

Γενική Χημεία

Ενότητα 2^η: Αντιδράσεις σε υδατικά διαλύματα



Πανεπιστήμιο
Θεσσαλίας

Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων & Διατροφής

Οκτώβριος 2018

Δρ. Δημήτρης Π. Μακρής – Αναπληρωτής Καθηγητής

Χημικές Αντιδράσεις

Οι υδατικές αντιδράσεις μπορούν να ομαδοποιηθούν σε τρεις γενικές κατηγορίες: αντιδράσεις καταβύθισης, αντιδράσεις εξουδετέρωσης οξέων – βάσεων και αντιδράσεις οξείδωσης – αναγωγής.

Αντιδράσεις καταβύθισης

Είναι διεργασίες κατά τις οποίες διαλυτά αντιδρώντα παράγουν αδιάλυτα προϊόντα, τα οποία καθιζάνουν. Ο σχηματισμός αυτού του σταθερού προϊόντος (ίζημα) αφαιρεί υλικό από το υδατικό διάλυμα.

Οι περισσότερες αντιδράσεις καταβύθισης λαμβάνουν μέρος όταν ανιόντα και κατιόντα ιοντικών ενώσεων αλλάζουν εταίρους.

Χημικές Αντιδράσεις

3

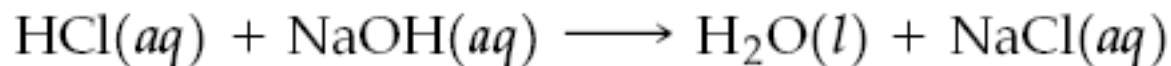


Χημικές Αντιδράσεις

Αντιδράσεις εξουδετέρωσης οξέων – βάσεων

Είναι διεργασίες κατά τις οποίες ένα οξύ αντιδρά με μια βάση και παράγει νερό και μια ιοντική ένωση που ονομάζεται άλας.

Παράλληλα υπάρχει σχηματισμός σταθερού ομοιοπολικού μορίου νερού, μέσω της αφαίρεσης των H^+ (που προέρχονται απ' το οξύ) και των OH^- (που προέρχονται από τη βάση).

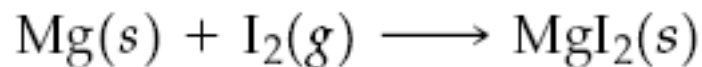


Χημικές Αντιδράσεις

Αντιδράσεις οξείδωσης – αναγωγής (ή οξειδοαναγωγής)

Είναι διεργασίες κατά τις οποίες ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια μεταφέρονται μεταξύ των εταίρων της αντίδρασης (άτομα, μόρια ή ιόντα). Ως αποτέλεσμα αυτής της μεταφοράς ηλεκτρονίων, τα φορτία των ατόμων των αντιδρώντων αλλάζουν.

Για παράδειγμα, όταν μεταλλικό Mg αντιδρά με ατμούς I₂, ένα άτομο Mg δίνει από ένα ηλεκτρόνιο στο κάθε άτομο I. Έτσι το φορτίο του Mg αλλάζει από 0 σε +2, ενώ στο κάθε άτομο I από 0 σε -1.

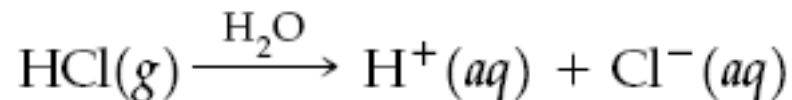


Ηλεκτρολύτες σε Υδατικά Διαλύματα

Όταν NaCl, μια ιοντική ένωση, διαλυθεί σε νερό, το διάλυμα περιέχει ξεχωριστά ιόντα Na⁺ και Cl⁻, που περιβάλλονται από νερό. Λόγω της παρουσίας των ιόντων, το διάλυμα NaCl άγει ηλεκτρισμό (μπορεί να περάσει μέσα από το διάλυμα ηλεκτρικό ρεύμα).

Ουσίες όπως το NaCl ή το KBr που διαλύονται σε νερό και παράγουν αγωγιμα διαλύματα ιόντων ονομάζονται **ηλεκτρολύτες**. Ουσίες όπως η ζάχαρη ή η αιθανόλη, που δεν παράγουν ιόντα σε υδατικό διάλυμα, ονομάζονται **μη-ηλεκτρολύτες**.

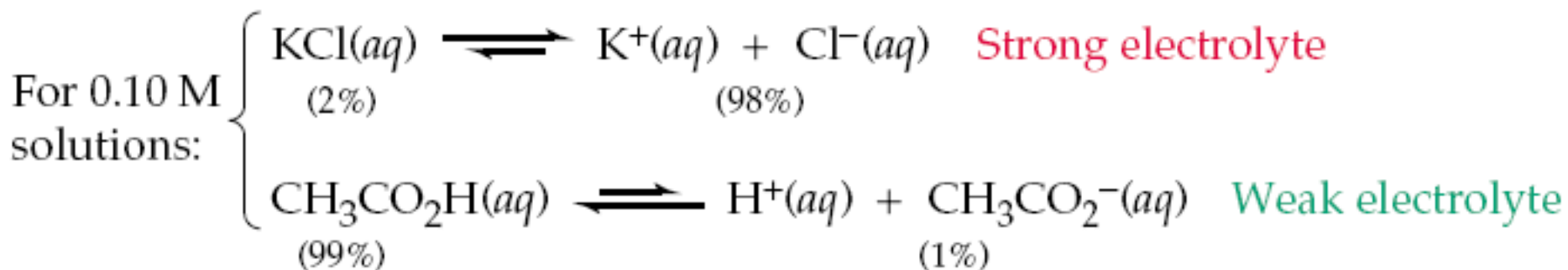
Οι περισσότεροι ηλεκτρολύτες είναι ιοντικές ενώσεις, αλλά υπάρχουν και μοριακοί ηλεκτρολύτες. Το HCl, για παράδειγμα, είναι μοριακή ένωση σε καθαρή μορφή, αλλά δίσταται και δίνει ιόντα H⁺ και Cl⁻ όταν διαλυθεί στο νερό.



Ηλεκτρολύτες σε Υδατικά Διαλύματα

7

Ενώσεις που δίστανται σε μεγάλη έκταση (70 – 100%) σε ιόντα όταν διαλυθούν στο νερό ονομάζονται **ισχυροί ηλεκτρολύτες**. Ενώσεις που δίστανται σε περιορισμένη έκταση ονομάζονται **ασθενείς ηλεκτρολύτες**.



Να σημειωθεί ότι όταν γράφεται μια διάσταση χρησιμοποιείται το βέλος διπλής κατεύθυνσης για να υποδεικνύεται ότι η αντίδραση λαμβάνει μέρος ταυτόχρονα και προς τις δύο κατευθύνσεις. Η διάσταση, δηλαδή, είναι μια δυναμική διαδικασία, κατά τη διάρκεια της οποίας εγκαθίσταται μια ισορροπία.

Ηλεκτρολύτες σε Υδατικά Διαλύματα

8

Electrolyte Classification of Some Common Substances

Strong Electrolytes

HCl, HBr, HI
HClO₄
HNO₃
H₂SO₄
KBr
NaCl
NaOH, KOH
Other soluble ionic
compounds

Weak Electrolytes

CH₃CO₂H
HF

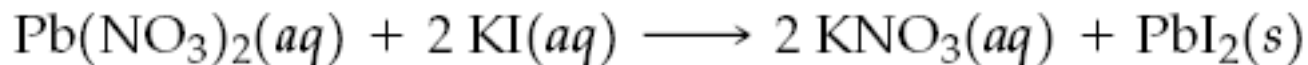
Nonelectrolytes

H₂O
CH₃OH (methyl alcohol)
C₂H₅OH (ethyl alcohol)
C₁₂H₂₂O₁₁ (sucrose)
Most compounds of carbon
(organic compounds)

Υδατικές Αντιδράσεις και Τελικές Ιοντικές Εξισώσεις

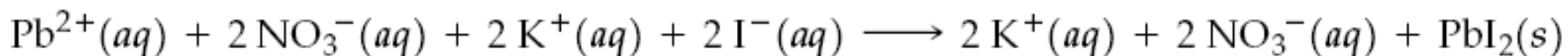
Η εξίσωση που περιγράφει μια αντίδραση μπορεί να γραφτεί ως *μοριακή εξίσωση*, δηλαδή όλες οι ουσίες που συμμετέχουν στην αντίδραση εμφανίζονται με το μοριακό τύπο.

A MOLECULAR EQUATION



Στην πραγματικότητα, ο $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, το KI και το KNO_3 είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες που διαλύονται στο νερό και παρέχουν διαλύματα ιόντων. Έτσι, είναι πιο ακριβές να γραφτεί η εξίσωση ως μια ιοντική εξίσωση, στην οποία όλα τα ιόντα αναφέρονται ρητά:

AN IONIC EQUATION



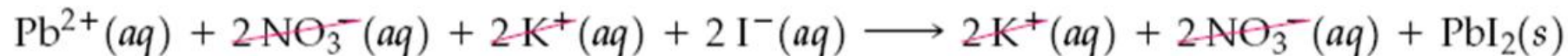
Υδατικές Αντιδράσεις και Τελικές Ιοντικές Εξισώσεις

10

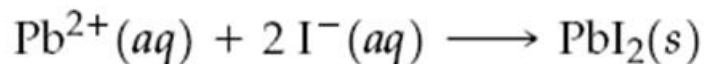
Μια προσεκτική ματιά στην προηγούμενη εξίσωση φανερώνει ότι τα ιόντα K^+ και NO_3^- δεν υπόκεινται σε αλλαγές κατά τη διάρκεια της αντίδρασης. Εμφανίζονται και στις δύο πλευρές της εξίσωσης και λειτουργούν μόνο ως *ιόντα – θεατές*, των οποίων ο μοναδικός ρόλος είναι να ισοσταθμίζουν το φορτίο.

Η πραγματική αντίδραση μπορεί να περιγραφεί πιο απλά, γράφοντας μια **τελική ιοντική εξίσωση**, στην οποία φαίνονται μόνο τα ιόντα που υπόκεινται σε αλλαγές. Τα ιόντα – θεατές δεν φαίνονται.

AN IONIC EQUATION



A NET IONIC EQUATION



Αντιδράσεις Καταβύθισης και Κανόνες Διαλυτότητας

Για να προβλεφτεί αν θα γίνει μια αντίδραση καταβύθισης όταν αναμιγνύονται υδατικά διαλύματα δύο ουσιών, πρέπει να είναι γνωστή η **διαλυτότητα** του κάθε πιθανού προϊόντος, η ποσότητα δηλαδή της κάθε ουσίας που διαλύεται σε δεδομένη ποσότητα διαλύτη, σε μια δεδομένη θερμοκρασία.

Αν μια ουσία έχει χαμηλή διαλυτότητα στο νερό, είναι πιθανό να καθιζάνει σ' ένα υδατικό διάλυμα. Αν έχει υψηλή διαλυτότητα στο νερό, δεν θα σχηματιστεί ίζημα.

Αντιδράσεις Καταβύθισης και Κανόνες Διαλυτότητας

12

Η διαλυτότητα είναι πολύπλοκο θέμα και δεν είναι πάντα εφικτή η σωστή πρόβλεψη. Επιπρόσθετα, οι διαλυτότητες εξαρτώνται και από τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων ιόντων, γι' αυτό και οι έννοιες «διαλυτός» και «αδιάλυτος» δεν είναι ακριβείς.

Ως ένας εμπειρικός κανόνας, μια ουσία είναι πιθανώς διαλυτή εάν πληροί ένα (ή και τα δύο) από τα παρακάτω κριτήρια:

1. Αν περιέχει ένα από τα ακόλουθα κατιόντα:
 - Κατιόντα ομάδας 1A: Li^+ , K^+ , Na^+ , Rb^+ , Cs^+
 - Ιόν αμμωνίου: NH_4^+

Αντιδράσεις Καταβύθισης και Κανόνες Διαλυτότητας

13

2. Αν περιέχει ένα από τα ακόλουθα ανιόντα:

- Αλογόνα: Cl^- , Br^- , I^- , εκτός των ενώσεων Ag^+ , Hg_2^{2+} και Pb^{2+}
- Νιτρικό (NO_3^-), υπερχλωρικό (ClO_4^-), οξικό (CH_3COO^-) και θειϊκό (SO_4^{2-}), εκτός των θειϊκών Ba^{2+} , Hg_2^{2+} και Pb^{2+} .

Μια ουσία που δεν περιέχει ένα από τα παραπάνω ιόντα, είναι πιθανώς μη-διαλυτή. Οι παραπάνω οδηγίες δεν καθιστούν δυνατή μόνο την πρόβλεψη δημιουργίας ιζήματος, αλλά επιτρέπουν και την εσκεμμένη παραγωγή ιζήματος.

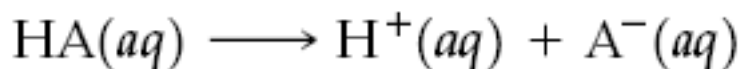
Αντιδράσεις Καταβύθισης και Κανόνες Διαλυτότητας

14

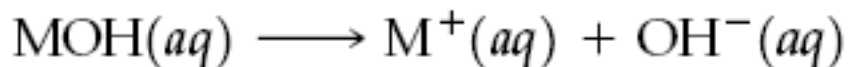


Οξέα, Βάσεις & Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

Το 1887 ο Σουηδός χημικός Arrhenius πρότεινε ότι τα οξέα είναι ουσίες που δίστανται στο νερό και δίνουν ιόντα υδρογόνου (H^+) και βάσεις είναι ουσίες που δίνουν ιόντα υδροξυλίου (OH^-).



An acid



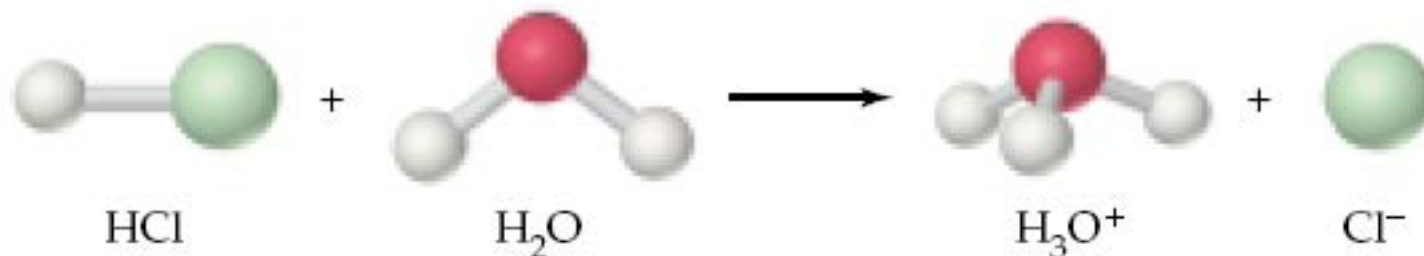
A base

Το σύμβολο $H^+(aq)$ είναι βολικό να χρησιμοποιείται στις εξισώσεις, αλλά δεν αντιπροσωπεύει τη δομή του ιόντος που υπάρχει στην πραγματικότητα μέσα στο διάλυμα. Το H^+ είναι πολύ ενεργό για να είναι αυθύπαρκτο, μιας και είναι ένας πολύ μικρός πυρήνας υδρογόνου (πρωτόνιο).

Οξέα, Βάσεις & Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

16

Το H^+ , λοιπόν, προσκολλάται σ' ένα μόριο νερού, δίνοντας το πιο σταθερό *ión υδρονίου* (H_3O^+). Για παράδειγμα, το HCl δίνει $Cl^-(aq)$ και $H_3O^+(aq)$ όταν διαλύεται στο νερό:

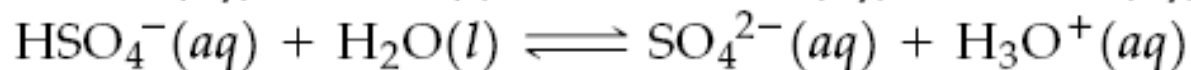
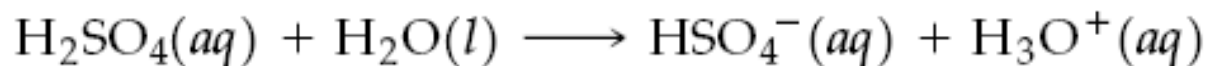


Τα διαφορετικά οξέα δίστανται σε διαφορετικές εκτάσεις σε υδατικά διαλύματα. Αυτά τα οξέα που δίστανται σε μεγάλο βαθμό είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες και **ισχυρά οξέα**. Τα οξέα που δίστανται σε περιορισμένο βαθμό είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες και **ασθενή οξέα**.

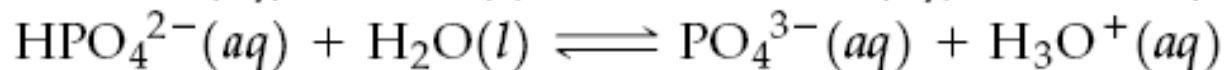
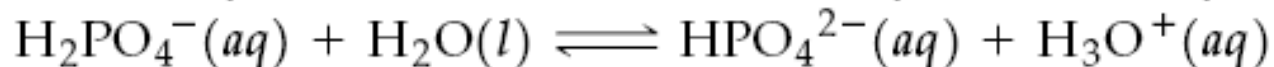
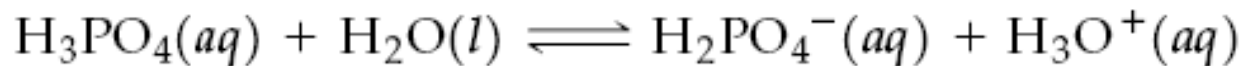
Οξέα, Βάσεις & Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

Τα διαφορετικά οξέα έχουν διαφορετικό αριθμό όξινων υδρογόνων και δίνουν διαφορετικό αριθμό ιόντων H_3O^+ σε διάλυμα. Για παράδειγμα, το θειικό οξύ μπορεί να διασταθεί δύο φορές και το φωσφορικό τρεις. Στην περίπτωση του θειικού οξέως, η πρώτη διάσταση είναι πλήρης, ενώ η δεύτερη, μερική. Στην περίπτωση του φωσφορικού οξέως, καμιά διάσταση δεν είναι πλήρης.

Sulfuric acid:



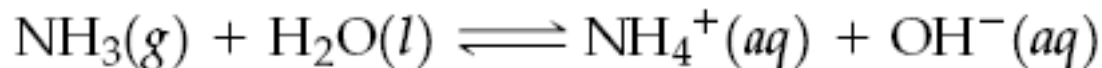
Phosphoric acid:



Οξέα, Βάσεις & Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

Οι βάσεις, όπως και τα οξέα, μπορούν επίσης να είναι ισχυρές ή ασθενείς, κάτι το οποίο εξαρτάται από την έκταση στην οποία δίστανται για να δημιουργήσουν ιόντα OH^- σε υδατικό διάλυμα.

Τα περισσότερα υδροξείδια των μετάλλων, όπως π.χ. NaOH , Ba(OH)_2 είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες και ισχυρές βάσεις, αλλά η αμμωνία (NH_3) είναι ασθενής ηλεκτρολύτης και ασθενής βάση.



Οξέα, Βάσεις & Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

19

Some Common Acids and Bases

Strong
acid



Weak
acid

HClO_4	Perchloric acid
H_2SO_4	Sulfuric acid
HBr	Hydrobromic acid
HCl	Hydrochloric acid
HNO_3	Nitric acid
H_3PO_4	Phosphoric acid
HF	Hydrofluoric acid
$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	Acetic acid

NaOH	Sodium hydroxide
KOH	Potassium hydroxide
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Barium hydroxide
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Calcium hydroxide

NH_3 Ammonia

Strong
base

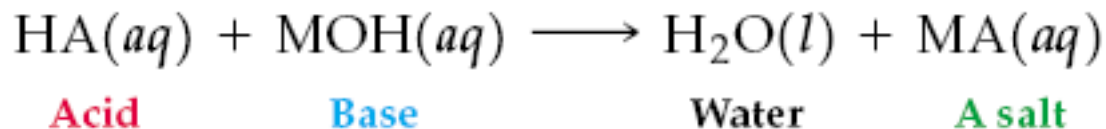


Weak
base

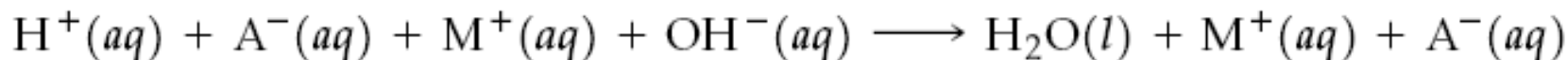
Οξέα, Βάσεις & Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

Όταν ένα οξύ και μια βάση αναμιγνύονται στη σωστή στοιχειομετρική αναλογία, και οι όξινες και οι βασικές ιδιότητες εξαφανίζονται εξαιτίας της **αντίδρασης εξουδετέρωσης**, η οποία παράγει νερό και άλας. Το ανιόν του άλατος (A^-) προέρχεται από το οξύ και το κατιόν (M^+) προέρχεται από τη βάση:

A NEUTRALIZATION REACTION

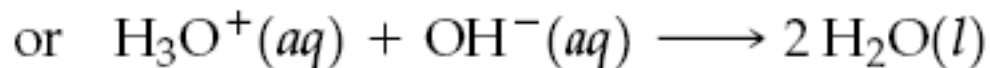
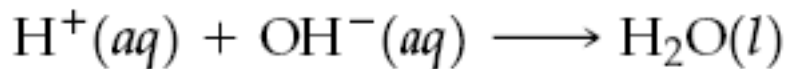
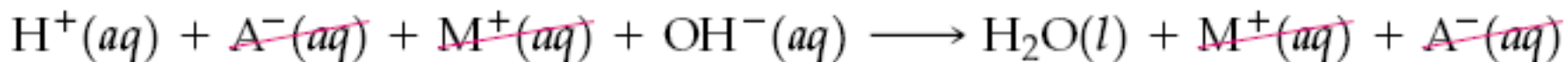


Επειδή τα άλατα είναι συνήθως ισχυροί ηλεκτρολύτες σε υδατικό διάλυμα, η εξίσωση εξουδετέρωσης ενός ισχυρού οξέως από μια ισχυρή βάση μπορεί να γραφτεί ως ιοντική εξίσωση:



Οξέα, Βάσεις & Αντιδράσεις Εξουδετέρωσης

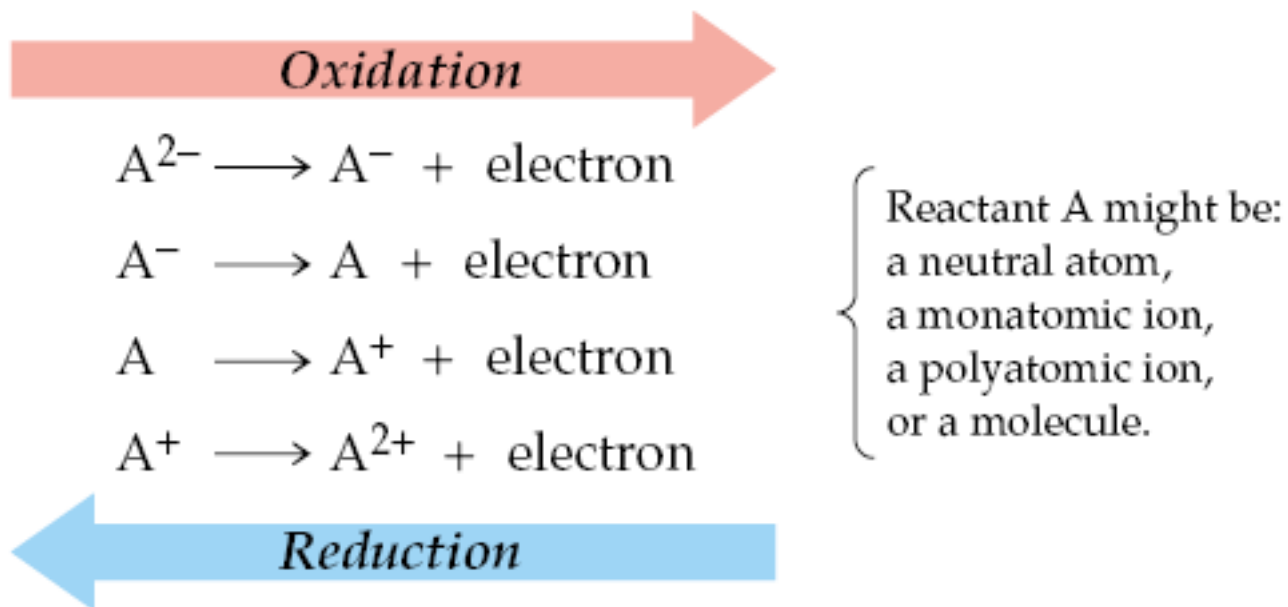
Διαγράφοντας τα ιόντα που εμφανίζονται και στις δύο πλευρές της εξίσωσης, λαμβάνεται η τελική ιοντική εξίσωση, η οποία ισχύει για την αντίδραση οποιουδήποτε ισχυρού οξέως με οποιαδήποτε ισχυρή βάση:



Αντιδράσεις Οξείδωσης – Αναγωγής (Οξειδοαναγωγής)

22

Οξείδωση ορίζεται ως η απώλεια ενός ή περισσότερων ηλεκτρονίων από μία ουσία – στοιχείο, ένωση ή ιόν. Αντιθέτως, **αναγωγή** είναι η πρόσληψη ηλεκτρονίων από μια ουσία. Έτσι, αντίδραση **οξείδωσης – αναγωγής** (ή **οξειδοαναγωγής – O/A**) είναι η διεργασία κατά την οποία υπάρχει μεταφορά ηλεκτρονίων από μια ένωση σε μια άλλη.



Αντιδράσεις Οξείδωσης – Αναγωγής (Οξειδοαναγωγής)

Για να γίνει αντιληπτό πότε μια αντίδραση O/A λαμβάνει μέρος, θα πρέπει να οριστεί για κάθε άτομο μιας ουσίας μια τιμή, η οποία ονομάζεται **αριθμός οξείδωσης** (ή κατάσταση οξείδωσης).

Αυτή η τιμή υποδεικνύει εάν ένα άτομο είναι ουδέτερο, πλούσιο ή φτωχό σε ηλεκτρόνια. Συγκρίνοντας τον αριθμό οξείδωσης ενός ατόμου πριν και μετά την αντίδραση, μπορεί να βρεθεί αν ένα άτομο έχασε ή έλαβε ηλεκτρόνια.

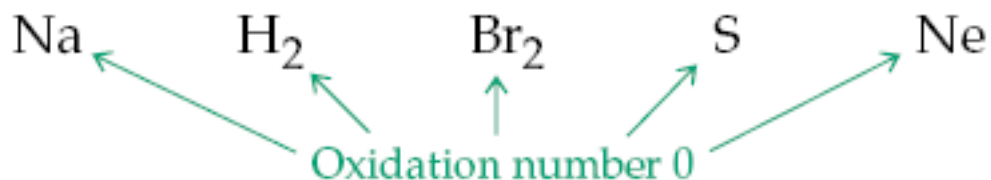
Να σημειωθεί ότι οι αριθμοί οξείδωσης δεν υποδηλώνουν απαραίτητα ιοντικό φορτίο. Χρησιμοποιούνται για τον έλεγχο ανταλλαγής ηλεκτρονίων στις αντιδράσεις O/A.

Αντιδράσεις Οξείδωσης – Αναγωγής (Οξειδοαναγωγής)

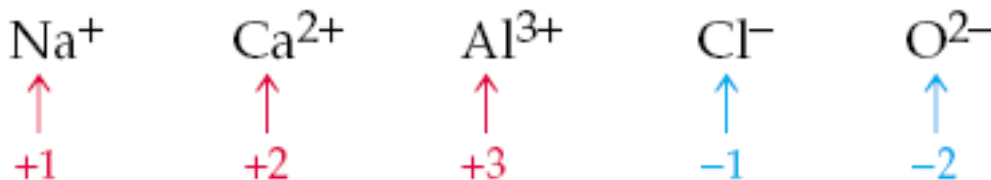
24

Οι κανόνες για τον ορισμό αριθμού οξείδωσης έχουν ως εξής:

1. Ένα άτομο στη στοιχειακή του μορφή έχει αριθμό οξείδωσης 0.



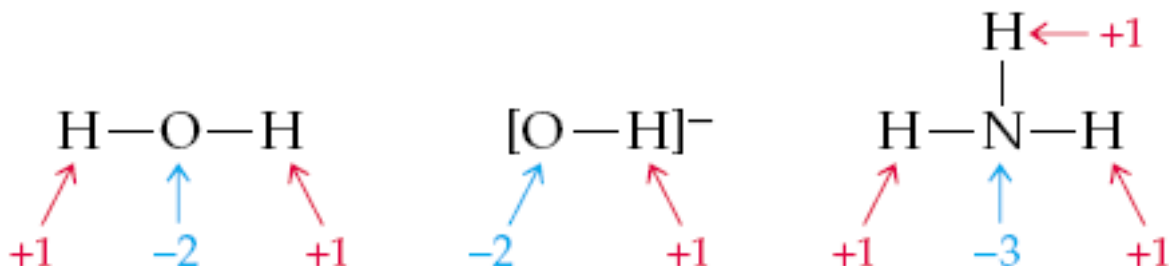
2. Ένα άτομο σε μονοατομικό ιόν έχει αριθμό οξείδωσης ίσο με το φορτίο του.



Αντιδράσεις Οξείδωσης – Αναγωγής (Οξειδοαναγωγής)

25

3. Ένα άτομο σε πολυατομικό ιόν ή μοριακή ένωση έχει συνήθως τον ίδιο αριθμό οξείδωσης που θα είχε εάν ήταν μονοατομικό ιόν.

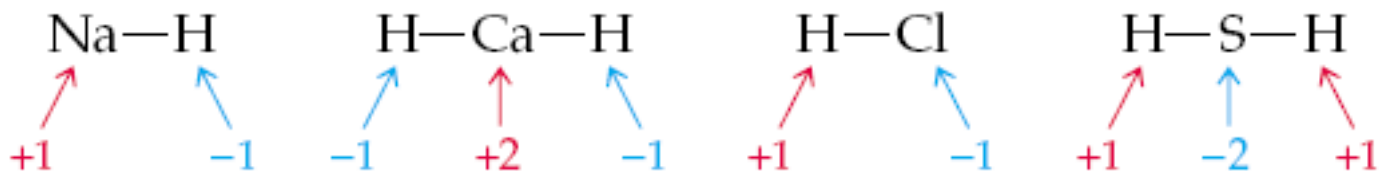


Γενικά, όσο πιο αριστερά στον περιοδικό πίνακα βρίσκεται ένα στοιχείο, τόσο πιο πιθανό είναι να έχει τη μορφή κατιόντος. Τα μέταλλα λοιπόν έχουν συνήθως θετικό αριθμό οξείδωσης. Όσο πιο δεξιά βρίσκεται ένα στοιχείο, τόσο πιο πιθανό είναι να έχει τη μορφή ανιόντος. Στοιχεία δηλαδή όπως O, N και αλογόνα έχουν συνήθως αρνητικό αριθμό οξείδωσης.

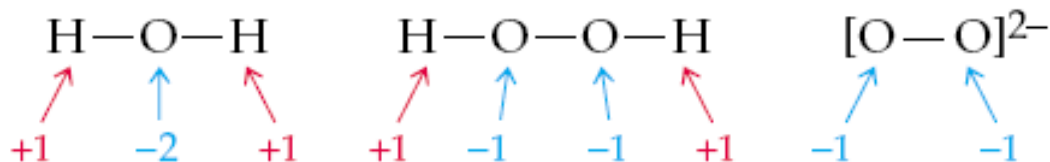
Αντιδράσεις Οξείδωσης – Αναγωγής (Οξειδοαναγωγής)

26

- Το υδρογόνο μπορεί να έχει αριθμό οξείδωσης είτε -1 , είτε $+1$. Όταν είναι ενωμένο με μέταλλο, όπως π.χ. Na ή Ca, έχει -1 . Όταν είναι ενωμένο με μη-μέταλλο, όπως π.χ. O, N, C ή Cl, τότε έχει $+1$.



- Το οξυγόνο έχει συνήθως αριθμό οξείδωσης -2 . Η πιο σημαντική εξαίρεση είναι οι ουσίες που ονομάζονται υπεροξείδια, οι οποίες περιέχουν είτε ιόντα O_2^{2-} είτε ένα ομοιοπολικό δεσμό O-O στο μόριό τους. Κάθε άτομο O σ' ένα υπεροξείδιο έχει αριθμό οξείδωσης -1 .



Αντιδράσεις Οξείδωσης – Αναγωγής (Οξειδοαναγωγής)

- Τα αλογόνα έχουν συνήθως αριθμό οξείδωσης -1 . Η πιο σημαντική εξαίρεση είναι οι ενώσεις Cl, Br και I, στις οποίες το αλογόνο είναι ενωμένο με οξυγόνο. Σ' αυτές τις ενώσεις, το οξυγόνο έχει αριθμό οξείδωσης -2 και το αλογόνο θετικό αριθμό οξείδωσης.

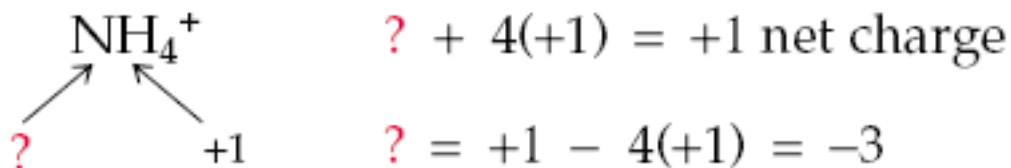
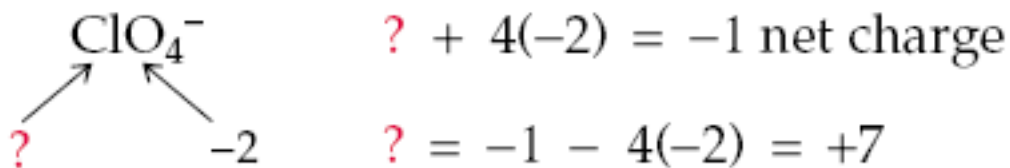
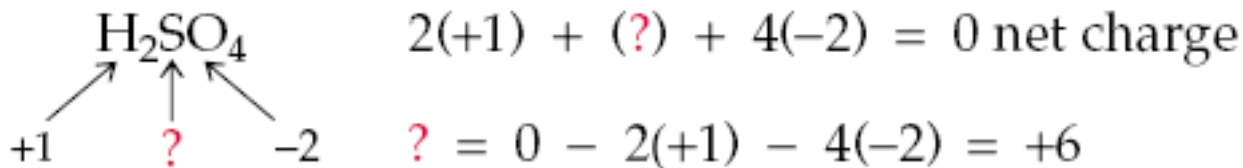


4. Το άθροισμα των αριθμών οξείδωσης είναι 0 για μια ουδέτερη ένωση και ίσο με το καθαρό φορτίο σε πολυατομικό ιόν. Ο κανόνας αυτός είναι πολύ πρακτικός για την εύρεση του αριθμού οξείδωσης ενός στοιχείου σε μια πολυατομική ένωση.

Αντιδράσεις Οξείδωσης – Αναγωγής (Οξειδοαναγωγής)

28

Για παράδειγμα, ζητείται ο προσδιορισμός του αριθμού οξείδωσης του ατόμου S στο H_2SO_4 , του Cl στο ClO_4^- και του N στο NH_4^+ .



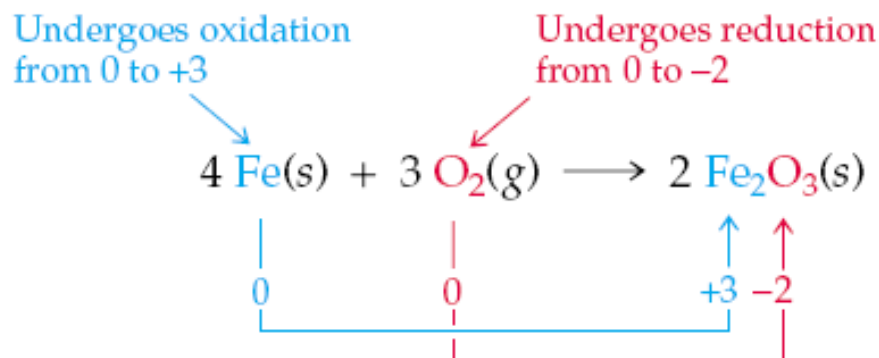
Αναγνώριση Αντιδράσεων Οξειδοαναγωγής

29

Γι' αυτή τη διαδικασία, η σκωρίαση (σκούριασμα) του σιδήρου είναι ένα καλό παράδειγμα. Τα αντιδρώντα, Fe και O₂ είναι στοιχεία και επομένως έχουν και τα δύο αριθμό οξείδωσης 0.

Όταν αντιδράσουν όμως, στο προϊόν που θα παράξουν τα άτομα οξυγόνου θα έχουν αριθμό οξείδωσης -2 και τα άτομα σιδήρου +3. Ο σίδηρος δηλαδή θα υποστεί μια αλλαγή από 0 σε +3 (απώλεια ηλεκτρονίων – οξείδωση), και το οξυγόνο από 0 σε -2 (πρόληψη ηλεκτρονίων – αναγωγή).

Να σημειωθεί ότι τα ηλεκτρόνια που απωλέσθηκαν από τα άτομα που οξειδώθηκαν ($4\text{Fe} \times 3 \text{ e/Fe} = 12$) είναι ίσα με τα ηλεκτρόνια που προσελήφθησαν ($6\text{O} \times 2 \text{ e/O} = 12$).

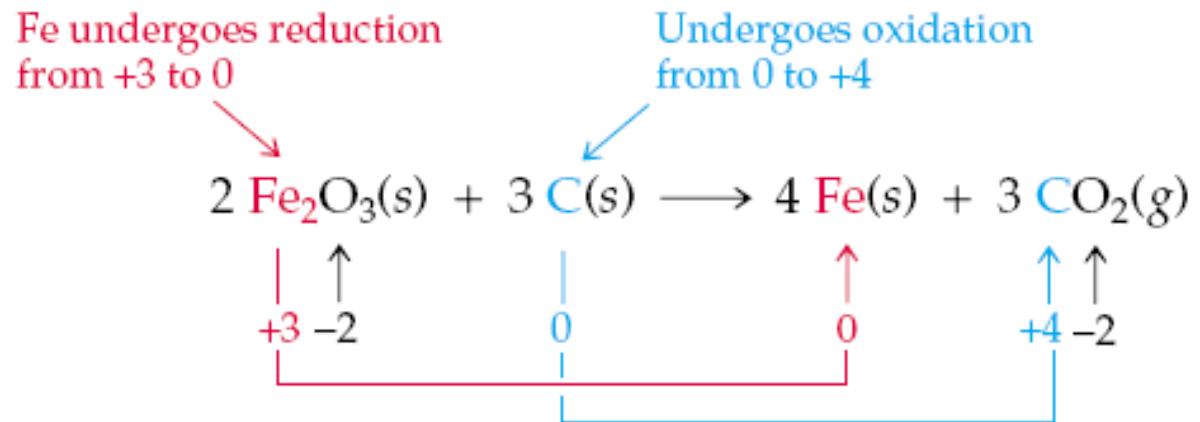


Αναγνώριση Αντιδράσεων Οξειδοαναγωγής

30

Μια παρόμοια ανάλυση μπορεί να γίνει και στην περίπτωση παραγωγής μεταλλικού σιδήρου από Fe_2O_3 . Το άτομο του σιδήρου ανάγεται γιατί από αριθμό οξείδωσης +3 πάει σε 0. Την ίδια στιγμή το άτομο C οξειδώνεται γιατί από αριθμό οξείδωσης 0 που έχει στη στοιχειακή του μορφή, πάει σε +4 στο CO_2 . Το άτομο του οξυγόνου δεν υφίσταται καμιά αλλαγή.

Ο συνολικός αριθμός ηλεκτρονίων που χάνεται από τα άτομα που οξειδώνονται ($3\text{C} \times 4 \text{ e/C} = 12$) ισούται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων που προσλαμβάνονται από τα άτομα που ανάγονται ($4\text{Fe} \times 3 \text{ e/Fe} = 12$).



Αναγνώριση Αντιδράσεων Οξειδοαναγωγής

31

Οι οξειδώσεις και οι αναγωγές συμβαίνουν πάντα ταυτόχρονα. Όποτε ένα άτομο απολέσει ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια (οξειδώνεται), ένα άλλο άτομο πρέπει να προσλάβει αυτά τα ηλεκτρόνια (να αναχθεί). Η ουσία που προκαλεί αναγωγή χάνοντας ηλεκτρόνια ονομάζεται **αναγωγικό μέσο**. Η ουσία που προκαλεί οξείδωση προσλαμβάνοντας ηλεκτρόνια ονομάζεται **οξειδωτικό μέσο**. Τα αναγωγικά μέσα οξειδώνονται και τα οξειδωτικά μέσα ανάγονται.

REDUCING AGENT

- Causes reduction
- Loses one or more electrons
- Undergoes oxidation
- Oxidation number of atom increases

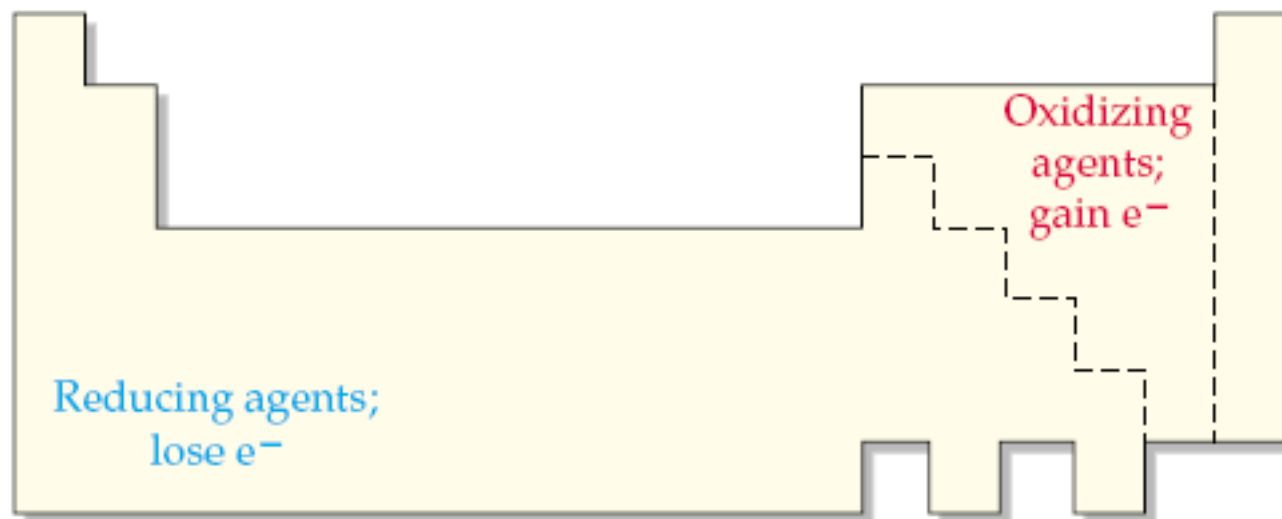
OXIDIZING AGENT

- Causes oxidation
- Gains one or more electrons
- Undergoes reduction
- Oxidation number of atom decreases

Αναγνώριση Αντιδράσεων Οξειδοαναγωγής

32

Οι αντιδράσεις Ο/Α είναι κοινές σε όλα τα στοιχεία, εκτός των ευγενών αερίων (ομάδα 8A). Γενικά, τα μέταλλα δρουν ως αναγωγικά μέσα, ενώ δραστικά μη-μέταλλα όπως το O_2 και τα αλογόνα, δρουν ως οξειδωτικά μέσα.



Τα διαφορετικά μέταλλα μπορούν ν' απολέσουν διαφορετικό αριθμό ηλεκτρονίων.

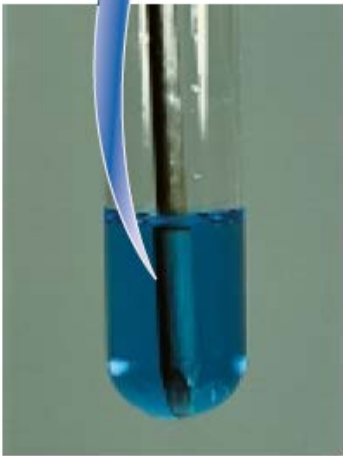
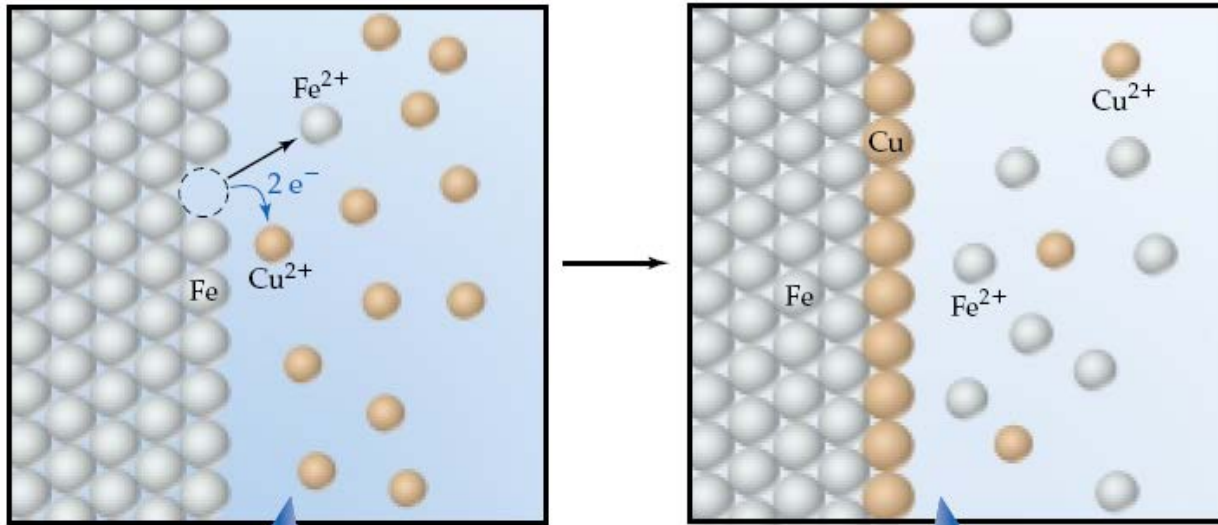
Η Σειρά Δραστικότητας των Στοιχείων

Η αντίδραση ενός κατιόντος σε υδατικό διάλυμα, συνήθως ενός μεταλλικού ιόντος, μ' ένα ελεύθερο στοιχείο είναι από τις απλούστερες αντιδράσεις Ο/Α. Τα προϊόντα είναι ένα διαφορετικό ιόν και ένα διαφορετικό στοιχείο. Για παράδειγμα, μεταλλικός σίδηρος αντιδρά με ιόντα Cu^{2+} και παράγεται Fe^{2+} και μεταλλικός χαλκός.



Ομοίως, μεταλλικό μαγνήσιο (Mg) αντιδρά με υδατικό διάλυμα οξέως (H^+) και παράγει ιόν Mg^{2+} και αέριο H_2 .





Η Σειρά Δραστικότητας των Στοιχείων

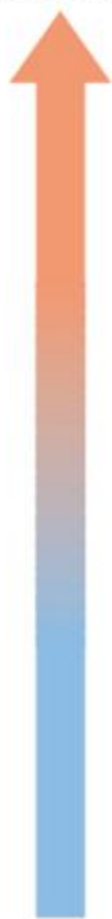
Η σχετική ευκολία με την οποία ένα ιόν / άτομο χάνει ή προσλαμβάνει ηλεκτρόνια, δηλαδή πόσο εύκολα οξειδώνεται ή ανάγεται, καθορίζει εάν μια αντίδραση μεταξύ ενός ιόντος και ενός στοιχείου είναι εφικτή.

Από την καταγραφή δεδομένων που προκύπτουν από μια διαδοχή διαφορετικών αντιδράσεων είναι δυνατό να οργανωθεί μια σειρά δραστικότητας, η οποία κατατάσσει τα στοιχεία με βάση την αναγωγική τους ικανότητα σε υδατικό διάλυμα.

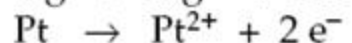
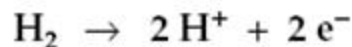
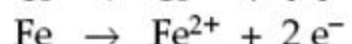
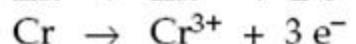
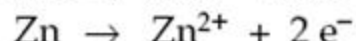
A Partial Activity Series of the Elements

Oxidation Reaction

Strongly
reducing



Weakly
reducing



These elements react rapidly with aqueous H^+ ions (acid) or with liquid H_2O to release H_2 gas.

These elements react with aqueous H^+ ions or with steam to release H_2 gas.

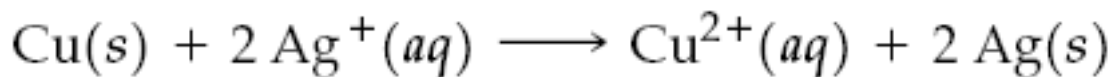
These elements react with aqueous H^+ ions to release H_2 gas.

These elements do not react with aqueous H^+ ions to release H_2 .

Η Σειρά Δραστικότητας των Στοιχείων

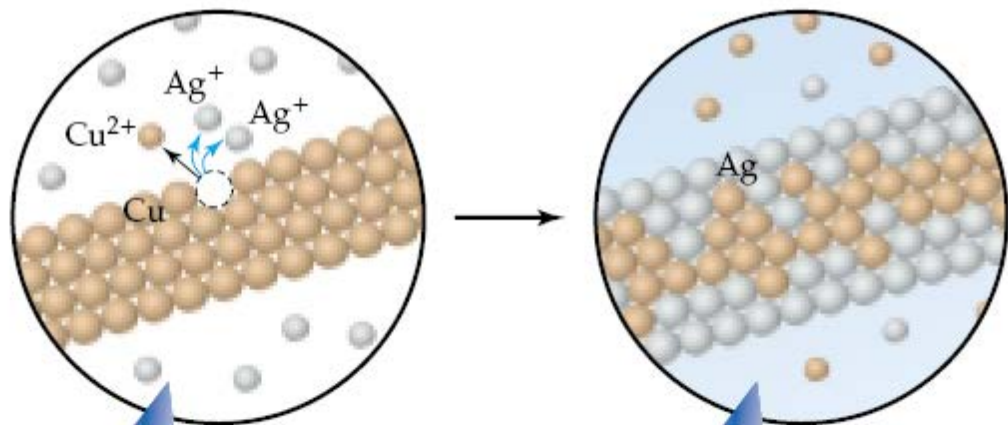
Τα στοιχεία στην κορυφή του πίνακα χάνουν ηλεκτρόνια πιο εύκολα και συνεπώς είναι ισχυρά αναγωγικά μέσα. Αντιθέτως, τα στοιχεία στη βάση του πίνακα χάνουν ηλεκτρόνια λιγότερο εύκολα και είναι ασθενή αναγωγικά μέσα.

Συνεπώς, οποιοδήποτε στοιχείο υψηλότερα στην κατάταξη δραστικότητας θα ανάγει το ιόν οποιουδήποτε στοιχείου χαμηλότερα στην κατάταξη. Για παράδειγμα, επειδή ο χαλκός βρίσκεται ψηλότερα από τον άργυρο, ο μεταλλικός Cu μπορεί να δώσει ηλεκτρόνια σε ιόντα Ag^+ .



Αντιθέτως, επειδή ο χρυσός είναι χαμηλότερα στην κατάταξη, ο μεταλλικός Au δεν μπορεί να δώσει ηλεκτρόνια σε ιόντα Ag^+ .





(a)



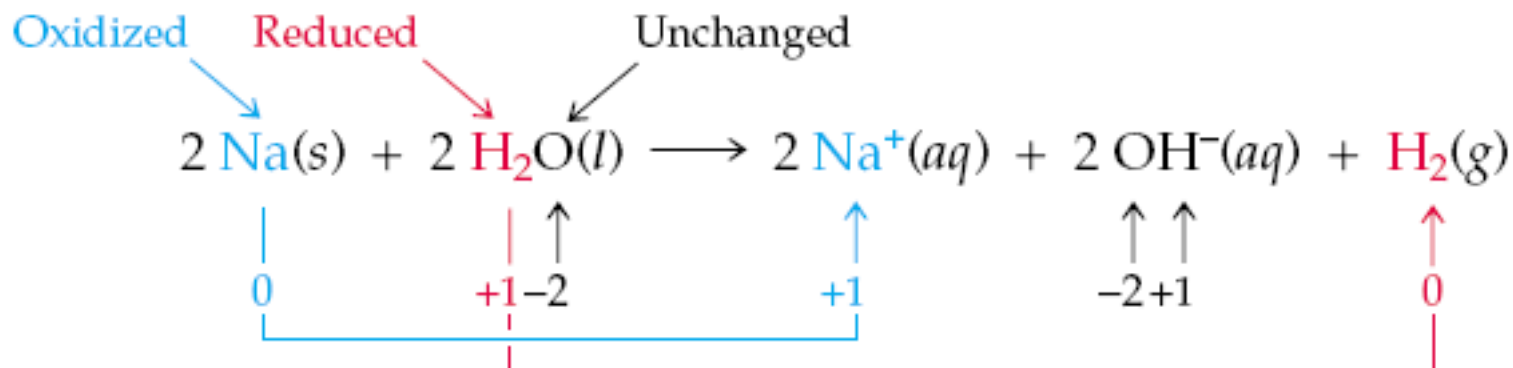
(b)

Η Σειρά Δραστικότητας των Στοιχείων

39

Η θέση του υδρογόνου στη σειρά κατάταξης είναι σημαντική, γιατί υποδεικνύει ποια μέταλλα μπορούν ν' αντιδράσουν με υδατικό διάλυμα οξέως (H^+) και ν' απελευθερώσουν αέριο H_2 .

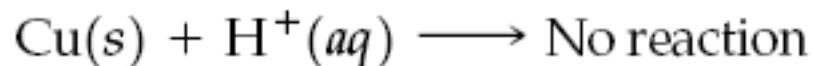
Τα μέταλλα στην κορυφή της κατάταξης – τα αλκαλιμέταλλα της ομάδας 1A και οι αλκαλικές γαίες της ομάδας 2A – είναι τόσο ισχυρά αναγωγικά μέσα που αντιδρούν ακόμα και με καθαρό νερό, όπου η συγκέντρωση H^+ είναι πολύ χαμηλή.



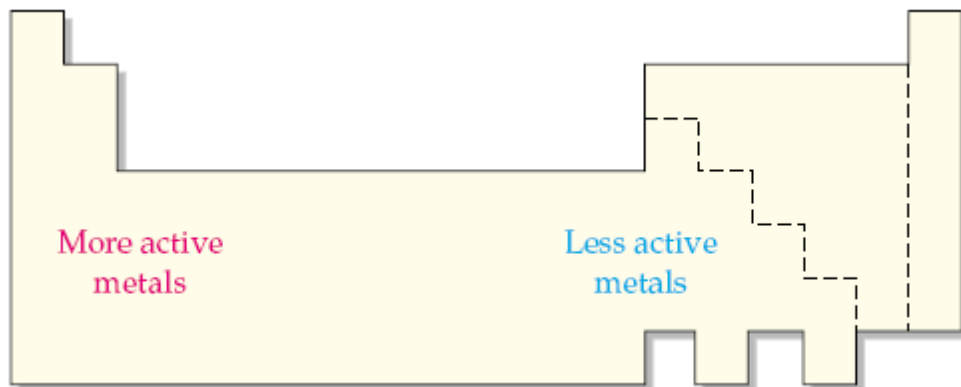
Η Σειρά Δραστικότητας των Στοιχείων

40

Αντιθέτως, τα στοιχεία στη μέση της κατάταξης αντιδρούν με οξύ αλλά όχι με νερό και αυτά χαμηλά στην κατάταξη δεν αντιδρούν ούτε με οξύ, ούτε με νερό.



Να σημειωθεί ότι τα περισσότερα δραστικά μέταλλα (κορυφή της κατάταξης) είναι στ' αριστερά του περιοδικού πίνακα, ενώ αντιθέτως τα λιγότερο δραστικά (βάση της κατάταξης) βρίσκονται στα δεξιά.

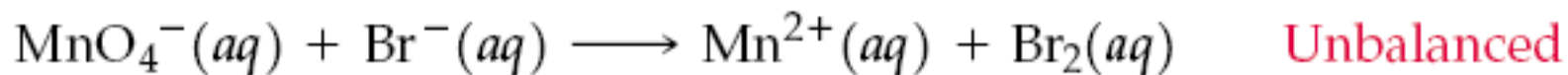


Ισοστάθμιση Αντιδράσεων Ο/Α – Η Μέθοδος Αριθμού Οξειδωσης

41

Το κλειδί στη μέθοδο αριθμού οξειδωσης ως προσέγγιση ισοστάθμισης είναι η διαπίστωση ότι το καθαρό φορτίο στο σύνολο όλων των αριθμών οξειδωσης πρέπει να είναι 0. Αυτό σημαίνει ότι οποιαδήποτε αύξηση στον αριθμό οξειδωσης των οξειδωμένων ατόμων θα πρέπει να ισοδυναμεί με τη μείωση στον αριθμό οξειδωσης των ανηγμένων ατόμων.

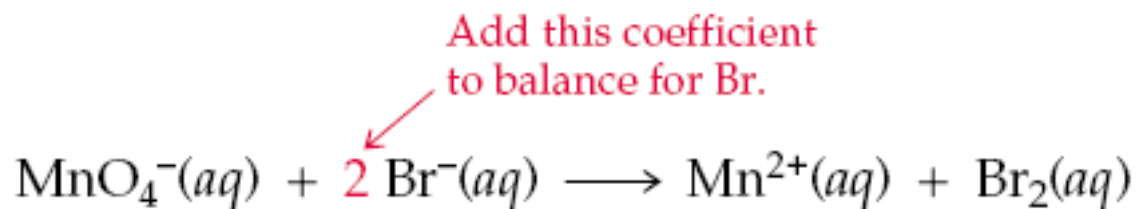
Για παράδειγμα, το KMnO_4 αντιδρά με NaBr . Το ιόν MnO_4^- ανάγεται από το Br^- σε ιόντα Mn^{2+} , ενώ παράγεται και Br_2 .



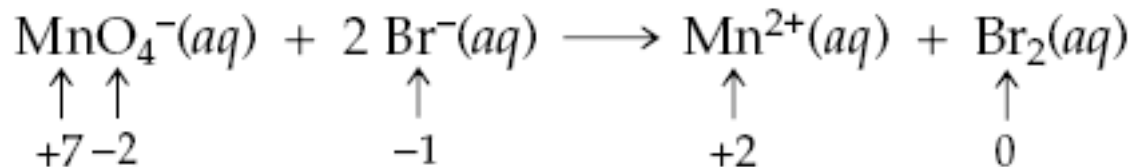
Ισοστάθμιση Αντιδράσεων Ο/Α – Η Μέθοδος Αριθμού Οξειδωσης

42

Το πρώτο βήμα είναι να ισοσταθμιστεί η αντίδραση για όλα τα άτομα, εκτός από το Ο και Η.



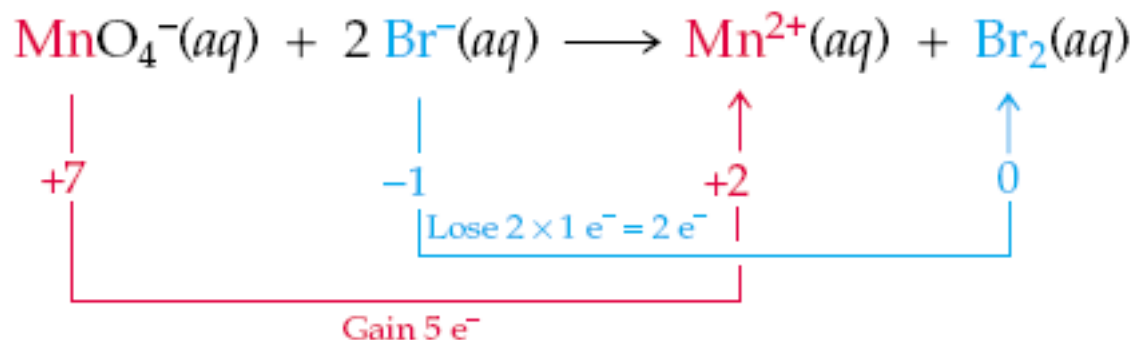
Ακολουθως, βρίσκονται οι αριθμοί οξείδωσης όλων των ατόμων και στα αντιδρώντα και στα προϊόντα.



Ισοστάθμιση Αντιδράσεων Ο/Α – Η Μέθοδος Αριθμού Οξειδωσης

43

Μετά, βρίσκονται τα άτομα των οποίων ο αριθμός οξειδωσης έχει αλλάξει, και έχουν υποστεί είτε οξείδωση, είτε αναγωγή.

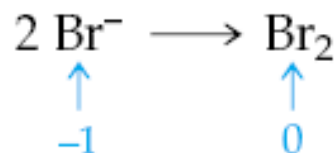


Ισοστάθμιση Αντιδράσεων Ο/Α – Η Μέθοδος Αριθμού Οξειδωσης

44

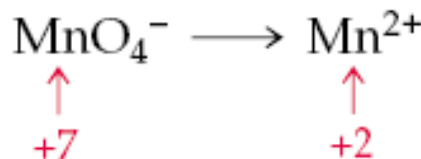
Το επόμενο βήμα είναι να υπολογιστεί η καθαρή αύξηση στον αριθμό οξείδωσης των οξειδωμένων ατόμων και η καθαρή μείωση στον αριθμό οξείδωσης των ανηγμένων ατόμων. Μετά, οι τιμές αυτές πολλαπλασιάζονται με κατάλληλους συντελεστές για να γίνουν ίσες.

Increase in oxidation number:



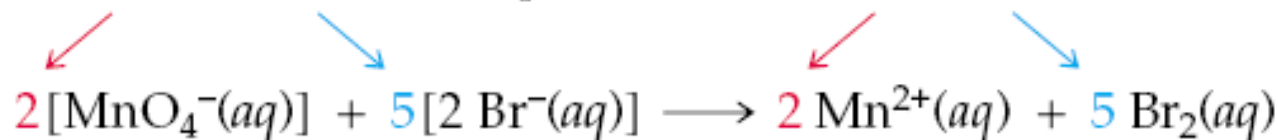
Net increase = +2

Decrease in oxidation number:



Net decrease = -5

Multiply by these coefficients to make the net increase in oxidation number equal to the net decrease.

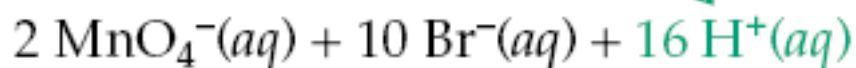


Ισοστάθμιση Αντιδράσεων Ο/Α – Η Μέθοδος Αριθμού Οξειδωσης

45

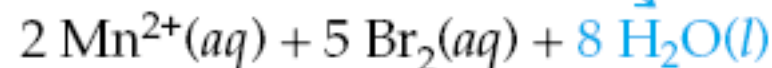
Τέλος, επειδή η αντίδραση λαμβάνει χώρα σε όξινο περιβάλλον, ισοσταθμείται η εξίσωση για Ο με προσθήκη H_2O στην πλευρά με τα λιγότερα Ο και με την προσθήκη H^+ στην πλευρά με τα λιγότερα Η.

Next, add these H^+ ions to balance H.



$$\text{Charge: } (2 \times -1) + (-10) + (+16) = +4$$

First, add these water molecules to balance O.



$$\text{Charge: } (2 \times +2) = +4$$