

Γενική Χημεία

Νίκος Ξεκουκουλωτάκης
Επίκουρος Καθηγητής

Πολυτεχνείο Κρήτης
Τμήμα Μηχανικών Περιβάλλοντος
Γραφείο Κ2.125, τηλ.: 28210-37772
e-mail: nikosxek@gmail.com



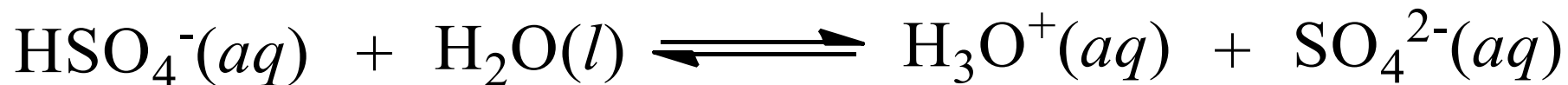
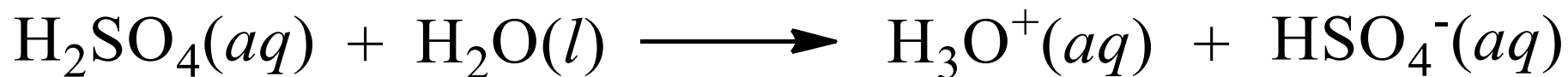
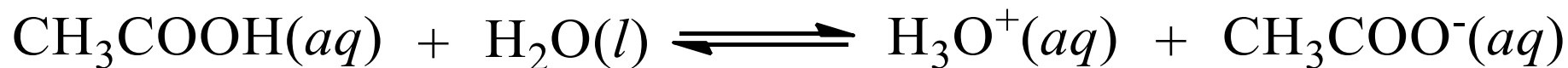
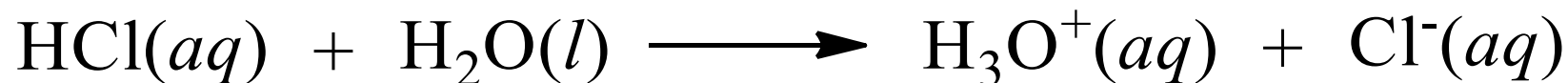
Περίληψη

- Οξέα-Βάσεις
- Αυτοϊοντισμός του νερού, pH
- Υπολογισμός pH διαλυμάτων ισχυρών οξέων και βάσεων
- Υπολογισμός pH διαλυμάτων ασθενών οξέων και βάσεων
- Ρυθμιστικά διαλύματα



Ορισμός οξέων κατά Arrhenius

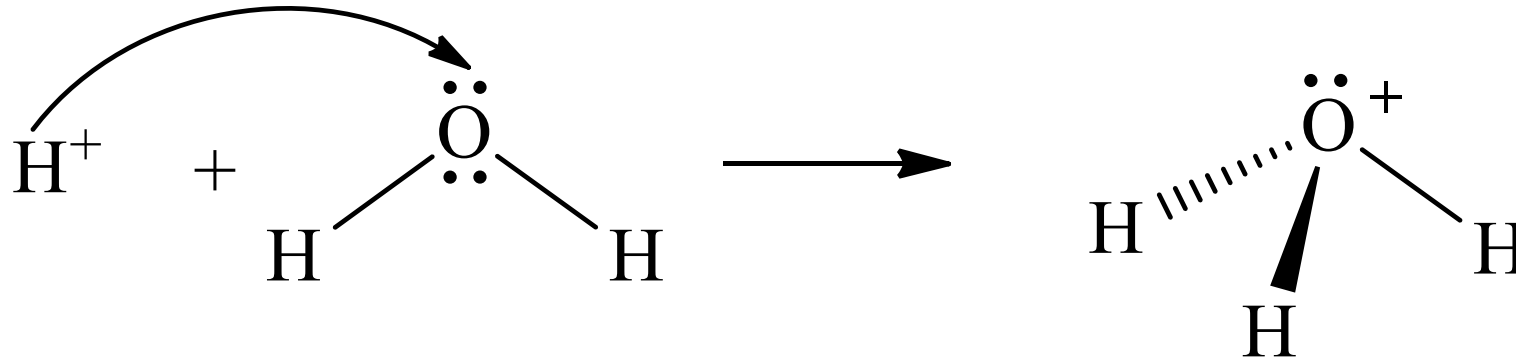
- **Οξύ (acid)** είναι η ουσία η οποία, όταν διαλυθεί στο νερό, αυξάνει τη συγκέντρωση του **κατιόντος οξωνίου** (ή υδρονίου, hydronium ion), $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.





Κατιόν οξωνίου, $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

- Το κατιόν οξωνίου προκύπτει από την αντίδραση ενός κατιόντος υδρογόνου, H^+ , και ενός μορίου νερού, H_2O :

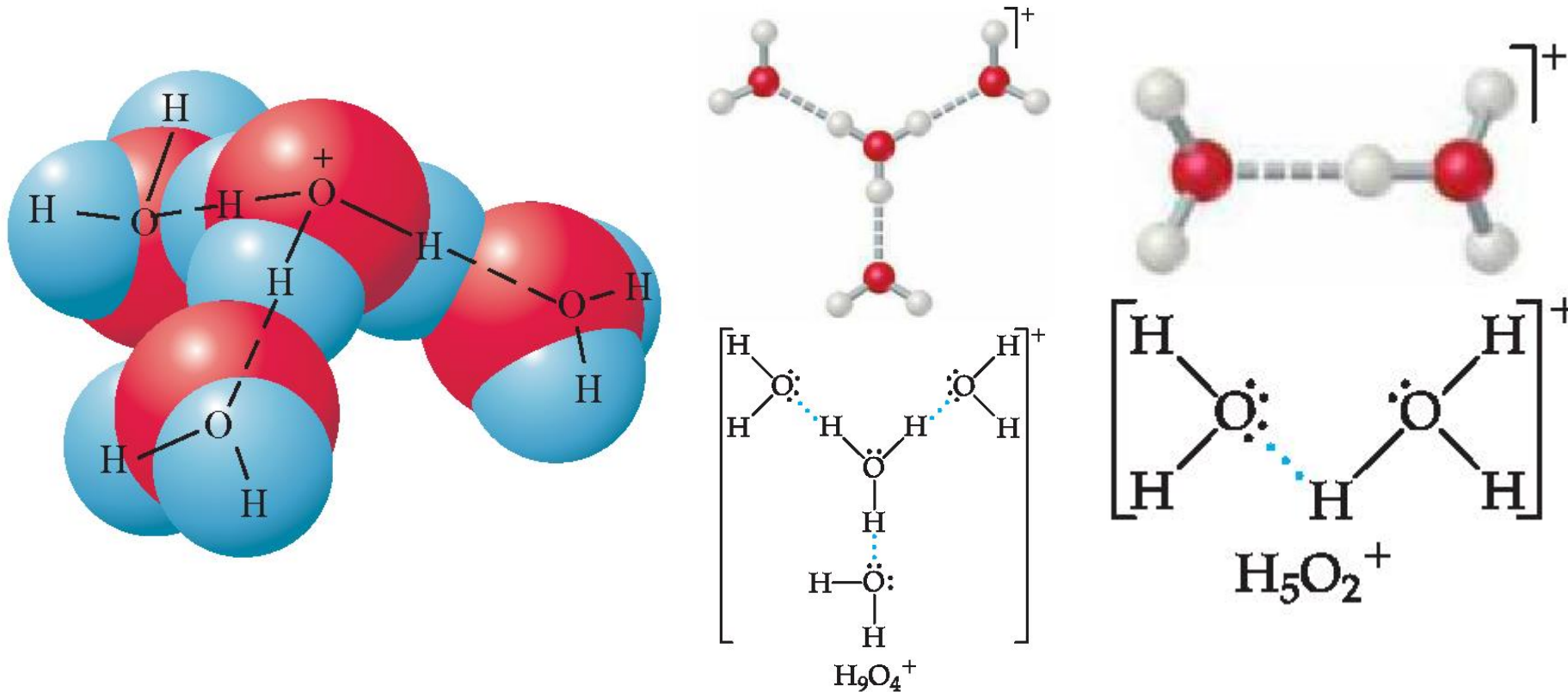


- Είναι δηλαδή, ένα κατιόν πρωτονίου, H^+ , χημικά ενωμένο με ένα μόριο νερού.
- Συχνά για λόγους απλότητας γράφουμε $\text{H}^+(\text{aq})$ και όχι $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.

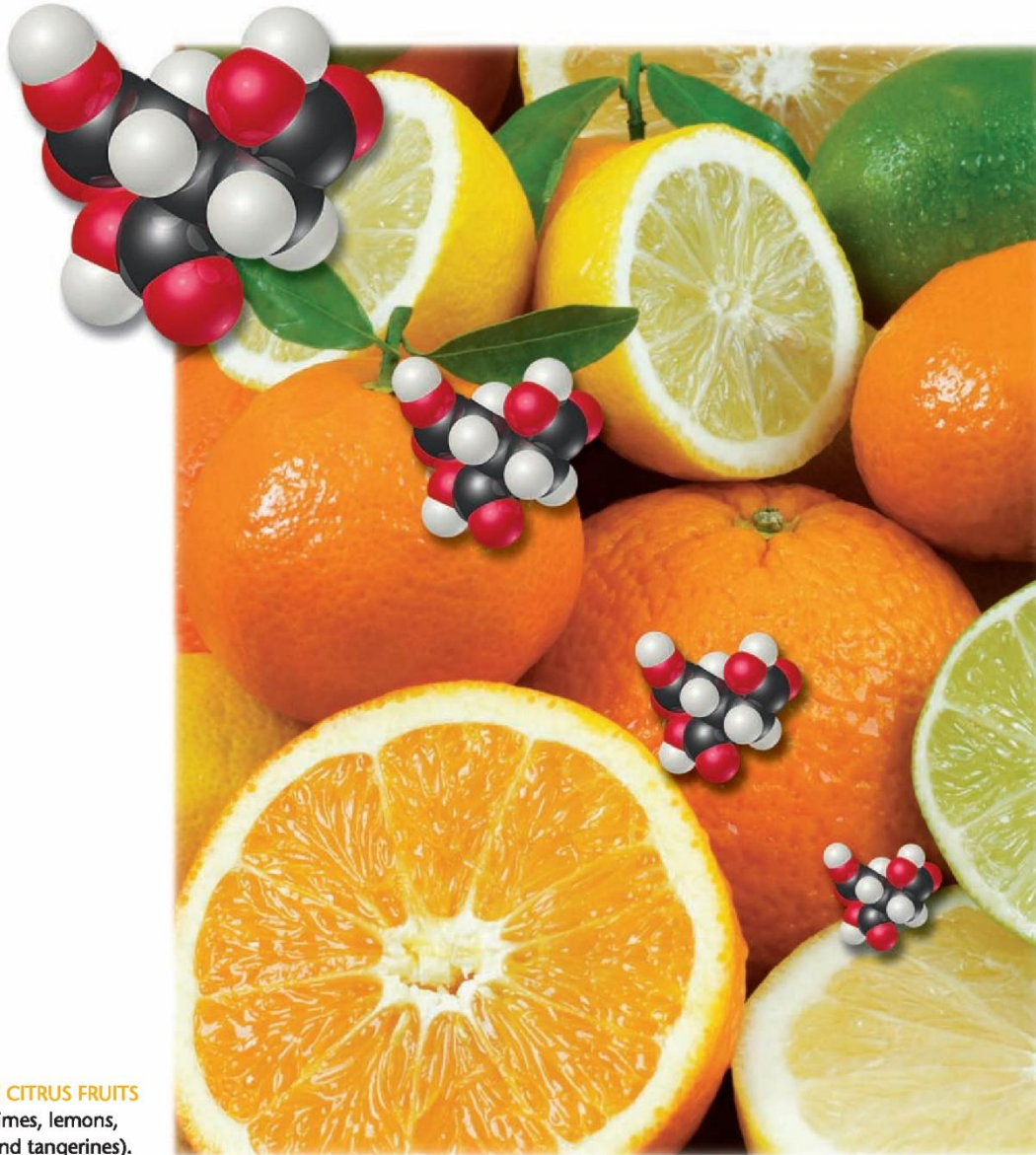
Κατιόν οξωνίου, $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$



- Το κατιόν οξωνίου, $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, ενώνεται με δεσμούς υδρογόνου με άλλα μόρια νερού και σχηματίζει επιδιαλυτωμένα κατιόντα οξωνίου.



Οξέα



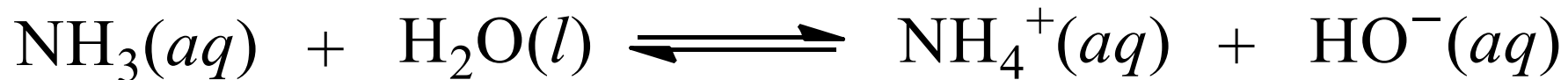
VARIETIES OF CITRUS FRUITS
(oranges, limes, lemons,
grapefruit, and tangerines).





Ορισμός βάσεων κατά Arrhenius

- **Βάση (base)** είναι η ουσία η οποία, όταν διαλυθεί στο νερό, αυξάνει τη συγκέντρωση του **ανιόντος υδροξειδίου**, (hydroxide ion) **HO⁻**.



Οξέα και βάσεις



Sodium hydroxide
 NaOH

Magnesium hydroxide
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$



Acetic acid
 $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

Acetylsalicylic acid
 $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$

Ascorbic acid
 $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$





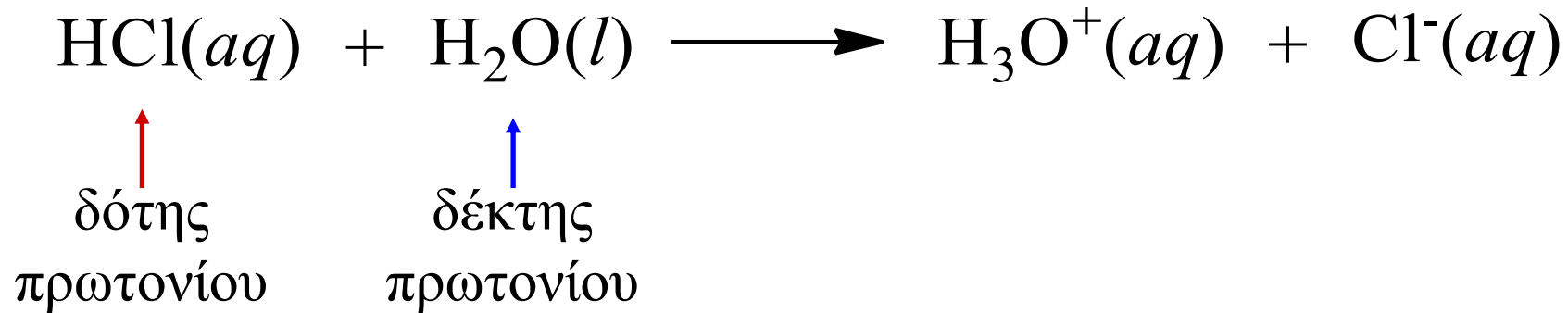
Θεωρία των Brønsted και Lowry

- Σύμφωνα με την θεωρία των Brønsted και Lowry, οι αντιδράσεις των οξέων και των βάσεων είναι αντιδράσεις στις οποίες λαμβάνει χώρα μεταφορά πρωτονίου, H^+ , από το οξύ προς τη βάση.
- Κατά συνέπεια, **οξύ** είναι η ουσία η οποία δρα ως **δότης πρωτονίου** σε μία αντίδραση μεταφοράς πρωτονίου.
- **Βάση** είναι η ουσία η οποία δρα ως **δέκτης πρωτονίου** σε μία αντίδραση μεταφοράς πρωτονίου.

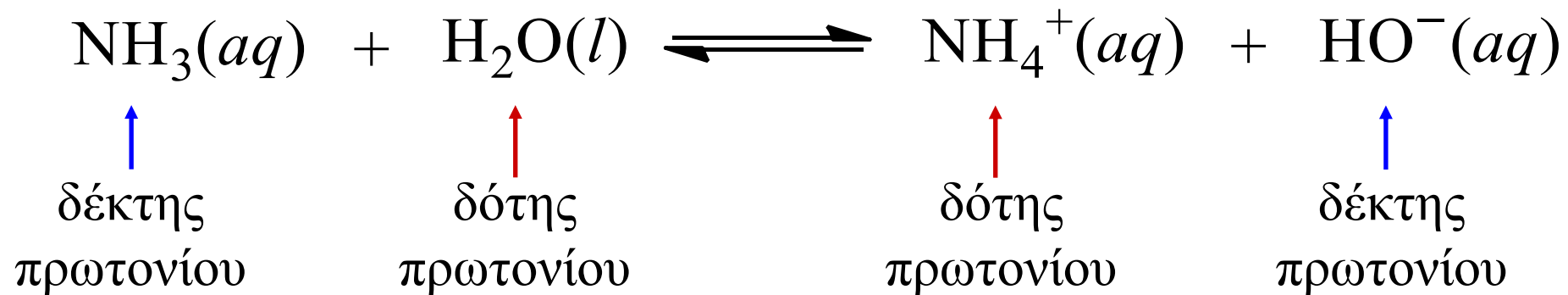
Ορισμός οξέων-βάσεων κατά Brønsted και Lowry



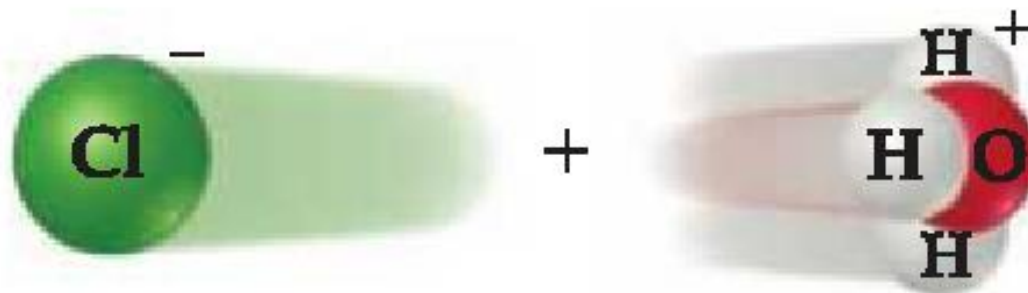
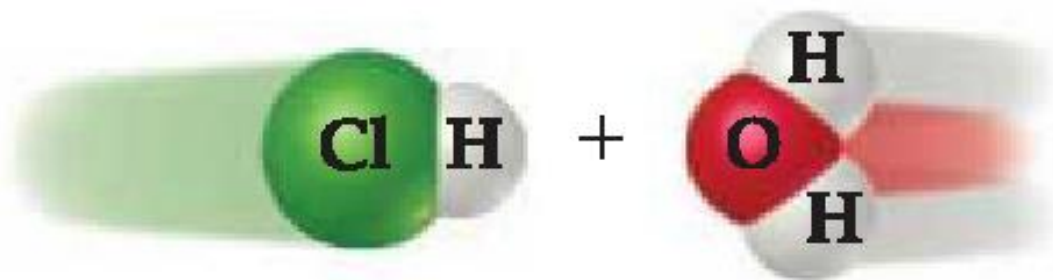
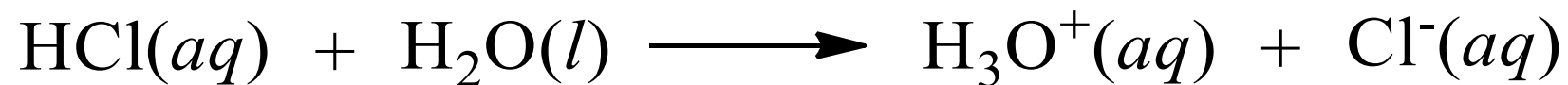
- **Οξέα** είναι οι χημικές ουσίες (ουδέτερα μόρια ή ιόντα) τα οποία δρουν ως **δότες πρωτονίων**.



- **Βάσεις** είναι οι χημικές ουσίες (ουδέτερα μόρια ή ιόντα) οι οποίες δρουν ως **δέκτες πρωτονίων**.



Οξέα και βάσεις κατά Brønsted και Lowry



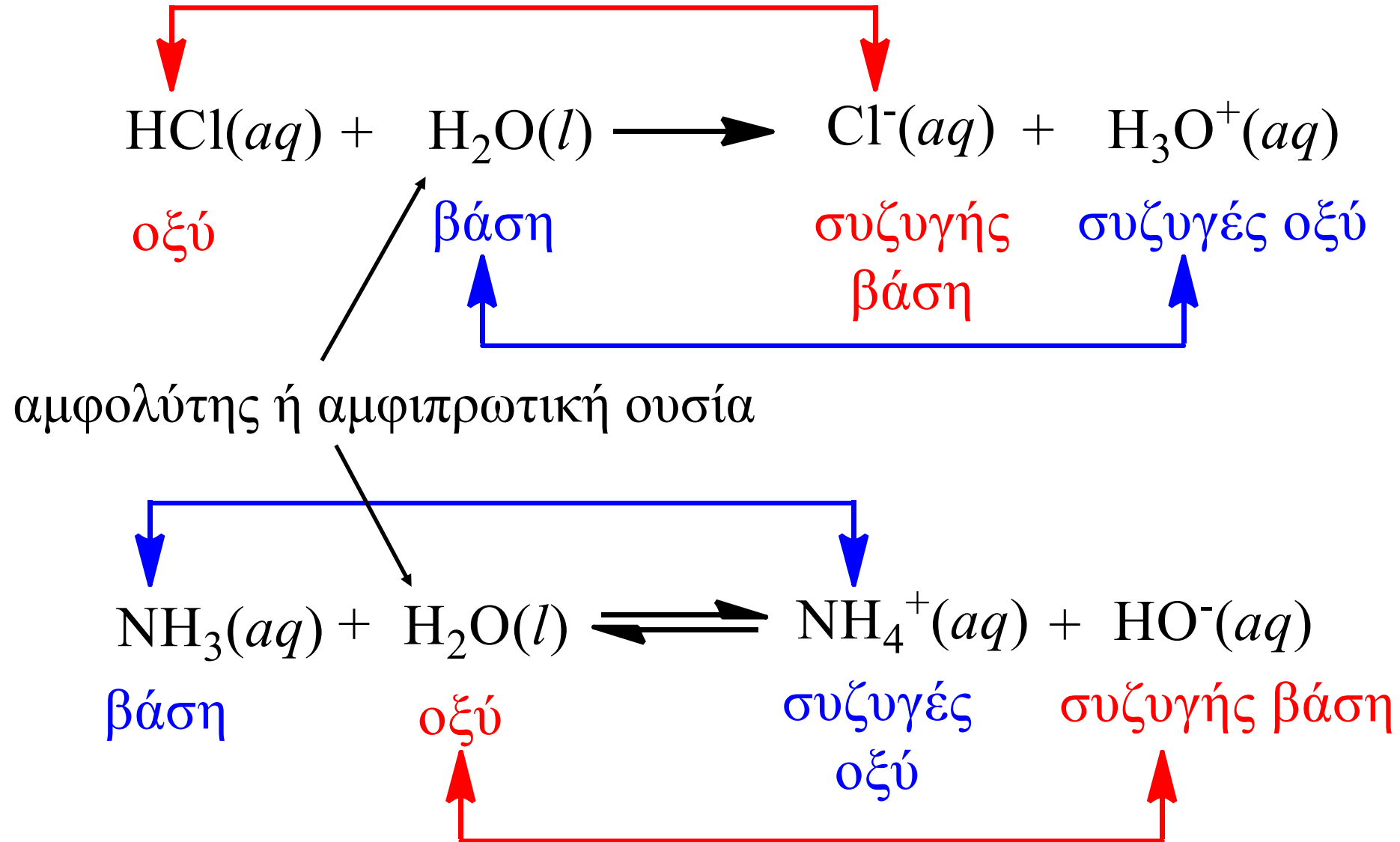


Συζυγή ζεύγη οξέος-βάσης

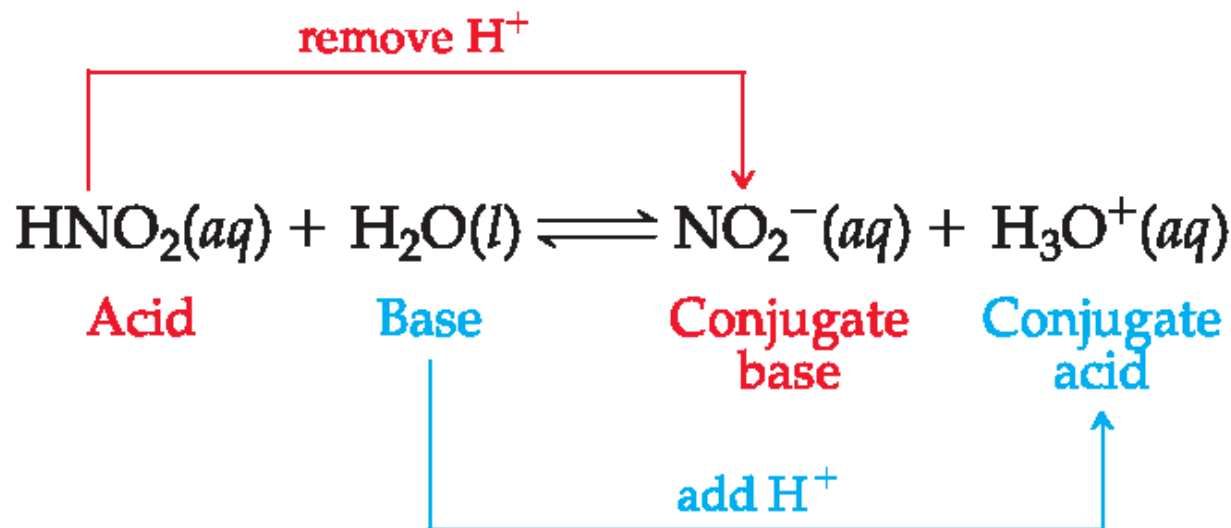
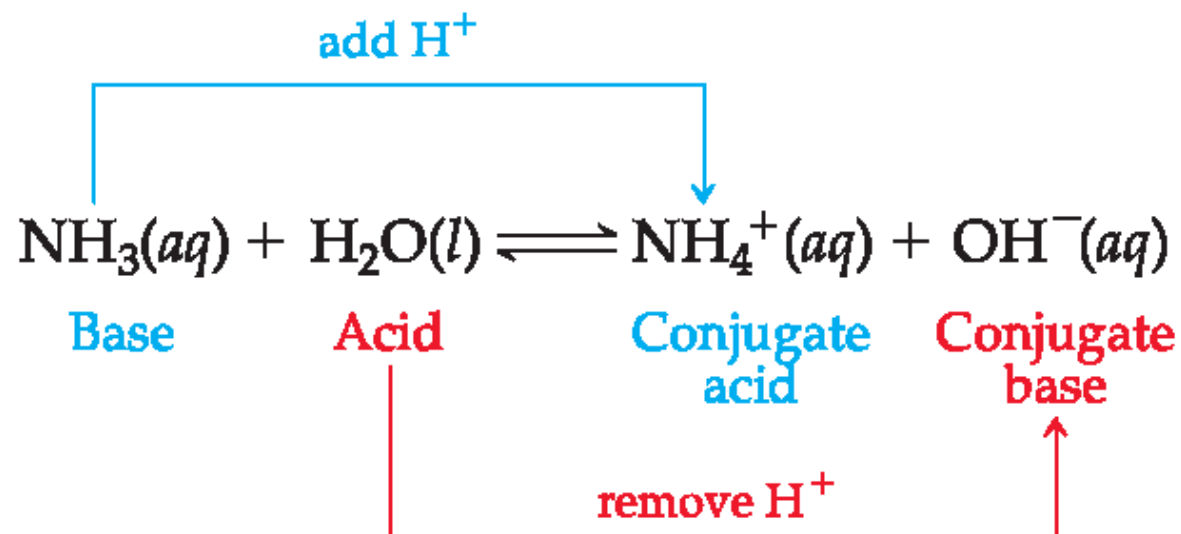
- Ένα **συζυγές ζεύγος οξέος-βάσης (conjugate acid-base pair)** αποτελείται από δύο χημικά είδη (ιόντα ή ουδέτερες ενώσεις), ένα οξύ και μία βάση, τα οποία διαφέρουν κατά ένα πρωτόνιο, H^+ .
- Το οξύ ενός τέτοιου ζεύγους ονομάζεται **συζυγές οξύ (conjugate acid)** της βάσης, ενώ η βάση ονομάζεται **συζυγής βάση (conjugate base)** του οξέος.



Συζυγή ζεύγη οξέων-βάσεων



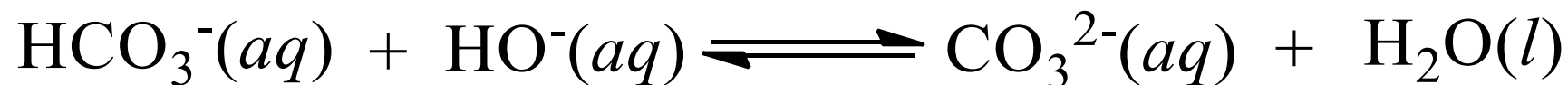
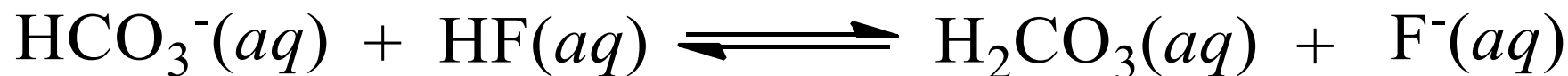
Συζυγή ζεύγη οξέων-βάσεων



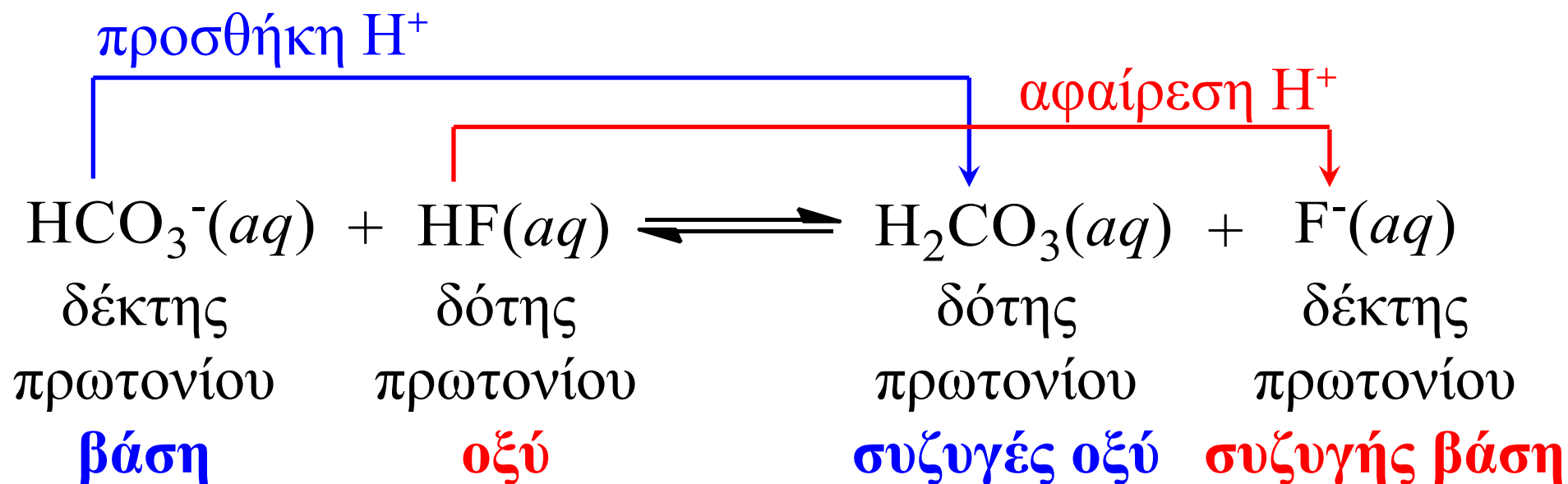


Παράδειγμα 10.1

- Στις ακόλουθες εξισώσεις, αναγνωρίστε τα χημικά είδη που είναι οξέα ή βάσεις. Δώστε τα συζυγή ζεύγη οξέων-βάσεων.



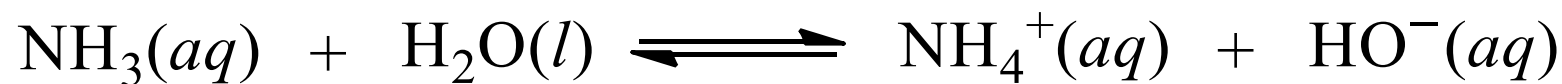
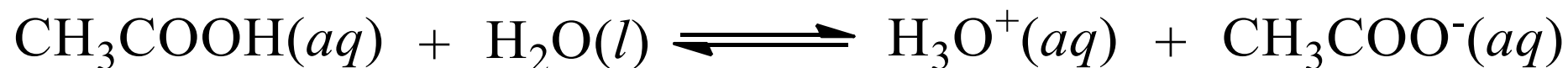
- Λύση:





Αμφιπρωτικές ουσίες

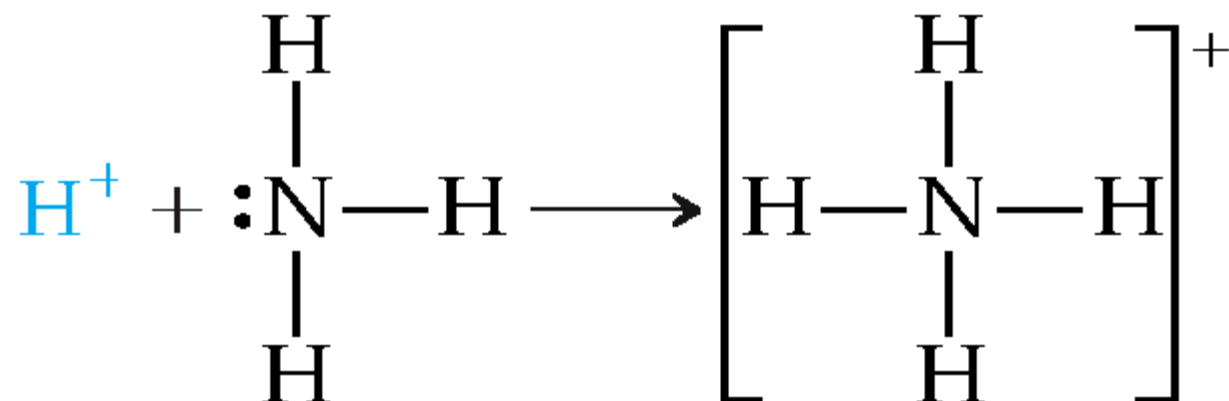
- Οι αμφολύτες ή αμφιπρωτικές ουσίες (**amphiprotic species**) μπορούν να δράσουν είτε ως οξέα είτε ως βάσεις.
- Η πιο γνωστή και η πιο σημαντική αμφιπρωτική ουσία είναι το νερό, H_2O :





Οξέα και βάσεις κατά Lewis

- Για να δράσει μία ουσία ως δέκτης πρωτονίων (βάση κατά Brønsted και Lowry) πρέπει να διαθέτει ένα μη δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων για να συνδεθεί με το πρωτόνιο.
- Π.χ. NH_3

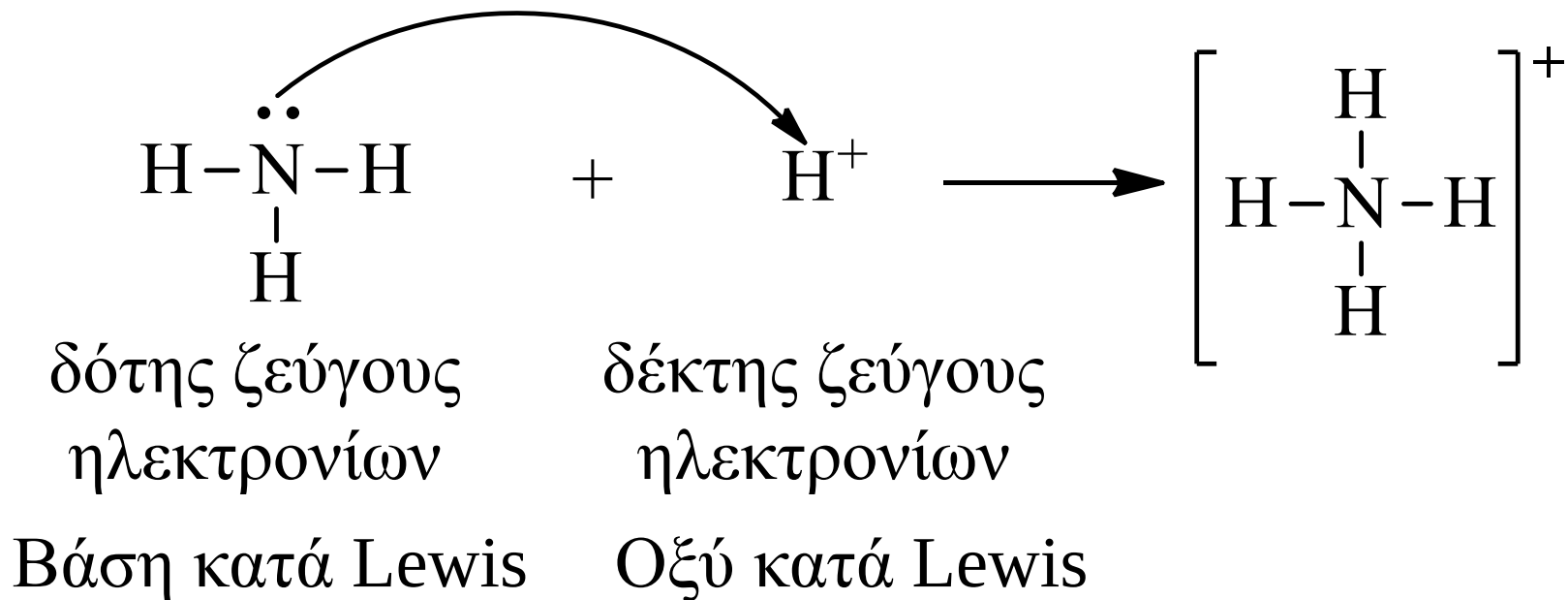




Οξέα και βάσεις κατά Lewis

- Ένας επιπλέον ορισμός των οξέων και των βάσεων δόθηκε από τον Lewis.
- **Οξύ κατά Lewis (Lewis acid)** είναι ένα χημικό είδος (ιόν ή ουδέτερη ένωση) το οποίο μπορεί να σχηματίσει ένα ομοιοπολικό δεσμό δρώντας ως **δέκτης ενός ζεύγους ηλεκτρονίων** από ένα άλλο χημικό είδος.
- **Βάση κατά Lewis (Lewis base)** είναι ένα χημικό είδος (ιόν ή ουδέτερη ένωση) το οποίο μπορεί να σχηματίσει ένα ομοιοπολικό δεσμό δρώντας ως **δότης ενός ζεύγους ηλεκτρονίων** σε ένα άλλο χημικό είδος.

Οξέα και βάσεις κατά Lewis



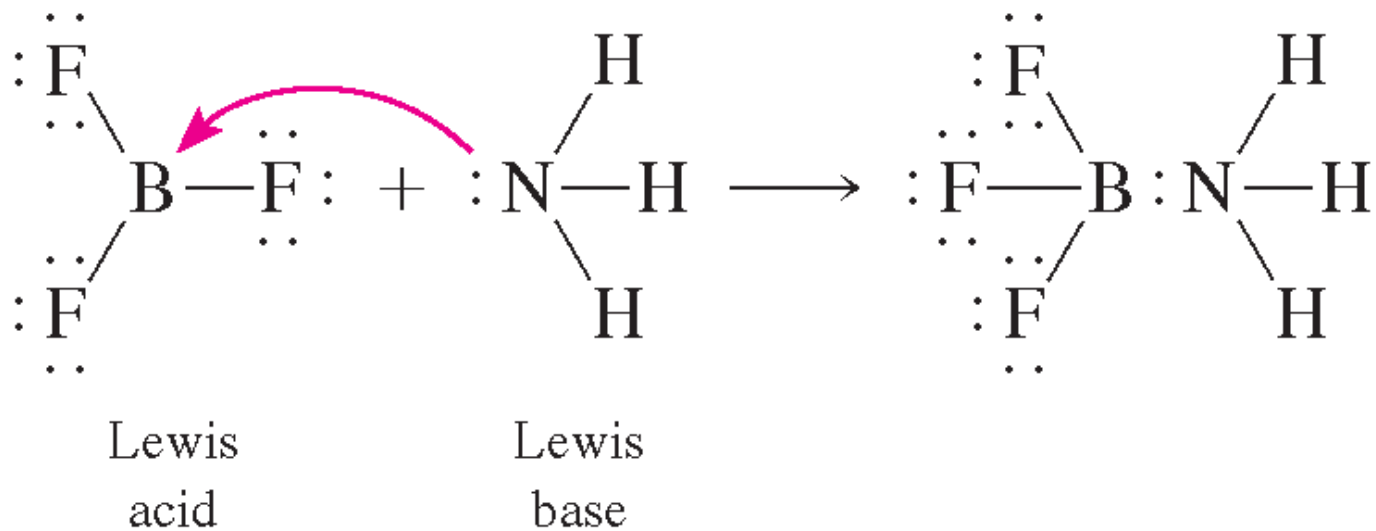
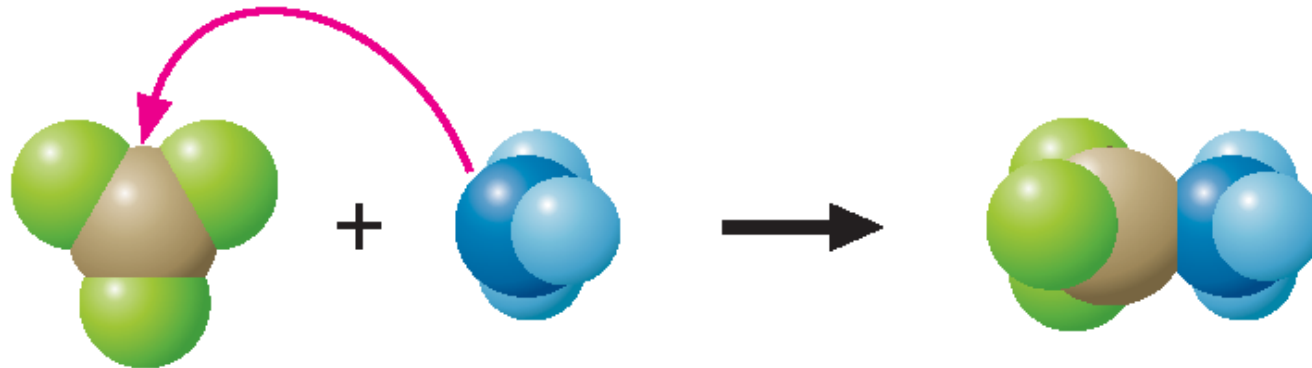
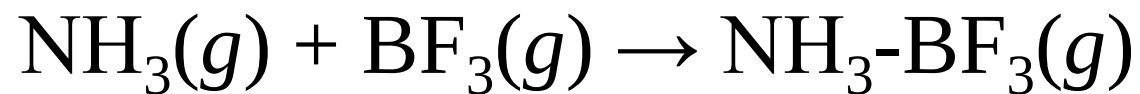
- Ο ορισμός των οξέων και των βάσεων κατά Lewis δεν αναιρεί τους προηγούμενους ορισμούς, αλλά τους συμπληρώνει.
- Βρίσκει εφαρμογή τόσο σε υδατικά όσο και σε μη υδατικά διαλύματα.



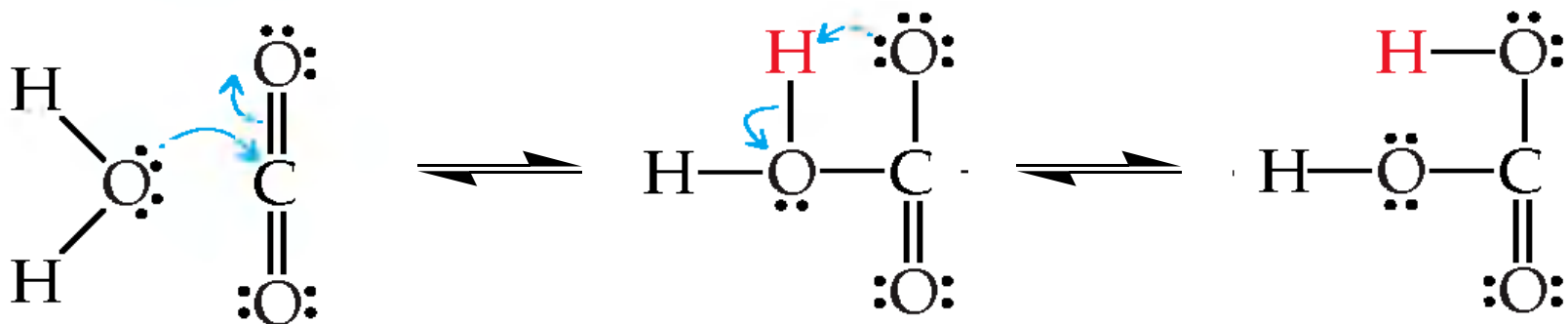
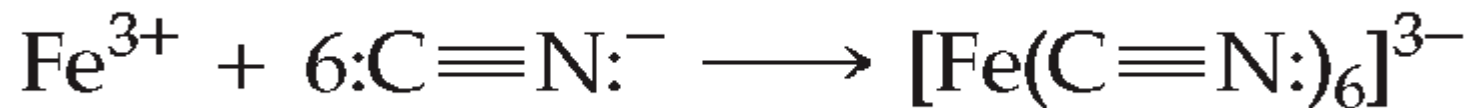
Οξέα και βάσεις κατά Lewis

- Όλα τα οξέα κατά Brønsted και Lowry είναι και οξέα κατά Lewis.
- Όλες οι βάσεις κατά Brønsted και Lowry είναι και βάσεις κατά Lewis.
- Ο ορισμός των οξέων και βάσεων κατά Lewis είναι πιο γενικός.
- Περιλαμβάνει αντιδράσεις στις οποίες ο δέκτης ζεύγους ηλεκτρονίων μπορεί να είναι διαφορετικός από το H^+ .

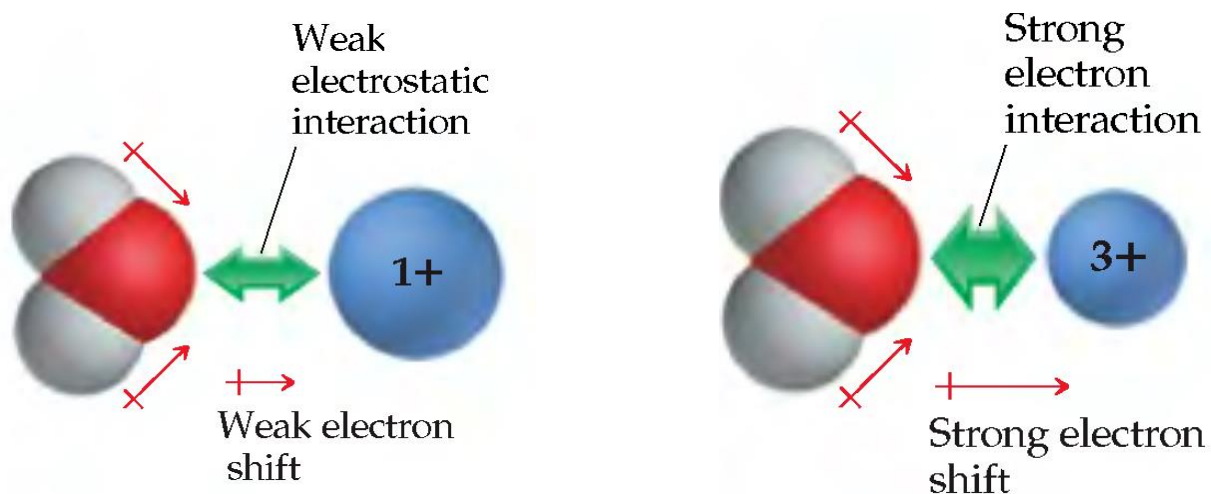
Οξέα και βάσεις κατά Lewis



Οξέα και βάσεις κατά Lewis



Οξέα και βάσεις κατά Lewis

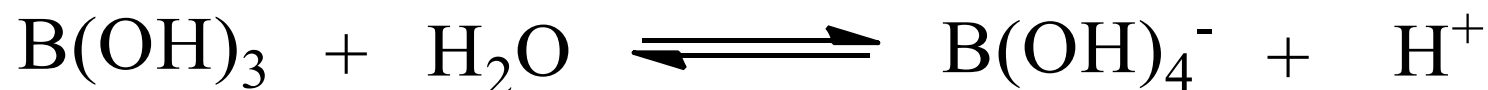


Salt:	NaNO_3	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Indicator:	Bromthymol blue	Bromthymol blue	Methyl red	Methyl orange
Estimated pH:	7.0	6.9	5.5	3.5



Παράδειγμα 10.2

- Στις ακόλουθες αντιδράσεις, βρείτε ποιο είναι το οξύ κατά Lewis και ποια η βάση κατά Lewis.



- Λύση:



δέκτης ζεύγους
ηλεκτρονίων

Οξύ κατά Lewis

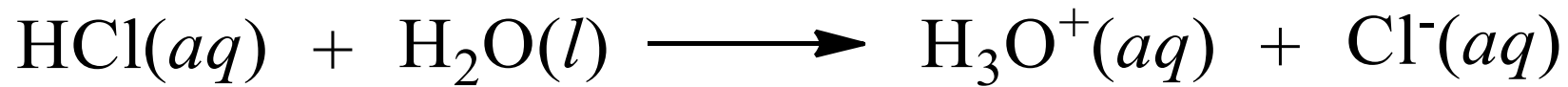
δότης ζεύγους
ηλεκτρονίων

Βάση κατά Lewis



Ισχυρά οξέα

- Η αντίδραση ιοντισμού προς κατιόντα H_3O^+ και ανιόντα του οξέος είναι πλήρης (μονόδρομη αντίδραση).
- Ισχυρά οξέα: HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 (στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού).



ή





Ισχυρές βάσεις

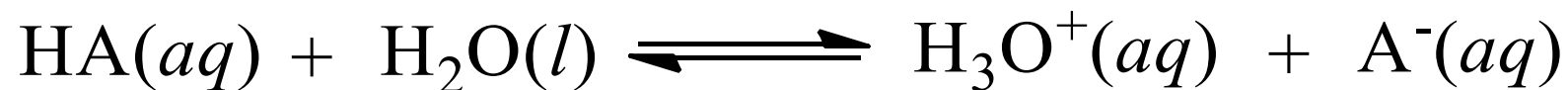
- Δίστανται πλήρως (μονόδρομη αντίδραση) προς ανιόντα υδροξειδίου, HO^- , και κατιόντα μετάλλων.
- Ισχυρές βάσεις: LiOH , NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 .





Ασθενή οξέα

- Η αντίδραση ιοντισμού προς κατιόντα H_3O^+ και ανιόντα του οξέος δεν είναι πλήρης (αμφίδρομη αντίδραση).



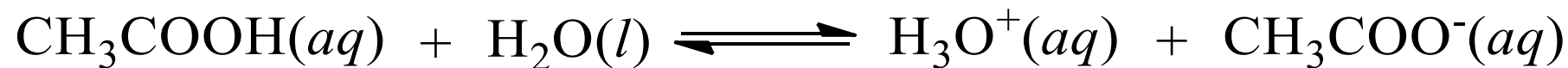
ή



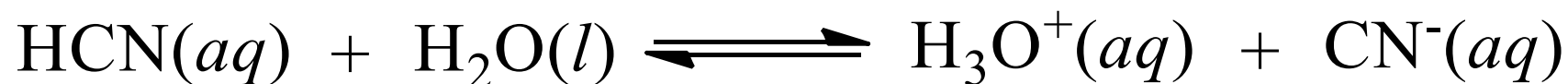
$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad \text{ή} \quad K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HA}]}$$

K_a : Σταθερά ιοντισμού των οξέων, $\text{p}K_a = -\log K_a$

Ασθενή οξέα



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ στους } 25^\circ\text{C}$$



$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = 4,9 \times 10^{-10} \text{ στους } 25^\circ\text{C}$$

Ασθενή οξέα



Acid	Structural Formula*	Conjugate Base	Equilibrium Reaction	K_a
Hydrofluoric (HF)	$\text{H}-\text{F}$	F^-	$\text{HF}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{F}^-(aq)$	6.8×10^{-4}
Nitrous (HNO_2)	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	NO_2^-	$\text{HNO}_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{NO}_2^-(aq)$	4.5×10^{-4}
Benzoic ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)	$\text{H}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{C}_6\text{H}_5$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-(aq)$	6.3×10^{-5}
Acetic (CH_3COOH)	$\text{H}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$	CH_3COO^-	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$	1.8×10^{-5}
Hypochlorous (HClO)	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	ClO^-	$\text{HClO}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{ClO}^-(aq)$	3.0×10^{-8}
Hydrocyanic (HCN)	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	CN^-	$\text{HCN}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{CN}^-(aq)$	4.9×10^{-10}
Phenol (HOC_6H_5)	$\text{H}-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_5$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$\text{HOC}_6\text{H}_5(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-(aq)$	1.3×10^{-10}

* The proton that ionizes is shown in blue.

➤ Όσο αυξάνεται η σταθερά K_a τόσο αυξάνεται η ισχύς του οξέος.



Βαθμός διάστασης ή ιοντισμού, α

- Βαθμός διάστασης ή ιοντισμού (α) ενός ηλεκτρολύτη είναι ο λόγος της συγκέντρωσης του ηλεκτρολύτη που δίσταται ή ιοντίζεται προς τη συνολική συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη.
- Συνήθως εκφράζεται επί τοις εκατό ($\alpha \%$):

$$\alpha \% = \frac{\text{συγκέντρωση ηλεκτρολύτη σε διάσταση}}{\text{ολική συγκέντρωση ηλεκτρολύτη}} \cdot 100$$

- Ασθενείς ηλεκτρολύτες: $\alpha \ll 1$
- Ισχυροί ηλεκτρολύτες: $\alpha \approx 1$



Βαθμός ιοντισμού ασθενών οξέων

mol/L	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
Αρχικά	c			
Αντιδρούν/παράγονται	$-x$		$+x$	$+x$
Χημική Ισορροπία	$c-x$		x	x

$$\alpha \% = \frac{x}{c} \cdot 100 \Leftrightarrow \alpha \% = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]_{\text{αρχική}}} \cdot 100$$



Βαθμός ιοντισμού ασθενών οξέων

mol/L	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
Αρχικά	c			
Αντιδρούν/παράγονται	$-\alpha c$		$+\alpha c$	$+\alpha c$
Χημική Ισορροπία	$(1-\alpha)c$		αc	αc

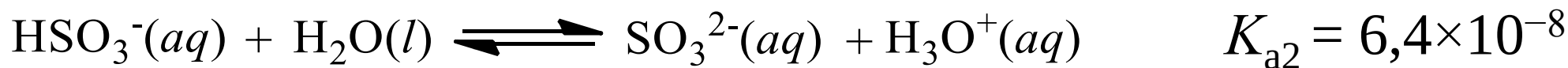
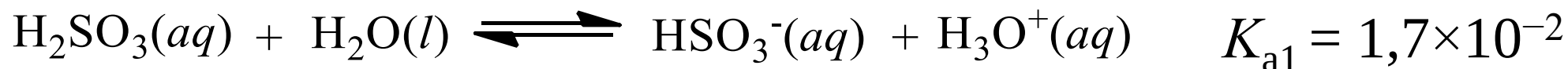
$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \Leftrightarrow K_a = \frac{\alpha^2 c}{(1-\alpha)}$$

- **Νόμος αραίωσης του Ostwald:** ο βαθμός ιοντισμού, α , αυξάνεται με την μείωση της συγκέντρωσης (αραίωση του διαλύματος) και τείνει προς τη μονάδα.



Πολυπρωτικά οξέα

- Ιοντίζονται σε παραπάνω από ένα στάδια (συνήθως δύο ή τρία) δίνοντας αντίστοιχα δύο ή παραπάνω κατιόντα H_3O^+ :



- K_{a1} : πρώτη σταθερά ιοντισμού
- K_{a2} : δεύτερη σταθερά ιοντισμού
- ...
- Ισχύει πάντα ότι $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3} \dots$

Πολυπρωτικά οξέα



TABLE 16.3 ■ Acid-Dissociation Constants of Some Common Polyprotic Acids

Name	Formula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ascorbic	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
Carbonic	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
Citric	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
Oxalic	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
Phosphoric	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}
Sulfurous	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
Sulfuric	H_2SO_4	Large	1.2×10^{-2}	
Tartaric	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	1.0×10^{-3}	4.6×10^{-5}	

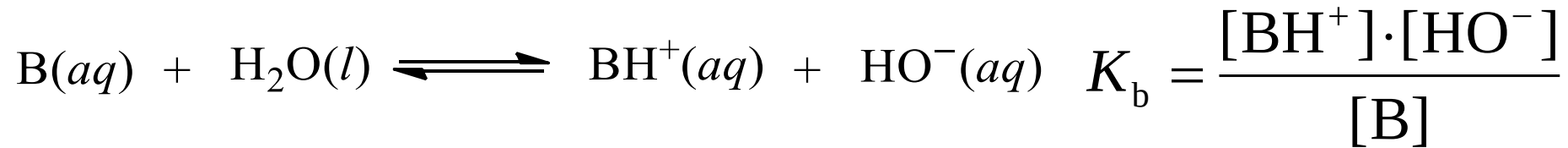
←

$$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3} \dots$$



Ασθενείς βάσεις

- Ιοντίζονται μερικώς (αμφίδρομη αντίδραση) προς ανιόντα υδροξειδίου, HO^- , και το συζυγές οξύ (συνήθως κατιόν):



K_b : Σταθερά ιοντισμού των βάσεων, $\text{p}K_b = -\log K_b$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{HO}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Ασθενείς βάσεις

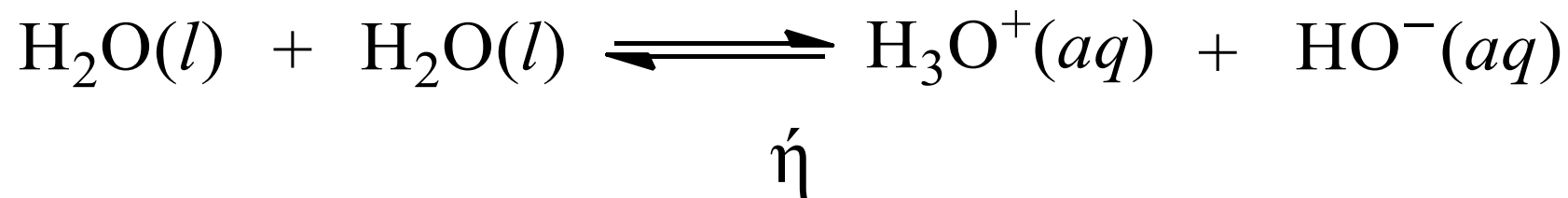


TABLE 16.4 ■ Some Weak Bases and Their Aqueous Solution Equilibria

Base	Lewis Structure	Conjugate Acid	Equilibrium Reaction	K_b
Ammonia (NH_3)	$\text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H}$ H	NH_4^+	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-5}
Pyridine ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$)		$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	1.7×10^{-9}
Hydroxylamine (H_2NOH)	$\text{H}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}}\text{H}$ H	H_3NOH^+	$\text{H}_2\text{NOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{NOH}^+ + \text{OH}^-$	1.1×10^{-8}
Methylamine (NH_2CH_3)	$\text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{CH}_3$ H	NH_3CH_3^+	$\text{NH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{CH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.4×10^{-4}
Hydrosulfide ion (HS^-)	$[\text{H}-\ddot{\text{S}}:]^-$	H_2S	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$	1.8×10^{-7}
Carbonate ion (CO_3^{2-})	$\left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}: \\ \\ :\ddot{\text{O}}-\text{C}=\ddot{\text{O}}: \\ \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{2-}$	HCO_3^-	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	1.8×10^{-4}
Hypochlorite ion (ClO^-)	$[:\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{O}}:]^-$	HClO	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$	3.3×10^{-7}

➤ Όσο αυξάνεται η σταθερά K_b τόσο αυξάνεται η ισχύς της βάσης.

Αυτοϊοντισμός του νερού



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] \quad \text{ή} \quad K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{HO}^-]$$

$$K_w = 1,00 \times 10^{-14} \quad \text{και} \quad \text{p}K_w = 14 \quad \text{στους } 25^\circ\text{C}$$

Ισχύει σε κάθε υδατικό διάλυμα.



Αυτοϊοντισμός του νερού

- Να υπολογίσετε τις συγκεντρώσεις των ιόντων $[\text{H}_3\text{O}^+]$ και $[\text{HO}^-]$ στο καθαρό νερό στους $25\text{ }^\circ\text{C}$.
- Απάντηση:
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7}\text{ M}$
- Όταν ισχύει ότι $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7}\text{ M}$, τότε το διάλυμα χαρακτηρίζεται ως ουδέτερο (neutral).



Όξινο διάλυμα

- Όταν προσθέσουμε μια ορισμένη ποσότητα ενός οξέος, τότε οι συγκεντρώσεις των H_3O^+ και HO^- δεν είναι πλέον ίσες.
- Ωστόσο το γινόμενό τους εξακολουθεί να είναι ίσο με τη σταθερά K_w .
- Κατά συνέπεια, όταν προσθέτουμε οξύ στο διάλυμα, τότε θα ισχύει ότι $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$ και $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$.
- Τότε το διάλυμα χαρακτηρίζεται ως **όξινο (acidic solution)**.



Βασικό ή αλκαλικό διάλυμα

- Όταν προσθέσουμε μια ορισμένη ποσότητα μιας βάσης, τότε πάλι οι συγκεντρώσεις των H_3O^+ και HO^- δεν είναι πλέον ίσες.
- Ωστόσο, πάλι το γινόμενο τους εξακολουθεί να είναι ίσο με τη σταθερά K_w .
- Κατά συνέπεια, όταν προσθέτουμε βάση στο διάλυμα, τότε θα ισχύει ότι $[\text{HO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ και $[\text{HO}^-] > 10^{-7} \text{ M}$ ή $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$.
- Τότε το διάλυμα χαρακτηρίζεται ως **βασικό ή αλκαλικό (basic or alkaline solution)**.



Ορισμός του pH

- $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ ή $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
- $\text{pOH} = -\log[\text{HO}^-]$
- $\text{pK}_w = -\log K_w = 14$ στους 25°C
- Επειδή $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}$, τότε
$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w = 14 \text{ στους } 25^\circ\text{C}$$
- Στα ουδέτερα διαλύματα $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ M}$, άρα $\text{pH} = \text{pOH} = 7$
- Στα όξινα διαλύματα $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$, άρα $\text{pH} < 7$
- Στα βασικά διαλύματα $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$, άρα $\text{pH} > 7$

Κλίμακα του pH



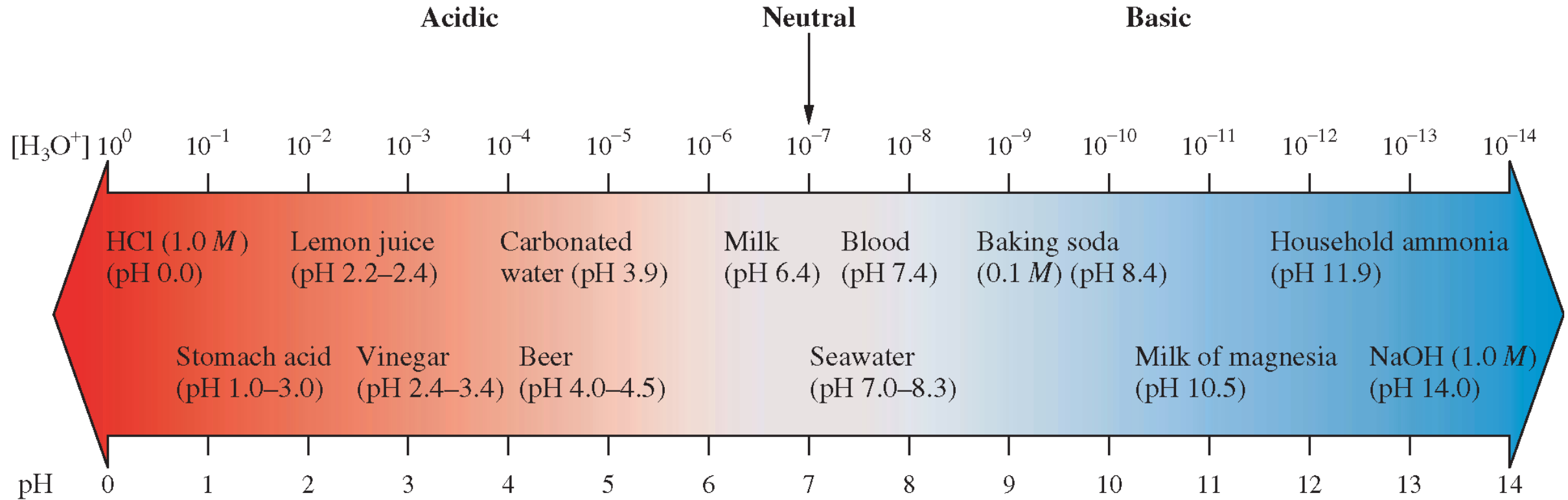
	$[H^+] (M)$	pH	pOH	$[OH^-] (M)$
	$1 (1 \times 10^{-0})$	0.0	14.0	1×10^{-14}
More acidic ↑	1×10^{-1}	1.0	13.0	1×10^{-13}
Gastric juice	1×10^{-2}	2.0	12.0	1×10^{-12}
Lemon juice	1×10^{-3}	3.0	11.0	1×10^{-11}
Cola, vinegar	1×10^{-4}	4.0	10.0	1×10^{-10}
Wine	1×10^{-5}	5.0	9.0	1×10^{-9}
Tomatoes	1×10^{-6}	6.0	8.0	1×10^{-8}
Banana	1×10^{-7}	7.0	7.0	1×10^{-7}
Black coffee	1×10^{-8}	8.0	6.0	1×10^{-6}
Rain	1×10^{-9}	9.0	5.0	1×10^{-5}
Saliva	1×10^{-10}	10.0	4.0	1×10^{-4}
Milk	1×10^{-11}	11.0	3.0	1×10^{-3}
Human blood, tears	1×10^{-12}	12.0	2.0	1×10^{-2}
Egg white, seawater	1×10^{-13}	13.0	1.0	1×10^{-1}
Baking soda	1×10^{-14}	14.0	0.0	$1 (1 \times 10^{-0})$
Borax				
Milk of magnesia				
Lime water				
Household ammonia				
Household bleach				
NaOH, 0.1 M				
More basic ↓				

όξινο διάλυμα
 $pH < 7$

ουδέτερο διάλυμα
 $pH = 7$

βασικό ή αλκαλικό
διάλυμα
 $pH > 7$

Κλίμακα του pH





Παράδειγμα 10.3

➤ Πόσο είναι το pH ενός δείγματος χυμού πορτοκαλιού που έχει συγκέντρωση ιόντων οξωνίου $2,9 \times 10^{-4} \text{ M}$;

➤ Λύση:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,9 \times 10^{-4}) = 3,54$$



Παράδειγμα 10.4

- Το pH του αρτηριακού αίματος του ανθρώπου είναι 7,40.
- Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων οξωνίου;

➤ Λύση:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog}(-\text{pH}) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,40} = \mathbf{4,0 \times 10^{-8} \text{ M}}$$

Μέτρηση του pH



- Πεχάμετρα
- Δείκτες

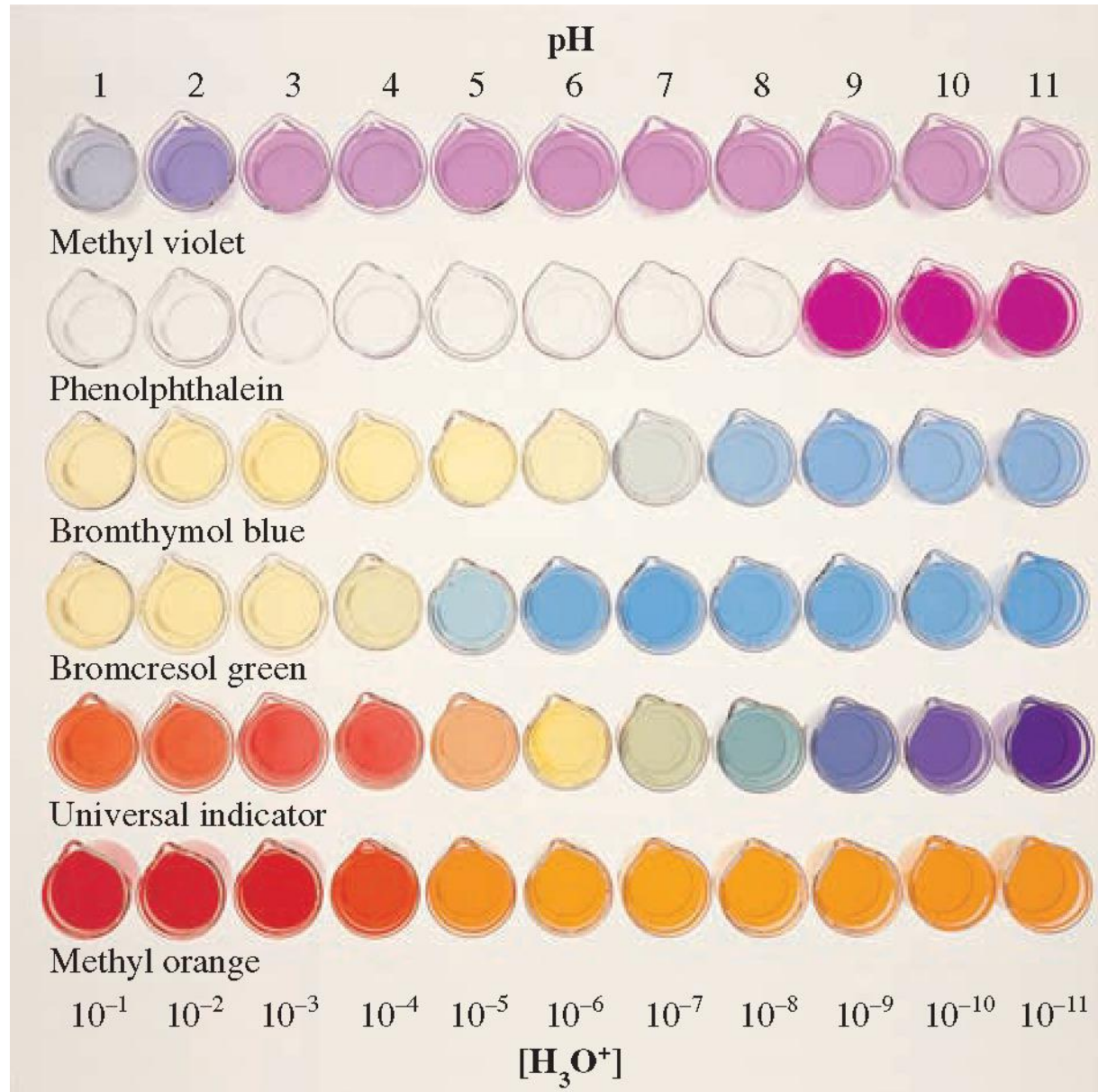


Μέτρηση του pH: Δείκτες



	pH range for color change							
	0	2	4	6	8	10	12	14
Methyl violet	Yellow		Violet					
Thymol blue	Red		Yellow		Yellow		Blue	
Methyl orange		Red		Yellow				
Methyl red			Red		Yellow			
Bromthymol blue				Yellow		Blue		
Phenolphthalein					Colorless		Pink	
Alizarin yellow R						Yellow		Red

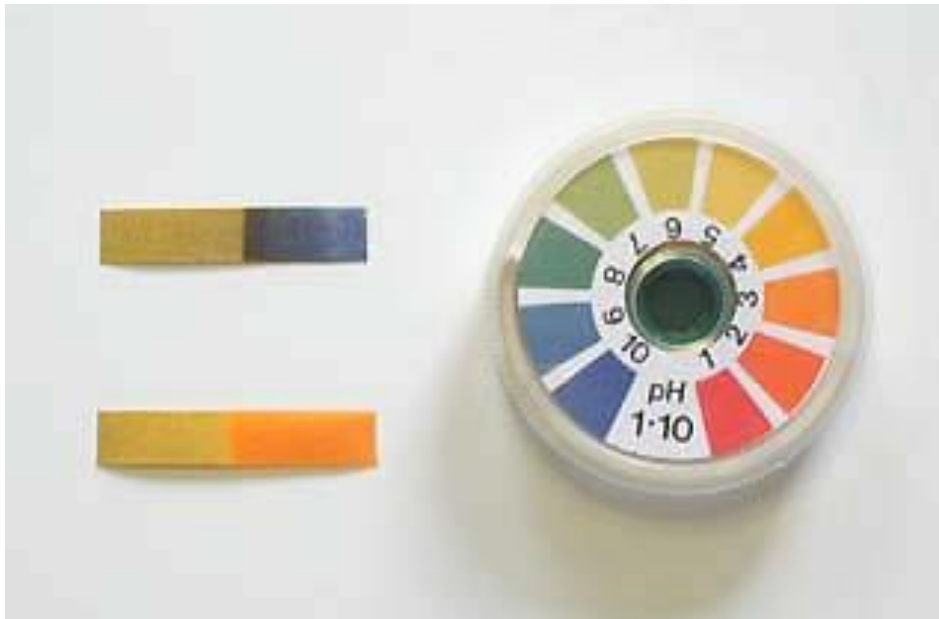
Μέτρηση του pH: Δείκτες



Μέτρηση του pH: Δείκτες



Πεχαμετρικό χαρτί (pH or litmus paper)





Υπολογισμός pH υδατικών διαλυμάτων

- Για να υπολογίσουμε το pH ενός διαλύματος οξέος ή βάσης ακολουθούμε την εξής μεθοδολογία:
 - i. Γράφουμε τις χημικές αντιδράσεις οι οποίες λαμβάνουν χώρα στο διάλυμα (υπενθύμιση: δεν ξεχνάμε ποτέ την αντίδραση αυτοϊοντισμού του νερού).
 - ii. Καταστρώνουμε τις μαθηματικές εξισώσεις οι οποίες προκύπτουν από το χημικό σύστημα στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας.
 - iii. Επιλύουμε τις εξισώσεις.

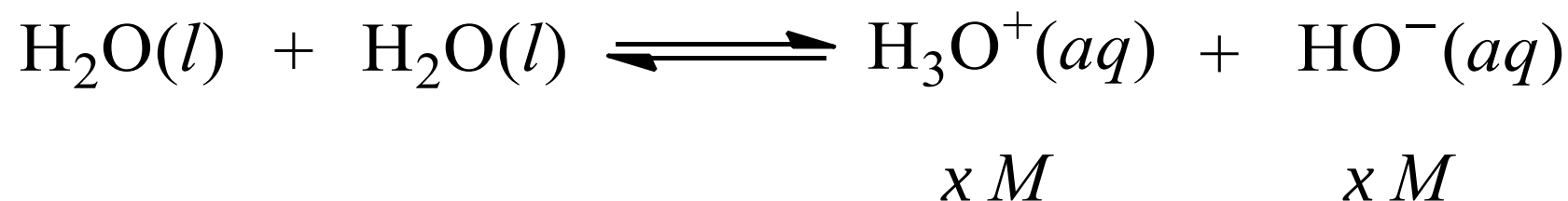
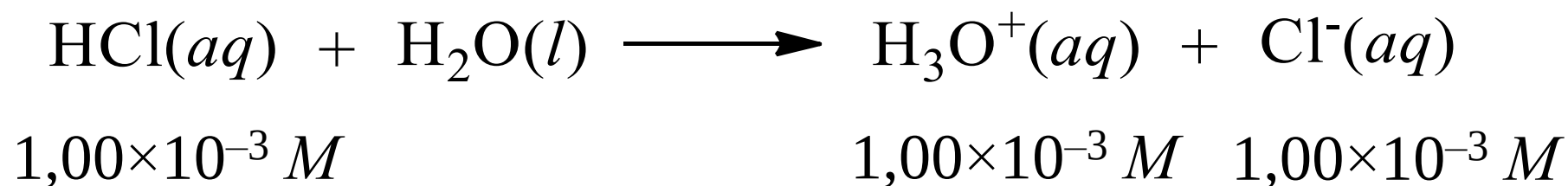


Υπολογισμός pH διαλυμάτων ισχυρών οξέων

- Να υπολογίσετε το pH υδατικού διαλύματος $\text{HCl}(aq)$ συγκέντρωσης $1,00 \times 10^{-3} M$ στους 25°C .

- Απάντηση:

- Χημικές αντιδράσεις:





Υπολογισμός pH διαλυμάτων ισχυρών οξέων

➤ Μαθηματικές εξισώσεις:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] \Leftrightarrow 1,00 \times 10^{-14} = (1,00 \times 10^{-3} + x) \cdot x$$

$$\Leftrightarrow x^2 + 1,00 \times 10^{-3} x - 1,00 \times 10^{-14} = 0$$

$$\sqrt{\Delta} = \sqrt{1,00 \times 10^{-6} + 4,00 \times 10^{-14}} = 1,000000002 \times 10^{-3}$$

$$x = \frac{-1,00 \times 10^{-3} + \sqrt{\Delta}}{2} = 1,00 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-3} + 1,00 \times 10^{-11} = 1,000000001 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{Δηλαδή, πρακτικά: } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$$



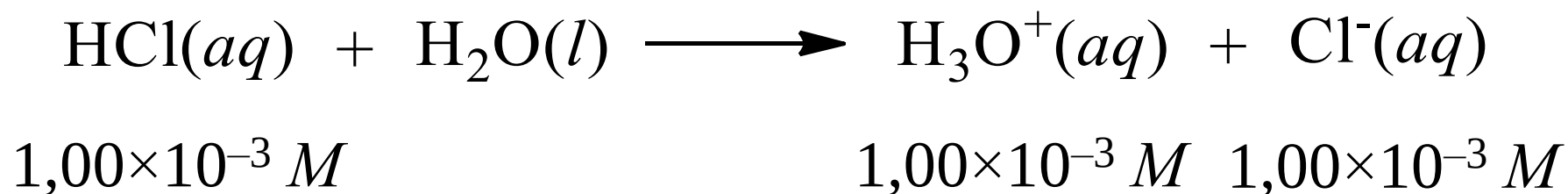
Υπολογισμός pH διαλυμάτων ισχυρών οξέων

- Παρατηρούμε ότι η συγκέντρωση των κατιόντων οξωνίου, H_3O^+ , η οποία προέρχεται από τον αυτοϊοντισμό του νερού είναι πάρα πολύ μικρή συγκρινόμενη με αυτήν η οποία προέρχεται από τον ιονισμό του HCl .
- Δηλαδή, πρακτικά, τα κατιόντα οξωνίου, H_3O^+ , στο διάλυμα προέρχονται σχεδόν αποκλειστικά από τον ιοντισμό του HCl .
- Άρα $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,00 \times 10^{-3}) = 3,00$
- $[\text{HO}^-] = 1,00 \times 10^{-11} \text{ M}$ και $\text{pOH} = 11,00$



Υπολογισμός pH διαλυμάτων ισχυρών οξέων

- Με άλλα λόγια, θα μπορούσαμε εξ αρχής να μην είχαμε λάβει υπόψη τον αυτοϊοντισμό του νερού.
- Στην περίπτωση αυτή, το pH υπολογίζεται απευθείας ως εξής:



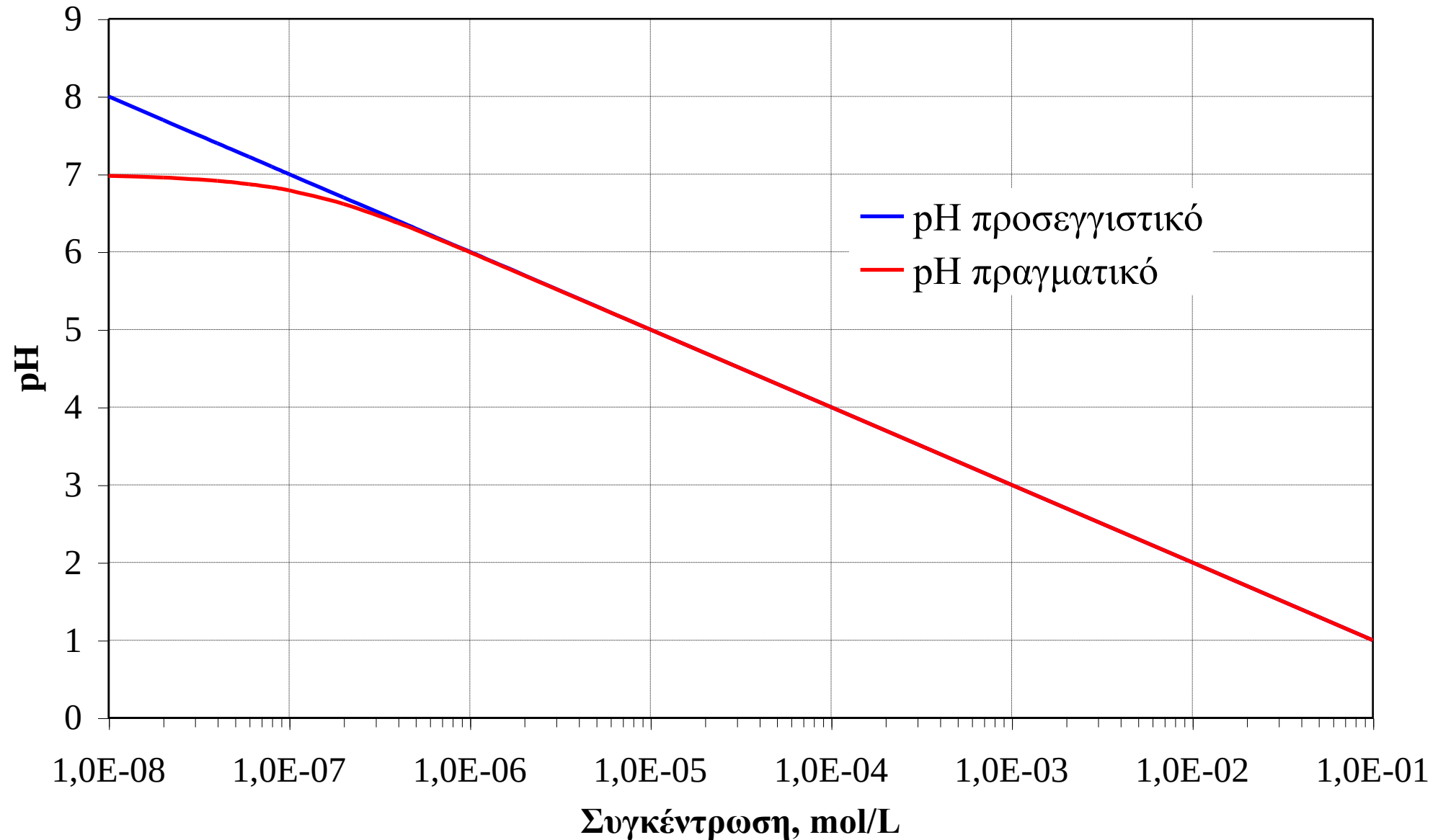
- $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,00 \times 10^{-3}) = 3,00$



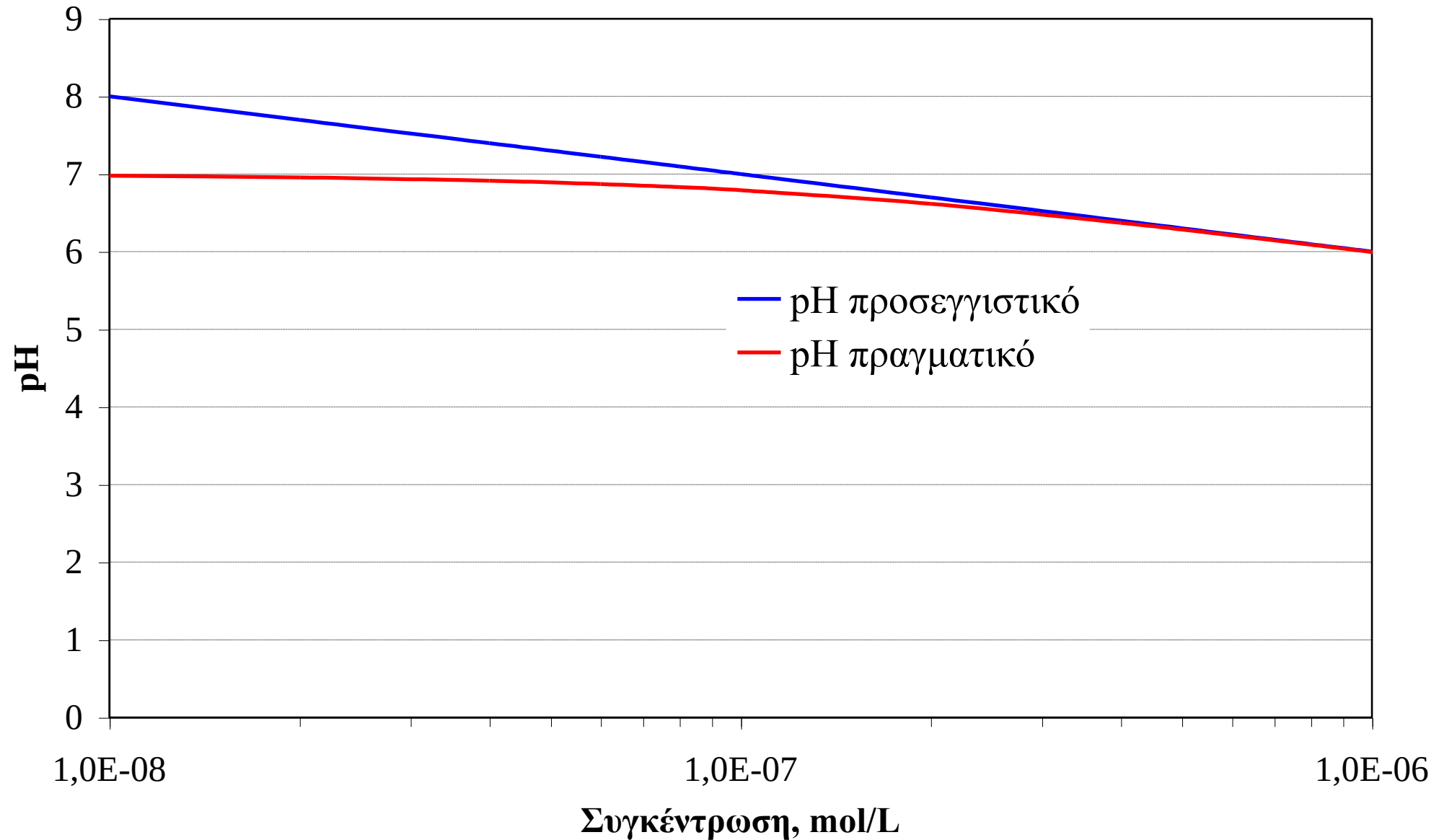
Πότε μπορώ να εφαρμόσω την προσέγγιση???

- Πότε μπορούμε να κάνουμε αυτήν την προσέγγιση και να μην λαμβάνουμε υπόψη τον αυτοϊοντισμό του νερού;
- Απάντηση: η προσέγγιση ισχύει για συγκεντρώσεις οξέος μεγαλύτερες από $10^{-6} M$.
- Για συγκεντρώσεις οξέος μεγαλύτερες από $10^{-6} M$, η συγκέντρωση των κατιόντων H_3O^+ ταυτίζεται με τη συγκέντρωση του οξέος.
- Για συγκεντρώσεις οξέος μικρότερες από $10^{-6} M$, πρέπει να λαμβάνεται υπόψη ο αυτοϊοντισμός του νερού.

pH συναρτήσει της συγκέντρωσης του οξέος



pH συναρτήσει της συγκέντρωσης του οξέος





Λύσεις με προσέγγιση

- Όταν ένας ή περισσότεροι όροι ενός **αθροίσματος** ή μίας **διαφοράς** είναι πολύ μικρότεροι σε σχέση με τους υπόλοιπους όρους τότε μπορούν να παραληφθούν χωρίς σημαντικό σφάλμα.
- **Ποτέ** δεν παραλείπονται όροι σε **γινόμενα** ή **πηλίκα**.
- Όποτε και αν κάνουμε προσεγγίσεις, στο τέλος **ελέγχουμε πάντα την ορθότητά τους**.
- Αν η προσέγγιση δεν είναι ορθή, τότε είτε κάνουμε μια άλλη προσέγγιση, είτε λύνουμε την άσκηση χωρίς καμιά προσέγγιση.
- Μη διστάζετε να κάνετε προσεγγίσεις, αρκεί **πάντα** να ελέγχετε την ορθότητά τους.

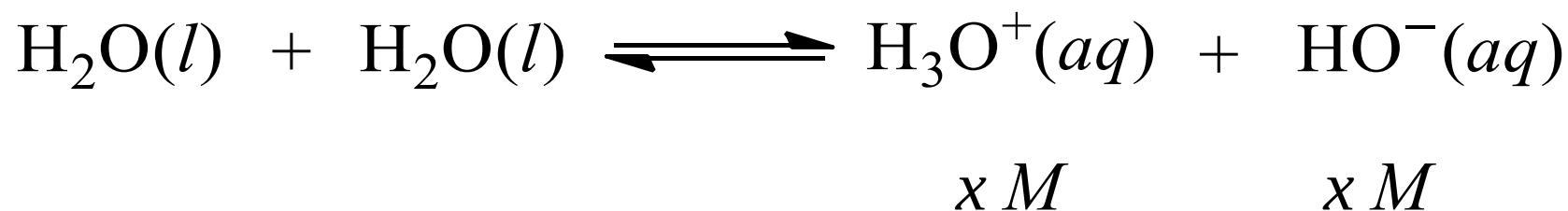
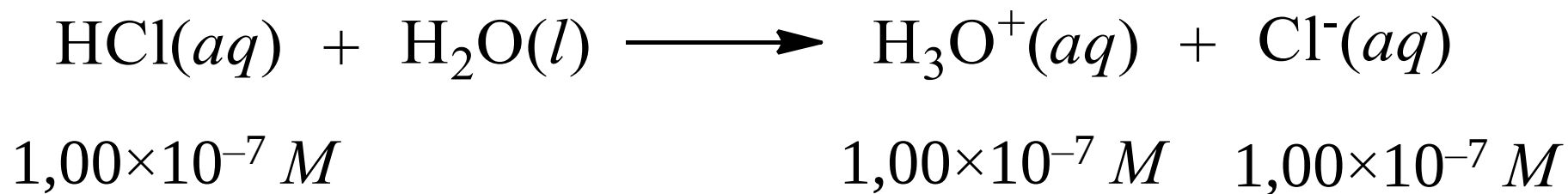


Υπολογισμός pH διαλυμάτων ισχυρών οξέων

➤ Να υπολογίσετε το pH υδατικού διαλύματος $\text{HCl}(aq)$ συγκέντρωσης $1,00 \times 10^{-7} M$ στους 25°C .

➤ Απάντηση:

➤ Αντιδράσεις:





Υπολογισμός pH διαλυμάτων ισχυρών οξέων

- Λύση με προσέγγιση:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-7} + x \approx 1,00 \times 10^{-7} \text{ M}$$

- Άρα $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,00$.

- Λάθος!!! Το διάλυμα είναι όξινο, άρα δεν μπορεί να έχει $\text{pH} = 7,00$.

- Λύνουμε την άσκηση χωρίς προσέγγιση:

Λύση χωρίς προσέγγιση



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] \Leftrightarrow 1,00 \times 10^{-14} = (1,00 \times 10^{-7} + x) \cdot x \Leftrightarrow$$

$$x^2 + 1,00 \times 10^{-7} x - 1,00 \times 10^{-14} = 0$$

$$\sqrt{\Delta} = \sqrt{1,00 \times 10^{-14} + 4,00 \times 10^{-14}} = \sqrt{5,00 \times 10^{-14}} = 2,24 \times 10^{-7}$$

$$x = \frac{-1,00 \times 10^{-7} + 2,23 \times 10^{-7}}{2} = 6,20 \times 10^{-8}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-7} + 6,20 \times 10^{-8} = 1,62 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,79$$

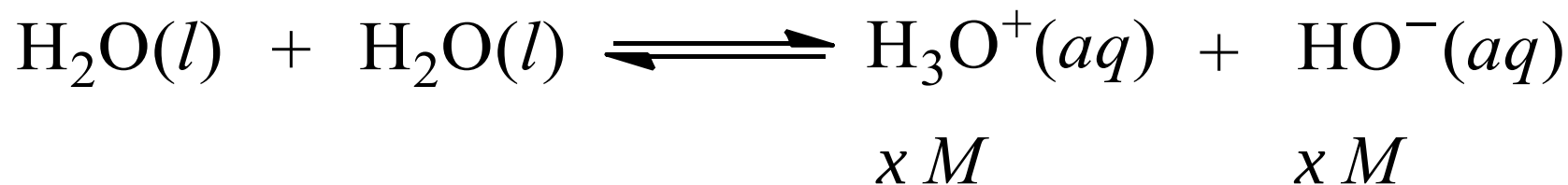
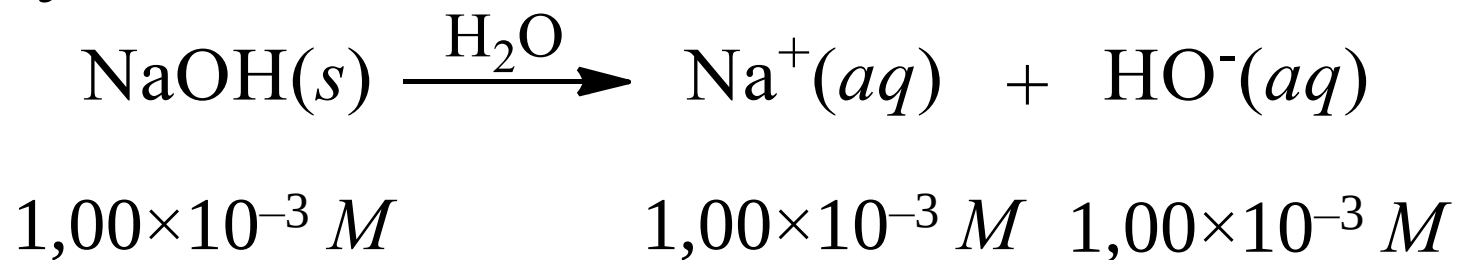


Υπολογισμός pH διαλυμάτων ισχυρών βάσεων

➤ Να υπολογίσετε το pH υδατικού διαλύματος NaOH συγκέντρωσης $1,00 \times 10^{-3} M$ στους $25^\circ C$.

➤ Απάντηση:

➤ Αντιδράσεις:

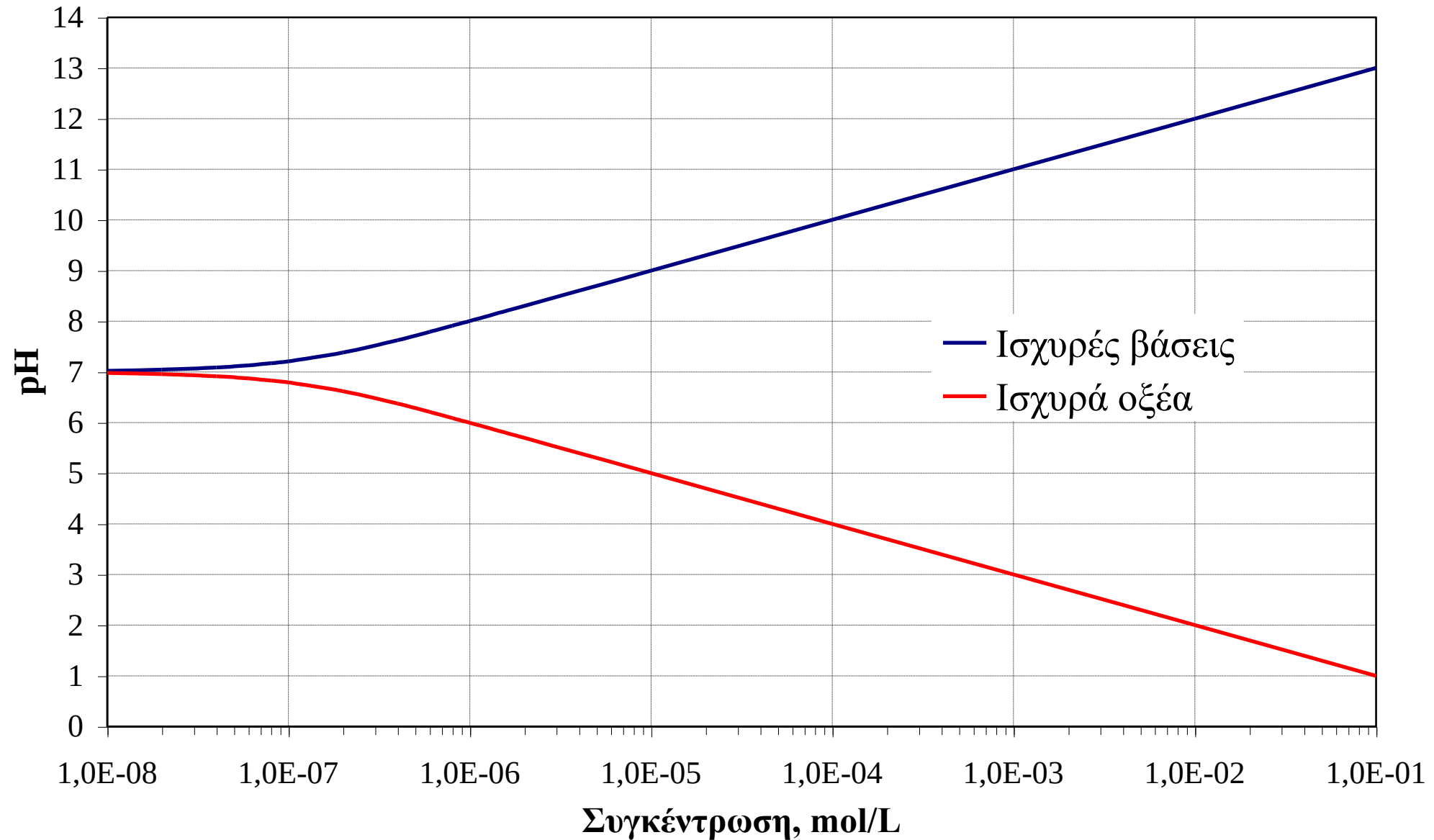




Λύση με προσέγγιση

- Προσέγγιση: $[\text{HO}^-] = 1,00 \times 10^{-3} + x \approx 1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$
- $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 3,00$
- **$\text{pH} = 14,00 - 3,00 = 11,00$**

pH συναρτήσει της συγκέντρωσης





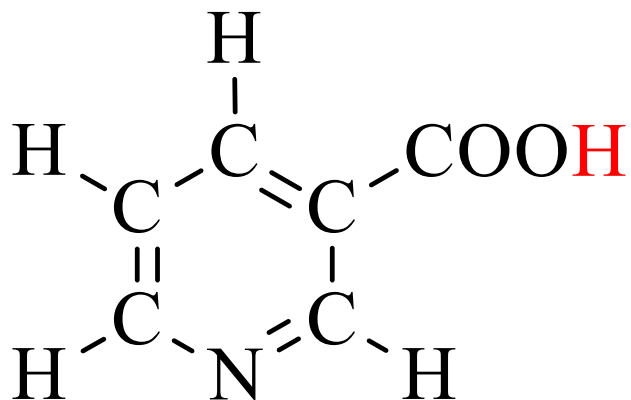
pH συναρτήσει της συγκέντρωσης

- Για συγκεντρώσεις ισχυρού οξέος ή βάσης μεγαλύτερες από $10^{-6} M$, δεκαπλασιασμός της συγκέντρωσης προκαλεί μεταβολή του pH κατά μία μονάδα.
- Όσο μειώνεται η συγκέντρωση κάτω από $10^{-6} M$, το pH τείνει ασυμπτωτικά προς το 7.

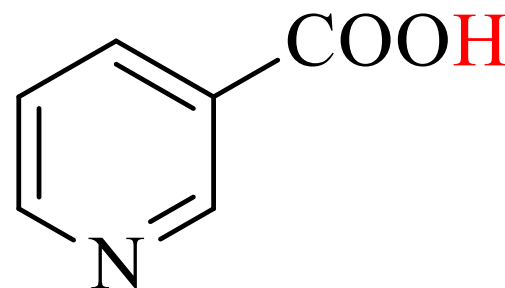


Διαλύματα ασθενών οξέων και βάσεων

- Παράδειγμα 10.5: Το νικοτινικό οξύ είναι ένα ασθενές μονοπρωτικό οξύ με μοριακό τύπο C_5H_4NCOOH ή $HNic$:



ή

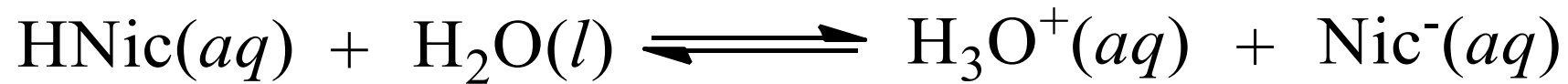
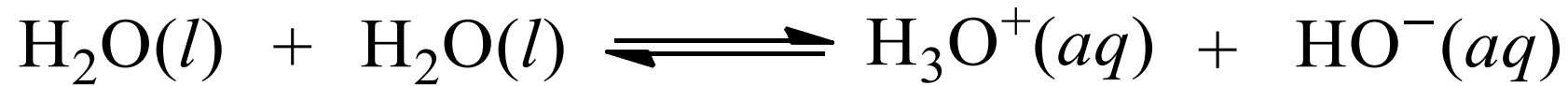


- Ένα υδατικό διάλυμα νικοτινικού οξέος συγκέντρωσης $0,012\text{ M}$ έχει pH ίσο με 3,39 στους $25\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Πόση είναι η σταθερά ιοντισμού, K_a , και ο βαθμός ιοντισμού, α , του νικοτινικού οξέος στους $25\text{ }^{\circ}\text{C}$;



Παράδειγμα 10.5: Λύση

➤ Αντιδράσεις:



- Κάνουμε την προσέγγιση ότι τα κατιόντα οξωνίου, H_3O^+ , τα οποία προέρχονται από τον αυτοϊοντισμό του νερού είναι πολύ λιγότερα συγκρινόμενα με αυτά τα οποία προέρχονται από τον ιοντισμό του οξέος.
- Με βάση αυτήν την προσέγγιση, για το ασθενές οξύ έχουμε:



Παράδειγμα 10.5: Λύση

mol/L	$\text{HNic} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Nic}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
Αρχικά	c			
Αντιδρούν/παράγονται	$-x$		$+x$	$+x$
Χημική Ισορροπία	$c-x$		x	x

$$K_a = \frac{[\text{Nic}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNic}]} \Leftrightarrow K_a = \frac{x^2}{(c-x)} \Leftrightarrow$$

$$K_a = \frac{x^2}{(0,012-x)}$$



Παράδειγμα 10.5: Λύση

➤ Όμως:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow 3,39 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,39} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

➤ Αντικαθιστώντας έχουμε:

$$K_a = \frac{x^2}{(0,012 - x)} \Leftrightarrow K_a = \frac{(4,1 \times 10^{-4})^2}{(0,012 - 4,1 \times 10^{-4})} \Leftrightarrow$$

$$K_a = 1,4 \times 10^{-5}$$



Παράδειγμα 10.5: Λύση

- Για το βαθμό ιοντισμού, α , έχουμε:

$$\alpha = \frac{x}{c} \Leftrightarrow \alpha = \frac{4,1 \cdot 10^{-4}}{0,012} \Leftrightarrow \alpha = 0,034$$

- Ο επί τοις εκατό βαθμός ιοντισμού ισούται με 3,4%



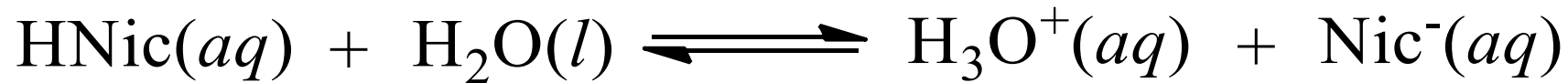
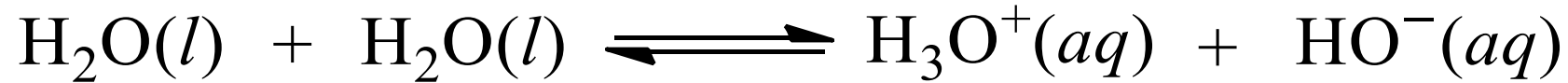
Παράδειγμα 10.6

- Ποιες είναι οι συγκεντρώσεις του νικοτινικού οξέος, των κατιόντων οξωνίου και των ανιόντων του νικοτινικού οξέος, καθώς και το pH του διαλύματος, στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας, σε ένα διάλυμα νικοτινικού οξέος αρχικής συγκέντρωσης $0,10\text{ M}$ στους $25\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- Δίνεται για το νικοτινικό οξύ ότι η σταθερά ιοντισμού του στους $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ ισούται με $1,4 \times 10^{-5}$.



Παράδειγμα 10.6: Λύση

➤ Αντιδράσεις:



- Κάνουμε ξανά την προσέγγιση ότι τα κατιόντα οξωνίου, H_3O^+ , τα οποία προέρχονται από τον αυτοϊοντισμό του νερού είναι πολύ λιγότερα συγκρινόμενα με αυτά τα οποία προέρχονται από τον ιοντισμό του οξέος.
- Άρα, για το ασθενές οξύ έχουμε:



Παράδειγμα 10.6: Λύση

mol/L	$\text{HNic} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Nic}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
Αρχικά	c			
Αντιδρούν/παράγονται	$-x$		$+x$	$+x$
Χημική Ισορροπία	$c-x$		x	x

$$K_a = \frac{[\text{Nic}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNic}]} \Leftrightarrow K_a = \frac{x^2}{(c-x)} \Leftrightarrow$$

$$1,4 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(0,10 - x)}$$



Παράδειγμα 10.6: Λύση

- Η εξίσωση αυτή είναι μία εξίσωση δευτέρου βαθμού, η οποία λύνεται κατά τα γνωστά:

$$1,4 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(0,10 - x)} \Leftrightarrow$$

$$x^2 + 1,4 \times 10^{-5} x - 1,4 \times 10^{-6} = 0$$

$$\sqrt{\Delta} = \sqrt{(1,4 \times 10^{-5})^2 + 4 \cdot 1,4 \times 10^{-6}} = 2,4 \times 10^{-3}$$

$$x = \frac{-1,4 \times 10^{-5} + 2,4 \times 10^{-3}}{2} = 1,2 \times 10^{-3}$$



Παράδειγμα 10.6: Λύση

- Παρατηρούμε ότι $x = 1,2 \times 10^{-3} \ll 0,10$.
- Άρα η προηγούμενη εξίσωση λύνεται πιο απλά και πιο γρήγορα αν κάνουμε την προσέγγιση ότι:

$$0,10 - x \approx 0,10$$

- Τότε έχουμε:

$$1,4 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(0,10 - x)} \Leftrightarrow 1,4 \times 10^{-5} \approx \frac{x^2}{0,10}$$

$$\Leftrightarrow x = \sqrt{1,4 \times 10^{-6}} = 1,2 \times 10^{-3}$$



Παράδειγμα 10.6: Λύση

- Άρα, $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,2 \times 10^{-3}) = 2,92$.
- $[\text{HNic}] = 0,10 - 1,2 \times 10^{-3} = 0,0988 \text{ M} \approx 0,10 \text{ M}$
- Άρα η υπόθεση ότι $0,10 - x \approx 0,10$ είναι ορθή.
- $[\text{Nic}^-] = 1,2 \times 10^{-3} \text{ M}$.



Πότε μπορούμε να κάνουμε την προσέγγιση?

- Για να θεωρήσουμε αμελητέο το x στον παρανομαστή της εξίσωσης της σταθεράς χημικής ισορροπίας θα πρέπει να ισχύει:

$$\frac{c}{K_a} \geq 100$$

- Αν δεν ισχύει η παραπάνω σχέση τότε το x δεν μπορεί να παραληφθεί από τον παρανομαστή της εξίσωσης και θα πρέπει να λυθεί η κανονικά η δευτεροβάθμια εξίσωση.



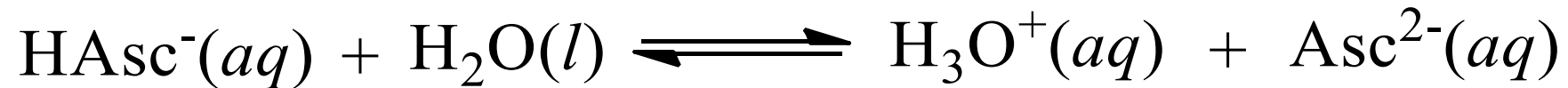
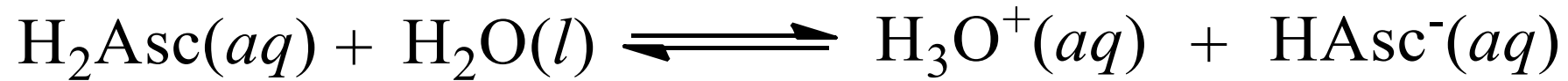
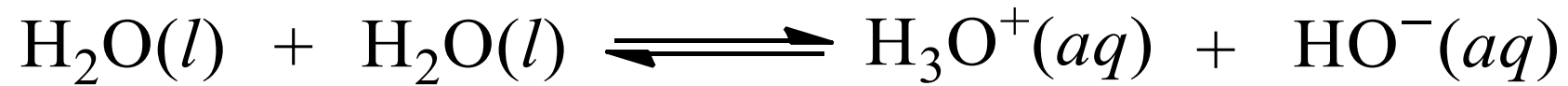
Παράδειγμα 10.7

- Το ασκορβικό οξύ (βιταμίνη C) είναι ένα ασθενές διπρωτικό οξύ, $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$, H_2Asc .
- Ποιο είναι το pH ενός υδατικού διαλύματος ασκορβικού οξέος συγκέντρωσης $0,10\text{ M}$;
- Πόση είναι η συγκέντρωση του ασκορβικού ανιόντος $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6^{2-}$;
- Οι σταθερές ιοντισμού του οξέος είναι $K_{a1} = 7,9 \times 10^{-5}$ και $K_{a2} = 1,6 \times 10^{-12}$.



Παράδειγμα 10.7: Λύση

➤ Αντιδράσεις:





Παράδειγμα 10.7: Λύση

- Ισχύει ότι $K_{a1} \gg K_{a2}$.
- Κατά συνέπεια, κάνουμε την προσέγγιση ότι η συγκέντρωση των κατιόντων οξωνίου προέρχεται σχεδόν αποκλειστικά από το πρώτο στάδιο ιοντισμού του οξέος.
- Δηλαδή, για τον υπολογισμό της συγκέντρωσης των κατιόντων οξωνίου, δεν λαμβάνουμε υπόψη τον αυτοϊοντισμό του νερού καθώς και το δεύτερο στάδιο ιοντισμού του οξέος.
- Άρα έχουμε:



Παράδειγμα 10.7: Λύση

mol/L	$\text{H}_2\text{Asc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HAsc}^- + \text{H}_3\text{O}^+$		
Αρχικά	c		
Αντιδρούν/παράγονται	$-x$	$+x$	$+x$
Χημική Ισορροπία	$c-x$	x	x

$$K_{a1} = \frac{[\text{HAsc}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{Asc}]} \Leftrightarrow K_{a1} = \frac{x^2}{(c-x)} \Leftrightarrow$$

$$7,9 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(0,10 - x)}$$



Παράδειγμα 10.7: Λύση

- Υποθέτουμε ότι το x είναι πολύ μικρότερο από 0,10:

$$7,9 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(0,10 - x)} \Leftrightarrow 7,9 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10}$$

$$x = \sqrt{7,9 \times 10^{-6}} = 2,8 \times 10^{-3}$$

- Άρα, $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,8 \times 10^{-3}) = 2,55$.
- $[\text{H}_2\text{Asc}] = 0,10 - 2,8 \times 10^{-3} = 0,0972 \text{ M} \approx 0,10 \text{ M}$.
- Άρα η υπόθεση ότι $0,10 - x \approx 0,10$ είναι ορθή.
- $[\text{HAsc}^-] = 2,8 \times 10^{-3} \text{ M}$.



Παράδειγμα 10.7: Λύση

- Για να υπολογίσουμε τη συγκέντρωση των Asc^{2-} εργαζόμαστε με το δεύτερο στάδιο ιοντισμού του οξέος:

mol/L	$\text{HAsc}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Asc}^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$			
Αρχικά	$2,8 \times 10^{-3}$			$2,8 \times 10^{-3}$
Αντιδρούν/ παράγονται	$-y$		$+y$	$+y$
Χημική Ισορροπία	$2,8 \times 10^{-3} - y$		y	$2,8 \times 10^{-3} + y$

$$K_{a2} = \frac{[\text{Asc}^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAsc}^-]} \rightleftharpoons 1,6 \times 10^{-12} = \frac{y \cdot (2,8 \times 10^{-3} + y)}{(2,8 \times 10^{-3} - y)}$$



Παράδειγμα 10.7: Λύση

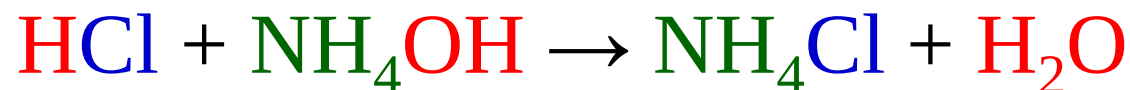
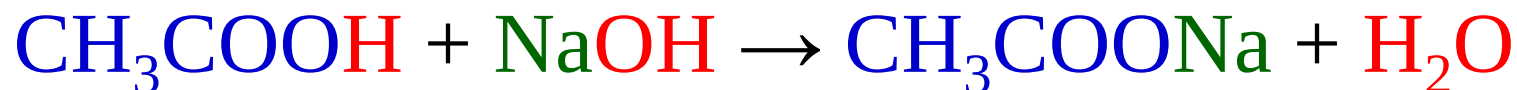
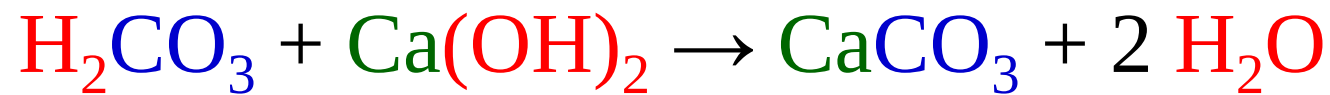
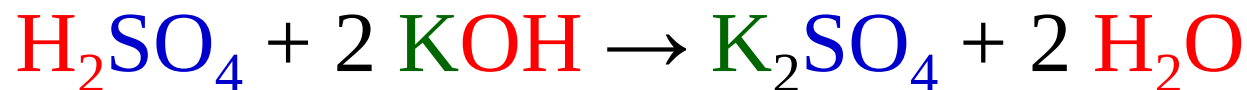
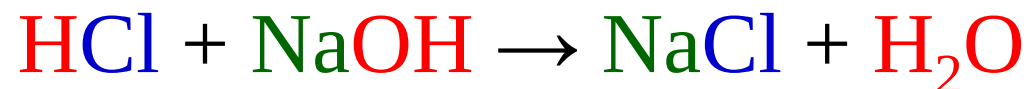
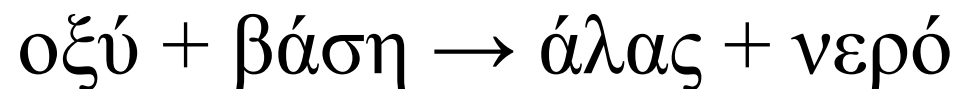
- Θεωρούμε ότι το y είναι πολύ μικρό συγκρινόμενο με το $2,8 \cdot 10^{-3}$.
- Άρα έχουμε:

$$1,6 \times 10^{-12} = \frac{y \cdot (2,8 \times 10^{-3} + y)}{(2,8 \times 10^{-3} - y)} \Leftrightarrow y = 1,6 \times 10^{-12} \text{ M}$$

- Διαπιστώνουμε ότι πράγματι $y \ll 2,8 \cdot 10^{-3}$, άρα η υπόθεση είναι σωστή.
- Άρα, η συγκέντρωση του ασκορβικού ανιόντος, $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6^{2-}$, ισούται με $1,6 \times 10^{-12} \text{ M}$.



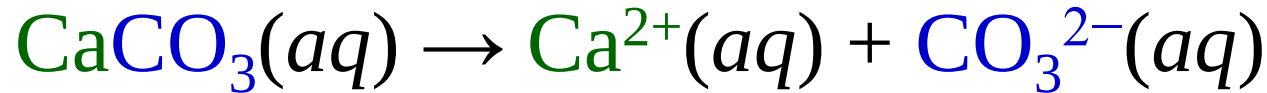
- Τα άλατα προκύπτουν κατά την αντίδραση εξουδετέρωσης μεταξύ ενός οξέος και μιας βάσης:



Άλατα



- Τα άλατα όταν διαλυθούν στο νερό **δίστανται πλήρως** προς κατιόντα και ανιόντα (ισχυροί ηλεκτρολύτες):



- Τα **κατιόντα (+)** προέρχονται από τις βάσεις.
- Τα **ανιόντα (-)** προέρχονται από τα οξέα.



Κατιόντα αλάτων

- Τα κατιόντα των αλάτων (+) είναι τα συζυγή οξέα των αντιστοιχών βάσεων:

συζυγές οξύ	βάση
Na^+	NaOH
K^+	KOH
Ca^{2+}	Ca(OH)_2
NH_4^+	NH_4OH



Ανιόντα αλάτων

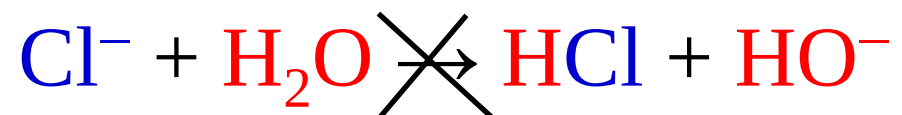
- Τα **ανιόντα των αλάτων (-)** είναι οι συζυγείς βάσεις των αντίστοιχων οξέων:

συζυγής βάση	οξύ
Cl^-	HCl
SO_4^{2-}	H_2SO_4
CO_3^{2-}	H_2CO_3
CH_3COO^-	CH_3COOH



Υδρόλυση ανιόντων αλάτων

- Αν το ανιόν του άλατος προέρχεται από **ισχυρό οξύ** τότε είναι πολύ ασθενής βάση και δεν έχει την τάση να αποσπάσει άτομο υδρογόνου από το νερό:

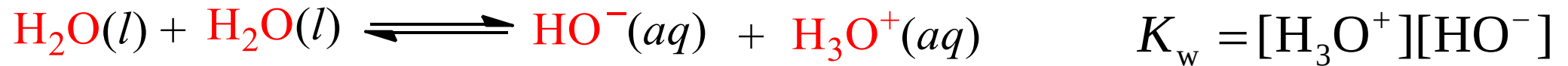
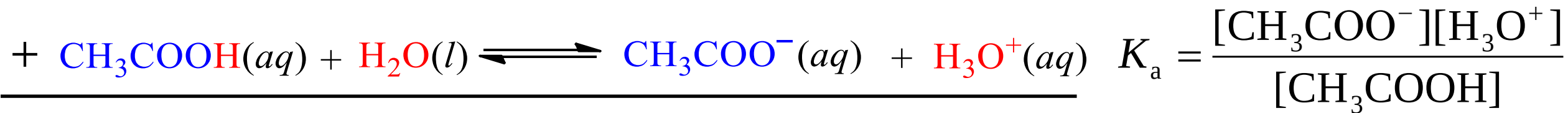
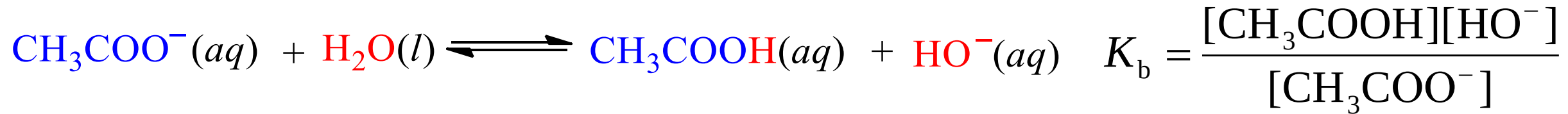


- Τα ανιόντα των αλάτων τα οποία προέρχονται από ισχυρά οξέα **δεν αντιδρούν με το νερό (δεν υδρολύονται)**, π.χ. Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , ClO_4^- .
- Δεν επηρεάζουν το pH του διαλύματος.



Υδρόλυση ανιόντων αλάτων

- Αν το ανιόν του άλατος προέρχεται από **ασθενές οξύ** τότε είναι ασθενής βάση και υδρολύεται αποσπώντας άτομο υδρογόνου από το νερό:



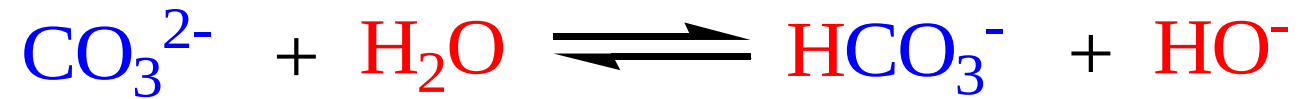
$$K_b K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{HO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-] = K_w$$



Υδρόλυση ανιόντων αλάτων

➤ Άρα, ισχύει ότι:

$$K_b K_a = K_w \Leftrightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$



$$K_b = \frac{K_w}{K_{a2}} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{5,6 \times 10^{-11}} = 1,8 \times 10^{-4}$$



Υδρόλυση ανιόντων αλάτων

- Όταν τα ανιόντα των αλάτων υδρολύονται προκαλούν αύξηση της συγκέντρωσης των ανιόντων HO^- .

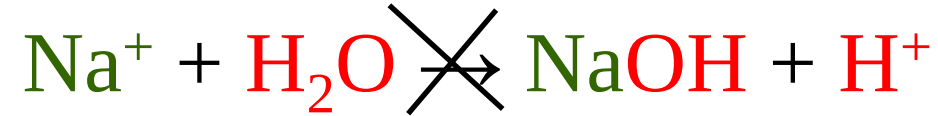


- Προκαλούν αύξηση του pH του διαλύματος.



Υδρόλυση κατιόντων αλάτων

- Αν το κατιόν του άλατος προέρχεται από ισχυρή βάση τότε είναι πολύ ασθενές οξύ και δεν έχει την τάση να αντιδράσει με το νερό:

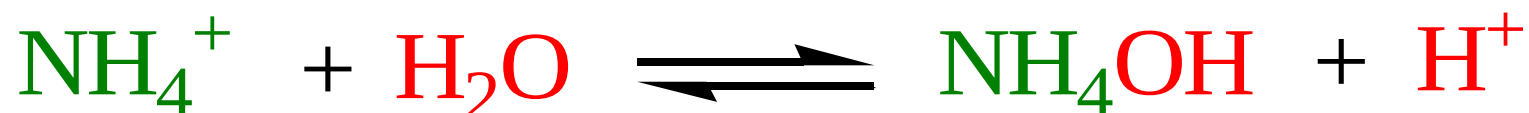


- Τα κατιόντα των αλάτων τα οποία προέρχονται από ισχυρές βάσεις δεν αντιδρούν με το νερό (δεν υδρολύονται), π.χ. Na^+ , K^+ , Ca^{2+} .
- Δεν επηρεάζουν το pH του διαλύματος.



Υδρόλυση κατιόντων αλάτων

- Αν το κατιόν του άλατος προέρχεται από **ασθενή βάση** τότε είναι ασθενές οξύ και υδρολύεται δίνοντας άτομο υδρογόνου:



$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

- Προκαλούν αύξηση της συγκέντρωσης των κατιόντων υδρογόνου.
- Προκαλούν **μείωση του pH του διαλύματος**.



Υδρόλυση αλάτων: 1^η περίπτωση

- Άλατα των οποίων το μεν κατιόν προέρχεται από ισχυρή βάση (π.χ. Na^+ , K^+ , Ca^{2+}) το δε ανιόν προέρχεται από ισχυρό οξύ (π.χ. Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , ClO_4^-).
- Παραδείγματα: NaCl , KI , CaCl_2 , KNO_3 , NaClO_4 .
- Δεν αντιδρούν με το νερό (δεν υδρολύονται).
- Δεν επηρεάζουν το pH του διαλύματος ($\text{pH} = 7$).



Υδρόλυση αλάτων: 2^η περίπτωση

- Άλατα των οποίων το μεν κατιόν προέρχεται από ισχυρή βάση (π.χ. Na^+ , K^+ , Ca^{2+}) το δε ανιόν προέρχεται από ασθενές οξύ (π.χ. CH_3COO^- , CO_3^{2-})
- Παραδείγματα: CH_3COONa , Na_2CO_3
- Υδρολύεται μόνο το ανιόν.
- Προκαλούν αύξηση του pH του διαλύματος ($\text{pH} > 7$).



Υδρόλυση αλάτων: 3^η περίπτωση

- Άλατα των οποίων το μεν κατιόν προέρχεται από ασθενή βάση (π.χ. NH_4^+) το δε ανιόν προέρχεται από ισχυρό οξύ (π.χ. Cl^- , Br^- , NO_3^-)
- Παραδείγματα: NH_4Cl
- Υδρολύεται μόνο το κατιόν.
- Προκαλούν μείωση του pH του διαλύματος ($\text{pH} < 7$).



Υδρόλυση αλάτων: 4^η περίπτωση

- Άλατα των οποίων το μεν κατιόν προέρχεται από ασθενή βάση (π.χ. NH_4^+) το δε ανιόν προέρχεται από ασθενές οξύ (π.χ. CH_3COO^- , CO_3^{2-})
- Παραδείγματα: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- Υδρολύεται και το ανιόν αλλά και το κατιόν.
- Διακρίνουμε 3 περιπτώσεις:
 - i. Αν $K_a > K_b$ τότε $\text{pH} < 7$
 - ii. Αν $K_a < K_b$ τότε $\text{pH} > 7$
 - iii. Αν $K_a = K_b$ τότε $\text{pH} = 7$



Παράδειγμα 10.8

➤ Αποφανθείτε αν τα υδατικά διαλύματα των ακόλουθων αλάτων είναι όξινα, βασικά ή ουδέτερα:

i. KCl

ii. NaF

iii. $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

iv. NH_4CN

v. $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$



Παράδειγμα 10.8: Λύση

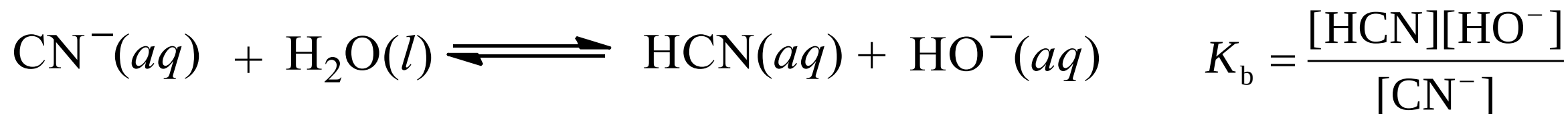
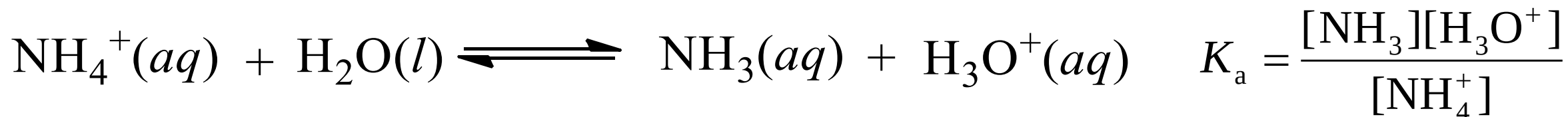
- i. Το KCl είναι άλας ισχυρής βάσης (KOH) και ισχυρού οξέος (HCl). Άρα, κανένα από τα ιόντα του δεν υδρολύεται. Συνεπώς, ένα διάλυμα KCl θα είναι **ουδέτερο**.
 - ii. Το NaF είναι άλας ισχυρής βάσης (NaOH) και ασθενούς οξέος (HF). Άρα, ένα διάλυμα NaF θα είναι **βασικό**, λόγω υδρόλυσης του ανιόντος F^- .
 - iii. Ο $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ είναι άλας ασθενούς βάσης ($\text{Zn}(\text{OH})_2$) και ισχυρού οξέος (HNO_3), οπότε ένα διάλυμα $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ θα είναι **όξινο**.
- Παρατηρούμε ότι το Zn^{2+} δεν είναι ιόν στοιχείου των Ομάδων I_A ή II_A και άρα περιμένουμε να σχηματίζει εφυδατωμένο μεταλλικό ιόν, το οποίο υδρολυόμενο θα δίνει όξινο διάλυμα.



Παράδειγμα 10.8: Λύση

iv. Το NH_4CN είναι άλας ασθενούς βάσης (NH_3 , $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) και ασθενούς οξέος (HCN , $K_a = 4,9 \times 10^{-10}$).

➤ Γράφουμε τις αντιδράσεις:



➤ Συνεπώς, για να απαντήσουμε, χρειαζόμαστε την K_a για το NH_4^+ και την K_b για το CN^- .



Παράδειγμα 10.8: Λύση

- Για την K_a του NH_4^+ ισχύει ότι:

$$K_a K_b = K_w \Leftrightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

- Για την K_b του CN^- ισχύει ότι:

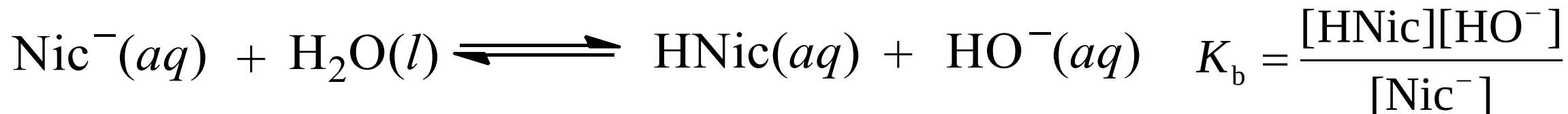
$$K_a K_b = K_w \Leftrightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{4,9 \times 10^{-10}} = 2,0 \times 10^{-5}$$

- Διαπιστώνουμε ότι $K_b > K_a$
- Άρα, το διάλυμα NH_4CN είναι **βασικό**.



Παράδειγμα 10.9

- Πόσο είναι το pH διαλύματος νικοτινικού νατρίου, NaNic , συγκέντρωσης $0,10 \text{ M}$ στους 25°C ;
- Η K_a του νικοτινικού οξέος, HNic , υπολογίστηκε στο Παράδειγμα 10.5 και βρέθηκε ίση με $1,4 \times 10^{-5}$ στους 25°C .
- Λύση:
- Γράφουμε τις αντιδράσεις:





Παράδειγμα 10.9: Λύση

- Για την K_b του Nic^- ισχύει ότι:

$$K_a K_b = K_w \Leftrightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{1,4 \times 10^{-5}} = 7,1 \times 10^{-10}$$

- Στη συνέχεια, καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

mol/L	$\text{Nic}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNic} + \text{HO}^-$			
Αρχικά	c			
Αντιδρούν/παράγονται	$-x$		$+x$	$+x$
Χημική Ισορροπία	$c-x$		x	x



Παράδειγμα 10.9: Λύση

- Αντικαθιστώντας στην σταθερά χημικής ισορροπίας K_b έχουμε:

$$K_b = \frac{[\text{HNic}] \cdot [\text{HO}^-]}{[\text{Nic}^-]} \Leftrightarrow K_b = \frac{x^2}{(c - x)} \Leftrightarrow 7,1 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{(0,10 - x)}$$

- Ισχύει ότι:

$$\frac{c}{K_b} = \frac{0,10}{7,1 \times 10^{-10}} = 1,4 \times 10^8 \geq 100$$

- Άρα, μπορούμε να θεωρήσουμε ότι: $0,10 - x \approx 0,10$



Παράδειγμα 10.9: Λύση

➤ Συνεπώς, έχουμε:

$$7,1 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{(0,10 - x)} \Leftrightarrow 7,1 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,10}$$

$$\Leftrightarrow x = \sqrt{7,1 \times 10^{-11}} = 8,4 \times 10^{-6}$$

➤ Άρα, $\text{pOH} = -\log[\text{HO}] = -\log(8,4 \times 10^{-6}) = 5,1$

➤ Οπότε $\text{pH} = 14 - 5,1 = 8,9$



Ρυθμιστικά διαλύματα

- Ρυθμιστικά διαλύματα (**buffer solutions**) ονομάζονται τα διαλύματα τα οποία έχουν την ιδιότητα να διατηρούν σχετικά σταθερό το pH τους κατά:
 - ✓ την προσθήκη μικρών ποσοτήτων ισχυρών οξέων ή βάσεων
 - ✓ την αραίωσή τους



Ρυθμιστικά διαλύματα

- Τα ρυθμιστικά διαλύματα αντέχουν στις αλλαγές του pH γιατί περιέχουν τα εξής δύο συστατικά:
 - ✓ ένα οξύ το οποίο εξουδετερώνει τα προστιθέμενα ανιόντα HO^-
 - ✓ μία βάση, η οποία εξουδετερώνει τα προστιθέμενα κατιόντα H_3O^+
- Ωστόσο το οξύ και η βάση δεν πρέπει να αλληλοεξουδετερώνονται.
- Η συνθήκη αυτή ικανοποιείται από ένα συζυγές ζεύγος οξέος-βάσης.



Ρυθμιστικά διαλύματα

- Αποτελούνται από μίγμα συζυγούς ζεύγους ασθενούς οξέος και βάσης:
 - ✓ ασθενές οξύ HA και η συζυγής του βάση A^- : π.χ. $CH_3COOH(aq)$ και $CH_3COO^-(aq)$: $pH < 7$
 - ✓ ασθενής βάση B και το συζυγές της οξύ BH^+ : π.χ. $NH_3(aq)$ και $NH_4^+(aq)$: $pH > 7$



Ρυθμιστικά διαλύματα

- Προκύπτουν κατά:
 - ✓ την ανάμιξη διαλύματος ασθενούς οξέος (HA) με διάλυμα άλατός του με ισχυρή βάση (NaA): π.χ. $\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$ και $\text{CH}_3\text{COONa}(aq)$
 - ✓ τη μερική εξουδετέρωση διαλύματος ασθενούς οξέος (HA) με διάλυμα ισχυρής βάσης (NaOH).



Ρυθμιστικά διαλύματα

- Προκύπτουν κατά:
 - ✓ την ανάμιξη διαλύματος ασθενούς βάσης (B) με διάλυμα άλατός της με ισχυρό οξύ (BHCℓ): π.χ. $\text{NH}_3(aq)$ και $\text{NH}_4\text{Cl}(aq)$
 - ✓ τη μερική εξουδετέρωση διαλύματος ασθενούς βάσης με διάλυμα ισχυρού οξέος.



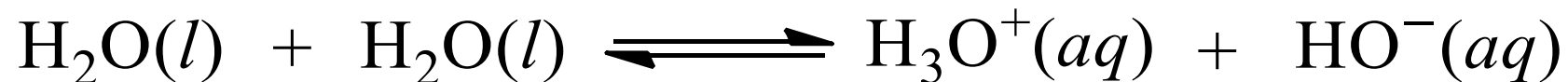
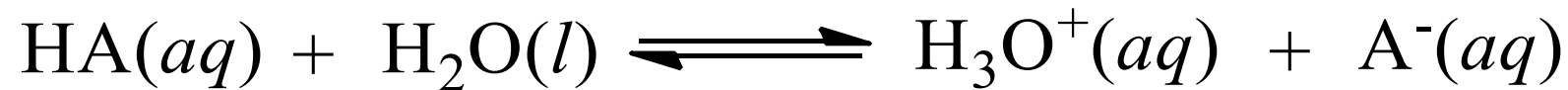
Ρυθμιστικά διαλύματα

- Τα ρυθμιστικά διαλύματα διατηρούν σχετικά σταθερό το pH τους κατά την προσθήκη μικρών ποσοτήτων ισχυρών οξέων ή βάσεων γιατί:
 - ✓ το ασθενές οξύ εξουδετερώνει τα ανιόντα HO^- της προστιθέμενης ισχυρής βάσης
 - ✓ η ασθενής συζυγής βάση εξουδετερώνει τα κατιόντα H_3O^+ του προστιθέμενου ισχυρού οξέος



Ρυθμιστικά διαλύματα

- Εξήγηση δράσης των ρυθμιστικών διαλυμάτων:
- Έστω ένα ρυθμιστικό διάλυμα το οποίο αποτελείται από το ασθενές οξύ HA και τη συζυγή του βάση A^- , η οποία έχει προκύψει από το άλας NaA.
- Οι αντιδράσεις οι οποίες λαμβάνουν χώρα στο διάλυμα είναι:





Ρυθμιστικά διαλύματα

- Η εξίσωση η οποία περιγράφει το χημικό σύστημα είναι:

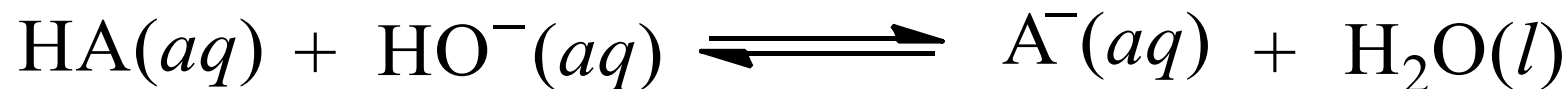
$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} \Leftrightarrow [H_3O^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$

- Παρατηρούμε ότι η συγκέντρωση των κατιόντων οξωνίου, $[H_3O^+]$, και κατά συνέπεια το pH του διαλύματος εξαρτάται από:
 - ✓ την τιμή της σταθεράς K_a
 - ✓ το λόγο των συγκεντρώσεων $[HA]/[A^-]$



Ρυθμιστικά διαλύματα

- Έστω ότι στο διάλυμα προστίθεται μια μικρή ποσότητα βάσης.
- Τα ανιόντα υδροξυλίου της βάσης, HO^- , αντιδρούν με το ασθενές οξύ ως εξής:



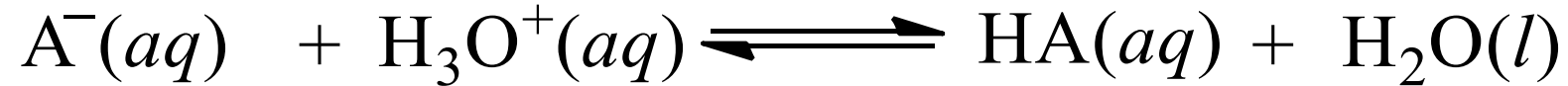
- Κατά συνέπεια, η συγκέντρωση του ασθενούς οξέος, $[\text{HA}]$, μειώνεται και η συγκέντρωση της συζυγούς βάσης, $[\text{A}^-]$, αυξάνεται.
- Ωστόσο, αν η ποσότητες των HA και A^- στο διάλυμα είναι πολύ μεγάλες συγκρινόμενες με την ποσότητα των HO^- , τότε ο λόγος $[\text{HA}]/[\text{A}^-]$ δε μεταβάλλεται σημαντικά.



Ρυθμιστικά διαλύματα

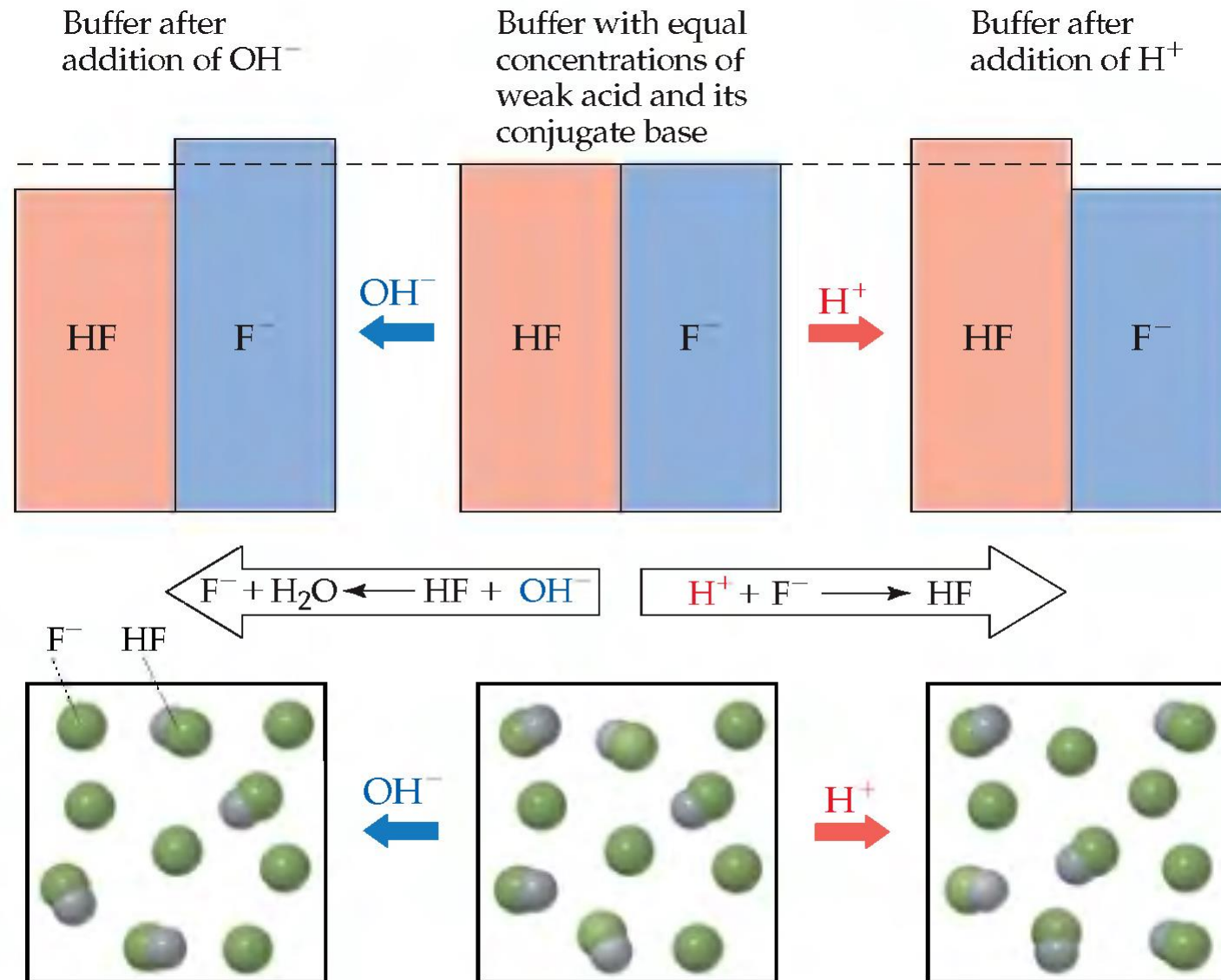
- Κατά συνέπεια, οι αλλαγές στο pH του διαλύματος είναι σχετικά μικρές.

- Τα ίδια ισχύουν και κατά την προσθήκη οξέος στο διάλυμα:



- Στην περίπτωση αυτή, η συγκέντρωση του ασθενούς οξέος, [HA], αυξάνεται ενώ η συγκέντρωση της συζυγούς βάσης, [A⁻], μειώνεται.
- Ωστόσο, αν η ποσότητες των HA και A⁻ στο διάλυμα είναι πολύ μεγάλες συγκρινόμενες με την ποσότητα των H₃O⁺, τότε ο λόγος [HA]/[A⁻] δε μεταβάλλεται σημαντικά.

Ρυθμιστικά διαλύματα

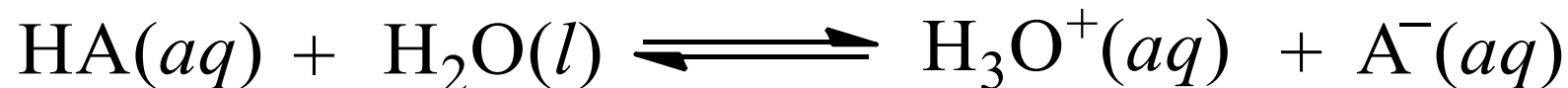
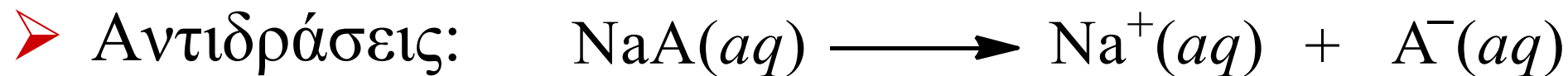




Ρυθμιστικά διαλύματα

- Επίσης, κατά την αραίωση των ρυθμιστικών διαλυμάτων, ο σχετικός λόγος $[HA]/[A^-]$ παραμένει σταθερός, γιατί και τα δύο συστατικά αραιώνονται εξίσου.
- Άρα το pH των ρυθμιστικών διαλυμάτων δεν μεταβάλλεται κατά την αραίωσή τους.
- Αυτό δεν ισχύει για πολύ μεγάλες αραιώσεις.

pH ρυθμιστικών διαλυμάτων



➤ Εξισώσεις:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \Leftrightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

pH ρυθμιστικών διαλυμάτων



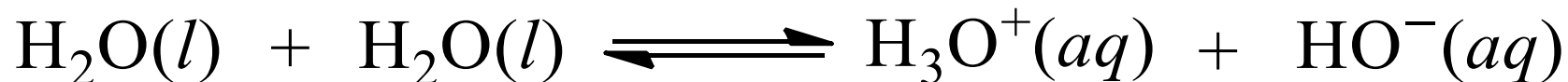
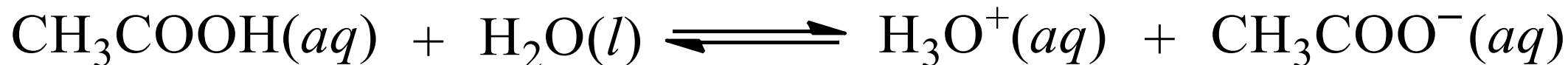
➤ Εξίσωση Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{a}} + \log \frac{[\text{συζ. βάση}]}{[\text{συζ. οξύ}]}$$



Παράδειγμα 10.10

- Ένα διάλυμα περιέχει οξικό οξύ, CH_3COOH , σε συγκέντρωση $0,10\text{ M}$ και οξικό νάτριο, CH_3COONa , σε συγκέντρωση $0,20\text{ M}$.
- Πόσο είναι το pH αυτού του διαλύματος στους 25°C ;
- Η $\text{p}K_a$ του οξικού οξέος στους 25°C είναι $4,756$.
- Λύση:
- Γράφουμε τις αντιδράσεις:





Παράδειγμα 10.10: Λύση

➤ Στη συνέχεια, καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

mol/L	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
Αρχικά	$C_{\text{οξέος}}$		$C_{\text{άλατος}}$	
Αντιδρούν/παράγονται	$-x$		$+x$	$+x$
Χημική Ισορροπία	$C_{\text{οξέος}} - x$		$C_{\text{άλατος}} + x$	x

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{C_{\text{άλατος}} + x}{C_{\text{οξέος}} - x} \right)$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{0,20 + x}{0,10 - x} \right)$$



Παράδειγμα 10.10: Λύση

➤ Θεωρούμε ότι:

✓ $C_{\text{οξέος}} - x \approx C_{\text{οξέος}}$, δηλαδή $0,10 - x \approx 0,10$ και

✓ $C_{\text{άλατος}} + x \approx C_{\text{άλατος}}$, δηλαδή $0,20 + x \approx 0,20$

➤ Οπότε, έχουμε:

$$\text{pH} = 4,756 + \log\left(\frac{0,20}{0,10}\right) \Leftrightarrow \text{pH} = 4,756 + 0,301 \Leftrightarrow \text{pH} = 5,057 \text{ ή } 5,06$$

➤ Πόσο είναι το pH:

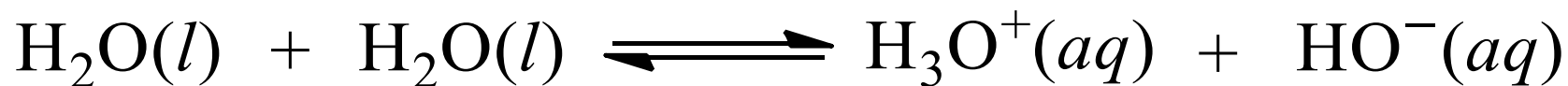
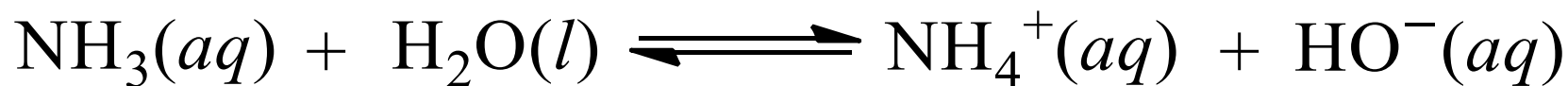
i. διαλύματος οξικού οξέος συγκέντρωσης $0,10 \text{ M}$;

ii. διαλύματος οξικού νατρίου συγκέντρωσης $0,20 \text{ M}$;



Παράδειγμα 10.11

- Σύμφωνα με κάποιες οδηγίες παρασκευής ενός ρυθμιστικού διαλύματος, 60 mL διαλύματος NH_3 συγκέντρωσης 0,100 M αναμιγνύονται με 40 mL διαλύματος NH_4Cl συγκέντρωσης 0,100 M. Πόσο είναι το pH αυτού του ρυθμιστικού διαλύματος;
- Η $\text{p}K_b$ της αμμωνίας στους 25 °C είναι 4,75.
- Λύση:
- Γράφουμε τις αντιδράσεις:





Παράδειγμα 10.11: Λύση

➤ Στη συνέχεια, καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

mol/L	NH_3	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	NH_4^+	+	HO^-
Αρχικά	$C_{\text{βάσης}}$				$C_{\text{άλατος}}$		
Αντιδρούν/παράγονται	$-x$				$+x$		$+x$
Χημική Ισορροπία	$C_{\text{βάσης}} - x$				$C_{\text{άλατος}} + x$		x

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \Leftrightarrow \text{pOH} = \text{p}K_b + \log \left(\frac{C_{\text{άλατος}} + x}{C_{\text{βάσης}} - x} \right)$$

$$\Leftrightarrow \text{pOH} = \text{p}K_b + \log \left(\frac{C_{\text{άλατος}}}{C_{\text{βάσης}}} \right)$$



Παράδειγμα 10.11: Λύση

➤ Εφαρμόζουμε τον τύπο της αραίωσης για το τελικό διάλυμα που προκύπτει μετά την ανάμιξη:

➤ NH_3 : $c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2 \Leftrightarrow c_2 = \frac{c_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0,100 \text{ M} \times 60 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 0,060 \text{ M}$

➤ NH_4Cl : $c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2 \Leftrightarrow c_2 = \frac{c_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0,100 \text{ M} \times 40 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 0,040 \text{ M}$



Παράδειγμα 10.11: Λύση

➤ Αντικαθιστώντας, έχουμε:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log\left(\frac{C_{\text{άλατος}}}{C_{\text{βάσης}}}\right) = 4,75 + \log\left(\frac{0,040}{0,060}\right)$$

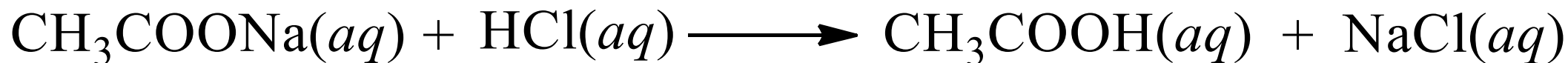
$$\Leftrightarrow \text{pOH} = 4,75 - 0,18 = 4,57$$

➤ Άρα, $\text{pH} = 14,00 - 4,57 = 9,43$



Παράδειγμα 10.12

- Υπολογίστε το pH του ρυθμιστικού διαλύματος του Παραδείγματος 10.10 ($0,10\text{ M CH}_3\text{COOH}$ και $0,20\text{ M CH}_3\text{COONa}$), όταν σε 75 mL αυτού προστεθούν $9,5\text{ mL}$ διαλύματος υδροχλωρικού οξέος, $\text{HCl}(aq)$, συγκέντρωσης $0,10\text{ M}$.
- Συγκρίνετε τη μεταβολή του pH με εκείνη που θα είχαμε, αν αυτή η ποσότητα οξέος είχε προστεθεί σε καθαρό νερό.
- Λύση:
- Γράφουμε τις (επιπλέον) αντιδράσεις:





Παράδειγμα 10.12: Λύση

- Υπολογίζουμε τα αρχικά moles των συστατικών του διαλύματος:
- CH_3COOH : $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,075 \text{ L} = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- CH_3COONa : $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,20 \text{ mol/L} \cdot 0,075 \text{ L} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$
- HCl : $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,0095 \text{ L} = 9,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$



Παράδειγμα 10.12: Λύση

➤ Στη συνέχεια, καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

moles	CH ₃ COONa	+	HCl	→	CH ₃ COOH	+	NaCl
Αρχικά	$1,5 \times 10^{-2}$		$9,5 \times 10^{-4}$		$7,5 \times 10^{-3}$		
Αντιδρούν/παράγονται	$-9,5 \times 10^{-4}$		$-9,5 \times 10^{-4}$		$+9,5 \times 10^{-4}$		$+9,5 \times 10^{-4}$
Τελικά	$1,405 \times 10^{-2}$		0		$8,45 \times 10^{-3}$		$9,5 \times 10^{-4}$

➤ Οι νέες συγκεντρώσεις των συστατικών είναι:

➤ CH₃COOH: $c_{\text{οξέος}} = \frac{n_{\text{οξέος}}}{V_{\text{ολ}}} = \frac{8,45 \times 10^{-3}}{V_{\text{ολ}}}$

➤ CH₃COONa: $c_{\text{άλατος}} = \frac{n_{\text{άλατος}}}{V_{\text{ολ}}} = \frac{1,405 \times 10^{-2}}{V_{\text{ολ}}}$



Παράδειγμα 10.12: Λύση

➤ Στη συνέχεια, καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

mol/L	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
Αρχικά	$C_{\text{οξέος}}$		$C_{\text{άλατος}}$	
Αντιδρούν/παράγονται	$-x$		$+x$	$+x$
Χημική Ισορροπία	$C_{\text{οξέος}} - x$		$C_{\text{άλατος}} + x$	x

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{C_{\text{άλατος}} + x}{C_{\text{οξέος}} - x} \right)$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{C_{\text{άλατος}}}{C_{\text{οξέος}}} \right)$$



Παράδειγμα 10.12: Λύση

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{\frac{n_{\text{άλατος}}}{V_{\text{ολ}}}}{\frac{n_{\text{οξέος}}}{V_{\text{ολ}}}} \right) \Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{n_{\text{άλατος}}}{n_{\text{οξέος}}} \right)$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = 4,756 + \log \left(\frac{1,405 \times 10^{-2}}{8,45 \times 10^{-3}} \right) = 4,756 + 0,221 = 4,977 \text{ ή } 4,98$$

- Άρα, κατά την προσθήκη 9,5 mL διαλύματος υδροχλωρικού οξέος, $\text{HCl}(aq)$, συγκέντρωσης 0,10 M σε 75 mL ρυθμιστικού διαλύματος με $\text{pH} = 5,06$, το pH μειώθηκε ελαφρώς στο **4,98**, δηλαδή κατά **0,08** μονάδες.



Παράδειγμα 10.12: Λύση

- Μεταβολή του pH κατά την προσθήκη 9,5 mL διαλύματος υδροχλωρικού οξέος, $\text{HCl}(aq)$, συγκέντρωσης 0,10 M σε 75 mL νερού:
- Το pH του νερού πριν την προσθήκη $\text{HCl}(aq)$ ισούται με **7,00**.
- Μετά την προσθήκη 9,5 mL διαλύματος $\text{HCl}(aq)$ σε 75 mL νερού, η συγκέντρωση του αραιωμένου διαλύματος $\text{HCl}(aq)$ είναι:

$$c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2 \Leftrightarrow c_2 = \frac{c_1 \times V_1}{V_2} = \frac{0,1 \text{ mol/L} \times 9,5 \text{ mL}}{84,5 \text{ mL}} = 0,0112 \text{ mol/L}$$

- Άρα, $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,012) = \mathbf{1,95}$.
- Άρα, το pH μεταβλήθηκε κατά **5,05** μονάδες!!!



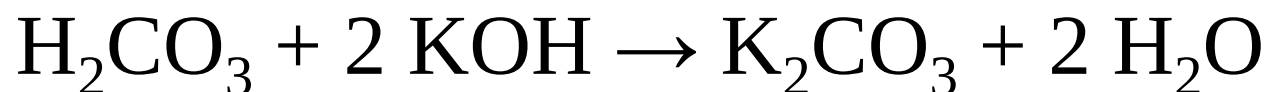
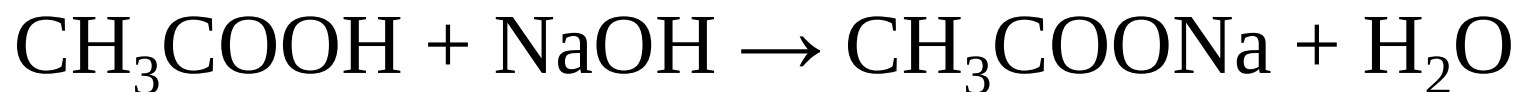
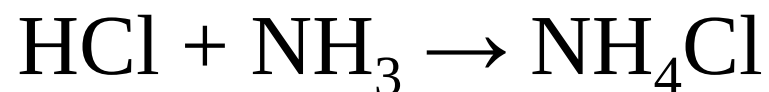
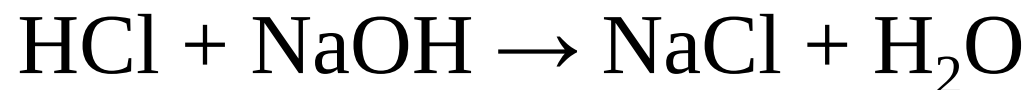
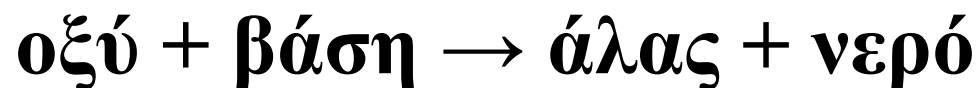
Ογκομέτρηση οξέων και βάσεων

- **Ογκομέτρηση (ή τιτλοδότηση) οξέων-βάσεων (titration)** είναι μία εργαστηριακή τεχνική για την **εύρεση της συγκέντρωσης** ενός αγνώστου διαλύματος οξέος ή βάσης.
- Κατά την ογκομέτρηση, ένα διάλυμα οξέως (ή βάσης) γνωστής συγκέντρωσης (= πρότυπο διάλυμα) προστίθεται σε ένα διάλυμα βάσης (ή οξέος) γνωστού όγκου και άγνωστης συγκέντρωσης.
- Το προστιθέμενο διάλυμα ονομάζεται **τιτλοδότης (titrant)**.
- Γίνεται μέτρηση του ελάχιστου όγκου του τιτλοδότη ο οποίος απαιτείται για την πλήρη αντίδραση οξέος-βάσης.
- Από τον όγκο του προστιθέμενου διαλύματος υπολογίζεται η άγνωστη συγκέντρωση.

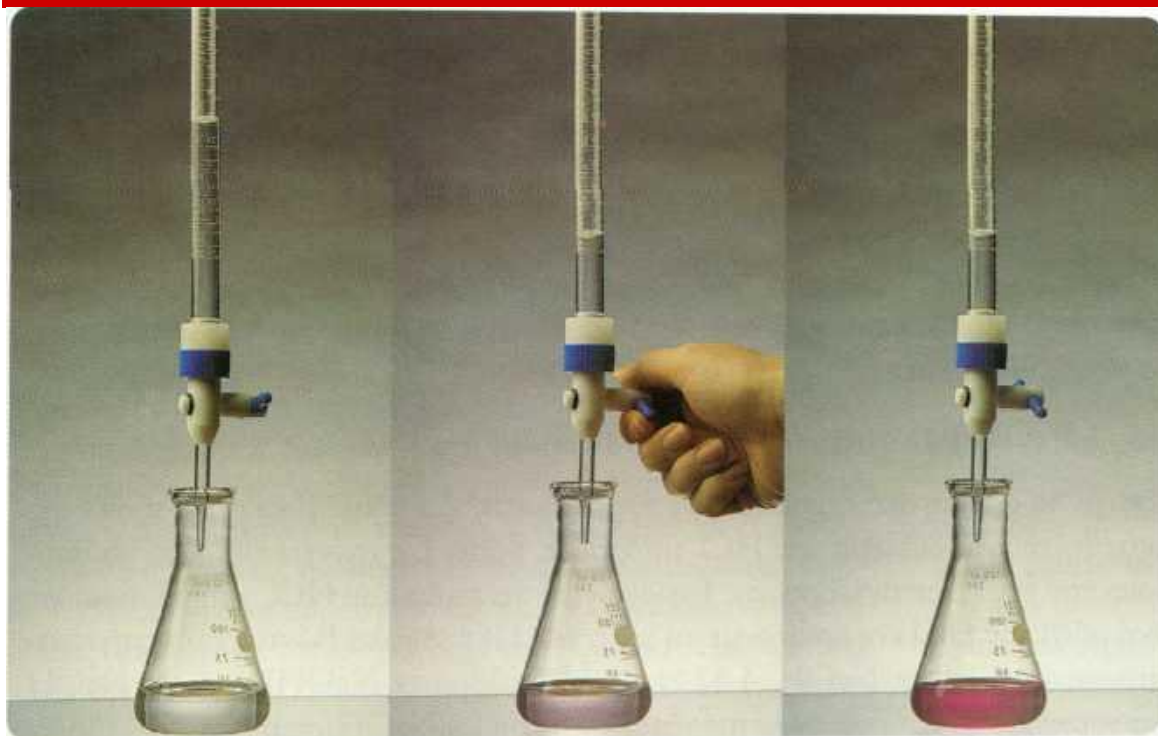


Αντιδράσεις εξουδετέρωσης

- Η ογκόμετρηση οξέων-βάσεων στηρίζεται στην αντίδραση εξουδετέρωσης:



Ογκομέτρηση οξέων και βάσεων

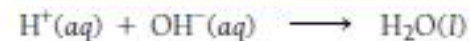


Η φιάλη περιέχει HCl και μερικές σταγόνες δείκτη φαινολφοθαλεΐνης. Η προχοΐδα περιέχει NaOH 0,207 M (η ανάγνωση της προχοΐδας είναι 44,97 mL).

Στο διάλυμα της φιάλης έχει προστεθεί ακριβώς τόσο NaOH, ώστε το διάλυμα απέκτησε ένα μόνιμο, ελαφρά ρόδινο χρώμα, ενδεικτικό του τελικού σημείου της αντίδρασης (η ανάγνωση της προχοΐδας είναι 49,44 mL). Η ποσότητα του HCl (aq), μπορεί να προσδιορισθεί από τον όγκο του διαλύματος NaOH (aq) που καταναλώθηκε (4,47 mL). Βλ. Παράδειγμα 4.14.

Η προσθήκη επιπλέον σταγόνων διαλύματος NaOH, πέραν του τελικού σημείου, δίνει ένα βαθύ ρόδινο χρώμα.

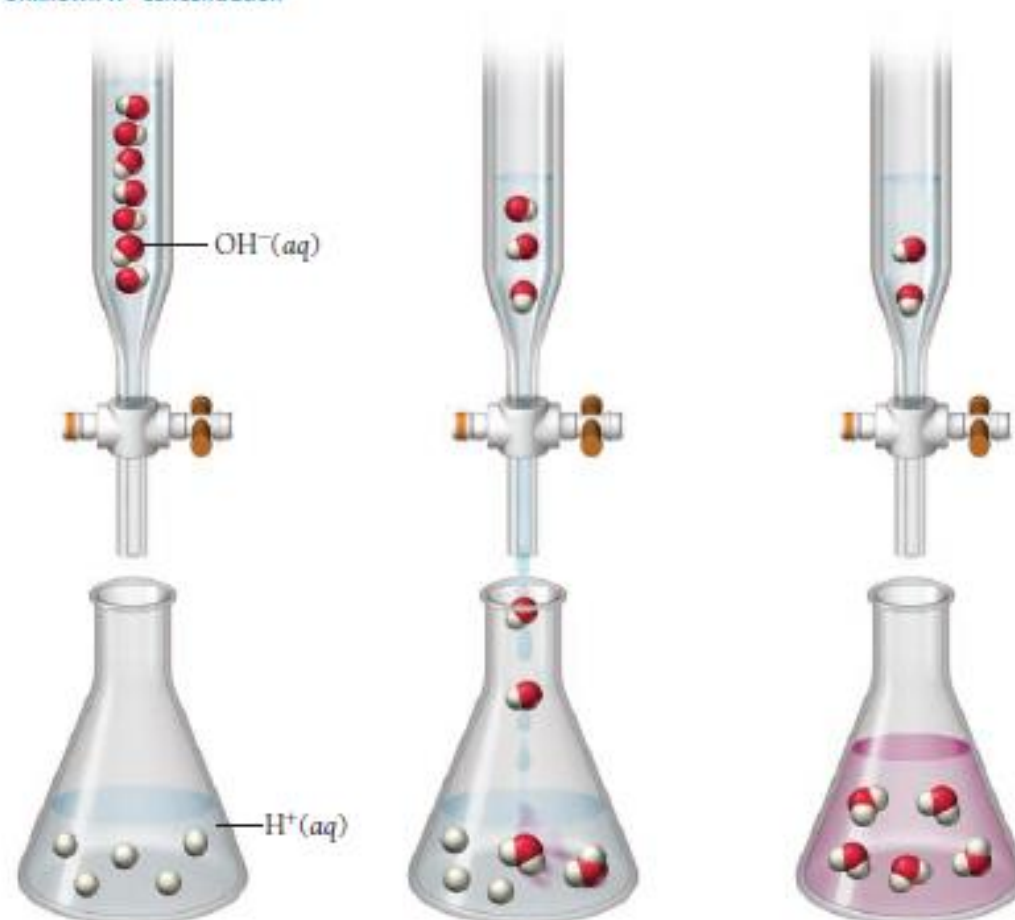
Acid-Base Titration



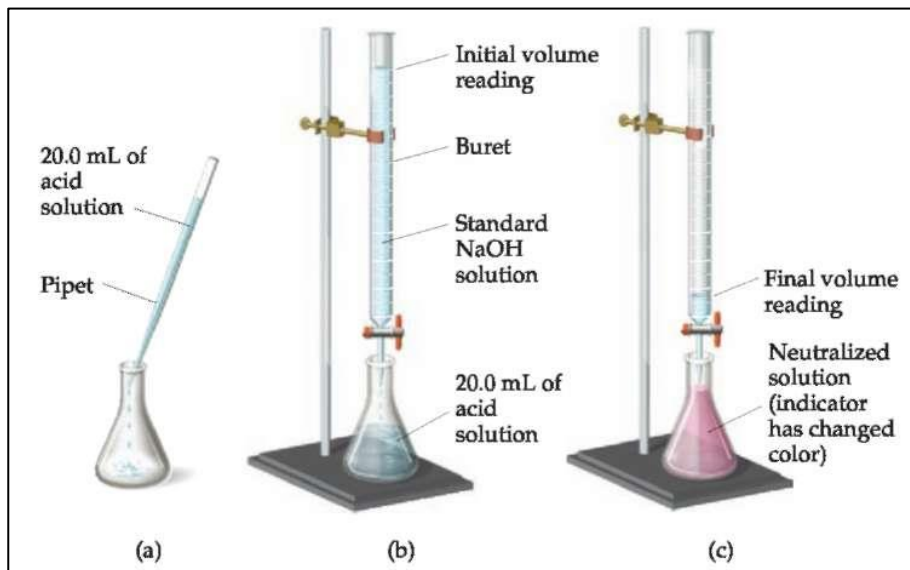
Beginning of titration:
Known OH^- concentration
Unknown H^+ concentration

OH^- solution is slowly added to acid solution

Equivalence point:
Moles of OH^- = moles of H^+



Ογκομέτρηση οξέων και βάσεων



Indicator in Titration



OH^-

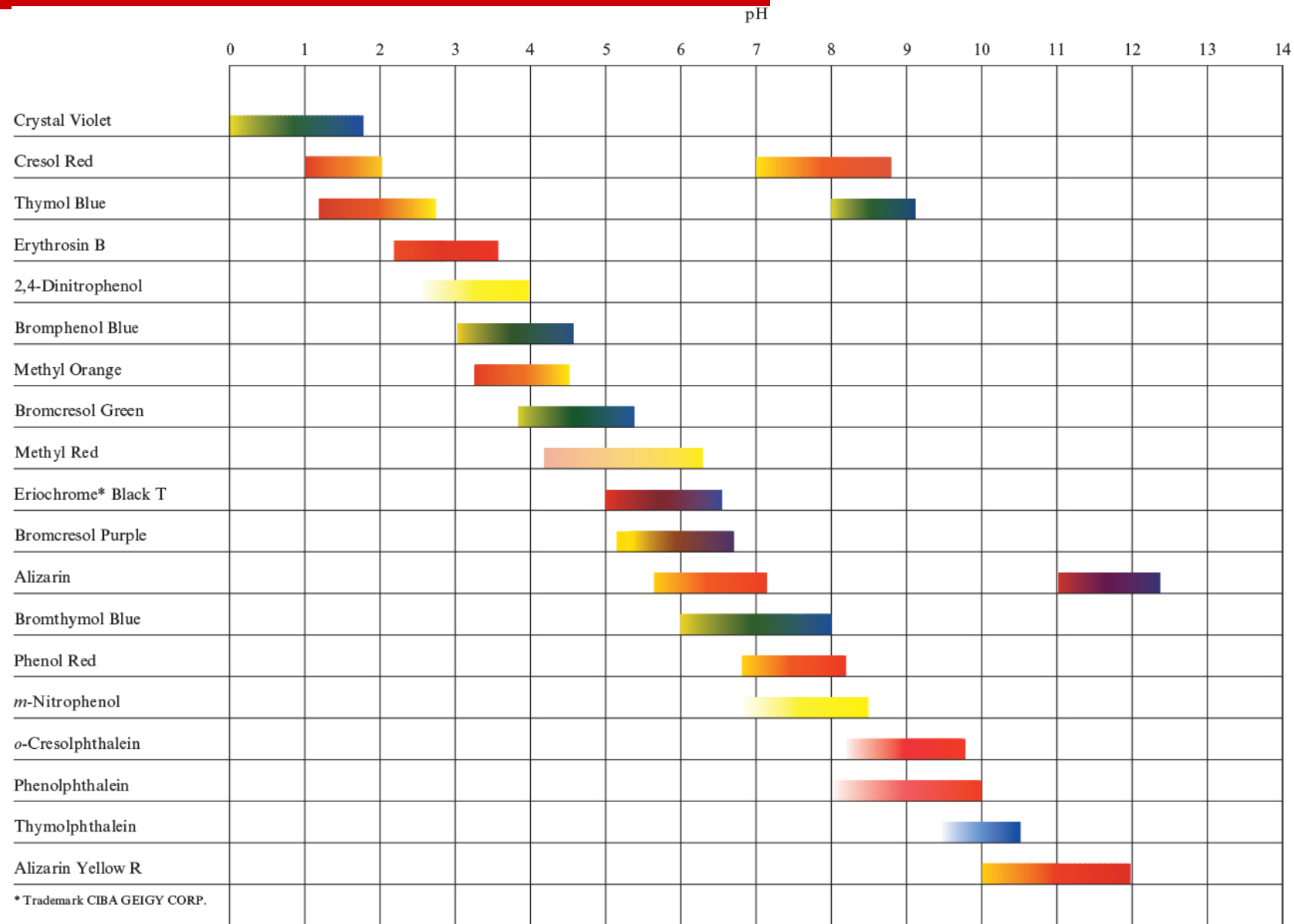
H^+ plus Indicator

Temporary excess of OH^-

Permanent slight excess of OH^-

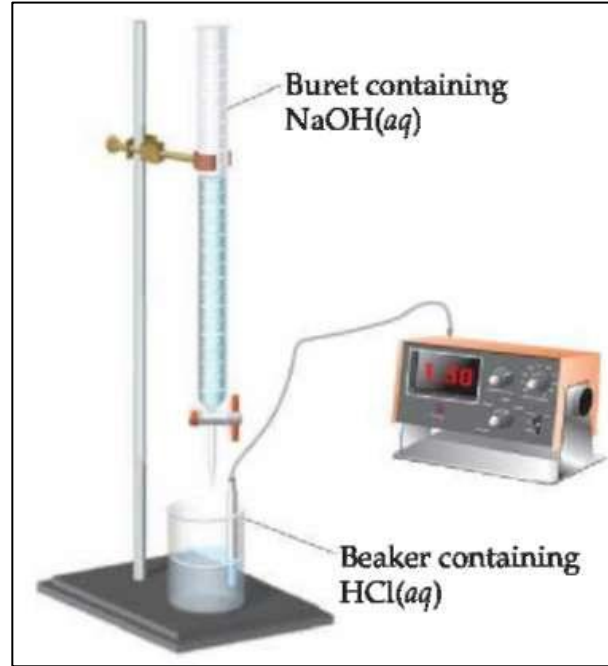
A Before titration B Near end point C At end point

$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{X}^-(\text{aq}) + \text{M}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{M}^+(\text{aq}) + \text{X}^-(\text{aq})$



The pH ranges shown are approximate. Specific transition ranges depend on the indicator solvent chosen.

Ογκομέτρηση οξέων και βάσεων



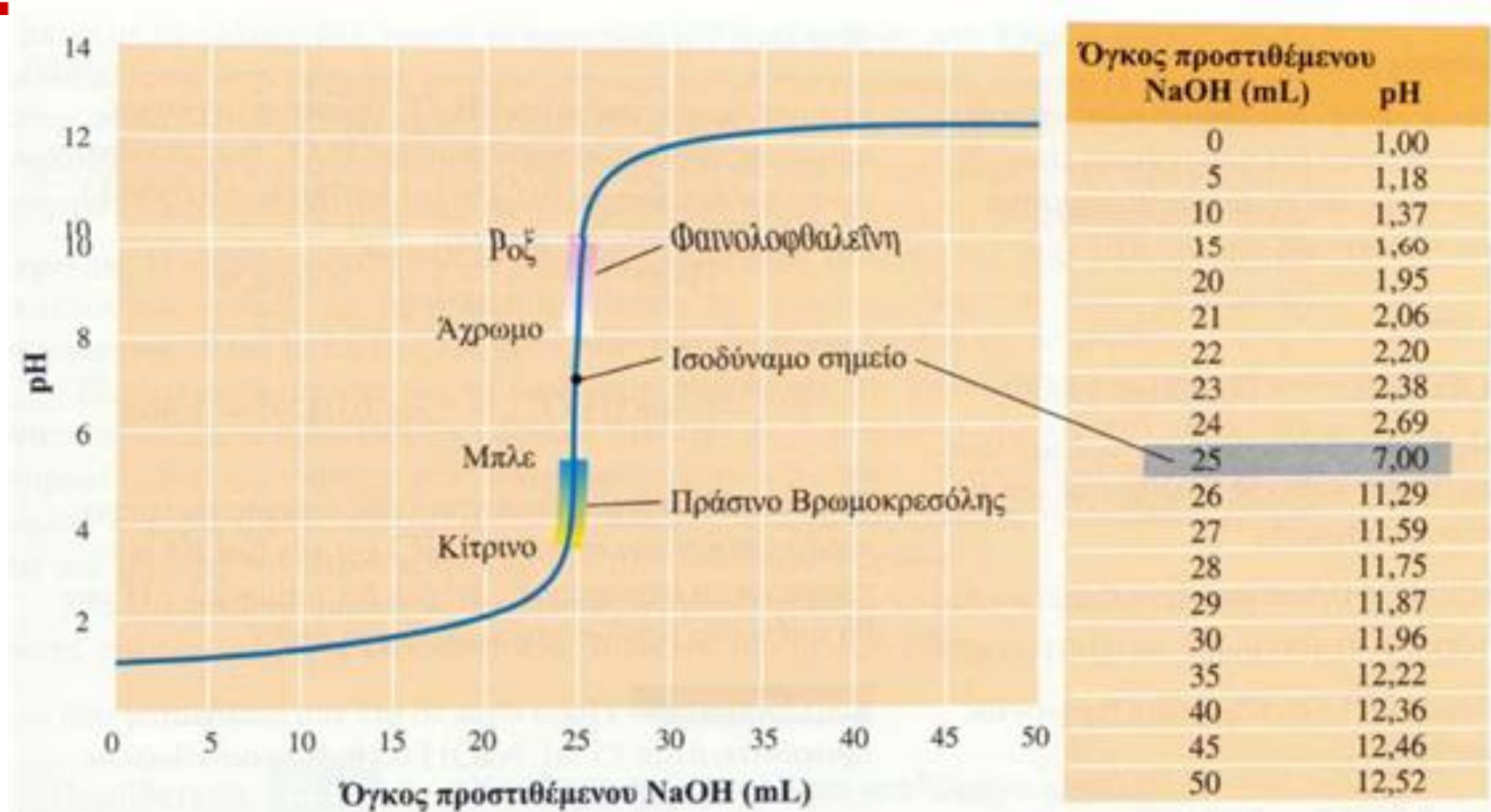
SPL/Science Source



Καμπύλη ογκομέτρησης και ισοδύναμο σημείο

- Η **καμπύλη ογκομέτρησης** οξέος-βάσης είναι μια γραφική παράσταση του pH ενός διαλύματος οξέος (ή βάσης) συναρτήσει του όγκου του τιτλοδότη, δηλαδή της προστιθέμενης βάσης (ή οξέος).
- Οι καμπύλες ογκομέτρησης είναι πολύ χρήσιμες στην επιλογή του κατάλληλου δείκτη, ο οποίος θα δείξει το πότε η αντίδραση ολοκληρώθηκε.
- **Ισοδύναμο σημείο (equivalence point)** είναι η τιμή του pH κατά την οποία έχουν προστεθεί οι στοιχειομετρικές ποσότητες οξέως και βάσης.

Καμπύλη ογκομέτρησης



- 25,0 mL διαλύματος HCl συγκέντρωσης 0,100 M ογκομετρούνται με διάλυμα NaOH συγκέντρωσης 0,100 M.



Είδη ογκομετρήσεων

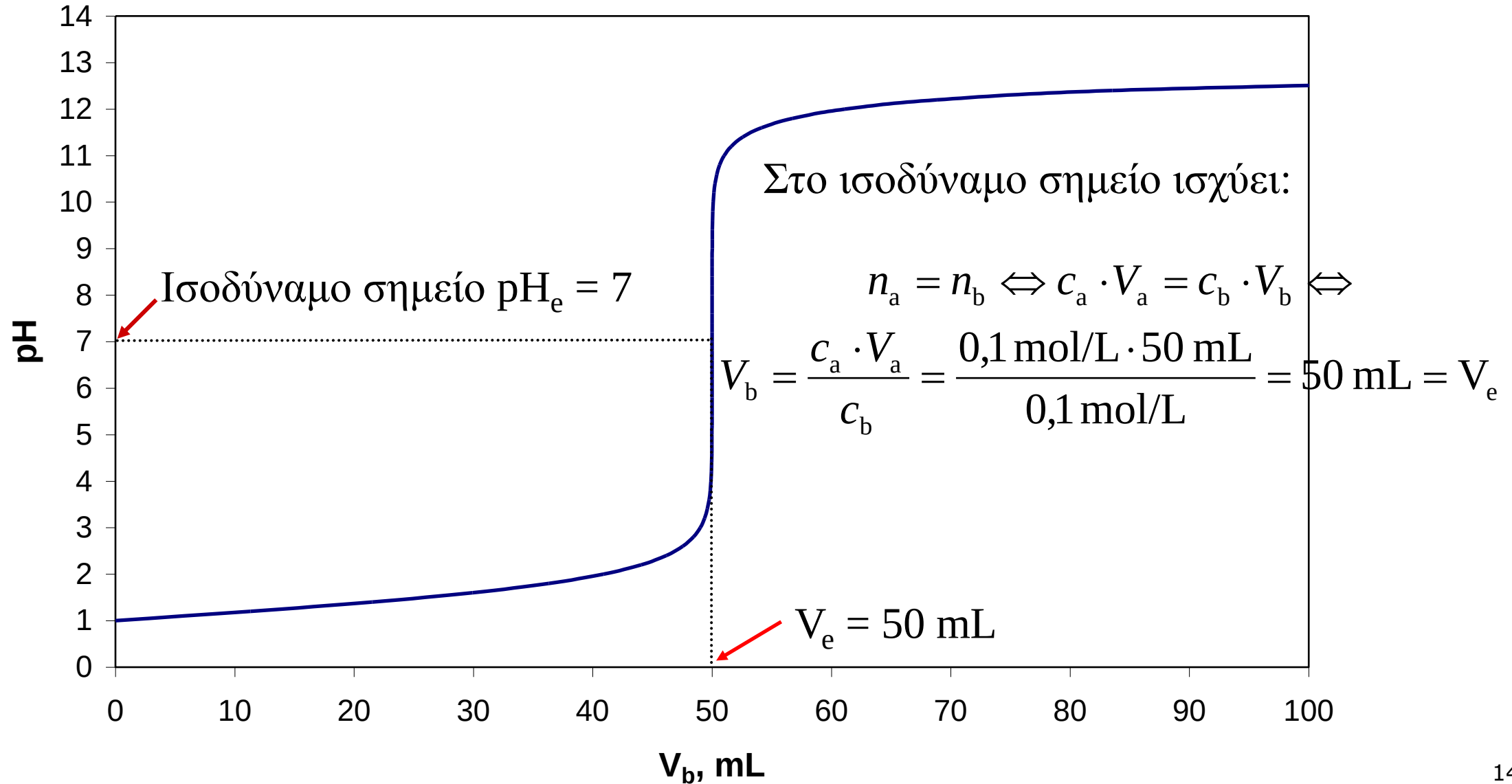
- ✓ ισχυρού οξέος (π.χ. HCl) με ισχυρή βάση (π.χ. NaOH) ή αντίστροφα ισχυρής βάσης (π.χ. NaOH) με ισχυρό οξύ (π.χ. HCl)
- ✓ ασθενούς μονοπρωτικού οξέος (π.χ. CH_3COOH) με ισχυρή βάση (π.χ. NaOH)
- ✓ ασθενούς διπρωτικού οξέος (π.χ. H_2CO_3) με ισχυρή βάση (π.χ. NaOH)
- ✓ ασθενούς μονοδραστικής βάσης (π.χ. NH_3) με ισχυρό οξύ (π.χ. HCl)
- ✓ ασθενούς διδραστικής βάσης (π.χ. CO_3^{2-}) με ισχυρό οξύ (π.χ. HCl)



Ογκομέτρηση ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση

- Έστω 50,0 mL διαλύματος ισχυρού οξέος (π.χ. HCl) συγκέντρωσης $c_a = 0,100 \text{ M}$.
- Προστίθεται διάλυμα ισχυρής βάσης (π.χ. NaOH) συγκέντρωσης $c_b = 0,100 \text{ M}$ (τιτλοδότης).
- Η αντίδραση εξουδετέρωσης η οποία λαμβάνει χώρα είναι:
$$\text{HCl}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{NaCl}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$$
- Κατά την ογκομέτρηση ισχυρών οξέων με ισχυρές βάσεις, στο **ισοδύναμο σημείο**, το **pH** του διαλύματος είναι **7,00**, επειδή το άλας που προκύπτει δεν υδρολύεται.
- Προκύπτει η ακόλουθη καμπύλη ογκομέτρησης.

Καμπύλη ογκομέτρησης ισχυρού οξέως με ισχυρή βάση

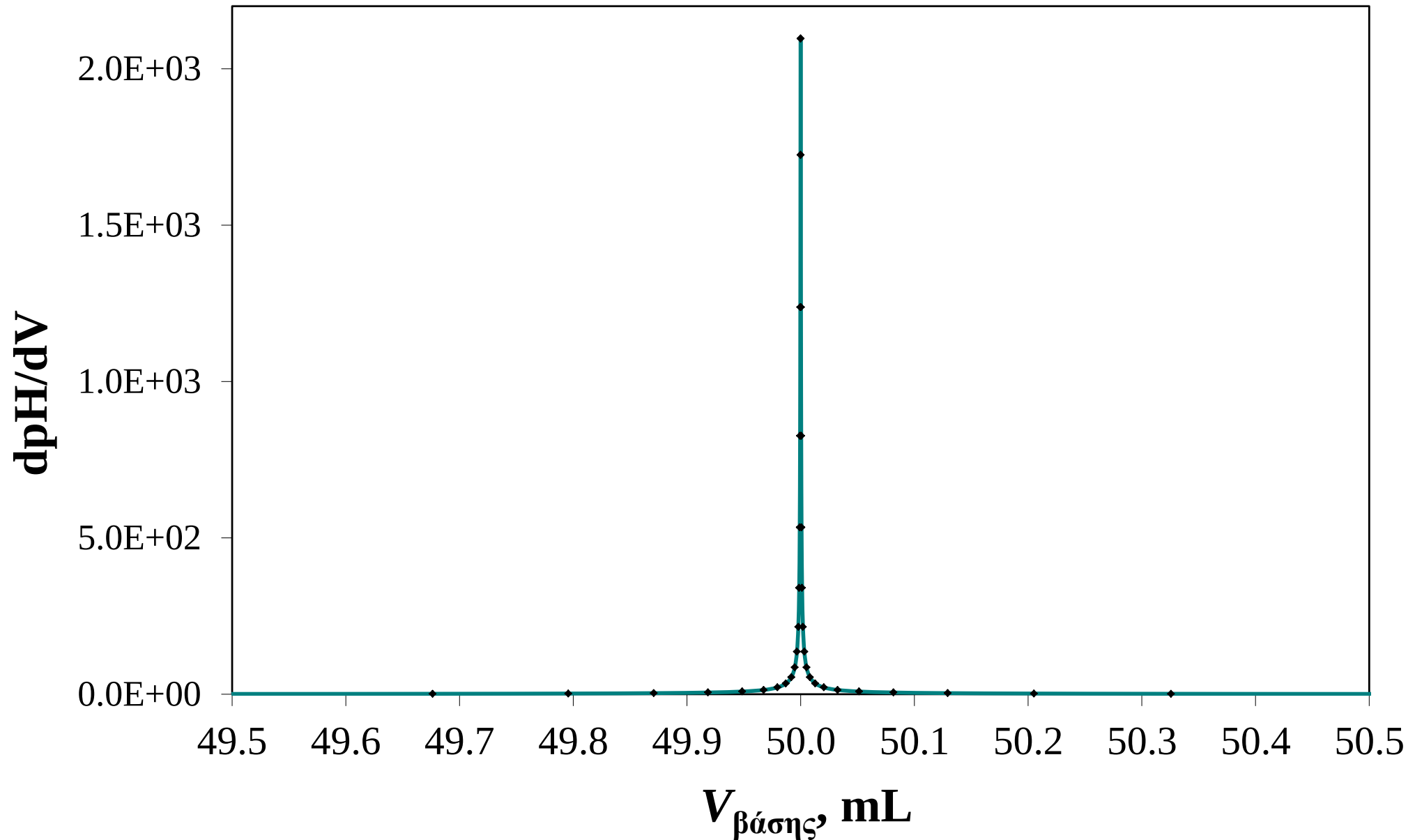




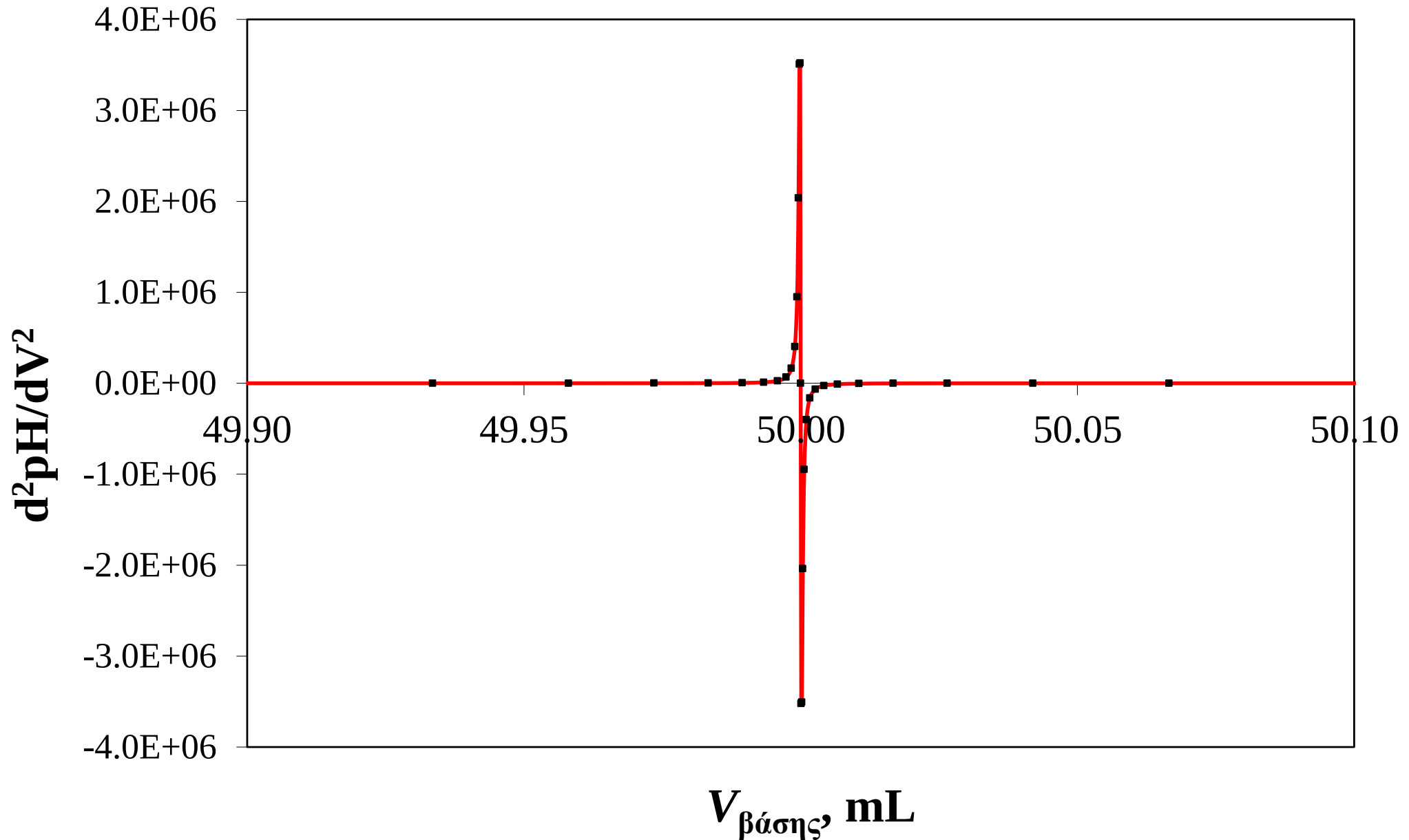
Ισοδύναμο και τελικό σημείο ογκομέτρησης

- Στο ισοδύναμο σημείο η κλίση της καμπύλης είναι η μέγιστη δυνατή.
- Το **ισοδύναμο σημείο** είναι **σημείο καμπής**: η πρώτη παράγωγος μεγιστοποιείται, ενώ η δεύτερη παράγωγος μηδενίζεται.
- Η τιμή pH στην οποία παρατηρείται πειραματικά η ολοκλήρωση της τιτλοδότησης ονομάζεται **τελικό σημείο (end point)**.
- Για μία ακριβή τιτλοδότηση το ισοδύναμο και το τελικό σημείο πρέπει να ταυτίζονται ή να διαφέρουν ελάχιστα.

1^η παράγωγος συναρτήσεως του V_b



2^η παράγωγος συναρτήσεως του V_b

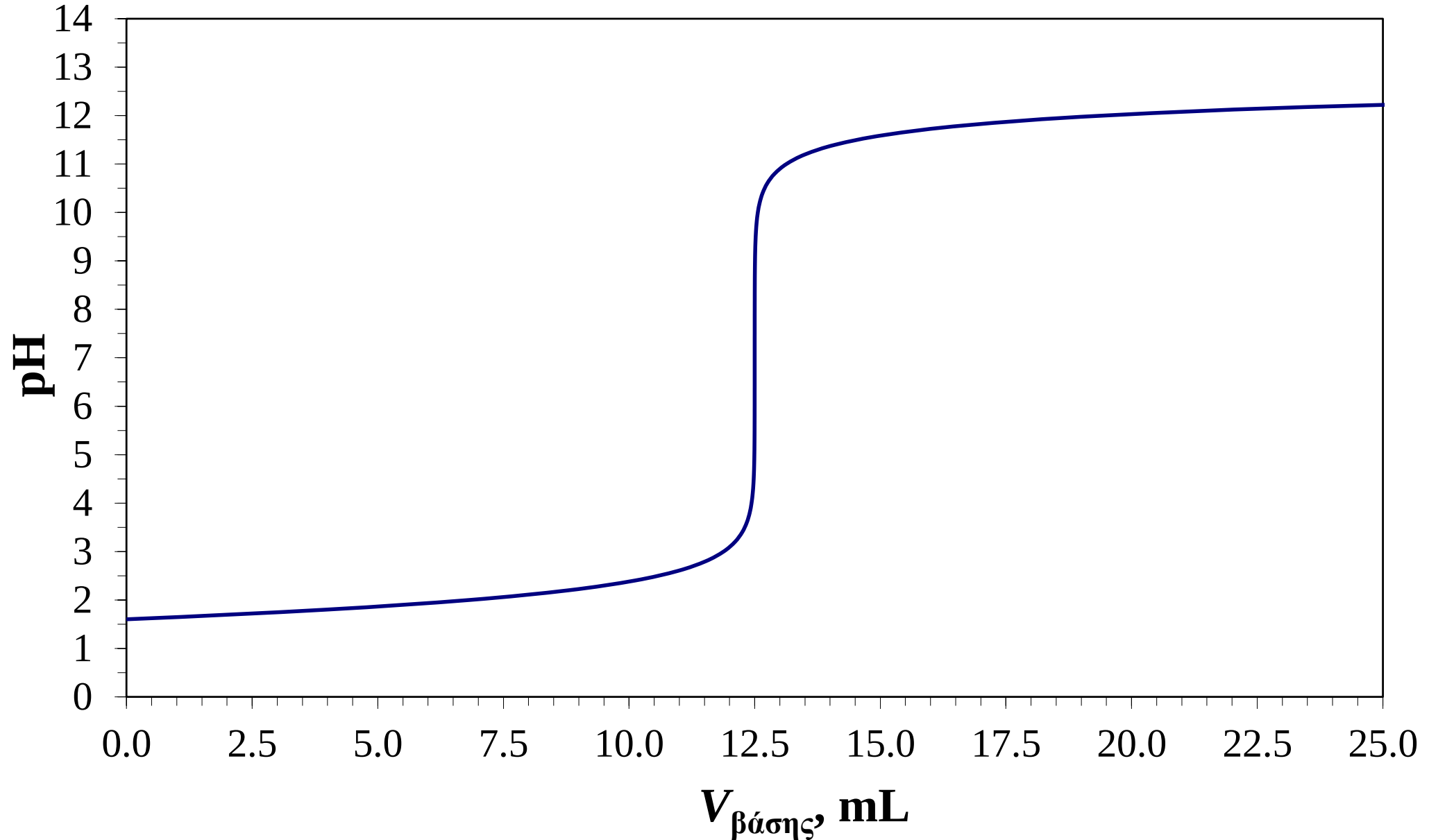


Παράδειγμα 10:13



- Κατά την ογκόμετρωση 50,0 mL διαλύματος υδροχλωρικού οξέος $\text{HCl}(aq)$ άγνωστης συγκέντρωσης με διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου, $\text{NaOH}(aq)$ συγκέντρωσης 0,100 M προκύπτει η ακόλουθη καμπύλη ογκομέτρησης.

Παράδειγμα 10:13: Καμπύλη ογκομέτρησης



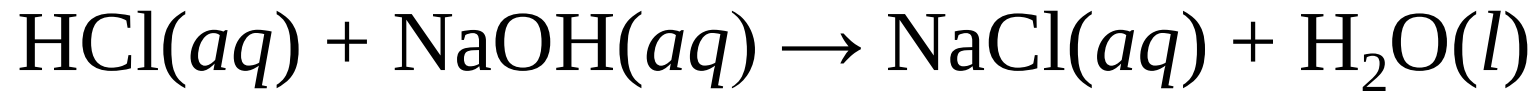


Παράδειγμα 10:13

- Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του διαλύματος υδροχλωρικού οξέος.

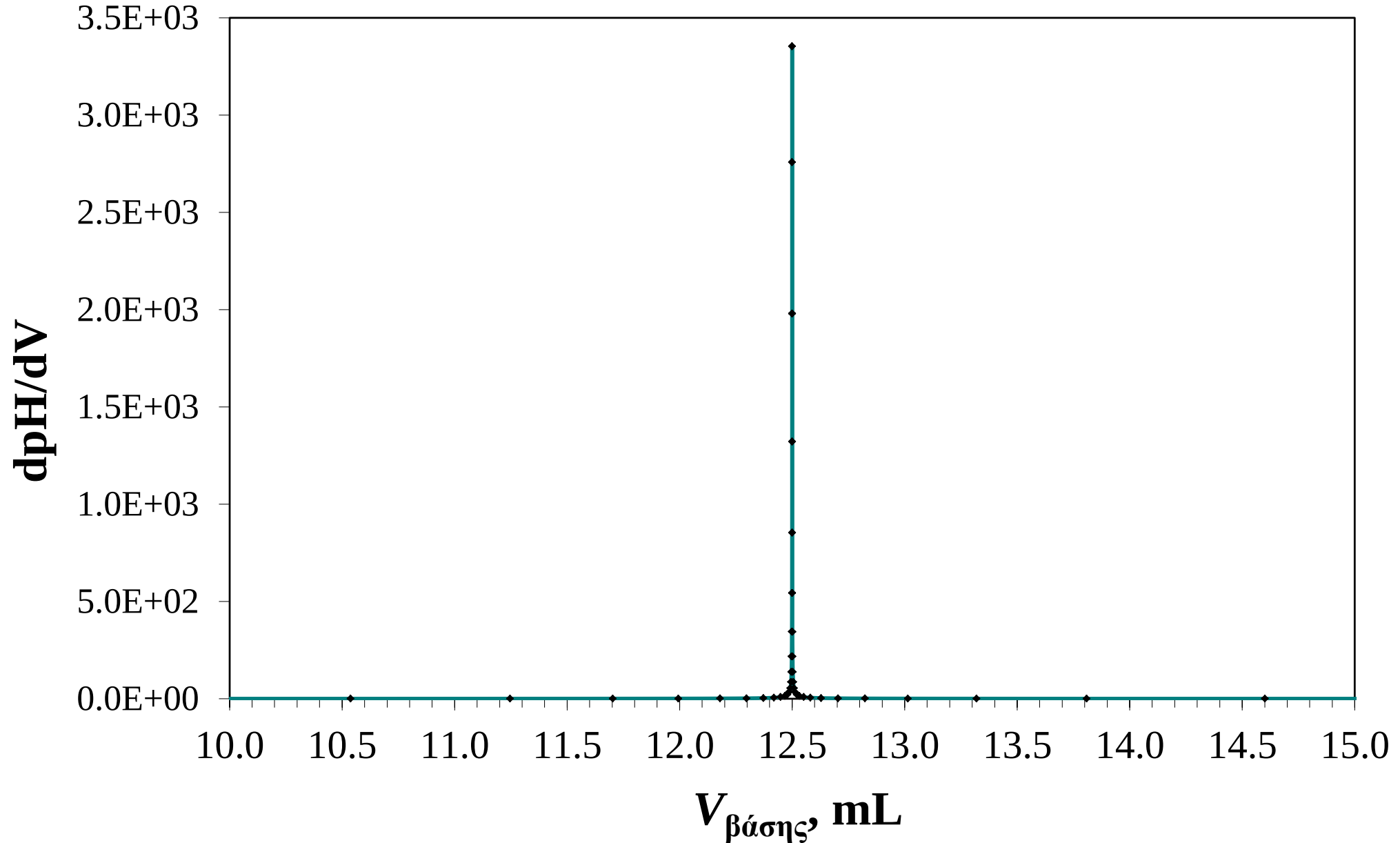
- Λύση:

- Η αντίδραση εξουδετέρωσης η οποία λαμβάνει χώρα είναι:

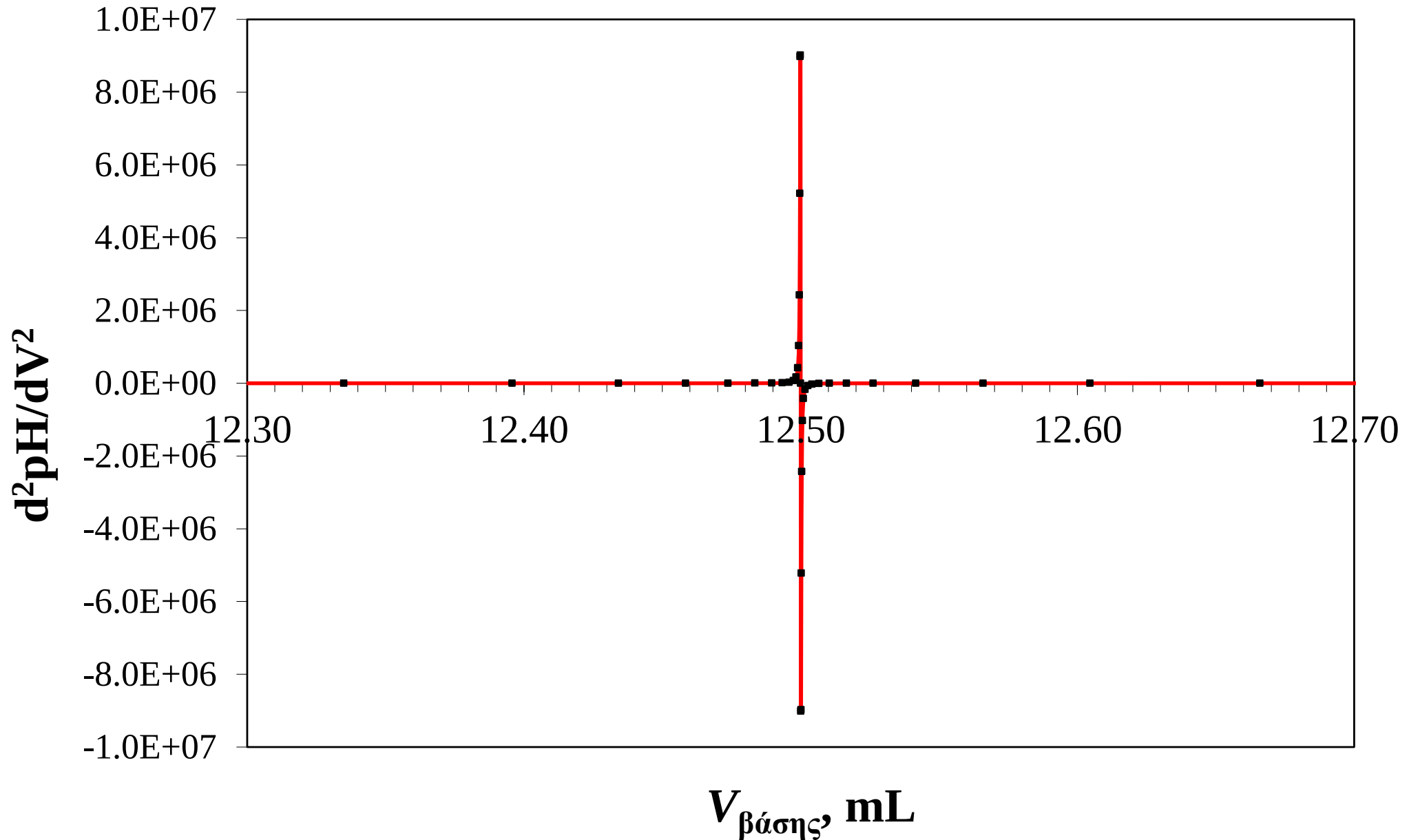


- Κατά την ογκομέτρηση ισχυρών οξέων με ισχυρές βάσεις, στο **ισοδύναμο σημείο**, το **pH** του διαλύματος είναι **7,00** επειδή το άλας που προκύπτει δεν υδρολύεται.
- Υπολογίζουμε την πρώτη και την δεύτερη παράγωγο της καμπύλης ογκομέτρησης για την εύρεση του ισοδύναμου σημείου της ογκομέτρησης.

Παράδειγμα 10:13: 1^η παράγωγος



Παράδειγμα 10:13: 2^η παράγωγος





Παράδειγμα 10:13: Λύση

- Άρα, ο όγκος του διαλύματος $\text{NaOH}(aq)$ που απαιτείται για την πλήρη εξουδετέρωση του $\text{HCl}(aq)$ είναι $V_b = 12,5 \text{ mL}$.
- Στο ισοδύναμο σημείο ($\text{pH} = 7,00$), ισχύει ότι:

$$n_a = n_b \Leftrightarrow c_a \cdot V_a = c_b \cdot V_b$$

$$c_a = \frac{c_b \cdot V_b}{V_a} = \frac{0,100 \text{ mol/L} \cdot 12,5 \text{ mL}}{50,0 \text{ mL}} = 0,025 \text{ mol/L}$$

- Άρα, η συγκέντρωση του διαλύματος υδροχλωρικού οξέος είναι $0,025 \text{ M}$.



Παράδειγμα 10:14

- Να υπολογίσετε το pH των διαλυμάτων που προκύπτουν κατά την προσθήκη των ακόλουθων όγκων διαλυμάτων $\text{NaOH}(aq)$ συγκέντρωσης $0,100\text{ M}$ σε $50,0\text{ mL}$ διαλύματος $\text{HCl}(aq)$ συγκέντρωσης $0,100\text{ M}$ και στη συνέχεια να κατασκευάσετε την καμπύλη ογκομέτρησης που θα προκύψει.

i) 0 mL	vi) $50,0\text{ mL}$
ii) $20,0\text{ mL}$	vii) $51,0\text{ mL}$
iii) $40,0\text{ mL}$	viii) $55,0\text{ mL}$
iv) $45,0\text{ mL}$	ix) $60,0\text{ mL}$
v) $49,0\text{ mL}$	x) $80,0\text{ mL}$



Παράδειγμα 10:14: Λύση

i. Υπολογίζουμε το pH του αρχικού διαλύματος $\text{HCl}(aq)$ συγκέντρωσης $0,100 \text{ M}$.

➤ $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,1) = 1,00.$

ii. Προσθήκη $20,0 \text{ mL}$ διαλύματος $\text{NaOH}(aq)$:

➤ Υπολογίζουμε τα moles του οξέος και της βάσης:

➤ $\text{HCl: } c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,050 \text{ L} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

➤ $\text{NaOH: } c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,020 \text{ L} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$



Παράδειγμα 10.14: Λύση

➤ Στη συνέχεια, καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

moles	HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
Αρχικά	$5,0 \times 10^{-3}$		$2,0 \times 10^{-3}$				
Αντιδρούν/παράγονται	$-2,0 \times 10^{-3}$		$-2,0 \times 10^{-3}$		$+2,0 \times 10^{-3}$		$2,0 \times 10^{-3}$
Τελικά	$3,0 \times 10^{-3}$		0		$2,0 \times 10^{-3}$		$2,0 \times 10^{-3}$

➤ Η νέα συγκέντρωση του HCl(aq) θα είναι:

$$c_{\text{οξέος}} = \frac{n_{\text{οξέος}}}{V_{\text{ολ}}} = \frac{3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,070 \text{ L}} = 0,043 \text{ mol/L}$$

➤ Άρα, το pH θα είναι: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,043) = 1,37$.

Παράδειγμα 10.14: Λύση



➤ Ομοίως, προκύπτει ότι:

V_b (mL)	pH
0	1,00
20	1,37
40	1,95
45	2,28
49	3,00
50	7,00
51	
55	
60	
80	



Παράδειγμα 10:14: Λύση

vii. Προσθήκη 51,0 mL διαλύματος NaOH(aq):

➤ Υπολογίζουμε τα moles του οξέος και της βάσης:

➤ HCl: $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,050 \text{ L} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

➤ NaOH: $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,051 \text{ L} = 5,1 \times 10^{-3} \text{ mol}$



Παράδειγμα 10.14: Λύση

➤ Στη συνέχεια, καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

moles	HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
Αρχικά	$5,0 \times 10^{-3}$		$5,1 \times 10^{-3}$				
Αντιδρούν/παράγονται	$-5,0 \times 10^{-3}$		$-5,0 \times 10^{-3}$		$+5,0 \times 10^{-3}$		$5,0 \times 10^{-3}$
Τελικά	0		$0,1 \times 10^{-3}$		$5,0 \times 10^{-3}$		$5,0 \times 10^{-3}$

➤ Η νέα συγκέντρωση του NaOH(aq) θα είναι:

$$c_{\text{βάσης}} = \frac{n_{\text{βάσης}}}{V_{\text{ολ}}} = \frac{0,1 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,101 \text{ L}} = 9,9 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

➤ Άρα, το pOH θα είναι: $\text{pOH} = -\log[\text{HO}^-] = -\log(9,9 \times 10^{-4}) = 3,00$, συνεπώς $\text{pH} = 14,00 - 3,00 = 11,00$

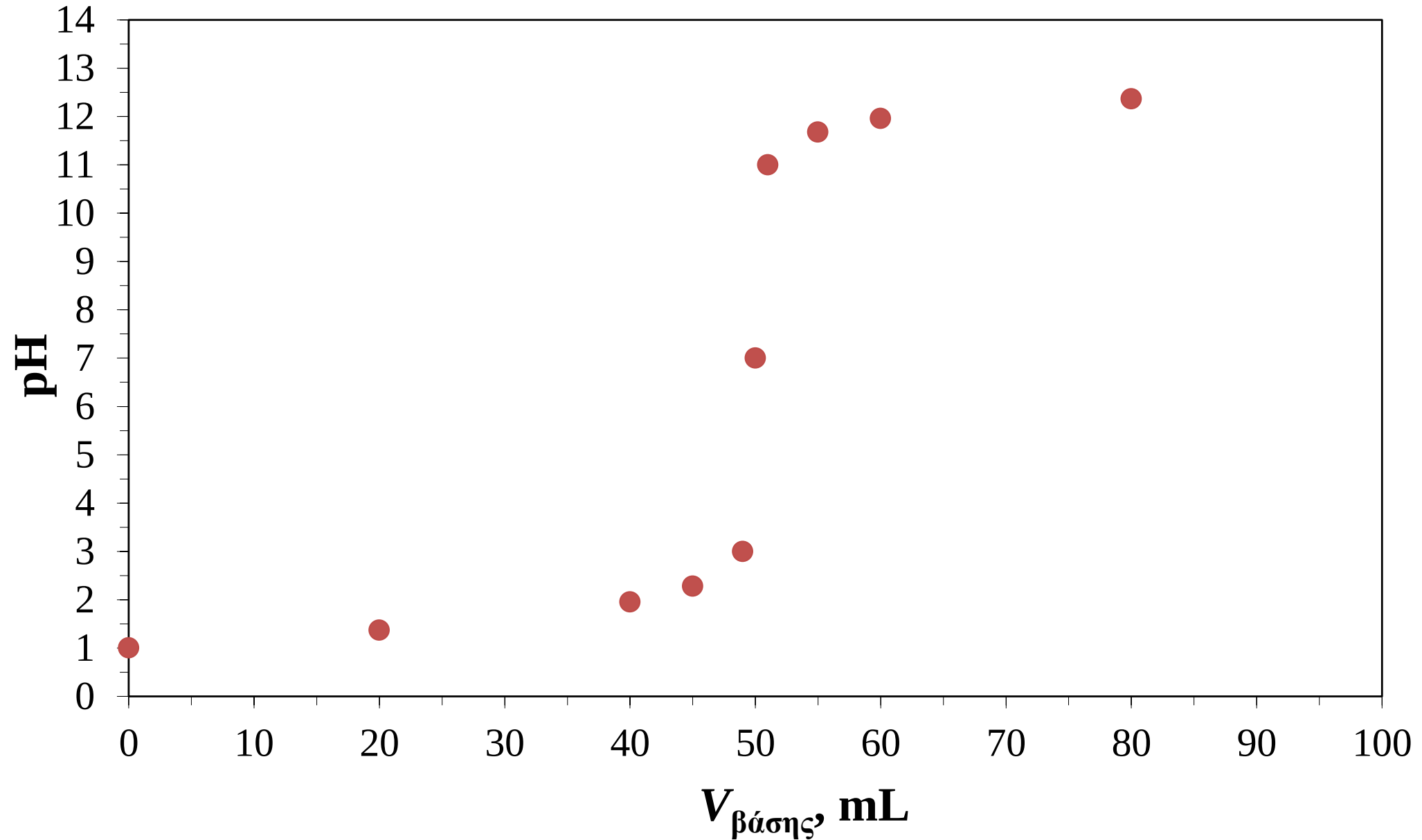
Παράδειγμα 10.14: Λύση



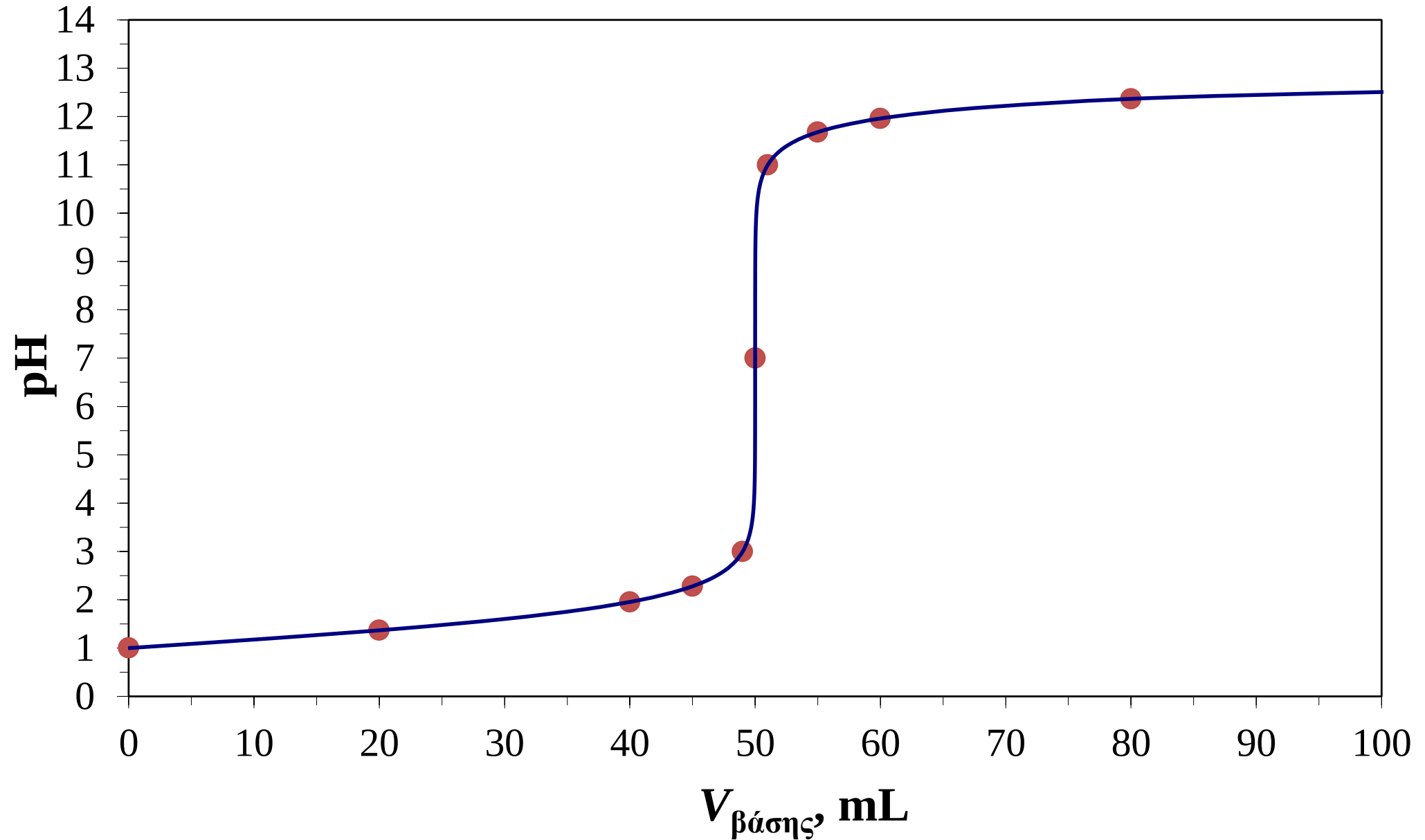
➤ Ομοίως, προκύπτει ότι:

V_b (mL)	pH
0	1,00
20	1,37
40	1,95
45	2,28
49	3,00
50	7,00
51	11,00
55	11,68
60	11,96
80	12,36

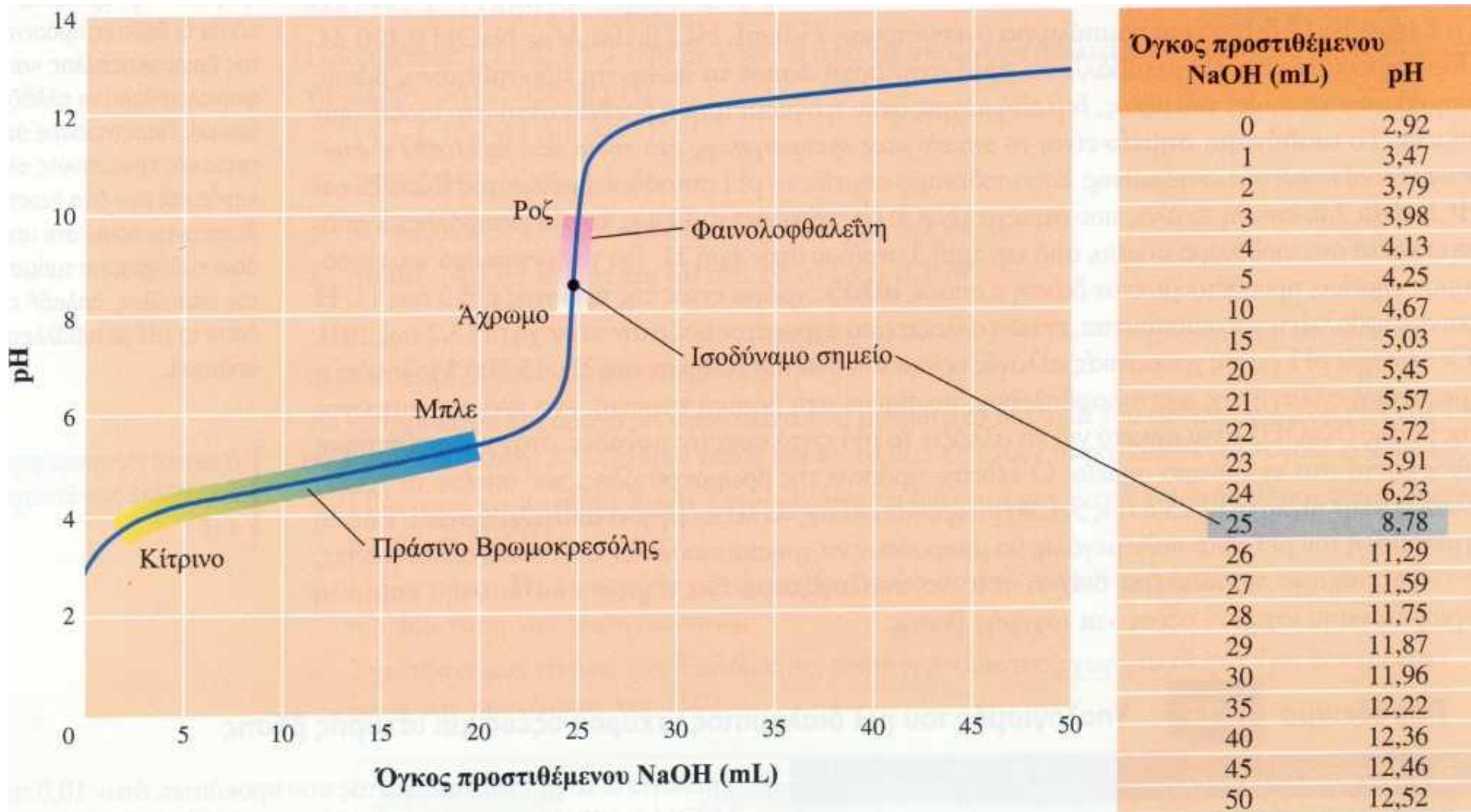
Παράδειγμα 10.14: Λύση



Παράδειγμα 10.14: Λύση



Ογκομέτρηση ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση



Καμπύλη ογκομέτρησης 25,0 mL νικοτινικού οξέος, HNic , συγκέντρωσης 0,100 M με διάλυμα NaOH συγκέντρωσης 0,100 M.



Ογκομέτρηση ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση

- Σε σύγκριση με το HCl , η ογκομέτρηση του νικοτινικού οξέος ξεκινά σε υψηλότερο pH , επειδή το νικοτινικό οξύ είναι ασθενές οξύ.
- Το pH αλλάζει αργά στην αρχή και κατόπιν γρήγορα κοντά στο ισοδύναμο σημείο.
- Η περιοχή pH στην οποία βλέπουμε τη γρήγορη αλλαγή είναι περίπου μεταξύ των τιμών 7 και 11.
- Πρόκειται δηλαδή για μια στενότερη περιοχή pH σε σχέση με εκείνη που είδαμε στην ογκομέτρηση ισχυρού οξέος από ισχυρή βάση.



Ογκομέτρηση ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση

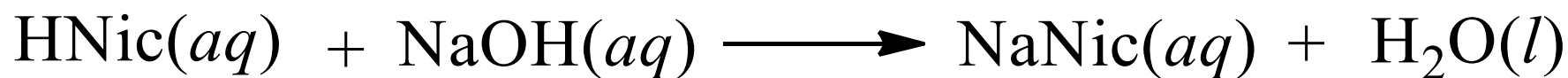
- Το ισοδύναμο σημείο για την καμπύλη ογκομέτρησης του νικοτινικού οξέος βρίσκεται στη βασική περιοχή.
- Αυτό συμβαίνει, επειδή στο ισοδύναμο σημείο το διάλυμα περιέχει μόνο νικοτινικό νάτριο, NaNic , του οποίου το νικοτινικό ανιόν, Nic^- , υδρολυόμενο δίνει βασικό διάλυμα.
- Ο πλέον κατάλληλος δείκτης είναι εκείνος που αλλάζει χρώμα σε μια περιοχή που περιλαμβάνει το pH του ισοδύναμου σημείου.



Παράδειγμα 10.15

- Υπολογίστε το pH του διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο, όταν 25 mL νικοτινικού οξέος συγκέντρωσης $0,10\text{ M}$ ογκομετρούνται με διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου συγκέντρωσης $0,10\text{ M}$. Η K_a για το νικοτινικό οξύ είναι ίση με $1,4 \times 10^{-5}$.

- Λύση: Γράφουμε την αντίδραση:



- Υπολογίζουμε τα moles του HNic:
- $\text{HNic}: c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,10\text{ mol/L} \cdot 0,025\text{ L} = 2,5 \times 10^{-3}\text{ mol}$
- Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης (1:1), διαπιστώνουμε ότι απαιτούνται $2,5 \times 10^{-3}\text{ mol NaOH}$.



Παράδειγμα 10.15: Λύση

- Άρα, ο όγκος του διαλύματος $\text{NaOH}(aq)$ που απαιτείται για την πλήρη εξουδετέρωση είναι:

$$c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow V = \frac{n}{c} = \frac{2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ L ή } 25 \text{ mL}$$

- Μετά την πλήρη εξουδετέρωση, η συγκέντρωση του άλατος NaNic είναι:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,05 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

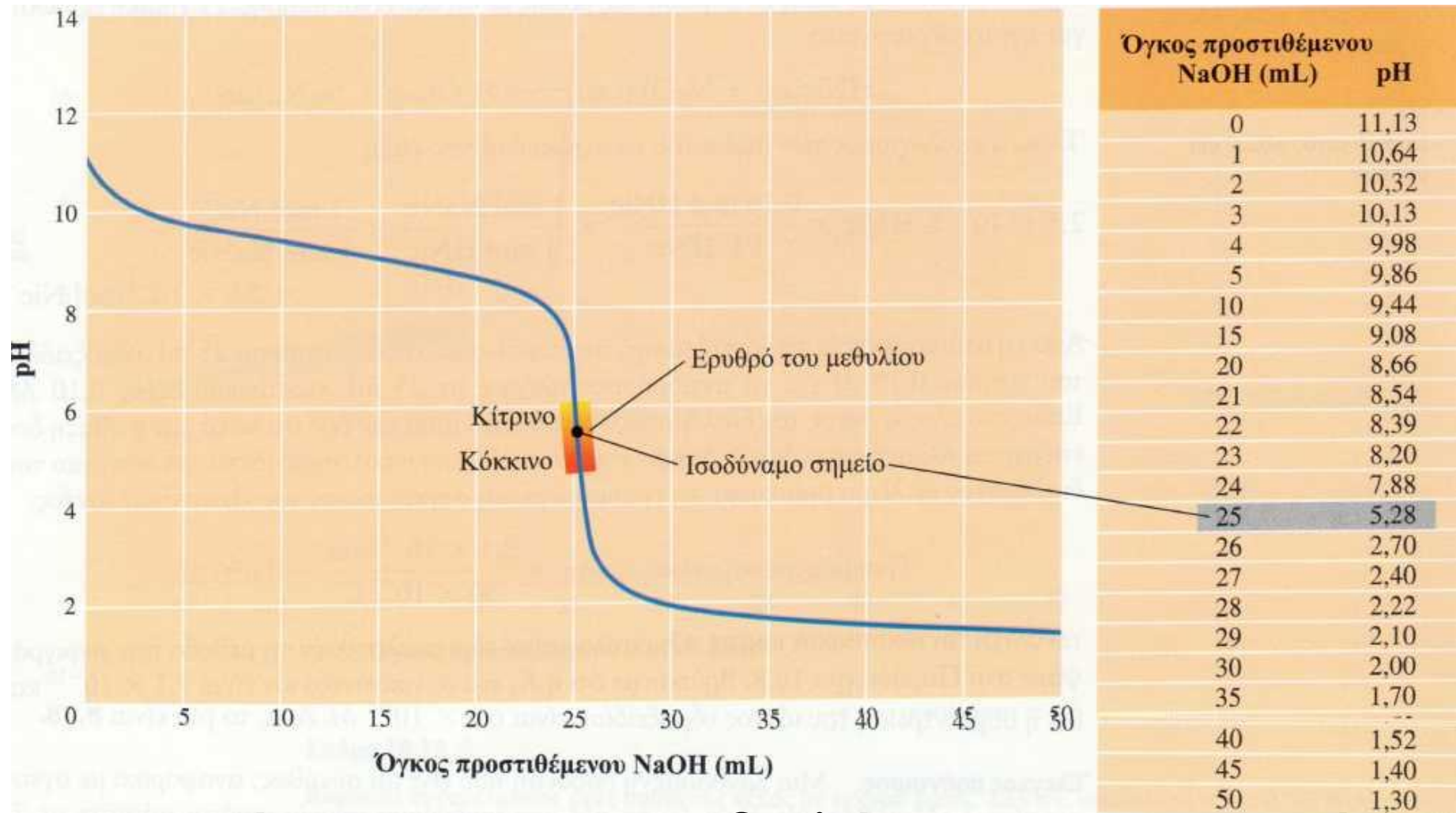
- Το pH του διαλύματος NaNic συγκέντρωσης $0,050 \text{ mol/L}$ υπολογίζεται όπως το Παράδειγμα 10.9 και ισούται με **8,78**.



Ογκομέτρηση ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ

- Κατά την ογκομέτρηση ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ, η λαμβανόμενη καμπύλη ογκομέτρησης μοιάζει με εκείνη που προκύπτει κατά την ογκομέτρηση ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση.

Ογκομέτρηση ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ



Καμπύλη ογκομέτρησης 25,0 mL διαλύματος NH_3 συγκέντρωσης 0,100 M με διάλυμα HCl συγκέντρωσης 0,100 M.



Ογκομέτρηση ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ

- Βλέπουμε ότι το pH ελαττώνεται αργά στην αρχή και κατόπιν πέφτει απότομα από pH περίπου 7 στο 3.
- Το ερυθρό του μεθυλίου, το οποίο αλλάζει χρώμα από κίτρινο σε pH 6,0 προς κόκκινο σε pH 4,8, είναι ένας πιθανός δείκτης γι' αυτή την ογκομέτρηση.
- Παρατηρούμε ότι η φαινολοφθαλεΐνη δεν θα μπορούσε να χρησιμοποιηθεί εδώ για την εύρεση του ισοδύναμου σημείου.



Παράδειγμα 10.16

- Το Σχήμα της σελίδας 170 δείχνει την καμπύλη ογκομέτρησης ενός δείγματος NH_3 ($pK_b = 4,75$) όγκου 25 mL και συγκέντρωσης 0,100 M με διάλυμα HCl συγκέντρωσης 0,100 M.
- Υπολογίστε το pH του διαλύματος NH_3 στα ακόλουθα σημεία της ογκομέτρησης:
 - i. Πριν από την όποια προσθήκη HCl.
 - ii. Μετά την προσθήκη 12 mL διαλύματος HCl 0,100 M.
 - iii. Στο ισοδύναμο σημείο.
 - iv. Μετά την προσθήκη 31 mL διαλύματος HCl 0,100 M.



Παράδειγμα 10.16: Λύση

i. Εύρεση του pH διαλύματος NH_3 συγκέντρωσης $0,100 \text{ M}$:

➤ Καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

mol/L	NH_3	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	NH_4^+	+	HO^-
Αρχικά	c						
Αντιδρούν/παράγονται	$-x$				$+x$		$+x$
Χημική Ισορροπία	$c - x$				x		x

➤ Αντικαθιστώντας στην σταθερά χημικής ισορροπίας K_b έχουμε:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{HO}^-]}{[\text{NH}_3]} \Leftrightarrow K_b = \frac{x^2}{(c - x)} \Leftrightarrow 10^{-4,75} = \frac{x^2}{(0,100 - x)}$$



Παράδειγμα 10.16: Λύση

- Θεωρούμε ότι $0,100 - x \approx 0,100$
- Άρα, έχουμε:

$$10^{-4,75} = \frac{x^2}{(0,100 - x)} \Leftrightarrow 10^{-4,75} = \frac{x^2}{0,100} \Leftrightarrow x^2 = 10^{-5,75}$$

$$\Leftrightarrow x = \sqrt{10^{-5,75}} = 10^{-2,875} = 1,33 \times 10^{-3}$$

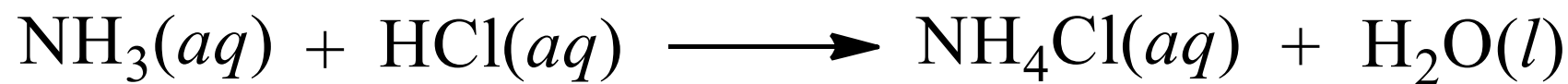
- Οπότε, $\text{pOH} = -\log[\text{HO}^-] = -\log(10^{-2,875}) = 2,875$
- Άρα, $\text{pH} = 14,00 - 2,875 = 11,125$ ή **11,13**.



Παράδειγμα 10.16: Λύση

ii. Μετά την προσθήκη 12 mL διαλύματος HCl 0,100 M:

➤ Γράφουμε την αντίδραση:



➤ Υπολογίζουμε τα moles των αντιδρώντων:

➤ NH_3 : $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,100 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

➤ HCl : $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,100 \text{ mol/L} \cdot 0,012 \text{ L} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$



Παράδειγμα 10.16: Λύση

➤ Στη συνέχεια, καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

moles	NH ₃	+	HCl	→	NH ₄ Cl	+	H ₂ O
Αρχικά	$2,5 \times 10^{-3}$		$1,2 \times 10^{-3}$				
Αντιδρούν/παράγονται	$-1,2 \times 10^{-3}$		$-1,2 \times 10^{-3}$		$+1,2 \times 10^{-3}$		$+1,2 \times 10^{-3}$
Τελικά	$1,3 \times 10^{-3}$		0		$1,2 \times 10^{-3}$		$1,2 \times 10^{-3}$

➤ Οι νέες συγκεντρώσεις των συστατικών είναι:

➤ NH₃: $c_{\text{βάσης}} = \frac{n_{\text{βάσης}}}{V_{\text{ολ}}} = \frac{1,3 \times 10^{-3}}{V_{\text{ολ}}}$

➤ NH₄Cl: $c_{\text{άλατος}} = \frac{n_{\text{άλατος}}}{V_{\text{ολ}}} = \frac{1,2 \times 10^{-3}}{V_{\text{ολ}}}$



Παράδειγμα 10.16: Λύση

➤ Προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα. Άρα, έχουμε:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \Leftrightarrow \text{pOH} = \text{p}K_b + \log \left(\frac{C_{\text{άλατος}}}{C_{\text{βάσης}}} \right)$$

$$\Leftrightarrow \text{pOH} = \text{p}K_b + \log \left(\frac{\frac{n_{\text{άλατος}}}{V_{\text{ολ}}}}{\frac{n_{\text{βάσης}}}{V_{\text{ολ}}}} \right) \Leftrightarrow \text{pOH} = \text{p}K_b + \log \left(\frac{n_{\text{άλατος}}}{n_{\text{βάσης}}} \right)$$

$$\Leftrightarrow \text{pOH} = 4,75 + \log \left(\frac{1,2 \times 10^{-3}}{1,3 \times 10^{-3}} \right) = 4,75 - 0,03 = 4,71$$

➤ Άρα, $\text{pH} = 14,00 - 4,71 = \mathbf{9,29}$.



Παράδειγμα 10.16: Λύση

iii. Στο ισοδύναμο σημείο έχουν προστεθεί 25 mL διαλύματος HCl και τα moles της NH_3 και του HCl είναι ίσα με $2,5 \times 10^{-3}$.

➤ Άρα, η συγκέντρωση του άλατος NH_4Cl είναι:

$$c_{\text{άλατος}} = \frac{n_{\text{άλατος}}}{V_{\text{ολ}}} = \frac{2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,050 \text{ L}} = 0,050 \text{ mol/L}$$

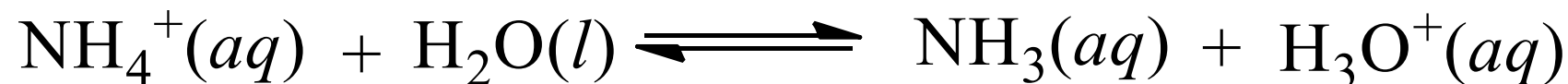
➤ Άρα, πρέπει να βρεθεί το pH του διαλύματος NH_4Cl συγκέντρωσης 0,050 M.

➤ Πρόκειται για άλας του οποίου το κατιόν (NH_4^+) υδρολύεται.

➤ Οι αντιδράσεις οι οποίες λαμβάνουν χώρα είναι:



Παράδειγμα 10.16: Λύση



➤ Ισχύει ότι:

$$K_a K_b = K_w \Leftrightarrow \text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w \Leftrightarrow \text{p}K_a = \text{p}K_w - \text{p}K_b = 14,00 - 4,75 = 9,25$$

➤ Συνεπώς έχουμε:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \Leftrightarrow K_a = \frac{x^2}{(c - x)} \Leftrightarrow 10^{-9,25} = \frac{x^2}{(0,050 - x)}$$

$$\Leftrightarrow x^2 = 10^{-9,25} \cdot 5 \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-11,25} \Leftrightarrow x = \sqrt{5 \times 10^{-11,25}} = 5,30 \times 10^{-6}$$

➤ Άρα: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5,30 \times 10^{-6}) = \mathbf{5,28}$



Παράδειγμα 10.16: Λύση

iv. Μετά την προσθήκη 31 mL διαλύματος HCl 0,100 M.

➤ Υπολογίζουμε τα moles των αντιδρώντων:

➤ NH_3 : $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,100 \text{ mol/L} \cdot 0,025 \text{ L} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

➤ HCl : $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,100 \text{ mol/L} \cdot 0,031 \text{ L} = 3,1 \times 10^{-3} \text{ mol}$



Παράδειγμα 10.16: Λύση

➤ Στη συνέχεια, καταστρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα τιμών:

moles	NH ₃	+	HCl	→	NH ₄ Cl	+	H ₂ O
Αρχικά	$2,5 \times 10^{-3}$		$3,1 \times 10^{-3}$				
Αντιδρούν/παράγονται	$-2,5 \times 10^{-3}$		$-2,5 \times 10^{-3}$		$+2,5 \times 10^{-3}$		$+2,5 \times 10^{-3}$
Τελικά	0		$0,6 \times 10^{-3}$		$2,5 \times 10^{-3}$		$2,5 \times 10^{-3}$

➤ Θεωρούμε ότι το pH του διαλύματος καθορίζεται σχεδόν αποκλειστικά από το ισχυρό οξύ: HCl. Η συγκέντρωσή του είναι:

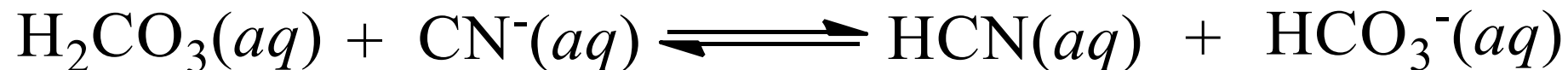
$$c_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{ολ}}} = \frac{6 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0,056 \text{ L}} = 1,07 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

➤ Άρα, $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,07 \times 10^{-2}) = \mathbf{1,97}$

Άσκηση 10.1



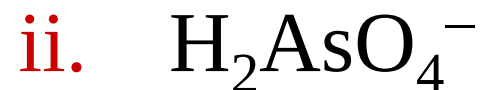
- Στην ακόλουθη εξίσωση, αναγνωρίστε τα χημικά είδη που είναι οξέα ή βάσεις. Δώστε τα συζυγή ζεύγη οξέων-βάσεων.



Άσκηση 10.2



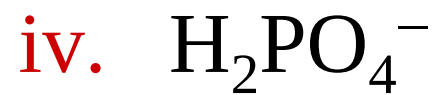
➤ Δώστε τη συζυγή βάση για καθένα από τα ακόλουθα χημικά είδη θεωρούμενα ως οξέα:





Άσκηση 10.3

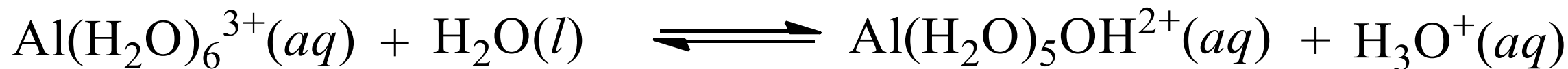
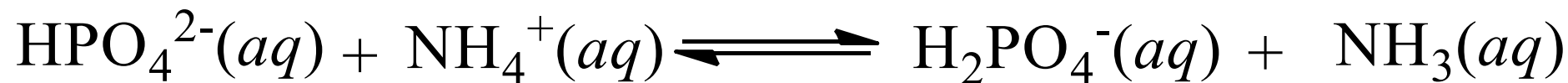
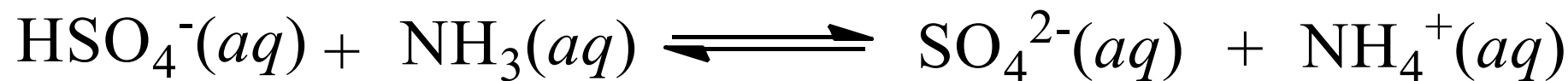
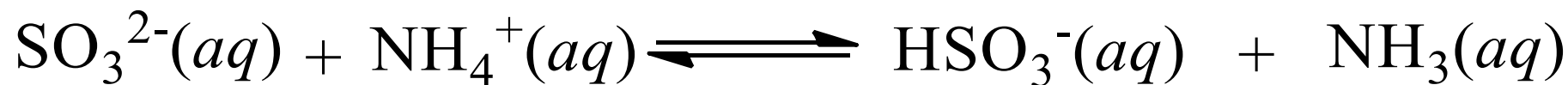
➤ Δώστε το συζυγές οξύ για καθένα από τα ακόλουθα χημικά είδη θεωρούμενα ως βάσεις:



Άσκηση 10.4



- Για τις ακόλουθες αντιδράσεις, ορίστε κάθε χημικό είδος ως οξύ ή ως βάση. Διακρίνετε τα χημικά είδη που αποτελούν συζυγή ζεύγη.



Άσκηση 10.5



- Πόσο είναι το pH ενός δείγματος γαστρικού υγρού (πεπτικό υγρό του στομάχου) του οποίου η συγκέντρωση των ιόντων οξωνίου είναι $0,045\text{ M}$;

Άσκηση 10.6

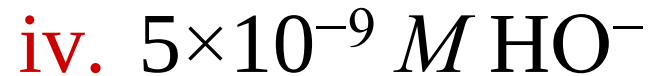
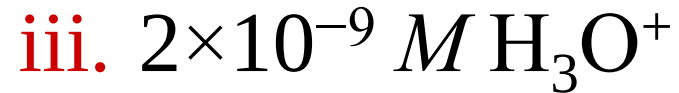
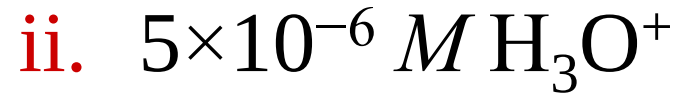
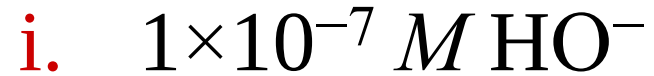


- Ένα κορεσμένο διάλυμα υδροξειδίου του ασβεστίου, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, έχει συγκέντρωση ιόντων υδροξειδίου $0,025 \text{ M}$. Πόσο είναι το pH του διαλύματος;



Άσκηση 10.7

➤ Δίνονται οι παρακάτω συγκεντρώσεις διαλυμάτων. Χαρακτηρίστε καθένα διάλυμα ως όξινο, ουδέτερο ή βασικό.





Άσκηση 10.8

➤ Βρείτε το pH που αντιστοιχεί στις παρακάτω συγκεντρώσεις ιόντων οξωνίου, H_3O^+ .

i. $1,0 \times 10^{-4} \text{ M}$

ii. $3,2 \times 10^{-10} \text{ M}$

iii. $2,3 \times 10^{-5} \text{ M}$

iv. $2,91 \times 10^{-11} \text{ M}$

Άσκηση 10.9



- Ένα δείγμα ξιδιού έχει συγκέντρωση ιόντων οξωνίου $7,5 \times 10^{-3} \text{ M}$.
Πόσο είναι το pH του ξιδιού;



Άσκηση 10.10

➤ Βρείτε το pH που αντιστοιχεί στις παρακάτω συγκεντρώσεις ιόντων υδροξειδίου, HO^- .

i. $5,25 \times 10^{-9} \text{ M}$

ii. $8,3 \times 10^{-3} \text{ M}$

iii. $3,6 \times 10^{-12} \text{ M}$

iv. $2,1 \times 10^{-8} \text{ M}$



Άσκηση 10.11

- Ένα διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου, NaOH , έχει συγκέντρωση ιόντων υδροξειδίου $0,050 \text{ M}$.
- Πόσο είναι το pH στους 25°C ;

Άσκηση 10.12



- Ένα αναψυκτικό με ανθρακικό έχει pH 3,16.
- Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων οξωνίου του αναψυκτικού;



Άσκηση 10.13

- Διάλυμα αμμωνίας, NH_3 , συγκέντρωσης $0,010 \text{ M}$ έχει $\text{pH } 10,6$ στους 25°C .
- Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων υδροξειδίου;

Άσκηση 10.14



- Το pH ενός φλιτζανιού καφέ (στους 25°C) βρέθηκε να είναι 5,12.
- Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων οξωνίου;



Άσκηση 10.15

- Ένα κρασί εξετάστηκε για οξύτητα και το pH του βρέθηκε να είναι 3,85 στους 25°C.
- Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων οξωνίου;



Άσκηση 10.16

- Ένα διάλυμα απορρυπαντικού έχει pH 11,63 στους 25 °C.
- Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων υδροξειδίου;



Άσκηση 10.17

➤ Ποιες είναι οι συγκεντρώσεις των H_3O^+ και HO^- σε καθένα από τα ακόλουθα;

- i. 1,55 *M* NaOH
- ii. 0,15 *M* $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- iii. 0,056 *M* HClO_4
- iv. 0,47 *M* HCl
- v. 1,2 *M* HBr
- vi. 0,32 *M* KOH
- vii. 0,085 *M* $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- viii. 0,38 *M* HNO_3



Άσκηση 10.18

- Υδατικό διάλυμα όγκου 1,00 L περιείχε 5,80 g υδροξειδίου του νατρίου, NaOH.
- Πόσο ήταν το pH του διαλύματος στους 25°C;



Άσκηση 10.19

➤ Γράψτε μια εξίσωση για καθένα από τα παρακάτω στην οποία το χημικό είδος δρα ως οξύ κατά Brønsted-Lowry.





Άσκηση 10.20

➤ Γράψτε μια εξίσωση για καθένα από τα παρακάτω στην οποία το χημικό είδος δρα ως βάση κατά Bronsted-Lowry.



Άσκηση 10.21



- Πόσα γραμμάρια νερού βρίσκονται σε διάσταση (ως ιόντα H_3O^+ και HO^-) σε 1,00 L καθαρού νερού;
- Πόσα ιόντα $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ υπάρχουν σε 1,00 L καθαρού νερού;

Άσκηση 10.22



- Υποθέστε ότι έχετε 557 mL HCl 0,0300 *M* και θέλετε να παρασκευάσετε ένα διάλυμα HCl που να έχει pH = 1,831.
- Ποιος είναι ο μέγιστος όγκος διαλύματος (σε λίτρα) που μπορείτε να παρασκευάσετε;



Άσκηση 10.23

- Θέλετε να παρασκευάσετε 3,00 L υδατικού διαλύματος υδροχλωρικού οξέος που να έχει pH 2,00.
- Πόσα mL πυκνού υδροχλωρικού οξέος θα χρειαστείτε;
- Η περιεκτικότητα του πυκνού υδροχλωρικού οξέος είναι 37,2% κατά μάζα και η πυκνότητά του είναι 1,2 g/mL στους 25 °C.



Άσκηση 10.24

- Ένα διάλυμα περιέχει 0,675 g αιθυλαμίνης, $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, ανά 100,0 mL διαλύματος.
- Μετρήσεις ηλεκτρικής αγωγιμότητας στους 20 °C δείχνουν ότι το 0,98% της αιθυλαμίνης έχει αντιδράσει με νερό.
- Γράψτε την εξίσωση γι' αυτή την αντίδραση και υπολογίστε το pH του διαλύματος.



Άσκηση 10.25

- Το γαλακτικό οξύ, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$, είναι ασθενές μονοπρωτικό οξύ και βρίσκεται στο ξινό γάλα, όπου παράγεται από τη δράση γαλακτοβακίλλων πάνω σε λακτόζη ή γαλακτοσάκχαρο.
- Διάλυμα γαλακτικού οξέος συγκέντρωσης $0,025 \text{ M}$ έχει $\text{pH } 2,75$.
- Πόση είναι η σταθερά ιοντισμού K_a αυτού του οξέος;
- Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού;

Άσκηση 10.26



- Διάλυμα υδραζωτικού οξέος, HN_3 , συγκέντρωσης $0,20 \text{ M}$ έχει pH 3,21.
- Πόση είναι η K_a του υδραζωτικού οξέος;
- Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού;



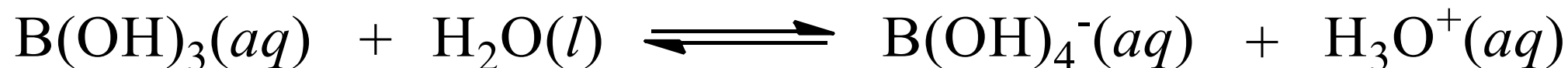
Άσκηση 10.27

- Ποιες είναι οι συγκεντρώσεις των ιόντων υδρογόνου και των οξικών ιόντων σε διάλυμα οξικού οξέος, CH_3COOH , συγκέντρωσης $0,10 \text{ M}$;
- Πόσο είναι το pH του διαλύματος;
- Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού;
- Η σταθερά pK_a του οξικού οξέος είναι $4,756$ στους $25 \text{ }^\circ\text{C}$.



Άσκηση 10.28

- Το βορικό οξύ, $\text{B}(\text{OH})_3$, χρησιμοποιείται ως ήπιο αντισηπτικό για την αντιμετώπιση, μεταξύ άλλων, της κακοσμίας των ποδιών.
- Πόσο είναι το pH υδατικού διαλύματος βορικού οξέος συγκέντρωσης $0,015 \text{ M}$;
- Πόσος είναι ο βαθμός ιοντισμού του βορικού οξέος σε αυτό το διάλυμα; Τα ιόντα οξωνίου προέρχονται κυρίως από την αντίδραση:



- Η σταθερά ισορροπίας γι' αυτή την αντίδραση είναι $5,9 \times 10^{-10}$ στους 25°C ,



Άσκηση 10.29

- Πόσο είναι το pH διαλύματος μυρμηκικού οξέος HCOOH , συγκέντρωσης $0,12 \text{ M}$;
- Πόσος είναι ο βαθμός ιοντισμού του μυρμηκικού οξέος σε αυτό το διάλυμα;
- Η σταθερά pK_a του μυρμηκικού οξέος είναι $3,75$ στους 25°C .



Άσκηση 10.30

- Ποιο είναι το pH ενός υδατικού διαλύματος πυροσταφυλικού οξέος, CH_3COCOOH , συγκέντρωσης $0,0030\text{ M}$;
- Η σταθερά pK_a του πυροσταφυλικού οξέος είναι $2,39$ στους 25°C .



Άσκηση 10.31

- Ένας χημικός θέλησε να προσδιορίσει τη συγκέντρωση ενός διαλύματος γαλακτικού οξέος, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$.
- Μέτρησε το pH του διαλύματος και το βρήκε ίσο με 2,60.
- Πόση είναι η συγκέντρωση του διαλύματος;
- Η $\text{p}K_a$ του γαλακτικού οξέος είναι 3,86 στους 25 °C.

Άσκηση 10.32



- Το χλωροξικό οξύ, CH_2ClCOOH είναι ισχυρότερο από το οξικό οξύ, επειδή το ηλεκτραρνητικό άτομο Cl έλκει ηλεκτρόνια από το δεσμό O–H και τον εξασθενίζει.
- Υπολογίστε τη συγκέντρωση του ιόντος οξωνίου και το pH ενός διαλύματος χλωροξικού οξέος συγκέντρωσης $0,0020\text{ M}$.
- Η $\text{p}K_a$ είναι 2,87 στους $25\text{ }^\circ\text{C}$.



Άσκηση 10.33

- Το υδροφθορικό οξύ, HF, αντίθετα με το υδροχλωρικό οξύ, είναι ένας ασθενής ηλεκτρολύτης.
- Πόση είναι η συγκέντρωση του ιόντος οξωνίου και το pH ενός υδατικού διαλύματος HF συγκέντρωσης 0,040 M;
- Η pK_a είναι 3,20 στους 25 °C.



Άσκηση 10.34

- Το θειώδες οξύ, H_2SO_3 , είναι ένα διπρωτικό οξύ με $\text{p}K_{\text{a}1} = 1,85$ και $\text{p}K_{\text{a}2} = 7,2$ στους $25\text{ }^\circ\text{C}$.
- Το οξύ αυτό σχηματίζεται όταν το διοξείδιο του θείου (ένα αέριο με αποπνικτική οσμή) διαλύεται σε νερό.
- Ποιο είναι το pH ενός διαλύματος θειώδους οξέος συγκέντρωσης $0,25\text{ M}$;
- Πόση είναι η συγκέντρωση του θειώδους ιόντος, SO_3^{2-} , στο διάλυμα;



Άσκηση 10.35

- Το φθαλικό οξύ, $\text{H}_2\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_4$, είναι ένα διπρωτικό οξύ με $\text{p}K_{\text{a}1} = 2,943$ και $\text{p}K_{\text{a}2} = 5,432$ στους 25°C .
- Υπολογίστε τη συγκέντρωση του ιόντος οξωνίου σε ένα διάλυμα $0,015\text{ M}$ του οξέος.
- Πόση είναι η συγκέντρωση του ιόντος $\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_4^{2-}$;



Άσκηση 10.36

- Η κινίνη είναι ένα αλκαλοειδές, ή μια βάση που απαντάται στη φύση και χρησιμεύει στη θεραπεία της ελονοσίας.
- Ένα διάλυμα κινίνης συγκέντρωσης $0,0015\text{ M}$ έχει pH 9,84.
- Η βασικότητα του αλκαλοειδούς οφείλεται σε άτομο αζώτου, το οποίο αφαιρεί ένα πρωτόνιο από το νερό όπως η αμμωνία.
- Πόση είναι η K_b στους $25\text{ }^{\circ}\text{C}$;



Άσκηση 10.37

- Η μορφίνη, $C_{17}H_{19}NO_3$, χορηγείται ιατρικά ως παυσίπονο. Είναι αλκαλοειδές, δηλαδή μια βάση που απαντάται στη φύση.
- Πόσο είναι το pH ενός διαλύματος μορφίνης συγκέντρωσης $0,0075\text{ M}$ στους $25\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- Η σταθερά ιοντισμού της βάσης, pK_b , είναι $5,79$ στους $25\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Άσκηση 10.38

- Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων οξωνίου σε υδατικό διάλυμα αμμωνίας συγκέντρωσης 0,20 M;
- Η σταθερά ιοντισμού της βάσης, pK_b , είναι 4,75 στους 25 °C.



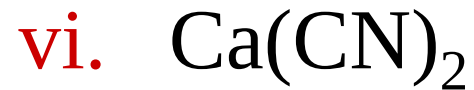
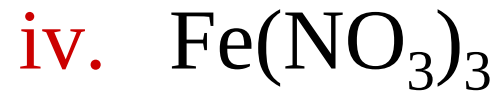
Άσκηση 10.39

- Πόση είναι η συγκέντρωση του ιόντος υδροξειδίου σε υδατικό διάλυμα υδροξυλαμίνης, NH_2OH , συγκέντρωσης $0,21 \text{ M}$;
- Πόσο είναι το pH;
- Η σταθερά ιοντισμού της βάσης, pK_b , είναι $8,06$ στους $25 \text{ }^\circ\text{C}$.



Άσκηση 10.40

➤ Δίνονται διαλύματα από τα ακόλουθα άλατα:



➤ Εξηγήστε για το κάθε διάλυμα αν είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο. 221



Άσκηση 10.41

- Πόση είναι η συγκέντρωση του βενζοϊκού οξέος σε υδατικό διάλυμα βενζοϊκού νατρίου συγκέντρωσης $0,015\text{ M}$;
- Πόσο είναι το pH του διαλύματος;
- Η pK_a του βενζοϊκού οξέος είναι $4,204$ στους $25\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Άσκηση 10.42

- Πόσο είναι το pH διαλύματος χλωριδίου του μεθυλαμμωνίου, $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$, συγκέντρωσης $0,30\text{ M}$;
- Πόση είναι η συγκέντρωση της μεθυλαμίνης στο διάλυμα;
- Η $\text{p}K_{\text{b}}$ της μεθυλαμίνης είναι $3,34$ στους $25\text{ }^\circ\text{C}$.



Άσκηση 10.43

- Ένα λίτρο διαλύματος παρασκευάστηκε με διάλυση 0,025 mol μυρμηκικού οξέος, HCOOH , και 0,018 mol μυρμηκικού νατρίου, HCOONa , σε νερό.
- Πόσο ήταν το pH του διαλύματος;
- Αν σε 1 L του παραπάνω διαλύματος προσθέταμε 50,0 mL διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου, NaOH , συγκέντρωσης 0,10 M, κατά πόσο θα άλλαζε το pH;
- Η $\text{p}K_a$ του μυρμηκικού οξέος στους 25 °C είναι 3,75.



Άσκηση 10.44

- Πόσο είναι το pH διαλύματος που περιέχει νιτρώδες κάλιο, KNO_2 , σε συγκέντρωση $0,10 \text{ M}$ και νιτρώδες οξύ, HNO_2 , σε συγκέντρωση $0,15 \text{ M}$;
- Η $\text{p}K_a$ του νιτρώδους οξέος στους 25°C είναι 3,25.



Άσκηση 10.45

- Πόσο είναι το pH διαλύματος που περιέχει αιθυλαμίνη, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$, σε συγκέντρωση $0,15 \text{ M}$ και βρωμίδιο του αιθυλαμμωνίου, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3\text{Br}$, σε συγκέντρωση $0,10 \text{ M}$;
- Η $\text{p}K_b$ της αιθυλαμίνης στους 25°C είναι $3,35$.



Άσκηση 10.46

- Πόσο είναι το pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος που παρασκευάζεται με προσθήκη 30,0 mL διαλύματος οξικού οξέος, CH_3COOH , συγκέντρωσης 0,15 M σε 70,0 mL διαλύματος οξικού νατρίου, CH_3COONa , συγκέντρωσης 0,20 M ;
- Η pK_a του οξικού οξέος στους 25 °C είναι 4,756.



Άσκηση 10.47

- Ένα ρυθμιστικό διάλυμα παρασκευάζεται με προσθήκη 115 mL διαλύματος NH_3 συγκέντρωσης 0,30 M σε 135 mL διαλύματος NH_4NO_3 0,15 M .
- Πόσο είναι το pH του τελικού διαλύματος;
- Η pK_b της αμμωνίας στους 25 °C είναι 4,75.



Άσκηση 10.48

- Ένα ρυθμιστικό διάλυμα παρασκευάζεται με προσθήκη 45,0 mL διαλύματος NaF συγκέντρωσης 0,15 M σε 35,0 mL διαλύματος HF συγκέντρωσης 0,10 M .
- Πόσο είναι το pH του τελικού διαλύματος;
- Η pK_a του HF στους 25 °C είναι 3,20.



Άσκηση 10.49

- Ένα ρυθμιστικό διάλυμα παρασκευάζεται με ανάμιξη 525 mL διαλύματος μυρμηκικού οξέος, HCOOH , συγκέντρωσης 0,50 M και 475 mL διαλύματος μυρμηκικού νατρίου, HCOONa , συγκέντρωσης 0,50 M .
- Υπολογίστε το pH.
- Πόσο θα γίνει το pH του ρυθμιστικού διαλύματος, αν σε 85 mL αυτού προστεθούν 8,6 mL διαλύματος υδροχλωρικού οξέος συγκέντρωσης 0,15 M ;
- Η pK_a του μυρμηκικού οξέος στους 25 °C είναι 3,75.



Άσκηση 10.50

- Πόσο είναι το pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος με συγκέντρωση αμμωνίας, NH_3 , $0,10\text{ M}$ και κατιόντων αμμωνίου, NH_4^+ , $0,10\text{ M}$;
- Πόσο είναι το pH, αν σε 125 mL του ρυθμιστικού διαλύματος προστεθούν 12 mL διαλύματος υδροχλωρικού οξέος συγκέντρωσης $0,20\text{ M}$;
- Η $\text{p}K_b$ της αμμωνίας στους $25\text{ }^\circ\text{C}$ είναι $4,75$.

Άσκηση 10.51



- Άσκηση με κατασκευή καμπύλης ογκομέτρησης, συμπεριλαμβανομένης της πρώτης και της δεύτερης παραγώγου.
- Να δώσω πίνακα τιμών με pH συναρτήσει του όγκου

Άσκηση 10.52



- Να υπολογίσετε το pH των διαλυμάτων που προκύπτουν κατά την προσθήκη των ακόλουθων όγκων διαλυμάτων $\text{NaOH}(aq)$ συγκέντρωσης $0,050\text{ M}$ σε $25,0\text{ mL}$ διαλύματος $\text{HCl}(aq)$ συγκέντρωσης $0,050\text{ M}$ και στη συνέχεια να κατασκευάσετε την καμπύλη ογκομέτρησης που θα προκύψει.

i) 0 mL	vi) $25,0\text{ mL}$
ii) $5,0\text{ mL}$	vii) $26,0\text{ mL}$
iii) $10,0\text{ mL}$	viii) $30,0\text{ mL}$
iv) $20,0\text{ mL}$	ix) $40,0\text{ mL}$
v) $24,0\text{ mL}$	x) $50,0\text{ mL}$



Άσκηση 10.53

- Πόσο είναι το pH στο ισοδύναμο σημείο, όταν 25 mL διαλύματος HF συγκέντρωσης 0,10 *M* ογκομετρούνται με διάλυμα NaOH συγκέντρωσης 0,15 *M*;
- Δίνεται ότι η pK_a του HF στους 25 °C είναι 3,20.



Άσκηση 10.54

- Δείγμα βενζοϊκού οξέος, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, μάζας 1,24 g διαλύθηκε σε νερό δίνοντας διάλυμα όγκου 50,0 mL.
- Το διάλυμα αυτό ογκομετρήθηκε με διάλυμα NaOH συγκέντρωσης 0,180 *M*.
- Πόσο ήταν το pH του διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο;



Άσκηση 10.55

- Ένα δείγμα διαλύματος αμμωνίας, NH_3 , ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) όγκου 80,0 mL και συγκέντρωσης 0,200 M ογκομετρείται με διάλυμα υδροχλωρικού οξέος, HCl , συγκέντρωσης 0,100 M.
- Υπολογίστε το pH του διαλύματος σε καθένα από τα ακόλουθα σημεία της ογκομέτρησης:
 - i. Πριν από την όποια προσθήκη HCl .
 - ii. Στα μισά της πορείας προς το ισοδύναμο σημείο.
 - iii. Στο ισοδύναμο σημείο.
 - iv. Μετά την προσθήκη 175 mL διαλύματος HCl συγκέντρωσης 0,100 M.



Άσκηση 10.56

- Δείγμα 50,0 mL διαλύματος NaCN συγκέντρωσης 0,100 *M* ογκομετρείται με διάλυμα HCl συγκέντρωσης 0,200 *M*.
- Υπολογίστε το pH του διαλύματος:
 - i. Πριν από την έναρξη της ογκομέτρησης
 - ii. Μετά την προσθήκη 15,0 mL HCl.
 - iii. Στο ισοδύναμο σημείο.
 - iv. Μετά την προσθήκη 30,0 mL HCl.
- Η K_b για το CN^- είναι $2,0 \times 10^{-5}$.



Άσκηση 10.57

- Υπολογίστε το pH του διαλύματος που προκύπτει από την ανάμιξη 500,0 mL διαλύματος NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) συγκέντρωσης 0,10 M με 200,0 mL διαλύματος HCl συγκέντρωσης 0,15 M.



Άσκηση 10.58

- Το pH ενός διαλύματος οικιακού καθαριστικού είναι 11,50. Το καθαριστικό αυτό είναι υδατικό διάλυμα αμμωνίας, NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$), πυκνότητας 1,00 g/mL.
- Πόση είναι η εκατοστιαία περιεκτικότητα κατά μάζα της αμμωνίας στο διάλυμα;

Άσκηση 10.59



- Το pH ενός διαλύματος ξιδιού είναι 2,45.
- Το ξίδι αυτό είναι υδατικό διάλυμα οξικού οξέος, CH_3COOH ($\text{p}K_a = 4,756$) πυκνότητας 1,09 g/mL.
- Πόση είναι η εκατοστιαία περιεκτικότητα κατά μάζα του οξικού οξέος στο διάλυμα;



Άσκηση 10.60

- Ένας χημικός χρειάζεται ένα ρυθμιστικό διάλυμα με pH 4,35.
- Πόσα χιλιοστόλιτρα καθαρού οξικού οξέος, CH_3COOH ($\text{p}K_a = 4,756$), με πυκνότητα = 1,049 g/mL, πρέπει να προσθέσει σε 465 mL διαλύματος NaOH συγκέντρωσης 0,0941 M για να έχει το ζητούμενο ρυθμιστικό διάλυμα;



Άσκηση 10.61

- Ένας χημικός χρειάζεται ένα ρυθμιστικό διάλυμα με pH 3,50.
- Πόσα χιλιοστόλιτρα καθαρού μυρμηκικού οξέος, HCOOH ($\text{p}K_{\text{a}} = 3,75$) με πυκνότητα = 1,220 g/mL πρέπει να προσθέσει σε 375 mL διαλύματος NaOH συγκέντρωσης 0,0857 M για να έχει το ζητούμενο ρυθμιστικό διάλυμα;