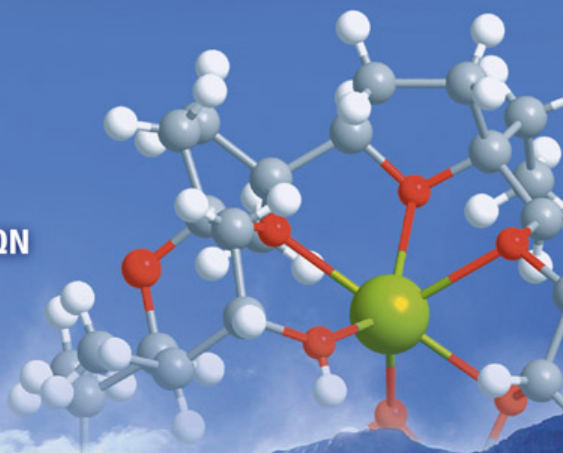
Θέμης Χατζηπαναγιώτου

ΧΗΜΕΙΑ

Γ΄ ΛΥΚΕΙΟΥ

ΠΡΟΣΑΝΑΤΟΛΙΣΜΟΣ ΘΕΤΙΚΩΝ ΣΠΟΥΔΩΝ

Όλη η ύλη σε έναν τόμο



ΘΕΩΡΙΑ
Πλήρης, αναλυτική & σύγχρονη

ΜΕΘΟΔΟΛΟΓΙΑ ΑΣΚΗΣΕΩΝ-ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΩΝ
Ομαδοποίηση ανά κεφάλαιο

ΚΡΙΤΗΡΙΑ ΑΞΙΟΛΟΓΗΣΗΣ
Ανά κεφάλαιο με υποδειγματικές απαντήσεις

ΠΕΡΙΕΧΕΙ CD-ROM με ΠΡΟΣΘΕΤΑ ΚΡΙΤΗΡΙΑ ΑΞΙΟΛΟΓΗΣΗΣ

- Θέματα Α, Β, Γ, Δ
- Προσομοιώματα Πανελλαδικών Εξετάσεων

ΕΚΔΟΣΕΙΣ ΖΗΤΗ

Με το συγγραφέα επικοινωνείτε:
Τηλ. 697.39.36.106, e-mail: themis.hatzip@yahoo.gr

ISBN 978-960-456-466-8

Φωτοστοιχειοθεσία **Π. ΖΗΤΗ & Σια ΟΕ**
Εκτύπωση 18ο χλμ Θεσ/νίκης-Περαίας
Βιβλιοδεσία Τ.Θ. 4171 • Περαία Θεσσαλονίκης • Τ.Κ. 570 19
Τηλ.: 2392.072.222 - Fax: 2392.072.229 • e-mail: info@ziti.gr

ΕΚΔΟΣΕΙΣ ΖΗΤΗ
www.ziti.gr

ΒΙΒΛΙΟΠΩΛΕΙΟ ΘΕΣΣΑΛΟΝΙΚΗΣ - ΚΕΝΤΡΙΚΗ ΔΙΑΘΕΣΗ:
Αρμενοπούλου 27, 546 35 Θεσσαλονίκη
Τηλ.: 2310.203.720, Fax: 2310.211.305 • e-mail: sales@ziti.gr

ΒΙΒΛΙΟΠΩΛΕΙΟ ΑΘΗΝΩΝ - ΠΩΛΗΣΗ ΛΙΑΝΙΚΗ-ΧΟΝΔΡΙΚΗ:
Χαριλάου Τρικούπη 22, 106 79 Αθήνα
Τηλ.-Fax: 210.3816.650 • e-mail: athina@ziti.gr

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΟ ΒΙΒΛΙΟΠΩΛΕΙΟ: www.ziti.gr

Πρόλογος

Φίλε αναγνώστη και φίλη αναγνώστρια.

Το βιβλίο αυτό δεν φιλοδοξεί να αποτελέσει μια ακόμη επανάληψη της θεωρίας και μια ακόμη συλλογή ασκήσεων και προβλημάτων. Ούτε βέβαια να αναλωθεί με επίλυση παρόμοιων ασκήσεων και προβλημάτων και με αναδιατύπωση κριτηρίων αξιολόγησης. Έτσι συμπεριλαμβάνει όλη την εξεταστέα ύλη της Γ΄ Λυκείου σε έναν τόμο, κάτι που το καθιστά εύχρηστο και ολοκληρωμένο και αυτό βοηθάει μαθησιακά και οικονομικά.

Αντίθετα σκοπός του βιβλίου είναι:

- Να μπορέσει ο καθένας να κατανοήσει τις νέες έννοιες, θεωρίες και νόμους, σύμφωνα με την Διεθνή Βιβλιογραφία. Γι' αυτό η θεωρία δεν είναι αποσπασματική (ή υπό μορφή ερωτοαπαντήσεων), αλλά συνεχής.
- Να μπορέσει τόσο ένας «αδύνατος» όσο και ένας «έμπειρος» στη λύση ασκήσεων, να αντιμετωπίσει κάθε άσκηση με γνωστή μέθοδο και όχι ως χωριστή περίπτωση. Έτσι θα επιλύσει και ένα πρόβλημα, που είναι συνδυασμός πολλών ασκήσεων.
- Να μπορέσει να ελέγξει τις γνώσεις του, με αξιόπιστα και πρωτότυπα κριτήρια αξιολόγησης.

Στην προσπάθεια αυτή, το βιβλίο περιέχει επιπλέον βοηθητικούς πίνακες με: με Αριθμούς οξείδωσης, Πολυατομικά ανιόντα και κατιόντα, (σχετικές) ατομικές μάζες (A_r), Ονοματολογία κατά IUPAC, Βασικές Χημικές τάξεις και Ομόλογες σειρές καθώς και έναν σύγχρονο και λειτουργικό Περιοδικό Πίνακα με πολλές ενσωματωμένες πληροφορίες.

Επίσης στη μεθοδολογία δεν θεωρεί τίποτε δεδομένο - γνωστό, από προηγούμενες χρονιές, αλλά αρχίζει από μηδενική βάση.

Ελπίζω ότι οι παραπάνω σκοποί θα επιτευχθούν με την δική σου προσπάθεια και με την βοήθεια του βιβλίου. Αυτό είναι και το μεγαλύτερο κέρδος κάθε συγγραφέα.

Το βιβλίο δεν αφιερώνεται πουθενά. Ανήκει στον κάτοχό του.

Ο συγγραφέας
Θέμης Χατζηπαναγιώτου

Περιεχόμενα

Κεφάλαιο 1 Οξειδοαναγωγή

Θεωρία

Μεθοδολογία Ασκήσεων

Κριτήρια Αξιολόγησης

Κεφάλαιο 2 Θερμοχημεία

Θεωρία

Μεθοδολογία Ασκήσεων

Κριτήρια Αξιολόγησης

Κεφάλαιο 3 Χημική κινητική

Θεωρία

Μεθοδολογία Ασκήσεων

Μεθοδολογία Ασκήσεων

Μεθοδολογία Ασκήσεων

Κεφάλαιο 1

Οξειδοαναγωγή

Κεφάλαιο 1

Οξειδοαναγωγή

Κεφ.1

Θεωρία

1.1 Αριθμός οξείδωσης - Οξείδωση - Αναγωγή

1.1.1. Αριθμός οξείδωσης

1 *Παλαιότεροι ορισμοί*

Η ικανότητα ενός στοιχείου να ενώνεται με άλλα στοιχεία, σχηματίζοντας ενώσεις, αρχικά ονομάστηκε **σθένος**.

Μάλιστα είχαμε τον όρο **σθένος ως προς το υδρογόνο**, που δήλωνε *τον αριθμό των ατόμων υδρογόνου με τα οποία ενώνεται ένα άτομο του στοιχείου*. Για παράδειγμα, στην αμμωνία NH_3 ένα άτομο αζώτου ενώνεται με τρία άτομα υδρογόνου και άρα το άζωτο έχει σθένος ως προς το υδρογόνο ίσο με 3.

Στη συνέχεια δόθηκε ο όρος **σθένος ως προς το οξυγόνο**, που δήλωνε *τον αριθμό των ατόμων οξυγόνου με τα οποία ενώνονται δύο άτομα του στοιχείου*. Για παράδειγμα, στο τριοξείδιο του αζώτου N_2O_3, δύο άτομα αζώτου ενώνονται με τρία άτομα οξυγόνου και άρα το άζωτο έχει σθένος ως προς το οξυγόνο ίσο με 3.

Με την ερμηνεία των χημικών δεσμών είχαμε το **ιοντικό ή ετεροπολικό σθένος** και το **ομοιοπολικό σθένος**.

Το **ετεροπολικό σθένος** *είναι ο αριθμός των ηλεκτρονίων που αποβάλλει (θετικό) ή που προσλαμβάνει (αρνητικό) το άτομο ενός στοιχείου σε μια ιοντική ένωση*. Για παράδειγμα, στο χλωριούχο ασβέστιο $CaCl_2$, κάθε άτομο ασβεστίου Ca αποβάλλει δύο ηλεκτρόνια και γι' αυτό έχει ετεροπολικό σθένος (θετικό) 2, ενώ κάθε άτομο χλωρίου Cl προσλαμβάνει ένα ηλεκτρόνιο και γι' αυτό έχει ετεροπολικό σθένος (αρνητικό) 1.

$$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$$

$$2Cl + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$$

$$Ca^{2+} + 2Cl^- \longrightarrow \underset{\text{χλωριούχο ασβέστιο}}{CaCl_2}$$

Το **ομοιοπολικό σθένος** *είναι ο αριθμός των ηλεκτρονίων που συνεισφέρει, αμοιβαία ή μονομερώς, το άτομο ενός στοιχείου, όταν σχηματίζει μοριακή ένωση*. Για παράδειγμα, στην αμμωνία NH_3, το άτομο του αζώτου συνεισφέρει αμοιβαία τρία ηλεκτρόνια και γι' αυτό έχει ομοιοπολικό σθένος 3.

Α) Αριθμός οξείδωσης (Α.Ο)

Ανεξάρτητα από την ένωση, ιοντική ή μοριακή, σήμερα ορίζουμε τον αριθμό οξείδωσης, που καλύπτει όλους τους προηγούμενους ορισμούς περί σθένους. Είναι μια χημική έννοια που εξυπηρετεί τη γραφή των μοριακών τύπων και την εύρεση των συντελεστών σε πολύπλοκες οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις.

> **Αριθμός οξείδωσης** *ενός στοιχείου σε μια ιοντική ένωση είναι το στοιχειώδες φορτίο που έχει το ιόν του, ενώ σε μια μοριακή ένωση είναι το εικονικό (φαινομενικό) στοιχειώδες φορτίο που θα αποκτήσει το άτομό του αν τα κοινά ηλεκτρόνια των δεσμών τα αποδώσουμε στο ηλεκτροαρνητικότερο άτομο.*

Εννοείται ότι μεταξύ δύο ατόμων του ίδιου στοιχείου, τα κοινά ηλεκτρόνια του δεσμού διαμοιράζονται εξ ίσου αφού τα δύο άτομα έχουν την ίδια ηλεκτροαρνητικότητα.

Για παράδειγμα, στην ιοντική ένωση $CaCl_2$ η *τυπική μονάδα* της είναι 1 ιόν Ca^{2+} + 2 ιόντα Cl^-. Επειδή το στοιχείο ασβέστιο Ca έχει στην ιοντική μορφή του δύο θετικά στοιχειώδη φορτία, έχει αριθμό οξείδωσης +2. Επειδή το στοιχείο χλώριο Cl έχει στην ιοντική μορφή του ένα αρνητικό στοιχειώδες φορτίο, έχει αριθμό οξείδωσης –1.

Στη μοριακή ένωση αμμωνία NH_3, τα τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδίδονται στο άζωτο N, αφού είναι ηλεκτροαρνητικότερο του H. Έτσι το άτομο αζώτου N αποκτά *φαινομενικό στοιχειώδες φορτίο* ίσο με –3 και γι' αυτό έχει αριθμό οξείδωσης –3. Κάθε άτομο υδρογόνου H αποκτά *φαινομενικό στοιχειώδες φορτίο* ίσο με +1 και γι' αυτό έχει αριθμό οξείδωσης +1.

Στη μοριακή ένωση στοιχειακό χλώριο Cl_2, με συντακτικό τύπο Cl – Cl, το κοινό ζεύγος των ηλεκτρονίων διαμοιράζεται εξ ίσου στα δύο άτομα χλωρίου Cl. Έτσι κάθε άτομο χλωρίου Cl δεν αποκτά *φαινομενικό στοιχειώδες φορτίο* (ή έχει *φαινομενικό στοιχειώδες φορτίο* ίσο με μηδέν) και άρα έχει αριθμό οξείδωσης ίσο με 0.

Σημείωση

« **Ηλεκτροαρνητικότητα** (**Χ**) *είναι το μέτρο της δύναμης με την οποία το άτομο ενός στοιχείου έλκει τα ηλεκτρόνια του μοριακού (ομοιοπολικού) δεσμού που σχημάτισε με άλλα άτομα*» (ορισμός κατά L. Pauling). Μάλιστα υπολόγισε την ηλεκτροαρνητικότητα (Χ) των στοιχείων και βρήκε τη σειρά ηλεκτροαρνητικότητας: $\mathbf{F > O > N \approx Cl > C = S > H \approx P}$.

Από τον ορισμό της, η ηλεκτροαρνητικότητα εκφράζει την έλξη που ασκεί το άτομο σε ηλεκτρόνια του δεσμού, ενώ η *ηλεκτρονιοσυγγένεια* εκφράζει την έλξη που ασκεί το ελεύθερο άτομο σε ηλεκτρόνια.

Επειδή με την πρόσληψη ηλεκτρονίων τα άτομα μετατρέπονται σε ανιόντα, η ηλεκτροαρνητικότητα εκφράζει την τάση των στοιχείων να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε ηλεκτροαρνητικά ιόντα (ανιόντα). Δηλαδή εκφράζει ακριβώς το αντίθε-

το με την ηλεκτροθετικότητα. Επομένως, η ηλεκτροαρνητικότητα θα μεταβάλλεται αντίθετα από την ηλεκτροθετικότητα στον περιοδικό πίνακα. Έτσι «**η ηλεκτροαρνητικότητα αυξάνεται σε μια περίοδο απ' αριστερά προς τα δεξιά, και σε μια ομάδα από κάτω προς τα πάνω**».

Ηλεκτροαρνητικά λέγονται τα στοιχεία που έχουν μεγάλη ηλεκτροαρνητικότητα. Τέτοια στοιχεία είναι τα *αμέταλλα*.

Η ηλεκτροαρνητικότητα είναι συνυφασμένη με τον *αμεταλλικό χαρακτήρα* (σύνολο κοινών ιδιοτήτων των αμετάλλων).

Β) Απλοί κανόνες εύρεσης του αριθμού οξείδωσης

Είναι φανερό ότι για να υπολογίσουμε τον αριθμό οξείδωσης (Α.Ο) ενός στοιχείου σε μια ουσία, πρέπει να γνωρίζουμε αν αυτή είναι ιοντική ή μοριακή και επίσης πρέπει να γνωρίζουμε τον ηλεκτρονιακό τύπο της ή τον συντακτικό τύπο της. Αν η ουσία είναι ιοντική, ο Α.Ο κάθε στοιχείου είναι το στοιχειώδες φορτίο που έχει το ιόν του. Αν η ουσία είναι μοριακή, ο Α.Ο κάθε στοιχείου είναι το φαινομενικό στοιχειώδες φορτίο που αποκτά το άτομό του, αφού διαμοιράσουμε τα ηλεκτρόνια των δεσμών της.

Μπορούμε όμως να υπολογίζουμε τους Α.Ο των στοιχείων μιας ουσίας χωρίς να γνωρίζουμε τον ηλεκτρονιακό ή τον συντακτικό τύπο της, στηριζόμενοι σε μερικούς απλούς κανόνες. Οι κανόνες αυτοί προκύπτουν από τον ορισμό του Α.Ο και από τη σειρά ηλεκτροαρνητικότητας των στοιχείων και είναι οι εξής:

1ος Τα στοιχεία, στην ατομική και στη μοριακή τους μορφή έχουν Α.Ο ίσο με μηδέν (ελεύθερα στοιχεία).

Στην ατομική μορφή ένα στοιχείο αποτελείται από άτομα που είναι ουδέτερα, δηλαδή έχουν *φαινομενικό στοιχειώδες φορτίο* μηδενικό και άρα έχουν Α.Ο ίσο με μηδέν. Παράδειγμα, το στοιχείο άζωτο στην ατομική του μορφή Ν, έχει Α.Ο ίσο με 0.

Στη μοριακή μορφή ένα στοιχείο αποτελείται από μόρια που είναι ουδέτερα και τα ηλεκτρόνια των δεσμών διαμοιράζονται εξίσου στα άτομά του, οπότε κάθε άτομο έχει *φαινομενικό στοιχειώδες φορτίο* μηδενικό και άρα έχουν Α.Ο ίσο με 0. Παράδειγμα, το στοιχείο άζωτο στη μοριακή μορφή N_2, έχει Α.Ο ίσο με 0.

2ος Τα μονοατομικά ιόντα έχουν Α.Ο ίσο με το φορτίο τους.

Αυτό είναι απόρροια του ορισμού του Α.Ο, αφού ο Α.Ο ενός στοιχείου σε μια ιοντική ένωση είναι το στοιχειώδες φορτίο που έχει το ιόν του (πραγματικό στοιχειώδες φορτίο).

Παραδείγματα:

Το κατιόν χαλκού (ΙΙ) Cu^{2+} έχει Α.Ο +2 και το ανιόν θείου S^{2-} έχει Α.Ο –2.

3ος Το φθόριο (F) στις ενώσεις του έχει πάντα Α.Ο –1.

Αυτό ισχύει γιατί το φθόριο F έχει 7 ηλεκτρόνια σθένους.

- Όταν σχηματίζει ιοντική ένωση, μετατρέπεται σε ανιόν F^-, οπότε έχει πραγματικό φορτίο –1 και άρα Α.Ο –1.
- Όταν σχηματίζει μοριακή ένωση με οποιοδήποτε άλλο στοιχείο, τα δύο ηλεκτρόνια του μοριακού δεσμού αποδίδονται πάντα στο φθόριο F, αφού είναι το ηλεκτροαρνητικότερο στοιχείο, οπότε αποκτά φαινομενικό φορτίο –1 και άρα έχει Α.Ο –1.

Επομένως σε οποιαδήποτε ένωση το φθόριο (F) έχει Α.Ο ίσο με –1.

4ος Το οξυγόνο (Ο) στις ενώσεις του έχει Α.Ο –2, εκτός:
- **από τα υπεροξείδια, όπου έχει Α.Ο –1 και**
- **από το οξείδιο του φθορίου OF_2, όπου έχει Α.Ο +2.**

Τα υπεροξείδια είναι ενώσεις που περιέχουν την υπεροξυομάδα (– Ο – Ο –) , στην οποία κάθε άτομο Ο αποκτά 1 ηλεκτρόνιο και το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο ατόμων Ο διαμοιράζεται εξίσου, οπότε το φαινομενικό φορτίο κάθε ατόμου Ο είναι –1 και άρα Α.Ο –1.

- Έτσι στο υπεροξείδιο του υδρογόνου H_2O_2 (H–O–O–H) το οξυγόνο Ο έχει Α.Ο –1.
- Όμως, στο οξείδιο του φθορίου OF_2 (F–O–F) τα δύο ηλεκτρόνια κάθε δεσμού F–O αποδίδονται στο άτομο F, επειδή είναι ηλεκτροαρνητικότερο, οπότε το άτομο Ο φαινομενικά χάνει δύο ηλεκτρόνια και αποκτά στοιχειώδες φορτίο +2 και άρα έχει Α.Ο +2.

5ος Το υδρογόνο (Η) στις ενώσεις του έχει Α.Ο
+1 όταν ενώνεται με αμέταλλα και
–1 όταν ενώνεται με μέταλλα.

- Το υδρογόνο Η είναι το λιγότερο ηλεκτροαρνητικό αμέταλλο και στις μοριακές ενώσεις του φαινομενικά χάνει ένα ηλεκτρόνιο (το μοναδικό του), οπότε θα έχει Α.Ο +1.

  Παράδειγμα, στο υδροχλώριο HCl ($H^{\delta+} – Cl^{\delta-}$) το Η έχει Α.Ο +1.
- Όταν όμως ενώνεται με ένα μέταλλο δέχεται ένα ηλεκτρόνιο, για να αποκτή-

σει δομή ευγενούς αερίου και μετατρέπεται σε ανιόν H^-. Έτσι έχει πραγματικό φορτίο –1 και άρα Α.Ο –1.

Παράδειγμα, στο υδρίδιο του ασβεστίου CaH_2 (1 ιόν Ca^{2+} + 2 ιόντα H^-) το Η έχει Α.Ο –1.

6ος **Στις ενώσεις τους τα μέταλλα έχουν θετικό (+) Α.Ο και μάλιστα:**

- **τα αλκάλια (Li, Na, K ,Rb, Cs, Fr) έχουν +1**
- **οι αλκαλικές γαίες (Be, Mg,Ca, Sr, Ba, Ra) + 2**
- **ο ψευδάργυρος Zn και το κάδμιο Cd +2**
- **το αργίλιο Al και το γάλλιο Ga +3.**

Αυτό ισχύει γιατί τα αλκάλια έχουν ένα ηλεκτρόνιο σθένους που το αποβάλλουν, για να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου, οπότε μετατρέπονται σε κατιόντα με 1 θετικό φορτίο (M^+). Οι αλκαλικές γαίες έχουν δύο ηλεκτρόνια σθένους που τα αποβάλλουν, για να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου, οπότε μετατρέπονται σε κατιόντα με 2 θετικά φορτία (M^{2+}).

7ος **Σε μια ιοντική ένωση, το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο όλων των ιόντων ισούται με το μηδέν και ομοίως σε μια μοριακή ένωση, το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο όλων των ατόμων ισούται με το μηδέν.** ***Γενικά, σε μια οποιαδήποτε ένωση το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο των στοιχείων της ισούται με το μηδέν.***

Επίσης, ***σε ένα πολυατομικό ιόν το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο όλων των ατόμων του ισούται με το φορτίο του.***

Τα παραπάνω προκύπτουν από το ότι οι Α.Ο δηλώνουν φορτίο (είτε πραγματικό είτε φαινομενικό) και το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο όλων των στοιχείων μιας ουσίας δηλώνει το συνολικό φορτίο της.

- Έτσι αν η ουσία είναι ένωση, αφού έχει μηδενικό φορτίο θα έχει αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο ίσο με 0.
- Αν η ουσία είναι πολυατομικό ιόν, τότε το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο θα ισούται με το στοιχειώδες φορτίο του.

Παραδείγματα:

– Στην ιοντική ένωση υδρίδιο του ασβεστίου CaH_2

[1 ιόν Ca^{2+}(Α.Ο = +2) + 2 ιόντα H^-(Α.Ο= –1)]

το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο δίνει: 1(+2) + 2(–1) = 0.

– Στη μοριακή ένωση θειικό οξύ H_2SO_4

[2 άτομα Η(Α.Ο=+1) + 1 άτομο S(Α.Ο=+6) + 4 άτομα Ο(Α.Ο= –2)]

το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο δίνει: 2(+1) + 1(+6) + 4(–2) = 0.

– Στο πολυατομικό κατιόν αμμωνίου NH_4^+

[1 άτομο N(Α.Ο = –3) + 4 άτομα H(Α.Ο = +1)]

το αλγεβρικό άθροισμα δίνει: 1(–3) + 4 (+1) = +1.

Ο κανόνας 7 είναι χρήσιμος στον υπολογισμό του Α.Ο ενός στοιχείου σε μια ουσία, όταν γνωρίζουμε τον μοριακό τύπο της και τους Α.Ο των υπόλοιπων στοιχείων της.

Για παράδειγμα, στο διχρωμικό ιόν $Cr_2O_7^{2-}$ μπορούμε να υπολογίσουμε τον Α.Ο του Cr, γιατί πρέπει: $2(x) + 7(-2) = -2 \Rightarrow 2x = 14-2 \Rightarrow x = +6$

Γ) Συνηθέστεροι Α.Ο των στοιχείων

Ο Α.Ο ενός στοιχείου μπορεί να διαφέρει από ένωση σε ένωση, ανάλογα με τη δομή τους. Ο σίδηρος Fe στην ένωση διχλωριούχος σίδηρος ή χλωριούχος σίδηρος (II) $FeCl_2$ έχει Α.Ο +2 , ενώ στην ένωση τριχλωριούχος σίδηρος ή χλωριούχος σίδηρος (III) $FeCl_3$ έχει Α.Ο +3. Το ίδιο συμβαίνει με τα περισσότερα στοιχεία μετάπτωσης.

Όταν ένα στοιχείο έχει δύο ή περισσότερα άτομα σε μια ουσία, τότε κάθε άτομο έχει έναν ακέραιο Α.Ο, θετικό ή αρνητικό, με βάση τον ορισμό του Α.Ο. Αν όμως υπολογίσουμε τον Α.Ο του με βάση τους παραπάνω κανόνες, τότε μπορεί να προκύψει κλασματικός αριθμός, θετικός ή αρνητικός, που θα δηλώνει τον *μέσο όρο των Α.Ο* όλων των ατόμων του.

1ο Παράδειγμα. Στο επιτεταρτοξείδιο του σιδήρου Fe_3O_4.

Το Fe_3O_4 είναι μίγμα του οξειδίου του σιδήρου (II) FeO, όπου ένα άτομο Fe έχει Α.Ο +2 και του οξειδίου του σιδήρου (III) Fe_2O_3, όπου δύο άτομα Fe έχουν Α.Ο +3 το καθένα.

Ο μέσος όρος είναι: $\frac{1(+2) + 2(+3)}{3} = +\frac{8}{3}$.

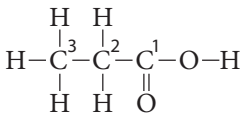
Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο της ένωσης Fe_3O_4 δίνει:

$$3(x) + 4(-2) = 0 \Rightarrow 3x = 8 \Rightarrow x = +8/3.$$

Αυτός όμως είναι ο μέσος όρος των Α.Ο των τριών ατόμων Fe.

2ο Παράδειγμα. Στο προπανικό οξύ CH_3CH_2COOH.

Το προπανικό οξύ έχει τον αναλυτικό συντακτικό τύπο



προπανικό οξύ

Με βάση τον ορισμό του Α.Ο,

- το άτομο C^1 «χάνει» 3 ηλεκτρόνια, οπότε αποκτά υποθετικό φορτίο +3 και άρα έχει Α.Ο +3,

- το άτομο C^2 «κερδίζει» 2 ηλεκτρόνια, οπότε αποκτά υποθετικό φορτίο –2 και άρα έχει Α.Ο –2,
- το άτομο C^3 «κερδίζει» 3 ηλεκτρόνια, οπότε αποκτά υποθετικό φορτίο –3 και άρα έχει Α.Ο –3.

Ο *μέσος όρος των Α.Ο* όλων των ατόμων του C, είναι:

$$\text{Μ.Ο} = \frac{(+3) + (-2) + (-3)}{3} = -\frac{2}{3}.$$

Στο ίδιο αποτέλεσμα καταλήγουμε με βάση τους κανόνες εύρεσης:

- από τον μοριακό τύπο του προπανικού οξέος $C_3H_6O_2$ έχουμε:

$$3(x) + 6(+1) + 2(-2) = 0 \Rightarrow 3x = -6 + 4 \Rightarrow x = -2/3.$$

Οι συνηθέστεροι Α.Ο των στοιχείων φαίνονται στον παρακάτω πίνακα

ΜΕΤΑΛΛΑ		ΑΜΕΤΑΛΛΑ (οι αρνητικοί Α.Ο)	
+1	Li, Na, K, Ag	–1	F, Cl, Br, I, H
+2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd	–2	O, S
+3	Al, Ga, Au^{+1}, Cr^{+6}	–3	N, P , As, B
		–4	C, Si

ΜΕΤΑΛΛΑ ΜΕΤΑΒΛΗΤΟΥ Α.Ο	
+1 και +2	Cu, Hg
+2 και +3	Fe, Co, Ni
+2 και +4	Pb, Sn, Pt

1.1.2. Οξείδωση και αναγωγή

Για την οξείδωση και για την αναγωγή έχουν δοθεί αρκετοί ορισμοί κατά καιρούς, μέχρι να φτάσουμε στον γενικότερο ορισμό.

1ος ορισμός

Ο πρώτος ορισμός της οξείδωσης και της αναγωγής είχε δοθεί με βάση το στοιχείο οξυγόνο (O).

- **Οξείδωση** *λέγεται η πρόσληψη οξυγόνου από μια ουσία (στοιχείο, ένωση, ιόν).* Επίσης λέγεται και **καύση** αυτής.

$$Mg + \tfrac{1}{2}O_2 \longrightarrow \underset{\text{οξείδιο μαγνησίου}}{MgO}$$

$$\underset{\text{θειώδες νάτριο}}{Na_2SO_3} + \tfrac{1}{2}O_2 \longrightarrow \underset{\text{θειικό νάτριο}}{Na_2SO_4}$$

- Κατ' αναλογία, **αναγωγή** *λέγεται η αφαίρεση οξυγόνου από μια ένωση ή πολυατομικό ιόν.*

$$\underset{\text{χλωρικό κάλιο}}{KClO_3} \longrightarrow \underset{\text{χλωριούχο κάλιο}}{KCl} + {}^{3}/_{2}O_2$$

2ος ορισμός

Ο δεύτερος ορισμός της οξείδωσης και της αναγωγής δόθηκε με βάση το υδρογόνο (Η).

- **Οξείδωση** *λέγεται η αφαίρεση υδρογόνου από ένωση ή πολυατομικό ιόν.* Επίσης λέγεται και **αφυδρογόνωση**.

$$\underset{\text{αιθανόλη}}{CH_3CH_2OH} \xrightarrow[Cu]{320\ ^\circ C} \underset{\text{αιθανάλη}}{CH_3CHO} + H_2$$

- Κατ' αναλογία, **αναγωγή** *λέγεται η πρόσληψη υδρογόνου από μια ουσία (στοιχείο, ένωση, ιόν).*

$$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2HCl$$

$$\underset{\text{αιθένιο}}{CH_2=CH_2} + H_2 \longrightarrow \underset{\text{αιθάνιο}}{CH_3CH_3} \quad \text{(προσθήκη υδρογόνου)}$$

3ος ορισμός

Αργότερα διατυπώθηκε η ηλεκτρονιακή θεωρία που εξηγούσε τον σχηματισμό των ιοντικών ενώσεων.

Έτσι στην οξείδωση (1ος ορισμός) $Mg + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow MgO$

- το Mg αποβάλλει 2 ηλεκτρόνια $Mg \longrightarrow 2e^- + Mg^{2+}$ και
- το Ο τα προσλαμβάνει $O + 2e^- \longrightarrow O^{2-}$.

Στη συνέχεια το ιόν Mg^{2+} και το ιόν O^{2-} σχηματίζουν το κρυσταλλικό πλέγμα της ιοντικής ένωσης MgO ($Mg^{2+} + O^{2-} \longrightarrow MgO$).

- Γι' αυτό, **οξείδωση** *λέγεται η αποβολή ηλεκτρονίων από μια ουσία.*
- Κατ' αναλογία, **αναγωγή** *λέγεται η πρόσληψη ηλεκτρονίων από μια ουσία.*

4ος ορισμός

Ο παραπάνω ορισμός δεν καλύπτει τις αντιδράσεις των στοιχείων που δίνουν μοριακές ενώσεις. Για παράδειγμα, ενώ η χημική αντίδραση

$$Mg + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow MgO$$

χαρακτηρίζεται ως οξείδωση του Mg γιατί το Mg αποβάλλει ηλεκτρόνια, η χημική αντίδραση

$$C + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow CO$$

δεν μπορεί να χαρακτηριστεί ως οξείδωση του C γιατί ο C δεν αποβάλλει ηλεκτρόνια, αλλά αμοιβαία συνεισφέρει με το άτομο του O.

Έπρεπε λοιπόν να βρεθεί ένας γενικότερος ορισμός. Το κοινό όμως και των δύο παραπάνω χημικών αντιδράσεων είναι ότι αυξάνεται ο Α.Ο και του Mg και του C.

Έτσι δόθηκε ο ορισμός:

> **Οξείδωση** *λέγεται η αύξηση του Α.Ο ενός στοιχείου* και **αναγωγή** *λέγεται η μείωση του Α.Ο ενός στοιχείου.*

- Στη χημική αντίδραση $Mg + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow MgO$ παρατηρούμε ότι:
  – ο Α.Ο του Mg αυξήθηκε και μάλιστα από 0 σε +2 (οξείδωση του Mg) , ενώ
  – ο Α.Ο του O μειώθηκε και μάλιστα από 0 σε –2 (αναγωγή του O).
- Στη χημική αντίδραση $C + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO$ παρατηρούμε ότι:
  – ο Α.Ο του C αυξήθηκε και μάλιστα από 0 σε +2 (οξείδωση του C) , ενώ
  – ο Α.Ο του O μειώθηκε και μάλιστα από 0 σε –2 (αναγωγή του O).

Είναι φανερό πως σε μια χημική αντίδραση που έχουμε οξείδωση ενός στοιχείου, συγχρόνως έχουμε και αναγωγή ενός άλλου στοιχείου ή πιο απλά όταν έχουμε οξείδωση έχουμε απαραίτητα και αναγωγή.

Γι' αυτό, «*οι χημικές αντιδράσεις στις οποίες έχουμε οξείδωση και αναγωγή λέγονται* **αντιδράσεις οξειδοαναγωγής** ή **οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις**» ($1^{ος}$ ορισμός).

Είναι προφανές ότι στις οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις παρατηρείται μεταβολή των Α.Ο δύο, συνήθως, στοιχείων και μάλιστα αυξάνεται ο Α.Ο του ενός (οξείδωση) και μειώνεται ο Α.Ο του άλλου (αναγωγή).

1.2 Κυριότερα οξειδωτικά - Αναγωγικά. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής

1.2.1. Οξειδωτικά και αναγωγικά

◆ ***Μελετάμε τη χημική αντίδραση:***

$$\underset{\text{θειικός χαλκός(II)}}{CuSO_4(aq)} + Zn(s) \longrightarrow Cu(s) + \underset{\text{θειικός ψευδάργυρος}}{ZnSO_4(aq)}$$

Η ιοντική μορφή της είναι:

$$Cu(aq)^{2+} + SO_4(aq)^{2-} + Zn(s) \longrightarrow Cu(s) + Zn(aq)^{2+} + SO_4(aq)^{2-}$$

Παραλείποντας το ιόν «*θεατής*» $SO_4(aq)^{2-}$ τελικά έχουμε:

$$Cu(aq)^{2+} + Zn(s) \longrightarrow Cu(s) + Zn(aq)^{2+}$$

Το ιόν $Cu_{(aq)}^{2+}$ ανάγεται σε χαλκό $Cu_{(s)}$, όπως στην ημιαντίδραση $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$ και ο Α.Ο του χαλκού από +2 μειώνεται σε 0.

Ο ψευδάργυρος $Zn_{(s)}$ οξειδώνεται σε ιόν $Zn_{(aq)}^{2+}$, όπως στην ημιαντίδραση $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^-$ και ο Α.Ο του ψευδαργύρου αυξάνεται από 0 σε +2.

Επειδή την οξείδωση του ψευδαργύρου $Zn_{(s)}$ την προκαλεί το ιόν $Cu_{(aq)}^{2+}$ γι' αυτό το ιόν $Cu_{(aq)}^{2+}$ είναι το **οξειδωτικό**.

Επειδή την αναγωγή του ιόντος $Cu_{(aq)}^{2+}$ την προκαλεί ο ψευδάργυρος $Zn_{(s)}$ γι' αυτό ο ψευδάργυρος $Zn_{(s)}$ είναι το **αναγωγικό**.

Γενικά, **οξειδωτικά** ή **οξειδωτικές ουσίες** *λέγονται οι ουσίες που προκαλούν οξείδωση σε άλλες ουσίες.*

Αναγωγικά ή **αναγωγικές ουσίες** *λέγονται οι ουσίες που προκαλούν αναγωγή σε άλλες ουσίες.*

Στην χημική αντίδραση που μελετήσαμε, παρατηρούμε τα εξής:

Οξειδωτικό: $Cu_{(aq)}^{2+}$	**Αναγωγικό**: $Zn_{(s)}$
1. Οξειδώνει τον $Zn_{(s)}$	1. Ανάγει το ιόν $Cu_{(aq)}^{2+}$
2. Ανάγεται σε $Cu_{(s)}$	2. Οξειδώνεται σε $Zn_{(aq)}^{2+}$
3. Προσλαμβάνει ηλεκτρόνια	3. Αποβάλλει ηλεκτρόνια
4. Είναι ηλεκτρονιοδέκτης	4. Είναι ηλεκτρονιοδότης

◆ ***Μελετάμε τη χημική αντίδραση οξειδοαναγωγής:***

$$\underset{\text{διοξείδιο μαγγανίου}}{MnO_{2(s)}} + 4HCl_{(aq)} \longrightarrow \underset{\text{υδροχλωρικό οξύ}}{MnCl_{2(aq)}} + \underset{\text{χλωριούχο μαγγάνιο}}{Cl_{2(g)}} + 2H_2O_{(l)}$$

Παρατηρούμε ότι το στοιχείο μαγγάνιο Mn, που περιέχεται στο αντιδρών MnO_2, ανάγεται από +4 σε +2 ($MnCl_2$) και ότι το στοιχείο το χλώριο Cl, που περιέχεται στο αντιδρών HCl, οξειδώνεται από –1 σε μηδέν 0 (Cl_2).

– Το οξειδωτικό επομένως είναι το MnO_2, γιατί περιέχει το Mn που οξείδωσε το Cl.

– Το αναγωγικό είναι το HCl, γιατί περιέχει το Cl που ανάγαγε το Mn.

Σε συνδυασμό με την προηγούμενη αντίδραση οξειδοαναγωγής, μπορούμε να δούμε συνολικά τις ιδιότητες του οξειδωτικού και του αναγωγικού, στον παρακάτω πίνακα.

Οξειδωτικό ή οξειδωτική ουσία	Αναγωγικό ή αναγωγική ουσία
1. προκαλεί οξείδωση	1. προκαλεί αναγωγή
2. ένα άτομό του ανάγεται	2. ένα άτομό του οξειδώνεται
3. δηλαδή, μειώνεται ο Α.Ο	3. δηλαδή, αυξάνεται ο Α.Ο
4. γιατί προσλαμβάνει ηλεκτρόνια	4. γιατί αποβάλλει ηλεκτρόνια
5. άρα είναι ηλεκτρονιοδέκτης	5. άρα είναι ηλεκτρονιοδότης

α) Η *οξειδωτική ισχύς* μιας οξειδωτικής ουσίας εξαρτάται από την *τάση πρόσληψης ηλεκτρονίων*. Όσο μεγαλύτερη είναι αυτή η τάση πρόσληψης ηλεκτρονίων από ένα άτομό της, τόσο μεγαλύτερη οξειδωτική ισχύ θα έχει και άρα τόσο ισχυρότερο οξειδωτικό θα είναι.

Η *αναγωγική ισχύς* μιας αναγωγικής ουσίας εξαρτάται από την *τάση αποβολής ηλεκτρονίων*. Όσο μεγαλύτερη είναι αυτή η τάση αποβολής ηλεκτρονίων από ένα άτομό της, τόσο μεγαλύτερη αναγωγική ισχύ θα έχει και άρα τόσο ισχυρότερο αναγωγικό θα είναι.

β) Επειδή μειώνεται ο Α.Ο του οξειδωτικού στοιχείου μιας οξειδωτικής ουσίας, θα πρέπει να είχε αρχικά μεγάλο Α.Ο. Κατά κανόνα, τα οξειδωτικά περιέχουν άτομο με σχετικά μεγάλο Α.Ο που θα μπορεί να μειωθεί.

Παραδείγματα:

- Το στοιχείο χρώμιο Cr έχει στις ενώσεις του Α.Ο +3 και +6 και στην οξειδωτική ουσία διχρωμικό κάλιο $K_2Cr_2O_7$ έχει Α.Ο +6.
- Το στοιχείο μαγγάνιο Mn έχει στις ενώσεις του Α.Ο +2, +4 και +7 και στην οξειδωτική ουσία υπερμαγγανικό κάλιο $KMnO_4$ έχει Α.Ο +7.

γ) Επειδή αυξάνεται ο Α.Ο του αναγωγικού στοιχείου μιας αναγωγικής ουσίας, θα πρέπει να είχε αρχικά μικρό Α.Ο. Κατά κανόνα, τα αναγωγικά περιέχουν άτομο με σχετικά μικρό Α.Ο που θα μπορεί να αυξηθεί.

Παραδείγματα:

- Το στοιχείο σίδηρος Fe έχει στις ενώσεις του Α.Ο +2,+3 και στην αναγωγική ουσία διχλωριούχος σίδηρος $FeCl_2$ έχει Α.Ο + 2.
- Το στοιχείο θείο S έχει στις ενώσεις του Α.Ο –2,+4 και +6 και στην αναγωγική ουσία υδρόθειο H_2S έχει Α.Ο – 2.

ΚΥΡΙΟΤΕΡΑ ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΑ ΚΑΙ ΑΝΑΓΩΓΙΚΑ ΚΑΙ Η ΔΡΑΣΗ ΤΟΥΣ

ΚΥΡΙΟΤΕΡΑ ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΑ και σε τι ανάγεται (➠)το καθένα

1.	**ΣΤΟΙΧΕΙΑ**
Α.	Μέταλλα: κανένα
Β.	Αμέταλλα: F_2, O_3 , Cl_2, Br_2, O_2 , I_2, S (σειρά οξειδωτικής ισχύος) Γενικά: X_2 ➠ σε X^- , όπου X= F, Cl, Br, O, I, S και O_3 ➠ σε O^{2-}
2.	**ΟΞΕΙΔΙΑ**
Α.	Οξείδια με Μέταλλο^{+max} ➠ σε Ουσία με Μέταλλο^{+min} (π.χ $\overset{+4}{Mn}O_2$ ➠ σε $\overset{+2}{Mn}$)
Β.	Οξείδια Cu, Ag, Hg ➠ σε Cu, Ag, Hg (π.χ $\overset{+2}{Cu}O$ ➠ σε $\overset{0}{Cu}$)
Γ.	Υπεροξείδια ➠ σε Κανονικά οξείδια (π.χ $H_2\overset{-1}{O}_2$ ➠ σε $H_2\overset{-2}{O}$)
Δ.	Διοξείδιο του θείου $\overset{+4}{S}O_2$ ➠ σε $\overset{0}{S}$
3.	**ΟΞΕΑ**
Α.	Πυκνό και θερμό θειικό οξύ $H_2\overset{+6}{S}O_4$ ➠ σε $\overset{+4}{S}O_2$
Β.	Πυκνό νιτρικό οξύ $H\overset{+5}{N}O_3$ ➠ σε $\overset{+4}{N}O_2$
Γ.	Αραιό νιτρικό οξύ $H\overset{+5}{N}O_3$ ➠ σε $\overset{+2}{N}O$
Δ.	Αλογονικό οξύ $H\overset{+5}{X}O_3$ ή υποαλογονώδες $H\overset{+1}{X}O$ } ➠ σε $H\overset{-1}{X}$ αλογονούχο οξύ
4.	**ΑΛΑΤΑ**
Α.	Άλας με Μέταλλο^{+max} ➠ σε ουσία με Μέταλλο^{+min} (π.χ $\overset{+3}{Fe}Cl_3$ ➠ σε Fe^{2+})
Β.	Υπεραλογονικά, αλογονικά, υποαλογονώδη άλατα } ➠ σε Αλογονούχα άλατα (π.χ $K\overset{+5}{Cl}O_3$ ➠ σε $K\overset{-1}{Cl}$)
Γ.	Υπερμαγγανικό κάλιο $K\overset{+7}{Mn}O_4$ (όξινο περιβάλλον H^+) ➠ σε Mn^{2+} Μαγγανικό κάλιο $K_2\overset{+6}{Mn}O_4$ (όξινο περιβάλλον H^+) ➠ σε Mn^{2+}
Δ.	Διχρωμικό κάλιο $K_2\overset{+6}{Cr}_2O_7$ (όξινο περιβάλλον H^+) ➠ σε Cr^{3+} Χρωμικό κάλιο $K_2\overset{+6}{Cr}O_4$ (όξινο περιβάλλον H^+) ➠ σε Cr^{3+}
Ε.	Χλωράσβεστος $CaOCl_2$ (για ένα άτομο $\overset{+1}{Cl}$) ➠ σε $Ca\overset{-1}{Cl}_2$

ΚΥΡΙΟΤΕΡΑ ΑΝΑΓΩΓΙΚΑ και σε τι οξειδώνεται (⇒)το καθένα

1.	**ΣΤΟΙΧΕΙΑ**
Α.	Μέταλλα: γενικά M ⇒ σε M^{v+} Σειρά αναγωγικής ισχύος: K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pd, **H**,Cu, Hg, Ag, Pt, Au
Β.	Αμέταλλα: H_2 ⇒ σε H^+ Όταν το οξειδωτικό είναι το πυκνό νιτρικό οξύ HNO_3 τότε: C ⇒ σε Μονοξείδιο άνθρακα CO ή σε διοξείδιο άνθρακα CO_2 P ⇒ σε Φωσφορικό οξύ H_3PO_4 S ⇒ σε Θειικό οξύ H_2SO_4 I ⇒ σε Ιωδικό οξύ HIO_3 Επίσης: As ⇒ σε Αρσενικικό οξύ H_3AsO_4 B ⇒ σε Βορικό οξύ H_3BO_3 Sb ⇒ σε Πεντοξείδιο αντιμονίου Sb_2O_5
2.	**ΟΞΕΙΔΙΑ**
Α.	Οξείδια με Μέταλλο^{+min} ⇒ σε Ουσία με Μέταλλο^{+max} (π.χ $\overset{+1}{Cu_2O}$ ⇒ σε Cu^{2+})
Β.	Διοξείδιο του θείου $\overset{+4}{SO_2}$ ⇒ σε $\overset{+6}{SO_3}$
Γ.	Υπεροξείδιο υδρογόνου $\overset{-1}{H_2O_2}$ ⇒ σε $\overset{0}{O_2}$
3.	**ΟΞΕΑ**
Α.	Υδραλογονικά οξέα $\overset{-1}{HX}$ ⇒ σε $\overset{0}{X_2}$
Β.	Υδροθειικό οξύ $\overset{-2}{H_2S}$ ⇒ σε $\overset{0}{S}$
Γ.	Οξύ με Αμέταλλο^{+min} ⇒ σε Οξύ με Αμέταλλο^{+max} (π.χ $\overset{+4}{H_2SO_3}$ ⇒ σε $\overset{+6}{H_2SO_4}$)
4.	**ΒΑΣΕΙΣ**
Α.	Αμμωνία $\overset{-3}{NH_3}$ ⇒ σε $\overset{0}{N_2}$
5.	**ΑΛΑΤΑ**
Α.	Άλας με Μέταλλο^{+min} ⇒ σε Ουσία με Μέταλλο^{+max} (π.χ $\overset{+2}{SnCl_2}$ ⇒ Sn^{4+}+...)
Β.	Αλογονούχα άλατα (εκτός F) ⇒ σε $\overset{0}{X_2}$ (π.χ $\overset{-1}{NaX}$ ⇒ σε $\overset{0}{X_2}$ +...)

Γ. Θειούχα άλατα ➠ σε $\overset{0}{S}$ (π.χ $K_2\overset{-2}{S}$ ➠ σε $\overset{0}{S}$ +...)

όμως: $\overset{-2}{PbS}$ ➠ $\overset{+6}{PbSO_4}$ όταν το οξειδωτικό είναι το O_3 ή H_2O_2

Δ. Θειώδη άλατα ➠ σε Θειικά (π.χ $Na_2\overset{+4}{SO_3}$ ➠ σε $Na_2\overset{+6}{SO_4}$ +...)

(γενικά, –ώδη άλατα ➠ σε –ικά άλατα

1.2.2. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής ή μεταφοράς ηλεκτρονίων

Στην αντίδραση οξειδοαναγωγής

$$\underset{\text{αναγωγικό}}{Mg} + \underset{\text{οξειδωτικό}}{½O_2} \longrightarrow MgO$$

όπως είδαμε, έχουμε μεταφορά 2e από το μαγνήσιο Mg (αναγωγικό) στο οξυγόνο O (οξειδωτικό).

Στην αντίδραση οξειδοαναγωγής

$$\underset{\text{αναγωγικό}}{C} + \underset{\text{οξειδωτικό}}{½O_2} \longrightarrow CO$$

έχουμε τη δημιουργία τριών ζευγών ηλεκτρονίων μεταξύ άνθρακα C (αναγωγικό) και οξυγόνου O (οξειδωτικό), όπως φαίνεται στον ηλεκτρονιακό τύπο Lewis του μονοξειδίου του άνθρακα, που είναι :C≡O:

Στον υπολογισμό όμως των Α.Ο των ατόμων του C και του O στο μόριο του CO, μόνο τα δύο κοινά αμοιβαία σχηματιζόμενα ζεύγη ηλεκτρονίων αποδίδονται στο ηλεκτροαρνητικότερο άτομο, που είναι το άτομο O. Έτσι αυτό «αποκτά» 2e από το άτομο C και άρα έχουμε ένα είδος μεταφοράς 2e από τον C (αναγωγικό) στο O (οξειδωτικό).

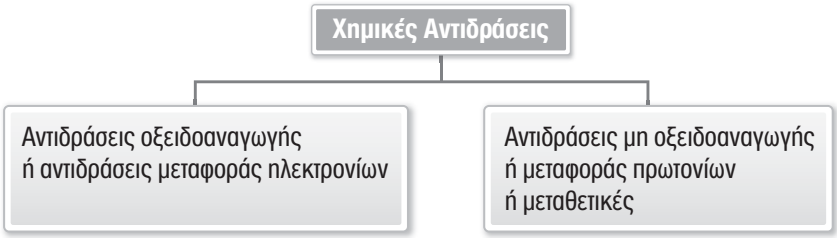
Έτσι «**αντιδράσεις *οξειδοαναγωγής*** *λέγονται οι χημικές αντιδράσεις στις οποίες «μεταφέρονται» ηλεκτρόνια από το ένα αντιδρών στο άλλο και μάλιστα από το αναγωγικό στο οξειδωτικό*». Γι' αυτό λέγονται και **αντιδράσεις μεταφοράς ηλεκτρονίων** ($2^{ος}$ ορισμός).

Υπάρχουν όμως και «*χημικές αντιδράσεις στις οποίες δεν μεταβάλλεται ο Α.Ο κανενός στοιχείου που συμμετέχει* και λέγονται **μη οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις** ($1^{ος}$ ορισμός)**.**

Σε αντίθεση με τις αντιδράσεις οξειδοαναγωγής, σε αυτές δεν παρατηρείται μεταφορά ηλεκτρονίων, αλλά «*μεταφορά πρωτονίων*» και γι' αυτό λέγονται **αντιδρά-**

σεις μεταφοράς πρωτονίων (2ος ορισμός). Λέγονται και **μεταθετικές** γιατί οι ουσίες που αντιδρούν μεταθέτουν τα ιόντα τους.

Γενικά, με κριτήριο τη «μεταφορά» ηλεκτρονίων ή πρωτονίων, διακρίνουμε τις χημικές αντιδράσεις στα δύο παραπάνω είδη.



Παρατήρηση

Στις αντιδράσεις οξειδοαναγωγής τουλάχιστον ένα στοιχείο αλλάζει Α.Ο. Συνήθως τα στοιχεία που μεταβάλλεται ο Α.Ο τους είναι δύο. *Όταν μεταβάλλεται ο Α.Ο ενός μόνο στοιχείου, που σημαίνει ότι το ίδιο στοιχείο οξειδώνεται και το ίδιο ανάγεται, τότε η αντίδραση λέγεται* **αυτοοξειδοαναγωγή**.

Παράδειγμα:

$$3\overset{0}{Cl_2} + 6NaOH_{(πυκνό-θερμό)} \longrightarrow 5Na\overset{-1}{Cl} + Na\overset{+5}{Cl}O_3 + 3H_2O$$

Όπως είδαμε η ιοντική μορφή της χημικής αντίδρασης οξειδοαναγωγής

$$\underset{\text{θειικός χαλκός(II)}}{CuSO_4(aq)} + Zn(s) \longrightarrow Cu(s) + \underset{\text{θειικός ψευδάργυρος}}{ZnSO_4(aq)}$$

είναι: $$Cu(aq)^{2+} + Zn(s) \longrightarrow Cu(s) + Zn(aq)^{2+}$$

και αποτελείται από δύο επιμέρους αντιδράσεις, στις οποίες παίρνουν μέρος ηλεκτρόνια:

$$Zn(s) \longrightarrow Zn(aq)^{2+} + 2e^- \quad \text{και} \quad Cu(aq)^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$$

Οι αντιδράσεις στις οποίες έχουμε ένα στοιχείο και ηλεκτρόνια λέγονται **χημικές ημιαντιδράσεις**.

- *Η ημιαντίδραση που έχει ηλεκτρόνια στη δεξιά πλευρά της χημικής εξίσωσης λέγεται* **ημιαντίδραση οξείδωσης**.

$$Zn(s) \longrightarrow Zn(aq)^{2+} + 2e^-$$

- *Η ημιαντίδραση που έχει ηλεκτρόνια στην αριστερή πλευρά της χημικής εξίσωσης λέγεται* **ημιαντίδραση αναγωγής**.

$$Cu(aq)^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$$

Κεφ.1 Μεθοδολογία Ασκήσεων

Ομάδα 1Α Στοιχειομετρία σε οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις

Οδηγίες – Παρατηρήσεις

1. Η στοιχειομετρία σε οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις γίνεται σε τρία βήματα, όπως γίνεται με όλες τις χημικές αντιδράσεις.

Στο **1ο βήμα** υπολογίζουμε την ποσότητα (n) κάθε ουσίας, με τις παρακάτω σχέσεις, ανάλογα με τα δεδομένα.

- Για οποιαδήποτε ουσία ισχύει: $n = \frac{m}{M_r}$ και $n = \frac{N}{N_A}$

όπου: n = ποσότητα ουσίας σε mol,
m = μάζα σε g,
M_r = σχετική μοριακή μάζα σε $g \cdot mol^{-1}$,
N = αριθμός σωματιδίων σε μόρια ή άτομα ή ιόντα,
N_A= αριθμός Avogandro = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ σωματίδια$\cdot mol^{-1}$.

- Αν η ουσία είναι διαλυμένη, τότε ισχύει: $n = c\,V$

όπου: c = συγκέντρωση σε M ($mol \cdot L^{-1}$),
V = όγκος διαλύματος σε L.

- Αν η ουσία είναι αέρια ισχύει: $n = \frac{P\,V}{R\,T}$

όπου P = πίεση αερίου σε atm,
V = όγκος αερίου σε L,
R = 0,082 L·atm·mol^{-}K^{-1},
T = θερμοκρασία σε Kelvin.

Στην ειδική περίπτωση που έχουμε Κανονικές Συνθήκες (Κ.Σ ή S.T.P),

τότε η παραπάνω εξίσωση γίνεται: $n = \frac{V}{22{,}4}$

όπου V= όγκος αερίου σε L (Κ.Σ ή S.T.P) και 22,4 σε $L \cdot mol^{-1}$.

Στο **2ο βήμα**, γράφουμε σωστά τη χημική εξίσωση της οξειδοαναγωγικής αντίδρασης και υπολογίζουμε αναλογικά τις ποσότητες άλλων ουσιών, που συμμετέχουν σε αυτήν.

Στο **3ο βήμα**, αν χρειαστεί, μετατρέπουμε την ποσότητα που υπολογίσαμε

} ή σε μάζα: $m = n\,Mr$,

} ή σε αριθμό σωματιδίων: $N = n\,N_A$,

} ή σε συγκέντρωση $c = \frac{n}{V}$ ή σε όγκο διαλύματος $V = \frac{n}{c}$,

} ή σε όγκο: $V = \frac{n\,R\,T}{P}$ και $V = n\,22,4$ αν έχουμε (Κ.Σ ή S.T.P).

2. Στην περίπτωση που μια ουσία δεν είναι καθαρή, πρώτα υπολογίζουμε την καθαρή μάζα της (m) και απ' αυτήν υπολογίζουμε την καθαρή ποσότητά της (n). Αν ζητείται η καθαρότητά της, υποθέτουμε ότι έχουμε n mol (1ο βήμα).

Στην συνέχεια ακολουθούν το 2ο και 3ο βήμα της στοιχειομετρίας.

3. Αν έχουμε αέρια στην ίδια θερμοκρασία και στην ίδια πίεση, τότε στη στοιχειομετρία μεταξύ τους:

- παραλείπουμε το πρώτο βήμα
- στο δεύτερο βήμα κάνουμε υπολογισμό αντιδρώντων – προϊόντων αερίων εφαρμόζοντας την αρχή « *ο λόγος των mol, που εκφράζουν οι στοιχειομετρικοί συντελεστές είναι ίσος με το λόγο των όγκων τους*».

4. Όταν τα αντιδρώντα είναι δύο ή περισσότερα και είναι γνωστές οι ποσότητές τους, τότε κάνουμε στοιχειομετρικούς υπολογισμούς (2ο βήμα) με το **ελλειμματικό αντιδρών**.

Ο καθορισμός του ελλειμματικού αντιδρώντος γίνεται απαραίτητα με τη βοήθεια των στοιχειομετρικών συντελεστών. Ένας τρόπος είναι αναλογικά και ένας άλλος τρόπος είναι η σύγκριση του λόγου **n / συντελεστή**, για κάθε αντιδρών. Ο μικρότερος λόγος φανερώνει το ελλειμματικό αντιδρών.

Αν οι δύο λόγοι **n / συντελεστή** για κάθε αντιδρών είναι ίσοι, τότε τα αντιδρώντα βρίσκονται σε *στοιχειομετρική αναλογία* και κάνουμε στοιχειομετρικούς υπολογισμούς με οποιοδήποτε αντιδρών.

5. Όταν έχουμε ένα **αντιδρών σε περίσσεια**, τότε θεωρούμε ότι αντιδρά όλη η ποσότητα του άλλου αντιδρώντος, που θα είναι το ελλειμματικό αντιδρών.

6. Το διάλυμα $KMnO_4$ όξινο με H_2SO_4 έχει χρώμα μωβ έως ιώδες και το προϊόν αναγωγής του $MnSO_4$ είναι άχρωμο, οπότε ο αποχρωματισμός του δηλώνει ότι αντέδρασε όλη η ποσότητα του $KMnO_4$.

Το διάλυμα $K_2Cr_2O_7$ όξινο με H_2SO_4 έχει χρώμα πορτοκαλί και το προϊόν αναγωγής του $Cr_3(SO_4)_3$ έχει χρώμα πράσινο, οπότε η αλλαγή χρώματος δηλώνει ότι αντέδρασε όλη η ποσότητα του $K_2Cr_2O_7$.

7. *Διαδοχικές αντιδράσεις* λέγονται δύο ή περισσότερες αντιδράσεις, όταν το προϊόν της μιας είναι αντιδρών της άλλης. Ο εύκολος και σίγουρος τρόπος είναι να κάνουμε στοιχειομετρία σε κάθε διαδοχική αντίδραση.

Παραδείγματα

1Α/1ο **Ένα μέταλλο Μ έχει μόνο έναν αριθμό οξείδωσης. Μάζα 2,6 g αυτού αντιδρά με περίσσεια διαλύματος HCl και εκλύονται 896 mL (Κ.Σ) αερίου. Ποσότητα αυτού ίση με 0,04 mol αντιδρά με περίσσεια πυκνού διαλύματος HNO_3 και παίρνουμε 7,56 g άλατος. Ποιος είναι ο αριθμός οξείδωσης και η (σχετική) ατομική μάζα του μετάλλου;**

Λύση:

1ο βήμα: Το εκλυόμενο αέριο είναι το υδρογόνο H_2, γιατί:

$$\text{μέταλλο + οξύ} \longrightarrow \text{άλας + } H_2$$

Για το αέριο H_2 έχουμε: $n = \frac{V}{22,4} = \frac{896 \cdot 10^{-3} L}{22,4\ L \cdot mol^{-1}} = 0,04\ mol.$

2ο βήμα: Η πρώτη χημική αντίδραση δίνει:

$$M + xHCl \longrightarrow MCl_x + x/2H_2$$

1 mol	παράγει	x/2 = 0,5x mol
y_1 mol	παράγουν	0,04 mol

$y_1 = \frac{0,04}{0,5x}$ mol.

3ο βήμα: Για το μέταλλο Μ με $M_r = A_r \cdot 1 = A_r$

πρέπει: $m = nM_r \Rightarrow 2,6 = \frac{0,04}{0,5x} A_r \Rightarrow A_r = 32,5x$ **(1)**

Η δεύτερη χημική αντίδραση δίνει (2ο βήμα):

$$M + 2xHNO_3 \longrightarrow M(NO_3)_x + xNO_2 + xH_2O$$

1 mol παράγει 1 mol

0,04 mol παράγουν $y_2 = 0,04$ mol

3ο βήμα: Για το άλας $M(NO_3)_x$ με $M_r = A_r + 62x$

πρέπει: $m = nM_r \Rightarrow 7,56 = 0,04\,(A_r + 62x)$ **(2)**

Από τις εξισώσεις **(1)** και **(2)** προκύπτει: $x = 2$ και $A_r = 65$.

1Α/2ο Ένα μέταλλο μετάπτωσης Μ έχει αριθμούς οξείδωσης +2 και +3. Διαλύουμε 2,28 g του θειικού άλατος MSO_4 σε νερό και οξειδώνουμε το μισό όγκο του διαλύματος με 10 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,15 Μ, παρουσία H_2SO_4. Διαλύουμε 2,78 g του ένυδρου θειικού άλατος $MSO_4 \cdot xH_2O$ σε νερό και οξειδώνουμε το διάλυμα με 10 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ 1/6 Μ, παρουσία H_2SO_4. Να υπολογίσετε:

α) Τη (σχετική) ατομική μάζα του μετάλλου Μ.

β) Τον αριθμό x των μορίωνH_2O, στο ένυδρο άλας.

Λύση:

α) Με το $KMnO_4$ οξειδώνεται ο μισός όγκος του διαλύματος MSO_4 και άρα οξειδώνεται η μισή μάζα του, δηλαδή οξειδώνονται $m = 2,28\,g / 2 = 1,14\,g$.

1ο βήμα: Για το $KMnO_4$ έχουμε:

$$n = cV = (0,15\,M)(10 \cdot 10^{-3}\,L) = 1,5 \cdot 10^{-3}\ mol.$$

2ο βήμα: Η πρώτη χημική αντίδραση, όπου φυσικά το μέταλλο θα οξειδωθεί από +2 (MSO_4) σε +3 ($M_2(SO_4)_3$), δίνει:

$$2KMnO_4 + 10MSO_4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + 5M_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

2 mol 10 mol

$1,5 \cdot 10^{-3}$ mol $y_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ mol

3ο βήμα: Για το άλας MSO_4 με $M_r = A_r + 96$ πρέπει:

$$m = nM_r \Rightarrow 1,14 = 7,5 \cdot 10^{-3}(A_r + 96) \Rightarrow A_r = 56.$$

β) 1ο βήμα: Για το $K_2Cr_2O_7$ έχουμε:

$$n = cV = (1/6\,M)(10 \cdot 10^{-3}\,L) = 10^{-2}/6\ mol.$$

2ο βήμα: Η δεύτερη χημική αντίδραση, όπου φυσικά το μέταλλο Μ θα οξειδωθεί πάλι από +2 ($MSO_4 \cdot xH_2O$) σε +3 ($M_2(SO_4)_3$) δίνει:

$K_2Cr_2O_7 + 6MSO_4 \cdot xH_2O + 7H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3M_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + (6x+7)H_2O$

1 mol 6 mol

$10^{-2}/6$ mol $y_1 = 10^{-2}$ mol

3ο βήμα: Για το ένυδρο άλας $MSO_4 \cdot xH_2O$ με $M_r = 152 + 18x$ πρέπει:

$$m = nM_r \Rightarrow 2{,}78 = 10^{-2}(152 + 18x) \Rightarrow x = 7.$$

Άρα, ο μοριακός τύπος του ένυδρου άλατος είναι $MSO_4 \cdot 7H_2O$.

1Α/3ο Διαλύουμε σε νερό 8,5 g δείγμα ακάθαρτου μεθανικού νατρίου (ή μυρμηκικού νατρίου) HCOONa και προκύπτει διάλυμα (Υ). Χωρίζουμε το διάλυμα (Υ) σε δύο ίσα μέρη. Στο πρώτο μέρος (διάλυμα Υ1) επιδρούμε με διάλυμα $K_2Cr_2O_7$ 1/3 M, παρουσία H_2SO_4, οπότε απαιτούνται 50 mL αυτού για να μετατραπεί το HCOONa σε CO_2.

α) Ποια είναι η εκατοστιαία καθαρότητα του δείγματος σε HCOONa;
Στο δεύτερο μέρος (διάλυμα Υ2) επιδρούμε με 300 mL διαλύματος $KMnO_4$ 1 M, παρουσία H_2SO_4.

β) Θα αποχρωματιστεί το διάλυμα του $KMnO_4$;

γ) Ποιος είναι ο όγκος του εκλυόμενου αερίου σε Κ.Σ;

Λύση:

Έστω ότι n mol είναι η ποσότητα του καθαρού HCOONa, οπότε n mol είναι η διαλυμένη ποσότητά του στο διάλυμα Υ και επομένως 0,5n mol HCOONa περιέχει κάθε διάλυμα Υ1 και Υ2.

α) Στο διάλυμα Υ1

1ο βήμα: Για το HCOONa : $n_1 = 0{,}5n$ mol

Για το $K_2Cr_2O_7$: $n_{K_2Cr_2O_7} = cV = (1/3\ M)(0{,}05\ L) = 0{,}05/3$ mol

2ο βήμα: Η πρώτη χημική αντίδραση δίνει:

$6HCOONa + 2K_2Cr_2O_7 + 11H_2SO_4 \longrightarrow 6CO_2 + 2Cr_2(SO_4)_3 + 3Na_2SO_4 + 2K_2SO_4 + 14H_2O$

6 mol 2 mol

0,5n mol 0,05/3 mol

Από τη στοιχειομετρία προκύπτει: $0{,}5n \cdot 2 = 6 \cdot 0{,}05/3 \Rightarrow n = 0{,}1$

2ο βήμα: Για το HCOONa ($M_r = 68$) πρέπει:

$$m = nM_r \Rightarrow m = (0{,}1\ mol)(68\ g \cdot mol^{-1}) \Rightarrow m = 6{,}8\ g.$$

Η εκατοστιαία καθαρότητα του δείγματος σε μεθανικό νάτριο είναι:

$$\%w/w = \frac{m_{HCOONa}}{m_{δείγματος}}100 = \frac{6,8\ g}{8,5\ g}100 = 80\%.$$

β) Στο διάλυμα Υ2

1ο βήμα: Για το HCOONa : $n_2 = 0,5n\ mol = 0,5\ (0,1\ mol) = 0,05\ mol$

Για το $KMnO_4$: $n_{KMnO4} = cV = (1\ M)(0,3\ L) = 0,3\ mol.$

Επειδή γνωρίζουμε τις αρχικές ποσότητες των δύο αντιδρώντων, θα κάνουμε στοιχειομετρία με το ελλειμματικό αντιδρών. Αυτό βρίσκεται ως εξής:

$$10HCOONa + 4KMnO_4 + 11H_2SO_4 \longrightarrow 10CO_2 + 4MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + 2K_2SO_4 + 16H_2O$$

Για το HCOONa : $0,05/10 = 0,005$

Για το $KMnO_4$: $0,3/4 = 0,075.$

Επειδή μικρότερο πηλίκο έχει το HCOONa, αυτό είναι το ελλειμματικό αντιδρών και το $KMnO_4$ είναι σε περίσσεια. Αυτό σημαίνει ότι μετά την αντίδραση θα υπάρχει $KMnO_4$, άρα θα υπάρχουν υπερμαγγανικά ιόντα MnO_4^- και άρα το χρώμα τους. Έτσι το διάλυμα $KMnO_4$ δεν θα αποχρωματιστεί.

2ο βήμα: Η δεύτερη χημική αντίδραση, με βάση το HCOONa, που είναι το ελλειμματικό αντιδρών, δίνει:

$$10HCOONa + 4KMnO_4 + 11H_2SO_4 \longrightarrow 10CO_2 + 4MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + 2K_2SO_4 + 16H_2O$$

10 mol	4 mol	10 mol
0,05 mol	$x_1 = 0,02$ mol	$x_2 = 0,05$ mol

γ) **3ο βήμα:** Για το CO_2 πρέπει:

$$V = n22,4 = (0,05\ mol)(22,4\ L \cdot mol^{-1}) \Rightarrow V = 1,12\ L.$$

Σημείωση: Η περίσσεια του $KMnO_4$, στην οποία οφείλεται η διατήρηση του χρώματος είναι:

$$n_{KMnO4(περίσσεια)} = n_{KMnO4(αρχικά)} - n_{KMnO4(αντιδρώντα)} = n_{KMnO_4} - x_1 = 0,3\ mol - 0,02\ mol = 0,28\ mol.$$

1Α/4ο Αναμειγνύουμε 300 mL διαλύματος $FeCl_2$ περιεκτικότητας 25,4%w/v με 100 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ 1M, παρουσία HCl.

α) Ποια είναι η μάζα του παραγόμενου προϊόντος οξείδωσης;

β) Ορισμένη ποσότητα CO απαιτεί για την οξείδωσή της 100 mL διαλύματος $KMnO_4$ 2,4 M, παρουσία H_2SO_4. Ίση ποσότητα CO, πόσο όγκο του παραπάνω διαλύματος $K_2Cr_2O_7$, παρουσία HCl, απαιτεί για την οξείδωσή της;

Λύση:

α) Για τον $FeCl_2$: 25,4 g περιέχονται σε 100 mL διαλύματος

x_1 = 76,2 g « « 300 mL διαλύματος

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{76,2\ g}{127\ g \cdot mol^{-1}} = 0,6\ mol.$$

Για το $K_2Cr_2O_7$: $n_{K2Cr2O7} = cV = (1\ M)(0,1\ L) = 0,1\ mol$.

Επειδή γνωρίζουμε τις αρχικές ποσότητες των δύο αντιδρώντων, θα κάνουμε στοιχειομετρία με το ελλειμματικό αντιδρών. Αυτό βρίσκεται ως εξής:

$$6FeCl_2 + K_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 6FeCl_3 + 2CrCl_3 + 2KCl + 7H_2O$$

Για το $FeCl_2$ $0,6/6 = 0,1$ και για το $K_2Cr_2O_7$: $0,1/1 = 0,1$.

Επειδή οι δύο λόγοι είναι ίσοι, τα αντιδρώντα είναι σε στοιχειομετρική αναλογία, οπότε μπορούμε να κάνουμε στοιχειομετρία με οποιοδήποτε.

$$6FeCl_2 + K_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 6FeCl_3 + 2CrCl_3 + 2KCl + 7H_2O$$

6 mol 1 mol 6 mol

0,6 mol 0,1 mol $x_2 = 0,6$ mol

Για το $FeCl_3$: $m = nM_r = (0,6\ mol)(162,5\ g \cdot mol^{-1}) \Rightarrow m = 97,5\ g$.

β) Για το $KMnO_4$: $n_{KMnO4} = cV = (2,4\ M)(0,1\ L) = 0,24\ mol$

$$5CO + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 5CO_2 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

5 mol 2 mol

$x_2 = 0,6$ mol 0,24 mol

$$3CO + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \longrightarrow 3CO_2 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 4H_2O$$

3 mol 1 mol

0,6 mol $x_3 = 0,2$ mol

Για το $K_2Cr_2O_7$: $n = cV \Rightarrow V = \frac{n}{c} = \frac{0,2\ mol}{1\ M} \Rightarrow V = 0,2\ L$.

Ασκήσεις

1Α.1 Ένα μέταλλο Μ έχει ατομικό αριθμό Z =13. Μάζα αυτού ίση με 8,1 g αντιδρά με περίσσεια διαλύματος HCl και εκλύονται 10,08 L (Κ.Σ) H_2. Ποια είναι η (σχετική) ατομική μάζα του μετάλλου Μ;

Απ: $A_r = 27$

1Α.2 Σε περίσσεια διαλύματος H_2SO_4 προσθέτουμε $3,1 \cdot 10^{-3}$ mol Fe και το προ-

ϊόν της αντίδρασης οξειδώνεται με διάλυμα $KMnO_4$ περιεκτικότητας 3,16 % w/v, παρουσία H_2SO_4. Πόσα mL διαλύματος $KMnO_4$ καταναλώνονται;

Απ: V = 3,1 mL

1Α.3 Σε περίσσεια διαλύματος H_2SO_4 προσθέτουμε 3,04 g άλατος MSO_4, όπου Μ είναι μέταλλο μετάπτωσης. Το διάλυμα που προκύπτει αποχρωματίζει 40 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,1 Μ και σχηματίζεται το άλας του Μ με αριθμό οξείδωσης (Α.Ο) +3. Ποια είναι η (σχετική) ατομική μάζα του μετάλλου Μ;

Απ: $A_r = 56$

1Α.4 Διάλυμα $FeSO_4$ έχει όγκο 10 mL και περιέχει 0,139 g του ένυδρου άλατος $FeSO_4 \cdot xH_2O$. Το διάλυμα αυτό αποχρωματίζει 10 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,01 Μ, παρουσία H_2SO_4, γιατί οξειδώνεται ο Fe^{+2} σε Fe^{+3}.

α) Ποιος είναι ο αριθμός x των μορίων νερού στο ένυδρο άλας;

β) Ποια ήταν η συγκέντρωση (Μ) του αρχικού διαλύματος $FeSO_4$;

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 \cdot xH_2O + 8H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + (8+10x)H_2O$$

Απ: α) x = 7. β) c = 0,05 M

1Α.5 Ένα μέταλλο μετάπτωσης Μ έχει αριθμούς οξείδωσης x και y, με x < y. Διαλύουμε 0,25 mol του μετάλλου σε αραιό διάλυμα H_2SO_4 και εκλύονται 5,6 L H_2 (Κ.Σ). Το παραγόμενο διάλυμα οξειδώνεται με διάλυμα $KMnO_4$ 0,5 Μ, παρουσία H_2SO_4 αποχρωματίζοντας 100 mL διαλύματος. Ποιοι είναι οι αριθμοί οξείδωσης x και y;

Απ: x = +2 , y = +4

1Α.6 Ένα μέταλλο μετάπτωσης Μ μάζας 11,8 g διαλύεται πλήρως σε διάλυμα HCl εκλύοντας ταυτόχρονα 4,48 L H_2 (Κ.Σ). Το παραγόμενο διάλυμα προκαλεί αλλαγή χρώματος σε 100 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ 1/3 Μ, παρουσία HCl. Να υπολογίσετε:

α) Τους αριθμούς οξείδωσης x και y του μετάλλου Μ, αν $y = x + 1$;

β) Τη (σχετική) ατομική μάζα του μετάλλου Μ;

Απ: α) x = +2 , y = +3. β) Ar = 59

1Α.7 Διάλυμα (Υ1) όγκου 500 mL περιέχει 79 g / L $KMnO_4$ και είναι οξινισμένο με H_2SO_4. Διάλυμα (Υ2) $FeSO_4$ έχει όγκο 250 mL και συγκέντρωση 2 Μ. Διάλυμα NaCl (Υ3) έχει συγκέντρωση 1,5 Μ.

α) Αν στο διάλυμα (Υ1) προσθέσουμε το διάλυμα (Υ2), θα αποχρωματιστεί το διάλυμα (Υ1);

β) Αν όχι, πόσα mL διαλύματος (Υ3) πρέπει να προσθέσουμε για να αποχρωματιστεί;

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

Απ: α) όχι. β) V = 500 mL

1Α.8 Το εργαστηριακό HNO_3 είναι πυκνό με συγκέντρωση 15,8 M και πυκνότητα $1{,}42\,g\cdot mL^{-1}$. Αραιώνουμε ορισμένο όγκο αυτού στο 20πλάσιο, οπότε έχουμε αραιό διάλυμα HNO_3. Στο αραιωμένο διάλυμα διαλυτοποιούμε 38,1 g χαλκού Cu.

α) Ποια είναι η % w/w περιεκτικότητα του εργαστηριακού HNO_3;

β) Ποια είναι η μοριακότητα κ.ο (M) του αραιωμένου διαλύματος;

γ) Πόσα mL αραιωμένου διαλύματος αντέδρασαν;

δ) Ποιος είναι ο όγκος του παραγόμενου αερίου σε Κ.Σ;

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Απ: α) π = 70 %% w/w. β) c = 0,79 M. γ) V= 2025 mL. δ) V = 8,96 L(Κ.Σ)

1Α.9 Ορισμένη ποσότητα Hg αντιδρά με αραιό διάλυμα HNO_3 όγκου 400 mL και συγκέντρωση 0,2 M. Να υπολογίσετε:

α) Τη μάζα του Hg που αντέδρασε.

β) Τον όγκο του παραγόμενου αερίου σε Κ.Σ.

$$3Hg + 8HNO_3 \longrightarrow 3Hg(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Απ: α) m = 6,03 g. β) V = 448 mL (Κ.Σ)

1Α.10 Διάλυμα $KMnO_4$ όγκου 200 mL και συγκέντρωση 0,1 M αποχρωματίζεται με διαβίβαση υδρόθειου H_2S, παρουσία H_2SO_4.

α) Πόσα L(Κ.Σ) ήταν το H_2S;

β) Η ίδια ποσότητα H_2S, πόσα mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ 1/3 M μπορεί να ανάγει, παρουσία H_2SO_4;

$$2KMnO_4 + 5H_2S + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + 5S + K_2SO_4 + 8H_{2.}O$$

Απ: α) V = 1,12 L (Κ.Σ). β) V = 50 mL

1Α.11 Θέλουμε να παράγουμε 22,4 L (Κ.Σ) CO_2 χωριστά με δύο τρόπους:

1ος τρόπος: Αντιδρά πεντοξείδιο ιωδίου I_2O_5 με μονοξείδιο άνθρακα CO και δίνει I_2 και CO_2. Πόση μάζα I_2O_5 χρειάζεται να αντιδράσει;

2ος τρόπος: Αντιδρά άνθρακας C με πυκνό διάλυμα HNO_3 και δίνει CO_2. Πόση μάζα C χρειάζεται να αντιδράσει;

$$I_2O_5 + 5CO \longrightarrow I_2 + 5CO_2$$

Απ: α) mI_2O_5 = 66,8 g. β) mC = 12 g

1Α.12 Διάλυμα $K_2Cr_2O_7$ περιεκτικότητας 7,35 %w/v και όγκου 400 mL, οξειδώνει διάλυμα H_2O_2 περιεκτικότητας 13,6 %w/v, παρουσία H_2SO_4.

Το παραγόμενο αέριο καίει πλήρως αιθανόλη CH_3CH_2OH. Να υπολογίσετε:

α) Τον όγκο του διαλύματος H_2O_2 που οξειδώνεται.

β) Τον όγκο του CO_2 σε (Κ.Σ), που παράγεται από την καύση της αιθανόλης.

$$K_2Cr_2O_7 + 3H_2O_2 + 4H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_2 + 3O_2 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

Απ: α) V = 75 mL. β) V = 4,48 L (Κ.Σ)

Κεφ.1 Κριτήρια Αξιολόγησης

1ο κριτήριο — Κεφ 1: Οξειδοαναγωγή

Θέμα Α

Για τις προτάσεις Α1 έως και Α5 να γράψετε στο τετράδιό σας τον αριθμό της πρότασης και δίπλα το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή πρόταση.

Α1. Ποια από τις επόμενες προτάσεις, που αφορά τη χημική εξίσωση $Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$, είναι σωστή;

α. Το Cl_2 οξειδώνεται. **β.** Το Cl_2 είναι το αναγωγικό.

γ. Το Ca ανάγεται. **δ.** Το Ca είναι το αναγωγικό. (μονάδες 5)

Α2. Οι δυνατοί αριθμοί οξείδωσης του οξυγόνου είναι:

α. –2 και –1 **β.** –2 και +1 **γ.** –2 , –1 και +2 **δ.** –2,–1,0 και +2 (μονάδες 5)

Α3. Η αντίδραση ενός στοιχείου Σ με το οξυγόνο χαρακτηρίζεται ως :

α. Οξείδωση του Σ. **β.** Αναγωγή, αν το Σ είναι αμέταλλο.

γ. Οξείδωση, αν το Σ είναι μέταλλο **δ.** Αναγωγή του Σ.

(μονάδες 5)

Α4. Στη χημική εξίσωση: $Zn + 4HNO_3\ _{πυκνό} \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

α. Ο Zn ανάγεται. **β.** Ο Zn είναι το αναγωγικό.

γ. Το HNO_3 είναι το αναγωγικό. **δ.** Όλα τα άτομα του Ν ανάγονται.

(μονάδες 5)

Α5. Στις χημικές εξισώσεις: $H_2 + ½\ O_2 \longrightarrow H_2O$ (1)

$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2$ (2)

το H_2 δρα ως οξειδωτικό:

α. Στην (1) **β.** Στην (2) **γ.** Και στις δύο **δ.** Σε καμία (μονάδες 5)

Θέμα Β

Β1. *Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν, γράφοντας στο τετράδιό σας δίπλα στο γράμμα που αντιστοιχεί σε κάθε πρόταση, τη λέξη* ***Σωστό****, αν η πρόταση είναι σωστή, ή* ***Λάθος****, αν η πρόταση είναι λανθασμένη.*

α. Το υδρόθειο H_2S είναι αναγωγικό.

β. Η αντίδραση $Mg + KCl \longrightarrow$ δεν γίνεται.

γ. Το νερό H_2O σε όλες τις εξισώσεις οξειδοαναγωγικών αντιδράσεων βρίσκεται στα προϊόντα.

δ. Το υπεροξείδιο υδρογόνου H_2O_2 παρουσία οξειδωτικού ανάγεται σε H_2O.

(μονάδες 5)

Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας. **(μονάδες 10)**

Β2. Να συμπληρώσετε τις χημικές εξισώσεις:

α. $Zn + H_2SO_4$ *αραιό* $\longrightarrow$ **β.** $Zn + H_2SO_4$ *πυκνό* $\longrightarrow$

γ. $CH_3CHO + AgNO_3 + NH_3 + \ldots \longrightarrow CH_3COONH_4 + Ag + NH_4NO_3$

(μονάδες 6)

Β3. Να διατυπώσετε τέσσερεις ορισμούς για την οξείδωση. **(μονάδες 4)**

Θέμα Γ

Σίδηρος μάζας 28 g αντιδρά με περίσσεια διαλύματος H_2SO_4 και σχηματίζονται τα άλατα $FeSO_4$ και $Fe_2(SO_4)_3$ με λόγο mol 1:2 αντίστοιχα. Να υπολογίσετε:

Γ1. Το εκατοστιαίο ποσοστό του Fe που μετατράπηκε σε $FeSO_4$ και το εκατοστιαίο ποσοστό του Fe που μετατράπηκε σε $Fe_2(SO_4)_3$. **(μονάδες 15)**

Γ2. Τον όγκο του μίγματος των αερίων σε κανονικές συνθήκες (Κ.Σ) που συγχρόνως εκλύεται. **(μονάδες 10)**

Δίνεται $A_r Fe = 56$.

Θέμα Δ

Ρινίσματα μετάλλου Μ μάζας 112 g χωρίζονται σε δύο ίσα μέρη. Στο πρώτο μέρος προσθέτουμε περίσσεια διαλύματος πυκνού H_2SO_4 και παίρνουμε άλας $M_2(SO_4)_3$ μάζας 200 g. Στο δεύτερο μέρος προσθέτουμε $HCl_{(aq)}$ και παίρνουμε άλας MCl_2.

Δ1. Ποια είναι η σχετική ατομική μάζα του Μ; **(μονάδες 15)**

Δ2. Πόσος είναι ο όγκος σε κανονικές συνθήκες (Κ.Σ) του παραγόμενου αερίου στο δεύτερο μέρος; **(μονάδες 10)**

Δίνονται οι A_r: S = 32, O = 16

Ομάδα 5Γ Διαλύματα αλάτων με κατιόν: ουδέτερο ή όξινο και ανιόν: ουδέτερο ή βασικό

Οδηγίες – παρατηρήσεις

1. *Τα* ***άλατα*** *είναι ιοντικές ενώσεις που περιέχουν ένα οποιοδήποτε κατιόν εκτός από* H^+ *και ένα οποιοδήποτε ανιόν εκτός των ανιόντων* OH^- *και* O^{2-}.

Ένα άλας διαλυόμενο στο νερό, ως ιοντική ένωση που είναι, διίστανται πλήρως στα ιόντα από τα οποία αποτελείται.

Στη συνέχεια είναι δυνατόν κάποιο από τα ιόντα του:

- Να μην αντιδρά με το νερό (**ουδέτερο ιόν**).
- Να αντιδρά με το νερό και να παράγει H_3O^+, όπως ακριβώς ένα οξύ κατά Brönsted – Lowry (**όξινο ιόν**).
- Να αντιδρά με το νερό και να παράγει OH^-, όπως ακριβώς μια βάση Brönsted – Lowry (**βασικό ιόν**).
- Να αντιδρά με το νερό και να παράγει H_3O^+ και συγχρόνως να αντιδρά με το νερό και να παράγει OH^- (**αμφιπρωτικό** ή **αμφολυτικό ιόν).**

2. **Δεν αντιδρούν με το νερό** τα κατιόντα που προέρχονται από ισχυρές βάσεις (π.χ. Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}) και λέγονται **ουδέτερα κατιόντα**.

1η απόδειξη: Υποθέτουμε ότι αντιδρά με το νερό, έστω το Na^+. Στο διάλυμα βρίσκεται με τη μορφή του εφυδατωμένου ιόντος $Na(H_2O)^+$, που είναι το συζυγές οξύ της ισχυρής βάσης NaOH (πολύ ασθενές οξύ $Na(H_2O)^+$/ ισχυρή βάση NaOH).

Μελετάμε την υποθετική χημική ισορροπία:

$$\underset{\text{οξύ(1)}}{Na(H_2O)^+} + \underset{\text{βάση(2)}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{συζ.βάση(1)}}{NaOH} + \underset{\text{συζ.οξύ(2)}}{H_3O^+}$$

Από τα οξέα ασθενέστερο είναι το $Na(H_2O)^+$, ως συζυγές οξύ της ισχυρής βάσης NaOH και από τις βάσεις ασθενέστερη προφανώς είναι η βάση H_2O. Επειδή το ασθενέστερο οξύ $Na(H_2O)^+$ και η ασθενέστερη βάση H_2O βρίσκονται αριστερά, άρα η χημική ισορροπία είναι έντονα μετατοπισμένη αριστερά, που σημαίνει ότι πρακτικά δεν υπάρχει αντίδραση.

2η απόδειξη: Την παραπάνω χημική ισορροπία:

$$Na(H_2O)^+ + H_2O \rightleftharpoons NaOH + H_3O^+$$

τη γράφουμε με την ιοντική μορφή της, οπότε έχουμε την ισοδύναμη χημική ισορροπία:

$$Na^+ + H_2O + H_2O \rightleftharpoons Na^+ + OH^- + H_3O^+$$

Με διαγραφή του *ιόντος θεατή* Na^+, τελικά έχουμε την χημική ισορροπία:

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$$

με $K_c = [OH^-][H_3O^+] = K_w = 1 \cdot 10^{-14}\,M^2$.

Επειδή η αρχική χημική ισορροπία

$$Na(H_2O)^+ + H_2O \rightleftharpoons NaOH + H_3O^+$$

είναι ισοδύναμη με την τελική χημική ισορροπία

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$$

θα έχει την ίδια σταθερά ισορροπίας, δηλαδή $K_c = 1 \cdot 10^{-14}\,M^2$.

Επειδή η K_c της αρχικής είναι πολύ μικρή, σημαίνει ότι είναι έντονα μετατοπισμένη αριστερά, που σημαίνει ότι πρακτικά δεν υπάρχει αντίδραση.

3. **Δεν αντιδρούν με το νερό** τα ανιόντα που προέρχονται από ισχυρά οξέα (π.χ. Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, ClO_4^-) και λέγονται **ουδέτερα ανιόντα**.

1η απόδειξη: Υποθέτουμε ότι αντιδρά με το νερό, έστω το Cl^- και μελετάμε την υποθετική χημική ισορροπία:

$$\underset{\text{οξύ(1)}}{H_2O} + \underset{\text{βάση(2)}}{Cl^-} \rightleftharpoons \underset{\text{συζ.βάση(1)}}{OH^-} + \underset{\text{συζ.οξύ(2)}}{HCl}$$

Από τα οξέα ασθενέστερο προφανώς είναι το H_2O και από τις βάσεις ασθενέστερη είναι η βάση Cl^-, ως συζυγής βάση του ισχυρού οξέος HCl. Επειδή το ασθενέστερο οξύ H_2O και η ασθενέστερη βάση Cl^- βρίσκονται αριστερά, άρα η χημική ισορροπία είναι έντονα μετατοπισμένη αριστερά, που σημαίνει ότι πρακτικά δεν υπάρχει αντίδραση.

2η απόδειξη: Στην παραπάνω χημική ισορροπία:

$$H_2O + Cl^- \rightleftharpoons OH^- + HCl$$

προσθέτουμε H_2O και στα δύο μέρη της, οπότε έχουμε την ισοδύναμη χημική ισορροπία:

$$H_2O + Cl^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + \underline{HCl + H_2O}$$

Επειδή το ισχυρό οξύ HCl αντιδρά πλήρως με το H_2O, δηλαδή

$$\underline{HCl + H_2O} \longrightarrow Cl^- + H_3O^+$$

έχουμε:

$$H_2O + Cl^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + Cl^- + H_3O^+$$

Με διαγραφή του *ιόντος θεατή* Cl^-,τελικά έχουμε την χημική ισορροπία:

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+ \quad \text{με} \quad K_c = [OH^-]\,[H_3O^+] = K_w = 1 \cdot 10^{-14}\,M^2.$$

Επειδή η αρχική χημική ισορροπία

$$H_2O + Cl^- \rightleftharpoons OH^- + HCl$$

είναι ισοδύναμη με την τελική χημική ισορροπία

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$$

θα έχει την ίδια σταθερά ισορροπίας, δηλαδή $K_c = 1 \cdot 10^{-14}\,M^2$

Επειδή η K_c της αρχικής είναι πολύ μικρή, σημαίνει ότι είναι έντονα μετατοπισμένη αριστερά, που σημαίνει ότι πρακτικά δεν υπάρχει αντίδραση.

4. Τα αμφιπρωτικά ή αμφολυτικά ιόντα είναι συζυγείς βάσεις των ασθενών διπρωτικών οξέων H_2A και των ασθενών τριπρωτικών οξέων H_3A.

Έτσι τα αμφιπρωτικά ή αμφολυτικά ιόντα είναι ανιόντα και δεν υπάρχουν αμφιπρωτικά ή αμφολυτικά κατιόντα.

Παραδείγματα:

διπρωτικό οξύ: H_2CO_3 / συζυγής βάση $\mathbf{HCO_3^-}$

διπρωτικό οξύ: H_2SO_3 / συζυγής βάση $\mathbf{HSO_3^-}$

διπρωτικό οξύ: H_2S / συζυγής βάση $\mathbf{HS^-}$

τριπρωτικό οξύ: H_3PO_4 / συζυγής βάση $\mathbf{H_2PO_4^-}$

διπρωτικό οξύ: $H_2PO_4^-$ / συζυγής βάση $\mathbf{HPO_4^{2-}}$.

5. Το όξινο θειικό ανιόν $\mathbf{HSO_4^-}$ αντιδρά με το νερό και παράγει μόνο υδρόνια (ή οξώνια) H_3O^+, ενώ πρακτικά δεν παράγει υδροξείδια OH^-.

Αυτό οφείλεται στο ότι ως συζυγής βάση του ισχυρού διπρωτικού οξέος H_2SO_4, το HSO_4^-, δεν έχει την τάση να επαναπροσλάβει το πρωτόνιο που απέβαλε το H_2SO_4, άρα είναι πάρα πολύ ασθενής βάση.

Αντίθετα έχει την τάση να αποβάλλει ένα πρωτόνιο, οπότε είναι σχετικά ισχυρό οξύ:

$$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$$

Άρα «*το όξινο θειικό ανιόν* HSO_4^- *ως συζυγής βάση του ισχυρού οξέος* H_2SO_4 *είναι πολύ ασθενής βάση και γι' αυτό δρα μόνο ως ασθενές οξύ, άρα είναι το μοναδικό όξινο ανιόν*».

6. Τα διάφορα κατιόντα, είναι ή ουδέτερα ή όξινα. Δεν υπάρχουν βασικά κατιόντα. Μερικά κατιόντα, φαίνονται στον παρακάτω πίνακα:

Κατιόντα

Ουδέτερα	Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}
Όξινα	NH_4^+, Al^{3+}, Pb^{2+}, Sn^{2+}, κατιόντα μετάλλων μετάπτωσης

Τα διάφορα ανιόντα, είναι ή ουδέτερα ή βασικά ή αμφολυτικά, εκτός από το HSO_4^- που είναι όξινο. Μερικά ανιόντα, φαίνονται στον παρακάτω πίνακα:

Ανιόντα

Ουδέτερα	Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, ClO_4^-
Βασικά	F^-, CN^-, NO_2^-, $HCOO^-$ … S^{2-}, SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}, $^-OOC–COO^-$ … PO_4^{3-} …
Όξινα	HSO_4^-
Αμφολυτικά	HS^-, HSO_3^-, HCO_3^-, $HOOC–COO^-$…

7. *«Όταν σε ένα διάλυμα περιέχεται ένα συζυγές ζεύγος, τότε αποκαθίστανται δύο χημικές ισορροπίες, του ασθενούς οξέος και της ασθενούς βάσης. Μελετάμε όμως τη μία μόνο χημική ισορροπία».*

Αυτό μάλιστα ισχύει, είτε το συζυγές ζεύγος προέρχεται από διαφορετικές πηγές, είτε το συζυγές ζεύγος προέρχεται από τον μερικό ιοντισμό του ενός.

Έστω ότι μελετάμε ένα διάλυμα Na_2SO_4. Η πλήρης διάστασή του δίνει:

	Na_2SO_4	$\longrightarrow$	$2Na^+$	+	SO_4^{2-}
συγκεντρώσεις/M	0		2c		c

Στη συνέχεια ο μερικός ιοντισμός της βάσης SO_4^{2-} (βασικό ανιόν) δίνει:

συγκεντρώσεις/M	$\mathbf{SO_4^{2-}}$	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	HSO_4^-	+	OH^-	($1^η$ Χ.Ι. βάσης)
	βάση		οξύ		**συζυγές οξύ**		συζυγής βάση	
τελικές σε Χ.Ι.	c–x		–		x		x	

με $$K_{bSO_4^{2-}} = \frac{x\,x}{c - x} \qquad (1)$$

Στη συνέχεια το παραγόμενο συζυγές οξύ HSO_4^- (όξινο ανιόν) αντιδρά με το νερό και αποκαθίσταται στο ίδιο διάλυμα και η χημική ισορροπία:

συγκεντρώσεις / M	$\mathbf{HSO_4^-}$	+ H_2O	⇌ SO_4^{2-}	+ H_3O^+	($2^η$ Χ.Ι. συζυγούς οξέος)
	συζυγές οξύ	βάση	**βάση**	συζυγές οξύ	
τελικές σε Χ.Ι.	x	–	c–x	z	

με $$K_{aHSO_4^-} = \frac{(c - x)(z)}{x} \quad (2)$$

Όμως: $$K_{aHSO_4^-} = \frac{K_W}{K_{bSO_4^{2-}}} \quad (3)$$

και $$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} \ \& \ z = \frac{K_W}{x} \quad (4)$$

Η εξίσωση (2), με αντικατάσταση των (3) και (4) δίνει:

$$\frac{K_W}{K_{bSO_4^{2-}}} = \frac{(c - x)}{x}\frac{K_W}{x} \ \& \ K_{bSO_4^{2-}} = \frac{x\,x}{c - x}$$

που είναι η εξίσωση (1).

Καταλήγουμε στο ίδιο αποτέλεσμα $K_{bSO_4^{2-}} = \frac{x\,x}{c - x}$ (1), είτε μελετώντας τη **βάση SO_4^{2-},** είτε μελετώντας το **συζυγές οξύ HSO_4^-**.

8. Ένας τρόπος μελέτης των διαλυμάτων των αλάτων είναι η μελέτη τους ως διαλύματα οξέων ή βάσεων κατά Brönsted – Lowry.

Διακρίνουμε τις παρακάτω ομάδες αλάτων:

	Ανιόν ουδέτερο	**Ανιόν βασικό**
Κατιόν ουδέτερο	$1^η$ ομάδα π.χ. NaCl	$2^η$ ομάδα π.χ. CH_3COONa
Κατιόν όξινο	$3^η$ ομάδα π.χ. NH_4Cl	$4^η$ ομάδα π.χ. NH_4CN

Επίσης έχουμε και άλλες ομάδες αλάτων:

	$\mathbf{HSO_4^-}$	**Ανιόν αμφιπρωτικό**
Κατιόν ουδέτερο	$5^η$ ομάδα π.χ. $NaHSO_4$	$7^η$ ομάδα π.χ. $NaHCO_3$
Κατιόν όξινο	$6^η$ ομάδα π.χ. NH_4HSO_4	$8^η$ ομάδα π.χ. NH_4HCO_3

6.2.2. Αρχή ελάχιστης ενέργειας

Στο μονοηλεκτρονιακό άτομο του υδρογόνου Η και στα υδρογονοειδή, από την εξίσωση του Bohr

$$E_n = \frac{-2{,}18 \cdot 10^{-18}\,J}{n^2} \qquad (6.5)$$

προκύπτει ότι η ενέργεια του ηλεκτρονίου αυξάνεται καθώς αυξάνεται ο **n** των τροχιακών του. Στο ίδιο συμπέρασμα φτάνουμε αν αναλογιστούμε ότι αφού ο **n** καθορίζει το μέγεθος των τροχιακών, στα τροχιακά με μεγάλο **n** το ηλεκτρόνιο «καταναλίσκει» περισσότερο χρόνο σε μακρινές διαδρομές, οπότε μπορεί να αποσπαστεί ευκολότερα, άρα είναι λιγότερο σταθερό και άρα έχει μεγαλύτερη ενέργεια.

Επειδή η ενέργεια των τροχιακών του να είναι ανεξάρτητη από τους υπόλοιπους κβαντικούς αριθμούς (***l***, $\mathbf{m}_l$, $\mathbf{m}_s$), φαίνεται πως τροχιακά που έχουν τον ίδιο **n**, όπως τα 3s, 3p, 3d, έχουν την ίδια ενέργεια.

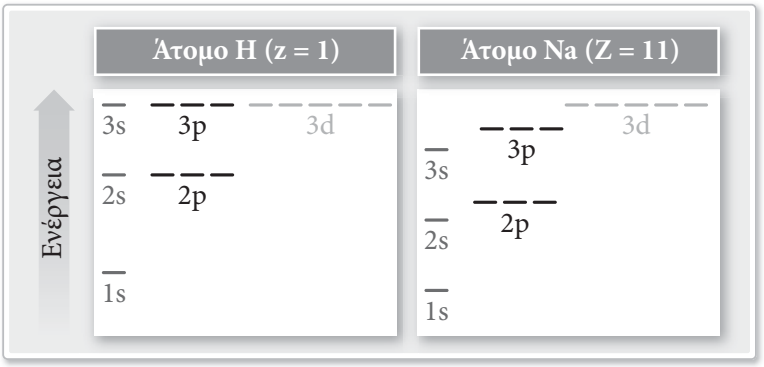
Σε ένα πολυηλεκτρονιακό άτομο όμως αυτό δεν ισχύει, γιατί έχουμε όχι μόνο την αλληλεπίδραση *ηλεκτρονίου – πυρήνα*, αλλά και την αλληλεπίδραση *ηλεκτρονίου – ηλεκτρονίου*. Έτσι η σχέση ενέργειας και κβαντικών αριθμών γίνεται πολύπλοκη. Οι ηλεκτρονιακές ενέργειες τώρα εξαρτώνται τόσο από τον **n**, όσο και από τον ***l***, με έναν συνδυαστικό τρόπο.

- Η έλξη *ηλεκτρονίου – πυρήνα* σημαίνει αρνητική ενέργεια, άρα χαμηλή. Καθορίζεται από την απόσταση του ηλεκτρονίου από τον πυρήνα, άρα από τον **n**. Όσο μικρότερος είναι ο **n**, δηλαδή όσο πιο κοντά βρίσκεται το ηλεκτρόνιο στον πυρήνα, τόσο μεγαλύτερη είναι η έλξη που δέχεται απ' αυτόν (Coulomb) και επομένως τόσο χαμηλότερη είναι η ενέργειά του.
- Η άπωση *ηλεκτρονίου – ηλεκτρονίου* (**διηλεκτρονιακή άπωση**) σημαίνει θετική ενέργεια, άρα υψηλή. Καθορίζεται από τον δευτερεύοντα κβαντικό αριθμό ***l***. Όσο μικρότερος είναι ο ***l***, τόσο λιγότερα ηλεκτρόνια υπάρχουν στην υποστιβάδα, άρα τόσο μικρότερη είναι η άπωση και επομένως τόσο χαμηλότερη είναι η ενέργεια του ηλεκτρονίου.

Βλέπουμε λοιπόν ότι όσο μικρότεροι είναι οι κβαντικοί αριθμοί **n** και ***l***, άρα και όσο μικρότερο είναι το άθροισμά τους $\mathbf{n} + \boldsymbol{l}$, τόσο μικρότερη είναι η ενέργεια των ηλεκτρονίων. Έτσι, «*τη χαμηλότερη ενέργεια έχουν τα ηλεκτρόνια που είναι σε τροχιακά με το μικρότερο άθροισμα* $n + l$». Και επειδή οι κβαντικοί αριθμοί n και *l* καθορίζουν τις υποστιβάδες:

> *Μεταξύ δύο υποστιβάδων, τη χαμηλότερη ενέργεια έχει εκείνη η υποστιβάδα που έχει το μικρότερο άθροισμα* $n + l$.

Παράδειγμα: Η 2s υποστιβάδα έχει $n+l=2+0=2$ και η 2p υποστιβάδα έχει $n+l=2+1=3$, επομένως μικρότερη ενέργεια έχει η 2s υποστιβάδα.



Σχήμα 6.7.

Επειδή η έλξη ηλεκτρονίου – πυρήνα είναι ισχυρότερος παράγοντας ενέργειας από την άπωση ηλεκτρονίου – ηλεκτρονίου, λόγω του μεγαλύτερου φορτίου που έχει ο πυρήνας από ένα ηλεκτρόνιο, γι' αυτό ισχύει: «*για ηλεκτρόνια που είναι σε τροχιακά με το ίδιο άθροισμα n + l, αυτό που έχει τη μικρότερη τιμή n, έχει τη χαμηλότερη ενέργεια*». Και επειδή οι κβαντικοί αριθμοί **n** και ***l*** καθορίζουν τις υποστιβάδες:

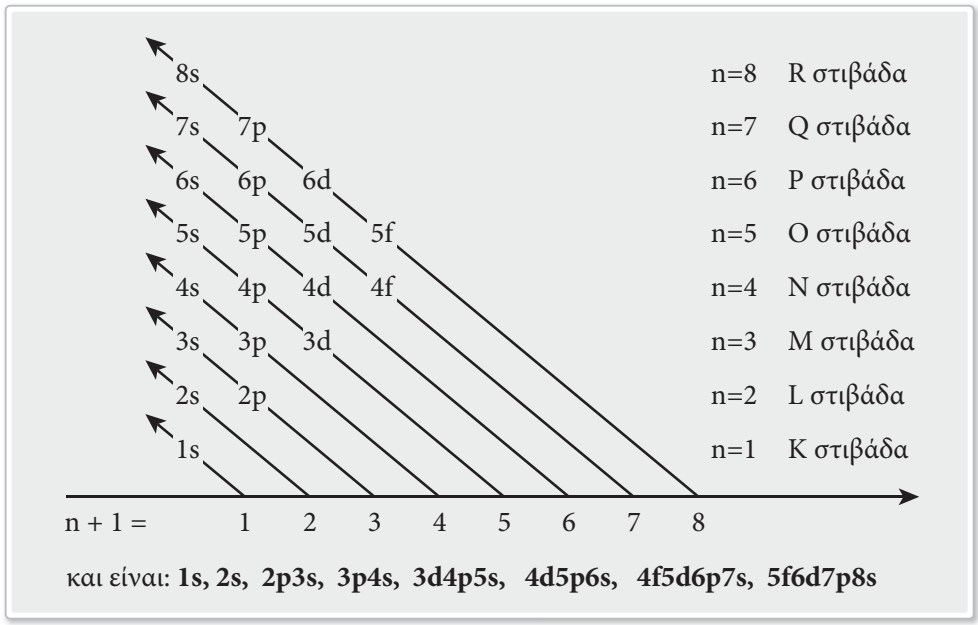
> *Αν οι υποστιβάδες έχουν το ίδιο άθροισμα n + l, τότε χαμηλότερη ενέργεια έχει η υποστιβάδα με το μικρότερο n.*

Η πρόταση αυτή είναι γνωστή ως νόμος του Hund.

Παράδειγμα: Η 3p υποστιβάδα έχει $n+l = \mathbf{3}+1 = 4$ και η 4s υποστιβάδα έχει $n+l = \mathbf{4}+0 = 4$. Επειδή όμως η υποστιβάδα 3p έχει μικρότερο **n** (**3<4**), γι' αυτό έχει τη μικρότερη ενέργεια.

Σύμφωνα με την αρχή ελάχιστης ενέργειας «**τα ηλεκτρόνια, κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση των ατόμων, οφείλουν να καταλάβουν τροχιακά με τη μικρότερη ενέργεια, ώστε να αποκτήσουν τη μέγιστη σταθερότητα στη θεμελιώδη κατάσταση**». Αυτό σημαίνει ότι πρώτα συμπληρώνονται με ηλεκτρόνια τα τροχιακά και άρα οι υποστιβάδες, με τη μικρότερη ενέργεια.

Η **σειρά κατάληψης** των υποστιβάδων σε ένα πολυηλεκτρονιακό άτομο δίνεται από το διάγραμμα που ακολουθεί (σχήμα 6.8):



Σχήμα 6.8.

και είναι: **1s, 2s, 2p 3s, 3p 4s, 3d 4p 5s, 4d 5p 6s, 4f 5d 6p 7s, 5f 6d 7p 8s**.

6.2.3. Απαγορευτική αρχή του Pauli

Το 1926 ο Pauli προσδιόρισε τον τρόπο της ηλεκτρονιακής δόμησης των ατόμων, τοποθετώντας τα ηλεκτρόνιά τους σε τροχιακά, σύμφωνα με την αρχή:

> *Στο ίδιο άτομο δύο ή περισσότερα ηλεκτρόνια δεν μπορούν να έχουν την ίδια τετράδα κβαντικών αριθμών.* **(1η διατύπωση)**

Αυτός ο περιορισμός είναι γνωστός ως *απαγορευτική αρχή του Pauli*.

Επειδή τα ηλεκτρόνια ενός και του αυτού τροχιακού έχουν ίδιους τους τρεις πρώτους κβαντικούς αριθμούς(**n, *l*, m_l**), προφανώς θα διαφέρουν στον τέταρτο κβαντικό αριθμό $\mathbf{m_s}$. Άρα:

> *Είναι αδύνατο να είναι ίδιοι οι κβαντικοί αριθμοί spin (m_s) των ηλεκτρονίων που βρίσκονται στο ίδιο τροχιακό.* **(2η διατύπωση)**

Έτσι δεν μπορούμε στο ίδιο τροχιακό να έχουμε δύο ηλεκτρόνια με $m_s = +½$ (δομή ⇅), ή με $m_s = -½$ (δομή ⇊). Θα έχουμε δύο ηλεκτρόνια με $m_s = +½$ και $m_s = -½$ (δομή ↑↓) ή με $m_s = -½$ και $m_s = +½$ (δομή ↓↑).

Επειδή όμως ο κβαντικός αριθμός spin (m_s) μπορεί να πάρει μόνο δύο τιμές +½ και –½, άρα

> *«Ο κβαντικός αριθμός spin (m_s) δεν μπορεί ένα τροχιακό να έχει παραπάνω από δύο ηλεκτρόνια»* **(3η διατύπωση)**

Με βάση την απαγορευτική αρχή του Pauli έχουμε τον παρακάτω πίνακα:

Πίνακας 1.3.

n	***l***	**m_l**	**m_s**	μέγιστος αριθμ. e υποσ/δας	μέγιστος αριθμ. e στιβάδας
1 (K στιβ)	0 (1s υποστ/δα)	0 (1s τρ/κό)	+½ και – ½	2	2
2 (L στιβ)	0 (2s υποστ/δα)	0 (2s τρ/κό)	+½ και – ½	2	8
	1 (2p υποστ/δα)	–1 ($2p_y$ τρ/κό	+½ και – ½	6	
		0 ($2p_z$ τρ/κό)	+½ και – ½		
		+1 ($2p_x$ τρ/κό)	+½ και – ½		
3 (M στιβ)	0 (3s υποστ/δα)	0 (3s τρ/κό)	+½ και – ½	2	18
	1 (3p υποστ/δα)	–1 ($3p_y$ τρ/κό	+½ και – ½	6	
		0 ($3p_z$ τρ/κό)	+½ και – ½		
		+1 ($3p_x$ τρ/κό)	+½ και – ½		
	2 (3d υποστ/δα)	–2 ($3d_{xy}$ τρ/κό)	+½ και – ½	10	
		–1 ($3d_{yz}$ τρ/κό	+½ και – ½		
		0 ($3d_{z2}$ τρ/κό)	+½ και – ½		
		+1 ($3d_{xz}$ τρ/κό)	+½ και – ½		
		+2 ($3d_{x2-y2}$ τρ/κό)	+½ και – ½		
n	***l***			**$2(2l+1)$**	**$2n^2$**

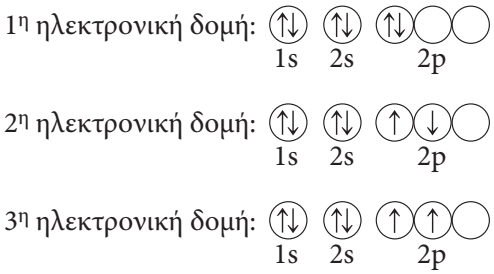
Από τον πίνακα προκύπτει ότι **ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων** που μπορεί να έχει:

α) Μια υποστιβάδα είναι **$2(2l+1)$** και συγκεκριμένα:
για (l=0) s^2, για (l=1) p^6, για (l=2) d^{10}, για (l=3) f^{14}.

β) Μια στιβάδα είναι **$2n^2$** και συγκεκριμένα:
για (n=1) K^2, για (n=2) L^8, για (n=3) M^{18}, για (n=4) N^{32}.

6.2.4. Κανόνας του Hund

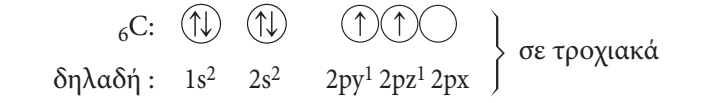
Σύμφωνα με τις δύο προηγούμενες αρχές, για το άτομο του άνθρακα $_6C$ έχουμε τρεις δυνατές ηλεκτρονιακές δομές:



Στην 1η ηλεκτρονιακή δομή και τα δύο p ηλεκτρόνια τοποθετήθηκαν στο ίδιο p τροχιακό (π.χ. στο $2p_y$), ενώ στη 2η και 3η τοποθετήθηκαν σε διαφορετικά τροχιακά (π.χ. στα $2p_y$ και $2p_z$). Αν τα δύο p ηλεκτρόνια βρεθούν στο ίδιο τροχιακό (1η δομή) θα απωθούνται, επειδή έχουν ομώνυμο φορτίο, οπότε θα έχουν θετική ενέργεια (υψηλή) και επομένως το άτομο $_6C$ δεν θα έχει σταθερή δομή. Αν όμως βρεθούν σε διαφορετικά τροχιακά (2η και 3η δομή), θα έχουν χαμηλότερη ενέργεια και επομένως το άτομο $_6C$ θα έχει σταθερή δομή. Άρα η 2η και η 3η ηλεκτρονιακή δομή είναι χαμηλότερης ενέργειας από την 1η. Αυτό σημαίνει ότι:

Κανένα τροχιακό μιας υποστιβάδας δεν αποκτά δύο ηλεκτρόνια, πριν το καθένα αποκτήσει ένα ηλεκτρόνιο. **(1η διατύπωση)**

Προσδιορίστηκε ότι από τις δύο αυτές δομές χαμηλότερης ενέργειας (2η και 3η) πιο σταθερή είναι αυτή που έχει τροχιακά με παράλληλο spin, δηλαδή η 3η δομή. Τελικά η δομή του ατόμου $_6C$, στη θεμελιώδη κατάσταση είναι:



Τα παραπάνω μπορούν να γενικευθούν και να δώσουν τον *κανόνα του Hund*:

Ηλεκτρόνια που καταλαμβάνουν τροχιακά της ίδιας ενέργειας (εκφυλισμένα) έχουν κατά προτίμηση παράλληλα spin. **(2η διατύπωση)**

Το άθροισμα των κβαντικών αριθμών spin (m_s), όλων των ηλεκτρονίων στις τρεις ηλεκτρονιακές δομές του ατόμου του άνθρακα είναι:

$1^{η}$ δομή: $m_{s,ολ} = [(+½) + (−½)]_{1s} + [(+½) + (−½)]_{2s} + [(+½) + (−½)]_{2p} =$
$= 0 + 0 + 0 = 0.$

$2^{η}$ δομή: $m_{s,ολ} = [(+½) + (−½)]_{1s} + [(+½) + (−½)]_{2s} + [(+½) + (−½)]_{2p} =$
$= 0 + 0 + 0 = 0.$

$3^{η}$ δομή: $m_{s,ολ} = [(+½) + (−½)]_{1s} + [(+½) + (−½)]_{2s} + [(+½) + (+½)]_{2p} =$
$= 0 + 0 + 1 = 1.$

Παρατηρούμε ότι στην $3^{η}$ ηλεκτρονιακή δομή έχουμε το μεγαλύτερο άθροισμα των κβαντικών αριθμών spin. (1>0). Έτσι ο κανόνας Hund μπορεί να διατυπωθεί ως εξής:

> *Για οποιοδήποτε σετ τροχιακών της ίδιας υποστιβάδας (εκφυλισμένα τροχιακά), η τοποθέτηση των ηλεκτρονίων σε αυτά γίνεται έτσι, ώστε να έχουμε το μέγιστο άθροισμα των κβαντικών αριθμών spin (m_s).* **(3η διατύπωση)**

6.2.5. Ενεργειακές αναστροφές και αναστολές αυτών

Όπως είδαμε η **σειρά κατάληψης** των τροχιακών και άρα η σειρά συμπλήρωσης των υποστιβάδων με ηλεκτρόνια, λόγω **αρχής της ελάχιστης ενέργειας** είναι:

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < <u>4s < 3d</u> < 4p < <u>5s < 4d</u> < 5p < <u>6s < 4f < 5d</u> < 6p < <u>7s < 5f < 6d</u> < 7p < 8s

Παρατηρούμε ότι κάποια τροχιακά, άρα και κάποιες υποστιβάδες, με μεγαλύτερο κύριο κβαντικό αριθμό (n) έχουν μικρότερη ενέργεια από τροχιακά ή υποστιβάδες με μικρότερο κύριο κβαντικό αριθμό (n). Για παράδειγμα έχουμε: **<u>4s < 3d</u>**, **<u>5s < 4d</u>**, **<u>6s < 4f < 5d</u>** κ.α. Το φαινόμενο αυτό λέγεται **ενεργειακή αναστροφή**. Με την τοποθέτηση όμως ηλεκτρονίων σε αυτά τα τροχιακά, αλλάζει η παραπάνω σειρά αυξανόμενης ενέργειας και μάλιστα αναστρέφεται. Δηλαδή αναστέλλεται η ενεργειακή αναστροφή.

Διακρίνουμε τις παρακάτω περιπτώσεις:

- ***1η αναστολή της αναστροφής 4s και 3d***, οπότε ισχύει: $\mathbf{E_{3d} < E_{4s}}$

Με τη συμπλήρωση των τροχιακών με ηλεκτρόνια, σύμφωνα με τις αρχές δόμησης, καταλήγουμε στη δομή $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 4s^2$… (σύνολο 20e). Για τα στοιχεία με Z > 20 τα επόμενα ηλεκτρόνια τοποθετούνται στα διαθέσιμα 3d τροχιακά, σύμφωνα με την **σειρά κατάληψης**. Για την αναστολή της αναστροφής 4s και 3d, οπότε ισχύει $\mathbf{E_{3d} < E_{4s}}$, έχουμε δύο εξηγήσεις.

$1^{η}$ εξήγηση: Σύμφωνα με την κβαντική θεωρία, η μέση απόσταση ενός ηλεκτρονίου από τον πυρήνα εξαρτάται από δύο παράγοντες, τον κύριο κβαντικό αριθμό

Απαντήσεις

στα Κριτήρια Αξιολόγησης

1ο Κριτήριο Αξιολόγησης σελ. 67

ΘΕΜΑ Α

Α1.→ δ Α2.→ δ Α3.→ α Α4.→ β Α5.→ β

ΘΕΜΑ Β

Β1. α.→ Σωστό. Το θείο S έχει πολύ μικρό Α.Ο (–2), σε σχέση με τους Α.Ο (+2, +4, +6) που έχει το S στις ενώσεις του, άρα μπορεί να οξειδωθεί, άρα είναι αναγωγικό.

β.→ Σωστό. Το Mg είναι λιγότερο αναγωγικό από το Κ, έχει μικρότερη τάση προς οξείδωση, άρα δεν θα αντικαταστήσει το Κ.

γ.→ Λάθος. Το H_2O μπαίνει για να ισχύει η αρχή διατήρησης της μάζας, οπότε είναι δυνατόν να βρίσκεται και στα αντιδρώντα.

δ.→ Λάθος. Το υπεροξείδιο υδρογόνου H_2O_2 παρουσία οξειδωτικού δρα ως αναγωγικό, οπότε το οξυγόνο του οξειδώνεται από $-1(H_2O_2^{-1})$ σε $0(O_2^0)$.

Β2. α. $Zn + H_2SO_4$ *αραιό* $\longrightarrow ZnSO_4 + H_2$

β. $Zn + 2H_2SO_4$ *πυκνό* $\longrightarrow ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

γ. $CH_3CHO + 2AgNO_3 + 3NH_3 + H_2O \longrightarrow CH_3COONH_4 + 2Ag + 2NH_4NO_3$

Β3. Οξείδωση λέγεται:

- Η πρόσληψη οξυγόνου από μια ουσία.
- Η αφαίρεση υδρογόνου από μια ουσία.
- Η αποβολή ηλεκτρονίων.
- Η αύξηση του Α.Ο ενός στοιχείου.

ΘΕΜΑ Γ

Γ1. Για τον Fe: $n = \dfrac{28\ g}{56\ g\cdot mol^{-1}} = 0{,}5\ mol.$

Έστω ότι n_1 mol Fe αντιδρούν προς $FeSO_4$ και n_2 mol Fe αντιδρούν προς $Fe_2(SO_4)_3$, οπότε $n_1 + n_2 = 0{,}5$ **(1)**

$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2$	
1 mol	1 mol
n_1 mol	$x_1 = n_1$ mol

$2Fe + 6H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$	
2 mol	1 mol
n_2 mol	$x_2 = 0{,}5n_2$ mol

Επειδή $\dfrac{n_{FeSO_4}}{n_{Fe_2(SO_4)_3}} = \dfrac{1}{2} \Rightarrow \dfrac{n_1}{0{,}5\,n_2} = \dfrac{1}{2}$

$\Rightarrow 0{,}5n_2 = 2n_1$ **(2)**

Από τις εξισώσεις **(1)** και **(2)** προκύπτει:

$n_1 = 0{,}1$ και $n_2 = 0{,}4$.

- Το εκατοστιαίο ποσοστό Fe που μετατράπηκε σε $FeSO_4$ είναι:

$$\frac{n_1}{n}\cdot 100 = \frac{0{,}1\ mol}{0{,}5\ mol}\cdot 100 = 20\%.$$

- Το εκατοστιαίο ποσοστό Fe που μετατράπηκε σε $Fe_2(SO_4)_3$ είναι:

$$\frac{n_2}{n}\cdot 100 = \frac{0{,}4\ mol}{0{,}5\ mol}\cdot 100 = 80\%.$$

Γ2. Το αέριο μίγμα αποτελείται από το H_2 και SO_2.

$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2$	
1 mol	1 mol
0,1 mol	$x_1 = 0{,}1$ mol

$2Fe + 6H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$	
2 mol	3 mol
0,4mol	$x_2 = 0{,}6$ mol

$V_{ολ} = V_{H_2} + V_{SO_2} =$

$= (0{,}1\,mol)(22{,}4\,L\cdot mol^{-1}) +$

$+ (0{,}6\,mol)(22{,}4\ L\cdot mol^{-1})$

$= (0{,}1 + 0{,}6)(22{,}4\,L\cdot mol^{-1}) \Rightarrow V_{ολ} = 15{,}68\,L.$

ΘΕΜΑ Δ

Δ1. Έστω ότι $A_r = x$ και άρα $M_r = x\cdot 1 = x$.

Η αρχική ποσότητα του μετάλλου Μ είναι :

$$n = \frac{112\ g}{x\ g\cdot mol^{-1}} = \frac{112}{x} = mol \quad \textbf{(1)}$$

Το πρώτο μέρος είναι 0,5n mol και δίνει:

$2M + 6H_2SO_4 \longrightarrow M_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$	
2 mol	1 mol
0,5n mol	$x_1 = 0{,}25n$ mol

Για το άλας $M_2(SO_4)_3$ με $M_r = 2x + 288$ πρέπει:

$$0{,}25n\,mol = \frac{200\ g}{(2x + 288)\,g\cdot mol^{-1}} \Rightarrow$$

$0{,}25n\cdot(2x + 288) = 200$

Αντί βιογραφικού

Στα μαθητικά μου χρόνια, δύο πολύ καλά βιβλία των Κ. Μανωλκίδη - Κ. Μπέζα (Στοιχεία Ανόργανης Χημείας και Στοιχεία Οργανικής Χημείας, έκδοσης 1965), με μύησαν στο θαυμαστό κόσμο της Χημείας και έτσι έδεσα το όνειρό μου να γίνω Χημικός. Αυτό πραγματοποιήθηκε με την εισαγωγή μου στο Α.Π.Θ ($5^{ος}$) και την ολοκλήρωση των σπουδών μου ως υπότροφος.

Στη μετέπειτα καριέρα μου ως Χημικός στην ιδιωτική και δημόσια εκπαίδευση, δύο επίσης πολύ καλά βιβλία (το 1 και 2 που αναφέρονται στη Διεθνή Βιβλιογραφία) το 1993 μου άνοιξαν νέους ορίζοντες στη Χημεία. Αυτό εξηγείται από το γεγονός ότι διεθνώς άλλαξαν πολλά πράγματα στη Χημεία και δόθηκαν απαντήσεις σε εύλογα ερωτήματα, όπως:

1ο. *Ο Μ.Τ του H_2O (μοριακή ένωση) δηλώνει ότι 1 μόριο H_2O αποτελείται από 2 άτομα Η και από 1 άτομο Ο. Τι εκφράζει ο Μ.Τ του AgCl (ιοντική ένωση);*
Απάντηση: Εκφράζει την απλούστερη αναλογία ιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα του **AgCl, που είναι** 1 ιόν Ag^+: 1 ιόν Cl^- .

2ο. *1 mol νερού H_2O περιέχει N_A μόρια. Τι περιέχει 1 mol AgCl ;*
Απάντηση: 1 mol AgCl περιέχει N_A τυπικές μονάδες, που για τον AgCI η τυπική μονάδα είναι η απλούστερη συλλογή ιόντων του: 1 ιόν Ag^+ + 1 ιόν Cl^- .

3ο. *Η (σχετική) μοριακή μάζα (M_r), ως λόγος ομοειδών μεγεθών είναι αδιάστατο μέγεθος, δηλαδή δεν έχει μονάδα, είναι «καθαρός» αριθμός. Τότε γιατί στην εξίσωση $n = m/M_r$ έχει μονάδα το $g \cdot mol^{-1}$;*
Απάντηση: Το νέο μέγεθος M_r σε $g \cdot mol^{-1}$ λέγεται molar mass (Ελληνικά ίσως μολαρική μάζα).

4ο. *Ποια σωματίδια λέγονται ιόντα και ποια ρίζες; Τι είναι οι ομάδες;*
Απάντηση: Ιόν λέγεται κάθε φορτισμένο σωματίδιο. π.χ ιόν υδροξειδίου OH^-.
Ρίζα (ή ελεύθερη ρίζα) λέγεται κάθε σωματίδιο που ένα στοιχείο του έχει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο (δηλαδή έχει περιττό αριθμό ηλεκτρονίων σθένους) π.χ ρίζα μεθυλίου $^{\bullet}CH_3$.
Ομάδα είναι αυτό που απομένει κατά την θεωρητική απόσπαση ενός ατόμου ή ενός γκρουπ ατόμων από μια ένωση. π.χ. βινυλομάδα $CH_2=CH-$, αλκυλομάδα R– .

5ο. *Επειδή το 1978 καταργήθηκε ο όρος σθένος, άρα πλέον δεν μιλάμε για μονοσθενή, δισθενή, τρισθενή … στοιχεία ή ρίζες ή αλκοόλες κ.ά.*

6ο. *Σε κάποιους περιοδικούς πίνακες το λανθάνιο $_{57}La$* ***δεν συμπεριλαμβάνεται στα στοιχεία της Σειράς Λανθανίου (ή Λανθανίδες). Ανήκει στις Λανθανίδες;***
Απάντηση: Το $_{57}$La ανήκει στις Λανθανίδες και επειδή είναι το πρώτο από τα συνολικά 15 στοιχεία, έδωσε και την ονομασία του. Οι Λανθανίδες κατέχουν τις θέσεις 57(La) - 71(Lu).

7ο. Ομοίως για τα στοιχεία της Σειράς Ακτινίου (ή Ακτινίδες). Το ακτίνιο $_{89}$Ac **ανήκει στις Ακτινίδες** και επειδή είναι το πρώτο από τα συνολικά 15 στοιχεία, έδωσε και την ονομασία του. Οι Ακτινίδες κατέχουν τις θέσεις 89(Ac) -103(Lr) .

Θα μπορούσα να παραθέσω και άλλα τέτοια ερωτήματα πιο εξεζητημένα με τις απαντήσεις τους, αλλά αυτά θα τα δει ο αναγνώστης στα επί μέρους κεφάλαια εντός του βιβλίου.