

1. Τα οξέα

ΟΡΙΣΜΟΙ

Οι δείκτες είναι χημικές ουσίες οι οποίες αλλάζουν χρώμα με την παρουσία οξέων και γενικά αλλάζουν χρώμα ανάλογα με το περιβάλλον στο οποίο βρίσκονται (όξινο ή βασικό).

Π.χ. με λίγες σταγόνες του δείκτη μπλε της βρωμοθυμόλης σε διάλυμα οποιουδήποτε οξέος, το διάλυμα θα πάρει κίτρινο χρώμα.

Όξινος χαρακτήρας ονομάζεται το σύνολο των κοινών ιδιοτήτων των διαλυμάτων των οξέων που οφείλονται στα **κατιόντα υδρογόνου (H^+)** που περιέχουν.

Οξέα κατά Arrhenius ονομάζονται οι ενώσεις οι οποίες, όταν διαλύονται στο νερό, δίνουν κατιόντα υδρογόνου (H^+).

Η οξύτητα είναι μετρήσιμη ιδιότητα των διαλυμάτων, η οποία εκφράζει το πόσο όξινο είναι ένα διάλυμα και δείχνει τα κατιόντα υδρογόνου (H^+) που υπάρχουν σε ορισμένο όγκο ενός διαλύματος.

pH ενός υδατικού διαλύματος είναι ένας αριθμός με τον οποίο εκφράζεται η περιεκτικότητα του διαλύματος σε κατιόντα υδρογόνου (H^+).

[Όσο μεγαλύτερη είναι η περιεκτικότητα ενός υδατικού διαλύματος σε κατιόντα υδρογόνου, τόσο πιο όξινο είναι το διάλυμα αυτό και τόσο πιο μικρό είναι το pH του διαλύματος.]

Ουδέτερα διαλύματα ονομάζονται τα υδατικά διαλύματα στα οποία, στους $25^\circ C$, το πλήθος των κατιόντων υδρογόνου (H^+) είναι ίσο με το πλήθος των ανιόντων υδροξειδίου (OH^-):

$$\text{πλήθος } H^+_{(aq)} = \text{πλήθος } OH^-_{(aq)}$$

και έχουν $pH = 7$, όπως το καθαρό νερό.

Όξινα διαλύματα ονομάζονται τα υδατικά διαλύματα στα οποία, στους $25^\circ C$, το πλήθος των κατιόντων υδρογόνου (H^+) είναι μεγαλύτερο από το πλήθος των ανιόντων υδροξειδίου (OH^-):

$$\text{πλήθος } H^+_{(aq)} > \text{πλήθος } OH^-_{(aq)}$$

και έχουν $pH < 7$.

Πρακτικά η τιμή του pH ενός όξινου διαλύματος είναι μεταξύ του 0 και του 7.

[Με την προσθήκη νερού (αραιώση) σε ένα όξινο διάλυμα, αυτό γίνεται λιγότερο όξινο, γιατί σε ίδιο όγκο διαλύματος θα έχει λιγότερα H^+ . Άρα, το pH αυξάνεται και τείνει στην τιμή 7. Όσο νερό και αν προσθέσουμε, όμως, το pH δεν θα φτάσει το 7, όπως στο καθαρό νερό.]

Το πεχάμετρο είναι ένα ηλεκτρονικό όργανο το οποίο χρησιμοποιείται για την ακριβή μέτρηση του pH ενός διαλύματος.

Το πεχαμετρικό χαρτί είναι ένα ειδικό απορροφητικό χαρτί εμποτισμένο με μείγμα δεικτών (δείκτης Universal ή γενικός δείκτης), το οποίο αλλάζει χρώμα ανάλογα με το pH του διαλύματος και μας επιτρέπει να βρίσκουμε πολύ εύκολα το pH του διαλύματος, αλλά όχι με μεγάλη ακρίβεια.

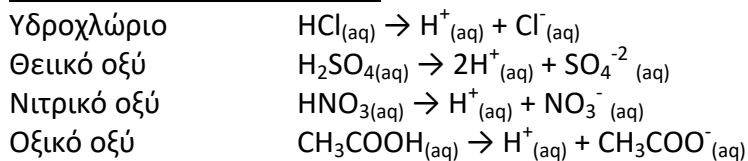
ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ – ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ

Ιδιότητες οξέων (όξινο χαρακτήρας):

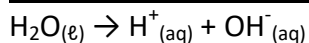
Τα υδατικά διαλύματα των οξέων:

1. Έχουν χαρακτηριστική ξινή (όξινη) γεύση.
2. Μεταβάλλουν το χρώμα των δεικτών.
3. Αντιδρούν με τα ανθρακικά άλατα και παράγεται διοξείδιο του άνθρακα.
4. Αντιδρούν με πολλά μέταλλα και παράγεται υδρογόνο.

Εξισώσεις διάστασης οξέων:



Εξίσωση διάστασης του καθαρού νερού:



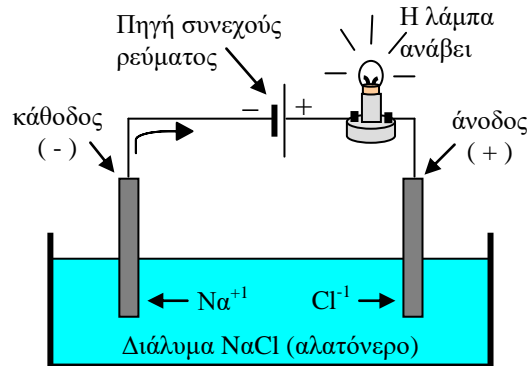
Σχέσεις πλήθους ιόντων H^+ και OH^- και τιμές pH σε ουδέτερο και όξινο διάλυμα:

Ουδέτερο διάλυμα: πλήθος $\text{H}^+_{(aq)} =$ πλήθος $\text{OH}^-_{(aq)}$ pH = 7 (στους 25 °C)

Όξινο διάλυμα: πλήθος $\text{H}^+_{(aq)} >$ πλήθος $\text{OH}^-_{(aq)}$ pH < 7 (στους 25 °C)

Οι ηλεκτρολύτες

Ηλεκτρολύτες ονομάζονται οι ουσίες των οποίων τα υδατικά διαλύματα επιτρέπουν τη διέλευση του ηλεκτρικού ρεύματος. Ηλεκτρολύτες είναι τα οξέα, οι βάσεις και τα άλατα. Ηλεκτρολυτικές ιδιότητες εμφανίζουν και κάποια οξειδία μετάλλων και αμετάλλων.



Το διάλυμα NaCl επιτρέπει τη διέλευση ηλεκτρικού ρεύματος

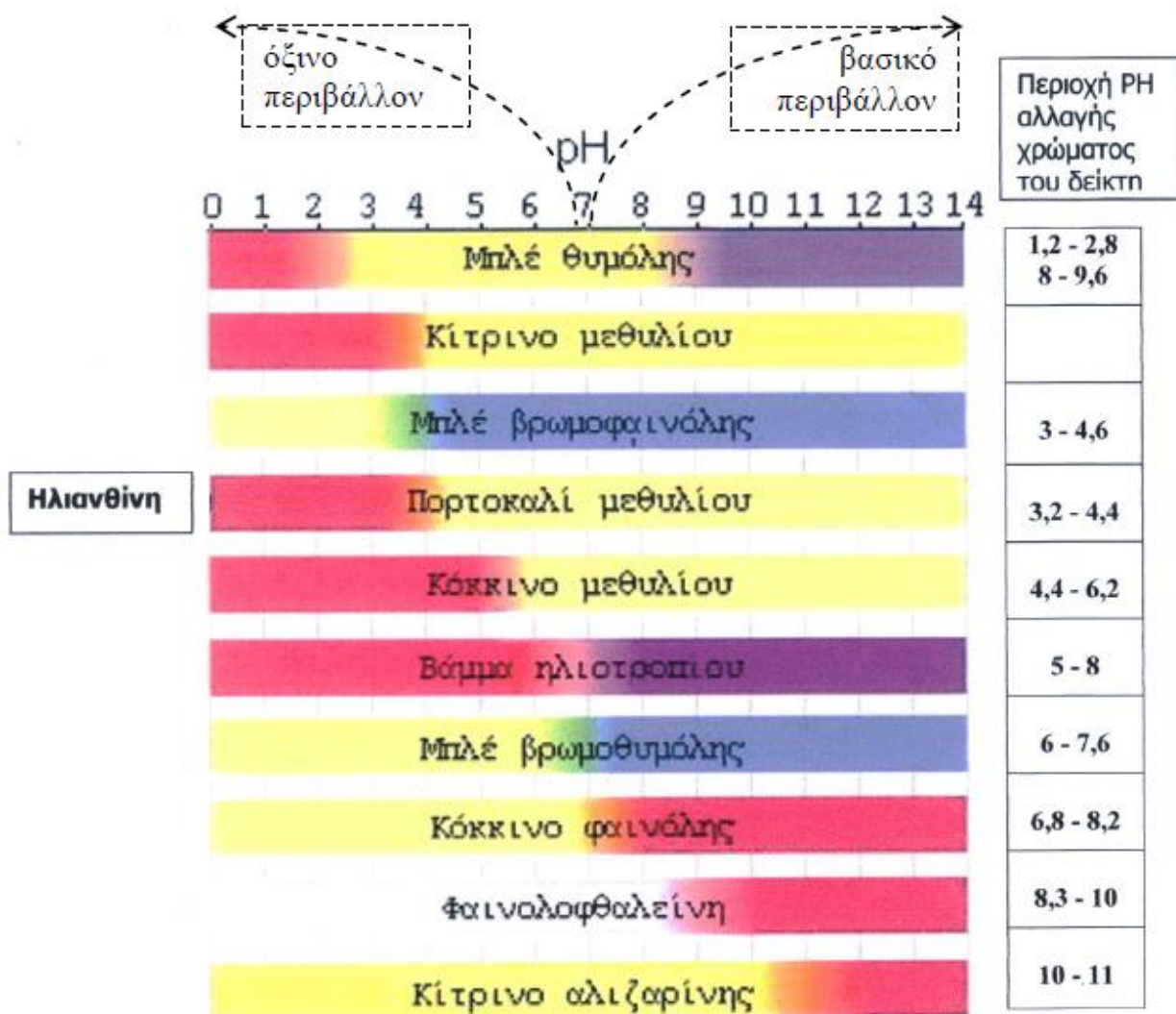
1.1 Ιδιότητες των οξέων

Ισχυρά και ασθενή οξέα

Είναι γνωστή η διαβρωτική ικανότητα ορισμένων οξέων. Μπορούν να προκαλέσουν εγκαύματα στο δέρμα, να ανοίξουν τρύπες στα ρούχα ή στα μάρμαρα, να διαβρώσουν ή να διαλύσουν μέταλλα κ.λ.π. Την ικανότητα αυτή διαθέτουν σε μεγάλο βαθμό τα **ισχυρά** οξέα και διαλύουν σχετικά γρήγορα τα περισσότερα μέταλλα (π.χ. Fe, Zn κ.λ.π.). Αντίθετα, υπάρχουν οξέα που χρησιμοποιούνται στα φαγητά ή στα ποτά ή στα φάρμακα και δεν βλάπτουν τα χέρια μας όταν τα πιάνουμε, όπως το φωσφορικό οξύ (στην coca cola), το οξικό οξύ (στο ξίδι), το κιτρικό οξύ (στα λεμόνια), το ακετυλοσαλικυλικό οξύ (στην ασπιρίνη) κ.ά. Τα παραπάνω είναι **ασθενή** οξέα, χωρίς αυτό να σημαίνει ότι όλα τα ασθενή οξέα είναι ακίνδυνα. Π.χ. το υδροκυάνιο είναι ισχυρό δηλητήριο.

Πίνακας δεικτών

Με τους δείκτες μπορούμε να διακρίνουμε αν σε ένα διάλυμα περιέχεται οξύ ή βάση, παρατηρώντας απλά το χρώμα που παίρνουν στο διάλυμα αυτό, όπως δείχνει ο παρακάτω πίνακας. Π.χ. κατά την προσθήκη βάμματος του ηλιοτροπίου (εκχύλισμα λειχήνων των δέντρων διαλυμένο σε αιθανόλη) σε άχρωμο ξίδι, το διάλυμα χρωματίζεται και γίνεται κόκκινο.

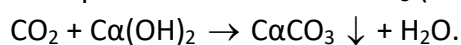


Παράδειγμα πλήρους χημικής εξίσωσης αντίδρασης οξέος με ανθρακικό άλας και ανίχνευση του παραγόμενου αερίου

Για το υδροχλώριο και το ανθρακικό ασβέστιο (αντίδραση διπλής αντικατάστασης) η χημική εξίσωση είναι:

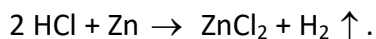


Το CO_2 είναι αέριο, άχρωμο και άοσμο. Η παρουσία του γίνεται αντιληπτή (ανίχνευση) από το θόλωμα που προκαλεί σε διαυγές διάλυμα $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (υδροξειδίου του ασβεστίου). Το θόλωμα είναι αδιάλυτο CaCO_3 (ανθρακικό ασβέστιο):



Παράδειγμα πλήρους χημικής εξίσωσης αντίδρασης οξέος με μέταλλο και ανίχνευση του παραγόμενου αερίου

Για την αντίδραση του ψευδαργύρου με το διάλυμα του υδροχλωρίου η χημική εξίσωση είναι:



Η παραγωγή αερίου υδρογόνου γίνεται επειδή τα οξέα περιέχουν υδρογόνο που αντικαθίσταται από μέταλλα (αντίδραση απλής αντικατάστασης). Όχι όμως από όλα τα μέταλλα, αλλά από αυτά που είναι πιο δραστικά από το H, όπως θα δούμε στην επόμενη ενότητα.

Η ανίχνευση του παραγόμενου υδρογόνου γίνεται βάζοντας κοντά στις φυσαλίδες ένα αναμμένο κερί. Τότε το υδρογόνο θα καεί και θα παρατηρήσουμε μια μικρή έκρηξη.

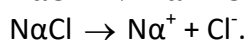
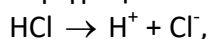
1.2 Οξέα κατά Arrhenius

Διάσταση ηλεκτρολυτών

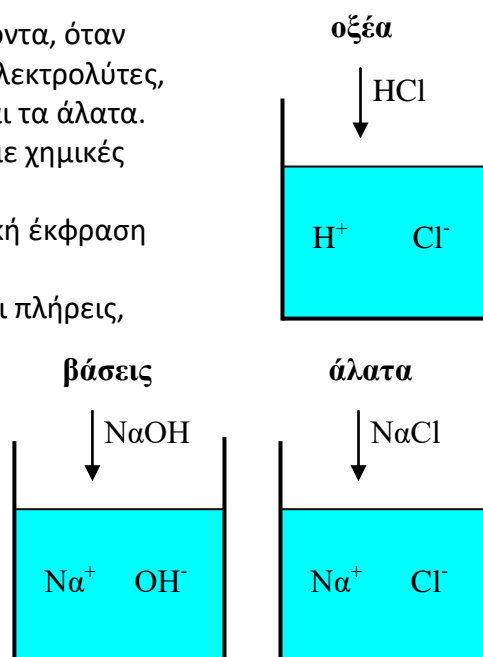
Στο σχήμα φαίνεται η διάσταση του υδροχλωρίου σε ιόντα, όταν διαλύεται στο νερό. Το ίδιο συμβαίνει σε όλους τους ηλεκτρολύτες, όπως δείχνουν τα παρακάτω σχήματα για τις βάσεις και τα άλατα. Όλες τις περιπτώσεις μπορούμε να τις συμβολίσουμε με χημικές εξισώσεις διάστασης, δηλαδή:

Εξίσωση διάστασης ενός ηλεκτρολύτη είναι η συμβολική έκφραση της διάστασής του σε ιόντα.

Για παράδειγμα οι διαστάσεις των σχημάτων, που είναι πλήρεις, περιγράφονται με τις εξής εξισώσεις:



Σε μερική διάσταση χρησιμοποιείται διπλό βέλος, π.χ. για το υδροκυάνιο: $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$.



Οι κυριότερες φυσικές και χημικές ιδιότητες του HCl (υδροχλωρικού οξέος), του HNO₃ (νιτρικού οξέος) και του H₂SO₄ (θειικού οξέος)

ΟΞΕΑ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ	HCl (υδροχλωρικό οξύ)	HNO ₃ (νιτρικό οξύ)	H ₂ SO ₄ (θειικό οξύ)
ΦΥΣΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ	<p>α) Το καθαρό υδροχλωρίο είναι αέριο άχρωμο, με δυσάρεστη οσμή και είναι δηλητήριο. Παλιά είχε την εμπορική ονομασία «σπίρτο του άλατος», λόγω του τρόπου παρασκευής του από αλάτι.</p> <p>β) Το υδροχλωρικό οξύ είναι υδατικό διάλυμα του αερίου υδροχλωρίου. Ένα L νερού διαλύει μέχρι 500 L αερίου HCl, μετρημένα σε πίεση 1 atm και θερμοκρασία 25 °C.</p> <p>γ) Το υδροχλωρικό οξύ του εμπορίου είναι διάλυμα 30% w/w και έχει κιτρινωπό χρώμα λόγω προσμίξεων. Το καθαρό διάλυμα HCl είναι άχρωμο με ερεθιστική και αποπνικτική οσμή.</p>	<p>α) Είναι διαφανές υγρό, άχρωμο ή κιτρινωπό όταν δεν είναι καθαρό. Η εμπορική του ονομασία είναι «ακουαφόρτε».</p> <p>β) Έχει μεγάλη διαλυτότητα στο νερό.</p>	<p>α) Λέγεται και «έλαιο του βιτριολίου». Το καθαρό θειικό οξύ είναι υγρό άχρωμο και άοσμο, ελαιώδες (παχύρευστο σαν σιρόπι) με μεγάλη πυκνότητα.</p> <p>β) Διαλύεται στο νερό σε οποιαδήποτε αναλογία με έκλυση θερμότητας. Πρέπει να προσέξουμε ότι η αραιώση γίνεται ρίχνοντας λίγο-λίγο το H₂SO₄ στο νερό και ανακατεύοντας συνεχώς και ποτέ το αντίστροφο.</p>
ΧΗΜΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ	<p>α) Το πυκνό διάλυμα HCl διαβρώνει εύκολα τα μέταλλα και το ξύλο. Προκαλεί επίσης σοβαρά εγκαύματα στους ιστούς.</p> <p>β) Αντιδρά με πολλά μέταλλα, ελευθερώνοντας αέριο υδρογόνο.</p>	<p>α) Καταστρέφει τους ζωικούς και φυτικούς ιστούς, το χαρτί και τα υφάσματα. Αν πέσει στο δέρμα σχηματίζει οδυνηρές πληγές.</p> <p>β) Προσβάλλει όλα σχεδόν τα μέταλλα.</p>	<p>α) Καταστρέφει το χαρτί και το ύφασμα. Όταν πέσει στο δέρμα προκαλεί εγκαύματα. Απανθρακώνει τη ζάχαρη.</p> <p>β) Προσβάλλει τα μέταλλα.</p> <p>γ) Απορροφά υδατμούς από την ατμόσφαιρα και νερό από διάφορα υλικά. Είναι δηλαδή υγροσκοπικό και αφυδατικό μέσο.</p>

Οι κυριότερες χρήσεις α) του HCl (υδροχλωρικού οξέος), β) του HNO₃ (νιτρικού οξέος) και γ) του H₂SO₄ (θειικού οξέος)

α) Το διάλυμα HCl χρησιμοποιείται κυρίως για τη διάλυση της «πέτρας» (πουρί), για τον καθαρισμό μεταλλικών επιφανειών από τα οξείδια και για την εργαστηριακή παρασκευή του H₂ (υδρογόνου) και του CO₂ (διοξειδίου του άνθρακα).

β) Το HNO₃ χρησιμοποιείται κυρίως στη χαρακτηριστική και τη βιομηχανία για την παραγωγή νιτρικών λιπασμάτων, χρωμάτων και εκρηκτικών υλών.

γ) Το H₂SO₄ χρησιμοποιείται κυρίως για την παρασκευή άλλων οξέων, σαπουνιών, απορρυπαντικών, βερνικιών, ινών, βαφών, λιπασμάτων, χρωμάτων και πλαστικών. Επίσης στις μπαταρίες αυτοκινήτων (συσσωρευτές) και ως αφυδατικό μέσο.

1.3 Η κλίμακα pH (πε-χα) ως μέτρο της οξύτητας

Η οξύτητα ενός διαλύματος και το pH

Στο καθαρό νερό και στα υδατικά διαλύματα υπάρχουν πάντα κατιόντα υδρογόνου H^+ και ανιόντα υδροξειδίου OH^- , αφού το ίδιο το νερό διίσταται σε μικρό βαθμό στα παραπάνω ιόντα, σύμφωνα με την εξίσωση $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$.

Ένα υδατικό διάλυμα είναι όξινο όταν περιέχει κάποιο οξύ. Πολλά ποτά είναι όξινα: η λεμονάδα περιέχει κιτρικό οξύ, τα αναψυκτικά τύπου cola περιέχουν φωσφορικό οξύ, το κρασί τρυγικό οξύ. Γνωρίζουμε ότι άλλα από τα ποτά αυτά είναι περισσότερο ξινά και άλλα λιγότερο. Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι τα οξέα, όταν διαλύονται στο νερό ελευθερώνουν κατιόντα υδρογόνου H^+ . Όσο η περιεκτικότητα των H^+ αυξάνεται, τόσο πιο όξινο είναι το διάλυμα.

Ενεργή οξύτητα ενός υδατικού διαλύματος χαρακτηρίζεται η συγκέντρωση των ιόντων H^+ που υπάρχουν στο διάλυμα. Η ενεργή οξύτητα αποτελεί μια σπουδαία παράμετρο για την μελέτη των υδατικών διαλυμάτων. Τυπικές αριθμητικές τιμές της συγκέντρωσης των κατιόντων υδρογόνου, η οποία συμβολίζεται $[H^+]$ είναι οι 10^{-1} , 10^{-7} , 10^{-12} κ.λ.π.

Για να απλοποιηθούν οι υπολογισμοί προτάθηκε από τον Sorensen η κλίμακα pH. Με την κλίμακα του pH η ενεργή οξύτητα περιγράφεται με πιο απλούς αριθμούς. Για τις παραπάνω τιμές της $[H^+]$ το pH είναι αντίστοιχα 1, 7 και 12.