

ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ
ΗΜΕΡΗΣΙΟΥ ΚΑΙ ΕΣΠΕΡΙΝΟΥ ΓΕΝΙΚΟΥ ΛΥΚΕΙΟΥ
ΠΑΝΕΛΛΑΔΙΚΕΣ ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ
ΕΞΕΤΑΖΟΜΕΝΟ ΜΑΘΗΜΑ: ΧΗΜΕΙΑ
ΠΑΡΑΣΚΕΥΗ 18 ΙΟΥΝΙΟΥ 2021

ΘΕΜΑ Α

- A1. β
A2. γ
A3. α
A4. β
A5. δ

ΘΕΜΑ Β

B1. ${}_{11}\text{Na}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ s τομέας, I_A ή 1^η ομάδα, 3^η περίοδος

${}_{16}\text{S}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ p τομέας, VI_A ή 16^η ομάδα, 3^η περίοδος

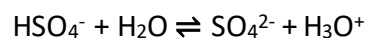
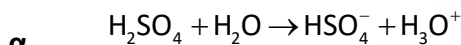
${}_{19}\text{K}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ s τομέας, I_A ή 1^η ομάδα, 4^η περίοδος

- α. Η ατομική ακτίνα αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω σε μια Ομάδα του Περιοδικού Πίνακα και από δεξιά προς τα αριστερά σε μία περίοδο. Τα στοιχεία Na και S βρίσκονται στην ίδια περίοδο, άρα το Na έχει μεγαλύτερη ατομική ακτίνα από το S αφού βρίσκεται πιο αριστερά.
Τα στοιχεία Na και K βρίσκονται στην ίδια ομάδα, άρα το K έχει μεγαλύτερη ατομική ακτίνα από το Na.

$$r_s < r_{\text{Na}} < r_{\text{K}}$$

- β. Όσο μεγαλύτερη είναι η ατομική ακτίνα τόσο ασθενέστερη είναι η έλξη πυρήνα – εξωτερικού e⁻, άρα τόσο μικρότερη είναι η E_{i1}. Το δραστικό πυρηνικό φορτίο, που είναι κατά προσέγγιση το φορτίο του πυρήνα ελαττωμένο κατά το φορτίο των ηλεκτρονίων των εσωτερικών στοιβάδων, αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά, δηλαδή αυξάνεται η έλξη μεταξύ πυρήνα και εξωτερικών e⁻ προς τα δεξιά σε μια περίοδο.
Άρα E_{i1} (Na) < E_{i1} (S) καθώς το Na έχει μεγαλύτερη ακτίνα και μικρότερο δραστικό πυρηνικό φορτίο.

B2. Το H₂SO₄ ιοντίζεται στο H₂O ως εξής:



Παρατηρούμε ότι προκύπτουν οξόνια (H₃O⁺) αυξάνοντας την [H₃O⁺] του διαλύματος, άρα σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, η αύξηση της συγκέντρωσης μιας ουσίας που συμμετέχει σε μια ισορροπία μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση που αυτή αντιδρά δηλαδή προς τα δεξιά, άρα το διάλυμα αποκτά πορτοκαλί χρώμα, αφού το Cr₂O₇²⁻ είναι πορτοκαλί.



- β.** Το NaOH δίσταται πλήρως στο H₂O:
 $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
Τα OH⁻ που προκύπτουν αντιδρούν με το H₃O⁺, έτσι η συγκέντρωση του H₃O⁺ ελαττώνεται, άρα σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς την κατεύθυνση που η ουσία σχηματίζεται, δηλαδή προς τα αριστερά, γι' αυτό και γίνεται κίτρινο.
- B3.** Στο άτομο του υδρογόνου και στα υδρογονοειδή (σωματίδια που έχουν 1e⁻) τα τροχιακά της ίδιας στιβάδας έχουν ίδια ενέργεια, δηλαδή η Ενέργεια τους εξαρτάται μόνο από τον κύριο κβαντικό αριθμό n, άρα E(3s) = E(3d).
Οπότε η ΔE_i = ΔE_{ii} άρα από τον τύπο ΔE = hf προκύπτει f_i = f_{ii}
- B4. α.** Μέτρο ισχύος ενός οξέος αποτελεί η K_a, που όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της (μετρημένες στην ίδια θερμοκρασία) τόσο ισχυρότερο είναι το οξύ.
Άρα, αφού pK_a = -logK_a ισχυρότερο οξύ είναι αυτό με την μικρότερη pK_a :
 $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_2\text{COOH} < \text{HOCH}_2\text{COOH} < \text{FCH}_2\text{COOH} < \text{NO}_2 - \text{CH}_2\text{COOH}$
- Επομένως η κατάταξη των υποκαταστατών με αυξανόμενο -I επαγωγικό φαινόμενο είναι:
 $\text{C}_6\text{H}_5 - < \text{HO} - < -\text{F} < -\text{NO}_2$
- Οι υποκαταστάτες που προκαλούν -I επαγωγικό φαινόμενο πολώνουν εντονότερα το δεσμό O-H (του -COOH) με αποτέλεσμα να αποσπάται ευκολότερα το H⁺, δηλαδή αυξάνουν την ισχύ του οξέος.
- β.** Το CF₃COOH έχει δύο παραπάνω -F και επειδή ο υποκαταστάτης -F προκαλεί -I επαγωγικό φαινόμενο, τότε τα επιπλέον F προκαλούν πιο έντονο -I επαγωγικό φαινόμενο, άρα είναι πιο ισχυρό οξύ από το CFH₂COOH.
- Παρατήρηση:** Το ερώτημα B4.β μπορεί να απαντηθεί συγκρίνοντας τις τιμές pK_a, δηλαδή το CF₃COOH είναι ισχυρότερο διότι έχει μικρότερη pK_a.
- B5.** Το νερό είναι πολικός διαλύτης καθώς το μόριο του νερού είναι γωνιακό. Οι πολικοί διαλύτες διαλύουν πολικά μόρια και οι μη πολικοί διαλύτες διαλύουν μη πολικά μόρια (τα όμοια διαλύουν όμοια). Η διάλυση μιας ουσίας σε έναν διαλύτη ερμηνεύεται με το σκεπτικό ότι η ισχύς των διαμοριακών δυνάμεων που αναπτύσσονται μεταξύ της διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη υπερβαίνει την αντίστοιχη αυτών των μορίων διαλύτη - διαλύτη και διαλυμένης ουσίας - διαλυμένης ουσίας. Το σύμπλοκο της δομής A έχει διπολική ροπή μηδέν, καθώς οι επιμέρους διπολικές ροπές αλληλοεξουδετερώνονται, ενώ στην δομή B όχι. Τα Cl στην δομή A είναι εκατέρωθεν, ενώ στη δομή B όχι, έτσι το σύμπλοκο της δομής B είναι πολικό, άρα διαλύεται περισσότερο στο H₂O.

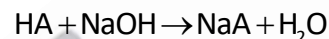


ΘΕΜΑ Γ

Γ1. α. Στο Ι.Σ. οι δύο ουσίες αντιδρούν πλήρως.

$$\text{NaOH: } n = C \cdot V = 0,2 \cdot 0,02 = 0,004 \text{ mol}$$

$$\text{HA: } n \text{ mol}$$



$$n \text{ mol } 0,004 \text{ mol}$$

$$n = 0,004 \text{ mol HA}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,004}{0,02} = 0,2 \text{ M}$$

άρα

β. NaOH: $n = C \cdot V = 0,2 \cdot 0,01 = 0,002 \text{ mol}$

| | | | | | | | |
|-------|--------|---|--------|---|--------|---|------------------|
| (mol) | HA | + | NaOH | → | NaA | + | H ₂ O |
| Αρχ. | 0,004 | | 0,002 | | | | |
| α/π | -0,002 | | -0,002 | | +0,002 | | |
| Τελ. | 0,002 | | - | | 0,002 | | |

$$C_{\text{HA}} = C_{\text{NaA}} = \frac{n}{V} = \frac{0,002}{0,03} = \frac{0,2}{3} \text{ M}$$

Βρίσκουμε τις C:

Προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα:

| | | | | | |
|-----|-----------------|---|-----------------|---|-----------------|
| (M) | NaA | → | Na ⁺ | + | A ⁻ |
| | $\frac{0,2}{3}$ | | $\frac{0,2}{3}$ | | $\frac{0,2}{3}$ |

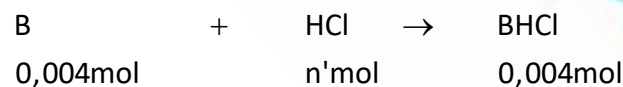
Από τύπο Henderson – Hasselbalch

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{B}}}{C_{\text{Oξ}}} \Leftrightarrow \text{pH} = 6$$

Γ2. Αφού τα διαλύματα Y₁ και Y₂ έχουν ίδια C τότε C_B = 0,2M.

α. Στο ισοδύναμο σημείο οι δύο ουσίες αντιδρούν πλήρως:

$$\text{B: } n = C \cdot V = 0,2 \cdot 0,02 = 0,004 \text{ mol}$$



$$n' = 0,004 \text{ mol HCl}$$

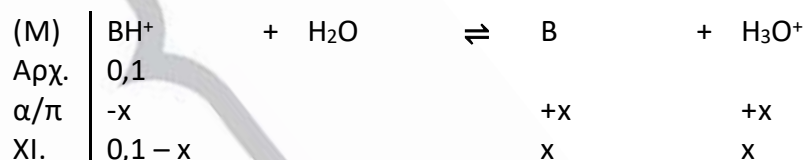
Έτσι,

$$n = C \cdot V \Rightarrow V = \frac{n}{C} = \frac{0,004}{0,2} = 0,02 \text{ L ή } 20 \text{ mL}$$

β. Στο Ι.Σ. υπάρχει μόνο το άλας ΒΗCl:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,004}{0,04} = 0,1M$$

Το Cl⁻ δεν αντιδρά με το H₂O καθώς προέρχεται από το ισχυρό οξύ HCl.
Το ΒΗ⁺ αντιδρά με το H₂O καθώς προέρχεται από την ασθενή βάση Β.

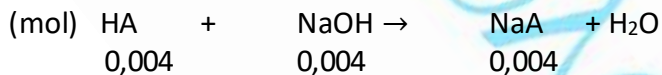


$$k_a \cdot k_b = 10^{-14} \rightarrow k_a(\text{HB}^+) = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} \Rightarrow k_a(\text{HB}^+) = 10^{-8}$$

$$k_a = \frac{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HB}^+]} \Rightarrow 10^{-8} = \frac{x^2}{0,1-x} \Rightarrow 10^{-8} = \frac{x^2}{0,1} \Rightarrow x = 10^{-4,5} M = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

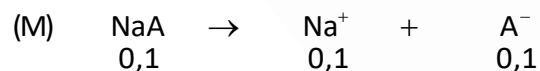
$$\text{Άρα } \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-4,5} = 4,5$$

Γ3. Ένας δείκτης είναι κατάλληλος για μια ογκομέτρηση όταν η περιοχή αλλαγής χρώματός του περιλαμβάνει το pH του διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο ή όταν οι τιμές pH στις οποίες αλλάζει χρώμα βρίσκονται στο κατακόρυφο τμήμα της ογκομέτρησης.
Για το Υ₁ στο Ι.Σ. έχουμε:

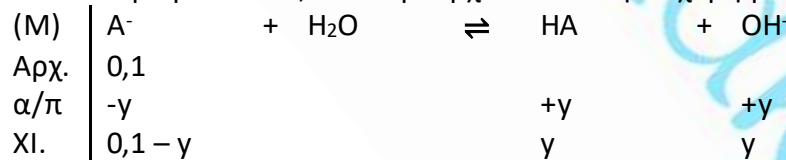


Στο ισοδύναμο σημείο έχουμε μόνο το άλας NaA

$$C_{\text{NaA}} = \frac{n}{V} = \frac{0,004}{0,04} = 0,1M$$



Το Na⁺ δεν αντιδρά με το H₂O, διότι προέρχεται από την ισχυρή βάση NaOH.



$$k_a \cdot k_b = 10^{-14} \rightarrow k_b = 10^{-8}$$

$$k_b(\text{A}^-) = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \Rightarrow 10^{-8} = \frac{y^2}{0,1-y} \Rightarrow 10^{-8} = \frac{y^2}{0,1} \Rightarrow y = 10^{-4,5} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{Άρα } [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9,5} M$$

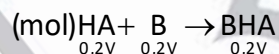
$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-9,5} = 9,5$$

Άρα για την ογκομέτρηση του διαλύματος Y_1 καταλληλότερος δείκτης είναι το κίτρινο της αλιζαρίνης (i) και για την ογκομέτρηση του διαλύματος Y_2 , που στο Ι.Σ. έχει $pH = 4,5$, είναι η ηλιανθίνη (iii).

Γ4. $HA : n = CV = 0,2Vmol$

$B : n = CV = 0,2Vmol$

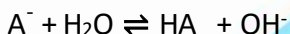
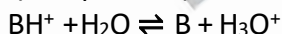
Οι δύο ουσείες αντιδρούν:



Στο τελικό διάλυμα έχουμε μόνο το άλας BHA



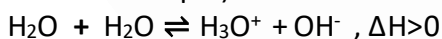
Τόσο το BH^+ , όσο και το A^- αντιδρούν με το H_2O , καθώς προέρχονται από τους ασθενείς ηλεκτρολύτες B και HA αντίστοιχα.



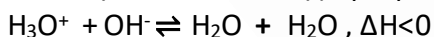
Συγκρίνουμε την $ka(BH^+)$ με την $kb(A^-)$ και αφού είναι ίσες ($ka(BH^+) = kb(A^-) = 10^{-8}$)

τότε $x = y$ δηλαδή $[H_3O^+] = [OH^-]$, άρα το διάλυμα είναι ουδέτερο.

Γ5. Ο αυτοϊοντισμός του H_2O είναι ενδόθερμο φαινόμενο.



Άρα σύμφωνα με το νόμο Lavoisier – Laplace η εξουδετέρωση που πραγματοποιείται κατά την διαδικασία της ογκομέτρησης είναι η εξώθερμη.



Έτσι το διάλυμα θερμαίνεται.

ΘΕΜΑ Δ

Δ1. Έστω n mol N_2 και n mol H_2 οι αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων.

| | | | |
|--------|------------|------------------------------|------------|
| (mol) | $N_2(g) +$ | $3H_2(g) \rightleftharpoons$ | $2NH_3(g)$ |
| αρχ. | n | n | |
| Αν/παρ | $-x$ | $-3x$ | $+2x$ |
| Χ.Ι. | $n-x$ | $n-3x$ | $2x$ |

Η αναλογία mol είναι και αναλογία όγκων σε αέρια που βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Στην ΧΙ οι ποσότητες των αερίων είναι:

$$N_2: (n-x) \text{ mol}$$

$$H_2: (n-3x) \text{ mol}$$

$$NH_3: 2x \text{ mol}$$

$$n(\text{ολικά}) = n-x+n-3x+2x = 2n-2x \text{ mol}$$

$$V(NH_3)/V(\text{ολ.}) = n(NH_3)/n(\text{ολ.}) \Leftrightarrow 0,2 = 2x/(2n-2x) \Leftrightarrow 1/5 = 2x/(2n-2x) \Leftrightarrow n = 6x \text{ mol}$$

Από την στοιχειομετρική αναλογία και τα αρχικά mol των ουσιών προκύπτει ότι το N_2 είναι σε περίσσεια.

$$\alpha = 3x/n \Leftrightarrow \alpha = 3x/6x \Leftrightarrow \alpha = 0,5 \text{ ή } 50\%$$

Δ2. $n(\text{ολικά}) = 2n-2x \text{ mol} \Leftrightarrow 10 = 2(6x) - 2x \Leftrightarrow 10 = 12x - 2x \Leftrightarrow x = 1 \text{ mol}$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \Leftrightarrow \frac{20}{27} = \frac{\left(\frac{2}{V_1}\right)^2}{\frac{5}{V_1} \cdot \frac{27}{V_1^3}} \Leftrightarrow \frac{20}{1} = \frac{4 V_1^2}{5} \Leftrightarrow V_1 = 5L$$

- Δ3. α.** Τα στερεά παραλείπονται από τον νόμο της ταχύτητας, καθώς αντιδρούν μέσω της επιφάνειάς τους.
Εφόσον οι αντιδράσεις και προς τις δυο κατευθύνσεις είναι απλές τότε ο νόμος της ταχύτητας για την κάθε μια είναι:

Για την δεξιά: $u_1 = k_1(\text{μηδενικής τάξης})$

Για την αριστερή: $u_2 = k_2 \cdot [CO_2]$

β.

Ο μέγιστος ρυθμός μεταβολής συγκέντρωσης του CO_2 είναι στην αρχή της αντίδρασης:

$$u_1 = k_1 \Leftrightarrow k_1 = 0,4 \text{ M/min}$$

| | | | |
|--------|---|----|----|
| (mol) | $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ | | |
| αρχ. | 2 | | |
| Αν/παρ | -x | +x | +x |
| Χ.Ι. | 2-x | x | x |

Βαθμός διάσπασης: $\alpha = \frac{x}{2} \Leftrightarrow x = 1 \text{ mol}$ άρα $[\text{CO}_2] = \frac{n}{V} \Leftrightarrow [\text{CO}_2] = 1 \text{ M}$

Στην χημική Ισορροπία ισχύει ότι: $u_1 = u_2 \Leftrightarrow u_2 = k_2 \cdot [\text{CO}_2] \Leftrightarrow 0,4 = k_2 \cdot 1$
 $\Leftrightarrow k_2 = 0,4 \text{ min}^{-1}$

- γ. Στην παραπάνω ισορροπία ισχύει ότι : $K_c = [\text{CO}_2]$
 Εφόσον η θερμοκρασία παραμένει σταθερή, τότε η σταθερά Ισορροπίας (K_c) θα παραμένει σταθερή, καθώς εξαρτάται μόνο από την θερμοκρασία.
 Άρα η $[\text{CO}_2]$ θα παραμένει σταθερή εφόσον κατά την αφαίρεση ποσότητας CO_2 το σύστημα καταλήγει σε Ισορροπία, αναιρώντας πλήρως την αφαίρεση της ποσότητας του.
 Από την κατασταστική εξίσωση, $PV = nRT$, προκύπτει ότι η πίεση εξαρτάται από τα mol του μοναδικού αερίου της Ισορροπίας, υπό σταθερό όγκο και θερμοκρασία.
 Άρα για να μπορέσει η πίεση να ελαττωθεί στη μισή τιμή, θα πρέπει να αφαιρεθούν τόσα mol CO_2 , ώστε να γίνει η αντίδραση μονόδρομη προς τα δεξιά και τελικά να έχουμε 0,5 mol CO_2 στο δοχείο.
 Εφόσον γίνει μονόδρομη τότε από την στοιχειομετρία της αντίδρασης παράγονται συνολικά 2 mol CO_2 , που σημαίνει ότι θα πρέπει να αφαιρεθούν 1,5 mol.

Σχολιασμός Θεμάτων:

Τα θέματα της χημείας κρίνονται ευκολότερα συγκριτικά με πέρυσι, και απαιτούσαν καλή διαχείριση του χρόνου, καθώς χρειάζεται ιδιαίτερη προσοχή στην αιτιολόγηση των απαντήσεων, ώστε να μην χαθούν μονάδες από μη ολοκληρωμένες τεκμηριώσεις.
 Τα θέματα ήταν διαβαθμισμένης δυσκολίας, αλλά απουσίαζαν η Ωσμωτική Πίεση και εφαρμογές της Θερμοχημείας.