

ΥΛΗ-ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ ΙΑΤΡΙΚΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

ΔΙΔΑΣΚΟΥΣΑ: Επίκουρη Καθηγήτρια Αρετή Στρατή

ΕΝΟΤΗΤΑ Ι : ΤΟ ΑΤΟΜΟ- ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ ΚΑΙ ΔΟΜΗ

Η Ενότητα Ι εστιάζεται στα δομικά στοιχεία της ύλης-το άτομο. Η ενότητα αρχίζει με την σημαντική ανακάλυψη του ηλεκτρονίου και του πυρήνα και με την διαπίστωση ότι οι κλασικοί νόμοι της κίνησης (κλασική μηχανική) δεν μπορούν να περιγράψουν επαρκώς την συμπεριφορά μιας τόσο μικρής οντότητας -του ηλεκτρονίου, απαιτώντας την ανάπτυξη νέων νόμων της κίνησης (κβαντομηχανική). Στη συνέχεια υπάρχει η δυνατότητα της παρατήρησης του κυματικού φάσματος φωτός που δημιουργεί το υδρογόνο -κάποια χρώματα -και γιατί μόνον κάποιες ενεργειακές μεταπτώσεις είναι δυνατές. Η εξίσωση Schrödinger εξηγεί την ύπαρξη αυτών των χρωμάτων καθώς και μερικά πειραματικά ευρήματα. Στη συνέχεια μελετάται πως (και γιατί) τα άτομα συνδυάζονται για να σχηματίσουν δεσμούς και πως (και γιατί) δημιουργούνται κάποιες μοριακές δομές ως αποτέλεσμα των δεσμικών αλληλεπιδράσεων. Γίνεται εισαγωγή του ιοντικού, ομοιοπολικού και πολικού ομοιοπολικού δεσμού. Εξετάζεται η μοριακή δομή και οι θεωρίες που προβλέπουν ποιά διευθέτηση των ατόμων και των ηλεκτρονίων είναι δυνατόν να δώσει το πιο σταθερό μόριο (Δομές Lewis) και ποιά γεωμετρία είναι η πιο πιθανή να υπάρξει (VSEPR και θεωρία δεσμού σθένους/υβριδισμού).

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

A. «Αρχές Χημείας» Μοριακή Προσέγγιση, Nivaldo J. Tro

7.1 Κβαντομηχανική: Μια θεωρία που εξηγεί τη συμπεριφορά του απόλυτα μικρού

7.2. Η φύση του φωτός

- I. Η κυματική φύση του φωτός
- II. Το ηλεκτρομαγνητικό φάσμα
- III. Θεραπεία με ακτινοβολία στον καρκίνο
- IV. Η σωματιδιακή φύση του Φωτός

7.3. Ατομική φασματοσκοπία και το μοντέλο Bohr

- I. Ατομική φασματοσκοπία, ένας γραμμικός κώδικας για τα άτομα

7.4. Η κυματική φύση της ύλης: το μήκος κύματος de Broglie, η αρχή της αβεβαιότητας και η απροσδιοριστία

- I. Το μήκος κύματος de Broglie
- II. Η αρχή της αβεβαιότητας
- III. Απροσδιοριστία και διαγράμματα κατανομής πιθανότητας

7.5. Η κβαντομηχανική και το άτομο

- I. Λύσεις της εξίσωσης Schrödinger για το υδρογόνο
- II. Επεξήγηση της ατομικής φασματοσκοπίας

7.6. Τα σχήματα των ατομικών τροχιακών

- I. Τροχιακά s ($l = 0$)
- II. Τροχιακά p ($l = 1$)
- III. Τροχιακά d ($l = 2$)
- IV. Τροχιακά f ($l = 3$)

9.1 Μοντέλα δεσμών και φάρμακα για το AIDS

9.2. Τύποι χημικών δεσμών

9.3. Αναπαράσταση ηλεκτρονίων σθένους με κουκκίδες

9.4. Ιοντικός δεσμός: Δομές Lewis και ενέργειες πλέγματος

- I. Ιοντικός δεσμός και μεταφορά ηλεκτρονίων
- II. Ενέργεια πλέγματος
- III. Τάσεις στις ενέργειες πλέγματος: Μέγεθος Ιόντος
- IV. Τάσεις στις ενέργειες πλέγματος: Ιοντικό φορτίο
- V. Ιοντικός δεσμός: Μοντέλα και Πραγματικότητα

9.5. Ομοιοπολικός δεσμός: Δομές Lewis

- I. Απλοί ομοιοπολικοί δεσμοί
- II. Διπλοί και τριπλοί ομοιοπολικοί δεσμοί
- V. Ομοιοπολικός δεσμός: Μοντέλα και Πραγματικότητα

9.6. Ηλεκτρονητικότητα και πολικότητα δεσμών

- I. Ηλεκτρονητικότητα
- II. Πολικότητα δεσμού, διπολική ροπή, και εκατοστιαίος ιοντικός χαρακτήρας

9.7 Δομές Lewis μοριακών ενώσεων και Πολυατομικά ιόντα

- I. Γραφή δομών Lewis για μοριακές ενώσεις
- II. Γραφή δομών Lewis για πολυατομικά ιόντα

9.8 Συντονισμός και τυπικό φορτίο

- I. Συντονισμός
- II. Τυπικό φορτίο

10.1 Τεχνητά γλυκαντικά: Εξαπατημένοι από το μοριακό σχήμα

10.2 Θεωρία VSEPR: Τα 5 βασικά σχήματα

- I. Δύο ομάδες ηλεκτρονίων: Γραμμική γεωμετρία
- II. Τρεις ομάδες ηλεκτρονίων: Τριγωνική επίπεδη γεωμετρία
- III. Τέσσερις ομάδες ηλεκτρονίων: Τετραεδρική γεωμετρία
- IV. Πέντε ομάδες ηλεκτρονίων: Γεωμετρία Τριγωνικής διπυραμίδας
- V. Έξι ομάδες ηλεκτρονίων: Οκταεδρική γεωμετρία

10.3 Θεωρία VSEPR: Η επίδραση των μονήρων ζευγών

- I. Τέσσερις Ομάδες ηλεκτρονίων με μονήρη ζεύγη
- II. Πέντε Ομάδες ηλεκτρονίων με μονήρη ζεύγη
- III. Έξι Ομάδες ηλεκτρονίων με μονήρη ζεύγη

10.4 Θεωρία VSEPR: Προβλέποντας μοριακές Γεωμετρίες

- I. Αναπαράσταση μοριακών γεωμετριών σε χαρτί
- II. Πρόβλεψη των σχημάτων μεγαλύτερων μορίων

10.5 Μοριακό σχήμα και πολικότητα

10.6 Θεωρία δεσμών σθένους: Επικάλυψη τροχιακών ως Χημικός δεσμός

10.7 Θεωρία δεσμών σθένους: Υβριδισμός των ατομικών τροχιακών

- I. Υβριδισμός sp^3
- II. Υβριδισμός sp^2 και Διπλοί δεσμοί
- III. Υβριδισμός sp και τριπλοί δεσμοί

ΕΝΟΤΗΤΑ II: ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ-ΙΣΧΥΣ

Στην ενότητα εξετάζονται οι διαμοριακές δυνάμεις που αντιθέτως με τον ενδομοριακό δεσμό είναι ασθενείς. Ωστόσο παρόλο που η διαμοριακή σύνδεση είναι ασθενής, είναι σημαντική για την λειτουργία των βιολογικών συστημάτων. Τα είδη των διαμοριακών δυνάμεων θα αναλυθούν και θα αναφερθούν παραδείγματα. Θα εξεταστεί η υδρόφοβη αλληλεπίδραση και η ενεργητική της αναδίπλωσης τως πρωτεϊνών.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

A. «Αρχές Χημείας» Μοριακή Προσέγγιση, Nivaldo J. Tro

11.2 Στερεά, υγρά και αέρια: Μια Μοριακή Σύγκριση

I. Αλλαγές μεταξύ των φάσεων

11.3 Διαμοριακές δυνάμεις: Οι δυνάμεις που διατηρούν τη συνοχή των συμπυκνωμένων φάσεων

I. Δυνάμεις διασποράς

II. Δυνάμεις διπόλου-διπόλου

III. Δεσμός υδρογόνου

IV. Δυνάμεις ιόντος-διπόλου

V. Δεσμός υδρογόνου στο DNA

11.4 Διαμοριακές δυνάμεις σε δράση: Επιφανειακή Τάση, ιξώδες και τριχοειδής δράση

I. Επιφανειακή τάση

II. Ιξώδες

III. Τριχοειδής δράση

11.8 Διαγράμματα φάσεων

I. Τα κύρια χαρακτηριστικά ενός διαγράμματος φάσεων

II. Πλοήγηση εντός ενός διαγράμματος φάσεων

11.9 Νερό: Μια εντυπωσιακή ουσία

B. Βασικές Αρχές Βιοχημείας (Lehninger). Nelson L. David, Cox M. Michael

2.1 Ασθενείς αλληλεπιδράσεις σε υδατικά συστήματα

I. Ο δεσμός υδρογόνου προσδίδει στο νερό τις ασυνήθιστες ιδιότητές του

II. Το νερό σχηματίζει δεσμούς υδρογόνου με πολικές διαλυμένες ουσίες

III. Το νερό αλληλεπιδρά ηλεκτροστατικά με φορτισμένες διαλυμένες ουσίες

IV. Τα μη πολικά αέρια είναι ελάχιστα διαλυτά στο νερό

V. Οι μη πολικές ενώσεις προάγουν ενεργειακά μη ευνοϊκές μεταβολές στη δομή του νερού

VI. Οι δυνάμεις van der Waals είναι ασθενείς διατομικές έλξεις

VII. Οι ασθενείς αλληλεπιδράσεις είναι καθοριστικής σημασίας για τη δομή και τη λειτουργία των μακρομορίων

2.4 Το νερό ως αντιδρών

ΕΝΟΤΗΤΑ III: ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ- ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

Σε αυτή την ενότητα, εστιάζουμε στην κατανόηση του τρόπου με τον οποίο ο μοριακός κόσμος, που δεν είναι στατικός αλλάζει με το χρόνο, ένας τομέας που ονομάζεται χημική κινητική. Στη συνέχεια θα μελετήσουμε τη θερμική ενέργεια που παράγει συνεχή μοριακή κίνηση, με αποτέλεσμα τα μόρια να συγκρούονται επανειλημμένα μεταξύ τους. Σε ένα ελάχιστο κλάσμα αυτών των συγκρούσεων, τα ηλεκτρόνια ενός μορίου ή ατόμου έλκονται από τους πυρήνες ενός άλλου. Με αυτόν τον τρόπο ορισμένοι δεσμοί εξασθενούν και δημιουργούνται νέοι δεσμοί, οπότε και πραγματοποιείται μια χημική αντίδραση. Έτσι θα μελετήσουμε τον τρόπο με τον οποίο συμβαίνουν τέτοιου είδους αλλαγές στο χρόνο. Στη συνέχεια θα επικεντρωθούμε στην περιγραφή της έκτασης μιας χημικής αντίδρασης με βάση μια πειραματικά μετρήσιμη ποσότητα που ονομάζεται σταθερά ισορροπίας. Έπειτα θα μελετήσουμε πώς μπορούμε να χρησιμοποιούμε τη σταθερά ισορροπίας για να προβλέψουμε και να ποσοτικοποιούμε την έκταση μιας αντίδρασης. Τέλος θα ασχοληθούμε με την περίπτωση που ένα

χημικό σύστημα που βρίσκεται ήδη σε ισορροπία διαταράσσεται με αποτέλεσμα το σύστημα να μετατοπίζεται προς μια κατεύθυνση που ελαχιστοποιεί αυτή τη διαταραχή (αρχή του Le Châtelier).

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

A. «Αρχές Χημείας» Μοριακή Προσέγγιση, Nivaldo J. Tro

13.2 Η ταχύτητα μιας χημικής αντίδρασης

13.3 Ο νόμος της ταχύτητας: Η επίδραση της συγκέντρωσης στην ταχύτητα της αντίδρασης

I. Καθορίζοντας την τάξη μιας αντίδρασης

13.4 Ο ολοκληρωμένος νόμος της ταχύτητας: Η εξάρτηση της συγκέντρωσης από το χρόνο

I. Ο χρόνος υποδιπλασιασμού ή ημιζωής μιας αντίδρασης

13.5 Η επίδραση της θερμοκρασίας στην ταχύτητα της αντίδρασης

I. Διαγράμματα Arrhenius: Πειραματικές μετρήσεις του παράγοντα συχνότητας και της ενέργειας ενεργοποίησης

II. Η θεωρία συγκρούσεων: Μια πιο στενή ματιά στον παράγοντα συχνότητας

13.6 Μηχανισμοί αντίδρασης

I. Νόμοι ταχύτητας για στοιχειώδη βήματα

II. Καθοριστικά για την ταχύτητα βήματα και νόμοι ταχύτητας ολικής αντίδρασης

III. Μηχανισμοί με ένα γρήγορο αρχικό βήμα

13.7 Κατάλυση

I. Ομογενής και ετερογενής κατάλυση

II. Ένζυμα: Βιολογικοί καταλύτες

III. Η ενζυμική κατάλυση και η Χυμοθρυψίνη στην πέψη

14.1 Εμβρυϊκή αιμοσφαιρίνη και ισορροπία

14.2 Η έννοια της δυναμικής ισορροπίας

14.3 Η σταθερά ισορροπίας (K)

I. Έκφραση σταθερών ισορροπίας για χημικές αντιδράσεις

II. Η σημασία της σταθεράς ισορροπίας

III. Σχέσεις μεταξύ της σταθεράς ισορροπίας και της Χημικής εξίσωσης

14.9 Αρχή Le Châtelier: Πώς ένα σύστημα σε ισορροπία ανταποκρίνεται στις διαταραχές

I. Η επίδραση μιας μεταβολής της συγκέντρωσης στην ισορροπία

ΕΝΟΤΗΤΑ IV: ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ, ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΑ ΣΥΣΤΗΜΑΤΑ

Οι περισσότερες αντιδράσεις είναι αντιστρεπτές και επομένως η κατανόηση της χημικής ισορροπίας είναι ιδιαίτερης σημασίας. Ιδιαίτερο βάρος δίδεται στην οξεοβασική ισορροπία και παρέχονται όλα τα εργαλεία που απαιτούνται για την επίλυση προβλημάτων οξεοβασικής ισορροπίας. Παρέχεται η δυνατότητα για τον σχεδιασμό μετάθεσης της ισορροπίας μιας αντίδρασης για την απόκτηση ενός επιθυμητού προϊόντος και επομένως η εφαρμογή αυτής της γνώσης επεκτείνεται και σε άλλους τομείς όπως η ανάπτυξη νέων ιατρικών θεραπειών. Ρυθμιστικά διαλύματα και πολυπρωτικά συστήματα επίσης εξετάζονται, με ιδιαίτερη έμφαση την οξεοβασική συμπεριφορά αμινοξέων, πεπτιδίων και πρωτεϊνών. Τέλος γίνεται αναφορά στα ρυθμιστικά συστήματα του αίματος.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

A. «Αρχές Χημείας» Μοριακή Προσέγγιση, Nivaldo J. Tro

15.1 Το αίσθημα καύσου του στομάχου (καούρα)

15.2 Η φύση των οξέων και των βάσεων

15.3 Ορισμοί οξέων και βάσεων

- I. Ο ορισμός κατά Arrhenius
- II. Ο ορισμός κατά Brønsted-Lowry

15.4 Ισχύς οξέων και η σταθερά ιονισμού οξέων (Ka)

- I. Ισχυρά οξέα
- II. Ασθενή οξέα
- III. Η Σταθερά ιονισμού οξέων (Ka)

15.5 Αυτοϊονισμός του νερού και pH

- I. Η κλίμακα pH: Ένας ποσοτικός τρόπος προσδιορισμού της οξύτητας και της βασικότητας
- II. pOH και άλλες κλίμακες p

15.6 Εύρεση του $[H_3O^+]$ και του pH ισχυρών και ασθενών διαλυμάτων οξέων

- I. Ισχυρά οξέα
- II. Ασθενή οξέα
- III. Πολυπρωτικά οξέα
- IV. Το επι τοις εκατό ποσοστό ιονισμού ενός ασθενούς οξέος

15.7 Διαλύματα βάσεων

- I. Ισχυρές βάσεις
- II. Ασθενείς βάσεις
- III. Εύρεση του $[OH^-]$ και του pH βασικών διαλυμάτων

15.8 Οι οξέοβασικές ιδιότητες των ιόντων και αλάτων

- I. Ανιόντα ως ασθενείς βάσεις
- II. Κατιόντα ως ασθενή οξέα
- III. Ταξινόμηση διαλυμάτων αλάτων ως όξινα, βασικά ή ουδέτερα

15.9 Ισχύς οξέων και μοριακή δομή

- I. Δυαδικά οξέα
- II. Οξυοξέα

15.10 Οξέα και βάσεις κατά Lewis

- I. Μόρια που δρουν ως οξέα κατά Lewis
- II. Κατιόντα που δρουν ως οξέα κατά Lewis

16.1 Ο κίνδυνος των αντιψυκτικών

16.2 Ρυθμιστικά Διαλύματα: Διαλύματα που αντιστέκονται στην αλλαγή του pH

- I. Υπολογισμός του pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος
- II. Η εξίσωση Henderson-Hasselbalch
- III. Υπολογισμός των μεταβολών του pH σε ένα ρυθμιστικό διάλυμα
- IV. Ρυθμιστικά διαλύματα που περιέχουν μια βάση και το συζυγές οξύ

16.4 Ογκομετρήσεις (ή Τιτλοδοτήσεις) και καμπύλες pH

- I. Η ογκομέτρηση ενός ισχυρού οξέος με μια ισχυρή βάση
- II. Η ογκομέτρηση ενός ασθενούς οξέος με μια ισχυρή βάση
- III. Δείκτες: Χρώματα που εξαρτώνται από το pH

B. Βασικές Αρχές Βιοχημείας (Lehninger). Nelson L. David, Cox M. Michael.

2.2 Διάσταση του νερού, των ασθενών οξέων και των ασθενών βάσεων

- I. Το καθαρό νερό διίσταται ασθενώς
- II. Η διάσταση του νερού εκφράζεται από μια σταθερά ισορροπίας
- III. Η κλίμακα pH ορίζει τις συγκεντρώσεις των ιόντων H^+ και OH^-
- IV. Τα ασθενή οξέα και βάσεις έχουν χαρακτηριστικές σταθερές διάστασης
- V. Οι καμπύλες τιτλοδότησης αποκαλύπτουν την pK_a των ασθενών οξέων

2.3 Ρύθμιση της μεταβολής του pH στα βιολογικά συστήματα

- I. Τα ρυθμιστικά διαλύματα είναι μείγματα ασθενών οξέων και συζυγών βάσεων τους
- II. Η εξίσωση Henderson-Hasselbalch συσχετίζει το pH, το pK_a και τη συγκέντρωση του ρυθμιστικού διαλύματος
- III. Τα ασθενή οξέα ή οι βάσεις ασκούν ρυθμιστική δράση στα κύτταρα και στους ιστούς έναντι αλλαγών του pH
- IV. Το ρυθμιστικό σύστημα των διττανθρακικών
- V. Ο μη αντιμετωπιζόμενος διαβήτης οδονεί σε απειλητική για τη ζωή οξέωση

3.1 Αμινοξέα

- I. Τα αμινοξέα μπορούν να δράσουν ως οξέα και βάσεις
- II. Τα αμινοξέα έχουν χαρακτηριστικές καμπύλες τιτλοδότησης
- III. Οι καμπύλες τιτλοδότησης προβλέπουν το ηλεκτρικό φορτίο των αμινοξέων
- IV. Τα αμινοξέα διαφέρουν ως προς τις οξεοβασικές ιδιότητες τους

5.1 Αντιστρεπτή πρόσδεση πρωτεΐνης-προσδέματος: πρωτεΐνες που προσδέουν οξυγόνο

- I. Το οξυγόνο μπορεί να συνδεθεί στην προσθετική ομάδα της αίμης
- II. Η αιμοσφαιρίνη υφίσταται μια δομική αλλαγή μόλις προσδέσει το οξυγόνο
- III. Η αιμοσφαιρίνη μεταφέρει επίσης H^+ και CO_2

ΕΝΟΤΗΤΑ V: ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Σε αυτή την ενότητα παρέχεται η δυνατότητα της εφαρμογής της έννοιας των συγκεκριμένων ατομικών ενεργειακών επιπέδων και του υπολογισμού των ενεργειών σύνδεσης και ιοντισμού των ηλεκτρονίων. Επίσης δίδεται η δυνατότητα περιγραφής των κυματοσυναρτήσεων (τροχιακών) και της γραφής ηλεκτρονιακών διαμορφώσεων (δομών). Προς το τέλος της ενότητας γίνεται αναφορά στον περιοδικό πίνακα και στις περιοδικές τάσεις που επικρατούν όπου περιγράφονται οι έννοιες της ενέργειας ιοντισμού, της ηλεκτρονικής συγγένειας και της ηλεκτραρνητικότητας. Στη συνέχεια μελετούνται τα πιο κρίσιμα ιχνοστοιχεία και η σημασία των μετάλλων στην ιατρική. Επίσης θα γίνει εισαγωγή στον ορισμό των συμπλόκων και τα πιθανά στερεοισομερή που μπορεί να έχει κάθε σύμπλοκο. Επίσης θα μελετήσουμε γιατί κάποια ισομερή μπορούν να χρησιμοποιηθούν ως φάρμακα ενώ άλλα είναι σχετικά αδρανή, καθώς και το μηχανισμό δράσης τους.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΗ ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

A. «Αρχές Χημείας» Μοριακή Προσέγγιση, Nivaldo J. Tro

8.1 Μετάδοση νευρικών σημάτων

8.2 Η ανάπτυξη του περιοδικού πίνακα

8.3 Ηλεκτρονικές δομές: Πώς τα ηλεκτρόνια καταλαμβάνουν τροχιακά

- I. Σπιν των ηλεκτρονίων και η απαγορευτική αρχή του Pauli
- II. Διαμερισμός της ενέργειας των υποστιβάδων στα πολυηλεκτρονικά άτομα
- III. Ηλεκτρονικές δομές για πολυηλεκτρονικά άτομα

8.4 Ηλεκτρονικές δομές, ηλεκτρόνια σθένους και ο Περιοδικός Πίνακας

- I. Τομείς τροχιακών στον Περιοδικό Πίνακα
- II. Γράφοντας την ηλεκτρονική δομή ενός στοιχείου από τη θέση του στον Περιοδικό Πίνακα
- III. Τα στοιχεία μετάπτωσης και εσωτερικής μετάπτωσης

8.5 Η ερμηνευτική Ισχύς του Κβαντομηχανικού Μοντέλου

8.6 Περιοδικές τάσεις στο μέγεθος των ατόμων και δραστικό πυρηνικό φορτίο

- I. Δραστικό πυρηνικό φορτίο
- II. Ατομικές ακτίνες και Στοιχεία μετάπτωσης

8.7 Ιόντα: Ηλεκτρονικές δομές, μαγνητικές ιδιότητες, Ιοντική ακτίνα και Ενέργεια ιοντισμού

- I. Ηλεκτρονικές δομές και μαγνητικές ιδιότητες ιόντων
- II. Ιοντικές ακτίνες
- III. Ενέργεια ιοντισμού
- IV. Τάσεις στην πρώτη ενέργεια ιοντισμού
- V. Εξαιρέσεις στις τάσεις στην πρώτη ενέργεια ιοντισμού
- VI. Τάσεις στην δεύτερη και Τρίτη ενέργεια ιοντισμού

B. Devlin T. M.: Βιοχημεία – Κλινικοί Συσχετισμοί

28.10 Ιχνοστοιχεία

- I. Η έλλειψη σιδήρου προκαλεί αναιμία και μειωμένη ανοσοϊκανότητα
- II. Το ιώδιο ενσωματώνεται στις θυρεοειδείς ορμόνες
- III. Ο ψευδάργυρος απαιτείται από πολλές πρωτεΐνες
- IV. Ο χαλκός είναι συμπάραγοντας σημαντικών ενζύμων
- v. Το χρώμιο είναι συστατικό της χρωμοδουλίνης
- vi. Το σελήνιο βρίσκεται στις σεληνιοπρωτεΐνες

Γ. Βασικές Αρχές Βιοχημείας (Lehninger). Nelson L. David, Cox M. Michael.

1.2 Τα θεμέλια της Χημείας

- I. Η τρισδιάστατη δομή περιγράφεται από τη διάταξη και τη διαμόρφωση
- II. Οι αλληλεπιδράσεις μεταξύ των βιομορίων είναι στερεοειδικές

Τα αρχεία όλων των παραδόσεων βρίσκονται στην διεύθυνση:

<https://eclass.uoa.gr/modules/document/index.php?course=MED1062&openDir=/66f9117c9Pew>