



## Β' ΛΥΚΕΙΟΥ

### ΧΗΜΕΙΑ

#### ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

#### ΘΕΜΑ 1<sup>ο</sup>

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

#### ΘΕΜΑ 2<sup>ο</sup>

- 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]:

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

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

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

οπότε:

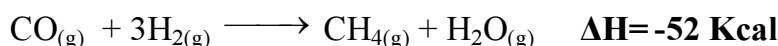
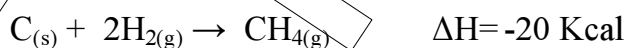
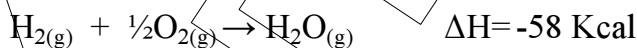
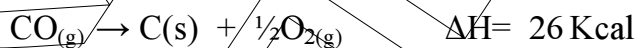
$$y = 1 \text{ και } x = 2 \text{ και } v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

β. Επειδή  $x+y = 3$  προκύπτει πως η αντίδραση είναι 3<sup>ης</sup> 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<sup>ο</sup>

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

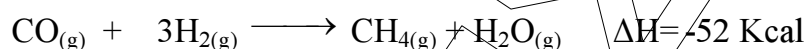


3.2. Έστω ότι αρχικά έχουμε  $\alpha$  mol CO και  $\alpha$  mol H<sub>2</sub>. Επειδή το μίγμα κατέχει όγκο 134,4 L σε S.T.P συνθήκες ισχύει:

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

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

Η αντίδραση που πραγματοποιείται είναι:



**Αρχικά**    3mol    3mol

**Αντ/παρ**   1mol    3mol    1mol    1mol    Qkcal

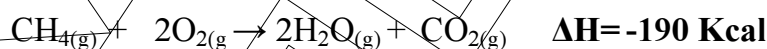
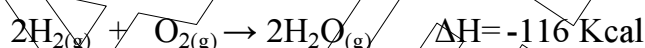
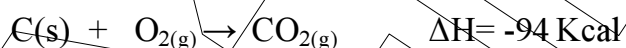
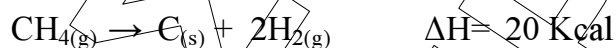
**Τελικά**    2mol    0    1mol    1mol    Qkcal

i. Η μάζα του CH<sub>4</sub> που σχηματίστηκε είναι:  $m = n \cdot M_r = 1 \cdot 16 = 16 \text{ g}$ .

ii. Το ποσό θερμότητας που εκλύεται είναι:

$$Q = n \cdot |\Delta H| \Rightarrow Q = 1 \text{ mol} \cdot 52 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \Rightarrow Q = 52 \text{ kcal}$$

3.3. Για να βρούμε το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την πλήρη καύση 1mol CH<sub>4</sub> 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:

$$Q = n \cdot |\Delta H| \Rightarrow Q = 1 \text{ mol} \cdot 190 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}} \Rightarrow Q = 190 \text{ kcal}$$

**ΘΕΜΑ 4<sup>ο</sup>**

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

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

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

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

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

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:

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