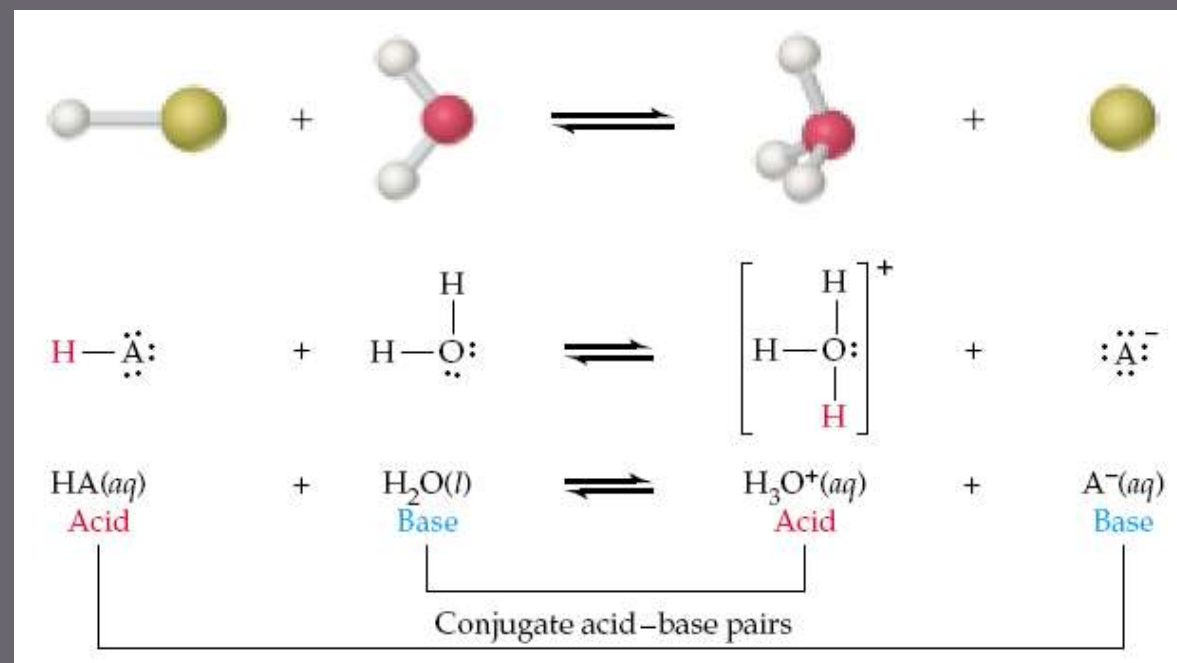


Ενότητα 13<sup>η</sup>: Υδατική Ισορροπία – Οξέα & Βάσεις



## Οι Έννοιες Οξύ – Βάση: Η Θεωρία Brønsted - Lowry

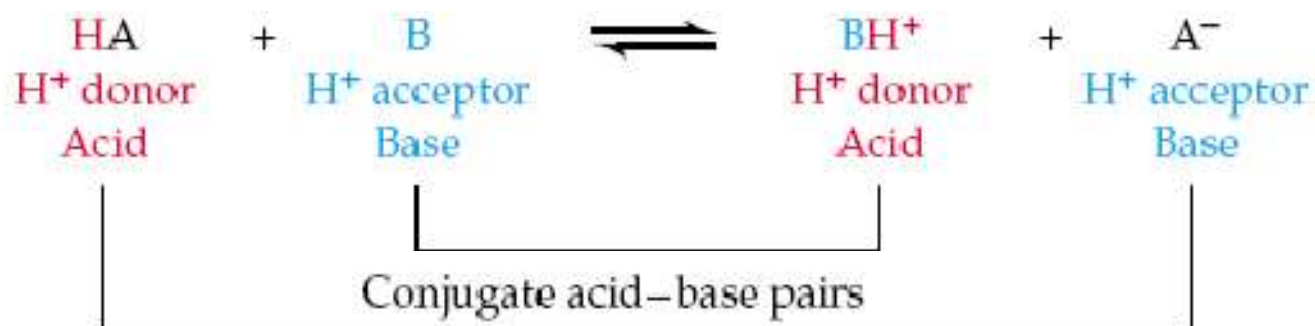
2

Σύμφωνα με τη **θεωρία Brønsted – Lowry**, οξύ είναι οποιαδήποτε ουσία (μόριο ή ιόν) που μπορεί να μεταφέρει ένα πρωτόνιο (ιόν  $H^+$ ) σε μια άλλη ουσία. Ομοίως, βάση είναι οποιαδήποτε ουσία που μπορεί να δεχτεί πρωτόνιο.

Δηλαδή, τα οξέα είναι δότες πρωτονίων, οι βάσεις αποδέκτες και οι αντιδράσεις οξέων – βάσεων είναι αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίων.

**BRØNSTED–LOWRY ACID** A substance that can transfer  $H^+$

**BRØNSTED–LOWRY BASE** A substance that can accept  $H^+$



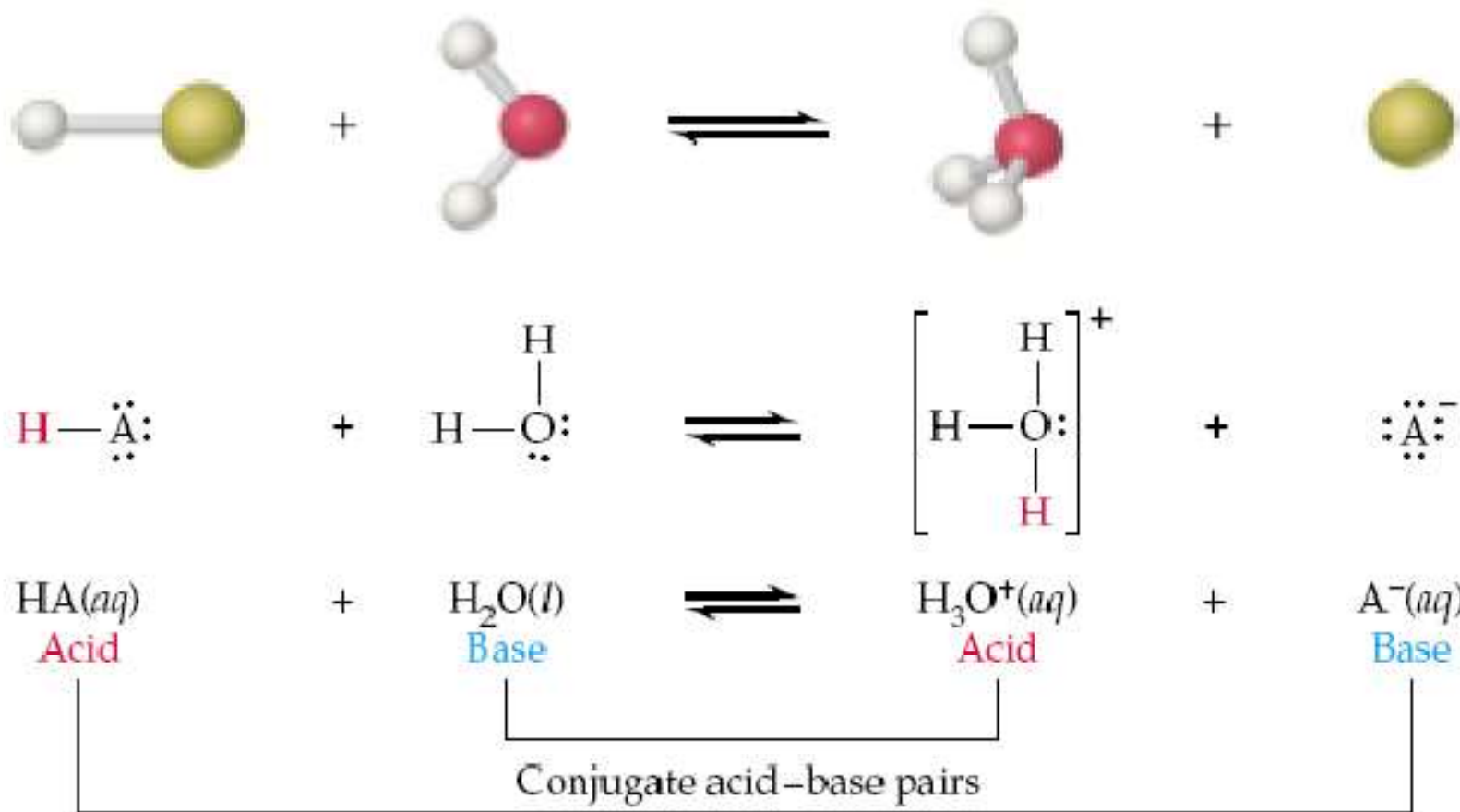
## Οι Έννοιες Οξύ – Βάση: Η Θεωρία Brønsted - Lowry

3

Στην παραπάνω εξίσωση παρατηρείται ότι τα προϊόντα της αντίδρασης,  $BH^+$  και  $A^-$ , είναι και αυτά οξέα και βάσεις.

Οι ενώσεις των οποίων **οι χημικοί τύποι διαφέρουν κατά ένα πρωτόνιο** ονομάζονται **συζυγή ζεύγη οξέως – βάσεως**. Έτσι, το  $A^-$  είναι η συζυγής βάση του οξέως  $HA$  και το  $HA$  είναι το συζυγές οξύ της βάσης  $A^-$ .

Αυτό που συμβαίνει όταν ένα κατά Brønsted – Lowry οξύ  $HA$  προστίθεται στο νερό είναι ότι αντιδρά αντιστρεπτά με το νερό σε μια *ισορροπία διάστασης οξέως*. Το οξύ μεταφέρει ένα πρωτόνιο στο νερό, το οποίο λειτουργεί ως βάση (αποδέκτης πρωτονίου). Τα προϊόντα είναι ιόν υδρονίου,  $H_3O^+$  (το συζυγές οξύ του  $H_2O$ ) και  $A^-$  (η συζυγής βάση του  $HA$ ).



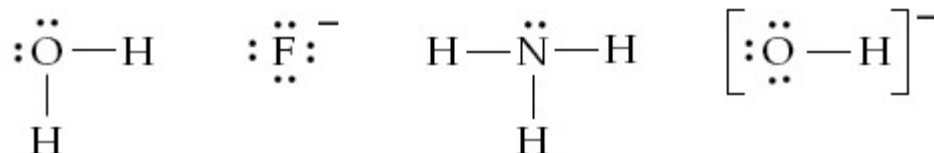
## Οι Έννοιες Οξύ – Βάση: Η Θεωρία Brønsted - Lowry

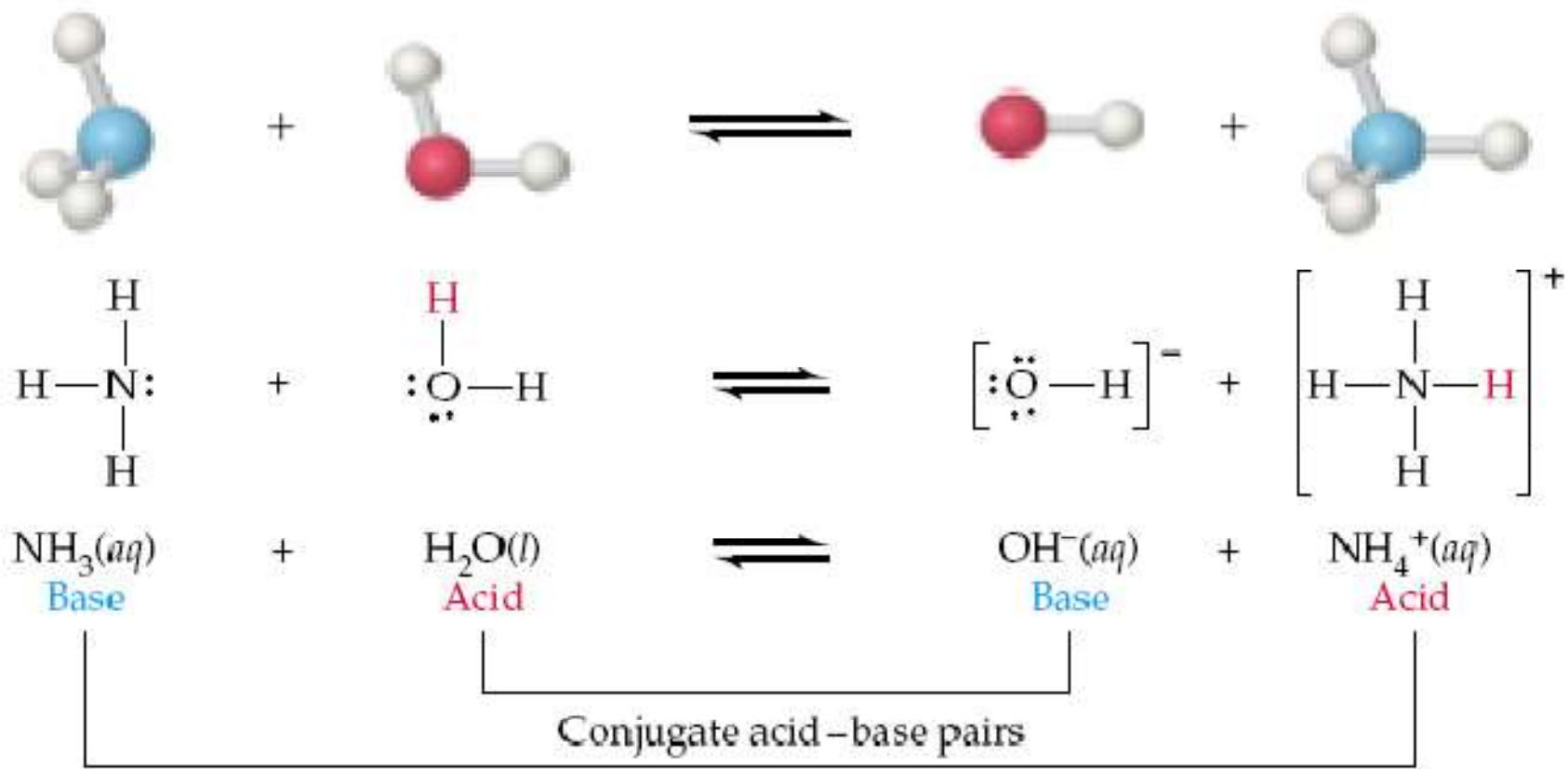
5

Τυπικά Brønsted – Lowry οξέα είναι το HCl, HF και HNO<sub>3</sub>, αλλά και το NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, η HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> και η HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

Όταν μια κατά Brønsted – Lowry βάση προστίθεται στο νερό, όπως π.χ. η NH<sub>3</sub>, δέχεται πρωτόνια από το νερό, το οποίο δρα ως οξύ. Τα προϊόντα είναι το ιόν υδροξυλίου, OH<sup>-</sup> (η συζυγής βάση του νερού) και το ιόν του αμμωνίου, NH<sub>4</sub><sup>+</sup> (το συζυγές οξύ της NH<sub>3</sub>).

Ένα μόριο για να δεχθεί πρωτόνιο θα πρέπει να έχει τουλάχιστον ένα μονήρες ζεύγος ηλεκτρονίων, για την δέσμευση του πρωτονίου. Όλες οι κατά Brønsted – Lowry **βάσεις** έχουν **μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων**.





## Ισχύεις Οξέων & Βάσεων

7

**Ισχυρό οξύ** είναι αυτό το οποίο διίσταται στο νερό σχεδόν πλήρως. Έτσι, η ισορροπία διάστασης οξέως ενός ισχυρού οξέως HA είναι σχεδόν 100% μετατοπισμένη προς τα δεξιά και το διάλυμα περιέχει σχεδόν μόνο  $\text{H}_3\text{O}^+$  και  $\text{A}^-$ .

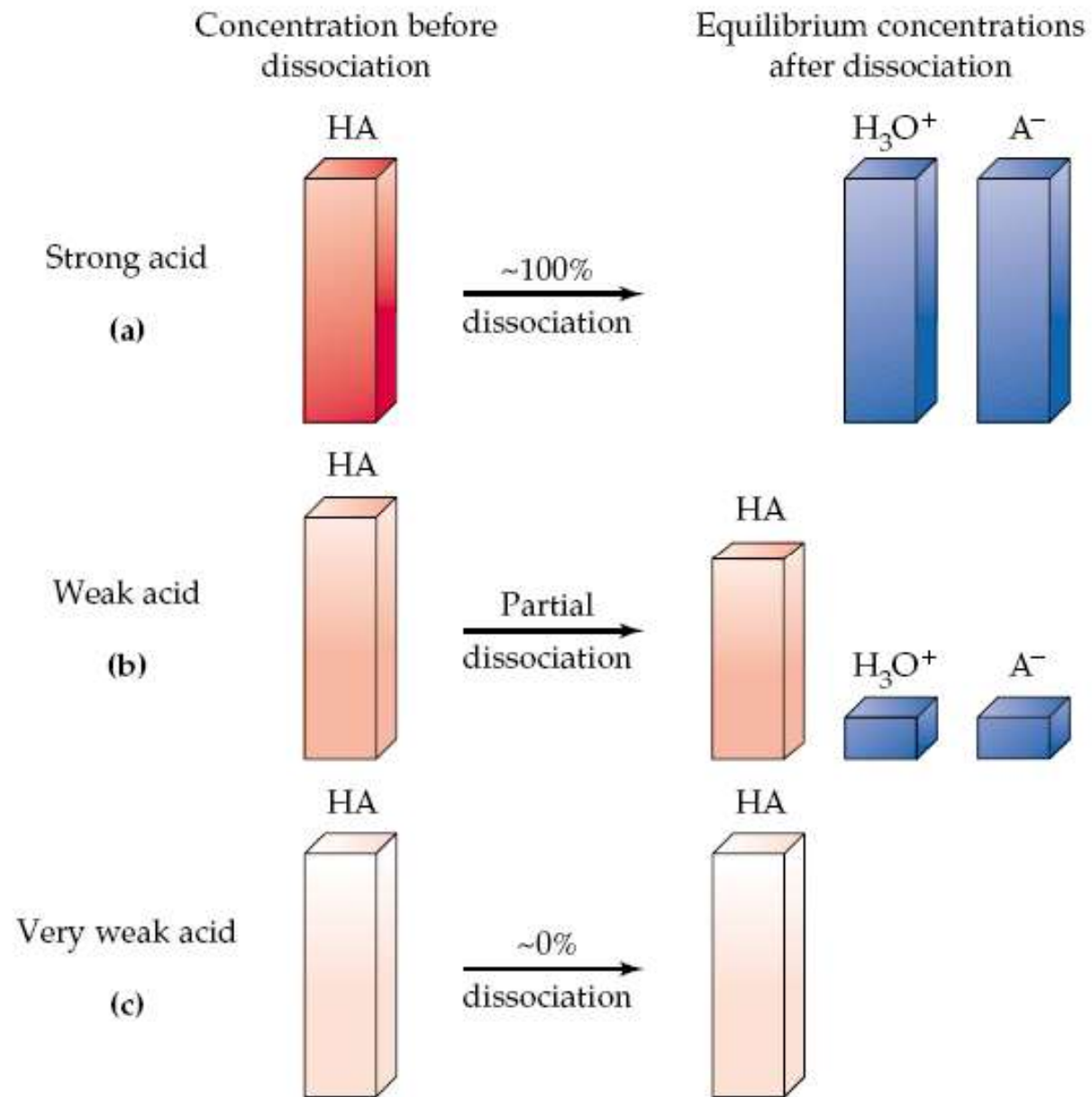
Τυπικά ισχυρά οξέα είναι το  $\text{HClO}_4$ , το  $\text{HCl}$ , το  $\text{HNO}_3$  και το  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Συνεπάγεται ότι, επειδή εξορισμού *τα ισχυρά οξέα έχουν ασθενείς συζυγείς βάσεις*, τα ιόντα  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$  και  $\text{HSO}_4^-$  θα είναι πολύ πιο ασθενείς βάσεις από το νερό.

## Ισχύεις Οξέων & Βάσεων

**Ασθενές οξύ** είναι αυτό το οποίο δίσταται μόνο μερικώς μέσα στο νερό. Μόνο ένα μικρό κλάσμα των μορίων ενός ασθενούς οξέως μεταφέρει πρωτόνια στο νερό και το διάλυμα περιέχει κυρίως αδιάστατα μόρια.

Τυπικά ασθενή οξέα είναι το  $\text{HNO}_2$  και το  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Από τον ορισμό συνεπάγεται ότι τα πολύ ασθενή οξέα έχουν πολύ ισχυρές συζυγείς βάσεις.

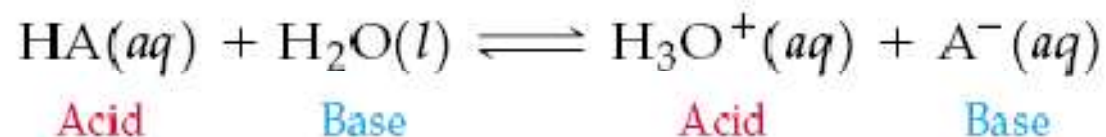




## Ισχύεις Οξέων & Βάσεων

10

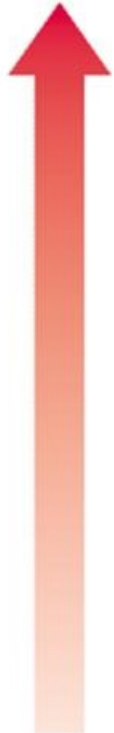

Ας υποθεθεί η παρακάτω ισορροπία:



Αν υπάρχουν ίσες συγκεντρώσεις αντιδρώντων και προϊόντων, το πρωτόνιο μεταφέρεται πάντα στην ισχυρότερη βάση. Αυτό σημαίνει ότι η κατεύθυνση της αντίδρασης για την επίτευξη ισορροπίας είναι η μεταφορά πρωτονίου από το ισχυρότερο οξύ στην ισχυρότερη βάση, για να σχηματισθεί ασθενέστερο οξύ και ασθενέστερη βάση.



## Relative Strengths of Conjugate Acid–Base Pairs

	<b>Acid, HA</b>		<b>Base, A<sup>-</sup></b>				
 <p style="margin: 0;">Stronger acid</p>	HClO <sub>4</sub>	}	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	}			
	HCl		Strong acids. 100% dissociated in aqueous solution.		Cl <sup>-</sup>	Very weak bases. Negligible tendency to be protonated in aqueous solution.	
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>				HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>		
	HNO <sub>3</sub>				NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O					
		HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	}	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	}		
		H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		Weak acids. Exist in solution as a mixture of HA, A <sup>-</sup> , and H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> .		H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Weak bases. Moderate tendency to be protonated in aqueous solution.
		HNO <sub>2</sub>				NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	
		HF				F <sup>-</sup>	
		CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H				CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	
	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>					
	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>					
	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>					
	HCN	CN <sup>-</sup>					
	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>					
	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>					
	NH <sub>3</sub>	}	NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>	}			
	OH <sup>-</sup>		Very weak acids Negligible tendency to dissociate.		O <sup>2-</sup>	Strong bases. 100% protonated in aqueous solution.	
	H <sub>2</sub>				H <sup>-</sup>		
 <p style="margin: 0;">Weaker base</p>	<p style="margin: 0;">Weaker acid</p>						

## Παράγοντες που Επηρεάζουν την Ισχύ ενός Οξέως

12

Ο βαθμός διάστασης ενός οξέως HA καθορίζεται κυρίως από την ισχύ και πολικότητα του δεσμού H – A.

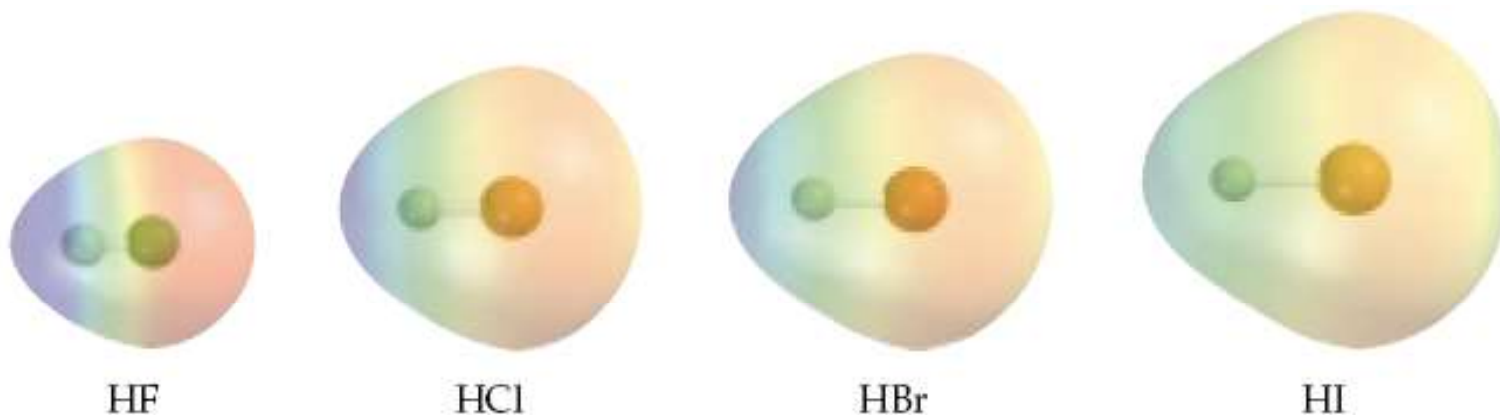
Όπως έχει ειπωθεί, η ισχύς του δεσμού H – A είναι η ενθαλπία που απαιτείται για τη διάσταση του HA σ' ένα άτομο H και ένα A. Η πολικότητα του δεσμού H – A αυξάνει με την αύξηση της ηλεκτραρνητικότητας του A και σχετίζεται με την ευκολία με την οποία υπάρχει μεταφορά ηλεκτρονίων από το άτομο H στο A, έτσι ώστε να δημιουργηθούν ιόντα H<sup>+</sup> και A<sup>-</sup>.

Γενικά, όσο πιο ασθενής ο H – A δεσμός, τόσο πιο ισχυρό το οξύ. Όσο πιο πολικός ο H – A δεσμός, τόσο πιο ισχυρό το οξύ.

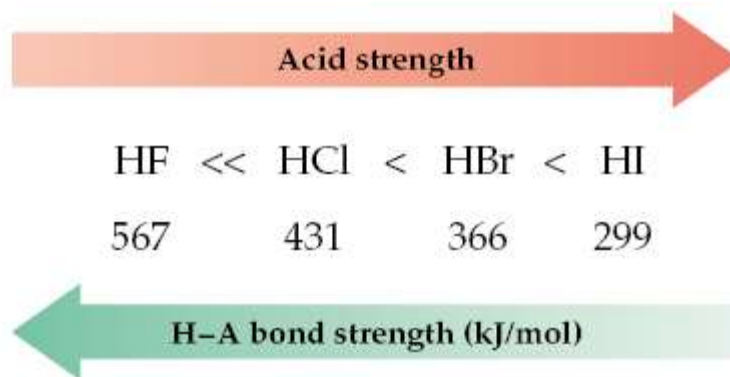
## Παράγοντες που Επηρεάζουν την Ισχύ ενός Οξέως

13

Λαμβάνονται για παράδειγμα οι χάρτες δυναμικών των παρακάτω οξέων:



Οι χάρτες δείχνουν ότι όλα τα μόρια είναι πολικά, αλλά οι διαφορές στην πολικότητα είναι λιγότερο σημαντικές από τις διαφορές στην ισχύ των δεσμών, η οποία μειώνεται κατά πολύ από το HF στο HI. Αυτό σημαίνει και μια παράλληλη αύξηση της οξύτητας.

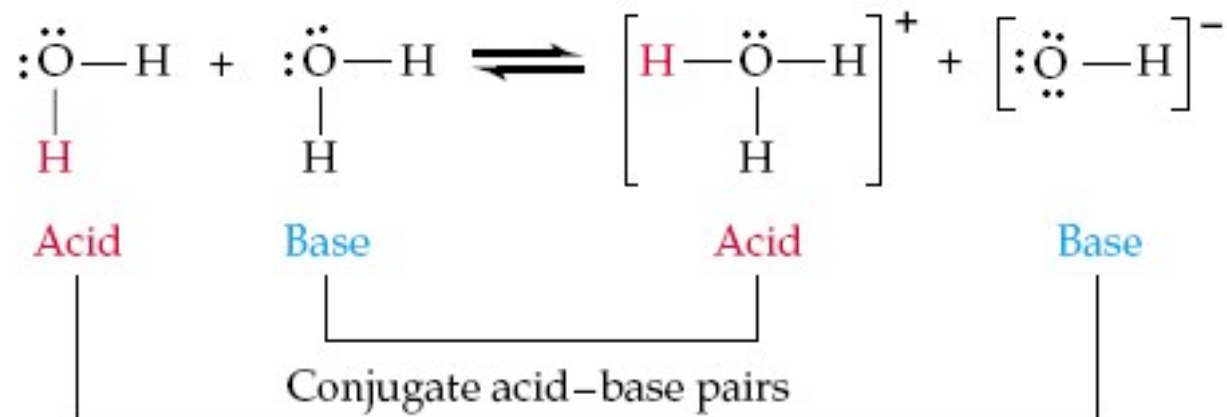


## Διάσταση του Νερού

14

Μια από τις πιο σημαντικές ιδιότητες του νερού είναι να δρα και ως οξύ και ως βάση. Υπό την παρουσία οξέως το νερό δρα ως βάση, ενώ αντιθέτως υπό την παρουσία μιας βάσης δρα ως οξύ.

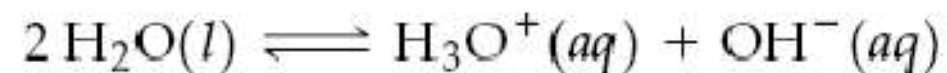
Στο καθαρό νερό, το ένα μόριο μπορεί να μεταφέρει ένα πρωτόνιο σ' ένα άλλο μόριο νερού, δρώντας ταυτόχρονα και ως οξύ και ως βάση.



## Διάσταση του Νερού

15

Αυτή η αντίδραση χαρακτηρίζεται ως η **διάσταση του νερού** και περιγράφεται από την εξής εξίσωση ισορροπίας:



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

Η συγκέντρωση του νερού παραλείπεται από την έκφραση της σταθεράς ισορροπίας γιατί είναι καθαρό υγρό. Η σταθερά ισορροπίας  $K_w$  ονομάζεται **σταθερά γινομένου ιόντων του νερού**.

Η παραπάνω ισορροπία είναι κατά πολύ μετατοπισμένη προς τ' αριστερά. Δηλαδή, μόνο ελάχιστα μόρια νερού δίστανται.

## Διάσταση του Νερού

16

Πειραματικά, έχει βρεθεί ότι:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M} \quad \text{at } 25^\circ\text{C}$$

Από τη στοιχειομετρία της εξίσωσης προκύπτει ότι:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M} \quad \text{at } 25^\circ\text{C}$$

Άρα, η αριθμητική τιμή της  $K_w$  θα είναι:

$$\begin{aligned} K_w &= [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7}) \\ &= 1.0 \times 10^{-14} \quad \text{at } 25^\circ\text{C} \end{aligned}$$



## Διάσταση του Νερού

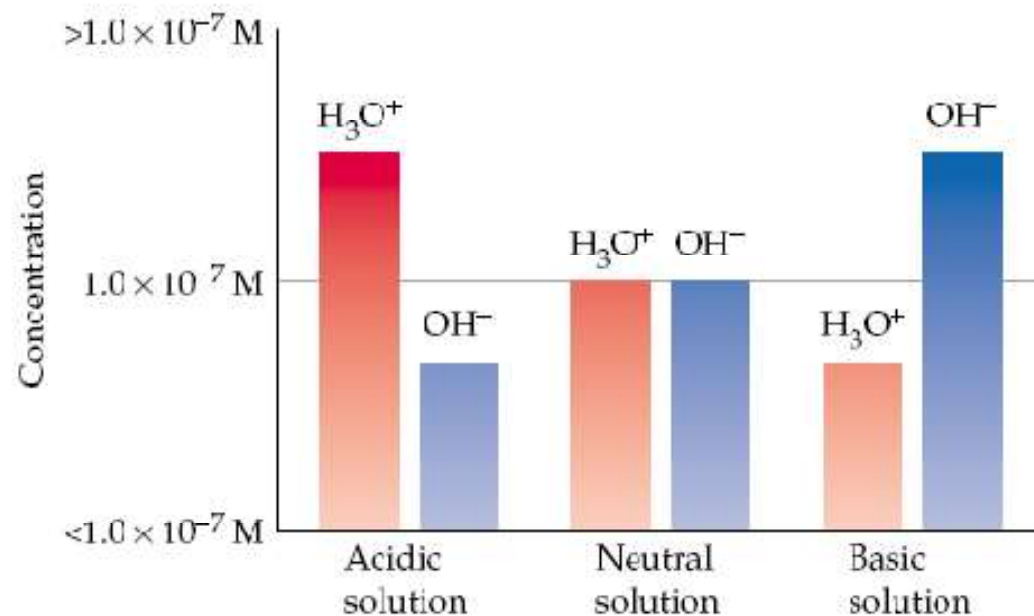
17

Με βάση τα παραπάνω, τα υδατικά διαλύματα διακρίνονται σε όξινα, ουδέτερα ή βασικά ως εξής:

**Acidic:**  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

**Neutral:**  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

**Basic:**  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$



## Η Κλίμακα του pH

18

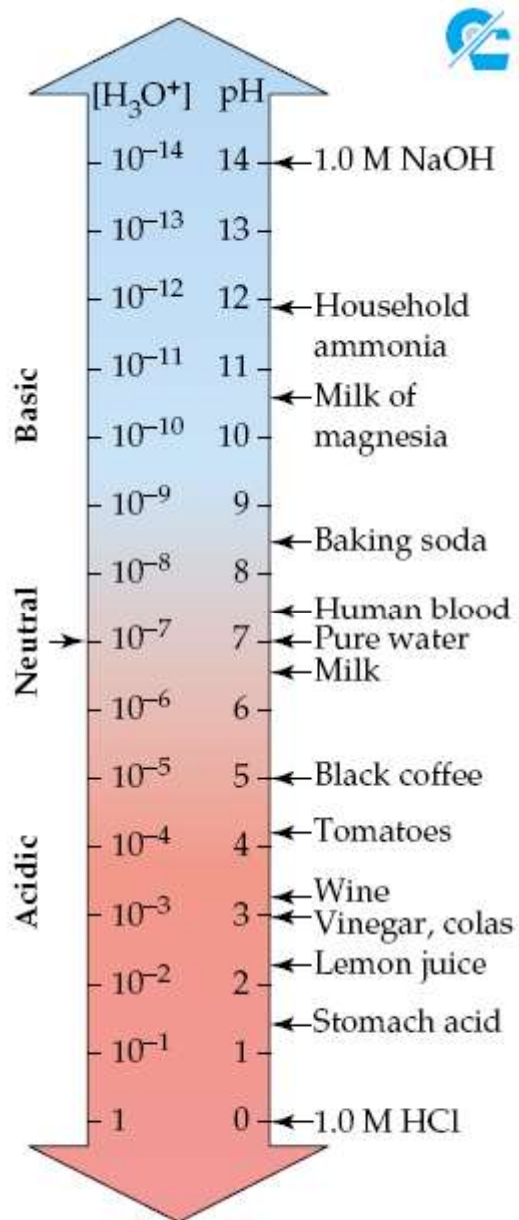
Το pH ενός διαλύματος ορίζεται ως ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της μοριακής συγκέντρωσης των ιόντων υδρονίου:

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

Έτσι, ένα όξινο διάλυμα με  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$  έχει  $\text{pH} = 2$ . Να σημειωθεί ότι οι τιμές pH αναφέρονται με ακρίβεια δύο δεκαδικών ψηφίων.

Η κλίμακα του pH είναι λογαριθμική, που σημαίνει ότι για κάθε μεταβολή της τιμής pH κατά 1, η συγκέντρωση  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  μεταβάλλεται κατά ένα παράγοντα 10.

Επίσης, επειδή ως pH ορίζεται ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , **όσο μεγαλύτερη αυτή η συγκέντρωση, τόσο χαμηλότερο το pH.**



**Acidic solution:** pH < 7

**Neutral solution:** pH = 7

**Basic solution:** pH > 7

## Ισορροπίες σε Διαλύματα Ασθενών Οξέων

Η διάσταση ενός ασθενούς οξέως στο νερό χαρακτηρίζεται από μια εξίσωση ισορροπίας. Η σταθερά ισορροπίας για την αντίδραση διάστασης ονομάζεται **σταθερά διάστασης οξέως,  $K_a$** .



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

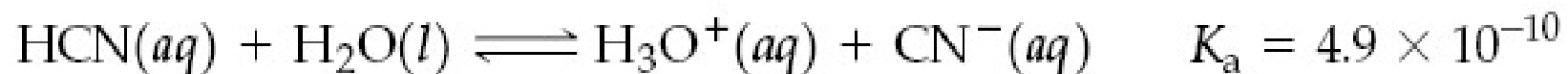
Η συγκέντρωση του  $\text{H}_2\text{O}$ , που είναι ουσιαστικά σταθερή σε αραιά υδατικά διαλύματα, παραλείπεται από την έκφραση της σταθεράς ισορροπίας (είναι ενσωματωμένη στην  $K_a$ ).

## Υπολογισμός Συγκεντρώσεων Ισορροπίας σε Διαλύματα Ασθενών Οξέων

21

Λαμβάνεται για παράδειγμα ένα διάλυμα HCN 0.1 M.

**Βήμα 1<sup>ο</sup>:** Γράφεται η εξίσωση διάστασης.



**Βήμα 2<sup>ο</sup>:** Εκφράζονται οι συγκεντρώσεις όλων των σωματιδίων (μορίων, ιόντων) που εμπλέκονται σε σχέση με τη συγκέντρωση του HCN που δίσταται (π.χ.  $x$  mol/L). Δηλαδή, αφού  $x$  mol/L δίστανται, παράγουν  $x$  mol/L  $\text{H}_3\text{O}^+$  και  $x$  mol/L  $\text{CN}^-$ . Η συγκέντρωση του αδιάστατου HCN θα είναι  $(0.1 - x)$  mol/L.

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

## Υπολογισμός Συγκεντρώσεων Ισορροπίας σε Διαλύματα Ασθενών Οξέων


22

**Βήμα 3<sup>ο</sup>:** Υποκαθίστανται οι τιμές των συγκεντρώσεων ισορροπίας στην εξίσωση ισορροπίας.

$$K_a = 4.9 \times 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = \frac{(x)(x)}{(0.10 - x)}$$

Επειδή η αντίδραση είναι ελάχιστα μετατοπισμένη προς τα δεξιά, για λόγους απλοποίησης μπορεί να υποτεθεί ότι  $0.1 - x \approx 0.1$ . Συνεπώς, λαμβάνεται:

Η εν λόγω προσέγγιση δίνει σφάλμα μικρότερο από 5% αν η συγκέντρωση του οξέος διαιρεμένη με την σταθερά διάστασης ισούται με 100 ή περισσότερο


$$4.9 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{(0.10 - x)} \approx \frac{x^2}{0.10}$$

$$x^2 = 4.9 \times 10^{-11}$$

$$x = 7.0 \times 10^{-6}$$

## Υπολογισμός Συγκεντρώσεων Ισορροπίας σε Διαλύματα Ασθενών Οξέων

23

Με βάση τα παραπάνω συνάγεται ότι:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-] = x = 7.0 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{HCN}] = 0.10 - x = 0.10 - (7.0 \times 10^{-6}) = 0.10 \text{ M}$$

Έτσι, μπορεί να υπολογιστεί και το pH του διαλύματος ως εξής:

$$\text{pH} = -\log(\text{total } [\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(7.0 \times 10^{-6}) = 5.15$$

## Εκατοστιαία (%) Διάσταση σε Διαλύματα Ασθενών Οξέων

24

Επιπρόσθετα της  $K_a$ , υπάρχει και μια άλλη μέτρηση της ισχύος ενός ασθενούς οξέως, η **εκατοστιαία (%) διάσταση**. Αυτή ορίζεται ως η συγκέντρωση του εν διαστάσει οξέως προς την αρχική συγκέντρωση οξέως, επί 100.

$$\text{Percent dissociation} = \frac{[\text{HA}] \text{ dissociated}}{[\text{HA}] \text{ initial}} \times 100\%$$

Για παράδειγμα, σ' ένα διάλυμα  $\text{CH}_3\text{COOH}$  1 M, η συγκέντρωση των  $\text{H}_3\text{O}^+$  (δηλαδή του εν διαστάσει οξέως) είναι  $4.2 \times 10^{-3}$  M. Η % διάσταση, λοιπόν, θα είναι:

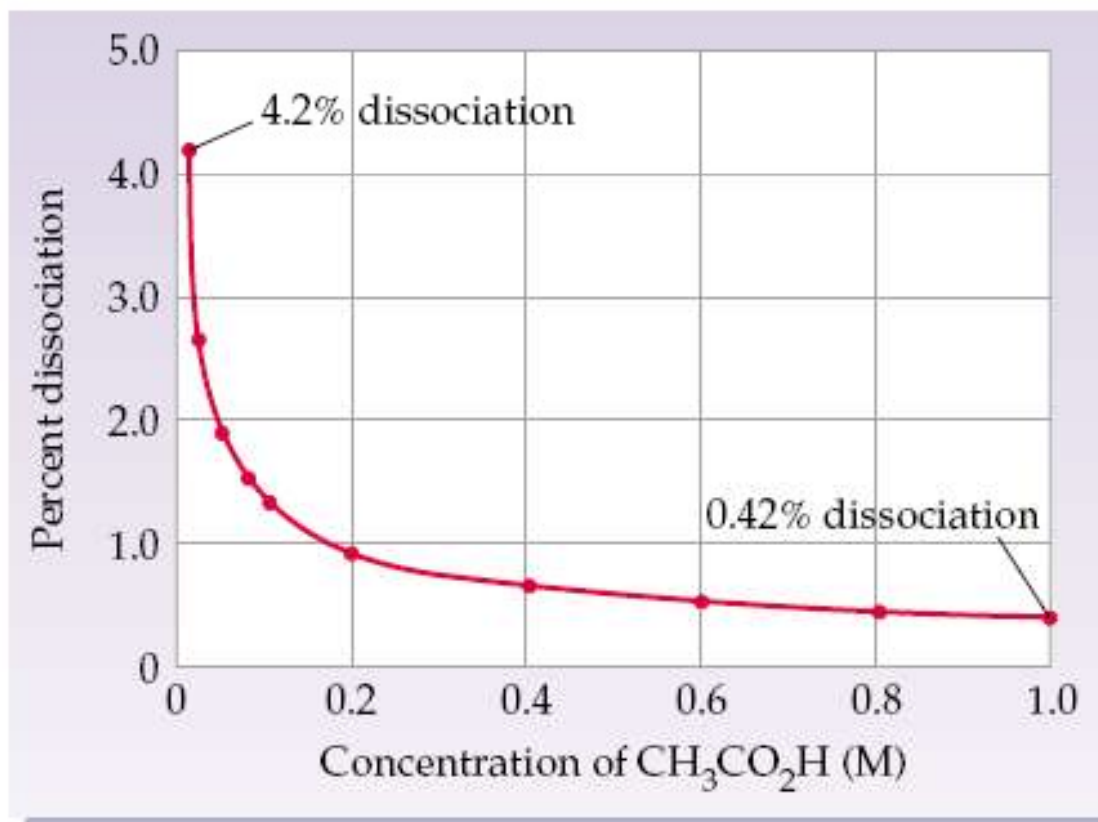
$$\begin{aligned} \text{Percent dissociation} &= \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] \text{ dissociated}}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] \text{ initial}} \times 100\% \\ &= \frac{4.2 \times 10^{-3} \text{ M}}{1.00 \text{ M}} \times 100\% = 0.42\% \end{aligned}$$



## Εκατοστιαία (%) Διάσπαση σε Διαλύματα Ασθενών Οξέων

25

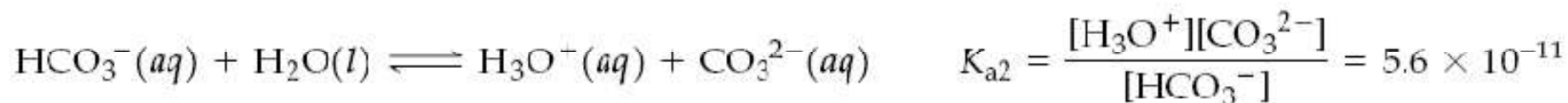
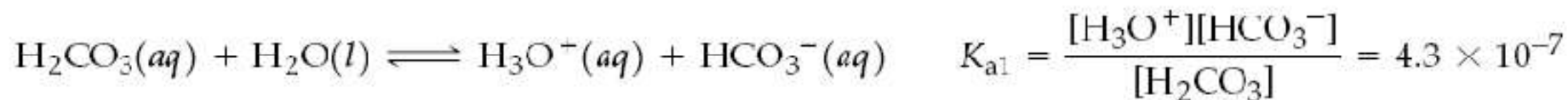
Γενικά, η % διάσπαση εξαρτάται από το ασθενές οξύ και αυξάνει καθώς αυξάνει η  $K_a$ . Επίσης, η % διάσπαση αυξάνει καθώς αυξάνει η αραιώση ενός ασθενούς οξέως.



## Πολυπρωτικά Οξέα

Οξέα τα οποία περιέχουν περισσότερα από ένα διαστάσιμο πρωτόνιο ονομάζονται πολυπρωτικά. Τα πολυπρωτικά οξέα δίστανται σταδιακά και το κάθε στάδιο διάστασης χαρακτηρίζεται από τη δική του σταθερά διάστασης,  $K_{a1}$ ,  $K_{a2}$  κτλ.

Λαμβάνεται για παράδειγμα το  $H_2CO_3$ :



## Πολυπρωτικά Οξέα

27

Οι τιμές των σταθερών διάστασης των πολυπρωτικών οξέων μειώνονται, συνήθως κατά  $10^4 - 10^6$ , με σειρά  $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$ . Αυτό συμβαίνει επειδή, εξαιτίας των ηλεκτροστατικών δυνάμεων, είναι πιο δύσκολη η απόσπαση ενός θετικά φορτισμένου πρωτονίου από ένα αρνητικό ιόν, όπως π.χ. το  $\text{HCO}_3^-$ .

Stepwise Dissociation Constants for Polyprotic Acids at 25°C

Name	Formula	$K_{a1}$	$K_{a2}$	$K_{a3}$
Carbonic acid	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$4.3 \times 10^{-7}$	$5.6 \times 10^{-11}$	
Hydrogen sulfide*	$\text{H}_2\text{S}$	$1.0 \times 10^{-7}$	$\sim 10^{-19}$	
Oxalic acid	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5.9 \times 10^{-2}$	$6.4 \times 10^{-5}$	
Phosphoric acid	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$7.5 \times 10^{-3}$	$6.2 \times 10^{-8}$	$4.8 \times 10^{-13}$
Sulfuric acid	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Very large	$1.2 \times 10^{-2}$	
Sulfurous acid	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$1.5 \times 10^{-2}$	$6.3 \times 10^{-8}$	

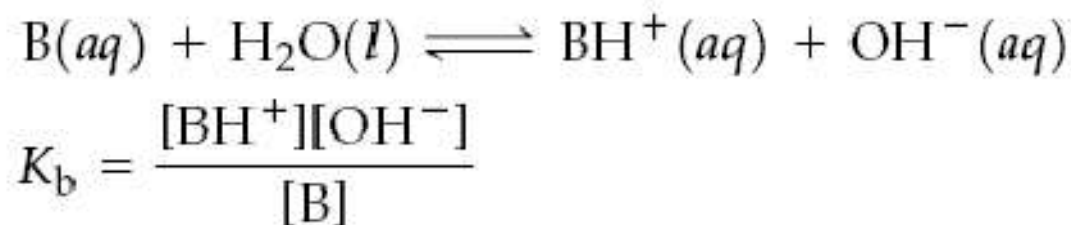
\* Because of its very small size,  $K_{a2}$  for  $\text{H}_2\text{S}$  is difficult to measure and its value is uncertain.

## Ισορροπίες σε Διαλύματα Ασθενών Βάσεων

Ασθενείς βάσεις, όπως η  $\text{NH}_3$ , δέχονται πρωτόνια από το νερό και παράγουν το συζυγές οξύ της βάσης και ιόντα  $\text{OH}^-$ .



Η αντίδραση ισορροπίας οποιασδήποτε βάσης B με το νερό χαρακτηρίζεται από μια εξίσωση ισορροπίας, παρόμοιας μορφής μ' αυτή της διάστασης ενός ασθενούς οξέως. Η σταθερά ισορροπίας  $K_b$  ονομάζεται σταθερά διάστασης βάσεως.



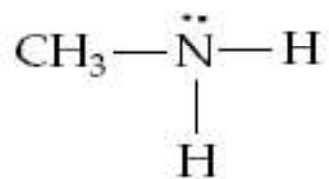
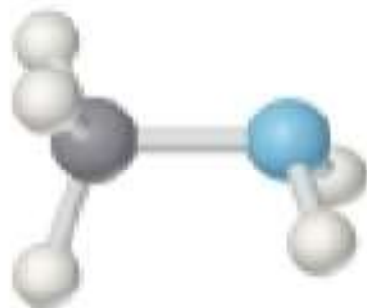
$K_b$  Values for Some Weak Bases and  $K_a$  Values  
for Their Conjugate Acids

Base	Formula, B	$K_b$	Conjugate Acid, $BH^+$	$K_a$
Ammonia	$NH_3$	$1.8 \times 10^{-5}$	$NH_4^+$	$5.6 \times 10^{-10}$
Aniline	$C_6H_5NH_2$	$4.3 \times 10^{-10}$	$C_6H_5NH_3^+$	$2.3 \times 10^{-5}$
Dimethylamine	$(CH_3)_2NH$	$5.4 \times 10^{-4}$	$(CH_3)_2NH_2^+$	$1.9 \times 10^{-11}$
Hydrazine	$N_2H_4$	$8.9 \times 10^{-7}$	$N_2H_5^+$	$1.1 \times 10^{-8}$
Hydroxylamine	$NH_2OH$	$9.1 \times 10^{-9}$	$NH_3OH^+$	$1.1 \times 10^{-6}$
Methylamine	$CH_3NH_2$	$3.7 \times 10^{-4}$	$CH_3NH_3^+$	$2.7 \times 10^{-11}$

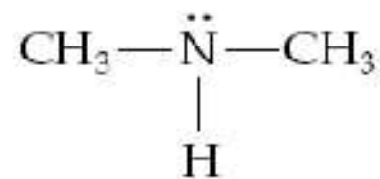
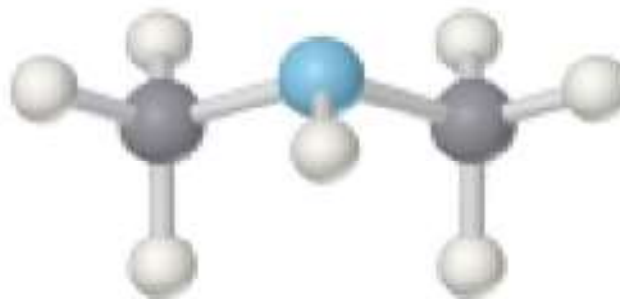
## Ισορροπίες σε Διαλύματα Ασθενών Βάσεων

30

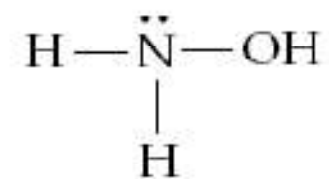
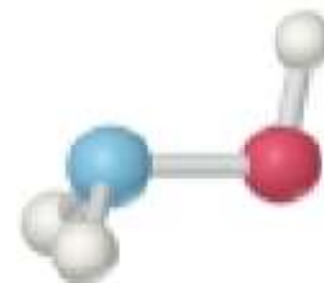
Πολλές ασθενείς βάσεις είναι οργανικές ενώσεις που ονομάζονται αμίνες. Η βασικότητα των αμινών οφείλεται στο μονήρες ζεύγος ηλεκτρονίων του αζώτου, στο οποίο γίνεται η δέσμευση του πρωτονίου.



Methylamine



Dimethylamine

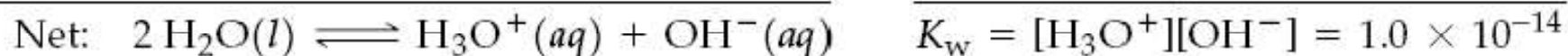
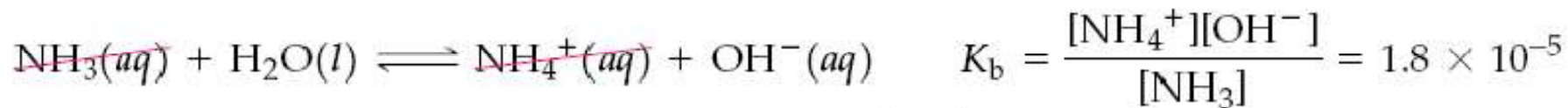


Hydroxylamine

## Σχέση Μεταξύ $K_a$ και $K_b$

31

Λαμβάνεται για παράδειγμα το συζυγές ζεύγος  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ :



$$\begin{aligned} K_a \times K_b &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \times \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w \\ &= (5.6 \times 10^{-10})(1.8 \times 10^{-5}) = 1.0 \times 10^{-14} \end{aligned}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} \quad \text{and} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

## Οι Όξινες / Βασικές Ιδιότητες των Αλάτων

32

Τα άλατα μπορεί να είναι ουδέτερα, όξινα ή βασικά, ανάλογα με τις όξινες / βασικές ιδιότητες των ιόντων τους.

Ως γενικός κανόνας, άλατα που σχηματίζονται από ισχυρό οξύ και ισχυρή βάση είναι ουδέτερα· άλατα που σχηματίζονται από ισχυρό οξύ και ασθενή βάση είναι όξινα· και άλατα που σχηματίζονται από ασθενές οξύ και ισχυρή βάση είναι βασικά.

### **Άλατα που δίνουν ουδέτερα διαλύματα**

Τα παρακάτω ιόντα δεν αντιδρούν σημαντικά με το νερό για να παράξουν είτε  $\text{OH}^-$  είτε  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

- Κατιόντα από ισχυρές βάσεις: 1A ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ), 2A ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ).
- Ανιόντα από ισχυρά μονοπρωτικά οξέα:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ .



## Οι Όξινες / Βασικές Ιδιότητες των Αλάτων

### Άλατα που δίνουν όξινα διαλύματα

Άλατα όπως το  $\text{NH}_4\text{Cl}$  που προέρχονται από μια ασθενή βάση ( $\text{NH}_3$ ) και ένα ισχυρό οξύ ( $\text{HCl}$ ) παράγουν όξινα διαλύματα. Σ' αυτήν την περίπτωση, το κατιόν είναι ένα ασθενές οξύ:



Αν και η αντίδραση κάποιου ιόντος ενός άλατος με το νερό για τη δημιουργία είτε  $\text{OH}^-$  είτε  $\text{H}_3\text{O}^+$  ονομάζεται υδρόλυση άλατος, στην ουσία είναι μια τυπική αντίδραση οξέως – βάσεως Brønsted – Lowry.

## Οι Όξινες / Βασικές Ιδιότητες των Αλάτων

34

### Άλατα που δίνουν βασικά διαλύματα

Άλατα όπως το NaCN που προέρχονται από μια ισχυρή βάση (NaOH) και ένα ασθενές οξύ (HCN) παράγουν βασικά διαλύματα. Σ' αυτήν την περίπτωση, το ανιόν είναι μια ασθενής βάση:



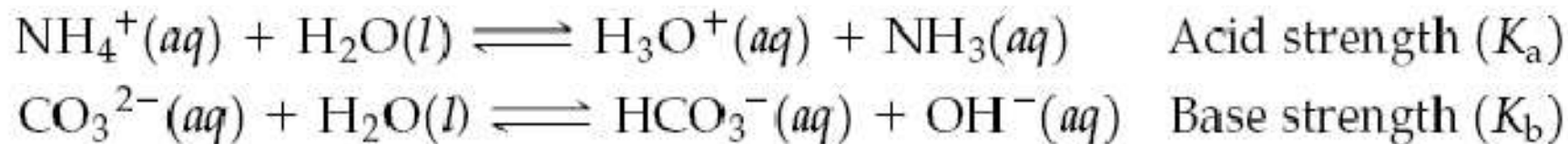
Άλλα ιόντα που έχουν βασικές ιδιότητες είναι η  $\text{NO}_2^{-}$ , η  $\text{F}^{-}$ , η  $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ , και η  $\text{CO}_3^{2-}$ .

## Οι Όξινες / Βασικές Ιδιότητες των Αλάτων

35

### Άλατα με όξινα κατιόντα και βασικά ανιόντα

Λαμβάνεται για παράδειγμα το  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . Επειδή το  $\text{NH}_4^+$  είναι ασθενές οξύ και η  $\text{CO}_3^{2-}$  είναι ασθενής βάση, το pH του διαλύματος θα εξαρτάται από τη σχετική ισχύ του οξέως και της βάσεως.



Διακρίνονται τρεις πιθανές περιπτώσεις:

- $K_a > K_b$ : Το διάλυμα θα περιέχει περίσσεια ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$  ( $\text{pH} < 7$ ).
- $K_a < K_b$ : Το διάλυμα θα περιέχει περίσσεια ιόντων  $\text{OH}^-$  ( $\text{pH} > 7$ ).
- $K_a \approx K_b$ : Το διάλυμα θα περιέχει περίπου ίση συγκέντρωση ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$  και  $\text{OH}^-$  ( $\text{pH} \approx 7$ ).

## Οι Όξινες / Βασικές Ιδιότητες των Αλάτων

36

Για να διαπιστωθεί αν το διάλυμα  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο, γίνονται οι παρακάτω υπολογισμοί:

$$K_a \text{ for } \text{NH}_4^+ = \frac{K_w}{K_b \text{ for } \text{NH}_3} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$K_b \text{ for } \text{CO}_3^{2-} = \frac{K_w}{K_a \text{ for } \text{HCO}_3^-} = \frac{K_w}{K_{a2} \text{ for } \text{H}_2\text{CO}_3} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{5.6 \times 10^{-11}} = 1.8 \times 10^{-4}$$

Βρίσκεται ότι  $K_a < K_b$ . Συνεπώς το διάλυμα θα είναι βασικό ( $\text{pH} > 7$ ).