

ΘΕΜΑ Α

A1: α	A2: α	A3: δ		A4: δ	
A5:	1. Λ	2. Λ	3. Λ	4. Σ	5. Λ

ΘΕΜΑ Β

B1.

(i).

Κάνουμε την κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες και υποστιβάδες των ατόμων: $_{17}\text{Cl}$ και $_{53}\text{I}$.

$_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Κ(2) Λ(8) Μ(7)

$_{53}\text{I}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$ Κ(2) Λ(8) Μ(18) Ν(18) Ο(7)

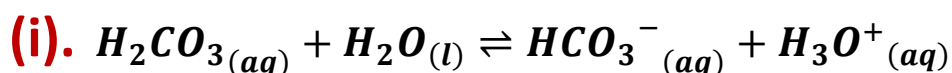
Παρατηρούμε ότι και τα δύο στοιχεία έχουν στην εξωτερική τους στιβάδα επτά (7) ηλεκτρόνια, οπότε ανήκουν στην ίδια ομάδα του περιοδικού πίνακα των στοιχείων (17^η). Επειδή το I είναι στοιχείο της 5ης περιόδου και το Cl στοιχείο της 3ης περιόδου του Περιοδικού Πίνακα και η ηλεκτραρνητικότητα αυξάνεται από κάτω προς τα πάνω σε μία ομάδα, το Cl είναι πιο ηλεκτραρνητικό από το I.

(ii). Το HI είναι πιο ισχυρό οξύ από το HCl, διότι το I βρίσκεται στην ίδια ομάδα με το Cl και πιο κάτω στον περιοδικό πίνακα των στοιχείων, με μεγαλύτερη ατομική ακτίνα. Άρα οι συζυγείς τους βάσεις έχουν αντίστροφη ισχύ: Το I⁻ είναι ασθενέστερη βάση από το Cl⁻.

(iii).

Το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο, δηλαδή το χλώριο, έλκει εντονότερα το ζεύγος ηλεκτρονίων του δεσμού O-H απ' ό,τι το έλκει το ιώδιο. Το χλώριο, δηλαδή, προκαλεί εντονότερο -I επαγωγικό φαινόμενο σε σύγκριση με το ιώδιο. Έτσι ο δεσμός O-H γίνεται ασθενέστερος στην περίπτωση του HClO και η απόσπαση του πρωτονίου γίνεται ευκολότερα. Γι' αυτό και το HClO είναι ισχυρότερο οξύ από το HIO. Συνεπώς, μικρότερο pH στην ίδια θερμοκρασία θα έχει το διάλυμα του HClO.

B2.

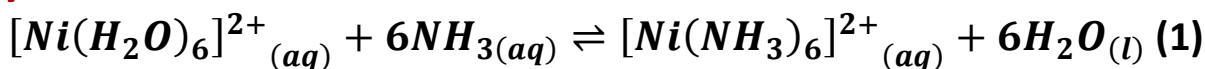


(ii).

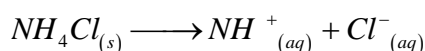
$$\begin{aligned} \text{pH} = 7,4 &\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-7,4} \text{ M}, \text{p}K_a = 6,4 \Rightarrow K_a = 10^{-6,4} \\ [H_3O^+] &= K_a \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]} \Rightarrow \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]} = \frac{[H_3O^+]}{K_a} = \frac{10^{-7,4}}{10^{-6,4}} = 10^{-1} \\ &\Rightarrow \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]} = \frac{1}{10} \end{aligned}$$

B3.

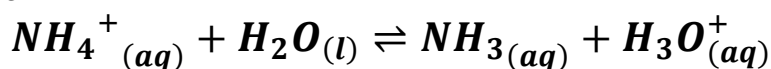
(i).



Το στερεό χλωριούχο αμμώνιο: NH_4Cl είναι άλας και διίσταται πλήρως:



Στη συνέχεια το αμμώνιο: NH_4^+ αντιδρά με το νερό και παράγει αμμωνία: NH_3



Αφού αυξάνεται η αμμωνία, τότε η αντίδραση (1) μετατοπίζεται προς τα δεξιά.

(ii). Επειδή το άχρωμο διάλυμα μετατρέπεται σε ερυθρό και ο δείκτης φαινολοφθαλεΐνη χρωματίζει το διάλυμα σε ερυθρό σε $pH = 9,1$, τότε το αέριο που διοχετεύθηκε στο άχρωμο διάλυμα είναι βάση. Προφανώς αυτή είναι η αμμωνία: NH_3 . Άρα η συγκέντρωση της αμμωνίας στο διάλυμα που θερμαίνεται ελαττώνεται, οπότε η θέση της χημικής ισορροπίας (1) μετατοπίζεται προς τα αριστερά.

B4.

(i). Επειδή ο καταλύτης δεν επιδρά στη θέση της χημικής ισορροπίας, τότε δε μεταβάλλονται οι ποσότητες των ουσιών, άρα και πάλι στη νέα χημική ισορροπία οι ταχύτητες θα είναι ίσες. Συνεπώς και η μεταβολή της ταχύτητας v_2 ακολουθεί την καμπύλη (β).

(ii). Επειδή αντιδρούν δύο mol από τα αέρια υδρογόνο και ιώδιο και παράγονται δύο mol αερίου υδροϊωδίου, τότε δεν έχουμε μεταβολή mol και έτσι η μεταβολή του όγκου δεν επηρεάζει τη θέση τη χημικής ισορροπίας. Άρα και πάλι στη νέα χημική ισορροπία οι ταχύτητες θα

είναι ίσες. Συνεπώς και η μεταβολή της ταχύτητας v_2 ακολουθεί την καμπύλη (δ).

(iii). Επειδή η ταχύτητα μειώνεται, με σταθερή θερμοκρασία τότε έχουν μειωθεί οι συγκεντρώσεις των τριών ουσιών. Άρα έχει αυξηθεί ο όγκος του δοχείου.

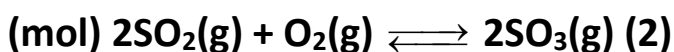
ΘΕΜΑ Γ

Γ1.

Έστω ω τα mol του καθαρού FeS_2



4mol	8mol
ω mol	2ω mol



Αρχ.	2ω	2ω	-
Α/Π	$-2x$	$-x$	$+2x$
Χ.Ι.	$2\omega-2x$	$2\omega-x$	$2x$

Από την στοιχειομετρία της αντίδρασης προκύπτει ότι το O_2 βρίσκεται σε περίσσεια, άρα η απόδοση με βάση το SO_3 ή το SO_2 που δεν βρίσκεται σε περίσσεια και θα είναι:

$$\alpha = 50\% \text{ επομένως } \alpha = 0,5 = \frac{n_{\text{πρακτικά}}}{n_{\text{θεωρητικά}}} = \frac{2x}{2\omega}$$

Άρα $x = 0,5\omega$

Επομένως στην Χημική ισορροπία θα είναι

ω SO_2 , $1,5\omega$ O_2 και ω SO_3

Από την σταθερά της K_c προκύπτει:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} \Rightarrow 4 = \frac{\left(\frac{\omega}{48}\right)^2}{\left(\frac{\omega}{48}\right)^2 \cdot \frac{1,5\omega}{48}}$$

όπου προκύπτει $\omega = 8$ mol

(i). Οπότε με αντικατάσταση στην Χημική ισορροπία θα είναι:

$$n_{SO_2} = 8 \text{ mol}, n_{O_2} = 12 \text{ mol}, n_{SO_3} = 8 \text{ mol}$$

(ii). Η Σχετική Μοριακή μάζα του FeS_2 θα είναι $M_r = 56 + 2 \cdot 32 = 120$

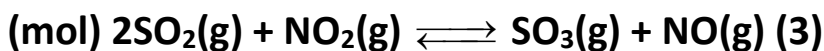
$$\text{Η μάζα του καθαρού } FeS_2 \text{ θα είναι } m = n \cdot M_r = 8 \cdot 120 \text{ g} = 960 \text{ g}$$

$$\text{Άρα Περιεκτικότητα } \% = \frac{960}{20000} \% = 4,8 \% \text{ w/w}$$

Γ2.

$$\text{(i). } K_c = \frac{[SO_3] \cdot [NO]}{[SO_2] \cdot [NO_2]} = \frac{\frac{3}{V} \cdot \frac{8}{V}}{\frac{1}{V} \cdot \frac{1,5}{V}} = 16$$

(ii).



Χ.Ι. ₁	1	1,5	8	3
Μεταβ	+0,5			+5
t ₁	1,5	1,5	8	8
				XI ←
Α/Π	+ψ	+ψ	-ψ	-ψ
Χ.Ι.	1,5+ψ	1,5+ψ	8-ψ	8-ψ

Την χρονική στιγμή t₁ υπολογίζεται το πηλίκιο της παραπάνω αντίδρασης

$$Q_c = \frac{[SO_3] \cdot [NO]}{[SO_2] \cdot [NO_2]} = \frac{8 \cdot 8}{1,5 \cdot 1,5} = \frac{64}{2,25} > 16 \text{ άρα η Χ.Ι. μετατοπίζεται αριστερά}$$

$$\text{Άρα } K_c = \frac{[SO_3] \cdot [NO]}{[SO_2] \cdot [NO_2]} = \frac{(8-\psi)^2}{(1,5+\psi)^2} = 16 \Rightarrow \psi = 0,4 \text{ mol}$$

Επομένως η σύσταση του νέου μείγματος ισορροπίας θα είναι:

1,9 mol SO₂, 7,6 mol SO₃, 1,9 mol NO₂, 7,6 mol NO

(ii).

Από την στοιχειομετρία της αντίδρασης

Όταν αντιδρούν 0,4 mol SO₃ απορροφώνται 10 KJ

Όταν αντιδρά 1 mol SO₃ απορροφώνται q KJ

Άρα q=25 KJ και ΔH = - 25 KJ

Γ3.

(i). SO₂(g) + O₃(g) → SO₃(g) + O₂(g) (4)

Έστω ο νόμος της ταχύτητας $u = k[SO_2]^x \cdot [O_3]^\psi$

1^ο Πείραμα: 0,05 = k[0,25]^x·[0,4]^ψ

2^ο Πείραμα: 0,20 = k[0,25]^x·[0,2]^ψ

3^ο Πείραμα: 0,20 = k[0,50]^x·[0,3]^ψ

$\frac{1\text{ο Πείραμα}}{2\text{ο Πείραμα}} \Rightarrow \frac{0,05}{0,20} = \frac{k \cdot 0,25^x \cdot 0,4^\psi}{k \cdot 0,25^x \cdot 0,2^\psi} \Rightarrow \psi=0$ επομένως είναι 0^{ης} τάξης ως προς το O₃

$\frac{1\text{ο Πείραμα}}{3\text{ο Πείραμα}} \Rightarrow \frac{0,05}{0,20} = \frac{k \cdot 0,25^x}{k \cdot 0,5^x} \Rightarrow x=2$ επομένως είναι 2^{ης} τάξης ως προς το SO₂

Άρα

$u = k[SO_2]^2$ και η συνολική τάξη της αντίδρασης είναι 2^η

(ii).

Με αντικατάσταση (έστω) στο 1^ο Πείραμα: 0,05 = k[0,25]²

Επομένως $k = 0,8 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

(iii).

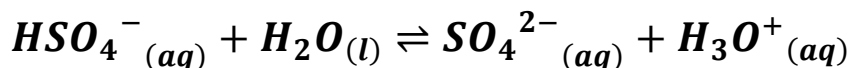
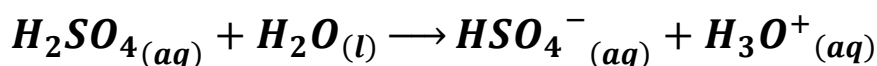
$$u_{SO_3} = \frac{\frac{4}{80} \text{ mol}}{0,5 \text{ L} \cdot \text{min}} = \frac{0,05 \text{ M}}{0,5 \text{ min}} = 0,1 \text{ M}$$

$$u_{SO_3} = u_{O_3} = - \frac{\Delta[O_3]}{\Delta t}$$

$$0,1 = - \frac{[O_3]_{\text{τελ}} - 0,3}{2}$$

$$[O_3]_{\text{τελ}} = 0,1 \text{ M}$$

Γ4.



Ο ιοντισμός του θεικού οξέος στο πρώτο στάδιο γίνεται πλήρως αλλά στο δεύτερο στάδιο μερικώς.

Προφανώς δεν απομένει ποσότητα θεικού οξέος: H_2SO_4 (πρακτικά είναι αμελητέα γιατί είναι απειροελάχιστη). Η ποσότητα του οξωνίου: H_3O^+ είναι η μεγαλύτερη όλων.

Όμως οι ποσότητες του όξινου θεικού ιόντος: HSO_4^- και του θεικού ιόντος: SO_4^{2-} δεν μπορούν να συγκριθούν. Αν δινόταν η σταθερά ιοντισμού του δεύτερου σταδίου (περίπου 10^{-2}), τότε θα διαπιστωνόταν ότι η ποσότητα των όξινων θεικών ιόντων: HSO_4^- είναι μεγαλύτερη από την ποσότητα των θεικών ιόντων: SO_4^{2-} .

Άρα:

μόρια $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0 < \text{ιόντα } \text{SO}_4^{2-} < \text{ιόντα } \text{HSO}_4^- < \text{ιόντα } \text{H}_3\text{O}^+$.

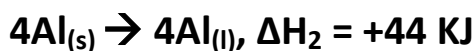
Απλώς δεν μπορούν να συμπεράνουν οι μαθητές τη σχέση: $\text{ιόντα } \text{SO}_4^{2-} < \text{ιόντα } \text{HSO}_4^-$ μόνο με την υπόδειξη που δίνεται στο τέλος της εκφώνησης: «το θειικό οξύ είναι ασθενές στο δεύτερο στάδιο ιοντισμού του». Δεν είναι ισχυρό, άρα δεν ιοντίζεται 100%, όμως δεν ξέρουμε σε ποιο ποσοστό ιοντίζεται. Θα μπορούσε να ιοντίζεται πάρα πολύ και να παραχθούν πολύ περισσότερα θειικά ιόντα και να υπάρχουν τελικά περισσότερα από τα όξινα ιόντα.

ΘΕΜΑ Δ

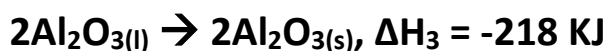
Δ1.

Σύμφωνα με τους θερμοχημικούς νόμους των Lavoisier-Laplace και Hess, για τον υπολογισμό της ενθαλπίας της αντίδρασης (1), οι αντιδράσεις τροποποιούνται ως εξής:

(2) \rightarrow πολλαπλασιάζεται x4



(3) \rightarrow πολλαπλασιάζεται x2 και αντιστρέφεται



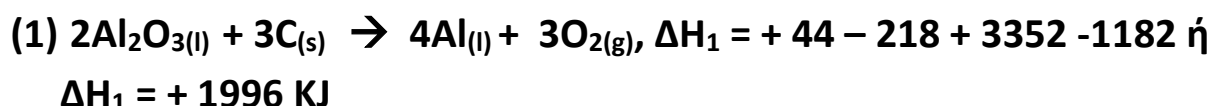
(4) \rightarrow πολλαπλασιάζεται x2 και αντιστρέφεται



(5) \rightarrow πολλαπλασιάζεται x3



(+)



Επειδή η ενθαλπία της αντίδρασης (1) είναι θετική ($\Delta H_1 = +1996 \text{ KJ}$), η παραγωγή του καθαρού αλουμινίου απορροφά ενέργεια

$$\Delta 2. n_{Al_2O_3} = \frac{1020 \cdot 10^3}{102} \text{ mol} = 10^4 \text{ mol}$$

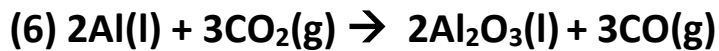


2mol	4mol
10 ⁴ mol	n

Επομένως $n = 2 \cdot 10^4 \text{ mol}$

Το 2% του παραγόμενου Al καταναλώνεται στις αντιδράσεις (6) και (7)

$$\text{Άρα } n_{Al_{αντιδρούν}} = \frac{2}{100} \cdot 2 \cdot 10^4 = 400 \text{ mol}$$



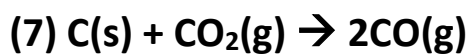
2mol	3mol
400mol	n ₁

Επομένως $n_1 = 600 \text{ mol CO(g)}$

$$m_C = 0,6 \text{ kg} = 600 \text{ g}$$

$$n_C = \frac{m}{Mr} = \frac{600}{12} \text{ mol}$$

$$n_C = 50 \text{ mol}$$



1mol	2mol
50mol	n ₂

Επομένως $n_2 = 100 \text{ mol CO(g)}$

$$\text{Συνολικά θα υπάρχουν } n_{CO} = 100 + 600 = 700 \text{ mol}$$

$$V = n \cdot V_m = 700 \cdot 22,4 = 15680 \text{ L}$$

Επομένως:

$$[H_3O^+] = K_a \frac{C_{οξέος}}{C_{βάσης}} \Rightarrow 10^{-5} = 10^{-5} \frac{0,1 \cdot V_1 - 0,2 \cdot V_2}{\frac{V_{τελικός}}{0,2V_2}} \Rightarrow 0,1 \cdot V_1 - 0,2 \cdot V_2 = 0,2 \cdot V_2 \Rightarrow$$

$$0,1 \cdot V_1 = 0,4 \cdot V_2 \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{4}{1}$$