



Β' ΛΥΚΕΙΟΥ
ΘΕΤΙΚΗ ΚΑΤΕΥΘΥΝΣΗ
ΧΗΜΕΙΑ

ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

ΘΕΜΑ 1^ο

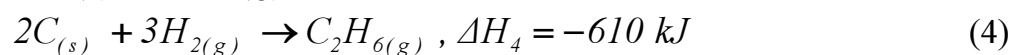
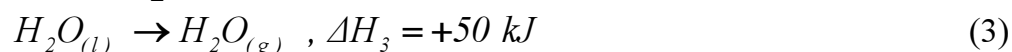
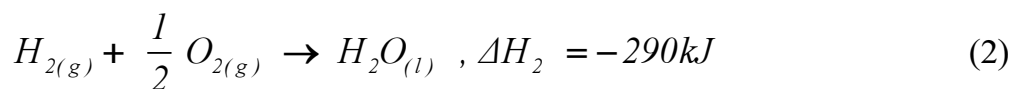
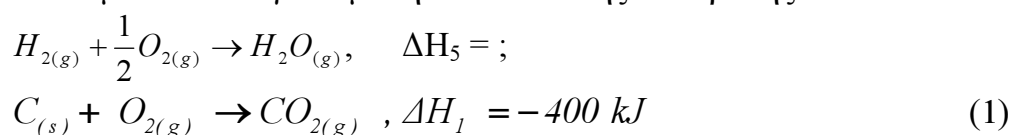
- 1.1. α
1.2. γ
1.3. γ
1.4. β
1.5. α) Σ β) Λ γ) Σ δ) Λ ε) Λ

ΘΕΜΑ 2^ο

- 2.1. α) Μετατόπιση αριστερά, μείωση της ποσότητας του Cl_2 .
β) Μετατόπιση δεξιά, αύξηση της ποσότητας του Cl_2 .
γ) Μετατόπιση δεξιά, συνολικά μείωση της ποσότητας του Cl_2 .
δ) Μετατόπιση δεξιά, αύξηση της ποσότητας του Cl_2 .
ε) Μετατόπιση δεξιά, αύξηση της ποσότητας του Cl_2 .
στ) Καμία μεταβολή.
- 2.2. α) Οι γραφικές παραστάσεις που έχουν φθίνουσα καμπύλη συγκέντρωσης αναφέρονται σε αντιδρώντα, αφού η συγκέντρωση ελαττώνεται με την πάροδο του χρόνου, ενώ αντίθετα οι γραφικές παραστάσεις που έχουν αύξουσα καμπύλη συγκέντρωσης αναφέρονται σε προϊόντα.
Για το στερεό $B_{(s)}$ δεν υπάρχει καμπύλη μεταβολής της συγκέντρωσης.
Λόγω των συντελεστών στη χημική εξίσωση συμπεραίνουμε ότι η καμπύλη (I) αναφέρεται στο σώμα A ενώ η καμπύλη (IV) στο σώμα Y , αφού οι μεταβολές των συγκεντρώσεων είναι ανάλογες των συντελεστών. Η καμπύλη (III) αντιστοιχεί στο σώμα X πάλι για τον ίδιο λόγο (αντιδρούν $0,2M$ του αερίου A και σχηματίζεται η μισή ποσότητα, $0,1M$ του αερίου X)
- β) Ο λεπτότερος διαμερισμός του στερεού $B_{(s)}$ θα αυξήσει την επιφάνεια επαφής του $B_{(s)}$ και θα προκαλέσει αύξηση της ταχύτητας, καθώς με αυτό τον τρόπο μεγαλώνει ο αριθμός των ενεργών συγκρούσεων των αντιδρώντων.
- γ) Από τα διαγράμματα παρατηρούμε ότι στο τέλος του 1^{ου} λεπτού η συγκέντρωση του αερίου A μηδενίζεται. Άρα η αντίδραση ολοκληρώθηκε και η ταχύτητά της μηδενίζεται.

- δ) Η ταχύτητα πολλών χημικών αντιδράσεων αυξάνεται με την προσθήκη καταλυτών. Ο καταλύτης επεμβαίνει στο μηχανισμό της αντίδρασης, χωρίς να καταναλώνεται, προσφέροντας ένα ευκολότερο δρόμο για την αντίδραση. Ο καταλύτης δημιουργεί μια νέα πορεία για την πραγματοποίηση της αντίδρασης, που έχει μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης. Κατ' αυτό τον τρόπο στις ίδιες συνθήκες περισσότερα μόρια μπορούν να ξεπεράσουν το φράγμα της ενέργειας ενεργοποίησης. Έτσι, ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων γίνεται μεγαλύτερος και συνεπώς η ταχύτητα αυξάνεται.

2.3. α) Θέλουμε να υπολογίσουμε την ενθαλπία της αντίδρασης

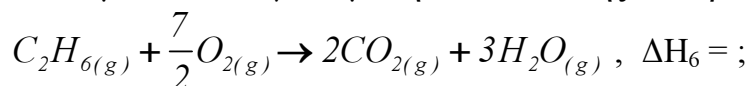


Αν προσθέσουμε τις αντιδράσεις (2) και (3) κατά μέλη προκύπτει η ενθαλπία της ζητούμενης αντίδρασης.

$$\Delta H_5 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = -290 + 50 = -240 \text{ kJ}.$$

$$\text{Άρα } \Delta H_f(H_2O_{(g)}) = -240 \text{ kJ/mol}$$

β) Θέλουμε να υπολογίσουμε την ενθαλπία της αντίδρασης

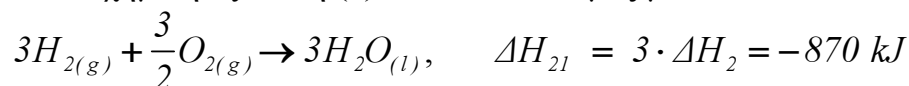


Θα χρησιμοποιήσουμε όλες τις δεδομένες αντιδράσεις.

- Η χημική εξίσωση (1) πολλαπλασιασμός με 2 :



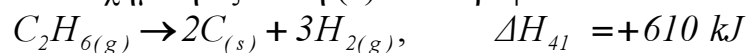
- Η χημική εξίσωση (2) πολλαπλασιασμός με 3:



- Η χημική εξίσωση (3) πολλαπλασιασμός με 3



- Η χημική εξίσωση (4) αντιστρέφεται:



Αν προσθέσουμε τις τροποποιημένες αντιδράσεις κατά μέλη προκύπτει η ενθαλπία της ζητούμενης αντίδρασης.

$$\Delta H_6 = \Delta H_{11} + \Delta H_{21} + \Delta H_{31} + \Delta H_{41} = -800 - 870 + 150 + 610 = -910 \text{ kJ}$$

ΘΕΜΑ 3^ο

- α) Έστω ότι ο νόμος ταχύτητας : $u = k[A]^x[B]^y$.

Εφαρμόζοντας τον παραπάνω νόμο στα πειράματα (1), (2) έχουμε:

Πείραμα 1: $5 \cdot 10^{-3} = k[0,1]^x[0,2]^y$ (1)

Πείραμα 2: $2,5 \cdot 10^{-3} = k[0,1]^x[0,1]^y$ (2)

Διαιρώντας τις δύο σχέσεις κατά μέλη προκύπτει ότι $2 = 2^y \Rightarrow y = 1$

Εφαρμόζοντας τον παραπάνω νόμο στα πειράματα (1), (3) έχουμε:

Πείραμα 1: $5 \cdot 10^{-3} = k[0,1]^x[0,2]^y$ (1)

Πείραμα 3: $10 \cdot 10^{-3} = k[0,2]^x[0,2]^y$ (3)

Διαιρώντας τις δύο σχέσεις κατά μέλη προκύπτει ότι $\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^x \Rightarrow x = 1$

Μονάδες 6

Άρα ο νόμος της ταχύτητας για την παραπάνω αντίδραση θα είναι:

$u = k[A][B]$ και η αντίδραση είναι: 2^{ης} τάξης.

Μονάδες 1

- β) Αντικαθιστώντας τις τιμές ενός πειράματος στο νόμο της ταχύτητας μπορούμε να υπολογίσουμε την τιμή της σταθεράς κ.

Πείραμα 1: $u = k[A][B] \Rightarrow$

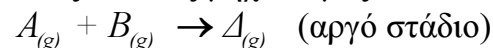
$$5 \cdot 10^{-3} \frac{M}{sec} = k \cdot 0,1 M \cdot 0,2 M \Rightarrow k = \frac{5 \cdot 10^{-3} M \cdot sec^{-1}}{2 \cdot 10^{-2} M^2} \Rightarrow k = 0,25 M^{-1} sec^{-1}$$

Μονάδες 2+2

- γ) Επειδή οι εκθέτες στο νόμο της ταχύτητας είναι διαφορετικοί από τους συντελεστές στην χημική εξίσωση σημαίνει ότι η αντίδραση πραγματοποιείται με πολύπλοκο μηχανισμό. Προτείνουμε ενδιάμεσες στοιχειώδεις αντιδράσεις, δηλαδή προτείνουμε μηχανισμό αντιδράσεων που να είναι συμβατός με το νόμο της ταχύτητας που προσδιορίσαμε. Η στοιχειώδης αντίδραση που έχει τη μικρότερη ταχύτητα, καθορίζει το νόμο της ταχύτητας.

Μονάδες 3

Ένας πιθανός μηχανισμός είναι



Μονάδες 3

- δ) Η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης προκύπτει να στο νόμο της ταχύτητας αντικαταστήσουμε τις αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων.

$$v_{\text{αρχ}} = k[A][B] = 0,25 M^{-1} sec^{-1} \cdot \frac{6}{5} M \cdot \frac{4}{5} M = 0,24 M \cdot sec^{-1}$$

Μονάδες 2

Για να βρούμε την ταχύτητα της αντίδρασης μετά το τέλος του 2^{ου} λεπτού πρέπει να βρούμε τις ποσότητες των αντιδρώντων εκείνη τη χρονική στιγμή.

<i>mol</i>	$2A_{(g)}$	+	$B_{(g)}$	$\rightarrow$	$2\Gamma_{(s)}$
Αρχικά	6		4		
Μεταβολές	-2ω		$-\omega$		$+2\omega$
Τέλος 2 ^{ου} λεπτού.	$(6-2\omega)$		$(4-\omega)$		2ω

Από τα δεδομένα της άσκησης προκύπτει ότι $2\omega = 2 \Rightarrow \omega = 1 \text{ mol}$.

Άρα μετά το τέλος του 2^{ου} λεπτού θα έχουμε 4 mol A, 3 mol B, 2 mol Γ.

$$v_{2.min} = k[A][B] = 0,25 \text{ M}^{-1} \text{ sec}^{-1} \cdot \frac{4}{5} \text{ M} \cdot \frac{3}{5} \text{ M} = 12 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot \text{sec}^{-1}$$

Μονάδες 6

ΘΕΜΑ 4^ο

α) Υπολογίζοντας τα mol του αερίου B_2 , στη θέση ισορροπίας έχουμε:

$$[B_2] = \frac{n_{B_2}}{V_l} \Rightarrow n_{B_2} = [B_2] \cdot V_l = 0,5 \text{ M} \cdot 2 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

<i>mol</i>	$A_{2(g)}$	+	$B_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2AB_{(g)}$
X. Ισορροπία	1		1		2

Υπολογίζουμε την σταθερά χημικής ισορροπίας στους $T_l = 500 \text{ K}$:

$$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]} = \frac{\left(\frac{2}{2}\right)^2}{\left(\frac{1}{2}\right)\left(\frac{1}{2}\right)} = 4$$

Μονάδες 2

Αφού στην ισορροπία προστέθηκε AB, η αντίδραση σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier θα προχωρήσει προς τα αριστερά, οπότε η ποσότητα του AB ελαττώνεται.

Μονάδες 2

Σχηματίζουμε τον παρακάτω πίνακα:

<i>mol</i>	$A_{2(g)}$	+	$B_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2 AB_{(g)}$
X. Ισορροπία	1		1		2
Αλλαγή					+ 2 mol
Μεταβολές	+x		+ x		- 2x
Νέα Χημ. Ισορ.	(1 + x)		(1 + x)		(4 - 2x)

Αντικαθιστούμε στην σταθερά χημικής ισορροπίας η οποία δεν μεταβλήθηκε λόγω σταθερής θερμοκρασίας.

$$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]} \Rightarrow 4 = \frac{\left(\frac{4-2x}{2}\right)^2}{\left(\frac{1+x}{2}\right)\left(\frac{1+x}{2}\right)} \Rightarrow x = 0,5 \text{ mol}$$

Μονάδες 3

Άρα στην νέα θέση χημικής ισορροπίας έχουμε τις παρακάτω συγκεντρώσεις:

$$[AB] = \frac{n_{AB}}{V_1} = \frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1,5 \text{ M}$$

$$[A_2] = \frac{n_{A_2}}{V_1} = \frac{1,5 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,75 \text{ M}$$

$$[B_2] = \frac{n_{B_2}}{V_1} = \frac{1,5 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,75 \text{ M}$$

Μονάδες 1

β) Στη θέση ισορροπίας έχουμε:

<i>mol</i>	$A_{2(g)}$	+	$B_{2(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2 AB_{(g)}$	
X. Ισορροπία	1		1		2	$V_1 = 2 \text{ L}$

Η μείωση του όγκου του δοχείου αυξάνει την πίεση του μίγματος. Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, η θέση της ισορροπίας μετατοπίζεται προς εκείνη την κατεύθυνση που τείνει να αναρέσει τη μεταβολή που επιφέραμε. Στην συγκεκριμένη περίπτωση όμως δεν έχουμε μεταβολή των συνολικών mol των αερίων του συστήματος, οπότε δεν θα έχουμε μετατόπιση της ισορροπίας:

Μονάδες 2

<i>mol</i>	$A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2 AB_{(g)}$	
X. Ισορροπία	1 1 2	$V_1 = 2 L$
Νέα Χημ. Ισορ	1 1 2	$V_2 = 1 L$

Άρα στην νέα θέση χημικής ισορροπίας έχουμε τις παρακάτω συγκεντρώσεις:

$$[AB] = \frac{n_{AB}}{V_2} = \frac{2 mol}{1 L} = 2 M$$

$$[A_2] = \frac{n_{A_2}}{V_2} = \frac{1 mol}{1 L} = 1 M$$

$$[B_2] = \frac{n_{B_2}}{V_2} = \frac{1 mol}{1 L} = 1 M$$

Μονάδες 3

γ) Στη θέση ισορροπίας έχουμε:

<i>mol</i>	$A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2 AB_{(g)}$	
X. Ισορ.	1 1 2	$V_1 = 2 L, T_1 = 500 K$

Υπολογίζοντας τα *mol* του αερίου *AB*, στη νέα θέση ισορροπίας $T_2 = 800 K$:

$$[AB] = \frac{n_{AB}}{V_1} \Rightarrow n_{AB} = [AB] \cdot V_1 = 1,5 M \cdot 2 L = 3 mol$$

Μονάδες 1

Με την αύξηση της θερμοκρασίας η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά, όπως φαίνεται από την εκφώνηση (αύξηση του αερίου *AB*), άρα σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η αντίδραση σχηματισμού του *AB* είναι ενδόθερμη.

Μονάδες 2

<i>mol</i>	$A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2 AB_{(g)}$	
X. Ισορ.	1 1 2	$V_1 = 2 L, T_1 = 500 K$
Μεταβολές	-y -y +2y	$V_1 = 2 L, T_2 = 800 K$
Νέα Χημ. Ισορ	1-y 1-y 2+2y	$V_1 = 2 L, T_2 = 800 K$

$$n_{AB} = 4 mol \Rightarrow 2 + 2y = 3 \Rightarrow y = 0,5 mol$$

Άρα στην νέα θέση χημικής ισορροπίας έχουμε τις παρακάτω συγκεντρώσεις:

$$[AB] = \frac{n_{AB}}{V_1} = \frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1,5 \text{ M}$$

$$[A_2] = \frac{n_{A_2}}{V_1} = \frac{0,5 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,25 \text{ M}$$

$$[B_2] = \frac{n_{B_2}}{V_1} = \frac{0,5 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,25 \text{ M}$$

Μονάδες 3

δ) Στο δοχείο όγκου V_3 τοποθετούνται:

	$A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftharpoons 2 AB_{(g)}$	
Έλεγχος Χ.Ι.	2 2 4	$V_3, T_1 = 500 \text{ K}$

Υπολογίζουμε την τιμή του κλάσματος $Q_c = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]}$ στην αρχική κατάσταση, ώστε να διερευνήσουμε αν το σύστημα βρίσκεται σε κατάσταση χημικής ισορροπίας ή προς ποια κατεύθυνση οδεύει η αντίδραση:

$$Q_c = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]} = \frac{\left(\frac{4}{V_3}\right)^2}{\left(\frac{2}{V_3}\right)\left(\frac{2}{V_3}\right)} = 4 = K_c$$

Άρα το σύστημα βρίσκεται σε χημική ισορροπία.

Μονάδες 2

Υπολογίζουμε τις μερικές πιέσεις στην κατάσταση χημικής ισορροπίας:

$$P_{A_2} = P_{B_2} = P_{ολ} \frac{n_{A_2}}{n_{ολ}} = 5 \text{ atm} \cdot \frac{2 \text{ mol}}{8 \text{ mol}} = 1,25 \text{ atm}$$

$$P_{A_2} + P_{B_2} + P_{AB} = P_{ολ} \Rightarrow P_{AB} = P_{ολ} - (P_{A_2} + P_{B_2}) = 2,5 \text{ atm}$$

Μονάδες 4