

Χημικές Αντιδράσεις

Η ιοντική θεωρία των διαλυμάτων

Απλές χημικές αντιδράσεις πραγματοποιούμενες κυρίως σε υδατικά διαλύματα βοηθούν στην κατανόηση πολυπλοκότερων που αναφέρονται στη βιολογία, γεωλογία, περιβάλλον...



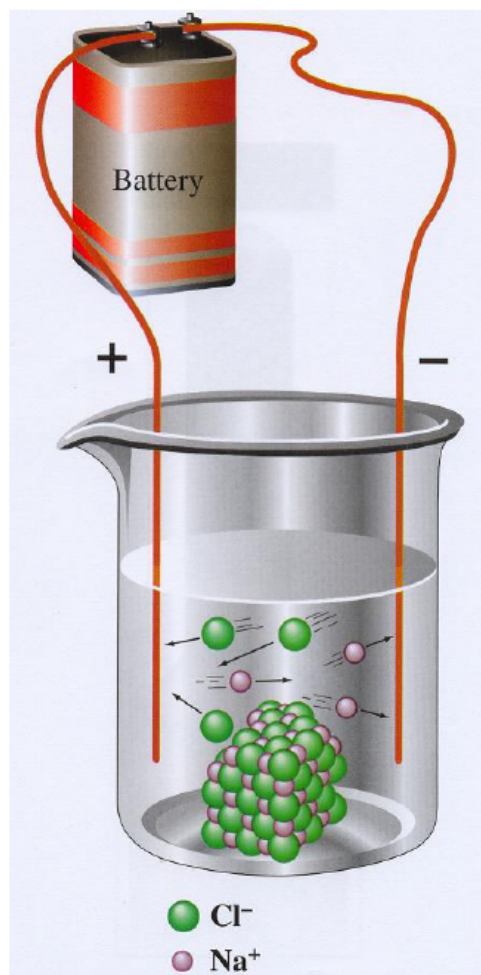
Svante Arrhenius (1859-1927)
Σουηδός Χημικός (Νόμπελ
Χημείας 1903)

Η ιοντική θεωρία των διαλυμάτων

Προτάθηκε από τον [Arrhenius](#)
το 1884

για να ερμηνευθεί η **αγωγιμότητα**
του καθαρού νερού μετά τη
διάλυση ορισμένων ουσιών σε
αυτό

Η ιοντική θεωρία των διαλυμάτων

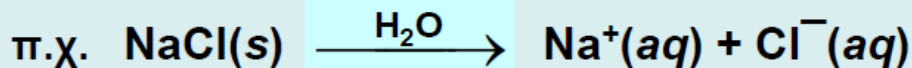


Κίνηση ιόντων σε διάλυμα

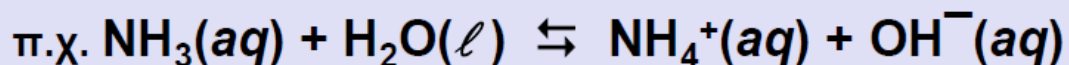
Ουσίες που διαλύονται στο νερό είναι είτε **ηλεκτρολύτες** είτε **μη ηλεκτρολύτες**

Ηλεκτρολύτης: ουσία που διαλυόμενη στο νερό δίνει διάλυμα ηλεκτρικά αγώγιμο (π.χ. τα περισσότερα ιοντικά στερεά, το HCl κ.λπ.)

Ισχυρός ηλεκτρολύτης: Υπάρχει στο διάλυμα σχεδόν εξ ολοκλήρου υπό μορφή ιόντων



Ασθενής ηλεκτρολύτης: Υπάρχει στο διάλυμα ένα σχετικά μικρό ποσοστό ιόντων



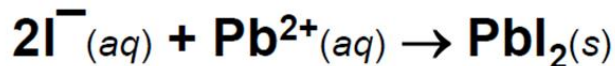
Μη Ηλεκτρολύτης: ουσία που διαλυόμενη στο νερό δίνει μη αγώγιμο ή πολύ ασθενώς αγώγιμο διάλυμα (π.χ. οι μοριακές ενώσεις σακχαρόζη C₁₂H₂₂O₁₁, μεθανόλη CH₃OH κ.λπ.)

Μοριακές και ιοντικές εξισώσεις

- ▶ Μοριακή εξίσωση: αντιδρώντα και προϊόντα αναγράφονται ως μοριακές ενώσεις ανεξάρτητα αν στην πραγματικότητα στο διάλυμα κάποιες από αυτές εμφανίζονται υπό μορφή ιόντων
- ▶ Πλήρης ιοντική εξίσωση: μας δείχνει τι γίνεται σε επίπεδο ιόντων. Οι ισχυροί ηλεκτρολύτες αναγράφονται ως ξεχωριστά ιόντα στο διάλυμα



- ▶ Τελική ιοντική εξίσωση: Διαγράφονται τα ιόντα «θεατές» (απαθή στην αντίδραση) από την πλήρη ιοντική εξίσωση.



Τύποι χημικών αντιδράσεων

1. Αντιδράσεις καταβύθισης: Ανάμιξη διαλυμάτων δύο ιοντικών ουσιών και σχηματισμός στερεάς ιοντικής ουσίας (ίζημα)
2. Αντιδράσεις οξέων βάσεων: Βάση και οξύ αντιδρούν με μεταφορά πρωτονίου μεταξύ των αντιδρώντων
3. Αντιδράσεις οξειδωσης-αναγωγής: Εμπεριέχεται μεταφορά ηλεκτρονίων μεταξύ των αντιδρώντων

Αντιδράσεις καταβύθισης

- ▶ Μια αντίδραση καταβύθισης λαμβάνει χώρα σε υδατικό διάλυμα επειδή ένα προϊόν είναι *αδιάλυτο* στο νερό.
- ▶ Διαλυτότητα : Ικανότητα των ουσιών να διαλύονται στο νερό (ευδιάλυτες και αδιάλυτες ή δυσδιάλυτες ουσίες). Ορίζεται ως η μάζα ουσίας που διαλύεται σε δεδομένη ποσότητα νερού (συνήθως g/100 mL) και δεδομένη θερμοκρασία
- ▶ Γραμμένη ως μοριακή εξίσωση μια αντίδρασης καταβύθισης έχει τη μορφή αντίδρασης ανταλλαγής, όπου:
- ▶ Αντίδραση ανταλλαγής (ή μετάθεσης): Εμπεριέχει την ανταλλαγή ιόντων μεταξύ των δύο αντιδρώντων, π.χ.
- ▶ $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaI}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgI}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$

ΚΑΝΟΝΕΣ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (ΓΙΑ ΥΔΑΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ)

1. Όλα τα άλατα των αλκαλίων (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) (Ομάδα IA ή 1) και του αμμωνίου (NH_4^+) είναι ευδιάλυτα
2. Όλα τα οξικά (CH_3COO^-), υπερχλωρικά (ClO_4^-), χλωρικά (ClO_3^-) και νιτρικά (NO_3^-), άλατα είναι ευδιάλυτα
3. Οι ενώσεις των αργύρου (Ag^+), υψυδραργύρου (Hg_2^{2+}), και μολύβδου (Pb^{2+}) είναι δυσδιάλυτες
4. Όλα τα χλωρίδια, βρωμίδια και ιωδίδια (Cl^- , Br^- , I^-) είναι ευδιάλυτα
5. Όλα τα ανθρακικά (CO_3^{2-}), φωσφορικά (PO_4^{3-}), πυριτικά (SiO_4^{4-}) άλατα, τα υδροξείδια (OH^-), οξείδια (O^{2-}) και σουλφίδια (S^{2-}) είναι δυσδιάλυτα
6. Τα θειικά (SO_4^{2-}) άλατα είναι ευδιάλυτα εκτός εκείνων του ασβεστίου (Ca^{2+}) και του βαρίου (Ba^{2+})

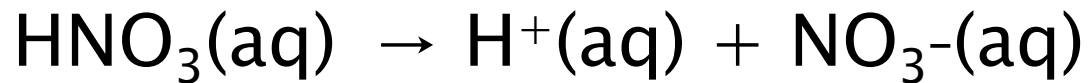
Οι κανόνες εφαρμόζονται αυστηρά με τη σειρά που δίνονται!

- ▶ Τα οξέα και οι βάσεις μεταβάλλουν το χρώμα ορισμένων χρωστικών που λέγονται δείκτες, όπως το ηλιοτρόπιο και η φαινολοφθαλεΐνη.
- ▶ Δείκτες: Χρωστικές χρησιμοποιούμενες για διάκριση όξινων και βασικών διαλυμάτων μέσω χρωματικών αλλαγών

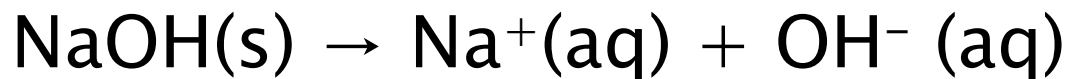


Οξέα και βάσεις κατά Arrhenius

- ▶ Οξύ κατά Arrhenius είναι η ουσία η οποία, όταν διαλύεται σε νερό, αυξάνει τη συγκέντρωση των ιόντων υδρογόνου, H^+ (aq).

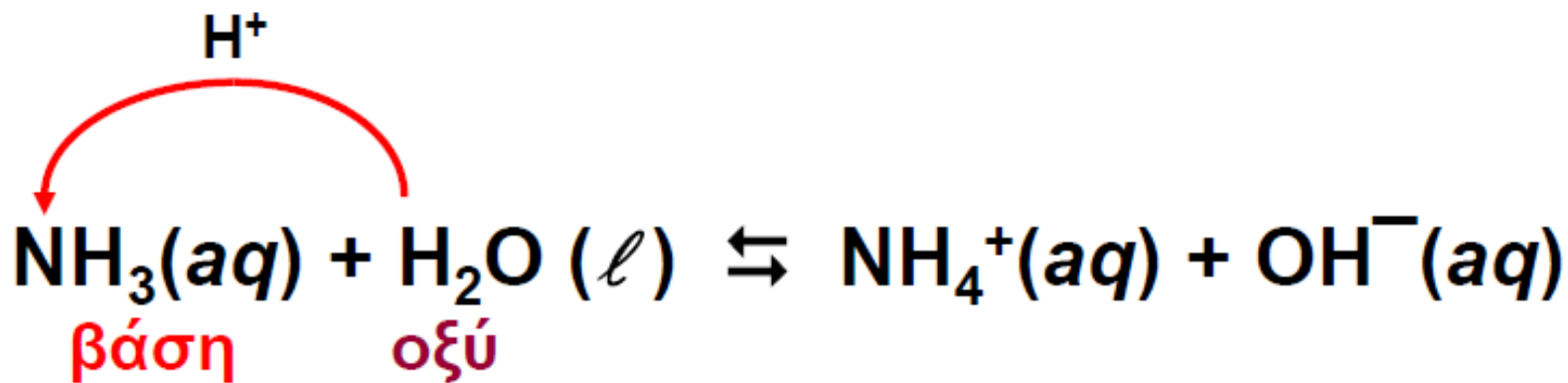


- ▶ Βάση κατά Arrhenius είναι μια ουσία η οποία, όταν διαλύεται σε νερό, αυξάνει τη συγκέντρωση των ιόντων υδροξειδίου, OH (aq).



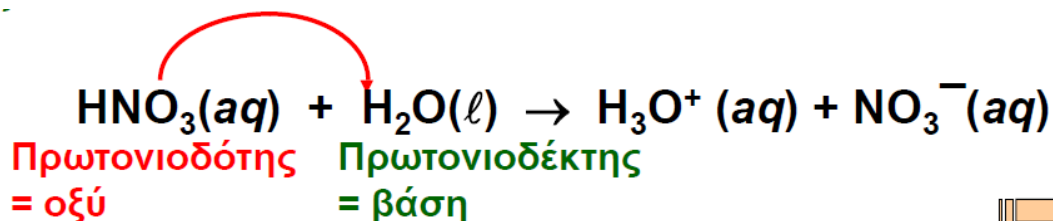
Οξέα και βάσεις κατά Brønsted–Lowry

- ▶ Οξύ κατά Brønsted–Lowry (B–L), είναι το μόριο ή το ιόν που δίνει πρωτόνιο σε μια αντίδραση μεταφοράς πρωτονίου.
- ▶ Βάση είναι το μόριο ή το ιόν που δέχεται το πρωτόνιο σε μια αντίδραση μεταφοράς πρωτονίου.

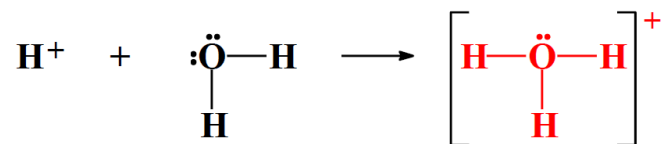


Ιόν υδρονίου ή οξονίου

- ▶ Στην πράξη το H^+ (aq) το θεωρούμε H_3O^+ (aq) και ονομάζεται ιόν υδρονίου ή οξονίου



- ▶ Το ιόν H^+ (πρωτόνιο) δεν μπορεί να υπάρξει ελεύθερο μέσα στο νερό. Το θετικό φορτίο που φέρει έλκεται από ένα HZ ενός μορίου νερού και σχηματίζεται το ιόν υδρονίου ή οξονίου, H_3O^+



- ▶ Το ιόν υδρονίου, H_3O^+ , συνδέεται μέσω δεσμών υδρογόνου με ένα μεταβλητό αριθμό μορίων νερού.

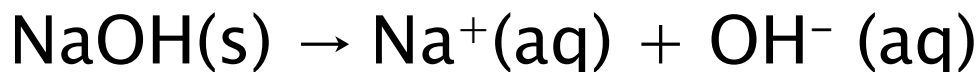
Ισχυρά και Ασθενή Οξέα

- ▶ Ισχυρό οξύ : ιοντίζεται πλήρως σε νερό (ισχυρός ηλεκτρολύτης) Π.χ. το υδροχλωρικό οξύ, HCl :
$$\text{HCl}(aq) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$$
- ▶ Άλλα ισχυρά οξέα: HClO_4 , H_2SO_4 , HI, HBr, HCl, HNO_3
- ▶ Τα περισσότερα από τα υπόλοιπα οξέα που συναντούμε είναι **Ασθενή οξέα**: δεν ιοντίζονται πλήρως σε νερό (ασθενείς ηλεκτρολύτες) και συνυπάρχουν κατά μια αντίθετη αντίδραση (διπλό βέλος) μαζί με τα αντίστοιχα ιόντα. Σε ιοντική εξίσωση παριστάνονται με τους τύπους των ενώσεων.
- ▶ Π.χ., η αντίδραση του οξικού οξέος, CH_3COOH είναι:



Ισχυρές και Ασθενείς βάσεις

- ▶ Ισχυρή βάση: ιοντίζεται πλήρως σε υδατικό διάλυμα δίνοντας OH^- και ένα κατιόν (ισχυρός ηλεκτρολύτης). Π.χ. το υδροξείδιο του νατρίου, NaOH :

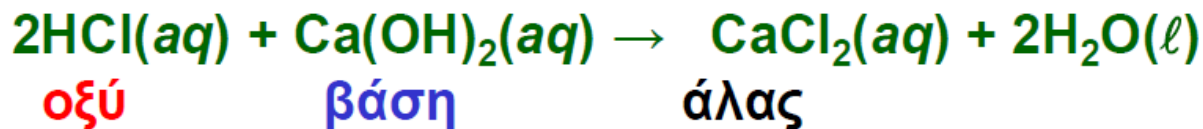


- ▶ Άλλες ισχυρές βάσεις: LiOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- ▶ Οι περισσότερες από τις υπόλοιπες βάσεις που συναντούμε είναι **Ασθενείς βάσεις**: δεν ιοντίζονται πλήρως στο νερό (ασθενείς ηλεκτρολύτες) και συνυπάρχουν κατά μια αντίθετη αντίδραση μαζί με τα αντίστοιχα ιόντα. Π.χ., η αντίδραση της αμμωνίας είναι:



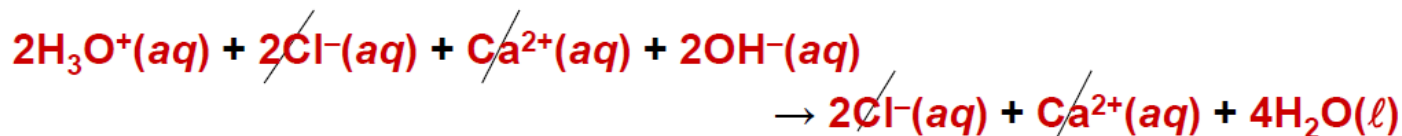
Αντιδράσεις εξουδετέρωσης

- ▶ Αντίδραση εξουδετέρωσης: αντίδραση ενός οξέος και μιας βάσης που καταλήγει σε μια ιοντική ένωση και πιθανώς νερό.
- ▶ Όταν μια βάση προστίθεται σε διάλυμα οξέος, λέμε ότι το οξύ εξουδετερώνεται.
- ▶ *Ιοντική ένωση* που προκύπτει ως προϊόν μιας αντίδρασης εξουδετέρωσης ονομάζεται άλας.
- ▶ Οι περισσότερες ιοντικές ενώσεις, εκτός από τα υδροξείδια και τα οξείδια, είναι άλατα, τα οποία μπορούν να ληφθούν από αντιδράσεις εξουδετέρωσης, όπως π.χ.

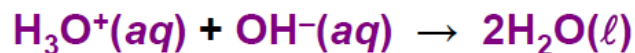


Αντιδράσεις εξουδετέρωσης

- ▶ Το σχηματιζόμενο άλας σε μια αντίδραση εξουδετέρωσης απαρτίζεται από κατιόντα που λαμβάνονται από τη βάση και ανιόντα που λαμβάνονται από το οξύ.
- ▶ Στο παράδειγμα, η βάση είναι το $\text{Ca}(\text{OH})_2$ που διαθέτει τα κατιόντα Ca^{2+} και το οξύ είναι το HCl που παρέχει τα ανιόντα Cl^- . Το άλας περιέχει ιόντα Ca^{2+} και Cl^- (CaCl_2).
- ▶ Η ίδια αντίδραση υπό ιοντική μορφή:



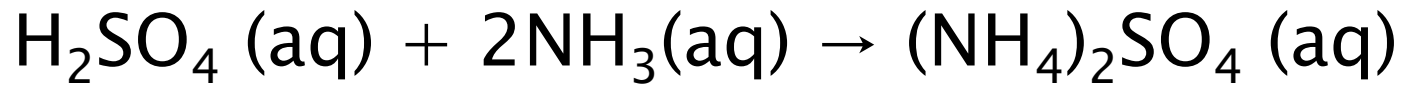
Μετά τη διαγραφή των *ιόντων θεατών* $\text{Cl}^-(\text{aq})$ και $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) \Rightarrow$



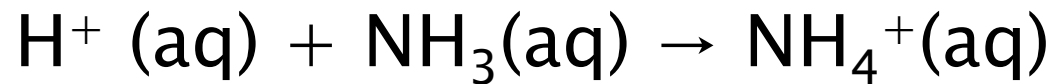
➡ Αντίδραση εξουδετέρωσης είναι ο συνδυασμός ιόντων υδρογόνου (ή υδρονίου) και ιόντων υδροξειδίου προς σχηματισμό μορίων νερού.

Αντιδράσεις εξουδετέρωσης

- ▶ Εξαίρεση:



- ▶ Πάλι παρατηρείται η μεταφορά πρωτονίου (χαρακτηριστικό οξοβασικής αντίδρασης) :



(τελική ιοντική εξίσωση)

Πολυπρωτικό οξύ

- ▶ Πολυπρωτικό οξύ: παρέχει δύο ή περισσότερα όξινα υδρογόννα ανά μόριο, π.χ. φωσφορικό οξύ, H_3PO_4 (τριπρωτικό οξύ), που με διαφορετικές ποσότητες βάσης δίνει σειρά αλάτων:



Τα NaH_2PO_4 και Na_2HPO_4 ονομάζονται και **όξινα άλατα**

Αντιδράσεις οξέων-βάσεων υπό σχηματισμό αερίου

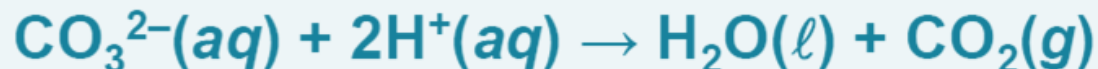
Πίνακας: Ιοντικές ενώσεις που παράγουν ένα αέριο προϊόν όταν αντιδρούν με οξέα

Ιοντική ένωση	Αέριο	Παράδειγμα
Ανθρακικό (CO_3^{2-})	CO_2	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
Θειώδες (SO_3^{2-})	SO_2	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
Σουλφίδιο (S^{2-})	H_2S	$\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$

☆ Επεξεργασία ορυκτών με υδροχλωρικό οξύ και «αναβρασμός» τους αποδεικνύει την ύπαρξη ανθρακικών αλάτων:

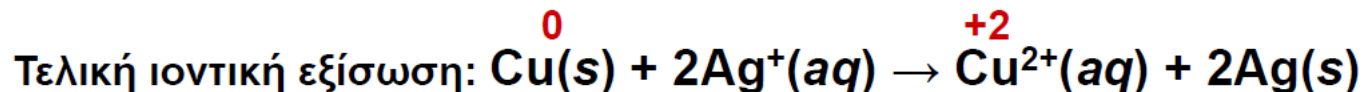
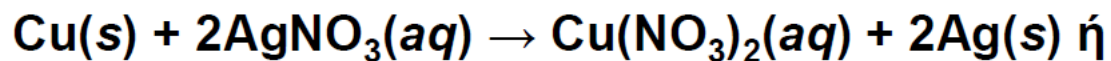


Και η τελική ιοντική εξίσωση (ανταλλαγής ή μετάθεσης) είναι:



Αντιδράσεις οξείδωσης-αναγωγής

- ▶ Αντιδράσεις όπου έχουμε μεταφορά ηλεκτρονίων από μια οντότητα σε άλλη:



Αντίδραση χαλκού σε υδατικό διάλυμα νιτρικού αργύρου

Αριθμός οξείδωσης

- ▶ Αριθμός οξείδωσης (ή κατάσταση οξείδωσης) ατόμου ορίζεται το πραγματικό φορτίο του ατόμου αν το άτομο εμφανίζεται στην ένωση ως μονατομικό ιόν ή το υποθετικό φορτίο που αποδίδεται στο άτομο βάσει κάποιων απλών κανόνων.
- ▶ Αντίδραση οξειδοαναγωγής: εκείνη όπου τα άτομα αλλάζουν αριθμό οξείδωσης
- ▶ Αύξηση αριθμού οξείδωσης: Οξείδωση
- ▶ Ελάττωση αριθμού οξείδωσης: Αναγωγή

Αριθμοί Οξειδωσης (Α.Ο.)

- ▶ Πολλοί Α.Ο. αντιστοιχούν στην απώλεια ή την πρόσληψη τόσων ηλεκτρονίων από άτομο ώστε αυτό να αποκτήσει σταθερή Η.Δ. (συμπληρωμένων υποστιβάδων) και είναι χρήσιμοι για την:
 - Αναγραφή χημικών τύπων
 - Ισοστάθμιση εξισώσεων
 - Πρόβλεψη πιθανών προϊόντων σε αντιδράσεις οξειδοαναγωγής
 - Συστηματική ονοματολογία

Κανόνες για την απόδοση αριθμών οξείδωσης

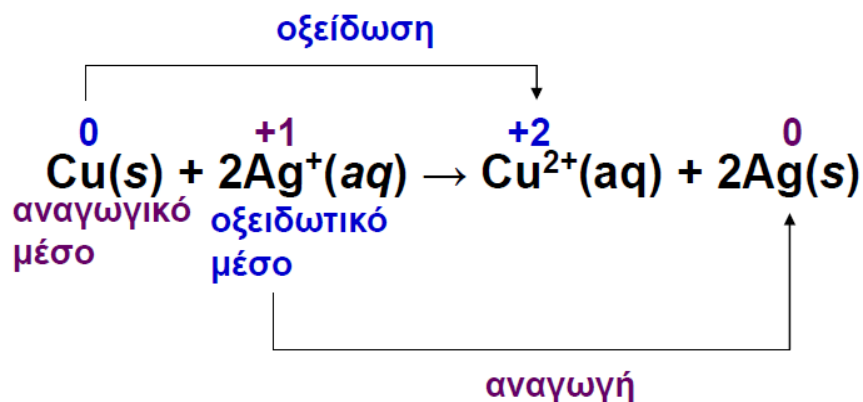
Κανόνας	Εφαρμόζεται σε	Διατύπωση
1	Στοιχεία	Ο Α.Ο. ατόμου σε στοιχειακή κατάσταση είναι 0
2	Μονατομικά ιόντα	Ο Α.Ο. ατόμου σε μονατομικό ιόν = <u>φορτίο ιόντος</u>
3	Οξυγόνο	Ο Α.Ο. του O = -2 (εξαιρούνται τα υπεροξειδία π.χ. στο H_2O_2 όπου ο Α.Ο. του O = -1)
4	Υδρογόνο	Ο Α.Ο. του H = +1 στις περισσότερες ενώσεις (σε δυαδικές ενώσεις με μέταλλα = -1)
5	Αλογόνα	Ο Α.Ο. του F = -1 παντού (το ίδιο και των άλλων σε δυαδικές ενώσεις εκτός εκείνων με O ή αλογόνο $< Z$)
6	Ενώσεις και πολυατομικά ιόντα	Άθροισμα Α.Ο. των ατόμων σε μια ένωση = 0 Άθροισμα Α.Ο. των ατόμων σε πολυατομικό ιόν = φορτίο του ιόντος

Περιγραφή αντιδράσεων οξείδωσης-αναγωγής

- ▶ Ημιαντίδραση: ένα από τα δυο μέρη μιας αντίδρασης οξειδοαναγωγής της οποίας το ένα μέρος περιλαμβάνει την απώλεια ηλεκτρονίων από μια οντότητα (οξείδωση-αύξηση αριθμού οξείδωσης) και το άλλο την απόκτηση ηλεκτρονίων (αναγωγή-ελάττωση αριθμού οξείδωσης)



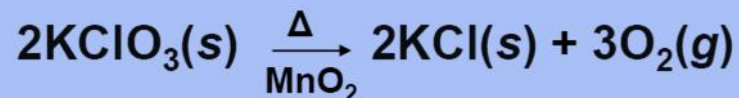
- ▶ **Οξειδωτικό μέσο:** οντότητα που οξειδώνει άλλη οντότητα ενώ η ίδια ανάγεται
- ▶ **Αναγωγικό μέσο:** οντότητα που ανάγει άλλη οντότητα ενώ η ίδια οξειδώνεται



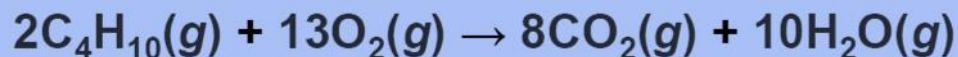
Αντιδράσεις οξείδωσης αναγωγής

1. Αντιδράσεις συνδυασμού: όπου δύο ουσίες συνδυάζονται για το σχηματισμό μιας τρίτης: $2\text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{NaCl}(s)$

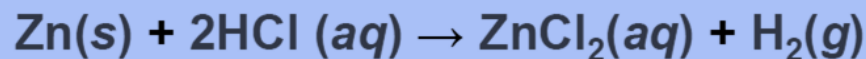
2. Αντιδράσεις διάσπασης: όπου μία και μόνο ένωση αντιδρά δίνοντας δύο ή περισσότερες ουσίες:



3. Αντιδράσεις καύσης: όπου μια ουσία αντιδρά με οξυγόνο, συνήθως υπό ταχεία έκλυση θερμότητας, ικανής να παράγει φλόγα:

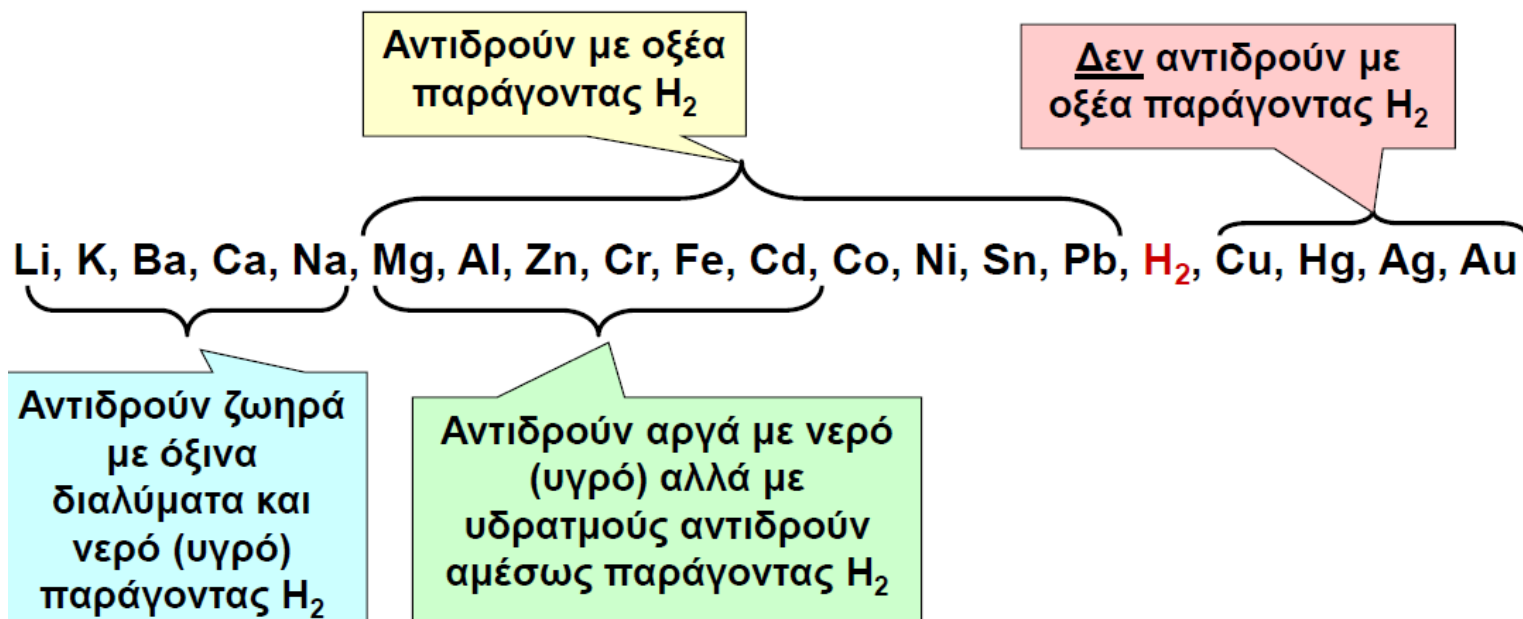


4. Αντιδράσεις αντικατάστασης (απλής): όπου ένα στοιχείο αντιδρά με μια ένωση αντικαθιστώντας ένα από τα στοιχεία της

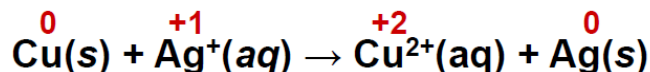


Προσοχή: Εξετάστε τους αριθμούς οξείδωσης για επαλήθευση οξειδοαναγωγής

Σειρά δραστικότητας των συνηθέστερων μετάλλων

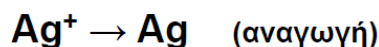
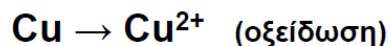


Ισοστάθμιση απλών εξισώσεων οξειδωσης-αναγωγής

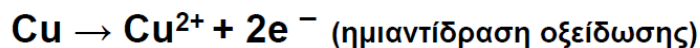


Εφαρμογή της μεθόδου των ημιαντιδράσεων σε απλές εξισώσεις οξειδωσης-αναγωγής

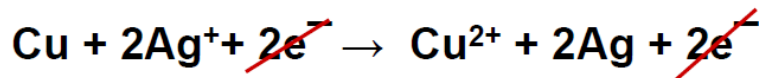
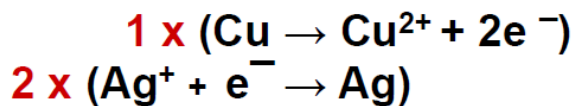
1. Γράφουμε τις ημιαντιδράσεις σε μη ισοσταθμισμένη μορφή:



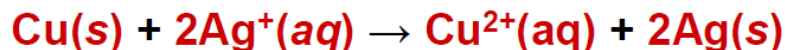
2. Εξισώνουμε τα φορτία προσθέτοντας ηλεκτρόνια δημιουργώντας ισοσταθμισμένες ημιαντιδράσεις



3. Πολλαπλασιάζουμε με τους κατάλληλους αριθμούς (ώστε να απαλείφονται τα ηλεκτρόνια) και προσθέτουμε τις δυο ημιαντιδράσεις:



4. Και η τελική ισοσταθμισμένη εξίσωση οξειδοαναγωγής είναι:



Γραμμομοριακή συγκέντρωση διαλυμάτων

- ▶ Συγκέντρωση διαλύματος: ποσότητα διαλυμένης ουσίας σε καθορισμένη ποσότητα διαλύματος
- ▶ *Αραιό διάλυμα*: μικρή συγκέντρωση διαλυμένης ουσίας
- ▶ *Πυκνό διάλυμα*: υψηλή συγκέντρωση διαλυμένης ουσίας
- ▶ Γραμμομοριακή συγκέντρωση ή molarity (M): moles διαλυμένης ουσίας σε ένα λίτρο διαλύματος

$$\text{Molarity (M)} = \frac{\text{moles διαλυμένης ουσίας}}{\text{λίτρα διαλύματος}}$$

$$\text{Εκατοστιαία περιεκτικότητα κατά μάζα διαλυμένης ουσίας} = \frac{\text{Μάζα διαλυμένης ουσίας}}{\text{Μάζα διαλύματος}} \times 100\%$$

Αραίωση διαλυμάτων

↪ Από τη σχέση: $Molarity (M) = \frac{\text{moles διαλυμένης ουσίας}}{\text{λίτρα διαλύματος}}$

↪ Συμπεραίνουμε ότι:

moles διαλυμένης ουσίας = molarity x λίτρα διαλύματος ή

moles διαλυμένης ουσίας = $M_i \times V_i$

↪ Με προσθήκη νερού (αραίωση) στο διάλυμα:

moles διαλυμένης ουσίας = $M_f \times V_f$

↪ Και επειδή τα moles της διαλυμένης ουσίας δεν αλλάζουν:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$