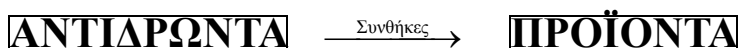


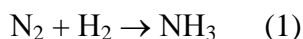
3.5 Χημικές αντιδράσεις

Πως συμβολίζονται οι χημικές αντιδράσεις;

Κάθε **χημική αντίδραση** συμβολίζεται με μία **χημική εξίσωση**. Στη χημική αυτή εξίσωση διακρίνουμε δύο μέλη, που συνδέονται μεταξύ τους με ένα βέλος (\rightarrow). Στο πρώτο μέλος γράφουμε τα σώματα που έχουμε αρχικά, πριν ξεκινήσει η αντίδραση, που ονομάζονται **αντιδρώντα**, ενώ στο δεύτερο μέλος γράφουμε τα σώματα που σχηματίζονται κατά την αντίδραση και ονομάζονται **προϊόντα**.



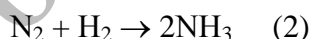
Ας εξετάσουμε τώρα μία απλή χημική αντίδραση π.χ. την αντίδραση του αζώτου με το υδρογόνο προς σχηματισμό αμμωνίας. Το χημικό αυτό φαινόμενο περιγράφεται με την παρακάτω χημική εξίσωση:



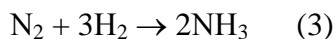
Στο πρώτο μέλος γράφουμε τα μόρια των **αντιδρώντων**, δηλαδή, το άζωτο και το υδρογόνο, ενώ στο δεύτερο μέλος της εξίσωσης γράφουμε τα **προϊόντα** της αντίδρασης, δηλαδή την αμμωνία.

Ωστόσο, η χημική εξίσωση (1) δεν είναι ακόμα σωστά γραμμένη, καθώς ο αριθμός των ατόμων κάθε στοιχείου θα πρέπει να είναι ίδιος στα αντιδρώντα και προϊόντα, αφού τα άτομα ούτε φθείρονται, ούτε δημιουργούνται κατά τη διάρκεια μιας χημικής αντίδρασης. Θα πρέπει, λοιπόν να γίνει ισοστάθμιση μάζας. Έτσι, βάζουμε κατάλληλους **συντελεστές** στα δύο μέλη της εξίσωσης, ώστε να ικανοποιηθεί η παραπάνω απαίτηση.

Στο παράδειγμα της σύνθεσης της αμμωνίας, βάζουμε συντελεστή δύο μπροστά από την αμμωνία, ώστε να ισοσταθμίσουμε τα άτομα αζώτου, οπότε η χημική εξίσωση γράφεται:



Επίσης βάζουμε συντελεστή τρία μπροστά από το μόριο του υδρογόνου, ώστε να ισοσταθμίσουμε στα δύο μέλη της χημικής εξίσωσης (αντιδρώντα και προϊόντα) τον αριθμό ατόμων υδρογόνου. Έτσι, η χημική εξίσωση παίρνει τη μορφή:

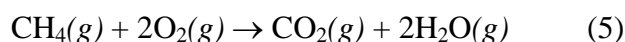
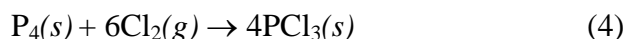


Η (3) είναι τώρα σωστά γραμμένη χημική εξίσωση, καθώς έχει γίνει ισοστάθμιση των ατόμων στα δύο μέλη της εξίσωσης. Επιπλέον πολλές φορές αναγράφεται και η φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και προϊόντων, όπως θα δούμε παρακάτω.

Συμπερασματικά, λοιπόν, μία χημική εξίσωση περιλαμβάνει:

- **τα αντιδρώντα και τα προϊόντα**
- **τους κατάλληλους συντελεστές, ώστε τα άτομα κάθε στοιχείου να είναι ισάριθμα στα δύο μέλη της χημικής εξίσωσης.**

Παρακάτω δίνονται χαρακτηριστικά παραδείγματα χημικών εξισώσεων στις οποίες αναγράφεται και η φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και προϊόντων .



Μερικά είδη χημικών αντιδράσεων

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

A. ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

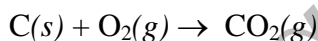
Στις αντιδράσεις αυτές ο αριθμός οξείδωσης (Α.Ο) ορισμένων από τα στοιχεία που συμμετέχουν **μεταβάλλεται**. Τέτοιες αντιδράσεις απλής μορφής είναι οι αντιδράσεις:

1. σύνθεσης,
2. αποσύνθεσης - διάσπασης,
3. απλής αντικατάστασης.
5. αντιδράσεις οξειδοαναγωγής πολύπλοκης μορφής.

1. Αντιδράσεις σύνθεσης

Κατά τις αντιδράσεις αυτές αντιδρούν δύο ή περισσότερες χημικές ουσίες για να σχηματίσουν μία νέα χημική ένωση. Ας δούμε μερικά παραδείγματα.

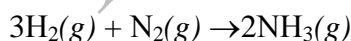
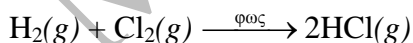
α) Χημικό στοιχείο (μέταλλο ή αμέταλλο) + Οξυγόνο → οξείδιο



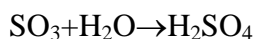
β) Μέταλλο + αμέταλλο (εκτός O₂) → άλας



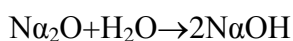
γ) Υδρογόνο + αμέταλλο → υδρογονούχος ένωση



δ) i. όξινο οξείδιο + H₂O → Οξύ



ii. βασικό οξείδιο + H₂O → βάση

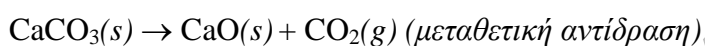
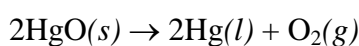


Εφαρμογή

Να γραφούν οι χημικές εξισώσεις των επόμενων αντιδράσεων: α) αργίλιο και θείο δίνουν θειούχο αργίλιο, β) αργίλιο και οξυγόνο δίνουν οξείδιο του αργιλίου, γ) σίδηρος και χλώριο δίνουν χλωριούχο σίδηρο (III), δ) κασσίτερος και οξυγόνο δίνουν οξείδιο του κασσίτερου (II).

2. Αντιδράσεις αποσύνθεσης και διάσπασης

Κατά τις αντιδράσεις αυτές μία χημική ένωση διασπάται στα στοιχεία της (αποσύνθεση) ή σε δύο ή περισσότερες απλούστερες χημικές ουσίες (διάσπαση). Ας δούμε μερικά παραδείγματα.

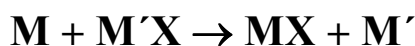


Εφαρμογή

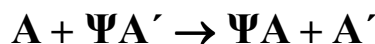
Να γραφούν οι χημικές εξισώσεις των επόμενων αντιδράσεων: α. οξείδιο του χαλκού (II) διασπάται σε χαλκό και οξυγόνο, β. βρωμιούχος άργυρος διασπάται σε άργυρο και βρώμιο.

3. Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης

Κατά τις αντιδράσεις αυτές ένα στοιχείο (μέταλλο ή αμέταλλο) που βρίσκεται σε ελεύθερη κατάσταση αντικαθιστά ένα άλλο στοιχείο που βρίσκεται σε μία ένωσή του. Έτσι, ένα μέταλλο M αντικαθιστά ένα άλλο μέταλλο M' ή το υδρογόνο, σύμφωνα με το γενικό σχήμα:



ή ένα αμέταλλο A αντικαθιστά ένα άλλο αμέταλλο A', σύμφωνα με το γενικό σχήμα:



Απαραίτητη προϋπόθεση για να γίνει η αντίδραση απλής αντικατάστασης είναι:

το M να είναι δραστικότερο του M' και το A δραστικότερο του A'.

Παρακάτω δίνεται η σειρά δραστικότητας των κυριότερων μετάλλων και αμετάλλων.

**ΣΕΙΡΑ ΔΡΑΣΤΙΚΟΤΗΤΑΣ ΟΡΙΣΜΕΝΩΝ ΜΕΤΑΛΛΩΝ ΚΑΙ
ΑΜΕΤΑΛΛΩΝ**

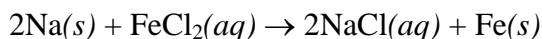
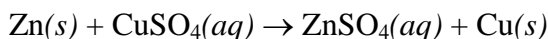
ΜΕΤΑΛΛΑ:K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Αύξηση δραστηριότητας

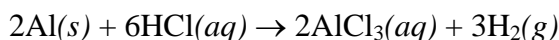
**ΑΜΕΤΑΛΛΑ:**F₂, Cl₂, Br₂, O₂, I₂, S

Ας δούμε τώρα μερικά παραδείγματα

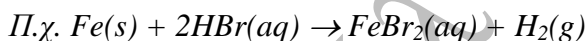
α) Μέταλλο₁ + άλας₁ → άλας₂ + μέταλλο₂



β) Μέταλλο + οξύ → άλας + H₂↑



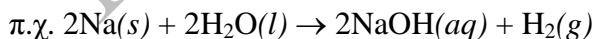
♦ Να παρατηρήσουμε ότι στις αντιδράσεις αυτές το μέταλλο εμφανίζεται στα προϊόντα δηλαδή στο άλας με το μικρότερο αριθμό οξείδωσης. Εξαιρείται ο χαλκός που δίνει ενώσεις του Cu²⁺.



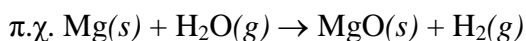
♦ Επίσης, τα πυκνά διαλύματα θειικού οξέος (H₂SO₄) κατά τις αντιδράσεις τους με μέταλλα δίνουν πολύπλοκες οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις (και όχι αντιδράσεις απλής αντικατάστασης). Το ίδιο ισχύει και για τα διαλύματα πυκνού και αραιού νιτρικού οξέος (HNO₃).

γ) Μέταλλο + νερό → + H₂

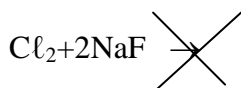
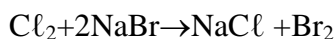
Τα πιο δραστήρια μέταλλα K, Ba, Ca, Na αντιδρούν με το νερό και δίνουν την αντίστοιχη βάση (υδροξείδιο του μετάλλου) και H₂.



Τα υπόλοιπα πιο δραστήρια από το υδρογόνο μέταλλα αντιδρούν με υδρατμούς σε υψηλή θερμοκρασία και δίνουν οξείδιο του μετάλλου και υδρογόνο,



δ) Αμέταλλο₁ + άλας₁ → αμέταλλο₂ + άλας₂



Εφαρμογή

Να γραφούν οι χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων (εφόσον αυτές γίνονται):

1. ψευδάργυρος + υδροβρώμιο → ..., 2. ιώδιο + φθοριούχο νάτριο → ..., 3. νάτριο + χλωριούχο αργίλιο → ..., 4. χαλκός + νιτρικός άργυρος → ..., 5. άργυρος + υδροχλώριο → ..., 6. κάλιο + φωσφορικό οξύ → ..., 7. βάριο + νερό → ..., 8. ψευδάργυρος + νερό → ...

- Ηλεκτρολύτες είναι τα οξέα, οι βάσεις και τα άλατα

- Σύμβολα:

↓ : ίζημα, δηλαδή δυσδιάλυτη ουσία

↑ : αέρια ουσία

- Αν το αέριο προϊόν είναι ευδιάλυτο, τότε θερμαίνουμε για να απομακρυνθεί από το διάλυμα.

B. ΜΕΤΑΘΕΤΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

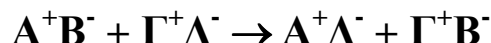
Στις αντιδράσεις αυτές οι αριθμοί οξείδωσης όλων των στοιχείων που μετέχουν στην αντίδραση παραμένουν σταθεροί. Τέτοιες αντιδράσεις είναι οι:

1. αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης και

2. η εξουδετέρωση.

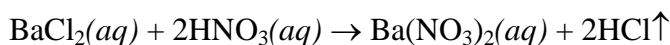
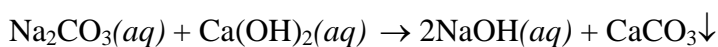
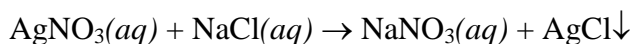
1. Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης

Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης ονομάζονται οι αντιδράσεις μεταξύ δύο ηλεκτρολυτών (οξέων βάσεων και αλάτων) σε υδατικά διαλύματα, κατά τις οποίες οι ηλεκτρολύτες ανταλλάσσουν ιόντα, σύμφωνα με το σχήμα:



Σ' αυτό το είδος αντιδράσεων ανήκουν και οι αντιδράσεις μεταξύ οξέων και βάσεων (εξουδετερώσεις).

Ας δούμε, όμως, μερικά παραδείγματα.



Εδώ πρέπει να υπογραμμίσουμε ότι μία αντίδραση διπλής αντικατάστασης γίνεται μόνο εφόσον ένα από τα προϊόντα της αντίδρασης:

1. «πέφτει» ως **ίζημα** ↓ (καταβύθιση).
2. εκφεύγει ως **αέριο** ↑ από το αντιδρών σύστημα
3. είναι **ελάχιστα ιοντιζόμενη** ένωση, δηλαδή δίσταται σε πολύ μικρό ποσοστό.

Η τελευταία περίπτωση θίγεται σχεδόν αποκλειστικά στην εξουδετέρωση, όπου σχηματίζεται **η ελάχιστη ιοντιζόμενη ένωση νερό**.

Για τις άλλες περιπτώσεις θα πρέπει να μάθουμε να αναγνωρίζουμε ποια είναι τα ιζήματα και τα αέρια. Αυτά δίνονται σε μορφή πίνακα παρακάτω.

ΠΙΝΑΚΑΣ: Κυριότερα αέρια και ιζήματα

ΑΕΡΙΑ: HF, HCl, HBr, HI, H₂S, HCN, SO₂, CO₂, NH₃

ΙΖΗΜΑΤΑ: AgCl, AgBr, AgI, BaSO₄, CaSO₄, PbSO₄

Όλα τα ανθρακικά άλατα εκτός από K₂CO₃, Na₂CO₃, (NH₄)₂CO₃.

Όλα τα θειούχα άλατα εκτός από K₂S, Na₂S, (NH₄)₂S.

Όλα τα υδροξείδια των μετάλλων εκτός από KOH, NaOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂

Τα άλατα που περιέχουν

♦ ως κατιόν: **K⁺, Na⁺, NH₄⁺** ή

♦ ως ανιόν: **NO₃⁻¹, ClO₃⁻¹, HCO₃⁻¹**

είναι ευδιάλυτα.

Παρατήρηση: Το ανθρακικό οξύ (**H₂CO₃**) και το θειώδες οξύ (**H₂SO₃**) είναι ασταθείς ενώσεις, ενώ το υδροξείδιο του αμμωνίου (**NH₄OH**) είναι μόριο υποθετικό. Γι' αυτό στη θέση των προϊόντων γράφουμε:



1. Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης.

Περιπτώσεις αντιδράσεων διπλής αντικατάστασης.

α) Άλας₁ + οξύ₁ → άλας₂ + οξύ₂

- 1) $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
- 2) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HNO}_3$
- 3) $\text{NH}_4\text{HS} + \text{HBr} \rightarrow \text{NH}_4\text{Br} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
- 4) $\text{KNaSO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{NaCl} + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $[\text{Cu}(\text{OH})]\text{CO}_3 + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
- 6) $\text{NaCl} + \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \uparrow$
- 7) $\text{NaHCO}_3 + \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{KNaSO}_4 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 9) Περίσσεια $2\text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{περίσσεια}) \rightarrow 2\text{NaHSO}_4 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- 11) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaHCO}_3$

β) Άλας₁ + βάση₁ → άλας₂ + βάση₂

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}$
- 2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$
- 3) $\text{NH}_4\text{HSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \uparrow$
- 4) $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \uparrow$

γ) Άλας₁ + άλας₂ → άλας₃ + άλας₄

- 1) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
- 2) $\text{FeSO}_4 + 6\text{KCN} \rightarrow \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{SO}_4$

Εφαρμογή

Να συμπληρωθούν οι αντιδράσεις:

1. χλωριούχο αργίλιο + νιτρικός άργυρος
2. ανθρακικό βάριο + υδροχλώριο
3. θειώδης ψευδάργυρος + θειικό οξύ
4. νιτρικό βάριο + θειικό νάτριο
5. χλωριούχο αμμώνιο + υδροξείδιο του μαγνησίου
6. όξινο ανθρακικό νάτριο + υδροϊώδιο
7. θειικό αμμώνιο + υδροξείδιο του καλίου
8. νιτρικός μόλυβδος (II) + θειούχο νάτριο

2. Εξουδετέρωση

Εξουδετέρωση ονομάζεται η αντίδραση ενός οξέος με μία βάση. Κατά την αντίδραση αυτή τα υδρογονοκατιόντα (H^+) που προέρχονται από το οξύ ενώνονται με τα ανιόντα υδροξειδίου (OH^-) που προέρχονται από τη βάση, και δίνουν νερό:

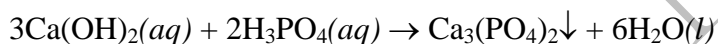
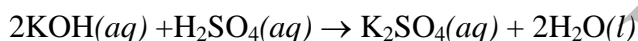
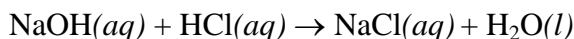


Εξαιτίας της αντίδρασης αυτής πολλές φορές «εξαφανίζονται» (εξουδετερώνονται) τόσο οι ιδιότητες του οξέος (που οφείλονται στα H^+) όσο και οι ιδιότητες της βάσης (που οφείλονται στα OH^-). Γι' αυτό και η αντίδραση ονομάζεται *εξουδετέρωση*.

Κατά την εξουδετέρωση το ανιόν του οξέος και το κατιόν της βάσης σχηματίζουν άλας.

Περιπτώσεις αντιδράσεων εξουδετέρωσης

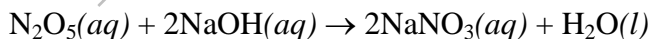
α) βάση + οξύ \rightarrow άλας + H_2O



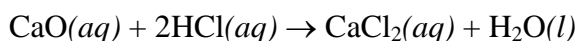
Οι αντιδράσεις που προηγήθηκαν αποτελούν παραδείγματα *πλήρους* εξουδετέρωσης, οπότε το άλας που σχηματίζεται είναι ένα *ουδέτερο ή κανονικό άλας*. Στην περίπτωση που η εξουδετέρωση είναι μερική, είναι δυνατόν να σχηματιστούν *όξινα ή βασικά άλατα* (π.χ. $KHSO_4$ και $Ca(OH)Cl$). Αυτές όμως οι αντιδράσεις παρασκευής όξινων και βασικών αλάτων δεν θα μας απασχολήσουν

Όπως ήδη αναφέραμε, τα όξινα οξείδια έχουν στα υδατικά τους διαλύματα συμπεριφορά οξέων και αντίστοιχα τα βασικά οξείδια συμπεριφορά βάσεων. Έτσι, στις αντιδράσεις εξουδετέρωσης μπορούν να συμπεριληφθούν και οι παρακάτω περιπτώσεις:

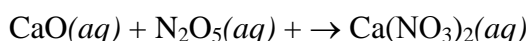
β) όξινο οξείδιο + βάση \rightarrow άλας + H_2O



γ) βασικό οξείδιο + οξύ \rightarrow άλας + H_2O

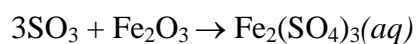
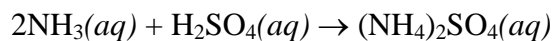


δ) βασικό οξείδιο + όξινο οξείδιο \rightarrow άλας



Μία εξαίρεση:

Στις αντιδράσεις της NH_3 με οξέα και στις αντιδράσεις μεταξύ όξινων και βασικών οξειδίων δεν έχουμε παραγωγή νερού. Π.χ.



Εφαρμογή

Να συμπληρωθούν οι αντιδράσεις:

1. πεντοξείδιο του φωσφόρου + υδροξείδιο του καλίου
2. τριοξείδιο του θείου + υδροξείδιο του αργιλίου
3. διοξείδιο του άνθρακα + υδροξείδιο του ασβεστίου
4. θειικό οξύ + οξείδιο του καλίου
5. νιτρικό οξύ + οξείδιο του σιδήρου (III)
6. πεντοξείδιο του αζώτου + οξείδιο του ασβεστίου

Χημικές αντιδράσεις ΑΣΚΗΣΕΙΣ

❖ Σύνθεση – Αποσύνθεση

Να γράψεις τις χημικές εξισώσεις των επόμενων αντιδράσεων:

1. νάτριο και οξυγόνο →
2. Οξείδιο του καλίου + νερό →
3. Ασβέστιο + χλώριο →
4. Οξυγόνο + υδρογόνο →
5. Υδρογόνο + Θείο →
6. Διοξείδιο του άνθρακα + νερό →

❖ Απλή αντικατάσταση

Να συμπληρωθούν οι επόμενες αντιδράσεις εφόσον γίνονται:

1. βάριο + χλωριούχο μαγνήσιο →
2. ασβέστιο + υδροχλωρικό οξύ →
3. χαλκός + τριχλωριούχος σίδηρος →
4. αργίλιο + νιτρικός σίδηρος (II) →
5. κάλιο + νερό →
6. βρώμιο + φθοριούχο κάλιο →
7. μαγνήσιο + θειικό οξύ (αραιό διάλυμα) →
8. χαλκός + υδροχλωρικό οξύ →
9. νάτριο + χλωριούχο αργίλιο →
10. άργυρος + νιτρικό κάλιο →
11. ψευδάργυρος + νιτρικός άργυρος →
12. ψευδάργυρος + υδροχλωρικό οξύ →
13. σίδηρος + νερό →
14. φθόριο + ιωδιούχο νάτριο →
15. αργίλιο + θειικό οξύ (αραιό διάλυμα) →
16. ασβέστιο + νερό →
17. άργυρος + θειικό οξύ (αραιό διάλυμα) →
18. χλώριο + θειούχο κάλιο →

❖ Διπλή αντικατάσταση

Να συμπληρωθούν οι επόμενες αντιδράσεις εφόσον γίνονται:

1. ανθρακικό κάλιο + νιτρικό ασβέστιο →
2. υδροξείδιο του βαρίου + φωσφορικό κάλιο →
3. βρωμίδιο του καλίου + νιτρικός μόλυβδος (II) →
4. φωσφορικό οξύ + χλωριούχο κάλιο →
5. θειούχο αμμώνιο και καυστικό κάλιο →
6. χλωριούχος σίδηρος(II) + θειούχο νάτριο →
7. θειικό αργίλιο + φθοριούχο νάτριο →
8. νιτρικό μαγνήσιο + υδροξείδιο του καλίου →
9. θειικό αμμώνιο + νιτρικό βάριο →
10. ανθρακικό νάτριο + θειικό οξύ →
11. νιτρικό ασβέστιο + χλωριούχο βάριο →
12. ιωδίδιο του νατρίου + νιτρικός μόλυβδος (II) →
13. υδροξείδιο του βαρίου + νιτρικός ψευδάργυρος →
14. νιτρικός μόλυβδος (II) + χλωριούχο ασβέστιο →
15. ιωδιούχο αμμώνιο + θειικό οξύ →
16. χλωριούχο αμμώνιο + υδροξείδιο του ασβεστίου →
17. θειώδες νάτριο + φωσφορικό οξύ →
18. ανθρακικό κάλιο + νιτρικό οξύ →
19. νιτρικός σίδηρος(III) + υδροξείδιο του βαρίου →
20. θειούχο κάλιο + νιτρικό οξύ →
21. θειικός άργυρος + χλωριούχο νάτριο →
22. χλωριούχο αμμώνιο + υδροξείδιο του βαρίου →
23. υδροχλώριο + νιτρικός άργυρος →
24. θειικό κάλιο + χλωριούχο νάτριο →
25. φωσφορικό κάλιο + χλωριούχο μαγνήσιο →
26. χλωρικό ασβέστιο + θειικό οξύ →

❖ Εξουδετέρωση

Να συμπληρωθούν οι επόμενες αντιδράσεις εξουδετέρωσης:

1. υδροξείδιο του νατρίου + υδροχλωρικό οξύ →
2. υδροξείδιο του καλίου + νιτρικό οξύ →
3. υδροξείδιο του ασβεστίου + υδροϊώδιο →
4. οξείδιο του νατρίου + θειικό οξύ →
5. θειικό οξύ + υδροξείδιο του νατρίου →
6. οξείδιο του καλίου + υδροχλώριο →
7. αμμωνία + φωσφορικό οξύ →
8. υδροξείδιο του ασβεστίου + πεντοξείδιο του αζώτου →
9. υδροϊώδιο + υδροξείδιο του καλίου →
10. τριοξείδιο του θείου + υδροξείδιο του καλίου →
11. νιτρικό οξύ + αμμωνία →

12. υδροξείδιο του ασβεστίου +θειικό οξύ→
13. οξείδιο του ασβεστίου +τριοξείδιο του θείου→
14. υδροχλωρικό οξύ +υδροξείδιο του καλίου→
15. υδροξείδιο του αργιλίου +θειικό οξύ→
16. οξείδιο του ασβεστίου +νιτρικό οξύ→
17. νιτρικό οξύ + καυστικό νάτριο→
18. φωσφορικό οξύ +υδροξείδιο του καλίου→
19. διοξείδιο του άνθρακα +υδροξείδιο του ασβεστίου→
20. υδροξείδιο του νατρίου + υδροϊώδιο→
21. νιτρικό οξύ +υδροξείδιο του ασβεστίου→
22. οξείδιο του νατρίου + διοξείδιο του άνθρακα→
23. αμμωνία + υδροϊώδιο→
24. φωσφορικό οξύ + υδροξείδιο του ασβεστίου→
25. διοξείδιο του θείου +καυστικό νάτριο→
26. οξείδιο του κάλιου+πεντοξείδιο του αζώτου→
27. φωσφορικό οξύ+οξείδιο του βαρίου→

Μιχαήλ Π. Μιχαήλ