



Πανεπιστήμιο Δυτικής Μακεδονίας
Τμήμα Μηχανολόγων Μηχανικών

Χημεία

Ενότητα 16: Οξέα- Βάσεις- Άλατα

Αν. Καθηγητής Γεώργιος Μαρνέλλος
e-mail: gmarnellos@uowm.gr

Τμήμα Μηχανολόγων Μηχανικών



Πανεπιστήμιο Δυτικής Μακεδονίας



Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης

Άδειες Χρήσης

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό υπόκειται σε άδειες χρήσης Creative Commons.
- Για εκπαιδευτικό υλικό, όπως εικόνες, που υπόκειται σε άλλου τύπου άδειας χρήσης, η άδεια χρήσης αναφέρεται ρητώς.



Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ψηφιακά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Δυτικής Μακεδονίας**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο τη αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.
- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



Ευρωπαϊκή Ένωση
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΕΠΙΧΕΙΡΗΣΙΑΚΟ ΠΡΟΓΡΑΜΜΑ
ΕΚΠΑΙΔΕΥΣΗ ΚΑΙ ΔΙΑ ΒΙΟΥ ΜΑΘΗΣΗ
επένδυση στην κοινωνία της γνώσης
ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΣΠΑ
2007-2013
πρόγραμμα για την ανάπτυξη
ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ



Κεφάλαιο 16^ο



Εισαγωγή (1/2)

Οι ιοντικές ενώσεις δεν εμφανίζουν αγωγιμότητα σε στερεή κατάσταση, αφού τα ιόντα τους συνδέονται πολύ ισχυρά μεταξύ τους και είναι σχεδόν ακίνητα μέσα στο κρυσταλλικό πλέγμα (κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού).

Μολονότι το NaCl δεν εμφανίζει αγωγιμότητα σε στερεή κατάσταση, αν το θερμάνουμε πάνω από το σημείο τήξεως του ή αν το διαλύσουμε σε ένα πολικό υγρό τότε θα υπάρχει αγωγή ηλεκτρικού ρεύματος.

Η αιτία της διέλευσης του ηλεκτρικού ρεύματος πρέπει να αναζητηθεί στην ύπαρξη ελεύθερων ιόντων στο τήγμα ή στο διάλυμα.



Εισαγωγή (2/2)

Ηλεκτρολύτες ονομάζονται οι ουσίες, οι οποίες σε κατάσταση τήξεως ή διαλύσεως επιτρέπουν τη διέλευση του ηλεκτρικού ρεύματος.

Στην περίπτωση των ηλεκτρολυτών η αγωγή ρεύματος επιτυγχάνεται μέσω των ιόντων του διαλύματος ή του τήγματος.

Στους ηλεκτρολύτες ανήκουν τρεις μεγάλες κατηγορίες ενώσεων:
τα οξέα, οι βάσεις και τα άλατα.

Ο διαχωρισμός των ουσιών αυτών βασίζεται στην **ηλεκτρονιακή τους δομή και τη χημική συμπεριφορά τους.**

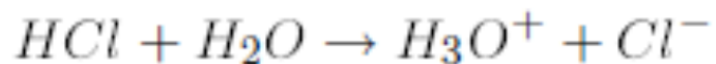


Οξέα & Βάσεις κατά Arrhenius

Οι ηλεκτρολύτες δίστανται σε ιόντα κατά τη διάλυση τους.

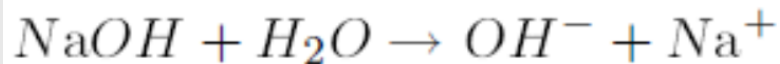
- **Οξέα, κατά Arrhenius**, θεωρούνται οι ουσίες οι οποίες κατά τη διάλυση τους παρέχουν κατιόντα υδρονίου ή υδροξωνίου (H_3O^+).

Δεν είναι δυνατό να υπάρξει σε υδατικό διάλυμα απομονωμένο πρωτόνιο (H^+), παρά μόνο πρωτόνιο χημικά ενωμένο με νερό (H_3O^+).



Τα ισχυρά οξέα δίστανται πλήρως σε υδατικό διάλυμα :

- **Βάσεις, κατά Arrhenius**, είναι οι ουσίες οι οποίες παρέχουν ανιόντα υδροξυλίου ή υδροξειδίου (OH^-).

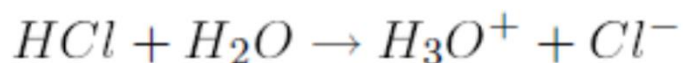


- Τα **άλατα** είναι προϊόν της αντιδράσεως μεταξύ οξέων και βάσεων .

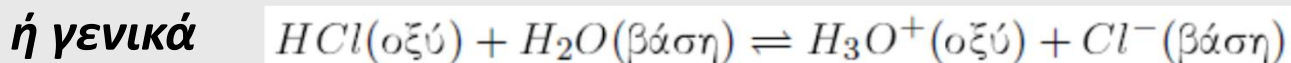


Οξέα & Βάσεις κατά Bronsted και Lowry (1/2)

- Οξέα είναι οι ουσίες που μπορούν να δώσουν ένα ή περισσότερα πρωτόνια (H^+), ενώ **βάσεις** οι ουσίες που μπορούν να δεχτούν ένα ή περισσότερα πρωτόνια.
- Τα **οξέα** είναι δότες πρωτονίων, ενώ οι **βάσεις** είναι δέκτες H^+ .



το υδροχλώριο (HCl) συμπεριφέρεται ως οξύ αφού δίνει ένα πρωτόνιο, ενώ το νερό (H_2O) ως βάση αφού δέχεται αυτό το πρωτόνιο.

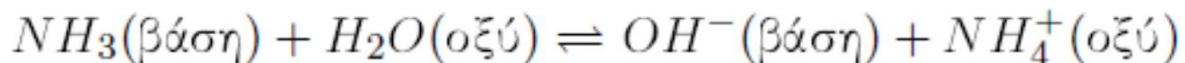


Συζυγή ζεύγη οξέος-βάσεως

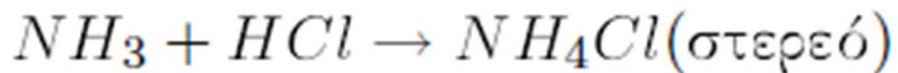
Το HCl είναι το συζυγές οξύ του Cl^- , ενώ το Cl^- είναι η συζυγής βάση του HCl .
Ομοίως, το H_3O^+ είναι το συζυγές οξύ του H_2O , ενώ το H_2O είναι η συζυγής βάση του H_3O^+ .



Οξέα & Βάσεις κατά Bronsted και Lowry (2/2)



Οι ουσίες που μπορούν να δράσουν και ως οξέα και ως βάσεις ανάλογα με τις συνθήκες ονομάζονται **αμφιπρωτικές**.



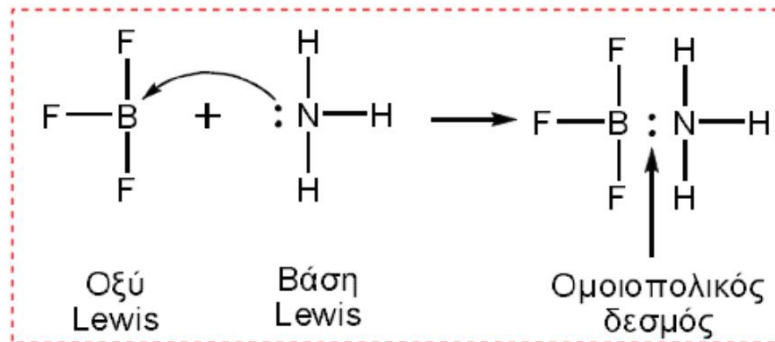
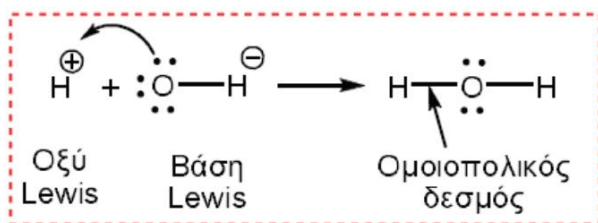
Η NH_3 και το HCl δεν μπορούν να χαρακτηριστούν ως οξέα και βάσεις κατά Arrhenious αφού δεν υφίσταται υδατικό διάλυμα και μεταφορά υδρονίων ή υδροξυλίων. Όμως, κατά Brönsted και Lowry το HCl είναι οξύ αφού δίνει ένα πρωτόνιο, ενώ η NH_3 είναι βάση αφού δέχεται αυτό το πρωτόνιο.



Οξέα & Βάσεις κατά Lewis

Ως **οξέα** χαρακτηρίζονται οι ουσίες που μπορούν να δεχτούν ζεύγος ηλεκτρονίων, ενώ ως **βάσεις** οι ουσίες που μπορούν να προσφέρουν ζεύγος ηλεκτρονίων.

Τα οξέα είναι δηλαδή δέκτες ηλεκτρονίων (ηλεκτρονιόφιλα), ενώ οι βάσεις δότες ηλεκτρονίων (πυρηνόφιλα).



Ισχύς Οξέων (1/2)

- Η ισχύς ενός οξέος θα καθορίζεται από την ευκολία απομάκρυνσης πρωτονίων ή από το πόσο εύκολα μπορεί να “σπάσει” ο δεσμός που συγκρατεί το πρωτόνιο στο οξύ.
- Ο καθορισμός της ισχύος ενός οξέος εξαρτάται από την ισχύ του δεσμού συγκράτησης του πρωτονίου στο οξύ (π.χ. HX , X το στοιχείο με το οποίο είναι ενωμένο το πρωτόνιο στο οξύ).

Παράγοντες που καθορίζουν την ένταση του δεσμού $H-X$:

1. Η πολικότητα του δεσμού $H-X$.

$HCl > H_2S$: Το Cl είναι ηλεκτραρνητικότερο του S .

2. Το μέγεθος του στοιχείου X .

Μεγαλύτερο μέγεθος \Rightarrow πιο ασθενής δεσμός $H-X \Rightarrow$ πιο ισχυρό οξύ.

$HCl < HBr < HI$, μέγεθος των στοιχείων $Cl < Br < I$.



Ισχύς Οξέων (2/2)

- Σε μια περίοδο του περιοδικού πίνακα, όπου το μέγεθος των ατόμων X μεταβάλλεται λιγότερο σε σύγκριση με την ηλεκτραρνητικότητα των στοιχείων X , η ισχύς θα καθορίζεται από την ηλεκτραρνητικότητα.

Θα είναι τόσο μεγαλύτερη, όσο πιο πολωμένος είναι ο δεσμός $H-X$, όσο δηλαδή πιο ηλεκτραρνητικό είναι το στοιχείο X .

- Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα, όπου η ηλεκτραρνητικότητα των ατόμων X μεταβάλλεται λιγότερο σε σύγκριση με το μέγεθος των στοιχείων X , η ισχύς θα καθορίζεται από το μέγεθος.

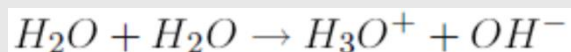
Θα είναι τόσο μεγαλύτερη, όσο πιο εξασθενημένος είναι ο δεσμός $H-X$, όσο δηλαδή πιο μεγάλο είναι το μέγεθος του ατόμου X .



Ιονισμός του Νερού και pH (1/4)

Από μετρήσεις της ηλεκτρικής αγωγιμότητας του καθαρού νερού έχει βρεθεί ότι αυτό παρουσιάζει πάντοτε αγωγιμότητα λόγω της ύπαρξης ιόντων από αυτά καθ' αυτά τα μόρια του νερού.

Η αυτοδιάσταση ή αυτοϊονισμός του ύδατος είναι η αντίδραση μεταξύ μορίων νερού προς σχηματισμό ιόντων υδρονίου (H_3O^+) και ιόντων υδροξειδίου (OH^-).



$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_c \times [H_2O]^2 = \text{σταθερά}$$

Η συγκέντρωση του νερού στους 25°C παραμένει σταθερή και ίση 55,5 mol/Lt [(1000gr/Lt)/(18gr/mol)].



Ιονισμός του Νερού και pH (2/4)

Σταθερά Διάστασης του Νερού, K_w .

Στους 25°C: $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

Η K_w μεταβάλλεται με τη θερμοκρασία. Αυξάνεται με αύξηση της θερμοκρασίας. Στους 40°C είναι $\sim 3,0 \times 10^{-14}$, στους 60°C είναι $\sim 10^{-13}$.

Οι συγκεντρώσεις των ιόντων $[H^+]$ και $[OH^-]$ στο καθαρό νερό:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}; [H^+] \cdot [H^+] = 1,0 \times 10^{-14};$$

$$[H^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}$$

- ουδέτερο όταν $[H^+] = 1,0 \times 10^{-7}$ M,
- όξινο όταν $[H^+] > 1,0 \times 10^{-7}$ M, και
- βασικό όταν $[H^+] < 1,0 \times 10^{-7}$ M.



Ιονισμός του Νερού και pH (3/4)

- Το **pH** ορίζεται ως ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της συγκέντρωσης των ιόντων υδρονίου (H_3O^+).

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[H^+]$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}; \log[H^+] + \log[OH^-] = -14:$$

$$(-\log[H^+]) + (-\log[OH^-]) = 14:$$

$$pH + pOH = 14$$

- ουδέτερο όταν $pH = 7$
- όξινο όταν $pH < 7$
- βασικό όταν $pH > 7$.



Ιονισμός του Νερού και pH (4/4)

	[H ₃ O ⁺]	[OH ⁻]	Τιμή pH	Παράδειγμα
Οξέα	1×10^0	1×10^{-14}	0	HCl (4%)
	1×10^{-1}	1×10^{-13}	1	Οξέα στομάχου
	1×10^{-2}	1×10^{-12}	2	Χυμός λεμονιού
	1×10^{-3}	1×10^{-11}	3	Ξύδι
	1×10^{-4}	1×10^{-10}	4	Σόδα
	1×10^{-5}	1×10^{-9}	5	Νερό βροχής (μη μολυσμένο)
	1×10^{-6}	1×10^{-8}	6	Γάλα
Ουδέτερα	1×10^{-7}	1×10^{-7}	7	Καθαρό νερό
Βάσεις	1×10^{-8}	1×10^{-6}	8	Ασπράδι Αυγού
	1×10^{-9}	1×10^{-5}	9	Μαγειρική σόδα
	1×10^{-10}	1×10^{-4}	10	Γάλα μαγνησίας
	1×10^{-11}	1×10^{-3}	11	Αμμωνία (NH ₃)
	1×10^{-12}	1×10^{-2}	12	Ασβέστης (Ca(OH) ₂)
	1×10^{-13}	1×10^{-1}	13	Λευκαντικό ρούχων (NaOCl)
	1×10^{-14}	1×10^0	14	Καυστική σόδα (NaOH)



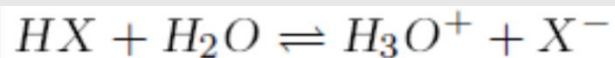
Ασθενείς Ηλεκτρολύτες (1/2)

Πολλές φορές η διάσταση ενός οξέος ή μιας βάσεως δεν είναι πλήρης.

Για να αποφανθούμε αν η ουσία είναι ασθενής ή ισχυρός ηλεκτρολύτης θα πρέπει να γνωρίζουμε την έκταση της διάστασης.

Η έκταση της διάστασης μπορεί να εκφραστεί με την σταθερά διάστασης ή ιονισμού και συμβολίζεται ως K_a (για οξέα) ή K_b (για βάσεις).

Έστω ο ιονισμός του οξέος:



Η σταθερά K_c είναι ίση με:

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [X^-]}{[HX] \cdot [H_2O]}$$

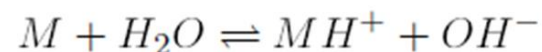
Για αραιά διαλύματα η $[H_2O]$ σταθερή:

$$K_a = K_c \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+] \cdot [X^-]}{[HX]}$$



Ασθενείς Ηλεκτρολύτες (2/2)

Έστω η βάση M δίσταται σε νερό:



Σταθερά ιονισμού:

$$K_b = \frac{[MH^+] \cdot [OH^-]}{[M]}$$

Η έκταση της διάστασης ενός ηλεκτρολύτη μπορεί να καθοριστεί με **βάση το βαθμό διάστασης ή ιονισμού (α)**, ο οποίος ορίζεται ως το κλάσμα των μορίων του ηλεκτρολύτη που δίσταται.

$$\alpha = \frac{\text{συγκέντρωση ηλεκτρολύτη που δίσταται}}{\text{ολική συγκέντρωση ηλεκτρολύτη}}$$

$$K_{a,b} = \frac{(C \cdot a)^2}{C \cdot (1 - a)} = \frac{a^2 \cdot C}{1 - a}$$

C: Ολική συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη



Δείκτες

Δείκτες είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες, οι οποίοι έχουν την ιδιότητα να αλλάζουν χρώμα ανάλογα με την οξύτητα του διαλύματος.

Οι αλλαγές στο χρώμα των δεικτών οφείλονται στο ότι τα αδιάστατα μόρια ενός ηλεκτρολύτη έχουν διαφορετικό χρώμα από τα ιόντα τους.

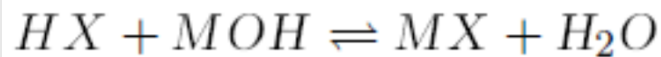


Όνομα δείκτη	Περιοχή pH αλλαγής χρώματος	Αλλαγή χρώματος (από → σε)
Κυανό θυμόλης (όξινη περιοχή)	1,1 - 2,8	Κόκκινο → κίτρινο
Πορτοκαλί του μεθυλίου	3,1 - 4,5	Κόκκινο → κίτρινο
Πράσινο της βρωμοκρεσόλης	3,8 - 5,5	Κίτρινο → μπλέ
Ερυθρό του μεθυλίου	4,2 - 6,3	Κόκκινο → κίτρινο
Κυανό βρωμοθυμόλης	6,0 - 7,6	Κίτρινο → μπλέ
Κυανό θυμόλης (βασική περιοχή)	8,0 - 9,6	Κίτρινο → μπλέ
Φαινολοφθαλεΐνη	8,3 - 10,0	Άχρωμο → ρόζ
Κίτρινο αλιζαρίνης	10,0 - 12,1	Κίτρινο → κόκκινο



Εξουδετέρωση

Αν σε ένα διάλυμα οξέος (HX) προσθέσουμε σταδιακά διάλυμα βάσεως (MOH), τότε τα ιόντα H^+ θα δεσμεύονται από τα ιόντα υδροξειδίου δίνοντας H_2O . Η αντίδραση αυτή καλείται εξουδετέρωση.

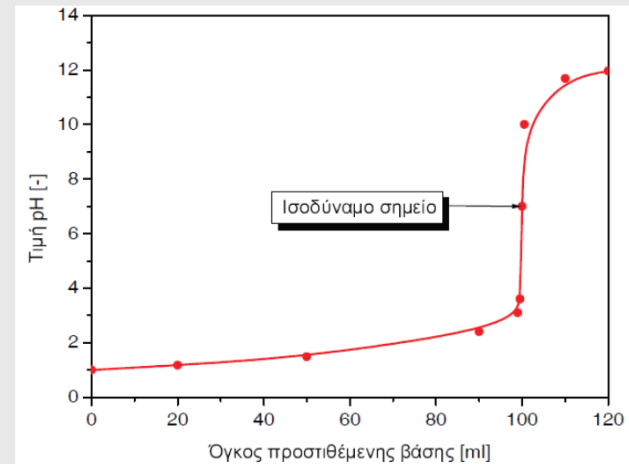


Το σημείο στο οποίο θα έχει προστεθεί τόση ποσότητα βάσεως, έτσι ώστε να δεσμευτούν όλα τα H^+ , **ονομάζεται ισοδύναμο σημείο**.

Η ποσότητα της βάσεως που απαιτείται για την εξουδετέρωση του οξέως καλείται **ισοδύναμη ποσότητα**.

Καμπύλη Ογκομέτρησης

Με βάση την ογκομέτρηση μπορούμε να προσδιορίσουμε την ακριβή ποσότητα ενός οξέος ή μιας βάσεως.



Παράδειγμα 16.1 (1/2)

Προσδιορίστε την καμπύλη ογκομέτρησης κατά την εξουδετέρωση 100 ml διαλύματος HCl 0,1 M από διάλυμα NaOH 0,1 M.

Πρέπει να προσδιορίσουμε το pH σε συνάρτηση με τον όγκο της βάσης και στη συνέχεια να κατασκευάσουμε τη ζητούμενη καμπύλη.

Πριν την προσθήκη NaOH, στη φιάλη υπάρχουν μόνο 100 ml από το διάλυμα HCl 0,1 M. Η συγκέντρωση των ιόντων υδρογόνου θα είναι:

$$[H^+] = 0,1 M \equiv 10^{-1} M : pH = 1,0$$

Έστω ότι προσθέτουμε 20 ml NaOH 0,1 M, οπότε ο τελικός όγκος στη φιάλη αυξάνεται στα 120 ml. **Η συγκέντρωση των H⁺ στο διάλυμα, ή το pH:**

	HCl +	NaOH →	NaCl	+ H ₂ O
Αρχικά	0,1 M × 100 ml = = 0,01 mol	-	-	-
Προστέθηκαν	-	20 ml × 0,1 M = = 0,002 mol	-	-
Αντέδρασαν	0,002 mol	0,002 mol	-	-
Τελικά	0,008 mol	0 mol	0,002 mol	0,002 mol



Παράδειγμα 16.1 (2/2)

Η συγκέντρωση των πρωτονίων και το pH θα είναι ίσα με:

$$[H^+] = \frac{0,008\text{mol HCl}}{120\text{ml}} = 0,067\frac{\text{mol}}{\text{lt}} = 0,067\text{M}$$

$$\text{pH} = 1,17.$$

Αντίστοιχα και για τα υπόλοιπα σημεία έχουμε:

Όγκος προστιθέμενης βάσης [ml]	Ποσότητα προστιθέμενης βάσης [mmol]	Τιμή pH [-]
0	0	1,00
20	2	1,17
50	5	1,48
90	9	2,28
99	9,9	3,30
99,5	9,95	3,60
100	10	7,00 (ισοδύναμο σημείο)
100,5	10,05	10,40
110	11	11,68
120	12	11,96



Ρυθμιστικά Διαλύματα (1/2)

- **Ρυθμιστικά** είναι τα διαλύματα που η τιμή του pH παραμένει σχεδόν αμετάβλητη κατά την προσθήκη μικρών ποσοτήτων οξέος ή βάσης.
- Είναι διαλύματα ασθενών οξέων με τις συζυγείς τους βάσεις (άλας του οξέος με ισχυρή βάση) ή για διαλύματα ασθενών βάσεων με τα συζυγή τους οξέα (άλας της βάσης με ισχυρό οξύ).

Διάλυμα CH_3COOH (ασθενές οξύ) με CH_3COONa (άλας ασθενούς οξέος) Διάλυμα NH_4OH (ασθενής βάση) με NH_4Cl (άλας ασθενούς βάσεως).



Ρυθμιστικά Διαλύματα (2/2)

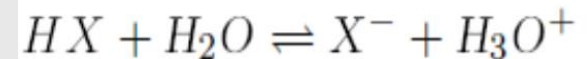
- Τα **ρυθμιστικά διαλύματα** μπορούν να ανθίστανται στις μεταβολές του pH που προκαλούνται λόγω της προσθήκης ενός οξέος ή μιας βάσεως. Εξαιτίας της ικανότητας τους να αντιδρούν τόσο με τα H^+ όσο και με τα OH^- , διατηρούν σχεδόν σταθερό το pH του διαλύματος.



Η εξίσωση των Henderson – Hasselbach (1/2)

Έστω ο υπολογισμός του pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος που αποτελείται από ένα οξύ HX και το άλας του AX.

Για την ισορροπία ιονισμού του οξέος:



Η σταθερά ιονισμού για το οξύ HX:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [X^-]}{[HX]}$$

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[HX]}{[X^-]}$$

Λαμβάνοντας τους αρνητικούς λογάριθμους:

$$-\log([H_3O^+]) = -\log\left(K_a \times \frac{[HX]}{[X^-]}\right) = -\log K_a - \log\left(\frac{[HX]}{[X^-]}\right)$$

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[X^-]}{[HX]}\right)$$



Η εξίσωση των Henderson – Hasselbach (2/2)

- Για να υπολογιστεί το pH πρέπει να γνωρίζουμε τις $[X^-]$ και $[HX]$



- Η $[X^-]$ θα ισούται με το άθροισμα των συγκεντρώσεων που προέρχονται και από τις 2 αντιδράσεις

$$[X^-] = [X^-]_{\text{οξέως}} + [X^-]_{\text{άλατος}} = a \cdot [HX]_0 + [AX]_0$$

- Αν υποθέσουμε ότι το οξύ είναι ασθενές και το άλας διίσταται πλήρως τότε η συνεισφορά στην συγκέντρωση από το οξύ είναι αμελητέα

$$[X^-] = a \cdot [HX]_0 + [AX]_0 \approx [AX]_0$$

$$[HX] = [HX]_0 - a \cdot [HX]_0 = (1 - a) \cdot [HX]_0 \quad [HX] = (1 - a) \cdot [HX]_0 \approx [HX]_0$$

Εξισώσεις για οξέα και βάσεις

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[AX]_0}{[HX]_0} \right) = pK_a + \log \left(\frac{[\text{άλατος}]}{[\text{οξέως}]} \right) \quad pOH = pK_b + \log \left(\frac{[\text{άλατος}]}{[\text{βάσης}]} \right)$$



Παράδειγμα 16.2

Να υπολογιστεί το pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος στους 25°C που περιέχει 0,25 M NH₃ και 0,2 M NH₄Cl. Δίνεται η K_b της αμμωνίας ίση με 1,8 × 10⁻⁵.

ΛΥΣΗ

Από την εξίσωση *Henderson - Hasselbach* προκύπτει:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \left(\frac{[\text{άλατος}]}{[\text{βάσης}]} \right) : \text{pOH} = -\log(1,8 \times 10^{-5}) + \log \frac{0,2}{0,25} = 4,64$$

Οπότε με βάση τη εξίσωση (16.6.7), το pH του διαλύματος είναι:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,64 = 9,36$$



Παράδειγμα 16.3 (1/3)

Έστω ρυθμιστικό διάλυμα οξέος HX (π.χ. CH₃COOH) και του άλατος του AX (π.χ. CH₃COONa) με συγκεντρώσεις οξέος και άλατος 1,0 M και 2,0 M, αντίστοιχα. Να υπολογιστεί: α) το pH του διαλύματος και β) το pH του διαλύματος εάν σε 1 Lt αυτού προστεθούν 0,1 mol HCl. Δίνεται η K_a του οξέος ίση με 2,0×10⁻⁵. Ο όγκος του διαλύματος παραμένει σταθερός.

(α) Σύμφωνα με την εξίσωση *Henderson - Hasselbach*, ισχύει:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{AX}]_0}{[\text{HX}]_0} \right) = -\log(2,0 \times 10^{-5}) + \log \frac{2}{1} = 5$$

β) Οι αντιδράσεις που πραγματοποιούνται είναι:



Παράδειγμα 16.3 (2/3)

Επειδή η διάσταση του άλατος θεωρείται πλήρης και του οξέος αμελητέα, η αρχική συγκέντρωση $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ θα είναι 2,0 mol (όση και η συγκέντρωση του άλατος $[\text{CH}_3\text{COONa}]$ ενώ αυτή του οξέος $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ θεωρούμε ότι παραμένει σταθερή και ίση με 1,0 mol.

Η αρχική συγκέντρωση των ιόντων $[\text{H}^+]$ μπορεί να υπολογιστεί με βάση το pH του αρχικού διαλύματος.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]:[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5}$$

Μετά την προσθήκη HCl η συγκέντρωση των ιόντων H^+ αυξάνεται κατά 0,1 mol. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα τη μετατόπιση της αντίδρασης.

$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ προς τα αριστερά, προκειμένου να αντισταθμιστεί η αύξηση της συγκέντρωσης των ιόντων H^+ .

Το τελικό αποτέλεσμα είναι η μείωση της συγκέντρωσης CH_3COO^- κατά 0,1 mol και η αντίστοιχη αύξηση της συγκέντρωσης του αδιάστατου οξέος CH_3COOH .



Παράδειγμα 16.3 (3/3)

Αφού ο όγκος του διαλύματος παραμένει σταθερός και ίσος με 1 Lt οι συγκεντρώσεις πριν και μετά την προσθήκη HCl μπορούν να βρεθούν:

	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$	$\text{H}^+ +$	CH_3COO^-
αρχικά	1,0 M	10^{-5} M	2,0 M
μετά την προσθήκη 0,1 mol HCl	$(1 + 0,1) = 1,1$ M	;	$(2 - 0,1) = 1,9$ M

Σύμφωνα με τις τιμές του πίνακα και την εξίσωση Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{AX}]}{[\text{HX}]} \right) = -\log(2,0 \times 10^{-5}) + \log \frac{1,9}{1,1} = 4,936$$

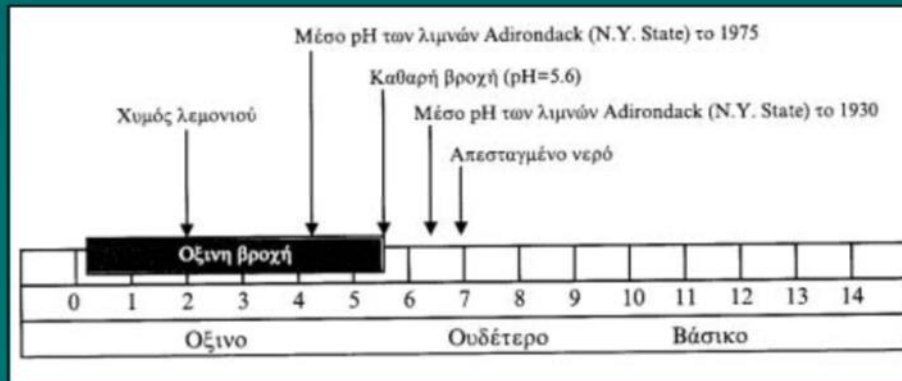
Το pH του διαλύματος μεταβλήθηκε μόνο κατά 0,064 μονάδες pH, ουσιαστικά δηλαδή παρέμεινε σταθερό. Αξίζει να σημειωθεί ότι η προσθήκη της ίδιας ποσότητας HCl (0,1 mol) σε 1,0 Lt καθαρού νερού (pH 7,0) θα μετέβαλλε το pH κατά 6 ολόκληρες μονάδες.



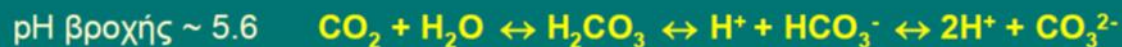
Το φαινόμενο της όξινης βροχής

ΟΞΙΝΗ ΒΡΟΧΗ – Το φαινόμενο

Με τον όρο “**όξινη βροχή**” περιγράφουμε την εναπόθεση όξινων ουσιών από την ατμόσφαιρα, κυρίως με τη μορφή βροχής ή πάχνης. Αυτή η όξινηση της βροχής, και κατά συνέπεια του υδρόβιου οικοσυστήματος, αποτελεί ένα από τα σημαντικότερα περιβαλλοντικά προβλήματα, παγκόσμιας κλίμακας



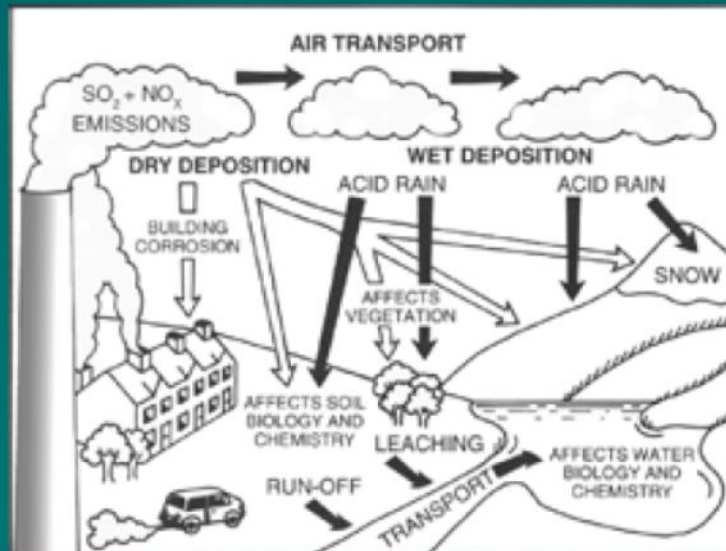
$$pH = -\log_{10}[H^+]$$



Τρόπος σχηματισμού της όξινης βροχής (1/2)

ΟΞΙΝΗ ΒΡΟΧΗ – Τρόπος σχηματισμού

Το pH της βροχής αλλάζει λόγω της ύπαρξης H_2SO_4 (62%), HNO_3 (32%) και HCl (6%) που έχει διαλυθεί στις σταγόνες.



Κύριες πρόδρομες ενώσεις είναι οι ανθρωπογενείς και φυσικές εκπομπές SO_x και NO_x

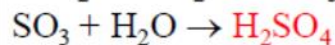
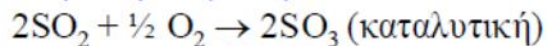


Τρόπος σχηματισμού της όξινης βροχής (2/2)

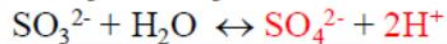
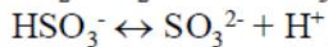
ΟΞΙΝΗ ΒΡΟΧΗ – Τρόπος σχηματισμού

Σχηματισμός θειικού οξέος

Στην αέρια φάση



Στην υγρή φάση

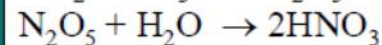
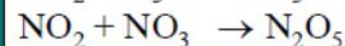
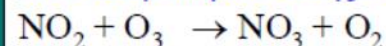


Σχηματισμός νιτρικού οξέος

Κατά τη διάρκεια της ημέρας



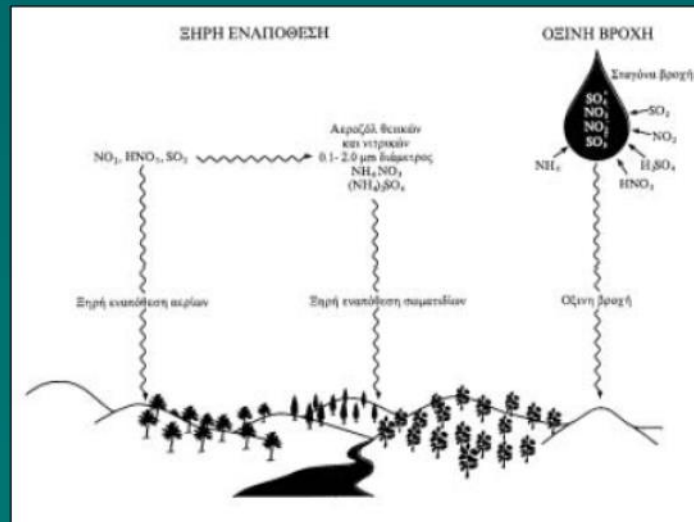
Κατά τη διάρκεια της νύχτας



Όξινη βροχή (1/3)

ΟΞΙΝΗ ΒΡΟΧΗ – Ξηρή εναπόθεση

Η «ξηρή» εναπόθεση συμβαίνει όταν δεν υπάρχουν βροχοπτώσεις. Αέρια SO_2 , NO_2 , HNO_3 και όξινα αεροζόλ εναποτίθενται όταν έρθουν σε επαφή με υγρούς όγκους, την πλάγια και τη χλωρίδα.



Μηχανισμός της διεργασίας όξινης εναπόθεσης (ξηρής και υγρής)



Όξινη βροχή (2/3)

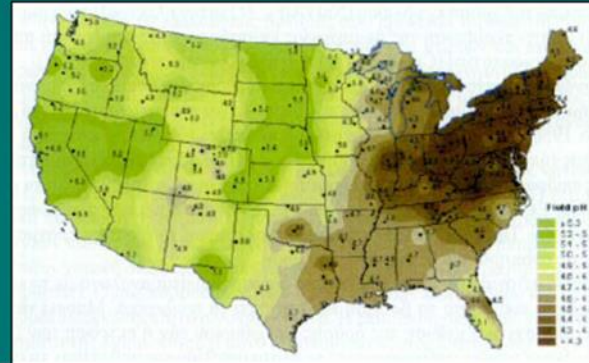
ΟΞΙΝΗ ΒΡΟΧΗ – ΕΠΙΠΤΩΣΕΙΣ



Copyright ©1990 Ernest H. Robl

Blue Ridge Mountains
North Karolina

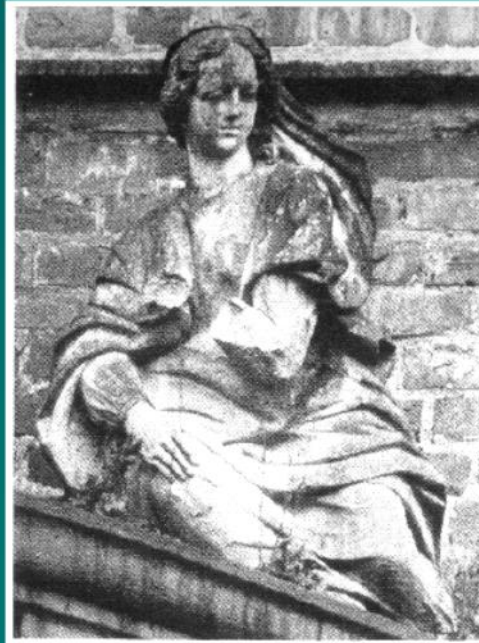
Όξινη βροχή και όξινη
εναπόθεση (ΗΠΑ)



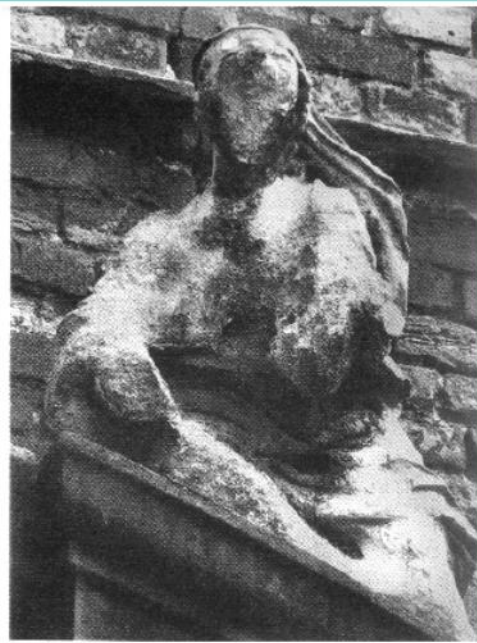
Όξινη βροχή (3/3)

ΟΞΙΝΗ ΒΡΟΧΗ – ΕΠΙΠΤΩΣΕΙΣ

1908



1969



Λίθινο (ψαμμίτης) άγαλα του 1702, κοντά στο Essen της Γερμανίας.

Τέλος Ενότητας



Ευρωπαϊκή Ένωση
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



Σημείωμα Αναφοράς

- Copyright Πανεπιστήμιο Δυτικής Μακεδονίας, Τμήμα Μηχανολόγων Μηχανικών, Μαρνέλλος Γεώργιος. «Χημεία». Έκδοση: 1.0. Κοζάνη 2015. Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση: [https:// eclass.uowm.gr/courses/MECH100/](https://eclass.uowm.gr/courses/MECH100/)



Σημείωμα Αδειοδότησης

Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Όχι Παράγωγα Έργα Μη Εμπορική Χρήση 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους όρους χρήσης τους στο «Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων».



[1] <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/4.0/>

Ως Μη Εμπορική ορίζεται η χρήση:

- που δεν περιλαμβάνει άμεσο ή έμμεσο οικονομικό όφελος από την χρήση του έργου για το διανομέα του έργου και αδειοδόχο
- που δεν περιλαμβάνει οικονομική συναλλαγή ως προϋπόθεση για τη χρήση ή πρόσβαση στο έργο
- που δεν προσπορίζει στο διανομέα του έργου και αδειοδόχο έμμεσο οικονομικό



Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων

Το Έργο αυτό κάνει χρήση των ακόλουθων έργων:

Εικόνες/Σχήματα/Διαγράμματα/Φωτογραφίες

- Γενική Χημεία. Θεωρία & Εφαρμογές, Μ.Ι. Κονσολάκης, Εκδόσεις ΑΕΝΑΟΣ, 2008



Διατήρηση Σημειωμάτων

Οποιαδήποτε αναπαραγωγή ή διασκευή του υλικού θα πρέπει να συμπεριλαμβάνει:

- το Σημείωμα Αναφοράς
- το Σημείωμα Αδειοδότησης
- τη δήλωση Διατήρησης Σημειωμάτων
- το Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων (εφόσον υπάρχει)

μαζί με τους συνοδευόμενους υπερσυνδέσμους.

