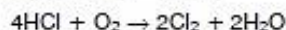
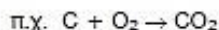


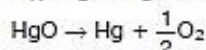
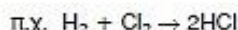
ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΗ

✓ 1ος ορισμός οξειδωσης - αναγωγής

- Οξειδωση είναι η ένωση ενός στοιχείου με το οξυγόνο ή η αφαίρεση υδρογόνου από μια χημική ένωση.



- Αναγωγή είναι η ένωση ενός στοιχείου με το υδρογόνο ή η απόσπαση οξυγόνου από μια χημική ένωση.

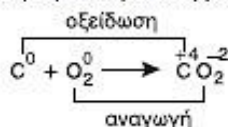


✓ 2ος ορισμός οξειδωσης - αναγωγής

- Οξειδωση είναι η αποβολή ηλεκτρονίων.
- Αναγωγή είναι η πρόσληψη ηλεκτρονίων.

✓ 3ος ορισμός οξειδωσης - αναγωγής

- Οξειδωση είναι η αύξηση του αριθμού οξειδωσης ατόμου ή ιόντος.
- Αναγωγή είναι η ελάττωση του αριθμού οξειδωσης ατόμου ή ιόντος.



✓ Αριθμός οξειδωσης

- Σε ομοιοπολικές ενώσεις

Αριθμός οξειδωσης ενός ατόμου ονομάζεται το φορτίο που θα αποκτήσει το άτομο αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο

- Σε ιοντικές ενώσεις

Αριθμός οξειδωσης ενός ιόντος είναι το πραγματικό φορτίο του ιόντος

✓ Κανόνες υπολογισμού του αριθμού οξειδωσης

1. Τα στοιχεία σε ελεύθερη κατάσταση έχουν αριθμό οξειδωσης ίσο με μηδέν.
2. Ο Α.Ο. των μονοατομικών ιόντων ισούται με το φορτίο των ιόντων.
3. Το F έχει στις ενώσεις του Α.Ο. -1 .
4. Το οξυγόνο έχει στις ενώσεις του Α.Ο. -2 , εκτός από το OF_2 , που έχει $+2$ και τα υπεροξειδία π.χ. H_2O_2 , όπου έχει -1 .
5. Το υδρογόνο έχει Α.Ο. $+1$, όταν ενώνεται με αμέταλλα π.χ. HCl και -1 , όταν ενώνεται με μέταλλα π.χ. NaH .
6. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε μια ένωση είναι μηδέν.
7. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε πολυατομικό ιόν ισούται με το φορτίο του ιόντος.

✓ Πίνακας κυριότερων οξειδωτικών και αναγωγικών σωμάτων

ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΑ ΣΩΜΑΤΑ	ΑΝΑΓΩΓΙΚΑ ΣΩΜΑΤΑ
<p>ΣΤΟΙΧΕΙΑ</p> $X_2 \rightarrow 2X^- + \dots$ όπου X: F, Cl, Br, I Οξυγόνο $O_2 \rightarrow O^{2-} + \dots$ $O_3 \rightarrow O_2 + O^{2-} + \dots$	<p>ΜΕΤΑΛΛΑ</p> $M \rightarrow M^{x+} + \dots$ όπου x ο μέγιστος Α.Ο του μετάλλου.
<p>ΟΞΕΙΔΙΑ</p> $MnO_2 + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + \dots$ $PbO_2 + H^+ \rightarrow Pb^{2+} + \dots$ $CuO \rightarrow Cu^0 + \dots$ $Ag_2O \rightarrow Ag^0 + \dots$ $H_2O_2 \rightarrow H_2O^{2-} + \dots$ $SO_2 \rightarrow S^0 + \dots$	<p>ΑΜΕΤΑΛΛΑ</p> $C \rightarrow CO_2 + \dots$ $S \rightarrow H_2SO_4 + \dots$ $H_2 \rightarrow H_2O + \dots$ $P \rightarrow H_3PO_4 + \dots$
<p>ΟΞΕΑ</p> H_2SO_4 (πυκνό) $\rightarrow SO_2 + \dots$ HNO_3 (πυκνό) $\rightarrow NO_2 + \dots$ HNO_3 (αραιό) $\rightarrow NO + \dots$	<p>ΟΞΕΙΔΙΑ</p> $SO_2 \rightarrow H_2SO_4 + \dots$ $H_2O_2 \rightarrow O_2 + \dots$ $CO \rightarrow CO_2 + \dots$
<p>ΑΛΑΤΑ</p> $KMnO_4 + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + \dots$ $K_2Cr_2O_7 + H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + \dots$	<p>ΟΞΕΑ</p> $HX \rightarrow 1/2X_2 + \dots$ (X: Cl, Br, I) $H_2S \rightarrow S^0 + \dots$ Τα -ώδη οξέα μετατρέπονται σε -ικά οξέα Π.χ. $H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4 + \dots$
<p>Άλατα με το μέταλλο στον μέγιστο Α.Ο. μετατρέπονται σε άλατα με το μέταλλο σε μικρότερο Α.Ο. Π.χ. $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+} + \dots$ $Sn^{4+} \rightarrow Sn^{2+} + \dots$</p> <p>Οξυγονούχα άλατα των αλογόνων μετατρέπονται σε αλογονούχα άλατα $MXO_3 \rightarrow MX + \dots$ $MXO \rightarrow MX + \dots$ Π.χ. $KClO_3 \rightarrow KCl + \dots$ $CaOCl_2$ (χλωράσβεστος) $\rightarrow CaCl_2$</p>	<p>ΑΛΑΤΑ</p> Τα -ώδη άλατα μετατρέπονται σε -ικά άλατα Π.χ. $Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + \dots$ $NaX \rightarrow 1/2X_2 + \dots$ (X: Cl, Br, I) $Na_2S \rightarrow S^0 + \dots$ Άλατα με το μέταλλο στον κατώτερο Α.Ο. μετατρέπονται σε άλατα με το μέταλλο στον μέγιστο Α.Ο. Π.χ. $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + \dots$ $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + \dots$
	<p>ΒΑΣΕΙΣ</p> $NH_3 \rightarrow N_2 + \dots$

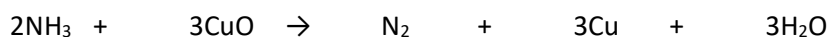
Οξείδωση CO από KMnO₄ παρουσία H₂SO₄



Οξείδωση FeCl₂ από K₂Cr₂O₇ παρουσία HCl



Οξείδωση NH₃ από CuO



ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

✓ Ενθαλπία αντίδρασης (ΔH)

Για την αντίδραση $aA + bB \rightarrow \gamma\Gamma + \delta\Delta$ είναι

$$\Delta H = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}$$

Αν $\Delta H < 0$ τότε έχουμε εξώθερμη αντίδραση

Αν $\Delta H > 0$ τότε έχουμε ενδόθερμη αντίδραση.

Παράγοντες που επηρεάζουν την ενθαλπία

I) Η φύση των αντιδρώντων.

II) Η φυσική κατάσταση των αντιδρώντων.

III) Οι συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

✓ Ταχύτητα αντίδρασης

Για την αντίδραση $aA + bB \rightarrow \gamma\Gamma + \delta\Delta$

η ταχύτητα αντίδρασης είναι

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{\gamma} \frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t} = \frac{1}{\delta} \frac{\Delta[\Delta]}{\Delta t}$$

✓ Καμπύλη αντίδρασης



✓ Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα της αντίδρασης

1. Η συγκέντρωση των αντιδρώντων



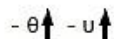
2. Η πίεση



3. Επιφάνεια επαφής στερεών



4. Η θερμοκρασία



5. Οι ακτινοβολίες

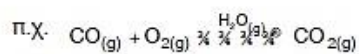


6. Οι καταλύτες

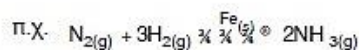


✓ Είδη κατάλυσης

1. Ομογενής



2. Ετερογενής



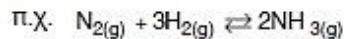
3. Αυτοκατάλυση



ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΟΠΙΑ

✓ Είδη χημικής ισορροπίας

1. Ομογενής



2. Ετερογενής

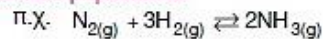


✓ Απόδοση αντίδρασης(α)

$$\alpha = \frac{\text{ποσότητα ουσίας που παραγεται πρακτικά}}{\text{ποσότητα ουσίας που παράγεται θεωρητ.}} \quad 0 < \alpha < 1$$

✓ Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας

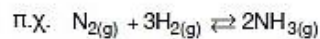
1. Η συγκέντρωση των αντιδρώντων ή προϊόντων



- $[N_2] \uparrow$ μετατόπιση της Χ.Ι. προς την κατεύθυνση που καταναλώνεται N_2 δηλαδή προς τα δεξιά.

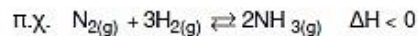
- $[NH_3] \uparrow$ μετατόπιση της Χ.Ι. προς τα αριστερά.

2. Η πίεση



- $P \uparrow$ μετατόπιση της Χ.Ι. προς τα λιγότερα mol αερίων δηλαδή προς τα δεξιά.

3. Η θερμοκρασία



- $\theta \uparrow$ μετατόπιση της Χ.Ι. προς την ενδόθερμη κατεύθυνση δηλαδή προς τα αριστερά.

✓ Νόμος χημικής ισορροπίας

Για την αντίδραση $aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftharpoons \gamma\Gamma_{(g)} + \delta\Delta_{(g)}$ στη Χ.Ι. ισχύει:

$$K_c = \frac{[\Gamma]^\gamma [\Delta]^\delta}{[A]^a [B]^b}$$