

Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων & Διατροφής

ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ ΘΕΣΣΑΛΙΑΣ

# ΟΡΓΑΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

Ενότητα 3<sup>η</sup>: Οξέα & βάσεις

Δημήτρης Π. Μακρής *PhD DIC*

*Αναπληρωτής Καθηγητής*



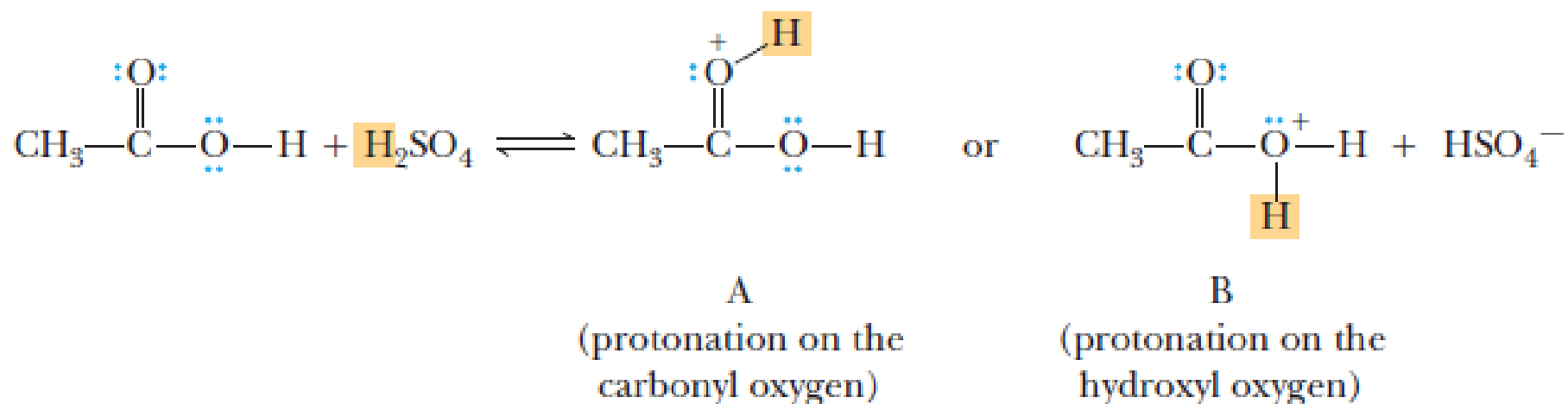
© 2019 - 2020

## 1. Βάσεις κατά Brønsted-Lowry με δύο ή περισσότερες θέσεις υποδοχής

Με βάση την θεωρία Brønsted-Lowry, οι βάσεις έχουν μια θέση που μπορεί να λειτουργήσει ως δέκτης πρωτονίων σε μια αντίδραση οξέος – βάσεως. Πολλές οργανικές ενώσεις όμως έχουν δύο ή περισσότερες τέτοιες θέσεις.

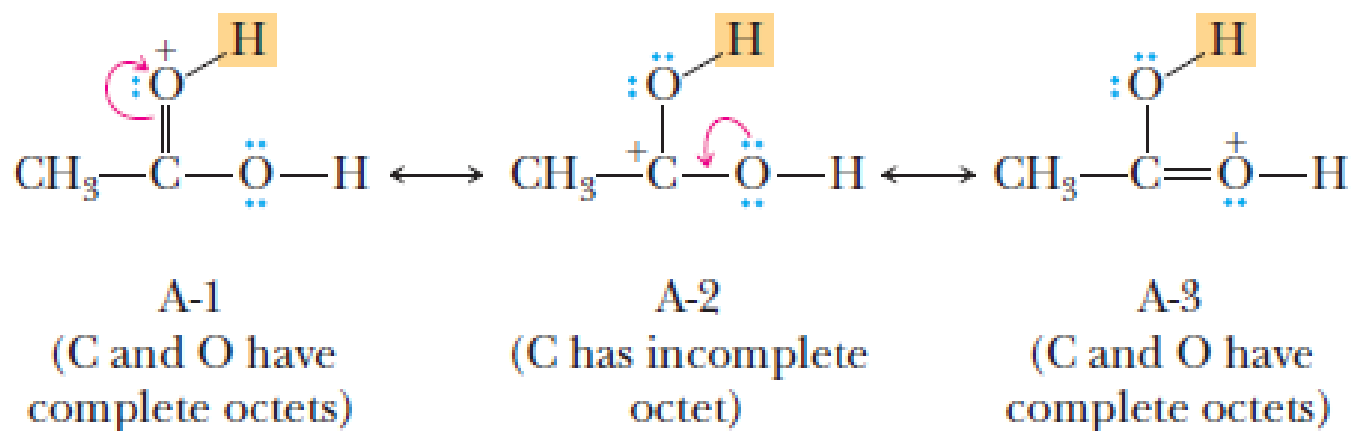
Οι πιο σταθερές φορτισμένες ενώσεις είναι αυτές στις οποίες το φορτίο είναι πιο μετατοπισμένο. Η σχετική μετατόπιση φορτίου μπορεί να περιγραφεί με βάση τον συντονισμό.

Λαμβάνεται ως παράδειγμα το οξικό οξύ και οι πιθανές θέσεις μεταφοράς πρωτονίου σ' ένα άτομο οξυγόνου. Μεταφορά πρωτονίου στο καρβονυλικό οξυγόνο δίνει το κατιόν Α, ενώ μεταφορά στο υδροξυλικό οξυγόνο το κατιόν Β.



## 1. Βάσεις κατά Brønsted-Lowry με δύο ή περισσότερες θέσεις υποδοχής

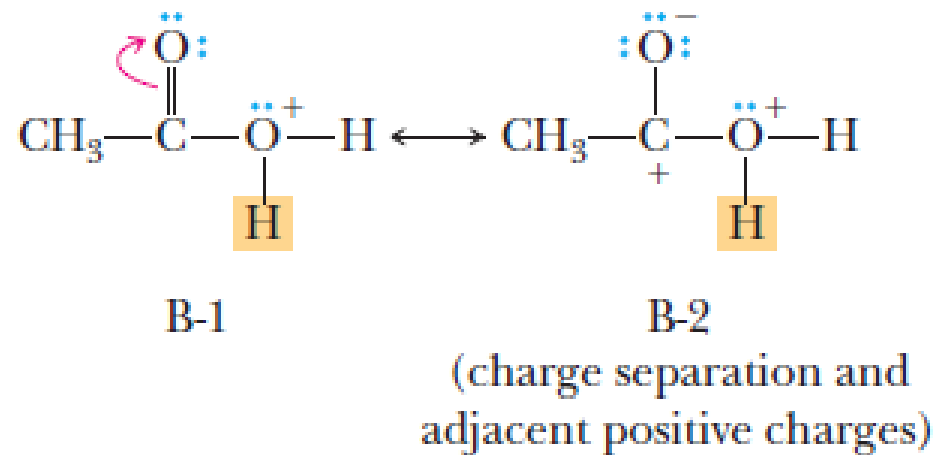
Για το κατιόν Α μπορούν να γραφούν τρεις συνεισφέρουσες δομές. Δύο από αυτές έχουν θετικό φορτίο στο οξυγόνο και μία στον άνθρακα.



Οι δομές A-1 και A-3 έχουν την μεγαλύτερη συνεισφορά στο υβρίδιο συντονισμού, γιατί όλα τα άτομα έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική στοιβάδα (octet). Στην A-2 ο καρβονυλικός άνθρακας έχει ελλιπή εξωτερική στοιβάδα. Δηλαδή, όταν πρωτονιώνεται ένα καρβονυλικό οξύ, το θετικό φορτίο μετατοπίζεται σε τρία άτομα, αλλά κυρίως στα δύο οξυγόνα.

## 1. Βάσεις κατά Brønsted-Lowry με δύο ή περισσότερες θέσεις υποδοχής

Η πρωτονίωση του υδροξυλικού οξυγόνου δίνει το κατιόν B, για το οποίο μπορούν να αποτυπωθούν δύο συνεισφέρουσες δομές συντονισμού.



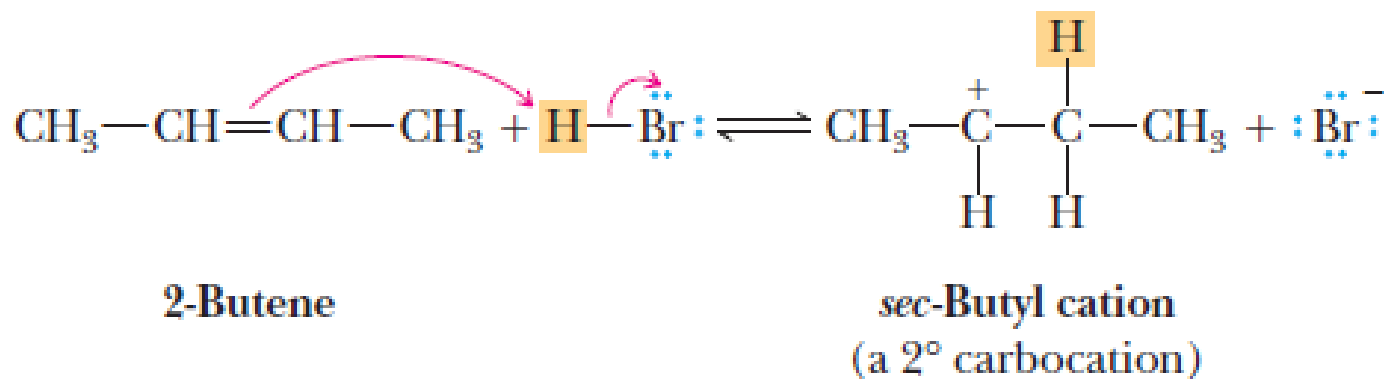
Η B-2 έχει μικρή συμμετοχή στο υβρίδιο συντονισμού, εξαιτίας των γειτονικών θετικών φορτίων. Επομένως, το φορτίο σ' αυτό το κατιόν είναι ουσιαστικά εντοπισμένο στο υδροξυλικό οξυγόνο.

Το συμπέρασμα είναι ότι η πρωτονίωση μιας καρβοξυλικής ομάδας συμβαίνει κατά προτίμηση στο καρβονυλικό οξύ, επειδή αυτό το κατιόν έχει μεγαλύτερη μετατόπιση του θετικού φορτίου.

## 2. π-Ηλεκτρόνια ως βάσεις κατά Brønsted-Lowry

Μέχρι τώρα, θεωρήθηκε ότι γίνεται μεταφορά πρωτονίων σε άτομα με μη-δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων. Όμως, αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίων μπορούν να συμβούν με ενώσεις που έχουν π-ηλεκτρόνια (π.χ. τα π ηλεκτρόνια στους διπλούς και τριπλούς δεσμούς C-C).

Για παράδειγμα, τα π ηλεκτρόνια του διπλού δεσμού C-C στο 2-βουτένιο αντιδρούν με ισχυρό οξύ ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  και  $\text{HI}$ ) μέσω μεταφοράς πρωτονίων, προς σχηματισμό ενός νέου δεσμού C-H.



Το αποτέλεσμα αυτής την αντίδρασης μεταφοράς πρωτονίου είναι ο σχηματισμός ενός καρβοκατιόντος, μιας ένωσης στην οποία ένας άνθρακας έχει μόνο 6 ηλεκτρόνια στην στοιβάδα σθένους και έχει φορτίο +1.

Επειδή ο άνθρακας που φέρει το φορτίο ενώνεται με δύο άλλους άνθρακες, κατατάσσεται ως ένα δευτεροταγές (2°) καρβοκατιόν.

### 3. Μοριακή δομή και οξύτητα

Η προεξέχουσα αρχή για τον προσδιορισμό της σχετικής οξύτητας των μη-φορτισμένων οργανικών οξέων είναι η σταθερότητα του ιόντος της συζυγούς βάσεως, η οποία είναι αποτέλεσμα απώλειας ενός πρωτονίου.

Όσο πιο σταθερό το ανιόν (συζυγής βάση), τόσο μεγαλύτερη η οξύτητα του οξέος. Οι τρόποι σταθεροποίησης του ανιόντος συμπεριλαμβάνουν:

- Να είναι το αρνητικό φορτίο στο πιο ηλεκτραρνητικό άτομο.
- Να είναι το αρνητικό φορτίο σε μεγαλύτερο άτομο.
- Να υπάρχει μετατόπιση του αρνητικού φορτίου μέσω δομών συντονισμού.
- Να διαχέεται το αρνητικό φορτίο σε ηλεκτρονιόφιλες ομάδες μέσω επαγωγικού φαινομένου (πόλωση σ δεσμών).
- Να βρίσκεται το αρνητικό φορτίο σε ένα τροχιακό με περισσότερο  $s$  χαρακτήρα.

## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Ηλεκτραρνητικότητα ατόμου που έχει αρνητικό φορτίο

Λαμβάνεται ως παράδειγμα η σειρά των παρακάτω οξέων. Το αιθάνιο είναι το ασθενέστερο οξύ και το αιθυλ ανιόν η ισχυρότερη συζυγής βάση. Αντιστρόφως, η μεθανόλη είναι το ισχυρότερο οξύ και το ιόν μεθοξειδίου η ασθενέστερη συζυγής βάση.

| Acid                          |                                                  | Conjugate Base                                            |
|-------------------------------|--------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------|
| Methanol<br>$pK_a \sim 16$    | $\text{CH}_3-\ddot{\text{O}}-\text{H}$           | $\text{CH}_3-\ddot{\text{O}}^-$ Methoxide ion             |
| Methylamine<br>$pK_a \sim 38$ | $\text{CH}_3-\ddot{\text{N}}-\text{H}$<br> <br>H | $\text{CH}_3-\ddot{\text{N}}^-$<br> <br>H Methylamide ion |
| Ethane<br>$pK_a \sim 51$      | $\text{CH}_3-\text{C}-\text{H}$<br> <br>H        | $\text{CH}_3-\text{C}^-$<br> <br>H Ethyl anion            |

## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Ηλεκτραρνητικότητα ατόμου που έχει αρνητικό φορτίο

Η σχετική οξύτητα των ατόμων που βρίσκονται στην ίδια περίοδο του περιοδικού πίνακα σχετίζεται με την ηλεκτραρνητικότητα του ατόμου στο ιόν που φέρει το αρνητικό φορτίο.

Όσο μεγαλύτερη η ηλεκτραρνητικότητα αυτού του ατόμου, τόσο πιο ισχυρά συγκρατούνται τα ηλεκτρόνιά του και τόσο πιο σταθερό είναι το ιόν. Αντιστρόφως, όσο μικρότερη η ηλεκτραρνητικότητα αυτού του ατόμου, τόσο πιο ασθενώς συγκρατούνται τα ηλεκτρόνια και τόσο πιο ασταθές είναι το ιόν.

Το οξυγόνο, το οποίο είναι το πιο ηλεκτραρνητικό από τα άτομα που συγκρίνονται, έχει την υψηλότερη ηλεκτραρνητικότητα και η μεθανόλη σχηματίζει το πιο σταθερό ανιόν. Ο άνθρακας είναι ο λιγότερο ηλεκτραρνητικός.

Επειδή η μεθανόλη σχηματίζει το πιο σταθερό ανιόν, είναι το ισχυρότερο οξύ από τα τρία.

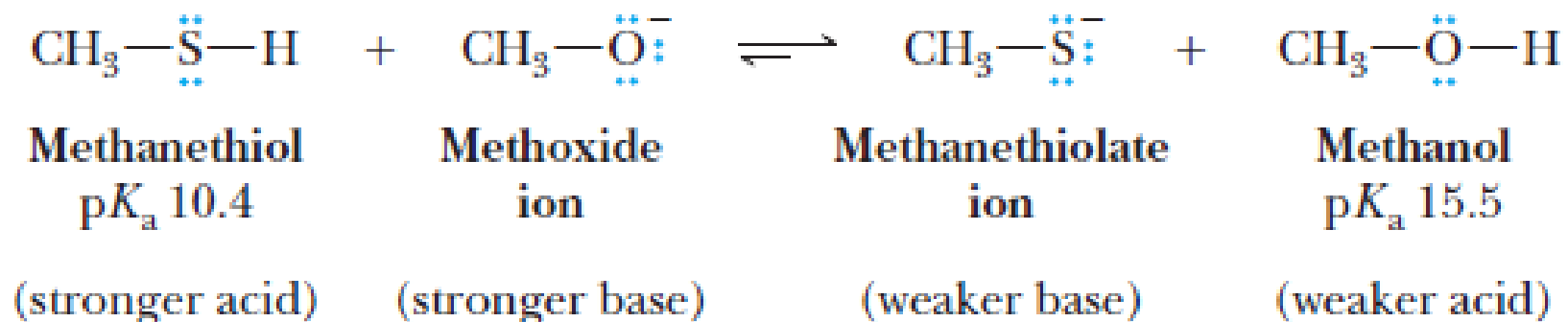
## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Μέγεθος ατόμου που έχει αρνητικό φορτίο

Συγκρίνοντας την οξύτητα της μεθανόλης και της μεθανθειόλης διαπιστώνεται ότι η δεύτερη είναι το ισχυρότερο οξύ και το μεθανοθειολικό ιόν η ασθενέστερη συζυγής βάση.

Η σχετική οξύτητα αυτών των δύο οξέων σχετίζεται με το μέγεθος του ατόμου που φέρει το αρνητικό φορτίο. Το μέγεθος αυξάνει από την κορυφή προς τα κάτω μέσα σε μια ομάδα του Περιοδικού Πίνακα, επειδή τα ηλεκτρόνια σθένους έχουν αυξανόμενα υψηλότερη ενέργεια.

Αυτό σημαίνει ότι (1) έχουν μεγαλύτερη απόσταση από τον πυρήνα και (2) καταλαμβάνουν μεγαλύτερο όγκο στον χώρο.



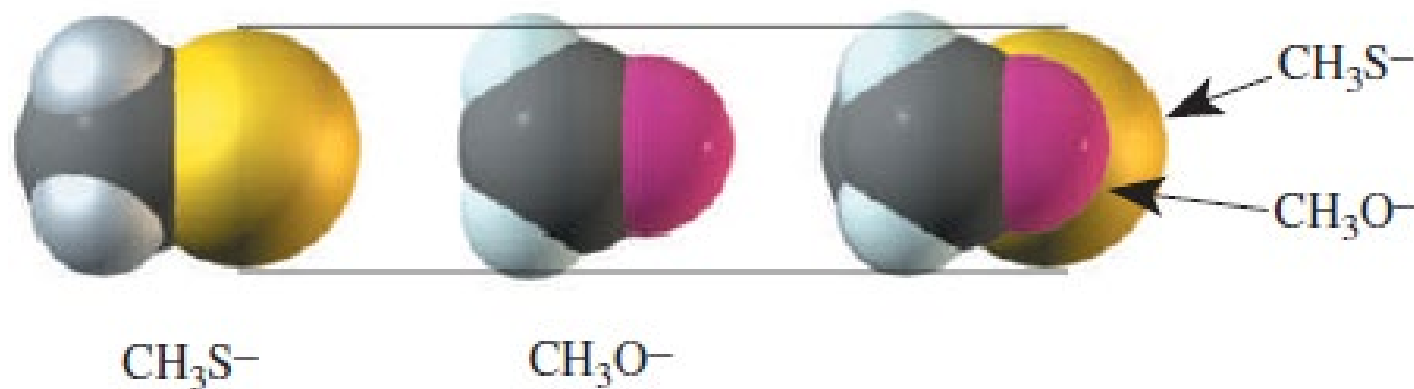
## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Μέγεθος ατόμου που έχει αρνητικό φορτίο

Το θείο είναι χαμηλότερα από το οξυγόνο στον Περιοδικό Πίνακα, δηλαδή είναι μεγαλύτερο άτομο.

Ανάλογα, το αρνητικό φορτίο στο θείο στο μεθανοθειολικό ιόν διασπείρεται σε μεγαλύτερο όγκο (πιο μετατοπισμένο), επομένως το ιόν  $\text{CH}_3\text{S}^-$  είναι πιο σταθερό.

Το αρνητικό φορτίο στο οξυγόνο στο ιόν μεθοξειδίου περιορίζεται σε μικρότερο όγκο, επομένως το ιόν  $\text{CH}_3\text{O}^-$  είναι λιγότερο σταθερό.



## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Μέγεθος ατόμου που έχει αρνητικό φορτίο

Η ίδια τάση παρατηρείται και στα υδρογονοαλογονίδια ( $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ , και  $\text{HI}$ ), στα οποία η οξύτητα αυξάνει από το  $\text{HF}$  (ασθενέστερο) στο  $\text{HI}$  (ισχυρότερο). Από τα άτομά τους, το ιώδιο είναι το μεγαλύτερο και το φθόριο το μικρότερο.

Αυτή η τάση όμως αντίκειται στην πρόβλεψη που θα γινόταν με βάση την ηλεκτραρνητικότητα.

Το φθόριο έχει το πιο σταθερό αρνητικό φορτίο γιατί είναι το πιο ηλεκτραρνητικό. Επομένως, το  $\text{HF}$  θα έπρεπε να είναι το ισχυρότερο οξύ. Η επίδραση όμως το μεγέθους υπερισχύει έναντι της ηλεκτραρνητικότητας, όπως διαπιστώνεται πειραματικά.

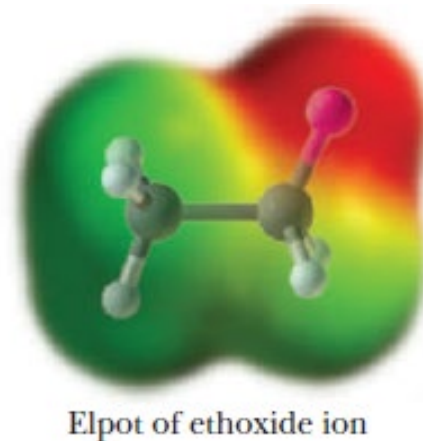
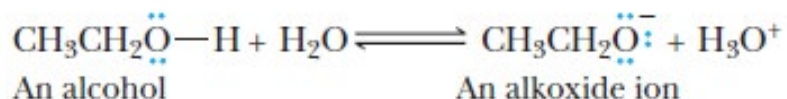
## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Μετατόπιση φορτίου στο ανιόν

Τα καρβοξυλικά οξέα είναι ασθενή οξέα. Οι τιμές  $pK_a$  για τα περισσότερα μη-υποκατεστημένα καρβοξυλικά οξέα είναι 4 με 5. Οι τιμές  $pK_a$  για τις περισσότερες αλκοόλες, ενώσεις που επίσης έχουν μία -OH ομάδα, είναι 15 με 18.

Η μεγαλύτερη οξύτητα των καρβοξυλικών οξέων σε σύγκριση με τις αλκοόλες μπορεί να επεξηγηθεί με μοντέλα συντονισμού και τις σχετικές σταθερότητες των ιόντων αλκοξειδίου και καρβοξυλίου.

Όσο πιο σταθερό είναι το ιόν της συζυγούς βάσης, τόσο περισσότερο η ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά και τόσο πιο όξινη είναι η ένωση. Λαμβάνεται ο ιονισμός μιας αλκοόλης ως ισορροπίας αναφοράς.

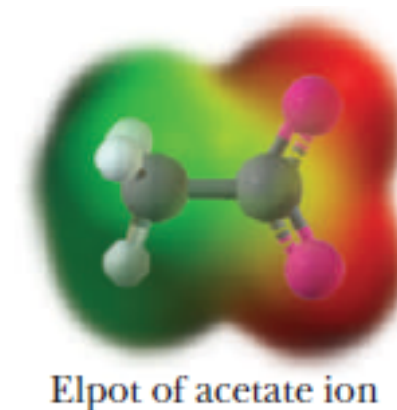
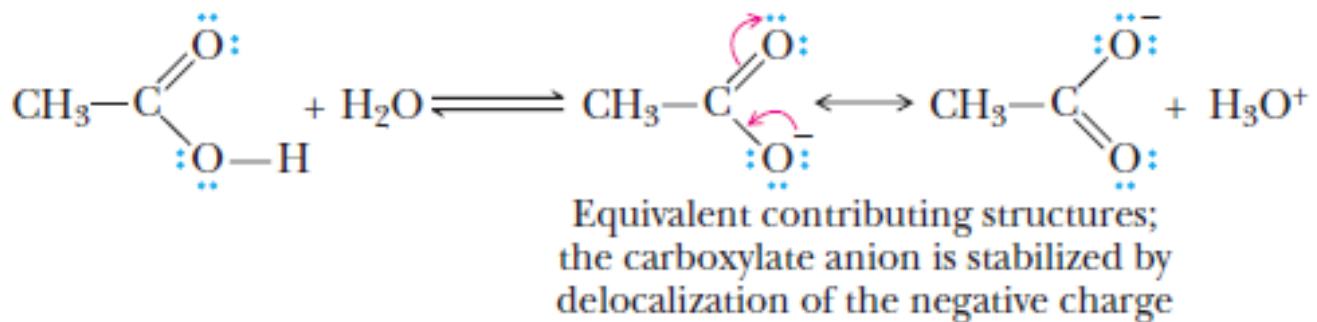


## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Μετατόπιση φορτίου στο ανιόν

Στο ιόν αλκοξειδίου, το αρνητικό φορτίο είναι εντοπισμένο στο οξυγόνο. Αντιθέτως, ο ιονισμός ενός καρβοξυλικού οξέος δίνει ένα ιόν, στο οποίο μπορούν ν' αποδοθούν δύο ισοδύναμες συνεισφέρουσες δομές, που έχουν αποτέλεσμα την μετατόπιση του αρνητικού φορτίου του ιόντος της συζυγούς βάσεως.

Εξαιτίας αυτής της μετατόπισης αρνητικού φορτίου, ένα καρβοξυλικό ιόν είναι πιο σταθερό από ένα αλκοξειδικό. Επομένως, ένα καρβοξυλικό οξύ είναι ισχυρότερο οξύ από μια αλκοόλη.



## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

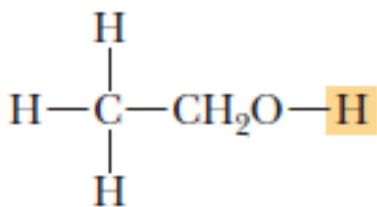
### Επαγωγικό φαινόμενο και ηλεκτροστατική σταθεροποίηση του ανιόντος

Ένα παράδειγμα **επαγωγικού φαινομένου** (inductive effect) στις αλκοόλες είναι το γεγονός ότι ένας ηλεκτραρνητικός υποκαταστάτης παρακείμενος του άνθρακα που φέρει την -OH ομάδα, αυξάνει την οξύτητα της αλκοόλης.

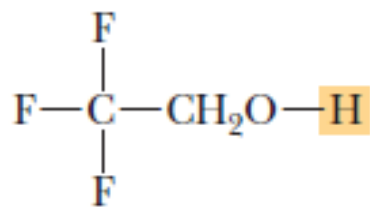
Για παράδειγμα, συγκρίνεται η οξύτητα της αιθανόλης και της 2,2,2-τριφθοροαιθανόλης. Η σταθερά διάστασης οξέος της 2,2,2-τριφθοροαιθανόλης είναι περίπου κατά τρεις τάξεις μεγέθους μεγαλύτερη της αιθανόλης. Αυτό σημαίνει ότι το 2,2,2-τριφθοροαιθοξειδικό ιόν είναι σημαντικά πιο σταθερό απ' ότι το αιθοξειδικό ιόν.

Η αυξημένη σταθερότητα του 2,2,2-τριφθοροαιθοξειδικού ιόντος εξηγείται ως εξής:

Το φθόριο είναι πιο ηλεκτραρνητικό από τον άνθρακα και επομένως ο δεσμός C-F είναι πολωμένος. Δηλαδή υπάρχει μια ελκτική σταθεροποίηση μέσω αλληλεπίδρασης του αρνητικά φορτισμένου οξυγόνου και του μερικώς θετικά φορτισμένου άνθρακα που φέρει τα άτομα φθορίου. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα την σταθεροποίηση του 2,2,2-τριφθοροαιθοξειδικού ιόντος.



Ethanol  
 $\text{p}K_{\text{a}}$  15.9



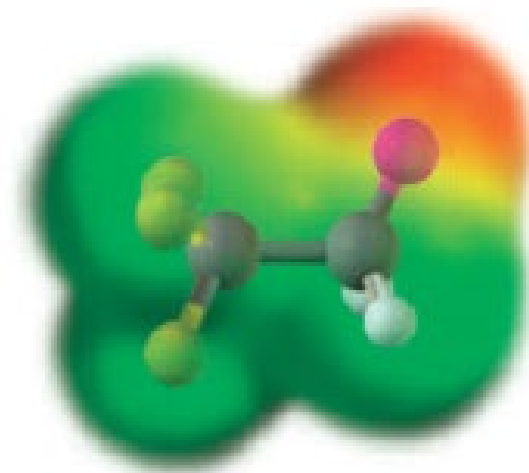
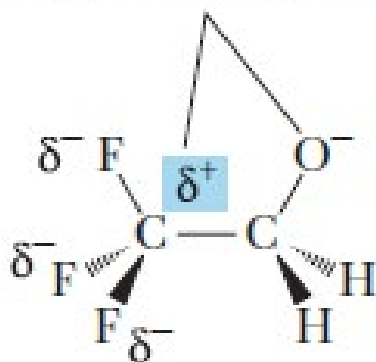
2,2,2-Trifluoroethanol  
 $\text{p}K_{\text{a}}$  12.4

## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Επαγωγικό φαινόμενο και ηλεκτροστατική σταθεροποίηση του ανιόντος

Μια άλλη προσέγγιση είναι ότι μερικώς αρνητικό φορτίο από το οξυγόνο του ανιόντος μετατοπίζεται στα ηλεκτραρνητικά άτομα φθορίου, και μέσω αυτής της μετατόπισης φορτίου σταθεροποιείται το ιόν.

The partial positive charge helps neutralize the negative charge on oxygen



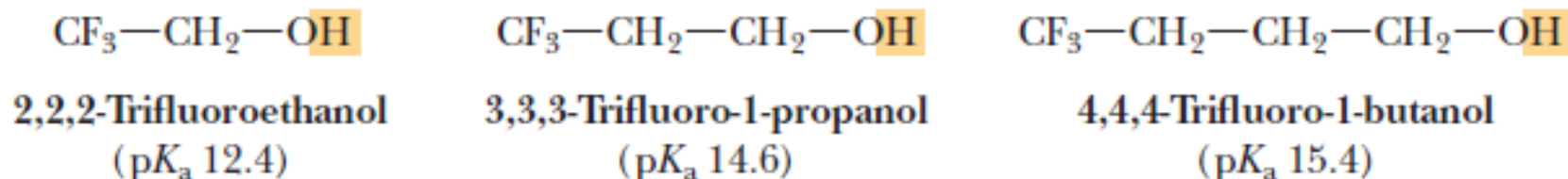
Elpot of trifluoroethoxide ion

## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

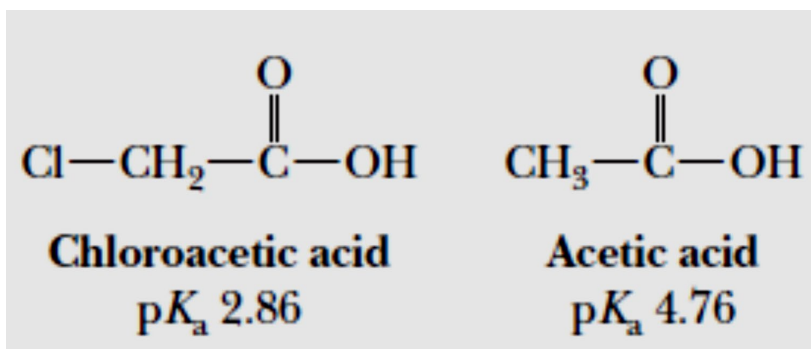
### Επαγωγικό φαινόμενο και ηλεκτροστατική σταθεροποίηση του ανιόντος

Η σταθεροποίηση μέσω επαγωγικού φαινομένου μειώνεται δραστικά καθώς αυξάνεται η απόσταση των ηλεκτραρνητικών ατόμων από το σημείο του αρνητικού φορτίου.

Για παράδειγμα, συγκρίνονται οι τιμές  $pK_a$  αλκοολών υποκατεστημένων με φθόριο στους άνθρακες 2, 3 και 4. Όταν τα άτομα φθορίου είναι περισσότερα από δύο άνθρακες μακριά από τον άνθρακα που φέρει την ομάδα -OH, δεν έχουν σχεδόν καμιά επίδραση στην οξύτητα.



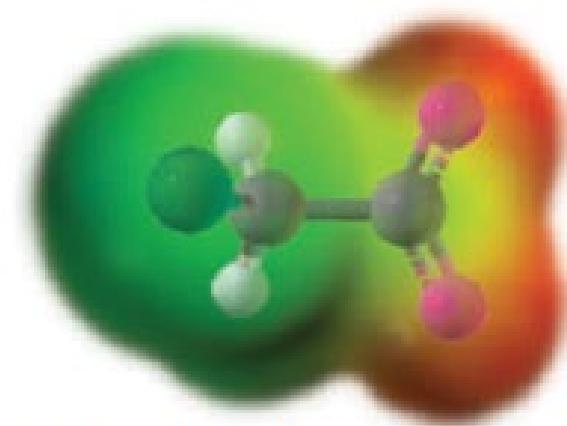
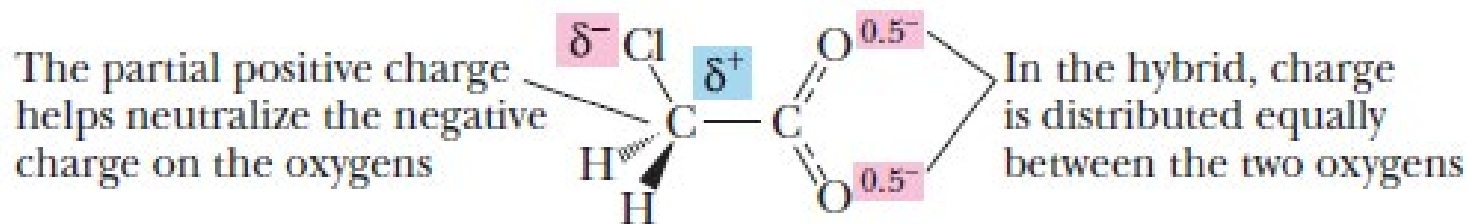
Η επίδραση του επαγωγικού φαινομένου φαίνεται επίσης και στην οξύτητα καρβοξυλικών οξέων υποκατεστημένων με αλογόνα.



## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Επαγωγικό φαινόμενο και ηλεκτροστατική σταθεροποίηση του ανιόντος

Οι  $pK_a$  αυτών των δύο οξέων υποδεικνύουν ότι το χλωροοξικό οξύ είναι περίπου δύο τάξεις μεγέθους πιο όξινο από το οξικό οξύ. Στην περίπτωση του χλωροοξικού ανιόντος, το αρνητικό φορτίο σταθεροποιείται μέσω ηλεκτροστατικής αλληλεπίδρασης μεταξύ των μερικώς αρνητικών φορτίων στα οξυγόνα και του μερικώς θετικού φορτίου στον άνθρακα που φέρει το άτομο χλωρίου.

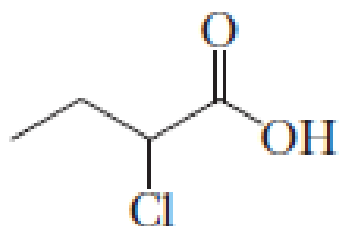


Elpot of chloroacetate ion

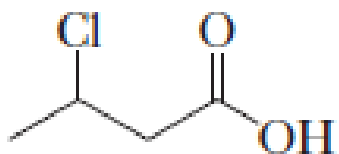
## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Επαγωγικό φαινόμενο και ηλεκτροστατική σταθεροποίηση του ανιόντος

Όπως και στην περίπτωση των αλκοολών, το φαινόμενο ενίσχυσης της οξύτητας μέσω υποκατάστασης με αλογόνα στα καρβοξυλικά οξέα, μειώνεται δραστικά καθώς αυξάνει η απόσταση μεταξύ του σημείου υποκατάστασης και της καρβοξυλικής ομάδας.



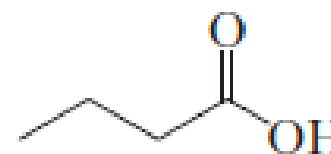
**2-Chlorobutanoic  
acid**  
 $pK_a$  2.83



**3-Chlorobutanoic  
acid**  
 $pK_a$  3.98



**4-Chlorobutanoic  
acid**  
 $pK_a$  4.52



**Butanoic  
acid**  
 $pK_a$  4.82

## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

### Υβριδισμός και ποσοστό $s$ χαρακτήρα του ατόμου που έχει το αρνητικό φορτίο

Για να διαπιστωθεί η επίδραση του υβριδισμού, λαμβάνεται υπόψη η περίπτωση δύο ή περισσότερων ανιόντων συζυγών βάσεων, το καθένα από τα οποία έχει το ίδιο φορτίο και το ίδιο άτομο που φέρει το φορτίο.

Η μόνη διαφορά είναι ο υβριδισμός του ατόμου που φέρει το αρνητικό φορτίο. Η οξύτητα ενός υδρογόνου ενωμένο μ' έναν άνθρακα σ' ένα αλκάνιο, αλκένιο και αλκύνιο έχει εξαιρετική σημασία.

Μια από τις κύριες διαφορές μεταξύ των αλκυνίων και των αλκανίων/αλκενίων είναι ότι ένα υδρογόνο ενωμένο μ' έναν άνθρακα που συμμετέχει σε τριπλό δεσμό είναι επαρκώς όξινο, έτσι ώστε να μπορεί ν' αφαιρεθεί από μια ισχυρή βάση, όπως το αμίδιο του νατρίου ( $\text{NaNH}_2$ ) ή το υδρίδιο του νατρίου ( $\text{NaH}$ ).

Η μεγαλύτερη οξύτητα των αλκυνίων οφείλεται στο εξής: το μονήρες ζεύγος ηλεκτρονίων σ' έναν άνθρακα βρίσκεται σ' ένα υβριδικό τροχιακό: σ' ένα  $sp$  για το ανιόν αλκυνίου, σ' ένα  $sp^2$  για το ανιόν αλκενίου και σ' ένα  $sp^3$  για το ανιόν αλκανίου.

Ένα τροχιακό  $sp$  έχει 50%  $s$  χαρακτήρα, ένα  $sp^2$  33% και ένα  $sp^3$  25%.

## 4. Μοριακή δομή και οξύτητα

Υβριδισμός και ποσοστό  $s$  χαρακτήρα του ατόμου που έχει το αρνητικό φορτίο

Τα ηλεκτρόνια σ' ένα  $s$  τροχιακό έχουν χαμηλότερη ενέργεια απ' ότι αυτά σ' ένα  $p$  τροχιακό. Δηλαδή, συγκρατούνται πιο σθεναρά από τον πυρήνα. Επομένως, όσο περισσότερο  $s$  χαρακτήρα έχει ένα υβριδικό τροχιακό, τόσο πιο ηλεκτραρνητικό το άτομο και τόσο πιο όξινο το υδρογόνο που ενώνεται μ' αυτό (πιο σταθερό ανιόν).

Ο άνθρακας σ' ένα αλκύνιο (υβριδισμός  $sp$  με 50%  $s$  χαρακτήρα) είναι ο πιο ηλεκτραρνητικός. Επομένως, ένα ιόν αλκυνίου είναι πιο σταθερό και ένα αλκύνιο είναι ισχυρότερο οξύ.

Ομοίως, ένας άνθρακας αλκανίου (υβριδισμός  $sp^3$  με 25%  $s$  χαρακτήρα) είναι ο λιγότερο ηλεκτραρνητικός και ένα αλκάνιο είναι ασθενέστερο οξύ. Το αλκένιο έχει ενδιάμεση οξύτητα.

| <b>Table 4.3</b> Acidity of Alkanes, Alkenes, and Alkynes. |                                    |                                              |        |
|------------------------------------------------------------|------------------------------------|----------------------------------------------|--------|
| Weak Acid                                                  |                                    | Conjugate Base                               | $pK_a$ |
| Water                                                      | HO—H                               | HO <sup>-</sup>                              | 15.7   |
| Alkyne                                                     | HC≡C—H                             | HC≡C <sup>-</sup>                            | 25     |
| Ammonia                                                    | H <sub>2</sub> N—H                 | H <sub>2</sub> N <sup>-</sup>                | 38     |
| Alkene                                                     | CH <sub>2</sub> =CH—H              | CH <sub>2</sub> =CH <sup>-</sup>             | 44     |
| Alkane                                                     | CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> —H | CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> <sup>-</sup> | 51     |

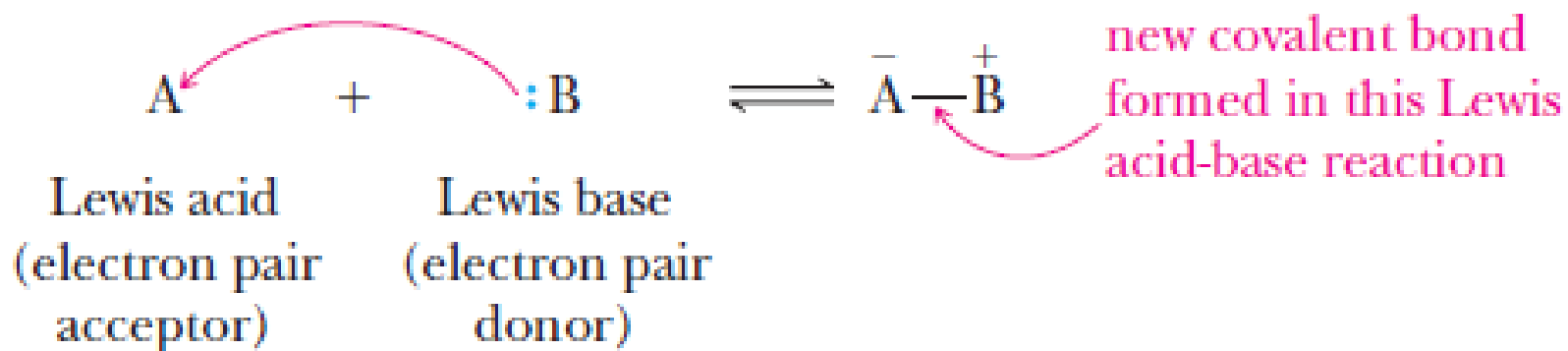


## 5. Lewis Οξέα και βάσεις

Η θεωρία των Brønsted-Lowry για τα οξέα και τις βάσεις γενικοποιήθηκε από τον Lewis για να περιλαμβάνει ένα μεγαλύτερο εύρος ενώσεων.

Σύμφωνα μ' αυτόν τον ορισμό, ένα οξύ είναι μια ένωση ή ιόν που μπορεί να σχηματίσει έναν νέο ομοιοπολικό δεσμό δεχόμενη ένα ζεύγος ηλεκτρονίων. Μία βάση λειτουργεί ανάλογα προσφέροντας ένα ζεύγος ηλεκτρονίων.

Στην παρακάτω γενική εξίσωση, το οξύ A κατά Lewis δέχεται ένα ζεύγος ηλεκτρονίων προς σχηματισμό νέου ομοιοπολικού δεσμού και αποκτά αρνητικό φορτίο. Η βάση B κατά Lewis προσφέρει το ζεύγος ηλεκτρονίων και αποκτά θετικό φορτίο.

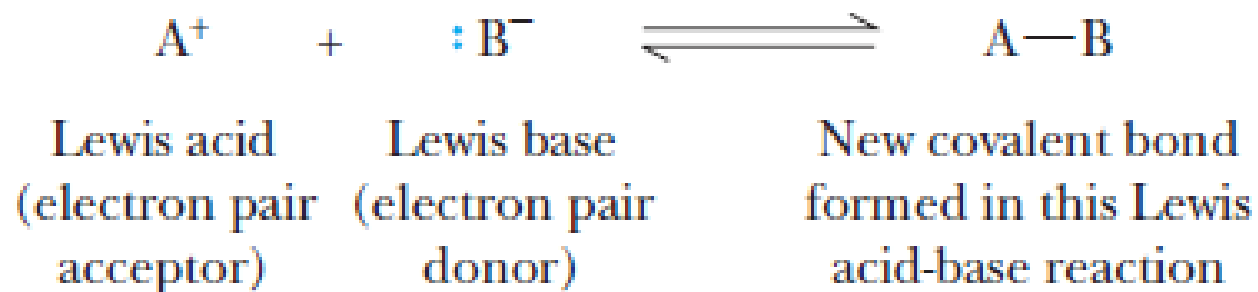


## 5. Lewis Οξέα και βάσεις

Να σημειωθεί ότι ο όρος «προσφορά» ζεύγους ηλεκτρονίων δεν είναι πλήρως ακριβής. Το ζεύγος ηλεκτρονίων δεν αφαιρείται εντελώς από την στοιβάδα σθένους της βάσης, αλλά γίνεται κοινή νομή μ' ένα άλλο άτομο για τον σχηματισμό ομοιοπολικού δεσμού.

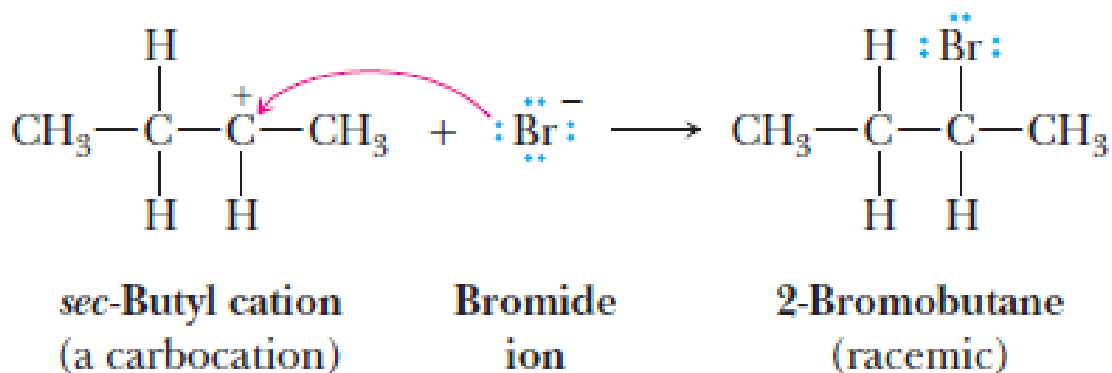
Φορισμένα σωματίδια μπορούν επίσης να είναι οξέα και βάσεις κατά Lewis. Σ' αυτές τις περιπτώσεις το οξύ κατά Lewis έχει θετικό φορτίο και η βάση αρνητικό.

Αν και τα δύο αντιδρώντα έχουν ίσο και αντίθετο φορτίο, η αντίδραση έχει ως αποτέλεσμα τον σχηματισμό ενός νέου ομοιοπολικού δεσμού χωρίς φορτίο.



## 5. Lewis Οξέα και βάσεις

Ένα παράδειγμα αυτού του τύπου αντίδρασης είναι η ένωση ενός καρβοκατιόντος (οξύ κατά Lewis) με ιόν βρωμίου (βάση κατά Lewis).

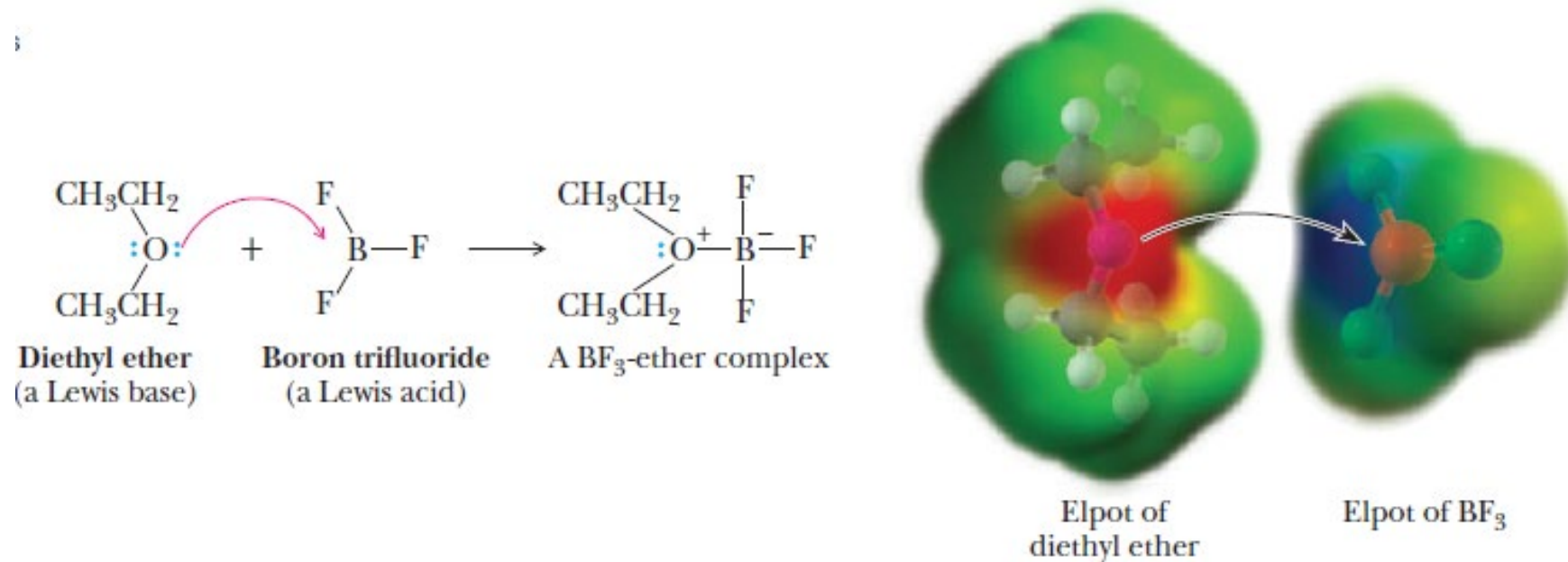


Η θεωρία Lewis για τα οξέα και τις βάσεις συμπεριλαμβάνει και αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίου. Όλες οι κατά Brønsted-Lowry βάσεις (δέκτες πρωτονίων) είναι επίσης βάσεις κατά Lewis και όλα τα κατά Brønsted-Lowry οξέα (δότες πρωτονίων) είναι οξέα κατά Lewis.

Εντούτοις, το μοντέλο Lewis είναι πιο γενικό γιατί δεν περιορίζεται σε αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίου.

## 5. Lewis Οξέα και βάσεις

Λαμβάνεται η αντίδραση που πραγματοποιείται όταν αέριο τριφθοριούχο βόριο διαλύεται σε διαιθυλαιθέρα.



Το βόριο, ένα στοιχείο της ομάδας 3A, έχει τρία ηλεκτρόνια στην στοιβάδα σθένους και, αφού σχηματίσει απλούς δεσμούς με τρία άτομα φθορίου προς σχηματισμό  $\text{BF}_3$ , έχει μόνο έξι ηλεκτρόνια στην στοιβάδα σθένους. Επειδή έχει ένα κενό τροχιακό στην στοιβάδα σθένους και μπορεί να δεχθεί δύο ηλεκτρόνια, το τριφθοριούχο βόριο είναι ελλιπές σε ηλεκτρόνια και επομένως, ένα οξύ κατά Lewis.

## 5. Lewis Οξέα και βάσεις

Σχηματίζοντας δεσμό O-B, το οξυγόνο του διαιθυλαιθέρα (βάση κατά Lewis) προσφέρει ένα ζεύγος ηλεκτρονίων και το βόριο δέχεται το ζεύγος. Η αντίδραση αυτή κατατάσσεται, σύμφωνα με το μοντέλο Lewis, ως αντίδραση οξέος – βάσεως.

Δεν υπάρχει όμως μεταφορά πρωτονίου, άρα δεν είναι αντίδραση οξέος – βάσεως σύμφωνα με το μοντέλο Brønsted-Lowry.

Δηλαδή, όλα τα οξέα κατά Brønsted-Lowry είναι **πρωτικά οξέα** (protic acids). Τα οξέα κατά Lewis μπορεί να είναι πρωτικά ή **απρωτικά** (aprotic acids).

Περιοχές μορίων ή ιόντων με υψηλή ηλεκτρονιακή πυκνότητα αντιδρούν με περιοχές χαμηλής ηλεκτρονιακής πυκνότητας άλλων μορίων ή ιόντων, καταλήγοντας συχνά στην δημιουργία νέων ομοιοπολικών δεσμών. Μια ένωση ή ιόν πλούσιο σε ηλεκτρόνια ονομάζεται **πυρηνόφιλο** (nucleophile).

Μια ένωση ή ιόν φτωχό σε ηλεκτρόνια ονομάζεται **ηλεκτρονιόφιλο** (electrophile).

Επομένως, τα πυρηνόφιλα είναι ανάλογα των βάσεων κατά Lewis και τα ηλεκτρονιόφιλα ανάλογα των κατά Lewis οξέων.

## Βιβλιογραφία

Brown W.H., Iverson B.L., Anslyn E.V., Foote C.S., Novak B.M., **2014**. Organic Chemistry, 7<sup>th</sup> Edition, Wadsworth Cengage Learning, U.S.A.