



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ  
ΠΑΤΡΩΝ  
UNIVERSITY OF PATRAS

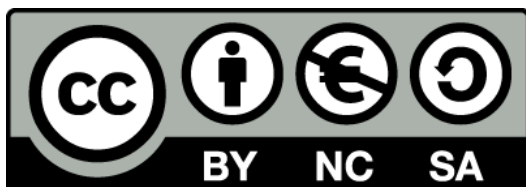
ΑΝΟΙΚΤΑ ακαδημαϊκά  
μαθήματα ΠΠ

# ΜΑΘΗΜΑ: «ΧΗΜΕΙΑ II»

Β' ΕΞΑΜΗΝΟ (ΕΑΡΙΝΟ)

Διδάσκουσα: ΣΟΥΠΙΩΝΗ  
ΜΑΓΔΑΛΗΝΗ

ΕΠΙΚΟΥΡΟΣ ΚΑΘΗΓΗΤΡΙΑ ΤΜΗΜΑΤΟΣ ΧΗΜΕΙΑΣ



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ

# 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.
- Αναφορά-Μη-Εμπορική Χρήση-Παρόμοια Διανομή



# Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Πατρών**» 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 & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΣΠΑ  
2007-2013  
πρόγραμμα για την ανάπτυξη  
ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ

# 5. ΟΞΕΑ ΚΑΙ ΒΑΣΕΙΣ

## ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius
- Οξέα και βάσεις κατά Brönsted – Lowry
- Οξέα και βάσεις κατά Lewis
- Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων
- Μοριακή δομή και ισχύς οξέων
- Αυτοϊοντισμός του νερού
- Διαλύματα ισχυρών οξέων και βάσεων
- Το pH ενός διαλύματος

# ΟΞΕΑ ΚΑΙ ΒΑΣΕΙΣ

## ΤΡΟΠΟΙ ΔΙΑΚΡΙΣΗΣ:

- ★ Τα οξέα έχουν **όξινη γεύση**, ενώ οι βάσεις είναι πικρές.
- ☞ Τα οξέα και οι βάσεις μεταβάλλουν το χρώμα ορισμένων χρωστικών που λέγονται **δείκτες**, όπως το ηλιοτρόπιο και η φαινολοφθαλεΐνη.
- ⊛ Τα οξέα αλλάζουν το χρώμα του ηλιοτροπίου από **μπλε** σε **κόκκινο** και της φαινολοφθαλεΐνης από **ροζ** σε άχρωμο. Οι βάσεις προκαλούν ακριβώς τις αντίθετες χρωματικές αλλαγές.
- ☆☆ Οξέα και βάσεις εξουδετερώνουν ή αντιστρέφουν τα μὲν τη δράση των δε. Στη διάρκεια της εξουδετέρωσης, οξέα και βάσεις αντιδρούν μεταξύ τους παράγοντας ουσίες που ονομάζονται άλατα.
- ☑ Τα οξέα αντιδρούν με δραστικά μέταλλα, όπως μαγνήσιο και ψευδάργυρος, ελευθερώνοντας **υδρογόνο**.

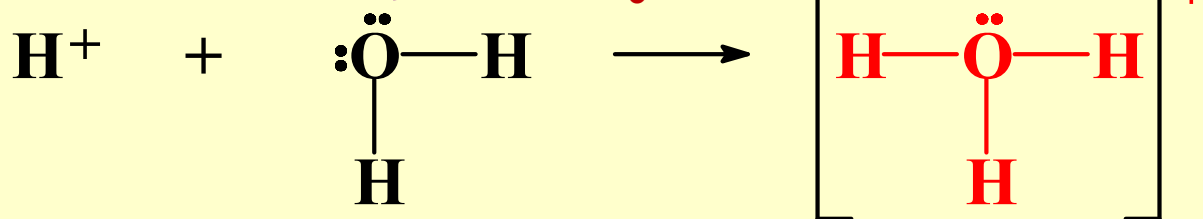
# Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius

Svante Arrhenius (Σουηδός Χημικός, 1859-1927, Νόμπελ Χημείας 1903)

➔ **Arrhenius** (ιοντική θεωρία διαλυμάτων και πρώτη επιτυχή θεωρία περί οξέων και βάσεων):

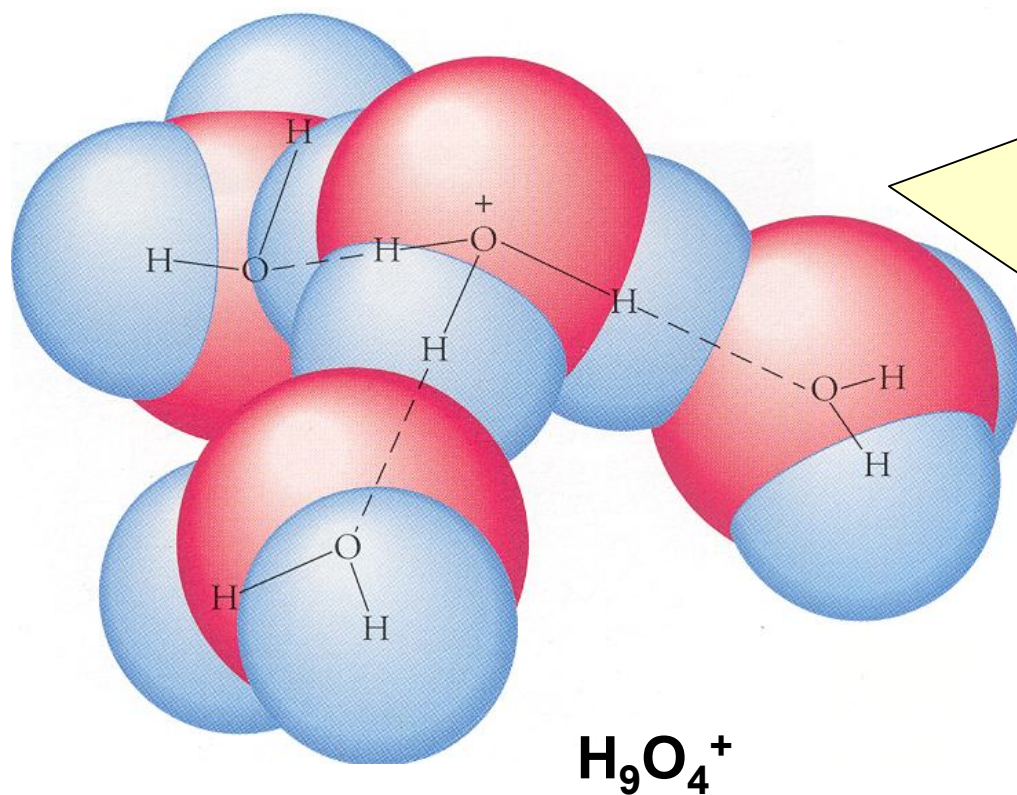
➔ Οξύ κατά Arrhenius είναι η ουσία η οποία, όταν διαλύεται σε νερό, αυξάνει τη συγκέντρωση των **ιόντων υδρογόνου  $H^+$  (aq)** ή **ιόντων υδρονίου,  $H_3O^+$  (aq)**.

Το **ίόν  $H^+$**  (πρωτόνιο) δεν μπορεί να υπάρξει ελεύθερο μέσα στο νερό. Το θετικό φορτίο που φέρει έλκεται από ένα **HZ** ενός μορίου νερού και σχηματίζεται το ίόν υδρονίου ή οξωνίου,  **$H_3O^+$**  :



# Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius

Το **ión υδρονίου**,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , έχει πυραμιδική δομή και σε αραιά διαλύματα συνδέεται μέσω δεσμών υδρογόνου με ένα μεταβλητό αριθμό μορίων νερού.



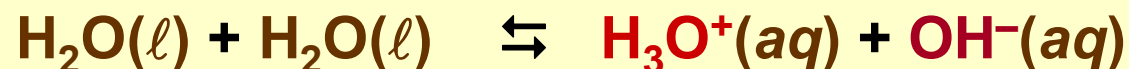
Το **ión υδρονίου** παρουσιάζεται εδώ συνδεδεμένο μέσω δεσμών υδρογόνου με τρία μόρια νερού.

Το **θετικό φορτίο** που σημειώνεται στο **κεντρικό οξυγόνο** είναι **κατανεμημένο** σε **όλο το  $\text{ión}$** .

# Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius

☞ Βάση κατά Arrhenius είναι μια ουσία η οποία, όταν διαλύεται σε νερό, αυξάνει τη συγκέντρωση των **Ιόντων υδροξειδίου,  $\text{OH}^- (aq)$** .

★ Ο ειδικός ρόλος του **Ιόντος υδρονίου** και του **Ιόντος υδροξειδίου** σε υδατικά διαλύματα οφείλεται στην ακόλουθη αντίδραση:

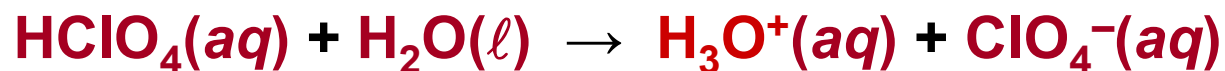


**!!! Η προσθήκη οξέων και βάσεων μεταβάλλει τις συγκεντρώσεις αυτών των ιόντων στο νερό.**



# Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius

➔ Στη θεωρία του Arrhenius, **ισχυρό οξύ** είναι μια ουσία η οποία *ιοντίζεται πλήρως* (100%) σε υδατικό διάλυμα δίνοντας  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  και ένα **ανιόν**. Π.χ. το υπερχλωρικό οξύ,  $\text{HClO}_4$



☆ Άλλα ισχυρά οξέα:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$

☆☆ Τα περισσότερα από τα υπόλοιπα οξέα που συναντούμε είναι **ασθενή οξέα**. Αυτά *δεν ιοντίζονται πλήρως* σε διάλυμα και συνυπάρχουν κατά μια αντίστροφη αντίδραση μαζί με τα αντίστοιχα ιόντα.

Π.χ., η αντίδραση του οξικού οξέος είναι



# Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius

**Ισχυρή βάση** είναι μια ουσία η οποία ιοντίζεται πλήρως (100%) σε υδατικό διάλυμα δίνοντας  $\text{OH}^-$  και ένα **κατιόν**.

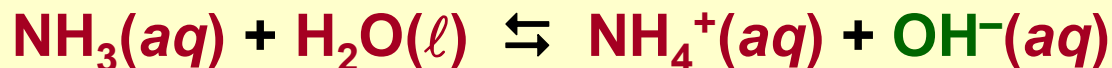
Π.χ. το υδροξείδιο του νατρίου,  $\text{NaOH}$ :



★ Άλλες ισχυρές βάσεις:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Sr(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$

★★ Οι περισσότερες από τις υπόλοιπες βάσεις που συναντούμε είναι **ασθενείς βάσεις**. Αυτές δεν ιοντίζονται πλήρως σε διάλυμα και συνυπάρχουν κατά μια αντίθετη αντίδραση μαζί με τα αντίστοιχα ιόντα.

Π.χ., η αντίδραση της αμμωνίας είναι:



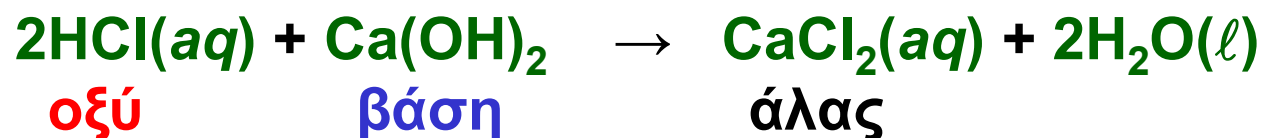
# Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius

⇒ Αντίδραση εξουδετέρωσης είναι η αντίδραση ενός οξέος και μιας βάσης που καταλήγει σε μια ιοντική ένωση και πιθανώς νερό.

⇒ Όταν μια βάση προστίθεται σε διάλυμα οξέος, λέμε ότι το οξύ εξουδετερώνεται.

⇒ Η ιοντική ένωση που προκύπτει ως προϊόν μιας αντίδρασης εξουδετέρωσης ονομάζεται άλας.

⇒ Οι περισσότερες ιοντικές ενώσεις, εκτός από τα υδροξείδια και τα οξείδια, είναι άλατα, τα οποία μπορούν να ληφθούν από αντιδράσεις εξουδετέρωσης, όπως π.χ.



# Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius

➔ Το σχηματιζόμενο άλας σε μια αντίδραση εξουδετέρωσης απαρτίζεται από κατιόντα που λαμβάνονται από τη βάση και ανιόντα που λαμβάνονται από το οξύ.

☆ Στο παράδειγμα, η βάση είναι το  $\text{Ca(OH)}_2$  που διαθέτει τα κατιόντα  $\text{Ca}^{2+}$  και το οξύ είναι το  $\text{HCl}$  που παρέχει τα ανιόντα  $\text{Cl}^-$ . Το άλας περιέχει ιόντα  $\text{Ca}^{2+}$  και  $\text{Cl}^-$  ( $\text{CaCl}_2$ ).

★ Η ίδια αντίδραση υπό ιοντική μορφή:



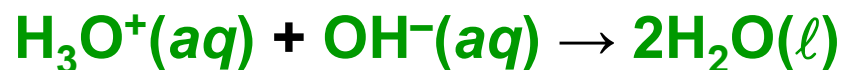
Μετά τη διαγραφή των ιόντων θεατών  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  και  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) \Rightarrow$



➔ Αντίδραση εξουδετέρωσης είναι ο συνδυασμός *ιόντων υδρογόνου* (ή *υδρονίου*) και *ιόντων υδροξειδίου* προς σχηματισμό μορίων νερού.

# Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius

⇒ Πειραματικά βρίσκεται ότι όλες οι εξουδετερώσεις



που περιλαμβάνουν ισχυρά οξέα έχουν το ίδιο  $\Delta H^\circ$  (**-55,90 kJ** ανά mole  $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

★★ Αυτό δείχνει ότι σε κάθε εξουδετέρωση λαμβάνει χώρα η ίδια αντίδραση, όπως προβλέπει η θεωρία του Arrhenius.

# Οξέα και βάσεις

★ Όμως,

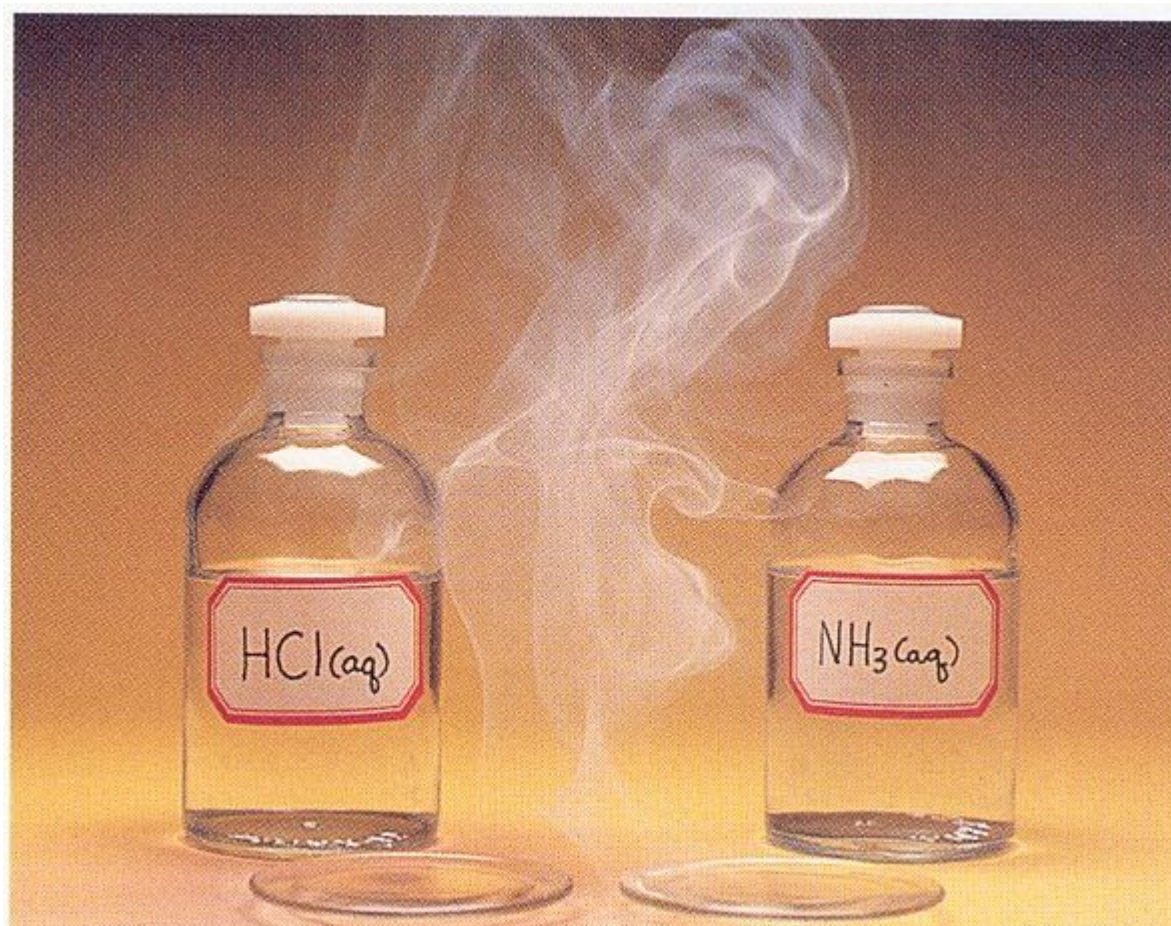
πολλές αντιδράσεις που έχουν χαρακτηριστικά αντιδράσεων οξέων–βάσεων σε υδατικό διάλυμα, γίνονται και σε άλλους διαλύτες (π.χ. βενζόλιο,  $C_6H_6$ ) ή και χωρίς διαλύτη.

Π.χ., το υδροχλωρικό οξύ αντιδρά με υδατική αμμωνία, η οποία κατά την άποψη του Arrhenius είναι βάση επειδή αυξάνει τη συγκέντρωση των ιόντων  $OH^-$  σε υδατικό διάλυμα. Η αντίδραση μπορεί να γραφεί ως εξής:



★ Αλλά, χλωρίδιο του υδρογόνου και αμμωνία αντιδρούν ακόμα και σε αέρια φάση, όπως δείχνει η επόμενη διαφάνεια.

# Οξέα και βάσεις



Αέρια HCl και NH<sub>3</sub> από τα πυκνά διαλύματά τους, που βρίσκονται στα γυάλινα δισκία (ύαλοι ωρολογίου), διαχέονται και αντιδρούν σχηματίζοντας ένα νέφος από στερεό **χλωρίδιο του αμμωνίου (NH<sub>4</sub>Cl)**.



# Οξέα και βάσεις

★ Οι αντιδράσεις αυτές του HCl με NH<sub>3</sub> σε βενζόλιο και σε αέρια φάση, ενώ είναι όμοιες με την αντίδραση σε υδατικό διάλυμα, *δεν μπορούν να ερμηνευθούν* από τη θεωρία του Arrhenius και γι' αυτό χρειαζόμαστε *ευρύτερες θεωρίες* περί οξέων και βάσεων.



# Άσκηση

Εξουδετέρωση βάσεως από οξύ

Ποιο από τα παρακάτω είναι το άλας που σχηματίζεται από την πλήρη εξουδετέρωση υδροξειδίου του βαρίου με νιτρώδες οξύ;

(α)  $\text{BaHNO}_2$ ,

(β)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,

(γ)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,

(δ)  $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ ,

(ε)  $\text{BaNO}_2$

Ο τύπος του υδροξειδίου του βαρίου είναι  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  και ο τύπος του νιτρώδους οξέος είναι  $\text{HNO}_2$ .

Πλήρης εξουδετέρωση σημαίνει, από το οξύ να αντιδράσουν όλα τα όξινα υδρογόνα και από τη βάση όλες οι ομάδες υδροξειδίου (OH), σύμφωνα με το γενικό σχήμα

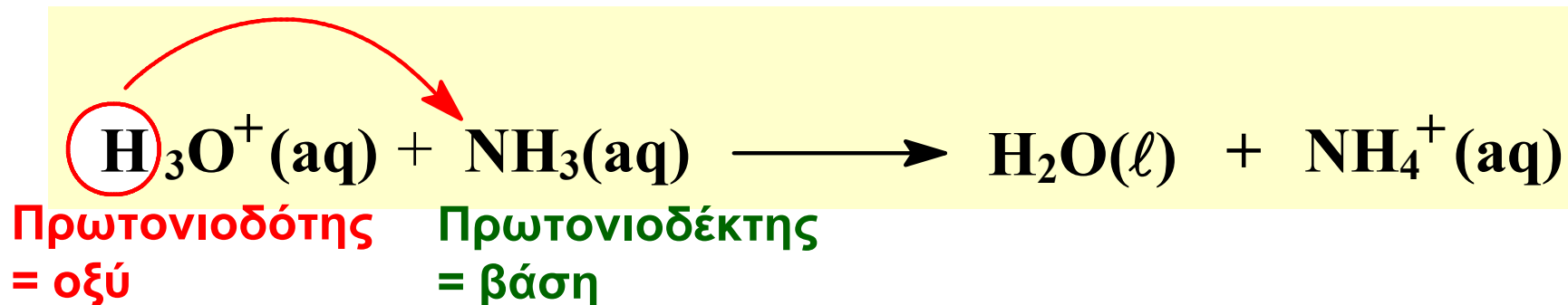
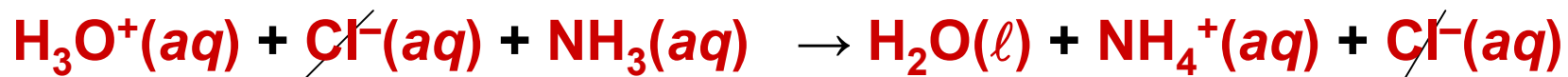


# Οξέα και βάσεις κατά Brønsted-Lowry

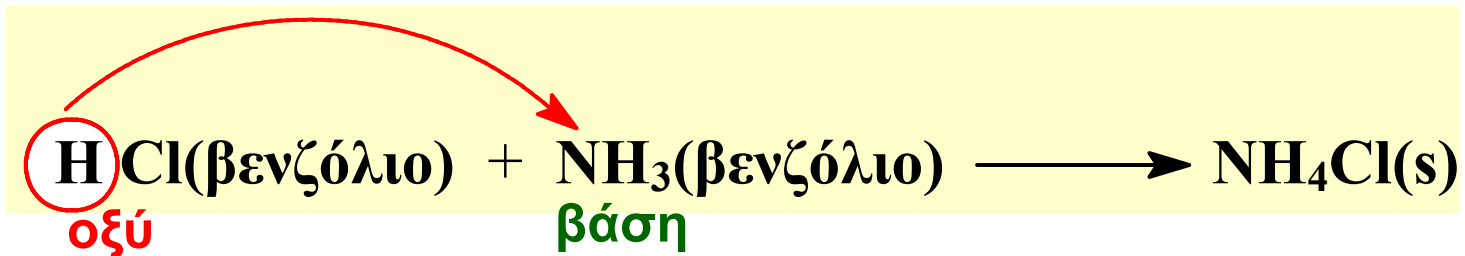
⇒ Οξύ κατά Brønsted-Lowry (B-L), είναι το μόριο ή το ιόν που δίνει πρωτόνιο σε μια αντίδραση μεταφοράς πρωτονίου.

⇒ Βάση είναι το μόριο ή το ιόν που δέχεται το πρωτόνιο σε μια αντίδραση μεταφοράς πρωτονίου.

Π.χ. Αντίδραση υδροχλωρικού οξέος με αμμωνία:

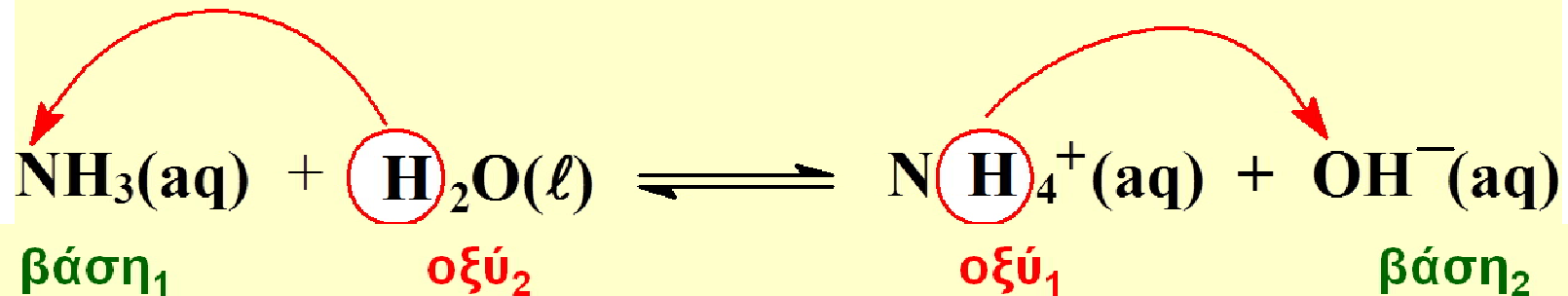


⇒ Εφαρμογή της θεωρίας B-L σε άλλους διαλύτες:



# Οξέα και βάσεις κατά Brønsted-Lowry

↘ Σε κάθε αντιστρεπτή αντίδραση οξέος–βάσης, τόσο η προς τα δεξιά όσο και η προς τα αριστερά αντίδραση εμπεριέχει μεταφορά πρωτονίου. Π.χ. η αντίδραση της  $\text{NH}_3$  με  $\text{H}_2\text{O}$ .



↘ Τα χημικά είδη  $\text{NH}_4^+$  και  $\text{NH}_3$  αποτελούν ένα συζυγές ζεύγος οξέος–βάσης.

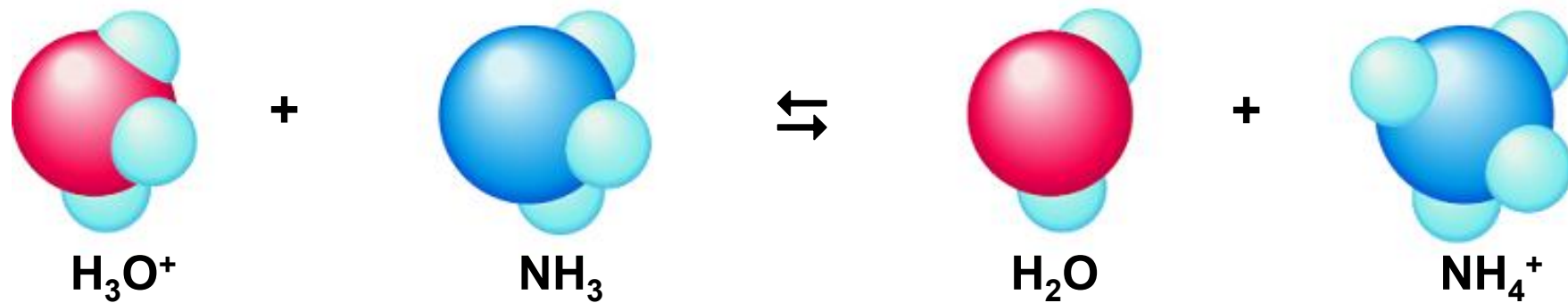
↘ Ένα **συζυγές ζεύγος οξέος–βάσης** συνίσταται από δύο χημικά είδη σε μια αντίδραση οξέος–βάσης, ένα οξύ και μία βάση, τα οποία διαφέρουν κατά την απώλεια ή το κέρδος ενός πρωτονίου.

↘ Το οξύ σε ένα τέτοιο ζεύγος ονομάζεται **συζυγές οξύ** της βάσης, ενώ η βάση ονομάζεται **συζυγής βάση** του οξέος.

↘ Εδώ το  $\text{NH}_4^+$  είναι το συζυγές οξύ της  $\text{NH}_3$  και η  $\text{NH}_3$  η συζυγής βάση του  $\text{NH}_4^+$ .

# Οξέα και βάσεις κατά Brønsted-Lowry

➔ Παρουσίαση της αντίδρασης  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4^+$



★ Παρατηρούμε τη μεταφορά ενός πρωτονίου,  $\text{H}^+$ , από το ιόν  $\text{H}_3\text{O}^+$  στο μόριο  $\text{NH}_3$ .

★ Τα ενδεικτικά φορτία των ιόντων είναι συνολικά φορτία, δηλαδή δεν πρέπει να συνδέονται με κάποια συγκεκριμένα σημεία πάνω στα ιόντα.

# Άσκηση

Αναγνώριση των χημικών ειδών που είναι οξέα ή βάσεις

Για την αντίδραση



χαρακτηρίστε κάθε χημικό είδος ως οξύ ή βάση.

Για τη βάση στα αριστερά, ποιο είναι το συζυγές οξύ;

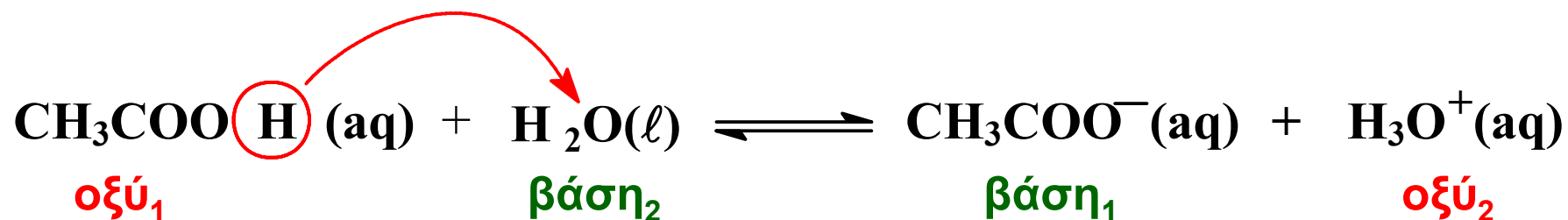
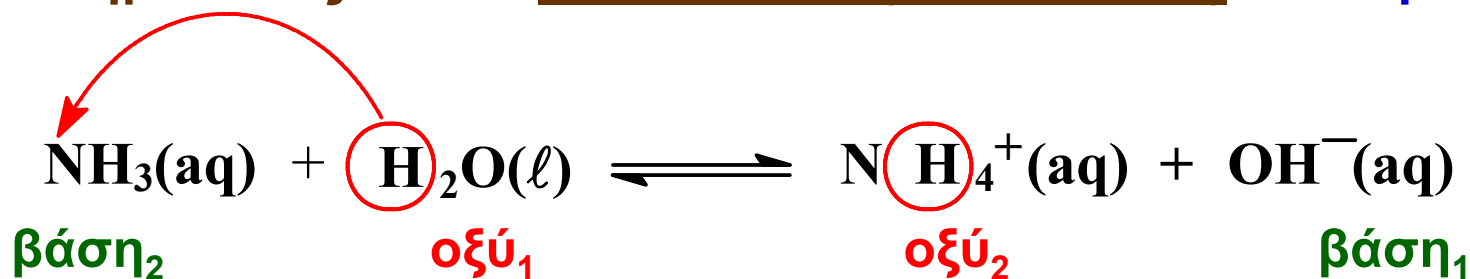
# Οξέα και βάσεις κατά Brønsted-Lowry

➔ **Αμφιπρωτικό** χημικό είδος: το χημικό είδος που περιέχει H και μπορεί να δρα είτε ως οξύ είτε ως βάση, ανάλογα με το τι είναι το άλλο αντιδρών.

☆ **Επαμφοτερίζον** (γενικότερος όρος): το χημικό είδος που μπορεί να δρα είτε ως οξύ είτε ως βάση, ανάλογα με το τι είναι το άλλο αντιδρών, αλλά δεν χρειάζεται να έχει πρωτόνια.

Π.χ., το  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , είναι ένα επαμφοτερίζον οξειδίο, επειδή αντιδρά τόσο με οξέα όσο και με βάσεις. Όμως, το  $\text{Al}_2\text{O}_3$  δεν είναι αμφιπρωτικό αφού δεν έχει πρωτόνια.

★★ Σημαντικός είναι ο αμφιπρωτικός χαρακτήρας του **νερού**:



# Άσκηση

Αναγνώριση μιας αμφιπρωτικής ουσίας και τρόπος αντίδρασης της αμφιπρωτικής ουσίας με οξέα και βάσεις

Προσδιορίστε την ουσία που είναι αμφιπρωτική και γράψτε μία εξίσωση για την αντίδρασή της με  $\text{OH}^-$  και μία για την αντίδρασή της με  $\text{HBr}(aq)$ :



# Οξέα και βάσεις κατά Brønsted-Lowry

➤ Ποια είναι τα βασικά σημεία που δείχνουν ότι η θεωρία των B-L είναι περισσότερο διευρυμένη από αυτή του Arrhenius;

- ① Βάση είναι το χημικό είδος που δέχεται πρωτόνια. Το ιόν  $\text{OH}^-$  είναι μόνο ένα παράδειγμα βάσης.
- ② Οξέα και βάσεις μπορεί να είναι ιόντα, αλλά και μοριακές ενώσεις.
- ③ Οι οξεοβασικές αντιδράσεις δεν περιορίζονται σε υδατικά διαλύματα.
- ④ Μερικά χημικά είδη μπορούν να δρουν είτε ως οξέα είτε ως βάσεις, ανάλογα με το τι είναι το άλλο αντιδρών.



# Οξέα και βάσεις κατά Lewis

☆ Μπορεί η παρακάτω αντίδραση να θεωρηθεί ως οξεοβασική κατά B-L;

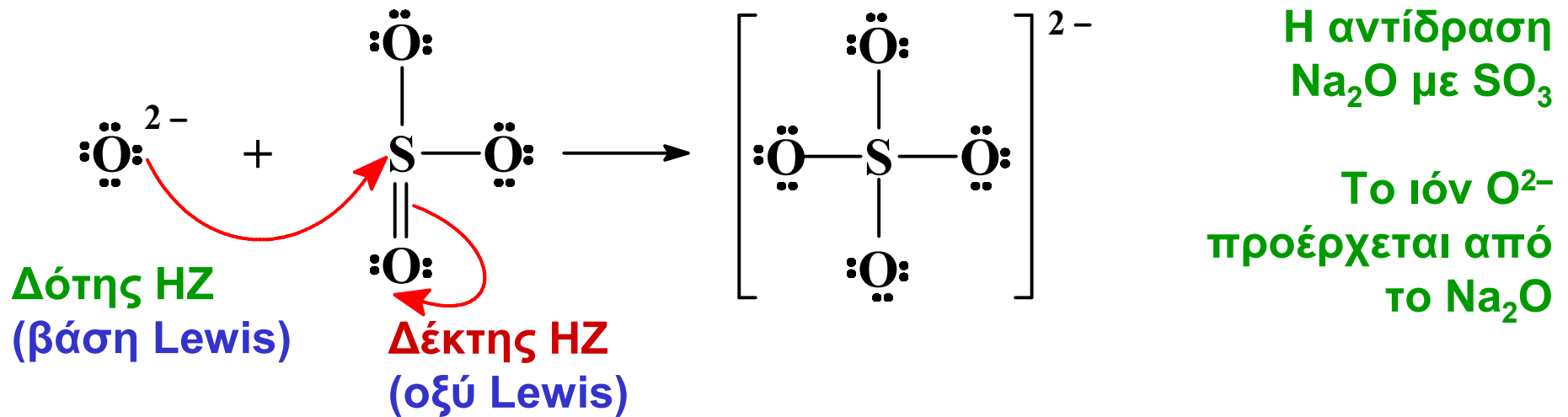
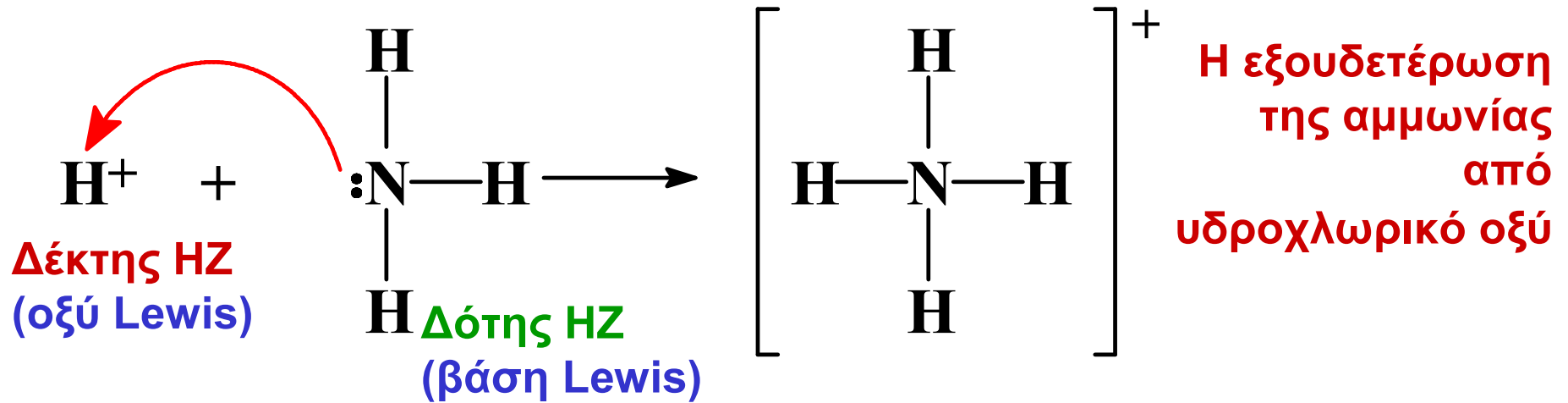


➔ Ο Lewis σκέφθηκε ότι η θεωρία περί οξέων και βάσεων θα μπορούσε να γενικευθεί έτσι ώστε να συμπεριλάβει τις αντιδράσεις όξινων και βασικών οξειδίων, καθώς και πολλές άλλες αντιδράσεις μαζί με αυτές της μεταφοράς πρωτονίων. Σύμφωνα με αυτή την ιδέα:

★ Οξύ κατά Lewis είναι κάθε ουσία που μπορεί να δεχθεί ένα ζεύγος ηλεκτρονίων προς σχηματισμό ομοιοπολικού δεσμού.

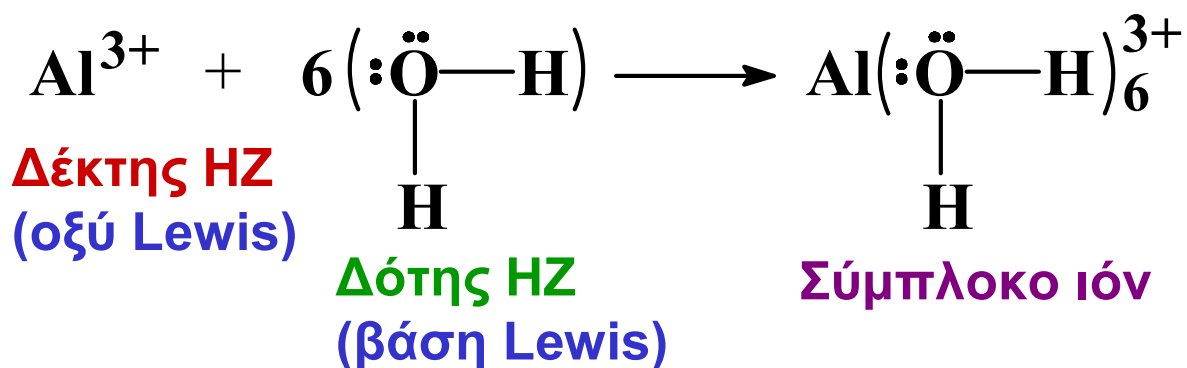
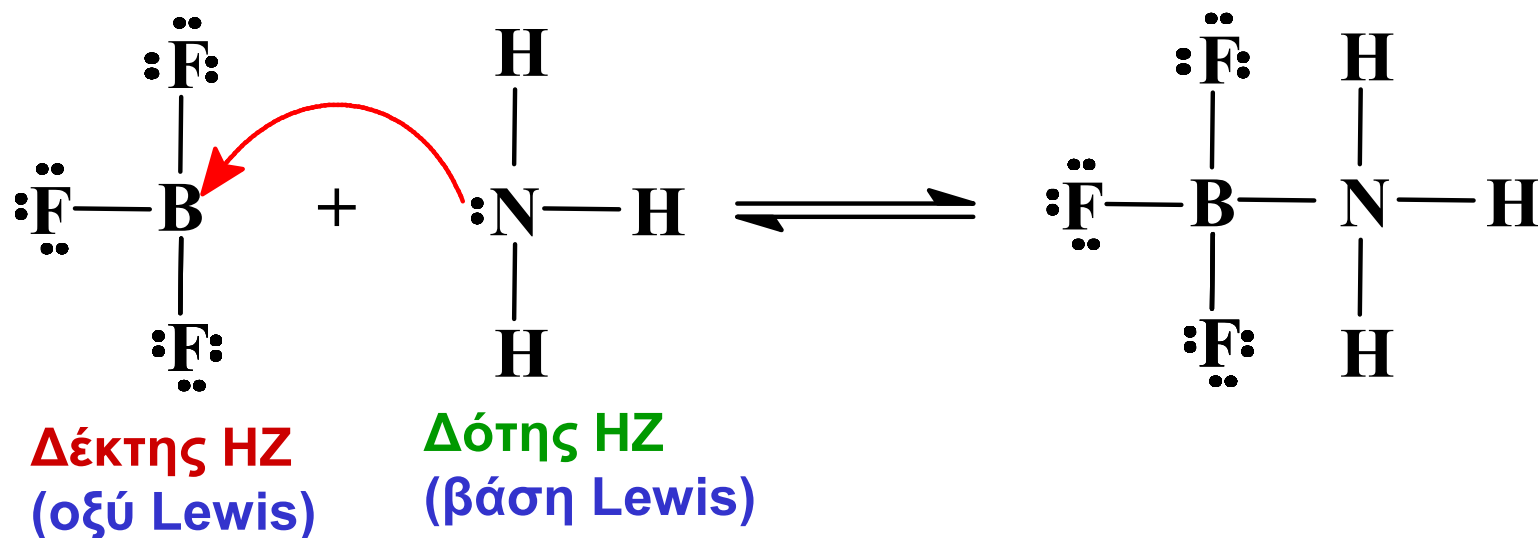
★ Βάση κατά Lewis είναι κάθε ουσία που μπορεί να προσφέρει ένα ζεύγος ηλεκτρονίων προς σχηματισμό ομοιοπολικού δεσμού.

# Οξέα και βάσεις κατά Lewis



# Οξέα και βάσεις κατά Lewis

➔ Ο ορισμός οξέος – βάσεως του Lewis είναι τόσο ευρύς που χωράει και αντιδράσεις, όπως η επόμενη:



**!! Και ο σχηματισμός ενός συμπλόκου ιόντος μπορεί να θεωρηθεί ως αντίδραση οξέος – βάσεως κατά Lewis**

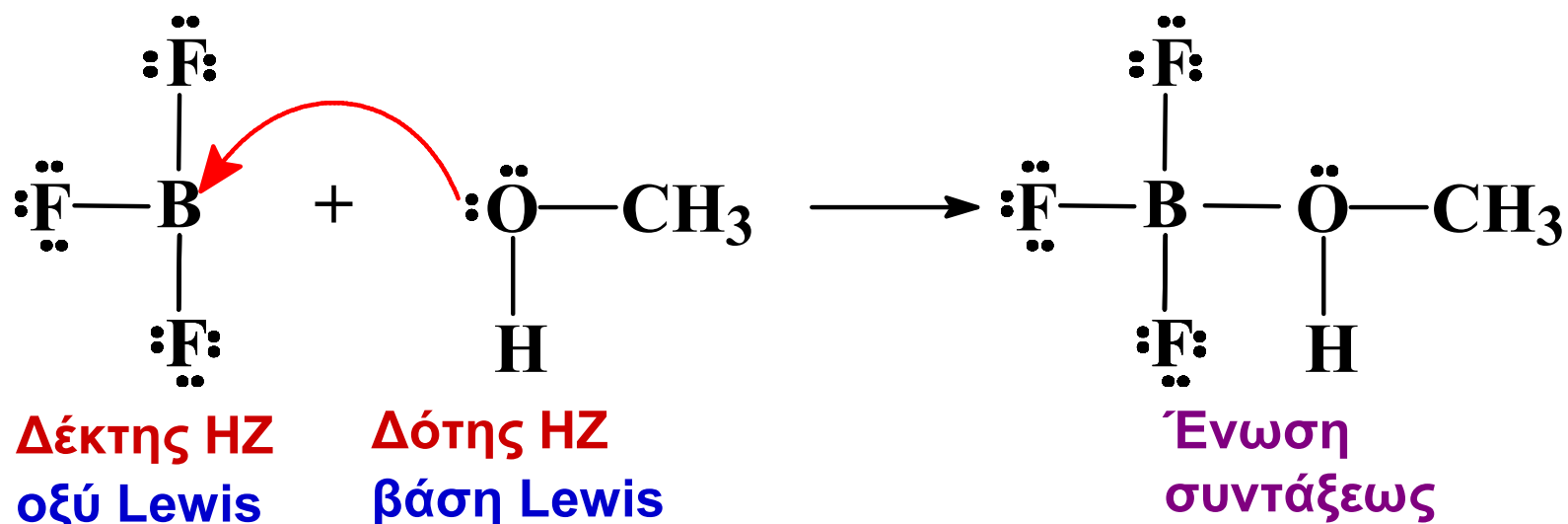
# Άσκηση

Αναγνώριση χημικών ειδών που είναι οξέα ή βάσεις κατά Lewis

Προσδιορίστε το οξύ και τη βάση κατά Lewis σε καθεμιά από τις ακόλουθες αντιδράσεις. Γράψτε τις χημικές εξισώσεις χρησιμοποιώντας δομές Lewis.

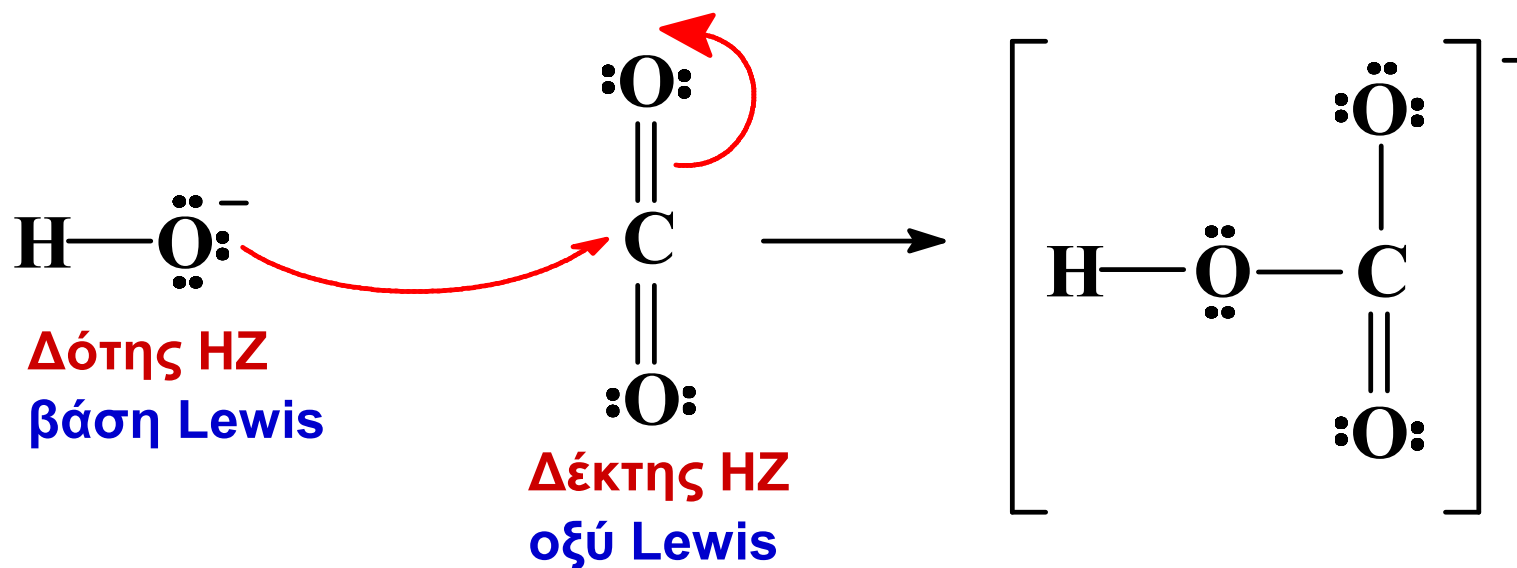


(α) Το άτομο B στο  $\text{BF}_3$  έχει  $sp^2$  υβριδισμό και έτσι διαθέτει ένα κενό, μη υβριδικό τροχιακό  $2p$  που μπορεί να δεχθεί ένα ζεύγος e από το O της  $\text{CH}_3\text{OH}$ :



# Άσκηση

(β) Με μετακίνηση ενός π δεσμού του  $\text{CO}_2$  δημιουργείται όξινο κέντρο (+ φορτίο) στο άτομο C το οποίο προσβάλλεται από ένα μονήρες ηλεκτρονικό ζεύγος του  $\text{O}^{2-}$  :



# Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων

Οξεοβασική αντίδραση κατά B-L είναι αντίδραση μεταφοράς  $H^+$  :

☆ Η ισχύς ενός οξέος θα είναι ανάλογη του βαθμού ευκολίας με τον οποίον το οξύ χάνει ένα πρωτόνιο.

☆ Ομοίως, μια βάση θα είναι τόσο ισχυρότερη, όσο μεγαλύτερη τάση δείχνει να προσλάβει ένα πρωτόνιο.

Η αντίδραση:



είναι μετατοπισμένη πλήρως προς τα δεξιά και δείχνει ότι το HCl είναι ισχυρότερο οξύ από το ιόν υδρονίου,  $H_3O^+$ .

⇒ Επίσης, είναι φανερό ότι το  $H_2O$  που δέχεται το πρωτόνιο του οξέος είναι ισχυρότερη βάση από το ιόν  $Cl^-$ .

⇒ Παρατηρούμε ότι το **ισχυρό οξύ** HCl έχει μια ασθενή συζυγή βάση.

# Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων

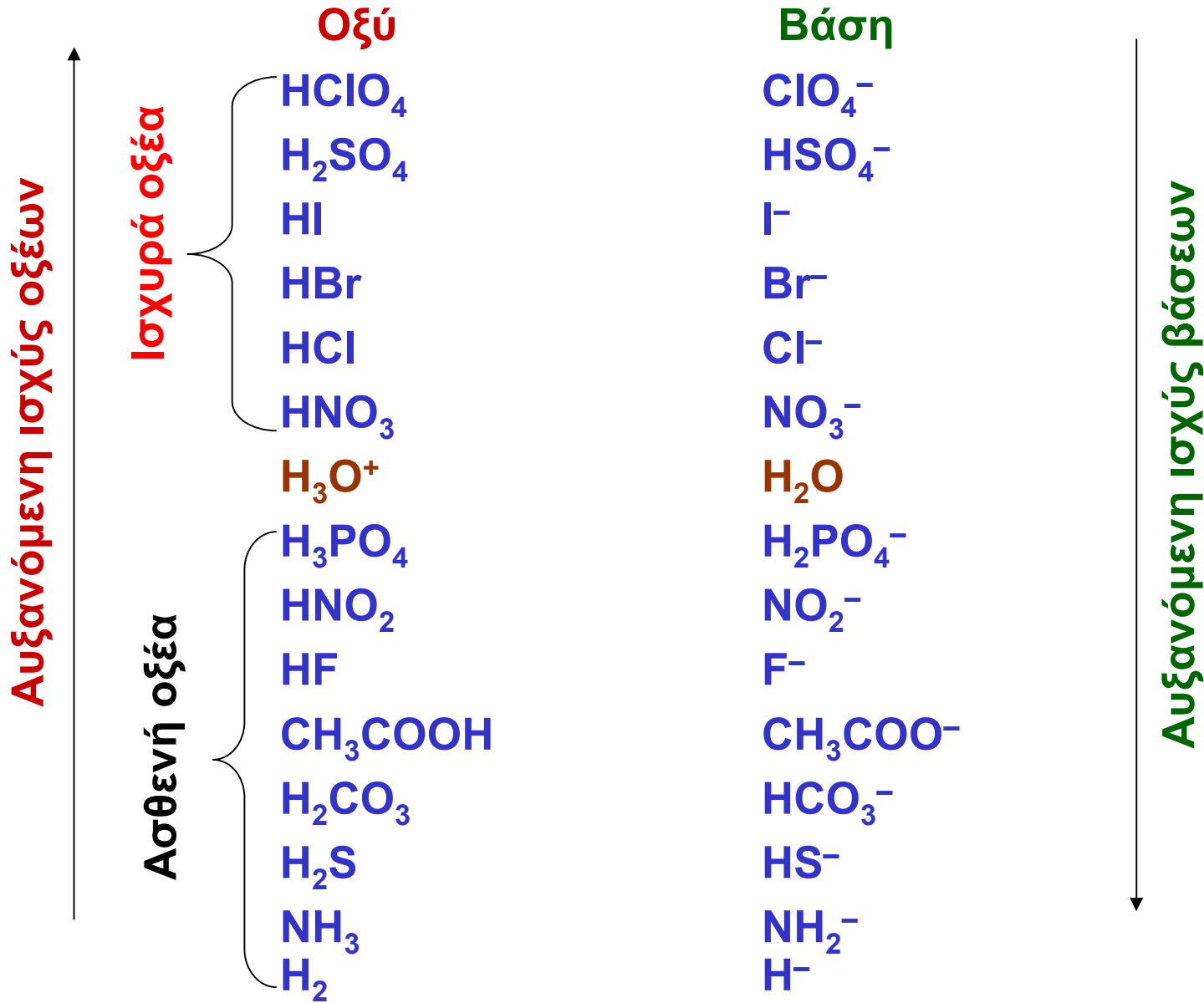
➔ Από τα παραπάνω προκύπτουν δύο κανόνες που πρέπει να θυμόμαστε:

1. Σε κάθε αντίδραση οξέος – βάσεως, η **θέση ισορροπίας** είναι μετατοπισμένη προς την πλευρά του **ασθενέστερου οξέος** και της **ασθενέστερης βάσεως**.

2. Όσο ισχυρότερο είναι ένα οξύ, τόσο ασθενέστερη είναι η συζυγής του βάση και, όσο **ισχυρότερη** είναι μια **βάση**, τόσο **ασθενέστερο** είναι το **συζυγές της οξύ**.

★★ Πρακτικά, για να βρω τη συζυγή βάση ενός οξέος, αφαιρώ από το οξύ ένα πρωτόνιο, ενώ για να βρω το **συζυγές οξύ** μιας βάσεως **προσθέτω** στη βάση **ένα πρωτόνιο**.

# Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων

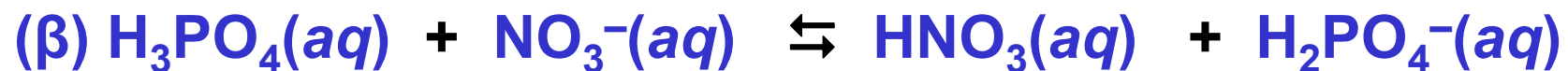




# Άσκηση

Καθορισμός της σχετικής ισχύος οξέων – βάσεων και πρόβλεψη θέσεως ισορροπίας

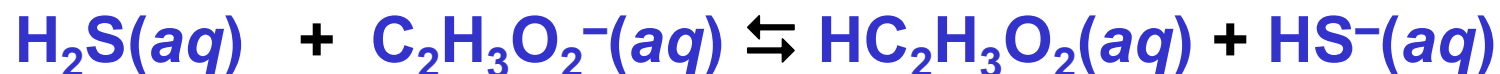
Καθορίστε τις συζυγίες οξέων-βάσεων κατά Brønsted-Lowry στις ακόλουθες χημικές εξισώσεις και προβλέψτε εάν η θέση ισορροπίας σε κάθε μία είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά ή προς τα αριστερά.



# Άσκηση

Πρόβλεψη για το αν μια οξεοβασική αντίδραση ευνοεί τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα

Προσδιορίστε την κατεύθυνση της ακόλουθης αντίδρασης από τη σχετική ισχύ οξέων και βάσεων.



# Αυτοϊοντισμός του νερού

★ Αυτοϊοντισμός: μια αντίδραση κατά την οποία δύο όμοια μόρια αντιδρούν παρέχοντας ιόντα:



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \Rightarrow K_c [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

⇒  $K_c [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w$  = γινόμενο ιόντων νερού ή σταθερά διάστασης νερού

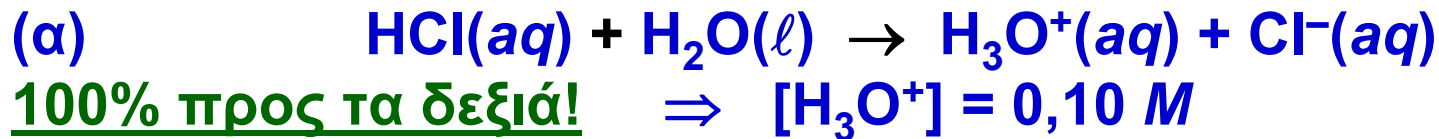
$$\text{ΣΤΟΥΣ } 25^\circ\text{C}: \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

⇒ σε καθαρό νερό:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$

$$\Rightarrow \text{ΣΤΟΥΣ } 37^\circ\text{C}: \quad K_w = 2,5 \times 10^{-14}$$

# Διαλύματα ισχυρών οξέων και βάσεων

➡ Διαλύουμε 0,10 mol HCl σε 1,0 L νερού  $\Rightarrow$  HCl(aq) 0,10 M  
Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$ ;



(β) Αυτοϊοντισμός νερού:



Αρχή Le Chatelier: λόγω διάστασης HCl(aq), ισορροπία προς τα αριστερά  $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]$  (από αυτοϊοντισμό νερού)  $\ll 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$

$\Rightarrow$  Ένα διάλυμα HCl(aq) 0,10 M έχει  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,10 \text{ M}$   
Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων  $\text{OH}^-$ ;

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,10} = 1,0 \times 10^{-13} \text{ M}$$

Ανάλογα ισχύουν για ένα διάλυμα ισχυρής βάσης (NaOH 0,010 M)  
 $[\text{H}_3\text{O}^+] =$  ;  $[\text{OH}^-] =$  ;

## Ουδέτερα, όξινα και βασικά διαλύματα

Σε όξινο διάλυμα  $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$

Σε ουδέτερο διάλυμα  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$

Σε βασικό διάλυμα  $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$

# Το pH ενός διαλύματος

pH : ο αρνητικός λογάριθμος της γραμμομοριακής συγκέντρωσης των ιόντων υδρονίου:

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 3,00$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,6 \times 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 4,00 - \log 5,6 = 4,00 - 0,75 = 3,25$$

★ Ο αριθμός των δεκαδικών ψηφίων στην τιμή του pH ισούται με τον αριθμό των σ.ψ. που έχει η συγκέντρωση των ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$  !

$$\text{pH} > 7,00 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{διάλυμα βασικό}$$

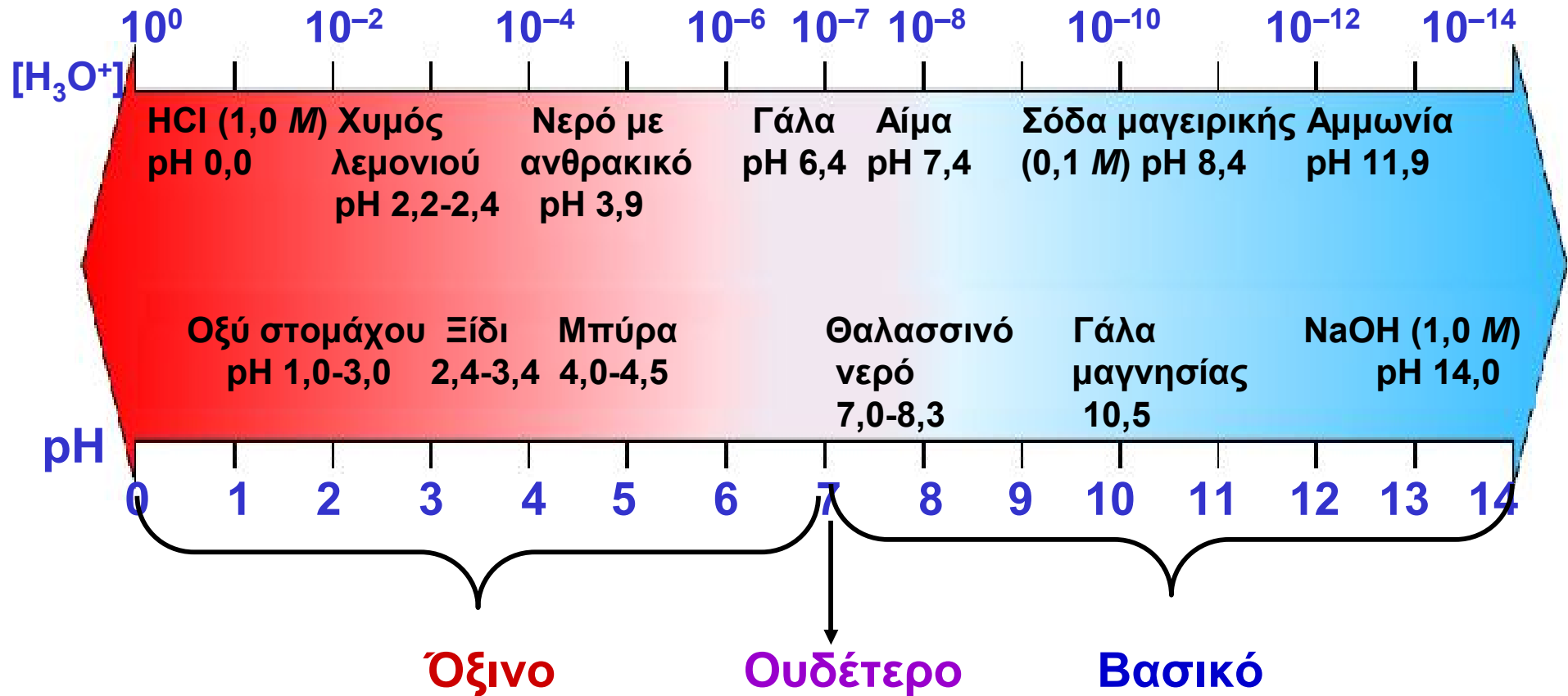
$$\text{pH} = 7,00 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{διάλυμα ουδέτερο}$$

$$\text{pH} < 7,00 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{διάλυμα όξινο}$$

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,00 \quad (\text{στους } 25^\circ\text{C})$$

# Η κλίμακα του pH



# Ασκήσεις

Υπολογισμός του pH από τη συγκέντρωση  $[H_3O^+]$  ή  $[OH^-]$

Πόσο είναι το pH ενός δείγματος γαστρικού υγρού (πεπτικό υγρό του στομάχου) του οποίου η συγκέντρωση των ιόντων υδρονίου είναι  $0,045 M$ ;

Ένα κορεσμένο διάλυμα υδροξειδίου του ασβεστίου έχει συγκέντρωση ιόντων υδροξειδίου  $0,025 M$ . Πόσο είναι το pH του διαλύματος;



# Άσκηση

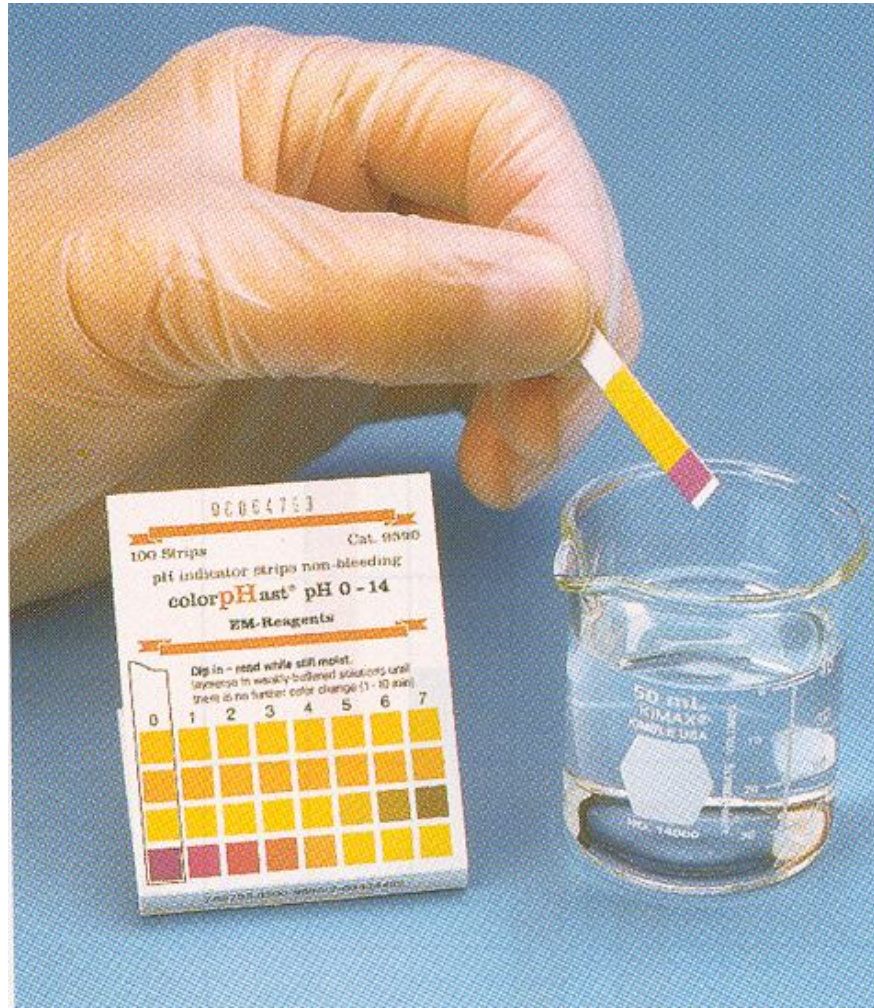
Υπολογισμός της συγκέντρωσης  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  από το pH

Ένα αναψυκτικό με ανθρακικό έχει pH 3,16. Πόση είναι η συγκέντρωση ιόντων υδρονίου του αναψυκτικού;

$$\text{pH} = 3,16 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog}(-\text{pH}) = 10^{-\text{pH}}$$

$$= 10^{-3,16} = 6,91 \times 10^{-4} \text{ M} = 6,9 \times 10^{-4} \text{ M}$$

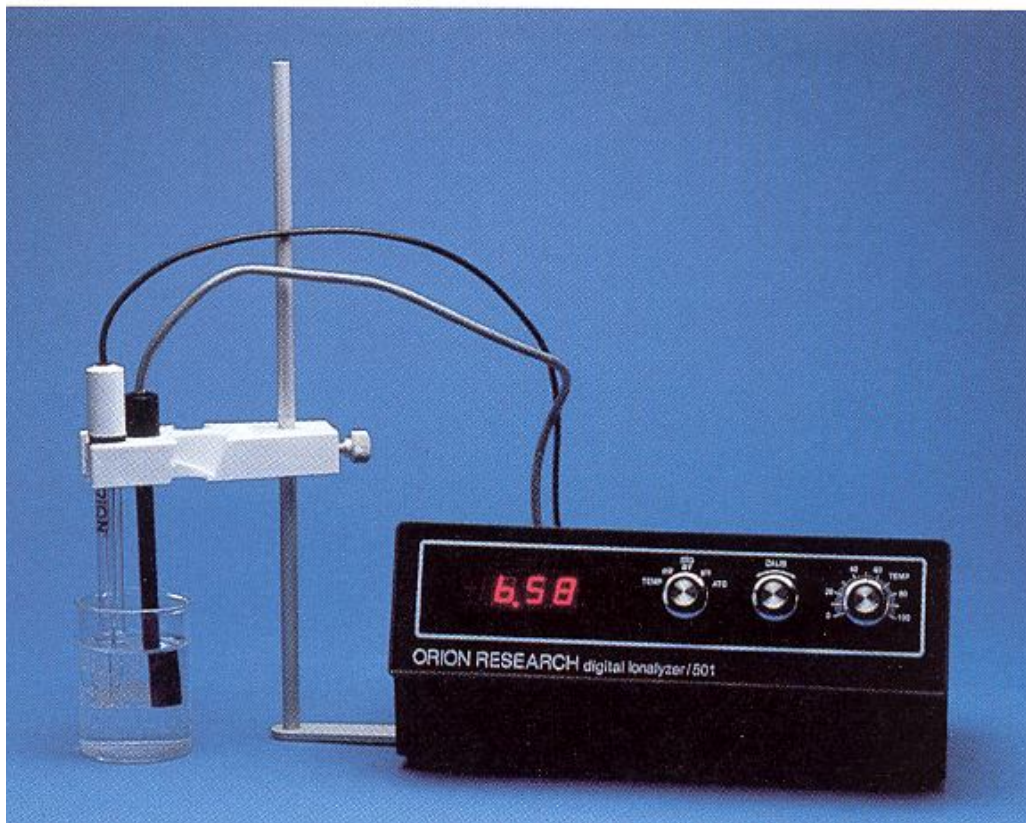
# Μέτρηση του pH



Για έναν προσεγγιστικό προσδιορισμό της τιμής του pH, μπορεί να χρησιμοποιηθεί πεχαμετρική ταινία ή ειδικό χαρτί διαποτισμένο με μίγμα δεικτών.

Η πεχαμετρική ταινία βυθίζεται στο εξεταζόμενο διάλυμα, οπότε αυτή χρωματίζεται χαρακτηριστικά, ανάλογα προς το pH του διαλύματος.

# Το pH-μετρο



## Ψηφιακό πεχάμετρο

Ανάλογα με το pH του διαλύματος, δημιουργείται μεταξύ των ηλεκτροδίων ένα V, το οποίο «μεταφράζεται» από το όργανο απευθείας σε pH.

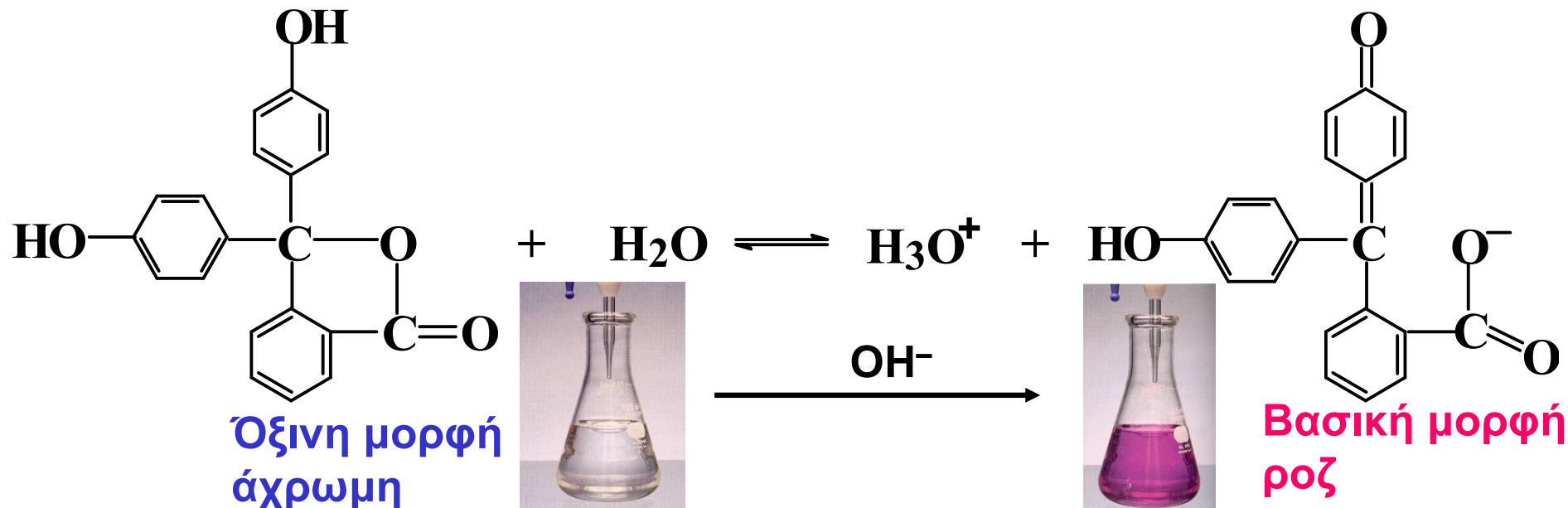
Ο πειραματιστής τοποθετεί τα ηλεκτρόδια στο διάλυμα και διαβάζει το pH στην οθόνη του οργάνου.

Τα pH-μετρα είναι όργανα ακριβά και ευαίσθητα και γι' αυτό απαιτείται ιδιαίτερη προσοχή κατά τη χρήση τους.

Μετά από κάθε χρήση, το ηλεκτρόδιο υάλου εκπλύνεται προσεκτικά με απιοντισμένο νερό. Κατά την παραμονή του φυλάσσεται μέσα σε ειδικό διάλυμα, όπως προβλέπει ο κατασκευαστής του οργάνου.

## Δείκτες οξέων – βάσεων

❖ **Δείκτες:** ασθενή οργανικά οξέα ή ασθενείς οργανικές βάσεις, των οποίων το χρώμα εξαρτάται από το pH του διαλύματος.



☞ Όταν σε όξινο διάλυμα φαινολοφθαλεΐνης προστίθεται μια βάση, τα ιόντα  $\text{OH}^-$  της βάσης αντιδρούν με  $\text{H}_3\text{O}^+$  του διαλύματος.

☞ Σύμφωνα με την αρχή του Le Chatelier, η παραπάνω ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά (για αναπλήρωση των ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

Έτσι, η άχρωμη όξινη μορφή του δείκτη μετατρέπεται στη ροζ βασική.

☞ Ένα διάλυμα φαινολοφθαλεΐνης αρχίζει να γίνεται ροζ σε pH γύρω στο 8,0. Σε pH 9,7 η αλλαγή χρώματος πρακτικά έχει ολοκληρωθεί.



## Δείκτες οξέων – βάσεων

Δείκτης	pK	Περιοχή pH αλλαγής χρώματος	Χρώμα	
			Όξινο περιβάλλον	Αλκαλικό περιβάλλον
Μπλε θυμόλης	1,6	1,1 – 2,8	κόκκινο	κίτρινο
Πορτοκαλί μεθυλίου	3,5	3,1 – 4,5	κόκκινο	κίτρινο
Ερυθρό μεθυλίου	5,0	4,2 – 6,3	κόκκινο	κίτρινο
Ηλιοτρόπιο	7,0	5,0 – 8,0	κόκκινο	μπλε
Μπλε βρωμοθυμόλης	7,3	6,0 – 7,6	κίτρινο	μπλε
Φαινολοφθαλεΐνη	9,5	8,3 – 10,0	άχρωμο	ροζ

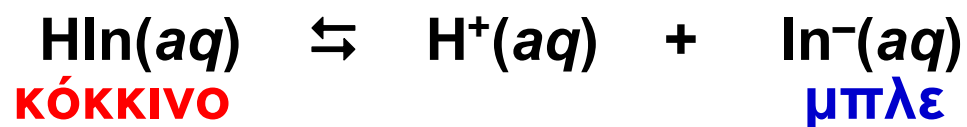
!!! Όπως αποδεικνύεται θεωρητικά, οι περισσότεροι δείκτες έχουν περιοχή pH για χρωματική αλλαγή περίπου 2 μονάδων pH, όπως προβλέπεται από τη σχέση  $pH = pK \pm 1$

# Τρόπος δράσεως των δεικτών οξέων – βάσεων

## Ηλιοτρόπιο

pH

κόκκινο ← **5**      **μοβ «ουδέτερο χρώμα»**      **8** → μπλε



Πότε υπερισχύει το κόκκινο και πότε το μπλε; (Αρχή Le Chatelier)

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = 10^{-7} \quad \Rightarrow \quad \frac{10^{-7}}{[\text{H}^+]} = \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

$$\frac{10^{-7}}{10^{-5}} = \frac{1}{100} = \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \leftarrow \begin{array}{l} \text{μπλε} \\ \text{κόκκινο} \end{array}$$

$$\frac{10^{-7}}{10^{-8}} = \frac{10}{1} = \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \leftarrow \begin{array}{l} \text{μπλε} \\ \text{κόκκινο} \end{array}$$

Σε pH < 5 (κόκκινο) [HIn] ≥ 100[In<sup>-</sup>]

Σε pH > 8 (μπλε) [In<sup>-</sup>] ≥ 10[HIn]

# Αναφορά

- Το υλικό της παρουσίασης προέρχεται από τις Πανεπιστημιακές παραδόσεις της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη
- Οι εικόνες που περιέχονται στην ενότητα προέρχονται από το προσωπικό αρχείο της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη

# Σημείωμα Αναφοράς

Copyright, Πανεπιστήμιο Πατρών, Μαγδαληνή  
Σουπιώνη. «Χημεία II». Έκδοση: 1.0. Πάτρα 2015.

Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση:

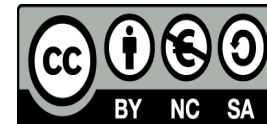
<https://eclass.upatras.gr/courses/GEO327/>



# Σημείωμα Αδειοδότησης

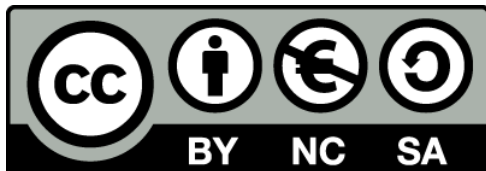
Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους 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

# Τέλος Ενότητας



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης

