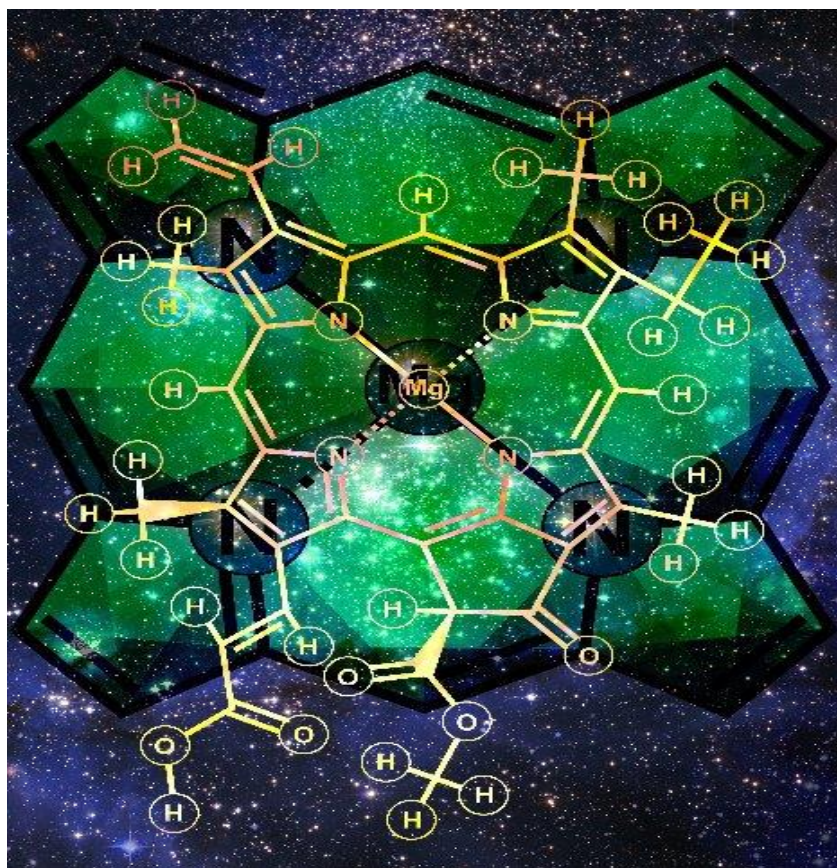


Τ. ΜΠΟΚΑΡΗΣ

ΧΗΜΕΙΑ

ΤΟΜΟΣ 1

Γ' ΛΥΚΕΙΟΥ



ΦΡΟΝΤΙΣΤΗΡΙΑ
ΜΕΣΗΣ & ΑΝΩΤΑΤΗΣ ΕΚΠΑΙΔΕΥΣΗΣ
Ε. ΣΤΟΓΙΑΝΝΗΣ

Πρόλογος

Το βιβλίο “Χημεία Γ' Λυκείου, Τόμος 1” είναι αποτέλεσμα της συσσωρευμένης εμπειρίας που έχει συγκεντρώσει η πολυμελής ομάδα των χημικών του φροντιστηρίου «Ε. Δ. Στογιάννης» λόγω της πολυετούς διδασκαλίας του μαθήματος της Χημείας για τη δεύτερη τάξη του λυκείου. Το βιβλίο έχει ως στόχο να δώσει στο μαθητή της Γ' Λυκείου γνωστικά εφόδια, τα οποία με την καθοδήγηση του καθηγητή του και την απερίσπαστη και μεθοδική μελέτη από μέρους του, θα του δώσουν τη δυνατότητα να ανταπεξέλθει στο απαιτητικό αλλά και συγχρόνως εξαιρετικά ενδιαφέρον μάθημα της Χημείας, ώστε τελικά να πετύχει στις εξετάσεις του.

Με γνώμονα τα παραπάνω δημιουργήθηκε ένα πληρέστατο βιβλίο στο οποίο περιέχονται ανά κεφάλαιο:

- ✓ Στοιχεία θεωρίας, όπου περιέχονται: αναλυτική θεωρία, ορολογία (σύμφωνα με το σχολικό βιβλίο), παρατηρήσεις, παραδείγματα και συμπεράσματα.
- ✓ Μεθοδολογία και λυμένα παραδείγματα. Τα πολλά και κατηγοριοποιημένα λυμένα παραδείγματα που περιέχονται στο βιβλίο, έχουν σκοπό, όχι μόνο να εξασκήσουν τους μαθητές στη λύση των ασκήσεων, αλλά με βάση τη μεθοδολογία που προηγείται, να τους δώσουν τη χαρά και την εμπιστοσύνη να <<βλέπουν>> τη λύση σχετικά δύσκολων ασκήσεων, μέσα από το σωστό οικοδόμημα της επιστήμης της Χημείας, επιβραβεύοντας έτσι τις γνώσεις τους.
- ✓ Ασκήσεις για λύση, όπου περιέχονται: ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής, ερωτήσεις σωστού – λάθους με αιτιολόγηση, ερωτήσεις αντιστοίχισης, ερωτήσεις κρίσεως και ανάπτυξης και άλυτα προβλήματα (με τις απαντήσεις τους)

- ✓ Στο τέλος κάθε κεφαλαίου υπάρχουν επαναληπτικά κριτήρια αξιολόγησης διαβαθμισμένης δυσκολίας

Το βιβλίο αυτό απευθύνεται σε μαθητές Γ' Λυκείου όμως αποτελεί ένα χρήσιμο και εύχρηστο βοήθημα αναφοράς και για καθηγητές της δευτεροβάθμιας εκπαίδευσης που εργάζονται είτε στο δημόσιο είτε στον ιδιωτικό τομέα.

Το βιβλίο αυτό είναι αυτοδύναμο, με την έννοια ότι δε χρειάζεται αναφορά σε άλλα βοηθητικά βιβλία. Επίσης, δεν υπάρχουν προαπαιτούμενα από γνώσεις προηγούμενων τάξεων του γυμνασίου.

Οι συγγραφείς

Πίνακας Περιεχομένων

Ευχαριστίες	iii
Πρόλογος	iii
Πίνακας Περιεχομένων.....	v
Κεφάλαιο 1.....	1
Οξειδοαναγωγή.....	1
1.1. Αριθμός οξείδωσης (Α.Ο.)	1
1.2. Οξείδωση – Αναγωγή.....	5
1.3. Οξειδωτικά – Αναγωγικά	6
1.3.1. Στοιχεία θεωρίας.....	6
1.3.2. Λυμένες ασκήσεις.....	12
1.3.3. Ασκήσεις για λύση.....	14
1.4. Ταξινόμηση χημικών αντιδράσεων.....	20
1.4.1. Μεταθετικές αντιδράσεις.....	21
1.4.2. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής	23
1.5. Μεθοδολογία Συμπλήρωσης Συντελεστών σε Αντιδράσεις Οξειδοαναγωγής με την Μέθοδο της Μεταβολής του Αριθμού Οξείδωσης	30
1.6. Πολύπλοκες αντιδράσεις	32
1.6.1. Οξειδωτική δράση του HNO_3 και του H_2SO_4	32
1.6.2. Οξειδωτική δράση KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, MnO_2 , PbO_2	37
1.6.3. Οξειδωτική και αναγωγική δράση του H_2O_2 και του SO_2	39
1.6.4. Οξειδωτική δράση των οξυγονούχων αλάτων των αλογόνων KClO_3 , NaClO , CaOCl_2	42
1.6.5. Ειδικές περιπτώσεις αντιδράσεων οξειδοαναγωγής	43
1.6.6. Ασκήσεις για λύση.....	45

1.6.7.	Αναγωγικές οργανικές ενώσεις.....	53
1.7.	Μεθοδολογία ασκήσεων οξειδοαναγωγής – Λυμένα παραδείγματα.....	57
1.7.1.	Ασκήσεις υπολογισμού σε μία χημική αντίδραση ή σε αντιδράσεις που είναι ανεξάρτητες μεταξύ τους.....	57
1.7.2.	Ασκήσεις που αναφέρονται εκφράσεις όπως: αποχρωματισμός διαλύματος ή μεταβολή στο χρώμα ενός αντιδραστήριου	60
1.7.3.	Ασκήσεις που κάποιο από τα αντιδρώντα είναι σε περίσσεια....	61
1.7.4.	Ασκήσεις που κάποιο από τα αντιδρώντα έχει αδρανείς προσμίξεις (ακάθαρτο αντιδρών σώμα)	62
1.7.5.	Ασκήσεις με μίγματα ή κράματα που κάποια από τα συστατικά τους μετέχουν σε οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις.	63
1.7.6.	Ασκήσεις με σειρά διαδοχικών αντιδράσεων.....	65
1.7.7.	Ασκήσεις υπολογισμού της σχετικής ατομικής μάζας Ar ή του αριθμού οξείδωσης A.O. ενός μετάλλου με βάση στοιχειομετρικούς υπολογισμούς.	66
1.7.8.	Ασκήσεις για λύση.....	69
Κεφάλαιο 2	85
Θερμοχημεία	85
2.1.	Βασικές έννοιες θερμοχημείας. Εξώθερμες – ενδόθερμες αντιδράσεις. Θερμότητα αντίδρασης – ενθαλπία.	86
2.1.1.	Στοιχεία θεωρίας.....	86
2.1.2.	Μεθοδολογία ασκήσεων – Λυμένα παραδείγματα.....	92
2.1.3.	Ασκήσεις για λύση.....	108
Κεφάλαιο 3	115
Χημική Κινητική	115
3.1.	Βασικές θεωρίες της χημικής κινητικής – Ταχύτητα αντίδρασης	116
3.1.1.	Στοιχεία θεωρίας.....	116
3.1.2.	Μεθοδολογία ασκήσεων – Λυμένα παραδείγματα.....	123
3.1.3.	Ασκήσεις για λύση.....	131
Κεφάλαιο 4	143
Χημική Ισορροπία	143

4.1. Χημική Ισορροπία – Απόδοση.....	144
4.1.1. Στοιχεία θεωρίας.....	144
4.1.2. Μεθοδολογία – Λυμένα παραδείγματα.....	152
4.1.3. Ασκήσεις για λύση.....	158
4.2. Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας - Αρχή Le Chatelier	166
4.2.1. Στοιχεία θεωρίας.....	166
4.2.2. Μεθοδολογία – Λυμένα παραδείγματα	171
4.2.3. Ασκήσεις για λύση.....	179
4.3. Σταθερά χημικής ισορροπίας K_c – Λόγος Q_c	192
4.3.1. Στοιχεία θεωρίας.....	192
4.3.2. Μεθοδολογία- Λυμένα παραδείγματα	198
4.3.3. Ασκήσεις για λύση.....	211
Βιβλιογραφία.....	236

Κεφάλαιο 1

Οξειδοαναγωγή

1.1. Αριθμός οξείδωσης (Α.Ο.)

Ορισμός:

- Στις ιοντικές ενώσεις (ετεροπολικές), αριθμός οξείδωσης ονομάζεται το πραγματικό φορτίο που έχει ένα ιόν.
- Στις μοριακές ενώσεις (ομοιοπολικές), αριθμός οξείδωσης ονομάζεται το φαινομενικό φορτίο που θα αποκτήσει ένα άτομο, αν θεωρήσουμε ότι τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο.

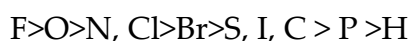
Παραδείγματα: Στην ιοντική ένωση NaCl το Na έχει αριθμό οξείδωσης +1 αφού αποβάλλει ένα ηλεκτρόνιο και το Cl έχει αριθμό οξείδωσης -1 αφού προσλαμβάνει ένα ηλεκτρόνιο. Στη μοριακή ένωση HCl το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων έλκεται πιο πολύ προς τη μεριά του Cl και άρα το χλώριο φορτίζεται με -1 και το H με +1. Αυτοί είναι και οι αντίστοιχοι αριθμοί οξείδωσης του κάθε ατόμου στην ένωση.

Χρήσεις:

- Στη γραφή των χημικών τύπων καθώς και την ονοματολογία τους.
- Στον ορισμό της οξείδωσης και της αναγωγής.
- Στην εύρεση των συντελεστών των οξειδοαναγωγικών αντιδράσεων.

Παρατήρηση: α) Ηλεκτραρνητικότητα είναι η τάση που έχει το άτομο ενός στοιχείου, το οποίο βρίσκεται ενωμένο σε ένα μόριο, να έλκει προς το μέρος του τα ηλεκτρόνια του ομοιοπολικού δεσμού.

β) Η σειρά ηλεκτραρνητικότητας για τα αμέταλλα είναι:



Κανόνες εύρεσης αριθμού οξείδωσης

1. Κάθε στοιχείο σε ελεύθερη κατάσταση έχει Α.Ο. ίσο με το μηδέν. π.χ. $\overset{0}{\text{Na}}, \overset{0}{\text{Cl}}_2$.
2. Ο αριθμός οξείδωσης ενός μονοατομικού ιόντος είναι ίσος με το φορτίο του ιόντος. π.χ. Fe^{3+} (Α.Ο.= +3)
3. Το Η στις ενώσεις του έχει Α.Ο. ίσο με +1, εκτός από τις ενώσεις του με τα μέταλλα (υδρίδια) που έχει -1. Π.χ. όταν το Η κάνει ιοντικό δεσμό με το Na επειδή θα προσλάβει ηλεκτρόνιο από το νάτριο, θα φορτιστεί H^{-1} .
4. Το F στις ενώσεις του έχει πάντοτε Α.Ο. ίσο με -1.
5. Το O στις ενώσεις του έχει Α.Ο. ίσο με -2, εκτός από τα υπεροξειδία, όπως στο υπεροξειδίο του υδρογόνου H_2O_2 στα οποία έχει -1, και την ένωση OF_2 (οξειδίο του φθορίου), στην οποία έχει +2.
6. Τα αλκάλια, π.χ. Na, K, έχουν πάντοτε Α.Ο. +1, και οι αλκαλικές γαίες, π.χ. Ba, Ca, έχουν πάντοτε Α.Ο. +2.
7. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε μία ένωση είναι ίσο με το μηδέν.
8. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε ένα πολυατομικό ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.

Παρακάτω δίνονται με τη μορφή πίνακα τα κυριότερα μέταλλα και αμέταλλα καθώς και οι αντίστοιχοι αριθμοί οξείδωσής τους.

ΜΕΤΑΛΛΑ		ΑΜΕΤΑΛΛΑ	
Li, Na, K, Ag	+1	F	-1
Mg, Ca, Ba, Zn	+2	H	+1 (-1 στα υδρίδια των μετάλλων)
Al, Au	+3	O	-2(+2 στο OF_2 , -1 στα υπεροξειδία)
Cu, Hg	+1, +2	Cl, Br, I	-1(+1,+3,+5,+7 στις οξυγονούχες ενώσεις)
Fe, Co, Ni	+2, +3	S	-2, +4, +6
Sn, Pb, Pt	+2, +4	C, Si	-4, +4
Cr	+3, +6	N, P, As, Sb	-3, +3, +5
Mn	+2, +4, +7		

Εύρεση αριθμού οξείδωσης στοιχείου σε μια ουσία

Εάν κληθούμε να υπολογίσουμε τον αριθμό οξείδωσης ενός στοιχείου σε μία ένωση ή σε ένα πολυατομικό ιόν πρέπει να ακολουθήσουμε τους παραπάνω κανόνες.

Παράδειγμα 1^ο

Δίνεται ο μοριακός τύπος H_3PO_4 . Να βρεθεί ο αριθμός οξείδωσης του P στην ένωση αυτή.

Λύση

Θα χρησιμοποιήσουμε τον κανόνα 7 που προαναφέραμε για τον υπολογισμό του αριθμού οξείδωσης και θα προσθέσουμε αλγεβρικά τους αριθμούς οξείδωσης όλων των στοιχείων (γνωστοί αριθμοί οξείδωσης: $\text{H}=+1$, $\text{O}=-2$), θέτοντας ως x το άγνωστο φορτίο του P. Έπειτα θα εξισώσουμε με το μηδέν. Δηλαδή, κάνουμε την εξής διαδικασία:

$2 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0$ και λύνουμε μια απλή πρωτοβάθμια εξίσωση ως προς x , από την οποία προκύπτει ότι $x = +5$.

Παράδειγμα 2^ο

Δίνεται το εξής πολυατομικό ιόν : CO_3^{2-} . Να υπολογίσετε τον αριθμό οξείδωσης του C στο ιόν αυτό.

Λύση

Θα χρησιμοποιήσουμε τον κανόνα 8 από τους προαναφερθέντες κανόνες και θα προσθέσουμε αλγεβρικά τους αριθμούς οξείδωσης όλων των στοιχείων (γνωστός αριθμός οξείδωσης: $\text{O}=-2$) και θα εξισώσουμε με το φορτίο του ιόντος δηλαδή με -2 . Θέτουμε x το άγνωστο φορτίο του C. Κάνουμε την εξής διαδικασία: $1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -2$ και λύνουμε μια απλή πρωτοβάθμια εξίσωση ως προς x από την οποία προκύπτει ότι $x = +4$.

Παράδειγμα 3^ο

Να βρεθεί ο αριθμός οξείδωσης του αζώτου N στις παρακάτω ουσίες.

α. NH_3 : $1x + 3(+1) = 0 \Rightarrow x = -3$

β. HNO_2 : $1(+1) + 1x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +3$

γ. NO_3^- : $1x + 2(-2) = -1 \Rightarrow x = +5$

δ. N_2O : $2x + 1(-2) = 0 \Rightarrow x = +1$

ε. NO_2 : $1x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4$

στ. NH_2OH : $1x + 3(+1) + 1(-2) = 0 \Rightarrow x = -1$ (υδροξυλαμίνη)

ζ. NH_2NH_2 : $2x + 4(+1) = 0 \Rightarrow x = -2$ (υδραζίνη)

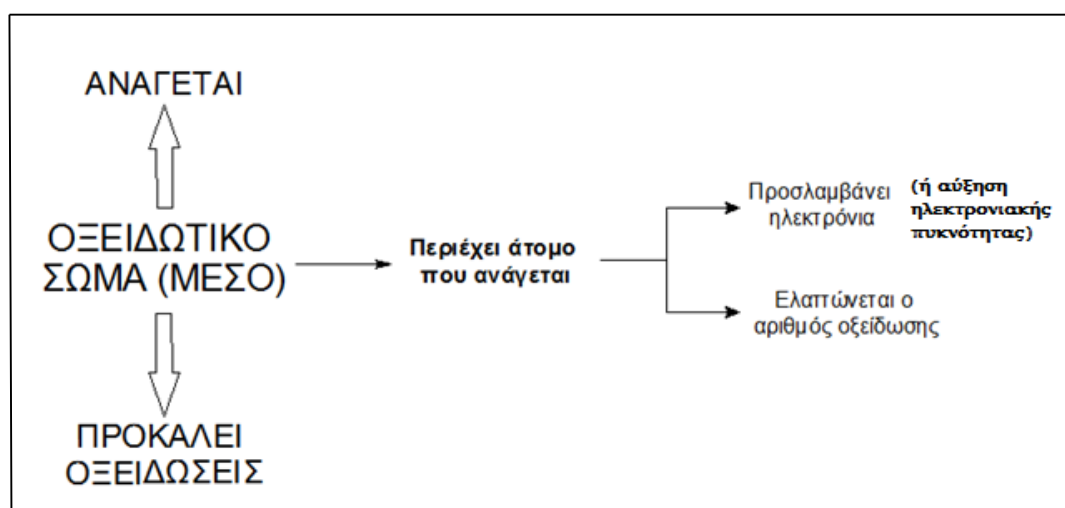
Τα αναγωγικά έχουν άτομα που οξειδώνονται, δηλαδή αποβάλλουν e^- και έτσι αυξάνεται ο Α.Ο. τους.

Τα οξειδωτικά είναι τόσο ισχυρότερα όσο μεγαλύτερη τάση έχουν να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια (δηλαδή όσο ηλεκτραρνητικότερα είναι) και τα αναγωγικά είναι τόσο ισχυρότερα όσο μεγαλύτερη τάση έχουν να αποβάλλουν ηλεκτρόνια (δηλαδή όσο ηλεκτροθετικότερα είναι).

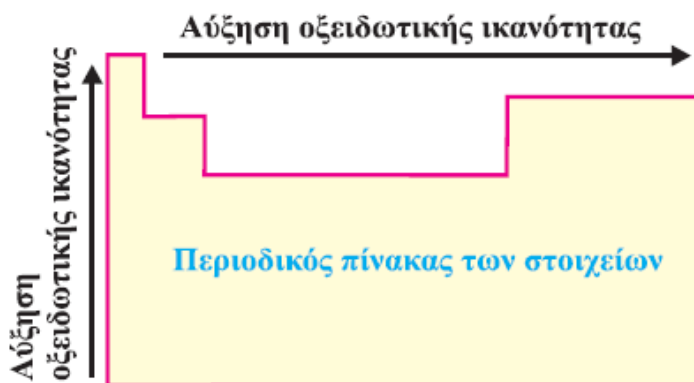
Συμπεράσματα:

ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΟ	ΑΝΑΓΩΓΙΚΟ
Προκαλεί οξείδωση	Προκαλεί αναγωγή
Ανάγεται	Οξειδώνεται
Προσλαμβάνει ηλεκτρόνια	Αποβάλλει ηλεκτρόνια
Ελαττώνεται ο Α.Ο.	Αυξάνεται ο Α.Ο.

Μπορούμε να έχουμε υπόψη μας και τα παρακάτω διαγράμματα:



ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΑ	ΑΝΑΓΩΓΙΚΑ
<p>1) Στοιχεία</p> $\overset{0}{\text{X}}_2 \rightarrow 2\overset{-1}{\text{X}} \text{ (π.χ. HX), X: F>Cl>Br>I}$ $\overset{0}{\text{O}}_2 \rightarrow 2\overset{-2}{\text{O}}$ $\overset{0}{\text{O}}_3 \rightarrow \overset{0}{\text{O}}_2 + \overset{-2}{\text{O}} \text{ (π.χ. H}_2\text{O)}$	<p>1) Στοιχεία</p> <p>➤ <u>Ορισμένα αμέταλλα:</u> (H₂, C,S,P)</p> $\overset{0}{\text{H}}_2 \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}_2\text{O}, \overset{0}{\text{C}} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2$ $\overset{0}{\text{S}} \rightarrow \text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4, \overset{0}{\text{P}} \rightarrow \text{H}_3\overset{+5}{\text{P}}\text{O}_4$ <p>➤ <u>Μέταλλα:</u></p> $\text{π.χ. } \overset{0}{\text{Zn}} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$
<p>2) Οξειδία</p> <p>➤ Αμετάλλων $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2 \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$</p> <p>➤ Μετάλλων $\overset{+2}{\text{Cu}}\text{O} \rightarrow \overset{0}{\text{Cu}},$ $\overset{+2}{\text{Hg}}\text{O} \rightarrow \overset{0}{\text{Hg}}, \overset{+1}{\text{Ag}}_2\text{O} \rightarrow \overset{0}{\text{Ag}}$</p> <p>➤ Διοξειδία μετάλλων</p> $\overset{+4}{\text{Mn}}\text{O}_2 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{άλας Mn}^{2+}$ $\overset{+4}{\text{Pb}}\text{O}_2 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{άλας Pb}^{2+}$ <p>➤ Υπεροξειδία</p> $\text{H}_2\overset{-1}{\text{O}}_2 \rightarrow \text{H}_2\overset{-2}{\text{O}}$	<p>2) Οξειδία</p> <p>➤ Αμετάλλων και μετάλλων με τον κατώτερο Α.Ο.</p> $\overset{+2}{\text{C}}\text{O} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2$ $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2 \rightarrow \overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4$ $\overset{+2}{\text{Fe}}\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{άλας Fe}^{3+}$ $\overset{+1}{\text{Cu}}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{άλας Cu}^{2+}$ <p>➤ Υπεροξειδία</p> $\text{H}_2\overset{-1}{\text{O}}_2 \rightarrow \overset{0}{\text{O}}_2$
<p>3) Οξεία</p> <p>➤ $\text{H}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3 \text{ (πυκνό)} \rightarrow \overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$</p> <p>➤ $\text{H}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3 \text{ (αραιό)} \rightarrow \overset{+2}{\text{N}}\text{O}$</p> <p>➤ $\text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4 \text{ (πυκνό-θερμό)} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$</p>	<p>3) Οξεία</p> <p>➤ $\text{H}\overset{-1}{\text{X}} \rightarrow \overset{0}{\text{X}}_2 \text{ (X: Cl<Br<I)}$</p> <p>➤ $\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}} \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$</p> <p>➤ -ώδη οξεία → -ικά οξεία</p> $\text{H}_2\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_2\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_4, \text{H}\overset{+3}{\text{N}}\text{O}_2 \rightarrow \text{H}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3$



Τώρα, ένα στοιχείο είναι αναγωγικό όταν το ίδιο οξειδώνεται, δηλαδή έχει την τάση να αποβάλλει ηλεκτρόνια. Επομένως, αναγωγικά στοιχεία είναι τα μέταλλα που είναι ηλεκτροθετικά στοιχεία.

Όσο περισσότερο ηλεκτροθετικά είναι τα στοιχεία (δηλαδή έχουν μεγαλύτερη τάση να αποβάλλουν ηλεκτρόνια) τόσο ισχυρότερα αναγωγικά είναι.

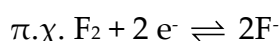
- Σε μια περίοδο του περιοδικού πίνακα η ηλεκτροθετικότητα αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά (το ίδιο και η αναγωγική ικανότητα των στοιχείων).
- Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ηλεκτροθετικότητα αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω (το ίδιο και η αναγωγική ικανότητα των στοιχείων).

Επισήμανση !!!

Τα οξειδωτικά και τα αναγωγικά εμφανίζονται ως οξειδοαναγωγικά ζεύγη. Έτσι έχουμε την ισορροπία:



- Όσο ισχυρότερο είναι το οξειδωτικό, τόσο ασθενέστερο αναγωγικό είναι η ανηγμένη μορφή.



Το F_2 είναι ισχυρό οξειδωτικό δηλαδή έχει μεγάλη τάση να προσλαμβάνει ηλεκτρόνια, επομένως η παραπάνω ισορροπία είναι μετατοπισμένη πλήρως προς τα δεξιά. Έτσι η ανηγμένη μορφή F^- είναι πολύ ασθενές αναγωγικό.

1.3.2.Λυμένες ασκήσεις

1] Ποιες από τις παρακάτω ουσίες είναι οξειδωτικά και ποιες αναγωγικά;



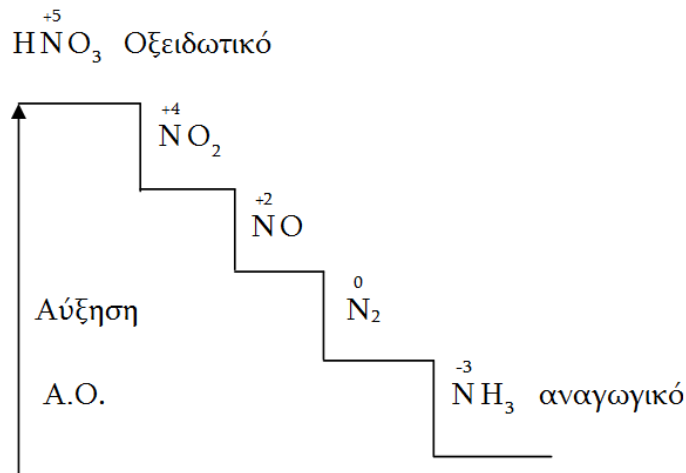
Λύση:

Το N ανήκει στην VA ομάδα και εμφανίζεται στις ενώσεις του με Α.Ο. από -3 (n-8) μέχρι +5.

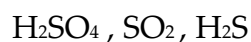
Το HNO_3 : Το N στο νιτρικό οξύ έχει τον μεγαλύτερο Α.Ο. +5. Άρα είναι οξειδωτικό.

Η NH_3 : Στην αμμωνία το N έχει τον μικρότερο Α.Ο. -3. Άρα είναι αναγωγικό.

Το N_2 : Το άζωτο έχει ενδιάμεσο Α.Ο. 0, οπότε μπορεί να δράσει άλλοτε ως οξειδωτικό $\overset{0}{\text{N}}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ και άλλοτε ως αναγωγικό $\overset{0}{\text{N}}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\overset{+2}{\text{N}}\text{O}$ ανάλογα με την ουσία που αντιδρά.



2] Να εξετάσετε ποιες από τις παρακάτω ουσίες είναι οξειδωτικά και ποιες αναγωγικά;



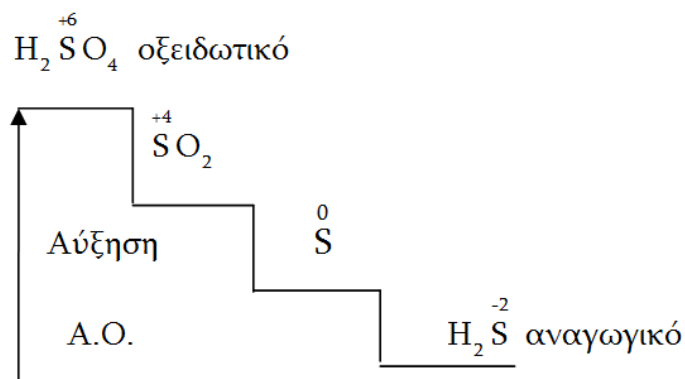
Λύση:

Το S ανήκει στην VIA ομάδα και έχει Α.Ο. από -2 ($n-8 \Rightarrow 6-8=-2$) μέχρι +6

Το H_2SO_4 : Το S στο θειικό οξύ έχει τον μεγαλύτερο Α.Ο. +6, άρα είναι το οξειδωτικό.

Το SO_2 : Το S έχει ενδιάμεσο Α.Ο. +4 οπότε μπορεί να δράσει άλλοτε ως οξειδωτικό και να ανάγεται σε S και άλλοτε ως αναγωγικό και να οξειδώνεται σε H_2SO_4 .

Το H_2S : Το S έχει τον μικρότερο Α.Ο. -2. Άρα μπορεί να δράσει ως αναγωγικό.



- 3] α) Ποιο από τα αλογόνα είναι ισχυρότερο οξειδωτικό;
 β) Ποιο από τα υδραλογόνα είναι ισχυρότερο αναγωγικό;

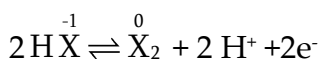
Λύση:

α) Τα αλογόνα (F_2 Cl_2 Br_2 I_2) είναι ηλεκτραρνητικά στοιχεία, δηλαδή έχουν την τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια. Επομένως δρουν ως οξειδωτικά.



Το φθόριο είναι το πιο ηλεκτραρνητικό από τα αλογόνα, οπότε είναι και το ισχυρότερο οξειδωτικό. Το ιώδιο έχει την μικρότερη ηλεκτραρνητικότητα οπότε είναι το ασθενέστερο οξειδωτικό από τα αλογόνα.

β) Τα υδραλογόνα έχουν την τάση να αποβάλλουν ηλεκτρόνια, δηλαδή να οξειδώνονται και να δρουν ως αναγωγικά.



Το ιώδιο, όπως είδαμε, είναι το ασθενέστερο οξειδωτικό συνεπώς η αναγωγική του μορφή (HI) είναι το ισχυρότερο αναγωγικό από τα υπόλοιπα υδραλογόνα.

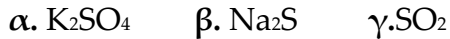
Συνοπτικά:

	Αλογόνα	Υδραλογόνα	
<div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-bottom: 1px solid black; height: 100px; width: 100%;"></div> Οξειδωτική ισχύς	F_2	HF	<div style="border-left: 1px solid black; border-right: 1px solid black; border-top: 1px solid black; height: 100px; width: 100%;"></div> Αναγωγική ισχύς
	Cl_2	HCl	
	Br_2	HBr	
	I_2	HI	

1.3.3. Ασκήσεις για λύση

1.3.3.1 Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής

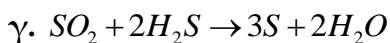
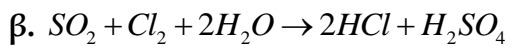
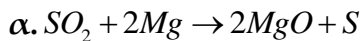
1. Το S έχει τον μεγαλύτερο αριθμό οξειδωσης στην ένωση:



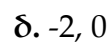
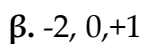
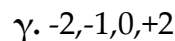
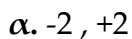
2. Ο αριθμός οξειδωσης του C είναι μηδέν στην ένωση :



3. Σε ποια αντίδραση το διοξείδιο του θείου είναι το αναγωγικό σώμα:



4. Ο αριθμός οξειδωσης του οξυγόνου μπορεί να πάρει τιμές:



5. Στην αντίδραση $2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO$ ισχύει ότι :

α. Το οξυγόνο προσλαμβάνει ηλεκτρόνια

β. Το οξυγόνο προκαλεί αναγωγή του ψευδαργύρου

γ. Ο ψευδάργυρος είναι το οξειδωτικό σώμα

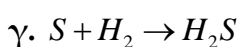
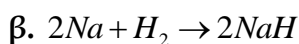
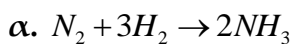
6. Από τις επόμενες προτάσεις σωστή είναι η εξής:

α. Τα μέταλλα είναι ισχυρά οξειδωτικά σώματα

β. Τα μέταλλα ανάγονται εύκολα

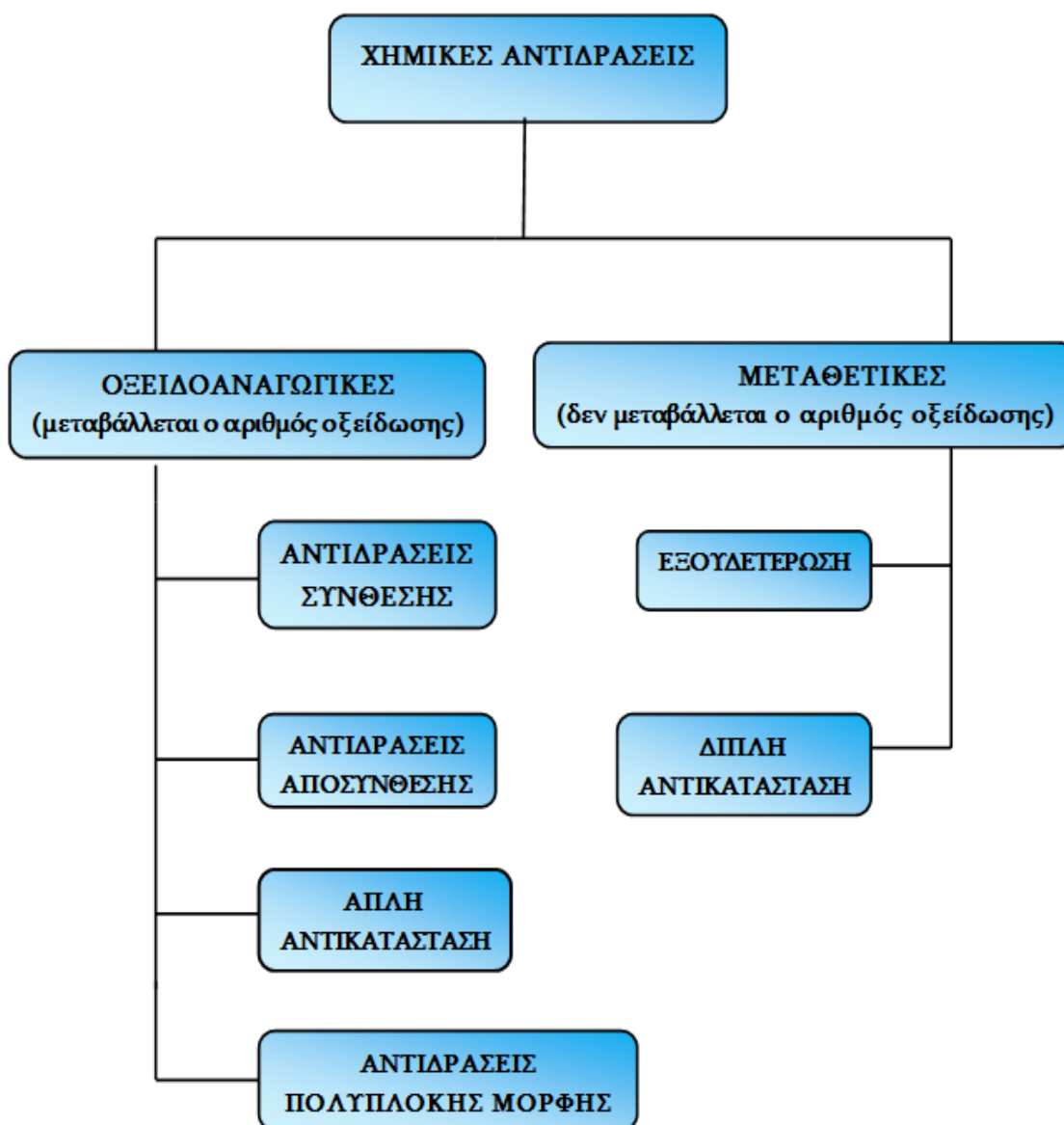
γ. Τα άτομα των μετάλλων αποβάλλουν εύκολα ηλεκτρόνια

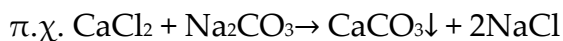
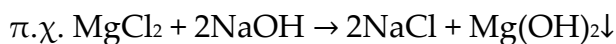
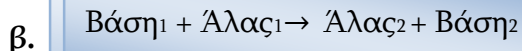
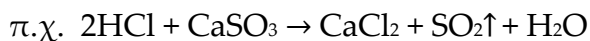
7. Το υδρογόνο αποτελεί οξειδωτικό σώμα στην αντίδραση :



1.4. Ταξινόμηση χημικών αντιδράσεων

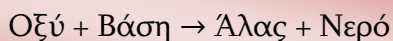
Ένας τρόπος διαχωρισμού των χημικών αντιδράσεων σε κατηγορίες είναι η μεταβολή του αριθμού οξείδωσης ή όχι των στοιχείων που συμμετέχουν σ' αυτές. Με βάση λοιπόν το κριτήριο αυτό οι κατηγορίες των χημικών αντιδράσεων είναι:





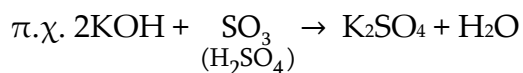
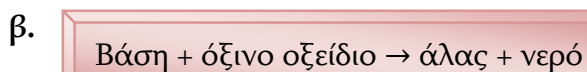
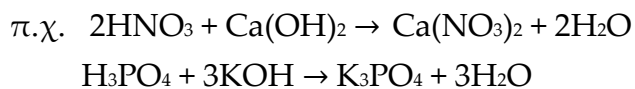
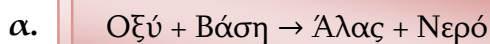
1.4.1.2 Αντιδράσεις εξουδετέρωσης

Ορισμός : Εξουδετέρωση ονομάζεται η αντίδραση μεταξύ ενός οξέος και μιας βάσης, κατά την οποία παράγονται άλας και νερό.

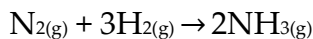
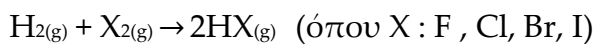


Εξουδετέρωση κατά Arrhenius ονομάζεται η αντίδραση κατά την οποία τα κατιόντα υδρογόνου H^+ του οξέος ενώνονται με τα ανιόντα υδροξειδίου OH^- της βάσης και σχηματίζουν νερό.

Οι κυριότερες κατηγορίες ταξινόμησης των αντιδράσεων εξουδετέρωσης είναι:

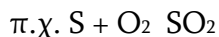


παράδειγματα



Επισημάνση !!!

1. Υπάρχουν χημικά στοιχεία που έχουν περισσότερες από μια ατομικότητες, όπως το θείο: S (μονοατομικό), S₂ (διατομικό), S₄ (τετρατομικό), S₆ (εξατομικό) και S₈ (οκτατομικό). Στις χημικές εξισώσεις το θείο γράφεται συνήθως σαν μονοατομικό:



2. Στις χημικές εξισώσεις, τα στοιχεία γράφονται με τη μοριακή τους μορφή.

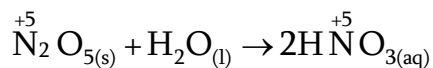
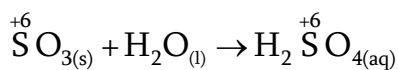
παράδειγμα

Γράφουμε H₂ + Cl₂ ... και όχι H + Cl ...

δ.

Όξινο οξείδιο + H₂O Οξύ

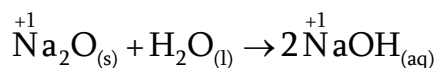
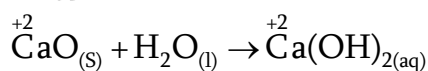
παράδειγματα



ε.

Βασικό οξείδιο + H₂O Βάση

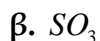
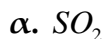
παράδειγματα



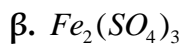
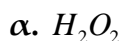
1.6.6. Ασκήσεις για λύση

1.6.6.1 Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής

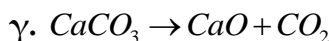
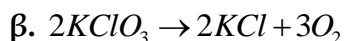
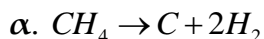
1. Όταν επιδρά αραιό διάλυμα H_2SO_4 σε ψευδάργυρο παράγεται αέριο :



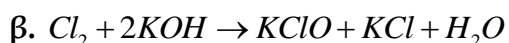
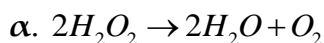
2. Όξινο διάλυμα $KMnO_4$ δεν μπορεί να αποχρωματιστεί από :



3. Από τις επόμενες διασπάσεις δεν είναι οξειδοαναγωγική αντίδραση η :

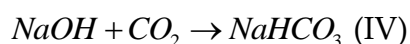
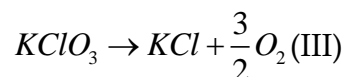
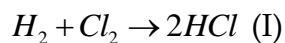


4. Αντίδραση στην οποία οξειδώνεται και ανάγεται το ίδιο χημικό στοιχείο (αντίδραση αυτοοξειδοαναγωγής) είναι η :



γ. τόσο η α. όσο και η β.

5. Από τις παρακάτω αντιδράσεις



είναι αντιδράσεις οξειδοαναγωγής μόνο οι:

α. I και II

β. I, II και III

γ. I, II και IV

δ. I και III

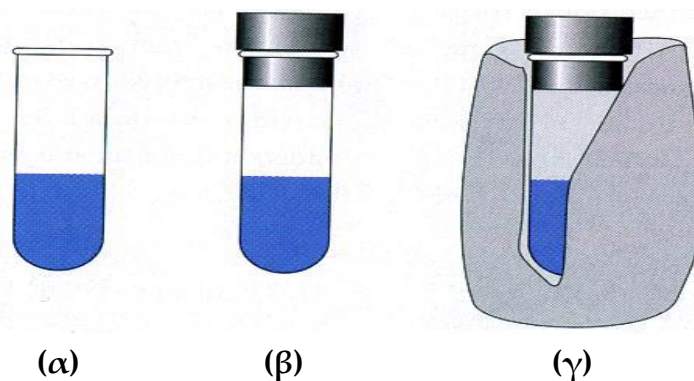
Κεφάλαιο 2

Θερμοχημεία

Όλες οι χημικές ουσίες περιέχουν χημική ενέργεια. Η **χημική ενέργεια** είναι το άθροισμα της δυναμικής ενέργειας -που οφείλεται στις δυνάμεις του χημικού δεσμού (ενέργεια δεσμού), στις ελκτικές και απωστικές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των μορίων (διαμοριακές δυνάμεις) και μεταξύ των υποατομικών σωματιδίων- και της κινητικής ενέργειας -που οφείλεται στην κίνηση των μορίων, των ατόμων και των ηλεκτρονίων-.

Όπως γνωρίζουμε από προηγούμενο κεφάλαιο σε μια χημική αντίδραση δε μεταβάλλεται το είδος και ο αριθμός των ατόμων, αλλά γίνεται ανακατανομή τους. Η ανακατανομή αυτή των ατόμων απαιτεί διάσπαση των αρχικών δεσμών που υπάρχουν στα αντιδρώντα και σχηματισμό νέων δεσμών για να δημιουργηθούν τα προϊόντα. **Όμως για τη διάσπαση των χημικών δεσμών απαιτείται ενέργεια, ενώ ο σχηματισμός χημικών δεσμών ελευθερώνει (εκλύει) ενέργεια.** Έτσι, αν το ποσό της ενέργειας που απαιτείται για τη διάσπαση των δεσμών στα αντιδρώντα είναι μικρότερο από το ποσό ενέργειας που εκλύεται από το σχηματισμό των δεσμών στα προϊόντα, τότε εκλύεται ενέργεια από την αντίδραση στο περιβάλλον, ενώ αν το ποσό της ενέργειας που απαιτείται για τη διάσπαση των δεσμών στα αντιδρώντα είναι μεγαλύτερο από το ποσό ενέργειας που εκλύεται από το σχηματισμό των δεσμών στα προϊόντα, τότε η αντίδραση απορροφά ενέργεια από το περιβάλλον.

Όταν λοιπόν συμβαίνει μια χημική αντίδραση, μεταβάλλεται η χημική ενέργεια των ουσιών που συμμετέχουν σε αυτή, οπότε μεταβάλλεται και η χημική ενέργεια του συστήματος. Έτσι, η διαφορά των χημικών ενεργειών μεταξύ των αντιδρώντων και των προϊόντων της αντίδρασης είναι η ενέργεια που ελευθερώνει (εκλύει) η αντίδραση στο περιβάλλον ή η ενέργεια που απορροφά η αντίδραση από το περιβάλλον. Η ενέργεια αυτή μπορεί να έχει διάφορες μορφές: όπως θερμική ενέργεια (θερμότητα), ηλεκτρική ενέργεια (ηλεκτρισμός) ή φωτεινή ενέργεια (φως).



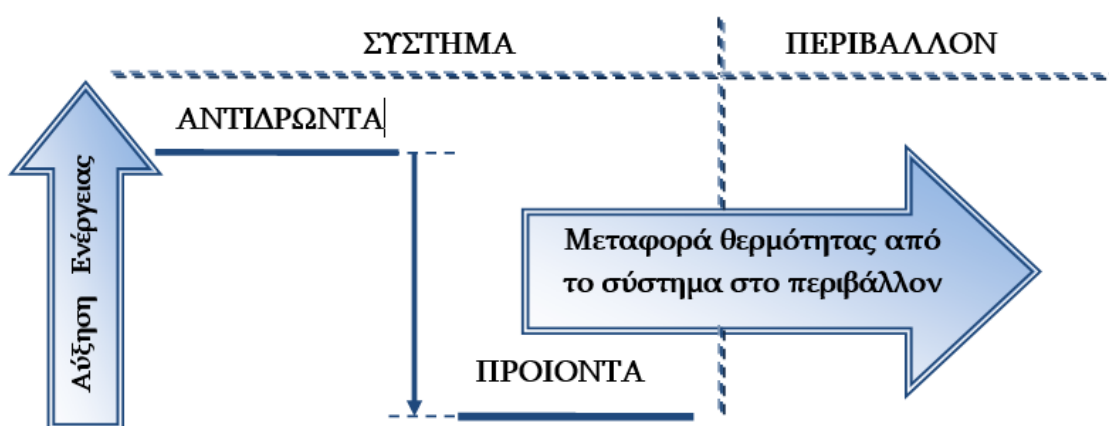
Εικόνα 2.1:(α) ανοικτό σύστημα, (β) κλειστό σύστημα, (γ) απομονωμένο σύστημα

2.1.1.2 Θερμότητα

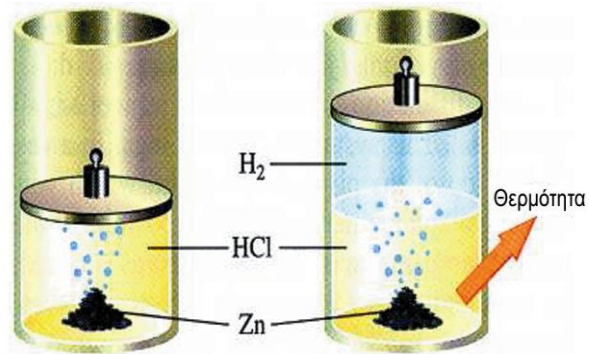
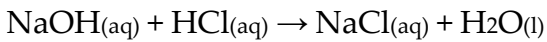
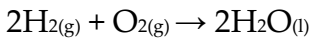
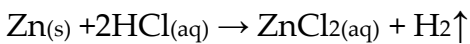
Θερμότητα (Q) ορίζεται η ενέργεια η οποία προσάγεται σε ένα σύστημα ή απάγεται από αυτό, λόγω διαφοράς θερμοκρασίας με το περιβάλλον του.

Η θερμότητα που εκλύεται ή απορροφάται σε μία χημική αντίδραση (σύστημα) εξαρτάται από τις συνθήκες P,V. Όταν η αντίδραση γίνεται σε ανοικτό δοχείο, η πίεση θεωρείται σταθερή και ίση με την ατμοσφαιρική πίεση, οπότε μιλάμε για Q_p . Όταν γίνεται σε κλειστό δοχείο, οπότε ο όγκος είναι σταθερός, μιλάμε για Q_v .

Εξώθερμες αντιδράσεις ονομάζονται οι αντιδράσεις που εκλύουν ενέργεια υπό μορφή θερμότητας στο περιβάλλον.

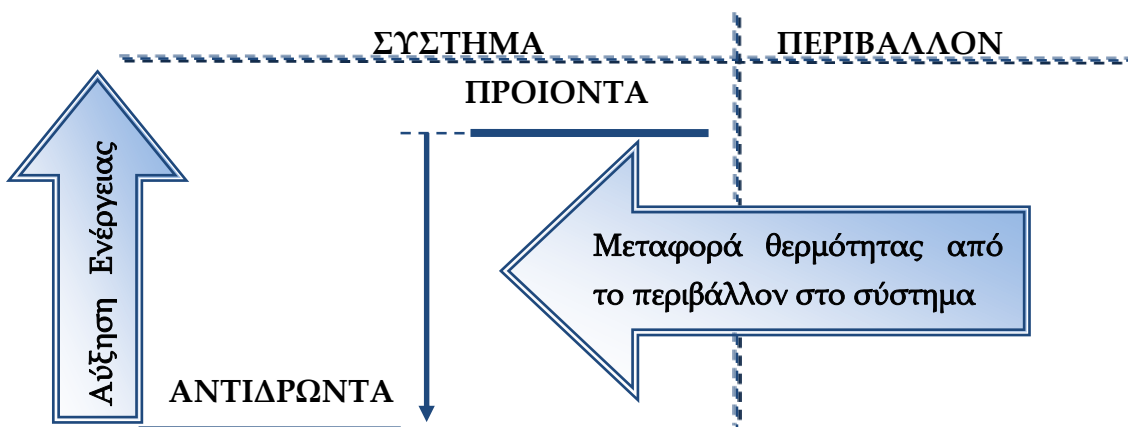


Παραδείγματα

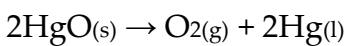


- Οι καύσεις και οι εξουδετερώσεις είναι εξώθερμες αντιδράσεις.

Ενδόθερμες αντιδράσεις ονομάζονται οι αντιδράσεις που απορροφούν ενέργεια υπό μορφή θερμότητας από το περιβάλλον.

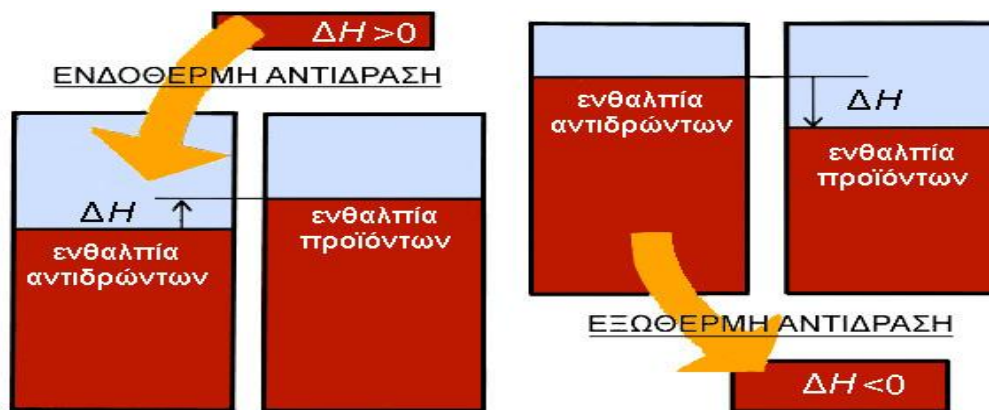


Παράδειγμα



Γενικότερα η έκλυση ενέργειας υπό τη μορφή θερμότητας από το σύστημα προς το περιβάλλον στις εξώθερμες αντιδράσεις και η απορρόφηση ενέργειας υπό τη μορφή θερμότητας του συστήματος από το περιβάλλον, φαίνεται στην παρακάτω εικόνα (εικόνα 2.2.)

Η ενθαλπία είναι σαν ένα «ντεπόζιτο» που περιέχει την ενέργεια του αντιδρώντος συστήματος. Το «ντεπόζιτο» αυτό γεμίζει στις ενδόθερμες αντιδράσεις και αδειάζει στις εξώθερμες όπως φαίνεται στην παρακάτω εικόνα (εικόνα 2.3.).



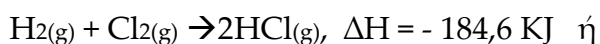
Εικόνα 2.3.: Πρόσημο της μεταβολής ενθαλπίας (ΔH) στις ενδόθερμες και εξώθερμες αντιδράσεις

2.1.1.5 Θερμοχημική εξίσωση

Θερμοχημική εξίσωση είναι η χημική εξίσωση στο δεξιό μέρος της οποίας αναγράφεται η μεταβολή της ενθαλπίας (ΔH)

- Στη θερμοχημική εξίσωση μίας εξώθερμης αντίδρασης, η μεταβολή της ενθαλπίας έχει αρνητική τιμή, ενώ το ποσό θερμότητας θετική.

Παράδειγμα:



Προσοχή!!!

Η ενθαλπία αντίδρασης και η θερμότητα έχουν διαφορετικό πρόσημο, γιατί η ΔH αναφέρεται στο σύστημα, ενώ η Q στο περιβάλλον.

$$Q_{\text{ωφέλιμο}} = \frac{100 - x}{100} \cdot Q_{\text{εκλυόμενο}}$$

π.χ. αν υπάρχουν θερμικές απώλειες 10% τότε $Q_{\text{ωφέλιμο}} = 90\% Q_{\text{εκλυόμενο}}$

Παράδειγμα 1°

Κατά την καύση 32g μεθανίου (CH_4) σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, απελευθερώθηκαν 1780 KJ θερμότητας.

α. Να υπολογίσετε την ενθαλπία καύσης του CH_4 στις παραπάνω συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

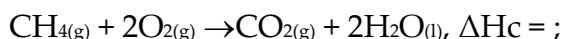
β. Αν στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, κατά την καύση του CH_4 εκλυθούν 445 KJ θερμότητας, να υπολογίσετε την μάζα του CO_2 που παράχθηκε.

γ. Να υπολογίσετε τον όγκο του O_2 , μετρημένο σε S.T.P., που απαιτείται για την καύση του CH_4 στις παραπάνω συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, ώστε να ελευθερωθούν 89 KJ θερμότητας.

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες(Ar): C = 12, O = 16, H = 1.

Λύση

Γράφουμε τη θερμοχημική εξίσωση της καύσης του μεθανίου:



α. Θα πρέπει να υπολογίσουμε το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την καύση 1 mol CH_4 .

Βρίσκουμε τα mol του CH_4 που αντέδρασαν:

$$M_r(\text{CH}_4) = A_r(\text{C}) + 4A_r(\text{H}) = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 16$$

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{32\text{g}}{16\text{g/mol}} = 2\text{mol}$$

Άρα έχουμε:

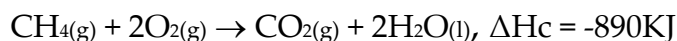
Για την καύση 2 mol CH_4 εκλύονται 1780 KJ

Για την καύση 1 mol CH_4 εκλύονται x=; KJ

οπότε **x = 890 KJ**

Δηλαδή η ενθαλπία καύσης του CH_4 στις συγκεκριμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης είναι $\Delta H_c = -890 \text{ KJ/mol}$.

β. Η ενθαλπία καύσης του CH_4 βρέθηκε -890 KJ/mol οπότε η θερμοχημική εξίσωση της καύσης του γίνεται:



2.1.3. Ασκήσεις για λύση

2.1.3.1 Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής

1. Η ενέργεια που ανταλλάσσεται με το περιβάλλον κατά την πραγματοποίηση μιας χημικής αντίδρασης υπό σταθερή πίεση, ονομάζεται:
α. ενθαλπία, **β.** χημική ενέργεια,
γ. μεταβολή εσωτερικής ενέργειας, **δ.** μεταβολή ενθαλπίας.
2. Η μεταβολή της ενθαλπίας μίας αντίδρασης, εξαρτάται:
α. μόνο από την ποσότητα των αντιδρώντων,
β. μόνο από τη φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και των προϊόντων
γ. μόνο από τις συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης,
δ. από όλους τους παραπάνω παράγοντες.
3. Για κάθε εξώθερμη αντίδραση η οποία πραγματοποιείται υπό σταθερή πίεση ισχύει:
α. $H_{\text{προϊόντων}} < 0$, **β.** $\Delta H > 0$,
γ. $H_{\text{προϊόντων}} < H_{\text{αντιδρώντων}}$, **δ.** $H_{\text{αντιδρώντων}} = H_{\text{προϊόντων}}$.
4. Στις ενδόθερμες αντιδράσεις:
α. $\Delta H < 0$, $Q < 0$, **β.** $\Delta H > 0$, $Q < 0$,
γ. $\Delta H > 0$, $Q > 0$, **δ.** $\Delta H < 0$, $Q > 0$.
5. Στις εξώθερμες αντιδράσεις:
α. $\Delta H < 0$, $Q < 0$, **β.** $\Delta H > 0$, $Q < 0$,
γ. $\Delta H > 0$, $Q > 0$, **δ.** $\Delta H < 0$, $Q > 0$.
6. Από τη θερμοχημική εξίσωση $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, $\Delta H^0 = -286\text{KJ}$, προκύπτει ότι:
α. κατά την καύση οποιασδήποτε ποσότητας H_2 ελευθερώνονται 286KJ,
β. κατά τον σχηματισμό ενός mol υδρατμών απορροφούνται 286KJ,
γ. κατά την καύση ενός H_2 προς υδρατμούς ελευθερώνονται 286KJ,
δ. η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού του υγρού νερού είναι -286KJ/mol.

Κεφάλαιο 3

Χημική Κινητική



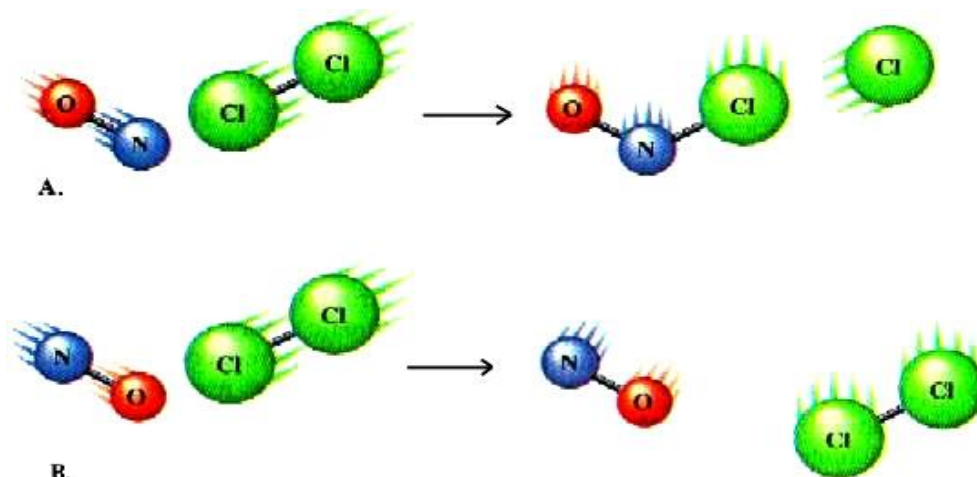
Οι χημικές αντιδράσεις για την ολοκλήρωσή τους χρειάζονται διάφορους χρόνους, οι οποίοι εξαρτώνται από τα χαρακτηριστικά των αντιδρώντων και των προϊόντων, καθώς και από τις συνθήκες διεξαγωγής της αντίδρασης. Έτσι, μερικές αντιδράσεις ολοκληρώνονται σε κλάσματα δευτερολέπτου, ενώ κάποιες άλλες χρειάζονται χρόνια. Αν προσθέσουμε ιόντα βαρίου σε υδατικό διάλυμα θεικών ιόντων, σχεδόν αμέσως σχηματίζεται ένα ίζημα θεικού βαρίου. Αντίθετα, οι αντιδράσεις που λαμβάνουν χώρα σε ένα μίγμα τσιμέντου, καθώς αυτό σκληραίνει για να γίνει μπετόν, απαιτούν χρόνια για να ολοκληρωθούν.

Η μελέτη της ταχύτητας μιας αντίδρασης έχει σημαντικές εφαρμογές. Πολλές φορές χρειάζεται να γνωρίζουμε τις συνθήκες που βοηθούν μια αντίδραση να γίνει πιο γρήγορα, έτσι ώστε η διαδικασία παραγωγής μιας ένωσης να είναι συμφέρουσα οικονομικά. Ένας άλλος λόγος, που μας κάνει να μελετάμε τις ταχύτητες των χημικών αντιδράσεων είναι να κατανοήσουμε πώς αυτές πραγματοποιούνται. Παρατηρώντας το πώς η ταχύτητα μιας αντίδρασης επηρεάζεται από την αλλαγή των συνθηκών, μπορούμε μερικές φορές να μάθουμε λεπτομέρειες για το τι συμβαίνει σε μοριακό επίπεδο.

Λόγω λοιπόν της σπουδαιότητας που παρουσιάζει **η μελέτη της ταχύτητας ολοκλήρωσης των χημικών φαινομένων**, έχει αναπτυχθεί ένας κλάδος στην Χημεία, που λέγεται **κλάδος Χημικής Κινητικής**.

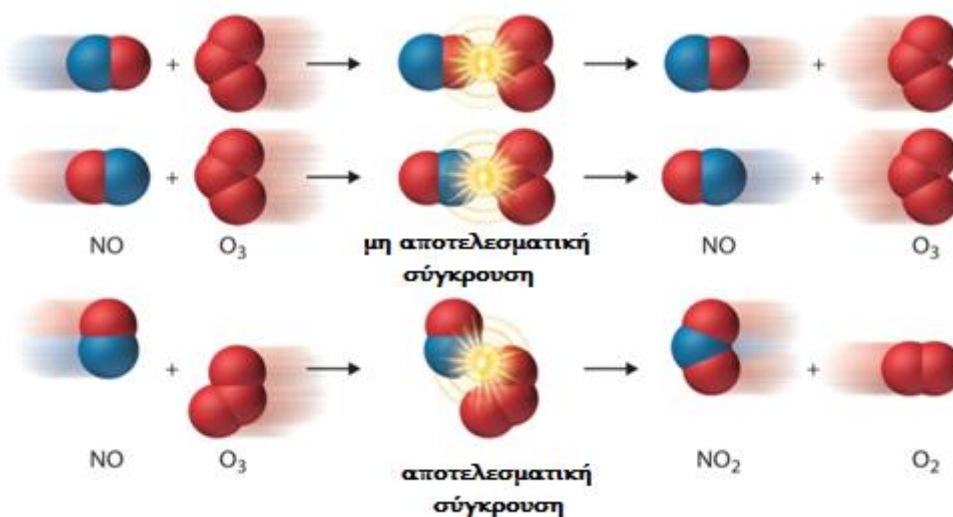
Χημική Κινητική, είναι ο τομέας της Χημείας που ασχολείται με :

- τη **μελέτη των ταχυτήτων** των διαφόρων αντιδράσεων
- τον **τρόπο μεταβολής της ταχύτητας** μιας αντίδρασης όταν αλλάζουν οι συνθήκες
- τα **γεγονότα που συμβαίνουν σε μοριακό επίπεδο** κατά τη διάρκεια της συνολικής αντίδρασης



Εικόνα 3.1.: (Α) αποτελεσματική σύγκρουση, (Β) μη επιτυχής σύγκρουση

Ακολουθούν επίσης, μία αναπαράσταση ανεπιτυχούς σύγκρουσης μορίων NO με μόρια O₃ και στη συνέχεια αναπαράσταση επιτυχούς (αποτελεσματικής σύγκρουσης) μορίων NO και μορίων O₃ (εικόνα3.2.). Στη δεύτερη περίπτωση ήταν κατάλληλος ο προσανατολισμός των μορίων και έτσι η σύγκρουση πέτυχε, οι δεσμοί που υπήρχαν αρχικά μεταξύ των ατόμων διασπάστηκαν και δημιουργήθηκαν νέοι δεσμοί που οδήγησαν στο σχηματισμό προϊόντων NO₂ και οξυγόνου O₂.

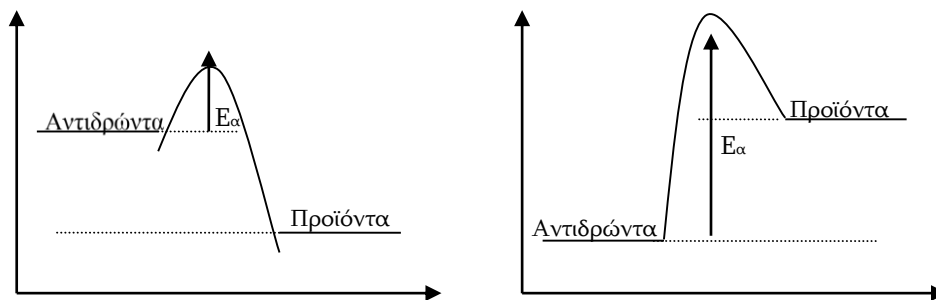


Εικόνα 3.2.: Πρώτη αναπαράσταση : μη αποτελεσματική σύγκρουση, Δεύτερη αναπαράσταση :αποτελεσματική σύγκρουση και δημιουργία προϊόντων.

3.1.1.2 Θεωρία μεταβατικής κατάστασης

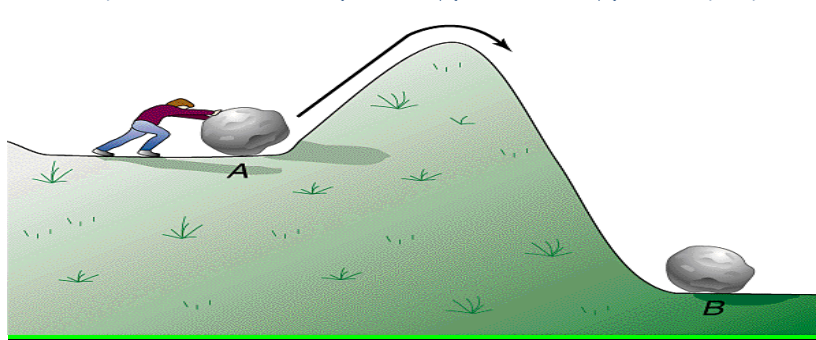
Η θεωρία των συγκρούσεων εξηγεί μερικά σημαντικά χαρακτηριστικά μιας αντίδρασης, όμως περιορίζεται στο ότι δεν μπορεί να ερμηνεύσει τον ρόλο της ενέργειας ενεργοποίησης. Η **θεωρία της μεταβατικής κατάστασης**, είναι μια θεωρία η οποία ερμηνεύει την αντίδραση που προκαλείται από τη σύγκρουση δύο μορίων βάσει ενός ενεργοποιημένου συμπλόκου. Ενεργοποιημένο σύμπλοκο (μεταβατική κατάσταση) είναι μια ασταθής διάταξη ατόμων η οποία μπορεί να διασπασθεί και να σχηματίσει προϊόντα.

Παρακάτω ακολουθεί το ενεργειακό διάγραμμα μιας εξώθερμης αντίδρασης, όπου τα αντιδρώντα, πρώτα πρέπει να απορροφήσουν ενέργεια ίση με E_a για να μεταβούν σε προϊόντα. **Ακριβώς στην κορυφή της καμπύλης, δηλαδή τη στιγμή που απορροφήθηκε η απαιτούμενη ενέργεια, σχηματίζεται το ενεργοποιημένο σύμπλοκο.** Επίσης, ακολουθεί ενεργειακό διάγραμμα ενδόθερμης αντίδρασης όπου και πάλι φαίνεται ο σχηματισμός ενδιάμεσου προϊόντος (ενεργοποιημένου συμπλόκου) (εικόνα 3.3.)



Εικόνα 3.3.: Πρώτη αναπαράσταση : σχηματισμός ενεργοποιημένου συμπλόκου κατά την πραγματοποίηση εξώθερμης αντίδρασης, Δεύτερη αναπαράσταση : σχηματισμός ενεργοποιημένου συμπλόκου κατά την πραγματοποίηση ενδόθερμης αντίδρασης

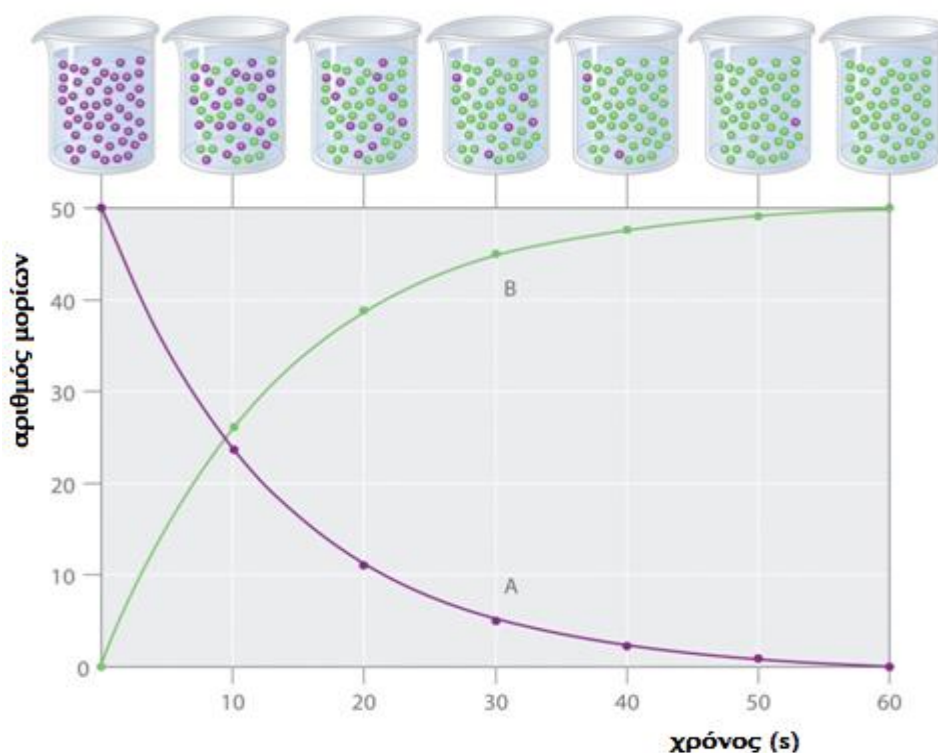
Μηχανικό ανάλογο ενέργειας ενεργοποίησης



Εικόνα 3.4.: Για να μετακινήσει ο άνθρωπος την πέτρα προς το σημείο B πρέπει πρώτα να την ανεβάσει στο υψηλότερο σημείο (προσφέροντας την απαραίτητα ενέργεια την οποία η πέτρα θα του αποδώσει στην συνέχεια)

Πολλές φορές, αναπαριστούμε τη μεταβολή συγκέντρωσης ενός σώματος μιας αντίδρασης σε ένα διάγραμμα συγκέντρωσης – χρόνου. Το διάγραμμα αυτό είναι γνωστό ως **καμπύλη αντίδρασης**. Όταν έχουμε την καμπύλη αντίδρασης ενός αντιδρώντος, η συγκέντρωση του σώματος θα ξεκινάει από μία τιμή και θα μειώνεται με το πέρασμα του χρόνου μέχρι να σταθεροποιηθεί σε μια ορισμένη τιμή, όταν τελειώσει η αντίδραση. Εάν το αντιδρών μας αντιδράσει ολόκληρο, η ποσότητά του θα φτάσει το μηδέν. Όταν έχουμε την καμπύλη αντίδρασης ενός προϊόντος, η συγκέντρωση του σώματος θα ξεκινάει από την τιμή 0 και θα αυξάνεται με το πέρασμα του χρόνου μέχρι να σταθεροποιηθεί σε μια ορισμένη τιμή, όταν τελειώσει η αντίδραση.

Ακολουθούν σε κοινό διάγραμμα οι καμπύλες αντίδρασης για ένα προϊόν και ένα αντιδρών (εικόνα 3.4). Με το μωβ χρώμα αναπαρίσταται η πτώση της ποσότητας του αντιδρώντος, ενώ με το πράσινο χρώμα αναπαρίσταται η αύξηση της ποσότητας του προϊόντος κατά τη διάρκεια της αντίδρασης. Επίσης, φωτογραφίζεται το περιεχόμενο του δοχείου σε διάφορες χρονικές στιγμές, ενώ το αντιδρών σιγά-σιγά ελαττώνεται και μετατρέπεται εξολοκλήρου σε προϊόν.



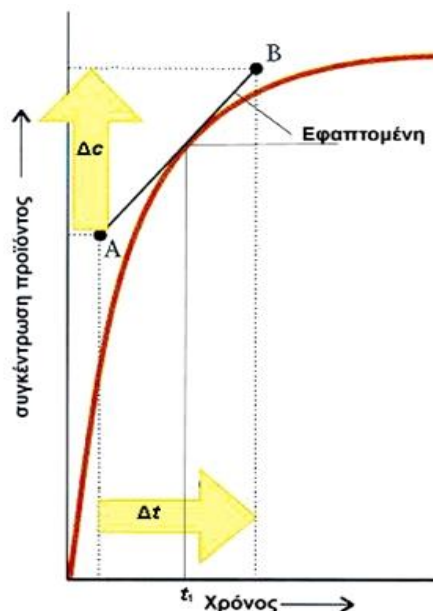
Εικόνα 3.4.: Η καμπύλη αντίδρασης ενός αντιδρώντος A (μωβ χρώμα) και ενός προϊόντος B (πράσινο χρώμα) μέχρι την ολοκλήρωση της αντίδρασης. Το αντιδρών μας καταναλώνεται με τον ίδιο ρυθμό με τον οποίο παράγεται το προϊόν.

Υπολογισμός στιγμιαίας ταχύτητας από την καμπύλη αντίδρασης

Όταν έχουμε την καμπύλη αντίδρασης ενός σώματος, η στιγμιαία ταχύτητα σε ορισμένο χρόνο λαμβάνεται από την κλίση της εφαπτομένης στο σημείο της καμπύλης που αντιστοιχεί σε αυτόν τον χρόνο (εικόνα 3.5.)

Αναλυτικά:

- Σχεδιάζουμε την καμπύλη της αντίδρασης.
- Φέρνουμε την εφαπτομένη της καμπύλης στο σημείο που θέλουμε να υπολογίσουμε τη στιγμιαία ταχύτητα (στιγμή t_1).
- Υπολογίζουμε την κλίση της εφαπτομένης, η οποία είναι ίση με το ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης του αντιδρώντος ή του προϊόντος της καμπύλης.
- Με τη βοήθεια του ρυθμού μεταβολής υπολογίζουμε τη στιγμιαία ταχύτητα.



Εικόνα 3.5.: Η καμπύλη αντίδρασης ενός προϊόντος και ο υπολογισμός της στιγμιαίας ταχύτητας με τη βοήθεια της εφαπτομένης της καμπύλης.

3.1.2.Μεθοδολογία ασκήσεων – Λυμένα παραδείγματα

3.1.2.1 Ασκήσεις στις οποίες ζητούνται ρυθμοί σχηματισμού ή κατανάλωσης προϊόντων - αντιδρώντων και μέση ταχύτητα αντίδρασης.

Ο ρυθμός κατανάλωσης ενός αντιδρώντος ορίζεται ως το πηλίκο της μεταβολής της συγκέντρωσής του προς τη μεταβολή χρόνου. Μπροστά όμως από το πηλίκο θα πρέπει όπως έχουμε πει παραπάνω να βάζουμε το πρόσημο μείον (-) ώστε να μας βγαίνουν όλες οι ταχύτητες θετικές αλλά και για να δείξουμε την έννοια ελάττωσης ποσότητας του σώματος.

Ο ρυθμός παραγωγής ενός προϊόντος ορίζεται ως το πηλίκο της μεταβολής συγκέντρωσης του σώματος αυτού προς τη μεταβολή χρόνου. Μπροστά από το πηλίκο αυτό υπονοείται το πρόσημο συν (+).

Προσοχή!!! Τα στερεά σώματα δε μπαίνουν στον τύπο που δίνει την ταχύτητα της αντίδρασης καθώς δε μεταβάλλεται η συγκέντρωσή τους (αντιδρούν επιφανειακά).

$$v_{\text{κατανάλωσης ουσίας A}} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$$v_{\text{σχηματισμού ουσίας B}} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Επίσης, πρέπει να προσέχουμε ότι όταν μας ζητούνται ρυθμοί κατανάλωσης ή παραγωγής, δεν λαμβάνουμε υπόψη τους συντελεστές του κάθε σώματος στην αντίδραση. Όταν όμως μας ζητούνε μέση ταχύτητα αντίδρασης, τότε θα την υπολογίζουμε ως προς όποιο σώμα θέλουμε αλλά θα λαμβάνουμε υπόψη το συντελεστή αυτού του σώματος στην αντίδραση.

Για παράδειγμα, έστω ότι έχουμε την αντίδραση: $\alpha A(g) + \beta B(g) \rightarrow \gamma \Gamma(g) + \delta \Delta(g)$ Αν μας ζητηθεί ο ρυθμός κατανάλωσης του A, θα είναι $v_A = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$. Εάν όμως μας

ζητηθεί ο υπολογισμός της μέσης ταχύτητας με τη βοήθεια του σώματος A, τότε θα

$$\text{ισχύει } v_{\text{μέση}} = -\frac{1}{\alpha} \frac{\Delta[A]}{\Delta t}.$$

Επιπρόσθετα, να αναφέρουμε ξανά ότι οι συντελεστές των διαφόρων ουσιών σε μια χημική αντίδραση, μας δείχνουν και την αναλογία των ρυθμών παραγωγής ή

3.1.3. Ασκήσεις για λύση

3.1.3.1 Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής

1. Το αντικείμενο μελέτης της χημικής κινητικής είναι:
 - α. οι ταχύτητες των χημικών αντιδράσεων.
 - β. οι παράγοντες που επηρεάζουν τις ταχύτητες των χημικών αντιδράσεων.
 - γ. οι μηχανισμοί με τους οποίους πραγματοποιούνται οι χημικές αντιδράσεις.
 - δ. όλα τα παραπάνω.
2. Δεν αποτελεί αντικείμενο της χημικής κινητικής:
 - α. η μέτρηση της ταχύτητας μιας χημικής αντίδρασης
 - β. η εύρεση των ταχυτήτων με τις οποίες κινούνται τα μόρια των αντιδρώντων
 - γ. η μελέτη των παραγόντων που μεταβάλλουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης
 - δ. ο τρόπος μετάβασης ενός χημικού συστήματος από την αρχική στην τελική κατάσταση.
3. Ο συμβολισμός [A] παριστάνει τη συγκέντρωση του σώματος A σε:
 - α. g/L
 - β. μόρια/L
 - γ. mol/L
 - δ. Kg/L.
4. Η ταχύτητα της αντίδρασης $A + B \rightarrow \Gamma$, εκφράζει:
 - α. το ρυθμό με τον οποίο αυξάνεται η μάζα του Γ
 - β. το ρυθμό με τον οποίο αυξάνεται το πλήθος των mol του Γ
 - γ. το πηλίκο της μεταβολής των mol ενός αντιδρώντος ή προϊόντος προς τον αντίστοιχο χρόνο
 - δ. την απόλυτη τιμή του ρυθμού μεταβολής της συγκέντρωσης ενός αντιδρώντος ή προϊόντος.
5. Σε κενό δοχείο εισάγονται ισομοριακές ποσότητες από τις χημικές ουσίες A και B, οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση
$$A(g) + 2B(g) \rightarrow \Gamma(g).$$
Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης αυτής:
 - α. οι συγκεντρώσεις των A και B ελαττώνονται με τον ίδιο ρυθμό
 - β. η συγκέντρωση του Γ αυξάνεται με σταθερό ρυθμό
 - γ. η συγκέντρωση του B ελαττώνεται με διπλάσιο ρυθμό από τη συγκέντρωση του A
 - δ. η συγκέντρωση του A ελαττώνεται με φθίνοντα ρυθμό και τελικά μηδενίζεται.

Κεφάλαιο 4

Χημική Ισορροπία



Στο προηγούμενο κεφάλαιο της χημικής κινητικής ασχοληθήκαμε με την έννοια και τον υπολογισμό της ταχύτητας μιας αντίδρασης καθώς και τους παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αυτή. Η ταχύτητα της αντίδρασης ασχολείται με τη συγκέντρωση ενός αντιδρώντος σε οποιαδήποτε χρονική στιγμή. Η Χημική ισορροπία (Χ.Ι.) με την οποία θα ασχοληθούμε στο κεφάλαιο αυτό, ενδιαφέρεται για την έκταση της αντίδρασης, δηλαδή για τη συγκέντρωση αντιδρώντος ή προϊόντος μετά το τέλος της αντίδρασης. Έτσι θα μάθουμε να προσεγγίζουμε την Χ.Ι. σε δύο επίπεδα:

1. Στο μικροσκοπικό (μοριακό) επίπεδο, εκεί όπου ισχύει ότι όσα μόρια αντιδρώντων σχηματίζουν προϊόντα, άλλα τόσα μόρια προϊόντων αντιδρούν για να σχηματίσουν αντιδρώντα και
2. Στο μακροσκοπικό, εκεί όπου οι συγκεντρώσεις όλων των ουσιών παραμένουν αμετάβλητες, υπό σταθερές συνθήκες .

4.1. Χημική Ισορροπία – Απόδοση

4.1.1.Στοιχεία θεωρίας

4.1.1.1 Ταξινόμηση χημικών αντιδράσεων ανάλογα με την κατεύθυνση που πραγματοποιούνται

α. Μονόδρομες ή ποσοτικές: Πραγματοποιούνται προς μία μόνο κατεύθυνση μέχρι να καταναλωθεί πλήρως τουλάχιστον ένα από τα αντιδρώντα.

Παράδειγμα

		$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
Αρχικά		0,2 mol	0,2 mol	-	-
Αντιδρούν Παράγονται	/	-0,1 mol	-0,2 mol	0,1 mol	0,2 mol
Τελικά		0,1mol	-	0,1 mol	0,2 mol

- Οι καύσεις και οι εξουδετερώσεις είναι μονόδρομες αντιδράσεις.

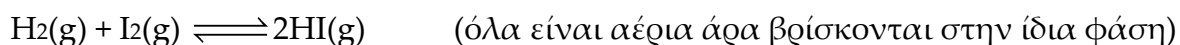
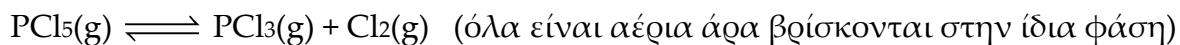
β. Αμφίδρομες: Πραγματοποιούνται και προς τις δύο κατευθύνσεις. Υπό κατάλληλες συνθήκες (κλειστό σύστημα και σταθερές συνθήκες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας) οι αμφίδρομες αντιδράσεις οδηγούν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας.

- **Κλειστό σύστημα** είναι το σύστημα στο οποίο γίνεται ανταλλαγή ενέργειας αλλά όχι ύλης με το περιβάλλον. Οι αντιδράσεις με αέρια όταν γίνονται σε κλειστό δοχείο, αποτελούν κλειστό σύστημα.
- **Ανοικτό σύστημα** στο οποίο γίνεται ανταλλαγή ενέργειας και ύλης με το περιβάλλον.
- Θεωρητικά όλες οι χημικές αντιδράσεις που πραγματοποιούνται σε κλειστό σύστημα είναι αμφίδρομες και καταλήγουν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας. Όταν όμως η ισορροπία είναι μετατοπισμένη πάρα πολύ προς τα δεξιά (προς την πλευρά των προϊόντων), ώστε τουλάχιστον ένα από τα αντιδρώντα να μην ανιχνεύεται, η αντίδραση χαρακτηρίζεται μονόδρομη (ποσοτική).

4.1.1.3 Ομογενής και ετερογενής ισορροπία

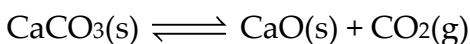
- **Ομογενή ισορροπία** έχουμε όταν τα αντιδρώντα και τα προϊόντα βρίσκονται στην ίδια φάση.

Παραδείγματα

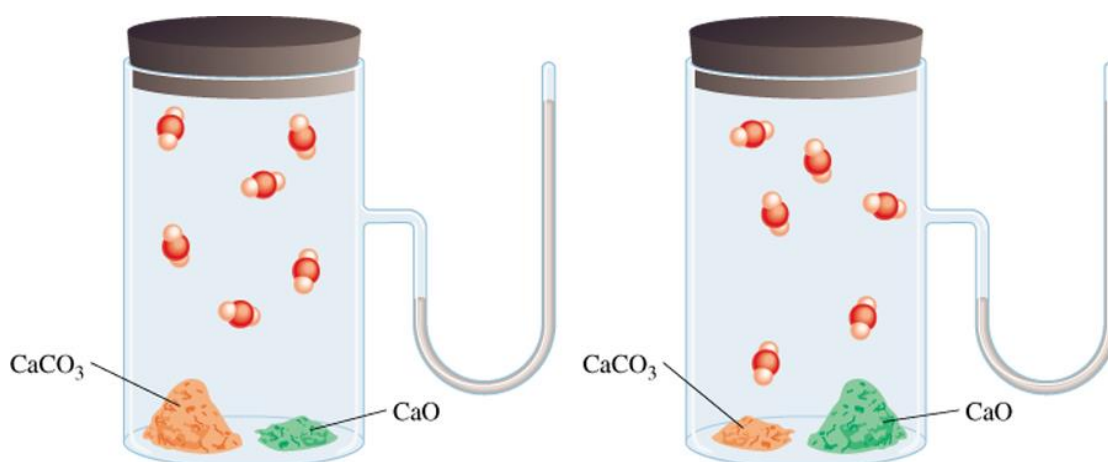


- **Ετερογενή ισορροπία** έχουμε όταν τα σώματα που συμμετέχουν στην ισορροπία (αντιδρώντα και προϊόντα) βρίσκονται σε περισσότερες από μία φάσεις.

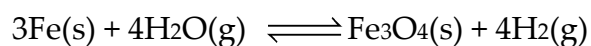
Παραδείγματα



(στερεά και αέρια δε βρίσκονται στην ίδια φάση)



Παρόμοια η διαβίβαση υδρατμών πάνω από ερυθροπυρωμένο σίδηρο είναι ένα παράδειγμα ετερογενούς ισορροπίας:



Σημαντικές Επισημάνσεις!!!

Ο βαθμός μετατροπής δεν έχει την ίδια τιμή για όλα τα αντιδρώντα εκτός αν αυτά βρίσκονται σε στοιχειομετρική αναλογία.

Συγκεκριμένα:

- α. όταν τα αντιδρώντα βρίσκονται σε στοιχειομετρική αναλογία έχουν τον ίδιο βαθμό μετατροπής ο οποίος ταυτίζεται με το συντελεστή απόδοσης της αντίδρασης.
- β. όταν τα αντιδρώντα δε βρίσκονται σε στοιχειομετρική αναλογία δεν έχουν τον ίδιο βαθμό μετατροπής και συγκεκριμένα το αντιδρών που βρίσκεται σε περίσσεια έχει μικρότερο βαθμό μετατροπής από το αντιδρών που δε βρίσκεται σε περίσσεια ενώ ο βαθμός μετατροπής του αντιδρώντος που δε βρίσκεται σε περίσσεια ταυτίζεται με το συντελεστή απόδοσης της αντίδρασης.

Συμπέρασμα

Μπορούμε να υπολογίζουμε την απόδοση της αντίδρασης μέσω του βαθμού μετατροπής του αντιδρώντος που δε βρίσκεται σε περίσσεια.

Βαθμός διάσπασης

Βαθμός διάσπασης (αδιάπασης) ονομάζεται το πηλίκο της ποσότητας του αντιδρώντος που διασπάται προς την αρχική του ποσότητα.

$$\alpha_{\text{διάσπασης}} = \frac{\text{ποσότητα αντιδρώντος που διασπάστηκε}}{\text{αρχική ποσότητα του αντιδρώντος}}$$

- Ο **βαθμός διάσπασης (αδιάπασης)** του αντιδρώντος που συμμετέχει σε αμφίδρομη διάσπαση παίρνει τιμές:

$$0 < \alpha_{\text{αδιάπασης}} < 1$$

- Επειδή σε κάθε αντίδραση διάσπασης υπάρχει μόνο ένα αντιδρών, αυτό δε μπορεί να είναι σε περίσσεια, οπότε σε τέτοιες αντιδράσεις ο βαθμός διάσπασης ταυτίζεται με το συντελεστή απόδοσης:

$$\alpha_{\text{αδιάπασης}} = \alpha$$

Παράδειγμα 1°

Έστω ότι σε κλειστό δοχείο εισάγουμε 0,2 mol H₂ και 0,4 mol I₂ τα οποία σε κατάλληλες συνθήκες αντιδρούν αμφίδρομα όπως φαίνεται στον παρακάτω πίνακα:

	H ₂ (g)	+ I ₂ (g)	⇌	2 HI (g)
Αρχικά	0,2 mol	0,4 mol		-
Αντιδρούν Παράγονται	-χ mol	-χ mol		2χ mol
Χ.Ι.	(0,2-χ)mol	(0,2-χ)mol		2χ mol

Αν χ=0,1 ,τότε για τους βαθμούς μετατροπής των αντιδρώντων και για την απόδοση της αντίδρασης ισχύουν:

$$\alpha_{\text{H}_2} = \frac{\chi}{0,2} = \frac{0,1}{0,2} = 0,5$$

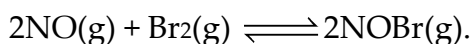
$$\alpha_{\text{I}_2} = \frac{\chi}{0,4} = \frac{0,1}{0,4} = 0,25$$

$$\alpha = \frac{2\chi}{0,4} = \frac{0,2}{0,4} = 0,5$$

Από τα παραπάνω επιβεβαιώνεται ότι το I₂ που βρίσκεται σε περίσσεια έχει μικρότερο βαθμό μετατροπής από το H₂ που δε βρίσκεται σε περίσσεια, ενώ ο βαθμός μετατροπής του τελευταίου ταυτίζεται με το συντελεστή απόδοσης της αντίδρασης.

Παράδειγμα 2°

Μίγμα NO και Br₂, αντιδρά σύμφωνα με την εξίσωση:

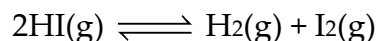


Το σύστημα καταλήγει σε ισορροπία και στο μίγμα ισορροπίας υπάρχουν ισομοριακές ποσότητες NO και NOBr, ενώ ο όγκος του Br₂ είναι διπλάσιος από αυτόν του NOBr.

- α. Ποια η επί τοις % v/v σύσταση του αρχικού μίγματος;
- β. Ποιος είναι ο βαθμός μετατροπής των NO και Br₂;
- γ. Ποια είναι η απόδοση της αντίδρασης;

4.1.3.3 Προβλήματα

1. Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγεται ποσότητα HI και διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

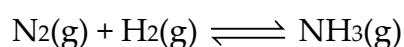


Να μελετήσετε πως μεταβάλλονται σε συνάρτηση με το χρόνο:

α. οι συγκεντρώσεις των σωμάτων.

β. οι ταχύτητες των δύο αντίθετων αντιδράσεων.

2. Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγονται ισομοριακές ποσότητες N_2 και H_2 , οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:



α. Να γίνει η γραφική παράσταση των συγκεντρώσεων των σωμάτων σε συνάρτηση με το χρόνο.

β. Ποιες από τις επόμενες σχέσεις είναι οπωσδήποτε σωστές στην κατάσταση ισορροπίας;

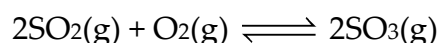
i. $[\text{H}_2] < [\text{NH}_3]$,

ii. $[\text{N}_2] > [\text{H}_2]$,

iii. $[\text{NH}_3] =$ σταθερή

γ. Ποια μεταβολή παρουσιάζει η πίεση στο δοχείο κατά τη διάρκεια της αντίδρασης;

3. Σε κενό δοχείο, στους $\theta^\circ\text{C}$, εισάγονται 8 mol SO_2 και 6 mol O_2 , οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:



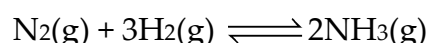
Αν το μίγμα ισορροπίας περιέχει ισομοριακές ποσότητες SO_2 και SO_3 , να υπολογιστούν:

α. η απόδοση της αντίδρασης.

β. το ποσοστό μετατροπής του SO_2 και του O_2 σε προϊόντα.

(α. $\alpha=50\%$, β. $\alpha(\text{SO}_2)=50\%$, $\alpha(\text{O}_2)=33,33\%$)

4. Σε δοχείο σταθερού όγκου και θερμοκρασίας εισάγεται ισομοριακό μίγμα N_2 και H_2 και αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Αν στο μίγμα ισορροπίας το γραμμομοριακό κλάσμα του H_2 είναι $1/4$, να βρείτε την απόδοση της αντίδρασης.

(60%)

κατεύθυνση που η αντίδραση είναι ενδόθερμη. Έτσι η προς τα αριστερά αντίδραση είναι ενδόθερμη και η προς τα δεξιά αντίδραση είναι εξώθερμη.

- β. Εφαρμόζουμε την καταστατική εξίσωση μετά τις μεταβολές:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (1)$$

Με δεδομένο ότι η ισορροπία δε μετατοπίζεται συμπεραίνουμε ότι τα συνολικά mol των αερίων δε μεταβάλλονται:

$$n_{ολ.} = \text{σταθερά} \quad (2)$$

Επίσης γνωρίζουμε ότι διπλασιάστηκε η θερμοκρασία και υποδιπλασιάστηκε ο όγκος του δοχείου:

$$T' = 2T \quad (3) \quad \text{και} \quad V' = V/2 \quad (4)$$

άρα από τις σχέσεις (1), (2), (3) και (4) προκύπτει για την πίεση (P'):

$$P' = 4P \text{ τετραπλασιασμός της πίεσης.}$$

- γ. Αφού δε μετατοπίστηκε η ισορροπία τα mol του κάθε αερίου παρέμειναν σταθερά, ενώ ο όγκος του δοχείου υποδιπλασιάζεται συμπεραίνουμε ότι οι συγκεντρώσεις των αερίων ($C_i = \frac{n}{V}$), διπλασιάζονται.

4.2.2.2 Ασκήσεις στις οποίες δίνεται διάγραμμα συγκέντρωσης - χρόνου και ζητείται ο παράγοντας χημικής ισορροπίας που μεταβλήθηκε, και αντίστροφα.

Έχουμε τις παρακάτω περιπτώσεις:

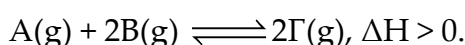
- α. Αν έχουμε κατακόρυφη μεταβολή στο διάγραμμα συγκέντρωσης - χρόνου ενός ή περισσότερων σωμάτων, όχι όμως όλων, τότε τη συγκεκριμένη χρονική στιγμή έχουμε μεταβάλλει τη συγκέντρωση κάποιου ή κάποιων σωμάτων.
- β. Αν έχουμε κατακόρυφη μεταβολή στο διάγραμμα συγκέντρωσης - χρόνου όλων των αερίων σωμάτων, τότε τη συγκεκριμένη χρονική στιγμή μεταβλήθηκε ο όγκος, άρα και η πίεση.
Συγκεκριμένα αν έχουμε κατακόρυφη αύξηση στη συγκέντρωση όλων των αερίων σωμάτων, τότε έχουμε μειώσει τον όγκο του δοχείου εκείνη τη στιγμή,

δηλαδή, έχουμε αυξήσει την πίεση, ενώ αν έχουμε κατακόρυφη μείωση στη συγκέντρωση όλων των αερίων σωμάτων, τότε έχουμε αυξήσει τον όγκο του δοχείου εκείνη τη στιγμή, δηλαδή, έχουμε μειώσει την πίεση.

- γ. Αν δεν υπάρχει κατακόρυφη μεταβολή στο διάγραμμα συγκέντρωσης - χρόνου, τότε έγινε μεταβολή της θερμοκρασίας.

Παράδειγμα 7^ο

Σε δοχείο μεταβλητού όγκου $V_1=1L$ περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 5mol αερίου A, 3mol αερίου B και 2mol αερίου Γ, σύμφωνα με την χημική εξίσωση:



- α. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία και τον όγκο του δοχείου, προσθέτουμε στο δοχείο χ mol του A.
 β. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία διπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου.
 γ. Διατηρώντας σταθερό τον όγκο του δοχείου, μειώνουμε τη θερμοκρασία στο δοχείο.

Να γίνουν οι γραφικές παραστάσεις των συγκεντρώσεων των σωμάτων σε συνάρτηση με το χρόνο και για τις τρεις μεταβολές, μέχρι το σύστημα να βρεθεί σε νέα θέση ισορροπίας.

Λύση

- α. Με τη προσθήκη του A στο δοχείο, η συγκέντρωσή του στιγμιαία αυξάνεται και γίνεται $(5+\chi)M$. Στη συνέχεια η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά, μέχρι το σύστημα να οδηγηθεί σε νέα κατάσταση ισορροπίας.

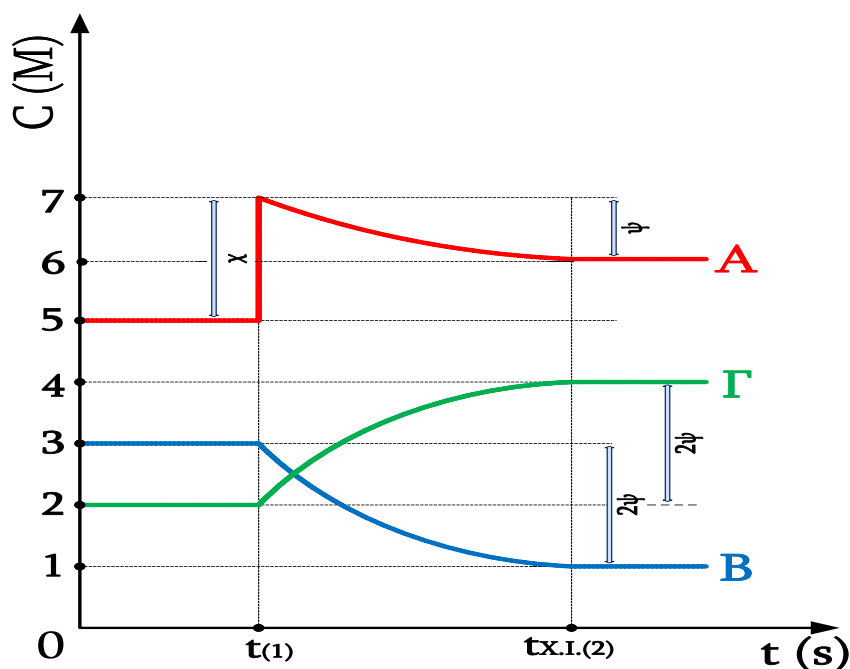
Στο παρακάτω πίνακα φαίνονται οι μεταβολές στις ποσότητες των σωμάτων:

	A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2Γ(g)		
X.I.(1)	5 mol	3 mol	2 mol
Μεταβολή	+ χ mol		
Αντιδρούν / Παράγονται	- ψ mol	- 2 ψ mol	+ 2 ψ mol
X.I.(2)	(5+ χ - ψ)mol	(3-2 ψ) mol	(2+2 ψ) mol

Επειδή το σύστημα δεν μπορεί να αναιρέσει πλήρως τη μεταβολή, θα ισχύει:

$$\psi < \chi.$$

Στο διάγραμμα που ακολουθεί φαίνονται οι μεταβολές της συγκέντρωσης των Α, Β και Γ σε συνάρτηση με το χρόνο, όπου τη χρονική στιγμή $t(1)$ έγινε η μεταβολή στη συγκέντρωση του Α, ενώ μετά τη χρονική στιγμή $t_{X.I.(2)}$, το σύστημα βρίσκεται στη νέα κατάσταση χημικής ισορροπίας:



- β. Με το διπλασιασμό του όγκου, οι συγκεντρώσεις όλων των αερίων στο δοχείο και η πίεση υποδιπλασιάζονται. Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά, για να αυξηθούν τα συνολικά mol των αερίων του μίγματος, μέχρι το σύστημα να οδηγηθεί σε νέα κατάσταση ισορροπίας.

Στο παρακάτω πίνακα φαίνονται οι μεταβολές στις συγκεντρώσεις των σωμάτων:

	$A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2Γ(g)$		
X.I.(1)	5 M	3 M	2 M
Μεταβολή: $V \rightarrow 2V$	2,5 M	1,5 M	1 M
Αντιδρούν Παράγονται	/	/	/
	+ ψ M	+ 2 ψ M	- 2 ψ M
X.I.(2)	(2,5+ ψ)M	(1,5+2 ψ)M	(1-2 ψ)M

Βιβλιογραφία

1. Στ. Λιοδάκης, Δ. Γάκης, Δ.& Π. Θεοδωρόπουλος, Α. Κάλλης « Χημεία Β' Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης», Ο.Ε.Δ.Β.
2. «Θεματα Αξιολόγησης Μαθητών – Χημεία Θετικής Κατεύθυνσης», Κ.Ε.Ε. 2000
3. Μπόκαρης Γ. Αναστάσιος, «Προσωπικές σημειώσεις»
4. Κ. Σαλτερής, «Χημεία Β' Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης Α' Τεύχος», Εκδ. Σαββάλας, 2003
5. Κ. Σαλτερής, «Χημεία Β' Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης Β' Τεύχος», Εκδ. Σαββάλας, 2000
6. Λεμοντζόγλου Σ. Χρυσάνθη, «Προσωπικές σημειώσεις»
7. Μόσχος Γ. Ευάγγελος, «Προσωπικές σημειώσεις»
8. Φ. Σιδέρη, «Χημεία Β' Ενιαίου Λυκείου Θετική Κατεύθυνση», Εκδ. Ελληνικά Γράμματα, 2000
9. Ν.Δ. Χατζηλιάδης, «Αρχές Χημείας», Εκδ. Ιων, 1992.
10. Δημήτρης Κόρακας, « Η Χημεία με ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής», Εκδ. Σαββάλας, 2006.
11. Π. Σακελλαρίδη, «Χημεία», Ιδρυμα Ευγενίδου, 1989
12. Γ. Μπαζάκης, «Γενική Χημεία"
13. Θέματα Π.Μ.Δ.Χ.
14. Θέματα Πανελλαδικών Εξετάσεων
15. el.wikipedia.org

16. Θ. Π. Χατζηιωάννου, Χημική Ισορροπία Και Ανόργανη Ποιοτική Ημιμικροανάλυση εκτύπωση-βιβλιοδεσία Γεώργιος Α. Γκελμπέσης , 2003
17. Αδαμόπουλος Δημήτρης Χημεία Β Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης (Τράπεζα Θεμάτων Κ.Ε.Ε.) Εκδόσεις Κωστόγιαννος
16. Ebbing Gammon, "Γενική Χημεία», Εκδ. Τραυλός, 2002
17. Ανδρέα Ζύρμπα-Γεωργίου Καραγιώργου, «Προσομοίωσης Θέματα-Κριτήρια Αξιολόγησης, Χημεία, Β' Θετικής Κατεύθυνσης», Εκδ. Μανιατέα, 2002
18. Φ. Σιδέρη, «Κριτήρια Αξιολόγησης, Β' Ενιαίου Λυκείου, Θετ.Κατεύθυνσης, Χημεία», Εκδ.Ελληνικά Γράμματα, 2001
19. Κώστα Παπαζήση, «Κριτήρια Αξιολόγησης Χημείας», Εκδ. Σαββάλας, 2003
20. Κων.Ρήγα, «Αξιολόγηση στη Χημεία, Β' Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης», Εκδ. Προοίμιο
21. Perry Green, "Chemical Engineer's handbook", Mc. Graw Hill.
22. Λ. Καντούρη-Σ. Παπαστεφάνου, « Γενική Ανόργανη Χημεία», Εκδ.ΖΗΤΗ, 1995



ΦΡΟΝΤΙΣΤΗΡΙΑ ΜΕΣΗΣ & ΑΝΩΤΑΤΗΣ ΕΚΠΑΙΔΕΥΣΗΣ

Ε. ΣΤΟΓΙΑΝΝΗΣ

Ασπασίας 76-78, Χολαργός Τηλ. 210 6512099

e-mail: stogiannis@stogiannis.edu.gr

www.stogiannis.edu.gr

