

ΤΑΞΗ: Β΄ ΓΕΝΙΚΟΥ ΛΥΚΕΙΟΥ
ΚΑΤΕΥΘΥΝΣΗ: ΘΕΤΙΚΗ
ΜΑΘΗΜΑ: ΧΗΜΕΙΑ

Ημερομηνία: Τετάρτη 23 Απριλίου 2014

Διάρκεια Εξέτασης: 3 ώρες

ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

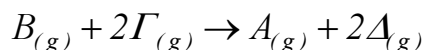
ΘΕΜΑ Α

- A1. γ
A2. γ
A3. δ
A4. β

- A5. α) Πρόκειται για περίπτωση ετερογενούς καταλυσης αφού τα αντιδρώντα είναι αέρια και ο καταλύτης, το νικέλιο, είναι στερεός.
Η καταλυτική δράση του νικελίου ερμηνεύεται με την θεωρία της προσρόφησης. Σύμφωνα με αυτήν την θεωρία τα αντιδρώντα μόρια προσροφούνται σε ορισμένα σημεία της επιφάνειας του στερεού καταλύτη (ενεργά κέντρα του καταλύτη), ο οποίος είναι σε σπογγώδη μορφή ή σε μορφή λεπτών κόκκων. Κάτω από αυτές τις συνθήκες οι δεσμοί των μορίων των αντιδρώντων εξασθενούν κι έτσι η αντίδραση γίνεται πιο γρήγορα.
- β) Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την μετάβαση ενός χημικού συστήματος από μια καθορισμένη αρχική κατάσταση σε μια επίσης καθορισμένη τελική κατάσταση, είναι ανεξάρτητο από τα ενδιάμεσα στάδια με τα οποία μπορεί να πραγματοποιηθεί η μεταβολή.

ΘΕΜΑ Β

- B1. Τα σώματα Β και Γ και είναι τα αντιδρώντα αφού έχουν αρνητικό ρυθμό μεταβολής συγκέντρωσης (η ταχύτητα της αντίδρασης είναι θετική) και τα σώματα Α και Δ είναι τα προϊόντα.
Από την αναλογία των ρυθμών μεταβολής της συγκέντρωσης προκύπτει ότι η χημική εξίσωση της αντίδρασης είναι:



B2. α) Ο νόμος της ταχύτητας μπορεί να γραφεί ως:

$$u = k[X]^a[Y]^\beta \quad (1)$$

Από τα πειραματικά δεδομένα, αντικαθιστώντας στην προηγούμενη σχέση έχουμε:

$$2u = k(2[X])^a[Y]^\beta \Rightarrow 2u = k2^\alpha[X]^a[Y]^\beta \quad (2)$$

$$9u = k[X]^a(3[Y])^\beta \Rightarrow 9u = k[X]^a3^\beta[Y]^\beta \quad (3)$$

Διαιρώντας κατά μέλη τις (1) και (2): $\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^\alpha \Rightarrow \alpha = 1$

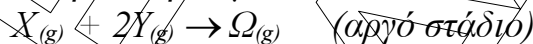
Διαιρώντας κατά μέλη τις (1) και (3): $\frac{1}{9} = \left(\frac{1}{3}\right)^\beta \Rightarrow \beta = 2$

Άρα ο νόμος της ταχύτητας της αντίδρασης είναι: $u = k[X][Y]^2$

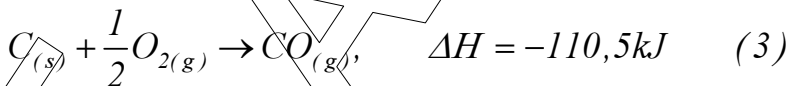
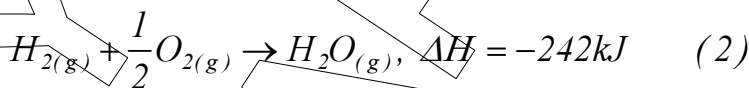
β) Αν η αντίδραση ήταν απλή θα έπρεπε: $\alpha = 1$ και $\beta = 3$.

Όμως, βρήκαμε παραπάνω ότι $\alpha = 1$ και $\beta = 2$. Επομένως, η αντίδραση έχει πολύπλοκο μηχανισμό, δηλαδή γίνεται σε στάδια.

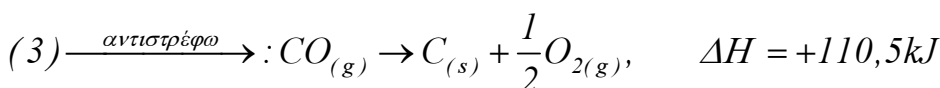
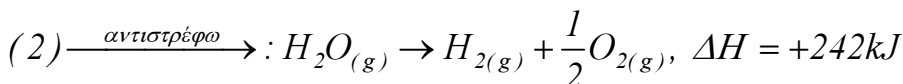
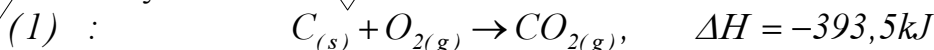
Ένας μηχανισμός αντιδράσεων που είναι συμβατός με το νόμο της ταχύτητας που προσδιορίσαμε είναι:



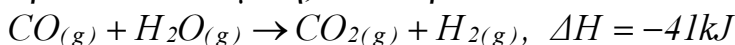
B3. α) Από τις δεδομένες ενthalπίες προκύπτουν οι παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:



Από αυτές:

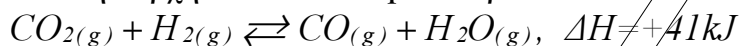


Προσθέτω κατά μέλη, οπότε προκύπτει:



Η αντίδραση είναι εξώθερμη αφού έχει $\Delta H < 0$.

β) Από την αρχή Lavoisier-Laplace προκύπτει ότι:



Η K_c της ισορροπίας δίνεται από την σχέση: $K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$

Με την αύξηση της θερμοκρασίας, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, η ισορροπία στρέφεται προς την κατεύθυνση που απορροφάται θερμότητα (προς την ενδόθερμη), άρα προς τα δεξιά. Αυτό έχει σαν αποτέλεσμα να αυξάνεται η συγκέντρωση του CO και του H_2O , ενώ μειώνεται η συγκέντρωση του CO_2 και του H_2 .

Επομένως, με την αύξηση της θερμοκρασίας, αυξάνεται η σταθερά K_c .

B4. α) Η πρόταση είναι σωστή.

Με την αύξηση της θερμοκρασίας θα ευνοηθεί η ενδόθερμη αντίδραση, δηλαδή η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα αριστερά. Από την στοιχειομετρία της αντίδρασης φαίνεται ότι δεν θα μεταβληθούν τα mol των αερίων σωμάτων. Όμως, από την καταστατική εξίσωση, $PV = nRT$, προκύπτει ότι αφού αυξήθηκε η θερμοκρασία θα αυξηθεί και η πίεση στο δοχείο.

Από την αρχή διατήρησης της μάζας προκύπτει ότι η μάζα του συστήματος παραμένει αμετάβλητη.

β) Η πρόταση είναι λάθος.

Ο βαθμός κατάπτωσης του $Fe_{(s)}$ επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης και όχι την απόδοσή της.

γ) Η πρόταση είναι σωστή.

Η σχέση που συνδέει την K_p και την K_c είναι: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

Κατά την πραγματοποίηση της αντίδρασης δεν υπάρχει μεταβολή των mol (Δn) των αερίων, δηλαδή $\Delta n = 0$, επομένως $K_p = K_c$.

ΘΕΜΑ Γ

Γ1. α) Έστω ότι το μίγμα περιέχει $x \text{ mol } Cl_2$ και $y \text{ mol } I_2$



$1 \text{ mol } Cl_2$ εκλύει 182 kJ

$x \text{ mol } Cl_2$ εκλύουν $Q_1 = 182x \text{ kJ}$



$1 \text{ mol } I_2$ απορροφά 52 kJ

$y \text{ mol } I_2$ απορροφούν $Q_2 = 52y \text{ kJ}$

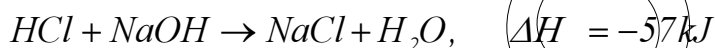
ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ 2014

E_3.Xλ2Θ(α)

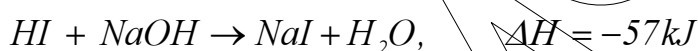
Επειδή δεν υπάρχει θερμική μεταβολή το ποσό θερμότητας που εκλύεται από την μία αντίδραση θα απορροφάται από την άλλη.

$$\text{Άρα } Q_1 = Q_2 \Rightarrow 182x = 52y \Rightarrow y = 3,5x \quad (1)$$

Τα mol του HCl που παράγονται από την πρώτη αντίδραση είναι $2x$, ενώ τα mol του HI που παράγονται από την δεύτερη αντίδραση είναι $2y$.



$2x \text{ mol } HCl$ αντιδρούν με $2x \text{ mol } NaOH$



$2y \text{ mol } HI$ αντιδρούν με $2y \text{ mol } NaOH$

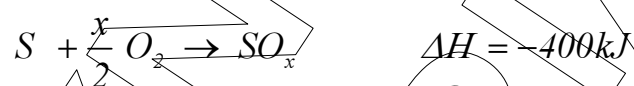
$$C_{NaOH} = \frac{n}{V} \Rightarrow 0,45 = \frac{2x + 2y}{4} \Rightarrow x + y = 0,9 \quad (2)$$

Από τις (1), (2) προκύπτει ότι $x = 0,2 \text{ mol } Cl_2$ και $y = 0,7 \text{ mol } I_2$.

β) Το ποσό θερμότητας που ελευθερώθηκε κατά τις εξουδετερώσεις είναι:
 $Q = 57 \times 2x + 57 \times 2y = 102,6kJ$

Γ2. Βρίσκουμε αρχικά τα mol του O_2 : $n_{O_2} = \frac{134,4}{22,4} = 6 \text{ mol}$

Επειδή δεν γνωρίζουμε τον τύπο του οξειδίου που σχηματίζουμε έχουμε:



$6 \text{ mol } O_2$ εκλύουν $1600kJ$
 $\frac{x}{2} \text{ mol } O_2$ εκλύουν $400kJ$ } οπότε $x = 3$

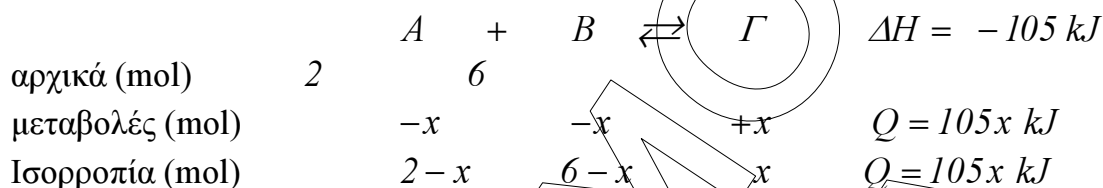
Άρα ο μοριακός τύπος του οξειδίου θα είναι SO_3 .

ΘΕΜΑ Δ

Υπολογισμός αρχικών mol

$$\text{mol } A = C_1 \cdot V_1 = 1M \cdot 2L = 2 \text{ mol}$$

$$\text{mol } B = C_2 \cdot V_2 = 2M \cdot 3L = 6 \text{ mol}$$



$$\text{Απόδοση } \alpha = \frac{\text{mol } \Gamma \text{ πραγματικά}}{\text{mol } \Gamma \text{ θεωρητικά}} \Rightarrow \frac{50}{100} = \frac{x}{2} \Rightarrow x = 1 \text{ mol}$$

Άρα στην ισορροπία θα έχουμε:

$$[A] = \frac{1 \text{ mol}}{5L} = 0,2M, [B] = \frac{5 \text{ mol}}{5L} = 1M, [\Gamma] = \frac{1 \text{ mol}}{5L} = 0,2M$$

Δ1. Από εξίσωση θερμιδομετρίας έχουμε:

$$Q = mc\Delta\theta \Rightarrow \Delta\theta = \frac{105 \text{ kJ}}{5 \text{ kg} \cdot 4,2 \text{ kJ / kg } ^\circ\text{C}} = 5 ^\circ\text{C}$$

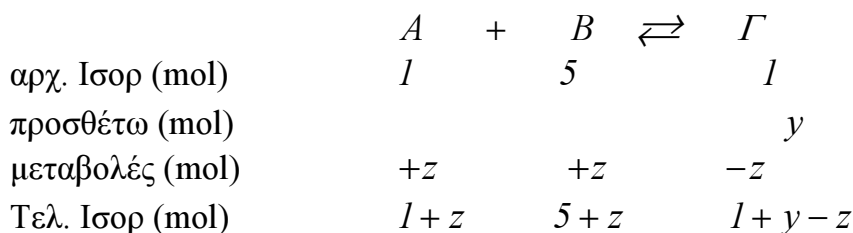
Με βάση την πυκνότητα των διαλυμάτων υπολογίζουμε την μάζα τους:

$$(m = \rho \cdot V = 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot 5000 \text{ mL} = 5000 \text{ g} = 5 \text{ kg}).$$

Επειδή η αντίδραση είναι εξώθερμη και έχουμε μεταβολή της θερμοκρασία $5 ^\circ\text{C}$, η τελική θερμοκρασία του διαλύματος Δ3 θα είναι $\Theta\tau = 25 ^\circ\text{C}$.

Δ2.
$$Kc = \frac{[\Gamma]}{[A][B]} = \frac{0,2M}{0,2M \cdot 1M} = 1 M^{-1}$$

Δ3. Αφού στην ισορροπία προστέθηκε Γ , η αντίδραση σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier θα προχωρήσει προς τα αριστερά, δηλαδή προς εκείνη την κατεύθυνση που τείνει να μειώσει την συγκέντρωση του Γ .



Αφού στην τελική ισορροπία οι συγκεντρώσεις των Β και Γ είναι ίσες, άρα και τα mol αφού υπάρχει κοινός όγκος, ο όγκος του διαλύματος, έχουμε:

$$5 + z = 1 + y - z \Rightarrow 4 + 2z = y \quad (1)$$

Με βάση την σχέση (1) οι ποσότητες των διαλυμένων ουσιών στην τελική ισορροπία γίνονται:

$$molA = 1 + z$$

$$molB = 5 + z$$

$$mol\Gamma = 1 + y - z = 1 + (4 + 2z) - z = 5 + z$$

Η σταθερά χημικής ισορροπίας δεν μεταβάλλεται, λόγω του ότι δεν αλλάζει η θερμοκρασία, άρα έχουμε:

$$K_c = \frac{[\Gamma]}{[A][B]} \Rightarrow 1 M^{-1} = \frac{\frac{5+z}{5} M}{\frac{1+z}{5} M \cdot \frac{5+z}{5} M} \Rightarrow z = 4 \text{ mol}$$

Άρα με βάση την εξίσωση (1) θα πρέπει να διαλύσουμε επιπλέον στο διάλυμα Δ3, $y = 4 + 2 \cdot 4 = 12 \text{ mol } \Gamma$

Δ3. Υπολογίζουμε το πηλίκιο αντίδρασης, για τις ποσότητες που δίνονται:

$$Q_c = \frac{[\Gamma]}{[A][B]} = \frac{\frac{4}{3} M}{\frac{6}{3} M \cdot \frac{2}{3} M} = 1 M^{-1}$$

Επειδή $Q_c = K_c$ το σύστημα βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας οπότε οι συγκεντρώσεις των ουσιών τελικά στο διάλυμα θα είναι:

$$[A] = \frac{6 \text{ mol}}{3 L} = 2 M$$

$$[B] = \frac{2 \text{ mol}}{3 L} = \frac{2}{3} M$$

$$[\Gamma] = \frac{4 \text{ mol}}{3 L} = \frac{4}{3} M$$