



Β' ΛΥΚΕΙΟΥ

ΧΗΜΕΙΑ

ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

ΘΕΜΑ 1^ο

- 1.1. β
- 1.2. α
- 1.3. δ
- 1.4. α
- 1.5. α. Σωστό
β. Λάθος
γ. Λάθος
δ. Σωστό
ε. Σωστό

ΘΕΜΑ 2^ο

- 2.1. α) Σχολικό βιβλίο σελ. 12 «τάση ατμών....με τους ατμούς του»
β) Σχολικό βιβλίο σελ. 55 «πρότυπη ενθαλπία εξουδετέρωσης....σε πρότυπη κατάσταση».

2.2. i και ii

- α. Η αύξηση της θερμοκρασίας **αυξάνει την ταχύτητα** της αντίδρασης γιατί προκαλεί αύξηση της μέσης κινητικής ενέργειας των αντιδρώντων μορίων με συνέπεια να αυξάνει ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων.
Η αύξηση της θερμοκρασίας **ελαττώνει την απόδοση της αντίδρασης** γιατί η αντίδραση είναι εξώθερμη και σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η ισορροπία μετατοπίζεται προς τ' αριστερά.
- β. Η προσθήκη καταλύτη **αυξάνει την ταχύτητα** της αντίδρασης γιατί δίνει ένα άλλο μηχανισμό στην αντίδραση.
Η προσθήκη καταλύτη **δε μεταβάλλει την απόδοση** της αντίδρασης γιατί δεν επηρεάζει την θέση της χημικής ισορροπίας.
- γ. Η αύξηση του όγκου **μειώνει την ταχύτητα** της αντίδρασης καθώς μειώνεται η συγκέντρωση των αντιδρώντων (ίδιος αριθμός mol αερίου σε μεγαλύτερο όγκο).
Η αύξηση του όγκου **μειώνει την απόδοση** γιατί σύμφωνα με τον Le Chatelier η ισορροπία μετατοπίζεται προς τ' αριστερά όπου έχουμε περισσότερα mol των αερίων (ασκούν μεγαλύτερη πίεση).

δ. Η αύξηση της ποσότητας του CO(g) **αυξάνει την ταχύτητα** της αντίδρασης γιατί αυξάνεται η συγκέντρωση του CO στη σχέση:

$$u = k[\text{CO}]^x [\text{H}_2]^y, \text{ με } x > 1$$

Η αύξηση της ποσότητας του CO(g) **αυξάνει την απόδοση** της αντίδρασης γιατί σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά όπου ελαττώνεται η ποσότητα του σώματος του οποίου αυξήθηκε η συγκέντρωση.

2.3.

α. Αν η συγκέντρωση του A είναι [A] και του B είναι [B]:

$$\left. \begin{aligned} u_1 &= k[A]^x \cdot [B]^y \\ u_2 &= 8u_1 = k[2A]^x \cdot [2B]^y \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{u_1}{8u_1} = \frac{k[A]^x \cdot [B]^y}{k[2A]^x \cdot [2B]^y} \Rightarrow \frac{1}{8} = \frac{1}{2^x \cdot 2^y} \Rightarrow 2^x \cdot 2^y = 8 \Rightarrow 2^{x+y} = 2^3 \Rightarrow x+y=3 \quad (1)$$

$$\left. \begin{aligned} u_1 &= k[A]^x \cdot [B]^y \\ u_3 &= 2u_1 = k[A]^x \cdot [2B]^y \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{u_1}{2u_1} = \frac{k[A]^x \cdot [B]^y}{k[A]^x \cdot [2B]^y} \Rightarrow \frac{1}{2} = \frac{1}{2^y} \Rightarrow 2^y = 2^1 \Rightarrow y=1 \quad (2)$$

$$(1), (2) \Rightarrow x = 3 - 1 = 2$$

οπότε:

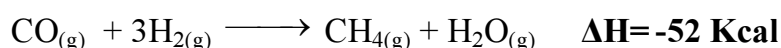
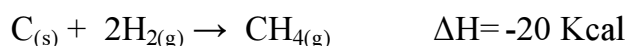
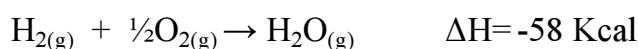
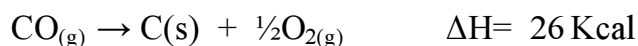
$$y = 1 \text{ και } x = 2 \text{ και } v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

β. Επειδή $x+y = 3$ προκύπτει πως η αντίδραση είναι **3^{ης} τάξης**.

γ. Οι μονάδες της κ είναι **$\text{M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$ (ή $\text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$)**

ΘΕΜΑ 3^ο

3.1. Από τις πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού που δίνονται θα βρούμε την πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης. Έχουμε:

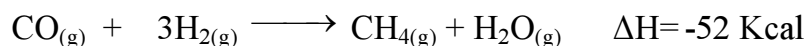


- 3.2. Έστω ότι αρχικά έχουμε α mol CO και α mol H₂. Επειδή το μίγμα κατέχει όγκο 134,4 L σε S.T.P συνθήκες ισχύει:

$$n_{\text{ολ}} = 134,4/22,4 = 6 \text{ mol}$$

$$\text{Άρα } 2\alpha = 6 \rightarrow \alpha = 3 \text{ mol}$$

Η αντίδραση που πραγματοποιείται είναι:

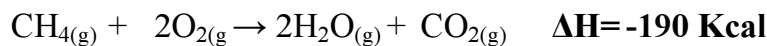
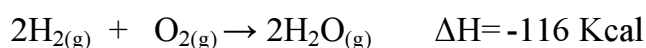
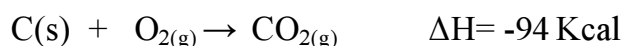
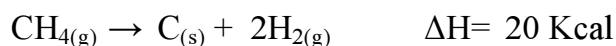


Αρχικά	3mol	3mol			
Αντ/παρ	1mol	3mol	1mol	1mol	Qkcal
Τελικά	2mol	0	1mol	1mol	Qkcal

- Η μάζα του CH₄ που σχηματίστηκε είναι: $m = n \cdot Mr = 1 \cdot 16 = 16 \text{ g}$.
- Το ποσό θερμότητας που εκλύεται είναι:

$$Q = 1 \text{ mol} \cdot |-52 \text{ Kcal/mol}| = 52 \text{ Kcal}$$

- 3.3. Για να βρούμε το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την πλήρη καύση 1mol CH₄ θα πρέπει πρώτα να βρούμε την πρότυπη ενθαλπία καύσης του. Από τις πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού που δίνονται θα βρούμε την πρότυπη ενθαλπία καύσης. Έχουμε:



Το ποσό θερμότητας που εκλύεται είναι:

$$Q = 1 \text{ mol} \cdot |-190 \text{ Kcal/mol}| = 190 \text{ Kcal}$$

ΘΕΜΑ 4^ο**α).**

(mol)	$A_{2(g)}$	$+ B_{2(g)} \rightleftharpoons$	$2AB_{(g)}$
Αρχικά	2	2	0
Αντιδ./Παραγ	-x	-x	+2x
Μένουν σε ΚΧΙ	2-x	2-x	2x

$$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]} \Rightarrow 64 = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\frac{(2-x)}{V} \cdot \frac{(2-x)}{V}} \Rightarrow 8^2 = \frac{\frac{(2x)^2}{V^2}}{\frac{(2-x)^2}{V^2}} \Rightarrow$$

$$\left. \begin{array}{l} \frac{2x}{2-x} = 8 \\ \frac{2x}{2-x} = -8 \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 2x = 8(2-x) \\ 2x = -8(2-x) \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 2x = 16 - 8x \\ 2x = -16 + 8x \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} 10x = 16 \\ 6x = 16 \end{array} \right\} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} x = 1,6 \\ x = 2,7 > 2 \end{array} \right\}$$

Η λύση $x = 2,7$ **απορρίπτεται** γιατί τα mol που αντέδρασαν δεν πρέπει να είναι περισσότερα από τα αρχικά. Έτσι στην Κ.Χ.Ι. υπάρχουν:
0,4 mol A_2 , 0,4 mol B_2 και 3,2 mol AB.

β) $\alpha\% = \frac{3,2}{4} \cdot 100 = 80\%$

γ)**γ.1.** Είναι ενδόθερμη.**γ.2.** Δικαιολόγηση:

(mol)	$A_{2(g)}$	$+ B_{2(g)} \rightleftharpoons$	$2AB_{(g)}$
Αρχικά	2	2	0
Αντιδ./Παραγ	-1,5	-1,5	+3
Μένουν σε ΚΧΙ	0,5	0,5	3

$$K'_c = \frac{\left(\frac{3}{V}\right)^2}{\frac{(0,5)}{V} \cdot \frac{(0,5)}{V}} = 64 \Rightarrow \frac{9}{0,25} = 36 < 64 = K_c$$

Σύμφωνα με την αρχή του Le Chatelier η μείωση της θερμοκρασίας ευνοεί την εξώθερμη αντίδραση.

Επειδή η K_c μειώθηκε συμπεραίνουμε πως η ισορροπία μετατοπίστηκε προς τ' αριστερά, συνεπώς αυτή η πορεία αντίδρασης είναι η εξώθερμη και η προς τα δεξιά είναι η ενδόθερμη.

δ) Σύμφωνα με τη θεωρία (σελ. 120 του σχολικού βιβλίου) ισχύει:

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} \Rightarrow k_2 = \frac{k_1}{K_c} \Rightarrow k_2 = \frac{4M^{-1} \cdot s^{-1}}{64} \Rightarrow k_2 = \frac{1}{16} M^{-1} \cdot s^{-1}$$