

Χημεία Α΄ Λυκείου

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

- Κατηγορίες χημικών ενώσεων Θεωρία ηλεκτρολυτικής διάστασης
- Οξέα – Βάσεις
- Οξειδία – Άλατα
- Είδη χημικών αντιδράσεων
Οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις
- Μεταθετικές αντιδράσεις

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Κατηγορίες χημικών ενώσεων:

Ο αριθμός ανόργανων χημικών ενώσεων είναι τεράστιος, για αυτό και ταξινομούνται σε κατηγορίες με κριτήριο τις φυσικές και τις χημικές τους ιδιότητες.

Με βάση τα παραπάνω κριτήρια οι απλές χημικές ενώσεις διακρίνονται σε:

α) Οξέα

β) Βάσεις

γ) Άλατα

δ) Οξειδία

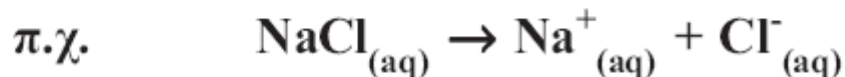
Μια κοινή ιδιότητα των οξέων, βάσεων και αλάτων, είναι ότι είναι ηλεκτρολύτες, δηλαδή τα υδατικά τους διαλύματα είναι αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος.

Θεωρία ηλεκτρολυτικής διάστασης:

Ο Arrhenius μελέτησε τα ηλεκτρολυτικά διαλύματα και το 1887 διατύπωσε τη θεωρία της ηλεκτρολυτικής διάστασης.

Τα κυριότερα σημεία της θεωρίας είναι:

1. Όταν ο ηλεκτρολύτης διαλυθεί στο νερό, αυτός δίσταται σε κατιόντα (θετικά ιόντα) και ανιόντα (αρνητικά ιόντα)

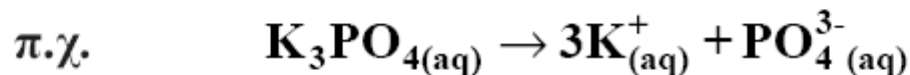


ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

2. Η διάσταση μπορεί να είναι πλήρης ή μερική. Πλήρης αν διίσταται όλη η ποσότητα του ηλεκτρολύτη και μερική όταν διίσταται ένα μέρος αυτής.



3. Η διάσταση είναι ανεξάρτητη από την ύπαρξη ηλεκτρικού πεδίου,
4. Το διάλυμα του ηλεκτρολύτη είναι ηλεκτρικά ουδέτερο γιατί το συνολικό θετικό φορτίο είναι ίσο με το συνολικό αρνητικό φορτίο.



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Οξέα:

Ορισμός: Οξέα χαρακτηρίζονται κατά τον Arrhenius οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν κατιόντα υδρογόνου (H^+).

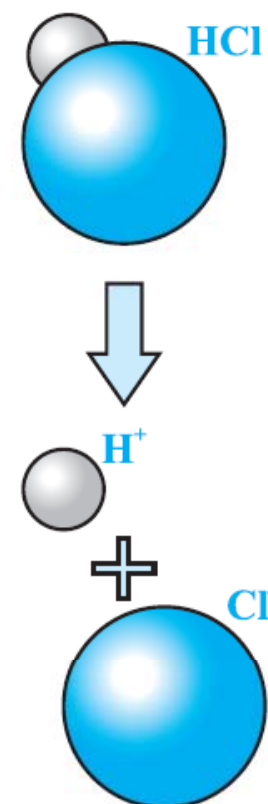
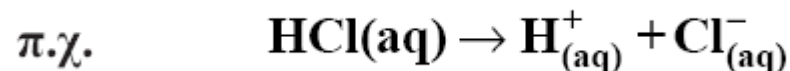
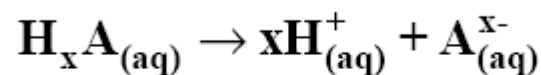
Γενικός τύπος:

Τα οξέα έχουν γενικό τύπο H_xA όπου:

A: Είναι αμέταλλο (F, Cl, Br, I, S) ή πολυατομικό ανιόν (NO_3^- , SO_4^{2-} ...)

x: Ο αριθμός οξείδωσης του **A**.

Τα οξέα όταν διαλύονται στο νερό ιοντίζονται και δίνουν κατιόντα H^+ και ανιόντα A^{x-} .



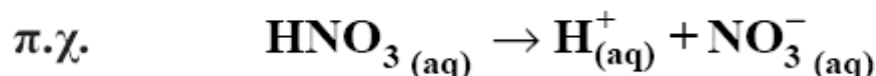
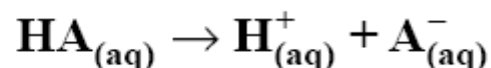
ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Κατηγορίες οξέων:

1) Ανάλογα με τον αριθμό H^+ που δίνει κάθε μόριό τους όταν διαλύεται στο νερό:

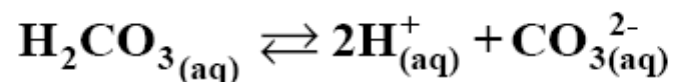
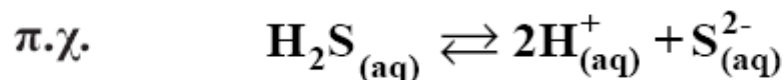
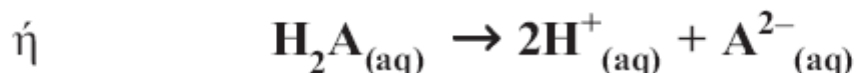
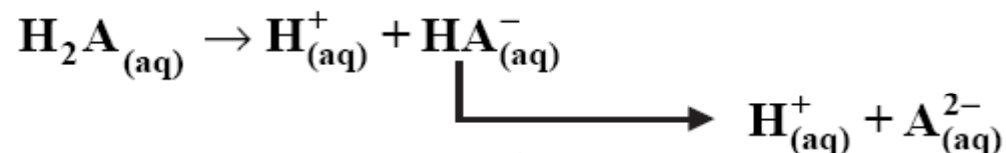
α) **Μονοπρωτικά** (ή μονοβασικά): Δίνουν ένα H^+ από κάθε μόριο οξέος.

Δηλαδή έχουν τύπο **HA**:



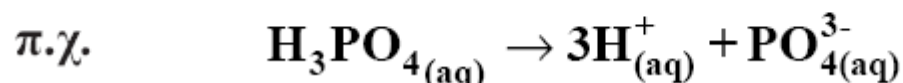
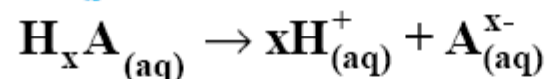
β) **Διπρωτικά** (ή διβασικά): Δίνουν δύο H^+ από κάθε μόριο οξέος.

Δηλαδή έχουν τύπο **H₂A**:



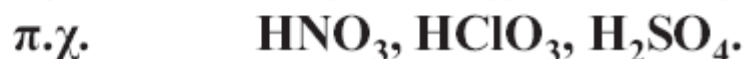
ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

γ) Πολυπρωτικά (ή πολυβασικά): Δίνουν περισσότερα από δύο H^+ από κάθε μόριο οξέος.
Δηλαδή έχουν τύπο H_xA με $x > 2$:



II) Ανάλογα με το αν περιέχουν οξυγόνο στο μόριό τους:

α) Οξυγονούχα οξέα: Είναι τα οξέα που περιέχουν οξυγόνο στο μόριό τους.
Δηλαδή, το A είναι οξυγονούχο πολυατομικό ανιόν.



β) Μή οξυγονούχα οξέα: Είναι τα οξέα που δεν περιέχουν οξυγόνο στο μόριό τους.
Δηλαδή το A είναι αμέταλλο ή κυάνιο.



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

III) Ανάλογα με το αν ιοντίζονται πλήρως ή μερικώς:

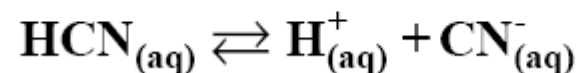
α) Ισχυρά οξέα: Είναι τα οξέα που ιοντίζονται πλήρως. Δηλαδή όταν διαλύονται στο νερό, όλα τα μόρια του οξέος μετατρέπονται σε ιόντα.

π.χ. $\text{HCl, HBr, HI, HNO}_3$



β) Ασθενή οξέα: Είναι τα οξέα που ιοντίζονται μερικώς. Δηλαδή όταν διαλύονται στο νερό, στο διάλυμα συνυπάρχουν μόρια του οξέος και ιόντα.

π.χ. $\text{H}_2\text{S, HCN, H}_3\text{PO}_4$



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Ονοματολογία οξέων:

Κατά την ονομασία των οξέων διακρίνουμε δύο περιπτώσεις:

1) Αν το οξύ είναι μη οξυγονούχο, δηλαδή, το A^{x-} είναι F^{-} , Cl^{-} , Br^{-} , I^{-} , S^{2-} ή CN^{-} , τότε το όνομα του οξέος H_xA είναι:

υδρο + όνομα **A**

π.χ.	HCl: υδροχλώριο	HBr: υδροβρώμιο
	H ₂ S: υδρόθειο	HI: υδροϊώδιο
	HCN: υδροκυάνιο	HF: υδροφθόριο

ΧΗΜΕΙΑ Α΄ ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Παρατηρήσεις:

α) Με βάση τις οδηγίες της IUPAC, η ονομασία του οξέος είναι:

υδρογόνο + όνομα Α

π.χ. HCl : υδρογόνο χλωρίδιο HF : υδρογόνο φθορίδιο
 H_2S : υδρογόνο σουλφίδιο HI : υδρογόνο ιωδίδιο
 HCN : υδρογόνο κυανίδιο HBr : υδρογόνο βρωμίδιο

β) Τα υδατικά διαλύματα αυτών των οξέων ονομάζονται:

υδρο + όνομα Α + ικό οξύ

π.χ. $\text{HCl}_{(\text{aq})}$: υδροχλωρικό οξύ $\text{HF}_{(\text{aq})}$: υδροφθορικό οξύ
 $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$: υδροθειικό οξύ $\text{HI}_{(\text{aq})}$: υδροϊωδικό οξύ
 $\text{HCN}_{(\text{aq})}$: υδροκυανικό οξύ $\text{HBr}_{(\text{aq})}$: υδροβρωμικό οξύ

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

II) Αν το οξύ είναι οξυγονούχο, δηλαδή, το A^{x-} είναι πολυατομικό ανιόν εκτός από OH^- και CN^- , τότε το όνομα του οξέος H_xA είναι:

όνομα A + οξύ

π.χ.	HNO_3 :	νιτρικό οξύ	H_3PO_4 :	φωσφορικό οξύ
	$HClO_4$:	υπερχλωρικό οξύ	H_2SO_3 :	θειώδες οξύ
	H_2SO_4 :	θειικό οξύ	$HMnO_4$:	υπερμαγγανικό οξύ
	H_2CO_3 :	ανθρακικό οξύ	HNO_2 :	νιτρώδες οξύ

Παρατήρηση:

Ορισμένα οξέα έχουν και κοινές ή εμπειρικές ονομασίες.

π.χ.	H_2SO_4 :	θειικό οξύ ή βιτριόλι
	HCl :	υδροχλώριο ή σπύρτο του άλατος
	HNO_3 :	νιτρικό οξύ ή ακουαφόρτε

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Βάσεις:

Όρισμός: Βάσεις χαρακτηρίζονται κατά τον Arrhenius οι ενώσεις που όταν διαλύονται στο νερό διίστανται και δίνουν ανιόντα υδροξειδίου (OH^-).

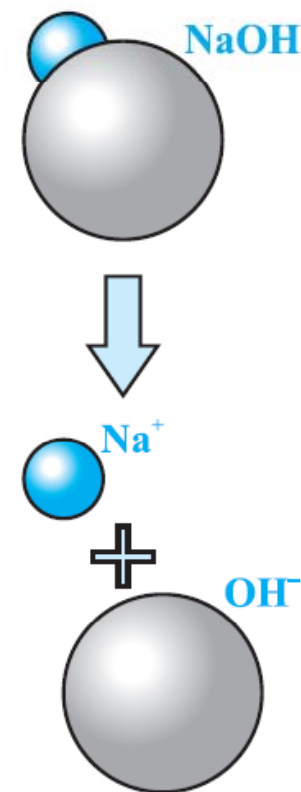
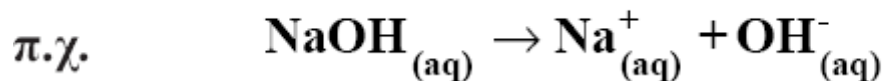
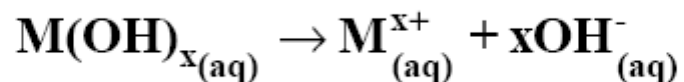
Γενικός τύπος:

Οι βάσεις έχουν γενικό τύπο $\text{M}(\text{OH})_x$ όπου:

M: είναι μέταλλο

x: ο αριθμός οξείδωσης του M ($x \leq 3$).

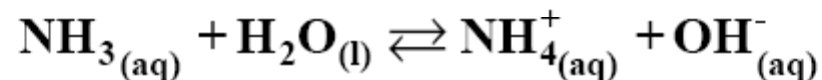
Οι βάσεις, όταν διαλύονται στο νερό, διίστανται και δίνουν ανιόντα υδροξειδίου:



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Παρατήρηση:

Στις βάσεις ανήκει και η **Αμμωνία (NH₃)** η οποία είναι ομοιοπολική ένωση και δεν ακολουθεί τον γενικό τύπο. Όταν διαλύεται στο νερό ιοντίζεται και **δίνει ανιόντα υδροξειδίου (OH⁻)**:



Παρατήρηση:

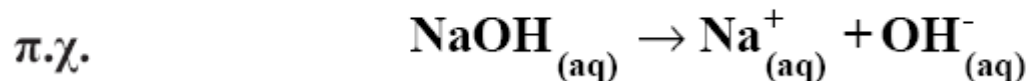
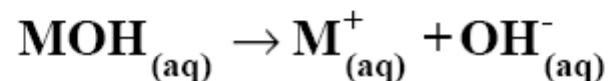
Κατά τη διάλυση τους στο νερό, οι ιοντικές ενώσεις (υδροξείδια μετάλλων, άλατα) δίστανται δηλαδή, καταστρέφεται ο κρύσταλλος και απελευθερώνονται τα προϋπάρχοντα ιόντα, ενώ οι ομοιοπολικές ενώσεις (οξέα, αμμωνία) ιοντίζονται, δηλαδή αντιδρούν με το νερό και έχουμε δημιουργία ιόντων.

Κατηγορίες Βάσεων:

1) Ανάλογα με τον αριθμό OH^- που δίνει κάθε μόριο τους όταν διαλύεται στο νερό:

α) **Μονοϋδροξυλικές** (ή μονόξινες): Δίνουν ένα OH^- από κάθε μόριο βάσης.

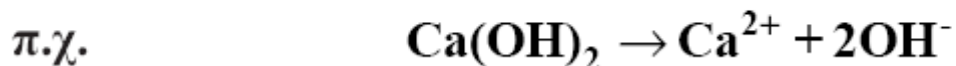
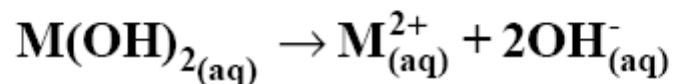
Δηλαδή έχουν τύπο **MOH**:



Μονοόξινη βάση είναι και η **Αμμωνία**.

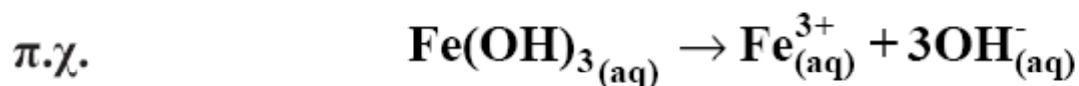
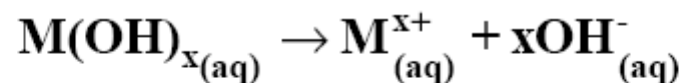
β) **Διυδροξυλικές** (ή δισόξινες): Δίνουν δύο OH^- από κάθε μόριο βάσης.

Δηλαδή έχουν τύπο **M(OH)₂**:



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

γ) **Πολυδροξυλικές** (ή πολυόξινες): Δίνουν περισσότερα από 2 OH⁻ από κάθε μόριο βάσης. Δηλαδή έχουν τύπο **M(OH)_x**, **x > 2**:

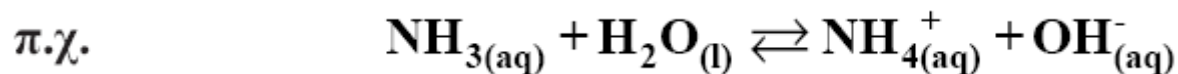


Π) **Ανάλογα με το αν διίστανται πλήρως ή μερικώς:**

α) **Ισχυρές βάσεις:** Είναι οι βάσεις που διίστανται πλήρως, π.χ. NaOH, KOH, Ba(OH)₂.



β) **Ασθενείς βάσεις:** Είναι οι βάσεις που δεν μετατρέπονται πλήρως σε ιόντα κατά την διάλυσή τους στο νερό, π.χ. NH₃.



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Ονοματολογία βάσεων:

Το όνομα της βάσης $M(OH)_x$ είναι:

υδροξείδιο + όνομα M

π.χ.

KOH : υδροξείδιο του καλίου

$Ca(OH)_2$: υδροξείδιο του ασβεστίου

$Ba(OH)_2$: υδροξείδιο του βαρίου

Ορισμένες παρατηρήσεις που μπορούν να γίνουν πάνω στην ονοματολογία βάσεων είναι:

α) Όταν το μέταλλο έχει περισσότερους από ένα αριθμό οξείδωσης, αυτός δηλώνεται με ένα λατινικό αριθμό στο τέλος του ονόματος.

π.χ.

$Fe(OH)_3$: υδροξείδιο του σιδήρου **III**

$Fe(OH)_2$: υδροξείδιο του σιδήρου **II**

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

$\text{Cu}(\text{OH})_2$: υδροξείδιο του χαλκού **II**

CuOH : υδροξείδιο του χαλκού **I**

β) Με βάση τις οδηγίες της IUPAC, η ονομασία των βάσεων είναι:

Όνομα **M** + υδροξείδιο

π.χ. NaOH : νάτριο υδροξείδιο
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$: σίδηρος (III) υδροξείδιο

γ) Ορισμένες βάσεις έχουν και εμπειρικές ονομασίες.

NaOH: υδροξείδιο του νατρίου ή **καυστικό νάτριο** ή **καυστική σόδα**.

KOH: υδροξείδιο του καλίου ή **καυστικό κάλιο** ή **καυστική ποτάσα**.

Ιδιότητες οξέων – βάσεων:

Όξιнос χαρακτήρας:

Όλα τα υδατικά διαλύματα των οξέων περιέχουν κατιόντα υδρογόνου με αποτέλεσμα να παρουσιάζουν μια σειρά από κοινές ιδιότητες που ονομάζονται **όξιнос χαρακτήρας**. Οι κοινές ιδιότητες των υδατικών διαλυμάτων των οξέων είναι:

α) Έχουν ξινή γεύση.

β) Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών:

Δείκτες ονομάζονται οι ουσίες που αλλάζουν χρώμα, ανάλογα με το αν το περιβάλλον στο οποίο βρίσκονται είναι όξινο ή βασικό. Με τη βοήθεια τους μπορούμε να καταλάβουμε αν ένα διάλυμα περιέχει οξύ ή βάση.

π.χ. **Φαινολοφθαλεΐνη:**

Άχρωμη σε διάλυμα οξέος, κόκκινη σε διάλυμα βάσης.

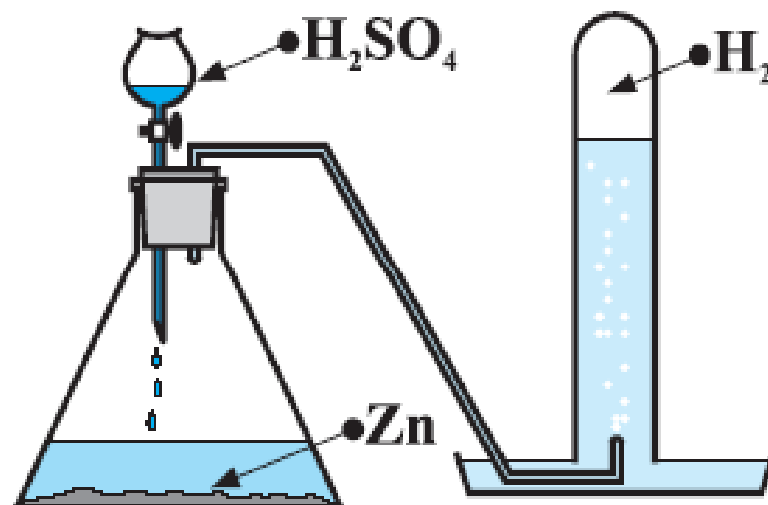
Βάμμα του ηλιοτροπίου:

Κόκκινο σε διάλυμα οξέος, μπλέ σε διάλυμα βάσης.

ΧΗΜΕΙΑ Α΄ ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

γ) Αντιδρούν με ορισμένα μέταλλα:

Τα οξέα αντιδρούν με δραστικά μέταλλα και παράγεται αλάτι ενώ ταυτόχρονα απελευθερώνεται αέριο υδρογόνο:



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

δ) Αντιδρούν με βάσεις:

Η αντίδραση ενός οξέος με μία βάση ονομάζεται **εξουδετέρωση**. Τα προϊόντα της αντίδρασης είναι **αλάτι** και **νερό**. Στην εξουδετέρωση, **κατιόντα H^+** και **ανιόντα OH^-** σχηματίζουν μόρια νερού.



Στην εξουδετέρωση, ιόντα H^+ αντιδρούν με ιόντα OH^- και σχηματίζουν μόρια H_2O . Τα ιόντα Na^+ και Cl^- δεν συμμετέχουν στην αντίδραση.

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

ε) Άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα:

Τα οξέα είναι **ηλεκτρολύτες**, γι' αυτό και τα υδατικά τους διαλύματα **επιτρέπουν τη διέλευση του ηλεκτρικού ρεύματος**.

Κατά τη διαβίβαση συνεχούς ηλεκτρικού ρεύματος από ένα διάλυμα ηλεκτρολύτη, λαμβάνουν χώρα ένα σύνολο χημικών αντιδράσεων. Η διαδικασία αυτή ονομάζεται **ηλεκτρόλυση**. Κατά την ηλεκτρόλυση διαλύματος οξέος, **απελευθερώνεται στο αρνητικό ηλεκτρόδιο (κάθοδος) αέριο υδρογόνο**.

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Βασικός χαρακτήρας:

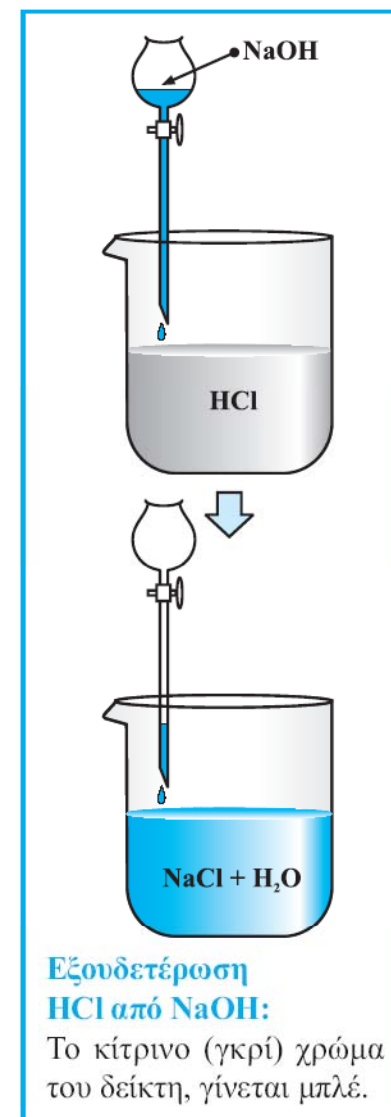
Τα υδατικά διαλύματα των βάσεων, περιέχουν όλα ανιόντα OH^- . Αυτό έχει σαν αποτέλεσμα να παρουσιάζουν μια σειρά από κοινές ιδιότητες που ονομάζονται **βασικός** ή **αλκαλικός χαρακτήρας**.

Οι κοινές ιδιότητες των βασικών διαλυμάτων είναι:

- α) Έχουν καυστική γεύση και σαπωνοειδή αφή.
- β) Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών.
- γ) Αντιδρούν με τα οξέα (εξουδετέρωση).



- δ) Τα υδατικά διαλύματα των βάσεων και τα τήγματα τους, άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα. Κατά την ηλεκτρόλυση διαλύματος βάσης απελευθερώνεται στον θετικό πόλο (άνοδος), αέριο οξυγόνο.



ΧΗΜΕΙΑ Α΄ ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Το πε – χά (pH):

Σε όλα τα υδατικά διαλύματα συνυπάρχουν κατιόντα H^+ και ανιόντα OH^- . Αν ένα διάλυμα είναι όξινο ή βασικό, εξαρτάται από τις ποσότητες των ιόντων αυτών:

- **Όξινο διάλυμα:**

Τα H^+ είναι **περισσότερα** από τα OH^- .

- **Βασικό διάλυμα:**

Τα H^+ είναι **λιγότερα** από τα OH^- .

- **Ουδέτερο διάλυμα:**

Τα H^+ είναι **ίσα** με τα OH^- .

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Για να μετρήσουμε την οξύτητα ή τη βασικότητα ενός διαλύματος χρησιμοποιούμε την **κλίμακα του pH**. Η τιμή του pH ενός διαλύματος εξαρτάται από τα κατιόντα H^+ που υπάρχουν στο διάλυμα. Οι τιμές του pH για υδατικά διαλύματα θερμοκρασίας $25\text{ }^\circ\text{C}$ είναι από 0 έως 14. Όταν:

α) $\text{pH} < 7$: Το διάλυμα είναι **όξινο**.

β) $\text{pH} = 7$: Το διάλυμα είναι **ουδέτερο**.

γ) $\text{pH} > 7$: Το διάλυμα είναι **βασικό**.



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Όσο μεγαλύτερη είναι η συγκέντρωση των ιόντων H^+ , τόσο μικρότερο είναι το pH του διαλύματος και τόσο πιο όξινο είναι το διάλυμα. Αντίθετα, όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή του pH, τόσο πιο βασικό είναι το διάλυμα.

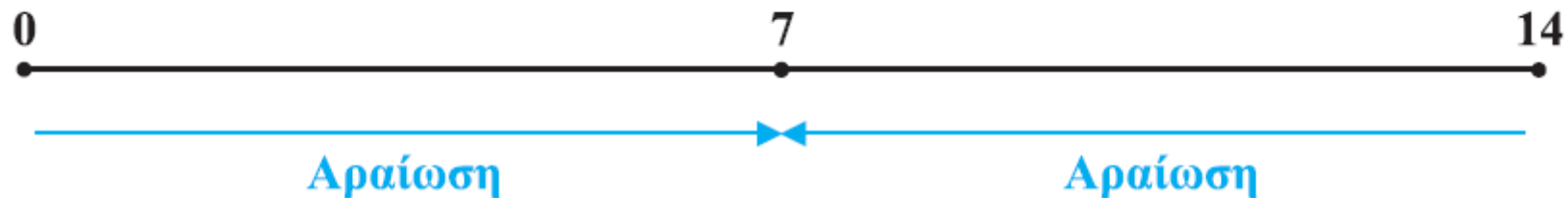
Η μέτρηση του pH γίνεται:

α) Κατά προσέγγιση με το πεχαμετρικό χαρτί.

β) Με ακρίβεια με τη χρήση του πεχάμετρου

Παρατήρηση:

Κατά την αραίωση ενός διαλύματος, δηλαδή κατά την προσθήκη διαλύτη, το pH του διαλύματος τείνει προς το 7, ανεξάρτητα από το αν αυτό είναι όξινο ή βασικό.



ΧΗΜΕΙΑ Α΄ ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Οξείδια:

Ορισμός: Οξείδια είναι οι δυαδικές ενώσεις των στοιχείων με το οξυγόνο.

Γενικός τύπος:

Τα οξείδια έχουν γενικό τύπο $\Sigma_2\text{O}_x$ όπου:

Σ : Κάποιο στοιχείο, μέταλλο ή αμέταλλο και X : Ο αριθμός οξείδωσης του Σ .

Ονοματολογία οξειδίων:

Το όνομα ενός οξειδίου $\Sigma_2\text{O}_x$ είναι:

οξείδιο του Σ

π.χ. CaO : οξείδιο του ασβεστίου
 Na_2O : οξείδιο του νατρίου

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Όταν έχουμε οξείδιο μετάλλου με πολλούς αριθμούς οξείδωσης, τότε αυτός δηλώνεται με έναν λατινικό αριθμό στο τέλος του ονόματος:

π.χ. FeO : οξείδιο του σιδήρου **II**

Όταν ένα αμέταλλο στοιχείο έχει πολλούς αριθμούς οξείδωσης, σχηματίζει διάφορα οξείδια, τα οποία διακρίνονται με πρόταξη στο όνομά τους του αριθμητικού μονο-, δι-, τρι-, κ.λπ. που δηλώνει τον αριθμό των ατόμων του οξυγόνου.

π.χ. CO : **μονο**οξείδιο του άνθρακα

CO_2 : **διο**οξείδιο του άνθρακα

Παρατήρηση:

Με βάση τις οδηγίες της IUPAC τα οξείδια ονομάζονται:

όνομα **Σ** + **οξείδιο**

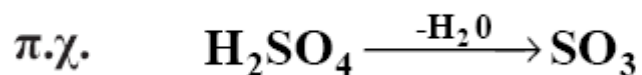
π.χ. CaO : **ασβέστιο οξείδιο**

Κατηγορίες οξειδίων:

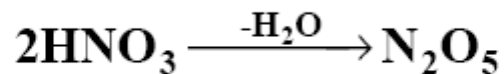
Τα οξείδια, ανάλογα με τη χημική τους συμπεριφορά, διακρίνονται σε όξινα, βασικά και επαμφοτερίζοντα οξείδια.

α) Όξινα οξείδια (ή ανυδρίτες οξέων):

Είναι κυρίως οξείδια αμετάλλων και μπορούν να προέλθουν από τα αντίστοιχα οξυγονούχα οξέα με πλήρη αφυδάτωση.

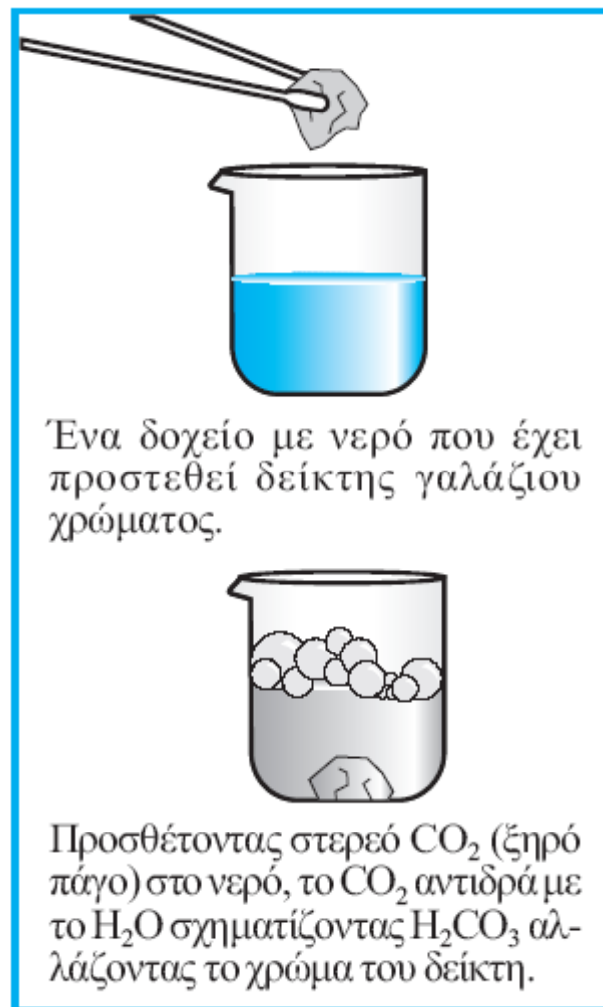


Άρα το SO_3 είναι ανυδρίτης του H_2SO_4 .

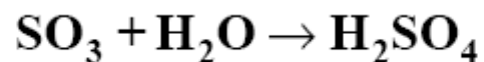


Άρα το N_2O_5 είναι ανυδρίτης του HNO_3 .

Τα όξινα οξείδια όταν αντιδρούν με το νερό σχηματίζουν τα αντίστοιχα οξέα:



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3



Για να βρούμε τον ανυδρίτη ενός οξέος υπολογίζουμε τον αριθμό οξείδωσης του κεντρικού στοιχείου του οξέος και στη συνέχεια γράφουμε το οξείδιο του στοιχείου με τον αριθμό οξείδωσης που υπολογίσαμε.

Παράδειγμα:

Να βρεθεί ο ανυδρίτης του HClO_4 .

Λύση:

Έστω: x ο αριθμός οξείδωσης του Cl

$$\text{Ισχύει: } 1 \cdot \text{A.O.}_\text{H} + 1 \cdot \text{A.O.}_\text{Cl} + 4 \cdot \text{A.O.}_\text{O} = 0 \Leftrightarrow 1 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0 \Leftrightarrow$$

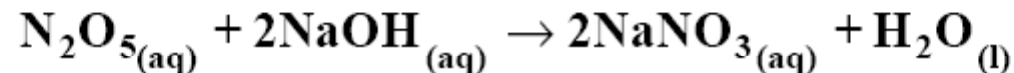
$$x = +7$$

Το Cl έχει αριθμό οξείδωσης +7, άρα, ο ανυδρίτης του οξέος είναι το Cl_2O_7 .

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Παρατήρηση:

Τα όξινα οξειδία έχουν χημική συμπεριφορά ανάλογη με τα οξέα των οποίων είναι ανυδρίτες, π.χ. αντιδρούν με βάσεις:

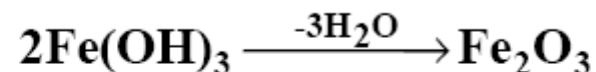


β) Βασικά οξειδία (ή ανυδρίτες βάσεων):

Είναι οξειδία μετάλλων και μπορούν να προέλθουν από βάσεις, με πλήρη αφυδάτωση.



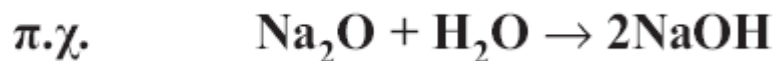
Άρα το CaO είναι ανυδρίτης του $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



Άρα το Fe_2O_3 είναι ανυδρίτης του $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Μερικά από τα βασικά οξειδία (Na_2O , K_2O , BaO , CaO) όταν αντιδρούν με το νερό, σχηματίζουν τις αντίστοιχες βάσεις:



Η βάση και ο ανυδρίτης περιέχουν το μέταλλο με τον ίδιο αριθμό οξείδωσης, έτσι μπορούμε εύκολα να βρούμε τον ανυδρίτη μιας βάσης:

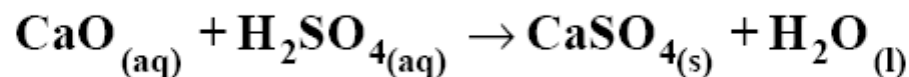
NaOH : Το Na έχει Α.Ο. = +1, άρα ανυδρίτης του NaOH είναι το Na_2O .

Mg(OH)_2 : Το Mg έχει Α.Ο. = +2, άρα ανυδρίτης του Mg(OH)_2 είναι το MgO .

Fe(OH)_3 : Ο Fe έχει Α.Ο. = +3, άρα ανυδρίτης του Fe(OH)_3 είναι το Fe_2O_3 .

Παρατήρηση:

Η χημική συμπεριφορά των βασικών οξειδίων είναι ανάλογη με αυτή των αντιστοιχών βάσεων τους, π.χ. αντιδρούν με τα οξέα:



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

γ) Επαμφοτερίζοντα οξείδια:

Είναι τα οξείδια που μπορούν να συμπεριφέρονται και σαν όξινα (παρουσία βάσης) και σαν βασικά (παρουσία οξέος). Τα πιο συνηθισμένα επαμφοτερίζοντα οξείδια είναι:



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Άλατα:

Ορισμός: Τα άλατα είναι ιοντικές ενώσεις που περιέχουν κατιόν **M** (μέταλλο ή πολυατομικό κατιόν) και ανιόν **A** (αμέταλλο πλήν του O^{2-} ή πολυατομικό ανιόν πλην του OH^-).

Γενικός τύπος:

Τα άλατα έχουν γενικό τύπο $M_\psi A_x$ όπου:

M^{x+} : κατιόν μετάλλου ή πολυατομικό κατιόν (NH_4^+).

$A^{\psi-}$: ανιόν αμετάλλου (πλήν του O^{2-}) ή πολυατομικό ανιόν (πλην του OH^-).

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Ονοματολογία αλάτων:

Κατά την ονοματολογία των αλάτων διακρίνουμε δύο περιπτώσεις:

α) Μη οξυγονούχα άλατα:

Το **A** είναι ανιόν αμετάλλο ή CN^- , στην περίπτωση αυτή το όνομα ενός άλατος M_ψA_x είναι:

όνομα **A** - ούχο(ς) + όνομα **M**

π.χ. NaCl : **χλωριούχο νάτριο**

β) Οξυγονούχα άλατα:

Το **A** είναι πολυατομικό ανιόν που περιέχει οξυγόνο, στην περίπτωση αυτή το όνομα του άλατος M_ψA_x είναι:

όνομα **A** + όνομα **M**

π.χ. Na_2SO_4 : **θεικό νάτριο**

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Παρατηρήσεις:

1. Όταν το μέταλλο έχει πολλούς αριθμούς οξείδωσης, αυτός δηλώνεται με ένα λατινικό αριθμό στο τέλος του ονόματος.

π.χ. FeS : θειούχος σίδηρος **II**
 CuNO_3 : νιτρικός χαλκός **I**
 $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$: ανθρακικός σίδηρος **III**

2. Όταν τα άλατα ονομάζονται σύμφωνα με τις οδηγίες της IUPAC, τότε το όνομα άλατος M_ψA_x είναι:

όνομα **M** + όνομα **A**

π.χ. Na_2S : **νάτριο σουλφίδιο**
 KClO_3 : **κάλιο χλωρικό**
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: **σίδηρος (III) θειικός**

Κατηγορίες αλάτων:

α) Ουδέτερα άλατα:

Προέρχονται από πλήρη εξουδετέρωση οξέος με βάση. Στο μόριό τους δεν υπάρχει υδρογόνο ή υδροξείδιο.

β) Όξινα άλατα:

Είναι άλατα που περιέχουν πολυατομικά ιόντα που έχουν υδρογόνο. Προκύπτουν από την μερική εξουδετέρωση πολυπρωτικού οξέος από βάση.

π.χ. NaHCO_3 : όξινο ανθρακικό νάτριο

γ) Βασικά άλατα:

Είναι τα άλατα που περιέχουν στο μόριό τους υδροξείδιο, προέρχονται από την μερική εξουδετέρωση πολυόξινων βάσεων με οξύ.

π.χ. Mg(OH)Cl : βασικό χλωριούχο μαγνήσιο

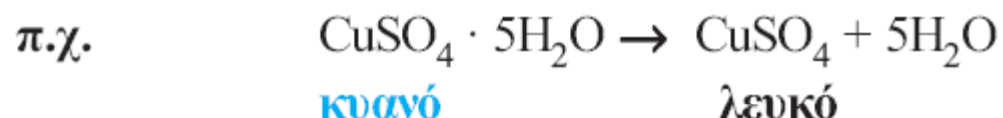
δ) Μικτά άλατα:

Είναι τα άλατα που περιέχουν δύο ή περισσότερα είδη κατιόντων ή ανιόντων.

π.χ. KNaSO_4 : θειικό κάλιο νάτριο

ε) Ένυδρα άλατα:

Είναι τα άλατα που κατά την κρυστάλλωσή τους συγκρατούν μόρια νερού. Το νερό αυτό λέγεται κρυσταλλικό νερό και απομακρύνεται με θέρμανση.



Ιδιότητες αλάτων:

Τα άλατα είναι ιοντικές ενώσεις, για αυτό και έχουν τις παρακάτω ιδιότητες:

- α) Είναι στερεά με υψηλά σημεία τήξης. β) Είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες
γ) Τα περισσότερα είναι ευδιάλυτα στο νερό.

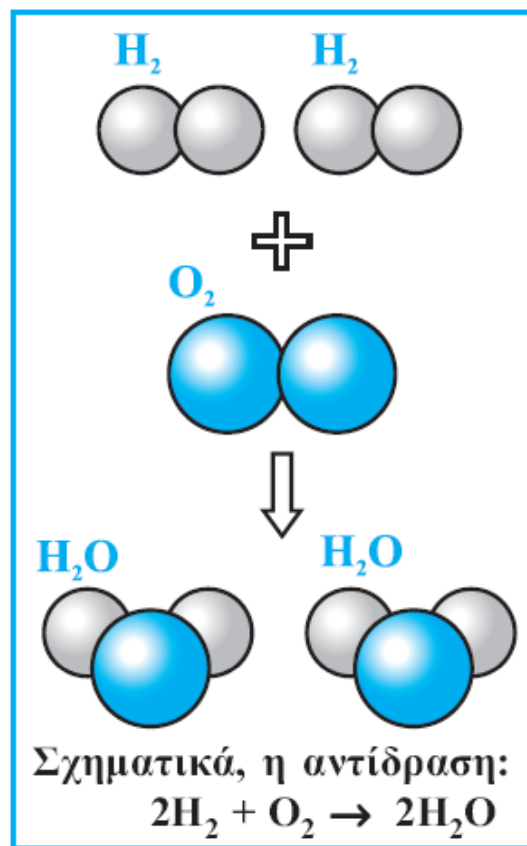
Χημικές αντιδράσεις:

Ορισμός: Χημικές αντιδράσεις ή χημικά φαινόμενα χαρακτηρίζονται οι μεταβολές στις οποίες από ορισμένα αρχικά σώματα (αντιδρώντα) δημιουργούνται νέα (προϊόντα) με διαφορετικές ιδιότητες.

Όταν γίνεται μια χημική αντίδραση, δεν μεταβάλλεται το είδος και ο αριθμός των ατόμων που παίρνουν μέρος σ' αυτή, αλλά “σπάνε” οι αρχικοί δεσμοί μεταξύ των ατόμων και δημιουργούνται νέοι.

Στις χημικές αντιδράσεις ισχύει και ο νόμος διατήρησης της μάζας που διατυπώθηκε από τον **Lavoisier**:

“Σε κάθε χημική αντίδραση, η μάζα των αντιδρόντων είναι ίση με τη μάζα των προϊόντων”.



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Χημικές εξισώσεις:

Κάθε χημική αντίδραση συμβολίζεται με μία χημική εξίσωση. Οι χημικές εξισώσεις είναι ποιοτικές και ποσοτικές εκφράσεις των χημικών αντιδράσεων.

Σε κάθε χημική εξίσωση διακρίνουμε δύο μέρη τα οποία συνδέονται με ένα βέλος. Τα αντιδρώντα γράφονται στο πρώτο μέρος ενώ τα προϊόντα γράφονται στο δεύτερο:

Αντιδρώντα → Προϊόντα

Για να είναι σωστή μια χημική εξίσωση πρέπει:

- α) Να παριστάνει ένα πραγματοποιήσιμο χημικό φαινόμενο.
- β) Το είδος και ο αριθμός των ατόμων ενός στοιχείου που υπάρχει στα αντιδρώντα να υπάρχει και στα προϊόντα.
- γ) Να υπάρχει ισότητα ηλεκτρικών φορτίων στα αντιδρώντα και στα προϊόντα.

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Σε πολλές χημικές εξισώσεις σημειώνεται και η φυσική κατάσταση των ουσιών που συμμετέχουν σε αυτές, τα σύμβολα που χρησιμοποιούνται είναι:

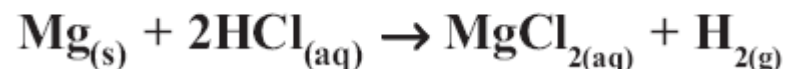
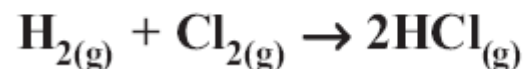
(g) ή ↑	: αέριο
(l)	: υγρό
(s)	: στερεό
↓	: ίζημα
(aq)	: συστατικό υδατικού διαλύματος

Όταν το χημικό φαινόμενο πραγματοποιείται παρουσία καταλύτη ή με θέρμανση, αυτό αναγράφεται στο βέλος της χημικής εξίσωσης:

$\xrightarrow{\Delta}$ ή $\xrightarrow{\theta}$: η αντίδραση γίνεται με θέρμανση.

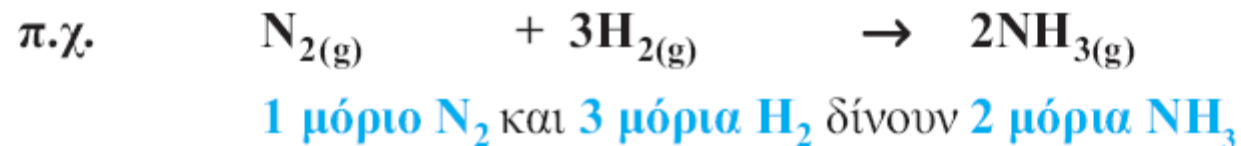
\xrightarrow{X} : η αντίδραση γίνεται με παρουσία της ουσίας X.

Παραδείγματα:



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Για να εξασφαλίσουμε ότι ο αριθμός των ατόμων κάθε στοιχείου είναι ίδιος στα αντιδρώντα και στα προϊόντα, σημειώνουμε συντελεστές στα δύο μέρη της εξίσωσης. Οι αριθμοί αυτοί δηλώνουν την αναλογία με την οποία συμμετέχει το κάθε σώμα στην αντίδραση. Κάθε χημική εξίσωση, γραμμένη σωστά με τους συντελεστές της, λέμε ότι είναι ισοσταθμισμένη.



Θεωρία των συγκρούσεων:

Σύμφωνα με τη θεωρία των συγκρούσεων, για να πραγματοποιηθεί μία αντίδραση, πρέπει τα σωματίδια των αντιδρώντων (άτομα, μόρια ή ιόντα) να συγκρουστούν μεταξύ τους ώστε να γίνει ανακατανομή ή μετάθεση δεσμών και να σχηματιστούν τα προϊόντα. Από τις συγκρούσεις που πραγματοποιούνται ένας πολύ μικρός αριθμός δίνει προϊόντα. Οι συγκρούσεις αυτές ονομάζονται **αποτελεσματικές**.

Για να είναι μια σύγκρουση αποτελεσματική πρέπει τα συγκρουόμενα σωματίδια να έχουν τη στιγμή της σύγκρουσης:

- α) Τον κατάλληλο προσανατολισμό.
- β) Μια ορισμένη ελάχιστη κινητική ενέργεια για να γίνει η χημική αντίδραση. Η ελάχιστη αυτή κινητική ενέργεια ονομάζεται **ενέργεια ενεργοποίησης**.

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Ταχύτητα αντίδρασης:

Ορισμός: Ταχύτητα αντίδρασης ορίζεται η μεταβολή της συγκέντρωσης ενός από τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα στη μονάδα του χρόνου.

Οι παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα μίας αντίδρασης είναι:

I) Η συγκέντρωση των αντιδρώντων

II) Η θερμοκρασία

III) Οι καταλύτες

IV) Επιφάνεια επαφή των στερεών αντιδρώντων σωμάτων

V) Η πίεση

Ενδόθερμες και εξώθερμες αντιδράσεις:

Ενδόθερμες αντιδράσεις:

Ονομάζονται οι αντιδράσεις που απορροφούν θερμότητα από το περιβάλλον.

Στις αντιδράσεις αυτές τα προϊόντα έχουν υψηλότερη ενέργεια από τα αντιδρώντα.

Εξώθερμες αντιδράσεις:

Ονομάζονται οι αντιδράσεις που ελευθερώνουν θερμότητα στο περιβάλλον.

Στις αντιδράσεις αυτές τα προϊόντα έχουν χαμηλότερη ενέργεια από τα αντιδρώντα.

Απόδοση αντίδρασης:

Ορισμός: Απόδοση αντίδρασης είναι ο λόγος της ποσότητας ενός από τα προϊόντα που παίρνουμε στην πράξη, προς την ποσότητα που θα παίρναμε θεωρητικά. Η απόδοση συνήθως εκφράζεται επί τοις εκατό (%) και παίρνει τιμές από 0% μέχρι 100%.

$$A\% = \frac{\text{ποσότητα προϊόντος πρακτική}}{\text{ποσότητα προϊόντος θεωρητική}} \cdot 100$$

Ταξινόμηση των αντιδράσεων:

Οι χημικές αντιδράσεις που θα συναντήσουμε μπορούν να ταξινομηθούν σε δύο μεγάλες κατηγορίες, τις οξειδοαναγωγικές και τις μεταθετικές.

Οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις:

Ορισμός: οξειδοαναγωγικές είναι οι αντιδράσεις στις οποίες μεταβάλλεται ο αριθμός οξείδωσης ορισμένων από τα στοιχεία που συμμετέχουν.



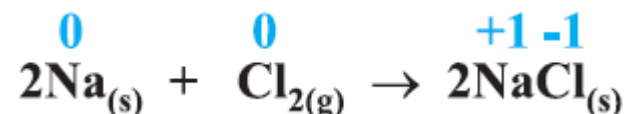
Οξειδοαναγωγικές είναι οι αντιδράσεις:

- α) Σύνθεσης
- β) Αποσύνθεσης ή διάσπασης
- γ) Απλής αντικατάστασης
- δ) Πολύπλοκης μορφής

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

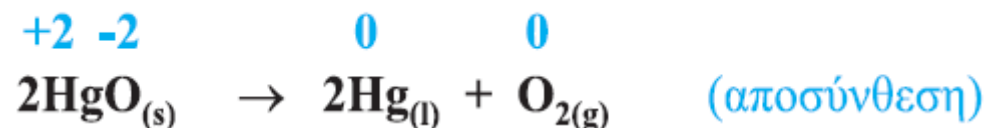
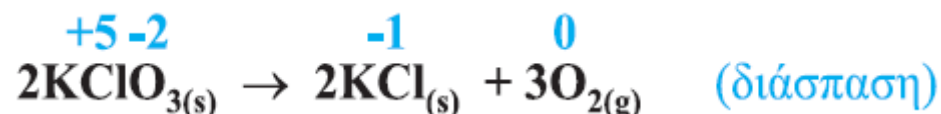
α) Αντιδράσεις σύνθεσης:

Είναι οι αντιδράσεις στις οποίες δύο ή περισσότερες χημικές ουσίες ενώνονται και δίνουν μία χημική ένωση.



β) Αντιδράσεις αποσύνθεσης ή διάσπασης:

Είναι οι αντιδράσεις στις οποίες μία χημική ένωση διασπάται σε απλούστερες χημικές ουσίες (διάσπαση) ή στα στοιχεία της (αποσύνθεση).



γ) Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης:

Είναι οι αντιδράσεις στις οποίες ένα στοιχείο (μέταλλο ή αμέταλλο) αντικαθιστά ένα άλλο που βρίσκεται σε μία ένωσή του.

Οι αντιδράσεις απλής αντικατάστασης πραγματοποιούνται σύμφωνα με τα παρακάτω γενικά σχήματα:

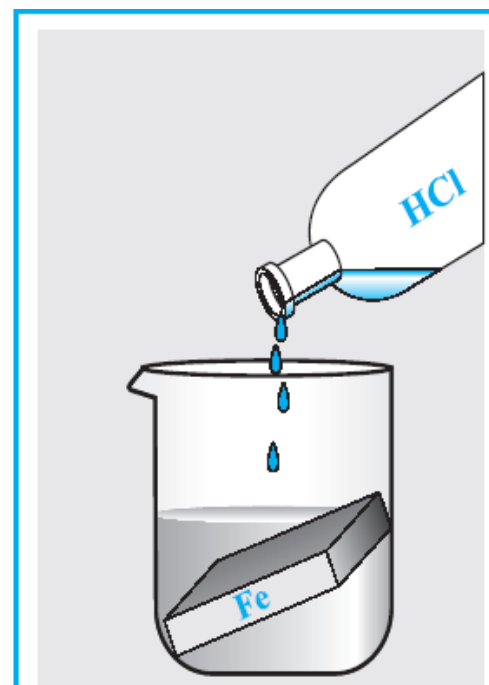
1. Αντικατάσταση μετάλλου ή υδρογόνου (Θ) από άλλο μέταλλο (M):



2. Αντικατάσταση αμέταλλου (A') από άλλο αμέταλλο (A):



Για να γίνει μία αντίδραση απλής αντικατάστασης θα πρέπει το M να είναι δραστικότερο του Θ ή το A δραστικότερο του A' .



Σίδηρος αντιδρά με διάλυμα HCl. Ο Fe^0 μεταβάλλει τον αριθμό οξείδωσης του και μετατρέπεται σε $FeCl_2$ με Α.Ο. = +2.

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Στους παρακάτω πίνακες αναγράφονται ορισμένα μέταλλα και αμέταλλα κατά σειρά ελλατούμενης δραστηριότητας:

Μέταλλα:

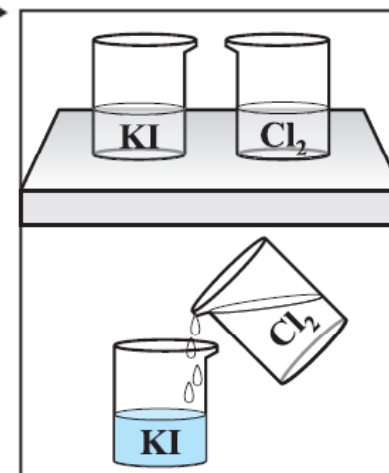
K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----

Ελλάτωση δραστηριότητας 

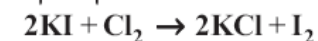
Αμέταλλα:

F ₂	Cl ₂	Br ₂	O ₂	I ₂	S
----------------	-----------------	-----------------	----------------	----------------	---

Κάθε στοιχείο (μέταλλο ή αμέταλλο) μπορεί και αντικαθιστά στις διάφορες ενώσεις τους όλα τα στοιχεία που βρίσκονται μετά από αυτό στη σειρά δραστηριότητας. Είναι προφανές ότι για να συμπληρώσουμε μία αντίδραση απλής αντικατάστασης θα πρέπει να γνωρίζουμε τις σειρές δραστηριότητας μετάλλων και αμετάλλων.



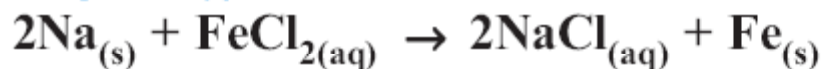
Το Cl₂ αντικαθιστά το I⁻ και το μετατρέπει σε I₂ σύμφωνα με την αντίδραση:



Το χλώριο είναι πιο ηλεκτραρνητικό από το ιώδιο.

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Παραδείγματα:

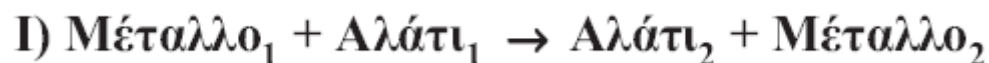


Η αντίδραση πραγματοποιείται **γιατι το Na είναι δραστικότερο του Fe.**

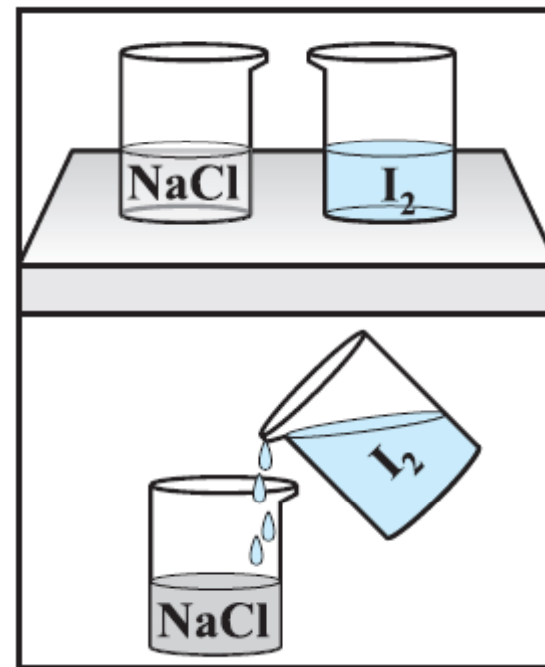
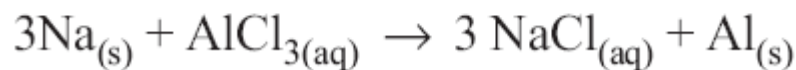
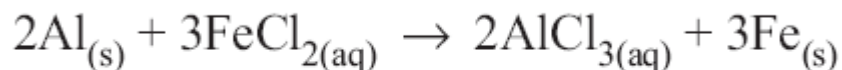


Η αντίδραση δεν πραγματοποιείται **γιατι ο Fe είναι λιγότερο δραστικός από τον Mg.**

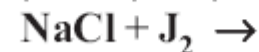
Οι σημαντικότερες περιπτώσεις αντιδράσεων απλής αντικατάστασης είναι οι παρακάτω:



Παραδείγματα:



Το I_2 δεν αντικαθιστά το Cl^- .
Δηλαδή η αντίδραση:



δεν γίνεται.

ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

II) Μέταλλο + Οξύ → Αλάτι + Υδρογόνο

Το υδρογόνο του οξέος αντικαθίσταται από κάποιο δραστικότερο μέταλλο.

Παραδείγματα:

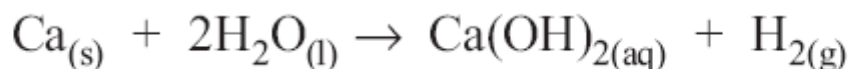
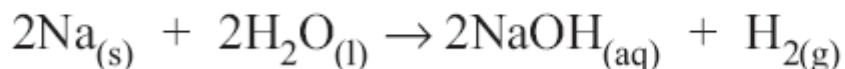


III) Αντιδράσεις μετάλλου με νερό:

α) Δραστικό μέταλλο + H₂O → Βάση + Υδρογόνο

Τα πιο δραστικά μέταλλα (K, Ba, Ca, Na) αντιδρούν με το νερό και δίνουν βάση και αέριο υδρογόνο.

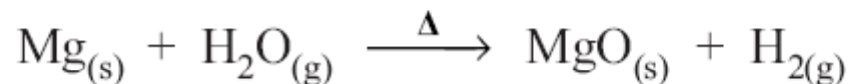
Παραδείγματα:



β) Μέταλλο + H₂O → Οξείδιο του μετάλλου + Υδρογόνο

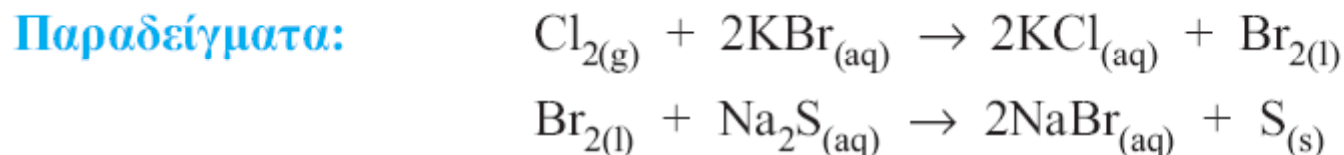
Τα υπόλοιπα μέταλλα πιο δραστικά του υδρογόνου, αντιδρούν με υδρατμούς υψηλής θερμοκρασίας και δίνουν οξείδιο του μετάλλου και υδρογόνο.

Παράδειγμα:



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

IV) Αντικατάσταση αμετάλλου δυαδικής ένωσης από δραστικότερο αμέταλλο:



Μεταθετικές αντιδράσεις:

Ορισμός: Μεταθετικές είναι οι αντιδράσεις στις οποίες δεν μεταβάλλεται ο αριθμός οξείδωσης σε κανένα από τα στοιχεία που συμμετέχουν.



Παρατηρούμε ότι όλα τα χημικά στοιχεία έχουν τον ίδιο αριθμό οξείδωσης στα αντιδρώντα και στα προϊόντα.

Μεταθετικές είναι οι αντιδράσεις:

A) Διπλής αντικατάστασης

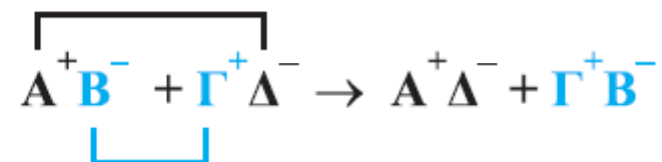
B) Εξουδετέρωσης

Μεταθετικές είναι και ορισμένες αντιδράσεις:



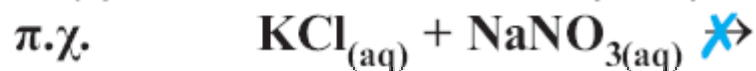
Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης:

Ορισμός: Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης χαρακτηρίζονται οι μεταθετικές αντιδράσεις μεταξύ υδατικών διαλυμάτων, οξέων, βάσεων και αλάτων στις οποίες γίνεται ανταλλαγή ιόντων. Είναι της μορφής:



Για να πραγματοποιηθεί μία αντίδραση διπλής αντικατάστασης θα πρέπει κάποιο από τα προϊόντα να:

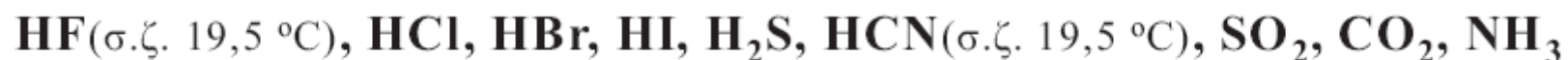
- 1) Απομακρύνεται ως αέριο.
- 2) Καταβυθίζεται ως ίζημα
- 3) Είναι ελάχιστα ιοντιζόμενο σώμα όπως το νερό ή ασθενές οξύ ή ασθενής βάση.
Δηλαδή, να απομακρύνεται ένα από τα προϊόντα της αντίδρασης ή να είναι νερό.
Όταν δεν συμβαίνει κάτι τέτοιο, αντίδραση δεν πραγματοποιείται.



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Σχηματισμός αερίου:

Τα κυριότερα αέρια τα οποία εμφανίζονται στις αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης είναι:



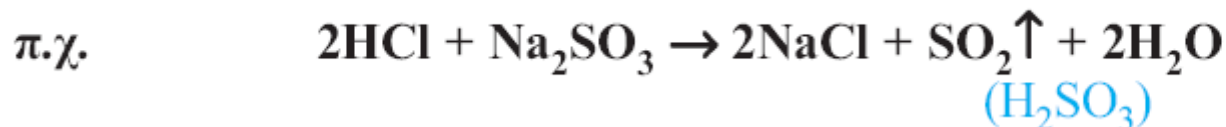
Όλα τα παραπάνω αέρια είναι ευδιάλυτα στο νερό (εκτός από τα ελάχιστα διαλυτά CO_2 και H_2S) και έτσι προκύπτει ότι οι αντιδράσεις σχηματισμού τους πρέπει να γίνονται σε αυξημένη θερμοκρασία ώστε να ελατώνεται η διαλυτότητά τους και να φεύγουν σαν αέρια.

Παρατήρηση:

Όταν σχηματίζονται H_2CO_3 ή H_2SO_3 διασπώνται και προκύπτουν οι ανυδρίτες και νερό:



Επίσης όταν σχηματίζεται η υποθετική ένωση NH_4OH στη θέση της γράφουμε:



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Σχηματισμός ιζήματος:

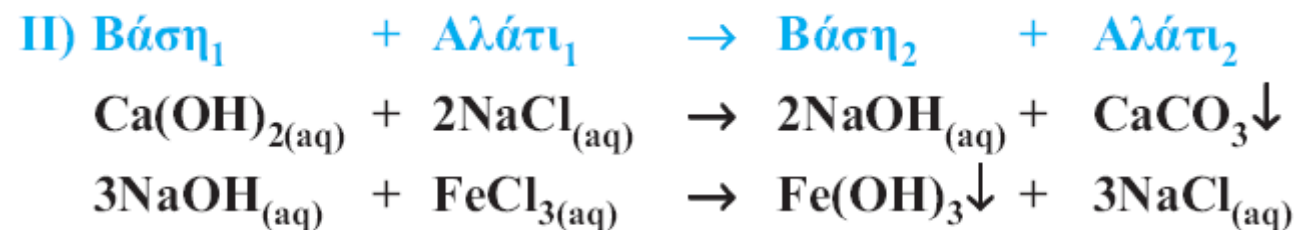
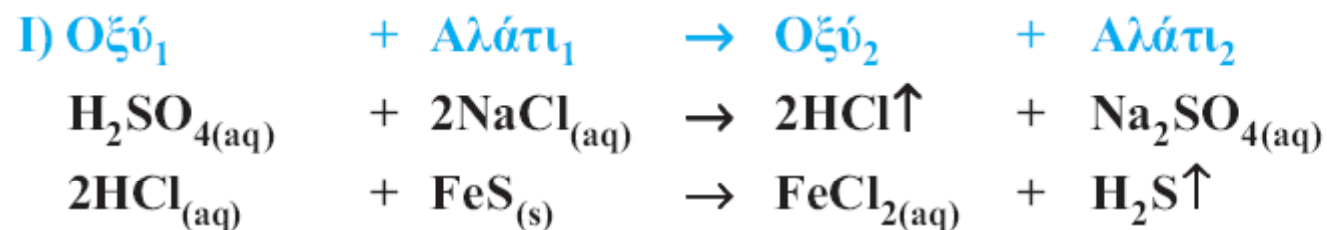
Πρέπει να γνωρίζουμε ότι ηλεκτρολύτες τελείως αδιάλυτοι στο νερό δεν υπάρχουν. Θεωρούνται ιζήματα (δυσδιάλυτοι) εκείνοι που η διαλυτότητά τους είναι μικρότερη από 0,1 g ανά 100 g H₂O.

Πίνακας διαλυτότητας ενώσεων (υδατικά διαλύματα)			
1. Οξέα			
Είναι όλα ευδιάλυτα, εκτός από τα H ₃ BO ₃ , H ₂ SnO ₃ , H ₂ SiO ₃ (SiO ₂ + H ₂ O)			
2. Βάσεις			
Είναι όλες δυσδιάλυτες (ιζημα), εκτός από τις: LiOH, KOH, NaOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂			
3. Άλατα			
Ευδιάλυτα		Εξαιρέσεις (ιζήματα)	
1. Τα όξινα	Άλατα	—	
2. Τα νιτρικά	» (NO ₃ ⁻)	—	
3. Τα χλωρικά	» (ClO ₃ ⁻)	—	
4. Τα θειικά	» (SO ₄ ⁻)	Ca ⁺² , Ba ⁺² , Pb ⁺²	
5. Τα αλογονούχα	» (Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻)	Ag ⁺¹ , Hg ⁺¹ , Cu ⁺¹ , Pb ⁺²	
6. Τα δισόξινα φωσφορικά	» H ₂ PO ₄	—	
Δυσδιάλυτα		Εξαιρέσεις (ευδιάλυτα)	
1. Τα ανθρακικά	Άλατα (CO ₃ ⁻)	K ⁺ , Na ⁺ , NH ₄ ⁺	
2. Τα πυριτικά	» (SiO ₃ ⁻)	», », »	
3. Τα φωσφορικά	» (PO ₄ ⁻)	», », »	
4. Τα φθοριούχα	» (F ⁻)	», », », Ag ⁺¹	
5. Τα θειούχα	» (S ⁻)	», », », Ca ⁺² , Mg ⁺² , Ba ⁺²	

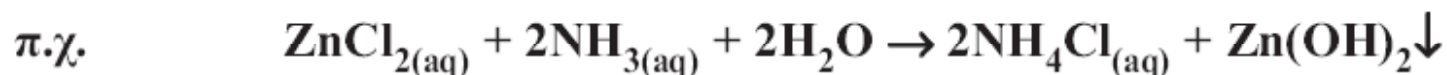
ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Κατηγορίες Αντιδράσεων διπλής αντικατάστασης:

Οι αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης διακρίνονται στις παρακάτω κατηγορίες:

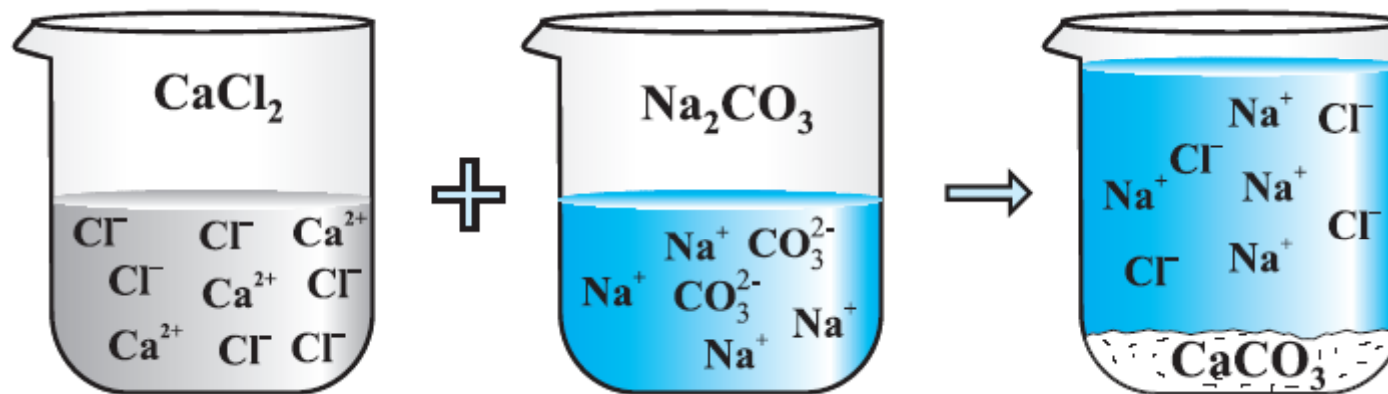
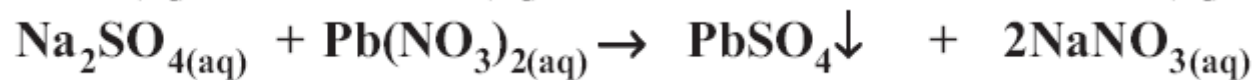


Όταν η βάση που αντιδρά είναι η αμμωνία, προσθέτουμε στα αντιδρώντα και το H₂O, επειδή η NH₃ αντιστοιχεί στο υποθετικό NH₄OH



ΧΗΜΕΙΑ Α΄ ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

III) Αλάτι₁ + Αλάτι₂ → Αλάτι₃ + Αλάτι₄

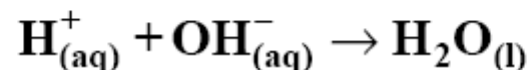


Στην αντίδραση αυτή, ιόντα Ca^{2+} ενώνονται με ιόντα CO_3^{2-} και σχηματίζουν το ελάχιστα διαλυτό στο νερό CaCO_3

Αντιδράσεις εξουδετέρωσης:

Ορισμός: Αντιδράσεις εξουδετέρωσης χαρακτηρίζονται οι αντιδράσεις ενός οξέος με μία βάση.

Κατά την εξουδετέρωση έχουμε δέσμευση των H^+ ενός υδατικού διαλύματος οξέος από τα OH^- της βάσης και έτσι σχηματίζεται το ελάχιστα ιονιζόμενο νερό.



Επεκτείνοντας τον όρο της εξουδετέρωσης, μπορούν να πάρουν τη θέση του οξέος:

I) Όξινα οξείδια ή ανυδρίτες οξέων.

II) Επαμφοτερίζοντα οξείδια που συμπεριφέρονται σαν όξινα.

Αντίστοιχα, τη θέση της βάσης μπορούν να πάρουν:

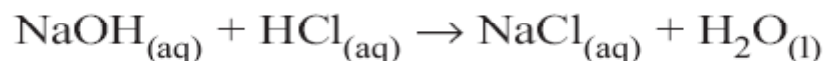
I) Βασικά οξείδια ή ανυδρίτες βάσεων

II) Επαμφοτερίζοντα οξείδια που συμπεριφέρονται σαν βασικά.

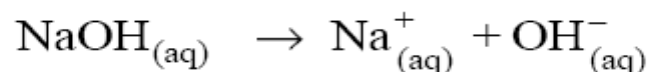
ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

Για παράδειγμα θα μελετήσουμε την αντίδραση μεταξύ υδατικού διαλύματος NaOH και υδατικού διαλύματος HCl:

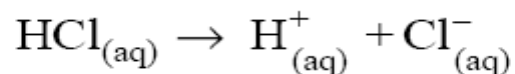
Η χημική εξίσωση που περιγράφει την αντίδραση είναι:



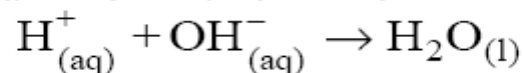
Το NaOH στο υδατικό του διάλυμα διίσταται και δίνει ιόντα Na^+ και OH^- :



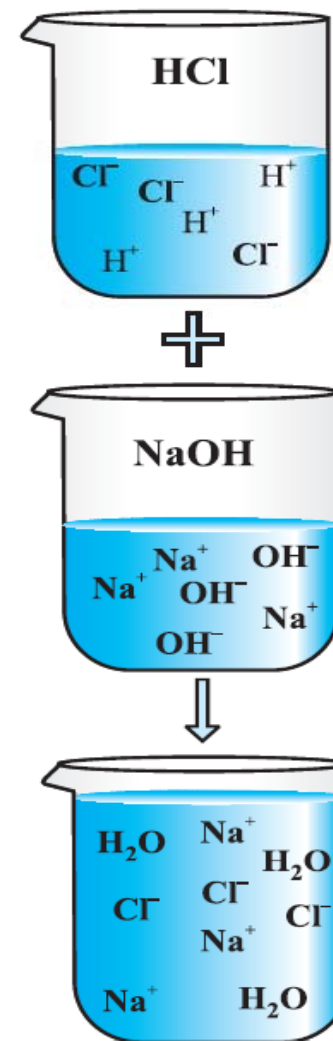
Το HCl στο υδατικό του διάλυμα ιοντίζεται και δίνει ιόντα H^+ :



Στην εξουδετέρωση, ιόντα H^+ αντιδρούν με ιόντα OH^- και σχηματίζουν μόρια νερού:



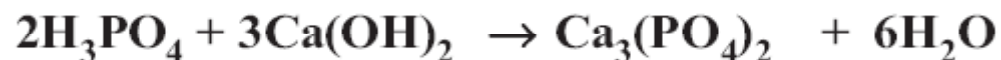
Τα ιόντα Na^+ και Cl^- δεν συμμετέχουν στην αντίδραση.



ΧΗΜΕΙΑ Α ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

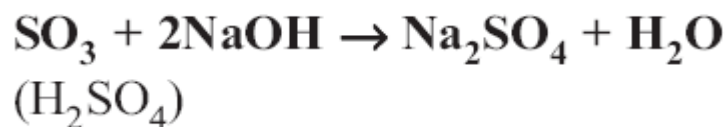
Στις αντιδράσεις εξουδετέρωσης περιλαμβάνονται οι αντιδράσεις:

I) Οξύ + Βάση → Αλάτι + Νερό



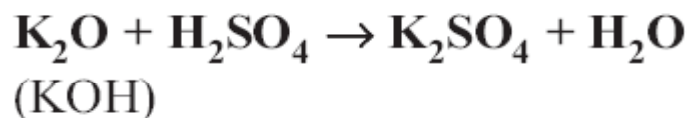
II) Όξινο οξείδιο + Βάση → Αλάτι + Νερό

Το όξινο οξείδιο συμπεριφέρεται όπως και το οξύ του οποίου είναι ανυδρίτης:



III) Βασικό οξείδιο + οξύ → Αλάτι + Νερό

Το Βασικό οξείδιο συμπεριφέρεται όπως και η βάση της οποίας είναι ανυδρίτης:



IV) Όξινο οξείδιο + Βασικό οξείδιο → Αλάτι

Τα οξείδια συμπεριφέρονται όπως τα οξέα και οι βάσεις των οποίων είναι ανυδρίτες, στις αντιδράσεις αυτές δεν παράγεται νερό:

