

ΠΡΟΛΟΓΟΣ

Είναι γεγονός ότι αυτό που ονομάζουμε *μέθοδο διδασκαλίας* είναι μια προσωπική υπόθεση και θα ήταν αφελές ή πολύ φιλόδοξο να πιστεύει κανείς ότι μπορεί αυτή να περιγραφεί με λίγες γραμμές. Κάθε συνάδελφος μπορεί να παρουσιάζει το μάθημα με τον δικό του τρόπο χρησιμοποιώντας εκείνες τις μαθησιακές τεχνικές οι οποίες φαίνονται πιο πρόσφορες στο συγκεκριμένο μαθητικό ακροατήριο. Εκείνο που φιλοδοξεί το *βιβλίο του καθηγητή* είναι να δώσει ένα minimum εφοδίων, ώστε το διδακτικό αποτέλεσμα να γίνεται σχεδόν ανεξάρτητο των συνθηκών εφαρμογής.

Ας μην ξεχνάμε ότι σε μια ολοκληρωμένη παρουσίαση του μαθήματος της χημείας η θέση του καθηγητή είναι πολύ σύνθετη: Διδασκαλία από έδρας, πειράματα στο εργαστήριο, πληροφορίες από το διαδίκτυο, τα περιοδικά, την τηλεόραση και τα εξωσχολικά βιβλία-βοηθήματα, δοκιμασία (test) αξιολόγησης των μαθητών. Επιπλέον, η διδασκαλία από έδρας έχει μετατραπεί πολλές φορές, και ορθώς κατά τη γνώμη μας, σε μια *συζήτηση με την τάξη* την οποία ο καθηγητής καλείται να διευθύνει. Έτσι, με τις κατάλληλες ερωτήσεις προκαλείται το ενδιαφέρον, ενώ παράλληλα αξιολογείται η συμμετοχή του κάθε μαθητή (*συμμετοχική μορφή διδασκαλίας, όπου ουσιαστικά υλοποιείται η μαιευτική Σωκρατική μέθοδο διδασκαλίας*).

Ένα ολοκληρωμένο λοιπόν μάθημα του παραπάνω τύπου δεν πρέπει να αφήνεται στην τύχη του, αλλά να σχεδιάζεται με προσοχή ανά διδακτική ώρα. Χωρίς κατάλληλη προετοιμασία πολύτιμος διδακτικός χρόνος μπορεί να χαθεί. Το *βιβλίο του καθηγητή* προσπαθεί να δώσει κάποια βοήθεια προς την κατεύθυνση αυτή. Για παράδειγμα οι διαφάνειες που το συνοδεύουν μπορούν να αποδειχθούν πολύτιμο εποπτικό εργαλείο. Έπειτα οι βιβλιογραφικές παραπομπές που δίνονται ανά διδακτική ενότητα μπορούν να αποτελέσουν τη βάση για περαιτέρω διερεύνηση ενός θέματος.

Βέβαια ένας καθηγητής πρέπει πάντα να είναι έτοιμος για το απρόοπτο. Όσο καλά και να έχει προετοιμάσει το μάθημά του μπορεί να χρειαστεί να ξεφύγει από τις τυποποιημένες διδακτικές του φόρμες.

Μαθητές τους οποίους ο ίδιος προέτρεψε να αναζητούν ολοένα και περισσότερες πληροφορίες από άλλες πηγές, μπορεί να του ανατρέψουν το πρόγραμμα που ετοίμασε. Τέτοιες παρεκβάσεις, που είναι καμιά φορά χρονοβόρες, χωρίς να αποθαρρύνονται πρέπει να ελέγχονται και κρατούνται σε λογικά όρια.

Θεωρούμε αυτονόητο να σας πούμε ότι η οποιαδήποτε παρατήρηση ή υπόδειξη σας είναι ευπρόσδεκτη, καθώς θα αποτελέσει τη βάση για την οποιαδήποτε βελτίωση του βιβλίου μας. Σας ευχόμαστε καλή και αποδοτική χρονιά.

Οι συγγραφείς

Α' Γενικό Μέρος

«Γνωριμία» με το βιβλίο του μαθητή

Σε πρώτη φάση το βιβλίο του καθηγητή επιχειρεί να κάνει μια γνωριμία μεταξύ καθηγητού και βιβλίου του μαθητή το οποίο συνοδεύει. Και είναι αλήθεια ότι τα νέα διδακτικά βιβλία είναι πιο ελκυστικά για τον μαθητή. Για να φανεί όμως αυτό πρέπει να αξιοποιηθούν κατάλληλα. Να αξιοποιηθούν και στην τελευταία λεπτομέρειά τους. Παράδειγμα φέρνουμε το φωτογραφικό υλικό τους και αυτό γιατί όχι μόνο «μια φωτογραφία μιλάει όσο χίλιες λέξεις», αλλά γιατί η Χημεία - που τις λείπουν πολύ τα εργαστήρια - έχει ανάγκη από παραστάσεις. Γι' αυτό και πολλές απ' τις φωτογραφίες αυτές δίνονται ως συνοδευτικό εποπτικό υλικό με μορφή διαφανειών.

Άλλο παράδειγμα είναι τα «γνωρίζεις ότι...» τα οποία δεν αποτελούν μεν εξεταστέα ύλη, αποτελούν όμως σπουδαία «συζητήσιμη ύλη». Τα θέματα που τίγουν είναι αρκετές φορές καθημερινά, εφαρμοσμένα, γνωστά στους μαθητές από συζητήσεις, τηλεόραση, περιοδικά. Παρόλο δε ότι είναι συνήθως τελικά προϊόντα ερευνών και πολλές φορές υψηλής τεχνολογίας και προχωρημένων θεωρητικών αρχών, στη βάση τους ή την αρχή τους ξεκινούν από απλές αφετηρίες και μπορούν να αποτελούν μια πρώτη ύλη για τη συζήτηση που θα ακολουθήσει.

Η *ανάπτυξη των παραγράφων* ακολουθεί ένα μέσο δρόμο. Συνήθως ένα σχολικό εγχειρίδιο είναι έτσι γραμμένο ώστε να διδάσκεται. Είναι λιτό, περιληπτικό (λόγω χώρου κυρίως) και πολλές φορές εισάγει τα θέματα αξιωματικά. Αυτό σημαίνει ότι ο καθηγητής πρέπει να εξηγήσει, να συμπληρώσει, να παραπέμψει, να συνδυάσει. Σε μια τέτοια κατάσταση ο ρόλος του είναι απόλυτα καθοριστικός. Όταν όμως ο μαθητής βρεθεί μόνος του απέναντι σε ένα τέτοιο βιβλίο, δυσκολεύεται. Το βιβλίο, έτσι δοσμένο, δεν προσφέρεται ιδιαίτερα για «διάβασμα».

Ο άλλος δρόμος είναι ο πλήρως αναλυτικός ο οποίος προσπαθεί και συνδέει το θέμα με τα προηγούμενα, δίνει ιστορικές πληροφορίες, εξηγεί και αναλύει και παρουσιάζει το θέμα ή δυνατόν ολοκληρωμένα. Είναι ο δρόμος που δείχνει ότι η Χημεία δεν προήλθε από κάποια «παρθενογέννηση» αλλά θεμελιώθηκε, εξελίχτηκε και εξελίσσεται μέσα από προσπάθειες ανθρώπων, εν πολλοίς καθημερινών, ερευνητών, επιστημόνων, τεχνολόγων. Αν δεχθεί λοιπόν κανείς ότι η νοητικές ικανότητες ενός ανθρώπου είναι η μικρογραφία των αντίστοιχων της ανθρωπότητας σαν σύνολο, καταλαβαίνει την ανάγκη της παράθεσης των χημικών εννοιών προοδευτικά με βάση την ιστορική τους εξέλιξη.

Αυτό βέβαια συνεπάγεται αφενός μεν πιο ογκώδη βιβλία αφετέρου δε ένα νέο ρόλο στον καθηγητή ο οποίος τώρα κατά κύριο λόγο

πρέπει να «πείσει» τους μαθητές να διαβάσουν, να ερευνήσουν, να προστρέξουν σε άλλες πηγές και γιατί όχι να αρχίσουν να αμφισβητούν (όχι έντονα βέβαια σε αυτή την ηλικιακή και μαθησιακή φάση). Είναι ο λεγόμενος από ορισμένους ερευνητές παιδαγωγούς *καθηγητής - προπονητής* ο οποίος καθοδηγεί τους μαθητές στο να σκέπτονται *δυνατά*, να αναδομούν και να ταξινομούν τις γνώσεις που έχουν ήδη.

Το συγκεκριμένο *βιβλίο του μαθητή* ακολουθεί ένα μέσο δρόμο. Γράφτηκε για να διδάσκεται, αλλά και να διαβάζεται. Είναι αρκετά αναλυτικό με τέτοιο τρόπο ώστε και ο όγκος του να μην είναι «εκφοβιστικός» και το περιεχόμενο να είναι σχετικά ανεξάρτητο από τον καθηγητή. Το «*περιθώριο*» και οι πληροφορίες που δίνονται σε αυτό, είτε εξηγούν θέματα του κειμένου, είτε παραπέμπουν σε άλλα κεφάλαια και γνώσεις, είτε συνοψίζουν γνώσεις και αρχές. Σε καμιά περίπτωση δεν είναι αμελητέο αυτό το «περιθώριο».

Η *εισαγωγή* κάθε κεφαλαίου δεν είναι απλά μια περίληψη των όσων θα ακολουθήσουν, αλλά, πιο πολύ μια «φιλοσοφική» τοποθέτηση του όλου κεφαλαίου στην αλληλουχία των γνώσεων της Χημείας. Μπορεί και αυτή να αποτελέσει την πρώτη ύλη για τη συζήτηση –μάθημα που θα ακολουθήσει. Αποτελεί μια λιγότερο παιδαγωγική –ρηματική εισαγωγή και περισσότερο μια ανάλαφρη εισαγωγή των στόχων.

Τα *λυμένα παραδείγματα* των *ασκήσεων* επελέγησαν ώστε να είναι αντιπροσωπευτικά, ενώ υπάρχουν αντίστοιχα θέματα *εφαρμογής προς λύση* για την εμπέδωση των υποδειγματικά λυμένων ασκήσεων. Σε ορισμένα από τα λυμένα παραδείγματα μπορούμε να ακολουθήσουμε το μοντέλο της ποιοτικής στρατηγικής για τη λύση προβλημάτων πριν την, κλασική, λύση. Η στρατηγική αυτή συνίσταται σε περιγραφή του πώς το πρόβλημα μπορεί να λυθεί και περιλαμβάνει τρία μέρη: τη βασική θεωρητική αρχή πάνω στην οποία η λύση θα στηριχτεί, την αιτιολόγηση του γιατί η αρχή αυτή πρέπει στην συγκεκριμένη περίπτωση να εφαρμοστεί και τη διαδικασία την οποία θα ακολουθήσουμε. Δηλαδή το *τι*, το *γιατί* και το *πώς*.

Οι *προτεινόμενες ασκήσεις* καλύπτουν ένα ευρύ φάσμα μαθητικών δυνατοτήτων. Έχει γίνει και μια σχετική ταξινόμηση από άποψη δυσκολίας. Αυτό είναι όμως σχετικό. Η προσπάθεια και η επιλογή έγινε με τη λογική να ξεφύγουμε από τις δύσκολες ασκήσεις -προβλήματα και να πάμε σε τέτοιες που να εμπεδώνουν την ύλη και να αυξάνουν την εμπιστοσύνη του μαθητή στις δυνατότητές του.

Οι *περιλήψεις* και οι *λέξεις κλειδιά* ολοκληρώνουν το κάθε κεφάλαιο. Είναι έτσι δοσμένες ώστε να εξυπηρετούν τον μαθητή που έχει διαβάσει και κατανοήσει το όλο κείμενο. Με κανένα τρόπο δεν αποτε-

λούν οι περιλήψεις αυτές τη μοναδική ύλη που θα πρέπει ο μαθητής να διαβάσει για τη προετοιμασία του σε κάποιο διαγώνισμα. Αποτελούν περισσότερο μια ορθολογική αναδρομή της ύλης που προηγήθηκε.

Ειδικότεροι στόχοι του βιβλίου του καθηγητή

Το βιβλίο του καθηγητή μπορεί και πρέπει να αποτελεί το συνδετικό κρίκο αφενός μεν μεταξύ καθηγητού και αναλυτικού προγράμματος αφετέρου δε μεταξύ καθηγητού και μαθητών. Αντικατοπτρίζει την όποια φιλοσοφία του αναλυτικού προγράμματος και την άποψη των συγγραφέων για το πως αυτή μπορεί να υλοποιηθεί. Είναι ο *χημικός δεσμός που σαν μοριακό τροχιακό επικαλύπτει το τετράπτυχο: αναλυτικό πρόγραμμα, συγγραφική ομάδα, καθηγητής, μαθητές*. Κατατοπίζει τους διδάσκοντες για το περιεχόμενο, τη δομή και τις μεθοδολογικές απαιτήσεις του διδακτικού βιβλίου και πως αυτά μπορούν να εφαρμοστούν. Ειδικότερα σκοπό έχει:

- Να διευκολύνει τον καθηγητή στη *διαχείριση* της διδασκόμενης ύλης, ώστε να αξιοποιείται κατά τον καλύτερο τρόπο το βιβλίο του μαθητή αλλά και το κάθε διδακτικό υλικό.
- Να δώσει στον καθηγητή κάποια πρόταση για το σχεδιασμό - προετοιμασία των διδακτικών ενεργειών, δίνοντάς του κατευθύνσεις και οδηγίες για την κάθε διδακτική ενότητα. Αυτό βέβαια χωρίς να περιορίζει την ελευθερία στη διδασκαλία και την πρωτοβουλία στην αντιμετώπιση όποιου απρόοπτου.

Για την κάλυψη των στόχων αυτών, το παρόν βιβλίο του καθηγητή περιλαμβάνει:

- Γενικές οδηγίες για τη διεξαγωγή του μαθήματος στην τάξη και των σχετικών πειραμάτων στο εργαστήριο.
- Ειδικότερες οδηγίες για τη θέση και διδασκαλία του μαθήματος της Χημείας (Γενικής παιδείας και Κατεύθυνσης) στο Λύκειο.
- Ανάλυση κάθε διδακτικής ενότητας με *στόχους, φάσεις και ροή του μαθήματος*.
- Προτάσεις για *προτεινόμενες ασκήσεις*.
- Απαντήσεις των ερωτήσεων και των προβλημάτων ή τουλάχιστον υποδείξεις γι' αυτά.
- *Βιβλιογραφία* ειδική και γενική. Στην κλασική πια βιβλιογραφία έχει προστεθεί και η λεγόμενη πλέον *www-γραφία* με διευθύνσεις

από το διαδίκτυο (internet) το οποίο έχει ήδη εισέλθει, βίαια και ανεξέλεγκτα θα έλεγε κανείς, στην εκπαιδευτική διαδικασία.

- *Διαφάνειες προβολής* (με επιδιοσκόπιο, overhead) οι οποίες αποτελούν εποπτικό υλικό υποστήριξης της διδασκαλίας. Οι διαφάνειες αυτές έχουν επιλεγεί κατά το πλείστον από το φωτογραφικό υλικό του βιβλίου του μαθητή.

Γενικές οδηγίες για τη διεξαγωγή του μαθήματος

Όπως ήδη έχει τονισθεί η όλη φιλοσοφία του μαθήματος είναι η μετατροπή της διδασκαλίας από μονόλογο σε μια ευρεία *συζήτηση* μεταξύ του καθηγητή και ή δυνατόν όλων των μαθητών. Μια συζήτηση όμως καλά οργανωμένη, *αμφίδρομη* βέβαια, αλλά με την *ισορροπία μετατοπισμένη προς την πλευρά του καθηγητή*. Αυτός θα δώσει το έναυσμα, τα ερωτήματα, τις απαντήσεις και θα αξιολογήσει το αποτέλεσμα. Μια τα τέτοια συζήτηση μπορεί να ακολουθήσει, τυπικά, πέντε (5) στάδια:

1. Σύνδεση με τα προηγούμενα

Εδώ με τη λέξη προηγούμενα (στη Χημεία ειδικότερα) δεν εννοούμε απλά το προηγούμενο κεφάλαιο. Η Χημεία, δυστυχώς ή ευτυχώς, δεν είναι μια αυστηρή σειρά κεφαλαίων. Ούτε τα σχολικά βιβλία έχουν τη δυνατότητα να έχουν μια συνεχή αλληλουχία. Αλληλουχία ιστορικό - χημική ή έστω και αξιωματική. Στη Χημεία υπάρχουν αρκετές φορές πρωθύστερα, επικαλύψεις. Με τη λέξη λοιπόν προηγούμενα εννοούμε όλα όσα έχουν προηγηθεί και πρέπει να γνωρίζουν οι μαθητές. Και η σύνδεση αφορά τη θέση της συγκεκριμένης ενότητας στο όλο οικοδόμημα των χημικών γνώσεων προηγούμενων αλλά και μελλούμενων.

Με την κατάλληλη επιλογή ερωτήσεων μπορεί να επιτευχθεί αυτή η σύνδεση η οποία παράλληλα θα αποκαλύψει στον καθηγητή τα τυχόν κενά και παρανοήσεις που έχουν οι μαθητές του. Η τελευταία ερώτηση καλό θα είναι να είναι έτσι σχεδιασμένη και διατυπωμένη ώστε να αποτελεί τον πρόλογο στο μάθημα που θα ακολουθήσει.

Αυτό το λεγόμενο «γεφύρωμα» είναι σημαντικό, κυρίως για τους μαθητές της θετικής κατεύθυνσης, όπου η συνέχεια στις γνώσεις είναι αποφασιστική.

2. Στόχοι ενότητας

Στο στάδιο αυτό εισάγεται ο σκοπός του μαθήματος και το πώς αυτός υλοποιείται μέσα από συγκεκριμένους, μετρήσιμους μέχρι κάποιο σημείο, στόχους. Στους στόχους αυτούς περιλαμβάνονται οι γενικοί στόχοι του αναλυτικού προγράμματος, αλλά και οι απόλυτα ειδικοί που μπαίνουν από τον διδάσκοντα ώστε να εξυπηρετείται η συγκεκριμένη ενότητα.

Εδώ τα χρησιμοποιούμενα ενεργητικά ρήματα έχουν καθοριστική σημασία τόσο για την μορφή, ύφος και ροή του μαθήματος, όσο και για την αξιολόγηση αυτών τούτων των στόχων. Οι στόχοι αυτοί εξυπηρετούνται και μετριούνται αν θέλετε μέσα από αντίστοιχες ερωτήσεις ταξινόμησης, αντιστοίχισης, συμπλήρωσης κλπ. Αυτές μπορούν να υπάρχουν σε σχετικά φύλλα αξιολόγησης ή να προβάλλονται από το επιδιασκόπιο ή και να διατυπώνονται προφορικά.

Στο βιβλίο του μαθητή και του καθηγητή δίνονται στόχοι για κάθε κεφάλαιο και για κάθε διδακτική ενότητα αντίστοιχα. Είναι στην ουσία μια πρόταση στον καθηγητή την οποία μπορεί να δεχθεί, να τροποποιήσει ή να συμπληρώσει.

3. Κεντρική διδακτική διαδικασία

Εδώ μπαίνουμε στην κύρια διδασκαλία του θέματος. Αυτή μπορεί να κλιμακώνεται σε επιμέρους φάσεις ανάλογα με τις έννοιες που θα διδαχθούν. Εδώ η συζήτηση είναι πιο αυστηρή και πειθαρχημένη. Αναπτύσσεται το θέμα, περιγράφονται τα τυχόν φαινόμενα, εξάγονται οι νόμοι και οι τυχόν μαθηματικές σχέσεις. Αν το θέμα συνδέεται με προηγμένη πείραμα αυτό τονίζεται ιδιαίτερα και αυτό, το πείραμα, γίνεται το κέντρο βάρους της φάσης αυτής.

Αν δεν υπάρχει πείραμα υπάρχει πάντα ένα *φαινόμενο, φυσικό ή χημικό* το οποίο μπορεί να αποτελέσει τη βάση για τη συζήτηση. Ακόμα και στη φάση αυτή η καλύτερη λύση δεν είναι ο μονόλογος του καθηγητή. Πάντα πρέπει να προκαλείται το ενδιαφέρον των μαθητών με ερωτήσεις και αναφορές στην *καθημερινή ζωή*. Έχει παρατηρηθεί ότι αρκετοί μαθητές αντιδρούν θετικά όταν ρωτώνται σε «άγνωστα» θέματα παρά σε «γνωστά».

Πάντως στη φάση αυτή αναδεικνύεται η προσωπικότητα και η διδακτική ικανότητα του κάθε καθηγητού. Μπορεί κανείς να προσχεδιάζει φάσεις, ερωτήσεις, ροές αλλά η *μαχόμενη διδασκαλία*, όντας ζωντανή, κρύβει εκπλήξεις και δυσκολίες. Γι' αυτό οι προτεινόμενες φάσεις είναι πάντα ενδεικτικές, ένα ελάχιστο όπως τονίστηκε και οι πρωτοβουλίες των καθηγητών είναι ευπρόσδεκτες αν όχι απαραίτητες.

4. Ανακεφαλαίωση

Στην φάση αυτή γίνεται ανασκόπηση των κυριότερων σημείων, των συμπερασμάτων και των βασικών σχέσεων κάθε επιμέρους φάσης της κύριας διδασκαλίας. Στο βιβλίο του μαθητή αυτή η φάση εμφανίζεται πιο διογκωμένη σαν *περίληψη* ή ακόμα πιο επιγραμματικά σαν *λέξεις κλειδιά*. Εδώ μπορεί να συνδέσει κανείς το θέμα που αναπτύχθηκε με το 1^ο στάδιο τοποθετώντας το στο σύνολο των γνώσεων.

5. Αξιολόγηση της διδασκαλίας

Στο τελευταίο στάδιο γίνεται με τη βοήθεια κατάλληλων ερωτήσεων αξιολόγηση του διδακτικού αποτελέσματος και της επίτευξης ή όχι των τεθέντων στόχων. Βέβαια το ιδανικό θα ήταν η αξιολόγηση αυτή να κλείνει κάθε διδακτική ενότητα. Αν ο χρόνος ή οι συνθήκες δεν το επιτρέπουν η αξιολόγηση αυτή πρέπει να γίνεται στο τέλος κάθε ενότητας -κεφαλαίου.

Τα αποτελέσματα της αξιολόγησης έχουν ιδιαίτερη σημασία διότι με βάση τα αποτελέσματά της θα τροποποιηθούν ή όχι και οι στόχοι και η κεντρική διδασκαλία και γενικά η ακολουθούμενη διδακτική διαδικασία.

Πάντως με 2-3 βασικές θα λέγαμε ερωτήσεις ο καθηγητής είναι δυνατόν να αξιολογήσει τα αποτελέσματα της διδασκαλίας του.

Το μάθημα της Χημείας στο Λύκειο. Η «Γενική Παιδεία»

Η Χημεία ως, κυρίως, *επιστήμη των υλικών* εξελίχτηκε και αυτή ταχύτατα μαζί με τις σχετικές με αυτή επιστήμες, όπως η Φυσική και η Βιολογία. Η εξέλιξη μάλιστα αυτή διέρρηξε, τα έτσι και αλλιώς ρηχά στεγανά μεταξύ τους και δημιούργησε διεισδύσεις της μιας στις άλλες. Ένας τεράστιος όγκος πληροφοριών, ιδιοτήτων, νόμων, θεωριών έχει ήδη συσσωρευτεί στην Χημεία. Έτσι, ενώ η επιστήμη της Χημείας διαστέλλεται γεωμετρικά θα έλεγε κανείς, η διδακτική ή καλύτερα η μαθησιακή περίοδος και ηλικία των μαθητών, παραμένουν σταθερές. Βέβαια κάτι που αμβλύνει την ανισότητα αυτή είναι η παράλληλη αύξηση των διδακτικών μέσων, όπως είναι τα εργαστήρια που πρέπει επιτέλους να αρχίσουν να λειτουργούν συστηματικά στα σχολεία, η τηλεόραση της οποίας οι εκπαιδευτικές δυνατότητες δεν έχουν πλήρως και με άμεσο τρόπο αξιοποιηθεί και βέβαια ο υπολογιστής που μέσα από το διαδίκτυο (internet) αποβαίνει σιγά - σιγά πολύτιμο εκπαιδευτικό εργαλείο και εποπτικό μέσο.

Πάνω σε αυτή την ανισότητα πρέπει κανείς με πολύ προσοχή να επιλέξει την ποσότητα και την ποιότητα των γνώσεων που θεωρεί σαν απαραίτητες να μεταδοθούν, καθώς και τον τρόπο και τα μέσα για την όλη διδακτική διαδικασία. Η συνεχής αναβάθμιση της διδακτέας ύλης με μεταφορά διδακτικών ενοτήτων από τα πρώτα έτη σπουδών της τριτοβάθμιας εκπαίδευσης στο Λύκειο, έχει ήδη φτάσει, αν δεν έχει ξεπεράσει, τα όριά της. Εκείνο όμως που επιβάλλεται να γίνει είναι μια ιεράρχηση των απαιτούμενων βασικών γνώσεων στο Λύκειο και ένας πιο παραστατικός ή παιδαγωγικός ή εφαρμοσμένος (δηλαδή πιο ελκυστικός) τρόπος που αυτές θα δοθούν.

Σαν λογική σειρά τέτοιων σκέψεων έρχονται οι γενικοί στόχοι που πρέπει να βάλλει κανείς για το μάθημα της Γενικής Παιδείας της Χημείας (Α' και Β' Λυκείου). Στόχοι οι οποίοι εξυπηρετούνται από το βιβλίο του μαθητή, το εργαστήριο και τα λοιπά διδακτικά μέσα. Σαν τέτοιοι μπορεί να είναι:

- ❖ Η κατανόηση της θέσης της Χημείας μέσα στο σύνολο των, λεγόμενων, Φυσικών επιστημών. Κατανόηση η οποία οδηγεί στη συνειδητοποίηση του γύρω και μέσα μας φυσικού κόσμου.
- ❖ Η προσέγγιση αυτού το οποίο ονομάζουμε επιστημονική μέθοδο. Το φαινόμενο, φυσικό ή χημικό, το πείραμα, η παρατήρηση, ο νόμος και η θεωρία παρουσιάζονται σε μια ορθολογική σειρά, δείχνοντας τον τρόπο με τον οποίο εξελίσσεται η επιστήμη.

❖ Η παρουσίαση των δυνατοτήτων της Χημείας στο θεωρητικό, πρακτικό και επαγγελματικό πεδίο, ώστε ο μαθητής να αναγνωρίσει μέσα σε αυτά τα δικά του ενδιαφέροντα, κλίσεις, προτιμήσεις, ικανότητες. Η παρουσίαση αυτή - η οποία θυμίζει ένα είδος «διαφήμισης» - θα βοηθήσει το μαθητή να επιλέξει την Κατεύθυνση προς την οποία θα πορευτεί π.χ. Βιοτεχνολογία, Κλινική Χημεία, Βιοχημεία, Μοριακή Βιολογία, Ενεργειακή Μηχανική, Περιβαλλοντολογία, Χημεία του Διαστήματος, Θεωρητική Έρευνα, Εκπαίδευση και Εκπαιδευτική Έρευνα κλπ.

❖ Η εκμάθηση των βασικών συμβόλων, των μεγεθών, των συμβολισμών, της ονοματολογίας και γενικότερα της ορολογίας της Χημείας, ώστε να μπορεί ο μαθητής να συνεννοείται και να επικοινωνεί γενικότερα με τους «ειδικούς».

❖ Η ανάδειξη της κάθε είδους *μέτρησης* και των βασικών χαρακτηριστικών της, σαν την «Λυδία λίθο» της κάθε θεωρίας.

❖ Η εισαγωγή στους βασικούς χημικούς υπολογισμούς, ώστε οι απαντήσεις σε κάποια προβλήματα, τα οποία μπορεί να είναι απλών εφαρμογών αλλά και εφαρμοσμένα, να έχουν πια και ποσοτικό χαρακτήρα.

❖ Η γνώση κάποιων βασικών υλικών, των ιδιοτήτων τους, των εφαρμογών τους καθώς και της θέσης τους στην παγκόσμια οικονομία (π.χ. πετρέλαιο, πλαστικά κλπ.).

❖ Η επισήμανση προβλημάτων αιχμής, όπως είναι η προστασία του περιβάλλοντος και τα εξ αυτού προκύπτοντα θέματα, όπως είναι η ανακύκλωση και ο ρόλος κάθε ατόμου, της βιομηχανίας, της τεχνολογίας και της κοινωνίας γενικότερα στη συντήρηση του «διαστημόπλοιου Γη».

❖ Η εισαγωγή του υπολογιστή ως του πλέον σύγχρονου εποπτικού μέσου στην εκπαιδευτική διαδικασία. Επειδή μάλιστα αυτή η δυνατότητα βρίσκεται στα πρώτα στάδια της εφαρμογής της η καθοδήγηση για τη χρήση του είναι απόλυτα αναγκαία και καθοριστική.

Αυτές ήταν οι κυρίαρχες σκέψεις, θέσεις και αντιλήψεις κάτω από τις οποίες η συγγραφική ομάδα προσπάθησε να υλοποιήσει το αναλυτικό πρόγραμμα και τους παραπάνω στόχους. Οι καθηγητές, σαν ένας βασικός κρίκος της όλης διαδικασίας, καλούνται να δώσουν στην όλη αυτή φιλοσοφία υλική υπόσταση. Έχουν τον πιο αποφασιστικό ρόλο, αφού ακόμα και ένα «καλό προϊόν» όταν είναι κακά παρουσιασμένο τελικά χάνεται.

Η Χημεία στο Λύκειο. Η «Κατεύθυνση»

Από την αρχή πρέπει κανείς να τονίσει ότι η Χημεία της Κατεύθυνσης στηρίζεται άμεσα στη Χημεία της Γενικής Παιδείας της οποίας αποτελεί όχι ακριβώς συνέχεια αλλά συμπλήρωση και εμβάθυνση. Απευθύνεται πλέον σε μαθητές οι οποίοι επέλεξαν τη Χημεία σαν ένα είτε κύριο είτε απαιτούμενο μάθημα για τον κύκλο των μεταλυκειακών τους σπουδών. Συνεπώς όλοι οι τεθέντες στόχοι και αντικειμενικοί σκοποί στη Γενική Χημεία, εξακολουθούν και ισχύουν και στη Χημεία της Κατεύθυνσης. Μία νέα παράμετρος η οποία υπεισέρχεται είναι ότι τα μαθήματα αυτά της κατεύθυνσης θα πρέπει να λειτουργήσει σαν μια εισαγωγή των αντίστοιχων μαθημάτων που θα ακολουθήσουν στην τριτοβάθμια εκπαίδευση. Και η παράμετρος αυτή, όσο αντιπαιδαγωγική και αν ακούγεται, είναι μια πραγματικότητα που κανείς δεν μπορεί να αρνηθεί. Η Κατεύθυνση λοιπόν έρχεται να καλύψει, πλην των άλλων και το κενό το οποίο υπάρχει μεταξύ δευτεροβάθμιας και τριτοβάθμιας εκπαίδευσης. Κενό στο οποίο πέφτουν όλοι σχεδόν οι φοιτητές (πρωτοετείς κυρίως), ιδιαίτερα αν δεν μπορούν να ανατρέξουν στην ξενόγλωσση βιβλιογραφία.

Όμως μέσα από το σκεπτικό αυτό είναι δυνατόν να διαμορφωθούν και οι «προδιαγραφές» των μελλοντικών σπουδαστών. Σπουδαστών των καλουμένων Θετικών Επιστημών. Κάτω από τις σκέψεις αυτές έγινε και η στοχοθεσία για τη Χημεία της Κατεύθυνσης των Β' και Γ' Λυκείου, σαν συνέχεια εκείνης της Γενικής και η οποία περιλαμβάνει τα παρακάτω χαρακτηριστικά -στόχους:

- ❖ Ποσοτική αύξηση της ύλης, ώστε να περιλάβει γνωστικές περιοχές τα οποία θεωρούνται προαπαιτούμενα για τις Πανεπιστημιακές σπουδές και τα οποία δε θίγονται στην Γενική Παιδεία, όπως π.χ. θέματα Χημικής ισορροπίας, Θερμοδυναμικής κλπ.
- ❖ Αναβάθμιση και εμβάθυνση σε ορισμένα θέματα της Γενικής Παιδείας, όπως για παράδειγμα είναι η δομή της ύλης, οι έννοιες των οξέων - βάσεων, οι μηχανισμοί των οργανικών αντιδράσεων.
- ❖ Μετάβαση από μια περιγραφική σε μια ποιο *αυστηρή* αντιμετώπιση και παρουσίαση των θεμάτων. Ο όρος *αυστηρή* δεν θα πρέπει να περιορίζεται μόνο στην ορολογία και στην μαθηματική έκφραση των νόμων, αλλά και στην αναζήτηση και ταξινόμηση των αιτίων, των ερμηνειών και των θεωριών οι οποίες καλύπτουν τα αναφερόμενα φαινόμενα.

- ❖ Αύξηση και χρήση αναβαθμισμένου μαθηματικού λογισμού με τον οποίο οι μαθητές παράλληλα εξοικειώνονται, όπως π.χ. οι γραφικές παραστάσεις, τα συστήματα, οι δευτεροβάθμιες εξισώσεις κλπ.
- ❖ Πληρέστερη εκμετάλλευση των πειραματικών δεδομένων και των εξ αυτών συναγομένων συμπερασμάτων, όπως είναι τα φάσματα εκπομπής των στοιχείων, η ηλεκτρόλυση κλπ.
- ❖ Στενότερη και πιο συντονισμένη σχέση με τα παράλληλα διδασκόμενα σε ανάλογο επίπεδο μαθήματα: Φυσική, Βιολογία και Μαθηματικά, ώστε προοδευτικά να δημιουργείται μια *θετικότερη δομή* στον τρόπο σκέψης των μαθητών.
- ❖ Αξιοποίηση των βιβλιογραφικών κυρίως (και www-) πηγών με θέματα –εργασίες, ώστε να στρέφεται ο μαθητής - και ο διδάσκων αναγκαστικά- προς τη βιβλιογραφική έρευνα και τη σφαιρική αντιμετώπιση των προβλημάτων.

Γενικά δεν υπάρχει λόγος να μην ακολουθήσουμε το ίδιο διδακτικό μοντέλο με αυτό που αναπτύχθηκε παραπάνω (βλέπε γενικές οδηγίες για τη διεξαγωγή του μαθήματος). Μπορεί βέβαια να γίνει πιο «σφικτός» και πιο αυστηρός ο τρόπος διδασκαλίας, αλλά σε γενικές γραμμές προτείνονται τα ίδια βήματα. Ιδιαίτερη προσοχή θα πρέπει να δοθεί στον ορθό συντονισμό μεταξύ της θεωρίας και των πειραμάτων που διεξάγονται, αφού τα τελευταία δεν γίνονται μόνο υπό μορφή επίδειξης, αλλά θα πρέπει να αξιοποιούνται ποιοτικά και ποσοτικά τα πορίσματα τους. Επίσης είναι απαραίτητη η στενή επαφή με τους διδάσκοντες συναδέλφους της Φυσικής, Βιολογίας και Μαθηματικών, ώστε να αποφεύγονται αλληλοεπικαλύψεις ή αντιθέσεις στην προσέγγιση κοινών θεμάτων.

Τα πειράματα στη Χημεία του Λυκείου. **Γενικά**

Αν ανατρέξει κανείς στους τίτλους και μόνο των λεγομένων εγχειριδίων Χημείας παλαιότερων ετών θα δει να τιτλοφορούνται σαν *Πειραματική Χημεία*. Ο όρος δηλαδή πείραμα και πειραματική ήταν απόλυτα συνυφασμένος με την υπόσταση της Χημείας. Συνεχίζοντας την αναδρομή θα δει σιγά-σιγά το προσδιοριστικό επίθετο *πειραματική* να απαλείφεται από τον τίτλο και η χημεία να απορροφάνεται σε *Χημεία*. Βέβαια αυτό έχει κάποιους λόγους και δικαιολογίες μια και η θεωρητική Χημεία αναπτύχθηκε πολύ και ταυτόχρονα «εκλαϊκεύτηκε». Όμως δεν πρέπει κανείς να απαρνιέται τις πειραματικές αυτές ρίζες οι οποίες εξακολουθούν και στηρίζουν το όλο οικοδόμημα της Χημείας.

Αν επίσης ρωτήσει κανείς οποιονδήποτε καθηγητή Χημείας για τη σημασία ενός εργαστηριακού πειράματος στην πορεία της διδασκαλίας, είναι βέβαιο ότι θα πάρετε απάντηση που θα βεβαιώνει ότι αυτό, το πείραμα, είναι κρίσιμο και αποφασιστικό για την κατανόηση του όλου μαθήματος. Το πρόβλημά μας είναι ότι δεν υπάρχουν μελέτες και πορίσματα με ποσοτικές μετρήσεις που να δείχνουν διαφορές σε απόδοση μαθητών που παρακολούθησαν ή όχι ολοκληρωμένα εργαστηριακά πειράματα. Και αυτό γιατί ποτέ δεν έχει γίνει μια τέτοια ολοκληρωμένη και όχι περιστασιακή, πειραματική οργάνωση και διδασκαλία του μαθήματος της Χημείας στον Ελλαδικό χώρο.

Σκοποί και στόχοι του πειράματος

Όταν κανείς σχεδιάζει μια πειραματική προσέγγιση του μαθήματος της Χημείας, πέρα από τα άλλα προβλήματα, αντιμετωπίζει τρία θεμελιακά θέματα- ερωτήματα. Πρώτον, θα μπορούν οι μαθητές χωρίς καμιά προηγούμενη εργαστηριακή εμπειρία να συλλέγουν δεδομένα ακριβή και αναπαραγωγίσιμα ώστε αυτά να υποστηρίξουν νόμους και θεωρίες; Δεύτερον, θα μπορούσαν να σχεδιαστούν πειράματα ώστε οι μαθητές να μπορούν να τα εκτελέσουν, να κάνουν τις απαιτούμενες παρατηρήσεις και να εξάγουν τα απαιτούμενα συμπεράσματα κατά την περιορισμένη διάρκεια της μιας περιόδου; Τρίτον, είναι δυνατόν να σχεδιαστεί ένα σύνολο πειραμάτων τα οποία να καλύπτουν το σύνολο της διδασκόμενης θεωρίας και αν όχι ποια είναι η κατάλληλη επιλογή των πειραμάτων;

Αυτά τα θεμελιακά ερωτήματα ουσιαστικά πρέπει να καλύπτονται από το αναλυτικό πρόγραμμα. Εμείς εδώ παραθέτουμε μερικές

σκέψεις πάνω στην υλοποίηση των δεδομένων αυτών. Το πείραμα και γενικότερα η εργαστηριακή διδασκαλία έχει τους παρακάτω σκοπούς:

- ❖ Να υλοποιήσει και να αποσαφηνίσει θεωρητικές αρχές οι οποίες διδάχτηκαν στην τάξη μέσα από την άμεση επαφή με τα υλικά
 - ❖ Να δώσει στο μαθητή μια αίσθηση του πραγματισμού της επιστήμης φέρνοντάς τον σε επαφή με φαινόμενα τα οποία αλλιώς δεν θα ήταν γι' αυτόν παρά μόνο λέξεις.
 - ❖ Να καταστήσει το επιστημονικό γεγονός εύκολα κατανοητό και ταυτόχρονα εντυπωσιακό και ελκυστικό ώστε να μη λησμονηθεί.
 - ❖ Να δώσει στο μαθητή μια *άποψη* για τις βασικές επιστημονικές - εργαστηριακές μεθόδους και τεχνικές, οδηγώντας τον στον να χρησιμοποιήσει τα χέρια και εκπαιδεύοντάς τον στο πώς να τα χρησιμοποιεί.
- Από πιο παιδαγωγική σκοπιά δυο γενικές τάσεις μπορεί να δει και να αποδώσει κανείς στο *εργαστήριο*.

Η πρώτη είναι η πιο κλασική και στηρίζεται στη θέση ότι «ο μόνος τρόπος για να μάθει κανείς για κάποιο π.χ. φαινόμενο είναι να δει τα αποτελέσματά του, να πειραματιστεί με αυτό, δουλεύοντας σε ένα εργαστήριο». Αν δηλαδή θέλεις να δώσεις υπόσταση στην πρόταση π.χ. «το νιτρικό οξύ αντιδρά με τον χαλκό» δεν έχεις παρά να πειραματιστείς με αυτό στο εργαστήριο.

Η δεύτερη πιο νεωτεριστική, αλλά και πιο ρεαλιστική για τις μοντέρνες εργαστηριακές δομές αντίληψη, θεωρεί το εργαστήριο σαν ένα χώρο παραγωγής δεδομένων τα οποία μετά χρήζουν κάποιων λογικών και μαθηματικών επεξεργασιών, ώστε να εξαχθούν κάποια συμπεράσματα.

Πιστεύουμε ότι στην πρώτη αυτή φάση και επαφή των μαθητών με το εργαστήριο η πρώτη μαθησιακή αντίληψη πρέπει να επικρατήσει στην επιλογή, στο σχεδιασμό και την εκτέλεση των πειραμάτων.

Ατομική διεξαγωγή πειράματος εναντίον της επίδειξης

Πάντα σε αυτή την φάση της εκπαίδευσης που είναι και η πρώτη επαφή των μαθητών με το εργαστήριο, μπαίνει το θέμα του αν το πείραμα πρέπει να γίνεται από τον κάθε μαθητή ξεχωριστά (ακόμα και αν υπάρχει αυτή η ακραία, δυστυχώς, για τα δεδομένα μας) ή ο μαθητής να παρακολουθεί το πείραμα που εκτελεί ο καθηγητής του με μορφή επίδειξης.

Από παιδαγωγική σκοπιά το δίλημμα ή η διαμάχη αυτή των δύο αυτών σχολών είναι μια ισοπαλία. Δεν υπάρχουν μετρήσεις, δύσ-

κολες έτσι και αλλιώς, που να δείχνουν υπεροχή της μιας ή της άλλης μεθόδου. Είναι αλήθεια ότι η ατομική διεξαγωγή του πειράματος θα μπορούσε να βελτιώνει την ικανότητα χειρισμών και να αυξάνει την εμπιστοσύνη του πειραματιζόμενου στον εαυτό του. Όμως στη φάση αυτή του πρωτόπειρου αυτά μπορεί να έχουν αντίθετα αποτελέσματα. Η επίδειξη από την άλλη πλευρά βελτιώνει την παρατηρητικότητα και την προσέγγιση στην επιστημονική μεθοδολογία και εξαγωγή πορισμάτων. Δεν είναι λοιπόν παράξενο το γεγονός ότι οι περισσότεροι καθηγητές επιλέγουν, πολλές φορές εκ των πραγμάτων και για λιγότερο θεωρητικούς λόγους, τη μέθοδο της επίδειξης των πειραμάτων στο εργαστήριο.

Το πείραμα πρώτα ή η θεωρία ;

Το ερώτημα το οποίο τίθεται τώρα είναι αν πρέπει το πείραμα να προηγείται της θεωρίας ή να έπεται αυτής . Ουσιαστικά μέσα από το ερώτημα αυτό προβάλλει και ο τρόπος που εξελίχτηκε και εξελίσσεται η Χημεία. Στην κλασική της πορεία το πείραμα προηγήθηκε και πάνω σε αυτό θεμελιώθηκε η οποία θεωρητική εξέλιξη. Στην πορεία όμως της εξέλιξης συμβαίνει να διατυπώνεται μια θεωρία η οποία και επιβάλλει το πείραμα που ακολουθεί. προκειμένου αυτή να επαληθευθεί ή όχι.

Εμείς πιστεύουμε ότι σε ότι αφορά τα εργαστηριακά πειράματα πρέπει να ακολουθηθούν και οι δύο δρόμοι, ένας για καθένα από τα δύο σκέλη της Χημείας στο Λύκειο, δηλαδή Γενικής Παιδείας και Κατεύθυνσης. Εις μεν τη Γενική προτείνουμε το πείραμα να προηγείται της θεωρίας ώστε να υπερτονιστεί η παρατήρηση, εις δε την Κατεύθυνση να προηγείται η θεωρία, ώστε να δίνεται έμφαση στην εφαρμογή, στην αξία της μέτρησης και στη δυνατότητα ελέγχου των θεωρητικών απόψεων, τύπων, νόμων μέσα από τον πειραματικό έλεγχο.

Πάντως και για τις δύο περιπτώσεις προτάξαμε στον *εργαστηριακό οδηγό* ένα μικρό σύνολο προκαταρκτικών ερωτήσεων σαν *προεργαστηριακή δουλειά*, ώστε ο προσερχόμενος στο εργαστήριο να έχει μια πρώτη γνώση του τι πρόκειται να επακολουθήσει.

Τα παραπάνω μπορούν να παρασταθούν σχηματικά ως εξής:



Προσομοίωση πειραμάτων με υπολογιστή

Από πρώτη όψη η χρήση του υπολογιστή για βελτίωση της εργαστηριακής δεξιότητας φαίνεται δύσκολο και αντιφατικό. Όμως ένας αρκετά μεγάλος αριθμός από εμπνευσμένες εφαρμογές, οι οποίες περιλαμβάνουν τη λεγόμενη *προσομοίωση* -simulation- έχουν αναπτυχθεί ακόμα και στην περιοχή του εργαστηρίου της υδροχημείας. Η προσομοίωση μπορεί να χρησιμοποιηθεί σαν «αντιποίηση» ενός πειράματος μέσω του υπολογιστή και μπορεί να κάνει το πείραμα πιο κατανοητό στον μαθητή. Αυτό δε που αποτελεί δεδομένο στην σημερινή πραγματικότητα, είναι ότι οι νέοι μπορεί να μην έχουν καμιά εργαστηριακή

πείρα έχουν, όμως, οι πιο πολλοί απ' αυτούς, περάσει πολλές ώρες μπροστά στον υπολογιστή, έστω σαν «παιχνίδι».

Ένα από τα σημαντικά πλεονεκτήματα της προσομοίωσης μέσω υπολογιστού απέναντι σε ένα κλασικά οργανωμένο πείραμα είναι το κέρδος σε πολύτιμο διδακτικό χρόνο. Για παράδειγμα ένα πείραμα κινητικής με μια αντίδραση -ρολόι γίνεται μαζί με μια στοιχειώδη συζήτηση μόλις και μετά βίας σε μια διδακτική ώρα. Δεν υπάρχει χρόνος της διερεύνησης παραμέτρων που θα μπορούσαν να επηρεάσουν το όλο φαινόμενο, όπως π.χ. η μεταβολή στη συγκέντρωση των αντιδρώντων, η θερμοκρασία ή η παρουσία καταλύτη. Αν στην θέση του πειράματος χρησιμοποιηθεί ένα καλά σχεδιασμένο πείραμα προσομοίωσης είναι δυνατόν στον ίδιο χρόνο να μελετηθούν όλοι αυτοί οι παράγοντες.

Ας μην λησμονούμε ότι, όπως ήδη αναφέρθηκε, οι περισσότεροι καθηγητές λόγω πολλών λόγων καταλήγουν στην επίδειξη σαν τρόπο διεξαγωγής των πειραμάτων. Η προσομοίωση λοιπόν έρχεται σαν μια λογική και πιο πλήρης συνέχεια της. Οι προσομοιώσεις οργανώνονται έτσι ώστε να ζητούν από τους μαθητές να παίρνουν αιτιολογημένες αποφάσεις που αφορούν π.χ. στην εκλογή του κατάλληλου οργάνου ή σκεύους για κάθε πειραματική ενέργεια, στον κατάλληλο χειρισμό του, στην εκλογή όπου χρειάζεται καταλλήλων αντιδραστηρίων κλπ. Με άλλα λόγια η επιτυχής προσομοίωση των πειραμάτων εμπλέκει και οδηγεί το μαθητή στα ίδια ερωτήματα, αποφάσεις, διαδικασίες, οργάνωση, υλικά με το πραγματικό πείραμα.

Οι προσομοιώσεις των πειραμάτων κερδίζουν ολοένα και περισσότερο έδαφος. Είναι οικονομικότερες μια και δεν υπάρχουν καταναλώσεις αντιδραστηρίων και ακίνδυνες ακόμα και για τα πιο «επικίνδυνα» πειράματα τα οποία υπό συνθήκες συνθήκες δεν θα επιτελούντο ποτέ.

Βέβαια δεν είναι δυνατόν και επιτρεπτό όλα να γίνουν μια *εικονική πραγματικότητα*. Κάθε καθηγητής μπορεί να επιλέξει κάποια βασικά, πραγματικά, πειράματα και κάποια προσομοιωμένα, αν βέβαια διαθέτει τέτοια επιλογή. Και εδώ μια *ισορροπία* είναι απαραίτητη.

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. Bransford J.D, Brown A.L. and.Cocking R.R editors **“How People Learn. Brain, Mind, Experience and School”**, National Academy press, Washington D.C., 1999.
2. **Teacher' s guide I and II**. Nuffield Advanced Science. The Nuffield Foundation, Penguin Books, 1971.
3. Brown D., **“Using examples to remediate misconception in Physics”**, *Journal of Research in Science Teaching* 29 (1992) 17-34.
4. Leonard G, Dufresne R.J and Mestre J.P., **“Using qualitative problem-solving strategies to highlight the role of conceptual knowledge in solving problems”**, *American Journal of Physics*, 64Q (1996) 1495-1503.
5. Sokolof D.R. and Thornton R.K., **“Using interactive lecture demonstrations to create an active learning environment”**, *The Physics Teacher* 35 (1997) 340-347.
6. Lagowski,J.J. *J. Chem. Educ.* 1 (1990), 67.
7. Schauble, L.R., Glaser R., Duschl, R., Schulze, S. and John J., .. **“Students understanding of the objectives and procedures of experimentation in the science classroom”**, *The journal of the Learning Science*, 4 (1995) 131- 166.

Β' Ειδικό Μέρος- θεωρία

The background of the slide is an abstract, artistic representation. It features a central point from which several concentric, glowing rings emanate. The rings are composed of various colors, including shades of blue, red, orange, and yellow, creating a sense of depth and energy. Surrounding these rings are numerous sharp, blue, conical spikes that point outwards, resembling a stylized atomic model or a microscopic view of a material's surface. The overall effect is one of scientific wonder and complexity.

***1. ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ
ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ***

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 1**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων****1.1α Τροχιά -Τροχιακό****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να συνδέει τις γνώσεις που έχει από την Α΄ Λυκείου με τις δύο συνθήκες του Bohr και την εξίσωση του Plank..
- Να εξιστορεί πως από την τροχιά του Bohr καταλήξαμε στο τροχιακό της κβαντομηχανικής, αναφέροντας την κυματική θεωρία της ύλης του De Broglie, την αρχή της αβεβαιότητας του Heisenberg και την κυματική εξίσωση του Schrödinger.
- Να διακρίνει τις έννοιες του ηλεκτρονιακού νέφους και του τροχιακού και να απεικονίζει γραφικά τα τροχιακά s και p .

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Πριν ξεκινήσουμε την όποια διαλογική συζήτηση καλό είναι να θέσουμε τις βάσεις για την όλη ενότητα μαθημάτων που ακολουθεί και που μπορεί να συνοψίζεται στον τίτλο «Η Δομή της Ύλης». Διαιρούμε δε την ενότητα αυτή στη «Δομή του Ατόμου» και στη «Δομή του Μορίου», θυμίζοντας ότι η δεύτερη είναι ήδη γνωστή ως «Χημικός Δεσμός». Αναφέρουμε ότι οι μαθητές έχουν να διδαχθούν πολλά σχετικά με αυτό το θέμα και στο μάθημα της Φυσικής (Γενική Παιδεία) δείχνοντας τη σύνδεση που υπάρχει ανάμεσα στα δύο μαθήματα τη Φυσική και Χημεία. Τονίζουμε ότι τη Χημεία απασχολεί κυρίως ο χώρος γύρω από τον πυρήνα και ο τρόπος με τον οποίο τα ηλεκτρόνια «περιστρέφονται» και γενικότερα κατανέμονται.

Θέλοντας να διαπιστώσουμε το επίπεδο γνώσεων των μαθητών μπορούμε να ζητήσουμε την κατανομή των ηλεκτρονίων σε άτομο με $Z = 19$. Επιπλέον ζητάμε να μας πουν με βάση πιο πρότυπο και ποιες αρχές κάνουν την κατανομή αυτή. Με αφορμή τη συζήτηση που θα ακολουθήσει αναπτύσσουμε το θέμα των *ατομικών προτύπων* και τη δυνατότητα τους να ερμηνεύουν κάποια πειραματικά δεδομένα.

ΦΑΣΗ 2

Θέλοντας να τονίσουμε τη σημασία των πειραματικών δεδομένων μιλάμε για τα *φάσματα εκπομπής* των στοιχείων και ιδιαίτερα για εκείνο του υδρογόνου με τις χαρακτηριστικές φασματικές γραμμές, γνωστές (χωρίς όμως θεωρητική ερμηνεία) από τα μέσα του 19^{ου} αιώνα.

Στη συνέχεια περνάμε στη *θεωρία των κβάντα* ως μια προσπάθεια για την ερμηνεία του τρόπου παραγωγής, μετάδοσης και απορρόφησης της ενέργειας γενικά. Δίνουμε την εξίσωση του Planck τονίζοντας την ιδιαίτερη σημασία της σταθεράς Planck, h .

Αναφέρουμε τώρα το κλασικό πείραμα του Rutherford με το βομβαρδισμό λεπτών φύλλων χρυσού με σωματίδια άλφα και την κατάληξη αυτού στο πλανητικό ατομικό πρότυπο.

Τέλος, παραθέτουμε τις δύο συνθήκες του Bohr ως θεωρητική προσπάθεια για την ερμηνεία του ατομικού προτύπου του Rutherford. Δίνουμε την εξίσωση της *ενέργειας του ηλεκτρονίου* σε κάθε τροχιά και δείχνουμε την αντιστοιχία των ηλεκτρονιακών αλμάτων με τις φασματικές γραμμές στο ατομικό φάσμα του υδρογόνου (η μελέτη αυτή απέδωσε το βραβείο Nobel στο Bohr). Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.1.1.1.

Επίσης θυμίζουμε το πείραμα που έχουν κάνει οι μαθητές στην Α' Λυκείου με το χρωματισμό της φλόγας από την παρουσία ορισμένων στοιχείων (πείραμα 3 – πυροχημική ανίχνευση μετάλλων). Το χρώμα αυτό της φλόγας (συχνότητα ή μήκος κύματος φωτός) συνδέεται με τα ηλεκτρονιακά άλματα στα άτομα ορισμένων μεταλλικών στοιχείων.

ΦΑΣΗ 3

Αναφέρουμε τις θεωρητικές αδυναμίες του προτύπου του Bohr («πάντρεμα» κλασικής και κβαντικής φυσικής) και τις πειραματικές αδυναμίες του για την ερμηνεία των φασμάτων πολυηλεκτρονιακών στοιχείων λόγω της αλληλεπίδρασης των ηλεκτρονίων.

Κάνουμε μια εισαγωγή στην κβαντομηχανική που είναι και η σύγχρονη πια θέση και γνώση στο θέμα της ατομικής και μοριακής δομής. Διατυπώνουμε τη θεωρία του de Broglie (υλικά κύματα) δίνοντας τη σχετική εξίσωση, την αρχή αβεβαιότητας του Heisenberg και καταλήγουμε στην κυματική εξίσωση του Schrödinger. Λύση της τελευταίας, κάτω από ορισμένες προϋποθέσεις και προσεγγίσεις δίνει την ενέργεια και την πιθανότητα εύρεσης της θέσης του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα.

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.1.1.2.

ΦΑΣΗ 4

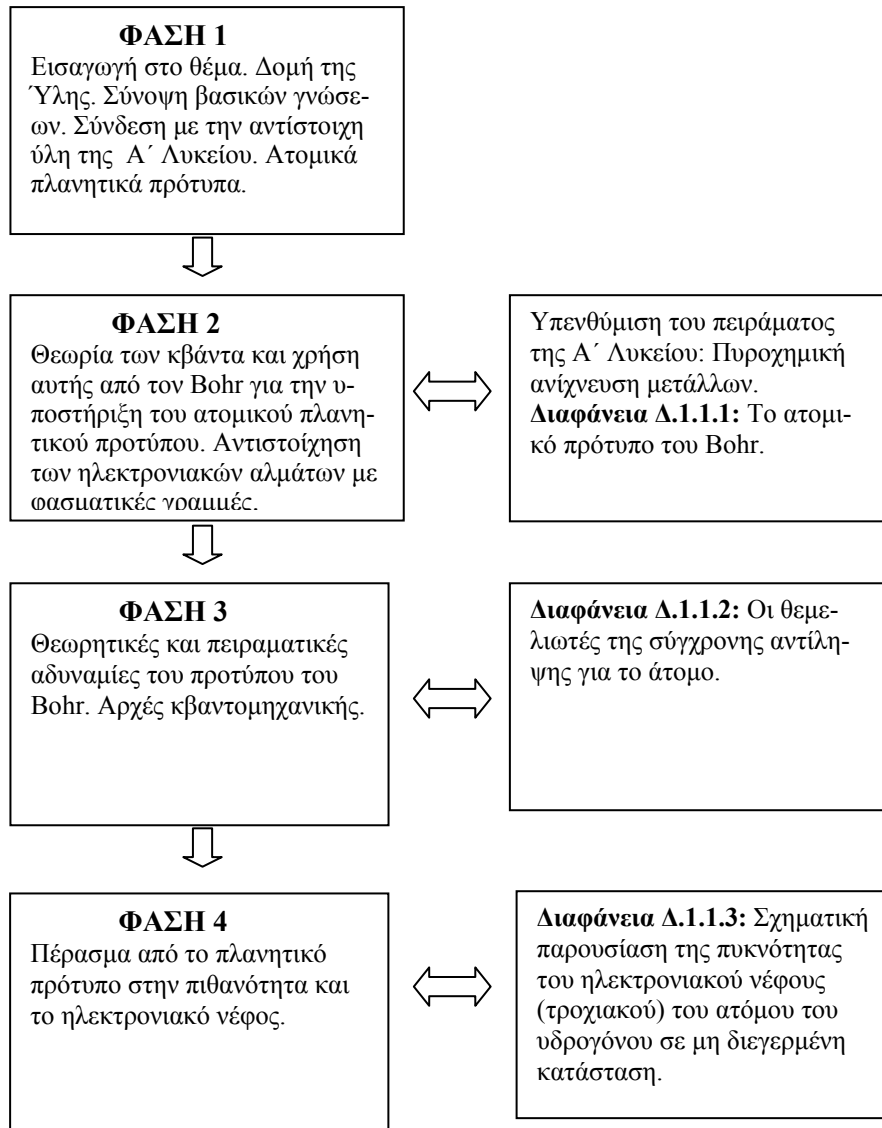
Κλείνουμε την ενότητα με την «κατεδάφιση» του εύληπτου πλανητικού προτύπου και την αντικατάστασή του με την έννοια της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους. Από την νετερμινιστική τροχιά του Bohr στην πιθανότητα και στο μοίρασμα του χώρου σε στιβάδες, υποστιβάδες και τροχιακά.

Στο σημείο αυτό προβάλλεται η σχετική διαφάνεια Δ.1.1.3.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ-ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Στο σχολείο: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 24

Στο σπίτι: 7, 10, 27.



ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. «**Νίλς Μπορ**. Ο Ιδιοφυής πραγματιστής.», *Χημικά Χρονικά* 50, Οκτώβριος 1985. (Άρθρο με βιογραφικά και επιστημονικά στοιχεία γύρω από τη συμβολή του Bohr).
2. Blanca L. Haendler, “**Presenting the Bohr Atom**” *J. Chem.Educ.* 59 (1982) 372. (Ολοκληρωμένη παρουσίαση του ατομικού προτύπου του Bohr).
3. T.S.Shiland, “**What's the use of All this Theory. The Role of Quantum mechanics in High School Chemistry Texbooks**” *J. Chem.Educ.* 72 (1995) 215. (Παρουσίαση της κβαντομηχανικής σε σχολικά εγχειρίδια).
4. N. D. Christodouleas, “**Particles, waves, and the Interpretation of Quantum Mechanics**” *J. Chem.Educ.* 52 (1975) 573. (Μια ποιοτική εισαγωγή στις αρχές της κβαντομηχανικής).
5. L.S.Bartell. “**Pespectives on the Uncertainty Principle and Quantum Reality**” *J. Chem.Educ.* 62 (1985) 192. (Ανάπτυξη της αρχής αβεβαιότητας και εφαρμογές της).
6. Gibbin «**Αναζητώντας τη γάτα του Schröndiger**» Εκδόσεις Aurora. (Μια φιλολογική αλλά πολύ επιστημονική, ιστορική αναφορά στη θεωρία κβάντα και στην κβαντομηχανική).

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 2**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων****1.1β Κβαντικοί αριθμοί****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί :

- Να αναφέρει ποιοι είναι οι κβαντικοί αριθμοί και τι τιμές παίρνουν.
- Να αναγνωρίζει ότι τα ηλεκτρόνια κάθε υποστιβάδας έχουν κοινούς τους δύο κβαντικούς αριθμούς (n και l), ενώ τα ηλεκτρόνια κάθε τροχιακού έχουν κοινούς τους τρεις κβαντικούς αριθμούς (n , l και m_l) και διαφέρουν ως προς τον κβαντικό αριθμό του spin, m_s .
- Να αναφέρει ότι κάθε τροχιακό μπορεί να δεχτεί το πολύ 2 ηλεκτρόνια με αντιπαράλληλα spin.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Εδώ ποιοτικά θα εισαχθούν οι κβαντικοί αριθμοί ως αριθμητικές λύσεις της πολύπλοκης εξίσωσης Schrödinger. Εξηγούμε ότι δύο πρώτοι κβαντικοί αριθμοί, n και l εκφράζουν την ενέργεια ενός ηλεκτρονίου μέσα στο άτομο ως αποτέλεσμα της έλξης του πυρήνα και της άπωσης από τα «άλλα» ηλεκτρόνια. Χρησιμοποιούμε ανάλογα παραδείγματα για την κατανόησή των κβαντικών αριθμών, όπως τους 4 αριθμούς που αναγράφονται σε εισιτήριο γηπέδου (θύρα, διάζωμα, σειρά, θέση) και δίνεται η αρχή του διαχωρισμού (δεν μπορεί, θεωρητικά, να κάθεται άλλος στην θέση αυτή) σαν πρόλογος της απαγορευτικής αρχής που θα ακολουθήσει.

ΦΑΣΗ 2

Εδώ οι έννοιες θα δοθούν πιο αυστηρά μια και στη φάση αυτή θα καθοριστούν σημαντικά μεγέθη. Τονίζουμε το πέρασμα από την απλή τροχιά του Bohr στην πολυπλοκότερη *στιβάδα* ή *φλοιό*. Ξεκινάμε από την απόσταση του ηλεκτρονίου από τον πυρήνα σαν μέτρο της έλξης άρα της σταθερότητας και της ενέργειας αυτού. Εισάγουμε τον κύριο κβαντικό αριθμό, n , εξηγώντας ότι για τα υπάρχοντα στοιχεία ($Z \leq 112$) αρκούν τιμές του n μέχρι 7 και ορίζουμε την *στιβάδα* σαν τον ενεργειακό χώρο στον οποίο ανήκουν ηλεκτρόνια με τον ίδιο n . Τέλος, επισημαίνουμε ότι ο αριθμός n καθορίζει το μέγεθος του τροχιακού

Εισάγουμε τώρα τις απώσεις από τα άλλα ηλεκτρόνια σαν μια δεύτερη παράμετρο η οποία καθορίζει την ενέργεια ενός ηλεκτρονίου (μια υπενθύμιση στο άτομο του H και στην επιτυχία του Bohr λόγω του μοναδικού ηλεκτρονίου ..). Αυτή εκφράζεται μέσα από το δευτερεύοντα ή αζιμουθιακό κβαντικό αριθμό, l , ο οποίος εξαρτάται από την τιμή κάθε φορά του n . Παίρνει αριθμητικά n τιμές και κάθε τιμή συνιστά μια υποστιβάδα. Δηλαδή κάθε στιβάδα περιλαμβάνει n υποστιβάδες, όσες είναι η «τάξη της».

Ο αριθμός l καθορίζει το σχήμα του τροχιακού, ενώ το άθροισμα $n+l$ καθορίζει τη συνολική ενέργεια του e . Από την ατομική φασματοσκοπία και τα χαρακτηριστικά των φασματικών γραμμών, προήλθαν οι ονομασίες των υποστιβάδων:

s (sharp, $l=0$), p (principal $l=1$), d (diffuse $l=2$) και f (fundamental $l=3$).

ΦΑΣΗ 3

Φτάνουμε πλέον στην πιο λεπτή δομή του περιπυρηνικού χώρου εισάγοντας το *τροχιακό* μέσα από το μαγνητικό κβαντικό αριθμό, m_l . Την εισαγωγή του επέβαλλε η συμπεριφορά του ατόμου μέσα σε μαγνητικό πεδίο η οποία οφείλεται στις μαγνητικές ιδιότητες του περιφερόμενου e . Παίρνει $2\cdot l+1$ τιμές (για κάθε l) και κάθε τιμή του ορίζει ένα τροχιακό. Συνοψίζουμε με το συμπέρασμα ότι κάθε στιβάδα χωρίζεται σε n υποστιβάδες και κάθε υποστιβάδα περιλαμβάνει $2\cdot l+1$ τροχιακά.

Εισάγουμε τώρα και τον m_s σαν τρόπο έκφρασης των δύο δυνατοτήτων περιστροφής κάθε e μέσα σε ένα τροχιακό ($\pm 1/2$).

ΦΑΣΗ 4

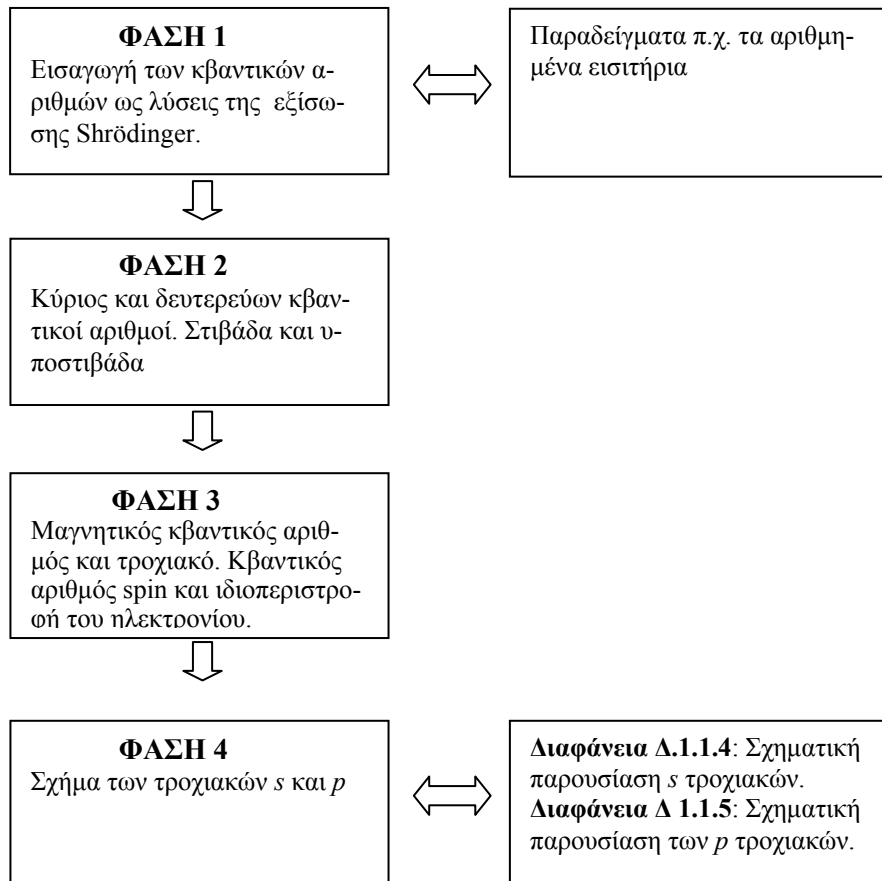
Δίνουμε πάλι με μορφή ορισμών τις έννοιες στιβάδας, υποστιβάδας και τροχιακού. Προσπαθούμε στη συνέχεια να μιλήσουμε για το σχήμα των τροχιακών λέγοντας ότι ουσιαστικά είναι οι *οριακές καμπύλες* (contour) οι οποίες περικλείουν χώρους στους οποίους το ηλεκτρόνιο έχει πολύ μεγάλη πιθανότητα να βρίσκεται (90-99%). Περιοριζόμαστε στο σχήμα των τροχιακών s και p δείχνοντας τις διαφάνειες Δ.1.1.4 και Δ.1.1.5. Αναφέρουμε ότι υπάρχουν ανάλογα σχήματα και για τα d και f τροχιακά και παραπέμπουμε σε διευθύνσεις του διαδικτύου, όπου μπορούν να έχουν πολύ καλές «εικόνες» για τα τροχιακά. Τονίζουμε τη σημασία του σχήματος του τροχιακού για τη «μελλοντική» συμπεριφορά, χημική, του ατόμου.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 8, 9, 31, 32, 34.
Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 33, 35, 36, 37, 38.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. G.L. Breneman. **“Order out oh Chaos: Shapes of Hydrogen Orbitals”** *J. Chem. Educ.* 65 (1988) 31. (Περιέχει σχήματα τροχιακών με το πρόγραμμα CAD από υπολογιστή).
2. R. D. Allendoerfer. **“Teaching the shape of the Hydrogenlike and Hybrid Atomic Orbitals”** *J. Chem. Educ.* 67 (1990) 37. (Προτάσεις για διαφάνειες από IBM PC).
3. <http://chem.leeds.ac.uk/>. Είναι η βασική διεύθυνση για αναζητήσεις σε θέματα Χημείας. Από το Site Guide και το recent research results περνάει κανείς σε επιμέρους διευθύνσεις.
4. <http://Jchemed.chem.wisc.edu/>. Η κεντρική διεύθυνση του περιοδικού Journal of Chemical Education. Χρειάζεται συνδρομή.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 3**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων****1.2 Αρχές δόμησης πολυηλεκτρονικών ατόμων****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να τοποθετεί τα ηλεκτρόνια σε υποστιβάδες και τροχιακά σε μη διεγερμένα πολυηλεκτρονικά άτομα ή και ιόντα με βάση τις αρχές της ηλεκτρονιακής δόμησης- aufbau- (αρχή ελάχιστης ενέργειας, απαγορευτική αρχή του Pauli, κανόνας του Hund).
- Να γράφει τους κβαντικούς τύπους των ηλεκτρονίων ενός ατόμου στοιχείου σε μη διεγερμένη κατάσταση π.χ. $1s^2 2s^2 2p^3$ για το στοιχείο με $Z=7$.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Μπορούμε να εισάγουμε τις αρχές δόμησης σαν ένα «κανονισμό μιας πολυκατοικίας» της οποίας τα διαμερίσματα -βλέπε τροχιακά - έχουν ταξινομηθεί και περιμένουν να «κατοικηθούν».

Ξεκινάμε με τη διατύπωση της απαγορευτικής αρχής του Pauli και της ερμηνεία της ως αρχή του αδιαχώρητου. Δείχνουμε στους μαθητές ότι με βάση αυτή την αρχή ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων τα οποία μπορεί να δεχτεί κάθε υποστιβάδα είναι αντίστοιχα: s^2 , p^6 , d^{10} και f^{14} . Οι αριθμοί αυτοί μπορούν να προκύψουν με σειρά από λογικές ερωτήσεις προς τους μαθητές και που αφορούν τις έννοιες του τροχιακού (τρεις ίδιοι κβαντικοί αριθμοί), της απαγορευτικής αρχής του Pauli και των δύο τιμών του αριθμού του spin. Έτσι π.χ. η υποστιβάδα p ($l=1$) έχει τρία τροχιακά ($m_l = -1, 0, 1$) που το καθένα «χωρά» δύο ηλεκτρόνια. Άρα η p υποστιβάδα μπορεί να δεχτεί μέχρι και 6 ηλεκτρόνια.

Είναι σημαντικό να κατανοήσουν οι μαθητές ότι κάθε πλήρες τροχιακό έχει 2 ηλεκτρόνια με αντίθετο spin σαν ένα, μη δεσμικό, ζεύγος ηλεκτρονίων. Υπάρχουν τροχιακά με μονήρη ηλεκτρόνια καθώς και κενά τροχιακά τα οποία αποκτούν υπόσταση όταν «αποικηθούν» από ηλεκτρόνια.

ΦΑΣΗ 2

Στη φάση αυτή αναπτύσσεται η αρχή της ελάχιστης ενέργειας. Ίσως είναι σκόπιμο να θυμίσουμε το παράδειγμα του φρέατος («πηγάδι με τον πυρήνα στον πυθμένα, με θέσεις που ανέρχονται προς το έδαφος, οπότε αποκτούν μηδενική δυναμική ενέργεια ... $-200 < -120 < -40 \dots < 0$). Επίσης ορίζουμε τις βασικές έννοιες: διέγερση ατόμου και ιοντισμός.

Ρωτάμε τους μαθητές από ποιους παράγοντες καθορίζεται η ενέργεια κάθε στιβάδας και υποστιβάδας, ή καλύτερα των ηλεκτρονίων που ανήκουν σε αυτές, καταλήγοντας σε αυτό που ήδη έχει τονιστεί δηλαδή το άθροισμα των n και l (έλξη και άπωση). Με βάση τη συζήτηση που θα ακολουθήσει διατυπώνουμε την αρχή της ελάχιστης ενέργειας από την οποία προκύπτει ο μνημονικός κανόνας για τη διαδοχική συμπλήρωση των ατομικών τροχιακών που απεικονίζεται στη Διαφάνεια Δ. 1.2.1.

ΦΑΣΗ 3

Εφαρμόζουμε τον παραπάνω μνημονικό κανόνα (φάση 2) για να βρούμε τις ηλεκτρονιακές δομές διαφόρων ατόμων, όπως π.χ. των ^{17}Cl , ^{20}Ca , ^{26}Fe , ^{24}Cr , ^{58}Ge .

Οι ηλεκτρονιακές αυτές δομές μπορούν να αποδίδονται σαν κβαντικοί τύποι π.χ. για το Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Μια άλλη επίσης ενδιαφέρουσα παράσταση είναι εκείνη της εξώτατης στιβάδας με τα τροχιακά της με μορφή τετραγωνιδίων. Σε κάθε τροχιακό τοποθετούνται ηλεκτρόνια με μορφή βελών $\uparrow$ ή $\downarrow$ για τα μονήρη και $\uparrow\downarrow$ για τα ζεύγη.

ΦΑΣΗ 4

Μπαίνοντας στον κανόνα της μεγίστης πολλαπλότητας του Hund καλό θα είναι να θυμίσουμε ότι πίσω από τις θεωρητικές αρχές υπάρχει πάντα το πείραμα και οι ιδιότητες της ύλης. Έτσι τονίζουμε ότι πέρα από τα ατομικά φάσματα πολύ σπουδαίο ρόλο στην αποκάλυψη της ηλεκτρονιακής δομής των στοιχείων παίζουν οι μαγνητικές ιδιότητές τους. Έτσι εδώ μπορεί να γίνει μια πρώτη σύνδεση

των μαγνητικών ιδιοτήτων με τον αριθμό των *μονήρων ηλεκτρονίων* τα οποία σε αντίθεση με τα ζεύγη έλκονται (ή απωθούνται) ισχυρά από μαγνητικά πεδία

Αναφέρουμε τον κανόνα του Hund διαλέγοντας τη διατύπωση που λει ότι «η πιο σταθερή κατανομή των e σε μια υποστιβάδα είναι εκείνη που δίνει τον μέγιστο δυνατό αριθμό μονήρων ηλεκτρονίων». Σαν παράδειγμα ζητάμε από τους μαθητές να γράψουν την ηλεκτρονιακή δόμηση των στοιχείων ${}^7\text{N}$ και ${}^{17}\text{Cl}$, κυρίως ότι αφορά την εξώτατη στιβάδα και τον αριθμό των μονήρων ηλεκτρονίων.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 11, 12, 39, 40, 47.

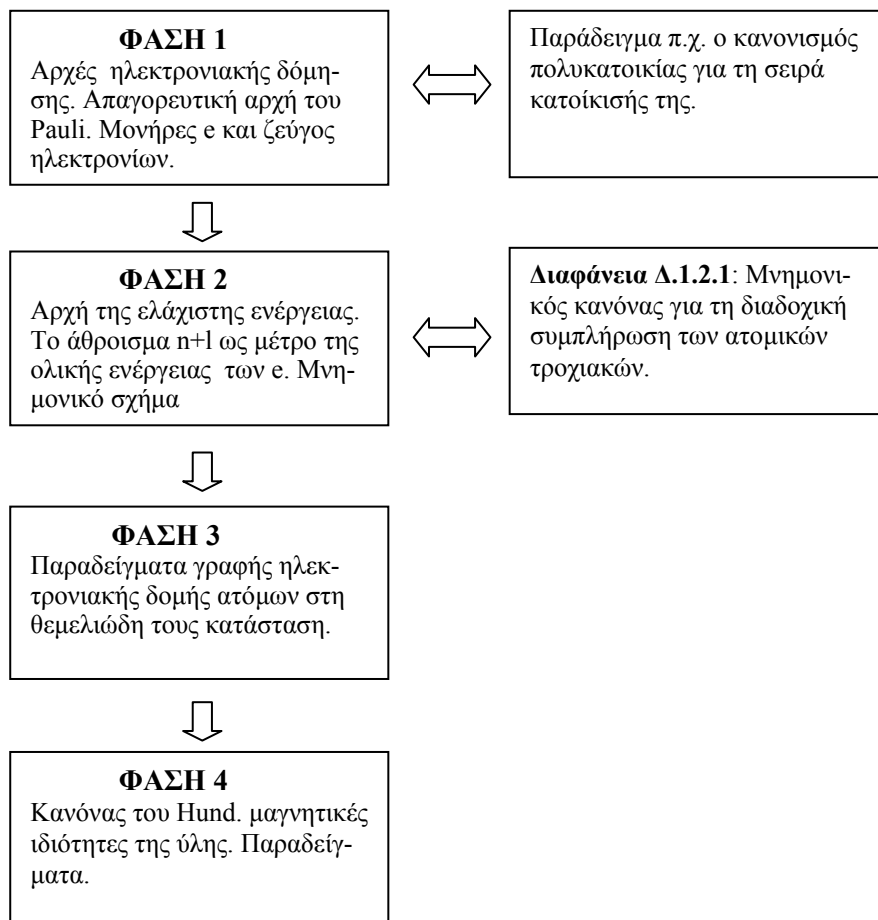
Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 41, 42, 43, 44, 45, 46.

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. N.Iza and MGil “A Mnemonic Method for Assigning the electronic Configuration of Atoms” *J. Chem.Educ.* 72 (1995) 1025. (Έχει πολλές σχετικές αναφορές)
2. M.L.Capbell. “The correct Interpretation oh Hund' s Rule as applied to Uncoupled States Orbital Diagrams”.*J. Chem.Educ.* 68 (1991) 134.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 4**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων****1.3α Δομή περιοδικού πίνακα****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να «κατασκευάζει» το σύγχρονο περιοδικό πίνακα με βάση την ατομική ηλεκτρονιακή δομή του κάθε στοιχείου.
- Να προσδιορίζει τη θέση (περίοδο και ομάδα σαν "συντεταγμένες") κάθε στοιχείου αν του δίνεται ο ατομικός του αριθμός. Το ίδιο να κάνει και για το αντίστροφο.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Αναφέρουμε την ιστορική εξέλιξη των προσπαθειών που έγιναν για την ταξινόμηση των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα, υπενθυμίζοντας τη ύλη που διδάχτηκε στην Α' Λυκείου. Στη συνέχεια τονίζουμε ότι η δομή του περιοδικού πίνακα στηρίζεται σήμερα στο νόμο περιοδικότητας του Moseley «**η χημική συμπεριφορά των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού**» και ότι η κατάταξη αυτή αίρει τις παλαιότερες «αναστροφές» όπως π.χ. των Ar και K. Όμως, ο νόμος αυτός δεν αιτιολογεί την ίδια την ύπαρξη του περιοδικού πίνακα. Εκείνο το οποίο μπορεί να ερμηνεύσει είναι η ύπαρξη των οικογενειών των στοιχείων, τη μεταβολή των ιδιοτήτων από στοιχείο σε στοιχείο κατά μήκος μιας περιόδου, το μεταβλητό μήκος των περιόδων, τον αριθμό των σπανίων γαιών κλπ. Μπορεί κανείς να συσχετίσει και να αιτιολογήσει την περιοδική κατάταξη των στοιχείων με την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων τους. Μη ξεχνάμε ότι αυτή η περιοδικότητα συσχετισμένη με την ηλεκτρονιακή δομή, αποτελεί μια έμμεση απόδειξη της ύπαρξης των ατόμων. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια

ΦΑΣΗ 2

Αναφέρουμε στους μαθητές ότι ο σύγχρονος περιοδικός πίνακας προκύπτει με την τοποθέτηση των στοιχείων κατά σειρά αυξανόμενου ατομικού αριθμού, Z . Έτσι προκύπτουν οι περίοδοι (οριζόντιες σειρές). Σε κάθε περίοδο ανήκουν στοιχεία των οποίων τα μη διεγερμένα άτομα έχουν τον ίδιο αριθμό στιβάδων ο οποίος ταυτίζεται με τον αριθμό της περιόδου. Κάνοντας την πρώτη σύνδεση με την ηλεκτρονιακή δομή τονίζουμε ότι οι περίοδοι αντιπροσωπεύουν τις 7 στιβάδες ($K - Q$) οι οποίες περιέχουν και καλύπτουν τα υπάρχοντα (112) στοιχεία.

Ομοίως προκύπτουν οι ομάδες που είναι οι κατακόρυφες στήλες του Π.Π. Ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους καθορίζει τον αριθμό της ομάδας στην οποία ανήκει το στοιχείο, εφόσον το στοιχείο ανήκει στις λεγόμενες Α ομάδες (πρωτεύουσες ομάδες κατά την παλαιότερη αρίθμηση). Το θέμα της ονομασίας ή αρίθμησης των ομάδων θέλει προσοχή μια και οι Π.Π. που κυκλοφορούν, αλλά και οι παραπομπές στα κείμενα, χρησιμοποιούν άλλοτε την παλαιά και άλλοτε τη νέα αρίθμηση.

Το σημείο αυτό συνδέει τον κλασικό τρόπο κατάταξης βάσει των χημικών ιδιοτήτων με την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων των στοιχείων και το ρόλο της «εξώτατης» στιβάδας. Μάλιστα ετοιμάζοντας το ρόλο των ατομικών μεγεθών μπορούμε να θέσουμε στους μαθητές το ερώτημα: Γιατί να υπάρχουν διαφορές στις ιδιότητες των στοιχείων που ανήκουν σε μια ομάδα;

ΦΑΣΗ 3

Θυμίζουμε το μνημονικό κανόνα και σχήμα πλήρωσης των υποστιβάδων ($1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d \dots$). Από το σημείο αυτό μπορούμε πια να προχωρήσουμε στη διαίρεση του Π.Π. σε τέσσερις τομείς οι οποίοι αντιπροσωπεύουν τις υποστιβάδες s ($l=0$), p ($l=1$), d ($l=2$) και f ($l=3$). Σε κάθε τομέα ανήκουν στοιχεία των οποίων η «εξώτατη» στιβάδα και υποστιβάδα πλέον, ημισυμπληρωμένη ή συμπληρωμένη, είναι s ή p ή d ή f .

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.1.3.2.

Εξηγούμε ότι ο τομέας s περιέχει δύο ομάδες (s^1 και s^2) που είναι τα αλκάλια και οι αλκαλικές γαίες, ο τομέας p περιέχει 6 ομάδες (από p^1 έως και p^6), ο τομέας d 10 ομάδες (από d^1 έως και d^{10} - στοιχεία μετάπτωσης) και ο τομέας f , 14 ομάδες (από f^1 έως και f^{14} - σπάνιες γαίες).

Άλλωστε και η νέα αρίθμηση των ομάδων αυτό το σχήμα εξυπηρετεί με τις 18 ομάδες, 2 *s*, 6 *p* και 10 *d*.

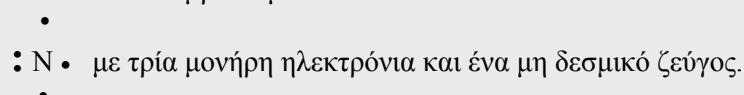
Αν λοιπόν για παράδειγμα ένα στοιχείο ανήκει στην τρίτη περίοδο και στην 17^η ομάδα θα έχει ηλεκτρονιακή δομή την: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ έχοντας τρεις στιβάδες και 7 (17-10) ηλεκτρόνια στην εξώτατη στιβάδα.

Όμοια ένα στοιχείο με ηλεκτρονιακή δομή $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ θα βρίσκεται στην 4^η περίοδο και στην 7^η (2 + 5) ομάδα. Θα είναι ένα στοιχείο μετάπτωσης μια και η *d* υποστιβάδα είναι ημισυμπληρωμένη (το Mn).

ΦΑΣΗ 4

Εδώ μπορούμε να συνοψίσουμε την όλη δομή του Π.Π. Την αρχική ταξινόμηση των στοιχείων με βάση τις χημικές τους ιδιότητες και τον ατομικό τους αριθμό και τη βαθύτερη αιτιολόγηση του η οποία προκύπτει από την ταξινόμηση με βάση την ηλεκτρονιακή τους δομή. Καλό είναι να θυμίσουμε ότι στο βάθος των πραγμάτων «κρύβεται» η *ατομική φασματοσκοπία* η οποία δίνει την πειραματική ταξινόμηση.

Ετοιμάζοντας την ηλεκτρονιακή γραφή των τύπων πια των ενώσεων κατά Lewis μπορούμε να δώσουμε τον αντίστοιχο συμβολισμό των στοιχείων και της εξώτατης τους στιβάδας κύρια για τους τομείς *s* και *p*. Έτσι π.χ. το άτομο του αζώτου με δομή $1s^1 2s^2 2p^3$ θα έχει κατά Lewis συμβολισμό:



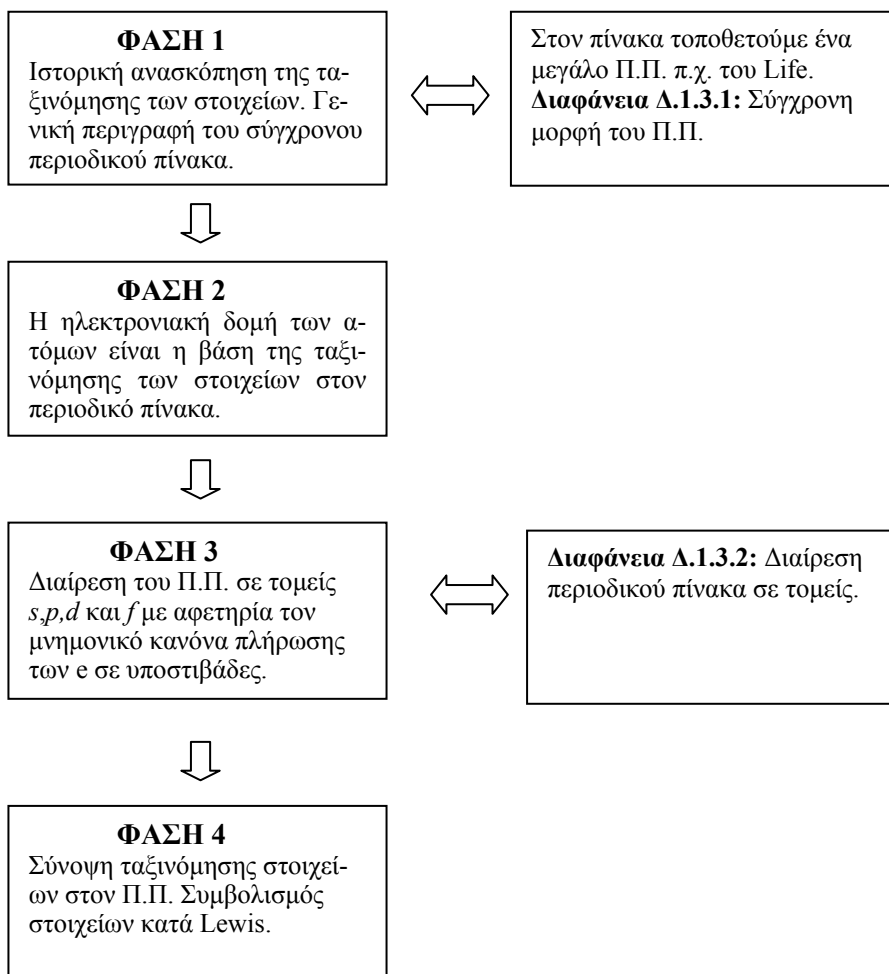
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 13, 48, 49.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 15, 17, 50, 51.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



BIBΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. W.C.Fernelius “**Some reflections on the Periodic Table and its Use**” *J. Chem.Educ.* 63 (1986) 263. (Αναφέρεται κυρίως στις χημικές ιδιότητες των στοιχείων σε συσχετισμό με την ηλεκτρονιακή δομή και τη θέση τους στον Περιοδικό Πίνακα).
2. G.Gorin. “**Mendeleev and Moseley. The principal Discoverers of the Periodic Law**”. *J. Chem.Educ.* 73 (1996) 490.(Ιστορική εξέλιξη του Περιοδικού Πίνακα).
3. J.A.Strong. “**The Periodic table and Electron Configurations**”. *J.Chem.Edu.* 63 (1986) 834. (Διδακτική παρουσίαση του τρόπου με τον οποίο συμπληρώνεται ο Περιοδικός Πίνακας. με βάση την ηλεκτρονιακή δομή).
4. E.R.Scerri. “**Chemistry, Spectroscopy, and the Question of Reduction**” *J. Chem.Edu.* 68 (1991) 122. (Συσχετισμός των χημικών ιδιοτήτων και της ηλεκτρονιακής δομής των ατόμων των στοιχείων για τη συμπλήρωση του Περιοδικού Πίνακα).
5. S.M.Blinder. “**Quantum Chemistry via the Periodic Law**” *J. Chem. Educ.* 58 (1981) 761.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 5**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων
1.3β Περιοδική τάση των στοιχείων. Στοιχεία μετάπτωσης****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να περιγράφει την περιοδική μεταβολή που παρατηρείται στις ιδιότητες των στοιχείων της 2^{ης} και 3^{ης} περιόδου (από το μεταλλικό στον αμεταλλικό χαρακτήρα), καθώς και των ενώσεων τους π.χ. των οξειδίων και χλωρίδιων τους.
- Να καταγράφει τις χαρακτηριστικές ιδιότητες των στοιχείων μετάπτωσης π.χ. ότι έχουν «πολλούς» αριθμούς οξείδωσης, είναι παραμαγνητικά κλπ.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Η βασική έννοια που κυριαρχεί στη διδακτική αυτή ώρα είναι εκείνη της *περιοδικότητας*. Μπορεί να «δανειστεί» κανείς τον όρο αυτό από την τριγωνομετρία, αναφέροντας την *περιοδική συνάρτηση* με παράδειγμα το ημίτονο μιας γωνίας ($\eta\mu 0^0$, $\eta\mu 180^0$ $\eta\mu 360^0$ κλπ.).

ΦΑΣΗ 2

Εδώ, η περιοδικότητα αφορά τις φυσικές και χημικές ιδιότητες των στοιχείων οι οποίες μεταβάλλονται με μια κανονικότητα, δηλαδή, κατά ορισμένα διαστήματα. Αυτή άλλωστε η κανονικότητα μας επιτρέπει να *προβλέπουμε* τις ιδιότητες ενός στοιχείου μέσα από εκείνες των γειτονικών του στοιχείων. Κλασικό παράδειγμα περιοδικής μεταβολής των ιδιοτήτων, φυσικών κατά πρώτον, είναι η γραφική παράσταση που δείχνει την μεταβολή του *ατομικού όγκου*, συναρτήσει του *Z*. Στο σημείο αυτό προβάλλεται η διαφάνεια Δ.1.3.3. Οι τιμές του ατομικού όγκου έχουν προκύψει από τις πυκνότητες των στοιχείων στους 20 °C και για την περίπτωση των αερίων από την πυκνότητά τους όταν είναι υγρά σε θερμοκρασία του σ.ζ. τους. Τονίζουμε ότι η περιοδικότητα που φαίνεται στον ατομικό όγκο υπάρχει και σε άλλες ιδιότητες, όπως π.χ. το σημείο ζέσεως και τήξεως.

Στη συνέχεια, θέλοντας να επεκτείνουμε την περιοδικότητα και στις χημικές ιδιότητες, ζητάμε από τους μαθητές να «κατασκευάσουν» περιοδικό πίνακα με τα 20 πρώτα στοιχεία (τρεις πρώτοι περίοδοι) και να εντοπίσουν την περιοδική μεταβολή που έχουν ορισμένες ιδιότητες των στοιχείων π.χ. ο αριθμός οξείδωσής.

ΦΑΣΗ 3

Επισημαίνουμε ότι η περιοδικότητα επεκτείνεται και στις ιδιότητες των χημικών ενώσεων των στοιχείων π.χ. των χλωριδίων ή οξειδίων τους. Χαρακτηριστικά αναφέρεται η περιοδική μεταβολή που παρουσιάζουν τα οξείδια στον όξινο ή βασικό χαρακτήρα. Ρωτάμε για παράδειγμα την περιοχή τιμών του pH διαλυμάτων που θα προκύψουν από τη διάλυση στο νερό των Na_2O , MgO , P_2O_5 και SO_3 .

Μπορούμε να επιλέξουμε τα *χλωρίδια*: NaCl , MgCl_2 , AlCl_3 , CCl_4 , NCl_3 , OCl_2 , Cl_2 , δείχνοντας την περιοδικότητα των ιδιοτήτων τους. Επίσης μπορούμε να συγκρίνουμε το NaCl με το CCl_4 ως προς την αγωγιμότητα των τηγμάτων τους και την αντίδρασή ή καλύτερα τη διαλυτότητά τους στο νερό. Με την ίδια λογική συγκρίνουμε τα LiCl και SiCl_4 , δείχνοντας τις όποιες αναλογίες και διαφορές τους. Ζητάμε από τους μαθητές να προβλέψουν τις ιδιότητες π.χ. του Rb_2O καθώς και του GeCl_4 , δείχνοντας ακριβώς τη σημασία του Π.Π. και τη δυνατότητα που παρέχει στην *πρόβλεψη* ιδιοτήτων. Θυμίζουμε τις αντιλήψεις του Mendellev και αναφερόμαστε στην περίπτωση του *εκα-πυριτίου*, του μετέπειτα γερμανίου.

ΦΑΣΗ 4

Στη συνέχεια αναφέρουμε τα FeCl_2 και FeCl_3 , τα δύο γνωστά χλωρίδια του Fe, ανοίγοντας έτσι τη συζήτηση για τα στοιχεία μετάπτωσης και τις ιδιότητές τους.

Τονίζουμε ότι τα στοιχεία αυτά ανήκουν στο *d* - τομέα του Π.Π και ότι οι ιδιότητες αυτών των στοιχείων επηρεάζονται και από την *d* υποστιβάδα η οποία είναι ασυμπλήρωτη.

Ζητάμε από τους μαθητές να δώσουν παραδείγματα ενώσεων των Mn και Cr, καταλήγοντας στην ύπαρξη πολλών αριθμών οξείδωσης

για τα στοιχεία αυτά. Εδώ είναι πιθανόν να αντιμετωπίσουμε ερωτήσεις σε ότι αφορά τον κανόνα «των οκτώ», αν οδηγηθούμε σε ηλεκτρονιακούς τύπους ιόντων, όπως π.χ. Cu^{2+} και Zn^{2+} . Δεν επεκτείνουμε τη συζήτηση μας, αλλά τονίζουμε την προτίμηση της φύσης σε σταθερές χημικές δομές συμπληρωμένης ή ημισυμπληρωμένης στιβάδας σθένους, όπως π.χ. συμβαίνει στην περίπτωση του Fe^{3+} .

Στη συνέχεια ορίζουμε τα σύμπλοκα άλατα ή καλύτερα τα σύμπλοκα ιόντα (κεντρικό άτομο, υποκαταστάτες, αριθμός ένταξης) και δίνουμε παραδείγματα, όπως π.χ. $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ και $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Στο θέμα των μαγνητικών ιδιοτήτων και του χρώματος γίνεται μια απλή αναφορά και σύνδεση με τα αντίστοιχα θέματα που διδάσκονται στην Φυσική. Γίνεται αν η συζήτηση επεκταθεί μια συσχέτιση των ιδιοτήτων αυτών με τα μονήρη -ασύζευκτα ηλεκτρόνια.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ- ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Στο σχολείο: 14, 15, 16, 17.

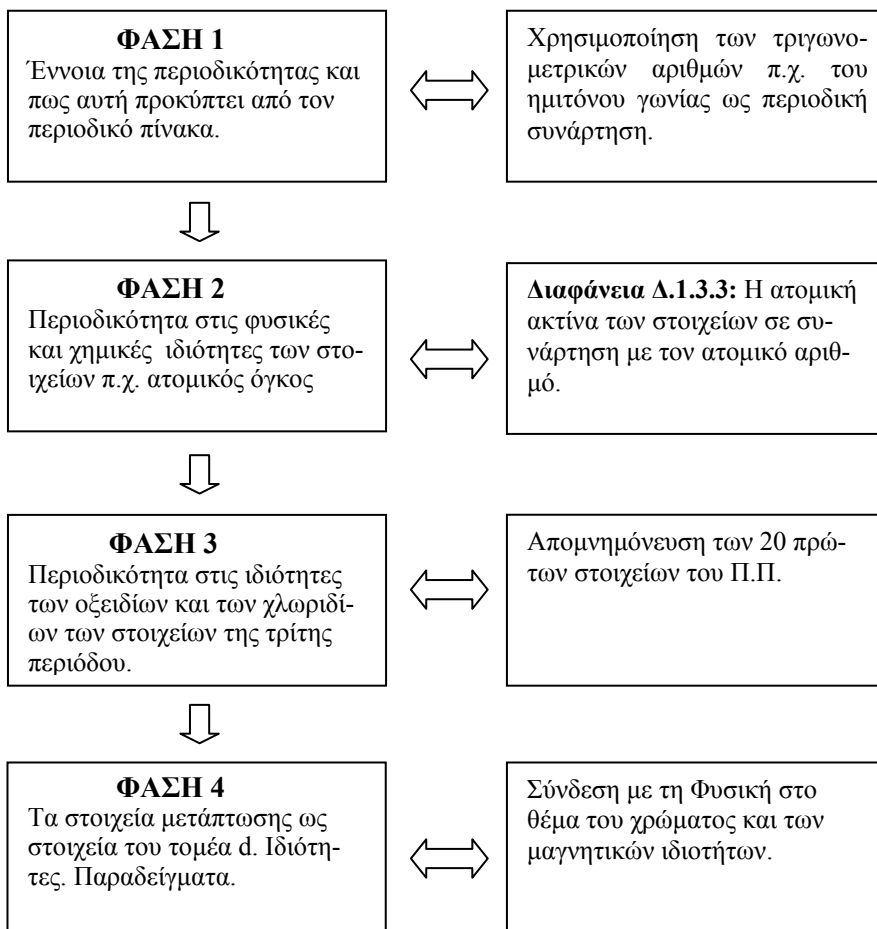
Στο σπίτι: 52, 53, 54.

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. R.T.Myers. “**The periodicity of Electron Affinity**” *J. Chem. Educ.* 67 (1990) 307. (Σχήμα και τιμές για την ηλεκτρονιοσυγγένεια των στοιχείων).
2. P.Mirone. “**How to get more from Ionization Energies in the teaching of Atomic Structure**” *J. Chem. Educ.* 68 (1991) 133.
3. “**Periodicity**” Teacher's Guide I. Nuffield Advanced Science. 1971, σελ.29-46. (Περιγράφονται οι μεταβολές βασικών ατομικών ιδιοτήτων στοιχείων και ιδιότητες ενώσεών τους).
4. <http://www.webelements.com/index/html>. (Έχει Π.Π. για εκτύπωση).
5. <http://www.shcf.ac.uk/~chem/web/elements>. (Πολλές πληροφορίες για κάθε στοιχείο).

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 6**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων****1.4 Περιοδική μεταβολή ορισμένων ατομικών ιδιοτήτων****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει μερικά θεμελιώδη χαρακτηριστικά του ατόμου, όπως είναι η ατομική ακτίνα, η ενέργεια ιοντισμού και η ηλεκτρονιοσυγγένεια.
- Να αναγνωρίζει ότι τα μεγέθη αυτά, μαζί με τον αριθμό ηλεκτρονίων εξώτατης στιβάδας, καθορίζουν τις ιδιότητες του ατόμου ενός στοιχείου.
- Να προβλέπει τη μεταβολή των τιμών των μεγεθών αυτών σε μια περίοδο και σε μια ομάδα.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Εδώ καλούμεθα να απαντήσουμε σε ορισμένα βασικά ερωτήματα, όπως γιατί υπάρχουν διαφορές στις ιδιότητες των στοιχείων που ανήκουν στην ίδια ομάδα του Π.Π. και πως, πέρα από τα ατομικά φάσματα, μπορούμε να επιβεβαιώσουμε πειραματικά την ηλεκτρονιακή δόμηση.

Αναφέρουμε αρχικά ότι εκτός από την «εξώτατη στιβάδα» υπάρχουν και κάποια άλλα χαρακτηριστικά, όπως η ατομική ακτίνα, η ενέργεια ιοντισμού και η ηλεκτρονιοσυγγένεια τα οποία καθορίζουν τη συμπεριφορά των ατόμων και δίνουν απάντηση στα ερωτήματα που τέθηκαν.

ΦΑΣΗ 2

Επισημαίνουμε τη δυσκολία να ορίσουμε την *ατομική ακτίνα* σε ένα κυματικό μοντέλο για το οποίο μάλιστα έχουμε μιλήσει για πιθανότητα εύρεσης του ηλεκτρονίου. Ξεπερνάμε τη δυσκολία αυτή μιλώντας για την κατανομή του ηλεκτρικού νέφους, ανεξάρτητα από το τυχόν σχήμα των υποστιβάδων. Δίνουμε ένα πειραματικό ορισμό

της ατομικής ακτίνας, ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων σε ένα μόριο στην κρυσταλλική του μορφή (μέτρηση με ακτίνες Χ). Αναφέρουμε τώρα το πως μεταβάλλεται το μέγεθος αυτό κατά μήκος μιας περιόδου και μιας ομάδας, αιτιολογώντας κάθε φορά τις μεταβολές αυτές. Στο σημείο αυτό προβάλλεται η σχετική διαφάνειες Δ.1.4.1. Μπορούμε μάλιστα να δώσουμε στους μαθητές τιμές των ατομικών ακτίνων σε nm για τα 20 πρώτα στοιχεία του Π.Π. και ζητάμε να αποδώσουν τα άτομα υπό κλίμακα (π.χ. 1 cm: 0,1 nm) σε μορφή κύκλων.

ΦΑΣΗ 3

Στη φάση αυτή επισημαίνουμε ότι η *ενέργεια ιοντισμού* αποτελεί ένα βασικό πειραματικό μέγεθος το οποίο αναδεικνύει το διαφορισμό των κβαντικών στιβάδων, αλλά και την ύπαρξη διαφορετικών ενεργειακών επιπέδων μέσα σε κάθε στιβάδα.

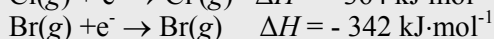
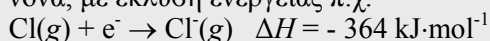
Αρχικά ορίζουμε την ενέργεια ιοντισμού και διακρίνουμε αυτή σε πρώτη, δεύτερη κοκ. ενέργεια ιοντισμού, αφού μιλάμε για πολυηλεκτρονιακά άτομα. Καλό είναι να έχουμε τις τιμές των ενεργειών ιοντισμού για το άτομο π.χ. του Na, δείχνοντας τις διαφορές (το πρώτο ηλεκτρόνιο απομακρύνεται «εύκολα», το δεύτερο δυσκολότερα κοκ.). Έτσι, προκύπτουν οι στιβάδες με $n=1, 2, 3$ αλλά και οι επιμέρους διαφορές στα 8 ηλεκτρόνια της $n=2$ σε 2, 3 και 3.

Στη συνέχεια προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.1.4.2 με την πρώτη ενέργεια ιοντισμού των στοιχείων συναρτήσει του Z όπου φαίνεται η περιοδικότητα στη μεταβολή. Εξηγούμε την αύξηση κατά μήκος μιας περιόδου και τη μείωση κατεβαίνοντας μια ομάδα.

Τέλος, τονίζουμε το *ενδόθερμο* της ενέργειας ιοντισμού μια και η ενέργεια προσδίδεται στο ουδέτερο άτομο, ώστε να απομακρυνθούν ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια.

ΦΑΣΗ 4

Ορίζουμε τι είναι ηλεκτρονιοσυγγένεια, επισημαίνοντας ότι η πρόσληψη ηλεκτρονίου από ουδέτερο άτομο συνοδεύεται, κατά κανόνα, με έκλυση ενέργειας π.χ.



Τι περιμένουν οι μαθητές για ανάλογη αντίδραση με άτομο F_2 ; Γενικεύουμε τη μεταβολή της ηλεκτρονιοσυγγένειας σε μια ομάδα.

ΦΑΣΗ 5

Με βάση τα θεμελιώδη ατομικά μεγέθη που ορίστηκαν στις προηγούμενες φάσεις, τα στοιχεία μπορούν να διακριθούν σε ηλεκτραρνητικά και σε ηλεκτροθετικά. Στη συνέχεια ρωτάμε τους μαθητές πως μεταβάλλεται ο ηλεκτροχημικός χαρακτήρας των στοιχείων σε συνάρτηση με τη θέση τους στον περιοδικό πίνακα. Με τη συζήτηση που θα ακολουθήσει οδηγούμαστε στο συμπέρασμα ότι τα πλέον ηλεκτραρνητικά στοιχεία βρίσκονται στο πάνω και δεξιό τμήμα του περιοδικού πίνακα, ενώ τα πλέον ηλεκτροθετικά βρίσκονται αριστερά και πάνω.

Έτσι, μπορεί να γίνει η διάκριση μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων. Τα αμέταλλα καταλαμβάνουν το πάνω δεξιό κομμάτι του περιοδικού πίνακα και κατέχουν περίπου το $\frac{1}{4}$ της συνολικής του έκτασης, ενώ τα μέταλλα καταλαμβάνουν σχεδόν όλο το υπόλοιπο κομμάτι του πίνακα, δηλαδή τα $\frac{3}{4}$ αυτού. Στη διαχωριστική γραμμή μεταξύ αυτών ή κοντά σ' αυτή βρίσκονται τα **ημιμέταλλα ή μεταλλοειδή**, που έχουν ιδιότητες μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων. Στο σημείο αυτό προβάλλεται η διαφάνεια Δ.1.4.3.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ-ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Στο σχολείο: 18, 19.

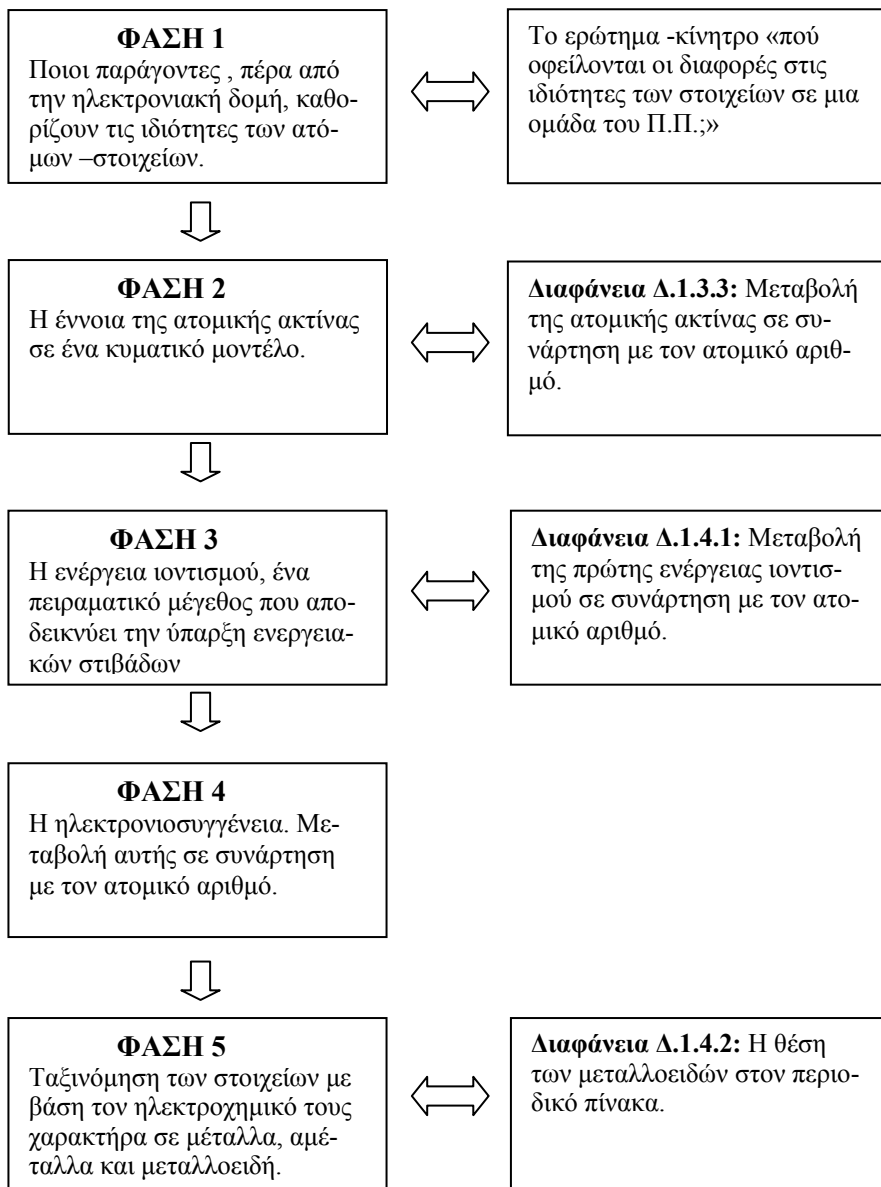
Στο σπίτι: 55, 56, 57, 58, 59, 60, 61.

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. E.C.M.Chen and W.E.Wentworth, "The experimental Values of Atomic Electron affinities. Their selection and periodic behavior" *J. Chem. Educ.* 52 (1975) 466.
2. M.Ping, L.Xiubin and W.Yankai., "A Formula for calculating Atomic Radii of Metals" *J. Chem. Edu.* 67 (1990) 218.
3. T.L.Meek, "Electronegativities of the Noble Gases" *J. Chem. Educ.* 72 (1995) 17.
4. R.T.Myers,. "The Periodicity of Electron Affinity" *J. Chem. Educ.* 67 (1990) 307.
5. Πίνακες με τιμές Ατομικού όγκου και Πυκνότητας για τα στερεά στοιχεία σε συνθήκες συνθήκες στο περιοδικό: *J. Chem. Educ.* 61 (1964).

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 7**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων****2.5α Ηλεκτρονιακοί τύποι -σχήματα μορίων****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να αναγνωρίζει τη σημασία των χημικών τύπων και ιδιαίτερα του ηλεκτρονιακού τύπου
- Να περιγράφει τον τρόπο σύνδεσης των ατόμων σε μερικά απλά μόρια, όπως π.χ. H_2 , O_2 , N_2 , HCl , H_2O , C_2H_4 .

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Σε πρώτη φάση κρίνουμε απαραίτητο να γίνει μια σχετικά εκτενής συζήτηση πάνω στο θέμα του Χημικού Δεσμού. Βάζουμε το θεμελιακό ερώτημα «γιατί και πώς ενώνονται τα άτομα μεταξύ τους» και θυμίζουμε τις βασικές αρχές και τα είδη χημικού δεσμού, όπως τα γνώρισαν οι μαθητές από την Α΄ Λυκείου.

Εξηγούμε τι είναι ιοντικός, μοριακός και μεταλλικός δεσμός και δίνουμε ένα παράδειγμα για κάθε περίπτωση. Τονίζουμε ότι η κινούμενη δύναμη σε κάθε περίπτωση είναι η τάση των στοιχείων να αποκτήσουν σταθερή ηλεκτρονιακή δομή (ανάλογη με εκείνη του πλησιέστερου τους ευγενούς αερίου στον Π.Π.). Μια και πρόσφατα ορίστηκε η *ηλεκτραρνητικότητα* χρησιμοποιείται η έννοια αυτή ως μέτρο κρίσης του είδους του δεσμού μεταξύ δύο στοιχείων.

Τέλος, γίνεται πρόβλεψη του τύπου-στοιχειομετρίας μερικών «μορίων», όπως π.χ. $NaCl$, $CaCl_2$, NH_3 , CH_4 με βάση την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων τους.

ΦΑΣΗ 2

Προτείνουμε τους κατά Lewis συμβολισμούς (LEDS, Lewis Electron Dot Structure) ως ένα τρόπο - πριν και πέρα από την κυματομηχανική (1916 έναντι 1925 της δεύτερης) - παράστασης του τύπου μοριακών κυρίως ενώσεων και ιόντων.

Ξεκινάμε δίνοντας τους συμβολισμούς κατά Lewis των στοιχείων της δευτέρας περιόδου του Π.Π., απεικονίζοντας με κουκίδες τα ηλεκτρόνια της εξώτατης στιβάδας. Τονίζουμε ότι ανάλογη δομή έχουν και τα μέλη της αντίστοιχης ομάδας της οποίας «επικεφαλής» είναι τα παραπάνω στοιχεία. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ..5.1.1.

Επισημαίνουμε την ισότητα του αριθμού των ηλεκτρονίων σθένους με τον αύξοντα αριθμό της ομάδας με βάση την «παλαιά αρίθμηση» των ομάδων του Π.Π. Ενώ, για τα στοιχεία του *p* τομέα και με βάση τη νέα αρίθμηση των ομάδων ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους ισούται με τον αριθμό της ομάδας – 10.

Στη συνέχεια δίνουμε τη βασική ιδέα της θεωρίας του Lewis που είναι η συμπλήρωση της εξώτατης στιβάδας με οκτώ ηλεκτρόνια μέσα από τη δημιουργία κοινού ή κοινών ζευγών ηλεκτρονίων με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων. Η έννοια της συνεισφοράς θέλει προσοχή και μπορεί να δοθεί εικονικά με την *επικάλυψη* - *overlap*- των ατομικών τροχιακών.

Έτσι μπορούμε να δώσουμε το συμβολισμό μερικών απλών μορίων, χωρίς να υπάρχει ανάγκη ειδικότερων κανόνων.

Μέσα από το συμβολισμό αυτό, ακόμα και για απλά μόρια όπως των F_2 , O_2 , N_2 , H_2O , NH_3 , C_2H_4 , C_2H_2 , μπορούμε να εισάγουμε, να ορίσουμε και να παραστήσουμε έννοιες, όπως

1. το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων
2. τον κανόνα της οκτάδας
3. τα μονήρη ηλεκτρόνια και ζεύγη ηλεκτρονίων
4. τα μη δεσμικά και δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων
5. τους απλούς και πολλαπλούς δεσμούς.

ΦΑΣΗ 3

Κλείνουμε την ενότητα αυτή με ένα ερώτημα που αφορά την αναγνώριση των τύπων μορίων με σχετικά πολύπλοκη δομή ως εισαγωγή στην επόμενη ενότητα.

Αν υπάρχει πεδίο επιγραμματικά αναφερόμαστε στην εξέλιξη των θεωριών γύρω από το χημικό δεσμό και κυρίως το μοριακό δεσμό, μιλώντας για τη θεωρία δεσμού σθένους (valence bond theory) και τη θεωρία των μοριακών τροχιακών (molecular orbital theory) ως την κυματομηχανική συνέχεια της θεωρίας Lewis.

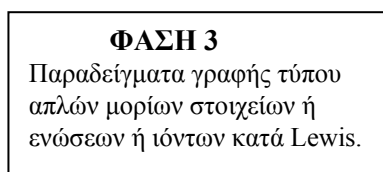
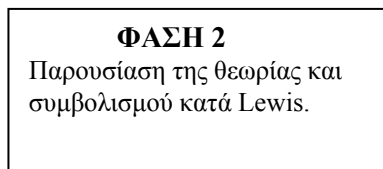
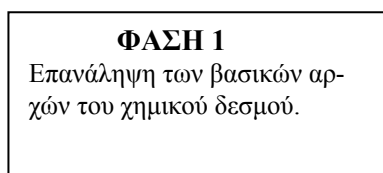
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 62.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 63, 64, 66.

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. R.L. Dekock. **“The Chemical Bond”** *J. Chem. Educ.* 64 (1987) 934. (Ένα πολύ σημαντικό άρθρο όπου συνοψίζονται τα διάφορα είδη δεσμού. Έμφαση στους τύπους κατά Lewis).
2. W.Y. Ahmad and S. Omar **“Drawing Lewis Structure: A Step - by- Step Approach”** *J. Chem. Educ.* 69 (1992)791.
3. M.E. Zandler and E.R. Talaty **“The "6N+2 Rule" for Writing Lewis Octet Structures”** *Chemical principles revised. J. Chem. Educ.* 61 (1984) 124.
4. J.Q. Paedo, **“Teaching a Model for Writing Lewis Structures”** *J. Chem.Edu.* 66 (1989) 456.
5. [http:// www. msi .com](http://www.msi.com). Μια διεύθυνση με τύπους μορίων (molecular simulation.). Από τη διεύθυνση αυτή ακολουθούμε τη web.lab.yiuer.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ**

Διαφάνεια Δ.5.1.1: Σύμβολα Lewis των στοιχείων που ανήκουν σε κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 8**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων
1.5β Ηλεκτρονικοί τύποι πολυατομικών μορίων****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να γράφει τους ηλεκτρονιακούς τύπους πολυατομικών μοριακών ή ιοντικών ενώσεων, όπως π.χ. HCN, HNO₂, HNO₃, HClO₄, NH₄NO₃, Mg(NO₃)₂, ακολουθώντας μια σειρά κανόνων.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Ξεκινάμε υπενθυμίζοντας τα όσα αναφέρθηκαν στο προηγούμενο μάθημα, περιγράφοντας τους ηλεκτρονιακούς τύπους απλών μορίων, όπως π.χ. της NH₃. Ρωτάμε τώρα τους μαθητές πως θα γράψουμε τον ηλεκτρονικό τύπο μορίων με σχετικά πολυπλοκότερη δομή, όπως π.χ. των HNO₃, του SO₂ κλπ.

Με αφορμή την απάντηση που θα πάρουμε, αναφέρουμε τους κανόνες που ισχύουν για τη γραφή των ηλεκτρονιακών τύπων κατά Lewis. Οι κανόνες αυτοί είναι καθαρά εκπαιδευτικοί και βοηθούν στη συστηματοποίηση των βημάτων που ακολουθούμε για την αναγραφή των τύπων αυτών.

Τονίζουμε ότι μέσα από τον ίδιο τύπο - συμβολισμό μπορούμε να αντλήσουμε πληροφορίες για τη δραστητικότητα της ένωσης, για το σχήμα του μορίου (όπως θα φανεί από την επόμενη παράγραφο) και για την τοπολογία - θέση και αλληλουχία των ατόμων- του μορίου. Για παράδειγμα μπορούμε να πούμε ότι το CH₄ είναι μια σταθερή ένωση σε συνήθεις συνθήκες μια και ικανοποιεί τον κανόνα της οκτάδας. Αντίθετα, η BH₃ αναμένεται να είναι ασταθής και δραστική, αφού δεν ικανοποιεί τον κανόνα της οκτάδας.

Δίνονται οι σχετικοί κανόνες για τη γραφή των ηλεκτρονιακών τύπων κατά Lewis (LEDS, Lewis Electron Dots Structure ή LOS ή κατά άλλους, Lewis Octet Structure). Οι κανόνες αυτοί θέλουν ανάληψη και κύρια η τοπολογία ή σκελετός της ένωσης ο οποίος απαιτεί κάποιες γνώσεις από τη χημεία της ένωσης της οποίας το μόριο συμβολίζεται. Για παράδειγμα το άτομο του υδρογόνου στα οξέα συνδέεται πάντα μέσω ατόμου οξυγόνου με το κεντρικό άτομο ($\text{H}-\text{O}-\text{NO}_2$).

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.5.1.2.

ΦΑΣΗ 2

Με βάση τώρα τους παραπάνω κανόνες-βήματα περιγράφουμε υπό μορφή παραδείγματος τους ηλεκτρονιακούς τύπους των HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HClO_4 , NH_4NO_3 , C_2H_2 , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Με βάση την περίπτωση του NH_4^+ εξηγούμε την περίπτωση του λεγόμενου ημιπολικού ή δοτικού δεσμού.

Με βάση το παράδειγμα της ένωσης $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ εισάγουμε την έννοια της συντακτικής ισομέρειας μια και υπάρχουν περισσότεροι του ενός αποδεκτοί «σκελετοί» άρα και σταθερές, κατά τη θεωρία, ενώσεις.

Στη φάση αυτή περιγράφονται οι ηλεκτρονιακοί τύποι ενώσεων για τις οποίες δεν ισχύει ο κανόνας της οκτάδας, όπως π.χ. BF_3 , PCl_5 και SF_6 . Με αφορμή τα παραδείγματα αυτά, τονίζουμε ότι η ηλεκτρονιακή θεωρία δεν ερμηνεύει το σύνολο των περιπτώσεων και ότι η κβαντική θεωρία δίνει σε πολλές περιπτώσεις την απάντηση στην ηλεκτρονιακή δόμηση των μορίων.

ΦΑΣΗ 3

Επισημάνουμε τις δυνατότητες και τις αδυναμίες της θεωρίας κατά Lewis, όπως π.χ. την υπέρβαση της οκτάδας στα PCl_5 , SF_6 .

Αν το επίπεδο της τάξης το επιτρέπει επεκτείνουμε τη συζήτηση και στους ημιπολικούς ή δοτικούς δεσμούς ο αριθμό των οποίων σε ένα άτομο μπορεί να προβλεφθεί (αριθμός ημιπολικών δεσμών = αριθμός ηλεκτρονίων εξώτατης στιβάδας $- \frac{1}{8}$ δεσμικών ηλεκτρονίων – μη δεσμικά ηλεκτρόνια).

Συνοψίζουμε τη συζήτηση γύρω από τους τύπους κατά Lewis τονίζοντας ότι υπήρξαν και είναι μια χρήσιμη αφετηρία για τους χημικούς σε θέματα ηλεκτρονιακής δομής πολλών μορίων, ιδιαίτερα στην περιοχή της οργανικής χημείας. Όμως επίσης πρέπει να τονιστεί ότι ο κανόνας της οκτάδας δεν ακολουθείται από όλα τα μόρια.

Όπως και στην προηγούμενη ενότητα τοποθετούμε τη θεωρία Lewis σαν εισαγωγή των δύο θεωριών που ακολούθησαν χρονικά και που στηρίζονται στις αρχές της κυματομηχανικής, δηλαδή της θεωρίας δεσμού -σθένους και της θεωρίας των μοριακών τροχιακών.

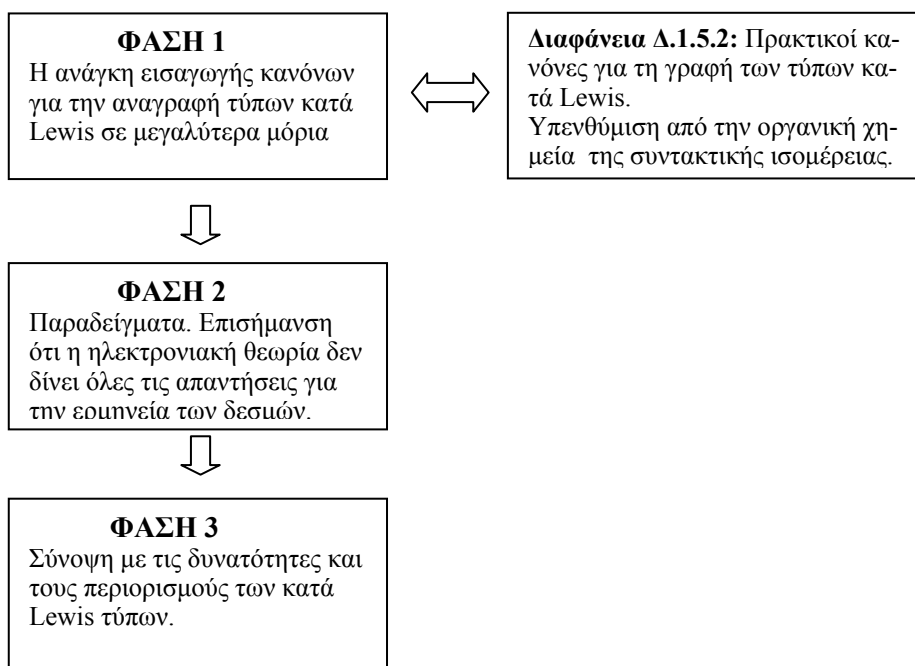
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 63.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 66.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



* Σαν ειδική βιβλιογραφία να χρησιμοποιηθεί εκείνη της ενότητας 7.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 9**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων
1.5γ Σχήματα μορίων -Θεωρία VSEPR****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να περιγράφει τη γεωμετρία (σχήμα) ορισμένων μορίων με τη βοήθεια της θεωρίας της ηλεκτρονιακής άπωσης, VSEPR.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Η ενότητα αυτή έχει ανάγκη από μια γενικότερη εισαγωγή. Σε αυτή θα πρέπει να αναφερθεί ότι οι φυσικές, χημικές και βιολογικές ιδιότητες των ενώσεων εξαρτώνται από τη δομή των μορίων τους. Έτσι για παράδειγμα η πολικότητα και ως εκ τούτου τα σημεία ζέσεως και τήξεως, η απορρόφηση της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας και η διαλυτότητα σε διάφορους διαλύτες μπορούν, ποιοτικά τουλάχιστον, να προβλεφθούν από τη γνώση της γεωμετρίας των μορίων τους. Επιπλέον οι βιοχημικές ιδιότητες, όπως η οσμή, η ενζυματική δράση, η τοξική-αντιτοξική δράση, η αλλεργική – αντιαλλεργική δράση, καθορίζονται από το σχήμα του μορίου.

Για να επεκτείνει τη δυνατότητα των αισθήσεών του ο άνθρωπος είτε χρησιμοποιεί όργανα είτε τη φαντασία του δημιουργώντας μοντέλα τα οποία υποστηρίζει πειραματικά με διάφορες τεχνικές, όπως ακτίνες X, φασματοσκοπικές τεχνικές και τεχνικές συντονισμού.

Ήδη από το 1916 μέσα από την *περίθλαση των ακτίνων X* έχει αποδειχθεί ότι οι μοριακές-ομοιοπολικές ενώσεις συνίστανται από διακριτά σωματίδια -μόρια τα οποία έχουν όλα ένα είδος γεωμετρικού σχήματος.

Κλείνοντας την εισαγωγή ζητάμε από τους μαθητές να γράψουν τον ηλεκτρονιακό κατά Lewis τύπο του H_2O , μιας ένωσης της οποίας γνωρίζουμε πολλές από τις ιδιότητές της. Στη συνέχεια επισημαίνουμε ορισμένες ιδιότητές του νερού, όπως π.χ. την πυκνότητα, την πολικότητά, βάζοντας θέμα και τη γεωμετρία του μορίου ως παράμετρο που διαμορφώνει τις ιδιότητές αυτές. Τελικά ανοίγουμε συζήτηση πως οι μαθητές *φαντάζονται* το σχήμα του μορίου του νερού (σε αέρια φάση χωρίς την επίδραση των γειτονικών μορίων).

ΦΑΣΗ 2

Με βάση την προηγούμενη συζήτηση αναφέρουμε τη θεωρία άπωσης των ηλεκτρονιακών νεφών, γνωστή ως Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR).

Σύμφωνα με τη θεωρία αυτή (V. Sidgwick and H.M. Powell, 1940) η γεωμετρία κάθε μορίου καθορίζεται *κυρίως* από τις απωστικές αλληλεπιδράσεις των κοινών ζευγών στη στιβάδα σθένους και τα οποία περιβάλλουν το *κεντρικό άτομο* (ως κεντρικό άτομο θεωρούμε πάντα το λιγότερα ηλεκτραρνητικό στοιχείο, ποτέ βέβαια το H). Αποτέλεσμα της άπωσης αυτής είναι ότι τα άτομα τείνουν να μεγιστοποιήσουν τις αποστάσεις τους και τις γωνίες που τα διαχωρίζουν. Η θεωρία διακρίνει τα ζεύγη ηλεκτρονίων σε δεσμικά και μη δεσμικά (μονήρη).

Η εφαρμογή της μεθόδου ξεκινά από την αναγραφή του κατά Lewis τύπου της ένωσης ή του πολυατομικού ιόντος και μέσα από αυτόν τον προσδιορισμό του αριθμού των δεσμικών και μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων που υπάρχουν γύρω από το κεντρικό άτομο.

Εφαρμόζουμε τη θεωρία αυτή για να προβλέψουμε το σχήμα μερικών απλών μορίων, όπως του BeCl_2 , BF_3 και CH_4 . Στα παραδείγματα αυτά επισημαίνουμε ότι το κεντρικό άτομο των μορίων δεν έχει μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων.

Επίσης, παρατηρούμε ότι όταν το κεντρικό άτομο του μορίου έχει δύο δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων τότε το μόριο είναι γραμμικό.

Όταν έχει τρία δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων τότε το μόριο έχει επίπεδη τριγωνική διάταξη, ενώ όταν το κεντρικό άτομο έχει τέσσερα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων τότε το μόριο έχει τετραεδρική διάταξη.

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.1.5.3.

ΦΑΣΗ 3

Στη συνέχεια προχωράμε σε περιπτώσεις μορίων, όπου το κεντρικό άτομο διαθέτει και μη δεσμικά ζεύγη τα οποία επηρεάζουν τη γεωμετρία των μορίων τους. Αυτό συμβαίνει, γιατί τα μη δεσμικά ζεύγη καταλαμβάνουν πιο πολύ χώρο απ' ό,τι τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων. Δίνουμε σχετικά παραδείγματα, όπως NH_3 , H_2O , $\text{HCH}=\text{O}$ και $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, ενώ προβάλλουμε τις διαφάνειες Δ.1.5.4. και Δ.1.5.5.

Στο σημείο αυτό έχει ενδιαφέρον να ζητήσουμε από τους μαθητές να ερμηνεύσουν τη διαφορά στις γωνίες δεσμού για τα H_2O ($104,5^\circ$) και H_2S ($92,2^\circ$). Εδώ, περιμένουμε την απάντηση ότι το S είναι λιγότερο ηλεκτραρνητικό του O με αποτέλεσμα να προκαλείται μικρότερη άπωση μεταξύ των ατόμων H.

Ομοίως ζητάμε από τους μαθητές να δικαιολογήσουν τη διαφορά στη γεωμετρία των BeH_2 (180°) και BH_2 (131°). Η διαφορά στις γωνίες δεσμού εξηγείται από το διαφορετικό αριθμό των μη δεσμικών ηλεκτρονίων στα δύο μόρια (ένα περισσότερο στο άτομο του βορίου).

ΦΑΣΗ 4

Συνοψίζουμε τα βασικά της θεωρίας VSEPR για την πρόβλεψη του σχήματος των μορίων. Επισημαίνουμε ότι οι αποκλίσεις της θεωρίας VSEPR από τα πειραματικά δεδομένα, οφείλεται στο γεγονός ότι η γεωμετρία των μορίων διαμορφώνεται και από πολλούς άλλους παράγοντες, εκτός από την άπωση των ηλεκτρονιακών ζευγών.

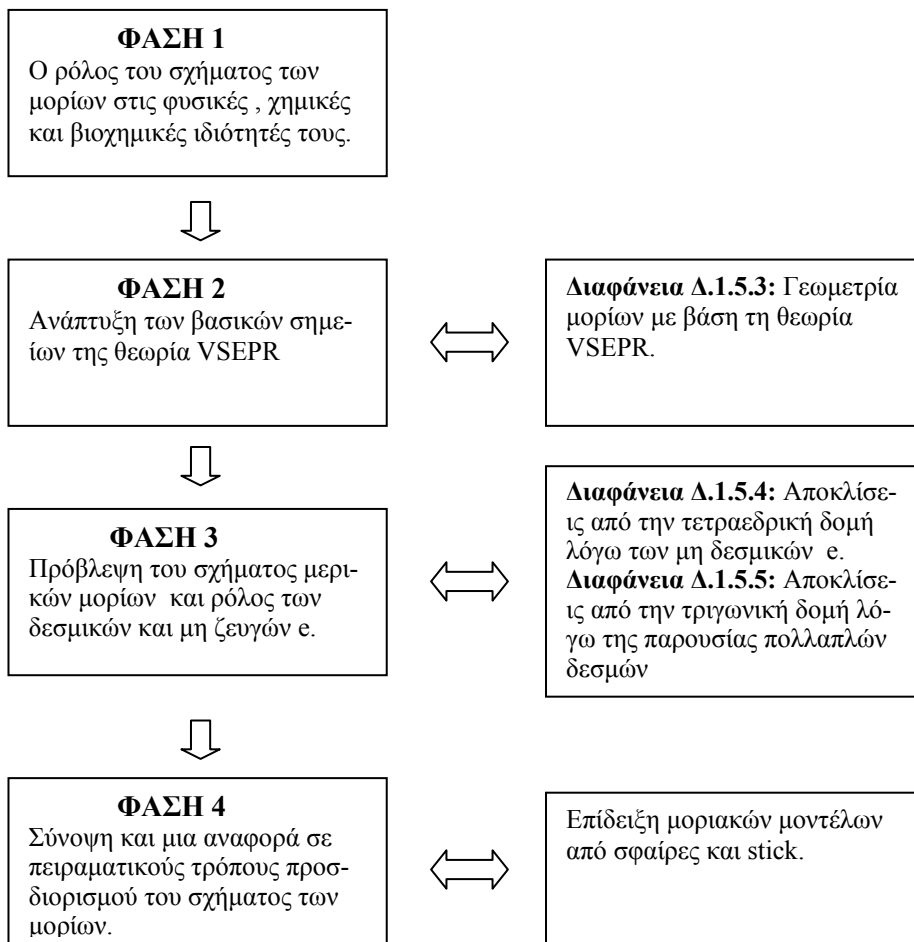
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 67, 69.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 68, 70, 71, 72.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. R.J.Gillespie, “**A Defense of the Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR) model**” *J. Chem.Educ.* 51 (1974) 367. (Ένα βασικό άρθρο ανάλυσης της θεωρίας VSEPR με σχετική βιβλιογραφία και παραπομπές).
2. D.Eberlin and M.Monroe., “**A different approach to Hybridization and Geometric Structure of Simple Molecules and Ions**” *J. Chem. Educ.* 59 (1982) 285. (Στη σειρά *Chemicals principles revisited*).
3. H.O. Desseyn, M.A. Herman and J. Mullens, “**Molecular Geometry**” *J. Chem. Educ.* 62 (1985) 220.
4. S.M. Al-Mousawi, “**Molecular Shape Prediction and the lone-Pair Electrons on the Central Atom**” *J. Chem. Educ.* 67 (1990) 861.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 10
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
Test αξιολόγησης 45 min

ΘΕΜΑ 1

- α. Πόσα τροχιακά υπάρχουν σε καθεμιά από τις παρακάτω υποστιβάδες: α. $4s$, β. $4p$, γ. $6d$, δ. $5f$;
 β. Να γραφούν οι τέσσερις κβαντικοί αριθμοί των ηλεκτρονίων που ανήκουν σε $3p$ τροχιακά.

ΘΕΜΑ 2

- α. Ποια είναι η ηλεκτρονιακή δομή των ιόντων: ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$, ${}_{19}\text{K}^{+}$, ${}_{35}\text{Br}^{-}$.
 Τι κοινό έχουν οι δομές αυτές;
 β. Γιατί η δεύτερη ενέργεια ιοντισμού του Li ($Z=3$) είναι πολύ μεγαλύτερη της αντίστοιχης του Be ($Z=4$);

ΘΕΜΑ 3

- α. Να γίνει αντιστοίχιση των στοιχείων της πρώτης στήλης με την ατομική ακτίνα τους που είναι γραμμένη στη δεύτερη στήλη.

στοιχείο	ατομική ακτίνα / Å
${}_{11}\text{Na}$	2,27
${}_{17}\text{Cl}$	1,54
${}_{19}\text{K}$	2,48
${}_{37}\text{Rb}$	0,99

- β. Να γραφούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των ομοιοπολικών ενώσεων: NH_3 , CO_2 , AlCl_3 , $\text{CH}_3\text{-CH}_3$, SBr_6 .

2. ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 11**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Χημική θερμοδυναμική****2.1α Ο πρώτος θερμοδυναμικός νόμος****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει τι είναι σύστημα, τι περιβάλλον και τι εσωτερική ενέργεια συστήματος.
- Να διατυπώνει και να εφαρμόζει τον πρώτο θερμοδυναμικό νόμο.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Γίνεται σύνδεση με την αντίστοιχη ύλη της Β' Λυκείου Κατεύθυνσης (κεφάλαιο 2: θερμοχημεία). Εκεί μελετήθηκαν τα ποσά θερμότητας τα οποία συνοδεύουν, ($\pm$), μια χημική αντίδραση. Εδώ, θα χρησιμοποιηθεί η ίδια προσέγγιση με ένα πιο γενικό και συστηματικό τρόπο, ώστε να μελετηθούν τόσο τα φυσικά όσο και τα χημικά φαινόμενα.

Βάζουμε τα θεμελιώδη ερωτήματα για τα οποία περιμένουμε απάντηση από την θερμοδυναμική, όπως:

1. αναμένεται μεταβολή, φυσική ή χημική σε μια ή περισσότερες ουσίες κάτω από ένα δεδομένο σύνολο συνθηκών;
2. μέχρι ποιο σημείο προχωράει η μεταβολή αυτή (απόδοση);
3. ποια ενεργειακή μεταβολή συνοδεύει τη μεταβολή αυτή τόσο στο *σύστημα* όσο και στο *περιβάλλον*;

Τονίζουμε το βασικό περιορισμό της θερμοδυναμικής που είναι η μη αναφορά στο *χρόνο* που χρειάζεται για να γίνει το φαινόμενο.

Εξηγούμε με απλά κατά το δυνατόν παραδείγματα τους όρους σύστημα (ανοικτό, κλειστό και απομονωμένο), περιβάλλον και ιδιότητες του συστήματος. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.1.1.

ΦΑΣΗ 2

Στη συνέχεια ορίζουμε τι είναι εσωτερική ενέργεια συστήματος, δίνοντας τη φυσική της σημασία, τονίζοντας ότι είναι το σύνολο όλων των δυνατών μορφών ενέργειας του συστήματος (κινητική, δυναμική ..).

Επισημαίνουμε τη δυνατότητα μέτρησης μόνο της ΔE και ότι η μεταβολή αυτή στην ενέργεια μεταφέρεται από ή προς το σύστημα ως *θερμότητα, q* και μηχανικό, *έργο, w* .

Επιστούμε την προσοχή στη σύμβαση του πρόσημου. Θετικό (+) όταν προσάγονται στο σύστημα και αρνητικό (-) όταν απάγονται από αυτό.

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.1.2.

Δείχνοντας την αλληλουχία και τη στενή σχέση των επιστημών, ρωτάμε τους μαθητές τι γνωρίζουν για τη διατήρηση της ενέργειας και με αφορμή τη συζήτηση που θα ακολουθήσει φτάνουμε στην διατύπωση του 1^{ου} θερμοδυναμικού νόμου ως το *νόμο διατήρησης της ενέργειας*. Διατυπώστε τον, αν θέλετε, πιο ελεύθερα, όπως «δεν μπορείς να πάρεις κάτι από το τίποτα».

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.1.3.

ΦΑΣΗ 3

Από τους δύο παράγοντες, θερμότητα και έργο, επιμένουμε τώρα κατ' αρχάς στο μηχανικό έργο το οποίο παράγεται από το σύστημα (προσοχή στο πρόσημο, $w = <0$, π.χ. εκτόνωση ενός αερίου) ή προσάγεται στο σύστημα ($w = >0$ π.χ. συμπίεση ενός αερίου). Θεωρούμε δηλαδή ότι έχουμε μια *αδιαβατική* ως λέγεται μεταβολή, οπότε $q = 0$. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τις διαφάνειες Δ.2.1.4 και Δ.2.1.5.

ΦΑΣΗ 4

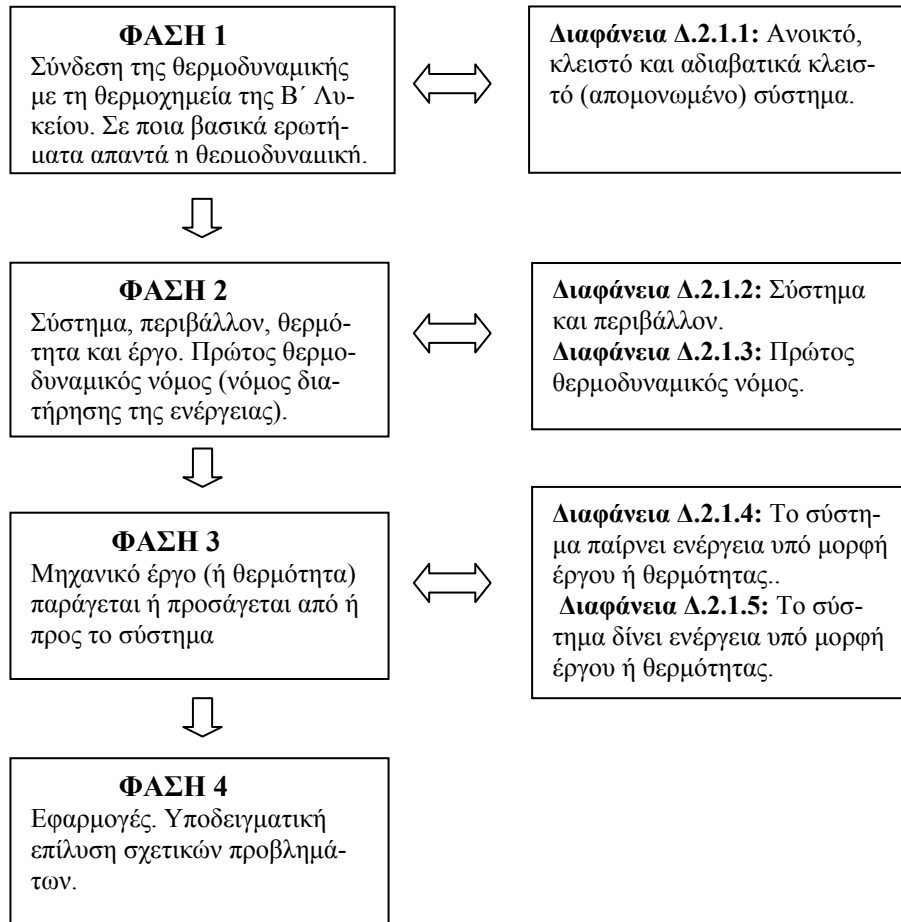
Επιλύουμε υποδειγματικά υπολογιστικά προβλήματα εφαρμογών του 1^{ου} θερμοδυναμικού νόμου από το βιβλίο του μαθητή.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ερωτήσεις -ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 1, 2, 21, 22. Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 12, 13, 14, 15, 16, 17.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 12

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Χημική θερμοδυναμική

2.1β 1ος θερμοδυναμικός νόμος. Ενθαλπία, μεταβολή ενθαλπίας αντίδρασης

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει και να επεξηγεί τη φυσική σημασία της ενθαλπίας ενός συστήματος και να ερμηνεύει τη σχέση $H = U + P \cdot V$
- Να επεξηγεί τη σχέση $q_p = \Delta H$ και να δικαιολογεί την ανάγκη εισαγωγής των πρότυπων συνθηκών.
- Να υπολογίζει τη ΔH^0 αντίδρασης από τις πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού, ΔH_f^0 , των ουσιών που μετέχουν στην αντίδραση.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Ξεκινάμε λύνοντας τα προβλήματα του 1^{ου} θερμοδυναμικού νόμου που είχαν δοθεί για εργασία στο σπίτι. Τονίζουμε ότι για τον προσδιορισμό της ΔU πρέπει να μετρηθούν η θερμότητα και το έργο. Είναι όμως δυνατόν να απλοποιηθεί η διαδικασία αν η μεταβολή γίνει υπό σταθερό όγκο, οπότε βέβαια $\Delta V = 0$.

Τότε για $\Delta V = 0$ ισχύουν: $w = 0$ και $\Delta U = q_v$.

Προσέξτε την από πρώτη ματιά αντινομία της τελευταίας σχέσης, όπου μια καταστατική ιδιότητα ορίζεται μέσα από μια βηματική ιδιότητα (path function). Όμως ο δείκτης v καθορίζει ακριβώς τον τρόπο που γίνεται η μεταβολή έτσι ώστε η τιμή της q να είναι ακριβής και ορισμένη.

ΦΑΣΗ 2

Τονίζουμε ότι σε πολλές περιπτώσεις είναι δύσκολο να πραγματοποιούνται μεταβολές σε εντελώς κλειστά δοχεία ($\Delta V=0$, αυτόκλειστα ή «βόμβες»). Αντίθετα, η συνήθης πρακτική λει ότ οι μεταβολές γίνονται σε ανοικτά δοχεία υπό σταθερή, ατμοσφαιρική πίεση.

Υπάρχει λοιπόν ανάγκη να εισαχθεί ένα «νέο» θερμοδυναμικό μέγεθος που δεν είναι άλλο από την *ενθαλπία* για την οποία έχει γίνει λόγος στην Β΄ Λυκείου (βλέπε θερμοχημεία).

Με τη βοήθεια των μαθητών και για ένα σύστημα στο οποίο προσάγεται θερμότητα (+q), αλλά εκτελείται έργο (-), καταλήγουμε στη σχέση: $q_P = \Delta U + P \cdot \Delta V$.

Κατόπιν προχωράμε στον ορισμό της ενθαλπίας και δίνουμε τη μαθηματική σχέση: $H = U + P \cdot V$ και την $\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V = q_P$

Τονίζουμε ότ σε περιπτώσεις όπου δεν υπεισέρχονται αέρια δεν παρατηρείται αξιοσημείωτη μεταβολή όγκου, $\Delta V \sim 0$ και $\Delta H = \Delta U$.

Θυμίζουμε ότ τα ποσά θερμότητας που εναλλάσσονται εξαρτώνται από τις συνθήκες (θερμοκρασία, φυσική κατάσταση των ουσιών). Για είναι λοιπόν συγκρίσιμα τα μεγέθη ορίζουμε ως *πρότυπες συνθήκες* αναφοράς τους 25 °C, πίεση 1 atm και οι ουσίες να είναι στην πιο σταθερά τους κατάσταση στις συνθήκες αυτές. Μιλάμε τότε για π.χ. *πρότυπη μεταβολή της ενθαλπίας* ΔH°

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.1.6.

ΦΑΣΗ 3

Θυμίζουμε στους μαθητές ότ από τις διάφορες αντιδράσεις άρα και μεταβολές ενθαλπίας ιδιαίτερη σημασία παρουσιάζει η ενθαλπία σχηματισμού των διαφόρων ενώσεων από τα στοιχεία τους (για τα οποία δεχόμεθα εξ ορισμού μηδενικό θερμικό περιεχόμενο), την ΔH_f° .

Υπενθυμίζουμε στους μαθητές το νόμο του Hess και δείχνουμε ότ τα προβλήματα τα οποία έλυναν με τη βοήθειά του μπορούν να επιλυθούν και με βάση τη σχέση:

$$\Delta H_{\text{αντίδρασης}}^\circ = \Delta H_f^\circ \text{ προϊόντων} - \Delta H_f^\circ \text{ αντιδρώντων}.$$

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ-ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Στο σχολείο: Παράδειγμα 2.3, 3.

Στο σπίτι: Εφαρμογή παραδείγματος και 18, 19.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ

ΦΑΣΗ 1

Μέτρηση της ΔU σε συνθήκες σταθερού όγκου οπότε είναι ίση με q_V



ΦΑΣΗ 2

Μεταβολές με σταθερή πίεση και ενθαλπία
 $\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V = q_p$



ΦΑΣΗ 3

Πρότυπες συνθήκες αναφοράς. Ενθαλπία σχηματισμού. Η ενθαλπία αντίδρασης ισούται με τη διαφορά ενθαλπίας σχηματισμού μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων.



Διαφάνεια 2.1.6: Ενθαλπία και σχέση μεταξύ ΔH και ΔU .

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 13**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Χημική θερμοδυναμική****2.2α Εντροπία , δεύτερος θερμοδυναμικός νόμος και χημικές αντιδράσεις****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει τι είναι αυθόρμητη μεταβολή.
- Να ορίζει την εντροπία ενός συστήματος ως μέτρο της αταξίας των δομικών του συστατικών.
- Να διατυπώνει το 2^ο θερμοδυναμικό νόμο.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Δίνουμε παραδείγματα *αυθόρμητων μεταβολών* από την καθημερινή ζωή. Με τον όρο αυθόρμητη σε μια μεταβολή εννοούμε ότι αυτή έχει μια *προτιμώμενη φορά* και γίνεται χωρίς εξωτερική παρέμβαση. Παρατηρούμε ότι οι αυθόρμητες μεταβολές είναι συνήθως εξώθερμες. Επίσης, επισημαίνουμε την απουσία του χρόνου ως παραμέτρου που μελετά η θερμοδυναμική για τις μεταβολές αυτές.

Για παράδειγμα αν δυο κομμάτια μέταλλο ένα θερμό και ένα ψυχρό έλθουν σε επαφή τότε *πάντα* η θερμότητα ρέει από το θερμότερο στο ψυχρότερο. Ποτέ αντίθετα.

Και οι χημικές αντιδράσεις έχουν και αυτές μια προτιμώμενη φορά. Για παράδειγμα μίγμα βενζίνης και O₂ παρουσία σπινθήρα δίνει H₂O και CO₂. Το αντίθετο δεν γίνεται...

ΦΑΣΗ 2

Δείχνουμε με παραδείγματα (διάλυση στερεού NH_4NO_3 , εξαέρωση υγρού νερού) ότι υπάρχουν και αυθόρμητες μεταβολές οι οποίες δεν είναι εξώθερμες, έχουν δηλαδή $\Delta H > 0$. Έτσι καταλήγουμε στο συμπέρασμα ότι το πρόσημο της ΔH από μόνο του δεν αρκεί για να χαρακτηρίσει το αυθόρμητο ή μη μιας μεταβολής, άρα και της αντίδρασης. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τις διαφάνειες Δ.2.2.1 και Δ.2.2.2.

ΦΑΣΗ 3

Τονίζουμε ότι η αυθόρμητη φορά των φαινομένων είναι αντικείμενο του δεύτερου θερμοδυναμικού νόμου.

Ορίζουμε την εντροπία ενός συστήματος μέσα από παραδείγματα, όπως είναι η εκτόνωση ενός αερίου, η ανάμιξη δύο υγρών προς ένα ομογενές μίγμα και το ανακάτεμα μια τράπουλας. Όλα αυτά οδηγούν σε τυχαίες κατανομές των μικροσκοπικών συστατικών του συστήματος (π.χ. μορίων) που είναι και οι πιο πιθανές. Συνδέεται λοιπόν η εντροπία με την αταξία των συστατικών του συστήματος.

Στην κλασική θερμοδυναμική η μεταβολή της εντροπίας ορίζεται ως $\Delta S = q_{\text{αντιστρεπτό}} / T$

Εδώ το $q_{\text{αντιστρεπτό}}$ φανερώνει το ποσό της θερμότητας το οποίο συνοδεύει τη μεταβολή αυτή που γίνεται υπό σταθερή θερμοκρασία.

Για παράδειγμα η ΔH της τήξης του πάγου στους 273 K είναι 6,01 kJ/mol. Άρα όταν λιώνει ο πάγος η αύξηση της εντροπίας που εκφράζεται ως αταξία των συστατικών του (μορίων του νερού) είναι: $\Delta S = 6010 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} / 273 \text{ K} = 22,0 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.2.3.

ΦΑΣΗ 4

Στην πολύ γενική του έκφραση ο δεύτερος θερμοδυναμικός νόμος αναφέρεται στη μεταβολή της εντροπίας του σύμπαντος. Η μεταβολή αυτή προκύπτει ως συνέπεια της μεταβολής του συστήματος. Ο όρος σύμπαν δηλαδή περιλαμβάνει το σύστημα και το περιβάλλον. Είναι δηλαδή $\Delta S_{\text{σύμπαντος}} = \Delta S_{\text{συστήματος}} + \Delta S_{\text{περιβάλλοντος}}$. Με βάση τα παραπάνω διατυπώνουμε τον 2^ο θερμοδυναμικό νόμο: $\Delta S_{\text{σύμπαντος}} = \Delta S_{\text{συστήματος}} + \Delta S_{\text{περιβάλλοντος}} > 0$. Πιο σωστό θα ήταν η ανισότητα να γράφεται ως $\Delta S_{\text{σύμπαντος}} \geq 0$ μια και σε αντιστρεπτές μεταβολές η μεταβολή στην εντροπία είναι 0. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.2.4.

ΦΑΣΗ 5

Συζητάμε για την εντροπία S των τριών φυσικών καταστάσεων καταλήγοντας στη σχέση:

$$S_{\text{αερίου}} \gg S_{\text{υγρού}} > S_{\text{στερεού}}$$

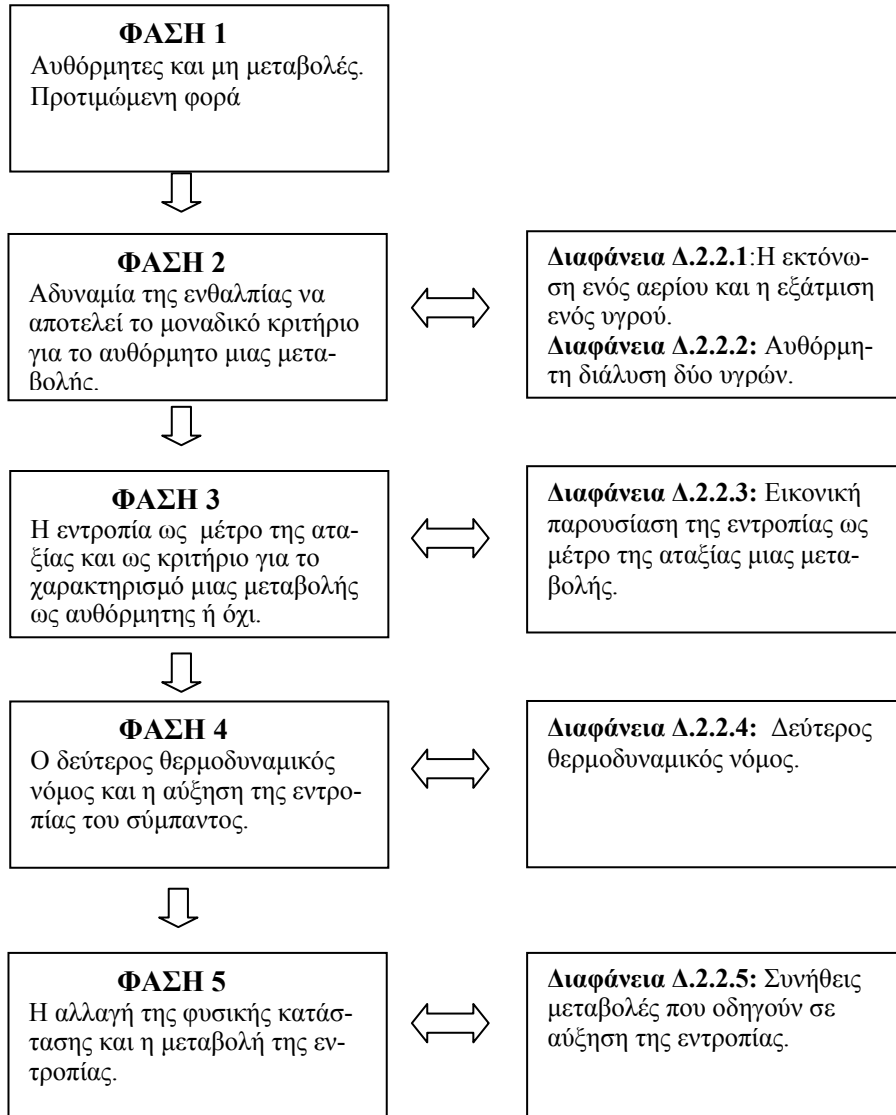
Στη συνέχεια ζητάμε από τους μαθητές να προβλέψουν το πρόσημο της μεταβολής, ΔS , για διάφορες μεταβολές. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.2.5.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παραδείγματα. 2.4 και 2.5
Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: Εφαρμογές των παραπάνω παραδειγμάτων και 21, 22, 23, 24.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 14

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Χημική θερμοδυναμική

2.2β Υπολογισμός ΔS^0 αντίδρασης

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να υπολογίζει τη μεταβολή της εντροπίας μιας αντίδρασης, ΔS^0 από τις τιμές της απόλυτης εντροπίας S^0 των αντιδρώντων και των προϊόντων.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Μετά τον ορισμό της εντροπίας, ως το μέτρο της αταξίας των δομικών μονάδων ενός συστήματος, και τη διατύπωση του δεύτερου νόμου της θερμοδυναμικής, ότι η προτιμώμενη φορά για κάθε μεταβολή είναι εκείνη η οποία αυξάνει την εντροπία του συστήματος (καλύτερα του σύμπαντος), μπορούμε να κάνουμε μερικές ποιοτικές προβλέψεις για διάφορες μεταβολές.

Έτσι, αν μια ουσία εκτονώνεται η εντροπία του συστήματος αυξάνεται, $\Delta S > 0$ (όταν μια ορισμένη ποσότητα καταλαμβάνει περισσότερο χώρο γίνεται πιο «άτακτη» στα μικροσκοπικά συστατικά της).

Όταν η θερμοκρασία αυξάνεται, υπό σταθερό όγκο, η εντροπία του συστήματος αυξάνεται (η ταχύτητα των μορίων μεγαλώνει και συνεπώς οι τυχαίες κινήσεις τους).

Η ανάμιξη δύο ουσιών αυξάνει την αταξία άρα και την εντροπία του συστήματος (η διάλυση π.χ. μιας ουσίας αυξάνει την εντροπία).

Κάθε διαδικασία η οποία αυξάνει τον αριθμό των σωματιδίων στο σύστημα έχει $\Delta S > 0$ π.χ. $H_2 \rightarrow 2H$, έχει $\Delta S > 0$.

Υπενθυμίζουμε επίσης στους μαθητές την αύξηση της εντροπίας μιας ουσίας όταν αυτή περνά από την στερεά φάση (περισσότερη τάξη στα μόρια), στην υγρή (λιγότερη τάξη) και τέλος στην αέρια (χαοτική κίνηση και μεγάλη αταξία).

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ..2.2.5.

ΦΑΣΗ 2

Θυμίζουμε ότι είναι αδύνατο να προσδιορίσουμε τις απόλυτες τιμές για την εσωτερική ενέργεια, U και την ενθαλπία, H και ότι για αυτά τα μεγέθη μπορούμε μόνο να υπολογίσουμε τις μεταβολές τους. Ορίσαμε μάλιστα τις πρότυπες συνθήκες, όπου τα στοιχεία έχουν ενθαλπία σχηματισμού μηδέν.

Αντίθετα, στην εντροπία η επιλογή του μηδενός δεν είναι αυθαίρετη. Ο τρίτος θερμοδυναμικός νόμος καθορίζει ότι η εντροπία κάθε τέλειου κρυστάλλου στο *απόλυτο μηδέν* είναι μηδέν.

Άρα με βάση το νόμο αυτό είναι δυνατόν να βρεθεί η *απόλυτη τιμή της εντροπίας* μιας ουσίας σε δεδομένη θερμοκρασία. Για τις πρότυπες συνθήκες η τιμή αυτή συμβολίζεται με S° και οι τιμές αυτής για ορισμένες ουσίες (στοιχεία -ενώσεις) δίνονται στο παράρτημα του βιβλίου του μαθητού.

ΦΑΣΗ 3

Οι τιμές του S° που υπάρχουν στο σχετικό πίνακα μας επιτρέπουν να υπολογίσουμε τη μεταβολή εντροπίας, ΔS° , για σώματα τα οποία υφίστανται μια χημική μεταβολή. Ο υπολογισμός είναι ακριβώς ο ίδιος με εκείνον που εφαρμόστηκε στην περίπτωση της ενθαλπίας.

Μέσα από μια σειρά παραδειγμάτων εύρεσης του πρόσημου του ΔS° για μια αντίδραση, προχωράμε στη διατύπωση και εφαρμογή της σχέσης:

$$\Delta S^\circ_{\text{αντίδρασης}} = \sum n S^\circ_{\text{προϊόντων}} - \sum m S^\circ_{\text{αντιδρώντων}}$$

Λύνουμε μια σειρά προβλημάτων εύρεσης του $\Delta S^\circ_{\text{αντίδρασης}}$. Συγκρίνουμε το αποτέλεσμα που βρίσκουμε (κυρίως στο πρόσημό του) με τη φύση και τη φορά της αντίδρασης. Υπενθυμίζουμε την αυξημένη εντροπία της αέριας κατάστασης έναντι της υγρής και αυτή έναντι της στερεάς..

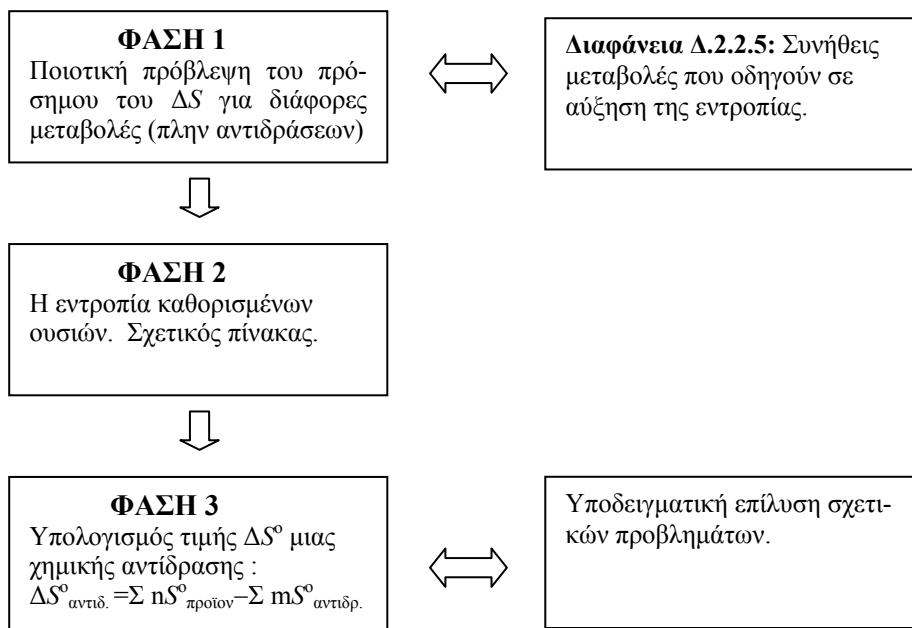
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παράδειγμα 2.5.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: Εφαρμογή του παραδείγματος και 25, 26.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 15**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Χημική θερμοδυναμική****2.3 Ελεύθερη ενέργεια****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει την ελεύθερη ενέργεια συστήματος G .
- Να αναφέρει και να ερμηνεύει τις σχέσεις :

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0 \text{ και}$$

$$\Delta G^0_{\text{αντίδρασης}} = \sum n \Delta G^0_{\text{προϊόντων}} - \sum m \Delta G^0_{\text{αντιδρώντων}}.$$

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Τονίζουμε ότι η μεταβολή (καλύτερα το πρόσημό) ΔS^0 ενός συστήματος δεν είναι από μόνο του κριτήριο για το αυθόρμητο ή μη μιας μεταβολής, όπως άλλωστε και η μεταβολή ΔH^0 .

Επίσης τονίζουμε ότι δεν είναι πάντα εφικτός ο υπολογισμός της ΔS^0 περιβάλλοντος ή σύμπαντος και διερωτώμεθα με πιο κριτήριο μπορεί ασφαλώς να χαρακτηριστεί μια μεταβολή - αντίδραση - ως αυθόρμητη.

Μας χρειάζεται δηλαδή ένας *διαιτητής* μεταξύ των δύο κριτηρίων για το αυθόρμητο μιας μεταβολής. Αφενός της μεταβολής της ενθαλπίας, ΔH ($\Delta H < 0$ για αυθόρμητη μεταβολή) και αφετέρου της μεταβολής της συνολικής ή συμπαντικής, εντροπίας, ΔS ($\Delta S > 0$ για αυθόρμητη μεταβολή).

Θα πρέπει λοιπόν να ορίσουμε ένα θερμοδυναμικό μέγεθος το οποίο να μπορούμε να χρησιμοποιούμε για την πρόβλεψη του αυθόρμητου των μεταβολών οι οποίες εξελίσσονται, υπό σταθερά θερμοκρασία και πίεση, συνθήκες που πληρούν οι περισσότερες χημικές αντιδράσεις.

ΦΑΣΗ 2

Αναφέρουμε τη σκέψη - πρόταση του Gibbs να ορίσει το μέγεθος της *ελεύθερης ενέργειας (κατά Gibbs)* ως μέτρο της ελεύθερης, διαθέσιμης, ενέργειας κάθε συστήματος. Αυτή συμβολίζεται με G , προς τιμή του Gibbs, και εκφράζεται μέσα από το δύο υπόλοιπα θερμοδυναμικά μεγέθη H και S : $G = H - T \cdot S$.

ΦΑΣΗ 3

Από τη προηγούμενη σχέση οδηγούμεθα στην $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ η οποία αφορά την ιδιότητα του συστήματος και μόνο.

Τονίζουμε ότι η σχέση αυτή είναι από τις πιο σημαντικές της χημείας. Επισημαίνουμε ότι το ΔS αφορά τη μεταβολή της εντροπίας του συστήματος και όχι τη συνολική μεταβολή εντροπίας του σύμπαντος. Αυτό καθιστά τον υπολογισμό πιο προσιτό.

Είναι φανερό ότι αν $\Delta H < 0$ και $\Delta S > 0$ (συνθήκες που καθιστούν μια μεταβολή αυθόρμητη), τότε είναι $\Delta G < 0$, πάντα υπό σταθερή θερμοκρασία και πίεση. Λογικά έρχεται το συμπέρασμα ότι αν $\Delta G > 0$, τότε η μεταβολή δεν είναι αυθόρμητη (η μεταβολή μπορεί να γίνει μόνο αν προσάγεται έργο στο σύστημα). Στην κατάσταση ισορροπίας είναι $\Delta G = 0$. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.3.1.

Επισημαίνουμε ότι μπορούμε να κρίνουμε, σε ποιοτική βάση, αν μια μεταβολή είναι εξώθερμη ή όχι (π.χ. το «σπάσιμο» ενός χημικού δεσμού είναι ενδόθερμο κλπ.). Επίσης μπορούμε να κρίνουμε τη μεταβολή της εντροπίας από τη μεταβολή της αταξίας των δομικών μονάδων του συστήματος. Συνεπώς, μπορούμε σε πολλές περιπτώσεις να κρίνουμε το πρόσημο του ΔG . Μόνο όταν $\Delta H > 0$ και $\Delta S > 0$ χρειαζόμαστε περισσότερες πληροφορίες για το πρόσημο της ΔG .

Σ' αυτές τις περιπτώσεις ο παράγοντας θερμοκρασία ελέγχει το πρόσημο του ΔG , παρόλο που οι τιμές των ΔH και η ΔS δεν αλλάζουν πολύ με τη θερμοκρασία. Το βλέπει κανείς και από τη βασική σχέση, $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$. Σε υψηλές θερμοκρασίες ο παράγων ΔS γίνεται σημαντικός και ελέγχει την τιμή της ΔG . Αντίθετα, σε συνήθη θερμοκρασία η ενθαλπία είναι ο παράγοντας που κατά κύριο λόγο διαμορφώνει την τιμή της ΔG .

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.3.2.

ΦΑΣΗ 4

Θυμίζουμε στους μαθητές ότι με βάση τις τιμές των ΔH°_f των διαφόρων ενώσεων (βλέπε παράρτημα στο βιβλίο του μαθητή), μπορούμε να υπολογίσουμε την ΔH μιας αντίδρασης (ή φυσικής μεταβολής) σε πρότυπες συνθήκες. Με την ίδια λογική μπορούμε να υπολογίσουμε την τιμή ΔS° μιας αντίδρασης.

Υπολογίζουμε την τιμή της ΔG για διάφορες αντιδράσεις. Αυτό γίνεται θεωρώντας ότι η τιμή των ΔH° και ΔS° δεν μεταβάλλονται αισθητά με τη θερμοκρασία ($\Delta H \approx \Delta H^\circ$ και $\Delta S \approx \Delta S^\circ$), οπότε υπολογίζεται η μεταβολή της ελεύθερης ενέργειας σε δεδομένη θερμοκρασία $\Delta G \approx \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$.

ΦΑΣΗ 5

Με το ίδιο σκεπτικό, όπως το ΔH°_f , μπορούμε να ορίσουμε την *πρότυπη ελεύθερη ενέργεια σχηματισμού*, ΔG°_f , όπου εξ ορισμού η ΔG°_f για τα χημικά στοιχεία είναι μηδέν. Οι τιμές αυτές δίνονται σε σχετικούς πίνακες (βλέπε παράρτημα στο βιβλίο του μαθητή).

Είναι δυνατός λοιπόν ο υπολογισμός της ΔG° μιας αντίδρασης μέσα από τις τιμές των τιμών ελεύθερων ενεργειών σχηματισμού, ΔG°_f :

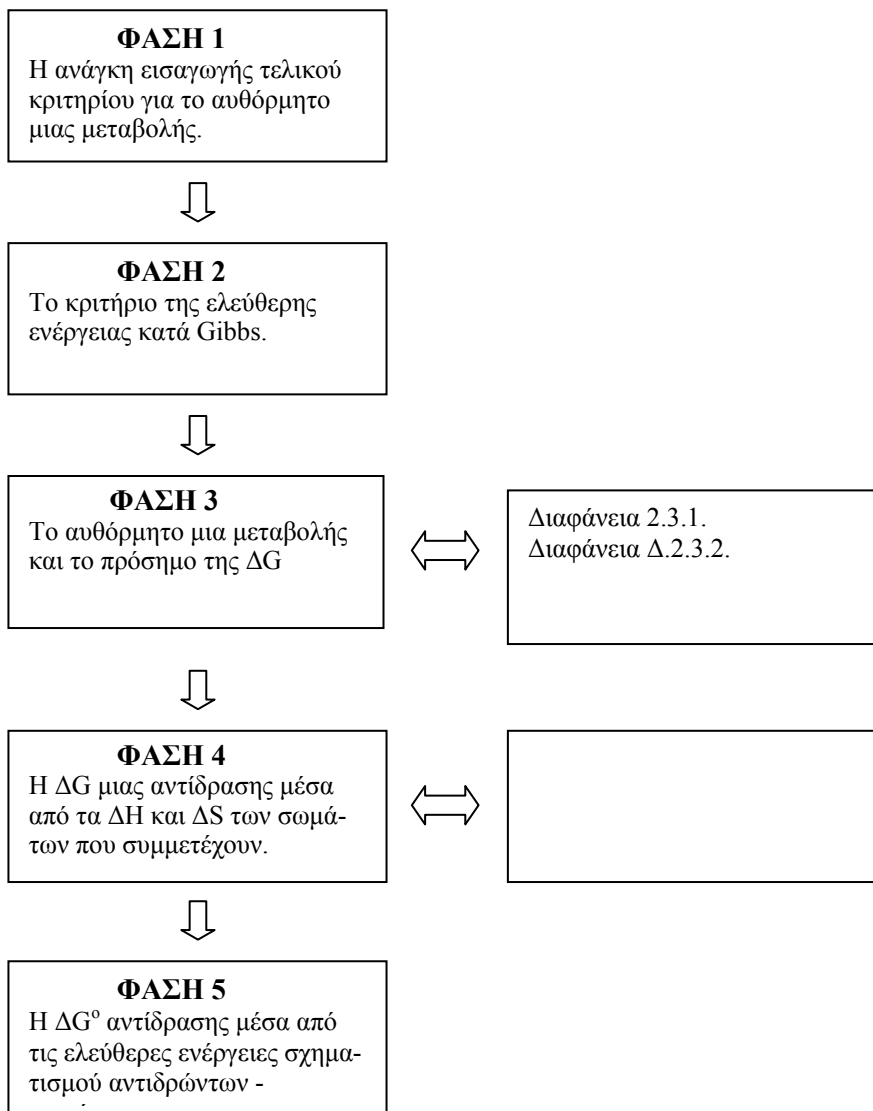
$$\Delta G^\circ_{\text{αντίδρασης}} = \sum n \Delta G^\circ_{f \text{προϊόντων}} - \sum n \Delta G^\circ_{f \text{αντιδρώντων}}$$
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παραδείγματα 2.6, 2.7, 2.8, 2.9, 2.10 και ερωτήσεις 7, 8, 9, 10 και 11.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 27, 28, 29, 30, 31.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 16

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:

Ελεύθερη ενέργεια και θερμοδυναμική σταθερότητα ένωσης
Ελεύθερη ενέργεια και χημική ισορροπία

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να συσχετίζει την τιμή της ΔG_f^0 με τη θερμοδυναμική σταθερότητα της ένωσης
- Να συσχετίζει την τιμή της ΔG της αντίδρασης, η οποία μετρά το αυθόρμητο ή όχι της μεταβολής, με την ποσοτική έκφραση της χημικής ισορροπίας, που είναι η τιμή της K_p .

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Από τους πίνακες των τιμών ελευθέρων ενεργειών σχηματισμού επιλέγουμε παραδείγματα ενώσεων για να δείξουμε την έννοια της θερμοδυναμικής σταθερότητας. Επισημαίνουμε ότι η τιμή της κανονικής ελεύθερης ενέργειας σχηματισμού μιας ένωσης αποτελεί μέτρο της θερμοδυναμικής σταθερότητας της ένωσης. Όταν $\Delta G_{\text{σχηματισμού}}^0 > 0$ ($\Delta G_{\text{διάσπασης}}^0 < 0$) η ένωση χαρακτηρίζεται θερμοδυναμικά ασταθής (ευνοείται η διάσπαση). Αντίθετα, όταν $\Delta G_{\text{σχηματισμού}}^0 < 0$ ($\Delta G_{\text{διάσπασης}}^0 > 0$) η ένωση χαρακτηρίζεται θερμοδυναμικά σταθερή (δεν ευνοείται η διάσπαση).

Υπενθυμίζουμε ότι ο όρος θερμοδυναμικός δεν περιλαμβάνει τον χρόνο δηλαδή την κινητική της μεταβολής. Μπορεί μια θερμοδυναμικά ασταθής ένωση να είναι πρακτικά σταθερή.

ΦΑΣΗ 2

Η σχέση ανάμεσα στην ΔG° και στην σύσταση ενός μίγματος που ισορροπεί είναι επίσης πολύ σημαντική για την χημεία. Αν οι συνθήκες είναι πρότυπες - πίεση 1 atm-τότε $\Delta G = \Delta G^\circ$. Αν όμως είναι διαφορετικές τότε αποδεικνύεται μέσω υπολογισμών ότι :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln Q$$

όπου Q ο καλούμενος λόγος ή πηλίκιο ή κριτήριο ισορροπίας της αντίδρασης

Στην ισορροπία είναι $\Delta G = 0$ και $Q = K_p$. Τότε η προηγούμενη σχέση καταλήγει στην :

$$K_p = -\Delta G^\circ / RT$$

Αυτή είναι η ζητούμενη σχέση μεταξύ της ΔG° και της σύστασης του συστήματος αντιδρώντων - προϊόντων στην ισορροπία

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.3.3.

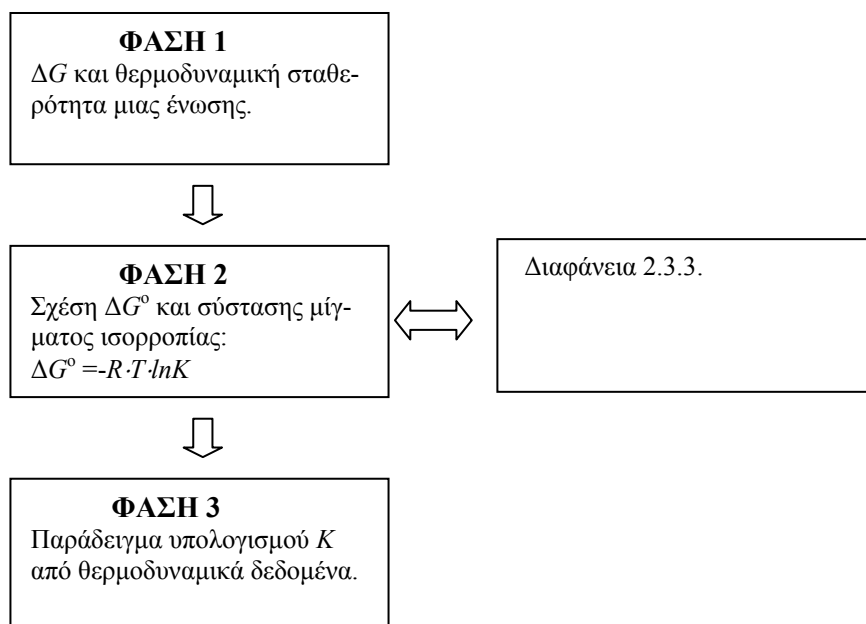
ΦΑΣΗ 3

Έχουμε λοιπόν την δυνατότητα να υπολογίζουμε την τιμή της σταθεράς ισορροπίας μιας αντίδρασης άρα και την σύσταση στην κατάσταση ισορροπίας, μέσα από θερμοδυναμικά δεδομένα και όχι χημικές αναλύσεις .

Σε μια αντίδραση που επιλέγουμε υπολογίζουμε την τιμή του ΔG° και από εκεί την τιμή της K_p της αντίδρασης σε μία ή περισσότερες θερμοκρασίες.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παραδείγματα 2.12, 2.13.
Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 37, 38.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ**

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 17

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:

2. 4. Εφαρμογές των θερμοδυναμικών νόμων στην ερμηνεία φαινομένων καθημερινής ζωής.

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να κατανοεί τη σημασία των θερμοδυναμικών νόμων στην καθημερινή ζωή.
- Να συνειδητοποιήσει ότι με βάση το 2^ο θερμοδυναμικό νόμο ζούμε σε ένα Σύμπαν στο οποίο η αταξία άρα και η εντροπία διαρκώς αυξάνονται.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Τονίζουμε ξανά ότι η θερμοδυναμική δεν είναι απλά ένα σύνολο αρχών και νόμων οι οποίοι εφαρμόζονται σε ιδανικά εργαστηριακά συστήματα

Συζητάμε με τους μαθητές τις ενεργειακές μεταβολές που λαμβάνουν χώρα σε *βιολογικά συστήματα* και για το πώς αυτές ακολουθούν τους νόμους της θερμοδυναμικής. Βέβαια οι ζώντες οργανισμοί είναι πολύπλοκα συστήματα και πρέπει να τα μελετάμε με πολλές προσεγγίσεις όταν εφαρμόζουμε σ' αυτά τους νόμους της θερμοδυναμικής (δες και το σχετικό *γνωρίζεις ότι*).

Γνωρίζουμε π.χ. ότι με βάση τον πρώτο θερμοδυναμικό νόμο οι ζωντανοί οργανισμοί χρειάζονται τροφή για να ζήσουν μια και δεν μπορούν να δημιουργήσουν ενέργεια από το μηδέν.

Επίσης από το δεύτερο θερμοδυναμικό νόμο προκύπτει ότι η ενέργεια από τις τροφές δεν μπορεί να χρησιμοποιείται σε ποσοστό 100 % λόγω απωλειών.

Όπως και να έχει το τελικό αποτέλεσμα της «ζωής» είναι η αύξηση της εντροπίας του σύμπαντος.

Πέρα από αυτό η θερμοδυναμική μπορεί να χρησιμοποιηθεί σε τεχνολογικά και κοινωνικά προβλήματα Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.4.1.

ΦΑΣΗ 2

Ως εφαρμογή των νόμων της θερμοδυναμικής στην παραγωγική διαδικασία επιλέγουμε τη μεταλλουργία του χαλκού.

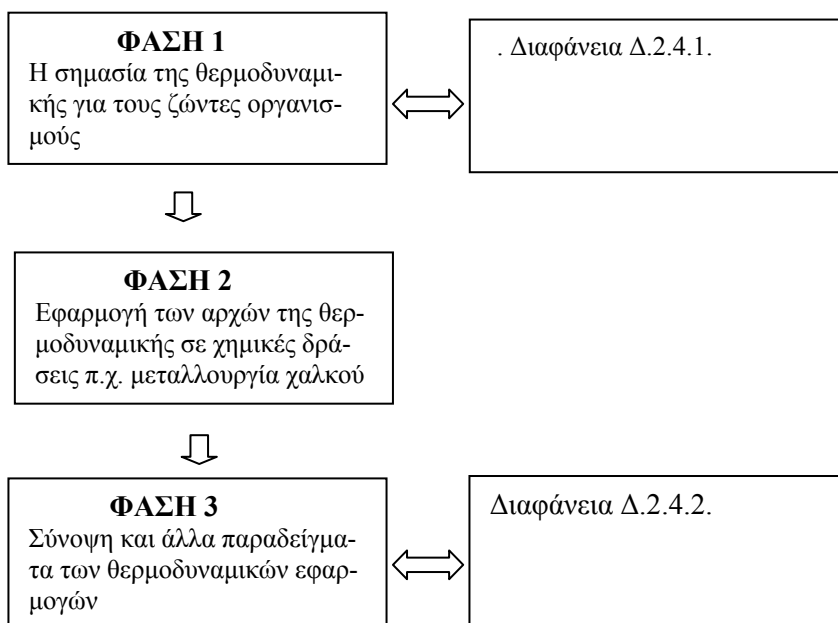
Ο χαλκός μπορεί να παραχθεί με πρώτη ύλη το θειούχο του ορυκτό χαλκοσίνη, Cu_2S με φρύξη (δηλαδή θέρμανση σε υψηλή θερμοκρασία παρουσία αέρα, οξειδωτική φρύξη) του. Δείχνουμε ότι αυτή, η φρύξη, σαν μια χημική αντίδραση, είναι θερμοδυναμικά επιτρεπτή.

ΦΑΣΗ 3

Συνεχίζουμε με άλλες μεταβολές οι οποίες είναι θερμοδυναμικά επιτρεπτές, όπως η μετατροπή του γραφίτη σε διαμάντι και καταλήγουμε σε πιο επίκαιρα και ενδιαφέροντα θέματα και παραδείγματα από τον αθλητισμό και την κοσμολογία Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.2.4.2.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

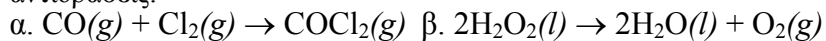
Προτεινόμενη εκπαιδευτική διαδικασία: Αντί άλλων προτείνετε η ανάγνωση του «γνωρίζεις ότι...» στο τέλος του κεφαλαίου, όπου γίνεται μια ευρύτερη συζήτηση στο θέμα της θερμοδυναμικής.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ**

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 18
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
Test αξιολόγησης 45 min

ΘΕΜΑ 1

Προβλέψτε χωρίς υπολογισμούς το πρόσημο του ΔS° για τις αντιδράσεις:



ΘΕΜΑ 2

Να χαρακτηρίσετε με Σ όσες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές και με Λ όσες είναι λανθασμένες.

- Σε κάθε αυθόρμητη μεταβολή η ενθαλπία του συστήματος ελαττώνεται.
- Σε κάθε αυθόρμητη μεταβολή η εντροπία του συστήματος αυξάνεται.
- Σε κάθε αυθόρμητη μεταβολή η εντροπία του σύμπαντος αυξάνεται.
- Σε κάθε αυθόρμητη μεταβολή η ελεύθερη ενέργεια του συστήματος παραμένει σταθερή.
- Σε κάθε αυθόρμητη μεταβολή η ελεύθερη ενέργεια του συστήματος ελαττώνεται.

ΘΕΜΑ 3

Η παραγωγή MgO από το MgCO_3 στηρίζεται στην αντίδραση:



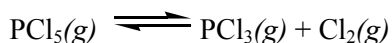
Να βρεθεί η ΔG° της αντίδρασης από τα δεδομένα του πίνακα:

ουσία	$\text{MgCO}_3(s)$	$\text{MgO}(s)$	$\text{CO}_2(g)$
$\Delta H^\circ_{\text{σχημ}}$ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	-1112,9	-601,7	-393,7
S° $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	65,7	26,8	197,9

- Να βρεθεί η ελάχιστη θερμοκρασία που απαιτείται για να αρχίσει η διάσπαση του MgCO_3 .

ΘΕΜΑ 4

Να υπολογιστεί η K_p της αντίδρασης:



αν δίνονται $\Delta G^\circ_{\text{σχημ}}$: $\text{PCl}_5(g)$: $-325 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, PCl_3 : $-286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

α. Σε όλες τις θερμοκρασίες, β. θερμοκρασίες με των 300 K.

$\Delta G^\circ = -75,6 \text{ kJ}$

α. $\Delta G^\circ = -92,27 \text{ kJ}$

**ΕΙΔΙΚΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ ΓΙΑ ΤΗ
ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ**

1. Mahan B.H. **“Elementary chemical thermodynamics”**. Benjamin N.Y.1963.
2. Cambell J.A. **“Why do chemical reactions occur”** Prentice-Hall , Englewood Cliffs 1964.
3. Bent H.A., **“The First Law ”** *J.Chem.Educ.* 50 (1973) 323.
4. MacWood G.E and Verhoek F.H, **“How can you tell Whether a reaction will occur ? ”** *J.Chem. Educ.* 38 (1961) 334.
5. Nash L.K. , **“Elementary Chemical thermodynamics”**, *J. Chem. Educ.* , 42 (1965) 26.
6. Soloway S., **“Order and Chaos”** *J. Chem. Educ.* 48 (1971) 292.
7. Tripp B.T. **“The definition of Heat”** *J.Chem. Educ.* 53(1976)762
8. Jonson P.M. **“Introducing entropy at A- Level”** *Education in Chemistry* March 1990 ,41
9. Tycodi R.J. , **“Spontaneity, Accessibility, Irreversibility, Useful Work”** *J.Chem. Educ.* 72 (1995) 103.
10. MacDonald J.J., **“Equilibrium, Free energy and Entropy”** *J,Chem. Educ.* 67 (1990) 380.
11. **www.** Μία από τις πολλές διευθύνσεις γύρω από την χημεία είναι και η : **www.chem.ualberat.ca/~plambek /chem/**
Το κείμενο γύρω από τη θερμοδυναμική είναι πολύ ενδιαφέρον.

***3. ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ
ΙΟΝΤΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ***

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 19
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
Οξέα και βάσεις. Ιοντικά υδατικά διαλύματα.

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να διακρίνει τα δύο βασικά είδη χημικού δεσμού δίνοντας ταυτόχρονα μερικά παραδείγματα.
- Να περιγράφει το μηχανισμό της διάλυσης - διάστασης στο νερό για μια ιοντικού δεσμού ένωση.
- Να περιγράφει την αντίδραση ιοντισμού για την περίπτωση ενώσεων μοριακού (ομοιοπολικού) δεσμού.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Το κεφάλαιο που ακολουθεί έχει ανάγκη από μια μεγάλη εισαγωγή μια και σ' αυτό εμπλέκονται θέματα που αφορούν το χημικό δεσμό, τις προσθετικές ιδιότητες διαλυμάτων, τη χημική ισορροπία και τη χημική αντίδραση γενικά.

Σε πρώτη φάση ζητάμε από τους μαθητές να αναφέρουν τα δύο βασικά είδη δεσμού τονίζοντας για τον καθένα τη φύση της δύναμης που αποτελεί το αίτιο του δεσμού (π.χ. δύναμη Coulomb για τον ιοντικό δεσμό). Κυρίως τονίζουμε την παρουσία των *iónτων* μέσα στους ιοντικού δεσμού κρυστάλλους καθώς και την κατανομή του ηλεκτρικού φορτίου σε *πολωμένες* μοριακού δεσμού ενώσεις. Ζητάμε επίσης να δώσουν παραδείγματα για κάθε περίπτωση.

Τέλος, ζητάμε από τους μαθητές να γράψουν τους ηλεκτρονιακούς τύπους αφενός των HCl, NH₃ και αφετέρου των NaCl και NaOH.

ΦΑΣΗ 2

Στη συνέχεια θυμίζουμε στους μαθητές τη διάκριση των ενώσεων σε *ηλεκτρολύτες* και *μη ηλεκτρολύτες* με κύρια διάκριση την ηλεκτρική αγωγιμότητα των υδατικών τους διαλυμάτων και των τηγμάτων τους. Αναφέρουμε και το σχετικό πείραμα που εξετέλεσαν στην Β' Λυκείου.

Κατόπιν αναφέρουμε την θεωρία του Arrhenius (1887) ο οποίος εισήγαγε την *διάσταση σε ιόντα* όταν οι ενώσεις αυτές (ηλεκτρολύτες) διαλύονται στο νερό ανεξάρτητα από την ύπαρξη ηλεκτρικού πεδίου. Τονίζουμε μάλιστα ότι ο Arrhenius υπεστήριξε τη θεωρία του και με τη μέτρηση των προσθετικών ιδιοτήτων των διαλυμάτων αυτών.

Ζητάμε τώρα από τους μαθητές να μας ορίσουν τις έννοιες οξύ και βάση και άλας, με τη θεωρία του Arrhenius, τονίζοντας ότι η θεωρία αυτή καλύπτει μόνο τα υδατικά διαλύματα. Δίνουμε αντίστοιχα παραδείγματα *διάστασης*, γενικά, των ηλεκτρολυτών.

ΦΑΣΗ 3

Στη φάση αυτή στηριγμένοι σε πιο σύγχρονες αντιλήψεις πάνω στα θέματα του χημικού δεσμού κάνουμε μια πρώτη διάκριση για την διάλυση- διάσταση των ηλεκτρολυτών.

Έτσι προκειμένου για ιοντικές ενώσεις μιλάμε για *διάσταση* του υπάρχοντος δεσμού και απελευθέρωση των ήδη υπαρχόντων ιόντων (διάσταση ίσον λύσιμο δεσμού, όπως ζευγάρι σε διάσταση). Μπορούμε να πούμε ότι αυτή προκαλείται από μείωση των δυνάμεων Coulomb, οφειλόμενη στα μόρια του διαλύτη. Θυμίζουμε τον αντίστοιχο νόμο από τη φυσική και τη *διηλεκτρική σταθερά* του διαλύτη

Προκειμένου για μοριακές ενώσεις μιλάμε για την *αντίδραση ιοντισμού*, σαν μια αντίδραση μεταξύ της ένωσης και των μορίων του διαλύτη. Δίνουμε παραδείγματα, όπως η διάσταση του NaCl και ο ιοντισμός των HCl και HF (βάζοντας για πρώτη φορά ποιοτικά και την έννοια της ισχύος) και των NaOH και NH₃ από τις βάσεις

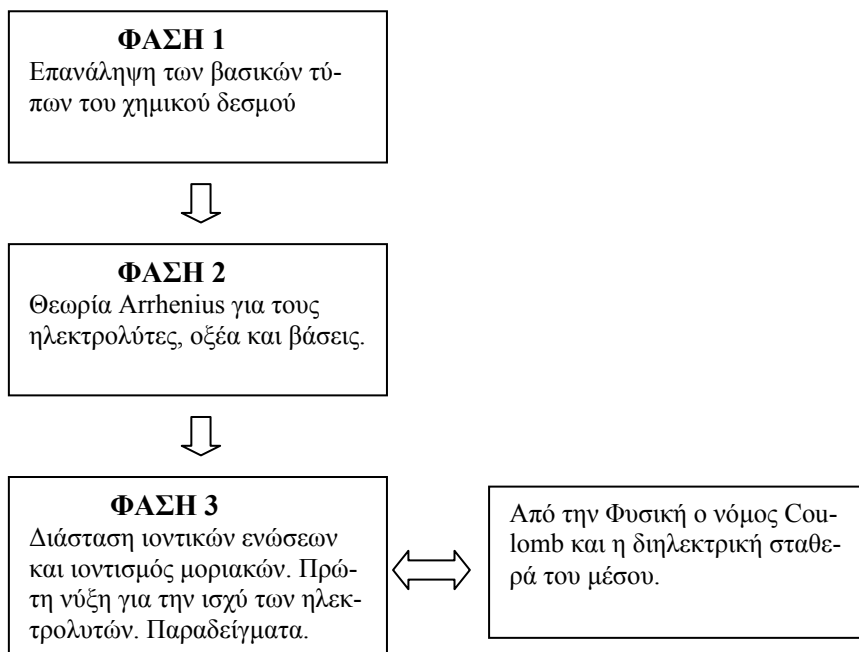
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 1,3.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 4.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 20
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
Οξέα και βάσεις κατά Brønsted- Lowry

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει τα οξέα και τις βάσεις σύμφωνα με την παραπάνω θεωρία και να αναγνωρίζει την έννοια του ζεύγους οξέος και συζυγούς βάσης και αντίστροφα..
- Να συγκρίνει τις δύο θεωρίες αναφέροντας τις δυνατότητες κάθε μιας και να αντιλαμβάνεται ότι η θεωρία Arrhenius είναι μερική, αλλά χρήσιμη, περίπτωση της θεωρίας των Brønsted- Lowry.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Ζητάμε από τους μαθητές να πουν τι συμβαίνει σε μια εξουδετέρωση, κατά Arrhenius όπως λέγεται, μεταξύ υδατικών διαλυμάτων οξέος π.χ. HCl και βάσης π.χ. NH_3 . Κατόπιν αναφέρουμε ότι η ίδια αντίδραση γίνεται και όταν το οξύ - βάση είναι σε αέρια φάση. Πώς, γίνεται αυτό με ποιο μηχανισμό; Ακριβώς η ερώτηση αυτή εισάγει τον πιο γενικευμένο ορισμό οξέων- βάσεων κατά Brønsted- Lowry, όπου τα οξέα (που μπορεί να είναι ουδέτερα μόρια ή ιόντα) δίνουν πρωτόνια (πρωτονιοδότες) και οι βάσεις (μόρια ή ιόντα) δέχονται πρωτόνια (πρωτονιοδέκτες).

Σαν παράδειγμα ζητάμε από τους μαθητές να μας περιγράψουν τι συμβαίνει κατά τη διάλυση του HF και της NH_3 στο νερό. Συζητάμε επίσης για το αν κάθε ένα από τα διαλύματα αυτά είναι όξινο ή βασικό. Καταλήγουμε στον ορισμό των οξέων και βάσεων σύμφωνα με τη θεωρία των Brønsted- Lowry (διαφάνεια Δ.3.1.1).

ΦΑΣΗ 2

Μπορούμε τώρα να ρωτήσουμε αν η NH_3 είναι βάση κατά Arrhenus (δίνει OH^- σε υδατικό της διάλυμα) και κατά Brønsted –Lowry (παίρνει πρωτόνια από το νερό ή άλλο οξύ).

Συγκρίνοντας τις δύο θεωρίες, ξεκινάμε από το ρόλο του διαλύτη. Η πρώτη θεωρία είναι πιο «στενή» μια και περιορίζεται μόνο σε υδατικά διαλύματα, ενώ εκείνη των Brønsted –Lowry εφαρμόζεται σε οποιονδήποτε διαλύτη, όπως υγρή NH_3 , οινόπνευμα, βενζόλιο κλπ.

Στην συνέχεια ο ορισμός μπορεί να περιγραφεί από την $\text{X} \rightleftharpoons \text{Y} + \text{H}^+$ (στην παράσταση αυτή δεν επιχειρείται κανένας ισολογισμός στη μάζα και στο φορτίο) όπου το ρόλο οξέος (X) μπορεί να παίζει ένα μόριο (HCl) ή κατιόν (NH_4^+) ή ανιόν (HSO_4^-). Επίσης βάση μπορεί να είναι ένα μόριο (NH_3), ένα κατιόν (MgOH^+) ή ανιόν (HCO_3^-). Στη θεωρία αυτή η Y αναφέρεται σαν η συζυγής βάση του οξέος X.

Προσέξτε ότι η παραπάνω ισορροπία (!) δεν παριστά καμιά χημική αντίδραση. Για να πραγματοποιηθεί αυτή χρειάζεται μια βάση η οποία θα δεχθεί το πρωτόνιο αυτό. Το ρόλο αυτόν αναλαμβάνει πολλές φορές το νερό (γενικότερα ο διαλύτης), οπότε περνάμε στο γενικότερο σχήμα: $\text{X} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Y} + \text{H}_3\text{O}^+$

Ο συμβολισμός H_3O^+ δεν είναι παρά ένας συμβολισμός το ίδιο «λάθος» με τον π.χ. Fe^{2+} , όπου η ενυδάτωση δεν απεικονίζεται. Το 1967 ο M.Eigen (βραβείο Nobel χημείας) έδειξε ότι 4 μόρια νερού περιβάλλουν το πρωτόνιο, H_9O_4^+ .

Τελειώνουμε τη φάση αυτή δίνοντας παραδείγματα ζευγών οξέων βάσεων δείχνοντας τη διαφορά αυτών κατά ένα H^+ :



ΦΑΣΗ 3

Στη φάση αυτή δίνεται έμφαση στο ρόλο του διαλύτη δίνοντας παραδείγματα ενώσεων των οποίων η δράση (όξινη ή βασική) εξαρτάται και μεταβάλλεται από το διαλύτη.

Θυμίζουμε την έννοια της ισχύος οξέων – βάσεων, όπως τη γνώρισαν οι μαθητές ποιοτικά στην Α΄ Λυκείου. Μπορούμε από τώρα να πούμε, βασισμένοι στις γνώσεις που έχουν για την ισορροπία γενικά, ότι υπάρχει άμεση σχέση της ισχύος ενός οξέος και της συζυγούς του βάσης. Όσο ισχυρότερο το οξύ, X, τόσο ασθενής είναι η συζυγής του βάση Y. Βέβαια αυτή η ισορροπία $X \rightleftharpoons Y + H^+$ δεν είναι καθόλου πρακτική μια και δεν μπορούν να υπάρχουν ελεύθερα πρωτόνια σε διάλυμα.. Έτσι, γίνεται επιτακτική η ανάγκη του διαλύτη ο οποίος θα παίζει τον ρόλο ενός άλλου συζυγούς ζεύγους το οποίο θα δεσμεύσει το από το οξύ αποδιδόμενο πρωτόνιο.

Καταλήγουμε ότι στη συνέχεια θα ασχοληθούμε με υδατικά διαλύματα έχοντας όμως κατά νου και άλλους διαλύτες.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 2, 17.

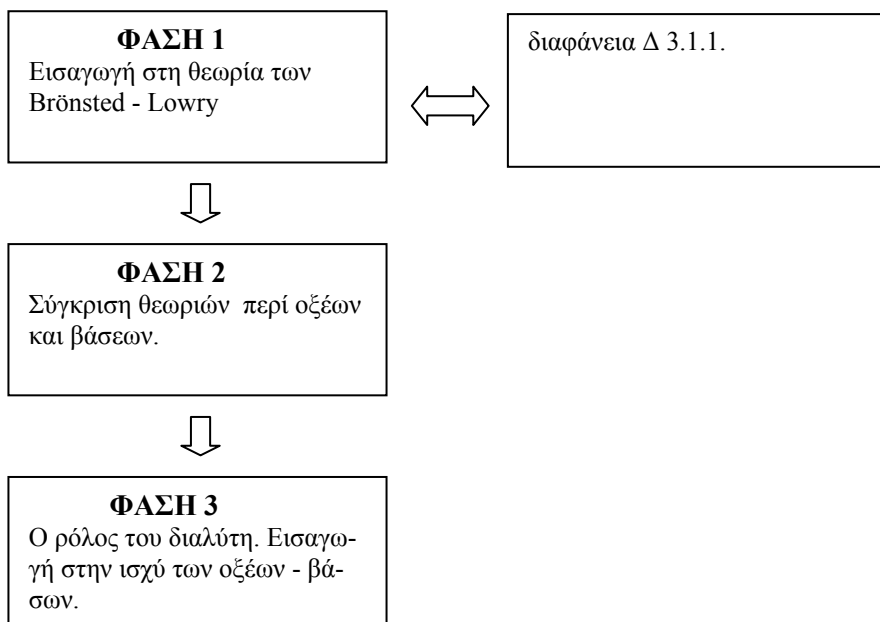
Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 18, 19.

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. Kauffman G.B. "The Brönsted-Lowry Acid - Base Concept" *J.Chem. Education*, 65(1988) 28.
2. Treptow R.S. "The Conjugate Acid- Base Chart" *J.Chem. Educ.* 63(1986) 938.
3. Καπετάνου -Ζαμπετάκη Ε."Διερεύνηση της επίδρασης των διαλυτών στην ισχύ οξέων και βάσεων σύμφωνα με τη θεωρία των Brönsted και Lowry" *Χημικά Χρονικά Γενική έκδοση* 49(1984) 79.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



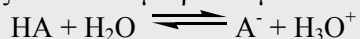
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 21**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:****3.2 Ιοντισμός οξέων - βάσεων****3.3 Ιοντισμός νερού . pH και pOH****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει το βαθμό ιοντισμού και να αναφέρει τους παράγοντες από τους οποίους αυτός εξαρτάται.
- Να διακρίνει τα οξέα και τις βάσεις σε ισχυρά (-ές) και ασθενή (-είς)
- Να περιγράφει τον αυτοϊοντισμό του νερού, γράφοντας τη σχετική αντίδραση και να συνάγει από εκεί την έννοια και το πεδίο ορισμού του pH.
- Να χειρίζεται την κλίμακα του pH για όξινα, ουδέτερα και βασικά διαλύματα

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Όπως αναφέρθηκε στην προηγούμενη ενότητα η παράσταση του ορισμού $X \rightleftharpoons Y + H^+$ δεν είναι πρακτική για τη μέτρηση της ισχύος των οξέων και βάσεων. Η γενική έκφραση «ένα οξύ είναι ισχυρότερο όσο μεγαλύτερη τάση να δίνει πρωτόνια» είναι ποιοτική. Μας χρειάζεται ένα σύστημα αναφοράς -ένα άλλο ζεύγος οξέος -βάσης- ως προς το οποίο η ισχύς θα μετρηθεί πλέον. Και αυτό είναι το H_2O . Η ισχύς λοιπόν θα μετριέται μέσα από την ισορροπία :



Τα ποσοτικά μεγέθη της ισορροπίας αυτής δηλαδή η απόδοση, α και η σταθερά ισορροπίας K_c , η οποία κατάλληλα θα μετονομαστεί σε K_a και K_b , θα μετρούν την ισχύ κάθε οξέος ή βάσης - προσοχή όμως πάντα ως προς το νερό -.

Όταν λοιπόν ένα οξύ HA διαλύεται στο νερό αρχίζει ένας «ανταγωνισμός» ανάμεσα στις βάσεις H_2O και A^- για την «κατάκτηση» του πρωτονίου, ανταγωνισμός που φτάνει στην παραπάνω ισορροπία.

Δίνουμε δύο παραδείγματα, ενός πλήρους ιοντισμού, HCl και ενός μερικούς, HF, εξηγώντας κάθε φορά τι συμβαίνει

ΦΑΣΗ 2

Ζητάμε από τους μαθητές να βρουν την απόδοση των αντιδράσεων ιοντισμού των παραπάνω οξέων και έτσι ορίζουμε το *βαθμό ιοντισμού*, α . Κατ' αυτό τον τρόπο το HCl θεωρείται ισχυρό οξύ, ενώ το HF ασθενές.

Αναφέρουμε ότι ο βαθμός ιοντισμού εξαρτάται από διάφορες παραμέτρους. Έτσι, για συγκεκριμένο ηλεκτρολύτη εξαρτάται από τη φύση του διαλύτη, τη θερμοκρασία και τη συγκέντρωση - και από την παρουσία στο διάλυμα κοινού ιόντος -. Οι παράγοντες αυτοί, ή καλύτερα η επίδρασή τους, ακολουθούν την αρχή Le Chatelier

Είναι λοιπόν ο βαθμός ιοντισμού οξέος ή βάσης ένα πρώτο μέτρο κρίσης της ισχύος τους. Η σύγκριση όμως να είναι πολύ προσεκτική μια και εξαρτάται από πολλούς παράγοντες.

ΦΑΣΗ 3

Ξεκινάμε αναφέροντας ότι το καθαρό νερό έχει μια μικρή αγωγιμότητα και ρωτάμε που αυτή μπορεί να οφείλεται. Η συζήτηση καταλήγει στην αντίδραση αυτοϊοντισμού του νερού και στην τιμή της σταθεράς ισορροπίας, K_w . Η τιμή της K_w , 10^{-14} (25 °C), δίνει πολύτιμες πληροφορίες για οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα. Δηλαδή, σε οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα ισχύει: $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ (298 K)

Με βάση την τιμή αυτή υπολογίζουμε τις συγκεντρώσεις H_3O^+ και OH^- (10^{-7}) σε ουδέτερα διαλύματα και τις ανισοτικές σχέσεις σε όξινα και αλκαλικά

ΦΑΣΗ 4

Ορίζουμε τα pH και pOH ως τους αρνητικούς δεκαδικούς λογάριθμους των συγκεντρώσεων των ιόντων H_3O^+ και OH^- , αντίστοιχα. - ο συμβολισμός p έχει γενικά καθιερωθεί σαν ο $-\log$. Έτσι, ορίζεται το pK_w , το pK_a κλπ..

Μετατρέπουμε τις σχέσεις H_3O^+ και OH^- , που αναφέρθηκαν στη φάση 3, σε σχέσεις pH και pOH εξηγώντας την κλίμακα του pH.

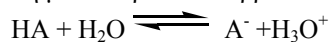
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 5, 6.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 7, 8.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΦΑΣΗ 1**

Η ισχύς των οξέων σε σύγκριση με το νερό. Η ισορροπία

**ΦΑΣΗ 2**

Η απόδοση της παραπάνω ισορροπίας αποτελεί το βαθμό ιοντισμού

**ΦΑΣΗ 3**

Ο αυτοϊοντισμός του νερού και η K_w

**ΦΑΣΗ 4**

Το σύμβολο p, το pH και η κλίμακά του (0 ... 14).

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 22
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
Διαλύματα ισχυρών οξέων και βάσεων

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να υπολογίζει την τιμή του pH διαλυμάτων ισχυρών οξέων και βάσεων.
- Να κάνει τους απαραίτητους υπολογισμούς στις περιπτώσεις αραίωσης - συμπύκνωσης διαλυμάτων και ανάμιξης διαλυμάτων ίδιας ουσίας.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Στην ενότητα αυτή θα βάλουμε τις βάσεις για τον υπολογισμό της τιμής pH διαλυμάτων οξέων ή βάσεων. Θα πρέπει να δώσουμε στους μαθητές κάποιες προκαταρκτικές πληροφορίες ή αρχές.

Πρώτον, καλό είναι να απομνημονεύσουν τα κύρια ισχυρά οξέα για τα οποία δεχόμαστε πλήρη ιοντισμό (π.χ. HCl , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού) και τις ισχυρές βάσεις (NaOH , KOH).

Το δεύτερο είναι ο απανταχού παρόν ιοντισμός του νερού. Αυτός όντας πολύ μικρός *παραλείπεται*. Προσοχή όμως παραλείπεται σαν «πηγή» H^+ (αν διαλύουμε οξύ) και OH^- (αν διαλύουμε βάση) και όχι γενικώς. Έτσι, ο ιοντισμός του νερού αποτελεί την πηγή OH^- και H^+ στα διαλύματα οξέων και βάσεων, αντίστοιχα.

Επίσης το αν θα ληφθεί υπόψη ή όχι ο ιοντισμός του νερού εξαρτάται από τη συγκέντρωση του οξέος ή βάσης. Το όριο εξαρτάται από την ακρίβεια που ζητάμε στους υπολογισμούς μας. Μια ενδεικτική τιμή είναι το 10^{-6} M .

Σαν παράδειγμα ζητάμε από τους μαθητές να υπολογίσουν τη συγκέντρωση σε mol/L όλων των ιόντων - H_3O^+ , OH^- και Cl^- , ενός διαλύματος HCl 0,365 % w/v. Στη συνέχεια ζητάμε να υπολογίσουν την τιμή του pH του διαλύματος.

Γενικεύουμε δίνοντας τρία βασικά στάδια στους υπολογισμούς:

- ισχυρός ή ασθενής ο ηλεκτρολύτης;
- ποια είναι η συγκέντρωσή του σε mol /L
- μέσα από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης ιοντισμού ή διάστασης υπολογίστε τις συγκεντρώσεις των ιόντων -μην ξεχνάτε τον ιοντισμό του νερού -.

ΦΑΣΗ 2

Υπενθυμίζουμε τον πάντα παρόντα αυτοϊονισμό του νερού και ζητάμε ως εφαρμογή τον υπολογισμό της τιμής του pH ενός πολύ αραιού διαλύματος HCl , έστω 10^{-7} M.

Για τη λύση μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε την εξίσωση που προκύπτει από την *ηλεκτρική ουδετερότητα*:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - 10^{-7}$$

Άρα είναι: $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot ([\text{H}_3\text{O}^+] - 10^{-7}) = 10^{-14}$

Από την δευτεροβάθμια αυτή εξίσωση προκύπτει η τιμή της $[\text{H}_3\text{O}^+]$ άρα και του pH.

ΦΑΣΗ 3

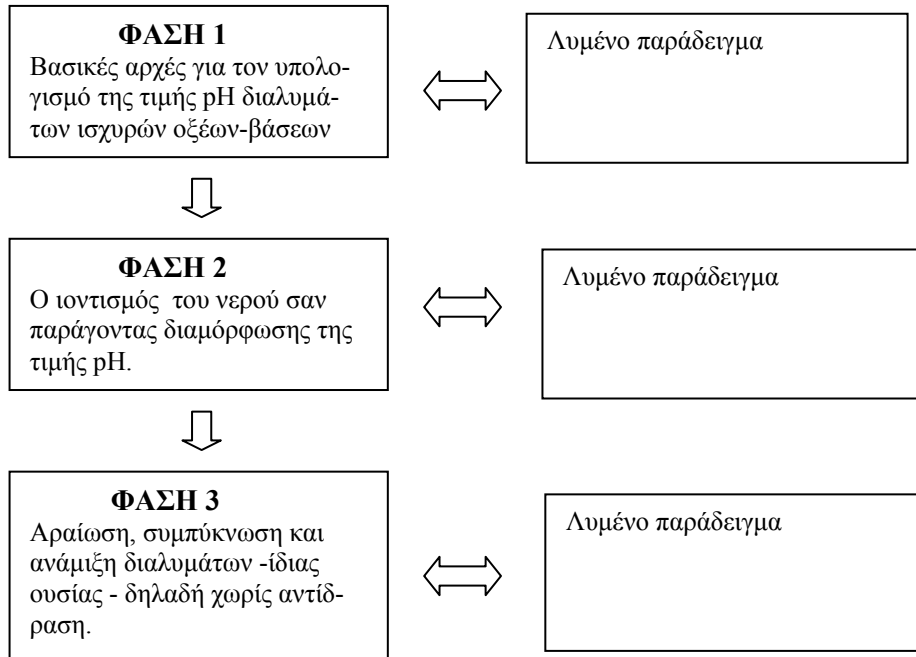
Λύνουμε προβλήματα με αραιώση και ανάμιξη διαλυμάτων στα οποία υπεισέρχεται η τιμή του pH ως δεδομένο ή ζητούμενο.

Αν χρησιμοποιήσετε τη σχέση $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$, να την ονομάσετε σχέση ή τύπο (και όχι νόμο) της αραιώσης για να μη γίνεται σύγχυση με το νόμο αραιώσης του Ostwald.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για το σχολείο: Παραδείγματα 3.3, 3.4, 3.5, 3.6.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 20, 21, 22, 23, 24, 25, 26, 27.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ**

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 23
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
Διαλύματα ασθενών οξέων - βάσεων

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει το βαθμό ιοντισμού, α , και τη σταθερά ιοντισμού, K_a ασθενούς οξέος και αντίστοιχα, K_b , βάσης.
- Να χρησιμοποιεί την τιμή της σταθεράς K_a ασθενούς οξέος ως το πιο αξιόπιστο κριτήριο για τον καθορισμό της ισχύς του μια και εξαρτάται μόνο από την θερμοκρασία.
- Να αποδεικνύει το νόμο αραίωσης του Ostwald ως συνέπεια του νόμου ισορροπίας.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Τονίζουμε ότι η ισχύς των οξέων και βάσεων - πάντα ως προς το νερό- μπορεί, πιο αξιόπιστα μια και αυτή ως σταθερά ισορροπίας εξαρτάται μόνο από την θερμοκρασία, να κρίνεται από τη σταθερά ισορροπίας της : $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$

Στην έκφραση της K_c αυτής της ισορροπίας υπεισέρχεται η $[H_2O]$. Το νερό είναι ο διαλύτης και συνεπώς η συγκέντρωσή του είναι για αραιά διαλύματα είναι σταθερή και ίση με $\sim 55 \text{ mol/L}$ (εξηγήστε αυτό στους μαθητές διαλέγοντας ένα διάλυμα $0,01 \text{ M}$ για οξύ με M_r της τάξης των 100 g/mol). Έτσι καταλήγει κανείς στις εκφράσεις των K_a και K_b αντίστοιχα.

Τονίστε ότι όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της K_a τόσο ισχυρότερο είναι το οξύ HA αλλά και τόσο ασθενής είναι η συζυγής βάση, A^- . Ως εφαρμογή ζητάμε από τους μαθητές να εφαρμόσουν το νόμο χημικής ισορροπίας για τον ιοντισμό του HF και της NH_3 .

ΦΑΣΗ 2

Στη φάση αυτή επιλύουμε υποδειγματικά απλά προβλήματα στηριγμένοι σε τιμές των K_a και K_b . Τα προβλήματα αυτά μπορεί να είναι προβλήματα υπολογισμού του pH με δεδομένη την τιμή της K_a ή K_b . Επίσης μπορεί να είναι προβλήματα υπολογισμού της τιμής των K_a και K_b , αν είναι γνωστή η τιμή του pH του διαλύματος - με πεχάμετρο ή δείκτες, όπως έχουμε δει σε πειράματα της Β' Λυκείου. Θυμίζουμε τον ιοντισμό του νερού σαν πηγής H^+ και OH^- τονίζοντας ότι ισχύουν οι ίδιοι περιορισμοί στην λήψη της .

ΦΑΣΗ 3

Στη φάση αυτή γενικεύουμε τους υπολογισμούς και καταλήγουμε στο *νόμο αραίωσης του Ostwald*. Υποδεικνύουμε τη δυνατότητα των προσεγγίσεων και τότε αυτές είναι επιτρεπτές. Μη ξεχνάμε ότι οι προσεγγίσεις αυτές στηρίζονται στο γεγονός ότι τα όργανα πειραματικού ελέγχου των αποτελεσμάτων των υπολογισμών έχουν ορισμένες δυνατότητες (ακρίβεια και ευαισθησία). Ένα καλής ποιότητας πεχάμετρο έχει ευαισθησία μέχρι 0,01 μονάδες pH.

Τις δυνατότητες προσεγγίσεων καθορίζουν η τιμή των K_a και K_b και η συγκέντρωση c του ηλεκτρολύτη, όπως αναφέρεται στο βιβλίο του μαθητή.

Λύνουμε σχετικά παραδείγματα εφαρμογών του νόμου αραίωσης Ostwald.

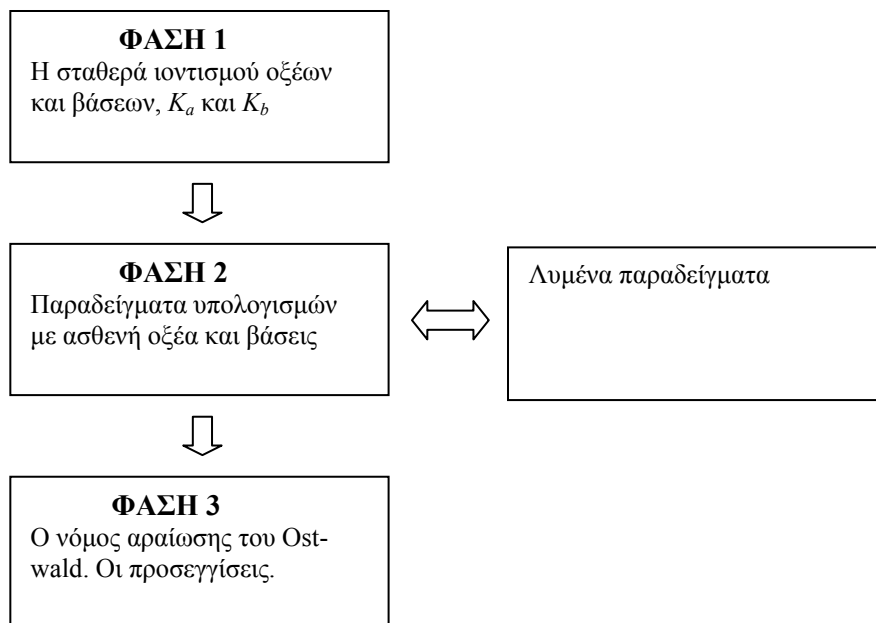
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παραδείγματα 3.7, 3.8, 37, 39, 42.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 38, 40, 41, 43, 44, 45, 46, 51, 52.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 24

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:

3.3 Σχέση μεταξύ των K_a και K_b οξέος HA και συζυγούς βάσης A^-

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να αποδείξει τη σχέση που συνδέει τις τιμές των σταθερών K_a και K_b ασθενούς οξέος και συζυγούς βάσης.
- Να προβλέπει ποιοτικά και να υπολογίζει ποσοτικά την τιμή του pH διαλυμάτων αλάτων (στη φάση αυτή καταργείται πλέον η παλαιότερη αντίληψη περί υδρόλυσης των αλάτων).

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Θυμίζουμε στους μαθητές ότι ένα από τα βασικά συμπεράσματα της θεωρίας των Brønsted -Lowry είναι ότι τα οξέα ή βάσεις μπορεί να είναι μόρια αλλά και ιόντα. Συνεπώς κάθε ιόν πρέπει να κρίνεται αρχικά για το αν είναι οξύ ή βάση. Αυτό -πέρα από τη χημική του δομή η οποία μπορεί να προδικάζει μια τέτοια συμπεριφορά, όξινη βασική - μπορεί να γίνεται φανερό από τον ισχυρό ή όχι όξινο ή βασικό χαρακτήρα των συζυγών τους οξέων ή βάσεων.

Έτσι π.χ. τα Cl^- είναι μια βάση, συζυγής του HCl. Επειδή μάλιστα το HCl είναι πολύ ισχυρό οξύ, τα Cl^- , είναι μια πολύ ασθενής βάση (πολύ ασθενέστερη από το νερό για την ακρίβεια). Αντίθετα τα F^- είναι μια μετρίως ισχυρή βάση μια και το συζυγές της οξύ (HF) είναι ασθενές. Στο σημείο αυτό ρωτήστε τους μαθητές ποιο κατιόν περιμένουν να είναι οξύ και γιατί.

Γενικεύουμε ζητώντας από τους μαθητές να γράψουν την αντίδραση ιοντισμού ενός ασθενούς οξέος και να αναγνωρίσουν τη συζυγή του βάση A^- . Γι' αυτήν ζητάμε τώρα να γράψουν την αντίδραση ιοντισμού της ($A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$)

Δίνουμε σχετικά παραδείγματα

ΦΑΣΗ 2

Γράφουμε τώρα τις εκφράσεις των K_a και K_b των δύο παραπάνω αντιδράσεων ιοντισμού και διαμορφώνουμε το γινόμενο $K_a \cdot K_b$. Εύκολα τότε καταλήγουμε στη σχέση $K_a \cdot K_b = K_w$. Η σχέση αυτή αποδεικνύει και ποσοτικά την αντίστροφη σχέση που υπάρχει μεταξύ της ισχύος ασθενούς οξέος και της συζυγούς του βάσης. Με βάση αυτή μπορεί ο μαθητής να συμπληρώσει τον πίνακα της σελίδας 111 στο βιβλίο του μαθητή.

ΦΑΣΗ 3

Περιγράφουμε τώρα το τι θα συμβεί αν ένα άλας διαλυθεί το νερό. Το άλας ως ιοντική ένωση διίσταται πλήρως. Το θέμα είναι το κάθε ιόν πως δρα κρινόμενο ως οξύ ή βάση. Η παραπάνω σχέση ($K_a \cdot K_b = K_w$) βοηθά στο σημείο αυτό. Το βασικό συμπέρασμα της παραπάνω σχέσης είναι ότι όσο ισχυρό είναι ένα οξύ τόσο ασθενής είναι η συζυγής του βάση και αντίστροφα.

Έτσι ζητάμε από τους μαθητές πρώτα να κάνουν μια ποιοτική πρόβλεψη και μετά να υπολογίσουν την τιμή του pH διαλύματος NaF δίνοντας την τιμή της K_a του HF ίση με 10^{-5} και $K_w = 10^{-14}$ (25°C).

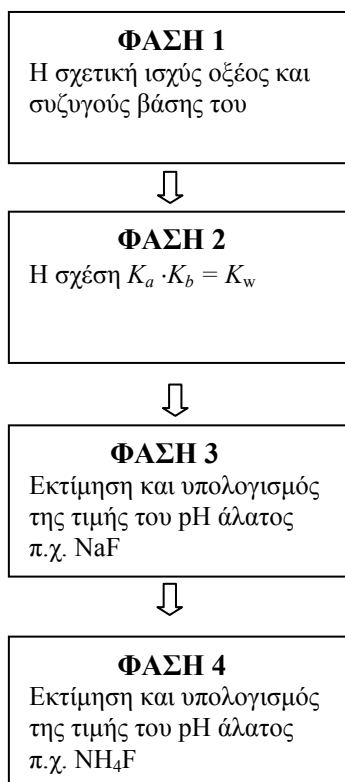
ΦΑΣΗ 4

Τελειώνοντας θέτουμε το θέμα εκτίμησης, ποιοτικά, του pH διαλυμάτων όταν και τα δύο ιόντα έχουν όχι αμελητέο όξινο ή βασικό χαρακτήρα, όπως π.χ. το NH_4F . Τονίζουμε ότι η πρόβλεψη της όξινης ή βασικής συμπεριφοράς του άλατος προκύπτει με βάση τις τιμές των K_a του HF (άρα και K_b των F^-) και K_b της NH_3 (άρα και K_a των NH_4^+).

Χωρίς να ζητηθεί από τους μαθητές, αναφέρεται η σχέση που δίνει την $[\text{H}_3\text{O}^+]$ για τέτοιες περιπτώσεις και η οποία έχει προκύπτει με αρκετές προσεγγίσεις: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \cdot (K_a / K_b)^{0,5}$

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παραδείγματα 3.10, 3.11.
Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 54, 55, 56, 57.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 25
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
3.4 Επίδραση κοινού ιόντος

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να υπολογίζει τη συγκέντρωση κάθε ιόντος άρα και του pH διαλυμάτων τα οποία περιέχουν ένα ισχυρό και ένα ασθενή ηλεκτρολύτη οι οποίοι έχουν κοινό ιόν. Μελετάμε παραδείγματα όπως HF - NaF, NH_3 - NH_4Cl και HF -HCl. Τονίζουμε την ισχύ της αρχής Le Chatelier για τους υπολογισμούς και τις ποιοτικές προβλέψεις.
- Να υπολογίζει τις συγκεντρώσεις διαλυμάτων τα οποία προκύπτουν από την ανάμιξη διαλυμάτων τα οποία αντιδρούν π.χ. NH_3 και HCl.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Ξεκινάμε τονίζοντας ότι μέχρις στιγμής έχουμε ασχοληθεί με τον υπολογισμό της τιμής pH διαλυμάτων τα οποία περιέχουν ένα μόνο ηλεκτρολύτη (οξύ, βάση ή άλας) ισχυρό ή ασθενή. Είναι μια περίπτωση κυρίως εργαστηριακή μια και στην πράξη αντιμετωπίζουμε διαλύματα τα οποία περιέχουν δύο ή περισσότερους ηλεκτρολύτες. Μια ειδική περίπτωση τέτοιων διαλυμάτων θα αντιμετωπίσουμε τώρα και συγκεκριμένα εκείνη όπου οι δύο ηλεκτρολύτες έχουν κοινό ιόν.

Πριν προχωρήσουμε σαν επανάληψη ζητάμε να υπολογιστεί η τιμή του pH των διαλυμάτων: (Α) HCl 0,1 M, (Β) NaOH 0,1 M, (Γ) HF 0,1 M, (Δ) NH_3 0,1 M, (Ε) NaF 0,1 M, (ΣΤ) NH_4Cl 0,1 M.

Για τον υπολογισμό πρέπει να θυμηθούμε ποια οξέα ή βάσεις είναι ισχυρά (πλήρης διάσταση) και να βρούμε από το βιβλίο (ή τη βιβλιογραφία γενικότερα) τις τιμές των K_a και K_b που χρειαζόμαστε.

Θα πρέπει οι μαθητές να συνηθίσουν στην εφαρμογή τύπων όπως π.χ. $K_a \cdot K_b = K_w$ για τον υπολογισμό της σταθεράς ιοντισμού συζυγών ζευγών οξέων - βάσεων.

ΦΑΣΗ 2

Τονίζουμε ότι η περίπτωση που εξετάζεται αφορά τον υπολογισμό τιμής pH διαλύματος το οποίο περιέχει δύο ηλεκτρολύτες, με κοινό ιόν και εκ των οποίων ο ένας είναι ισχυρός και ο άλλος ασθενής. Έτσι μπορεί κανείς να συναντήσει περιπτώσεις, όπως διάλυμα που περιέχει HCl και HF ή NaOH και NH_3 (OH^-) ή (η πιο συνήθης περίπτωση) NaF (ο ισχυρός) και HF (ο ασθενής).

Η γενική παρατήρηση είναι ότι ο ισχυρός ηλεκτρολύτης επηρεάζει τον ασθενή, χωρίς να επηρεάζεται από αυτόν. Ο επηρεασμός αυτός διέπεται από την αρχή Le Chatelier και τη δυνατότητα εφαρμογής της σε ιοντικά διαλύματα. Έτσι μπορεί κανείς ποιοτικά να προβλέψει ότι ο ασθενής ηλεκτρολύτης γίνεται «ασθενέστερος», μια και η ισορροπία του μετατοπίζεται «προς τα αριστερά». Ποσοτικά δε, από την τιμή της σταθεράς ιοντισμού, η οποία δεν μεταβάλλεται μια και η θερμοκρασία, υποτίθεται και είναι σταθερή.

Κατά την εφαρμογή προσέξτε πάλι το θέμα των προσεγγίσεων, αφού ως συγκέντρωση του κοινού ιόντος λαμβάνεται εκείνη που προέρχεται από τον ισχυρό (π.χ. $C_1 \text{ mol/L}$) και αγνοείται η προερχόμενη από τον ασθενή κατά μείζονα λόγο θα λέγαμε μια και το έτσι και αλλιώς μικρό ποσοστό ιοντισμού, α, μειώνεται έτι περαιτέρω (α_1).

Ως εφαρμογή ζητάμε τον υπολογισμό της τιμής του pH διαλύματος το οποίο θα προκύψει από την ανάμιξη 1 L από τα διαλύματα Γ και Ε. Από την συζήτηση που θα ακολουθήσει γενικεύουμε το θέμα.

ΦΑΣΗ 3

Εδώ μπορούμε να εξηγήσουμε ότι ένα τέτοιο διάλυμα (που να περιέχει ασθενή και ισχυρό ηλεκτρολύτη) δεν είναι κατ' ανάγκην πρωτογενές (..αναμιγνύουμε π.χ. NaF και HF) αλλά μπορεί να παράγεται δευτερογενώς από την ανάμιξη, προϋπολογισμένων, ποσοτήτων από ένα ισχυρό οξύ (π.χ. HCl) με μια ασθενή βάση (π.χ. NH₃) και αντίθετα (π.χ. NaOH με HF)

Θυμίζουμε ότι η αντίδραση οξέος με βάση (εξουδετέρωση κατά Arrhenius ή αντίδραση μεταβίβασης πρωτονίων κατά Brønsted - Lowry) είναι πάντα μια ποσοτική αντίδραση. Αν λοιπόν έχουμε *μερική εξουδετέρωση*, δηλαδή *περίσσεια* του ασθενούς ηλεκτρολύτη, οδηγούμεθα στην περίπτωση της επίδρασης κοινού ιόντος.

Ζητάμε μετά να γίνει υπολογισμός της τιμής του pH διαλύματος το οποίο θα προκύψει από την ανάμιξη 1 L διαλύματος (Δ) με 0,5 L διαλύματος (Α). Τονίζουμε ότι η περίπτωση αυτή είναι γενικά σημαντική και θα παρουσιαστεί πολύ συχνά σε υπολογισμούς.

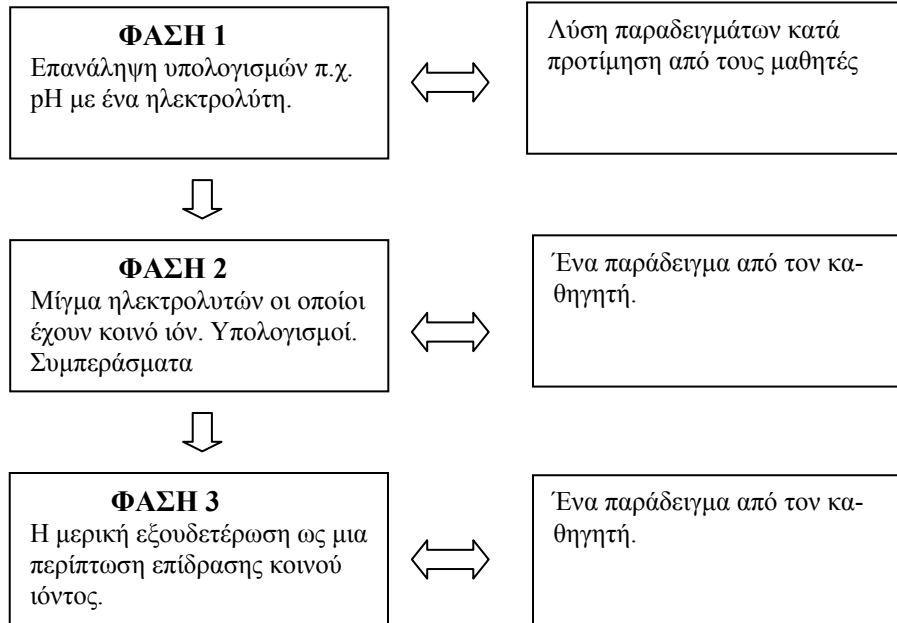
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παραδείγματα 3.11, 3.12, 3.13.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 60, 61, 62, 63, 65, 66 ,72.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 26
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
3.5. Ρυθμιστικά διαλύματα

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να αναγνωρίζει ένα ρυθμιστικό διάλυμα και να αναφέρει τις ιδιότητές του και τη σημασία τους.
- Να εξάγει υπολογιστικά τον τύπο των Henderson και Hasselbalch και να μπορεί να εφαρμόζει αυτόν, όταν δίνεται συζυγιακό σύστημα οξέος και βάσης. Επίσης να εφαρμόζει την παραπάνω εξίσωση στην περίπτωση αραίωσης ρυθμιστικού ή προσθήκης στο ρυθμιστικό μικρών ποσοτήτων ισχυρών οξέων ή βάσεων.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Ξεκινάμε ρωτώντας τους, μαθητές αν είναι δυνατόν να συνυπάρχουν σε ένα διάλυμα ένα οξύ και μια βάση σε ισορροπία. Η απάντηση είναι η περίπτωση που μελετήσαμε στην προηγούμενη ενότητα, δηλαδή η περίπτωση του κοινού ιόντος. Στα διαλύματα αυτά συνυπάρχει το οξύ π.χ. HA και η συζυγής του βάση A⁻. Μάλιστα ο λόγος των συγκεντρώσεων των σωμάτων αυτών επηρεάζεται από το pH ή αντίθετα καθορίζει το pH του διαλύματος. Κι' αυτό διότι ισχύει $K_a = [A^-] [H^+]/[HA]$.

Το διάλυμα μάλιστα αυτό θα έχει την ικανότητα να μπορεί να δεσμεύει κάποιες ποσότητες ισχυρών οξέων ή βάσεων τα οποία θα αντιδρούν με τα A⁻ και HA αντίστοιχα. μετατρέποντας το ένα στο άλλο ($A^- + HCl \rightarrow HA + Cl^-$ και $HA + OH^- \rightarrow A^- + H_2O$). Έτσι το pH του διαλύματος θα επηρεάζεται ελάχιστα μια και ο λόγος θα αλλάζει λίγο και ο λογάριθμος του λόγου ακόμα λιγότερο. Τέτοια διαλύματα λέγονται *ρυθμιστικά διαλύματα*.

ΦΑΣΗ 2

Στη φάση αυτή επαναλαμβάνουμε τους υπολογισμούς για την περίπτωση ρυθμιστικού διαλύματος το οποίο περιέχει ασθενές οξύ HA με συγκέντρωση $c_{\text{οξέος}}$ mol/L και τη συζυγή του βάση A^- (προερχόμενη π.χ. από ένα άλας NaA) με συγκέντρωση $c_{\text{βάσης}}$ mol/L. Κάνοντας τις επιτρεπόμενες προσεγγίσεις καταλήγουμε στη σχέση:

$[H_3O^+] = K_a \cdot (c_{\text{οξέος}}/c_{\text{βάσης}})$ από την οποία με λογαρίθμηση και αντικατάσταση προκύπτει ο τύπος των Henderson και Hasselbalch: $pH = pK_a + \log (c_{\text{βάσης}}/c_{\text{οξέος}})$. Ανάλογα με την περίπτωση πρέπει να μπορεί κανείς να εφαρμόζει τη μια ή την άλλη μορφή.

Η σχέση αυτή πλην των άλλων δείχνει το πως επιλέγουμε ένα σύστημα οξέος -βάσης για την παρασκευή ενός ρυθμιστικού διαλύματος επιθυμητού pH. Επιλέγουμε δηλαδή τους ηλεκτρολύτες έτσι ώστε η pK_a του ασθενούς οξέος HA να είναι το δυνατόν κοντύτερα στην δεδομένη τιμή του pH.

Έτσι για ρυθμιστικό διάλυμα με $pH = 5$ επιλέγουμε το $CH_3COOH - CH_3COONa$ με $pK_a = 4,76$. Για το ρυθμιστικό διάλυμα με $pH=9$ επιλέγουμε το σύστημα : NH_4^+ /NH_3 με $pK_a = 9,3$

ΦΑΣΗ 3

Συνοψίζοντας αναφέρουμε ότι στο θέμα των ρυθμιστικών διαλυμάτων έχουμε τα ερωτήματα: 1) επιλογή συστήματος ηλεκτρολυτών και προσδιορισμός των συγκεντρώσεων τους για την παρασκευή ενός ρ.δ. 2) υπολογισμός της τιμής του pH του ρ.δ. και 3) προσδιορισμός της μεταβολής του pH ενός ρ.δ. αν σε ορισμένη ποσότητα αυτού προστεθεί ποσότητα ισχυρού οξέος ή βάσης. Αυτό το τελευταίο εκφράζεται και σαν *ρυθμιστική ικανότητα*.

Είναι πολύ χρήσιμο στο σημείο αυτό να γίνει σύνδεση με το αντίστοιχο πείραμα.

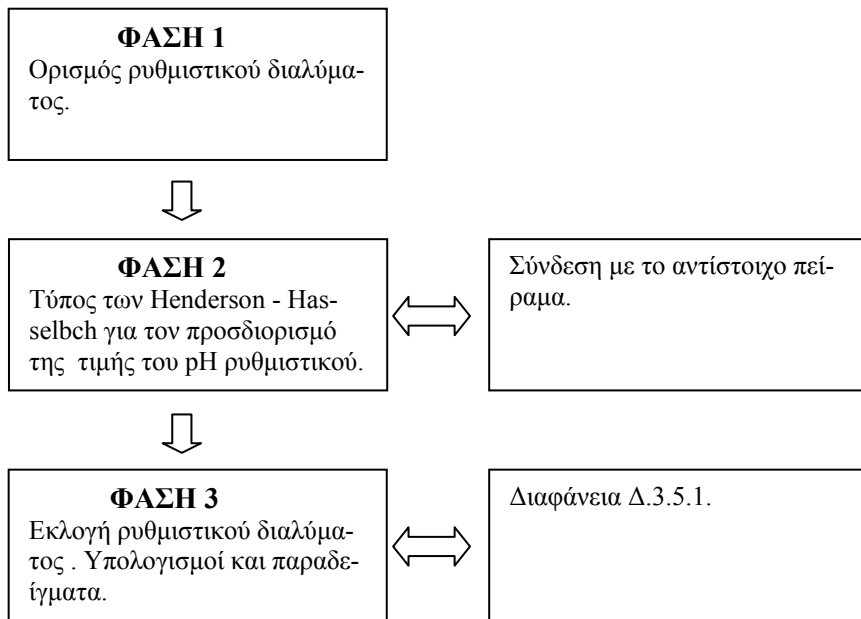
Στη φάση αυτή λύνουμε παραδείγματα αφενός για να δείξουμε την ικανότητα ενός ρυθμιστικού διαλύματος να κρατά περίπου σταθερή τιμή pH κατά την προσθήκη μικρών ποσοτήτων ισχυρών οξέων ή

βάσεων, αφετέρου δε για να δείξουμε την ευκολία που προκύπτει από την χρήση της σχέσης των Henderson και Haselbach . Για αντιδιαστολή κάνουμε ένα παράδειγμα με προσθήκη π.χ. 0,01 mol HCl σε 500 mL νερό και σε 500 mL ρυθμιστικού διαλύματος NH_3 1M και NH_4Cl 1M. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.3.5.1.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παραδείγματα 3.14, 3.15, 3.16.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 76, 77, 78, 79, 80, 81, 82, 85, 86.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ**

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 27

ΠΕΙΡΑΜΑ 1

Παρασκευή και ιδιότητες ρυθμιστικών διαλυμάτων

Η ανάπτυξη του πειράματος δίνεται στο Γ' μέρος του βιβλίου.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 28
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
3.6 Πρωτολυτικοί δείκτες

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να αναφέρει ότι ενώσεις με διαφορετικό χρώμα στην μοριακή και ιοντική τους μορφή μπορούν να παίζουν το ρόλο των πρωτολυτικών δεικτών.
- Να υπολογίζει την περιοχή τιμών pH (συνήθως 2 μονάδες) μέσα στην οποία αλλάζει χρώμα ο δείκτης.
- Να προβλέπει τις πιθανές χρήσεις των δεικτών στον (χρωματομετρικό) προσδιορισμό της τιμής pH διαλυμάτων.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Μπορούμε να ξεκινήσουμε το μάθημα θυμίζοντας τα όσα γνώρισαν οι μαθητές για τους δείκτες οξέων - βάσεων από τη θεωρία και το εργαστήριο της Α' Λυκείου.

Εδώ θα μιλήσουμε για τη δομή, τον τρόπο με τον οποίο αυτοί λειτουργούν και την περιοχή pH στην οποία λειτουργούν.

Ορίζουμε κατ' αρχάς τους δείκτες οξέων -βάσεων ή πρωτολυτικούς ως π.χ. ασθενή οξέα (ή βάσεις αντίστοιχα) της μορφής $H\Delta$ (με κάποια σταθερά ιοντισμού, K_A), των οποίων τα αδιάστατα μόρια έχουν διαφορετικό χρώμα απ' αυτό των ιόντων τους, Δ^- .

Στη συνέχεια, θέλοντας να δώσουμε την κύρια εφαρμογή των δεικτών που είναι ο , έστω σε προσέγγιση, προσδιορισμός της τιμής του pH διαλύματος, ζητάμε να γίνουν υπολογισμοί της μορφής: ποιο χρώμα θα επικρατήσει μεταξύ των $H\Delta$ και Δ^- σε διάλυμα με δεδομένο pH.

Επισημαίνουμε την ικανότητα του ματιού μας να διακρίνει τα χρώματα, όταν η συγκέντρωση της μιας μορφής, π.χ. $[HA]$ είναι τουλάχιστον 10 φορές μεγαλύτερη από εκείνη της άλλης, π.χ. της $[A^-]$ και βέβαια και το αντίστροφο

ΦΑΣΗ 2

Γενικεύουμε το προηγούμενο παράδειγμα δίνοντας την περιοχή τιμών pH μέσα στην οποία αλλάζει χρώμα ένας δείκτης με $pK_A = \lambda$, δηλαδή $pH_1 = \lambda - 1 \leq pK_A \leq pH_2 = \lambda + 1$

Δηλαδή ένας δείκτης λειτουργεί (αλλάζει χρώμα) μία μονάδα (μη ξεχνάτε ότι $\log 10 = 1$) εκατέρωθεν του pK_A .

Τονίζουμε και εδώ ότι η επικράτηση του ενός ή του άλλου χρώματος είναι αποτέλεσμα της επίδρασης κοινού ιόντος ή γενικότερα της αρχής Le Chatelier.

Επίσης τα διαλύματα ορισμένου pH τα οποία παρασκευάζουμε για τον έλεγχο της αποτελεσματικότητας ενός δείκτη είναι κατά κανόνα ρυθμιστικά διαλύματα

Κλείνουμε τη φάση αυτή δίνοντας παραδείγματα δεικτών, όπως η *ηλιανθίνη* και η *φαινολοφθαλεΐνη* μαζί με τα όρια pH αλλαγής τους.

ΦΑΣΗ 3

Κλείνουμε την ενότητα δίνοντας τις δυο κύριες εφαρμογές των πρωτολυτικών δεικτών. Τον, κατά προσέγγιση, προσδιορισμό της τιμής pH ενός διαλύματος- πράγμα που είδαν και στο εργαστήριο- και δεύτερο, ίσως και κυριότερο, τον προσδιορισμό του τέλους μιας αντίδρασης *εξουδετέρωσης* - δεξ και παράγραφο *ογκομετρικών ογκομετρήσεων*.

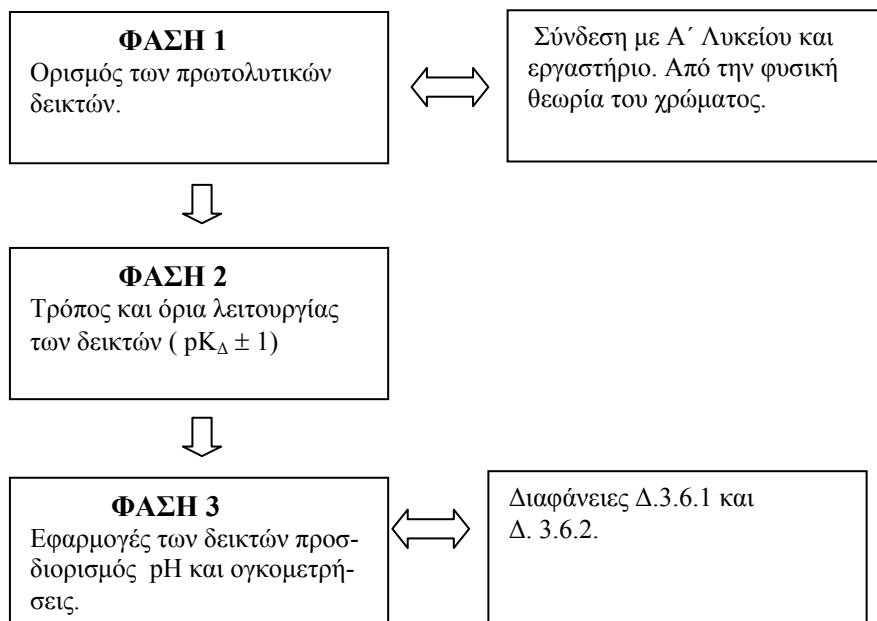
Ως εφαρμογή ζητάμε από τους μαθητές να προβλέψουν το χρώμα που θα επικρατήσει αν μια μικρή ποσότητα δείκτη με γνωστό pK_A προστεθεί σε διάλυμα με ορισμένο pH. Σαν συμπέρασμα έρχεται η δυνατότητα χρωματομετρικού προσδιορισμού της τιμής του pH τυχαίου διαλύματος. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τις διαφάνειες Δ.3.6.1 και Δ.3.6.2..

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 87.
Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 88.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 29
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
Ογκομέτρηση. Οξυμετρία-Αλκαλιμετρία.

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να αναγνωρίζει τη δυνατότητα ποσοτικού προσδιορισμού διαλυμάτων οξέων ή βάσεων με ογκομέτρηση με πρότυπα διαλύματα.
- Να κατασκευάζει τις καμπύλες ογκομέτρησης ως γραφικές παραστάσεις της σχέσης $pH = f(V)$, όπου V ο όγκος του προστιθέμενου πρότυπου αντιδραστήριου.
- Να επιλέγει τον κατάλληλο δείκτη μέσα από την καμπύλη ογκομέτρησης και το ισοδύναμο σημείο.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Με βάση την θεωρία Brønsted *εξουδετέρωση* είναι κάθε αντίδραση οξέος με βάση. Όμως εμείς θα χρησιμοποιήσουμε τον όρο για αντίδραση μεταξύ υδατικού διαλύματος οξέος και υδατικού διαλύματος βάσης. Τέτοιες αντιδράσεις είναι κοινότατες στα χημικά εργαστήρια. Έχουν μεγάλες σταθερές ισορροπίας και συνεπώς θεωρούνται ποσοτικές ή πλήρεις. Οι στοιχειομετρικοί υπολογισμοί για αυτές είναι οι ίδιοι με εκείνους που κάνουμε σε οποιαδήποτε ισολογισμένη χημική αντίδραση.

Αρχικά εισάγουμε ένα συγκεκριμένο πρόβλημα του τύπου "αν για την πλήρη αντίδραση 25 mL διαλύματος HF καταναλώνονται 50 mL διαλύματος NaOH 0,2 M, ποια είναι η περιεκτικότητα του αρχικού διαλύματος ;". Δίνουμε τις δύο διαστάσεις του θέματος. Την υπολογιστική και την πειραματική.

Αναφέρουμε ότι πειραματική διαδικασία- τεχνική είναι γνωστή ως *τογκομέτρηση*. Περιγράφουμε την πειραματική διάταξη (διαφάνεια Δ.3.6.3) τονίζοντας ότι χρησιμοποιείται ευρύτατα σε ποσοτικούς προσδιορισμούς όξινων ή βασικών ουσιών. Συνδέουμε το μάθημα με το πείραμα προσδιορισμού του CH_3COOH στο ξίδι.

Τονίζουμε ότι ένα πολύ σημαντικό σημείο της ογκομέτρησης είναι το λεγόμενο *ισοδύναμο σημείο* στο οποίο έχει προστεθεί η στοιχειομετρική ποσότητα του *αντιδραστηρίου*. Το θέμα είναι το πώς θα ανιχνευτεί αυτό το σημείο. Η συνηθέστερη μέθοδος είναι ο προσδιορισμός υπολογιστικά και μετά, η πειραματική μέτρηση του pH (π.χ. με δείκτες) του διαλύματος που είναι μια βασική ιδιότητά του που αλλάζει κατά την πορεία της ογκομέτρησης.

Ταυτόχρονα κάνουμε και τους υπολογισμούς για την εύρεση του pH του διαλύματος. στο ισοδύναμο σημείο για το παράδειγμα που δώσαμε.

ΦΑΣΗ 2

Τονίζουμε ότι κατά τη διάρκεια της ογκομέτρησης εκείνο που μεταξύ των άλλων μεταβάλλεται είναι η τιμή του pH του διαλύματος.

Για τον λόγο αυτό και σαν εφαρμογή ζητάμε από τους μαθητές να υπολογίσουν τις τιμές; του pH των διαλυμάτων που θα προκύψουν με την προσθήκη στα 25 mL του διαλύματος του CH_3COOH 0,1 M ($K_a = 10^{-5}$), όταν σε αυτά προστεθούν διαδοχικά 5, 10, 20, 25, 26 από το πρότυπο διάλυμα του NaOH, 0,1 M επίσης.

Τους θυμίζουμε ότι πρακτικά είναι μια καλή ευκαιρία εφαρμογών των όσων έχουν προηγηθεί. Ενθαρρύνουμε τη χρήση του τυπολόγιου κατά περίπτωση.

Τα αποτελέσματα καταγράφονται σε μορφή καμπύλης ογκομέτρησης στην οποία εντοπίζεται το ισοδύναμο σημείο. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.3.6.4.

ΦΑΣΗ 3

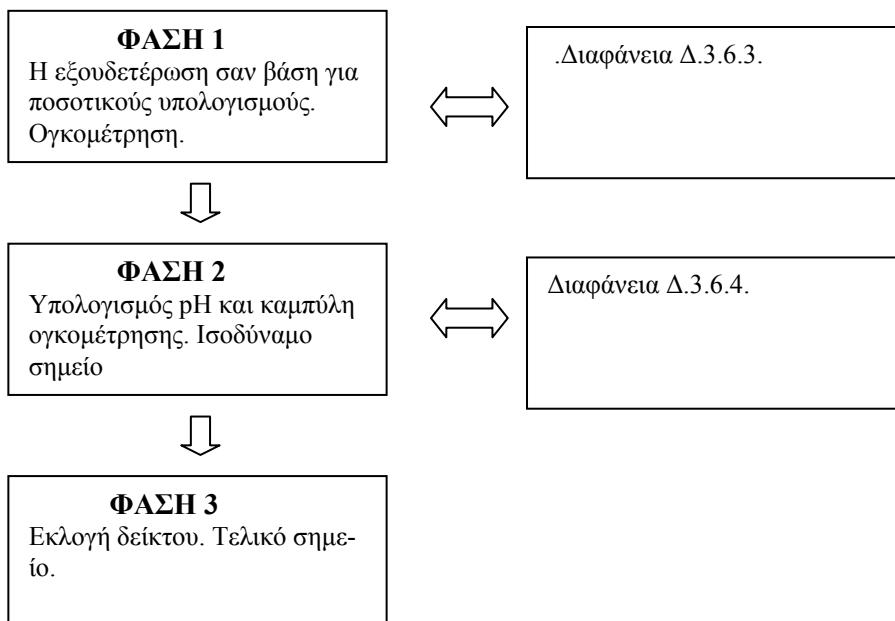
Ζητάμε με βάση την καμπύλη ογκομέτρησης να επιλέξουν από δεδομένο κατάλογο τον κατάλληλο δείκτη.

Μάλιστα το σημείο τιμής του pH - καλύτερα η περιοχή τιμών του pH- στις οποίες αυτός αλλάζει χρώμα λέγεται *τελικό σημείο*. Η προσπάθεια είναι το τελικό αυτό σημείο να ταυτίζεται ή να περιλαμβάνει το ισοδύναμο σημείο της αντίδρασης. Θεωρητικά επιλέγουμε τον δείκτη εκείνο για τον οποίο η pK_{Δ} ισούται με το pH στο ισοδύναμο σημείο. Πρακτικά λόγω δυσκολιών στην αλλαγή του χρώματος επιλέγουμε δείκτη του οποίου η σαφής περιοχή pH αλλαγής χρώματος συμπίπτει με το κατακόρυφο τμήμα της καμπύλης τιτλοδότησης και το οποίο περιλαμβάνει και το ισοδύναμο σημείο. Προετοιμάζουμε την τάξη για την αντίστοιχη εργαστηριακή άσκηση.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 89.

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 29, 121.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ**

**ΕΙΔΙΚΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ ΓΙΑ ΤΑ ΘΕΜΑΤΑ:
pH, ΕΠΙΔΡΑΣΗ ΚΟΙΝΟΥ ΙΟΝΤΟΣ, ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑ-
ΛΥΜΑΤΑ, ΔΕΙΚΤΕΣ, ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗ**

1. Clever , H.L. **“The Ion Product Constant of Water:Thermodynamics of Water Ionization”**. *J.Chem. Educ.*45 (1968) 231.
2. Freiser, H and Fernando Q., **“Teaching Ionic equilibrium”** *J.Chem. Education.* 42 (1965) 35.
3. Kokes R.J., Dorfman ,M.K. and Mathia T. **“Equilibria in Ionic Solutions”** *J. Chem . Educ.* 39 (1962) 93.
4. Mogul , P.H. and Schmuckler J.S. **“Dilute Solutionw of strong Acids: The Effect of Water on pH”** *Chemistry* 42 (1969) 14.
5. Freiser, H. **“Acid - Base Reaction Parameters”** *J. Chem. Educa-tion* 47 (1970) 809.
6. Breneman , G.L. **“A General Acid - Base Titration Curve Com-puter Program”** *J. Chem. Educ.* 51 (1974) 812.
7. Leffler, A.J. **“A Criterion for the Simple Approximation ih Dis-sociation Equilibria”** *J. Chem.Educ.* 53 (1976) 460.
8. Narasaki , H. **“The Use of Approximation Formulae in Calcula-tions of Acid - Base Equilibria – I”** *Talanta.* 26 (1979) 605.
9. De lange , A.M. and Potgleter .J.H. **“Acid and Base Dissociation Constants of Water and its Associated Ions”** *J. Chem. Edu.* 68 (1991) 304.
10. Cawley, J.J **“The Determination of " Apparent" pKa ' s ”**. *J. Chem. Educ.* 72 (1995) 88.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 30

ΠΕΙΡΑΜΑ 2

Προσδιορισμός της περιεκτικότητας ξιδιού σε οξικό οξύ

Η ανάπτυξη του πειράματος δίνεται στο Γ' μέρος του βιβλίου

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 31
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
3.7 Γινόμενο διαλυτότητας.

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να αναγνωρίζει την ετερογενή ισορροπία μεταξύ ιζήματος και κορεσμένου υπερκείμενου διαλύματος λίγο διαλυτού ηλεκτρολύτη.
- Να εκφράζει για την ισορροπία αυτή την σταθερά της σαν γινόμενο διαλυτότητας και τη σχέση της με τη διαλυτότητα, S .
- Να προβλέπει υπολογιστικά τη δημιουργία ή όχι ιζήματος κατά την ανάμιξη δύο διαλυμάτων μέσα από την συνθήκη καταβύθισης. Αυτή έρχεται ως εφαρμογή του κριτηρίου ισορροπίας Q το οποίο μετονομάζεται σε γινόμενο ιόντων.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Στη φάση αυτή επαναλαμβάνουμε βασικές γνώσεις από την Α΄ Λυκείου, όπως είναι η διαλυτότητα και το κορεσμένο διάλυμα, κάνοντας χρήση του παραδείγματος του βιβλίου (σελίδα 131).

Τονίζουμε ότι θα χρησιμοποιήσουμε τις αρχές της ισορροπίας, *ετερογενούς* στην περίπτωση αυτή, για τα συστήματα που προκύπτουν από την ισορροπία λίγο διαλυτών ενώσεων - ιοντικής δομής όπως τα άλατα και ορισμένες βάσεις- με το νερό - καλύτερα το υπερκείμενο διάλυμα -. Δεν μελετάμε τέτοιες ισορροπίες για ευδιαλυτές ουσίες, μια και σε αυτές τα κορεσμένα διαλύματα είναι πολύ πυκνά και κάθε άλλο παρά «ιδανικά».

Η ετερογενής αυτή ισορροπία είναι μια καλή αφορμή για να δείξουμε ότι αν μια αντίδραση εξελίσσεται μόνο από στην επιφάνεια ενός

στερεού, αυτή, η ισορροπία *δεν εξαρτάται* από την ποσότητα, άρα και συγκέντρωση, του στερεού σώματος. Ρωτήστε π.χ. αν σε κορεσμένο διάλυμα σε ισορροπία με το στερεό, προστεθεί ποσότητα στερεού, αυτή, η ποσότητα, θα αυξήσει τη διαλυμένη ποσότητα της ένωσης.

Επίσης κάντε το ερώτημα: αν αναμίξουμε διαλύματα AgNO_3 και NaCl θα γίνει αντίδραση και ποια θα είναι αυτή; Περιμένετε απάντηση με βάση τα όσα γνωρίζουν οι μαθητές. Τονίστε ότι στο θέμα αυτό θα επανέλθουμε.

ΦΑΣΗ 2

Όπως αναμένει κανείς όταν μελετά ένα σύστημα σε ισορροπία το πρώτο πράγμα που πρέπει να κάνει είναι να γράψει την αντίδραση η οποία περιγράφει την ισορροπία. Δώστε μερικά τέτοια παραδείγματα όπως τις : $\text{AgCl} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$, $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^-$. Στις αντιδράσεις αυτές στο αριστερό μέλος υπάρχει το αδιάλυτο στερεό και στο δεξιό, μετά το σύμβολο της ισορροπίας, τα ιόντα τα οποία προήλθαν από την *πλήρη διάσταση* της διαλυμένης ποσότητας.

Το δεύτερο βήμα που κάνει κανείς είναι να γράψει τον νόμο της χημικής ισορροπίας και να « βρει» την σταθερά ισορροπίας K (δεν έχει νόημα η K_p εδώ). Αυτή τη βρίσκει είτε από δεδομένα ή στη βιβλιογραφία από αντίστοιχους πίνακες. Αν αυτή γίνει γνωστή μπορεί κανείς να βρίσκει την σύσταση στην κατάσταση ισορροπίας από πια αρχή και αν ξεκινήσει. Εδώ μια και το αριστερό σκέλος περιέχει μόνο στερεά, τα οποία δεν επηρεάζουν την ισορροπία, στην έκφραση του νόμου δεν υπάρχει παρονομαστής. Αυτός είναι το γινόμενο των συγκεντρώσεων δύο, τουλάχιστον και συνήθως, ιόντων, υψωμένων στους αντίστοιχους στοιχειομετρικούς συντελεστές - εκθέτες. Μια τέτοια σταθερά ισορροπίας λέγεται σταθερά γινομένου διαλυτότητας, K_s .

Σαν εφαρμογή μελετάμε την ετερογενή ισορροπία που αποκαθίσταται μεταξύ του ιζήματος π.χ. AgCl και του υπερκείμενου κορεσμένου διαλύματος. Καταλήγουμε έτσι στην σταθερά ισορροπίας η οποία απουσία παρονομαστού γίνεται σταθερά γινομένου διαλυτότητας K_s .

Αν χρειάζεται υπενθυμίζουμε τα περί διάστασης ιοντικών ενώσεων και καθαρών ιοντικών αντιδράσεων. Επίσης δεν ξεετάζουμε την περίπτωση, η οποία πολυπλοκοποιεί αρκετά τα πράγματα, τυχόν δευτερογενών αντιδράσεων των ιόντων.

Είναι πού σημαντικό να μην γίνεται σύγχυση μεταξύ της διαλυτότητας, S και του γινομένου διαλυτότητας K_s . Οι όροι αυτοί διαφέρουν και εννοιολογικά και αριθμητικά αλλά συνδέονται μεταξύ τους.

Στη συνέχεια επιλύουμε υποδειγματικά προβλήματα εύρεσης του K_s αν δίνεται η διαλυτότητα S σε mol/L και αντίστροφα.

ΦΑΣΗ 3

Αναπτύσσουμε το θέμα της καταβύθισης ή όχι ενός ιζήματος αν αναμιχθούν δύο διαλύματα (κάτι που στην Β' Λυκείου θεωρούσαμε δεδομένο, αν ένα από τα προϊόντα περιέχονταν σε κάποιο πίνακα ιζημάτων). Χρησιμοποιούμε το γινόμενο των ιόντων (Ion. Product ή Q αν και βέβαια δεν είναι πια λόγος) στο νέο διάλυμα και το συγκρίνουμε με την τιμή του K_s , όπως ακριβώς προβλέπουμε τη φορά μιας ισορροπίας συγκρίνοντας το I.P ή Q με την K_s .

Προσοχή και εδώ την έννοια της περίσσειας μια και αυτή δημιουργεί και εδώ κοινό ιόν.. Σε πολλές τέτοιες περιπτώσεις οι προσεγγίσεις είναι απαραίτητες για την αποφυγή επίλυσης εξισώσεων με υψηλό βαθμό.

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.3.7.1.

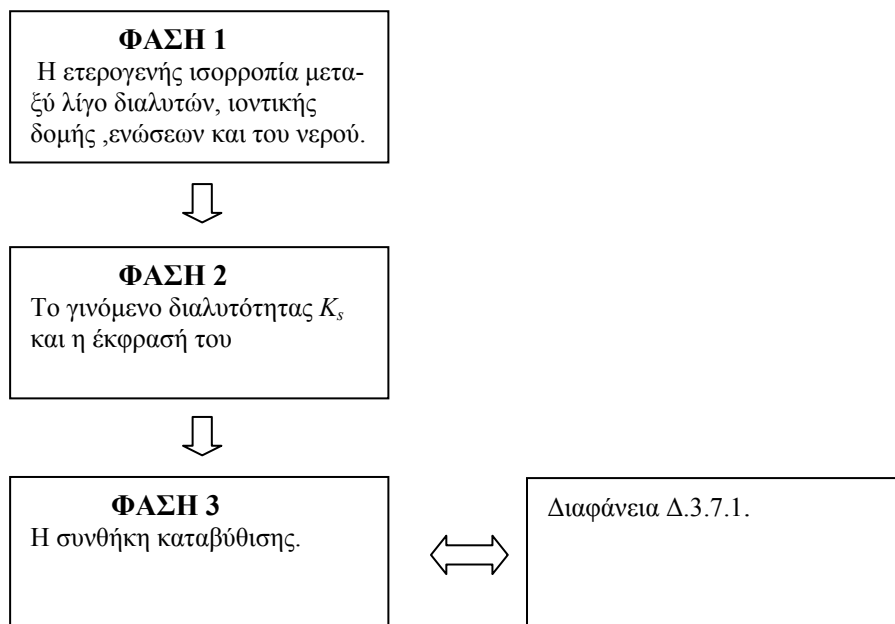
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 3.19, 3.20, 3.21.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 92, 93, 95, 96, 97.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΕΙΔΙΚΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. Cavallero, A.M.V.S.V. " **The teaching of Precipitation Equilibrium**" *J. Chem. Edu.* 73 (1996) 424.
2. lade , P.W and Rayner- Canham G.W. " **The Pitfalls of Precipitation Reactions.** " *J. Chem . Educ.* 67 (1990) 316
3. Ramette R. " **Solubility and equilibria of Silver Chloride .**" *J. Chem. Educ* .37 (1960) 348

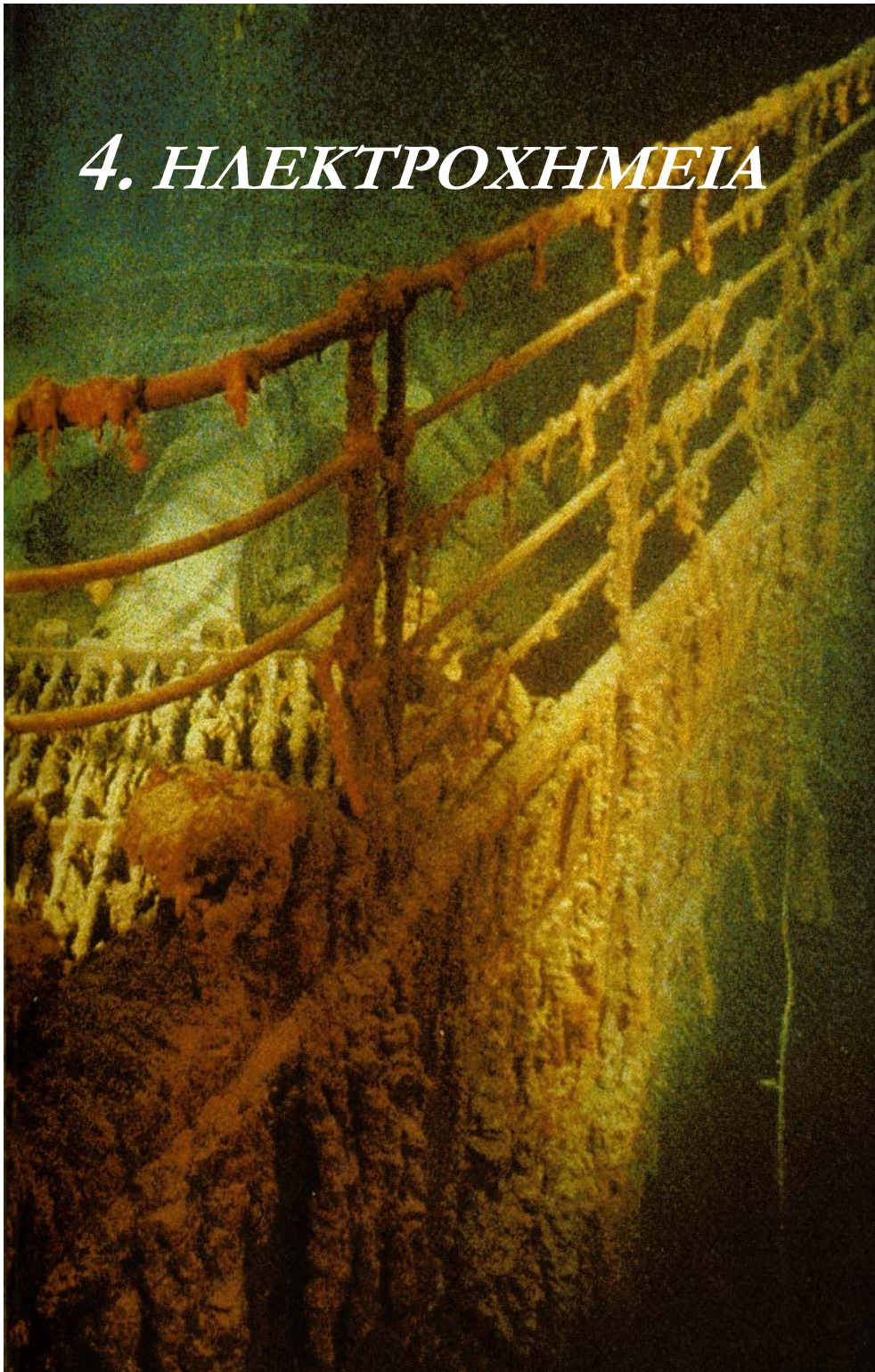
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 32

ΠΕΙΡΑΜΑ 3

Πειραματικός προσδιορισμός της τιμής K_s δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη. K_s $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Η ανάπτυξη του πειράματος δίνεται στο Γ' μέρος του βιβλίου

4. ΗΛΕΚΤΡΟΧΗΜΕΙΑ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 33
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
4.1 Γαλβανικά στοιχεία

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να περιγράφει τη δομή και τη λειτουργία ενός γαλβανικού στοιχείου ως διάταξη μετατροπής της χημικής σε ηλεκτρική ενέργεια.
- Να ερμηνεύει το ρόλο της γέφυρας άλατος (ηλεκτρολυτικού συνδέσμου) και την όλη ροή των φορτίων.
- Να αιτιολογεί την παραγωγή του ηλεκτρικού ρεύματος με την βοήθεια των χημικών αντιδράσεων που διεξάγονται.

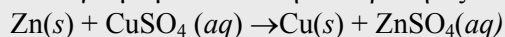
ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Το κεφάλαιο που ξεκινά έχει ανάγκη από μια εκτεταμένη επανάληψη στα θέματα της οξειδοαναγωγής την οποία γνώρισαν οι μαθητές στην Β΄ Λυκείου.

Υπενθυμίζουμε ότι στις αντιδράσεις αυτές γίνεται μια ανταλλαγή ηλεκτρονίων - παραλληλίζουμε με το πρόσφατο κεφάλαιο της εναλλαγής πρωτονίων-- . Εδώ το αναγωγικό δίνει ηλεκτρόνια στο οξειδωτικό.-όπως το οξύ που δίνει πρωτόνια στη βάση -.Όταν τα δύο σώματα αυτά δηλαδή το αναγωγικό και το οξειδωτικό είναι σε επαφή, μιλάμε για μια αντίδραση οξειδοαναγωγής. Τι θα συμβεί όμως αν αυτά δεν βρίσκονται σε άμεση επαφή αλλά με κατάλληλο αγωγό τα ηλεκτρόνια από το αναγωγικό μεταφέρονται στο οξειδωτικό; Η απάντηση θα δοθεί από όλο το κεφάλαιο που ασχολείται ακριβώς με την μετατροπή της χημικής σε ηλεκτρική ενέργεια.

Επιλέγουμε μια κλασική αντίδραση οξειδοαναγωγής, όπως την:



Για την αντίδραση αυτή δείχνουμε το πώς εξελίσσεται πειραματικά με την διαφάνεια Δ4.1.1.

Σ' αυτή φαίνονται η περίπτωση της άμεσης επαφής και η περίπτωση του χωρισμού των δύο « πόλων » πια .Στην αντίδραση αυτή ορίζουμε το αναγωγικό, που είναι ο Zn ο οποίος οξειδώνεται σε Zn^{2+} και το οξειδωτικό, ο Cu^{2+} ο οποίος ανάγεται σε μεταλλικό χαλκό, Cu^0 .

ΦΑΣΗ 2

Την παραπάνω αντίδραση γράφουμε στην ιοντική της μορφή και στη συνέχεια τη ξεχωρίζουμε σε δύο *ημιαντιδράσεις*. Ουσιαστικά εφαρμόζουμε την μέθοδο των ημιαντιδράσεων ή την λεγόμενη *ιόντων - ηλεκτρονίων* . που πιθανόν γνώρισαν στην οξειδοαναγωγή.

Αυτές είναι : $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ η ημιαντίδραση της οξείδωσης του αναγωγικού η οποία γίνεται στο *ηλεκτρόδιο* ή *ημιστοιχείο* του Zn

Στο ηλεκτρόδιο του χαλκού γίνεται η ημιαντίδραση της αναγωγής $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$. Στην αντίδραση αυτή τα ηλεκτρόνια είναι ισολογισμένα . Αν όχι με κατάλληλο πολλαπλασιασμό θα ισολογίζαμε τα e^- άρα και την αντίδραση.

Από αυτές ως άθροισμα προκύπτει η αρχική.

Στη συνέχεια δείχνουμε ότι αν οι δύο ημιαντιδράσεις διαχωριστούν φυσικά και συνδεθούν ηλεκτρικά, ώστε να κλείνει το κύκλωμα της κίνησης των φορτίων, τότε παράγεται ενέργεια με μορφή ηλεκτρικού ρεύματος. Μετατρέπεται δηλαδή η χημική ενέργεια σε ηλεκτρική.

ΦΑΣΗ 3

Με τη βοήθεια της διαφάνειας Δ.4.1.2 περιγράφουμε το στοιχείο Daniell. Εξηγούμε την φορά του ρεύματος (ηλεκτρονίων και ιόντων), τον ρόλο του ηλεκτρολυτικού συνδέσμου και την πολικότητα των ηλεκτροδίων.

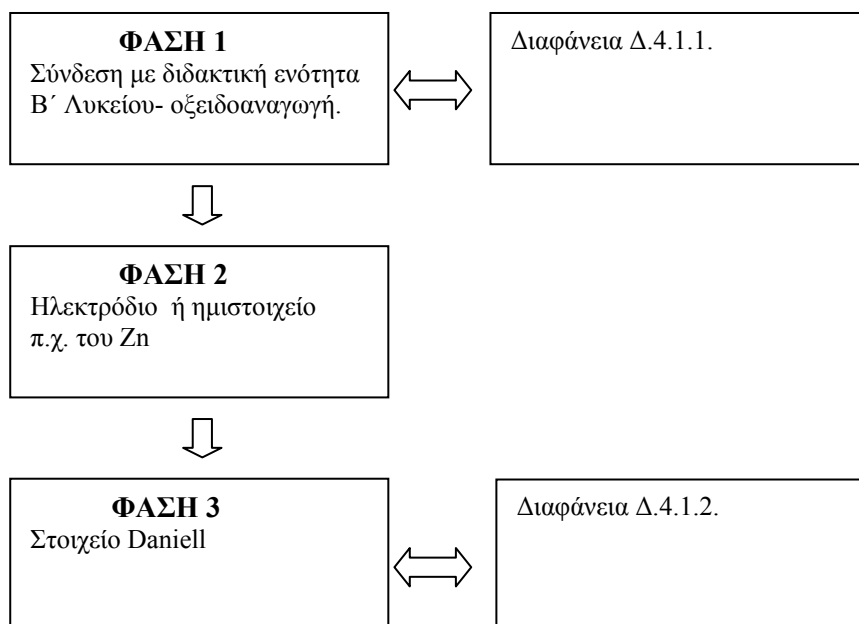
Η φορά των ιόντων μπορεί να προβλεφθεί και να ερμηνευθεί και από την ηλεκτρική ουδετερότητα των δύο διαλυμάτων. Έτσι στο ηλεκτρόδιο του Zn στο οποίο γίνεται οξείδωση και παράγονται ιόντα Zn^{2+} θα πρέπει να οδεύουν, μέσω του ηλεκτρολυτικού συνδέσμου, αρνητικά ιόντα (π.χ. 2Cl^- ή SO_4^{2-} ανά ιόν ψευδαργύρου.). Με ανάλογη σκέψη ερμηνεύεται η κίνηση θετικών ιόντων π.χ. K^+ προς το ηλεκτρόδιο του χαλκού από το οποίο αποσύρονται με την αναγωγή τα Cu^{2+} .

Αν έχει προηγηθεί το σχετικό πείραμα αξιοποιούμε τα συμπεράσματά του. Αν όχι προετοιμάζουμε με την διαφάνεια και την σχετική ανάπτυξη το θεωρητικό του υπόβαθρο.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 1,2..

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: , 13, 14,15.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 34**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:****Συμβολισμός γαλβανικού στοιχείου. ΗΕΔ στοιχείου****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να συμβολίζει ένα γαλβανικό στοιχείο χρησιμοποιώντας και ερμηνεύοντας τα αντίστοιχα σύμβολα.
- Να συμπληρώνει αντιδράσεις οξειδοαναγωγής με τη μέθοδο των ιόντων- ηλεκτρονίων
- Να ορίζει την ηλεκτρεγερτική δύναμη στοιχείου ως διαφορά δυναμικού, ΔE και να προβλέπει την κατεύθυνση μιας αντίδρασης οξειδοαναγωγής με βάση το πρόσημο του ΔE .

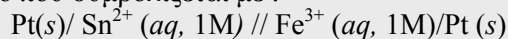
ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Εξηγούμε στους μαθητές τον πλήρη συμβολισμό του στοιχείου Daniell [$\text{Zn(s)}/\text{Zn}^{2+}(\text{aq}), 1\text{M} // \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) 1\text{M} / \text{Cu(s)}]$, το οποίο λειτουργεί με βάση μια αυθόρμητη αντίδραση οξειδοαναγωγής.

Στο σύμβολο η απλή γραμμή δηλώνει επαφή δύο φάσεων (εδώ στερεάς και υγρής). Η διπλή γραμμή ένα σύνδεσμο ο οποίος επιτρέπει την κίνηση των ιόντων χωρίς ανάμιξη των διαλυμάτων - ο ηλεκτρολυτικός σύνδεσμος π.χ. πορώδες γυαλί που διαχωρίζει τα διαλύματα , fritte-.

Κατόπιν συμφωνίας η άνοδος , όπου γίνεται οξείδωση , γράφεται αριστερά και η κάθοδος (αναγωγή) δεξιά.. Στον παραπάνω συμβολισμό δεν περιλαμβάνονται τα ανιόντα, εδώ τα SO_4^{2-} , μια και αυτά χρησιμεύουν μόνο για την ηλεκτρική ουδετερότητα χωρίς άλλη επέμβαση στο φαινόμενο.

Ρωτάμε τους μαθητές να μας εξηγήσουν το γαλβανικό ή βολταϊκό στοιχείο που συμβολίζεται με :



Σ' αυτό ένα αδρανές ηλεκτρόδιο από Pt μεταφέρει προς το εξωτερικό κύκλωμα e^- από τον Sn^{2+} προς τον Fe^{3+} . Η αντίδραση οξειδοαναγωγής που γίνεται είναι η: $\text{Sn}^{2+} + 2 \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Fe}^{2+}$

ΦΑΣΗ 2

Είναι λοιπόν σημαντικό να καταλάβουν οι μαθητές ότι θεωρητικά τουλάχιστον μπορούμε να κατασκευάσουμε γαλβανικά στοιχεία με βάση μια πλήρη αντίδραση οξειδοαναγωγής. Αρκεί να μπορούμε να την χωρίσουμε σε δύο ημιαντιδράσεις. Η μία θα είναι η αναγωγή του οξειδωτικού και η άλλη η οξείδωση του αναγωγικού.

Για τον λόγο αυτό και επειδή η οξειδοαναγωγή στην Β' Λυκείου διδάχτηκε με την μέθοδο της μεταβολής του αριθμού οξείδωσης παρεμβάλλουμε στην φάση αυτή την μέθοδο των ημιαντιδράσεων ή μέθοδο των *ιόντων - ηλεκτρονίων*, για την καλύτερη κατανόηση τόσο του φαινομένου της οξειδοαναγωγής όσο και της λειτουργίας των γαλβανικών στοιχείων.

Χρησιμοποιούμε μια αντίδραση οξειδοαναγωγής την οποία έχουν μάθει να συμπληρώνουμε με τη μέθοδο μεταβολής του αριθμού οξείδωσης π.χ :



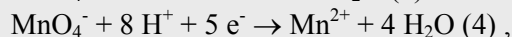
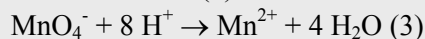
Δείχνουμε ότι η αντίδραση αυτή ουσιαστικά είναι άθροισμα δύο ημιαντιδράσεων. Μιας οξείδωσης (αποβολή e^-): $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2e^-$

και μιας αναγωγής (πρόσληψη e^-): $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

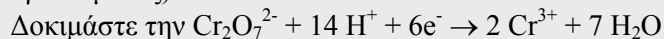
Με κατάλληλο ισολογισμό των ηλεκτρονίων και πρόσθεση κατά μέλη έχουμε την τελική ιοντική μορφή της αντίδρασης.

Δίνουμε και άλλα παραδείγματα με συμμετοχή των μαθητών.

Προσέξτε το θέμα της συμπλήρωσης των ημιαντιδράσεων και κύρια την διατήρηση του φορτίου πέρα από την διατήρηση των ατόμων (βλέπε ύλης ...). Ας δούμε αναλυτικά το παράδειγμα της MnO_4^- :



(δύο θετικά φορτία εκατέρωθεν μετά την προσθήκη των 5 e⁻ στο πρώτο μέλος)



ΦΑΣΗ 3

Ερχόμαστε τώρα σε ένα βασικό σημείο που είναι το *δυναμικό του στοιχείου*. Είδαμε ότι σε ένα γαλβανικό στοιχείο κινούνται e⁻ από την άνοδο προς την κάθοδο. Μα φορτία ρέουν, μεταξύ δύο σημείων, μόνο όταν υπάρχει διαφορά δυναμικού μεταξύ τους, μετρημένη σε Volts με ένα όργανο όπως π.χ. το βολτόμετρο. Άρα και στο γαλβανικό στοιχείο το δυναμικό της ανόδου πρέπει να είναι πιο αρνητικό από εκείνο της καθόδου. Αυτή δε η διαφορά δυναμικού μπορεί να μετρηθεί με το βολτόμετρο όπως δείχνει το σχήμα στο βιβλίο. Το δυναμικό αυτό του στοιχείου το συμβολίζουμε με E ή ΔE .

Το πείραμα δείχνει ότι το δυναμικό αυτό εξαρτάται από την φύση των ηλεκτροδίων- ημιστοιχείων αλλά και από την συγκέντρωση των ιόντων, την πίεση αν υπάρχουν και αέρια και την θερμοκρασία.

Για να μπορούμε λοιπόν να συγκρίνουμε τα δυναμικά των διαφόρων στοιχείων πρέπει να ορίσουμε ένα πρότυπο σύνολο συνθηκών που δεν είναι άλλες από εκείνες που ορίστηκαν στην έκφραση της *ελεύθερης ενέργειας* $-\Delta G^0$. Τότε το μετρούμενο δυναμικό λέγεται *πρότυπο δυναμικό*, E^0 ή ΔE^0 .

Υπάρχει άμεση σχέση μεταξύ του δυναμικού του στοιχείου και της μεταβολής της ελεύθερης ενέργειας της αυθόρμητης αντίδρασης μέσω της οποίας παράγονται και κινούνται τα ηλεκτρόνια. Είναι:

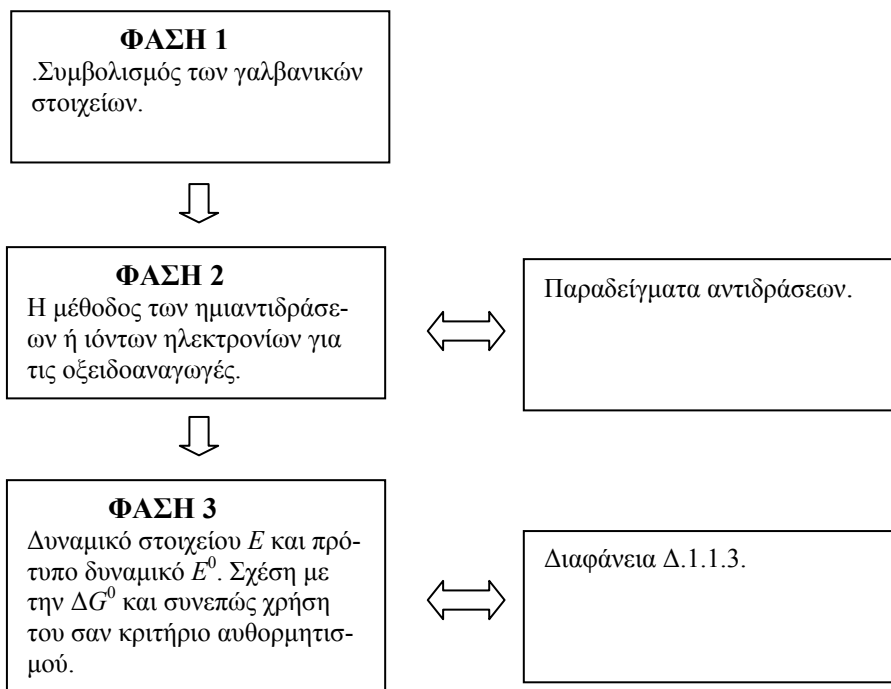
$\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0$. Δηλαδή η φορά μιας αυθόρμητης αντίδρασης δίνει μια αρνητική τιμή στην ΔG^0 αλλά μια θετική τιμή για το E^0

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παραδείγματα 4.1, 4.2.
Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 16, 17, 18.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 35

ΠΕΙΡΑΜΑ 4

Το στοιχείο Daniel

Η ανάπτυξη του πειράματος δίνεται στο Γ' μέρος του βιβλίου

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 36
ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:
4.2 Πρότυπο δυναμικό και εφαρμογές

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει το τι είναι το πρότυπο δυναμικό οξείδωσης μιας ημιαντίδρασης οξείδωσης και πρότυπο δυναμικό αναγωγής μιας ημιαντίδρασης αναγωγής (E^0).
- Να αναφέρει πως μετριέται το E^0 μιας ημιαντίδρασης σχετικά ως προς το ημιστοιχείο αναφοράς, το κανονικό ηλεκτρόδιο υδρογόνου.
- Να αξιολογεί τον πίνακα των E^0 και να αναγνωρίζει ότι οι τιμές των E^0 εκφράζουν το μέτρο της ισχύος μιας οξειδωτικής ή αναγωγικού ουσίας.
- Να προβλέπει το αυθόρμητο ή μη μιας αντίδρασης οξειδοαναγωγής σε πρότυπες συνθήκες αν γνωρίζει τα E^0 των δύο ημιαντιδράσεων από τις οποίες αυτή αποτελείται.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Είδαμε την προηγούμενη ώρα πως μετράμε πειραματικά το δυναμικό ενός στοιχείου με ένα βολτόμετρο. Μήπως όμως θα μπορούσαμε να υπολογίζουμε το δυναμικό αυτό στηριγμένοι στα, με πείραμα προσδιορισμένα δυναμικά των ημιστοιχείων από τα οποία το κάθε στοιχείο συνίσταται;

Τονίζουμε στους μαθητές ότι είναι αδύνατη η απόλυτη μέτρηση του δυναμικού ενός ημιστοιχείου, E^0 , με ένα π.χ. βολτόμετρο το οποίο τελικά θα λειτουργούσε και το ίδιο σαν ημιστοιχείο. Μπορούμε όμως να το μετρήσουμε έμμεσα.

ΦΑΣΗ 2

Εισάγουμε τη σχετική μέτρηση (π.χ. την μέτρηση της απόστασης δύο ορόφων με την απόστασή τους από το έδαφος). Έτσι ερμηνεύουμε την εισαγωγή του *κανονικού ηλεκτροδίου υδρογόνου*, NHE με συμβολισμό $\text{Pt}(s) / \text{H}_2(g) (1 \text{ atm}) / \text{H}^+(aq, 1 \text{ M})$, ως ένα πρότυπο ημιστοιχείο αναφοράς για το οποίο δεχόμεθα εξορισμού ότι έχει δυναμικό ίσο με 0,00 V.

Αν θέλουμε να προσδιορίσουμε το δυναμικό π.χ. του ημιστοιχείου Zn κατασκευάζουμε ένα γαλβανικό στοιχείο από το ημιστοιχείο αυτό και εκείνο του υδρογόνου. Πάμε δηλαδή να υλοποιήσουμε την αντίδραση οξειδοαναγωγής $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$, χωρίς μάλιστα να γνωρίζουμε προς ποια φορά προχωρά αυθόρμητα. Εδώ υπάρχει μια σειρά διεθνών παραδοχών. Έτσι γράφουμε πάντα τις δύο ημιαντιδράσεις σαν αναγωγές (τα e^- στο πρώτο μέλος) όταν εκφράζουμε τα σχετικά δυναμικά τους. Βέβαια όταν το στοιχείο λειτουργήσει μία θα δράσει σαν οξειδωση δηλαδή η αντίστροφη αυτής που γράψαμε. Από την μέτρηση βρίσκουμε δύο μεγέθη. Πρώτα την πολικότητα του στοιχείου αν π.χ. το NHE είναι το θετικό ή το αρνητικό ηλεκτρόδιο. Στο παράδειγμά μας είναι το θετικό στο οποίο γίνεται η αναγωγή. Δεύτερον βρίσκουμε την τιμή του E^0 του στοιχείου, εδώ 0,763 V. Αν συνεχίσουμε να είμαστε συνεπείς στις παραδοχές πρέπει να πούμε ότι είναι: $E_{\text{στοιχείου}} = E_{(+)} - E_{(-)}$ με τις ημιαντιδράσεις γραμμένες πάντα σαν αναγωγές και τις δύο. Το ίδιο όμως είναι αν πούμε ότι $E_{\text{στοιχείο}} = E_{(+)} + (-)E_{(-)}$ όπου το μείον φανερώνει την αντιστροφή της φοράς μια και στην άνοδο γίνεται οξειδωση.

Στο παράδειγμά μας είναι $0,763 \text{ V} = 0,00 - E^0_{\text{ημιστοιχ. Zn}} \rightarrow E^0_{\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}} = -0,763 \text{ V}$

Με τέτοιες λοιπόν μετρήσεις προσδιορίστηκαν τα σχετικά ως προς NHE δυναμικά πολλών ημιαντιδράσεων -ημιστοιχείων (με φορά την αναγωγή...) και δημιουργήθηκε ο πίνακας γνωστός σαν *σειρά δυναμικών οξειδοαναγωγής* - καλύτερα δυναμικά αναγωγής- ή *σειρά ηλεκτρεγερτικής δύναμης -emf series-* ή απλά *ηλεκτροχημική σειρά*.

ΦΑΣΗ 3

Κατ' αρχήν επειδή υπήρχε σύγχυση στην βιβλιογραφία σχετικά με το πρόσημο του E^0 μπορείτε να ελέγξετε αν ο πίνακας, ο οποίος, έχετε μπροστά σας ακολουθεί τις πρόσφατες παραδοχές. Αν έχει πρώτο το F_2 με ημιαντίδραση την αναγωγή του σαν

$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$ με δυναμικό με αρνητικό πρόσημο, τότε είναι συμβατός.

Μετά πρέπει να τονιστεί ότι ο πίνακας αυτός μπορεί να χρησιμοποιείται για την πρόβλεψη και συσχέτιση μεγάλου αριθμού δεδομένων χημικής συμπεριφοράς.

Πρώτα - πρώτα μπορεί να χρησιμοποιηθεί για την πρόβλεψη της τιμής του E^0 γαλβανικού στοιχείου το οποίο δημιουργείται από συνδυασμό δύο ημιστοιχείων. Το ημιστοιχείο με την πιο αρνητική τιμή του E^0 (αλγεβρικά μικρότερη) θα είναι η άνοδος, (-), στην οποία θα γίνεται οξείδωση στο γαλβανικό στοιχείο. Η δε E^0 του στοιχείου θα είναι όπως αναφέρθηκε ίσο με:

$$E^0 = E^0(+) + (-)E^0(-) = E^0(+) - E^0(-)$$

Δεύτερο μπορεί να προβλέψει κανείς αν μια αντίδραση οξειδοαναγωγής είναι αυθόρμητη - γίνεται δηλαδή - στην φορά που είναι γραμμένη ή στην αντίθετή της. Αν η E^0 του γαλβανικού στοιχείου το οποίο λειτουργεί με βάση αυτή την αντίδραση είναι θετικό τότε γίνεται ως έχει. Αν είναι αρνητικό γίνεται η αμφίδρομη φορά.

Τρίτο, που είναι συνέπεια του δεύτερου, είναι ότι έχουμε πια ένα κριτήριο για την σχετική ισχύ των οξειδωτικών και των αναγωγικών σωμάτων. Εδώ σε πλήρη αντιστοιχία με το ζεύγος οξέος συζυγούς βάσης ορίζουμε το ζεύγος οξειδωτικού και συζυγούς αναγωγικού.

Με ανοικτό τώρα τον πίνακα των E^0 των ημιστοιχείων, για τον οποίο έχουμε εξηγήσει την πειραματική του προέλευση, συγκρίνουμε την ισχύ οξειδωτικών και αναγωγικών ημιαντιδράσεων άρα και ουσιών. Όσο πιο αρνητική τιμή έχει το E^0 τόσο η αναγωγική μορφή είναι ισχυρότερο αναγωγικό και βέβαια η οξειδωτική μορφή λιγότερο ισχυρό οξειδωτικό.

Ρωτήστε π.χ. πιο είναι ισχυρότερο αναγωγικό μεταξύ των Zn και Ag και αντίστοιχα πιο είναι ισχυρότερο οξειδωτικό μεταξύ των Zn^{2+} και Ag^+

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 43, 44, 45.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 19, 20, 21, 22, 23, 24, 25.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ

ΦΑΣΗ 1

Αδυναμία άμεσης μέτρησης
δυναμικού ημιστοιχείου.

**ΦΑΣΗ 2**

Το NHE σαν ηλεκτρόδιο ανα-
φοράς για την μέτρηση E^0 η-
μιστοιχείων. Σειρά emf.

**ΦΑΣΗ 3**

Πίνακας με τις τιμές E^0 των
ημιστοιχείων. Δυνατότητες
πρόβλεψης E^0 στοιχείου, φο-
ράς αντίδρασης και ισχύος
οξειδωτικών και αναγωγικών
ουσιών.



Διαφάνεια με τον πίνακα E^0

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 37

ΠΕΙΡΑΜΑ 5

Προσδιορισμός κατά Zimermann (παραλλαγή)

Η ανάπτυξη του πειράματος δίνεται στο Γ' μέρος του βιβλίου.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 38

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ:

**4.3 Μπαταρίες.-Σύνοψη κεφαλαίου ηλεκτροχημείας -
Εφαρμογές**

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να εξηγεί το τι είναι οι μπαταρίες και ποια είναι η αρχή λειτουργίας τους.
- Να ταξινομεί τους διάφορους τύπους μπαταριών σε κατηγορίες δίνοντας χαρακτηριστικά παραδείγματα για κάθε τύπο και αναφέροντας τις βασικές διαφορές τους.
- Να επιλύει ασκήσεις σχετικές με το περιεχόμενο του μαθήματος

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Στη φάση αυτή ερμηνεύουμε θεωρητικά την αρχή λειτουργίας των μπαταριών οι οποίες είναι ένα ή συνδυασμός περισσότερων γαλβανικών στοιχείων.

Αναφέρουμε πλεονεκτήματά τους όπως π.χ. την καλύτερη απόδοση στην μετατροπή χημικής ενέργειας σε ηλεκτρική από τους ατμοστροβίλους και τις μηχανές diesel '. Επίσης την δυνατότητα που δίνουν στην αποθήκευση της ηλεκτρικής ενέργειας μέχρις ότου αυτή να απαιτηθεί κρατώντας απλώς τα ηλεκτρόδια όχι ενωμένα.

Στη συνέχεια αναφέρουμε τις διάφορες κατηγορίες μπαταριών που κυκλοφορούν στο εμπόριο. Δείχνουμε στους μαθητές όσα δείγματα από αυτές διαθέτουμε. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια 4.3.1. Τέλος, λύνουμε παραδείγματα υπολογιστικών ασκήσεων.

ΦΑΣΗ 2

Στη συνέχεια αναφέρουμε τις διάφορες κατηγορίες μπαταριών που κυκλοφορούν στο εμπόριο. Έτσι έχουμε τα λεγόμενα *ξηρά στοιχεία* που είναι και η πιο συνήθης μορφή μπαταριών. Μετά είναι η οι μπαταρίες μολύβδου - θειικού οξέος οι οποίες είναι επαναφορτιζόμενες. Τέλος μιλάμε για τα λεγόμενα στοιχεία καυσίμων. Δείχνουμε στους μαθητές όσα δείγματα από αυτές διαθέτουμε. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.4.3.1.

ΦΑΣΗ 3

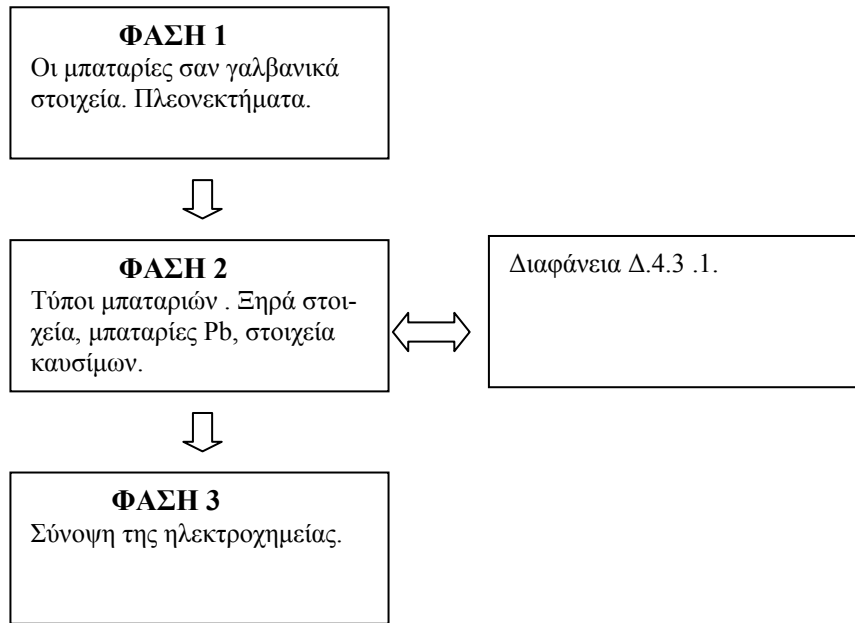
Κάνουμε μια συνολική για την ηλεκτροχημεία αναφέροντας ότι περιλαμβάνει θέματα όπως η *οξειδοαναγωγή*, η *ηλεκτρόλυση* και η *θεωρητική και εφαρμοσμένη ηλεκτροχημεία*. Είδαμε να συνδέεται με την θερμοδυναμική και την πρόβλεψη του αν μια αντίδραση γίνεται ($\Delta G = -n \cdot F \cdot E^0$). Μπορούμε να αναφέρουμε βιομηχανικές χρήσεις της ηλεκτρόλυσης για παραγωγή αλογόνων, αλκαλίων, αργιλίου κλπ. Αναφέρουμε στους μαθητές ότι και η *διάβρωση* είναι ένα ηλεκτροχημικό φαινόμενο και ορισμένες μέθοδοι προστασίας στηρίζονται στην ηλεκτροχημεία. Τέλος, λύνουμε παραδείγματα υπολογιστικών ασκήσεων.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 26, 27, 28.
Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 29, 30, 31.

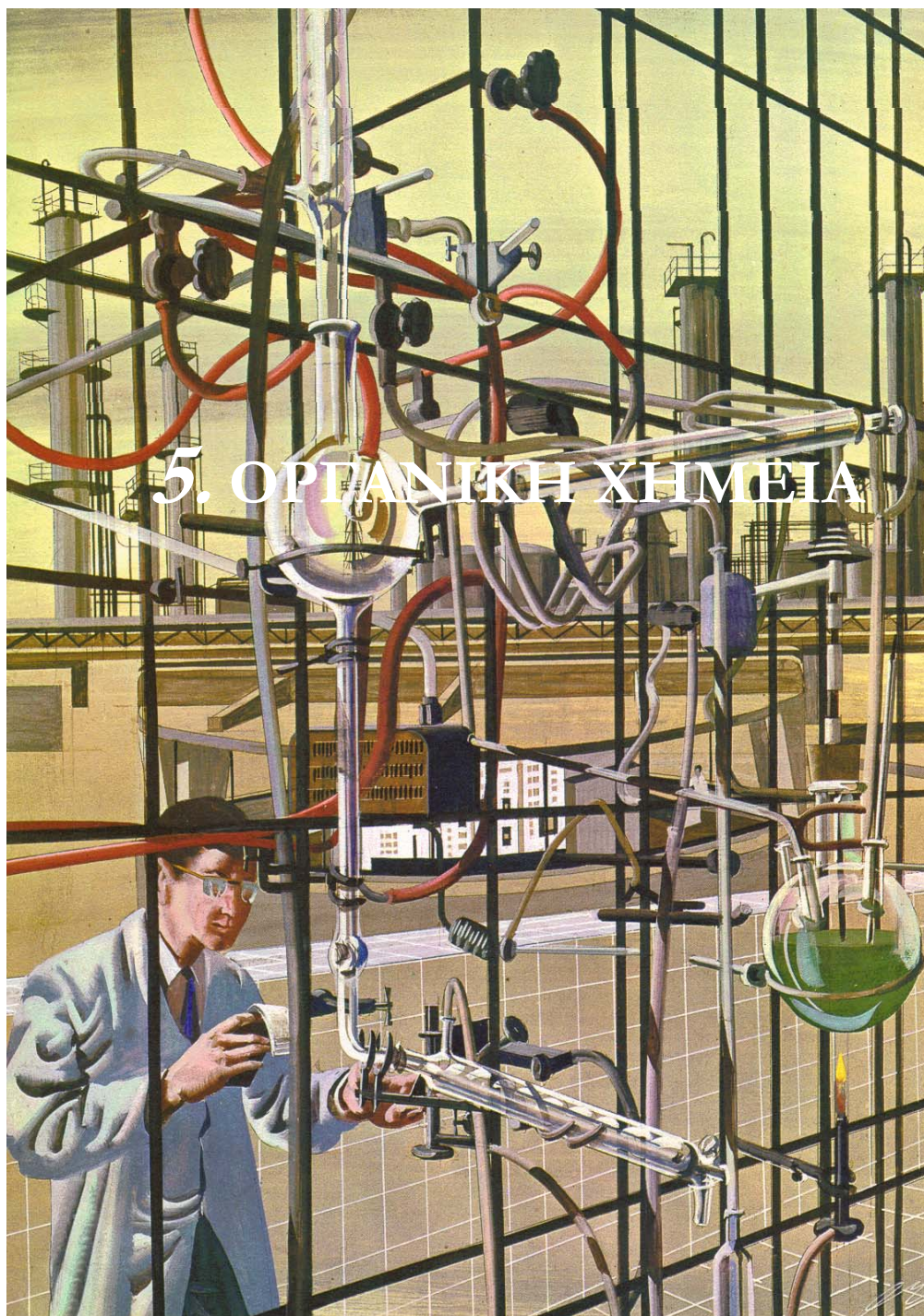
ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΕΙΔΙΚΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. Biegler, T and Woods R. " **The Standard Hydrogen Electrode.**" *J. Chem. Educ.* 50 (1973) 604.
2. Hammond, A.L. " **Photovoltaic Cells: Direct Conversion of Solar Energy**". *Science* 178 (1972) 732.
3. Jolly, W.L. " **The Use of Oxidation Potential in Inorganic Chemistry**". *J. Chem. Education* 43 (1966) 198
4. Robbins, O. " **The Proper definition of Standard Electromotive force**" *J. Chem. Educ.* 48 (1971) 737.
5. Sanderson, R.T. " **On the Significance of Electrode Potentials**". *J. Chem Educ.* 43 (1966) 585.
6. Kolb, D. " **The chemical principle revised. Oxidation - reduction Reactions**". *J. Chem. Education* 55 (1978) 326.
7. Davis A.J. " **A model approach to teaching redox**" . *Education in Chemistry*. September 1991, 135.
8. Τσαπαρλής Γ.Ρ. " **Διαγράμματα καταστάσεων οξείδωσης . Η δυνατότητα χρησιμοποίησής τους στην διδασκαλία της Αναοργάνου Χημείας στο Λύκειο**". *Χημικά Χρονικά* . Γεν Έκδ.44 (1979) 48.
9. Vella A.J. " **Redox Reactions and the Electropotential Axis**" . Στην σειρά Chemical Principles revised. *J. Chem. Education*. 67 (1990) 479.
10. Balley D.N. , Owen A.M.Jr and Spencer J.N. " **On the relationship between Cell Potential and Half-Cell reactions**". *J Chem. Educ.* 53 (1976) 77. .
11. Anson, F.C. " **Electrode Sign Conventions**" . *J. Chem. Educ.* 36 (1957) 394
12. Τσαπαρλής Γ. " **Δυναμικά οξειδοαναγωγής κατά την Ευρωπαϊκή Σύμβαση και το Αμερικάνικο Σύστημα**". *Χημικά Χρονικά* . Γεν Έκδοση.52 (1987) 113.
13. Chambers J. G. " **Electrochemistry in the General Chemistry Curriculum**" . *J. Chem. Educ.* 60 (1983) 259 . Όλο αυτό το τεύχος είναι αφιερωμένο στην ηλεκτροχημεία.
14. Birss V.A. and Truax D.R. " **An effective approach to teaching Electrochemistry**" . *J. Chem. Educ.* 67 (1990) 403.



5. ΟΡΓΑΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 39**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία****5.1α Δομή οργανικών ενώσεων - διπλός και τριπλός δεσμός****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να εξηγήσει ποιος είναι ο σ και ποιος ο π δεσμός και να δίνει χαρακτηριστικά παραδείγματα μορίων όπου εμφανίζονται αυτοί οι δεσμοί.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Το πρώτο αυτό μάθημα πρέπει να αρχίσει με μια μικρή σύνοψη των όσων οι μαθητές έχουν γνωρίσει γύρω από την Οργανική Χημεία - ενώσεις του C, χαρακτηριστικές ομάδες, τάξεις και ομόλογες σειρές, συντακτικοί τύποι και βασικές αρχές ονοματολογίας.

Θυμίζουμε στους μαθητές ότι έχουν τη δυνατότητα με βάση τους τύπους κατά Lewis να συμβολίσουν τις οργανικές ενώσεις και ζητάμε από αυτούς να γράψουν τον κατά Lewis τύπο της ένωσης C_2H_6O , «ανακαλύπτοντας» έτσι τη συντακτική ισομέρεια.

Επισημαίνουμε ότι η μελέτη των ιδιοτήτων και γενικότερα της οργανικής χημείας μπορεί να γίνει με τη βοήθεια των πορισμάτων της κβαντομηχανικής (Θεωρία δεσμού σθένους, Θεωρία μοριακών τροχιακών) σε θέματα *μοριακού ή ομοιοπολικού δεσμού* που αποτελεί το βασικό τρόπο σύνδεσης των ατόμων στις οργανικές ενώσεις.

Θυμίζουμε στους μαθητές τα *ατομικά τροχιακά*, τονίζοντας ότι στην οργανική χημεία μας απασχολούν σχεδόν αποκλειστικά τα ατομικά τροχιακά *s* και *p*. Κυρίως δε τονίζουμε ότι η «ένωση» ατόμων για το σχηματισμό μορίων γίνεται με *επικάλυψη* (overlap) ατομικών τροχιακών προς δημιουργία *μοριακών τροχιακών*. Όσο δε ο βαθμός επικάλυψης είναι μεγαλύτερος τόσο ή ισχύς του δεσμού είναι μεγαλύτερη.

ΦΑΣΗ 2

Θυμίζουμε τώρα το σχήμα των τροχιακών s και p και εξηγούμε ότι υπάρχουν δυο βασικές δυνατότητες σύνδεσης των ατομικών τροχιακών για τη δημιουργία των μοριακών τροχιακών δηλαδή δεσμού.

Ο πρώτος τρόπος είναι γνωστός με τον όρο σ (σίγμα) δεσμός. Αυτός δημιουργείται όταν οι επικαλύψεις των $s-s$, $s-p$ και $p-p$ ατομικών τροχιακών γίνονται κατά μήκος του άξονα που συνδέει τους πυρήνες των δύο ατόμων, που συμμετέχουν στο δεσμό (περιβάλλει κυκλικά συμμετρικά τον άξονα αυτό). Ένας καθαρά **απλός δεσμός** είναι πάντα **σίγμα δεσμός**.

Αν τα δύο ατομικά τροχιακά είναι παράλληλα, - όπως συμβαίνει με ορισμένες προσεγγίσεις p τροχιακών - δεν είναι δυνατόν να γίνει επικάλυψη αυτών κατά μήκος του άξονα που συνδέει τους πυρήνες των ατόμων. Στην περίπτωση αυτή έχουμε *πλευρική επικάλυψη* των αντίστοιχων ηλεκτρονιακών νεφών με αποτέλεσμα τη δημιουργία του π (πι) δεσμού.

Τονίστε την διαφορά στο σχήμα κατ' αρχήν των δύο δεσμών σ και π . Ο πρώτος έχει μια κυλινδρική συμμετρία γύρω από τον άξονα που συνδέει τους δύο πυρήνες, ενώ ο π χωρίζεται συμμετρικά από ένα επίπεδο που περνά από τους δύο πυρήνες εκτεινόμενος πάνω και κάτω από αυτό

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη σχετική διαφάνεια Δ.5.1.1.

ΦΑΣΗ 3

Στη συνέχεια περιγράφουμε το σχηματισμό ορισμένων μορίων με περιγραφή του είδους των δεσμών τους, όπως των HF και N_2 .

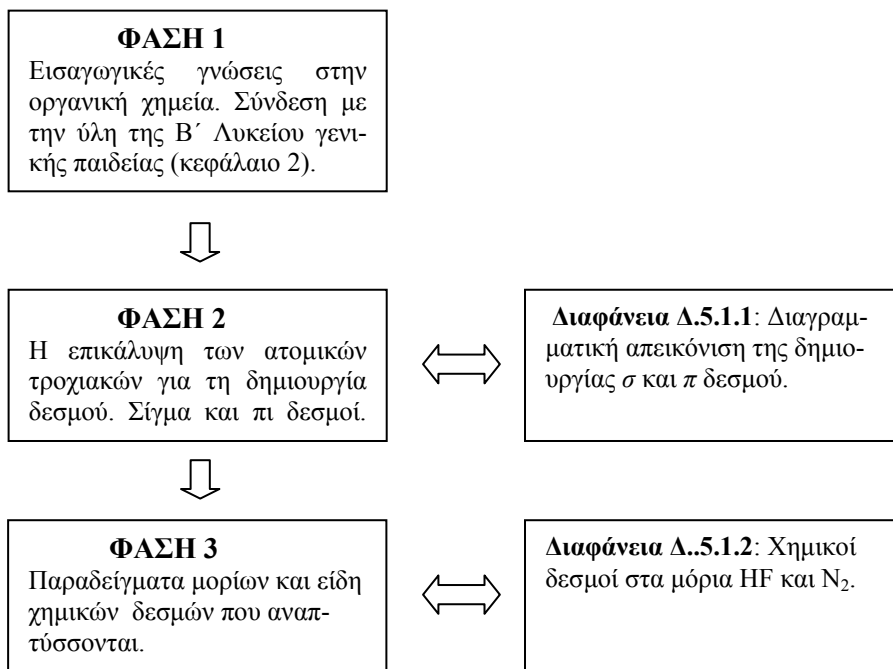
Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.5.1.2.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ερωτήσεις-Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι : Ερωτήσεις 1, 2, 3 και άσκηση 40.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ:40**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία****5.1β Υβριδισμός, Στερεοχημικοί τύποι των CH_4 , $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ και $\text{CH}\equiv\text{CH}$** **ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να περιγράφει το σχηματισμό των ενώσεων BeH_2 , BF_3 , CH_4 , $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ και $\text{CH}\equiv\text{CH}$.
- Να ερμηνεύει τη γεωμετρία των παραπάνω μορίων με τη θεωρία του υβριδισμού και με τη θεωρία της ηλεκτρονιακής άπωσης (VSEPR).

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Θυμίζουμε στους μαθητές ότι τα τροχιακά s και p που αναφέραμε ουσιαστικά έχουν προκύψει από και για το άτομο του H. Αυτά τα απλά τροχιακά δεν επαρκούν πολλές φορές για την ερμηνεία των δεσμών, όπως π.χ. στην περίπτωση του C με την κλασική τετρασθενή και τετραεδρική δομή του.

Μια προωθημένη αντίληψη για την ερμηνεία του ομοιοπολικού δεσμού με βάση τη θεωρία δεσμού σθένους αποτελεί η λεγόμενη *υβριδοποίηση των τροχιακών* (υβριδοποίηση ή μικτογένεση..). Αυτή ουσιαστικά είναι μια μαθηματική προσέγγιση η οποία ενώνει μεμονωμένα τροχιακά - του ίδιου πάντοτε ατόμου- και δημιουργεί ισάριθμα, νέα, τροχιακά. Αυτά τα υβρίδια τροχιακά έχουν σε μεταβαλλόμενες αναλογίες τις ιδιότητες των τροχιακών από τα οποία προέρχονται.

Στη συνέχεια περιγράφουμε χαρακτηριστικές περιπτώσεις υβριδισμού. Πρώτα ρωτάμε τους μαθητές τι δεσμούς σχηματίζει το στοιχείο Be με ηλεκτρονιακή δομή $1s^2 2s^2$ στις ενώσεις του. Με βάση τη συζήτηση που θα ακολουθήσει, εισάγουμε τον υβριδισμό sp και ερμηνεύουμε το σχηματισμό και τη γεωμετρία του μορίου BeH_2 (διαφάνεια Δ..5.1.3).

ΦΑΣΗ 2

Με ανάλογο προβληματισμό προχωράμε στην περιγραφή της δημιουργίας και της γεωμετρίας του μορίου του BF_3 . Ο υβριδισμός εδώ είναι sp^2 (ένας s με δύο p τροχιακά) και οδηγεί σε ένα μόριο με επίπεδο τριγωνικό σχήμα και με γωνίες 120° . Όπως σε όλες αυτές τις περιπτώσεις, η ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου του βορίου ($1s^2 2s^2 2p^1$) δεν μπορεί να ερμηνεύσει τη δημιουργία και το σχήμα του μορίου BF_3 .

Καταλήγουμε στην περιγραφή του κλασικού τετραεδρικού μορίου του CH_4 . Εξηγούμε τον υβριδισμό sp^3 ο οποίος οδηγεί σε 4 υβρίδια τροχιακά σε σχήμα κανονικού τετραέδρου και γωνίες δεσμών ίσες με $109,5^\circ$. Οι γωνίες αυτές επιβεβαιώνονται και πειραματικά δείχνοντας τη σωστή κατεύθυνση της θεωρίας. Τα τέσσερα υβριδοποιημένα αυτά τροχιακά δημιουργούν με τα τέσσερα s τροχιακά των 4 ατόμων υδρογόνου 4 σ μοριακούς δεσμούς.

Στο σημείο αυτό θυμίζουμε στους μαθητές τη θεωρία VSEPR (προκβαντική θεωρία) με βάση την οποία μπορούν επίσης να προβλέπονται το σχήμα των μορίων από τον αριθμό των δεσμικών και μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων που περιβάλλουν το κεντρικό άτομο. Δίνουμε και εδώ τα παραδείγματα των NH_3 και CH_4 .

Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη Διαφάνεια Δ..5.1.4.

ΦΑΣΗ 3

Αφού υπενθυμίσουμε στους μαθητές το θέμα των σ και π δεσμών, περιγράφουμε τον απλό, διπλό και τριπλό δεσμό, εστιάζοντας την προσοχή μας στην περίπτωση του δεσμού άνθρακα-άνθρακα, γεγονός που αποτελεί την γενεσιουργό αιτία της οργανικής χημείας.

Δίνουμε τη χημική δομή και τη γεωμετρία των $\text{CH}_3\text{--CH}_3$, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ και $\text{CH}\equiv\text{CH}$ ως τυπικών εκπροσώπων των υδρογονανθράκων.

Στο αιθάνιο ο απλός δεσμός άνθρακα - άνθρακα είναι ένας σ δεσμός όπως και οι υπόλοιποι 6 δεσμοί άνθρακα-υδρογόνο με τα 6 άτομα υδρογόνου. Λόγω της συμμετρίας του σ δεσμού C-C η περιστροφή των ομάδων γύρω από αυτόν είναι ελεύθερη.

Στην περίπτωση του αιθένιου ο διπλός δεσμός περιλαμβάνει ένα σ και έναν π δεσμό, ενώ τα 4 άτομα του H συνδέονται με σ δεσμούς με τα δύο άτομα του C. Συνολικά τα 6 άτομα στο μόριο του αιθένιου είναι στο ίδιο επίπεδο και σχηματίζουν γωνίες μεταξύ τους περίπου 120° . Τα παραπάνω ερμηνεύονται με βάση τη θεωρία της υβριδοποίησης (sp^2 υβριδισμός ίδιος με εκείνο του BF_3).

Στο αιθίνιο υπάρχει ένας τριπλός δεσμός συγκείμενος από ένα σ και 2 π δεσμούς και σχήμα μορίου γραμμικό (γωνία δεσμού 180° - υβριδισμός sp ίδιος με την περίπτωση του BeH_2).

Επιμένουμε στα χαρακτηριστικά και στη μη ισοτιμία των δεσμών σ και π , πράγμα που έχει επίπτωση στις ιδιότητες των ενώσεων αυτών. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ..5.1.5.

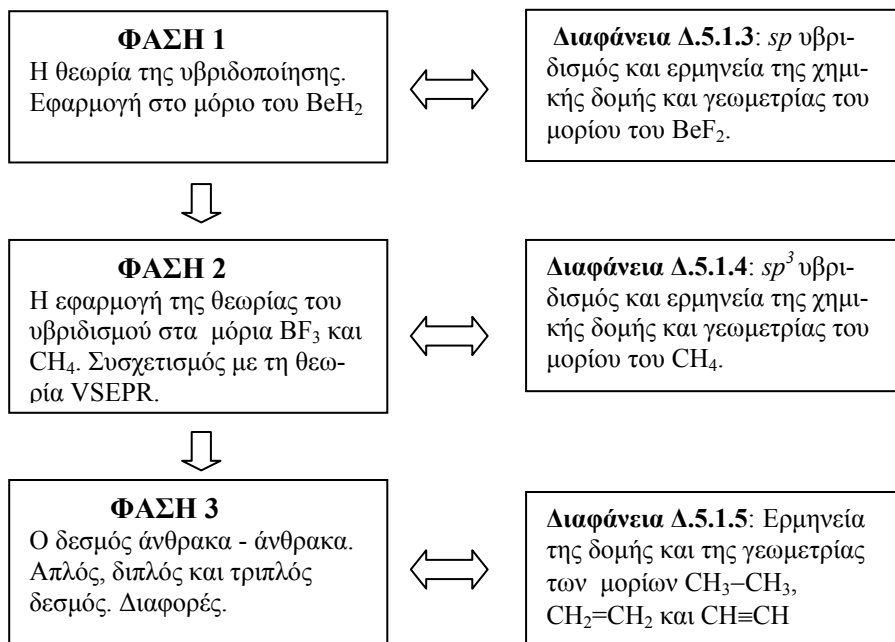
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 5, 41, 43.

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 44, 45, 46, 47, 48.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 41**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία****5.1γ Επαγωγικό φαινόμενο****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να αναγνωρίζει τη σημασία του εντοπισμού ή μη του φορτίου σε ορισμένο σημείο της ένωσης.
- Να ορίζει τι είναι επαγωγικό φαινόμενο και να το διακρίνει σε +I και -I.
- Να ταξινομεί τους υποκαταστάτες ανάλογα με το πιο φαινόμενο ($\pm I$) προκαλούν.
- Να συγκρίνει την ισχύ δυο ασθενών οξέων π.χ. CH_3COOH και CH_2ClCOOH και να αποδίδει τη διαφορά τους στο επαγωγικό φαινόμενο. Να αξιοποιεί τη γνώση αυτή με την πρόβλεψη π.χ. διαφοράς ισχύος NH_3 και CH_3NH_2 .

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Ως εισαγωγή στη διδακτική αυτή ώρα αναφέρουμε ότι οι ιδιότητες των ενώσεων πέρα από το σχήμα του μορίου τους - που συζητήθηκε πρόσφατα- εξαρτάται από δυο ακόμη παραμέτρους και συγκεκριμένα την *πολικότητα* του μορίου και την παρουσία σε αυτό ομάδων που προκαλούν το λεγόμενο *επαγωγικό φαινόμενο*.

Ζητάμε από τους μαθητές να περιγράψουν το σχηματισμό των μορίων HCl , CCl_4 , CH_3Cl και $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ και αφού θυμίσουμε τις ηλεκτραρνητικότητες των H, C και Cl, ζητάμε απ' αυτούς να προβλέψουν την πολικότητα των τριών αυτών μορίων. Επισημαίνουμε ότι η *διπολική ροπή* είναι διανυσματικό μέγεθος με μέτρο και φορά.

Έτσι το μόριο του CCl_4 δεν παρουσιάζει διπολική ροπή λόγω της τετραεδρικής του δομής και την εξ αυτής σύμπτωση των κέντρων θετικού και αρνητικού φορτίου. Αντίθετα, το CH_3Cl έχει σημαντική διπολική ροπή (1,87 D, έναντι 1,85 D του H_2O και 1,47 D της NH_3). Η πολικότητα κάθε δεσμού συμβολίζεται με ένα βέλος $\rightarrow$. Η πολικότητα του μορίου καθορίζει πολλές από τις ιδιότητες των ενώσεων, όπως π.χ. τη διαλυτότητα.

ΦΑΣΗ 2

Μπορούμε τώρα να συζητήσουμε το θέμα της επίδρασης διαφόρων ομάδων πάνω στις ιδιότητες των ενώσεων εξειδικεύοντας το θέμα στην ισχύ των οργανικών οξέων, $\text{RCOO} \leftarrow \text{H}$. Κάθε παράγοντας που εξασθενεί τον δεσμό $\text{O} \leftarrow \text{H}$ καθιστά το οξύ ισχυρότερο και αντίστροφα.

Μπορούμε να ξεκινήσουμε από το γεγονός ότι το CH_2ClCOOH είναι ισχυρότερο του CH_3COOH (τιμές K_a $1,5 \cdot 10^{-3}$ και $1,8 \cdot 10^{-5}$, αντίστοιχα).

Το άτομο του χλωρίου όντας πολύ ηλεκτραρνητικό έλκει το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του δεσμού $\text{O}-\text{H}$, καθιστώντας το δεσμό ασθενέστερο και άρα το οξύ ισχυρότερο. Η απόδειξη θα είναι πλήρης αν και οι συζυγείς βάσεις, $\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$ και CH_3COO^- παρουσιάζουν ανάλογα προβλέψιμη συμπεριφορά.. Έτσι η πολικότητα του δεσμού $^-\text{Cl}-\text{C}^+$ εξουδετερώνει μερικά το φορτίο του O^- με αποτέλεσμα η βάση αυτή, το χλωροξικό ανιόν, να είναι και είναι ασθενέστερη του οξικού ανιόντος.

Το φαινόμενο αυτό ορίζεται ως *επαγωγικό φαινόμενο* και οι ομάδες εκείνες οι οποίες *έλκουν ηλεκτρόνια* συμβολίζονται με (-I). Τέτοιες ομάδες είναι π.χ. οι $-\text{CN}$, $-\text{COOH}$, $-\text{COOR}$, $\text{C}=\text{O}$, F, Cl, Br, I.

Η επίδραση μιας -I ομάδας πάνω στην ισχύ ενός οξέος είναι δυνατόν να μεταβιβάζεται μέσω μιας αλυσίδας κορεσμένων ατόμων C, αλλά με σαφώς μειούμενη ένταση και αποτέλεσμα. Για παράδειγμα τα οξέα:

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHClCOOH}$, $\text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{COOH}$ και $\text{CH}_2\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ έχουν K_a αντίστοιχα $1,5 \cdot 10^{-5}$, $145 \cdot 10^{-5}$, $8,5 \cdot 10^{-5}$ και $3 \cdot 10^{-5}$.

ΦΑΣΗ 3

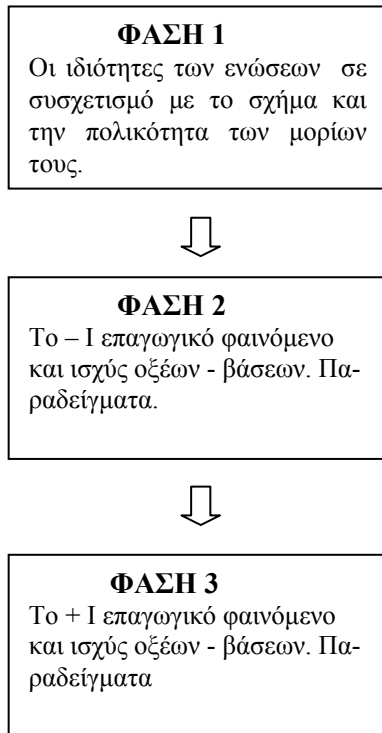
Με ανάλογο τρόπο έχουμε και το επαγωγικό φαινόμενο *άπωσης των ηλεκτρονίων* το οποίο συμβολίζεται με (+I). Χαρακτηριστικές ομάδες που προκαλούν το + I επαγωγικό φαινόμενο είναι για παράδειγμα τα αλκύλια, όπως το $-\text{CH}_3$. Βέβαια η επίδρασή των αλκυλίων είναι πολύ μικρότερη εκείνης του χλωρίου. Έτσι, η παρουσία των αλκυλίων σταθεροποιεί λόγω άπωσης του ηλεκτρονικού νέφους το δεσμό $\text{O}-\text{H}$ καθιστώντας το αντίστοιχο οξύ ασθενέστερο. Γι' αυτό το HCOOH είναι ισχυρότερο του CH_3COOH (τιμές των K_a $2 \cdot 10^{-4}$ και $1,8 \cdot 10^{-5}$ αντίστοιχα)

Με την ίδια λογική η NH_3 είναι ασθενέστερη βάση από την μεθυλαμίνη, CH_3NH_2 .

Μπορούμε να ρωτήσουμε τώρα τους μαθητές σαν επίλογο γιατί το HClO είναι ισχυρότερο οξύ από το νερό, ενώ η μεθανόλη είναι ασθενέστερο οξύ από το νερό.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 49.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 42

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία

5.2α Στερεοϊσομέρεια (εναντιοστερεομέρεια)

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ορίζει τι είναι στερεοϊσομέρεια και να αναφέρει τις ομοιότητες και διαφορές των στερεοϊσομερών ενώσεων.
- Να αναφέρει τι είναι τα χειρόμορφα μόρια και ποια είναι η αναγκαία προϋπόθεση ώστε μια ένωση να παρουσιάζει εναντιομέρεια.
- Να απεικονίζει τις δυο εναντιομερείς μορφές μιας ένωσης με ένα ασύμμετρο άτομο άνθρακα και να τις χαρακτηρίζει ως *S* ή *R* μορφές.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Τονίζουμε στους μαθητές ότι μέχρι τώρα γράψαμε τους τύπους των οργανικών ενώσεων, χωρίς να «ανησυχούμε» για τη λεπτομερειακή δομή του μορίου τους. Εδώ όμως θ' ασχοληθούμε με τα αρχιτεκτονικά χαρακτηριστικά αυτών των μορίων που είναι σύνολα ατόμων διευθετημένα στις τρεις διαστάσεις του χώρου.

Θυμίζουμε τους γενικούς ορισμούς και την ταξινόμηση της ισομέρειας σε *συντακτική* και *στερεοϊσομέρεια* η οποία με τη σειρά της διακρίνεται σε *εναντιομέρεια* (ή *οπτική*) *ισομέρεια* και *διαστεροϊσομέρεια*.

Εντοπίζουμε το θέμα μας στην οπτική ισομέρεια και ξεκινάμε το θέμα ταξινομώντας τα αντικείμενα σε *χειρόμορφα* (ή *χειρικά*) και *μη χειρόμορφα* (ή *μη χειρικά*). Τα μη χειρόμορφα σώματα έχουν κάποια στοιχεία συμμετρίας δηλαδή επίπεδα ή άξονες ή κέντρα συμμετρίας, όπως π.χ. ρακέτες τένις, μπάλα κλπ. Τέτοια αντικείμενα γενικά ταυτίζονται με το *κατοπτρικό τους είδωλο*.

Στον αντίποδα των όσων αναφέραμε είναι τα *χειρόμορφα* σώματα τα οποία δεν διαθέτουν κανένα στοιχείο συμμετρίας, όπως π.χ. ένα ζευγάρι γάντια, δύο βίδες με ανάποδες «βόλτες» κλπ. Αυτά δεν ταυτίζονται με το κατοπτρικό τους είδωλο και απαντούν πάντοτε σε ζεύγη (ανά δύο δηλαδή). Κάθε ταίρι του ζεύγους ταυτίζεται με το κατοπτρικό είδωλο του άλλου και το αντίστροφο. Οι δύο παλάμες μας είναι το κλασικότερο παράδειγμα χειρόμορφων (ή χειρικών) αντικειμένων.

ΦΑΣΗ 2

Στη φάση αυτή προσπαθούμε να μεταφέρουμε τις προηγούμενες έννοιες (χειρόμορφων - μη χειρόμορφων σωμάτων) σε μοριακό επίπεδο, οπότε η χρήση μοριακών μοντέλων (προσομοιωμάτων) είναι ένα ουσιαστικό εκπαιδευτικό βοήθημα. Με τη βοήθεια των μοριακών αυτών μοντέλων μπορούμε να δείξουμε ότι μόρια, όπως των CH_4 , CH_3Cl , CH_2ClBr , μπορούν να ταυτιστούν με τα κατοπτρικά τους είδωλα (αλληλοεπίθεση, χωρίς να είναι αναγκαία η περιστροφή τους). Τα παραπάνω μόρια παρατηρούμε ότι έχουν ένα τετραεδρικό άτομο C με *δύο τουλάχιστον ίδιους υποκαταστάτες*. Τέτοια μόρια αναφέρονται ως *αχειρόμορφα ή μη χειρικά μόρια*.

ΦΑΣΗ 3

Φτάνουμε τώρα λογικά σε ένα μόριο του τύπου CHClBrI στο οποίο υπάρχει ένα τετραεδρικό C με τέσσερις διαφορετικούς υποκαταστάτες (συμβολίζεται σαν C^* και λέγεται ασύμμετρο άτομο άνθρακα). Σ' αυτό υπάρχουν δύο δυνατές στερεοϊσομερείς μορφές που είναι *χειρόμορφες*, δηλαδή η μία δεν ταυτίζεται με το κατοπτρικό είδωλο της άλλης. Λέμε τότε ότι οι ενώσεις αυτές είναι *εναντιομερείς*. Συνοψίζοντας καταλήγουμε ότι αναγκαία και ικανή συνθήκη για την ύπαρξη της εναντιομέρειας είναι η χειρικότητα. Στις οργανικές ενώσεις αυτό προϋποθέτει συνήθως την ύπαρξη (και όχι μόνο) C^* το οποίο γενικότερα καλείται *ασύμμετρο ή στερεογονικό κέντρο*.

ΦΑΣΗ 4

Γράφουμε τώρα στον πίνακα τον τύπο του γαλακτικού οξέος $[\text{CH}_3\text{C}^*\text{H}(\text{OH})\text{COOH}]$ και ζητάμε από τους μαθητές να γράψουν τις δύο δυνατές απεικονίσεις (αντίποδες). Τους δείχνουμε ότι με βάση αυτά που γνωρίζουν από την ονοματολογία IUPAC και οι δύο αυτές ενώσεις ονομάζονται 2-υδροξυπροπανικό οξύ. Η αδυναμία αυτή διάκρισης των δύο ενώσεων οδήγησε στο λεγόμενο (R)-(S) σύστημα στερεοπεικόνισης (ή απεικόνιση κατά Cahn, Ingold και Prelog). Με αφορμή τη συζήτηση που ακολουθεί διατυπώνουμε τους κανόνες για τη στερεοχημική απεικόνιση και χαρακτηρισμό των μορφών *R* και *S*. Τονίζουμε ότι με βάση παλαιότερο σύστημα ονοματολογίας (στερεοχημικοί τύποι προβολής) η *R* μορφή (ή απεικόνιση) ονομαζόταν *D* και η *S* ονομαζόταν *L*, αντίστοιχα. Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.5.2.1.

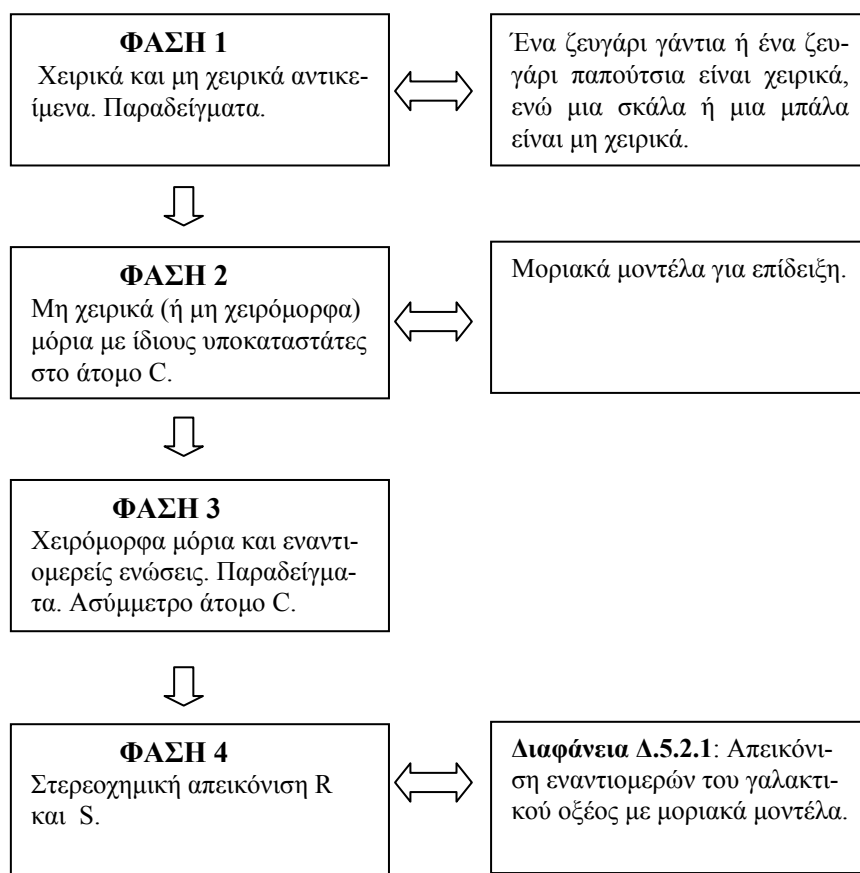
ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ-ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ερωτήσεις για απάντηση στο σχολείο: 7, 8, 9, 10, 11.

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 50, 51, 52, 56.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ



ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 43

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία

5.2β Στερεοϊσομέρεια (Στροφική ικανότητα. Πολωσίμετρο. Διαστερεοϊσομέρεια. Γεωμετρική ισομέρεια)

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να :

- αναφέρει ότι οι εναντιομερείς ενώσεις παρουσιάζουν μια χαρακτηριστική ιδιότητα που είναι η στροφική ικανότητα (του πολωμένου φωτός).
- αναφέρει την αρχή λειτουργίας του πολωσίμετρου και να περιγράφει πως γίνεται η μέτρηση της στροφικής ικανότητας μιας οπτικά ενεργής ουσίας.
- γράφει τα στερεοϊσομερή μιας ενώσεις με δύο C* και να διακρίνει πια από αυτά είναι οπτικοί αντίποδες (εναντιομερή) και πια είναι διαστερεοϊσομερή.
- περιγράφει τι είναι γεωμετρική ισομέρεια, να αναφέρει τις προϋποθέσεις που απαιτούνται για την εμφάνιση της και να διακρίνει τις δύο μορφές γεωμετρικών ισομερών (cis και trans).

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Μπορούμε να ξεκινήσουμε θέτοντας στους μαθητές το ερώτημα αν οι δύο εναντιομερείς μορφές (ή οπτικοί αντίποδες) παρουσιάζουν διαφορές στις φυσικές ή χημικές ιδιότητές τους (όπως συμβαίνει στα συντακτικά ισομερή ή τα γεωμετρικά ισομερή). Η απάντηση είναι όχι δεν παρουσιάζουν, πλην μιας που είναι η συμπεριφορά τους απέναντι στο *επίπεδα πολωμένο φως*.

Στη φάση αυτή πρέπει να περιγράψουμε την πόλωσης του φωτός ως το φαινόμενο περιορισμού των ταλαντώσεων των φωτονίων σε ένα επίπεδο ταλάντωσης (φύλλα και γυαλιά ηλίου Polaroid ...). Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.5.2.2.

Οι εναντιομερείς ενώσεις διαφοροποιούνται επίσης ως προς την ταχύτητα με την οποία αυτές αντιδρούν με χειρόμορφες ενώσεις.

ΦΑΣΗ 2

Επισημαίνουμε την ιδιότητα των δύο οπτικών αντιπόδων να στρέφουν κατά αντίθετες γωνίες το επίπεδο του πολωμένου φωτός. Περιγράφουμε το όργανο μέτρησης που είναι το *πολωσίμετρο* με το οποίο μετράμε τη *γωνία στροφής*, δίνοντας και το σχετικό τύπο (προσοχή στις μονάδες). Στο σημείο αυτό προβάλλουμε τη διαφάνεια Δ.5.2.3.

Ορίζουμε την *ειδική στροφική ικανότητα* ή *ειδική στροφή* $[\alpha]$ η οποία είναι μία φυσική σταθερά που χαρακτηρίζει τις οπτικά δραστικές ενώσεις.

Στη σχέση $[\alpha] = \alpha / c \cdot l$ η συγκέντρωση c δίνεται σε g/mL (ή η πυκνότητα για καθαρά υγρά) και το μήκος του σωλήνα του οργάνου, l , δίνεται σε dm (1 dm = 10 cm).

Η ειδική στροφική ικανότητα εξαρτάται από τη θερμοκρασία και το μήκος κύματος της διερχόμενης ακτινοβολίας τα οποία πρέπει να καθορίζονται. Ο πλήρης συμβολισμός της ειδικής στροφής είναι: $[\alpha]^{25}_D$, όταν αναφερόμαστε στους 25 °C και στη D γραμμή της λυχνίας νατρίου με $\lambda = 589,6$ nm.

Η φορά με την οποία στρέφεται το πολωμένο φως ενσωματώνεται στο όνομα των οπτικά δραστικών ενώσεων. Έτσι το *R*-(-) -1- χλωρο- 2 μεθυλοβουτάνιο έχει $[\alpha]^{25}_D = -1,64^\circ$. Φυσικά ο *S* αντίποδας θα έχει ειδική στροφή $+1,64^\circ$.

Τονίστε ιδιαίτερα ότι δεν υπάρχει καμιά σχέση μεταξύ της διαμόρφωσης *R* και *S* των εναντιομερών και της διεύθυνσης (+) ή (-) με την οποία στρέφουν τα εναντιομερή το επίπεδο του πολωμένου φωτός.

Προσέξτε επίσης το συμβολισμό ($\pm$) ο οποίος δίδεται στο *ρακεμικό μίγμα*, το οποίο είναι ένα ισομοριακό μίγμα των δύο αντιπόδων.

ΦΑΣΗ 3

Στη φάση αυτή συζητάμε την περίπτωση της παρουσίας στο μόριο δύο (ή και περισσότερων) ασύμμετρων ατόμων άνθρακα, C^* . Γράφουμε τον τύπο του 2,3-διχλωροπεντανίου και ζητάμε από τους μαθητές να αναφέρουν πόσα και ποια είναι τα στερεοϊσομερή του. Διακρίνουμε ποια εξ αυτών είναι εναντιομερή και τέλος ορίζουμε τι είναι διαστερεοϊσομέρεια.

Δείχνουμε δηλαδή ότι ο αριθμός των στερεοϊσομερών δεν μπορεί να ξεπερνά το 2^n , όπου n ο αριθμός των C^* (εδώ τέσσερα μια και το μόριο έχει 2 C^*).

Τονίζουμε ότι τα διαστερεοϊσομερή δεν έχουν μεταξύ τους τις ίδιες ιδιότητες (σ.ζ., διαλυτότητες κλπ).

Με την ίδια λογική ζητάμε από τους μαθητές να αναφέρουν τα στερεοϊσομερή του 2,3-διχλωροβουτάνιου (το οποίο έχει ένα άξονα συμμετρίας) και καταλήγουμε στη μεσομορφή για την οποία τονίζουμε ότι δεν είναι οπτικά δραστική ένωση μια και είναι αχειρόμορφη.

Κλείνοντας μπορείτε να τονίσετε ότι ο καθορισμός της χειρομορφίας μιας ένωσης μπορεί να γίνει ασφαλώς με μοριακά μοντέλα (ή γράφοντας τον στερεοχημικό τύπο της ένωσης), ελέγχοντας αν το μόριο συμπίπτει ή όχι με το κατοπτρικό του είδωλό.

Θυμίστε επίσης ότι ένα μόριο μπορεί να περιστραφεί ελεύθερα περί τον εαυτό του και ότι ακόμα και σε συνήθη θερμοκρασία μια ομάδα περιστρέφεται ελεύθερα γύρω από ένα απλό δεσμό.

ΦΑΣΗ 4

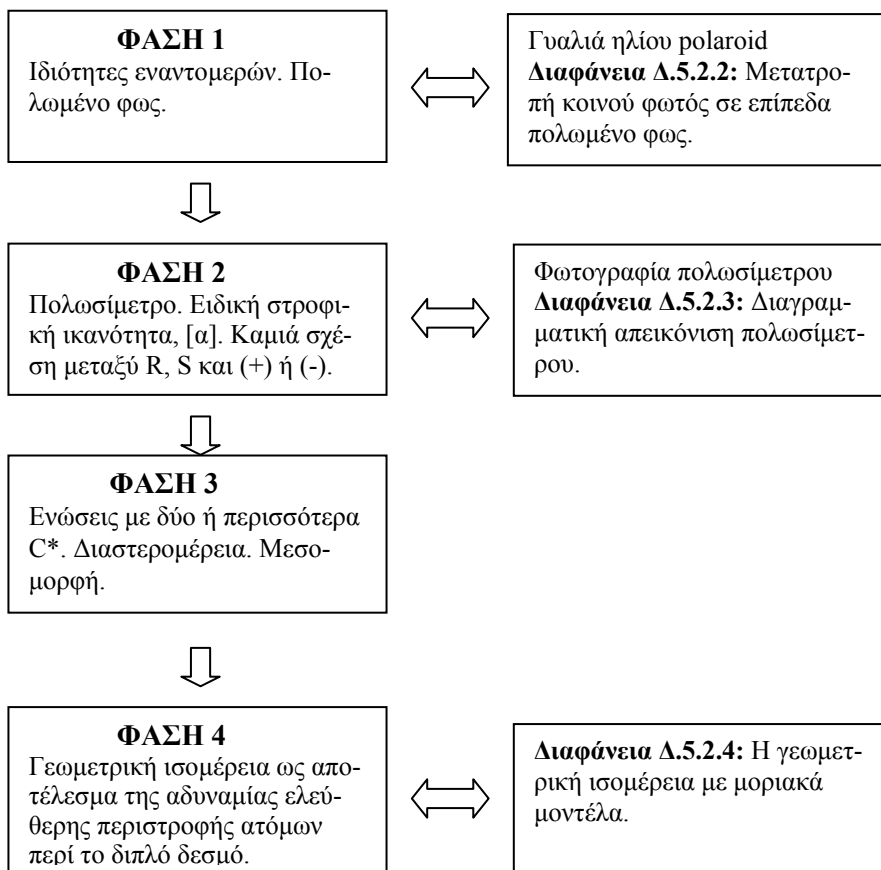
Κλείνουμε με την τελευταία περίπτωση στερεοϊσομέρειας, τη γεωμετρική ισομέρεια. Θυμίζουμε τη δομή του διπλού δεσμού, ότι δηλαδή αποτελείται από ένα σ και ένα π δεσμό και επισημαίνουμε την αδυναμία περιστροφής περί το διπλό δεσμό των ομάδων που συνδέονται με αυτόν (Διαφορά από τον απλό δεσμό. Ενδεικτικά έχει υπολογιστεί ότι για να γίνει η περιστροφή και να σπάσει ο δεσμός απαιτείται ενέργεια $\sim 250 \text{ kJ/mol}$).

Ζητάμε τον τύπο του 1, 2-διχλωροβουτενίου και με αφορμή αυτόν ορίζουμε τη γεωμετρική ισομέρεια και τις δύο μορφές, cis και trans. (Διαφάνεια Δ.5.2.4). Δίνουμε τις διαφορές στις φυσικές κυρίως ιδιότητες τους (η trans μορφή έχει πάντα σημαντικά ψηλότερο σ.τ.). Συνεχίζουμε με το παράδειγμα του 2-χλωροβουτενίου και του 3-χλωροπρένιου. Με αφορμή το τελευταίο παράδειγμα δείχνουμε την αδυναμία προσδιορισμού των cis και trans μορφών, ορίζοντας τις Z και E στερεοχημικές διατάξεις.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 53, 54, 55, 57, 58, 59, 60, 61, 63.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΔΙΔΑΚΤΙΚΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΕΣ****ΕΙΔΙΚΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ**

1. Idou J.P. 'A simple method for specifying the R/S configuration about a chiral center'. *J. Chem. Educ.* 59 (1982) 553.
2. Cori O. 'Complementary rules to define R and S configuration' *J. Chem. Educ.* 49 (1972) 461.
3. Krishnan C.V. 'Cis, Trans Isomerism and Polarity of molecules' *J. Chem. Educ.* 63 (1986) 601.
4. Thall E. 'When Drug molecules Look in the mirror' *J. Chem. Educ.* 73 (1996) 481.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 44**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία****5.3α Κατηγορίες οργανικών αντιδράσεων.****Αντιδράσεις προσθήκης και αντιδράσεις απόσπασης****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να:

- συμπληρώνει αντιδράσεις προσθήκης σε οργανικές ενώσεις οι οποίες περιέχουν διπλό ή τριπλό δεσμό μεταξύ ατόμων άνθρακα. και να εφαρμόζει τον κανόνα του Markovnikov.
- συμπληρώνει αντιδράσεις προσθήκης στο διπλό δεσμό του καρβονυλίου, $>C=O$ με έμφαση στην περίπτωση του αντιδραστήριου Grignard. Όμοια για την περίπτωση του τριπλού δεσμού, $-C\equiv N$ των νιτριλίων.
- συμπληρώνει αντιδράσεις απόσπασης ενός ή δύο μορίων από μια κορεσμένη ένωση, εφαρμόζοντας αν χρειαστεί τον κανόνα του Saytzeff.

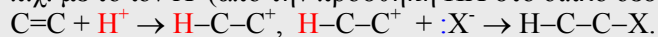
ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Θυμίζουμε στους μαθητές ότι ένας διπλός δεσμός άνθρακα-άνθρακα συγκροτείται από ένα σ και έναν π δεσμό.

Επισημαίνουμε ότι τα ηλεκτρόνια του π δεσμού είναι εκτεθειμένα στο χώρο μια και προέρχονται από επικαλύψεις p τροχιακών. Ως εκ τούτου ο π δεσμός μπορεί να αντιδράσει με αντιδραστήρια τα οποία αναζητούν ηλεκτρόνια – γι' αυτό τα αντιδραστήρια αυτά λέγονται *ηλεκτρονιόφιλα* – όπως π.χ. H^+ .

Ορίζουμε την αντίδραση προσθήκης ως μια αντίδραση μετατροπής ενός π δεσμού σε δύο σ δεσμούς.

Αν χρειαστεί δίνουμε στοιχεία του *μηχανισμού* της προσθήκης H^+ με σχηματισμό ενός *καρβοκατιόντος* το οποίο στη συνέχεια αντιδρά π.χ. με το ιόν X^- (από την προσθήκη HX στο διπλό δεσμό)



Στη συνέχεια ζητάμε από τους μαθητές να γράψουν τους συντακτικούς τύπους των ενώσεων με μοριακό τύπο C_2H_4 , C_3H_6 και C_4H_8 (δύο ισομερή με ευθεία αλυσίδα). Στα παραπάνω αλκένια προστίθενται μόρια του τύπου A_2 ή AB (A^+B^-) και συμπληρώνουμε τις αντίστοιχες χημικές εξισώσεις.

Τονίζουμε την περίπτωση του κανόνα του Markovnikov για ενώσεις του τύπου $RCH=CH_2$, δίνοντας την κλασική διατύπωση του κανόνα που στηρίζεται στην πολικότητα των προστιθεμένων αντιδραστηρίων (αν υπάρχει περιθώριο μιλάμε για τη σχετική σταθερότητα των καρβοκατιόντων).

Επισημαίνουμε ότι ο ίδιος κανόνας ισχύει και στην περίπτωση προσθήκης στο τριπλό δεσμό $-C\equiv C-$.

ΦΑΣΗ 2

Περνάμε σε εφαρμογή των παραπάνω αντιδράσεων προσθήκης, ζητώντας από τους μαθητές να συμπληρώσουν τις αντιδράσεις των ισομερών βουτενίων (C_4H_8) και βουτινίων (C_4H_6) με: H_2 , X_2 , HX και H_2O . Ιδιαίτερα τονίζουμε τη σημασία που έχει η προσθήκη των αλογόνων και συγκεκριμένα του Br_2 για την *ταυτοποίηση των ακορέστων* ενώσεων.

ΦΑΣΗ 3

Συζητάμε τώρα την περίπτωση προσθήκης στο διπλό δεσμό του καρβονυλίου, $C=O$. Κατ' αρχάς μπορούμε να δώσουμε την πολικότητα του δεσμού μια και γνωρίζουμε ότι το O είναι ηλεκτραρνητικότερο του άνθρακα, δηλαδή έχουμε $C^{\delta+}=O^{\delta-}$. Αυτό μας δίνει τη δυνατότητα εφαρμογής του κανόνα Markovnikov:

Το αρνητικό «άκρο» του O : μπορεί να προσελκύσει αντιδραστήρια που έχουν έλλειμμα ηλεκτρονίων (ή θετικό φορτίο) δρώντας έτσι, οι ενώσεις οι οποίες έχουν το καρβονύλιο, ως *πυρηνόφιλα αντιδραστήρια*.

Επιλέγουμε το μοριακό τύπο C_3H_6O και γράφουμε τις δύο συντακτικά ισομερείς καρβονυλικές ενώσεις που αντιστοιχούν στον τύπο αυτό. Στη συνέχεια δίνουμε παραδείγματα προσθήκης στις ενώσεις αυτές με H_2 και HCN (η τελευταία αντίδραση είναι γνωστή με το όνομα κυανιδρινική σύνθεση).

Ιδιαίτερη έμφαση δίνουμε στις αντιδράσεις προσθήκης καρβονυλικών ενώσεων με αντιδραστήρια Grignard (οργανομαγνησιακές ενώσεις, $RMgX$) π.χ. CH_3MgCl . Επισημαίνουμε τη σημασία των αντιδράσεων αυτών για τη σύνθεση μεγάλου αριθμού οργανικών ενώσεων.

Γράφουμε τη γενική αντίδραση παρασκευής των αντιδραστηρίων Grignard, τονίζοντας την απαίτηση για άνυδρο περιβάλλον και επισημαίνοντας την πολικότητα του μορίου: ${}^{\delta-}R: Mg^{\delta+}X$. Στη συνέχεια δίνουμε παραδείγματα αντιδράσεων προσθήκης καρβονυλικών ενώσεων με αντιδραστήρια Grignard, γράφοντας τα ενδιάμεσα προϊόντα, καθώς και την υδρόλυσή αυτών προς αλκοόλες (1° , 2° ή 3° ταγείς, ανάλογα με την καρβονυλική ένωση που χρησιμοποιήθηκε ως πρώτη ύλη).

Κλείνουμε τη φάση αυτή με την προσθήκη H_2 και H_2O στον τριπλό δεσμό $-C\equiv N$, δίνοντας και την αντίδραση υδρόλυσης των αμιδίων.

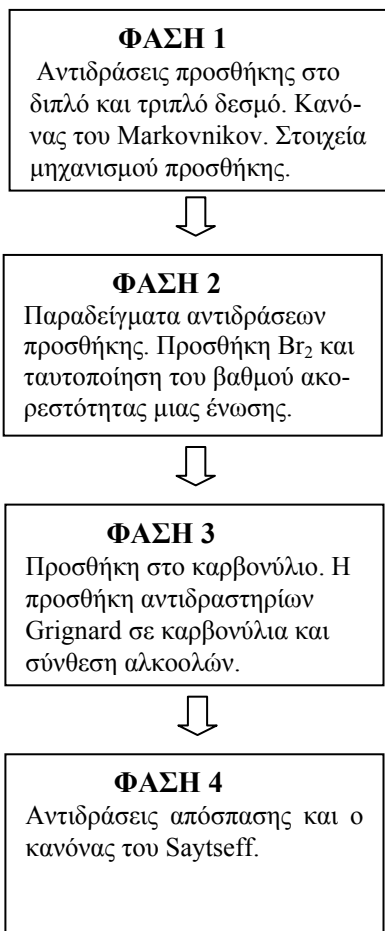
ΦΑΣΗ 4

Εξηγούμε ότι η αντίδραση απόσπασης είναι η «αντίθετη» της αντίδρασης προσθήκης. Ως παραδείγματα δίνουμε την αφυδάτωση αλκοολών (π.χ. 1-βουτανόλη και 2-βουτανόλη) και την αφυδραλογόνωση των αλκυλαλογονιδίων (π.χ. 1 και 2-χλωροβουτάνιο). Το-νίζουμε τον κανόνα του Saytseff.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 18, 20, 65, 66, 68.

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 67, 69, 70, 71.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 45

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία

5.3β Αντιδράσεις υποκατάστασης. Αντιδράσεις πολυμερισμού

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος της διδακτικής αυτής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να:

- ορίζει τις αντιδράσεις υποκατάστασης ή αντικατάστασης μιας ομάδας (ή ατόμου, αποχωρούσα ομάδα) από μια άλλη εισερχόμενη ομάδα (ή άτομο).
- αναγνωρίζει ότι η υποκατάσταση εξαρτάται από την πολικότητα των δεσμών και τη σχετική ηλεκτραρνητικότητα των ομάδων ή ατόμων.
- γράφει τις αντιδράσεις υποκατάστασης των RX , ROH , $RCOOH$, RH , C_6H_5H με εισερχόμενες ομάδες: OH^- , CN^- , $-NH_2$, X^- , RO^- , $RCOO^-$.
- εφαρμόζει τις αντιδράσεις υποκατάστασης στην οργανική σύνθεση.
- περιγράφει τις αντιδράσεις πολυμερισμού (προσθήκης) κυρίως σε ενώσεις του τύπου $CH_2=CHX$, καθώς και σε συζυγή αλκαδιένια.
- αναφέρει τις σημαντικότερες ιδιότητες και τεχνολογικές εφαρμογές των πολυμερών που προκύπτουν από τις προηγούμενες αντιδράσεις.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Υπενθυμίζουμε στους μαθητές ότι μελετάμε τις οργανικές αντιδράσεις απλά με βάση το γενικό χαρακτήρα τους -είδος αντίδρασης- αφήνοντας το θέμα του μηχανισμού για την επόμενη ενότητα.

Τονίζουμε ότι ενώ οι αντιδράσεις προσθήκης αφορούν ακόρεστες ενώσεις οι αντιδράσεις υποκατάστασης αφορούν, κυρίως, κορεσμένες ενώσεις. Οι αντιδράσεις υποκατάστασης έχουν το γενικό σχήμα: $C-A + -Y \rightarrow C-Y + -A$, όπου A η ομάδα που αποχωρεί (υποκαθίσταται) και Y η ομάδα που εισέρχεται (ο υποκαταστάτης).

Επισημαίνουμε ότι από τα πλέον αντιπροσωπευτικά παραδείγματα αντιδράσεων υποκατάστασης αποτελούν οι αντιδράσεις των αλκυλαλογονιδίων, RX με ενώσεις του τύπου $A^{\delta+} B^{\delta-}$.

Συνεχίζουμε τονίζοντας την πολικότητα του δεσμού $C^{+\delta}-X^{-\delta}$. Η ιδιότητα αυτή επιτρέπει την υποκατάσταση των $X^{-\delta}$ από άλλες επίσης ισχυρά ηλεκτραρνητικές ομάδες, όπως OH^- , CN^- κλπ. Δίνουμε παραδείγματα αντιδράσεων υποκατάστασης σε RX με $AgOH$, $NaCN$, $RONa$, $RCOONa$ και NH_3 .

Βρίσκουμε σε ποια τάξη ενώσεων ανήκει το κάθε προϊόν υποκατάστασης (π.χ. αλκοόλες, νιτρίλια) και δίνουμε τα χαρακτηριστικά ταυτοποίησης των.

Επισημαίνουμε ότι ορισμένες από τις παραπάνω αντιδράσεις χαρακτηρίζονται ως *ανοικοδομήσεις*, εφόσον αυξάνεται ο αριθμός των ατόμων C της ανθρακικής αλυσίδας τους (ή αναβολισμός, έκφραση που είναι προσιτή στους μαθητές από τη Βιολογία). Ο σχηματισμός RCN αποτελεί χαρακτηριστικό παράδειγμα τέτοιων αντιδράσεων.

Οι παραπάνω πρόσθετες πληροφορίες δίνονται, ώστε να μη γίνεται μια απλή «ξερή» παράθεση αντιδράσεων.

ΦΑΣΗ 2

Στη φάση αυτή δίνεται η υποκατάσταση της ομάδας $-OH$ των αλκοολών και των καρβοξυλικών οξέων (ROH , $RCOOH$) από Cl ($SOCl_2$) προς παραγωγή αλκυλαλογονιδίων και ακυλαλογονιδίων ή από RO^- προς παραγωγή εστέρων ή από $-NH_2$ σε αμίδια.

Τονίζεται η σημασία και το αμφίδρομο της εστεροποίησης - υδρόλυσης των εστέρων. Αναφέρονται οι συνθήκες κάτω από τις οποίες επιταχύνεται ή αυξάνεται η απόδοσή της αντίδρασης (προς μια ή την άλλη φορά), εφαρμόζοντας την αρχή Le Chatelier.

ΦΑΣΗ 3

Συσχετίζουμε τις αντιδράσεις υποκατάστασης των ατόμων H κορεσμένων υδρογονανθράκων με αυτές του βενζολίου (αρωματική υποκατάσταση). Με αφορμή τη συζήτηση που θα ακολουθήσει αναφερόμαστε στη σταθερότητα του βενζολικού πυρήνα. Δίνουμε το ιστορικό της εξέλιξης του τύπου του C_6H_6 καταλήγοντας στην κβαντομηχανική άποψη με το λεγόμενο *απεντομισμένο δεσμό*.

Τονίζουμε τη χαρακτηριστική ιδιότητα που έχει ο αρωματικός αυτός δακτύλιος να δίνει προϊόντα υποκατάστασης αντί προσθήκης ως δείγμα της σταθερότητάς του. Αντιδιαστέλλουμε τις αντιδράσεις αυτές με τη δυσκολία υποκατάστασης των αλειφατικών υδρογονανθράκων.

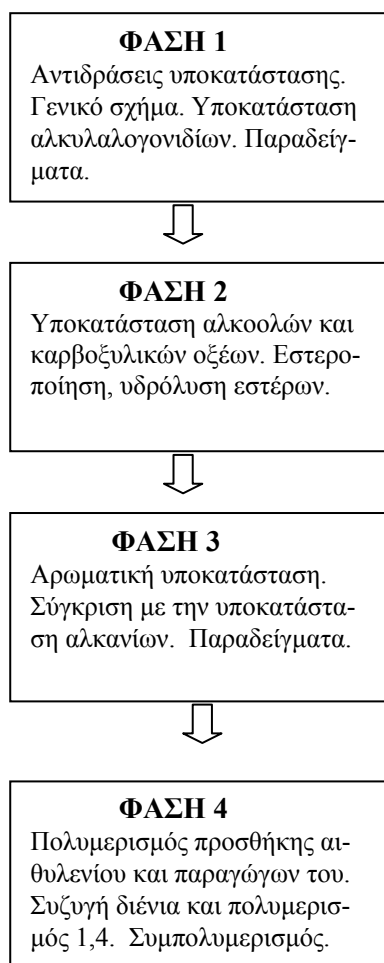
Τέλος, δίνουμε χαρακτηριστικά παραδείγματα αλογόνωσης και νίτρωσης του βενζολίου.

ΦΑΣΗ 4

Στη φάση αυτή αναφερόμαστε στον *πολυμερισμό* κυρίως προσθήκης. Δίνουμε παραδείγματα πολυμερισμού του αιθυλενίου και παραγώγων του της μορφής $\text{CH}_2=\text{CHAr}$, όπως βινυλοχλωρίδιο, προπένιο. Τονίζουμε την τεχνολογική σημασία των προϊόντων πολυμερισμού (πολυμερή). Συνεχίζουμε με τα συζυγή αλκαδιένια και την περίπτωση της 1,4 πολυμερισμού προσθήκης. Τέλος, θίγουμε το θέμα του συμπολυμερισμού, δίνοντας χαρακτηριστικά παραδείγματα.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 21, 22 .
Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 72.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 46

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία

5.3γ Οι αντιδράσεις οξειδοαναγωγής στην Οργανική Χημεία

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος της διδακτικής αυτής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να:

- αναγνωρίζει ποιες από τις γνωστές του οργανικές ενώσεις έχουν αναγωγικό χαρακτήρα (π.χ. αλκοόλες και αλδεΐδες).
- συμπληρώνει αντιδράσεις οξείδωσης οργανικών ενώσεων με γνωστά οξειδωτικά μέσα, όπως KMnO_4 και $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Η συμπλήρωση των αντιδράσεων αυτών μπορεί να γίνει με τη μέθοδο μεταβολής του αριθμού οξείδωσης ή με τη μέθοδο των ιόντων -ηλεκτρονίων.
- ταυτοποιεί χαρακτηριστικές ομάδες, χρησιμοποιώντας αντιδράσεις οξειδοαναγωγής και ειδικά αντιδραστήρια (π.χ. Tollens και Fehling).

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Επισημαίνουμε ότι οι αντιδράσεις οξειδοαναγωγής στην οργανική δεν έχουν κάποια ιδιαιτερότητα σε σχέση με τις αντιδράσεις οξειδοαναγωγής που γνωρίζουν οι μαθητές από την ανόργανο χημεία. Υπενθυμίζουμε την οξειδωτική δράση των KMnO_4 και $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ σε όξινο περιβάλλον και την ήπια οξειδωτική δράση των ιόντα Cu^{2+} και Ag^+ σε αλκαλικό περιβάλλον (σύνδεση με την ύλη της Β' Λυκείου Γενικής Παιδείας).

Αναφέρουμε τον αναγωγικό χαρακτήρα των RCH_2OH , $\text{RR}'\text{CHOH}$ και RCHO , δίνοντας και τα αντίστοιχα προϊόντα οξείδωσής τους, ανάλογα με το περιβάλλον και τη σχετική ισχύ του οξειδωτικού μέσου.

ΦΑΣΗ 2

Υπενθυμίζουμε στους μαθητές τους δύο τρόπους εύρεσης των συντελεστών μιας οξειδοαναγωγικής αντίδρασης: τη μέθοδο μεταβολής του αριθμού οξείδωσης και τη μέθοδο των ημιαντιδράσεων. Επισημαίνουμε ότι για την εφαρμογή της πρώτης μεθόδου καλό είναι οι μαθητές να γνωρίζουν ότι η συνολική μεταβολή του αριθμού οξείδωσης ισούται με τον αριθμό των ατόμων H που «φεύγουν» από ένα μόριο της οργανικής ένωσης και με το διπλάσιο του αριθμού ατόμων O που «εισέρχονται» στο μόριο (π.χ. $\text{RCH}_2\text{OH} \rightarrow \text{RCHO}$: μεταβολή 2 «οξειδωτικών μονάδων», ενώ $\text{RCH}_2\text{OH} \rightarrow \text{RCOOH}$: μεταβολή 4 «οξειδωτικών μονάδων»).

Αν υπάρχει η δυνατότητα αναφέρουμε και τη μέθοδο των ημιαντιδράσεων, δίνοντας ένα χαρακτηριστικό παράδειγμα π.χ.

$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ (βλέπε κεφάλαιο ηλεκτροχημείας).

ΦΑΣΗ 3

Θυμίζουμε ότι η οξειδοαναγωγή μπορεί να γίνει όχι μόνο σε διαλύματα, αλλά και σε μοριακή, αέρια, φάση. Έτσι, δικαιολογούμε και τον πρώτο ορισμό της οξείδωσης ως εισαγωγής στο μόριο οξυγόνου ή απόσπασης υδρογόνου και της αναγωγής ως εισαγωγής H_2 ή απόσπασης O_2 .

Έτσι, θεωρούμε την *υδρογόνωση* (προσθήκη H_2) των RCHO , RCOR' και RCN ως αντίδραση αναγωγής των αντίστοιχων οργανικών ενώσεων.

ΦΑΣΗ 4

Τονίζουμε τη σημασία που έχουν οι αντιδράσεις οξειδοαναγωγής στην οργανική σύνθεση. Τονίζουμε την «οξειδωτική αλυσίδα»:

αλκοόλες πρωτοταγείς $\rightarrow$ αλδεΐδες $\rightarrow$ οξέα

που έχει κύριο χαρακτηριστικό τη διατήρηση της ανθρακικής αλυσίδας (δεν αλλάζει ο αριθμός ατόμων άνθρακα).

Επίσης επισημαίνουμε τη σημασία των αντιδράσεων αυτών στην ταυτοποίηση οργανικών ενώσεων. Για παράδειγμα αναφέρουμε την ταυτοποίηση των αλδεϋδών με τα αντιδραστήρια Tollens και Fehling (αντιδράσεις τάξεως).

Οι αντιδράσεις οξειδοαναγωγής μπορούν να εφαρμοστούν επίσης για τον καθορισμό της θέσης $-\text{OH}$ στις αλκοόλες (αντιδράσεις θέσης). Συνεπώς για την ταυτοποίηση των 1° , 2° και 3° αλκοολών.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 73.
Προτεινόμενες ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 74, 75.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΦΑΣΗ 1**

Τα κυριότερα αναγωγικά στην οργανική χημεία και τα προϊόντα οξείδωσής τους.

**ΦΑΣΗ 2**

Ισοστάθμιση αντιδράσεων οξειδοαναγωγής. Η μεταβολή αριθμού οξείδωσης σε συσχέτισμό με τα άτομα H και O που αποβάλλει ή προσλαμβάνει το μόριο της ένωσης.

**ΦΑΣΗ 3**

Οξείδωση σε μοριακή φάση. Παραδείγματα.

**ΦΑΣΗ 4**

Οι αντιδράσεις οξειδοαναγωγής στη σύνθεση και στην ταυτοποίηση των οργανικών ενώσεων.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 47

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: : Οργανική χημεία

5.3δ Αντιδράσεις οξέων - βάσεων στην οργανική χημεία

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να :

- αναγνωρίζει τον όξινο και βασικό χαρακτήρα χαρακτηριστικών οργανικών μορίων και ομάδων.
- συμπληρώνει αντιδράσεις οξέων-βάσεων.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ

ΦΑΣΗ 1

Θυμίζουμε τις γενικές αρχές της θεωρίας οξέων - βάσεων κατά Brønsted-Lowry και το ρόλο του διαλύτη στη διαμόρφωση της σχετικής ισχύος των οξέων και βάσεων. Τονίζουμε ιδιαίτερα ότι σε κάθε ασθενές οξύ αντιστοιχεί μια ισχυρή βάση (συζυγής βάση) και αντίστροφα ($K_a \cdot K_b = K_w$).

Το νερό για παράδειγμα είναι ένα πολύ ασθενές οξύ με $K_a \sim 10^{-16}$, οπότε τα OH^- είναι μια πολύ ισχυρή βάση. Για σύγκριση η υγρή αμμωνία (όχι το διάλυμα), η οποία χρησιμοποιείται ως διαλύτης σε πολλές οργανικές αντιδράσεις, είναι πολύ ασθενέστερο οξύ σε σχέση με το νερό με $K_a \sim 10^{-33}$.

Έτσι μια οργανική ένωση είναι δυνατόν σε υδατικό διάλυμα να μην εκδηλώνει όξινη συμπεριφορά, ενώ σε υγρή αμμωνία να εμφανίζει έντονο όξινο χαρακτήρα.

ΦΑΣΗ 2

Στη φάση αυτή αναφέρουμε ότι όξινο χαρακτήρα, δηλαδή ικανότητα κάτω από ορισμένες συνθήκες να δίνουν H^+ , έχουν τα αλκίνια του τύπου $RC\equiv CH$ (έχουν δηλαδή ένα ακραίο H), οι αλκοόλες ROH , οι φαινόλες $ArOH$ και βέβαια τα καρβοξυλικά οξέα, $RCOOH$.

Από αυτά τα αλκίνια και οι αλκοόλες είναι οξέα ασθενέστερα από το νερό (με K_a 10^{-18} και 10^{-25} αντίστοιχα), ενώ οι φαινόλες και τα καρβοξυλικά οξέα είναι ισχυρότερα (10^{-10} και 10^{-5} για το οξικό οξύ, αντίστοιχα). Σε αδρές γραμμές η σειρά σχετικής ισχύος είναι $RC\equiv CH < ROH < ArOH < RCOOH$

Αυτόματα η σειρά ισχύος των συζυγών βάσεων είναι βέβαια η αντίστροφη: $RC\equiv C^- > RO^- > ArO^- > RCOO^-$

ΦΑΣΗ 3

Στη φάση αυτή μπορούμε να δώσουμε μερικά χαρακτηριστικά παραδείγματα αντιδράσεων οξέων - βάσεων δείχνοντας και τη δυνατότητα αξιοποίησης αυτών των αντιδράσεων για τη σύνθεση και ταυτοποίηση ορισμένων οργανικών ενώσεων με όξινο ή βασικό χαρακτήρα.

Τονίζουμε τη σημασία των ακετυλιδίων του νατρίου για συνθέσεις π.χ. $RC\equiv CNa + R'X \rightarrow RC\equiv CR' + NaX$. Επίσης τα ακετυλίδια $Cu(I)$ και Ag τα οποία είναι αδιάλυτα χρησιμοποιούνται για ταυτοποιήσεις, π.χ. $RC\equiv CR + Ag(NH_3)_2OH \rightarrow \text{όχι}$, ενώ $RC\equiv CH + Ag(NH_3)_2OH \rightarrow RC\equiv CAg$ (λευκό ίζημα)

Στην περίπτωση των φαινολών δείχνουμε ότι η αντίδραση π.χ. $C_6H_5OH + NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + H_2O$ είναι σχεδόν πλήρης ενώ η αντίστοιχα με μια αλκοόλη π.χ. την εξανόλη δεν γίνεται μια και η τελευταία είναι ασθενέστερη από το νερό. Η ιδιότητα αυτή διαφοροποιεί τις φαινόλες από αλκοόλες.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 67, 69.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 68, 70, 71, 72.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΦΑΣΗ 1**

Υπενθύμιση βασικών αρχών
θεωρίας οξέων βάσεων. Ο ρό-
λος του διαλύτη

**ΦΑΣΗ 2**

Όξινος χαρακτήρας $\text{RC}\equiv\text{CH}$,
 ROH , ArOH και RCOOH .
Σχετική ισχύς.

**ΦΑΣΗ 3**

Παραδείγματα αντιδράσεων.
Ακετυλίδια Na , Ag και Cu(I) .
Εξουδετερώσεις φαινολών και
διαφορές από αλκοόλες. Βασι-
κός χαρακτήρας αμινών

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 48**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία****5.3ε Βασικές αρχές του μηχανισμού οργανικών αντιδράσεων****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να περιγράφει το μηχανισμό ορισμένων οργανικών αντιδράσεων κυρίως της υποκατάστασης και προσθήκης.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Θυμίζουμε στους μαθητές ότι με τον όρο *μηχανισμός μιας αντίδρασης* είναι το σύνολο των γεγονότων, θα έλεγε κανείς, που συμβαίνουν σε μοριακό επίπεδο καθώς τα αντιδρώντα μετατρέπονται στα προϊόντα.. Είναι δηλαδή, το σύνολο των *ενδιάμεσων αντιδράσεων - βημάτων* που δημιουργούν διάφορα *ενδιάμεσα παράγωγα - προϊόντα* τα οποία μεσολαβούν μέχρι την παραγωγή των προϊόντων.

Στις περισσότερες οργανικές αντιδράσεις τα ενδιάμεσα παράγωγα προκύπτουν από τη σχάση ενός δεσμού π.χ. C–A. Η σχάση αυτή μπορεί να είναι *ομολυτική* με παράγωγο μια *ελεύθερη ρίζα* (*αλκυλό-ρίζα το οργανικό παράγωγο*). Επίσης μπορεί να είναι *ετερολυτική* με παράγωγα ένα *καρβοκατιόν* ή ένα *καρβανιόν*. Αυτό εξαρτάται από την πολικότητα του δεσμού δηλαδή, την ηλεκτραρνητικότητα του A.

Οι ελεύθερες ρίζες και τα καρβοκατιόντα έχουν έλλειμμα ηλεκτρονίων και χαρακτηρίζονται ως *ηλεκτρονιόφιλα*.

Αντίθετα, τα καρβοκατιόντα είναι δότες ζεύγους ηλεκτρονίων δρώντας ως βάσεις κατά Lewis. Χαρακτηρίζονται ως *πυρηνόφιλα* και κατά την πορεία της αντίδρασης «ψάχνουν» για θετικά κέντρα, ώστε να εξουδετερωθεί το φορτίο τους.

ΦΑΣΗ 2

Προχωράμε εντάσσοντας το μεγαλύτερο μέρος των οργανικών αντιδράσεων, από άποψη μηχανισμού, σε δύο μεγάλες κατηγορίες και δη σε *πολικές αντιδράσεις* και *αντιδράσεις ριζών*.

Οι κατηγορίες αυτές αντιστοιχούν ουσιαστικά στους δύο τρόπους σχάσης του δεσμού C–A, ετερόλυση η πρώτη και ομόλυση η δεύτερη.

Ένα παράδειγμα πολικού μηχανισμού είναι και οι αντιδράσεις υποκατάστασης των RX, όπου ένα πυρηνόφιλο αντιδραστήριο υποκαθιστά το αλογόνο: $Y:^- + R-X \rightarrow R-Y + X^-$

Επειδή το έναυσμα της αντίδρασης το δίνει ένα πυρηνόφιλο αντιδραστήριο η αντίδραση εντάσσεται στις πυρηνόφιλες υποκαταστάσεις. Εδώ μάλιστα μπορεί να θέσει κανείς το ερώτημα: «Πώς εξελίσσεται η αντίδραση σε ένα στάδιο με άμεση υποκατάσταση ή σε δύο, όπου προηγείται η ετερολυτική σχάση του δεσμού C–X και ακολουθεί η ένωση του πυρηνόφιλου με το καρβοκατιόν;»

Για αντιπαράθεση αναφέρεται η ηλεκτρονιόφιλη αρωματική υποκατάσταση, όπου ένα ηλεκτρονιόφιλο αντιδραστήριο π.χ. NO_2^+ υποκαθιστά ένα άτομο H του βενζολικού δακτύλιου.

ΦΑΣΗ 3

Στη φάση αυτή δίνουμε ένα παράδειγμα ηλεκτρονιόφιλου προσθήκης και συγκεκριμένα την περίπτωση της προσθήκης HX στο διπλό δεσμό C=C. Το H^+ ως ηλεκτρονιόφιλο αντιδραστήριο ενώνεται με τα π ηλεκτρόνια του διπλού δεσμού δίνοντας ένα ενδιάμεσο καρβοκατιόν. Αυτό στη συνέχεια ενώνεται με το πυρηνόφιλο X^- .



Η αντίδραση αυτή επειδή ξεκινά από ηλεκτρονιόφιλο αντιδραστήριο, εδώ τα H^+ , εντάσσεται στις λεγόμενες *ηλεκτρονιόφιλες προσθήκες*.

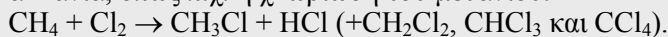
Στη συνέχεια περιγράφουμε το μηχανισμό της πυρηνόφιλης προσθήκης, δίνοντας ως παραδείγματα την προσθήκη HCN και αντιδραστηρίων Grignard ($RMgX$) σε καρβονυλική ένωση π.χ. $CH_3CH=O$.

ΦΑΣΗ 4

Κλείνουμε τη βασική αυτή εισαγωγή στο θέμα μηχανισμού αντιδράσεων με ένα παράδειγμα αντίδρασης η οποία εξελίσσεται μέσω ελευθέρων ριζών.

Οι αντιδράσεις αυτές, όπως αναφέρθηκε, περιλαμβάνουν την ομολυτική σχάση του δεσμού C–H ή C–A, η οποία έχει ως συνέπεια τη δημιουργία μιας αλκυλδριζας.

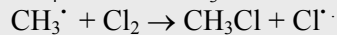
Κλασικό παράδειγμα τέτοιας αντίδρασης είναι η υποκατάσταση στα αλκάνια, όπως π.χ. η χλωρίωση του μεθανίου:



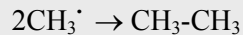
Η αντίδραση αυτή περιλαμβάνει,

το στάδιο έναρξης: $\text{Cl}-\text{Cl} \rightarrow 2 \text{Cl}^\cdot$

το στάδιο διάδοσης: $\text{CH}_4 + \text{Cl}^\cdot \rightarrow \text{CH}_3^\cdot + \text{H}-\text{Cl}$

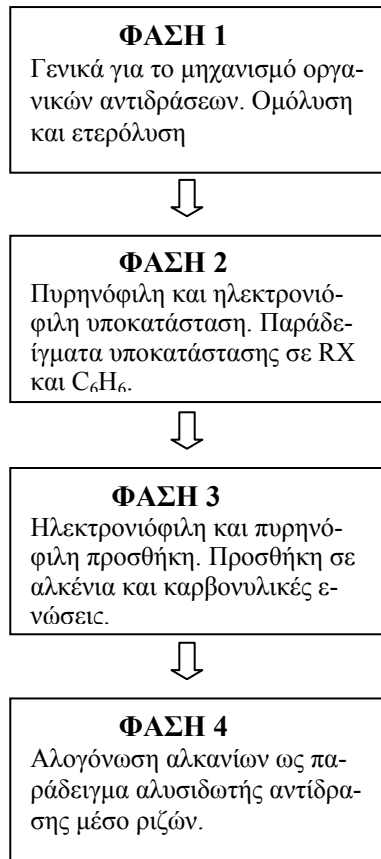


το στάδιο τερματισμού: Η αλυσωτή αυτή εξέλιξη τερματίζεται με αντιδράσεις, όπου χρησιμοποιούνται η μία ή και οι δύο ελεύθερες ρίζες π.χ. $2\text{Cl}^\cdot \rightarrow \text{Cl}-\text{Cl}$

**ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ- ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

Στο σχολείο: 23, 24, 25, 26, 27, 28, 29.

Στο σπίτι: 78, 79, 80, 81, 82, 83, 84.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 49**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία****5.4α Οργανικές συνθέσεις****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να συνθέτει κάποιες οργανικές ενώσεις - προϊόντα μέσα από σειρά αντιδράσεων ξεκινώντας από δεδομένες πρώτες ύλες.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Στην πρώτη αυτή φάση κάνουμε μια σύντομη τοποθέτηση πάνω στις κατηγορίες των οργανικών αντιδράσεων όχι τόσο βάσει του μηχανισμού τους όσο βάσει του αποτελέσματός τους. Λέγοντας δε αποτέλεσμα εννοούμε το μετασχηματισμό της *χαρακτηριστικής ομάδας, αύξηση* (ανοικοδόμηση) *ή μείωση της ανθρακικής αλυσίδας* (αποικοδόμηση), μετατόπιση μιας ομάδας ή δεσμού κλπ.

Τονίζουμε ότι μια από τις εφαρμογές των οργανικών αντιδράσεων είναι η *σύνθεση* διαφόρων προϊόντων. Με τον όρο σύνθεση εννοούμε την παραγωγή μιας ένωσης με πρώτη ύλη μια άλλη μέσα από μια ή περισσότερες χημικές αντιδράσεις.

Το να σχεδιάσει κανείς μια συνθετική σειρά αντιδράσεων (σύνθεση) είναι μια ενδιαφέρουσα πρόκληση. Ταυτόχρονα έχει έναν ιδιαίτερο εκπαιδευτικό χαρακτήρα μια και δίνει τη δυνατότητα στο μαθητή να συνδυάζει κριτικά τις οργανικές αντιδράσεις που μελέτησε στην προηγούμενη διδακτική ενότητα.

Μια γενική αρχή που χρησιμοποιείται σε προβλήματα σύνθεσης είναι η *οπισθοδρόμηση* (retrosynthetic analysis). Με βάση την τακτική αυτή ξεκινάμε από το τελικό προϊόν που είναι συνήθως ένα πολυπλοκότερο μόριο και γυρνάμε προς τα πίσω βήμα - βήμα προς τα απλούστερα αρχικά μόρια. Κάθε τέτοιο βήμα αντιπροσωπεύει και μια αντίδραση από αυτές που οι μαθητές γνωρίζουν την οποία όμως χρησιμοποιούν πια αιτιολογημένα

ΦΑΣΗ 2

Προσπαθούμε τώρα να δώσουμε μερικές γενικές κατευθυντήριες γραμμές στην όλη διαδικασία της σύνθεσης.

Πρώτο μέλημα είναι η σύγκριση μεταξύ της α' ύλης (αρχική ένωση) και του τελικού προϊόντος με βάση την *ανθρακική τους αλυσίδα*. Δηλαδή, μεγαλώνει, μικραίνει ή μένει σταθερή η ανθρακική αλυσίδα; Ανάλογα με την περίπτωση μπορούμε να επιλέξουμε για την οργανική μας σύνθεση αντιδράσεις ανοικοδόμησης, αποικοδόμησης ή υποκατάστασης.

Δεύτερον, εστιάζουμε την προσοχή μας στη χαρακτηριστική ομάδα της ένωσης που ζητάμε να συνθέσουμε. Μένει ίδια ή αλλάζει σε σχέση με την αρχική μας ένωση; Στη δεύτερη περίπτωση, οι αντιδράσεις υποκατάστασης, όπως οι αντιδράσεις RX, παίζουν πρωτεύοντα ρόλο.

Μια τρίτη επισημάνση είναι η τυχόν μετατόπιση της θέσης της ομάδας ή του δεσμού. Στην περίπτωση αυτή η «εκμετάλλευση» των κανόνων Markovnikov και Saytseff μπορεί να δώσει τη λύση στη σύνθεση της ένωσης.

Αφού μπουν αυτές οι γενικές αρχές, μπορούμε να δώσουμε ένα πρώτο παράδειγμα όπως π.χ. την παρασκευή 1-βρωμοβουτανίου με πρώτη ύλη $\text{CH}\equiv\text{CH}$.

ΦΑΣΗ 3

Εδώ μπορούμε να δώσουμε μια σειρά παραδειγμάτων ακολουθώντας το βιβλίο του μαθητή (σελ 237 έως σελ. 245), όπου έχει γίνει επιλογή χαρακτηριστικών περιπτώσεων.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: παραδείγματα 5.8 - 5.18.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: εφαρμογές των παραπάνω παραδειγμάτων.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ**ΦΑΣΗ 1**

Ανασκόπηση των διαφόρων κατηγοριών οργανικών αντιδράσεων κυρίως με βάση το αποτέλεσμα τους.

**ΦΑΣΗ 2**

Τα βήματα που ακολουθούμε για τη σύνθεση μιας οργανικής ένωσης με κριτήριο το μήκος της αλυσίδας και την αλλαγή της χαρακτηριστικής ομάδας.

**ΦΑΣΗ 3**

Χαρακτηριστικά παραδείγματα οργανικής σύνθεσης ταξινομημένα σε τρεις κατηγορίες:
α. η ζητούμενη ένωση έχει το ίδιο αριθμό ατόμων άνθρακα με την πρώτη ύλη
β. ανοικοδομήσεις
γ. αποικοδομήσεις.

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΩΡΑ: 50**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Οργανική χημεία****5.4β Ταυτοποιήσεις- Διακρίσεις****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ώρας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί:

- Να ταυτοποιεί και να διακρίνει οργανικές ενώσεις, χρησιμοποιώντας χαρακτηριστικές αντιδράσεις.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1**

Στην ενότητα αυτή παρουσιάζουμε μια ακόμα εφαρμογή των χημικών αντιδράσεων. Αυτή είναι η *ταυτοποίηση* μιας χαρακτηριστικής ομάδας στο μόριο μιας οργανικής ένωσης ή ο καθορισμός της θέσης αυτής στο μόριο της ένωσης.

Η διαδικασία της ταυτοποίησης είναι απαραίτητη όταν για παράδειγμα συνθέτουμε μια ένωση ή όταν απομονώνουμε μια ένωση από ένα φυσικό προϊόν και θέλουμε να βεβαιωθούμε για την επιτυχία της σύνθεσης ή του διαχωρισμού.

Βέβαια υπάρχουν οι ενόργανοι μέθοδοι ανάλυσης, όπως η *φασματοσκοπία*, οι οποίες όμως απαιτούν ακριβή όργανα και ειδικευμένο προσωπικό. Είναι λοιπόν χρήσιμο να υπάρχουν απλές και γρήγορες δοκιμασίες - αντιδράσεις για την ταυτοποίηση χαρακτηριστικών ομάδων.

Δεν είναι όλες οι αντιδράσεις των ομάδων χρήσιμες για τέτοιες δοκιμασίες. Κατ' αρχάς πρέπει οι αντιδράσεις αυτές να είναι κατά το δυνατόν αποκλειστικές της συγκεκριμένης ομάδας, ώστε να μη γίνεται λανθασμένη ανάλυση. Επιπλέον πρέπει οι δοκιμασίες αυτές να συνοδεύονται από ένα άμεσο *οπτικό αποτέλεσμα*, όπως την αλλαγή χρώματος του διαλύματος, την έκλυση αερίου ή τη δημιουργία χαρακτηριστικού ιζήματος.

ΦΑΣΗ 2

Υπάρχουν διάφοροι τρόποι που μπορεί κανείς να ταξινομήσει τις αντιδράσεις διάκρισης- ταυτοποίησης. Ένας τρόπος είναι να δοθούν οι αντιδράσεις αυτές ταυτοποίησης (με οπτικό αποτέλεσμα) ανά ομόλογο σειρά (βλέπε Β΄ Λυκείου Γενική Παιδεία). Ένας άλλος τρόπος είναι η ταξινόμηση τους σε αντιδράσεις *τάξης* και *αντιδράσεις θέσης*.

Για παράδειγμα η επίδραση NaHCO_3 μπορεί να διακρίνει ένα οξύ (δίνει θετική αντίδραση με έκλυση CO_2) από ένα εστέρα (δεν αντιδρά στις ίδιες συνθήκες). Με την ίδια λογική η επίδραση μεταλλικού νατρίου διακρίνει τις αλκοόλες ROH (έκλυση H_2) από τους αιθέρες ROR' . Όμοια η χρήση του φελίγγιου υγρού διακρίνει τις αλδεϋδες RCHO από τις κετόνες RCOR' .

Ως αντίδραση θέσης χαρακτηρίζεται π.χ. η επίδραση αμμωνιακού διαλύματος Ag^+ το οποίο αντιδρά θετικά μόνο αν ο τριπλός δεσμός είναι στην άκρη της αλυσίδας.

ΦΑΣΗ 3

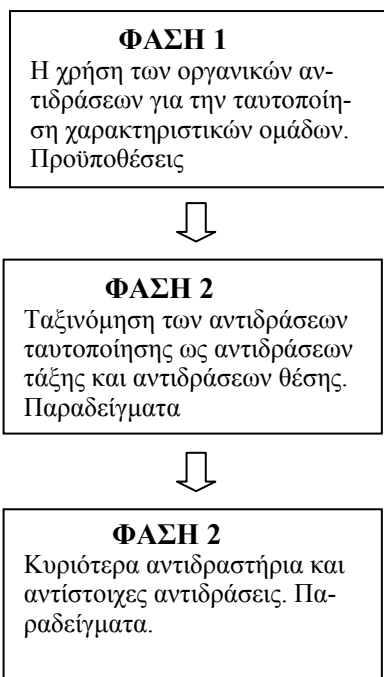
Δίνουμε ένα πίνακα αντιδραστηρίων που χρησιμεύουν στη διάκριση – ταυτοποίηση οργανικών ενώσεων, όπως το Br_2 διαλυμένο σε CCl_4 το οποίο αντιδρά αποχρωματιζόμενο με κάθε ακόρεστη (εν ή ιν) ένωση. Επίσης το αμμωνιακό διάλυμα AgNO_3 ή το φελίγγιο υγρό το οποίο ταυτοποιεί τις αλδεϋδες, το διάλυμα του KMnO_4 σε όξινο ή ουδέτερο περιβάλλον οποίο ταυτοποιεί τις αναγωγικές ουσίες κλπ. Τέλος, δίνουμε σχετικά παραδείγματα για την εμπέδωση των παραπάνω μεθόδων διάκρισης- ταυτοποίησης.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: Παραδείγματα 5.19 έως 5.25 και 33, 34, 35, 36, 37, 38, 39.

Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: Εφαρμογές παραδειγμάτων και 92, 93, 94, 95, 96, 97, 98, 99, 100.

ΔΙΑΓΡΑΜΜΑ ΡΟΗΣ



ΕΙΔΙΚΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. ISENBERG N. and GRDINIC M. "A modern look at Markovnikov's Rule and the peroxide effect" *J. Chem. Education* 46 (1969) 601
2. ELLIS J.E. "The Teaching of Organometallic Reactions to Undergraduates" *J. Chem. Education* 53 (1976) 2
3. McCRAE W. "Basic Organic Reactions" Heyden and Son, Ltd, London 1973, Chapters 3 και 4.
4. KOLB D. "Acids and bases" *J. Chem. Education* 55 (1978) 459.

***Γ' Ειδικό Μέρος-
εργαστηριακές
ασκήσεις***

ΠΕΙΡΑΜΑ 1**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Παρασκευή και ιδιότητες ρυθμιστικών διαλυμάτων****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να:

- εισάγει την έννοια των ρυθμιστικών διαλυμάτων. και να εξηγεί τη σημασία τους.
- παρασκευάζει πειραματικά ένα ρυθμιστικό διάλυμα και να προσδιορίζει τη ρυθμιστική του ικανότητα.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1 συζήτηση πριν το εργαστήριο**

Σε πρώτη φάση επεξηγούμε τον τύπο των Henderson-Haselbach για τον υπολογισμό του pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log ([\text{Βάση}] / [\text{Οξύ}])$$

Θεωρούμε ότι στα ρυθμιστικά έχουμε πάντα μια ισορροπία της μορφής: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$. π.χ. για το ρυθμιστικό διάλυμα $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$ η ισορροπία είναι: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, όπου η K_a ισούται με K_w/K_b .

Εξηγούμε ότι για την παρασκευή ενός ρυθμιστικού διαλύματος ορισμένου pH, επιλέγουμε το ζεύγος εκείνο οξύ -συζυγής βάση του οποίου η τιμή $\text{p}K_a$ πλησιάζει το δυνατόν τη δεδομένη τιμή pH του ρυθμιστικού.

Εξηγούμε την έννοια της ρυθμιστικής ικανότητας η οποία ισούται με τον αριθμό των mol ισχυρού οξέος ή ισχυρής βάσης τα οποία προστιθέμενα σε 1 L του ρυθμιστικού διαλύματος μεταβάλλουν την τιμή του pH του κατά μία μονάδα. Για παράδειγμα 5 mL διαλύματος HCl 1 M προστιθέμενα σε 50 mL ρυθμιστικού διαλύματος $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ προκαλούν μεταβολή του pH κατά 0,1 μονάδες. Την ίδια μεταβολή pH (0,1 μονάδες) προκαλούν 100 mL (ή 0,1 mol) του ίδιου οξέος σε 1000 mL του ρυθμιστικού. Άρα για μεταβολή 1 μονάδας θα χρειάζονται $0,1/0,1 = 1$ mol HCl, που αντιπροσωπεύει τη ρυθμιστική του ικανότητα.

ΦΑΣΗ 2 εκτέλεση -προφυλάξεις-επισημάνσεις**ατομικό ή ομαδικό**

Αν ο έλεγχος της τιμής του pH των ρυθμιστικών διαλυμάτων γίνει απλά με πεχαμετρικό χαρτί, τότε πείραμα προτείνεται να είναι ατομικό. Συμπληρωματικά μπορεί να χρησιμοποιηθεί πεχάμετρο.

όργανα - αντιδραστήρια

Για την παρασκευή των διαλυμάτων οξέων και βάσεων 2 M διπλασιάστε τις ποσότητες των πυκνών διαλυμάτων που δίνονται στο παράρτημα Β και αραιώστε στα 1000 mL με απιονισμένο νερό. Αν χρησιμοποιήσετε πεχάμετρο ακολουθήστε τις οδηγίες του κατασκευαστή προκειμένου να βαθμονομηθεί αυτό σωστά. Για τη ρύθμιση του πεχάμετρου χρησιμοποιείτε δύο ρυθμιστικά διαλύματα των ~ 7 και ~4 τιμών pH.

Επισημαίνουμε ότι το πεχαμετρικό χαρτί δεν έχει τη δυνατότητα προσδιορισμού μικρών διαφορών στις τιμές pH. Βέβαια μπορεί να δείξει τη μεγάλη μεταβολή στο pH στην περίπτωση προσθήκης ισχυρού οξέος ή βάσης σε καθαρό νερό ή σε άλλο μη ρυθμιστικό διάλυμα.

προφυλάξεις

Οι συνήθειες στο χημικό εργαστήριο.

βοήθεια - υποδείξεις

Εξηγήστε ότι για την παρασκευή ρυθμιστικού διαλύματος με pH στην περιοχή του 5 (εδώ 4,74) επελέγη το ζεύγος $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ με $\text{p}K_a = 4,74$. Στην περιοχή του 9 επελέγη το ζεύγος $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ με $\text{p}K_a = 9,25$ ($\text{p}K_w - \text{p}K_b = 14 - 4,75$).

Για την παρασκευή των ρυθμιστικών διαλυμάτων χρησιμοποιείται συνήθως η μερική εξουδετέρωση ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση και ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ.

Το παρόν πείραμα δίνει επίσης μια καλή ευκαιρία για την εφαρμογή του τύπου αραιώσης: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$.

χρόνος απαιτούμενος

Απαιτούνται 30 - 40 min.

ΦΑΣΗ 3 συζήτηση μετά το πείραμα

συζήτηση μετά το εργαστήριο

Συζητείστε για τη σημασία των ρυθμιστικών διαλυμάτων με παραδείγματα από την κλινική χημεία (pH αίματος 7,35-7,45), την οικολογία (το pH θάλασσας είναι περίπου 8,2 και αποτελείται από ένα πολύπλοκο ρυθμιστικό σύστημα ανθρακικών, φωσφορικών και πυριτικών ιόντα).

Κάνετε τους σχετικούς υπολογισμούς που παρουσιάζουν δυσκολία για τους μαθητές.

παρουσίαση των αποτελεσμάτων

Οι μαθητές παρουσιάζουν τους υπολογισμούς (με βάση το σχετικό τύπο) και τα αποτελέσματα των μετρήσεών τους.

προεκτάσεις του πειράματος

Αν υπάρχει δείγμα θαλασσινού νερού μετρήστε τη ρυθμιστική του ικανότητα παίρνοντας 100 mL από αυτό. Προσθέστε στο θαλασσινό νερό διάλυμα HCl 0,1 M, ανά 5 mL, σημειώνοντας κάθε φορά τις τιμές του pH.

Πέρα από το παράδειγμα του καθαρού νερού το οποίο δεν έχει καθόλου ρυθμιστική ικανότητα, μπορείτε να χρησιμοποιήσετε και αραιά διαλύματα οξέος ή βάσεως. Έτσι 4 σταγόνες διαλύματος HCl 0,1 M σε 20 mL νερό δίνουν διάλυμα 0,001 M. Σε αυτό 1 mL διαλύματος NaOH 1 M επιφέρει μεταβολή pH μεγαλύτερη από 5 μονάδες.

ΠΕΙΡΑΜΑ 2

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Προσδιορισμός της περιεκτικότητας ξιδιού σε οξικό οξύ

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να:

- αναφέρει ποια είναι η ογκομετρική μέθοδος.
- εφαρμόζει την οξυμετρία -αλκαλιμετρία για τον έλεγχο εμπορικών προϊόντων π.χ. ξυδιού.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1****συζήτηση πριν το εργαστήριο**

Τονίζουμε ότι οι *ογκομετρήσεις* δεν περιορίζονται μόνο σε αντιδράσεις οξέων - βάσεων, αλλά και σε άλλες γρήγορες και ποσοτικές αντιδράσεις (π.χ. αντιδράσεις καταβύθισης, οξειδοαναγωγής και συμπλοκοποίησης). Το πείραμα στην προκειμένη περίπτωση εντοπίζεται στην *οξυμετρία - αλκαλιμετρία* μια μέθοδο που χρησιμοποιείται ευρύτατα τόσο στην έρευνα όσο και στη βιομηχανία.

Θυμίζουμε στους μαθητές τον τρόπο επιλογής του κατάλληλου δείκτη, εδώ πρωτολυτικού. Στην περίπτωση του CH_3COOH (του κύριου συστατικού του ξιδιού) η ογκομέτρηση με πρότυπο διάλυμα NaOH , στο *ισοδύναμο σημείο* δημιουργεί CH_3COONa . Στην ουσία προκύπτουν οξικά ιόντα τα οποία είναι μια βάση - η συζυγής του CH_3COOH - τα οποία έχουν pH πάνω από 7 (~8,5).

Από εργαστηριακή σκοπιά εξηγούμε τη χρήση, ανάγνωση, καθαρισμό και συντήρηση της προχοϊδας. Κάνουμε επίδειξη ενός ογκομετρικού προσδιορισμού για να έχουν οι μαθητές μια πρώτη εικόνα. Εξηγούμε ότι επιβάλλεται η χρήση αραιών διαλυμάτων (0,1 M και κάτω), ώστε να ελαχιστοποιούνται τα πειραματικά σφάλματα.

ΦΑΣΗ 2 εκτέλεση -προφυλάξεις-επισημάνσεις**ατομικό ή ομαδικό**

Το πείραμα μπορεί να είναι ατομικό αρκεί να υπάρχουν προχοΐδες. Σε αντίθετη περίπτωση κάνετε ομάδες των δύο ή το πολύ τριών ατόμων.

όργανα - αντιδραστήρια

Το πρότυπο διάλυμα NaOH 0,1 M παρασκευάζεται με αραιώση σε 1 L του περιεχομένου μιας αμπούλας που πωλείται στο εμπόριο. Διαφορετικά, παρασκευάζεται με διάλυση 4,00 g NaOH σε λίγο νερό και αραιώση στο 1 L. Το διάλυμα αυτό τιτλοδοτείται π.χ. με διάλυμα HCl 0,1 M το οποίο μπορεί να παρασκευαστεί με αραιώση 85,5 mL πυκνού HCl με απιονισμένο νερό στο 1 L (διάλυμα 1 M). 100 mL από αυτό αραιώνεται στο λίτρο (διάλυμα 0,1 M).

Επιλέξτε ξίδι που να μην έχει έντονο χρώμα και δυσκολεύει την ογκομέτρηση.

Για εξάσκηση αν είναι δυνατόν δώστε στους μαθητές διαλύματα NaOH διαφόρων συγκεντρώσεων (0,08 M, 0,02 M κλπ), ώστε ο καθένας να έχει δικό του αποτέλεσμα.

προφυλάξεις

Οι συνήθειες στο χημικό εργαστήριο

βοήθεια - υποδείξεις

Αν το απιονισμένο νερό είναι αρκετά όξινο, λόγω διαλυμένου CO₂, βράστε μια ποσότητα από αυτό μέχρι το μισό του όγκου της. Πωματίστε και αφήστε να ψυχθεί.

Η μέση περιεκτικότητα του ξιδιού σε CH₃COOH είναι ~5% w/V ή ~ 1 M. Αραίωση 5 mL από αυτό στα 250 mL οδηγεί σε μια συγκέντρωση 0,02 M. Άρα 25 mL από το αραιωμένο θέλουν περίπου 5 mL από το διάλυμα του NaOH 0,1 M

Ορισμένοι προτείνουν μια «ανάποδη» τοποθέτηση. Δηλαδή τα mL NaOH (έστω 10,0) μπαίνουν στην κωνική των 100 ή 250 mL και στην προχοΐδα μπαίνει το «άγνωστο» διάλυμα του ξιδιού.

Αυτό διότι τα διαλύματα των αλκαλίων προσβάλλουν το γυαλί .
Προτείνετε στους μαθητές να ακολουθήσουν την πρώτη διαδικασία με την προϋπόθεση η προχοΐδα να πλένεται με άφθονο νερό μετά από κάθε χρήση .

χρόνος απαιτούμενος

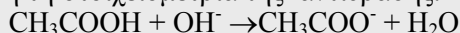
Με έτοιμα τα διαλύματα απαιτούνται 30 - 40 min για δύο ογκομετρήσεις.

ΦΑΣΗ 3 συζήτηση μετά το πείραμα

συζήτηση μετά το εργαστήριο

Αναλύστε τους υπολογισμούς που γίνονται για το τελικό προσδιορισμό. Αν τα mL του διαλύματος NaOH που καταναλώθηκαν είναι $V_{\text{κατ}}$, τότε $\text{mol NaOH} = V_{\text{κατ}} \cdot 0,1 / 1000 = V_{\text{κατ}} \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Με βάση τη στοιχειομετρία της αντίδρασης:



έχουμε $V_{\text{κατ}} \cdot 10^{-4} \text{ mol CH}_3\text{COOH}$. Η ποσότητα αυτή υπάρχει στα 25 mL του αραιωμένου άρα και στα V mL του αρχικού δείγματος. Στα 100 mL θα υπάρχουν $(V_{\text{κατ}}/V) \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ ή $(V_{\text{κατ}}/V) \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = (V_{\text{κατ}}/V) \cdot 0,6 \% \text{ w/V}$.

παρουσίαση των αποτελεσμάτων

Οι μαθητές δίνουν τις μετρήσεις τους και το τελικό αποτέλεσμα. Συγκρίνετε τα αποτελέσματα της τάξης.

προεκτάσεις του πειράματος

Αν υπάρχει χρόνος κάντε πειράματα και με άλλα προϊόντα, όπως π.χ. χυμός λεμονιού ή στερεό «ξινό» που είναι κιτρικό οξύ.

Πολύ σημαντικός είναι ο καλός χειρισμός της προχοΐδας. Τονίστε τον τρόπο καθαρισμού της και τη λίπανση της στρόφιγγας με βαζελίνη. Επίσης σημαντικός είναι και ο ορθός τρόπος ανάγνωσης με το μάτι στο ύψος του μηνίσκου.

ΠΕΙΡΑΜΑ 3

ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Πειραματικός προσδιορισμός της τιμής K_s δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη, K_s $\text{Ca}(\text{OH})_2$

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να:

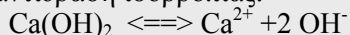
- προσδιορίσει πειραματικά το γινόμενο διαλυτότητας δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη ως μια εφαρμογή μιας ισορροπίας διάλυσης.
- αναγνωρίζει ότι η ποσότητα της στερεάς φάσης δεν επηρεάζει την διαλυτότητα αυτού.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1****συζήτηση πριν το εργαστήριο**

Μια έως δύο ημέρες πριν το εργαστήριο παρασκευάστε δύο κορεσμένα διαλύματα $\text{Ca}(\text{OH})_2$ χρησιμοποιώντας διαφορετικές ποσότητες από το στερεό $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Φροντίστε να υπάρχει ορατή περίσσεια του στερεού στον πυθμένα του δοχείου και εμφανώς περισσότερη στο δεύτερο δείγμα.

Στο πείραμα πέρα από τον όποιο προσδιορισμό θέλουμε να τονίσουμε ότι η στερεά φάση δεν επηρεάζει την τιμή της διαλυτότητας άρα και του K_s .

Γράφουμε την αντίδραση ισορροπίας:



και δείχνουμε ότι ο προσδιορισμός της $[\text{OH}^-]$ οδηγεί και στον προσδιορισμό της $[\text{Ca}^{2+}]$ σαν το μισό της προηγούμενης (αυτό προκύπτει από την στοιχειομετρία της αντίδρασης και με την προϋπόθεση ότι δεν υπάρχει άλλη, σημαντική, πηγή OH^-).

Εκθέτουμε στους μαθητές τα δύο κορεσμένα διαλύματα τα οποία έχουμε αριθμήσει και πάνω στη φιάλη έχουμε γράψει την ημερομηνία παρασκευής τους.

ΦΑΣΗ 2 εκτέλεση -προφυλάξεις-επισημάνσεις**ατομικό ή ομαδικό**

Με έτοιμα τα διαλύματα το πείραμα μπορεί να γίνει από ομάδες των δύο ατόμων.

όργανα - αντιδραστήρια

Παρασκευάστε τα δύο κορεσμένα διαλύματα προσθέτοντας αντίστοιχα 4 g και 8 g Ca(OH)_2 σε 1 L απιονισμένο νερό. Η διαλυτότητα αυτής της βάσης είναι στους 20 °C ίση με 1,65 g/L και 1,53 g/L στους 30 °C (σημειώστε τη μείωση με την αύξηση της θερμοκρασίας, λόγω του ισχυρά εξώθερμου της διάλυσης). Αναταράξτε καλά και πωματίστε τις φιάλες για να μην προσλαμβάνουν CO_2 από την ατμόσφαιρα, με συνέπεια την πτώση λευκού ιζήματος (ή επιφανειακής «κρούστας») από CaCO_3 .

Αν κάθε ομάδα κάνει δύο μετρήσεις, οι 15 ομάδες χρειάζονται από 1 L από το κάθε διάλυμα τουλάχιστον.

προφυλάξεις

Οι συνήθειες. Προσοχή με το στερεό Ca(OH)_2 στην αφή και περισσότερο στην εισπνοή σκόνης από αυτό.

βοήθεια - υποδείξεις

Προσέξτε στη λήψη του υπερκείμενου κορεσμένου διαλύματος με το σιφώνιο, ώστε να μην παρασυρθούν κόκκοι από το στερεό.

Το κορεσμένο διάλυμα του Ca(OH)_2 είναι περίπου 0,02 M ή 0,04 M σε OH^- . Το διάλυμα του HCl 0,1 M θα αντιδρά με $\sim V/2,5$ mL του δείγματος.

Στο πείραμα της αναπαραγωγής χρησιμοποιήστε τον ίδιο αριθμό σταγόνων από το δείκτη (φαινολοφθαλεΐνη) μια και η ποσότητά του επηρεάζει το αποτέλεσμα. Το χρώμα να παραμένει για 30 '' μια και μετά το CO_2 της ατμόσφαιρας μπορεί να αποχρωματίζει το διάλυμα.

χρόνος απαιτούμενος

Με έτοιμα τα διαλύματα περί τα 30 min.

ΦΑΣΗ 3 συζήτηση μετά το πείραμα

συζήτηση μετά το εργαστήριο

Κάντε τους σχετικούς υπολογισμούς, όπως δίνονται στον εργαστηριακό οδηγό. Η αναγωγή σε $[\text{OH}^-]$ έχει γίνει για όγκο δείγματος 50 mL ($V_{\text{κατ}} \cdot 10^{-4} \cdot 1000/50 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$). Η βιβλιογραφική τιμή του γινομένου διαλυτότητας του $\text{Ca}(\text{OH})_2$ είναι $5,5 \cdot 10^{-6}$ (για διάσταση σε Ca^{2+} και 2 OH^-).

Συγκρίνετε τα αποτελέσματα των μετρήσεων οι οποίες προκύπτουν από τα δύο διαλύματα και δείξτε ότι η ποσότητα της περίσσειας του στερεού δεν επηρεάζει τη διαλυτότητα και την ισορροπία.

Περιμένετε αύξηση ή μείωση της διαλυτότητας του $\text{Ca}(\text{OH})_2$ σε διάλυμα NaOH ; (Μείωση λόγω επίδρασης κοινού ιόντος).

Θα μπορούσε να γίνει προσδιορισμός της τιμής του pH με πεχάμετρο αντί της ογκομέτρησης; (Ναι από μαθητική άποψη. Όχι, όμως αν θέλουμε να είμαστε ακριβείς, καθώς το pH εκφράζει και μετράει την *ενεργότητα* των ιόντων και όχι τη συγκέντρωση..)

Η θερμοκρασία αναφέρεται στο διάλυμα και είναι ίδια με αυτή του περιβάλλοντος μια και το διάλυμα έχει παραμείνει επί αρκετό χρόνο σε ισορροπία με αυτό.

παρουσίαση των αποτελεσμάτων

Γίνονται οι υπολογισμοί και παρουσιάζεται η τιμή της K_s του $\text{Ca}(\text{OH})_2$ στη θερμοκρασία που έχει μετρηθεί.

προεκτάσεις του πειράματος

Αν υπάρχει ενδιαφέρον αναφέρετε ότι υπάρχει και άλλη μέθοδος για τον προσδιορισμό της συγκέντρωσης των ιόντων ασβεστίου π.χ. με καταβύθιση με οξαλικά ιόντα ή ακόμα καλύτερα με συμπλοκομετρία (διάλυμα EDTA...)

Το $\text{Ca}(\text{OH})_2$ στα κλασικά βιβλία χημείας και στο κεφάλαιο των αντιδράσεων καταβύθισης κατατάσσεται στα *ολίγον διαλυτά* (μαζί με το αντίστοιχο του βαρίου) στα όρια μεταξύ ιζημάτων και διαλυτών ενώσεων. Με την εισαγωγή της συνθήκης καταβύθισης γνωρίζουμε ότι αυτό καταβυθίζεται πάντα αρκεί να είναι $[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 \geq K_s$

ΠΕΙΡΑΜΑ 4**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Το στοιχείο Daniel****ΣΤΟΧΟΙ**

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να:

- Αναφέρει τι είναι κανονικό δυναμικό οξειδοαναγωγής, E^0 , και να προβλέπει με βάση τις τιμές των E^0 αν θα γίνει ή όχι μια αντίδραση οξειδοαναγωγής.
- Να περιγράφει τη δομή και λειτουργία του γαλβανικού στοιχείου Daniel.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1****συζήτηση πριν το εργαστήριο**

Ένα πρώτο και κύριο σημείο του πειράματος είναι να γίνει μια ποιοτική και ποσοτική εφαρμογή του πίνακα των τιμών E^0 . Έτσι για το στοιχείο Daniel το οποίο αποτελείται από τα ημιστοιχεία $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ με $E^0 = -0,76 \text{ V}$ και $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ με $E^0 = 0,34 \text{ V}$ παρατηρούμε τα εξής:

Ο Zn είναι πιο αναγωγικό άρα και πιο εύκολα οξειδούμενος από το χαλκό. Άρα ο Zn θα είναι το ηλεκτρόδιο στο οποίο θα γίνεται οξείδωση, η άνοδος, ο αρνητικός πόλος από τον οποίο θα ξεκινούν τα e^- προς το εξωτερικό κύκλωμα.

Αυτό αποτελεί την ποιοτική πρόβλεψη όπως αυτή προκύπτει από τον πίνακα τιμών των E^0 . Ποσοτικά το δημιουργούμενο, πλήρες στοιχείο, θα έχει δυναμικό $E^0 = E^0(+)-E^0(-) = 0,34 - (-) 0,76 = 1,1 \text{ V}$. Το κύκλωμα μπορεί να κλείνει με μία *γέφυρα ιόντων* η οποία μπορεί να είναι ένα *πορώδες διάφραγμα* ή ένας σωλήνας *U* γεμάτος με το διάλυμα κατάλληλου ηλεκτρολύτη και κλεισμένος με υαλοβάμβακα ή ακόμα και ένα διηθητικό χαρτί κατάλληλα διπλωμένο και διαποτισμένο με το διάλυμα του ηλεκτρολύτη.

ΦΑΣΗ 2 εκτέλεση -προφυλάξεις-επισημάνσεις**ατομικό ή ομαδικό**

Αν έχουμε μεγάλο αριθμό πολύμετρων (μιλιβολτόμετρων), τότε η ασκήση προτείνεται να γίνει κατά ομάδες. Διαφορετικά, να γίνει με μορφή επίδειξης.

όργανα - αντιδραστήρια

Τα μεταλλικά ελάσματα ή φύλλα μπορεί να έχουν διαστάσεις 1x11 cm.

Τα διαλύματα είναι 1 M για να είναι στις λεγόμενες *πρότυπες συνθήκες* (25 °C, 1 atm και οι συγκεντρώσεις των διαλυμάτων να είναι 1 M). Για την παρασκευή των διαλυμάτων εφόσον αυτά είναι νιτρικά και όχι θειικά άλατα ακολουθούμε την εξής διαδικασία:

Για μεν το Zn διαλύονται 29,4 g $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ σε 100 mL απιονισμένου νερού. Για το Cu διαλύονται 24,16 g $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ σε 100 mL νερό. Επίσης στην περίπτωση αυτή το διάλυμα της γέφυρας ιόντων μπορεί να είναι 0,5 M NH_4NO_3 (4 g NH_4NO_3 σε 100 mL νερό). Τέλος, μπορείτε να χρησιμοποιήσετε και διαλύματα 0,5 M αντί των 1 M μια και ο λόγος των $[\text{Zn}^{2+}] / [\text{Cu}^{2+}]$ δεν αλλάζει και συνεπώς δεν αλλάζει και η αναμενόμενη τιμή των 1,1 V.

προφυλάξεις

Οι συνήθειες του χημικού εργαστηρίου.

βοήθεια - υποδείξεις

Τονίστε την κίνηση των ιόντων που κλείνει το κύκλωμα. Κίνηση η οποία εξασφαλίζει την ηλεκτρική ουδετερότητα των διαλυμάτων. Έτσι προς το διάλυμα των ιόντων Cu^{2+} τα οποία μειώνονται θα κινούνται τα θετικά ιόντα του ηλεκτρολύτη της γέφυρας και αντίθετα τα ανιόντα τα οποία θα οδεύουν προς το διάλυμα των Zn^{2+} των οποίων η συγκέντρωση αυξάνει.

Αντί να λοβάμβακα μπορείτε να χρησιμοποιήσετε κοινό βαμβάκι ή tampon τα οποία μπορούν να παίζουν ρόλο γέφυρας αν εμποτιστούν με το διάλυμα του ηλεκτρολύτη.

Το πείραμα δίνει την δυνατότητα να δείξουμε ότι το δυναμικό του στοιχείου είναι ανεξάρτητο από την «ποσότητα του στερεού». Χρησιμοποιήστε μεγαλύτερα ή μικρότερα ελάσματα-ηλεκτρόδια ή ανασύρατε μέρος από το εμβαπτισμένο έλασμα. Το δυναμικό δεν αλλάζει.

Το πείραμα όταν γίνεται με γέφυρα ιόντων έχει, εκπαιδευτικά, το πλεονέκτημα του διαχωρισμού των δύο ημιαντιδράσεων οι οποίες εξελίσσονται σε διαφορετικούς χώρους.

απαιτούμενος χρόνος.

Με μορφή επίδειξης δεν υπερβαίνει τα 30 min.

ΦΑΣΗ 3 συζήτηση μετά το πείραμα

συζήτηση μετά το εργαστήριο

Η αναμενόμενη ένδειξη του βολτόμετρου είναι 1,1 V. Όταν χρησιμοποιείται γέφυρα ιόντων η ένδειξη είναι σχεδόν πάντα μικρότερη του αναμενόμενου από εκείνη με την σύνδεση με *πορώδες διάφραγμα*. Μάλιστα αν το στοιχείο λειτουργήσει η ένδειξη θα μικρύνει περισσότερο λόγω *πόλωσης*. Γι' αυτό η ανάγνωση του οργάνου να γίνεται το συντομότερο δυνατό από τη στιγμή που θα γίνει η συνδεσμολογία.. Η πόλωση οφείλεται λόγω συσσώρευσης των προϊόντων της αντίδρασης και συνεπώς μεταβολή της συγκέντρωσης των διαλυμάτων από τις προβλεπόμενες.

παρουσίαση των αποτελεσμάτων

Γράφονται οι ημιαντιδράσεις σε κάθε ηλεκτρόδιο και υπολογίζεται το δυναμικό του στοιχείου. Αναγράφεται και η ένδειξη του οργάνου.

προεκτάσεις του πειράματος

Με δεδομένο ότι οι μαθητές δε γνωρίζουν την εξίσωση Nernst μπορούμε να κάνουμε κάποιες ποιοτικές προεκτάσεις βασισμένοι στην αρχή Le Chatelier.

Για παράδειγμα ρωτάμε τι θα γίνει αν το διάλυμα των Cu^{2+} αραιωθεί με νερό; (Η ισορροπία $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$ μετατοπίζεται αριστερά λόγω μείωσης της συγκέντρωσης των ιόντων χαλκού. Αυτό σημαίνει ότι το δυναμικό αλγεβρικά μειώνεται , δηλαδή θα πέσει από την τιμή των 0,34 V. Αυτό σημαίνει μείωση και της ένδειξης του οργάνου.)

ΠΕΙΡΑΜΑ 5

**ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΕΝΟΤΗΤΑ: Προσδιορισμός κατά Zimmermann
(παραλλαγή)**

ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει ο μαθητής να μπορεί να:

- εφαρμόζει την ογκομετρική μέθοδο με αντιδράσεις οξειδοαναγωγής.
- αναφέρει τι είναι υπερμαγνητομετρία.

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΗ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗ ΠΡΟΣΕΓΓΙΣΗ - ΦΑΣΕΙΣ**ΦΑΣΗ 1****συζήτηση πριν το εργαστήριο**

Τονίζουμε από την αρχή ότι παρόλο που ο Fe^{2+} οξειδώνεται εύκολα από το O_2 του αέρα θα επιχειρήσουμε να προσδιορίσουμε Fe(II) με διάλυμα KMnO_4 , αγνοώντας την επίδραση αυτή.

Αναλύουμε το ρόλο κάθε αντιδραστηρίου, όπως περιγράφεται στον εργαστηριακό οδηγό.

Η παρουσία των Cl^- δικαιολογείται από το γεγονός ότι το HCl είναι το οξύ ο οποίο χρησιμοποιείται για τη διαλυτοποίηση των ορυκτών του Fe .

Με δεδομένο ότι οι μαθητές δεν γνωρίζουν το νόμο του Nernst αναφέρουμε αξιωματικά ότι σε κατάλληλη τιμή pH το MnO_4^- δεν οξειδώνει τα χλωριόντα.

Η δράση των Mn^{2+} περιγράφεται και ως *αυτοκατάλυση*, καθώς τα ιόντα αυτά αποτελούν και προϊόντα αναγωγής της MnO_4^- σε όξινο περιβάλλον. Στην προκείμενη περίπτωση αυτά προστίθενται σαν συστατικά του αντιδραστηρίου του Zimmermann.

Η οξίνιση του αρχικού και του αραιωμένου διαλύματος των Fe^{2+} με HCl είναι απαραίτητη για την αποφυγή της υδρόλυσης και δημιουργίας του ιζήματος του Fe(OH)_2 .

Τέλος, αναφερθείτε στην στοιχειομετρική αντίδραση, όπως αυτή δίνεται στον εργαστηριακό οδηγό.

ΦΑΣΗ 2 εκτέλεση -προφυλάξεις-επισημάνσεις**ατομικό ή ομαδικό**

Μπορεί να δημιουργηθούν ομάδες των δύο ατόμων.

όργανα - αντιδραστήρια

Για το διάλυμα του KMnO_4 χρησιμοποιείτε έτοιμη αμπούλα 0,1M. Αραιώστε 200 mL από αυτό σε τελικό όγκο 1 L (η τελική συγκέντρωση είναι 0,02 M).

Σαν «άγνωστο» διάλυμα, αν δεν έχετε FeCl_2 , χρησιμοποιείτε FeSO_4 διαλύοντας 2,78 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ σε τελικό όγκο 100 mL (οξιρίστε με σταγόνες πυκνού θειικού οξέος). Αυτό είναι 0,1 M σε Fe^{2+} . Δώστε στους μαθητές 25 mL απ' αυτό και ζητήστε τους να το αραιώσουν στα 250 mL (γίνεται 0,01 M). 25 mL ή $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol Fe^{2+} από το αραιωμένο διάλυμα απαιτούν για πλήρη αντίδραση $5 \cdot 10^{-5}$ mol KMnO_4 ή περί τα 2,5 mL από το πρότυπο διάλυμα των 0,02 M. Η αρχική φάση του βρασμού μπορεί να παραληφθεί μια και δεν θα ακολουθήσει αναγωγή με Sn^{2+} και η προσπάθεια είναι να γίνει ο προσδιορισμός το συντομότερο δυνατό.

προφυλάξεις

Οι συνήθειες στο χημικό εργαστήριο. Προσοχή με το αντιδραστήριο του Zimmerman μια και περιέχει πυκνό θειικό οξύ.

βοήθεια - υποδείξεις

Λόγω του έντονου χρώματος του διαλύματος του KMnO_4 η ανάγνωση της ένδειξης της προχοΐδας είναι δύσκολη. Πλησιάστε μια πηγή φωτός (π.χ. αναπτήρα ή αναμμένο σπέρτο) πίσω από αυτήν, στο ύψος του μηνίσκου οπότε η ανάγνωση γίνεται πιο εύκολη.

Κάνετε μια πρώτη γρήγορη ογκομέτρηση για να βρείτε την περίπου απαιτούμενη κατανάλωση και μετά στη δεύτερη, περί το ισοδύναμο σημείο, ογκομετρείστε σταγόνα - σταγόνα.

χρόνος απαιτούμενος

Απαιτούνται 30 - 40 min για τις ογκομετρήσεις.

ΦΑΣΗ 3 συζήτηση μετά το πείραμα

συζήτηση μετά το εργαστήριο

Αναμένεται αποτέλεσμα μικρότερο του θεωρητικού αφού μέρος του Fe(II) οξειδώνεται από το O_2 του αέρα.

Αν υπάρχει περιθώριο αναπτύξετε περιγραφικά τη μέθοδο Zimmerman ολοκληρωμένη. Αυτή συνίσταται στην αναγωγή του αρχικού μίγματος Fe^{2+} και Fe^{3+} με Sn^{2+} προς Fe^{2+} , οξείδωση της περισσειας των Sn^{2+} με Hg^{2+} (ο οποίος ανάγεται προς το λευκό ίζημα του καλομέλανα, Hg_2Cl_2), προσθήκη του αντιδραστηρίου του Zimmerman και ογκομέτρηση με το πρότυπο διάλυμα του KMnO_4 .

Επειδή το KMnO_4 οξειδώνει και το νερό για τον λόγο αυτό αρκεί να υπερισχύσει η ερυθρά χροιά για 30'', σαν ενδεικτική του τέλους της αντίδρασης με τα ιόντα Fe(II) .

Η διάσπαση αυτή του KMnO_4 είναι *φωτοευαίσθητη* ή *φωτοκαταλυόμενη*. Για το λόγο αυτό τα διαλύματα του KMnO_4 φυλάσσονται σε σκοτεινόχρωμες φιάλες.

παρουσίαση των αποτελεσμάτων

Οι μαθητές γράφουν τη στοιχειομετρική αντίδραση μεταξύ KMnO_4 και Fe^{2+} σε όξινο περιβάλλον.

Δίνεται η περιεκτικότητα του αγνώστου σε molarity ή σε mg/L.

προεκτάσεις του πειράματος

Σαν προέκταση και εφαρμογή της *υπερμαγνητομετρίας* προτείνετε στους μαθητές ο προσδιορισμός της περιεκτικότητας του «οξυζενέ» σε H_2O_2 . Το πείραμα περιγράφετε στον εργαστηριακό οδηγό (σελ. 51), δεν παρουσιάζει κάποια ιδιαιτερότητα, ούτε παρέκκλιση από κάποιες αρχές. Για το λόγο αυτό μπορεί να προταθεί αυτό αντί της παραπάνω παραλλαγής της μεθόδου Zimmerman.