

ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ - ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ

Οι χημικές αντιδράσεις συμβολίζονται με τις χημικές εξισώσεις, μοριακές ή ιοντικές.

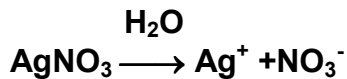
Οι χημικές αντιδράσεις που περιλαμβάνουν ιόντα συμβολίζονται με ιοντικές εξισώσεις.

Σε μία ιοντική εξίσωση γράφονται μόνο τα σωματίδια που πραγματικά συμμετέχουν στην αντίδραση, είτε ως αντιδρώντα είτε ως προϊόντα.

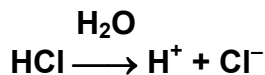
Μελέτη αντιδράσεων ιόντων Ag^+

αντίδραση: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$

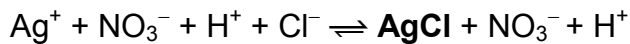
- υδατικό διάλυμα AgNO_3 (πηγή Ag^+)



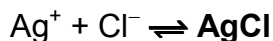
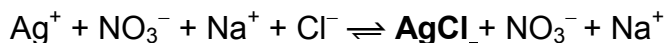
- υδατικό διάλυμα HCl (πηγή Cl^-)



$\text{AgNO}_3 + \text{HCl}$

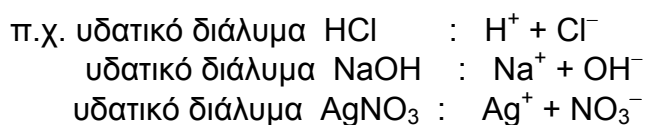


$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl}$



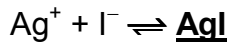
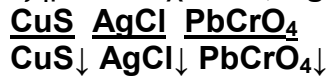
ΚΑΝΟΝΕΣ ΓΙΑ ΤΗΝ ΑΝΑΓΡΑΦΗ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΞΙΣΩΣΕΩΝ

1. Οι ευδιάλυτοι ισχυροί ηλεκτρολύτες αναγράφονται με τη μορφή ιόντων, επειδή ιοντίζονται πλήρως.

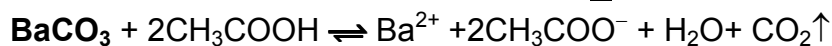
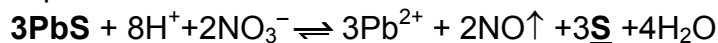


2. Με τη μορφή μορίων αναγράφονται:

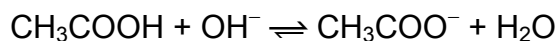
α) **στερεές ουσίες**, είτε υπάρχουν από την αρχή, είτε σχηματίζονται ως ιζήματα, π.χ. **CuS, AgCl, PbCrO₄**



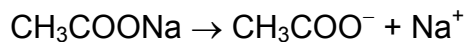
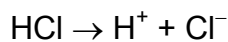
β) **Αέρια**. Η έκλυση αερίου από διάλυμα υποδηλώνεται με βέλος, που κατευθύνεται προς τα πάνω, το οποίο αναγράφεται δίπλα στον τύπο του αερίου.



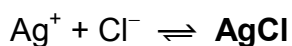
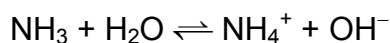
γ) **ευδιάλυτοι ασθενείς ηλεκτρολύτες:**



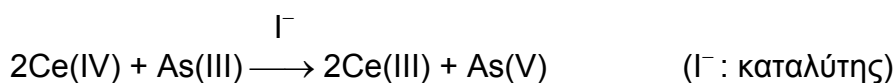
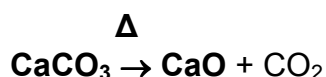
3. **Απλό βέλος** σε μία εξίσωση δηλώνει ότι η αντίδραση προχωράει εξ ολοκλήρου προς τη μία κατεύθυνση (**ποσοτική αντίδραση**) .



4. **Διπλό βέλος** (\rightleftharpoons) δηλώνει, ότι η αντίδραση είναι αμφίδρομη, ότι δηλαδή προχωράει και προς τις δύο κατευθύνσεις, ενώ τελικά αποκαθίσταται ισορροπία. Εάν το σημείο ισορροπίας της αμφίδρομης αντιδράσεως είναι μετατοπισμένο προς μία κατεύθυνση, το βέλος που δείχνει αυτή την κατεύθυνση γράφεται μεγαλύτερο από το άλλο, π.χ.

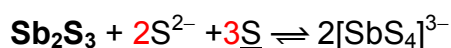
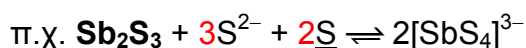


5. Ο καταλύτης, η θερμοκρασία ή η χρησιμοποίηση θερμότητας συνήθως αναγράφονται επάνω ή κάτω από το βέλος π.χ.



Σωστή εξίσωση είναι η εξίσωση που είναι σύμφωνη με τα πειραματικά δεδομένα, ισοσταθμισμένη από άποψη μάζας (δηλαδή ο αριθμός των ατόμων κάθε στοιχείου ίδιος και στα δύο μέλη της εξίσωσης) και ισοσταθμισμένη από άποψη φορτίων (δηλαδή το αλγεβρικό άθροισμα των φορτίων ίδιο και στα δύο μέλη της εξίσωσης).

Ο έλεγχος της ορθότητας μιας εξίσωσης από άποψη μάζας και φορτίων είναι απαραίτητος γιατί μπορεί να υπάρχουν πολλοί συνδυασμοί αριθμητικών συντελεστών που ισοσταθμίζουν τα άτομα σε δεδομένη ιοντική εξίσωση, απ'αυτούς όμως μόνον ο συνδυασμός που ισοσταθμίζει και τα φορτία είναι σωστός.



Και στις δύο εξισώσεις είναι ισοσταθμισμένα τα άτομα.

Μόνο η πρώτη όμως είναι σωστή γιατί είναι ισοσταθμισμένη και από άποψη φορτίων.

Τύποι χημικών αντιδράσεων

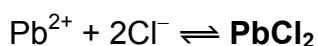
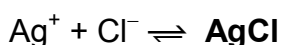
Οι χημικές αντιδράσεις ταξινομούνται σε δύο γενικές κατηγορίες

1. Μεταθετικές αντιδράσεις (στις οποίες δε γίνεται μεταβολή Αριθμού Οξειδώσεως)
2. Οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις (στις οποίες γίνεται μεταβολή Αριθμού Οξειδώσεως)

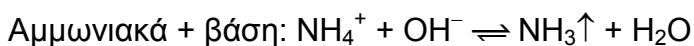
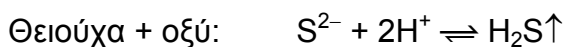
1. Μεταθετικές αντιδράσεις

Γνωστές και ως αντιδράσεις αντικαταστάσεως, γίνονται εξαιτίας της απομακρύνσεως ενός ή περισσοτέρων προϊόντων από τον κύκλο της αντιδράσεως. Η απομάκρυνση γίνεται με σχηματισμό ιζήματος ή αερίου ή ουσίας που ιοντίζεται ελάχιστα.

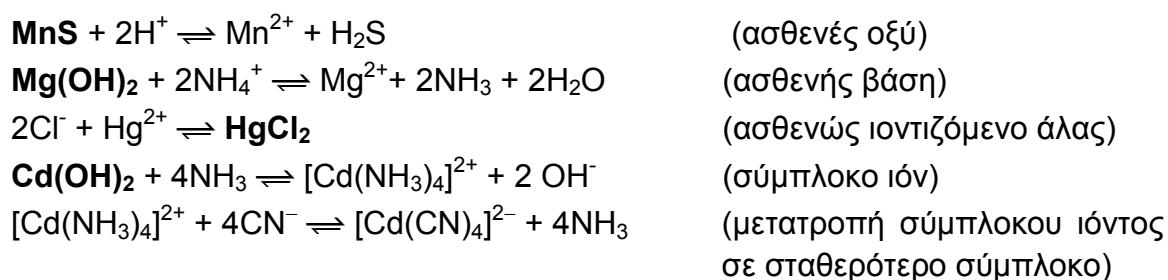
α) Σχηματισμός ιζήματος. Όσο δυσδιαλυτότερο είναι το ίζημα που σχηματίζεται τόσο πληρέστερη είναι η απομάκρυνση των ιόντων του από τον κύκλο της αντιδράσεως και επομένως τόσο περισσότερο ποσοτική είναι η αντίδραση.



β) Σχηματισμός αερίου. Ο αριθμός των αερίων, που σχηματίζονται κατά τις αντιδράσεις της ανόργανης ποιοτικής αναλύσεως είναι μικρός.



γ) Σχηματισμός ουσίας που ιοντίζεται ελάχιστα. Ο ασθενής ηλεκτρολύτης μπορεί να είναι το ύδωρ, ένα ασθενές οξύ, μία ασθενής βάση, ένα ασθενώς ιονιζόμενο άλας ή ένα σταθερό σύμπλοκο ιόν. Όσο μικρότερος είναι ο βαθμός ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη, τόσο πληρέστερη είναι η αντίδραση.



ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Αριθμός οξείδωσης (κατάσταση οξείδωσης) (Α.Ο)

Αντιπροσωπεύει πραγματικά φορτία μόνο στην περίπτωση μονοατομικών ιόντων π.χ. Na^+ , Cl^- , Mn^{2+}

Σε όλες τις άλλες περιπτώσεις είναι το φορτίο που 'φαίνεται' να έχει ένα άτομο όταν τα e^- αριθμούνται σύμφωνα με 2 αυθαίρετους κανόνες:

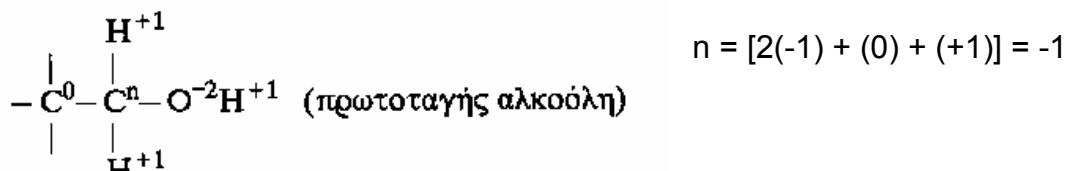
1. Κοινά e^- ανόμοιων ατόμων θεωρούνται ότι ανήκουν στο ηλεκτροαρνητικότερο άτομο.
2. Κοινά e^- όμοιων ατόμων διαμοιράζονται εξίσου.

ΚΑΝΟΝΕΣ ΚΑΘΟΡΙΣΜΟΥ Α.Ο.

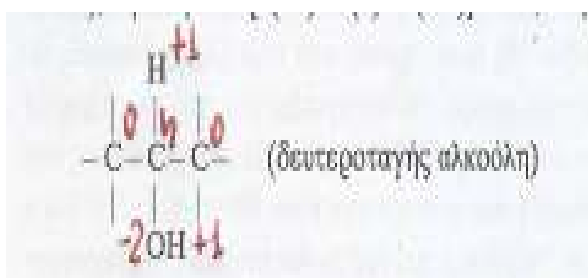
1. **Ελεύθερα στοιχεία: Α.Ο. = 0**,
π.χ. Cl_2 Α.Ο. $\text{Cl} = 0$, P_4 Α.Ο. $\text{P} = 0$
2. **Μονοατομικά ιόντα: Α.Ο. = φορτίο ιόντος**,
π.χ. Cu^{2+} : Α.Ο. = +2, Cl^- : Α.Ο. = -1
3. **Ενώσεις οξυγόνου: Α.Ο. Ο = -2**
Εξαιρέσεις: υπεροξειδία: Α.Ο. Ο = -1, OF_2 : Α.Ο. Ο = +2
4. **Ενώσεις υδρογόνου: Α.Ο. Η = +1**

Υπολογισμός Αριθμού Οξειδώσεως C πρωτοταγούς αλκοόλης

Σε περίπτωση που ένα άτομο είναι ενωμένο με δύο ή περισσότερα άτομα διαφορετικής ηλεκτραρνητικότητας, ο αριθμός οξειδώσεώς του υπολογίζεται από το αλγεβρικό άθροισμα αριθμών οξειδώσεως.

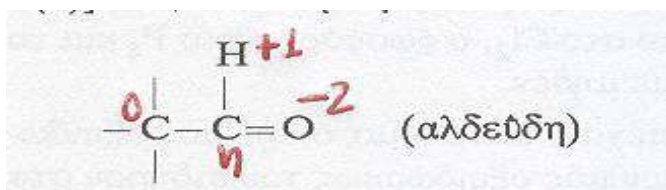


Εκτίμηση Αριθμού Οξειδώσεως C δευτεροταγούς αλκοόλης



$$n = [(+1) + (-1) + 2(0)] = 0$$

Εκτίμηση Αριθμού Οξειδώσεως C καρβονυλικής ομάδας



$$n = [(+2) + (-1) + (0)] = +1$$

Χρησιμοποιούμενοι όροι

Όρος	Μεταβολή e ⁻	Μεταβολή Α.Ο
οξειδωση	Απώλεια e ⁻	Αύξηση
Αναγωγή	Πρόσληψη e ⁻	Ελάττωση
Οξειδωτικό μέσο	Προσλαμβάνει e ⁻	ελάττωση
Αναγωγικό μέσο	Αποβάλλει e ⁻	αύξηση

Οξειδωση ονομάζεται κάθε αντίδραση κατά την οποία συμβαίνει αποβολή ή συνεισφορά ηλεκτρονίων από ένα άτομο ή ιόν

Αναγωγή ονομάζεται κάθε αντίδραση κατά την οποία συμβαίνει πρόσληψη ή συνεισφορά ηλεκτρονίων από ένα άτομο ή ιόν.

Οι αντιδράσεις οξειδωσης και αναγωγής αντισταθμίζουν η μια την άλλη ώστε όσα ηλεκτρόνια αποβάλλει το αναγωγικό σώμα, να τα προσλαμβάνει το οξειδωτικό σώμα και το σύστημα να παραμένει ηλεκτρικά ουδέτερο.

Προφανώς δεν μπορεί να συμβεί ποτέ οξειδωση χωρίς ταυτόχρονη αναγωγή και αντίστροφα.

Οξειδωτικά σώματα , είναι τα σώματα που μπορούν να προκαλέσουν οξειδωση σε άλλα σώματα.

Είναι τα στοιχεία και οι χημικές ενώσεις που περιέχουν στοιχεία , τα οποία έχουν την τάση να αναχθούν, δηλαδή να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια.

Αναγωγικά σώματα, είναι τα σώματα που μπορούν να προκαλέσουν αναγωγή σε άλλα σώματα.

Είναι τα στοιχεία και οι χημικές ενώσεις που περιέχουν στοιχεία, τα οποία έχουν την τάση να οξειδωθούν, δηλαδή να αποβάλλουν ηλεκτρόνια.

Οξειδωτικά και Αναγωγικά Μέσα

Ένα οξειδωτικό μέσο είναι τόσο ισχυρότερο, όσο μεγαλύτερη είναι η τάση του για πρόσληψη ηλεκτρονίων

Ένα αναγωγικό είναι τόσο ισχυρότερο, όσο μεγαλύτερη η τάση του για απόδοση ηλεκτρονίων.

Ισχύς οξειδωτικών και αναγωγικών μέσων εκφράζεται ποσοτικά με το κανονικό δυναμικό αναγωγής

– Όσο μεγαλύτερη η διαφορά των κανονικών δυναμικών αναγωγής του οξειδωτικού και του αναγωγικού, τόσο πληρέστερη είναι η οξειδοαναγωγική αντίδραση.

Κυριότερα οξειδωτικά μέσα:

- Μεταλλοϊόντα σε υψηλές καταστάσεις οξειδώσεως
- Ελεύθερα αμέταλλα

Μερικά οξειδωτικά μέσα μπορούν να αναχθούν προς διάφορα προϊόντα, ανάλογα με τις συνθήκες αντιδράσεως, π.χ MnO_4^-

Κυριότερα αναγωγικά μέσα:

- Μεταλλοϊόντα σε χαμηλές καταστάσεις οξειδώσεως
- Μέταλλα
- Ανιόντα αμετάλλων
- Μόρια ή ιόντα που περιέχουν στοιχείο που βρίσκεται σε χαμηλή κατάσταση οξειδώσεως, ενωμένο με οξυγόνο.

Πίνακας 3-2. Συνήθη οξειδωτικά μέσα

Οξειδωτικό μέσο	Συνθήκες	Ανηγγεμένη μορφή	Μεταβολή αριθμού οξειδώσεως
MnO_4^-	όξινο διάλυμα	Mn^{2+}	+7 σε +2 (Mn)
MnO_4^-	βασικό διάλυμα	MnO_2	+7 σε +4 (Mn)
$Cr_2O_7^{2-}$	όξινο διάλυμα	Cr^{3+}	+6 σε +3 (Cr)
NO_3^-	πυκνό οξύ (16 M)	NO_2	+5 σε +4 (N)
NO_3^-	αραιό οξύ (4 M)	NO	+5 σε +2 (N)
Cl_2	όξινο διάλυμα	Cl^-	0 σε -1
Br_2	όξινο διάλυμα	Br^-	0 σε -1
I_2	όξινο διάλυμα	I^-	0 σε -1
Cu^{2+}	όξινο διάλυμα	Cu	+2 σε 0
ClO_3^-	όξινο διάλυμα	Cl^-	+5 σε -1 (Cl)
H_2O_2	όξινο διάλυμα	H_2O	-1 σε -2 (O)
HO_2^-	βασικό διάλυμα	OH^-	-1 σε -2 (O)

Πίνακας 3-3. Συνήθη αναγωγικά μέσα

Αναγωγικό μέσο	Συνθήκες	Οξειδωμένη μορφή	Μεταβολή αριθμού οξειδώσεως
$NaAsO_2$	όξινο διάλυμα	AsO_4^{3-}	+3 σε +5
H_2SO_3	όξινο διάλυμα	SO_4^{2-}	+4 σε +6 (S)
H_2S	όξινο διάλυμα	S	-2 σε 0 (S)
Fe	όξινο διάλυμα	Fe^{2+}	0 σε +2
Zn	όξινο διάλυμα	Zn^{2+}	0 σε +2
Al	βασικό διάλυμα	$[Al(OH)_4]^-$	0 σε +3
Sn^{2+}	όξινο διάλυμα (HCl)	$[SnCl_6]^{2-}$	+2 σε +4
$[Sn(OH)_4]^{2-}$	βασικό διάλυμα	$[Sn(OH)_6]^{2-}$	+2 σε +4 (Sn)
$S_2O_4^{2-}$	βασικό διάλυμα	SO_3^{2-}	+3 σε +4 (S)
HNO_2	όξινο διάλυμα	NO_3^-	+3 σε +5 (N)
H_2O_2	όξινο διάλυμα	O_2	-1 σε 0 (O)
Fe^{2+}	όξινο διάλυμα	Fe^{3+}	+2 σε +3
$C_2O_4^{2-}$	όξινο διάλυμα	CO_2	+3 σε +4 (C)
I^-	όξινο διάλυμα	I_2	-1 σε 0