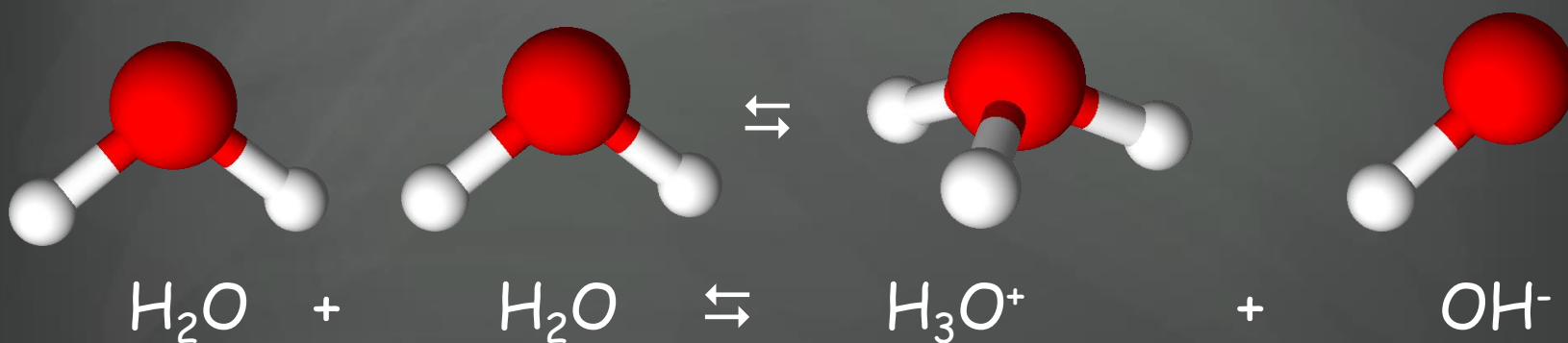


Μάθημα 5.3

Ιοντισμός οξέων - βάσεων - νερού

Ιοντισμός του νερού - pH

Το καθαρό νερό δεν αποτελείται αποκλειστικά και μόνο από μόρια νερού, αλλά και από ιόντα H_3O^+ (οξωνίου) και OH^- (υδροξειδίου).



Σταθερά ιοντισμού ή γινόμενο ιόντων του νερού



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

Η συγκέντρωση του νερού θεωρείται σταθερή:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{\frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}}{1 \text{ L}} = 55,5 \text{ M}$$

Σταθερά ιοντισμού ή γινόμενο ιόντων του νερού

Στους 25 °C ισχύει: $K_w = 10^{-14}$

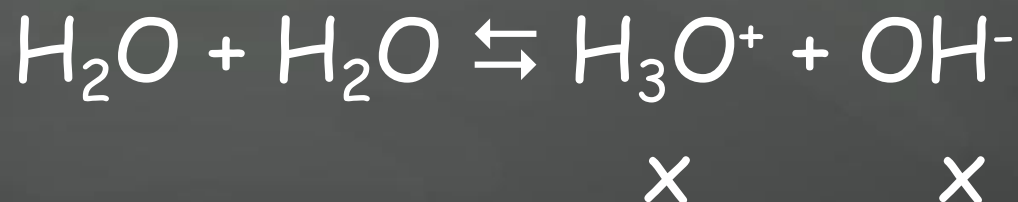
Η K_w μεταβάλλεται **μόνο** με τη θερμοκρασία.
Αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας,
καθώς οι αντιδράσεις ιοντισμού είναι
ενδόθερμες.

Σταθερά ιοντισμού ή γινόμενο ιόντων του νερού

Σε κάθε υδατικό διάλυμα ισχύει η σχέση:

$$[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ (στους } 25^\circ C\text{)}$$

Στο καθαρό νερό:



$$[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow x^2 = 10^{-14} \Rightarrow x = 10^{-7} \text{ M}$$

Σταθερά ιοντισμού ή γινόμενο ιόντων του νερού

Επομένως έχουμε στους 25°C:

Σε όλα τα υδατικά διαλύματα: $[H_3O^+][OH^-] = K_w = 10^{-14}$

Σε ουδέτερα διαλύματα και στο νερό: $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ M} = [OH^-]$

Σε όξινα διαλύματα: $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ M} > [OH^-]$

Σε βασικά (αλκαλικά) διαλύματα: $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ M} < [OH^-]$

pH - pOH

Το pH ορίζεται ως ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της αριθμητικής τιμής της συγκέντρωσης των ιόντων H_3O^+ σε ένα υδατικό διάλυμα.

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

Ανάλογα:

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

pH - pOH

Επομένως έχουμε στους 25°C:

Σε όλα τα υδατικά διαλύματα: $pH + pOH = 14$

Σε ουδέτερα διαλύματα και στο νερό: $pH = 7 = pOH$

Σε όξινα διαλύματα: $pH < 7 < pOH$

Σε βασικά (αλκαλικά) διαλύματα: $pH > 7 > pOH$

Μέτρηση του pH



Πεχαμετρικό χαρτί

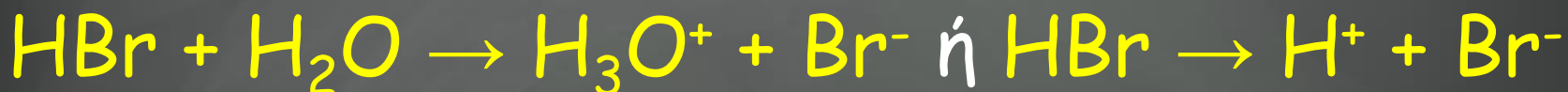


Πεχάμετρο

Διαλύματα ισχυρών οξέων - βάσεων

Οξέα:

HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄ και το H₂SO₄ (στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού του).



Βάσεις:

NaOH ή KOH ή Ca(OH)₂ κ.α.



Εφαρμογή 5.3

Ποιο είναι το pH διαλύματος HBr
περιεκτικότητας 8,1 g/L;

(pH = 1)

Εφαρμογή 5.4

Ποια είναι η συγκέντρωση OH^- σε διαλύματα:

α. $\text{KOH } 10^{-3} \text{ M}$ και β. $\text{KOH } 10^{-7} \text{ M}$;

(α. 10^{-3} M β. $1,62 \cdot 10^{-7} \text{ M}$)

Εφαρμογή 5.5

Σε 10 L διαλύματος NaOH με $\text{pH} = 13$
προσθέτουμε 90 L H_2O . Ποιο είναι το pH
του αραιωμένου διαλύματος;

($\text{pH}=12$)

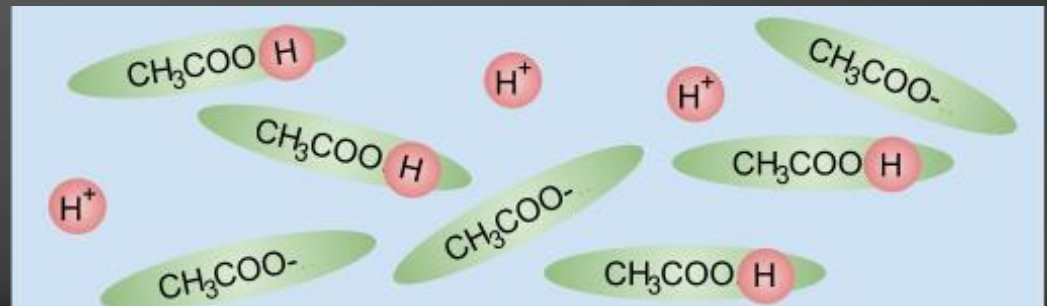
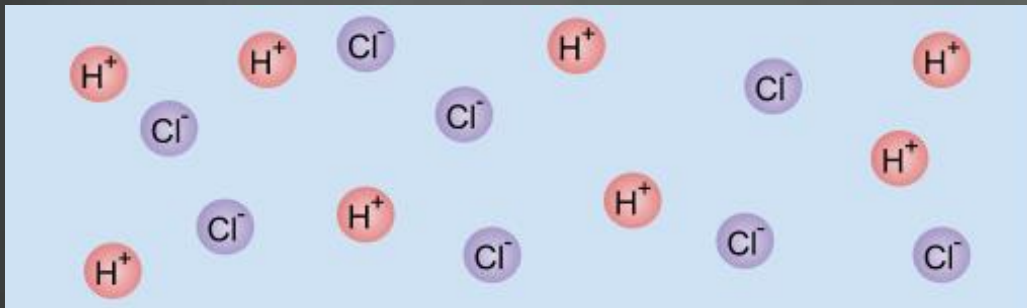
Εφαρμογή 5.6

Σε 4 L διαλύματος ΚΟΗ με $\text{pH} = 12$
προσθέτουμε 0,36 mol ΚΟΗ και παίρνουμε 4
L διαλύματος Α. Ποιο είναι το pH του Α;

($\text{pH}=13$)

Διαλύματα ασθενών οξέων - βάσεων

Τα ασθενή οξέα αντιδρούν πολύ λιγότερο από τα ισχυρά. Η ισχύς τους περιγράφεται από τη σταθερά ισορροπίας ιοντισμού του οξέος.



Διαλύματα ασθενών οξέων

Σε αραιό υδατικό διάλυμα ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA , έχουμε την ισορροπία:

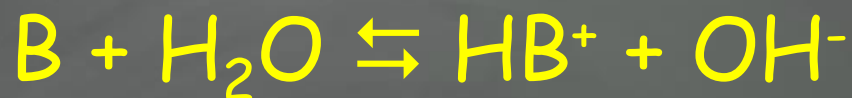


Ονομάζουμε **σταθερά ιοντισμού** ασθενούς οξέος HA την τιμή του κλάσματος στην ισορροπία:

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

Διαλύματα ασθενών βάσεων

Σε αραιό υδατικό διάλυμα ασθενούς βάσης B, έχουμε την ισορροπία:



Ονομάζουμε **σταθερά ιοντισμού** ασθενούς βάσης B την τιμή του κλάσματος στην ισορροπία:

$$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$$

Σταθερά ιοντισμού

Η K_a/K_b μεταβάλλεται μόνο με τη θερμοκρασία. Αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας, καθώς οι αντιδράσεις ιοντισμού είναι ενδόθερμες.

Η τιμή της K_a/K_b είναι ένα μέτρο της ισχύος του οξέος/της βάσης, για μια ορισμένη θερμοκρασία. Όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της σταθεράς ιοντισμού του οξέος/της βάσης τόσο ισχυρότερο/η είναι το οξύ/η βάση.

Παράδειγμα 5.7

Διάλυμα ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA συγκέντρωσης $0,01 \text{ M}$, έχει βαθμό ιοντισμού $\alpha = 0,01$. Να βρεθεί η K_a του οξέος και το pH του διαλύματος.

$$(K_a = 10^{-6}, \text{pH} = 4)$$

Εφαρμογή 5.7

Διάλυμα NH_3 0,1 Μ έχει $K_b = 10^{-5}$. Να βρεθεί ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 στο διάλυμα αυτό και το pH του διαλύματος.

$$(\alpha = 10^{-2}, \text{pH} = 11)$$

Παράδειγμα 5.8

Διάλυμα μονοπρωτικού οξέος HA
συγκέντρωσης c M έχει βαθμό ιοντισμού α .
Να βρεθεί η τιμή της K_a σε συνάρτηση με τα
 c και α .

Νόμος αραιώσεως του Ostwald

Για ένα αραιό διάλυμα ασθενούς οξέος, ισχύει

$$K_a = \frac{a^2 \cdot c}{1-a}$$

αν απλοποιήσουμε τη σχέση, έχουμε $a \ll 1$, άρα $1-a \approx 1$

$$K_a = a^2 \cdot c$$

Δηλαδή όσο μειώνεται η συγκέντρωση του οξέος, αυξάνεται ο βαθμός ιοντισμού του.

Υποθέσαμε ότι $1 - \alpha \approx 1$. Ναι, αλλά
τότε δικαιούμαστε να κάνουμε την
προσέγγιση;



C

X

X

X

C-X

X

X



- Αν $\alpha \leq 0,1$ τότε $1 - \alpha \approx 1$ και $c - x \approx c$
- Αν $K_a / c \leq 0,01$ τότε $1 - \alpha \approx 1$ και $c - x \approx c$

Σχέση K_a οξέος και K_b συζυγούς βάσης



$$K_{a_{HA}} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_{b_{A^-}} = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

$$K_a \cdot K_b = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w$$

Σχέση K_a οξέος και K_b συζυγούς βάσης

K_a	Οξύ	Συζυγής βάση	K_b
10^9	HI	I^-	10^{-23}
10^8	HBr	Br^-	10^{-22}
$1,3 \cdot 10^6$	HCl	Cl^-	$7,7 \cdot 10^{-21}$
10^3	H_2SO_4	HSO_4^-	$1 \cdot 10^{-17}$
$3 \cdot 10^1$	HNO_3	NO_3^-	$3 \cdot 10^{-16}$
$1,1 \cdot 10^{-2}$	HSO_4^-	SO_4^{2-}	$9,1 \cdot 10^{-13}$
$7,2 \cdot 10^{-4}$	HNO_2	NO_2^-	$1,4 \cdot 10^{-11}$
$6,6 \cdot 10^{-4}$	HF	F^-	$1,5 \cdot 10^{-11}$
$1,8 \cdot 10^{-5}$	CH_3COOH	CH_3COO^-	$5,6 \cdot 10^{-10}$
$4,4 \cdot 10^{-7}$	H_2CO_3	HCO_3^-	$2,3 \cdot 10^{-8}$
$5,6 \cdot 10^{-10}$	NH_4^+	NH_3	$1,8 \cdot 10^{-5}$
$4,7 \cdot 10^{-11}$	HCO_3^-	CO_3^{2-}	$2,1 \cdot 10^{-4}$
$3,2 \cdot 10^{-16}$	CH_3OH	CH_3O^-	$3,1 \cdot 10^1$



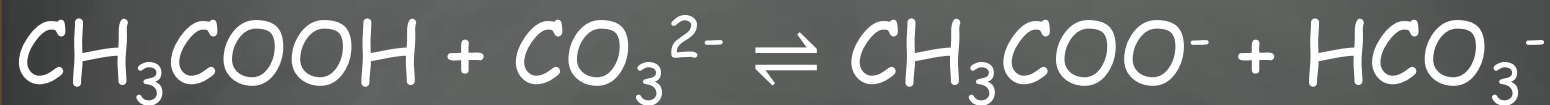
Η ισχύς
αυξάνεται

Η ισχύς
αυξάνεται



Παράδειγμα 5.9

Με βάση τον πίνακα 5.2 να προβλέψετε προς ποια κατεύθυνση γίνεται η παρακάτω αντίδραση.



Εφαρμογή 5.9

Να απαντήσετε με βάση τα δεδομένα του πίνακα 5.2 προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη η ισορροπία:



Εφαρμογή 5.10

Να βρεθεί το pH διαλύματος KBr $0,2 \text{ M}$.

Εφαρμογή 5.11

Να βρεθεί το pH διαλύματος KF 1 Μ αν

$$K_{a \text{ HF}} = 10^{-4} \text{ και } K_w = 10^{-14}.$$