

## ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ ΘΕΜΑΤΩΝ ΧΗΜΕΙΑΣ 2018

### ΘΕΜΑ Α

A1. β      A2. β      A3. γ      A4. δ      A5. δ

### ΘΕΜΑ Β

B1. α.  $_{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$       3<sup>η</sup> περίοδος – ομάδα 2 (IIA)  
β.  $_{5}\text{B}: 1s^2 2s^2 2p^1$       2<sup>η</sup> περίοδος – ομάδα 13 (IIIA)

β. Η ατομική ακτίνα μειώνεται από αριστερά προς τα δεξιά κατά μήκος μιας περιόδου, ενώ αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα. Επομένως, μεγαλύτερη ατομική ακτίνα έχει το Mg, που βρίσκεται πιο κάτω και πιο αριστερά από το B.

γ. Για το X ισχύει  $E_{i1} < E_{i2} < E_{i3} \ll E_{i4} < E_{i5}$ . Αυτό σημαίνει ότι απαιτείται πολύ μεγαλύτερη ενέργεια για την απομάκρυνση του 4<sup>ου</sup> ηλεκτρονίου, σε σχέση με αυτή που απαιτήθηκε για το 1<sup>ο</sup>, το 2<sup>ο</sup> και το 3<sup>ο</sup> ηλεκτρόνιο. Συμπεραίνουμε, λοιπόν, ότι το άτομο X έχει 3 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα, μετά την απομάκρυνση των οποίων μετατρέπεται στο ιόν  $X^{3+}$  που έχει δομή ευγενούς αερίου και συνεπώς απαιτεί μεγάλη ποσότητα ενέργειας για την απομάκρυνση του 4<sup>ου</sup> ηλεκτρονίου. Επομένως, το X είναι το B.

δ. Από το  $_{5}\text{B}$  απομακρύνεται ευκολότερα το ηλεκτρόνιο της υποστιβάδας 2p.

ε. Είναι  $E_{i1} < E_{i2}$  επειδή πιο εύκολα φεύγει το ηλεκτρόνιο από το ουδέτερο άτομο X παρά από το θετικά φορτισμένο ιόν  $X^+$ .

B2. α. Η καμπύλη (1) αντιστοιχεί στο  $\text{H}_2$ , ενώ η καμπύλη (2) στο  $\text{CO}$ .

β. Από το διάγραμμα προκύπτει ότι  $\frac{\Delta c_{(1)}}{\Delta c_{(2)}} = \frac{2}{1}$ . Οι μεταβολές των συγκεντρώσεων είναι

ανάλογες με τους αντίστοιχους στοιχειομετρικούς συντελεστές στη χημική εξίσωση που περιγράφει την αντίδραση: το  $\text{H}_2$  έχει στοιχειομετρικό συντελεστή 2 ενώ το  $\text{CO}$  έχει 1.

γ. i. Η αντίδραση παρασκευής της μεθανόλης είναι εξώθερμη, επομένως με την αύξηση της θερμοκρασίας η απόδοσή της μειώνεται, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier. Έτσι, με αύξηση της θερμοκρασίας θα έχουμε στην ισορροπία μικρότερη ποσότητα, άρα και συγκέντρωση μεθανόλης. Συνεπώς η θερμοκρασία  $T_2$  είναι μεγαλύτερη από την  $T_1$ .

ii. Εφόσον  $T_2 > T_1$ , η ταχύτητα της αντίδρασης στη θερμοκρασία  $T_2$  θα είναι μεγαλύτερη (η αύξηση της θερμοκρασίας προκαλεί αύξηση της μέσης κινητικής ενέργειας των αντιδρώντων μορίων με συνέπεια να αυξάνεται ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων). Έτσι, ο χρόνος αποκατάστασης της ισορροπίας θα είναι μικρότερος στη θερμοκρασία  $T_2$ .

B3. α. Η κατάλυση είναι ομογενής, καθώς ο καταλύτης και το μοναδικό αντιδρών βρίσκονται στην ίδια φάση –υδατικό διάλυμα.

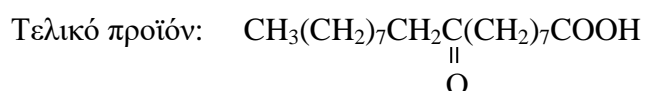
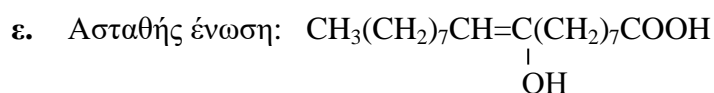
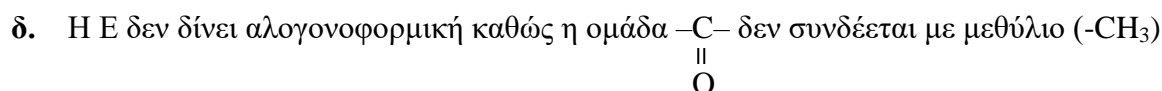
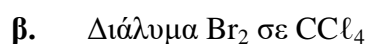
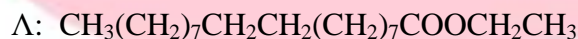
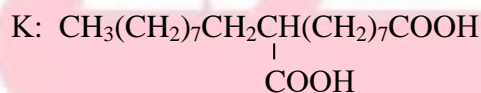
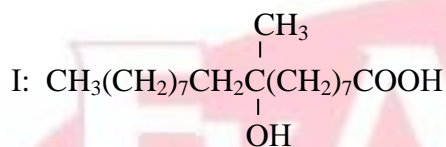
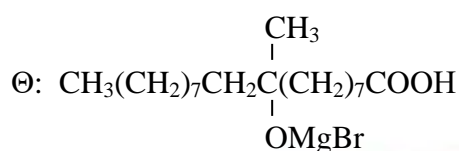
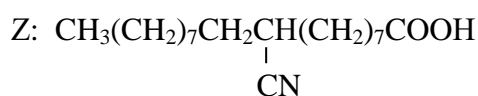
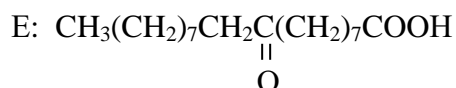
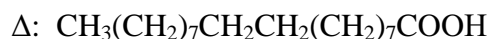
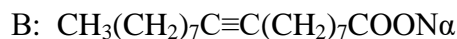
β. Σωστό είναι το Σχήμα 3.

γ. Η αντίδραση είναι εξώθερμη ( $\Delta H < 0$ ), δηλαδή η ενθαλπία των προϊόντων είναι μικρότερη από την ενθαλπία των προϊόντων. Επομένως απορρίπτονται τα σχήματα 2 και 4.

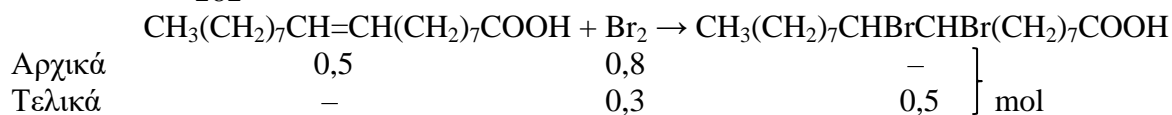
Επειδή ο καταλύτης πρακτικά μειώνει την ενέργεια ενεργοποίησης ( $E_a$ ) της αντίδρασης, η  $E_{a(2)}$  θα είναι μικρότερη από την  $E_{a(1)}$ , κάτι που συμβαίνει μόνο στο σχήμα 3.

## ΘΕΜΑ Γ

### Γ1.

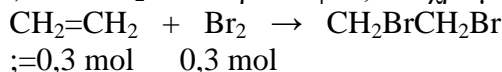


**Γ2.α.**  $n_{\text{οξέος}} = \frac{141}{282} = 0,5 \text{ mol}$  και  $n_{\text{Br}_2} = cV = 0,8 \text{ mol}$



Παράγονται 0,5 mol προϊόντος ( $M_r = 282 + 160 = 442$ ), δηλαδή  $0,5 \cdot 442 = 221 \text{ g}$ .

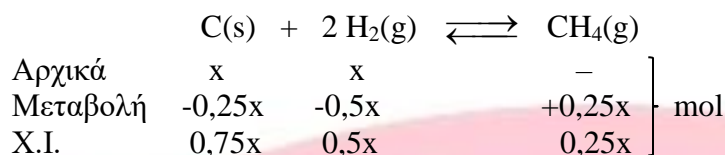
**β.** Τα 0,3 mol  $\text{Br}_2$  που περίσσεψαν, αποχρωματίζονται από αιθένιο:



Απαιτούνται 0,3 mol ή  $0,3 \cdot 22,4 = 6,72 \text{ L}$  αερίου  $\text{C}_2\text{H}_4$  (STP).

### ΘΕΜΑ Δ

**Δ1.** Έστω  $x \text{ mol C}$  και  $x \text{ mol H}_2$  οι αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων. Ο C βρίσκεται σε περίσσεια, επομένως η απόδοση 50% εκφράζει το ποσοστό του  $\text{H}_2$  που αντιδρά. Δηλαδή αντιδρούν  $0,5x \text{ mol H}_2$ :



Στη X.I. ισχύει:  $K_c = \frac{[\text{CH}_4]}{[\text{H}_2]^2} \Rightarrow 0,1 = \frac{0,25x}{\left(\frac{0,5x}{10}\right)^2}$  και τελικά **x=100**

Άρα οι αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων ήταν 100 mol C και 100 mol  $\text{H}_2$ .



**β.i)** Έστω  $c \text{ M}$  η συγκέντρωση του διαλύματος Δ1 σε  $\text{HCOONa}$ .

Σε 20 mL ή 0,02 L του Δ1 περιέχονται  $0,02c \text{ mol HCOONa}$ .

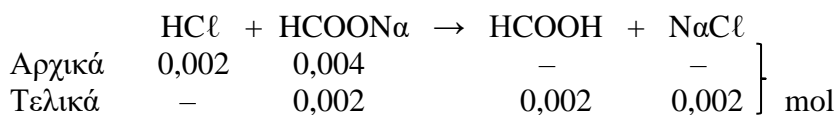
Πραγματοποιείται η αντίδραση:  $\text{HCl} + \text{HCOONa} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{NaCl}$

Στο ισοδύναμο σημείο θα είναι  $n_{\text{HCOONa}} = n_{\text{HCl}}$ , επομένως:  $0,02c = 0,02 \cdot 0,2$  ή  $c = 0,2$ .

Δηλαδή, η συγκέντρωση του Δ1 είναι **0,2 M**.

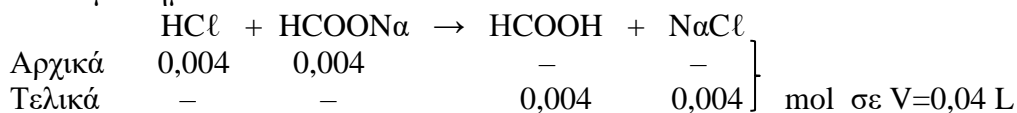
**ii)** Στα 20 mL του Δ1 περιέχονται  $0,2 \cdot 0,02 = 0,004 \text{ mol HCOONa}$ .

Όταν έχουν προστεθεί 10 mL πρότυπου διαλύματος, δηλαδή  $0,2 \cdot 0,01 = 0,002 \text{ mol HCl}$ , έχουμε:

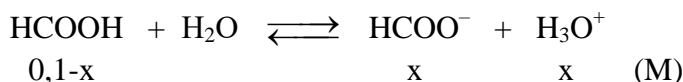


Το διάλυμα που προκύπτει είναι ρυθμιστικό  $\text{HCOOH-HCOONa}$  με  $c_{\text{οξ}} = c_{\text{β}}$ , άρα  $\text{pH} = \text{pK}_a = 4$  ή  $\text{K}_a = 10^{-4}$ .

**iii)** Στο ισοδύναμο σημείο:



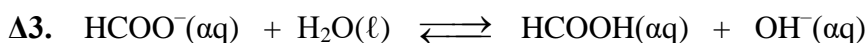
Το τελικό διάλυμα περιέχει HCOOH 0,1 M και NaCl 0,1 M (δεν επηρεάζει το pH):



$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} \Rightarrow 10^{-4} \approx \frac{x^2}{0,1} \Rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,5} \text{ M, } \text{άρα } \text{pH} = 2,5$$

iv) Επιλέγουμε δείκτη του οποίου η περιοχή pH αλλαγής χρώματος περιλαμβάνει το pH στο ισοδύναμο σημείο, δηλαδή το 2,5. Τέτοιος δείκτης είναι το «κυανούν της θυμόλης».

v) Στα 2 L του διαλύματος Δ1 περιέχονται 0,4 mol HCOONa. Αυτή η ποσότητα HCOONa παρασκευάστηκε από ισομοριακή ποσότητα HCN, δηλαδή 0,4 mol HCN. Χρησιμοποιήθηκαν, λοιπόν, 0,4 mol ή  $0,4 \cdot 22,4 = 8,96 \text{ L}$  αερίου HCN (STP).



α. Προσθήκη μικρής ποσότητας HCl(g)

Από τον ιοντισμό του HCl ( $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ) παράγονται ιόντα  $\text{H}_3\text{O}^+$ , τα οποία αντιδρούν με τα ιόντα  $\text{OH}^-$  ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ ). Έτσι, μειώνεται η  $[\text{OH}^-]$  στο διάλυμα, οπότε σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά, με συνέπεια τη **μείωση** της συγκέντρωσης  $[\text{HCOO}^-]$ .

β. Προσθήκη μικρής ποσότητας NaOH(s):

Από τη διάσταση του NaOH ( $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ) παράγονται ιόντα  $\text{OH}^-$ . Έτσι, αυξάνεται η  $[\text{OH}^-]$  στο διάλυμα, οπότε σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά, με συνέπεια την **αύξηση** της συγκέντρωσης  $[\text{HCOO}^-]$ .

γ. Αύξηση του όγκου του δοχείου

Το διάλυμα είναι σε υγρή φάση, επομένως ο όγκος του δοχείου δεν επηρεάζει την ισορροπία. Η συγκέντρωση  $[\text{HCOO}^-]$  δεν θα μεταβληθεί.