

# Ανάλυση Τροφίμων

## Ενότητα 8: Εφαρμογές υδατική ισορροπίας

Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων & Διατροφής



Πανεπιστήμιο  
Θεσσαλίας

Ακαδημαϊκό Έτος  
2019 - 2020

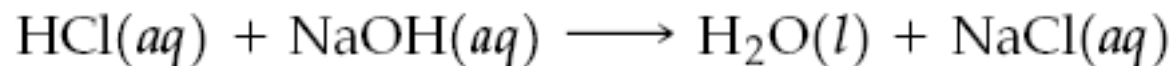
Δημήτρης Π. Μακρής *PhD DIC*

*Αναπληρωτής Καθηγητής*

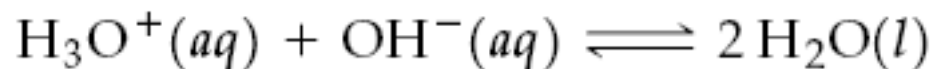
# Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

Ισχυρό οξύ – ισχυρή βάση

Λαμβάνεται η παρακάτω αντίδραση:



Επειδή όλες οι ουσίες (HCl, NaOH, NaCl) δίστανται πλήρως, η τελική ιοντική εξίσωση θα είναι:

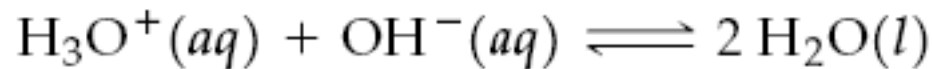


Συνεπώς, εάν αναμιχθούν ίσοι αριθμοί mol HCl και NaOH, μετά το πέρας της αντίδρασης θα ισχύει ότι:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

## Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

Ουσιαστικά, η εξουδετέρωση ενός ισχυρού οξέως από μια ισχυρή βάση είναι το αντίστροφο της διάστασης του νερού. Άρα, για να υπολογιστεί η σταθερά εξουδετέρωσης  $K_n$ , μπορεί να υποθεθεί ότι:



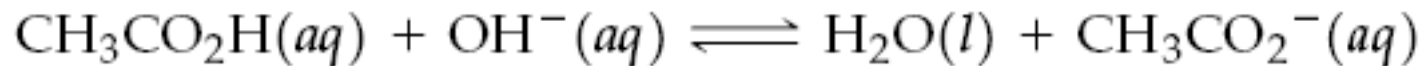
$$K_n = \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]} = \frac{1}{K_w} = \frac{1}{1.0 \times 10^{-14}} = 1.0 \times 10^{14}$$

Η μεγάλη σταθερά υποδεικνύει ότι η αντίδραση είναι σχεδόν πλήρης. Το άλας που παράγεται από την αντίδραση είναι ουδέτερο και συνεπώς το διάλυμα θα έχει pH= 7.

# Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

## Ασθενές οξύ – ισχυρή βάση

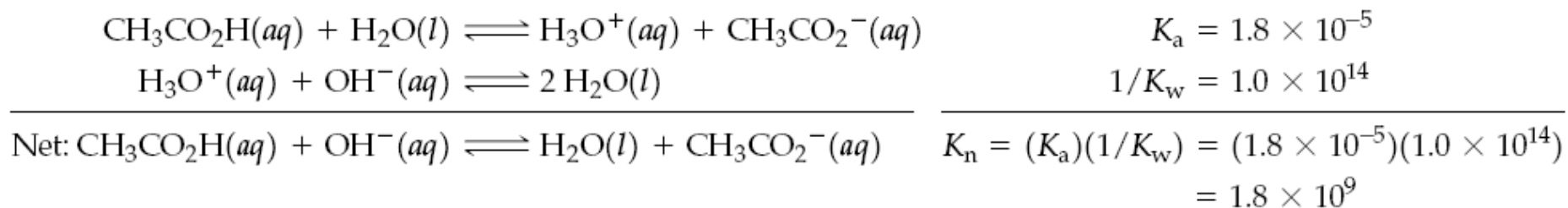
Λαμβάνεται για παράδειγμα η αντίδραση του οξικού οξέως ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) και η αντίδρασή του με  $\text{NaOH}$  για τη δημιουργία οξικού νατρίου ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ):



Τα ιόντα  $\text{Na}^+$  δεν εμφανίζονται στην εξίσωση, γιατί αμφότερα το  $\text{CH}_3\text{COONa}$  και το  $\text{NaOH}$  δίστανται πλήρως.

## Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

Με βάση τα παραπάνω, μπορεί να γίνει η εξής υπόθεση:



Η τιμή της σταθεράς είναι πολύ υψηλή, που σημαίνει ότι η αντίδραση εξουδετέρωσης γίνεται κατά περίπου 100%. Επειδή όμως το ιόν  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  προέρχεται από ασθενές οξύ, θα ισχύει ότι  $\text{pH} > 7$ .

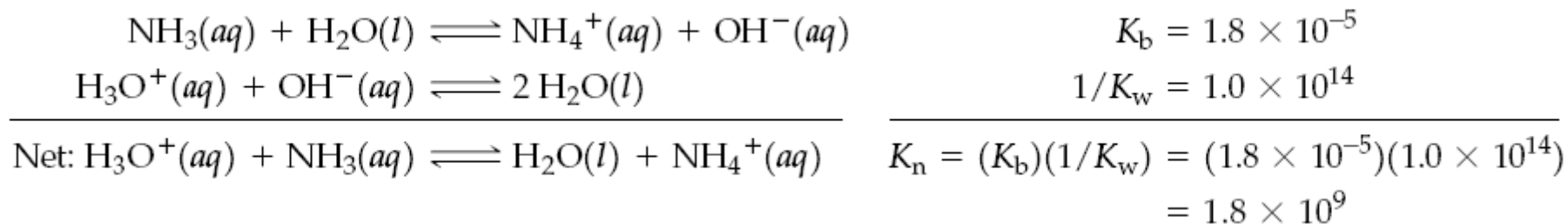
## Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

### Ισχυρό οξύ – ασθενής βάση

Για παράδειγμα, η εξουδετέρωση της  $\text{NH}_3$  από το  $\text{HCl}$  έχει ως τελική ιοντική εξίσωση:



Όπως και στην περίπτωση ασθενούς οξέως – ισχυρής βάσης, μπορεί να γίνει η παρακάτω υπόθεση:



Και πάλι, η αντίδραση εξουδετέρωσης θα πραγματοποιηθεί πλήρως και θα ισχύει ότι  $\text{pH} < 7$ .

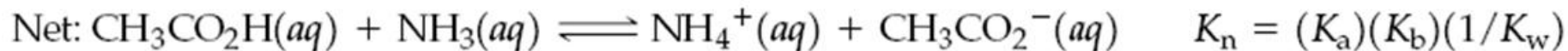
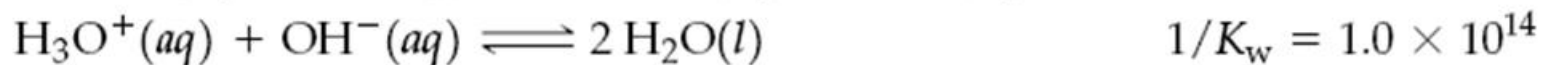
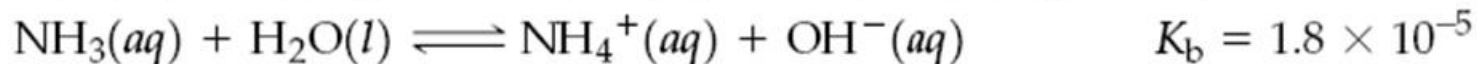
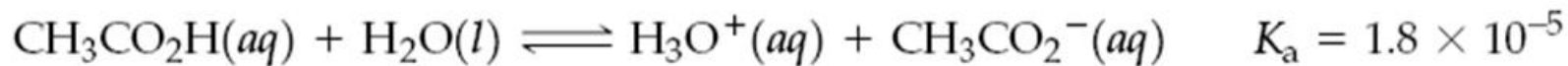
## Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

### Ασθενές οξύ – ασθενής βάση

Η τελική ιοντική εξίσωση για την εξουδετέρωση του οξικού οξέως με αμμωνία είναι:



Όπως και στις προηγούμενες περιπτώσεις, μπορεί να υποτεθεί ότι:



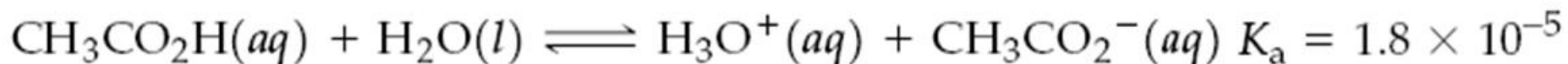
$$K_n = (K_a)(K_b)\left(\frac{1}{K_w}\right) = (1.8 \times 10^{-5})(1.8 \times 10^{-5})(1.0 \times 10^{14}) = 3.2 \times 10^4$$

Σ' αυτήν την περίπτωση, η σταθερά είναι σημαντικά μικρότερη, που σημαίνει ότι η εξουδετέρωση δεν θα πραγματοποιηθεί πλήρως.

## Επίδραση Κοινού Ιόντος

Για να διευκρινιστούν καλύτερα οι υπολογισμοί που σχετίζονται με το pH σ' ένα μίγμα ασθενούς οξέως – συζυγούς βάσεως, λαμβάνεται ένα μίγμα 0.1 M οξικού οξέως και 0.1 M οξικού νατρίου.

Ισχύει ότι:





## Επίδραση Κοινού Ιόντος

Μπορεί τώρα να δημιουργηθεί ο πίνακας συγκεντρώσεων των ενώσεων (μορίων και ιόντων) που συμμετέχουν στην αντίδραση. Όμως, θα πρέπει να ληφθεί υπόψη ότι η συγκέντρωση των οξικών ιόντων ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) προέρχεται και από τη διάσταση του οξικού οξέως και από τη διάσταση του οξικού νατρίου.

Δηλαδή, αν υποθεθεί ότι η συγκέντρωση των οξικών ιόντων είναι  $x$  mol/L από τη διάσταση του οξικού οξέως, θα προστεθούν σ' αυτά και άλλα 0.1 mol/L από τη διάσταση του οξικού νατρίου. Συνεπώς:

	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(aq)$	$\text{H}_2\text{O}(l)$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+(aq)$	$+$	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-(aq)$
Initial conc (M)	0.10			$\sim 0$		0.10
Change (M)	$-x$			$+x$		$+x$
Equilibrium conc (M)	$0.10 - x$			$x$		$0.10 + x$

## Επίδραση Κοινού Ιόντος

Αν τώρα οι τιμές αντικατασταθούν στην εξίσωση ισορροπίας, λαμβάνεται:

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = \frac{(x)(0.10 + x)}{0.10 - x}$$

Εφόσον όμως η συγκέντρωση  $x$  είναι πολύ μικρότερη από 0.1, η εξίσωση μπορεί ν' απλοποιηθεί ως εξής:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(0.10 + x)}{0.10 - x} \approx \frac{(x)(0.10)}{0.10}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Δηλαδή:

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

## Επίδραση Κοινού Ιόντος

Αν το διάλυμα περιείχε μόνο 0.1 M οξικό οξύ, τότε θα ίσχυε:

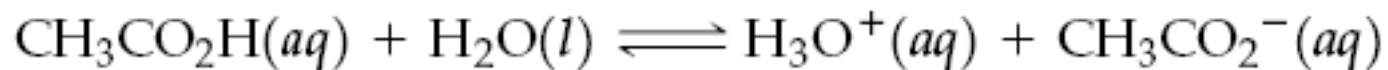
	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(aq)$	$+$	$\text{H}_2\text{O}(l)$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+(aq)$	$+$	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-(aq)$
Equilibrium conc (M)	$0.10 - x$				$x$		$x$

Με βάση την παραπάνω μεθοδολογία, μπορεί να υπολογιστεί ότι το pH αυτού του διαλύματος θα ήταν 2.89.

## Επίδραση Κοινού Ιόντος

Η μείωση της  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  όταν προστίθενται οξικά ιόντα σ' ένα διάλυμα οξικού οξέως είναι ένα παράδειγμα **επίδρασης κοινού ιόντος**. Δηλαδή, μια μετατόπιση της ισορροπίας όταν προστίθεται μια ουσία, η οποία παρέχει ένα ιόν που συμμετέχει στην ισορροπία.

Έτσι, η προσθήκη οξικών ιόντων μετατοπίζει την ισορροπία διάστασης του οξικού οξέως προς τ' αριστερά.



Η επίδραση κοινού ιόντος είναι ένα παράδειγμα της αρχής Le Châtelier.

## Ρυθμιστικά Διαλύματα (Buffer Solutions)

Διαλύματα που περιέχουν ένα ασθενές οξύ και τη συζυγή βάση του ονομάζονται **ρυθμιστικά διαλύματα**, γιατί αντιστέκονται σε δραστικές αλλαγές του pH.

Εάν μια μικρή ποσότητα  $\text{OH}^-$  προστεθεί σ' ένα ρυθμιστικό, τότε η αύξηση του pH θα είναι ανεπαίσθητη, γιατί το οξύ του ρυθμιστικού εξουδετερώνει το  $\text{OH}^-$ .

Εάν μια μικρή ποσότητα  $\text{H}_3\text{O}^+$  προστεθεί σ' ένα ρυθμιστικό, τότε η μείωση του pH θα είναι ανεπαίσθητη, γιατί το οξύ του ρυθμιστικού εξουδετερώνει το  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

## Ρυθμιστικά Διαλύματα (Buffer Solutions)

Για να διαπιστωθεί η λειτουργία ενός ρυθμιστικού διαλύματος, λαμβάνεται ένα μίγμα 0.1 M οξικού οξέως και 0.1 M οξικού νατρίου. Ισχύει ότι:

	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(aq)$	$+$	$\text{H}_2\text{O}(l)$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+(aq)$	$+$	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-(aq)$
Equilibrium conc (M)	$0.10 - x$				$x$		$0.10 + x$

Εάν η εξίσωση ισορροπίας λυθεί ως προς  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , τότε λαμβάνεται:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]}$$
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{(0.10 - x)}{(0.10 + x)} = K_a \left( \frac{0.10}{0.10} \right) = K_a = 1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$$
$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

# Ρυθμιστικά Διαλύματα (Buffer Solutions)

## Προσθήκη $\text{OH}^-$

Ας υποτεθεί ότι στο προηγούμενο μίγμα προστίθενται 0.01 mol στερεού NaOH. Τότε θα ισχύει:

<b>Neutralization reaction:</b>	<b><math>\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(aq) + \text{OH}^-(aq) \xrightarrow{100\%} \text{H}_2\text{O}(l) + \text{CH}_3\text{CO}_2^-(aq)</math></b>		
Before reaction (mol)	0.10	0.01	0.10
Change (mol)	-0.01	-0.01	+0.01
After reaction (mol)	0.09	~0	0.11

## Ρυθμιστικά Διαλύματα (Buffer Solutions)

Συνεπώς:

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = \frac{0.09 \text{ mol}}{1.00 \text{ L}} = 0.09 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = \frac{0.11 \text{ mol}}{1.00 \text{ L}} = 0.11 \text{ M}$$

Αν αυτές οι τιμές αντικατασταθούν στην έκφραση του  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , τότε λαμβάνεται:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= K_a \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]} \\ &= (1.8 \times 10^{-5}) \left( \frac{0.09}{0.11} \right) = 1.5 \times 10^{-5} \text{ M} \end{aligned}$$

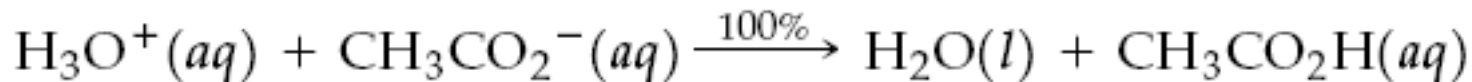
$$\text{pH} = 4.82$$



## Ρυθμιστικά Διαλύματα (Buffer Solutions)

### Προσθήκη $\text{H}_3\text{O}^+$

Ας υποτεθεί ότι στο προηγούμενο μίγμα προστίθενται 0.01 mol HCl. Τότε 0.01 mol οξικών ιόντων θα μετατραπούν σε 0.01 mol οξικού οξέως, σύμφωνα με την αντίδραση:



Οι συγκεντρώσεις μετά την εξουδετέρωση θα είναι  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.11 \text{ M}$  και  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.09 \text{ M}$ . Δηλαδή:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= K_a \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-]} \\ &= (1.8 \times 10^{-5}) \left( \frac{0.11}{0.09} \right) = 2.2 \times 10^{-5} \text{ M} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 4.66$$

## Ρυθμιστική Ικανότητα

Λαμβάνεται για παράδειγμα ένα αραιό διάλυμα HCl  $1.8 \times 10^{-5}$  M. Το pH αυτού του διαλύματος θα είναι 4.74. Αν σ' αυτό το διάλυμα προστεθούν 0.01 mol στερεού NaOH, τότε η συγκέντρωση των OH<sup>-</sup> θα είναι πρακτικά η ίδια, αφού μόνο ένα ελάχιστο μέρος εξουδετερώθηκε ( $1.8 \times 10^{-5}$  mol).

Δηλαδή:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{(1.0 \times 10^{-14})}{(0.01)} = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 12.0$$

Έτσι λοιπόν, **ρυθμιστική ικανότητα** ορίζεται ως η ποσότητα ενός οξέως ή μιας βάσεως που μπορεί ν' απορροφηθεί από ένα ρυθμιστικό διάλυμα, χωρίς ν' αλλάξει πρακτικά το pH του.

## Η Εξίσωση Henderson - Hasselbalch

Όπως ήδη ειπώθηκε, ισχύει ότι:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{Acid}]}{[\text{Base}]}$$

Αυτή η εξίσωση μπορεί να μετασχηματισθεί λογαριθμίζοντας, ως εξής:

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

Τελικά, λαμβάνεται η εξής έκφραση, η οποία ονομάζεται **εξίσωση Henderson – Hasselbalch**:

$$\text{HENDERSON-HASSELBALCH EQUATION} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acid}]}$$

# Η Εξίσωση Henderson - Hasselbalch

Η εξίσωση Henderson – Hasselbalch δηλώνει ότι το pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος έχει τιμή περίπου όσο και το  $pK_a$ , διαφέροντας μόνο κατά ένα παράγοντα  $\log([βάση]/[οξύ])$ .

Με βάση την εξίσωση Henderson – Hasselbalch μπορεί εύκολα να παρασκευαστεί ένα ρυθμιστικό διάλυμα συγκεκριμένου pH. Η γενική ιδέα είναι να επιλεγεί ένα ασθενές οξύ με  $pK_a$  κοντά στο επιθυμητό pH και να προσαρμοστεί ο λόγος  $[βάση]/[οξύ]$  σε μια τιμή, σύμφωνα με την εξίσωση Henderson – Hasselbalch.

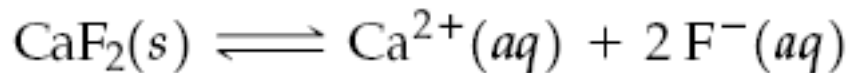
Ως γενικός κανόνας, η τιμή του  $pK_a$  ενός ασθενούς οξέως θα πρέπει να είναι  $\pm 1$  της τιμής του pH του ρυθμιστικού διαλύματος που πρόκειται να παρασκευαστεί.

## Ισορροπίες Διαλυτότητας

Ας υποθεθεί η ισορροπία διαλυτότητας σ' ένα κορεσμένο διάλυμα φθοριούχου ασβεστίου ( $\text{CaF}_2$ ), το οποίο βρίσκεται σ' επαφή με περίσσεια στερεού  $\text{CaF}_2$ .

Το  $\text{CaF}_2$  είναι ισχυρός ηλεκτρολύτης (ιοντικό στερεό) και στην υδατική βάση δίσταται και βρίσκεται υπό τη μορφή ιόντων  $\text{Ca}^{2+}$  και  $\text{F}^-$ .

Στη ισορροπία, οι συγκεντρώσεις των ιόντων παραμένουν σταθερές γιατί η ταχύτητα με την οποία στερεό  $\text{CaF}_2$  διαλύεται για να δώσει ιόντα  $\text{Ca}^{2+}$  και  $\text{F}^-$ , ισούται με την ταχύτητα που  $\text{Ca}^{2+}$  και  $\text{F}^-$  κρυσταλλώνουν για να παράξουν στερεό  $\text{CaF}_2$ .



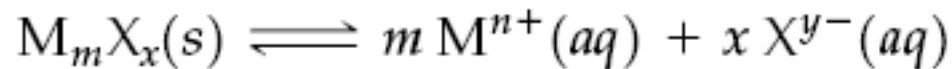
## Ισορροπίες Διαλυτότητας

Η εξίσωση ισορροπίας για την αντίδραση διάλυσης θα είναι:

$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

Η σταθερά  $K_{sp}$  ονομάζεται **σταθερά γινομένου διαλυτότητας** ή απλώς **γινόμενο διαλυτότητας**. Επειδή η ισορροπία είναι ετερογενής, η συγκέντρωση του στερεού  $\text{CaF}_2$  παραλείπεται από την εξίσωση ισορροπίας γιατί είναι σταθερή.

Για μια γενική ισορροπία διαλυτότητας του τύπου:



ισχύει ότι:

$$K_{sp} = [\text{M}^{n+}]^m[\text{X}^{y-}]^x$$

## Μέτρηση της $K_{sp}$ και Υπολογισμός της Διαλυτότητας από την $K_{sp}$

Οι αριθμητικές τιμές των σταθερών  $K_{sp}$  προσδιορίζονται πειραματικά. Για παράδειγμα, αν υποθεθεί ότι σ' ένα διάλυμα  $\text{CaF}_2$  βρίσκεται ότι  $[\text{Ca}^{2+}] = 3.3 \times 10^{-4} \text{ M}$   $[\text{F}^-] = 6.7 \times 10^{-4} \text{ M}$ .

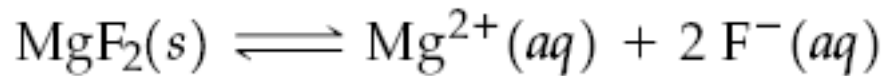
$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 = (3.3 \times 10^{-4})(6.7 \times 10^{-4})^2 = 1.5 \times 10^{-10}$$

$K_{sp}$ Values for Some Ionic Compounds at 25°C		
Name	Formula	$K_{sp}$
Aluminum hydroxide	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1.9 \times 10^{-33}$
Barium carbonate	$\text{BaCO}_3$	$2.6 \times 10^{-9}$
Calcium carbonate	$\text{CaCO}_3$	$5.0 \times 10^{-9}$
Calcium fluoride	$\text{CaF}_2$	$1.5 \times 10^{-10}$
Lead(II) chloride	$\text{PbCl}_2$	$1.2 \times 10^{-5}$
Lead(II) chromate	$\text{PbCrO}_4$	$2.8 \times 10^{-13}$
Silver chloride	$\text{AgCl}$	$1.8 \times 10^{-10}$
Silver sulfate	$\text{Ag}_2\text{SO}_4$	$1.2 \times 10^{-5}$

# Παράγοντες που Επηρεάζουν τη Διαλυτότητα

## Επίδραση κοινού ιόντος

Λαμβάνεται για παράδειγμα η παρακάτω ισορροπία:



Γνωρίζοντας ότι η συγκέντρωση του  $\text{MgF}_2$  είναι  $2.6 \times 10^{-4} \text{ M}$ , θα ισχύει ότι:

$$[\text{Mg}^{2+}] = 2.6 \times 10^{-4} \text{ M} \quad [\text{F}^{-}] = 5.2 \times 10^{-4} \text{ M}$$



## Παράγοντες που Επηρεάζουν τη Διαλυτότητα

Όταν το  $\text{MgF}_2$  διαλυθεί σε διάλυμα που περιέχει ένα κοινό ιόν, όπως π.χ. το  $\text{F}^-$  από το  $\text{NaF}$ , τότε η θέση της ισορροπίας μετατοπίζεται προς τ' αριστερά υπό την επίδραση κοινού ιόντος.

Εάν η  $[\text{F}^-]$  είναι μεγαλύτερη από  $5.2 \times 10^{-4} \text{ M}$ , τότε η συγκέντρωση  $[\text{Mg}^{2+}]$  θα πρέπει να είναι αντιστοίχως μικρότερη, έτσι ώστε να διατηρηθεί η έκφραση ισορροπίας  $[\text{Mg}^{2+}][\text{F}^-]^2$  σε σταθερή τιμή ( $K_{\text{sp}} = 7.4 \times 10^{-11}$ ).

Αυτό σημαίνει ότι θα δημιουργηθεί περισσότερο στερεό  $\text{MgF}_2$ , δηλαδή η διαλυτότητά του θα είναι μικρότερη σε διάλυμα  $\text{NaF}$  απ' ότι σε καθαρό νερό.

# Παράγοντες που Επηρεάζουν τη Διαλυτότητα

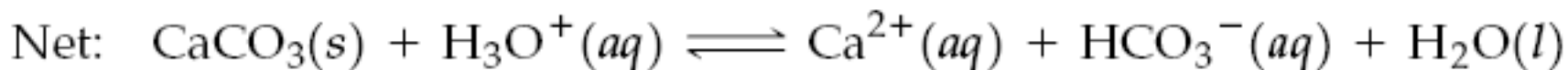
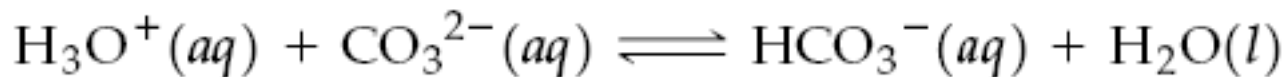
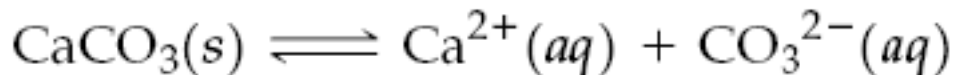
## Το pH του διαλύματος

Μια ιοντική ένωση που περιέχει ένα βασικό ανιόν καθίσταται πιο διαλυτή, όσο αυξάνει η οξύτητα του διαλύματος.

Για παράδειγμα, η διαλυτότητα του  $\text{CaCO}_3$  αυξάνει καθώς μειώνεται το pH, γιατί τα ιόντα  $\text{CO}_3^{2-}$  συνδυάζονται με πρωτόνια και δίνουν  $\text{HCO}_3^-$ . Καθώς ιόντα  $\text{CO}_3^{2-}$  αφαιρούνται από το διάλυμα, η ισορροπία διαλυτότητας μετατοπίζεται προς τα δεξιά.

Η τελική αντίδραση είναι η διάλυση του  $\text{CaCO}_3$  και η δημιουργία ιόντων  $\text{Ca}^{2+}$  και  $\text{HCO}_3^-$ .

## Παράγοντες που Επηρεάζουν τη Διαλυτότητα



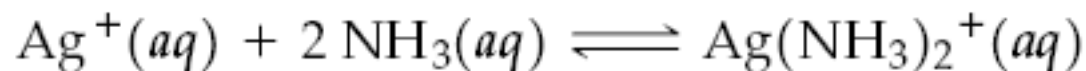
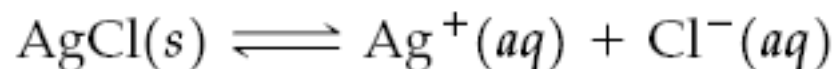
Και άλλα ιόντα, όπως  $\text{CN}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{S}^{2-}$  και  $\text{F}^-$  συμπεριφέρονται παρόμοια. Αντιθέτως, το pH δεν έχει επίδραση στη διαλυτότητα αλάτων που περιέχουν ανιόντα ισχυρών οξέων ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ), γιατί αυτά τα ιόντα δεν πρωτονιούνται από το  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

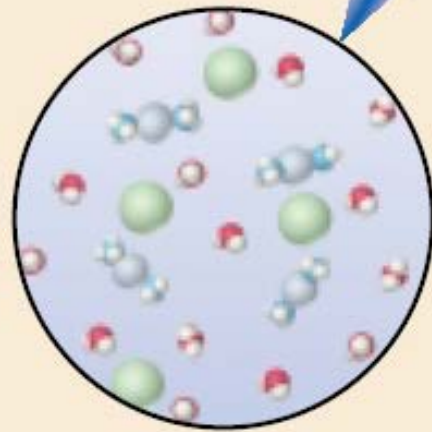
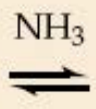
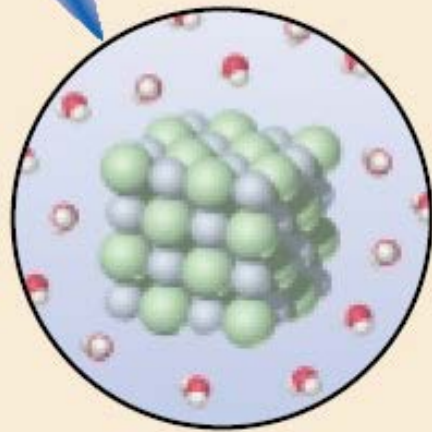
# Παράγοντες που Επηρεάζουν τη Διαλυτότητα

## Δημιουργία σύμπλοκων ιόντων

Ένα **σύμπλοκο ιόν** είναι ένα ιόν το οποίο περιέχει ένα μεταλλικό κατιόν ενωμένο με ένα ή περισσότερα μικρά μόρια ή ιόντα, όπως π.χ.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{OH}^-$ .

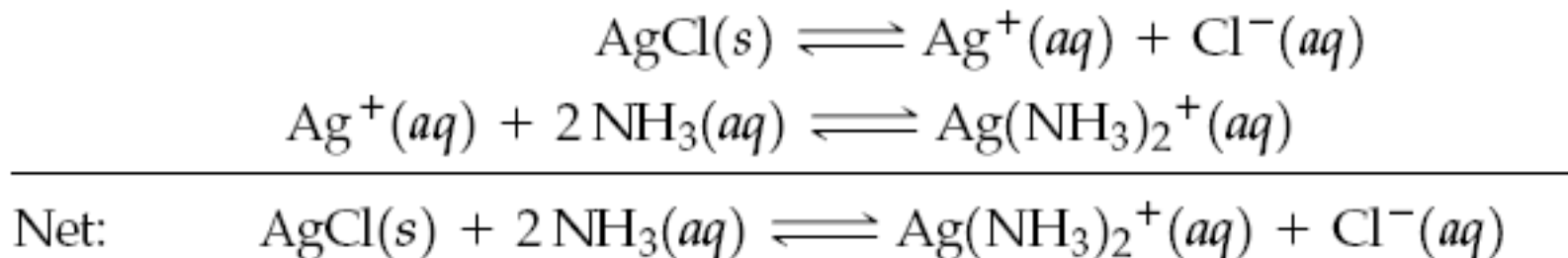
Ο  $\text{AgCl}$  για παράδειγμα, είναι αδιάλυτος στο νερό, αλλά διαλύεται σε περίσσεια υδατικού διαλύματος αμμωνίας, δημιουργώντας το σύμπλοκο ιόν  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ .





## Παράγοντες που Επηρεάζουν τη Διαλυτότητα

Η τελική αντίδραση της διάλυσης του AgCl σε υδατικό διάλυμα αμμωνίας είναι το άθροισμα των εξισώσεων για τη διάλυση του AgCl σε νερό και της αντίδρασης των Ag<sup>+</sup> με NH<sub>3</sub> για τη δημιουργία Ag(NH<sub>3</sub>)<sup>+</sup>:



Η σταθερά ισορροπίας K θα ισούται με το γινόμενο των σταθερών των αθροισμένων ισορροπιών:

$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2} = (K_{\text{sp}})(K_{\text{f}}) = (1.8 \times 10^{-10})(1.7 \times 10^7) = 3.1 \times 10^{-3}$$

Όπου K<sub>f</sub> είναι η σταθερά σχηματισμού του Ag(NH<sub>3</sub>)<sup>+</sup>.