



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

ΑΝΟΙΚΤΑ ακαδημαϊκά
μαθήματα ΠΠ

ΧΗΜΕΙΑ

Ενότητα 13: Οξέα, Βάσεις, pH

Χρυσή Κ. Καραπαναγιώτη
Τμήμα Χημείας

Περιεχόμενα Μαθήματος

- 7. pH
 - οξέα – βάσεις – άλατα

Οξέα

- Θεωρία Arrhenius: Οξέα είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης H^+ .
- **ισχυρά**, δίστανται (ή καλύτερα ιοντίζονται) πλήρως σε ιόντα, και
- **ασθενή**, που δίστανται μερικώς σε ιόντα, δηλαδή συνυπάρχουν στο διάλυμα αδιάστατα μόρια και ιόντα.

Παραδείγματα:

- Ισχυρά οξέα: HCl , HBr , HI , HNO_3
- Ασθενή οξέα: H_2S , HCN , H_3PO_4
- Δηλαδή έχουμε, $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ (ισχυρό οξύ)
 $HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$ (ασθενές οξύ)

Βρείτε παραδείγματα στο βιβλίο

Ισχύς και συγκέντρωση

- Ισχύς – βαθμός ιοντισμού ενός οξέως
- Συγκέντρωση – ποσότητα οξέως μέσα στο διάλυμα
- Μπορούμε να έχουμε ένα πυκνό διάλυμα ενός ασθενούς οξέως ή ένα αραιό διάλυμα δυνατού οξέως, κλπ.

Πολυπρωτικά Οξέα:

Οξέα που μπορούν να δώσουν 2 πρωτόνια, όπως το θειικό οξύ, H_2SO_4



Βάσεις

- Θεωρία Arrhenius: Βάσεις είναι ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης OH^- .
- Ισχυρή βάση : $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- Ασθενής βάση:
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

Βρείτε παραδείγματα στο βιβλίο

Όταν σκεφτόμαστε τα οξέα και τις βάσεις τείνουμε να σκεφτούμε τα οξέα και τις βάσεις των εργαστηρίων χημείας

Αλλά περιβαλλόμαστε από οξέα και βάσεις στην καθημερινότητα. Τα περισσότερα είναι ασθενή.

Τα οξέα προκαλούν:
Τα λεμόνια να είναι ξινά
Την όξινη βροχή να τρώει τα γλυπτά
Κοιλότητες στα δόντια σας
Την αφομοίωση των τροφίμων στο στομάχι μας

Οξέα και Βάσεις

Τι είναι οξύ και τι βάση;

Ιδιότητες ενός οξέος

- Ξινή γεύση και μπορεί να κάψει το δέρμα
- Ο χυμός λεμονιών και το ξίδι είναι καλά παραδείγματα
- Αντιδρά με τα μέταλλα και παράγει υδρογόνο
- Αντιδρά με ασβεστόλιθο και παράγει διοξείδιο του άνθρακα

Ιδιότητες μιας βάσης

- Έχει πικρή γεύση και έχει μια ολισθηρή αίσθηση
- Οι βάσεις που είναι διαλυτές (διαλύονται στο νερό) καλούνται αλκάλια
- Αντιδρούν με τα λίπη και τα έλαια
- Αντιδρούν με τα οξέα \rightarrow αλάτι και νερό

Τα περισσότερα σαπουνία χεριών και καθαριστικά είναι βάσεις

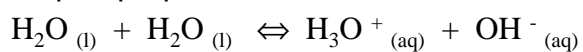
Το νερό είναι οξύ ή βάση;

Το νερό συμπεριφέρεται ως οξύ και βάση

Μερικές ενώσεις συμπεριφέρονται ως οξέα και βάσεις ταυτόχρονα και ονομάζονται αμφοτερικά.

Το νερό είναι ένα τέτοιο παράδειγμα.

Το νερό δρα με τον εαυτό του και κάνει ιόντα



Οξύ Βάση

Η συγκέντρωση των $[\text{H}_3\text{O}^+]$ και των $[\text{OH}^-]$ είναι $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$

Στην ισορροπία ορίζουμε τη σταθερά διάστασης του νερού:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$K_w = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7})$$

K_w : K = σταθερά $_w$ = νερό

$$K_w = (1.0 \cdot 10^{-14})$$

Στο καθαρό νερό, $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$

$$K_w = (1 \times 10^{-7}) (1 \times 10^{-7}) = 1 \times 10^{-14}$$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

Στους 25 °C η K_w κάθε υδατικού διαλύματος (ανεξαρτήτου σύστασης) ισούται με $1.0 \cdot 10^{-14}$.

$$[H_3O^+] \times [OH^-] \text{ πρέπει} = 1 \times 10^{-14}.$$

Έτσι αν $[H_3O^+]$ αυξάνεται, $[OH^-]$ μειώνεται ώστε το γινόμενο να είναι πάντα 1×10^{-14} .

Υπάρχουν 3 πιθανότητες σε ένα υδατικό διάλυμα

1. Ουδέτερο διάλυμα $[H_3O^+] = [OH^-]$
2. Όξινο διάλυμα $[H_3O^+] > [OH^-]$
3. Βασικό διάλυμα $[OH^-] > [H_3O^+]$

Υπολογίζοντας τη συγκέντρωση των ιόντων σε ένα υδατικό διάλυμα:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Πόση είναι η συγκέντρωση των $[H_3O^+]$ ή $[OH^-]$ σε κάθε ένα από τα παρακάτω διαλύματα; Τα διαλύματα είναι ουδέτερα, όξινα ή βασικά.

- a. $1 \cdot 10^{-5} \text{ M OH}^-$
- b. $1 \cdot 10^{-7} \text{ M OH}^-$
- c. 10.0 M H^+

Υπολογίζοντας τη συγκέντρωση των ιόντων σε ένα υδατικό διάλυμα:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Πόση είναι η συγκέντρωση των $[H_3O^+]$ ή $[OH^-]$ σε κάθε ένα από τα παρακάτω διαλύματα; Τα διαλύματα είναι ουδέτερα, όξινα ή βασικά.

a. $1 \cdot 10^{-5} \text{ M } OH^-$

b. $1 \cdot 10^{-7} \text{ M } OH^-$

c. $10.0 \text{ M } H^+$

a. $[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-9} \text{ molL}^{-1}$$

b.

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-7}} = 1.0 \times 10^{-7} \text{ molL}^{-1}$$

c.

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[H^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{10.0} = 1.0 \times 10^{-15} \text{ molL}^{-1}$$

Η κλίμακα pH

Η κλίμακα pH χρησιμοποιείται για να συγκρίνει τα διάφορα διαλύματα μεταξύ τους.

Η δύναμη ενός οξέος βασίζεται στη $[H_3O^+]$

Αυτές οι τιμές είναι πολύ μικρές. Για να εκφράσουμε αυτά τα νούμερα με πιο βολικό τρόπο, χρησιμοποιούμε την κλίμακα "p" που βασίζεται σε αρνητικό λογάριθμο (με βάση το 10)

E.g. $1.0 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1} = 9.00$ στην κλίμακα p

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

Η κλίμακα pH

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 14$$



$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-14}$$
$$= 0.00000000000001 \text{ mol L}^{-1}$$



$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1$$



$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-1}$$
$$= 0.1 \text{ mol L}^{-1}$$



Μπορούμε να εκφράσουμε της $[\text{H}^+]$ και $[\text{OH}^-]$ στο διάλυμα ως pH και pOH

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

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Αν γνωρίζουμε την $[\text{H}^+]$ τότε μπορούμε να υπολογίσουμε το pH του διαλύματος.

Υπολογίζουμε το pH και pOH :

1. Πόσο είναι το pH ενός διαλύματος όπου $[H^+] = 1.0 \times 10^{-9}$

$$\mathbf{pH = 9.00}$$

2. Πόσο είναι το pOH αυτού του διαλύματος;

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH$$

$$= 14 - 9.00$$

$$\mathbf{pOH = 5.00}$$

3. Πόσο είναι το pH ενός διαλύματος όπου $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6}$

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = \mathbf{1 \cdot 10^{-14}}$$

$$[H^+] = \mathbf{1 \cdot 10^{-14}} / 1.0 \times 10^{-6} = 1.0 \times 10^{-8}$$

$$\mathbf{pH = 8.00}$$

4. Υπολογίζουμε $[H^+]$ από το pH

$$\mathbf{[H^+] = 1.0 \cdot 10^{-8}}$$

ρΗ – ισχυρά οξέα και βάσεις

- Πλήρης διάσταση
- + όλα τα ιόντα είναι ενεργά
- \hat{a} ρΗ σύμφωνα με τον ορισμό του
- $\rho\text{H} = -\log[\text{H}^+]$
- H^+
- $\rho\text{H} = 14 + \log [\text{OH}^-]$

Π.χ.

- $\text{HCl} \hat{a} \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- $C = 1/100 = 10^{-2} \hat{e} \rho\text{H} = 2$

- $\text{NaOH} \hat{a} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- $C = 1/100 = 10^{-2} \hat{e} \rho\text{H} = 12$
- Θα πρέπει να ξέρετε να βρίσκεται το ρΗ ενός ισχυρού οξέος ή βάσης όταν σας δίνουν την αρχική συγκέντρωση

ρΗ – ασθενή οξέα

- Για τα ασθενή οξέα θα πρέπει να ξέρετε ότι
 - Δεν διασπώνται πλήρως στο νερό (π.χ. οξικό οξύ CH_3COOH)
 - Π.χ. $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$
 - Πόσο θα ήταν το ρΗ αν το οξύ ήταν ισχυρό και $C = 1/100 = 10^{-2}$
 - Λιγότερα ιόντα H^+ - λιγότερο όξινο από ότι αν ήταν ισχυρό
 - Παρόλα αυτά όμως \rightleftharpoons όξινο;
 - Για το οξικό οξύ, περίπου 5% δίσταται και 95% παραμένει στη μοριακή του μορφή.

ρΗ – ασθενή οξέα

- Δεν διασπάται πλήρως στο νερό (π.χ. οξικό οξύ CH_3COOH)
- Λιγότερα ιόντα H^+ - λιγότερο όξινο
- K_a η σταθερά διάστασης του οξέως (ισορροπίας)
- $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^- \{C = 1/100\}$
- $K_a = [\text{H}^+][\text{Ac}^-]/[\text{HAc}] = a^2/100(1-a)$
- a είναι πολύ μικρό
- $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- $\Rightarrow \text{pH} = 3,37$

ρΗ – ασθενείς βάσεις

- Π.χ. NH_4OH
- Αντιστρόφως ανάλογη συμπεριφορά με τα ασθενή οξέα
- Δηλαδή:

ρΗ – ασθενείς βάσεις

- Π.χ. NH_4OH
- Αντιστρόφως ανάλογη συμπεριφορά με τα ασθενή οξέα
- Δηλαδή:
- Π.χ. NH_4OH
- $\text{pH} = 14 - (-\frac{1}{2} \log K_B - \frac{1}{2} \log C) = 10,6$
- $C = 10^{-2} \text{ M}$
- $K_B = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Τέλος Ενότητας

Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στο πλαίσιο του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Αθηνών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο την 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.



ΣΗΜΕΙΩΜΑΤΑ

Σημείωμα Ιστορικού Εκδόσεων Έργου

Το παρόν έργο αποτελεί την έκδοση **1.0.0**.



Σημείωμα Αναφοράς

- Copyright Εθνικών και Καποδιστριακών Πανεπιστημίων Αθηνών, **Καραπαναγιώτη Χρυσή**. «Χημεία. Οξέα, Βάσεις, pH». Έκδοση: 1.0. Αθήνα 2014. Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση: <https://eclass.upatras.gr/modules/units/?course=PHY1919&id=3840>



Σημείωμα Αδειοδότησης

Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 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-sa/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 όφελος (π.χ. διαφημίσεις) από την προβολή του έργου σε διαδικτυακό τόπο

Ο δικαιούχος μπορεί να παρέχει στον αδειοδόχο ξεχωριστή άδεια να χρησιμοποιεί το έργο για εμπορική χρήση, εφόσον αυτό του ζητηθεί.

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.

