

ΜΑΘΗΜΑ / ΤΑΞΗ:	ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΤΕΥΘΥΝΣΗΣ Γ' ΛΥΚΕΙΟΥ
ΗΜΕΡΟΜΗΝΙΑ:	17-1-2026

ΘΕΜΑ Α (Μονάδες 5x5=25)

A₁. Σε κενό δοχείο όγκου V εισάγονται ποσότητες από τα αέρια A_2 και B_2 και σε σταθερή θερμοκρασία πραγματοποιείται η απλή αντίδραση: $A_2(g) + B_2(g) \rightarrow 2AB(g)$. Αν οι ίδιες ποσότητες των A_2 , B_2 εισάγονταν σε δοχείο όγκου $2 \cdot V$ τότε η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης θα ήταν:

- α. ίση με την αρχική ταχύτητα στο δοχείο όγκου V
β. υποδιπλάσια από την αρχική ταχύτητα στο δοχείο όγκου V
γ. τετραπλάσια από την αρχική ταχύτητα στο δοχείο όγκου V
δ. υποτετραπλάσια από την αρχική ταχύτητα στο δοχείο όγκου V

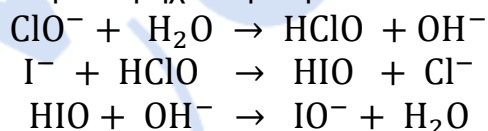
A₂. Ποια από τις επόμενες μεταβολές θα προκαλέσει αύξηση της συγκέντρωσης του NO στη χημική ισορροπία: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$, $\Delta H > 0$;

- α. Ελάττωση της θερμοκρασίας (V σταθερός)
β. προσθήκη ποσότητας He (V , T σταθερά)
γ. Ελάττωση του όγκου του δοχείου (T σταθερή)
δ. Απομάκρυνση ποσότητας NO (V , T σταθερά)

A₃. Σε κλειστό δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$. Η πίεση στο δοχείο είναι P_1 atm. Αν υποδιπλασιάσουμε τον όγκο του δοχείου με σταθερή τη θερμοκρασία, στη νέα θέση χημικής ισορροπίας που αποκαθίσταται, η πίεση P_2 στο δοχείο είναι:

- α. $P_2 = P_1$ atm**
β. $P_2 = P_1 / 2$ atm
γ. $P_2 = 2 \cdot P_1$ atm
δ. $P_1 < P_2 < 2 \cdot P_1$ atm

A₄. Μια αντίδραση διεξάγεται με το μηχανισμό τριών σταδίων που ακολουθεί:



Ποιος είναι ο καταλύτης της αντίδρασης;

- α. Το IO^-
β. Το H_2O
γ. Το ClO^-
δ. Το $HClO$

A₅. Η απόδοση της αντίδρασης που περιγράφεται από τη χημική εξίσωση, $RCOOH_{(l)} + ROH_{(l)} \rightleftharpoons RCOOR_{(l)} + H_2O_{(l)}$, $\Delta H \approx 0$ μπορεί να αυξηθεί:

- α. Με μείωση της θερμοκρασίας
β. Με προσθήκη καταλύτη
γ. Με ελάττωση του όγκου του δοχείου
δ. Με χρήση αφυδατικού

ΘΕΜΑ Β

B₁. α. Δίνεται η αντίδραση: $CH_2 = CH_2(g) + H_2(g) \rightarrow CH_3CH_3(g)$, $\Delta H = -130$ kJ

Η ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης είναι $E_a = 180$ kJ/mol. Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες.

Να αιτιολογήσετε όλες τις απαντήσεις σας.

1. Αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία θα ισχύει : $E_a < 180 \text{ kJ/mol}$. **ΛΑΘΟΣ**

Η ενέργεια ενεργοποίησης μιας αντίδρασης μεταβάλλεται μόνο αν αλλάξει ο μηχανισμός της, όπως για παράδειγμα συμβαίνει με προσθήκη καταλύτη ή παρουσία ακτινοβολίας.

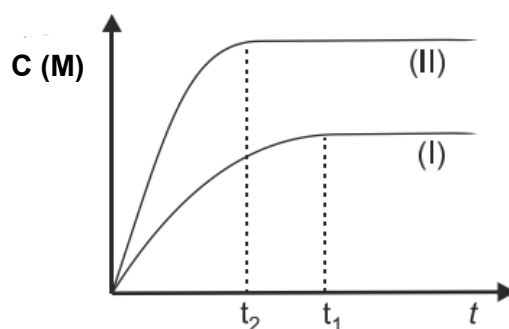
2. Η αντίδραση καταλύεται από στερεό Ni. Η δράση του καταλύτη ερμηνεύεται από τη θεωρία της προσρόφησης. **ΣΩΣΤΟ**

Πρόκειται για ετερογενή κατάλυση και η θεωρία προσρόφησης ερμηνεύει με ικανοποιητικό τρόπο την ετερογενή κατάλυση.

3. Παρουσία καταλύτη Ni η αντίδραση έχει $E_a = 200 \text{ kJ/mol}$. **ΛΑΘΟΣ**

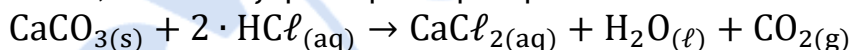
Ο καταλύτης επεμβαίνει στο μηχανισμό της αντίδρασης, δημιουργώντας μια νέα πορεία για την πραγματοποίησή της, που έχει μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης.

4. Η καμπύλη (II) του ακόλουθου σχήματος προκύπτει όταν η αντίδραση γίνεται παρουσία καταλύτη ενώ η καμπύλη (I) όταν γίνεται χωρίς καταλύτη. **ΛΑΘΟΣ**



Η καμπύλες αντιστοιχούν στο μοναδικό προϊόν της παραπάνω αντίδρασης. Η καμπύλη (II) έχει μεγαλύτερη κλίση και γίνεται οριζόντια σε $t_2 < t_1$, καταλήγει όμως λανθασμένα σε μεγαλύτερη τελική συγκέντρωση προϊόντος σε σχέση με την καμπύλη (I). Η χρήση καταλύτη δεν επηρεάζει την ποσότητα του παραγόμενου προϊόντος.

β. Στερεό CaCO_3 προστίθεται υπό μορφή μεγάλων κόκκων σε 50 mL διαλύματος HCl 1M, οπότε διεξάγεται η αντίδραση :



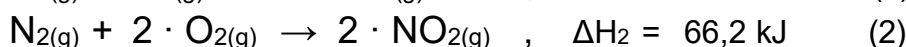
Αν το CaCO_3 βρίσκεται πάντα σε περίσσεια, να αντιστοιχίσετε τις μεταβολές που αναγράφονται στην μεσαία στήλη του πίνακα με την προβλεπόμενη επίδρασή τους στην αρχική ταχύτητα u_0 της αντίδρασης και τον συνολικό όγκο του παραγόμενου CO_2 .

αρχική ταχύτητα u_0	Μεταβολές	V_{CO_2}
I. βραδύτερη	1. Προσθήκη CaCO_3 υπό μορφή σκόνης σε 100mL διαλύματος HCl 1M αντί του αρχικού διαλύματος.	A. Ίδιος
II. ταχύτερη	2. Χρήση 25mL διαλύματος HCl 1M αντί του αρχικού διαλύματος.	B. μικρότερος
III. ίδια	3. Χρήση 25mL διαλύματος HCl 2M αντί του αρχικού διαλύματος.	C. μεγαλύτερος
	4. Μικρή ποσότητα βάσης διαλύεται στο οξύ πριν την προσθήκη CaCO_3	

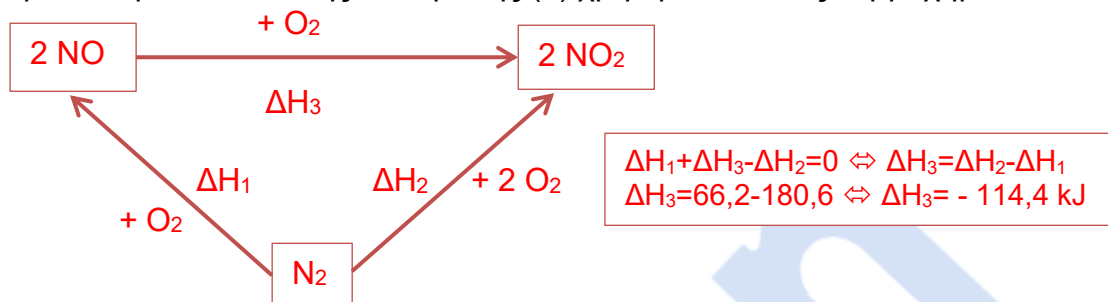
1→II και C , 2→III και B , 3→II και A , 4→I και B

Μονάδες 6+4

B₂. α. Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις :



Να υπολογίσετε την ενθαλπία της αντίδρασης (3) χρησιμοποιώντας θερμοχημικό κύκλο.



β. Δίνονται οι εξής πρότυπες ενθαλπίες:

- Σχηματισμού του CO_{2(g)} , ίση με x kJ·mol⁻¹
- Σχηματισμού του H₂O(l) , ίση με y kJ·mol⁻¹
- Καύσης της C₄H₉OH(l) , ίση με ω kJ·mol⁻¹

Ποια από τις ακόλουθες παραστάσεις δίνει την πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού της C₄H₉OH(l) σε kJ·mol⁻¹ . Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

α. 4x + 5y - ω

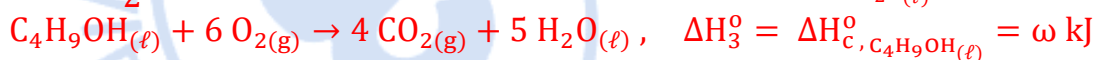
β. 2x + 10y - ω

γ. ω - 4x - 5y

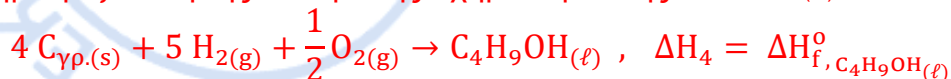
δ. 2x + 5y + ω

Η παράσταση (α).

Οι θερμοχημικές εξισώσεις των αντιδράσεων σχηματισμού των ενώσεων CO_{2(g)} και H₂O(l) και η θερμοχημική εξίσωση της πλήρους καύσης της C₄H₉OH(l) είναι:



Η θερμοχημική εξίσωση της αντίδρασης σχηματισμού της C₄H₉OH(l) είναι:



Για την αντίδραση πλήρους καύσης της C₄H₉OH(l) ισχύει:

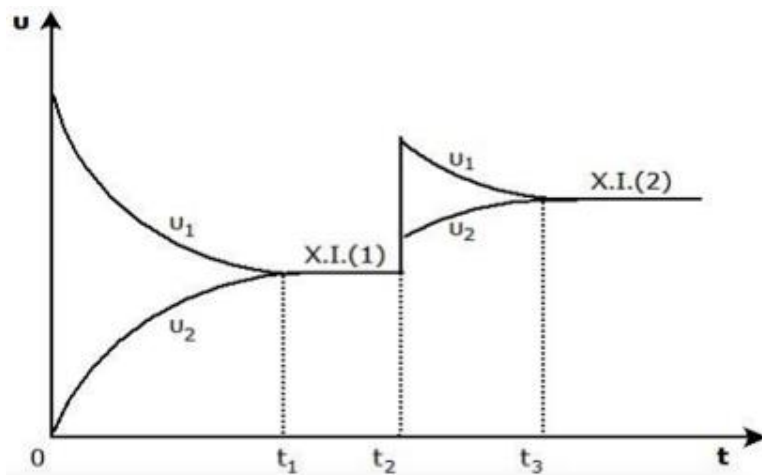
$$\Delta H_3^\circ = \sum \Delta H_{\text{f}, \text{προϊόντων}}^\circ - \sum \Delta H_{\text{f}, \text{αντιδρώντων}}^\circ$$
$$\Delta H_3^\circ = 4 \cdot \Delta H_{\text{f}, \text{CO}_2}^\circ + 5 \cdot \Delta H_{\text{f}, \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}}^\circ - \Delta H_{\text{f}, \text{C}_4\text{H}_9\text{OH}_{(\ell)}}^\circ$$

$$\Delta H_3^\circ = 4 \cdot \Delta H_1^\circ + 5 \cdot \Delta H_2^\circ - \Delta H_4^\circ \Leftrightarrow \Delta H_4^\circ = 4 \cdot \Delta H_1^\circ + 5 \cdot \Delta H_2^\circ - \Delta H_3^\circ = 4 \cdot x + 5 \cdot y - \omega \text{ kJ}$$

Άρα, η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού της C₄H₉OH(l) είναι ίση με 4·x+5·y-ω kJ·mol⁻¹

Μονάδες 3+4=7

B₃. Σε κλειστό δοχείο όγκου V εισάγεται μίγμα H_2 και I_2 , οπότε πραγματοποιείται η αμφίδρομη αντίδραση: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \xrightleftharpoons[u_2]{u_1} 2 \cdot HI_{(g)}$. Τη χρονική στιγμή t_1 αποκαθίσταται χημική ισορροπία στο σύστημα της αντίδρασης [X.I. (1)]. Τη χρονική στιγμή t_2 μεταβάλλεται ένας από τους παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας και τη χρονική στιγμή t_3 αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία [X.I. (2)]. Στο διάγραμμα που ακολουθεί, φαίνονται οι μεταβολές των ταχυτήτων u_1 και u_2 από την έναρξη της αντίδρασης ($t=0$) μέχρι την αποκατάσταση της X.I. (2).



α. Αν οι σταθερές K_{c1} και K_{c2} των χημικών ισορροπιών (1) και (2) αντίστοιχα, έχουν διαφορετικές τιμές, να βρείτε ποιος παράγοντας μεταβλήθηκε τη χρονική στιγμή t_2 και με ποιο τρόπο (αύξηση/ελάττωση). Να αιτιολογήσετε πλήρως την απάντησή σας.

α. Παρατηρούμε ότι τη χρονική στιγμή t_2 έχουμε απότομη αύξηση της τιμής και των δύο ταχυτήτων. Επίσης, η αύξηση αυτή είναι μεγαλύτερη για την u_1 , με συνέπεια μετά τη χρονική στιγμή t_2 η X.I. να μετατοπίζεται προς τα δεξιά.

Η μεταβολή της πίεσης με μεταβολή του όγκου του δοχείου, δεν επηρεάζει τη θέση της X.I. της αντίδρασης, αφού κατά τη διάρκειά της δεν μεταβάλλονται τα πολ των αερίων. Επομένως, τη χρονική στιγμή t_2 δεν μεταβλήθηκε η πίεση.

Επίσης, απορρίπτεται και η αύξηση των ταχυτήτων με ταυτόχρονη προσθήκη ποσοτήτων αντιδρώντων και προϊόντος επειδή στην περίπτωση αυτή στη X.I.(2) που αποκαθίσταται στη συνέχεια, θα είχαμε την ίδια τιμή K_c , δεδομένου ότι οι μεταβολές των συγκεντρώσεων δεν μεταβάλλουν την K_c μιας αντίδρασης.

Ο παράγοντας που μεταβλήθηκε είναι η θερμοκρασία. Συγκεκριμένα αυξήθηκε η θερμοκρασία, αφού η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την ταχύτητα όλων των αντιδράσεων. Εξάλλου η θερμοκρασία είναι ο μοναδικός παράγοντας που μεταβάλλει την τιμή της K_c μιας συγκεκριμένης αντίδρασης.

β. Ποια από τις δύο σταθερές K_{c1} , K_{c2} έχει μεγαλύτερη τιμή;

β. Αφού τη χρονική στιγμή t_2 αυξήθηκε η θερμοκρασία και η X.I. μετατοπίστηκε προς τα δεξιά, μέχρι την αποκατάσταση της X.I.(2) αυξάνεται η συγκέντρωση $[HI]$ και μειώνονται

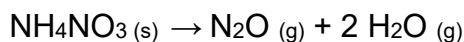
οι συγκεντρώσεις $[H_2]$ και $[I_2]$, με συνέπεια να αυξάνεται η τιμή της $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$

(αυξάνεται ο αριθμητής και ελαττώνεται ο παρονομαστής, οπότε και για τους δύο λόγους, η αξία του κλάσματος αυξάνεται) δηλαδή $K_{c1} < K_{c2}$.

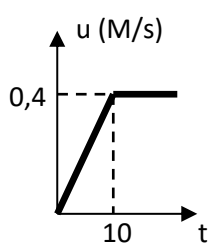
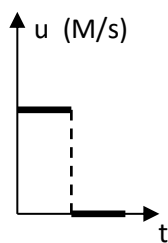
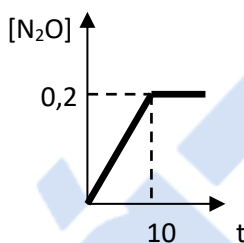
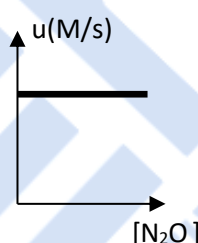
Μονάδες 5+3=8

ΘΕΜΑ Γ

Γ₁. Ως εκρηκτικές ύλες χαρακτηρίζονται χημικές ενώσεις οι οποίες, υπό ορισμένες συνθήκες, αποσυντίθενται ακαριαία, απελευθερώνοντας μεγάλα ποσά θερμότητας, με ταυτόχρονο σχηματισμό μεγάλης ποσότητας αερίων και πρόκληση έκρηξης. Το νιτρικό αμμώνιο (NH_4NO_3) είναι μία εκρηκτική ουσία, η οποία χρησιμοποιείται στην ανατίναξη βράχων και διασπάται σύμφωνα με την απλή χημική εξίσωση:



α. Ποια από τα παρακάτω διαγράμματα είναι σωστά για την αντίδραση διάσπασης του νιτρικού αμμωνίου (NH_4NO_3);

**1.****2.****3.****4.**

Το μοναδικό αντιδρών είναι στερεό άρα η αντίδραση είναι μηδενικής τάξης με νόμο ταχύτητας $u = k$. Άρα σωστά είναι το διάγραμμα 2, διότι η ταχύτητα παραμένει σταθερή μέχρι και την ολοκλήρωση της αντίδρασης όπου και μηδενίζεται και το διάγραμμα 3, διότι η συγκέντρωση του προϊόντος N_2O αυξάνεται με σταθερό ρυθμό.

β. Με βάση τα δεδομένα των διαγραμμάτων να βρείτε την τιμή και τις μονάδες της σταθεράς ταχύτητας της παραπάνω αντίδρασης.

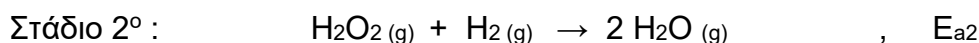
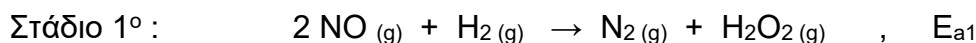
Από το διάγραμμα 3 προκύπτει: $k = U_{(0 \rightarrow 10)} = \Delta[\text{N}_2\text{O}] / \Delta t = 0,2 - 0 / 10 = 0,02 \text{ M/s}$

γ. Ποια χρονική στιγμή από την έναρξη της αντίδρασης η συγκέντρωση του N_2O θα είναι ίση με το 25% της τελικής της τιμής;

$$U = \Delta[\text{N}_2\text{O}] / \Delta t = k \Leftrightarrow \Delta[\text{N}_2\text{O}] = k \cdot \Delta t \Leftrightarrow [\text{N}_2\text{O}] (t) - [\text{N}_2\text{O}] (0) = k \cdot t \Leftrightarrow 0,25 \cdot 0,2 - 0 = 0,02 \cdot t \Leftrightarrow t = 2,5 \text{ s}$$

Μονάδες 3+2+3=8

Γ₂. Σε κενό και κλειστό δοχείο όγκου 2 L και σε σταθερή θερμοκρασία $\theta^\circ \text{C}$ εισάγονται 0,4 mol NO και 0,3 mol H_2 οπότε λαμβάνει χώρα αντίδραση που ακολουθεί τον παρακάτω μηχανισμό δύο σταδίων:



Για την ενέργεια ενεργοποίησης στα δύο στάδια ισχύει $E_{a1} \gg E_{a2}$.

α. Να γράψετε τη χημική εξίσωση της συνολικής αντίδρασης καθώς και την έκφραση του νόμου ταχύτητάς της.

Η χημική εξίσωση μιας αντίδρασης που ακολουθεί μηχανισμό πολλών σταδίων προκύπτει ως άθροισμα των χημικών εξισώσεων των αντιδράσεων των επιμέρους σταδίων.

Με βάση τον παραπάνω μηχανισμό η ζητούμενη χημική εξίσωση είναι:



Σε μια πολύπλοκη αντίδραση το βραδύτερο στάδιο του μηχανισμού καθορίζει την ταχύτητα της συνολικής αντίδρασης και επομένως και το νόμο ταχύτητας.

Γνωρίζουμε ότι όσο μεγαλύτερη είναι η ενέργεια ενεργοποίησης, E_a , μιας αντίδρασης, τόσο μικρότερος είναι ο αριθμός των αντιδρώντων μορίων που έχουν $E_{\text{κιν}} \geq E_a$ και μπορούν να δώσουν αποτελεσματικές συγκρούσεις, άρα τόσο μικρότερη είναι και η ταχύτητα της αντίδρασης.

Επειδή δίνεται ότι $E_{a1} \gg E_{a2}$, το βραδύτερο στάδιο του παραπάνω μηχανισμού είναι το στάδιο 1. Άρα η ταχύτητα της αντίδρασης (1) είναι η ταχύτητα του 1^{ου} σταδίου της.

Δεδομένου ότι τα στάδια ενός μηχανισμού είναι απλές αντιδράσεις, ο νόμος ταχύτητας του 1^{ου} σταδίου και της συνολικής αντίδρασης είναι: $u = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$.

β. Αν σε θερμοκρασία θ °C η τιμή της σταθεράς ταχύτητας της συνολικής αντίδρασης είναι $k = 4 \cdot \text{M}^{-x} \cdot \text{s}^{-1}$, να υπολογίσετε το x . Να βρείτε την ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή $t = 10$ s μετά την έναρξή της.

Δίνεται ότι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για το χρονικό διάστημα των πρώτων 10 sec είναι $5 \cdot 10^{-3} \text{M} \cdot \text{s}^{-1}$.

Η αντίδραση είναι 3^{ης} τάξης και οι μονάδες της σταθεράς ταχύτητας k θα είναι: $\text{M}^{1-3} \text{s}^{-1} = \text{M}^{-2} \text{s}^{-1}$. Άρα $x=2$.

n (mol)	2 NO(g)	+	2 H ₂ (g)	→	N ₂ (g)	+	2 H ₂ O(g)
αρχικά	0,4		0,3		-		-
αντ/παρ.	-2x		-2x		x		2 x
τελικά(t)	(0,4-2x)		(0,3-2x)		x		2 x

$$u_{(0 \rightarrow 10)} = \Delta[\text{N}_2] / \Delta t = \frac{\frac{x}{2}}{10} = \frac{x}{20} \quad \Leftrightarrow 5 \cdot 10^{-3} = x / 20 \quad \Leftrightarrow x = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{άρα } u = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2] = 4 (0,2/2)^2 (0,1/2) = 2 \cdot 10^{-3} \text{M s}^{-1}$$

Μονάδες 5+4=9

Γ₃. Σε κλειστό δοχείο πραγματοποιείται σε σταθερή θερμοκρασία $\theta^\circ\text{C}$, η παρακάτω αντίδραση που συμβολίζεται με τη χημική εξίσωση: $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NOCl} (\text{g})$.

Για την αντίδραση αυτή προέκυψαν τα παρακάτω πειραματικά αποτελέσματα:

Πείραμα	[NO] (M)	[Cl ₂] (M)	Αρχική u (M s ⁻¹)
1	0,1	0,1	$2 \cdot 10^{-2}$
2	0,2	0,1	$8 \cdot 10^{-2}$
3	0,1	0,2	$2 \cdot 10^{-2}$

α. Να βρεθεί ο νόμος ταχύτητας και η τιμή της σταθεράς ταχύτητας της αντίδρασης.

Έστω $υ = k [NO]^x [Cl_2]^y$ η έκφραση του νόμου ταχύτητας της αντίδρασης.

Όπως προκύπτει από τα δεδομένα των πειραμάτων

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

$$8 \cdot 10^{-2} = k [0,2]^x [0,1]^y \quad (2)$$

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

$$(2)/(1) \text{ κατά μέλη : } 4 = 2^x \Leftrightarrow x=2$$

$$(3)/(1) \text{ κατά μέλη : } 1 = 2^y \Leftrightarrow y=0$$

Επομένως ο νόμος ταχύτητας της αντίδρασης είναι: $υ = k \cdot [NO]^2$

Με αντικατάσταση των τιμών x,y στην (1) : $2 \cdot 10^{-2} = k [0,1]^2 [0,1]^0 \Leftrightarrow k = 2 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

β. Αν ο όγκος του κλειστού δοχείου στο οποίο διεξάγεται η παραπάνω αντίδραση είναι σταθερός και ίσος με 10 L και, σε σταθερή θερμοκρασία $\theta^\circ\text{C}$, εισάγονται σε αυτό ισομοριακές ποσότητες NO και Cl_2 , τη χρονική στιγμή $t=20 \text{ s}$, η περιεκτικότητα σε NO του αερίου μίγματος στο δοχείο είναι 25% v/v. Από την έναρξη της αντίδρασης έως τη χρονική στιγμή $t=20 \text{ s}$ έχει εκλυθεί ποσό θερμότητας ίσο με 9,6 kJ. Να υπολογιστεί η ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή $t=20 \text{ s}$.

Δίνονται οι ενθαλπίες σχηματισμού: $\Delta H_f(\text{NO}) = 90 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f(\text{NOCl}) = 66 \text{ kJ/mol}$.

$\Delta H = \Sigma \Delta H_f(\text{προϊόντων}) - \Sigma \Delta H_f(\text{αντιδρώντων}) = [2 \cdot 66] - [2 \cdot 90 + 0] = -48 \text{ kJ}$

$\eta(\text{mol})$	$2 \text{ NO (g)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NOCl (g)}$, $\Delta H = -48 \text{ kJ}$		
αρχικά	x	x	-
αντ / παρ.	-2y	-y	2y
τελικά (t)	(x-2y)	(x-y)	2y

$$q = y |\Delta H| = 48y$$

$$q = y |\Delta H| = 48y$$

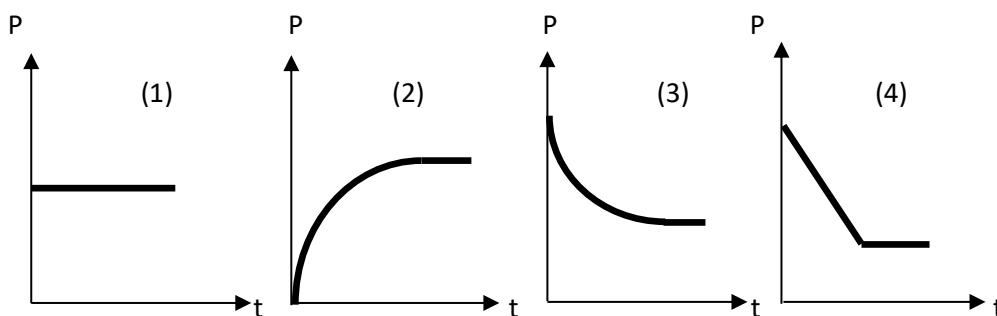
$$q = y |\Delta H| \Leftrightarrow 9,6 = 48y \Rightarrow y = 0,2 \text{ mol}$$

Επειδή στα αέρια στις ίδιες συνθήκες η αναλογία όγκων είναι και αναλογία mol ισχύει:

$$\eta(\text{NO}) = (25/100) \cdot n_{\text{ολ}} \Leftrightarrow (x-2y) = \frac{1}{4} (x-2y + x-y + 2y) \Leftrightarrow x = 7y/2 \Leftrightarrow x = 7 \cdot 0,2/2 = 0,7 \text{ mol}$$

$$υ = k \cdot [NO]^2 \Leftrightarrow υ = 2 \cdot (0,3/10)^2 = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

γ. Ποιο από τα παρακάτω διαγράμματα αντιστοιχεί στη μεταβολή της πίεσης στο δοχείο σε σχέση με τον χρόνο; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

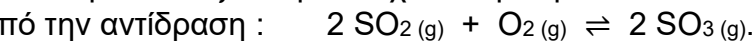


Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης η ταχύτητα μειώνεται με φθίνοντα ρυθμό, άρα και τα mol των αερίων μειώνονται με φθίνοντα ρυθμό. Επειδή ο όγκος και η θερμοκρασία δεν μεταβάλλονται, η πίεση μειώνεται με φθίνοντα ρυθμό ($PV=nRT$). Σωστό είναι το διάγραμμα 3.

Μονάδες 3+3+2=8

ΘΕΜΑ Δ

Δ1. Το H_2SO_4 παρασκευάζεται με διοχέτευση αερίου SO_3 σε νερό. Το αέριο SO_3 λαμβάνεται από την αντίδραση :



Σε δοχείο όγκου $V = 40 \text{ L}$ και σε σταθερή θερμοκρασία T_1 διοχετεύουμε αέριο μείγμα που αποτελείται από SO_2 και O_2 . Στην ισορροπία βρίσκουμε ότι υπάρχουν στο δοχείο, 4 mol από κάθε αέριο. Να υπολογίσετε:

α. Την K_c της αντίδρασης στη θερμοκρασία T_1 .

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} = \frac{\left(\frac{4}{40}\right)^2}{\left(\frac{4}{40}\right)^2 \cdot \left(\frac{4}{40}\right)} = 10$$

β. Τις ποσότητες SO_2 και O_2 που διοχετεύθηκαν αρχικά στο δοχείο.

Έστω ότι είχαμε n_1 mol SO_2 και n_2 mol O_2 στο αρχικό αέριο μίγμα. Οι ποσότητες των ουσιών σε mol που αντιδρούν και παράγονται από την έναρξη της αντίδρασης μέχρι την χημική ισορροπία φαίνονται στον ακόλουθο πίνακα:

n(mol)	$2 SO_2 (g)$	+	$O_2 (g)$	$\rightleftharpoons$	$2 SO_3 (g)$
αρχ.	n_1		n_2		-
αντ./παρ.	$-2x$		$-x$		$2x$
Χ.Ι.	$n_1 - 2x$		$n_2 - x$		$2x$

Δίνεται ότι: $2x = 4 \Leftrightarrow x = 2 \text{ mol}$, $n_1 - 2x = 4 \Leftrightarrow n_1 = 8 \text{ mol}$ και $n_2 - x = 4 \Leftrightarrow n_2 = 6 \text{ mol}$

Άρα διοχετεύτηκαν αρχικά στο δοχείο 8 mol SO_2 και 6 mol O_2 .

γ. Την απόδοση της αντίδρασης.

Ελέγχουμε ποιο αντιδρών είναι σε έλλειμμα και ποιο σε περίσσεια. Το O_2 είναι σε περίσσεια και η απόδοση θα υπολογιστεί με βάση το SO_2 , που είναι σε έλλειμμα.

$\alpha = 2x / n_1 = 4/8 = 0,5$. Άρα η απόδοση είναι 50%.

δ. Αν στην αρχική ισορροπία υποδιπλασιάσουμε τον όγκο του δοχείου και ταυτόχρονα αυξήσουμε τη θερμοκρασία, δεν μεταβάλλεται ο συνολικός αριθμός mol των αερίων στο δοχείο αντίδρασης. Να υπολογίσετε την σταθερά ισορροπίας της αντίδρασης στη νέα θερμοκρασία.

Υποδιπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου οπότε η πίεση στο δοχείο διπλασιάζεται και σύμφωνα με την αρχή του Le Chatelier η θέση της Χ.Ι. μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση που σχηματίζονται τα λιγότερα mol αερίων, δηλαδή προς τα προϊόντα. Ταυτόχρονα αυξάνουμε τη θερμοκρασία, με αποτέλεσμα να παραμείνει τελικά σταθερός ο συνολικός αριθμός mol αερίων στο δοχείο. Συμπεραίνουμε, λοιπόν, πως η θέση Χ.Ι. με την ταυτόχρονη πραγματοποίηση των δύο αυτών μεταβολών, τελικά δεν μετατοπίζεται. Η ματαίωση της μετατόπισης της ισορροπίας προς τα προϊόντα οφείλεται στο ότι η αύξηση της θερμοκρασίας μετατοπίζει την ισορροπία ισόμετρα προς τα αντιδρώντα.

Για την σταθερά K_c στη νέα θερμοκρασία ισχύει:

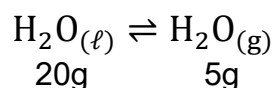
$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]} = \frac{\left(\frac{4}{20}\right)^2}{\left(\frac{4}{20}\right)^2 \cdot \left(\frac{4}{20}\right)} = 5$$

ε. Να εξηγήσετε αν η αντίδραση είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η αύξηση της θερμοκρασίας μετατοπίζει την χημική ισορροπία προς την ενδόθερμη κατεύθυνση. Αύξηση της θερμοκρασίας μετατοπίζει την χημική ισορροπία της δοθείσας αντίδρασης προς τα αντιδρώντα, άρα η προς τα αριστερά πορεία της αμφίδρομης αντίδρασης είναι ενδόθερμη και η προς τα δεξιά εξώθερμη. Επομένως, η αντίδραση είναι εξώθερμη: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$, $\Delta H < 0$

Μονάδες 1+3+2+4+2=12

Δ2. Σε κλειστό δοχείο έχει αποκατασταθεί ισορροπία μεταξύ υγρού νερού και υδρατμών:



Σε κατάσταση ισορροπίας πραγματοποιούνται οι επόμενες μεταβολές:

α. Προσθήκη 2g $\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$ (V, T σταθερά)

β. Προσθήκη 2g $\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$ (V, T σταθερά)

γ. Διπλασιασμός του όγκου του δοχείου (T σταθερή)

Να εξηγήσετε αν θα μεταβληθεί η $[\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}]$ και η πίεση στο δοχείο όταν το σύστημα φτάσει και πάλι σε ισορροπία και να υπολογίσετε για κάθε μεταβολή τη μάζα των υδρατμών, $m\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$, και τη μάζα του υγρού νερού, $m\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$ στη νέα ισορροπία. Δίνεται ότι ο όγκος που καταλαμβάνει το υγρό νερό είναι αμελητέος σε σχέση με τον όγκο του δοχείου.

Η $[\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}]$ και η πίεση στο δοχείο στη νέα ισορροπία δεν μεταβάλλονται.

Στη νέα Χ.Ι. που θα αποκατασταθεί, επειδή $T = \text{σταθ.}$ σε όλες τις μεταβολές που πραγματοποιούνται, θα είναι και $K_c = [\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}] = \text{σταθ.}$ και $P \cdot V = n_{\text{υδρατ.}} \cdot R \cdot T \Leftrightarrow P = [\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}] \cdot R \cdot T \Leftrightarrow P = K_c \cdot R \cdot T = \text{σταθ.}$

α. Προσθήκη υγρού νερού δεν μετατοπίζει τη Θ.Χ.Ι.

$$m\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} = 5\text{g} , \quad m\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = 22\text{g}$$

$[\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}] = \text{σταθερή}$ και $P_{\text{δοχ.}} = \text{σταθερή}$.

β. Προσθήκη υδρατμών μετατοπίζει τη Θ.Χ.Ι. προς τα αριστερά. Στη νέα Χ.Ι. που θα αποκατασταθεί, επειδή $T = \text{σταθ.}$ θα είναι και $K_c = [\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}] = \text{σταθ.}$ Άρα, όλη η ποσότητα των υδρατμών που προστέθηκε θα υδροποιηθεί.

$$m\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} = 5\text{g} , \quad m\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = 22\text{g}$$

$[\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}] = \text{σταθερή}$ και $P_{\text{δοχ.}} = \text{σταθερή}$.

γ. Με διπλασιασμό του όγκου του δοχείου υποδιπλασιάζονται όλες οι συγκεντρώσεις και η Θ.Χ.Ι. μετατοπίζεται προς τα περισσότερα mol αερίων, δηλαδή προς τα δεξιά. Στη νέα Χ.Ι. που θα αποκατασταθεί, επειδή $T = \text{σταθ.}$ θα είναι και $K_c = [\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}] = \text{σταθ.}$

Για να παραμείνει σταθερή η συγκέντρωση των υδρατμών, εφόσον διπλασιάστηκε ο όγκος πρέπει να διπλασιαστούν τα $n_{\text{υδρατ.}}$ άρα και η μάζα τους:

$$m\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} = 10\text{g} , \quad m\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = 15\text{g}$$

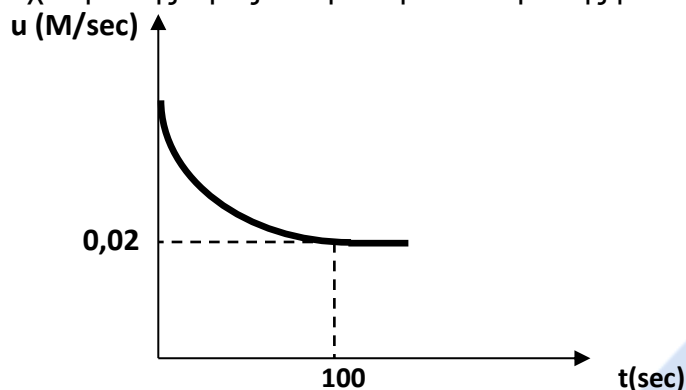
$[\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}] = \text{σταθερή}$ και $P_{\text{δοχ.}} = \text{σταθερή}$.

Μονάδες 6

Δ3. Για την αντίδραση: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HF}(\text{g})$ σε θερμοκρασία T , η σταθερά χημικής ισορροπίας έχει την τιμή 4. Στη θερμοκρασία αυτή ένα δοχείο όγκου $V = 12,5 \text{ L}$ περιέχει 1 mol H_2 , 1 mol F_2 και 3 mol HF . Στο διάγραμμα που ακολουθεί δίνεται η μεταβολή μιας από τις δύο ταχύτητες u_1 και u_2 των δύο αντίθετης φοράς αντιδράσεων.

u_1 : η ταχύτητα της προς τα δεξιά αντίδρασης με σταθερά ταχύτητας k_1

u_2 : η ταχύτητα της προς τα αριστερά αντίδρασης με σταθερά ταχύτητας k_2



α. Αν η αντίδραση είναι απλή και προς τις δύο κατευθύνσεις, να βρείτε σε ποια ταχύτητα αναφέρεται το διάγραμμα και να υπολογίσετε τις σταθερές ταχύτητας k_1 και k_2 .

$$Q_c = \frac{[\text{HF}]^2}{[\text{H}_2][\text{F}_2]} = \frac{(3/V)^2}{(1/V)(1/V)} = 9 > K_c = 4$$

Αφού ισχύει $Q_c > K_c$ συμπεραίνουμε ότι η αντίδραση διεξάγεται με κατεύθυνση προς τα αριστερά, ώστε η τιμή της Q_c να μειωθεί μέχρι την αποκατάσταση Χ.Ι. Έτσι τη χρονική στιγμή για την οποία στο δοχείο αντίδρασης υπάρχουν 1 mol H_2 , 1 mol F_2 και 3 mol HF ισχύει $u_2 > u_1$. Στην συνέχεια η u_2 μειώνεται και η u_1 αυξάνεται ώστε να γίνουν ίσες όταν το σύστημα φτάσει σε χημική ισορροπία, πράγμα που σημαίνει ότι το διάγραμμα αναφέρεται στην ταχύτητα u_2 της προς τα αριστερά αντίδρασης.

n(mol)	$\text{H}_2(\text{g})$	$+$	$\text{F}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{HF}(\text{g})$
αρχ.	1		1		3
α/π	+x		+x		-2x
Χ.Ι.	1+x		1+x		3-2x

$$K_c = \frac{[\text{HF}]^2}{[\text{H}_2][\text{F}_2]} = \frac{(3-2x/V)^2}{(1+x/V)(1+x/V)} \Leftrightarrow 4 = \frac{(3-2x)^2}{(1+x)^2} \Leftrightarrow \pm 2 = \frac{(3-2x)}{(1+x)}$$

$$\Leftrightarrow x = 0,25 \text{ mol (δεκτή)}$$

$$u_1 = k_1 [\text{H}_2][\text{F}_2] \Leftrightarrow 0,02 = k_1 \cdot (1+x/V) \cdot (1+x/V) \Leftrightarrow$$

$$0,02 = k_1 \cdot (1,25/12,5) \cdot (1,25/12,5) \Rightarrow k_1 = 2 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$\text{Στην Χ.Ι. ισχύει: } u_1 = u_2 \Leftrightarrow k_1 [\text{H}_2][\text{F}_2] = k_2 [\text{HF}]^2 \Leftrightarrow k_1 / k_2 = [\text{HF}]^2 / [\text{H}_2][\text{F}_2]$$

$$\Leftrightarrow k_1 / k_2 = K_c \Leftrightarrow 2 / k_2 = 4 \Rightarrow k_2 = 0,5 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

β. Αν στην αρχική ισορροπία διπλασιάσουμε την απόλυτη θερμοκρασία και ταυτόχρονα υποδιπλασιάσουμε τον όγκο του δοχείου, να βρείτε τον λόγο των πιέσεων P_1 / P_2 όπου P_1 και P_2 η πίεση του αερίου μίγματος στην αρχική και τελική ισορροπία αντίστοιχα.

Για την ισορροπία ισχύει $\Delta n_{\text{αερίων}} = 0$ οπότε η μεταβολή του όγκου δεν μετατοπίζει την θέση της ισορροπίας. Επίσης η αύξηση της θερμοκρασίας ευνοεί σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier την ενδόθερμη κατεύθυνση την οποία όμως δεν γνωρίζουμε. Σε οποιαδήποτε κατεύθυνση κι αν μετατοπιστεί η Θ.Χ.Ι. επειδή $\Delta n_{\text{αερίων}} = 0$ τα συνολικά mol των αερίων θα παραμείνουν σταθερά οπότε $n_{\text{ολ}}(1) = n_{\text{ολ}}(2)$ άρα τελικά έχουμε:

$$\frac{P_1 \cdot V}{P_2 \cdot V/2} = \frac{n_{1\text{ολ}} \cdot R \cdot T}{n_{2\text{ολ}} \cdot R \cdot 2T} \Leftrightarrow \frac{2P_1}{P_2} = \frac{1}{2} \Leftrightarrow \frac{P_1}{P_2} = \frac{1}{4}$$

Μονάδες 4+3=7

**Η ΟΜΑΔΑ ΧΗΜΕΙΑΣ ΣΑΣ ΕΥΧΕΤΑΙ
ΚΑΛΗ ΧΡΟΝΙΑ ΜΕ ΕΠΙΤΥΧΙΕΣ**