



ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ 2020
Β΄ ΦΑΣΗ

E_3.Xλ3Θ(α)

ΤΑΞΗ: Γ΄ ΓΕΝΙΚΟΥ ΛΥΚΕΙΟΥ
ΠΡΟΣΑΝΑΤΟΛΙΣΜΟΣ: ΘΕΤΙΚΩΝ ΣΠΟΥΔΩΝ
ΜΑΘΗΜΑ: ΧΗΜΕΙΑ

Ημερομηνία: Κυριακή 17 Μαΐου 2020
Διάρκεια Εξέτασης: 3 ώρες

ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

ΘΕΜΑ Α

A1. β

A2. β

A3. δ

A4. α

A5 α

A6. α. Λάθος

β. Λάθος

γ. Λάθος

δ. Σωστό

ε. Λάθος

ΘΕΜΑ Β

B1.

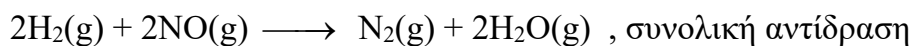
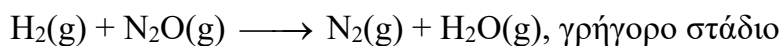
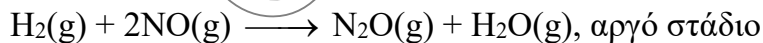
Στοιχείο	E	Z	Δ	Γ	A	B
Ατομικός Αριθμός	2	9	14	16	17	18

- B2. 1.** Όταν η αντίδραση είναι πολύπλοκη όπως εδώ, πρέπει ο μηχανισμός που προτείνουμε να είναι συμβατός με τον νόμο ταχύτητας. Δηλαδή η στοιχειώδης αντίδραση που έχει τη μικρότερη ταχύτητα, που έχει δηλαδή τη μεγαλύτερη διάρκεια, πρέπει να καθορίζει το νόμο της ταχύτητας. Τέλος, θα πρέπει όταν προσθέτουμε τις στοιχειώδεις αντιδράσεις να προκύπτει η συνολική αντίδραση.

Η πρόταση του μαθητή Α δεν συμφωνεί με τα όλα παραπάνω και είναι λάθος.

Η πρόταση του μαθητή Β συμφωνεί με τα παραπάνω και είναι αποδεκτή.

Μαθητής Β:

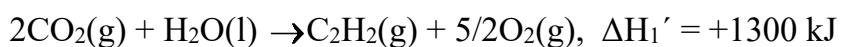


2.

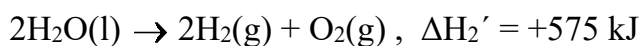
$$k = \frac{\nu}{[\text{H}_2][\text{NO}]^2} = \frac{M \cdot s^{-1}}{M^3} = M^{-2} \cdot s^{-1} \text{ ή } M^{-2} \cdot \text{min}^{-1}.$$

- B3.** Σύμφωνα με τους νόμους της θερμοχημείας προκύπτουν τα εξής:

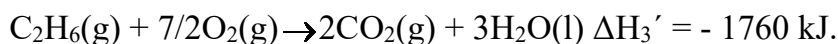
Αντιστρέφουμε την πρώτη εξίσωση και πολ/με με 1/2:



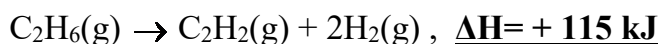
Αντιστρέφουμε την δεύτερη εξίσωση:



Πολύμε την τρίτη εξίσωση με $1/2$:



Προσθέτουμε κατά μέλη και προκύπτει:



B4. $K_c = [\text{CO}_2] = 0,04$

Υπολογίζουμε το πηλίκο αντίδρασης σε κάθε δοχείο και συγκρίνουμε με την τιμή της K_c αφού είναι στην ίδια θερμοκρασία.

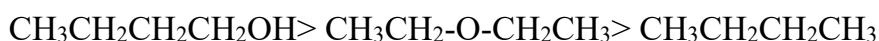
Δοχείο Α: $Q_c = [\text{CO}_2] = 0,5/10 = 0,05 > K_c$. Άρα η αντίδραση δεν είναι σε ισορροπία και γίνεται προς τα αριστερά, ώστε η τιμή του Q_c να μικρύνει (αυξάνει ο παρανομαστής του κλάσματος και μικραίνει ο αριθμητής). Κατ' αυτό τον τρόπο το σύστημα προσεγγίζει τη θέση ισορροπίας, όπου $Q_c = K_c$. Έτσι, η μάζα του $\text{PbCO}_3(\text{s})$ θα αυξηθεί στο δοχείο Α.

Δοχείο Β: $Q_c = [\text{CO}_2] = 0,4/10 = 0,04 = K_c$. Άρα η αντίδραση είναι σε χημική ισορροπία. Έτσι, η μάζα του $\text{PbCO}_3(\text{s})$ μένει σταθερή. Άρα στο **δοχείο Α** τελικά θα υπάρχει περισσότερη μάζα $\text{PbCO}_3(\text{s})$, αφού αρχικά οι μάζες του $\text{PbCO}_3(\text{s})$, ήταν ίσες.

B5.

- Τα αλκάνια έχουν αμελητέα διπολική ροπή ($\mu = 0$) και θεωρούνται μη πολικές χημικές ενώσεις. Άρα μεταξύ των μορίων της ένωσης $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ που σχηματίζουν στιγμιαία δίπολα, ασκούνται δυνάμεις διασποράς ή London.
- Η ένωση $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ είναι δίπολο μόριο και περιέχει δεσμό O-H. Άρα μεταξύ των μορίων της υπάρχουν δεσμοί υδρογόνου, δυνάμεις διπόλου-διπόλου και δυνάμεις διασποράς.
- Το μόριο της ένωσης $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$ είναι δίπολο μόριο. Άρα μεταξύ των μορίων της ασκούνται δυνάμεις διπόλου-διπόλου και δυνάμεις διασποράς.

Συνολικά οι διαμοριακές δυνάμεις είναι ισχυρότερες στην $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ αφού έχει επιπλέον των άλλων και δεσμούς υδρογόνου. Ανάμεσα στον $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$ και στο $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ ισχυρότερες είναι οι διαμοριακές δυνάμεις στον $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$ γιατί έχει επιπλέον τις δυνάμεις διπόλου-διπόλου, ενώ και το M_r του είναι μεγαλύτερο σε σχέση με το $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$. Γνωρίζουμε ότι οι ισχυρότερες διαμοριακές δυνάμεις οδηγούν σε μεγαλύτερο σημείο βρασμού γιατί τα μόρια έλκονται μεταξύ τους ισχυρότερα. Άρα για τα σημεία βρασμού ισχύει:



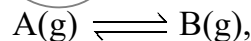
ΘΕΜΑ Γ

Γ1.

- A.** Η αντίδραση προς τα δεξιά είναι εξώθερμη με βάση το διάγραμμα ενέργειας, όπου η ενέργεια του προϊόντος είναι μικρότερη από την ενέργεια του αντιδρώντος. Άρα $\Delta H < 0$.
- B.** Οι καταλύτες δεν επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας. Οι καταλύτες επιταχύνουν και τις δύο αντίθετες αντιδράσεις με τον ίδιο ρυθμό, δημιουργώντας έναν νέο μηχανισμό για την αντίδραση με μικρότερο E_a , με αποτέλεσμα να μειώνουν το χρόνο που χρειάζεται για την αποκατάσταση της ισορροπίας.
- Γ.** Η σταθερά K_c για μια συγκεκριμένη χημική εξίσωση εξαρτάται μόνο από την θερμοκρασία. Με την αύξηση της θερμοκρασίας ευνοείται η ενδόθερμη αντίδραση δηλαδή προς τα αριστερά κι η K_c μειώνεται.

$K_c = \frac{[B]}{[A]}$, αφού η θέση χημικής ισορροπίας μετατοπίζεται αριστερά, μειώνεται η $[B]$ και αυξάνεται η $[A]$, οπότε μειώνεται K_c .

Δ.



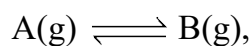
Αρχικά	χ	
Μεταβολή	$-\omega$	$+\omega$
X.I	$\chi - \omega$	ω (mol)

$$K_c = \frac{[B]}{[A]} = \frac{\frac{\omega}{V}}{\frac{\chi - \omega}{V}} = 0,2 \Rightarrow \chi = 6\omega.$$

- Η αναλογία μορίων είναι και αναλογία mol. Άρα είναι $\frac{\chi - \omega}{\omega} = \frac{5\omega}{\omega} = 5$.
- α = πρακτικό ποσό/θεωρητικό ποσό, $\alpha = \frac{\omega}{\chi} = \frac{\omega}{6\omega} = \frac{1}{6}$.
- Σε αυτού του τύπου τις χημικές εξισώσεις, η απόδοση δεν εξαρτάται από την αρχική συγκέντρωση του A, όπως αποδεικνύεται παρακάτω.

ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ 2020
Β' ΦΑΣΗ

E_3.Xλ3Θ(α)

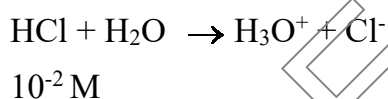


Αρχικά	c	
Μεταβολή	- α c	+ α c
X.I	c- α c	α c (M)

$$K_c = \frac{[B]}{[A]} = \frac{ac}{c-ac} \Rightarrow K_c = \frac{a}{1-a}.$$

Γ2.

1.



$10^{-2} M$

10^{-2}

10^{-2}

$$pH = -\log[H_3O^+] = 2.$$

Το HCl είναι ισχυρό οξύ, άρα ο ιοντισμός του θεωρείται μονόδρομη αντίδραση κι έτσι η συγκέντρωση H_3O^+ δεν επηρεάζεται από την θερμοκρασία. Άρα το pH θα παραμείνει σταθερό.

2.



$\beta \text{ mol} \quad 0,03 \text{ mol}$

Διερεύνηση

- Αν αντιδρούν πλήρως, τελικά στο διάλυμα υπάρχουν $0,03 \text{ mol } NH_4Cl$.
 $c = n/v = 0,03/3 = 10^{-2} M NH_4Cl$.



$10^{-2} M$

10^{-2}

10^{-2}

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, τα ιόντα Cl^- δεν αντιδρούν με το νερό.

$$10^{-2} \text{ M} - x \approx 10^{-2} \text{ M} \quad x \quad x$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \Rightarrow K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{10^{-2}} = 10^{-9} \Rightarrow x = 10^{-5,5}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,5} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 5,5$, που ισχύει. Άρα $\beta = 0,03 \text{ mol NH}_3$.

- Αν περισσεύει HCl , το διάλυμα θα είναι πιο όξινο άρα $\text{pH} < 5,5$ απορρίπτεται.
- Αν περισσεύει NH_3 , το διάλυμα θα είναι πιο βασικό άρα $\text{pH} > 5,5$ απορρίπτεται.

Σύμφωνα με την χημική εξίσωση $\text{H}_2\text{N}-\text{CO}-\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NH}_3 + \text{CO}_2$, τα $0,03 \text{ mol NH}_3$ παράγονται από $0,03/2 \text{ mol}$ ουρίας = **0,015 mol ουρίας**.

3.

α. Λάθος

Τα πρωτεϊνικής φύσης ένζυμα αδρανοποιούνται σε θερμοκρασίες πάνω από 50°C .

β. Σωστό

γ. Σωστό

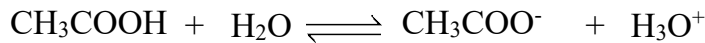
ΘΕΜΑ Δ

α.

- i) Για το μπλέ της θυμόλης είναι ($\text{pH} < 1,2$ κόκκινο και $\text{pH} > 2,8$ κίτρινο) και για το πορτοκαλί του μεθυλίου είναι ($\text{pH} < 3,2$ κόκκινο και $\text{pH} > 4,4$ κίτρινο). Με προσθήκη του δείκτη μπλέ της θυμόλης έγινε κίτρινο άρα $\text{pH} > 2,8$. Το άλλο δείγμα του διαλύματος Y_1 , με προσθήκη του δείκτη πορτοκαλί του μεθυλίου έγινε κόκκινο άρα $\text{pH} < 3,2$.

Επομένως η περιοχή που κυμαίνεται το pH του Y_1 είναι από **2,8 έως 3,2**.

ii)



$$10^{-1}\text{M} - \chi \approx 10^{-1}\text{M} \quad \chi \quad \chi$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x^2}{10^{-1}} = 10^{-5} \Rightarrow x = 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}\text{M} \Rightarrow \text{pH} = 3.$$

- iii) Η βασική διαφορά στην δομή των 2 οξέων είναι ότι το γλυκολικό οξύ περιέχει επιπλέον την ομάδα OH, ενωμένη με το δεύτερο άτομο άνθρακα. Η ομάδα αυτή (OH), δημιουργεί –I επαγωγικό φαινόμενο (δηλαδή έλκει το ηλεκτρονιακό νέφος) και πολώνει ακόμα περισσότερο τον δεσμό O-H του –COOH. Έτσι από το γλυκολικό οξύ αποσπάται πιο εύκολα H^+ και είναι ισχυρότερο οξύ σε σχέση με το CH_3COOH . **Επομένως στην ίδια θερμοκρασία η K_a του γλυκολικού οξέος θα είναι μεγαλύτερη από την K_a του CH_3COOH .**

β.

- i) Γενικά μπορούμε να πούμε ότι το γλυκολικό οξύ ($\text{CH}_2(\text{OH})\text{COOH}$), είναι δίπολο μόριο και διαλύεται στο H_2O που επίσης είναι δίπολο μόριο. Επιπλέον όμως επειδή διαθέτει 2 ομάδες O-H και μικρή ανθρακική αλυσίδα, σχηματίζει πολλούς δεσμούς υδρογόνου με το H_2O κι έτσι η διαλυτότητά του αυξάνεται πάρα πολύ.



Έστω c_2 η συγκέντρωση του Y2 και μετά την αραίωση θα είναι c_3 :

$$c_2 V_2 = c_3 V_3 \Rightarrow c_3 = 0,05 c_2.$$

Στο ισοδύναμο σημείο ισχύει:

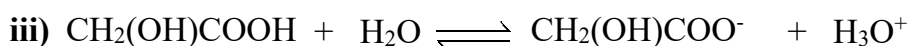
$$n_{\text{οξέος}} = n_{\text{βασής}} \Rightarrow 0,01 c_3 = 0,2 \cdot 0,012 \Rightarrow 0,01 \cdot 0,05 c_2 = 0,0024 \Rightarrow c_2 = 4,8\text{M}.$$

σε 1000ml διαλύματος 4,8mol $\text{CH}_2(\text{OH})\text{COOH}$

σε 100 %

$x=0,48 \text{ mol}$

$m = nMr = 0,48 \cdot 76 = 36,48 \text{g}$. Άρα το Y_2 είναι **36,48 %w/v**.



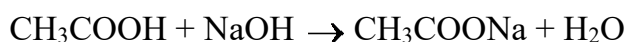
$$K_a = \frac{[\text{CH}_2(\text{OH})\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_2(\text{OH})\text{COOH}]} = \frac{100[\text{H}_3\text{O}^+]}{1} = 10^{-4} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 6$$

iv) Τα παρακάτω ισχύουν επειδή τα διαλύματα των HA και HB έχουν την ίδια συγκέντρωση, ογκομετρούνται με το ίδιο πρότυπο διάλυμα και είναι στην ίδια θερμοκρασία.

1	Το HA επειδή έχει μικρότερο αρχικό pH είναι ισχυρότερο.
2	Το HA επειδή στο ισοδύναμο σημείο έχει μικρότερο pH είναι ισχυρότερο.
3	Το HA επειδή έχει μεγαλύτερο κατακόρυφο τμήμα είναι ισχυρότερο.
4	Όταν $V=V_{\text{IS}}/2$, ισχύει $\text{pH} = \text{pK}_a$. Άρα $\text{pK}_{a\text{HA}} < \text{pK}_{a\text{HB}}$ και το HA ισχυρότερο του HB.

Ο μαθητής πρέπει να γράψει 3 από τα παραπάνω χαρακτηριστικά.

γ.



0,1V mol 0,2V

0,1V 0,1V

0,1V

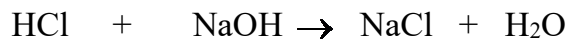
0 0,1V 0,1V (mol)

Y_3 : $V_{\text{ολ}}=2\text{V L}$, $c = 0,1\text{V}/2\text{V} = 0,05 \text{ M}$

Άρα 0,05 M NaOH και 0,05 M CH_3COONa .

Στα 200 mL του Y_3 περιέχονται $0,05 \cdot 0,2 = 0,01$ mol NaOH και 0,01 mol CH_3COONa .

Στη συνέχεια προσθέτουμε HCl που αντιδρά με όλο το NaOH και με ένα μέρος του CH_3COONa , ώστε να προκύψει τελικά ρυθμιστικό διάλυμα.



$$0,05V' \quad 0,01 \text{ mol}$$

$$0,01 \quad 0,01$$

$$0,05V' - 0,01 \quad 0$$



$$0,01 \text{ mol} \quad 0,05V' - 0,01$$

$$0,05V' - 0,01 \quad 0,05V' - 0,01$$

$$\frac{0,05V' - 0,01}{0,02 - 0,05V'}$$

$$0 \quad 0,05V' - 0,01 \quad (\text{mol})$$

Για το ρυθμιστικό διάλυμα ισχύει:

$$pH = pK_a + \log c_b/c_a \Rightarrow 5 = 5 + \log c_b/c_a \Rightarrow c_b = c_a \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 0,02 - 0,05V' = 0,05V' - 0,01 \Rightarrow V' = 0,3 \text{ L} = \mathbf{300 \text{ ml}}.$$