **ε.** Διάλυμα ΝαΗ2ΡΟ4 - Να2ΗΡΟ4 | **ι.** Διάλυμα HNO2 - NαΝΟ2 |

Ρυθμιστικό διάλυμα (Δ1) περιέχει NH3 0,1 M – NH4Cl 0,1 M.

Ρυθμιστικό διάλυμα (Δ2) περιέχει NH3 0,2 M – NH4Cl 0,1 M. O βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3 είναι:

α) μεγαλύτερος στο Δ1, β) μεγαλύτερος στο Δ2, γ) ίδιος και για τα δύο διαλύματα.

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση και να δικαιολογήσετε την επιλογή σας.

Δίνονται τα παρακάτω υδατικά διαλύματα:

Διάλυμα ∆1 ασθενούς οξέος ΗΑ, συγκέντρωσης C και όγκου V.

Διάλυμα ∆2 άλατος ΝaA, συγκέντρωσης C και όγκου V.

Αναμειγνύουμε τα διαλύματα ∆1 και ∆2 και προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα ∆3.

α) Στο διάλυμα ∆3 προστίθεται

1) μικρή ποσότητα αερίου HCl. 2) μικρή ποσότητα στερεού ΝaOH.

Να γραφούν οι αντιδράσεις που πραγματοποιούνται σε καθεμιά από τις παραπάνω περιπτώσεις.

β) Να χαρακτηρίσετε ως σωστή ή λανθασμένη την παρακάτω πρόταση:

Όταν το διάλυμα ∆3 αραιώνεται σε διπλάσιο όγκο, το pH του αυξάνεται. (Μονάδες 4+3=7)

**ΠΑΝ 2014.** Σε ίσους όγκους V των διαλυμάτων: • Δίνονται Κw = 10−14 και θ = 25 οC.

Υ2: (ΝΗ3 0,1 Μ Κb = 10−5) Υ4: (ΝαΟΗ 0,1 Μ) Υ6: (ΝΗ3 / ΝΗ4Cℓ)

προστίθεται νερό όγκου x L, y L, ω L αντίστοιχα, ώστε να μεταβληθεί το pH τους κατά μία μονάδα. Να διατάξετε κατά αύξουσα σειρά τις τιμές x, y, ω και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. Τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

Τρία υδατικά διαλύματα (**Δ1, Δ2,** και **Δ3**) έχουν τον ίδιο όγκο και την ίδια θερμοκρασία και περιέχουν: **Δ1:** Το ασθενές οξύ ΗΑ 0,1 Μ ,

**Δ2:** Ρυθμιστικό διάλυμα ΗΑ 0,1 Μ – ΝαΑ 0,1 Μ

**Δ3:** Ρυθμιστικό διάλυμα ΗΑ 1 Μ – ΝαΑ 1Μ

α) Να συγκρίνετε τις τιμές pH των τριών διαλυμάτων. Για το ΗΑ: Κα = 10-6.

β) Σε καθένα από τα τρία διαλύματα προσθέτουμε ίση ποσότητα ΝαΟΗ. Να συγκρίνετε τη μεταβολή pH στα τρία διαλύματα χωρίς να κάνετε πράξεις.

Διαθέτουμε τέσσερα (4) υδατικά διαλύματα Δ1, Δ2, Δ3 και Δ4 ίσης συγκέντρωσης, που περιέχουν ΝΗ3, ΝαΟΗ, ΗCℓ και ΝΗ4Cℓ αντίστοιχα. α) Να προτείνετε τρεις τρόπους παρασκευής ρυθμιστικού διαλύματος ΝΗ3 / ΝΗ4Cℓ αναμειγνύοντας κατάλληλες ποσότητες από τα παραπάνω διαλύματα, επιλέγοντας δύο κάθε φορά. β) Να δικαιολογήσετε τις επιλογές σας.

Το σημαντικότερο ρυθμιστικό σύστημα του αίματος είναι το H 2CO3 / HCO3−1 .

α) Να γράψετε την εξίσωση της ισορροπίας μεταξύ των δύο συζυγών μορφών του ανωτέρω ρυθμιστικού. (μονάδα 1)

β) Αν το pH του αίματος έχει τιμή 7,4 και η pKa1 του H2CO3 είναι 6,4, να υπολογίσετε τον λόγο των συγκεντρώσεων του H 2CO3 προς το HCO3−1. (μονάδα 3) Απ: 0,1

**Ερωτήσεις αντιστοίχησης.**

Να αντιστοιχίσετε τα υδατικά διαλύματα της στήλης **Α** με τιμές pH της στήλης **Β**. Τα διαλύματα έχουν θερμοκρασία 25 οC.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Στήλη Α** |  | **Στήλη Β** | |
| Διάλυμα CH3COOH 1 M | 1 | α | 1 |
| Διάλυμα HCl 0,1 M - NαCl 0,1 M | 2 | β | 2,5 |
| Διάλυμα CH3COONα 0,1 M - ΝαCl 0,1 M | 3 | γ | 4 |
| Διάλυμα CH3COOH 1 M - CH3COONα 1 M | 4 | δ | 5 |
| Διάλυμα CH3COOH 0,1 M - CH3COONα 0,1 M | 5 | ε | 9 |
| Διάλυμα CH3COOH 1 M - CH3COONα 0,1 M | 6 |  |  |

**Ασκήσεις**

Να υπολογίσετε το pΗ του ρυθμιστικού διαλύματος που προκύπτει κατά την ανάμιξη;

α) 200 ml υδατικού διαλύματος ΝαΟΗ 1 Μ με 300 ml υδατικού διαλύματος ΗCOOH 1 M.

β) 200 ml υδατικού διαλύματος HCl 0,1 M με 100 ml υδατικού διαλύματος ΝΗ3 0,4 Μ.

Δίνονται: για το HCOOH: Κα = 2⋅10-4, για το ΝΗ3: Κb = 10-5.

Aπ. α) pH = 4 , β) pH = 9

ΕΠΑΝ 2017. Για να παρασκευαστεί ρυθμιστικό διάλυμα CH3COOH / CH3COONa με pH = 5 , εργαζόμαστε ως εξής:

Σε 100 ml διαλύματος CH3COOH 24% w/v προσθέτουμε στερεό CH3COONa και το διάλυμα αραιώνεται με νερό μέχρι τελικού όγκου 500 ml. Να υπολογίσετε τα γραμμάρια CH3COONa (με Mr = 82) που απαιτούνται. Δίνεται για το CH3COOH ότι Ka = 10-5 .

Απ: 32,8 gr ή 0,4 mol

Διαθέτουμε υδατικό διάλυμα Δ1 ΚCN συγκέντρωσης 0,04 Μ. Αναμιγνύουμε V1 lit του διαλύματος Δ1 με V2 lit διαλύματος ΗCN 0,2 Μ και προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα με pH = 10.

Να υπολογίσετε την τιμή του λόγου V1 / V2. Δίνεται για το ΗCN: Κα = 10-10, Κw = 10-14.

Aπ. V1 / V2 = 5

Υδατικό διάλυμα ΝΗ3 (Δ1) έχει συγκέντρωση 1 Μ.

Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμίξουμε το διάλυμα Δ1 με ένα υδατικό διάλυμα Δ2 ΗCl 0,5 M ώστε να σχηματιστεί ρυθμιστικό διάλυμα Δ3 με pΗ = 9; Δίνεται: KbΝΗ3 = 10-5.

Απ. V1 / V2 = 1/1

Δίνονται τα υδατικά διαλύματα: Υ1: Διάλυμα NαOH 0,1M, Υ2: Διάλυμα HB pH = 3 Kα=10-6.

Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμειχθούν τα διαλύματα Y1 και Υ2 ώστε να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα με pH = 6.

Aπ V1 / V2 = 5

**ΠΑΝ 2014.** Διαθέτουμε τα παρακάτω υδατικά διαλύματα:

Διάλυμα Δ1 NH4Cℓ, με C = 0,1 M και Kb ΝΗ3 = 10-5, Διάλυμα Δ2 ΝαOH με C = 0,1 M .

Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμίξουμε τα διαλύματα Δ1 και Δ2 , ώστε να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα με pH = 9.

Aπ: V1 = 2V2

Υδατικό διάλυμα ΝαΟΗ (διάλυμα Α) έχει συγκέντρωση 0,001 Μ . Υδατικό διάλυμα HClO (διάλυμα Β) έχει συγκέντρωση C = 0,01 M. Αναμιγνύουμε VA lit του διαλύματος Α με VΒ lit του διαλύματος Β και προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα με pH = 8. Να βρεθεί ο λόγος VA/VΒ.

Όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία 25 °C , όπου Κw = 10–14 και Κα (HClO) = 10–8.

Απ: VA/VΒ = 5/1

**ΠΑΝ 2024.** Διαθέτουμε τα παρακάτω διαλύματα:

• Υ1 : Υδατικό διάλυμα NH3 όγκου 100 ml και συγκέντρωσης 0,5 Μ

• Υ2 : Υδατικό διάλυμα HBr όγκου 100 ml και συγκέντρωσης 1 Μ

Να υπολογιστεί ο μέγιστος όγκος ρυθμιστικού διαλύματος Υ3 με pH = 9, που μπορεί να προκύψει από την ανάμιξη των διαλυμάτων Υ1 και Υ2. Δίνονται: • Kw = 10-14, • Για την NH3: Kb = 10-5.

• Όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία θ = 25 oC και τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις. (Μονάδες 7). Απ: 125 ml

Δυο ρυθμιστικά διαλύματα Δ1 και Δ2 με pH = 4 και pH = 6 αντίστοιχα περιέχουν το ίδιο άλας ΝαΑ και το ίδιο ασθενές οξύ HA. Η συγκέντρωση του οξέος HA και στα δυο διαλύματα είναι ίδια και ίση με 0,1 Μ. Δίνεται: ΚαΗΑ =10-5.

α) Να υπολογίσετε τις συγκεντρώσεις του άλατος ΝαΑ στα διαλύματα Δ1 και Δ2.

β) Πόσα ml του ρυθμιστικού διαλύματος Δ2 πρέπει να αναμιχθούν με 100 ml του ρυθμιστικού διαλύματος Δ1 , ώστε το pH του διαλύματος που θα προκύψει να είναι ίσο με 5.

Απ. α) 0,01 Μ – 1 Μ β) 10 ml

**ΕΠΑΝ 2014.** Στο σχολικό εργαστήριο διαθέτουμε:

• Διάλυμα Y1: Υδατικό διάλυμα αιθανικού οξέος CΗ3COOΗ 6% w/v

• Διάλυμα Y2: Υδατικό διάλυμα αιθανικού νατρίου CΗ3COONα 0,5 M

Ποιος είναι ο μέγιστος όγκος ρυθμιστικού διαλύματος με pH = 5 που μπορούμε να παρασκευάσουμε, αν στο εργαστήριο διαθέτουμε 1 L από το διάλυμα Υ1 και 1 L από το διάλυμα Υ2; Για το CΗ3COOΗ: Κα = 10−5 Κw = 10-14 και θ = 25ο C Ar: C : 12, O : 16, H : 1.

Aπ: Υ1 = 500 ml Υ2: 1000 ml

**ΕΠΑΝ 2008.** Στο σχολικό εργαστήριο διαθέτουμε:

• Διάλυμα Δ1: Υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέος ΗΑ συγκέντρωσης 0,01 Μ με Κa = 10-6.

• Διάλυμα Δ2: Υδατικό διάλυμα άλατος ΝaΑ με συγκέντρωση 0,1 Μ.

α) Να υπολογίσετε τους όγκους V1 και V2 των διαλυμάτων Δ1 και Δ2 αντίστοιχα, που πρέπει να αναμείξουμε για να παρασκευάσουμε 1,1 lit ρυθμιστικού διαλύματος Δ3 με pH = 6.

β) Στο διάλυμα Δ3 προστίθενται 0,03 mol αερίου HCl και το διάλυμα που προκύπτει αραιώνεται μέχρι τελικού όγκου 2 L (διάλυμα Δ4).

Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση των ιόντων Η3Ο+ και Α− που περιέχονται στο διάλυμα Δ4.

Aπ: α) 1 lit - 0,1 lit β) [Η3Ο+] = 10-2 M και [Α−] = 10-6 M

Ρυθμιστικό διάλυμα περιέχει ΝΗ3 1 Μ και ΝΗ4Cl 2 M. α) Ποιο είναι το pH του διαλύματος;

β) Πόσα mol αερίου HCl πρέπει να προσθέσουμε σε 700 ml του ρυθμιστικού διαλύματος, ώστε να μεταβληθεί το pH του κατά μία μονάδα; Με την προσθήκη HCl δεν μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος. Δίνεται για την ΝΗ3: Kb = 2⋅10-5. Aπ. α) pH = 9 , β) nΗCl = 0,6 mol

Υδατικό διάλυμα Δ1 όγκου 600 ml και pΗ = 1 περιέχει HCOOH συγκέντρωσης 0,5 Μ και HCℓ συγκέντρωσης C M. Ο βαθμός ιοντισμού του HCOOH στο Δ1 είναι α = 2.10–4. Να υπολογίσετε: α) τη συγκέντρωση C του HCℓ στο διάλυμα Δ1. και τη σταθερά Κα του HCOOH.

β) Στο διάλυμα Δ1 προστίθενται 900 ml διαλύματος ΝaΟΗ 0,4 M και προκύπτει διάλυμα Δ2. Να υπολογίσετε το pΗ του διαλύματος Δ2.

γ) Πόσα mol αερίου HCℓ πρέπει να διαλυθούν στο διάλυμα Δ2 χωρίς μεταβολή του όγκου του, ώστε να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα Δ3 με pΗ = 5. Δίνεται θ = 25 οC, όπου Kw = 10−14.

Απ: α) C = 0,1 M Κα = 2.10–5, β) pΗ = 9, γ) 0,1 mol HCℓ

Διαθέτουμε ρυθμιστικό διάλυμα Υ1 που περιέχει ΝΗ3 C M – ΝΗ4Cl 0,1 Μ και έχει pH=9.

α) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση C M της ΝΗ3. Δίνεται ότι: θ=25οC, Κw=10-14 Κb(ΝΗ3 )=10-5.

β) Αραιώνουμε 100 ml του διαλύματος Y1 με H2O, μέχρις όγκου 1000 ml (διάλυμα Υ2). Αν α1 είναι ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3 στο διάλυμα Υ1, και α2 είναι ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3 στο διάλυμα Υ2, να υπολογίσετε το πηλίκο α1/α2.

γ) Σε 200 ml διαλύματος Υ1 προστίθενται 0,01 mol NαOH χωρίς μεταβολή του όγκου, οπότε προκύπτει διάλυμα Υ3. Να υπολογίσετε τη [Η3Ο+] του διαλύματος Υ3.

Απ: α) C = 0,1 M, β) α1/α2 = 1/10, γ) [Η3Ο+] = 1/3·10-9 M

**ΠΑΝ 2016.** Δίνονται τα υδατικά διαλύματα:

Διάλυμα Υ1: HCl 0,1 M. Διάλυμα Υ2: HΑ 0,1 M.

Διάλυμα Υ3: ΝΗ3 0,1 M. Διάλυμα Υ4: ΝαΟΗ 0,1 M.

Δίνονται: Για την ΝΗ3: Kb = 10-5 Για το ΗΑ: Kα = 10-7 ΚW = 10-14 (στους 25 οC).

α) Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμειχθούν τα διαλύματα Y2 και Y4, ώστε να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα Y5 με pH = 7;

β) Πόσα ml διαλύματος Y1 πρέπει να προσθέσουμε σε 330 ml του διαλύματος Y5, έτσι ώστε να προκύψει νέο ρυθμιστικό διάλυμα, το pH του οποίου θα διαφέρει κατά μία μονάδα από το pH του διαλύματος Y5;

γ) Κατά την ανάμειξη ίσων όγκων των διαλυμάτων Y2 και Y3, το διάλυμα που προκύπτει είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο; Να αιτιολογήσετε την απάντηση σας χωρίς να βρείτε την τιμή του pH.

Απ: α) 2/1 β) 90 ml γ) βασικό

Υδατικό διάλυμα Δ1 περιέχει ΝΗ4Cℓ με συγκέντρωση 0,1Μ.

α) Να υπολογίσετε τον αριθμό των mol αέριας ΝΗ3 που πρέπει να διαλυθούν σε 500 ml του διαλύματος Δ1 ώστε να προκύψουν 500 ml ρυθμιστικού διαλύματος Δ2 που να έχει pH = 9.

β) Αναμειγνύονται 500 ml του διαλύματος Δ2 με 500 ml υδατικού διαλύματος ΝaΟΗ 0,1 Μ. Έτσι προκύπτει τελικά διάλυμα Δ3 όγκου 1000 ml. Να υπολογίσετε στο τελικό διάλυμα Δ3:

i. Το pH ii. Το βαθμό ιοντισμού α της ΝΗ3. Δίνεται θ = 25°C και Κβ(ΝΗ3) = 10-5, Kw = 10-14 .

Απ: α) 0,05 mol ΝΗ3 β) pH = 11 , α = 10-2 M

**🗐 Πρωτεολυτικοί δείκτες**

🞛 **Δείκτες:** *Είναι ασθενή οργανικά οξέα ή ασθενείς οργανικές βάσεις, των οποίων τα αδιάστατα μόρια έχουν διαφορετικό χρώμα από τα αντίστοιχα ιόντα τους.*

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ΗΔ | + | H2O | ⮀ | Δ– | + | H3O+ |
| χρώμα 1 |  |  |  | χρώμα 2 |  |  |
| (π.χ. κίτρινο) |  |  |  | (π.χ. κόκκινο) |  |  |

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Δ | + | H2O | ⮀ | ΗΔ+ | + | ΟΗ– |
| χρώμα 1 |  |  |  | χρώμα 2 |  |  |

● Από τα παραπάνω γίνεται φανερό ότι όταν η ισορροπία είναι μετατοπισμένη αριστερά θα επικρατεί στο διάλυμα το χρώμα 1, ενώ όταν είναι μετατοπισμένη δεξιά θα επικρατεί το χρώμα 2.

● Η θέση της παραπάνω ισορροπίας εξαρτάται από τη σταθερά Κα ή Κβ του δείκτη και από τη συγκέντρωση των ιόντων H3O+ ή των ιόντων ΟΗ– του διαλύματος.

☞ **Γενικά για να επικρατεί το χρώμα 1 θα πρέπει: [ΗΔ] > 10ּ[Δ–] (1)**

**ενώ για να επικρατεί το χρώμα 2 θα πρέπει: [Δ–] > 10ּ[ΗΔ] (2)**

Οπότε, εφαρμόζοντας την σταθερά ιοντισμού του δείκτη μπορούμε να βρούμε τις τιμές pH για τις οποίες θα επικρατεί το χρώμα 1 και το χρώμα 2.

Κa(ΗΔ) =  ⇒ =    > 10⋅[Δ–] ⇒ [Η3Ο+] >10⋅Κa(ΗΔ)

**⇒ pH < pKα(HΔ) – 1** **οπότε επικρατεί το χρώμα του ΗΔ (όξινη μορφή)**

Όμοια αν ισχύει η (2) ⇒ **pH > pKα(HΔ) + 1** **τότε επικρατεί το χρώμα του Δ–(βασική μορφή)**.

☞ **Για το pH μεταξύ των τιμών pKa(HΔ) – 1 και pKa(HΔ) + 1 θα επικρατεί η μίξη των χρωμάτων.**

☞ Θεωρητική περιοχή αλλαγής χρώματος: pKaHΔ − 1, pKaHΔ + 1, από το όξινο χρώμα (χρώμα μορίων ΗΔ) στο βασικό (χρώμα ιόντων Δ− ):



**Παράδειγμα:** Έστω δείκτης ΗΔ με pKa(HΔ) = 6. Αν τα μόρια ΗΔ της όξινης μορφής έχουν κίτρινο χρώμα, ενώ τα ιόντα Δ– της βασικής μορφής έχουν μπλε χρώμα, τότε:

**i.** Για pH < pKa(HΔ) – 1 ⇒ pH < 5 ⇒ κίτρινο χρώμα

**ii.** Για pH > pKa(HΔ) + 1 ⇒ pH < 7 ⇒ μπλε χρώμα

**iii.** Για 5 ≤ pH ≤ 7 ⇒ πράσινο χρώμα – ενδιάμεσο χρώμα

**Προσοχή!!!** Τα μόρια του δείκτη (ΗΔ) καθώς και τα ιόντα του (Δ–) απορροφούν ένα μέρος από την ακτινοβολία του ορατού φωτός, με αποτέλεσμα να βλέπουμε το συμπληρωματικό χρώμα της απορροφούμενης ακτινοβολίας.

**Συμπληρωματικά** είναι τα χρώματα που βρίσκονται διαμετρικά αντίθετα στο παρακάτω σχήμα.

ΧΡΩΜΑΤΙΚΟΣ ΚΥΚΛΟΣ

κίτρινο

πράσινο

πορτοκαλί

μπλε

κόκκινο

ιώδες

**Δευτερεύοντα ή συμπληρωματικά χρώματα:** Τα δευτερεύοντα ή συμπληρωτικά χρώματα δημιουργούνται από την ισόποση ανάμειξη 2 βασικών χρωμάτων και προκύπτουν ως εξής:

Κόκκινο + Κίτρινο = Πορτοκαλί.

Μπλε + Κίτρινο = Πράσινο.

Κόκκινο + Μπλε = Μώβ.

☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.

Ένας πρωτεολυτικός δείκτης αλλάζει χρώμα:

α) Όταν μεταβληθεί το pH του διαλύματος.

β) Όταν μετατραπεί το διάλυμα από όξινο σε αλκαλικό.

γ) Όταν μεταβληθεί το pH του διαλύματος κατά δύο τουλάχιστον μονάδες.

δ) Σε ορισμένη περιοχή τιμών του pH η οποία εξαρτάται από το δείκτη.

Το χρώμα της όξινης μορφής ενός πρωτολυτικού δείκτη ΗΔ επικρατεί όταν:

α) pH < 7 β) [Δ-] < [ΗΔ] γ) pH > pKαΗΔ - 1 δ) [Δ−] < 0,1[ΗΔ]

Ένας δείκτης εμφανίζει κίτρινο και μπλε χρώμα σε δύο υδατικά διαλύματα που έχουν pH = 4 και pH = 10 αντίστοιχα. Σε διάλυμα με pH = 6 ο δείκτης αυτός αποκτά χρώμα:

α) μπλε, β) κίτρινο, γ) ενδιάμεσο (πράσινο), δ) δεν μπορεί να γίνει πρόβλεψη.

Για τον πρωτολυτικό δείκτη ΗΔ ισχύει ότι Κα(ΗΔ) = 5∙10-6. Σε υδατικό διάλυμα με pH=7 για τις δύο συζυγείς μορφές του δείκτη ισχύει:

α) [Δ−] < [ΗΔ] β) [Δ−] = 50[ΗΔ] γ) [Δ−] = 20[ΗΔ] δ) [Δ−] = 0,2[ΗΔ

Ένας δείκτης ΗΔ εμφανίζει κόκκινο χρώμα σε ένα υδατικό διάλυμα όταν [ΗΔ] > 5[Δ−] και κίτρινο χρώμα όταν [Δ−] > 8[ΗΔ] ενώ η σταθερά ιοντισμού του δείκτη είναι ίση με Κα(ΗΔ) = 10-6.

Προσθέτουμε δυο σταγόνες του δείκτη σε υδατικό διάλυμα ΝαCl στους 250C.

Τι χρώμα θα αποκτήσει το διάλυμα;

α) κίτρινο, β) κόκκινο,

γ) ένα ενδιάμεσο χρώμα δ) εξαρτάται από την ισχύ του δείκτη.

Σε ένα διάλυμα με pH = 9 για τις δύο συζυγείς μορφής του δείκτη ΗΔ ισχύει ότι [Δ−] = 0,2[ΗΔ]. Για τον δείκτη ΗΔ προκύπτει:

α) Κα(ΗΔ) = 10-9 β) Κα(ΗΔ) = 5∙10-9 γ) Κα(ΗΔ) = 10-4 δ) Κα(ΗΔ) = 2∙10-10.

Σε ένα υδατικό διάλυμα για τις δυο συζυγείς μορφές του δείκτη ΗΔ ισχύει ότι [Δ−] = 4[ΗΔ]. Ποιο ποσοστό του δείκτη βρίσκεται με την όξινη μορφή;

α) 20% β) 25% γ) 75% δ) 80%

☑ Ερωτήσεις σωστό-λάθος με αιτιολόγηση.

Η μια τουλάχιστον από τις συζυγείς μορφές ενός δείκτη απορροφά στο ορατό φάσμα.

Η περιοχή αλλαγής του χρώματος ενός δείκτη είναι περίπου δύο μονάδες στην κλίμακα pH.

Το χρώμα του διαλύματος ενός δείκτη εξαρτάται από το pH του διαλύματος στο οποίο βρίσκεται.

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης - Ασκήσεις.**

**ΠΑΝ 2014.** Δίνεται πρωτολυτικός δείκτης ΗΔ με pΚα = 5. Αν ο δείκτης προστεθεί σε ένα διάλυμα χυμού μήλου, που έχει pΗ = 3, τι τιμή θα έχει ο λόγος [Δ−] **/** [ΗΔ]; Με δεδομένο ότι η όξινη μορφή του δείκτη έχει χρώμα κόκκινο και η βασική κίτρινο, τι χρώμα θα αποκτήσει το διάλυμα;

Απ: 10-2 , κόκκινο

**Β3 - 2016.** Για το δείκτη ερυθρό του αιθυλίου με pKα = 5 , η όξινη μορφή του έχει χρώμα κόκκινο και η βασική του κίτρινο.

α) Προσθέτουμε μερικές σταγόνες του δείκτη σε 25 ml HCl 0,1 M. Τι χρώμα θα αποκτήσει το διάλυμα; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας .

β) Στο διάλυμα του HCl προστίθεται σταδιακά υδατικό διάλυμα ΝαΟΗ 0,1 M.

Σε ποια περιοχή του pH θα αλλάξει χρώμα ο δείκτης; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Απ: κόκκινο , 4 με 6.

Υδατικό διάλυμα που περιέχει τα ιόντα Cr2O72- έχει χρώμα πορτοκαλί, ενώ το υδατικό διάλυμα των ιόντων CrO42- είναι κίτρινο. Μεταξύ των δύο ιόντων υφίσταται η ακόλουθη ισορροπία: 2 CrO42-(aq) + 2 H3O+(aq) ⮀ Cr2O72-(aq) + 3 H2O(l)

α) Σε ένα κίτρινο διάλυμα ιόντων CrO42- προσθέτουμε μικρή ποσότητα H2SO4(aq) . Το διάλυμα χρωματίζεται πορτοκαλί (διάλυμα Υ1 ). Να δικαιολογήσετε την αλλαγή του χρώματος στο διάλυμα (μονάδες 2).

β) Στο διάλυμα Υ1 προστίθεται ποσότητα NaOH(aq) μέχρι το διάλυμα να γίνει εκ νέου κίτρινο. Να δικαιολογήσετε τη νέα αλλαγή του χρώματος (μονάδες 3).

Διαθέτουμε υδατικό διάλυμα CH3COOH 0,1M. Αυτό το διάλυμα αναμειγνύεται με διάλυμα ΝaOH 0,2M και παρασκευάζεται ρυθμιστικό διάλυμα. Στο ρυθμιστικό διάλυμα προσθέτουμε δείκτη με ΚαΗΔ = 10-7. Ο λόγος των συγκεντρώσεων των μορίων του δείκτη προς την ιοντισμένη μορφή του είναι 100. Να υπολογίσετε:

α) Το pH του ρυθμιστικού διαλύματος. (μονάδες 2)

β) Την αναλογία όγκων με την οποία αναμείξαμε τα δύο διαλύματα. (μονάδες 5)

Δίνεται ότι: Όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία θ = 25οC.• ΚαCH3COOH = 10-5

Τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

Απ: α) pH = 5 β) V1/V2 = 4

Η ένωση CH3COONα διαλύεται σε νερό. Στο διάλυμα Υ που προκύπτει προστίθεται δείκτης ΗΔ με pΚaΗΔ = 5. Η μορφή ΗΔ του δείκτη έχει κόκκινο χρώμα και η μορφή Δ− έχει κίτρινο χρώμα. Να προσδιορίσετε το χρώμα του διαλύματος Υ αιτιολογώντας πλήρως την απάντησή σας.

Δίνεται ότι το διάλυμα Υ βρίσκεται σε θερμοκρασία 25 οC. (μονάδες 4)

Διαθέτουμε τα παρακάτω υδατικά διαλύματα: Διάλυμα Δ1: NH3 με C = 0,1 M και Kb = 10-5.

Διάλυμα Δ2: HBr με C = 0,01 Μ

Σε κάθε ένα από τα διαλύματα Δ1 και Δ2 προσθέτουμε λίγες σταγόνες δείκτη ΗΔ. Ο δείκτης ΗΔ είναι ασθενές οξύ με Ka = 10−6, για τον οποίο δίνεται ότι: όταν σε υδατικό διάλυμα το πηλίκο [ΗΔ]/[Δ−] είναι μεγαλύτερο του 10, το χρώμα του διαλύματος γίνεται κόκκινο, ενώ, όταν το πηλίκο [ΗΔ]/[Δ−] είναι μικρότερο του 0,1 , το χρώμα του διαλύματος γίνεται μπλε. Να υπολογίσετε την τιμή του λόγου [ΗΔ]/[Δ−] για το κάθε διάλυμα και να προβλέψετε το χρώμα που θα πάρει.

Απ: Διάλυμα Δ1: [ΗΔ]/[Δ−] = 10-5, μπλε , Διάλυμα Δ2: [ΗΔ]/[Δ−] = 104, κόκκινο.

Όταν ο δείκτης ΗΔ βρεθεί σε ένα υδατικό διάλυμα με pH = 10, η αναλογία των συγκεντρώσεων της ιοντισμένης μορφής προς τη μη ιοντισμένη μορφή είναι 4:1. Να υπολογίσετε:

α) Την τιμή pKa(HΔ) του δείκτη. Δίνεται: log(4) = 0,6

β) Το ποσοστό ιοντισμού του δείκτη σε διάλυμα με pH = 10.

Απ: α) pKa(HΔ) = 9,4 , β) 80%

Σε υδατικό διάλυμα νιτρικού νικελίου Νi(NO3)2 προστίθεται διάλυμα αμμωνίας και αποκαθίσταται η ακόλουθη ισορροπία:

[Νi(Η2O)6]2+(aq) + 6ΝΗ3(aq) ⮀ [Νi(ΝΗ3)6]2+(aq) + 6Η2O(l) (1)

α) Σε ένα δοκιμαστικό σωλήνα που περιέχει το παραπάνω διάλυμα προστίθεται στερεό NH4Cl(s) χωρίς μεταβολή του όγκου. Να εξηγήσετε προς τα πού θα μετατοπιστεί η ισορροπία (1).

Όταν θερμαίνουμε το διάλυμα, εκλύεται αέριο το οποίο διαβιβάζεται σε άχρωμο διάλυμα φαινολοφθαλεΐνης, το οποίο μετατρέπει σε ερυθρό.

β) Να εξηγήσετε προς τα πού μετατοπίζεται η ισορροπία (1) κατά την έκλυση του αερίου. Δίνεται ότι η φαινολοφθαλεΐνη είναι πρωτολυτικός δείκτης (pKa = 9,1), η όξινη μορφή της είναι άχρωμη και η βασική μορφή της είναι ερυθρή. (μονάδες 3+4=7).

**α)** Για τον δείκτη Β που είναι ασθενής οργανική βάση δίνεται η σταθερά Κb = 10-10, και τα χρώματα: χρώμα όξινης μορφής: κόκκινο, χρώμα βασικής μορφής: κίτρινο. Για το Η2Ο: Κw = 10-14.

Τι χρώμα θα αποκτήσει το καθαρό νερό αν προσθέσουμε σταγόνα του δείκτη Β στο καθαρό νερό;

**β)** Πόσα ml αέριου ΗCl (stp) πρέπει να προσθέσουμε στη συνέχεια στο υδατικό διάλυμα του δείκτη ώστε να προκύψει ένα κόκκινο διάλυμα όγκου 500 ml;

Απ: α) κίτρινο, β) V > 11,2 ml,

Ένας δείκτης ΗΔ είναι ασθενές διπρωτικό οξύ με pKa1 = 2 και pKa2 = 9 και παρουσιάζει διαφορετικούς χρωματισμούς σε τρεις περιοχές pH. Η μορφή Η2Δ του δείκτη είναι κόκκινη, η μορφή ΗΔ− είναι κίτρινη και η μορφή Δ2− είναι μπλε. Δυο σταγόνες του δείκτη ΗΔ προστίθενται σε διάλυμα Δ με pH = 5. Να προσδιορισθεί το χρώμα του διαλύματος Δ (μονάδες 4).

**🗐 Ογκομέτρηση (Οξυμετρία – Αλκαλιμετρία)**

🞛 **Ογκομέτρηση:**

Είναι η διαδικασία με την οποία υπολογίζουμε την (άγνωστη) συγκέντρωση ενός διαλύματος οξέος (ή βάσης) μετρώντας τον όγκο ενός πρότυπου διαλύματος βάσης (ή οξέος) που απαιτείται για την εξουδετέρωση ορισμένου όγκου του πρώτου διαλύματος.

🞛 **Οξυμετρία και Αλκαλιμετρία**.

● **Οξυμετρία** είναι η περίπτωση που θέλουμε να βρούμε τη συγκέντρωση ενός διαλύματος **βάσης**, μετρώντας τον όγκο **πρότυπου διαλύματος ισχυρού οξέος.**

● Α**λκαλιμετρία** είναι η περίπτωση που θέλουμε να βρούμε τη συγκέντρωση ενός διαλύματος **οξέος**, μετρώντας τον όγκο **πρότυπου διαλύματος ισχυρής βάσης.**

🞛 Καμπύλη ογκομέτρησης.

Έστω ότι έχουμε ένα διάλυμα οξέος και προσδιορίζουμε τη συγκέντρωση του με την ογκομετρική μέθοδο. Καθώς προστίθεται στο διάλυμα αυτό το πρότυπο διάλυμα της βάσης, το pΗ του διαλύματος του οξέος μεταβάλλεται, και συγκεκριμένα αυξάνεται. Μπορούμε να απεικονίσουμε το pΗ του ογκομετρούμενου διαλύματος συναρτήσει του όγκου του πρότυπου διαλύματος που προστίθεται. Η καμπύλη που θα προκύψει ονομάζεται **καμπύλη ογκομέτρησης**.

**Ισοδύναμο σημείο** είναι το σημείο της ογκομέτρησης, όπου έχει αντιδράσει πλήρως η ουσία (στοιχειομετρικά) με ορισμένη ποσότητα του πρότυπου διαλύματος.

**Τελικό σημείο** ονομάζεται το σημείο όπου παρατηρείται χρωματική αλλαγή του ογκομετρούμενου διαλύματος.

🞛 **Περιπτώσεις Ογκομέτρησης.**

● **Ογκομέτρηση ισχυρής βάσης από ισχυρό οξύ.**

*Έστω ότι ογκομετρούνται 20 ml διαλύματος ΚΟΗ C M με πρότυπο διάλυμα HCl 0,1 M.*

Η αντίδραση εξουδετέρωσης είναι: ΚΟΗ + HCl → ΚCl + Η2Ο.

10

20

30

0

2

6

10

14

pH

Όγκος διαλ/τος οξέος

Α

Β

Γ

Ι

Δ

Ε

Έστω ότι καταναλωθήκαν 20 ml διαλύματος HCl για να φτάσουμε στο ισοδύναμο σημείο. Στο ισοδύναμο σημείο θα ισχύει:

n(KOH) = n(HCl) ή CKOH VKOH = CHCl VHCl

ή CKOH 0,02 = 0,1 0,02 ⇒ CKOH = 0,1 M

***Παρατηρήσεις στην καμπύλη ογκομέτρησης.***

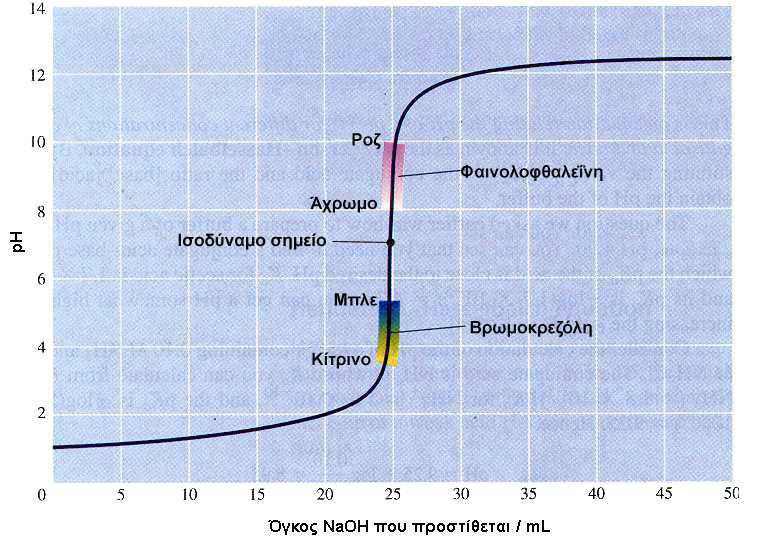
1) Το αρχικό διάλυμα ΚΟΗ έχει C = 0,1 M οπότε pH = 13.

2) Πριν το ισοδύναμο σημείο το pH καθορίζεται από την περίσσεια του ΚΟΗ και είναι pH > 7.

3) Στο ισοδύναμο σημείο υπάρχει μόνο το άλας ΚCl και το pH είναι 7.

4) Μετά το ισοδύναμο σημείο το pH καθορίζεται από την περίσσεια του HCl και είναι pH < 7.

● **Ογκομέτρηση ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση.**

*Έστω ότι ογκομετρούνται 25 ml διαλύματος HCl C M με πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ 0,1 M.*

Η αντίδραση εξουδετέρωσης είναι:

ΝαΟΗ + HCl → ΝαCl + Η2Ο.

Έστω ότι καταναλωθήκαν 25 ml διαλύματος ΝαΟΗ για να φτάσουμε στο ισοδύναμο σημείο. Στο ισοδύναμο σημείο θα ισχύει:

n(ΝαOH) = n(HCl) ή CΝαOH VΝαOH = CHCl VHCl

ή 0,1 0,025 = CHCl 0,025 ⇒ CHCl = 0,1 M

***Παρατηρήσεις στην καμπύλη ογκομέτρησης.***

1) Το αρχικό διάλυμα HCl έχει C = 0,1 M οπότε pH = 1.

2) Πριν το ισοδύναμο σημείο το pH καθορίζεται από την περίσσεια του HCl και είναι pH < 7.

3) Στο ισοδύναμο σημείο υπάρχει μόνο το άλας ΝαCl και το pH είναι 7.

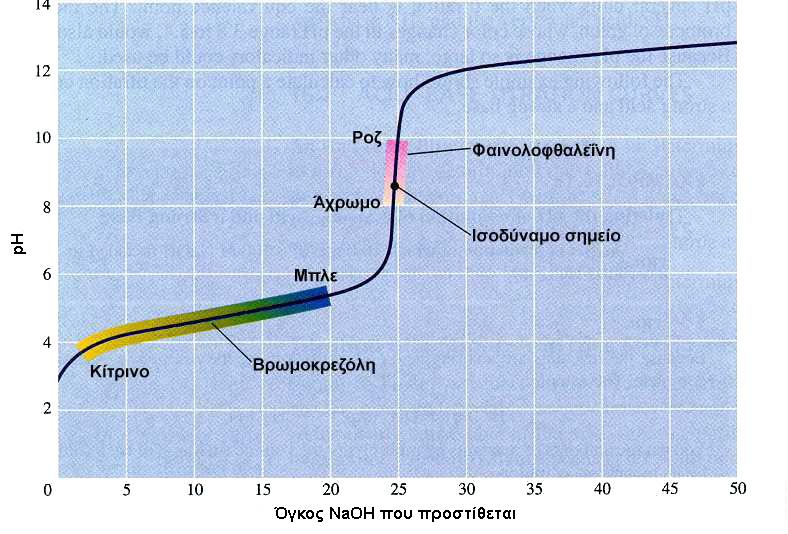
4) Μετά το ισοδύναμο σημείο το pH καθορίζεται από την περίσσεια του ΝαΟΗ και είναι pH > 7.

5) Κατάλληλος δείκτης για την ογκομέτρηση αυτή είναι π.χ. η φαινολοφθαλεΐνη και το πράσινο της βρωμοκρεζόλης γιατί τα πεδία pH αλλαγής χρώματος των δεικτών βρίσκονται, όπως φαίνεται στο σχήμα , στο κατακόρυφο τμήμα της καμπύλη ογκομέτρησης.

● **Ογκομέτρηση ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση**

*Έστω ότι ογκομετρούνται 25 ml διαλύματος CH3COOH* *C M με πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ 0,1 M.*

Η αντίδραση εξουδετέρωσης είναι: CH3COOΗ + ΝαΟΗ → CH3COONα + Η2Ο.

Έστω ότι καταναλωθήκαν 25 ml διαλύματος ΝαΟΗ για να φτάσουμε στο ισοδύναμο σημείο. Στο ισοδύναμο σημείο θα ισχύει:

n(ΝαOH) = n(CH3COOΗ) ή

CΝαOH VΝαOH = CCH3COOΗ VCH3COOΗ

ή 0,1 0,025 = CCH3COOΗ 0,025 ⇒ CCH3COOΗ = 0,1 M

***Παρατηρήσεις στην καμπύλη ογκομέτρησης.***

1) Το αρχικό διάλυμα CH3COOΗ έχει C = 0,1 M και με την Κα μπορώ να βρω το αρχικό pH.

2) Πριν το ισοδύναμο σημείο δημιουργείται ρυθμιστικό διάλυμα CH3COOΗ - CH3COONα και το pH υπολογίζεται από τον τύπο του Henderson pH = pKa + log (Cβασ/Cοξ).

3) Στο μέσο της ογκομέτρησης (δηλαδή όταν έχουν προστεθεί 12,5 ml ΝαΟΗ) έχει εξουδετερωθεί η μισή ποσότητα (mol) του οξέως CH3COOΗ και στο ρυθμιστικό διάλυμα που έχουμε τότε ισχύει:

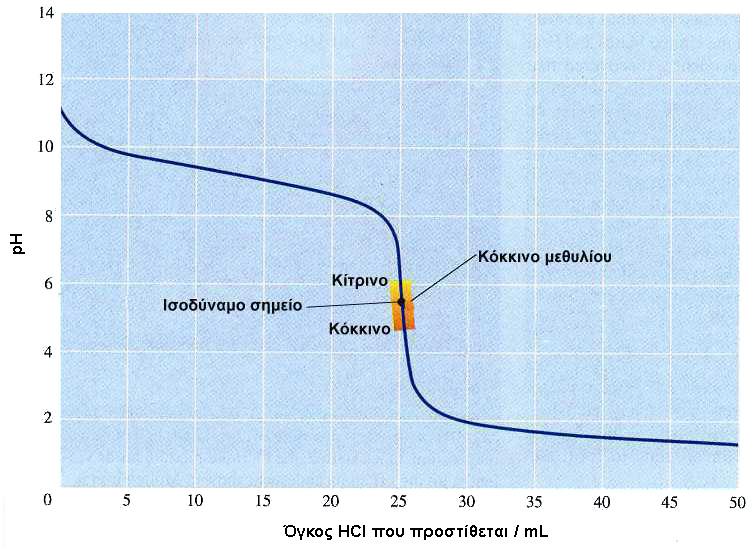
Cβάσης = Cοξέος , οπότε το pH του διαλύματος είναι: pH = pKa + log (Cβασ/Cοξ) ⇒ pH = pKa.

4) Στο ισοδύναμο σημείο υπάρχει μόνο το άλας CH3COONα και το pH είναι μεγαλύτερο του 7.

5) Μετά το ισοδύναμο σημείο το διάλυμα περιέχει το άλας CH3COONα και την ισχυρή βάση ΝαΟΗ οπότε pH > 7.

6) Κατάλληλος δείκτης για την ογκομέτρηση αυτή είναι π.χ. η φαινολοφθαλεΐνη, καθώς το πεδίο pH αλλαγής χρώματος του περιλαμβάνει το ισοδύναμο σημείο. Αντίθετα, ο δείκτης πράσινο της βρωμοκρεζόλης κρίνεται ακατάλληλος, καθώς το πεδίο pH αλλαγής χρώματος του δεν περιλαμβάνει το ισοδύναμο σημείο και ούτε βρίσκεται στο κατακόρυφο τμήμα της καμπύλης ογκομέτρησης .

● **Ογκομέτρηση ασθενής βάσης με ισχυρό οξύ**

*Έστω ότι ογκομετρούνται 25 ml διαλύματος ΝH3 C M με πρότυπο διάλυμα ΗCl 0,1 M.*

Η αντίδραση εξουδετέρωσης είναι:

NH3 + ΗCl → NH4Cl.

Έστω ότι καταναλωθήκαν 25 ml διαλύματος ΗCl για να φτάσουμε στο ισοδύναμο σημείο. Στο ισοδύναμο σημείο θα ισχύει: n(ΝH3) = n(ΗCl) ή

CΝH3 VΝH3 = CΗCl VΗCl ή

CΝH3 0,025 = 0,1 0,025 ⇒ CNH3 = 0,1 M

***Παρατηρήσεις στην καμπύλη ογκομέτρησης.***

1) Το αρχικό διάλυμα NH3 έχει C = 0,1 M και με την Κb μπορώ να βρω το αρχικό pH.

2) Πριν το ισοδύναμο σημείο δημιουργείται ρυθμιστικό διάλυμα NH3 – NH4Cl και το pH υπολογίζεται από τον τύπο του Henderson pH = pKa + log (Cβασ/Cοξ).

3) Στο μέσο της ογκομέτρησης (δηλαδή όταν έχουν προστεθεί 12,5 ml HCl) έχει εξουδετερωθεί η μισή ποσότητα (mol) της βάσης NH3 και στο ρυθμιστικό διάλυμα που έχουμε τότε ισχύει:

Cβας=Cοξ , οπότε το pH του διαλύματος είναι: pH = pKa + log (Cβασ/Cοξ) ⇒ pH = pKa του ΝΗ4+

4) Στο ισοδύναμο σημείο υπάρχει μόνο το άλας ΝH4Cl και το pH είναι μικρότερο του 7.

5) Μετά το ισοδύναμο σημείο το διάλυμα περιέχει το άλας ΝH4Cl και το ισχυρό οξύ HCl οπότε pH<7.

6) Κατάλληλος δείκτης για την ογκομέτρηση αυτή είναι π.χ. το κόκκινο του μεθυλίου (το πεδίο pH αλλαγής χρώματος του περιλαμβάνει το ισοδύναμο σημείο). Ενώ ακατάλληλος κρίνεται ο δείκτης φαινολοφθαλεΐνη (το πεδίο pH αλλαγής χρώματος του δεν περιλαμβάνει το ισοδύναμο σημείο και ούτε βρίσκεται στο κατακόρυφο τμήμα της καμπύλης ογκομέτρησης).

☑ Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.

Κατά την ογκομέτρηση υδατικού διαλύματος CH3COOH με πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ , στους 25° C, το pH του διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο είναι :

α) μεγαλύτερο του 7. β) ίσο με 7. γ) μικρότερο του 7. δ) ίσο με 0.

Κατά την ογκομέτρηση διαλύματος ΗCℓ με πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ στους 25° C, στο ισοδύναμο σημείο το διάλυμα έχει :

α) pH=13 β) pH= 6 γ) pH= 7 δ) pH= 2.

Για την ογκομέτρηση διαλύματος μεθυλαμίνης (CH3NH2) με πρότυπο διάλυμα ισχυρού οξέος στους 25° C, ο κατάλληλος πρωτολυτικός δείκτης έχει:

α) pKα=8 β) pKα=5,5 γ) pKα=10 δ) pKα=12

Ο καταλληλότερος δείκτης (ΗΔ) για την ογκομέτρηση ασθενούς οξέος ΗΑ με ισχυρή βάση ΝαΟΗ στους 25° C, έχει:

α) Kα(ΗΔ)=10-3 β) Kα(ΗΔ)=10-4 γ) Kα(ΗΔ)=10-6 δ) Kα(ΗΔ)=10-9

☑ Ερωτήσεις σωστό-λάθος με αιτιολόγηση.

Ισοδύναμο σημείο ονομάζεται η τιμή pH του τελικού διαλύματος που προκύπτει σε μια ογκομέτρηση.

Η ογκομέτρηση εξουδετέρωσης έχει ως στόχο την εύρεση της ακριβούς τιμής του pH ενός διαλύματος.

Υδατικό διάλυμα CH3NH2 ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα ισχυρού οξέως (π.χ. HCl). Στο ισοδύναμο σημείο το διάλυμα έχει pH < 7.

Υδατικό διάλυμα CH3COOH ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα ισχυρής βάσης (π.χ. ΚΟΗ). Ως δείκτης είναι δυνατόν να χρησιμοποιηθεί η ηλιανθίνη με pΚα=3,5.

Κατά την ογκομέτρηση διαλύματος ΚΟΗ από πρότυπο διάλυμα ΗCl, καλύτερος δείκτης μεταξύ φαινολοφθαλεΐνης (pΚα=9,5) και μπλε της βρωμοθυμόλης (pΚα=7,3) είναι η φαινολοφθαλεΐνη.

Οξυμετρία είναι ο κλάδος της ογκομετρίας που περιλαμβάνει προσδιορισμούς συγκεντρώσεων βάσεων με πρότυπο διάλυμα οξέος.

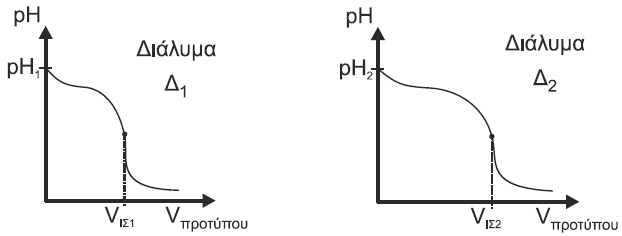
Τελικό σημείο είναι το σημείο στο οποίο έχει αντιδράσει πλήρως η ουσία με ορισμένη ποσότητα του πρότυπου διαλύματος.

Κατά τη διάρκεια μιας ογκομέτρησης με οξέα ή βάσεις (οξυμετρία ή αλκαλιμετρία) το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος παραμένει σταθερό.

Στις ογκομετρήσεις εξουδετέρωσης το pΗ του διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο στους 250C είναι 7.

Το σημείο της ογκομέτρησης όπου έχει αντιδράσει πλήρως η ουσία με ορισμένη ποσότητα του πρότυπου διαλύματος λέγεται τελικό σημείο ή πέρας της ογκομέτρησης.

**☑ Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

**** Δίνονται οι καμπύλες ογκομέτρησης σε θερμοκρασία θ οC για δύο υδατικά διαλύματα Δ1 και Δ2, που περιέχουν την ίδια ασθενή μονοπρωτική βάση και ογκομετρούνται με το ίδιο πρότυπο διάλυμα. Για τα παραπάνω διαγράμματα ισχύει: pH1 = pH2 και VIΣ1 < VIΣ2.

α) Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν σαν σωστές ή λανθασμένες.

i) Το Δ1 έχει μεγαλύτερη συγκέντρωση από το Δ2. (μονάδα 1)

ii) Ο όγκος του Δ1 είναι μεγαλύτερος από τον όγκο του Δ2. (μονάδα 1).

Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας. (μονάδες 2)

β) Αν τα δύο παραπάνω διαλύματα Δ1 και Δ2 έχουν ίσο όγκο, αλλά περιέχουν διαφορετική μονοπρωτική ασθενή βάση, να εξηγήσετε ποια από τις δύο βάσεις είναι ισχυρότερη. (μονάδες 2)



**ΕΠΑΝ 2014.** Στο σχήμα 1δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης ασθενούς οξέος ΗΑ από πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ.

Να εξηγήσετε γιατί η μεταβολή του pΗ του ογκομετρούμενου διαλύματος μεταξύ της προσθήκης όγκου πρότυπου διαλύματος α ml έως β ml είναι μικρή.

**Β3. ΕΠΑΝ 2017.** Δίνονται οι παρακάτω καμπύλες τιτλοδότησης μονοπρωτικού οξέος ΗΑ με πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ 10-3 M:



α) Εξηγήστε ποια από τις τρεις καμπύλες είναι λανθασμένη.

β) Εξηγήστε ποια από τις τρεις καμπύλες αντιστοιχεί στην τιτλοδότηση ενός ασθενούς οξέως.

γ) Υπολογίστε την τιμή ω στους 25 0C.

**ΠΑΝ 2016. Σ ή Λ.**

**Δ4**)Είναι δυνατός ο προσδιορισμός της συγκέντρωσης διαλύματος HCOOH με ογκομέτρηση με πρότυπο διάλυμα ΚMnO4 παρουσία Η2SO4 ; Απαιτείται δείκτης σε αυτή την περίπτωση; (μον 3).

**☑ Ασκήσεις Ογκομέτρησης.**

**με ισχυρά οξέα ή βάσεις**

Στο διπλανό διάγραμμα δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης ενός μονοπρωτικού οξέως ΗΑ όγκου 50 ml με πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ συγκέντρωσης 0,2 Μ.

25

0

7

pH

Ισοδύναμο σημείο

VΝαΟΗ

σε ml

Α

α) Η καμπύλη ογκομέτρησης είναι καμπύλη οξυμετρίας ή αλκαλιμετρίας.

β) Το οξύ ΗΑ είναι ισχυρό ή ασθενές;

γ) Ποιο είναι το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος στο σημείο Α;

Απ: β) ισχυρό γ) pH = 1.

Στο διπλανό διάγραμμα δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης μιας μονοπρωτικής βάσης Β όγκου 20 ml με πρότυπο διάλυμα HCl συγκέντρωσης 0,1 Μ.

20

0

7

pH

Ισοδύναμο σημείο

VHCl

σε ml

Α

α) Η καμπύλη ογκομέτρησης είναι καμπύλη οξυμετρίας ή αλκαλιμετρίας.

β) Η βάση Β είναι ισχυρή ή ασθενής;

γ) Ποιο είναι το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος στο σημείο Α;

Απ: β) ισχυρή γ) pH = 13.

Στο διπλανό διάγραμμα δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης υδατικού διαλύματος ΝαΟΗ όγκου 40 ml με πρότυπο διάλυμα HCl συγκέντρωσης 0,2 Μ.

20

0

7

pH

Ισοδύναμο σημείο

VHCl

σε ml

Α

Β

Γ

40

10

Nα υπολογίσετε το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος στα σημεία Α , Β και Γ.

Δίνεται: log(2) = 0,3, log(5) = 0,7.

Απ: pH(Α) = 13, pH(Β) = 12,6, pH(Γ) = 1,3.

**Ασκήσεις Ογκομέτρησης με ασθενή οξέα ή βάσεις.**

**ΠΑΝ 2016.**

Ποσότητα 20 ml διαλύματος Y2 (Y2: διάλυμα ΗΑ με pH=4) ογκομετρείται με το πρότυπο διάλυμα Y4 (Y4: διάλυμα ΝαΟΗ 0,1 Μ). Για την πλήρη εξουδετέρωση των 20 ml του Y2 απαιτήθηκαν 20 ml από το Y4.

α) Η ανωτέρω ογκομέτρηση είναι οξυμετρία ή αλκαλιμετρία; (μονάδα 1)

β) Με ποιο γυάλινο σκεύος μετράται ο όγκος του διαλύματος Y2 και με ποιο ο όγκος του διαλύματος Y4; (μονάδες 2)

γ) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του ΗΑ στο διάλυμα Y2. (μονάδα 1)

δ) Πρωτεολυτικός δείκτης ΗΔ, ο οποίος έχει pKα = 5, προστίθεται στο διάλυμα Υ2. Να υπολογίσετε το λόγο [ΗΔ] / [Δ−]. Να βρείτε την τιμή της Κα του ΗΑ. (Μονάδες 2+2)

Απ: α) αλκαλιμετρία β) …… γ) C = 0,1 M δ) [ΗΔ] / [Δ−] = 10 , Kα = 10-7

ΠΑΝ 2019.

Το γαλακτικό οξύ (Γ.Ο.) με τον ακόλουθο συντακτικό τύπο απαντά σε πολλά τρόφιμα. . Η %w/w περιεκτικότητα σε γαλακτικό οξύ είναι ένας δείκτης ποιότητας των τροφίμων. Από ένα γιαούρτι λαμβάνουμε δείγμα 10 gr, τα οποία διαλύονται σε νερό, οπότε σχηματίζεται διάλυμα όγκου 30 ml (διάλυμα Δ1). Στη συνέχεια ογκομετρούμε το Δ1 με πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ 0,05 Μ. Για το τελικό σημείο απαιτήθηκαν 20 ml προτύπου διαλύματος.

α) Να υπολογίσετε το pH στο τελικό σημείο της ογκομέτρησης (το οποίο θεωρούμε και ως ισοδύναμο σημείο). (μονάδες 2)

β) Να υπολογιστεί η %w/w περιεκτικότητα του γιαουρτιού σε γαλακτικό οξύ. (μονάδες 3)

Δίνονται για το γαλακτικό οξύ: Mr = 90. Kα = 2·10-4 και για νερό Kw = 10-14 στους 25oC.

Τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

Απ: α) pH = 8, β) 0,9 %w/w

**ΠΑΝ 2012.**

Υδατικό διάλυμα ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HB όγκου 60 ml (διάλυμα Y5) ογκομετρείται με το διάλυμα Y2 (Y2: ΝαΟΗ 0,1 Μ). Βρίσκουμε πειραματικά ότι, όταν προσθέσουμε 20 ml διαλύματος Y2 στο διάλυμα Y5, προκύπτει διάλυμα με pH=4, ενώ, όταν προσθέσουμε 50 ml διαλύματος Y2 στο διάλυμα Y5, προκύπτει διάλυμα με pH=5. Να βρεθούν:

α) η σταθερά ιοντισμού Kα του οξέος HB. (μονάδες 6)

β) το pH στο ισοδύναμο σημείο της πιο πάνω ογκομέτρησης. (μονάδες 6)

Απ: α) Kα = 5 10-5 , β) pH=8,5

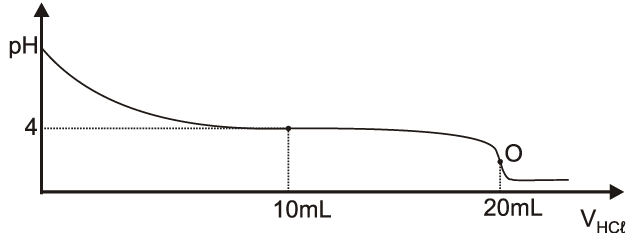
**ΕΠΑΝ 2015.**

Δύο μαθητές Α και Β ογκομέτρησαν, χωριστά ο καθένας, 25 ml του ίδιου αγνώστου διαλύματος ΝΗ3 με πρότυπο διάλυμα ΗCℓ 0,1 Μ. Ο μαθητής Α χρησιμοποίησε ως δείκτη φαινολοφθαλεΐνη με περιοχή pH αλλαγής χρώματος 8,2-10 και προσδιόρισε τη συγκέντρωση της ΝΗ3 στο ογκομετρούμενο διάλυμα ίση με CA. O μαθητής Β χρησιμοποίησε ως δείκτη κόκκινο του μεθυλίου με περιοχή pH αλλαγής χρώματος 4,7-6,2 και προσδιόρισε τη συγκέντρωση της ΝΗ3 στο ογκομετρούμενο διάλυμα ίση με CΒ.

α) Ποιος μαθητής προσδιόρισε ακριβέστερα τη συγκέντρωση της ΝΗ3 στο ογκομετρούμενο διάλυμα; β) Ποια από τις συγκεντρώσεις CA και CΒ είναι μεγαλύτερη;

γ) Να αναφέρετε δύο παράγοντες που γενικότερα επηρεάζουν το κατακόρυφο τμήμα μιας καμπύλης ογκομέτρησης οξυμετρίας ή αλκαλιμετρίας. Να αιτιολογήσετε όλες τις απαντήσεις σας.

Απ: α) Β β) CΒ γ) 1) η ισχύς 2) πολυπρωτικοί ηλεκτρολύτες.

 **ΠΑΝ 2018.**

Ποσότητα αερίου HCN απομονώνεται και χρησιμοποιείται για την Παρασκευή ισομοριακής ποσότητας μεθανικού νατρίου (HCOONa). Το HCOONa διαλύεται σε νερό και παρασκευάζεται διάλυμα Δ1 όγκου 2 lit. Από το διάλυμα Δ1 λαμβάνεται ποσότητα 20 ml η οποία ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα HCl(aq) συγκέντρωσης 0,2 Μ. Η καμπύλη ογκομέτρησης δίνεται παραπάνω: Το σημείο Ο είναι το ισοδύναμο σημείο της ογκομέτρησης.

α) Να προσδιορίσετε τη συγκέντρωση του ογκομετρούμενου διαλύματος. (μον. 2)

β) Με βάση την καμπύλη ογκομέτρησης να αποδείξετε ότι η Κα του ΗCOOH είναι 10-4. (μον. 3)

γ) Να υπολογίσετε το pH στο ισοδύναμο σημείο. ( μον. 2)

δ) Στον ακόλουθο πίνακα δίνονται τέσσερις πιθανοί δείκτες που μπορούν να χρησιμοποιηθούν για τον προσδιορισμό του τελικού σημείου της ογκομέτρησης.

Να επιλέξετε τον καταλληλότερο δείκτη (μον. 1) και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. (μον. 2)

Κυανούν της θυμόλης 1,7 – 3,2 Ερυθρό του Κογκό 3,0 – 5,0

Κυανούν της βρωμοθυμόλης 6,0 – 7,6 Ερυθρό της κρεσόλης 7,2 – 8,8

ε) Να υπολογίσετε τον όγκο του αερίου HCN ( σε L σε STP), το οποίο χρησιμοποιήθηκε για την παρασκευή του διαλύματος Δ1. (μον. 3)

Απ: α) 0,2 Μ β) γ) pH = 2,5 δ) Κ. της θυμόλης ε) 8,96

Διαθέτουμε διάλυμα Α: HΑ 0,02 M.

Το διάλυμα Α ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα NaOH 0,02 M και το pH στο ισοδύναμο σημείο είναι 8. Να βρεθεί η σταθερά ιοντισμού του ΗΑ. (Μον. 5)

Απ: Κα = 10-4.

Στο διπλανό διάγραμμα δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης υδατικού διαλύματος ΝΗ3 όγκου 20 ml με πρότυπο διάλυμα ΗCl συγκέντρωσης 0,1 Μ.

20

0

pH

Ισοδύναμο σημείο

VHCl

σε ml

10

Α

5

α) Η καμπύλη ογκομέτρησης είναι καμπύλη οξυμετρίας ή αλκαλιμετρίας.

β) Ποια είναι η συγκέντρωση του ογκομετρούμενου διαλύματος της ΝΗ3.

γ) Ποια είναι η σταθερά ιοντισμού της ΝΗ3.

δ) Ποιο είναι το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος στο σημείο Α; Δίνεται log(2) = 0,3.

Απ: β) C = 0,1 M γ) Kb = ½ 10-5. δ) pH = 8,7.

\*\*\* Υδατικό διάλυμα Δ1 όγκου 50 ml περιέχει ΝΗ3 με συγκέντρωση C1 M. Το διάλυμα αυτό ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα ΗCl συγκέντρωσης 0,5 Μ και στο διπλανό διάγραμμα δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης του. Δίνεται Κb(ΝΗ3) = 1/3 10-4.

V1

0

5

pH

Ισοδύναμο σημείο

VHCl

σε ml

α) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση C του άλατος ΝΗ4Cl στο ισοδύναμο σημείο.

β)Να υπολογίσετε τον όγκο V1 του πρότυπου διαλύματος ΗCl που καταναλώθηκε για την πλήρη εξουδετέρωση του διαλύματος της ΝΗ3.

γ)Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση C1 της ΝΗ3 στο διάλυμα Δ1.

Απ: α) C = 1/3 M β) V1 = 100 ml. γ) C1 = 1 Μ.

Άσκηση 121 από σχολικό βιβλίο.

12

0

pH

VΝαΟΗ

σε ml

Ισοδύναμο

Σημείο.

5

5

\*\*\* Στο διπλανό διάγραμμα δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης ενός ασθενούς μονοπρωτικού οξέως ΗΑ , με πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ άγνωστης συγκέντρωσης.

α) Η καμπύλη ογκομέτρησης είναι καμπύλη οξυμετρίας ή αλκαλιμετρίας.

β) Ποια είναι η σταθερά ιοντισμού Κα του ΗΑ.

Να γίνουν όλες οι σχετικές προσεγγίσεις.

Απ: β) Κα = 5/7 10-5.

**\*\*\*** Δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης 10 ml διαλύματος ασθενούς οξέος ΗΑ, με πρότυπο διάλυμα ΝαΟΗ 0,1 Μ.

α) Με βάση την καμπύλη ογκομέτρησης να εξηγήσετε γιατί το οξύ ΗΑ είναι ασθενές οξύ.

β) Να υπολογίσετε:

i. τη συγκέντρωση του διαλύματος του ΗΑ και

ii. τη σταθερά ιοντισμού Κα του ΗΑ.

γ) Σε ποιο ή ποια από τα σημεία Α-Ε που βρίσκονται πάνω στην καμπύλη,

i. υπάρχει στη φιάλη ογκομέτρησης μόνο το άλας ΝαA;

ii. υπάρχει στη φιάλη ογκομέτρησης το άλας NαΑ και το οξύ ΗΑ;

iii. υπάρχει περίσσεια της βάσης;

δ) Στο τέλος της ογκομέτρησης η καμπύλη τείνει ασυμπτωτικά προς μια τιμή pH. Ποια είναι αυτή η τιμή pH και γιατί;

ε) Δύο δείκτες HΔ1 και HΔ2 έχουν σταθερές ιοντισμού Κα 10−4 και 10−9, αντίστοιχα.

i. Ποιος από τους δύο δείκτες είναι καταλληλότερος για την παραπάνω ογκομέτρηση και γιατί;

ii. Να εξηγήσετε ποιο αποτέλεσμα θα είχε στους υπολογισμούς της συγκέντρωσης του αγνώστου διαλύματος ΗΑ η λανθασμένη επιλογή του δείκτη.

Απ: α) Διότι pH ισοδύναμο > 7 β) 0,1 Μ – 10-5 γ) Δ , ( Β, Γ) , Ε δ) 13 ε) HΔ2 μικρότερη C για το ΗΑ

**ΠΑΝ. 2013.**

Οι καμπύλες (1) και (2) παριστάνουν τις καμπύλες ογκομέτρησης ίσων όγκων ενός διαλύματος CH3COOH (Kα = 10−5) 0,2 Μ και ενός διαλύματος οξέος ΗCOOH με το ίδιο πρότυπο διάλυμα NαOH 0,2 Μ.

α) Ποια καμπύλη αντιστοιχεί στο CH3COOH και ποια στο ΗCOOH;

β) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του διαλύματος του ΗCOOH καθώς και την τιμή της σταθεράς ιοντισμού του.

γ) Να υπολογίσετε το pH στο ισοδύναμο σημείο (I.Σ.) κατά την ογκομέτρηση του ΗCOOH .

Τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία θ=25°C όπου Kw = 10−14.

Τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

Απ: α) η 2 ανήκει στο CH3COOH β) 0,2 Μ – Κα = 10-4 γ) pH = 8,5

**ΠΑΝ 2022.** α)Υδατικό διάλυμα πρωτοταγούς αμίνης RNH2 ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα ΗCl. Κατά την προσθήκη 20 ml διαλύματος ΗCl, η συγκέντρωση [ΟΗ- ] στους 25ο C βρέθηκε ίση με 8 . 10-4 Μ.

Μετά την προσθήκη επιπλέον 40 ml διαλύματος ΗCl, η ογκομέτρηση καταλήγει στο ισοδύναμο σημείο. Να υπολογίσετε τη σταθερά ιοντισμού Κb της αμίνης. (μον. 6)

Δίνεται Kw = 10-14 . Τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

β) **ΠΑΝ 2021.** Με αποκλειστικό κριτήριο ότι η αντίδραση αυτοϊοντισμού του νερού είναι ενδόθερμη διαδικασία, να εξηγήσετε πώς μεταβάλλεται η θερμοκρασία του διαλύματος κατά τη διάρκεια της ογκομέτρησης εξουδετέρωσης.

Απ: α)Kb = 4.10-4.β) αυξάνεται.

Ογκομετρούμε 20 ml διαλύματος ασθενούς βάσης Β συγκέντρωσης C με πρότυπο διάλυμα ΗCl 0,2 Μ λαμβάνοντας την αντίστοιχη καμπύλη ογκομέτρησης. Παρατηρούμε ότι με την προσθήκη 10 ml πρότυπου διαλύματος το pH έχει τιμή 7, ενώ με την προσθήκη επιπλέον 10 ml επέρχεται το ισοδύναμο σημείο της ογκομέτρησης.

α) Ποια η τιμή της σταθεράς ιοντισμού Κb της βάσης Β;

β) i) Ποια η τιμή της συγκέντρωσης C;

ii) Ποιο το pH στο ισοδύναμο σημείο;

Να θεωρήσετε τις κατάλληλες προσεγγίσεις.

Απ: α) Κb = 10−7 β) 0,2 Μ – pH = 4

**\*\*\*.** Διάλυμα ΗΙ 0,1 Μ (Διάλυμα Υ1 ) χρησιμοποιείται ως πρότυπο διάλυμα, για την ογκομέτρηση 55 ml διαλύματος ασθενούς μονόξινης βάσης B.

Η προσθήκη 10 ml του Υ1 δημιουργεί διάλυμα Υ2, με συγκέντρωση οξωνίων 2/3 10-9 M .

Η προσθήκη επιπλέον 40 ml του Υ1 δημιουργεί διάλυμα Υ3, με συγκέντρωση υδροξειδίων 1,8 10-6 M. α) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση της βάσης B.

β) Να υπολογίσετε τη σταθερά ιοντισμού της βάσης B.

γ) Να υπολογίσετε το pH στο ισοδύναμο σημείο.

Δίνονται: log15 = 1,18 , θ = 25 oC, Kw = 10-14 και ότι επιτρέπονται οι γνωστές προσεγγίσεις.

Απ: α) 0,2 Μ β) Κβ = 1,5 10-6 γ) pH = 4,68

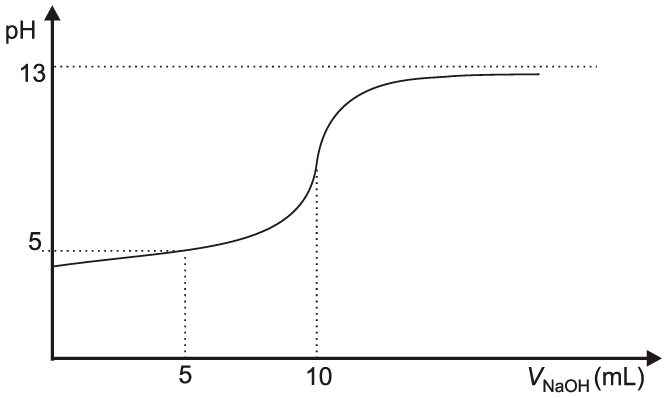
Διαθέτουμε υδατικό διάλυμα HCOOH (διάλυμα Υ1) με pH=2. Ογκομετρούμε 50 ml του διαλύματος Υ1 με διάλυμα KMnO4 0,5 M οξινισμένο με H2SO4 (διάλυμα Y2). Το HCOOH αντιδρά πλήρως με την προσθήκη 40 ml διαλύματος Y2.

Δίνεται: 5HCOOH + 2KMnO4 + 3H2SO4 → 5CO2 + 2MnSO4 + K2SO4 + 8H2O.

α) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του HCOOH στο διάλυμα Υ1. (μονάδες 5)

β) Να υπολογίσετε τη σταθερά ιοντισμού του HCOOH. (μονάδες 3) Απ: α) 1 Μ β) 10-4

**ΕΠΑΝ 2020.** Η μεθανόλη, μπορεί να χρησιμοποιηθεί για την παρασκευή οξικού οξέος (CH3COOH), σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: CH3OH(g) + CO(g) ⮀ CH3COOH(g) (1) . Μια βιομηχανία παρασκευάζει οξικό οξύ με την παραπάνω μέθοδο χρησιμοποιώντας μεθανόλη (CH3OH) και περίσσεια μονοξειδίου του άνθρακα (CO). Όταν η αντίδραση φτάσει σε ισορροπία λαμβάνεται δείγμα από το μείγμα ισορροπίας. Από το δείγμα αφαιρείται με κατάλληλη μέθοδο το μονοξείδιο του άνθρακα. Η ποσότητα που απομένει (μεθανόλη και οξικό οξύ) ζυγίζει 0,68 gr και διαλύεται σε νερό, οπότε παρασκευάζεται διάλυμα Δ1 όγκου 200 ml. Ποσότητα 20 ml από το Δ1 ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα καυστικού νατρίου (NαOH) και η καμπύλη ογκομέτρησης, που λαμβάνεται, δίνεται στο παραπάνω σχήμα, όπου στα 10 ml αντιστοιχεί το ισοδύναμο σημείο της ογκομέτρησης:

****α) Να εξηγήσετε γιατί η συγκέντρωση του ΝαΟΗ είναι 0,1 Μ (μονάδες 2).

β) Να υπολογίσετε τη σταθερά ιοντισμού του οξικού οξέoς (Κa) (να θεωρήσετε ότι η μεθανόλη δεν αντιδρά με το καυστικό νάτριο) (μονάδες 6).

γ) Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης (1) (μονάδες 7).

**Απ:** β)Κa = 10-5 γ) 80 %

**ΕΠΑΝ 2021.** Δίνεται διάλυμα ΝΗ3 (Δ1) συγκέντρωσης C1 = 0,1 M, όγκου V = 1 lit και θερμοκρασίας 25o C. α) Να βρεθεί το pH του διαλύματος Δ1 (μονάδες 3).

β) Πόσα mol αερίου HCl πρέπει να προστεθούν στο διάλυμα Δ1, χωρίς μεταβολή του όγκου του, ώστε να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα Δ2 με pH = 9 (μονάδες 4);

γ) Το διάλυμα Δ2 ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα HBr συγκέντρωσης C2 = 0,05 M. Να υπολογιστεί ο όγκος του προτύπου διαλύματος που χρησιμοποιήθηκε κατά την ογκομέτρηση (μονάδες 3) και να αποδειχτεί ότι η συγκέντρωση των ιόντων H3O+ του διαλύματος στο τελικό σημείο είναι 10−5 (μονάδες 3).

δ) Για τον προσδιορισμό του τελικού σημείου, χρησιμοποιήθηκε ο δείκτης κυανού της θυμόλης. Ο δείκτης αυτός είναι ασθενές διπρωτικό οξύ με pKa1 = 2 και pKa2 = 9 και παρουσιάζει διαφορετικούς χρωματισμούς σε τρεις περιοχές pH. Η μορφή Η2Α του δείκτη είναι κόκκινη, η μορφή ΗΑ− είναι κίτρινη και η μορφή Α2− είναι μπλε. Να προσδιορισθεί το χρώμα του διαλύματος Δ2 στο τελικό σημείο της ογκομέτρησης (μονάδες 4).

Δίνονται: Kb(ΝΗ3) = 10-5 και Kw = 10-14 . Επίσης, δίνεται log(10−5 ) = − 5.15 .

Να θεωρήσετε ότι ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις.

Απ: α) pH = 11 β) 0,05 mol γ) V = 1 lit δ) κίτρινο

Διαθέτουμε υδατικό διάλυμα HCOOH με pH = 2 (διάλυμα Υ1). Ογκομετρούμε 50 ml του Υ1 με όξινο διάλυμα KMnO4 0,5 M παρουσία HCl. Με την προσθήκη του KMnO4 ελευθερώνεται CO2, το οποίο και συλλέγουμε ποσοτικά. Διαπιστώνουμε ότι μετά την προσθήκη 40 ml, η επόμενη σταγόνα του διαλύματος του KMnO4 διατηρεί το ερυθροϊώδες της χρώμα.

Δίνεται η αντίδραση: 5HCOOH + 2KMnO4 + 6HCl → 2MnCl2 + 2KCl + 5CO2 + 8H2O.

α) Να υπολογίσετε την συγκέντρωση του Υ1.

β) Να υπολογίσετε τη σταθερά ιοντισμού του HCOOH.

γ) Να υπολογίσετε τον όγκο του νερού που πρέπει να προστεθεί σε κάποιο όγκο του Υ1, ώστε να δημιουργηθούν 450 ml υδατικού διαλύματος Υ2, στο οποίο ο βαθμός ιοντισμού του HCOOH είναι ίσος με 0,03.

δ) Μεταφέραμε όλο το CO2 σε δοχείο όγκου 20,73 lit που περιείχε H2 . Θερμαίνουμε το δοχείο στους 1800 οC και μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

CO2(g) + H2(g) ⮀ CO(g) + H2O(g) με Kc = 4 , η ολική πίεση στο δοχείο βρέθηκε ίση με 0,82 atm.

i) Να υπολογίσετε την αρχική ποσότητα του H2 .

ii) Να υπολογίσετε την απόδοση της παραπάνω αντίδρασης.

ε) Δημιουργήσαμε υδατικό διάλυμα Υ3, όγκου 480 ml, με pH = 4 αφού αναμείξαμε 80 ml του Υ1 και υδατικό διάλυμα Ca(OH)2 .

i) Να υπολογίσετε τη αρχική συγκέντρωση του Ca(OH)2 .

ii) Να υπολογίσετε το βαθμό ιοντισμού του HCOOH στο Υ3. Δίνονται: Kw = 10-14 και θ = 25 oC.

Απ: α) 1 Μ β) Kα = 10-4 γ) 50 ml δ) 0,05 mol & α = 2/3 ε) 0,05 Μ & 1,2 10-3

**Σχετικές ατομικές μάζες Ar ορισμένων στοιχείων.**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Α/Α** | **ΣΤΟΙΧΕΙΟ** | **ΣΥΜΒΟΛΟ** | **Αr** | **Α/Α** | **ΣΤΟΙΧΕΙΟ** | **ΣΥΜΒΟΛΟ** | **Αr** |
| 1 | Άζωτο | Ν | 14 | 15 | Νάτριο | Na | 23 |
| 2 | Άνθρακας | C | 12 | 16 | Νικέλιο | Ni | 59 |
| 3 | Αργίλιο | Al | 27 | 17 | Οξυγόνο | O | 16 |
| 4 | Άργυρος | Ag | 108 | 18 | Πυρίτιο | Si | 28 |
| 5 | Ασβέστιο | Ca | 40 | 19 | Σίδηρος | Fe | 56 |
| 6 | Βάριο | Bα | 137 | 20 | Υδράργυρος | Hg | 201 |
| 7 | Βρώμιο | Br | 80 | 21 | Υδρογόνο | H | 1 |
| 8 | Θειο | S | 32 | 22 | Φθόριο | F | 19 |
| 9 | Ιώδιο | I | 127 | 23 | Φώσφορος | P | 31 |
| 10 | Κάλιο | K | 39 | 24 | Χαλκός | Cu | 63,5 |
| 11 | Κασσίτερος | Sn | 119 | 25 | Χλώριο | Cl | 35,5 |
| 12 | Μαγγάνιο | Mn | 55 | 26 | Χρώμιο | Cr | 52 |
| 13 | Μαγνήσιο | Mg | 24 | 27 | Ψευδάργυρος | Zn | 65 |
| 14 | Μόλυβδος | Pb | 207 |  |  |  |  |