**ΘΕΩΡΙΑ ΧΗΜΕΙΑΣ Γ’ ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ 2019-2020( ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ-ΑΛΑΤΑ-ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ)**

 **ΟΞΕΑ**

**Οξέα** (κατά Arrhenius) ονομάζονται οι ενώσεις οι οποίες, όταν διαλύονται στο νερό, διίστανται και δίνουν κατιόντα υδρογόνου (Η+ )

 **Όξινος χαρακτήρας** είναι το σύνολο των κοινών ιδιοτήτων των διαλυμάτων των οξέων

 **Ιδιότητες οξέων**

• **Έχουν χαρακτηριστική ξινή (όξινη) γεύση**.

**• Μεταβάλλουν το χρώμα των δεικτών**( αν προσθέσουμε λίγες σταγόνες του δείκτη μπλε της βρωμοθυμόλης στο διάλυμα οποιουδήποτε οξέος, το διάλυμα θα πάρει κίτρινο χρώμα)

• **Aντιδρούν με τα ανθρακικά άλατα (μαγειρική σόδα , μάρμαρο )και παράγεται διοξείδιο του άνθρακα** οξύ + ανθρακικό άλας → ..... + διοξείδιο του άνθρακα ↑ ( το πείραμα μπορείτε να το δείτε και εδώ: http://www.youtube.com/watch?v=3974b\_492VU )

 2HCl (aq) + CaCO3 (s) → CaCl2 (aq) + H2O (l) + CO2 (g) Υδροχλώριο + Ανθρακικό ασβέστιο → χλωριούχο ασβέστιο + νερό + διοξείδιο του άνθρακα

**• Αντιδρούν με πολλά μέταλλα (όχι χαλκός) και παράγεται υδρογόνο**

οξύ + μέταλλο → ..... + υδρογόνο↑ ( το πείραμα μπορείτε να το δείτε και εδώ: http://www.youtube.com/watch?v=-G-Z7XHFL5Y )

 2HCl (aq) + Fe(s) → FeCl2 (aq) + H2 (g) Υδροχλώριο + Σίδηρος → Χλωριούχος Σίδηρος + Υδρογόνο

 **Οι ιδιότητες των οξέων οφείλονται στο ότι τα διαλύματα όλων των οξέων περιέχουν κατιόντα υδρογόνου (Η+ )** τα οποία τα καταλαβαίνουμε όταν ένα οξύ πέσει στο νερό και πάθει διάσταση. Όσο η περιεκτικότητα των Η + αυξάνει ,τόσο πιο έντονος είναι ο όξινος χαρακτήρας και το διάλυμα γίνεται πιο όξινο **υδροχλώριο HCl(aq)** → H + (aq) + Cl- (aq) ιόν χλωρίου **θειικό οξύ H2SO4(aq**) → 2H+ (aq)+ SO4 2- (aq) θειικό ιόν **νιτρικό οξύ HNO3(aq**) → H + (aq) + NO3 - (aq) νιτρικό ιόν **οξικό οξύ CH3COOH(aq**) → H + (aq) + CH3COO- (aq) οξικό ιόν

 **Οξέα στην καθημερινή μας ζωή**

 • Στη λεμονάδα και στην πορτοκαλάδα ( κιτρικό οξύ)

. • Στα αναψυκτικά τύπου cola ( φωσφορικό οξύ).

• Στο ξίδι ( οξικό οξύ). • Στους χυμούς των φρούτων (ασκορβικό οξύ)

 • Στην ασπιρίνη (ακετυλοσαλικυλικό οξύ).

• Στο γαστρικό υγρό στο στομάχι ( υδροχλώριο HCl).

• Στο δηλητήριο της μέλισσας

 **Δείκτες είναι χημικές ουσίες οι οποίες με την παρουσία οξέων ή βάσεων αλλάζουν χρώμα**. π.χ. μπλε της βρωμοθυμόλης, βάμμα του ηλιοτροπίου, ηλιανθίνη, η φαινολοφθαλεΐνη.(εργαστηριακή δείκτες) Δείκτες επίσης περιέχονται στο κόκκινο λάχανο, στο τσάι , στα πέταλα πολλών λουλουδιών, όπως τα κόκκινα τριαντάφυλλα, τα γεράνια, οι πετούνιες, στα «ιταλικά» ραδίκια και αλλού.

 **ΒΑΣΕΙΣ**

**Βάσεις** (κατά Arrhenius) ονομάζονται οι ενώσεις οι οποίες, όταν διαλύονται στο νερό, διίστανται και δίνουν ανιόντα υδροξειδίου (ΟΗ- ).

**Βασικός χαρακτήρας** είναι το σύνολο των κοινών ιδιοτήτων των διαλυμάτων των βάσεων(αλκαλικών διαλυμάτων)

 **Ιδιότητες βάσεων**

**• Έχουν γεύση καυστική**

 **• Έχουν σαπωνοειδή αφή**.

 **• Μεταβάλλουν το χρώμα των δεικτών**. (π.χ.ένα αλκαλικό διάλυμα γίνεται μπλε αν προστεθούν σταγόνες του δείκτη μπλε της βρωμοθυμόλης, ενώ ένα όξινο γίνεται κίτρινο).

 **Οι ιδιότητες των οξέων οφείλονται στο ότι τα διαλύματα όλων**  **των βάσεων περιέχουν ανιόντα υδροξειδίου (ΟΗ-)** τα οποία τα καταλαβαίνουμε όταν μια βάση πέσει στο νερό και πάθει διάσταση

 Όσο η περιεκτικότητα των ΟΗ- αυξάνει ,τόσο πιο έντονος είναι ο βασικός χαρακτήρας και το διάλυμα γίνεται πιο βασικό

 **υδροξείδιο του νατρίου NaOH**(s) H2O → Na+ (aq) + OH- (aq)

 **υδροξείδιο του καλίου KOH**(s) H2O → K + (aq) + OH- (aq)

**υδροξείδιο του ασβεστίου Ca(OH)2**(s) H2O → Ca2+ (aq) + 2OH- (aq)

 **υδροξείδιο του βαρίου Ba(OH)2**(s) H2O → Ba2+ (aq) + 2OH- (aq)

**\*αμμωνία NH3**(aq) + Η2Ο(l) H2O → NH4 + (aq) + OH- (aq)

 **Βάσεις στην καθημερινή μας ζωή**

 • Ασβεστόνερο

• καθαριστικό τζαμιών

 • διάλυμα αποφρακτικού σωληνώσεων

 • αμμωνία (ΝΗ3)

 • δηλητήριο σφήκας

 • αντιόξινο φαρμάκο, ( κυρίως το υδροξείδιο του αργιλίου, Al(OH)3, και υδροξείδιο του μαγνησίου, Mg(OH)2.)

 **pΗ (πε-χα)**

**Το pΗ(πε-χα) είναι μία κλίμακα και στους 25°C παίρνει τιμές από 0 έως 14 με την οποία μετράμε την ένταση της οξύτητας των διαλυμάτων**

• **εκφράζει** την περιεκτικότητα ενός διαλύματος σε κατιόντα υδρογόνου

• **Τα διαλύματα που περιέχουν οξέα έχουν τιμές pΗ** από 0έως 7 (0 ≤ pΗ< 7 **μικρότερες από 7).**

• Η τιμή pΗ < 7 μαρτυρά όξινο χαρακτήρα , όσο μικρότερη είναι η τιμή του pΗ,τόσο πιο όξινο είναι το διάλυμα

 **• Τα διαλύματα που περιέχουν βάσεις έχουν τιμές pΗ** από 7έως 14 (7<pΗ ≤ 14 **μεγαλύτερες από 7)**

 • Η τιμή pΗ > 7 μαρτυρά βασικό χαρακτήρα , όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή του pΗ,τόσο πιο βασικό είναι το διάλυμα

Το νερό, ακόμα και όταν δεν περιέχει καμία διαλυμένη ουσία, περιέχει πάντοτε ένα σχετικά μικρό αριθμό κατιόντων υδρογόνου αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι ένα πάρα πολύ μικρό ποσοστό των μορίων του νερού δίνει ιόντα, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: Η2Ο(l) → Η+(aq) + ΟΗ-(aq) Φαίνεται ότι:

• από τα μόρια του νερού παράγονται, εκτός από τα κατιόντα υδρογόνου, και ανιόντα ΟΗ-, τα οποία ονομάζονται ανιόντα υδροξειδίου.

• τα κατιόντα υδρογόνου που παράγονται από τα μόρια του νερού είναι ίσα με τα ανιόντα υδροξειδίου. πλήθος **Η+(aq) = πλήθος ΟΗ-(aq)**

 **Το pH του καθαρού νερού είναι 7 (στους 25o C). Ουδέτερα ονομάζονται τα υδατικά διαλύματα που έχουν pH 7 στους 25o C.**

 Όταν ένα οξύ διαλύεται στο νερό, παρέχει κατιόντα υδρογόνου. Επομένως, στα διαλύματα των οξέων τα ιόντα Η+ θα είναι περισσότερα από τα ιόντα ΟΗ- . Έτσι: **πλήθος Η+ (aq) > πλήθος ΟΗ- (aq) δηλαδή σε κάθε διάλυμα οξέος ισχύει: pH < 7**

Όταν μία βάση διαλύεται στο νερό, παρέχει ανιόντα υδροξειδίου. Επομένως, στα διαλύματα των βάσεων τα ιόντα ΟΗ- θα είναι περισσότερα από τα ιόντα Η+ . Έτσι: **πλήθος Η+ (aq) < πλήθος ΟΗ- (aq) δηλαδή σε κάθε διάλυμα βάσεος ισχύει: pH > 7**

Όταν προσθέτουμε νερό σε ένα όξινο διάλυμα (δηλαδή όταν το αραιώνουμε) το διάλυμα γίνεται λιγότερο όξινο. Επομένως, το pH του διαλύματος αυξάνεται. • Όσο νερό και αν προσθέσουμε σε ένα όξινο διάλυμα, το διάλυμα θα παραμείνει όξινο, δηλαδή το pH του θα είναι πάντα μικρότερο από 7.

Όταν προσθέτουμε νερό σε ένα βασικό διάλυμα (δηλαδή όταν το αραιώνουμε) το διάλυμα γίνεται λιγότερο βασικό. Επομένως, το pH του διαλύματος μειώνεται. • Όσο νερό και αν προσθέσουμε σε ένα βασικό διάλυμα, το διάλυμα θα παραμείνει βασικό, δηλαδή το pH του θα είναι πάντα μεγαλύτερο από 7.

 **Την τιμή pΗ ενός διαλύματος μπορούμε να την προσδιορίσουμε με δύο τρόπους**:

•Με ειδικό όργανο,το οποίο ονομάζεται **πεχάμετρο,** όταν απαιτείται **μεγάλη ακρίβεια .**

•Με ένα ειδικό χαρτί, το οποίο ονομάζεται **πεχαμετρικό χαρτί,** όταν **δεν απαιτείται μεγάλη ακρίβεια**.

Το πεχαμετρικό χαρτί είναι εμποτισμένο με μείγμα δεικτών και παίρνει διαφορετικό χρώμα ανάλογα με το ρΗ του διαλύματος Συγκρίνοντας το χρώμα με ένα υπόδειγμα που υπάρχει στη συσκευασία του πεχαμετρικού χαρτιού μπορούμε να προσδιορίσουμε το pΗ.

 **ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ**

**Εξουδετέρωση** είναι η αντίδραση κατά την οποία τα κατιόντα υδρογόνου Η+ των οξέων αντιδρούν με τα ανιόντα υδροξειδίου ΟΗ- των βάσεων και δίνουν μόρια νερού H2O

 **Η + (aq) + ΟΗ- (aq) → H2O(l)** η Χημική εξίσωση της εξουδετέρωσης

 Η αντίδραση αυτή ονομάζεται εξουδετέρωση, ακριβώς διότι «εξουδετερώνονται», «εξαφανίζονται», τόσο οι ιδιότητες του οξέος όσο και αυτές της βάσης.

 Εξήγηση

 • Τα οξέα στα υδατικά τους διαλύματα δίνουν κατιόντα υδρογόνου Η + π.χ. HCl(aq) → H + (aq) + Cl- (aq)

 • Οι βάσεις στα υδατικά τους διαλύματα δίνουν ανιόντα υδροξειδίου ΟΗ- π.χ. NaOH(s) H2O → Na+ (aq) + OH- (aq) • Προσθέτοντας σταγόνες από το διάλυμα της βάσης στο διάλυμα του οξέος πραγματοποιείται η αντίδραση

 Η + (aq) + ΟΗ- (aq) → H2O(l)

• Με αυτόν τον τρόπο μειώνεται η ποσότητα των κατιόντων υδρογόνου Η + στο διάλυμα με αποτέλεσμα την μείωση της οξύτητας και αύξηση του pΗ.

 • Αν Ποσότητα ΟΗ- =Ποσότητα Η + τότε ουδέτερο διάλυμα pΗ=7

 • Αν Ποσότητα ΟΗ- >Ποσότητα Η + τότε βασικό διάλυμα pΗ>7 γιατί περισσεύουν ΟΗ- από την βάση

• Αν Ποσότητα ΟΗ- <Ποσότητα Η+ τότε όξινο διάλυμα pΗ<7γιατί περισσεύουν Η+ από το οξύ.

**Το μπλε της βρωμοθυμόλης** είναι ένας δείκτης που βοηθάει σε όλα αυτά γιατί αν προστεθεί:

 σε όξινο διάλυμα, αυτό αποκτά κίτρινο χρώμα,

 σε ουδέτερο διάλυμα, αυτό αποκτά πράσινο χρώμα και

 σε βασικό διάλυμα, αυτό αποκτά μπλε χρώμα.

το πείραμα εξουδετέρωσης μπορείτε να το δείτε και εδώ: (http://www.youtube.com/watch?v=yCc9p-NgroU )

Όταν αναμειγνύονται ένα διάλυμα υδροχλωρίου HCl με ένα διάλυμαυδροξειδίου του νατρίου NaOH .

Τα ιόνια Na + και CI–που μετέχουν και στα δύο μέλη τns χnμικήs εξίσωσης μπορούν να χαρακτηριστούν, «ιόντα παρατηρητές»

Η παρακάτω εξίσωση περιγράφει ο φαινόμενο αυτό

 H+(aq) + Cl-(aq) + Na+(aq) + OH-(aq) → H2O(l) + Cl-(aq) + Na+(aq)

Το κοινό μαγειρικό αλάτι είναι η χημική ένωση χλωριούχο νάτριο (NaCl).Το χλωριούχο νάτριο βρίσκεται διαλυμένο στο θαλασσινό νερό με αποτέλεσμα το νερό αυτό να έχει αλμυρή γεύση

Το αλάτι παραλαμβάνεται από το νερό της θάλασσας κυρίως από τις αλυκές, οι οποίες είναι δεξαμενές δίπλα στη θάλασσα. Οι αλυκές γεμίζουν με θαλασσινό νερό τον χειμώνα. Τους θερμούς καλοκαιρινούς μήνες το νερό εξατμίζεται και στον πυθμένα παραμένει ένα παχύ στρώμα στερεού χλωριούχου νατρίου με προσμίξεις αλάτων μαγνησίου και καλίου.

Ο σχηματισμοί του αλατιού κατά την εξαέρωση του νερού του διαλύματος μπορεί να περιγραφεί με τηνεπόμενη χημική εξίσωση: Na+(aq) + Cl-(aq) →NaCl(s)

( το πείραμα εξουδετέρωσης και παρασκευής NaCl μπορείτε να το δείτε και εδώ: http://www.youtube.com/watch?v=btT8Jh\_HkSA )

 **ΑΛΑΤΑ**

 **Άλας** ονομάζεται κάθε χημική ένωση η οποία αποτελείται από ιόντα και μπορεί να προκύψει από την αντίδραση ενός οξέος με μία βάση.

 Από την αντίδραση λοιπόν ανάμεσα σε ένα οξύ και μια βάση παράγονται ένα άλας και νερό, όπως περιγράφεται στην εξίσωση:

 ΟΞΥ +ΒΑΣΗ → ΑΛΑΣ +ΝΕΡΟ

**Άλατα στην καθημερινή μας ζωή**

 • χλωριούχο νάτριο

• κιμωλία

 • μάρμαρο

 • όστρακα

• κελύφη αυγών

 • κελύφη σαλιγκαριών

 • κοράλλια

 • σταλακτίτες και σταλαγμίτες

• πολλές κατηγορίες ορυκτών και μεταλλευμάτων

**Θειικά άλατα** = προκύπτουν από την αντίδραση του θειικού οξέος με μια βάση

 (π.χ. θειικό ασβέστιο **CaSO4,** θειικό κάλιο **K2SO4)**

**Χλωριούχα άλατα** = που προκύπτουν από την αντίδραση του υδροχλωρίου με μια βάση (π.χ. χλωριούχο κάλιο **KCl**, χλωριούχο βάριο **BaCl2,** χλωριούχος άργυρος **AgCl)**

 **Νιτρικά άλατα** = που προκύπτουν από την αντίδραση του νιτρικού οξέος με μια βάση (π.χ.νιτρικό νάτριο **NaNO3** ,νιτρικό ασβέστιο **Ca(NO3)2**