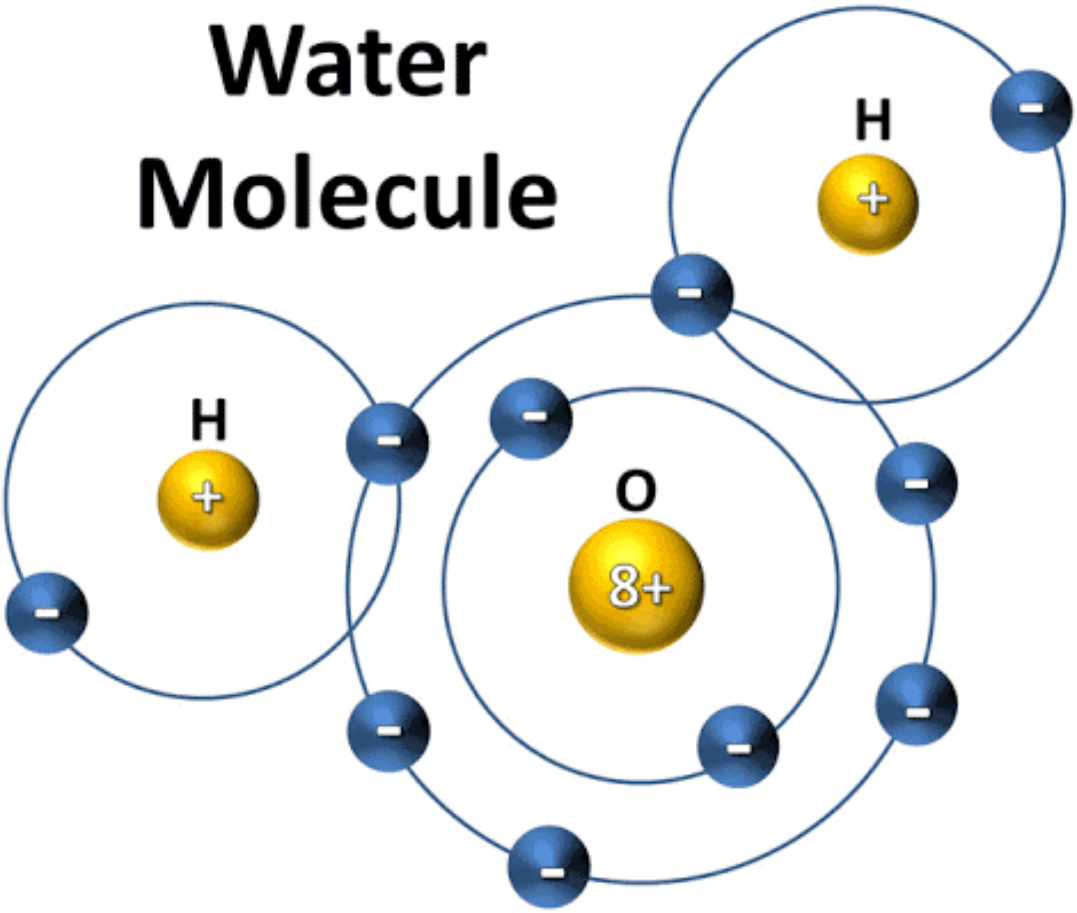
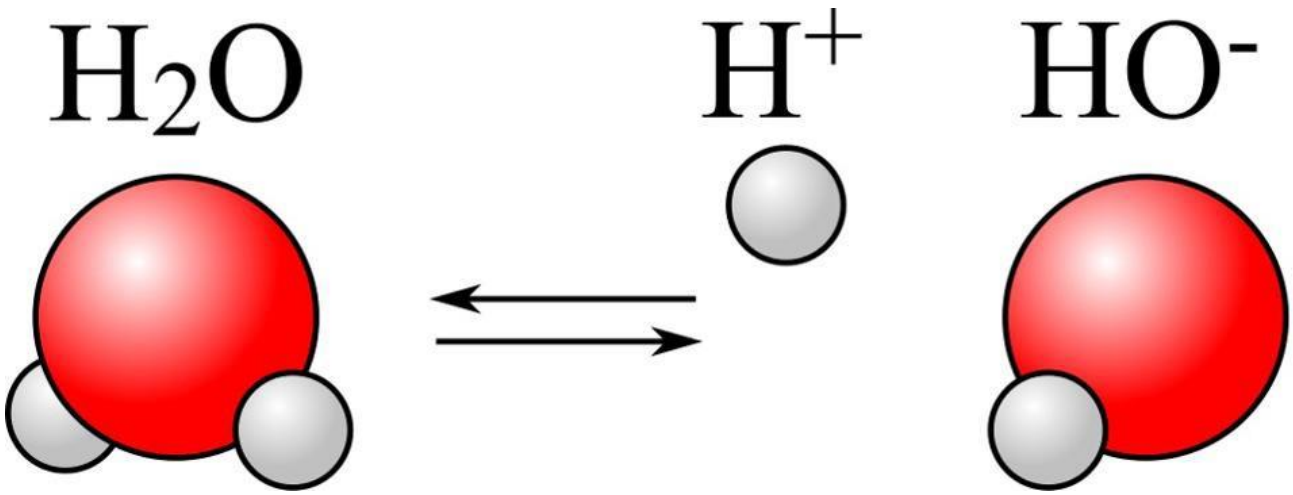
Η ΚΛΙΜΑΚΑ p.H.



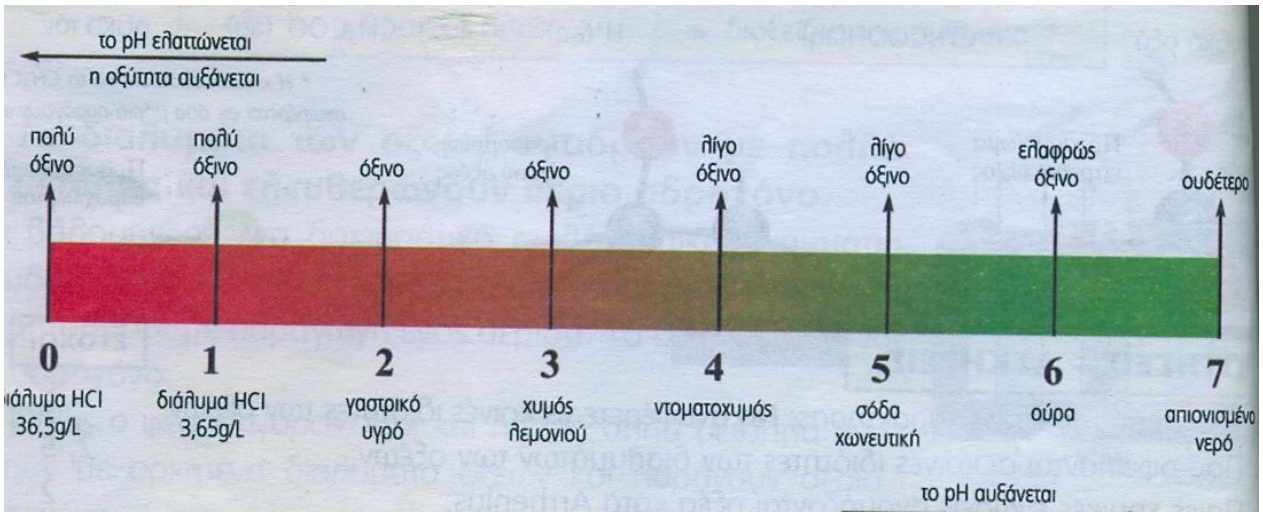
$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$



Η κλίμακα pH (*διαβάζεται πε-χα*) χρησιμοποιείται για το προσδιορισμό της οξύτητας ενός διαλύματος, και μετρά τη περιεκτικότητα ενός υδατικού διαλύματος σε κατιόντα υδρογόνου.

Παίρνει τιμές από το 0 έως το 14 (σε θερμοκρασία 25 βαθμών Κελσίου)

Τα υδατικά διαλύματα των οξέων έχουν pH από 0 έως 7 και χαρακτηρίζονται ως όξινα,



ενώ τα υδατικά διαλύματα των βάσεων από 7 έως 14 και χαρακτηρίζονται ως βασικά.

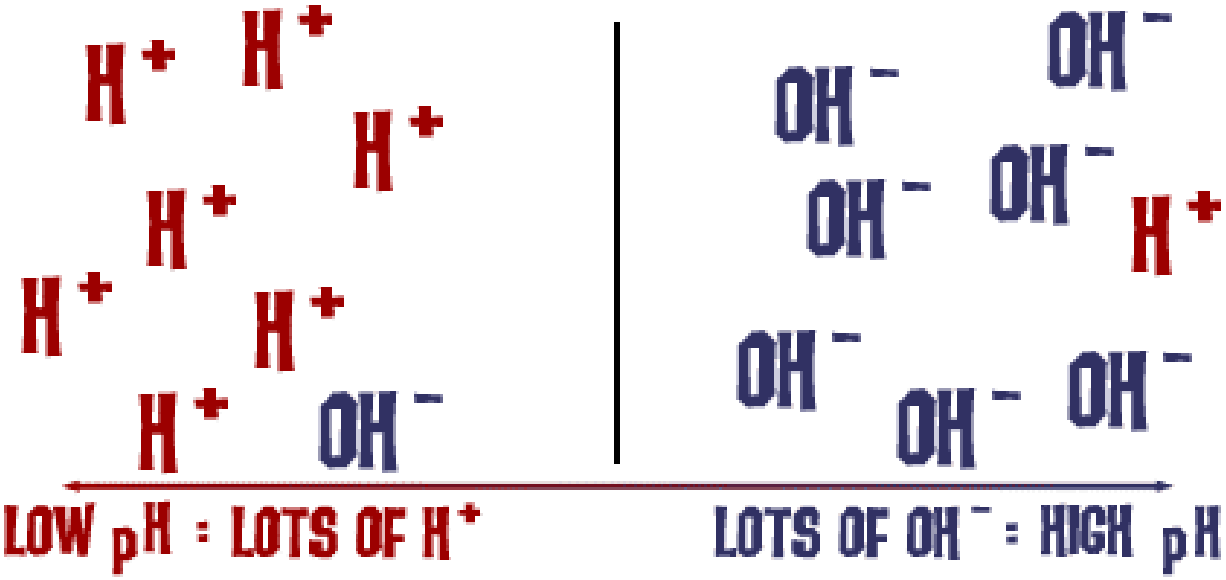
Τέλος το καθαρό νερό έχει τιμή pH ίση με 7 και χαρακτηρίζεται ως ουδέτερο διάλυμα.

Αυτοϊοντισμός του νερού :

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

$$\pi\lambda\acute{\eta}\theta o\varsigma\ H^+ = \pi\lambda\acute{\eta}\theta o\varsigma\ OH^-$$

Προσθήκη οξέος | **Προσθήκη βάσης**



Στα όξινα διαλύματα ισχύει :

$$\pi\lambda\acute{\eta}\theta o\varsigma\ H^{+} > \pi\lambda\acute{\eta}\theta o\varsigma\ OH^{-}$$

Στα βασικά διαλύματα ισχύει :

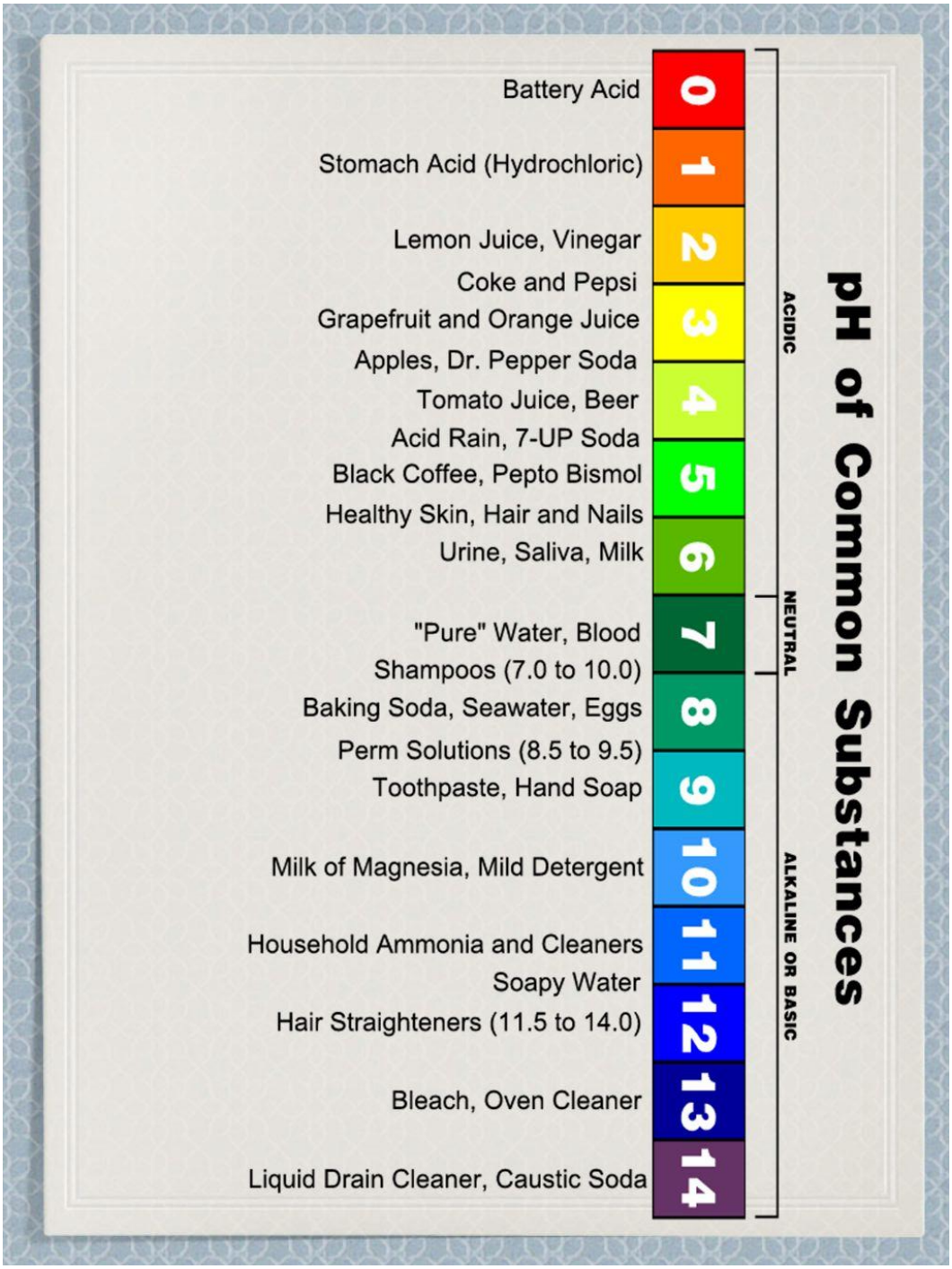
$$\pi\lambda\acute{\eta}\theta o\varsigma\ H^{+} < \pi\lambda\acute{\eta}\theta o\varsigma\ OH^{-}$$

Στο καθαρό νερό ισχύει :

$$\pi\lambda\acute{\eta}\theta o\varsigma\ H^{+} = \pi\lambda\acute{\eta}\theta o\varsigma\ OH^{-}$$

Στα οξέα όσο το pH αυξάνεται από τη τιμή 0 προς τη τιμή 7 λέμε ότι το οξύ εξασθενεί, δηλ. μετακινούμεθα από ισχυρότερα οξέα προς ασθενέστερα.

Στις βάσεις όσο το pH αυξάνεται από τη τιμή 7 προς τη τιμή 14 λέμε ότι η βάση ισχυροποιείται, δηλ. μετακινούμεθα από τις ασθενέστερες βάσεις προς τις ισχυρότερες.



Η κλίμακα p.H. είναι λογαριθμική (και όχι γραμμική όπως έχουμε συνηθίσει στη καθημερινότητά μας), που πρακτικά σημαίνει ότι μια διαφορά ενός βαθμού p.H αντιστοιχεί σε δεκαπλάσια διαφορά περιεκτικότητας κατιόντων υδρογόνου μεταξύ των διαλυμάτων και συνεπώς και σε δεκαπλάσια διαφορά ισχύος (δείτε το σχετικό πινακάκι που ακολουθεί).

Μια διαφορά δύο (2) βαθμών αντιστοιχεί σε διαφορά εκατονταπλάσια διαφορά (100 = 10 στην $2^{α}$) ισχύος, ενώ μια διαφορά τριών βαθμών σε χιλιαπλάσια (1000 = 10 στην $3^{η}$) διαφορά ισχύος. Επίσης μια διαφορά π.χ. 0,3 βαθμών ισοδυναμεί με 2πλάσια διαφορά περιεκτικότητας – ισχύος.

pH difference	Times more acid	pH difference	Times more acid	pH difference	Times more acid
0.1	1.3	1.1	13	2.1	126
0.2	1.6	1.2	16	2.2	158
0.3	2.0	1.3	20	2.3	200
0.4	2.5	1.4	25	2.4	251
0.5	3.2	1.5	32	2.5	316
0.6	4.0	1.6	40	2.6	398
0.7	5.0	1.7	50	2.7	501
0.8	6.3	1.8	63	2.8	631
0.9	7.9	1.9	79	2.9	794
1.0	10.0	2.0	100	3.0	1000

Όταν προσθέτουμε νερό είτε σ' ένα όξινο, είτε σ' ένα βασικό διάλυμα (δηλαδή κοινώς **όταν το αραιώνουμε**), το διάλυμα **εξασθενεί**, εφόσον ουσιαστικά η προσθήκη νερού αυξάνει τον όγκο του διαλύματος, ενώ το

πλήθος των κατιόντα υδρογόνου, ή των ανιόντων υδροξειδίου παραμένει σταθερός.

Κατά συνέπεια η **σχετική αναλογία** (*περιεκτικότητα*) των κατιόντων υδρογόνου σ΄ ένα όξινο διάλυμα, **ή** των ανιόντων υδροξειδίου σ' ένα βασικό διάλυμα αντίστοιχα, θα μειώνεται εφόσον ο αριθμητής του κλάσματος παραμένει αμετάβλητος, ενώ ταυτοχρόνως ο παρονομαστής αυξάνεται.

$$\frac{\left[\text{πλήθος } H^+\right] \text{ ή } \left[\text{πλήθος } OH^-\right] \downarrow}{\text{όγκος διαλύματος} \uparrow}$$

Επομένως το διάλυμα θα μετατρέπεται σε λιγότερο όξινο, ή σε λιγότερο βασικό αντίστοιχα δηλ. σε κάθε περίπτωση το διάλυμα θα εξασθενεί.

Στη περίπτωση του οξέος η αριθμητική τιμή του pH θα αυξάνεται, ενώ στη περίπτωση της βάσης θα μειώνεται.

Όσο λοιπόν περισσότερο αραιώνουμε ένα οποιοδήποτε (όξινο ή βασικό) διάλυμα **η τιμή του pH του θα μεταβάλλεται και θα κινείται πάντα προς το 7**.

Αντιθέτως, εάν θερμάνουμε ένα διάλυμα καταλλήλως, ώστε να πετύχουμε την εξάτμιση ενός τμήματος του όγκου του νερού του διαλύματος θα οδηγηθούμε σε **συμπύκνωση** του διαλύματος, δηλ. **το διάλυμα θα γίνεται ισχυρότερο**, εφόσον το πλήθος των κατιόντων υδρογόνου, ή των ανιόντων υδροξειδίου παραμένει σταθερό, ενώ ταυτοχρόνως ο όγκος του διαλύματος μειώνεται.

$$\frac{\left[\text{πλήθος } H^{+}\right] \text{ ή } \left[\text{πλήθος } OH^{-}\right]}{\text{όγκος διαλύματος} \downarrow} \uparrow$$

Στη περίπτωση αυτή ο αριθμητής του κλάσματος που περιγράφει τη περιεκτικότητα του διαλύματος σε κατιόντα υδρογόνου ή ανιόντα υδροξειδίου θα παραμένει σταθερός, ενώ ταυτοχρόνως ο παρονομαστής θα μειώνεται με το διάλυμα να μετατρέπεται σε πιο όξινο ή πιο βασικό αντίστοιχα, με την **αριθμητική τιμή του pH να μειώνεται για το οξύ και να αυξάνεται για τη περίπτωση της βάσης.**

Το ίδιο ακριβώς αποτέλεσμα θα έχουμε προφανώς και στη περίπτωση που σε κάποιο όξινο ή βασικό διάλυμα προσθέσουμε επιπλέον ποσότητα οξέος ή βάσης αντίστοιχα.

Ολοκληρώνοντας να σημειώσουμε πως θεωρητικά όσο και εάν αραιώσουμε ένα αρχικώς όξινο ή βασικό διάλυμα, αυτό θα παραμείνει (έστω και απειροελάχιστα) όξινο ή βασικό αντίστοιχα (δηλ. η τιμή του θα παραμείνει απειροελάχιστα μικρότερη ή μεγαλύτερη από το 7 αλλά ποτέ ίση ακριβώς με 7).

Σκεφτείτε π.χ. τη περίπτωση μιας **σπιτικής λεμονάδας**. Στύβουμε λεμόνια και μετά προσθέτουμε μια ποσότητα νερού και ανακατεύουμε λίγο πριν την πιούμε (*με λίγη ή καθόλου ζάχαρη*).

Εάν μας φανεί πολύ ξινή την αραιώνουμε με επιπλέον ποσότητα νερού, ενώ όσο νερό και εάν προσθέσουμε, αυτή θα παραμένει έστω και <u>απειροελάχιστα υπόξινη</u>.

Βέβαια εάν το παρακάνουμε με την αραίωση *πρακτικά θα την έχουμε μετατρέψει σε καθαρό νερό.*

Αντιθέτως, εάν αρχικώς η λεμονάδα μας φανεί «αδύναμη», προσθέτοντας επιπλέον στυμμένο χυμό λεμονιού θα την δυναμώσουμε αυξάνοντας την οξύτητά της.

Εδώ να προσθέσουμε για λόγους σαφήνειας, ότι όταν αναφερόμαστε σε τιμή pH ίση με το 7 για το καθαρό νερό, με τον όρο καθαρό εννοούμε το παντελώς **απιονισμένο νερό,** το οποίο θεωρητικώς δεν περιέχει το παραμικρή επιπλέον ποσότητα ιόντων οποιουδήποτε είδους πέραν αυτών που δίνει ο αυτοϊοντισμός του νερού.

Τα περισσότερα **μεταλλικά νερά** αναλόγως της πηγής από την οποία προέρχονται είναι – *σπανιότερα* – από πολύ ελαφρώς όξινα έως – *συνηθέστερα* – πολύ ελαφρώς ή ελαφρώς βασικά.

Για τα **επιτραπέζια νερά, όπως και για το νερό της ΕΥΔΑΠ** η νομοθεσία επιβάλλει πως το pH τους οφείλει να κυμαίνεται μεταξύ των τιμών 6,5 – 9,5.

Το **νερό της ΕΥΔΑΠ για το έτος 2019** σύμφωνα με τα επίσημα απολογιστικά στοιχεία της εταιρείας ήταν 7,7.

Πεχαμετρικό χαρτί

Εύρος pH	Περιγραφή	Χρώμα
0-3	Ισχυρά όξινο	Ερυθρό
3-6	Όξινο	Κίτρινο
7	Ουδέτερο	Πράσινο
8-11	Βασικό	Μπλε
11-14	Ισχυρά βασικό	Μωβ

Η επί τοις εκατό κατά βάρος (% w/w) σύσταση

- Ισοπροπυλική αλκοόλη 37
- Μεθυλική αλκοόλη 0,8
- Φαινολοφθαλεΐνη 0,03
- Κυανούν της βρωμοθυμόλης 0,03
- Κυανούν της θυμόλης 0,03
- Ερυθρό του μεθυλίου 0,02
- Νερό 62,1

Συσκευή μέτρησης Πεχά

ΕΞΟΥΔΕ-ΤΕΡΩΣΗ

&

ΑΛΑΤΑ

Όταν αναμειγνύουμε ένα διάλυμα οξέος μ' ένα διάλυμα βάσης, τα κατιόντα υδρογόνου H^+ του όξινου διαλύματος και τα ιόντα υδροξειδίου OH^- του βασικού διαλύματος συνδέονται μεταξύ τους σχηματίζοντας μόρια νερού, δηλ. λαμβάνει χώρα η αντίδραση :

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

Αυτή η αντίδραση ονομάζεται *εξουδετέρωση* επειδή κατά τη διεργασία αυτή «εξουδετερώνονται» - «εξαφανίζονται» οι ιδιότητες του οξέος και της βάσης που συμμετέχουν σε αυτήν, αφού παρατηρείται **μείωση έως και εξάλειψη** τόσο του αρχικώς μεγαλύτερου πλήθους των H^+ του όξινου διαλύματος, όσο και αρχικώς μεγαλύτερου πλήθους των OH^- του βασικού διαλύματος, τα οποία αλληλοαναιρούνται.

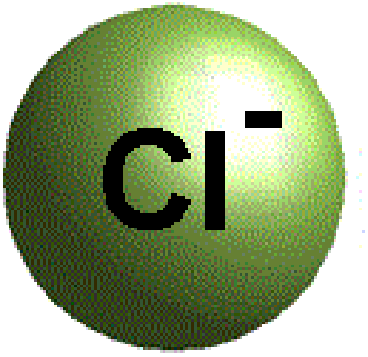
Ας δούμε για παράδειγμα μια κλασική αντίδραση εξουδετέρωσης μεταξύ ενός διαλύματος υδροχλωρίου (υδροχλωρικό οξύ) HCl και ενός διαλύματος καυστικής σόδας (υδροξείδιο του νατρίου) $NaOH$

$$NaOH + HCl \rightarrow ?$$

Στα διαλύματα τους το υδροχλωρικό οξύ και το υδροξείδιο του νατρίου διασπώνται ως εξής :

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^- \text{ και } NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

όπου το Cl^- αντιπροσωπεύει το (αρνητικό) ανιόν του χλωρίου, ενώ το Na^+ το (θετικό) κατιόν του νατρίου.



Κατά συνέπεια κατά την ανάμειξη των δύο διαλυμάτων που λαμβάνουν μέρος στην αντίδραση λαμβάνει χώρα μια αμοιβαία αλληλεξουδετέρωση των H^+ και των OH^- :

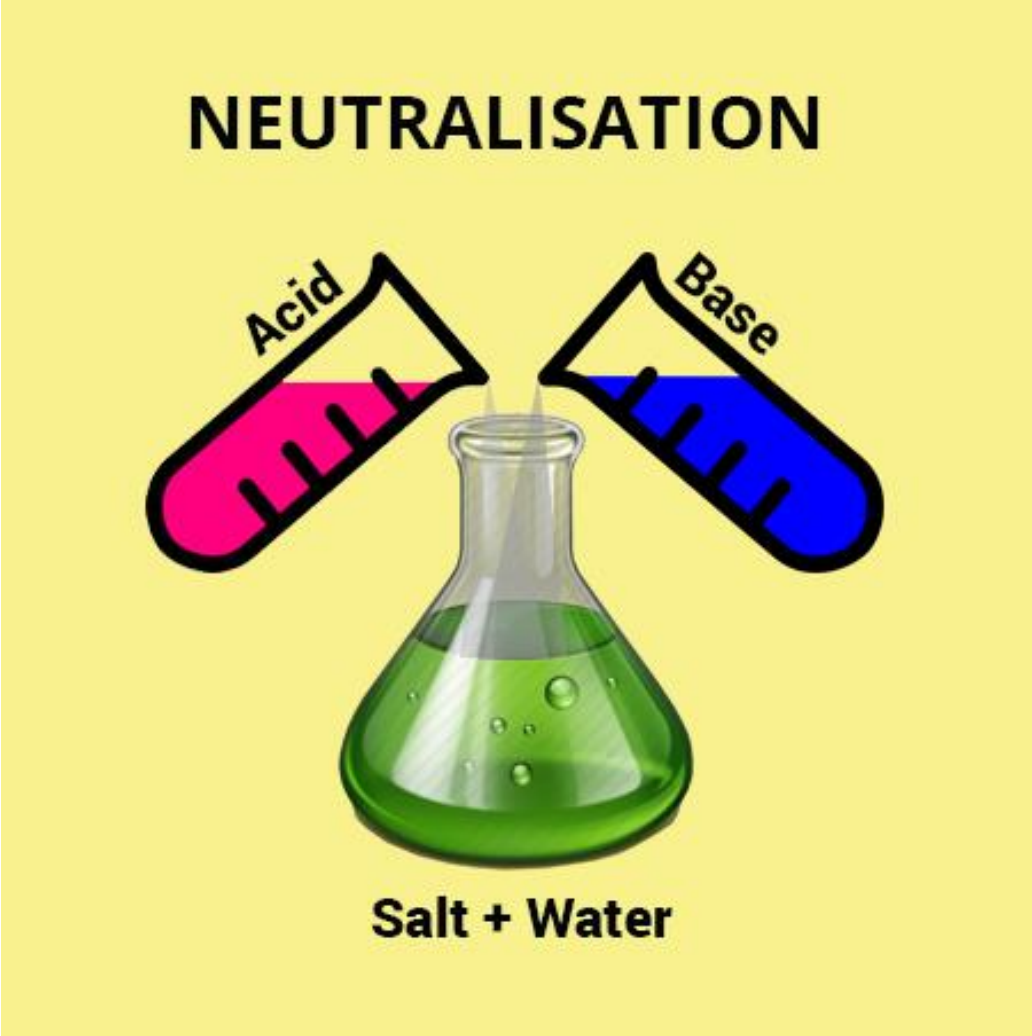
$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow H_2O + Na^+ + Cl^-$$

Τα κατιόντα Na^+ με τα ανιόντα Cl^- συνδέονται επίσης μεταξύ τους (*κάτω από κατάλληλες συνθήκες*) και τελικώς η αντίδραση της εξουδετέρωσης μας δίνει εκτός από το νερό H_2O και την ένωση χλωριούχο νάτριο $NaCl$ που χαρακτηρίζεται ως άλας,

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow NaCl + H_2O,$$

Η συγκεκριμένη αντίδραση εξουδετέρωσης γράφεται ως

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$



ενώ γενικότερα ισχύει

$$\text{οξύ} + \text{βάση} \rightarrow \text{άλας} + \text{νερό}$$

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

Αν λοιπόν γενικότερα αναμείξουμε κάποιες *τυχαίες ποσότητες* ενός όξινου και ενός βασικού διαλύματος, το τελικό διάλυμα μπορεί να είναι :

- **ουδέτερο**, εάν όλα τα επιπλέον κατιόντα υδρογόνου H^+ εξουδετερωθούν πλήρως με τα επιπλέον ανιόντα υδροξειδίου OH^-
    - ► **πλήρης εξουδετέρωση**
- **όξινο**, εάν μετά την εξουδετέρωση περισσέψουν περισσότερα κατιόντα υδρογόνου H^+
    - ► **μερική εξουδετέρωση του οξέος**
- **βασικό**, εάν μετά την εξουδετέρωση περισσέψουν περισσότερα ανιόντα υδροξειδίου OH^-
    - ► **μερική εξουδετέρωση της βάσης**

Επομένως σε κάθε περίπτωση όταν αναμείξουμε ένα οξύ με μια βάση η αμοιβαία αλληλεξουδετέρωση τους, το τελικό διάλυμα δεν είναι δυνατόν να είναι είτε περισσότερο όξινο, είτε περισσότερο βασικό από τα αρχικά διαλύματα, αλλά αντιθέτως θα είναι λιγότερο όξινο ή λιγότερο βασικό ή μπορεί ακόμα και ουδέτερο.

Αυτό βέβαια σημαίνει ότι η τιμή του pH του τελικού διαλύματος θα λάβει υποχρεωτικώς μια ενδιάμεση τιμή μεταξύ των τιμών των αρχικών διαλυμάτων.

Εάν π.χ. αναμείξουμε μια ποσότητα υδροχλωρικού οξέος με $pH = 2$ μ' ένα διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου με $pH = 11$, το pH^* τελικού διαλύματος θα ικανοποιεί τη σχέση

$$2 < pH^* < 11$$

επειδή ερμηνεύοντας την αντίδραση από την οπτική γωνία του οξέος, το οξύ «χάνοντας» H^+ υπό την επίδραση των OH^- της βάσης θα εξασθενήσει και συνεπώς το pH του θα αυξηθεί (θα μετατοπισθεί προς το 7),

ενώ ερμηνεύοντας την αντίδραση από την οπτική γωνία της βάσης, το οξύ «χάνοντας» OH^- υπό την επίδραση των H^+ του οξέος θα εξασθενήσει και συνεπώς το pH του θα μειωθεί (θα μετατοπισθεί προς το 7).

Εάν φυσικά τύχει και η εξουδετέρωση είναι πλήρης, όλα τα επιπλέον H^+ του οξέος καθώς και τα αντίστοιχα OH^- της βάσης θα αλληλοαναιρεθούν και το τελικό διάλυμα θα είναι ουδέτερο με $pH = 7$.

Το γαστρικό υγρό στο στομάχι μας περιέχει υδροχλώριο και επομένως είναι όξινο.

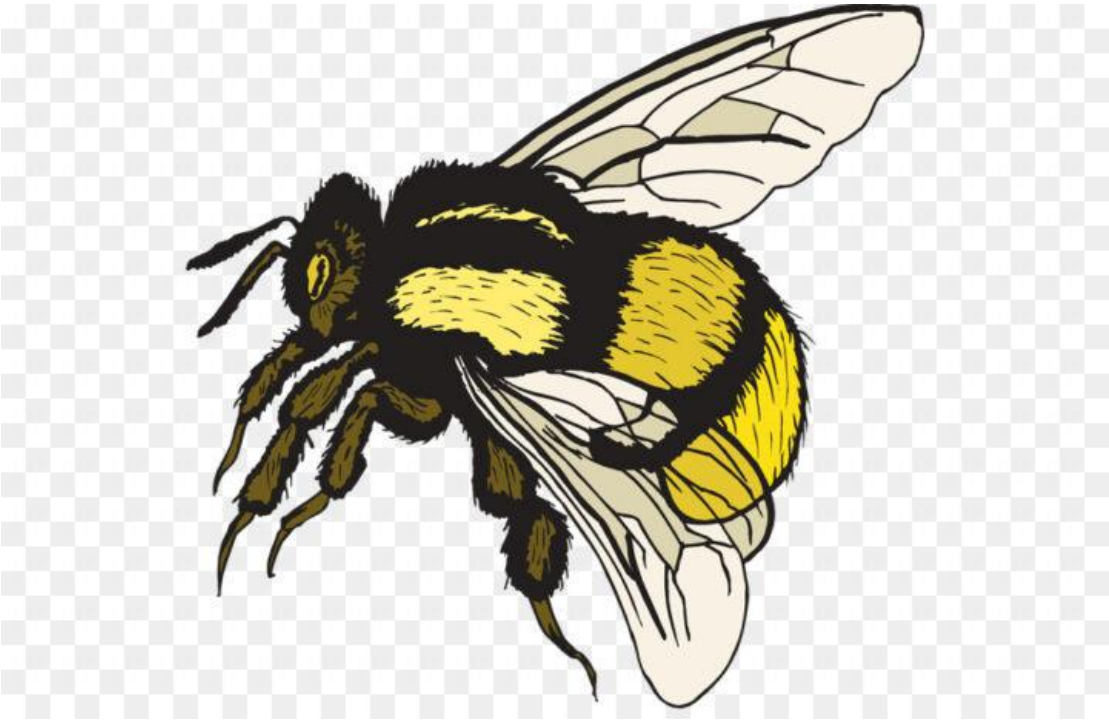
Όταν νιώθουμε ενοχλήσεις - λόγω της υπερβολικής έκκρισης γαστρικού υγρού - χρησιμοποιούμε ουσίες που ονομάζονται **αντιόξινα φάρμακα** και οι οποίες είναι ουσιαστικά περιέχουν κάποιες **βάσεις** επιχειρώντας να εξουδετερώσουμε μερικώς ή ολικώς τη περίσσεια του γαστρικού υγρού που προξενεί το πρόβλημα.

Οι πλέον συνηθισμένες από αυτές τις βάσεις είναι το υδροξείδιο του αργιλίου $Al(OH)_3$ και το υδροξείδιο του μαγνησίου $Mg(OH)_2$.

Αντιδράσεις εξουδετέρωσης (βίντεο) : 1, 2

Αναλυτική περιγραφή της διαδικασίας της εξουδετέρωσης (Khan Academy).

Το δηλητήριο της σφήκας είναι βασικό, οπότε για να εξουδετερώσουμε πρέπει να χρησιμοποιήσουμε κάποιο οξύ, π.χ. ξίδι, ενώ αντιθέτως



το δηλητήριο της μέλισσας είναι όξινο, οπότε για την εξουδετέρωσή του απαιτείται κάποια βάση (π.χ. αμμωνία).