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

Ημερομηνία: Σάββατο 11 Ιανουαρίου 2025
Διάρκεια Εξέτασης: 3 ώρες

ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

ΘΕΜΑ Α

Α1. α

Α2. γ

Α3. α

Α4. γ

Α5. **α** – Σ **β** – Λ **γ** – Λ **δ** – Σ **ε** – Λ

ΘΕΜΑ Β

Β1. α. $_{7}N$: $1s^2 2s^2 2p^3$
Τομέας p, 2η περίοδος, 15η (VA) ομάδα
$_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Τομέας s, 3η περίοδος, 1η (IA) ομάδα
$_{22}Ti$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
Τομέας d, 4η περίοδος, 4η (IVB) ομάδα

β. Η ηλεκτρονιακή δομή (iii).
Σύμφωνα με την απαγορευτική αρχή του Pauli είναι αδύνατον στο ίδιο άτομο να υπάρχουν δύο ηλεκτρόνια με την ίδια τετράδα κβαντικών αριθμών n, l, m_l και m_s.

γ. Το $Na^+(1s^2 2s^2 2p^6)$ και το $N^{3-}(1s^2 2s^2 2p^6)$ έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων, όμως το Na^+ έχει περισσότερα πρωτόνια και η έλξη του πυρήνα προς τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας είναι μεγαλύτερη. Γι΄ αυτό το Na^+ έχει μικρότερο μέγεθος από το N^{3-}.

δ. Το Α είναι αλκάλιο με τη μεγαλύτερη E_{i1} δηλαδή, έχει τη μικρότερη ατομική ακτίνα. Άρα, βρίσκεται στη $2^η$ περίοδο και στην $1^η$ ομάδα:
$1s^2 2s^1$ $Z_A = 3$
Το Β έχει 17 ηλεκτρόνια με $l = 1$, άρα έχει 17 ηλεκτρόνια σε υποστιβάδες p. Έτσι, η ηλεκτρονιακή του δομή είναι: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$, άρα $Z_B = 35$.

Β2. α. Οι πολικές ενώσεις διαλύονται ευκολότερα σε πολικούς διαλύτες και οι μη πολικές ενώσεις διαλύονται ευκολότερα σε μη πολικούς διαλύτες. Το λεμονένιο θεωρείται μη πολική ένωση ενώ το H_2O είναι πολική ένωση. Γι΄ αυτό το λεμονένιο δεν διαλύεται στο H_2O.

β. Στο λεμονένιο ασκούνται δυνάμεις διασποράς (London) ενώ στο H_2O ασκούνται δεσμοί υδρογόνου, δυνάμεις διπόλου-διπόλου και δυνάμεις διασποράς (London). Επειδή η M_r του λεμονένιου είναι πολύ πιο μεγάλη από αυτή του H_2O, οι διαμοριακές δυνάμεις στο λεμονένιο είναι σημαντικά ισχυρότερες από τις διαμοριακές δυνάμεις ανάμεσα στα μόρια του H_2O κι έτσι το λεμονένιο έχει υψηλότερο σημείο βρασμού από το H_2O.

γ. Κατάλληλος διαλύτης για τη διάλυση του λεμονένου είναι το C_6H_{14} **(iii)**.
Οι πολικές ενώσεις διαλύονται ευκολότερα σε πολικούς διαλύτες και οι μη πολικές ενώσεις διαλύονται ευκολότερα σε μη πολικούς διαλύτες. Το λεμονένιο θεωρείται μη πολική ένωση όπως και το C_6H_{14}. Αντίθετα η CH_3COCH_3 και η CH_3CH_2OH είναι πολικές ενώσεις.

Β3. α. Η ενθαλπία μιας αντίδρασης εξαρτάται από τη φύση των αντιδρώντων. Ο C(γραφίτης) είναι σε διαφορετική αλλοτροπική μορφή (φύση) από τον C(διαμάντι) γι΄αυτό ισχύει $\Delta H^o_1 \neq \Delta H^o_2$.

β.
<u>$1^{ος}$ τρόπος</u>

Η καύση του C με την παρουσία οξυγόνου (O_2) απελευθερώνει ενέργεια. Το 1 mol C(διαμάντι) έχει υψηλότερη ενθαλπία από το 1 mol C(γραφίτης) στην ίδια θερμοκρασία και πίεση, όπως προκύπτει από την θερμοχημική εξίσωση που δίνεται:

$$C(s)(\text{γραφίτης}) \rightarrow C(s)(\text{διαμάντι}) \quad \Delta H^o = +1{,}9 \text{ kJ}$$

Επομένως, η καύση του 1 mol C(διαμάντι) θα απελευθερώνει περισσότερη ενέργεια από αυτήν που απελευθερώνει η καύση 1 mol C(γραφίτης).

2ος τρόπος

Οι δεδομένες θερμοχημικές εξισώσεις, είναι:

$C(s)(\text{γραφίτης}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H^o_1$ (I)

$C(s)(\text{διαμάντι}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H^o_2$ (II)

$C(s)(\text{γραφίτης}) \rightarrow C(s)(\text{διαμάντι}) \quad \Delta H^o = +1{,}9\ kJ$ (III)

Από τις (II) και (III), προκύπτει η (I):

$\cancel{C(s)(\text{διαμάντι})} + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H^o_2$ (II)

$C(s)(\text{γραφίτης}) \rightarrow \cancel{C(s)(\text{διαμάντι})} \quad \Delta H^o = +1{,}9\ kJ$ (III)

$C(s)(\text{γραφίτης}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H^o_1$

Εφαρμόζοντας το νόμο του Hess έχουμε:

$\Delta H^o_1 = \Delta H^o_2 + 1{,}9\ kJ$ και προκύπτει $\Delta H^o_1 > \Delta H^o_2$. Επειδή οι αντιδράσεις καύσης είναι εξώθερμες και επομένως ΔH^o_1 , ΔH^o_2 είναι αρνητικοί αριθμοί, για τα ποσά θερμότητας Q_1 και Q_2 που ελευθερώνονται θα ισχύει: $Q_1 < Q_2$.
Επομένως η καύση του 1 mol C(s)(διαμάντι) θα απελευθερώσει περισσότερη θερμότητα από αυτήν που ελευθερώνει η καύση 1 mol C(s)(γραφίτης).

Β4. Χρησιμοποιούμε το πηλίκο αντίδρασης Q_C προκειμένου να καθορίσουμε προς τα που θα εκδηλωθεί η αντίδραση.

$Q_C = [CO_2] = \frac{0{,}5}{10} = 0{,}05$

$Q_C > Kc$

Αφού ισχύει $Q_C > K_c$ συμπεραίνουμε ότι η αντίδραση τείνει να μετατοπιστεί **προς τα αριστερά**, ώστε η τιμή της Q_C να μειωθεί. Όμως δεν υπάρχει στο δοχείο PbO ώστε να πραγματοποιηθεί η αντίδραση με φορά προς τα αριστερά, γι΄ αυτό οι ποσότητες που εισάγουμε θα μείνουν σταθερές.

Σωστή απάντηση είναι η (α).

ΘΕΜΑ Γ

Γ1. α. $\Delta H_4 + \Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2 \Rightarrow \Delta H_4 + 30 = 50 - 60 \Rightarrow \Delta H_4 = -40\ kJ$

β. $\Delta H_5 + \Delta H_2 = \Delta H_3 \Rightarrow \Delta H_5 - 60 = 30 \Rightarrow \Delta H_5 = 90\ kJ$

Γ2. α. Η ώσμωση είναι η μετακίνηση του διαλύτη (σε αυτήν την περίπτωση είναι το νερό) από το διάλυμα με τη χαμηλότερη συγκέντρωση διαλυμένων ουσιών (υποτονικό) προς το διάλυμα με την υψηλότερη συγκέντρωση διαλυμένων

(υπερτονικό) ουσιών μέσω μιας ημιπερατής μεμβράνης, στην ίδια θερμοκρασία.
Τα δεδομένα είναι:

- Διάλυμα $Δ_1$: συγκέντρωση 0,2 M
- Διάλυμα $Δ_2$: περιεκτικότητα 0,6% w/v ουρίας (CH_4N_2O)

Η περιεκτικότητα του $Δ_2$ είναι 0,6% w/v: Αυτό σημαίνει 0,6 γραμμάρια ουρίας ανά 100 ml διαλύματος, δηλαδή 6 γραμμάρια ανά 1 L.

$n_2 = \frac{m}{Mr} = \frac{6}{60}$ mol= 0,1 mol και $c_2 = \frac{n}{V} = \frac{0,1}{1}$ M= 0,1 M.

Άρα, το διάλυμα $Δ_1$ είναι υπερτονικό σε σχέση με το $Δ_2$ και επομένως περισσότερα μόρια νερού θα μετακινηθούν από το διάλυμα $Δ_2$ προς το διάλυμα $Δ_1$.

β. i. Για να εμποδίσουμε την ώσμωση, πρέπει να ασκήσουμε εξωτερική πίεση στην επιφάνεια του υπερτονικού διαλύματος ($Δ_1$), ώστε να μην αυξηθεί ο όγκος του.

ii. Η ωσμωτική πίεση του $Δ_1$ είναι:
$Π_1 = c_1 \cdot R \cdot T$ = (0,2 · 0,082 · 300) atm = 4,92 atm.

Η ωσμωτική πίεση του $Δ_2$ είναι:

$Π_2 = c_2 \cdot R \cdot T$ = (0,1 · 0,082 · 300) atm = 2,46 atm.

Άρα $P_{εξ} = Π_2 – Π_1$ = 4,92 – 2,46 = 2,46 atm.

Γ3. α. Πραγματοποιείται η αντίδραση:

(mol)	**xA(g)**	**+ B(s)**	**→ Γ(g) , Δ*H*< 0**
Αρχικά:	n	n΄	
Αντιδρούν/Παράγονται:	xω	ω	ω
Τελικά:	-	n΄-ω	ω

$$P_{αρχ} = P_{τελ} \Rightarrow \frac{n(αρχ)RT(αρχ)}{V} = \frac{n(τελ)RT(τελ)}{V} \Rightarrow \frac{nR300}{V} = \frac{ωR600}{V} \Rightarrow n=2ω$$

$$n – xω = 0 \Rightarrow 2ω – xω = 0 \Rightarrow 2ω = xω \Rightarrow x =2$$

β. i) Ο νόμος της ταχύτητας έχει την μορφή $υ = k[A]^ψ$**.**

Αντικαθιστώντας τα πειραματικά δεδομένα προκύπτει:

1ο πείραμα $0,6 = k\cdot 0,04^{\psi}$ (1)

2ο πείραμα $0,3 = k\cdot 0,02^{\psi}$ (2)

Διαιρώ κατά μέλη την (**1**) και την (**2**)

$0,6 / 0,3 = (k \cdot 0,04^{\psi}) / (k \cdot 0,02^{\psi}) \Rightarrow \boldsymbol{\psi=1}$

Άρα ο νόμος ταχύτητας είναι $\boldsymbol{\upsilon = k[A]}$

ii) Αντικαθιστώντας στο νόμο της ταχύτητας τα δεδομένα οποιουδήποτε πειράματος (π.χ. του 1ου πειράματος) υπολογίζουμε τη σταθερά ταχύτητας *k*:

$0,6\ mol/(L\cdot s) = k \cdot 0,04\ mol/L \Rightarrow k = \mathbf{15\ s^{-1}}$**.**

iii) Η στιγμιαία ταχύτητα του Γ τη χρονική στιγμή t_3, ισούται με την κλίση της ευθείας (ε), που είναι η εφαπτομένη της καμπύλης, τη χρονική στιγμή t_3.

Επίσης η ταχύτητα του Γ είναι ίση με την ταχύτητα της αντίδρασης κάθε χρονική στιγμή γιατί το Γ έχει στοιχειομετρικό συντελεστή την μονάδα (1).

$\upsilon_{\Gamma(t3)} = \upsilon_{(t3)} = 0,5$ M/s.

Επειδή η ταχύτητα της αντίδρασης μειώνεται καθώς εξελίσσεται η αντίδραση, ισχύει: $\upsilon_{(t1)} > \upsilon_{(t3)} > \upsilon_{(t2)} \Rightarrow \mathbf{t_1 < t_3 < t_2}$**.**

ΘΕΜΑ Δ

Δ1. α. Πραγματοποιείται η αντίδραση:

mol	$CO(g)$	+ $2H_2(g)$	⇄ $CH_3OH(g)$
Αρχ.	n	2n	
Αντ./Παρ.	y	2y	y
Χ.Ι.	n-y	2n-2y	y

Στη χημική ισορροπία έχουμε:

$n(H_2) = \frac{m}{Mr} = \frac{2}{2} = 1\ mol \Rightarrow 2n - 2y = 1 \Rightarrow n - y = 0,5\ mol$ (1)

$$K_C = \frac{[CH_3OH]}{[CO]\cdot[H_2]^2} \Rightarrow 10 = \frac{\left(\frac{y}{5}\right)}{\left(\frac{0,5}{5}\right)\left(\frac{1}{5}\right)^2} \Rightarrow 10 = \frac{25y}{0,5} \Rightarrow y=0,2 \text{ mol}$$

$(1) \Rightarrow n - 0,2 = 0,5 \Rightarrow n = 0,7$ mol.

$$\alpha = \frac{y}{n} = \frac{0,2}{0,7} = \frac{2}{7}$$

β. Οι θερμοχημικές εξισώσεις των αντιδράσεων καύσης είναι:

$CH_3OH + \frac{3}{2}O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$, $\Delta H_1 = -730$ kJ

$CO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H_2 = -280$ kJ

$H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$, $\Delta H_3 = -290$ kJ

Εφαρμόζοντας τους νόμους του Hess και Lavoisier-Laplace έχουμε:

$CO_2 + 2H_2O \rightarrow CH_3OH + \frac{3}{2}O_2$, $\Delta H_1 = +730$ kJ

$CO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H_2' = -280$ kJ

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$, $\Delta H_3 = -580$ kJ

$CO(g) + 2H_2(g) \rightleftarrows CH_3OH(g)$ $\Delta H = +730 - 280 - 580 = -130$ kJ

Όταν αντιδρά 1 mol CO εκλύεται θερμότητα ίση με 130 kJ
>> >> 0,2 mol >> >> >> >> x

$Q_{εκλ.} = x = 26$ kJ

γ. Πραγματοποιείται η αντίδραση:

mol	$CO(g)$	+ $2H_2(g)$	$\rightleftarrows$ $CH_3OH(g)$	
Χ.Ι.(1)	0,5	1	0,2	
Μεταβολή			-x	$V_2 = 10$ L
Χ.Ι.(2)	0,5	1	0,2-x	

Για να μη μεταβληθεί η ποσότητα του CO πρέπει να μη γίνει μετατόπιση της θέσης ισορροπίας.

Η K_c δεν θα αλλάξει γιατί η θερμοκρασία δεν μεταβάλλεται. Στη Χ.Ι.(2) έχουμε:

$$K_C = \frac{[CH3OH]}{[CO]\cdot[H2]^2} \Rightarrow 10 = \frac{\left(\frac{0,2-x}{10}\right)}{\left(\frac{0,5}{10}\right)\left(\frac{1}{10}\right)^2} \Rightarrow x = 0,15 \text{ mol.}$$

$n(CH_3OH) = \frac{m}{Mr} \Rightarrow m(CH_3OH) = (0,15 \cdot 32)$ g = 4,8 g

Άρα πρέπει να αφαιρέσουμε 4,8 g CH_3OH.

Δ2. α. Υπολογίζουμε τις ποσότητες (σε mol) του $Ba(OH)_2$ (n_1) και του HCl (n_2):

$$n_1 = c_1 \cdot V_1 = 0,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ mol}$$

$$n_2 = c_2 \cdot V_2 = 0,05 \cdot 4 = 0,2 \text{ mol}$$

Πραγματοποιείται η αντίδραση:

$$2HCl + Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 + 2H_2O \text{ , } \Delta H = -114 \text{ kJ}$$

Αρχ.	0,2	0,1		
Αντ./Παρ.	0,2	0,1	0,1	
Τελ.	-	-	0,1	(mol)

Όταν αντιδρά 1 mol $Ba(OH)_2$ εκλύεται θερμότητα ίση με 114 kJ
>> >> 0,1 mol >> >> >> >> x

$Q_{εκλ.}$ = x = 11,4 kJ

β. Το τελικό διάλυμα περιέχει τον ηλεκτρολύτη $BaCl_2$ με συγκέντρωση:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,1}{5} = 0,02 \text{ M}$$

$BaCl_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2Cl^-$, άρα $i = 3$

Η ωσμωτική πίεση υπολογίζεται από τον νόμο του Van't Hoff:

$\Pi = i \cdot c \cdot R \cdot T = (3 \cdot 0,02 \cdot 0,082 \cdot 300)$ atm = 1,476 atm.

Δ3. α. Πραγματοποιείται η αντίδραση:

mol/L	IO_4^-((aq) + $2H_2O(l)$	⇄	$H_4IO_6^-$(aq)
Αρχ.	0,8		
Αντ./Παρ.	x		x
Χ.Ι.	0,8-x		x

$$K_C = \frac{[\,H_4IO_6^-\,]}{[\,IO_4^-\,]}$$

Στην ισορροπία έχουμε:

$$K_C = \frac{[\,H_4IO_6^-\,]}{[\,IO_4^-\,]} \Rightarrow 0{,}25 = \frac{x}{0{,}8-x} \Rightarrow x = 0{,}16$$

$$\alpha = \frac{x}{0{,}8} = \frac{0{,}16}{0{,}8} = 0{,}2 \text{ ή } 20\%.$$

β. Υπολογίζουμε το πηλίκο αντίδρασης Q_c μετά την αραίωση:

$$Q_C = \frac{[\,H_4IO_6^-\,]}{[\,IO_4^-\,]} = \frac{\frac{0{,}16\cdot 0{,}02}{0{,}4}}{\frac{0{,}64\cdot 0{,}02}{0{,}4}} = 0{,}25 = K_c$$

Άρα, η ισορροπία δεν μετατοπίζεται.

γ. $[H_4IO_6^-] = \frac{0{,}16\cdot 0{,}02\ \text{mol}}{0{,}4\ \text{L}} = 0{,}008$ M.