



**Ιωάννης Πούλιος, Καθηγητής**  
**Εργ. Φυσικοχημείας**  
**Α.Π.Θ.**

**Τηλ. 2310-997785**

**[poulios@chem.auth.gr](mailto:poulios@chem.auth.gr)**

**<http://photocatalysisgroup.web.auth.gr>**

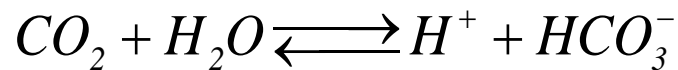


## ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ

Τα οξέα, οι βάσεις και τα άλατα αποτελούν τρεις μεγάλες και πολύ σημαντικές κατηγορίες χημικών ενώσεων (ηλεκτρολυτών), οι οποίες παρουσιάζουν τεράστιο χημικό και βιολογικό ενδιαφέρον.

Οι περισσότερες βιολογικά σημαντικές ενώσεις βρίσκονται στον οργανισμό με μια ή περισσότερες όξινες ή βασικές ομάδες. Η ακριβής ισορροπία των συγκεντρώσεών τους ή αυτή των ιόντων του υδρογόνου ( $H^+$ ), είναι καθοριστικής σημασίας για την εύρυθμη λειτουργία των ενζύμων, τη σταθερότητα της οσμωτικής πίεσης, τη ρύθμιση της οξύτητας του αίματος κ.ο.κ. Οι τροφές από την άλλη μεριά, που ως επί το πλείστον αποτελούνται από ουδέτερα μόρια (π.χ. άμυλο τριγλυκερίδια), μέσα στον οργανισμό μετατρέπονται σε ηλεκτρολύτες (π.χ. από το άμυλο και τους υδατάνθρακες παράγονται τα όξινα προϊόντα της γλυκολυτικής οδού, ενώ από τα λίπη δημιουργούνται λιπαρά οξέα). Από δε τις πρωτεΐνες, μέσω του κύκλου του Krebs, δημιουργούνται ενώσεις όπως η αμμωνία και τα δικαρβονικά οξέα.

Το  $CO_2$  που δημιουργείται συνεχώς στον κύκλο του Krebs και σε άλλες αντιδράσεις αποκαρβοξυλίωσης, μετατρέπεται και αυτό σε οξύ σύμφωνα με την αντίδραση





## ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ

Τα **Οξέα** (από την λατινική λέξη *acidus*, που σημαίνει «ξινό») είναι ένα σύνολο χημικών ουσιών, των οποίων τα διαλύματα εμφανίζουν κοινές ιδιότητες, γνωστές ως «όξινος χαρακτήρας», ο οποίος οφείλεται στα κατιόντα του υδρογόνου (βλέπε Πίν. 1).

Ως **Βάσεις** χαρακτηρίζονται οι χημικές ενώσεις που παρουσιάζουν σύνολο κοινών χημικών ιδιοτήτων που είναι γνωστό ως "βασικός ή αλκαλικός χαρακτήρας" ή "βασική ή αλκαλική αντίδραση" (βλέπε Πίν. 1).

Οι ιδιότητες τους μακροσκοπικά συνοψίζονται στον παρακάτω πίνακα.

Συνηθισμένα παραδείγματα οξέων περιλαμβάνουν το υδροχλωρικό οξύ (HCl), ένα διάλυμα υδροχλωρίου, το οποίο βρίσκεται στο γαστρικό οξύ στο στομάχι και ενεργοποιεί ορισμένα πεπτικά ένζυμα, το οξικό οξύ (CH<sub>3</sub>COOH, αιθανικό οξύ), με το γνωστό ξίδι να αποτελεί αραιό διάλυμα αυτού του υγρού, το θειικό οξύ (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), που χρησιμοποιείται σε ηλεκτρικούς συσσωρευτές αυτοκινήτων, και το τρυγικό οξύ (C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>O<sub>6</sub>), ένα στερεό οξύ που χρησιμοποιείται στην παραγωγή αρτοσκευασμάτων και στη ζαχαροπλαστική.

Τα οξέα μπορούν να είναι διαλύματα ή και καθαρές χημικές ουσίες, οι οποίες βρίσκονται στην αέρια, υγρή ή στερεή κατάσταση.

Τα ισχυρά οξέα και κάποια πυκνά ασθενή οξέα συνήθως είναι διαβρωτικά.

Συνηθισμένα παραδείγματα βάσεων που παρουσιάζουν ιδιαίτερο ενδιαφέρον είναι η αμμωνία (NH<sub>3</sub>) και τα υδροξείδια νατρίου (NaOH), καλίου (KOH), ασβεστίου (Ca(OH)<sub>2</sub>) και βαρίου (Ba(OH)<sub>2</sub>).



## Ιδιότητες διαλυμάτων οξέων και βάσεων

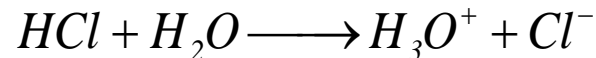
Ιδιότητες διαλυμάτων οξέων	Ιδιότητες διαλυμάτων βάσεων
Όξινη γεύση	Καυστική ή πικρή γεύση.
Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών.	Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών.
Αντιδρούν με τα ανθρακικά άλατα και παράγουν διοξείδιο του άνθρακα.	Αντιδρούν με τα οξέα, μια αντίδραση που ονομάζεται εξουδετέρωση.
Αντιδρούν με πολλά μέταλλα και παράγουν υδρογόνο.	Έχουν αφή σαπωναειδή.
Τα διαλύματά τους εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα, επιτρέπουν δηλαδή τη διέλευση του ηλεκτρικού ρεύματος, γεγονός που χαρακτηρίζει τα οξέα ως ηλεκτρολύτες.	Τα διαλύματά τους εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα, επιτρέπουν δηλαδή τη διέλευση του ηλεκτρικού ρεύματος, γεγονός που χαρακτηρίζει τις βάσεις ως ηλεκτρολύτες.
Αντιδρούν με τις βάσεις, μια αντίδραση που ονομάζεται εξουδετέρωση.	Αντιδρούν με τα οξέα, μια αντίδραση που ονομάζεται εξουδετέρωση.



## Θεωρίες περί οξέων και βάσεων

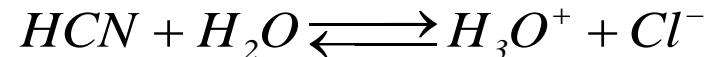
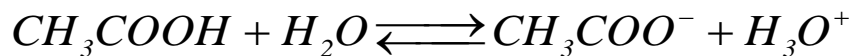
### Θεωρία κατά Arrhenius

**Οξέα κατά Arrhenius** είναι οι ουσίες που ελευθερώνουν κατά τη διάλυσή τους στο νερό κατιόντα υδρογόνου ( $H^+$ ). Τα συνήθη ισχυρά οξέα είναι όλα οξέα κατά Arrhenius. Πρόκειται για μοριακές ενώσεις που είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες και επομένως, διίστανται 100% στο νερό. Το υδροχλωρικό οξύ ( $HCl$ ), παραδείγματος χάριν, είναι ισχυρό οξύ και διίσταται σύμφωνα με την παρακάτω αντίδραση:

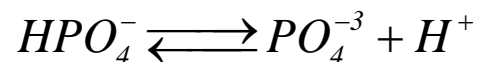
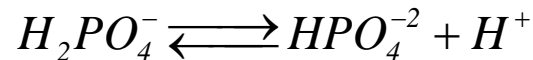
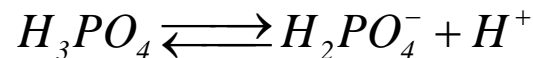


Πολλές μοριακές ενώσεις όμως, όπως τα οργανικά οξέα, που περιέχουν υδρογόνο, διίστανται μερικώς (<100%), παρέχοντας υδρογονοκατιόντα και σύμφωνα με τη θεωρία Arrhenius, είναι ασθενή οξέα.

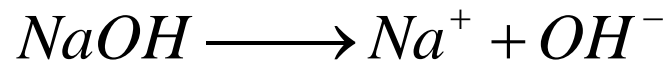
Το οξικό οξύ ( $CH_3COOH$ ) και το υδροκυάνιο ( $HCN$ ), παραδείγματος χάριν, είναι ασθενή οξέα και διίστανται μερικώς στο νερό σύμφωνα με τις παρακάτω αντιδράσεις:



Υπάρχουν επίσης και ενώσεις όπως το θειϊκό ( $H_2SO_4$ ) και το φωσφορικό οξύ ( $H_3PO_4$ ) που περιέχουν στο μόριό τους περισσότερα από ένα άτομα υδρογόνου, τα οποία μπορούν, στα υδατικά διαλύματα, να απελευθερωθούν σταδιακά. Αυτά τα οξέα ονομάζονται **πολυπρωτικά ή πολυβασικά (polyprotic)** και διίστανται σε στάδια, όπως φαίνεται για το φωσφορικό οξύ στις παρακάτω αντιδράσεις.



**Βάσεις κατά Arrhenius** είναι οι ουσίες που όταν διαλυθούν στο νερό διίσταται δίνοντας ανιόντα υδροξυλίου ( $OH^-$ ). Σύμφωνα με αυτό τον ορισμό, όλες οι βάσεις είναι ιοντικές ενώσεις που περιέχουν ιόντα υδροξυλίου, όπως π.χ. τα υδροξείδια των μετάλλων. Τα υδροξείδια των μετάλλων, κυρίως δε αυτά των αλκαλίων και αλκαλικών γαιών, διίστανται στα υδατικά τους διαλύματα πλήρως και γι' αυτό χαρακτηρίζονται ως ισχυρές βάσεις (π.χ. η διάσταση του υδροξειδίου του νατρίου).





## Θεωρίες περί οξέων και βάσεων

### Θεωρία Brønsted-Lowry

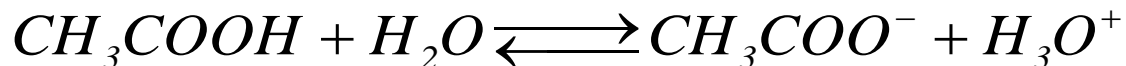
Μια πιο ολοκληρωμένη προσέγγιση, περί οξέων και βάσεων, αποτελεί η *θεωρία των Brønsted-Lowry*, η οποία προτάθηκε το 1923, ανεξάρτητα, από τους Brønsted και Lowry, η οποία δίνει έμφαση στο ρόλο του πρωτονίου και μελετά τις αντιδράσεις των οξέων και των βάσεων σαν αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίων.

**Οξέα κατά Brønsted-Lowry** είναι τα μόρια ή τα ιόντα που δρουν σαν δότες πρωτονίων,

**Βάσεις κατά Brønsted-Lowry** είναι τα μόρια ή τα ιόντα που δρουν σαν δέκτες πρωτονίων,

Όταν λοιπόν ένα οξύ χάνει ένα πρωτόνιο προκύπτει μια βάση, διότι το μέρος του οξέος που απομένει έχει τη τάση να ξαναδεχθεί ένα πρωτόνιο, επομένως να δράσει σαν βάση. Το αρχικό οξύ και η βάση που προκύπτει αποτελούν ένα *συζυγές σύστημα*.

Δηλαδή, όπως φαίνεται και στην παρακάτω αντίδραση, κατά Brønsted-Lowry, κάθε οξύ έχει τη συζυγή του βάση και αντιστρόφως, κάθε βάση έχει το συζυγές της οξύ .

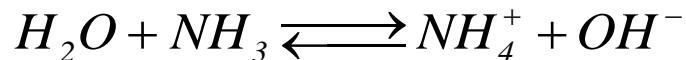


οξύ<sub>1</sub>

βάση<sub>2</sub>

βάση<sub>1</sub>

οξύ<sub>2</sub>



οξύ<sub>1</sub>

βάση<sub>2</sub>

βάση<sub>1</sub>

οξύ<sub>2</sub>



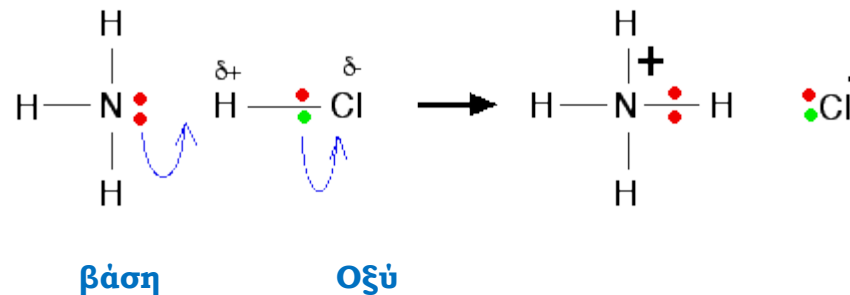
## Φάσμα απορροφήσεως διαλυμένης ουσίας

### Θεωρία Lewis

Η θεωρία των Brønsted-Lowry αντιμετωπίζει τις αντιδράσεις οξέος-βάσης σαν αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίων και ως εκ τούτου είναι η πλέον κατάλληλη για τη μελέτη της συμπεριφοράς των οξέων και βάσεων σε υδατικά διαλύματα. Πράγματι, στα υδατικά διαλύματα, λόγω των μοναδικών ιδιοτήτων του νερού, οι αντιδράσεις ανάμεσα στα οξέα και τις βάσεις εμπεριέχουν πάντα τη μεταφορά πρωτονίων. Παρ' όλα αυτά, ένας μεγάλος αριθμός αντιδράσεων δεν περιλαμβάνει μεταφορά πρωτονίων.

Ο Lewis έκανε μια ευρύτερη ακόμη επέκταση του ορισμού των οξέων και βάσεων χαρακτηρίζοντας ως **Οξέα κατά Lewis**, τις ουσίες που προσλαμβάνουν ζεύγος ηλεκτρονίων (αντιπαράλληλου spin), δηλαδή είναι δέκτες ηλεκτρονίων και

**Βάσεις κατά Lewis**, οι ουσίες οι οποίες αποδίδουν ένα ζεύγος ηλεκτρονίων, δηλαδή είναι δότες ηλεκτρονίων.



Σύμφωνα με τον κατά Lewis ορισμό των οξέων και βάσεων, για να χαρακτηριστεί μια ένωση ως οξύ ή βάση, δεν είναι απαραίτητη η ύπαρξη υδρογόνου στο μόριο της ένωσης.



## Ιονισμός και καμπύλη διαστάσεως ασθενών μονοπρωτικών οξέων

Η διάλυση ενός οξέος ή μιας βάσης σ' ένα διαλύτη (π.χ.  $H_2O$ ) έχει σαν αποτέλεσμα τη διάσταση (ιονισμό) του/της σε ανιόντα και κατιόντα. Σε πολλές περιπτώσεις η συγκέντρωση των ιόντων που δημιουργούνται έχει υπολογισθεί ότι είναι μικρότερη από την αντίστοιχη για πλήρη διάσταση του οξέος ή της βάσης. Αυτό οδηγεί στην ανάγκη διάκρισης τους σε ισχυρά και ασθενή οξέα και βάσεις ή γενικά σε ισχυρούς και ασθενείς ηλεκτρολύτες.

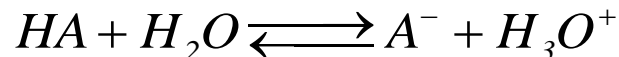
**Ισχυρά οξέα** θεωρούνται τα ανόργανα οξέα όπως το  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $HClO_4$ ,  $H_2SO_4$ , τα οποία διίστανται πλήρως, δηλαδή η θέση της θερμοδυναμικής τους ισορροπίας είναι μετατοπισμένη στην περιοχή των διισταμένων ιόντων. **Ισχυρές βάσεις** θεωρούνται τα υδροξείδια των αλκαλίων, όπως το  $KOH$ ,  $NaOH$ , στα οποία πάλι λαμβάνει χώρα πλήρης διάσταση.

Αντιθέτως, στην περίπτωση των ασθενών ηλεκτρολυτών, κατά τη διάλυσή τους στο διαλύτη, μέρος μόνο των αρχικών μορίων διίσταται, με αποτέλεσμα την ύπαρξη στο διάλυμα ιόντων και αδιάστατων μορίων, τα οποία βρίσκονται σε θερμοδυναμική ισορροπία. Ασθενείς ηλεκτρολύτες θεωρούνται ως επί το πλείστον τα ασθενή οξέα (π.χ.  $CH_3COOH$ ,  $HCOOH$ ,  $HCN$ ) και οι ασθενείς βάσεις (π.χ.  $NH_3$ ,  $CH_3NH_2$ ).





Η διάσταση (ιονισμός) ενός ασθενούς μονοπρωτικού οξέος του τύπου HA, όταν διαλυθεί στο νερό, δίνεται από την παρακάτω αντίδραση



Το νερό στην αντίδραση αυτή είναι, κατά τη θεωρία των Brønsted-Lowry, η βάση, ενώ το  $A^-$  η συζυγής βάση και το  $H_3O^+$  το συζυγές οξύ του  $H_2O$ .

Σύμφωνα με το νόμο της δράσεως των μαζών ισχύει

$$K^* = \frac{\alpha_{H_3O^+} \alpha_{A^-}}{\alpha_{H_2O} \alpha_{HA}}$$

Όπου  **$\alpha$  η ενεργότητα** των αντιδρώντων και προϊόντων. Λαμβάνοντας υπόψη ότι πρόκειται για ένα αραιό διάλυμα, η συγκέντρωση του νερού μένει πρακτικά σταθερή, άρα το  $H_2O$  βρίσκεται στην πρότυπη κατάσταση του (καθαρό υγρό), η ενεργότητά του είναι ίση με τη μονάδα και μπορεί να συμπεριληφθεί στη σταθερά  $K^*$ . Κάνοντας τις απαραίτητες τροποποιήσεις, καταλήγουμε στη σχέση

$$K_a = K^* \alpha_{H_2O} = \frac{\alpha_{H_3O^+} \alpha_{A^-}}{\alpha_{HA}}$$

Η  $K_a$  ονομάζεται *σταθερά διάστασης ή ιονισμού του οξέος*. Αν αντικαταστήσουμε την ενεργότητα  $a$  με  $a=\gamma C$  καταλήγουμε στη σχέση

$$K_a = \frac{\alpha_{H_3O^+} \alpha_{A^-}}{\alpha_{HA}} = \left( \frac{\gamma_{H_3O^+} \gamma_{A^-}}{\gamma_{HA}} \right) \left( \frac{C_{H_3O^+} C_{A^-}}{C_{HA}} \right)$$

η οποία για αραιά διαλύματα ( $<0.05$  M), όπου οι συντελεστές ενεργότητας  $\gamma$  είναι περίπου ίσοι με την μονάδα (1), παίρνει τη μορφή

$$K_a = \left( \frac{C_{H_3O^+} C_{A^-}}{C_{HA}} \right)$$

$$K_a = \frac{C_{H^+} C_{A^-}}{C_{HA}}$$



Η λογαρίθμηση της σχέσης μας οδηγεί σε

$$\log K_a = \log C_{H^+} + \log \frac{C_{A^-}}{C_{HA}}$$

Λόγω της χαμηλής τιμής των σταθερών διάστασης  $K_a$  και  $K_b$  (σταθερά διάστασης ασθενούς βάσης), για πρακτικούς λόγους, χρησιμοποιούνται οι όροι  $pK_a$ ,  $pK_b$  και  $pH$  και ορίζονται ως

$$pK_a = -\log K_a \quad \text{για τα ασθενή οξέα και} \quad pK_b = -\log K_b \quad \text{για τις ασθενείς βάσεις και}$$

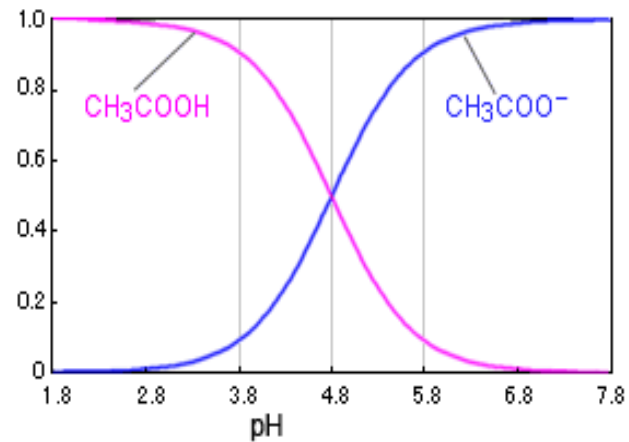
$$pH = -\log C_{H^+} \quad \text{για τη συγκέντρωση των υδρογονοκατιόντων}$$

$$pK_a = pH - \log \frac{C_{A^-}}{C_{HA}}$$



Καμπύλη διάστασης του οξικού οξέος και δημιουργίας του οξικού ανιόντος ως συνάρτηση του pH

$$pK_a = pH - \log \frac{C_{A^-}}{C_{HA}}$$





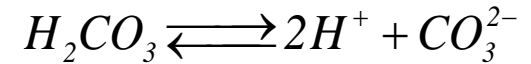
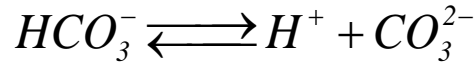
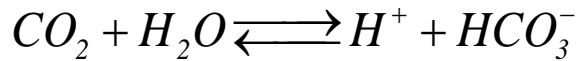
## Ιονισμός πολυπρωτικών οξέων

Γενικά τα οξέα, αν από το μόριό τους μπορεί να αποσπαστεί ένα, δύο ή περισσότερα πρωτόνια ως υδρογονοκατιόντα, χαρακτηρίζονται ως **μονοπρωτικά, διπρωτικά ή πολυπρωτικά**. Στα διπρωτικά ή πολυπρωτικά οξέα ο ιονισμός λαμβάνει χώρα σε περισσότερα του ενός στάδια, με την απόσπαση του πρώτου  $H^+$  να γίνεται ευκολότερα, του δεύτερου πιο δύσκολα, κ.ο.κ.

Παραδείγματα πολυπρωτικών οξέων είναι το θειϊκό οξύ ( $H_2SO_4$ ) και το υδρόθειο ( $H_2S$ ), ενώ χαρακτηριστικά παραδείγματα πολυπρωτικών οξέων, με ιδιαίτερο ενδιαφέρον για τους ζώντες οργανισμούς, αποτελούν το ανθρακικό ( $H_2O+CO_2$ ) και το φωσφορικό οξύ ( $H_3PO_4$ ), η διάσταση των οποίων δίνεται παρακάτω.



## Ιονισμός πολυπρωτικών οξέων

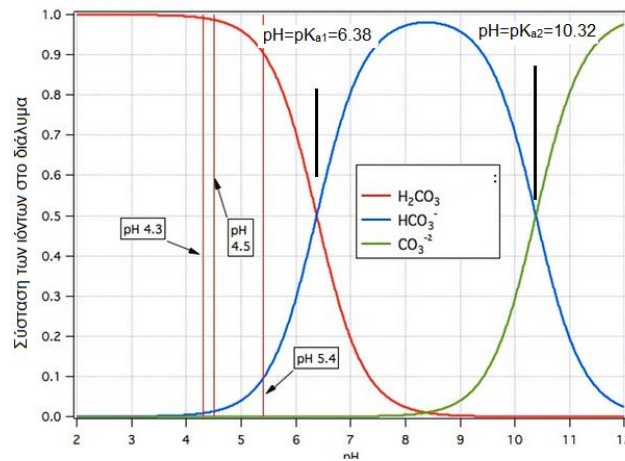


$$K_{a_1} = \frac{C_{H^+} C_{HCO_3^-}}{C_{H_2CO_3}} = 4.2 \times 10^{-7}$$

$$K_{a_2} = \frac{C_{H^+} C_{CO_3^{2-}}}{C_{HCO_3^-}} = 4.8 \times 10^{-11}$$

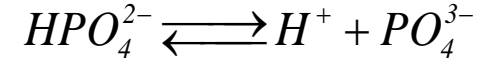
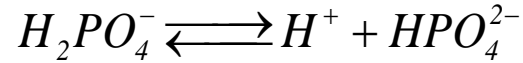
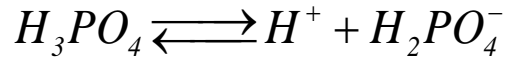
$$K_{a,ολ} = \frac{C_{H^+}^2 C_{CO_3^{2-}}}{C_{H_2CO_3}} = K_{a_1} K_{a_2}$$

Σύσταση του διαλύματος κατά τη διάσπαση του  $H_2CO_3$  ως συνάρτηση του pH





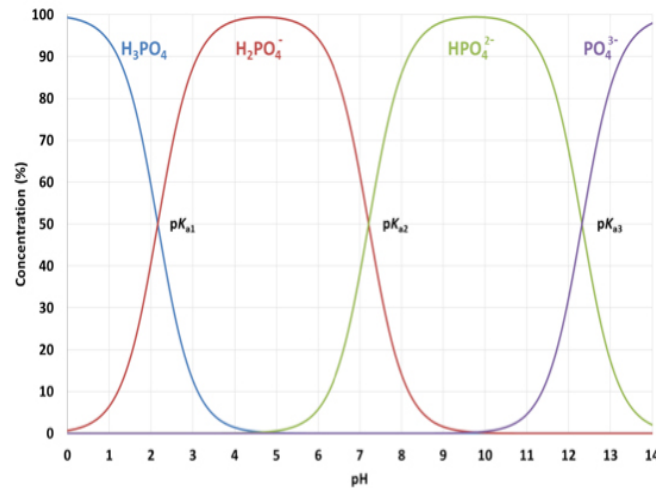
## Ιονισμός πολυπρωτικών οξέων



$$K_{a1} = \frac{C_{H^+} C_{H_2PO_4^-}}{C_{H_3PO_4}} = 7.52 \times 10^{-3}$$

$$K_{a2} = \frac{C_{H^+} C_{HPO_4^{2-}}}{C_{H_2PO_4^-}} = 6.23 \times 10^{-8}$$

$$K_{a3} = \frac{C_{H^+} C_{PO_4^{3-}}}{C_{HPO_4^{2-}}} = 2.2 \times 10^{-13}$$

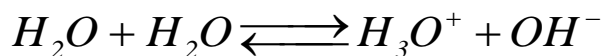


Σύσταση του διαλύματος κατά τη διάσταση του H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ως συνάρτηση του pH.



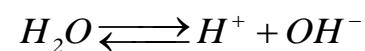
## Ιονισμός του νερού και η έννοια του pH

Η διάσταση του νερού είναι μια πολύ σημαντική παράμετρος στη μελέτη των διαλυμάτων, λόγω του γεγονότος ότι, οι περισσότερες αντιδράσεις οξέων-βάσεων πραγματοποιούνται σε υδατικά διαλύματα. Το νερό ακόμη και στην πιο καθαρή μορφή του (υπερκάθαρο) παρουσιάζει ηλεκτρική αγωγιμότητα, την οποία απέδωσαν στην αυτοδιάστασή του, σύμφωνα με την παρακάτω αντίδραση:



$$K = \frac{\alpha_{H^+} \alpha_{OH^-}}{\alpha_{H_2O}}$$

$$K_w = K a_{H_2O} = a_{H^+} a_{OH^-}$$



$$K_w = C_{H^+} C_{OH^-}$$

$K_w$  σταθερά διάστασης του νερού, στους 25 °C η τιμή της είναι ίση με  $10^{-14}$

$$C_{H^+} = C_{OH^-} = 10^{-7} M$$

$$pH = -\log a_{H_3O^+} \quad \text{Ορισμός του pH}$$

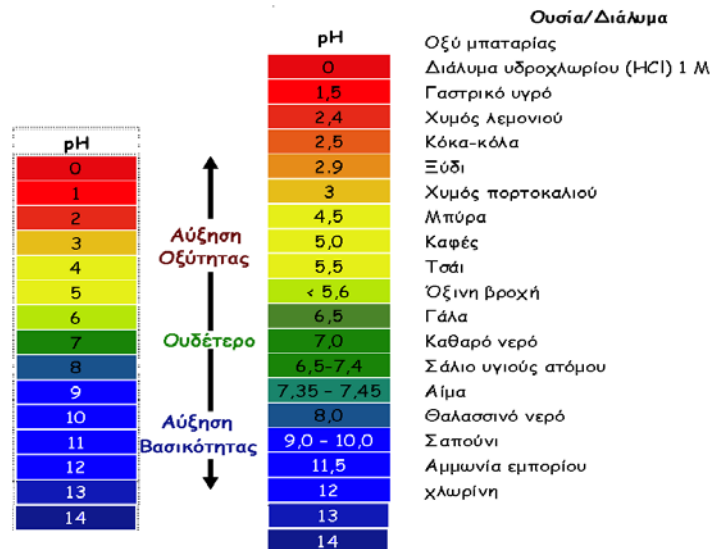
$$pOH = -\log C_{OH^-}$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$



## Ιονισμός του νερού και η έννοια του pH

Όξινα διαλύματα (25 °C)	$C_{H^+} > 10^{-7}$	pH < 7
Βασικά διαλύματα (25 °C)	$C_{H^+} < 10^{-7}$	pH > 7
Ουδέτερα διαλύματα (25 °C)	$C_{H^+} = 10^{-7}$	pH = 7



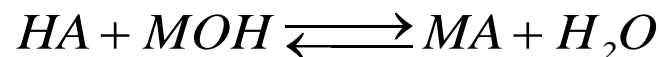
Σε διαφορετικές θερμοκρασίες η τιμή της  $K_w$  αλλάζει, άρα αλλάζουν και οι τιμές των pH και pOH. Στους 0 °C η  $K_w$  είναι περίπου ίση με  $10^{-15}$ , άρα το pH ενός ουδέτερου διαλύματος θα είναι 7.5, ενώ στους 60 °C, όπου  $K_w = 10^{-13}$ , το ουδέτερο σημείο θα είναι pH=6.5.



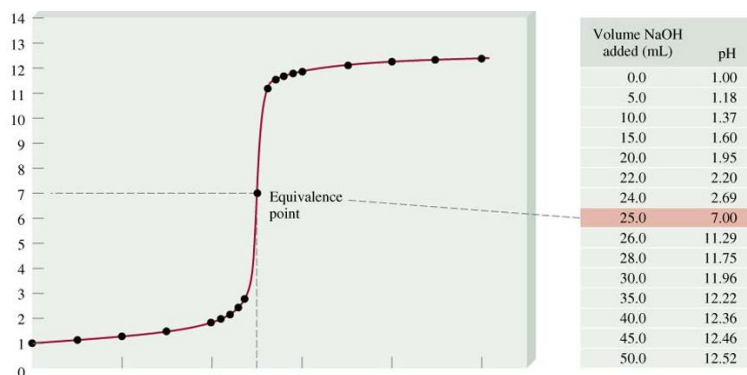


## Εξουδετέρωση

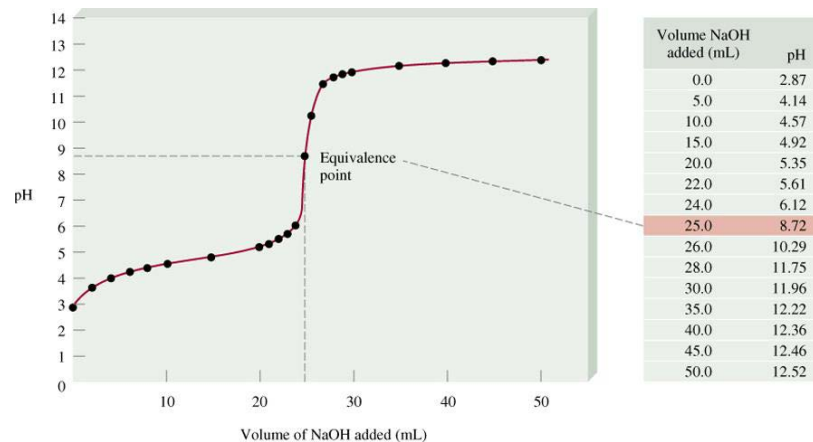
**Εξουδετέρωση**, ονομάζεται η αντίδραση που λαμβάνει χώρα μεταξύ ενός οξέος HA και μιας βάσης MOH, η οποία οδηγεί, όπως φαίνεται και στην παρακάτω αντίδραση, στο σχηματισμό ενός άλατος και νερού. Κατά την προσθήκη βαθμιαία διαλύματος μιας βάσης σε διάλυμα ενός οξέος, επέρχεται βαθμιαία δέσμευση των  $H^+$ , η οποία οδηγεί στην αύξηση της τιμής του pH του διαλύματος. Ανάλογα, η βαθμιαία προσθήκη οξέος σε διάλυμα βάσης οδηγεί στη μείωση της τιμής του pH.



### Εξουδετέρωση ισχυρού οξέος από ισχυρή βάση (HCl/NaOH)



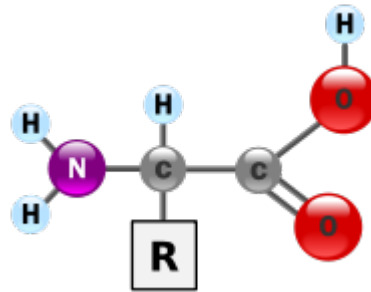
### Εξουδετέρωση ασθενούς οξέος από ισχυρή βάση (CH<sub>3</sub>COOH/NaOH)





## Οξεοβασικές ιδιότητες των αμινοξέων

Εξ ορισμού, ένα αμινοξύ περιέχει στο μόριο του τουλάχιστον μια αμινοομάδα ( $-\text{NH}_2$ ) και μια καρβοξυλική ομάδα ( $-\text{COOH}$ ), με αποτέλεσμα να μπορεί να συμπεριφέρεται ως οξύ, λόγω της καρβοξυλικής ομάδας ( $-\text{COOH}$ ) και ως βάση, λόγω της αμινοομάδας ( $-\text{NH}_2$ ). Για το λόγο αυτό τα αμινοξέα ονομάζονται και **αμφολύτες**. Διακρίνονται σε α-αμινοξέα, β-αμινοξέα, γ-αμινοξέα κ.ο.κ. ανάλογα με το άτομο άνθρακα -μετά το καρβοξύλιο- στο οποίο βρίσκεται η αμινοομάδα. Περίπου είκοσι από τα α-αμινοξέα, με τον γενικό τύπο  $(\text{NH}_2)\text{CHRCOOH}$  αποτελούν τα δομικά συστατικά των πρωτεϊνών και χαρακτηρίζονται ως **πρωτεϊνικά αμινοξέα**.

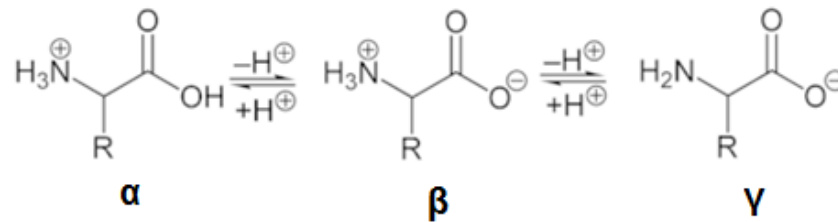


Συντακτικός τύπος των α-αμινοξέων. Το R είναι μια μεγάλη ποικιλία οργανικών ομάδων ή H στην περίπτωση της γλυκίνης.



## Οξεοβασικές ιδιότητες των αμινοξέων

Σε υδατικά διαλύματα τα αμινοξέα εμφανίζονται ως *εσωτερικά δίπολα (Zwitterions)*, λόγω μεταφοράς του κατιόντος  $H^+$  από την καρβοξυλομάδα στην αμινομάδα. Ο σχηματισμός κατιόντος ή ανιόντος εξαρτάται από τις συνθήκες pH και από την φύση της ομάδας R. Σε χαμηλές τιμές pH επικρατεί η μορφή του κατιόντος, ενώ σε υψηλές τιμές pH η μορφή του ανιόντος (Σχ. 8.8γ).



Κατιονική ( $pK_1$ ), ισοιονική(ισοηλεκτρική,  $pK_2$ ) και ανιονική μορφή ενός αμινοξέος ( $pK_3$ ).

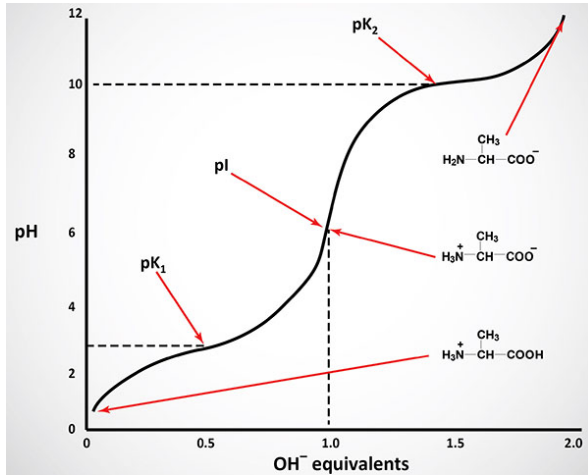
Υπάρχει δε μια τιμή του pH που το αμινοξύ βρίσκεται σε ηλεκτρικά ουδέτερη κατάσταση, υπό τη μορφή εσωτερικού διπόλου. Η τιμή αυτή του pH ονομάζεται **ισοηλεκτρικό σημείο (isoelectric point)** συμβολίζεται με  $pI$ , και ισούται με το ημίθροισμα των  $pK$  του διπόλου και του κατιόντος. Στο *ισοηλεκτρικό σημείο*, το συνολικό φορτίο του αμινοξέος είναι μηδέν, με αποτέλεσμα να μην είναι δυνατή η μετακίνησή του παρουσία ηλεκτρικού πεδίου.

$$pI = \frac{pK_1 + pK_2}{2}$$

**Κάθε αμινοξύ λόγω της διαφορετικής φύσης των ομάδων R, έχει δική του ιδιαίτερη τιμή  $pI$ , και η ιδιότητα αυτή χρησιμοποιείται στον διαχωρισμό και την απομόνωση ενός αμινοξέος σε μίγμα με άλλα διαφορετικά αμινοξέα π.χ. με ηλεκτροφόρηση ή με χρωματογραφία ιοντοανταλλαγής.**

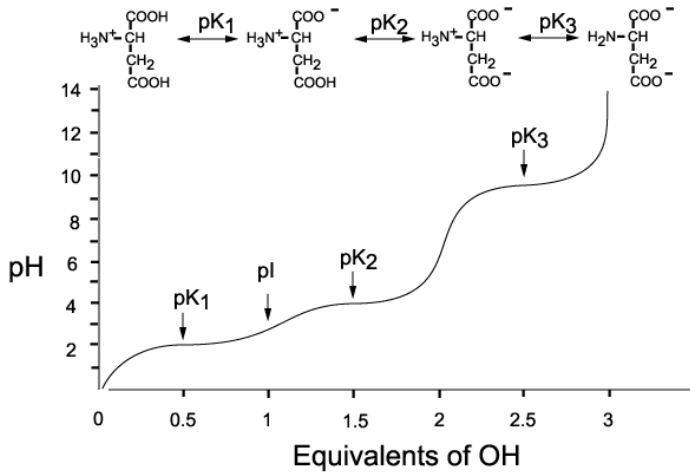


## Οξεοβασικές ιδιότητες των αμινοξέων



Καμπύλη τιτλοδότησης της Αλανίνης με NaOH

$$pI = \frac{pK_1 + pK_2}{2} = \frac{2.34 + 9.69}{2} = 6.01$$



Καμπύλη τιτλοδότησης του Ασπαραγινικού οξέος με NaOH

$$pI = \frac{pK_1 + pK_2}{2} = \frac{1.88 + 3.65}{2} = 2.77$$



## Ρυθμιστικά διαλύματα

Ως **ρυθμιστικό διάλυμα (buffer solution)** ορίζεται κάθε διάλυμα που μπορεί να αντισταθεί στις μεταβολές του pH, όταν μικρές ποσότητες οξέος ή βάσης προστίθενται σε αυτό ή όταν αυτό αραιώνεται.

Τα ρυθμιστικά διαλύματα είναι συνήθως μίγματα ενός ασθενούς οξέος και ενός άλατος του οξέος (συζυγής βάση) ή μιας ασθενούς βάσης και ενός άλατος της βάσης (συζυγές οξύ). Οι ζωντανοί οργανισμοί μπορούν να λειτουργούν μόνο σε στενά όρια της κλίμακας pH, τα οποία στις περισσότερες των περιπτώσεων βρίσκονται κοντά στη τιμή  $\text{pH}=7$ . Από την άλλη μεριά όμως, υπάρχει ένα πολύ μεγάλο πλήθος βιοχημικών αντιδράσεων, κατά την τέλεση των οποίων δημιουργούνται οξέα και βάσεις, χημικές ενώσεις δηλαδή που μπορούν να μεταβάλλουν το pH στους οργανισμούς. Αν όμως δεν υπήρχαν τα συστήματα εκείνα, δηλαδή τα ρυθμιστικά διαλύματα, τα οποία να μπορούν να ρυθμίζουν το pH, η ζωή πρακτικά θα ήταν αδύνατη.

Τα ενδοκυτταρικά και εξωκυτταρικά υγρά των πολυκυτταρικών οργανισμών έχουν χαρακτηριστικό και σχεδόν σταθερό pH. Η πρώτη γραμμή άμυνας του οργανισμού έναντι των αλλαγών του εσωτερικού pH παρέχεται από ρυθμιστικά διαλύματα. Το κυτταρόπλασμα των περισσότερων κυττάρων περιέχει υψηλές συγκεντρώσεις πρωτεϊνών, στις οποίες πολλά αμινοξέα διαθέτουν λειτουργικές ομάδες με δράση ασθενούς οξέος ή βάσης.

Στο πλάσμα του αίματος το pH διατηρείται σταθερό από οξέα και τα αντίστοιχα άλατά τους με νάτριο. Τα οξέα αυτά είναι το ανθρακικό οξύ ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), το δυσόξινο φωσφορικό ιόν, η [αιμοσφαιρίνη](#) (στα ερυθρά κύτταρα του αίματος) και οι πρωτεΐνες του πλάσματος.



## Επιλεγμένα ρυθμιστικά διαλύματα

Ρυθμιστικό διάλυμα	Περιοχή pH
Γλυκίνη-Υδροχλωρικό άλας αυτής	1.0-3.7
Φθαλικό οξύ-Όξινο φθαλικό κάλιο	2.2-3.8
Οξικό οξύ-Όξικό νάτριο	3.7-5.6
Μονόξινο κιτρικό νάτριο-Ουδέτερο κιτρικό νάτριο	5.0-6.3
Δισόξινο φωσφορικό νάτριο-Μονόξινο φωσφορικό νάτριο	5.8-8.0
Βορικός οξύ-Βόρακας	6.8-9.2
Βόρακας-Υδροξείδιο του νατρίου	9.2-11.0
Ανθρακικό νάτριο-Όξινο ανθρακικό νάτριο	9.3-11.3
Φωσφορικό νάτριο-Όξινο φωσφορικό νάτριο	11.3-13.3