

ΘΕΜΑ Α

- A1. α.**
A2. δ.
A3. γ.
A4. β.
A5. α.

ΘΕΜΑ Β

B1.α) Υποφθοριώδες οξύ: $\text{H} - \text{O} - \text{F}$

Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων μεταξύ του ατόμου H και του ατόμου O αποδίδεται φαινομενικά στο άτομο O, το οποίο έχει μεγαλύτερη ηλεκτραρνητικότητα από αυτό του H.

Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων μεταξύ του ατόμου F και του ατόμου O αποδίδεται φαινομενικά στο άτομο F, το οποίο έχει μεγαλύτερη ηλεκτραρνητικότητα από αυτό του O.

Έτσι το άτομο O αποκτά φαινομενικό φορτίο 0 «παίρνει» 1 ηλεκτρόνιο από το άτομο H και «χάνει» 1 ηλεκτρόνιο από το άτομο F- οπότε έχει $A.O.=0$.

Διφθοριούχο οξυγόνο: $\text{F} - \text{O} - \text{F}$

Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων μεταξύ κάθε ατόμου F και του ατόμου O αποδίδεται φαινομενικά στο άτομο F, το οποίο έχει μεγαλύτερη ηλεκτραρνητικότητα από αυτό του O.

Έτσι το άτομο O αποκτά φαινομενικό φορτίο 2+, καθώς «χάνει» 1 ηλεκτρόνιο από κάθε άτομο F, οπότε έχει $A.O.=+2$.

β) β₁. Οι ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων των 3 στοιχείων σε θεμελιώδη κατάσταση και η θέση στον Π.Π. με βάση αυτές είναι:

${}_9\text{F}: \text{K}^2 \text{L}^7$ - περίοδος 2^η, ομάδα 17 (VIIA)

${}_{17}\text{Cl}: \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^7$ - περίοδος 3^η, ομάδα 17 (VIIA)

${}_{35}\text{Br}: \text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^{18} \text{M}^7$ - περίοδος 4^η, ομάδα 17 (VIIA)

Τα τρία στοιχεία ανήκουν στην ίδια ομάδα του Π.Π. Κατά μήκος μιας ομάδας του περιοδικού πίνακα η ενέργεια πρώτου ιοντισμού μειώνεται από πάνω προς τα κάτω. Επομένως είναι $E_{i1}(\text{F}) > E_{i1}(\text{Cl}) > E_{i1}(\text{Br})$.

β₂. Η παρουσία ατόμου αλογόνου προκαλεί το -I επαγωγικό φαινόμενο, που αυξάνει την ισχύ του οξέος. Μεταξύ των αλογόνων F, Cl και Br, την ισχυρότερη επίδραση έχει το F (ως το πιο ηλεκτραρνητικό) και την ασθενέστερη το Br (ως το λιγότερο ηλεκτραρνητικό).

Έτσι, η ισχύς των τριών οξέων αυξάνεται κατά τη σειρά: $\text{HOBr} < \text{HOCl} < \text{HOF}$

B2. ΣΩΣΤΟ το (α)

ΑΙΤΙΟΛΟΓΗΣΗ: Από τα 2 πρώτα πειράματα, προκύπτει ότι με τον διπλασιασμό της συγκέντρωσης [B], με διατήρηση της [A] σταθερής, η ταχύτητα της αντίδρασης διπλασιάζεται -αφού υποδιπλασιάζεται ο χρόνος ολοκλήρωσης της αντίδρασης.

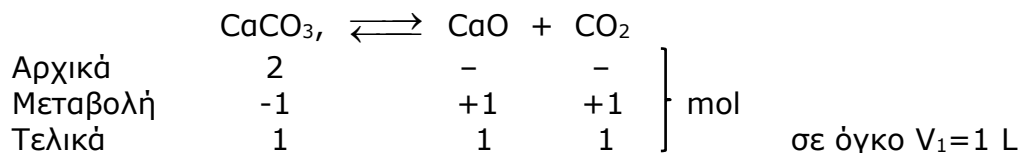
Επομένως, η ταχύτητα της αντίδρασης είναι ανάλογη της συγκέντρωσης [B].

Από το 1^ο και το 3^ο πείραμα, προκύπτει ότι με τον διπλασιασμό της συγκέντρωσης [A], με διατήρηση της [B] σταθερής, η ταχύτητα της αντίδρασης δεν μεταβάλλεται -δεν μεταβάλλεται ο χρόνος ολοκλήρωσης της αντίδρασης.

Επομένως, η ταχύτητα της αντίδρασης είναι ανεξάρτητη της συγκέντρωσης [A].

Αρχικά, το δοχείο περιέχει μόνο CaCO_3 , επομένως η u_2 ξεκινάει από την τιμή 0 και αυξάνεται, ενώ η u_1 είναι σταθερή και >0 . Όταν το σύστημα φτάσει σε Χ.Ι. οι δύο ταχύτητες εξισώνονται. Το διάγραμμα που αποδίδει σωστά όσα αναφέρθηκαν είναι το (α).

Γ2. Ο βαθμός διάσπασης του CaCO_3 είναι 0,5, επομένως διασπάται 1 mol CaCO_3 :



$$\text{Είναι } K_C = [\text{CO}_2] = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

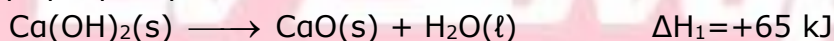
Γ3. Ο μέγιστος ρυθμός παραγωγής CO_2 μας δίνει την ταχύτητα u_1 στην έναρξη της αντίδρασης, αφού εκείνη τη στιγμή η $u_2=0$. Επομένως $u_1=0,4 \text{ M}\cdot\text{min}^{-1}$, άρα και $k_1=0,4 \text{ M}\cdot\text{min}^{-1}$.

Γνωρίζουμε ότι σε μια απλή αμφίδρομη αντίδραση ισχύει $K_C = \frac{k_1}{k_2}$.

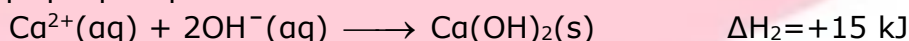
$$\text{Άρα } k_2 = \frac{k_1}{K_C} = \frac{0,4 \text{ M}\cdot\text{min}^{-1}}{1 \text{ M}} = 0,4 \text{ min}^{-1}.$$

Γ4. Από τις τρεις θερμοχημικές εξισώσεις που δίνονται, με εφαρμογή των νόμων Lavoisier-Laplace και Hess, προκύπτουν τα εξής:

- αντιστρέφουμε την 1^η:



- αντιστρέφουμε τη 2^η:



- αντιστρέφουμε την 3^η:



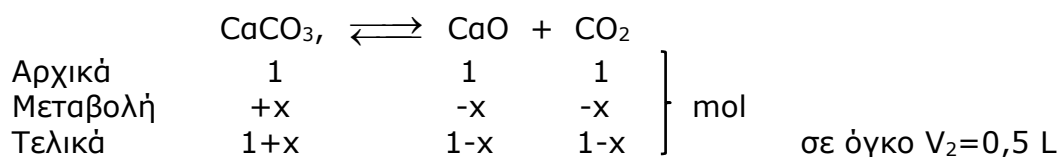
Προσθέτοντας κατά μέλη, προκύπτει:



Η ποσότητα $\text{CaCO}_3(\text{s})$ που διασπάστηκε ήταν 1 mol, επομένως κατά την αντίδραση απορροφήθηκαν 180 kJ.

Γ5. Με τη μείωση του όγκου του δοχείου, πρακτικά αυξάνουμε την πίεση, οπότε, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα αριστερά, ώστε να μειωθούν τα mol των αερίων, άρα και η πίεση.

Έστω ότι αντέδρασαν x mol CO_2 :



Στη νέα ισορροπία είναι και πάλι $K_C=1$, αφού θ =σταθ.

$$\text{Είναι } K_C = [\text{CO}_2] \text{ άρα } 1 = \frac{1-x}{0,5} \text{ και τελικά } x=0,5.$$

Δηλαδή, στη νέα ισορροπία υπάρχουν 0,5 mol CO₂.

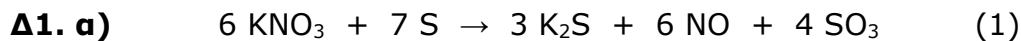
Γ6. ΣΩΣΤΟ το (i)

$$\text{Η πίεση στην αρχική Χ.Ι. είναι } P = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1 \cdot RT}{1} = RT$$

$$\text{Η πίεση στη νέα Χ.Ι. είναι } P' = \frac{n_{\text{CO}_2}' \cdot R \cdot T}{V'} = \frac{0,5 \cdot RT}{0,5} = RT$$

Δηλαδή P' = P.

ΘΕΜΑ Δ



Σύμφωνα με τη (2), για την παρασκευή 400 mol H₂SO₄ απαιτούνται 400 mol SO₃. Σύμφωνα με την (1), για να προκύψουν 400 mol SO₃, πρέπει να αντιδράσουν 600 mol KNO₃ και 700 mol S.

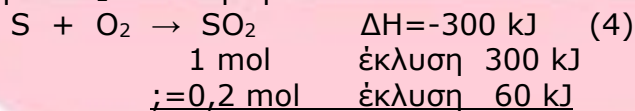
Εφόσον η συνολική απόδοση είναι 80%, αυτές οι ποσότητες αποτελούν το 80% αυτών που χρησιμοποιήθηκαν συνολικά, δηλαδή αν χρησιμοποιήθηκαν ω mol KNO₃ και φ mol S, θα ισχύει:

$$600 = 0,8 \cdot \omega \Rightarrow \omega = 750$$

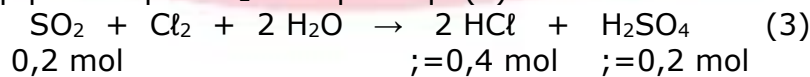
$$\text{και } 700 = 0,8 \cdot \varphi \Rightarrow \varphi = 875$$

Απαιτούνται λοιπόν: 750 mol ή 750 · 101 = 75.750 g ή 75,75 kg KNO₃ (M_r=101)
και 875 mol ή 875 · 32 = 28.000 g ή 28 kg S (A_r=32)

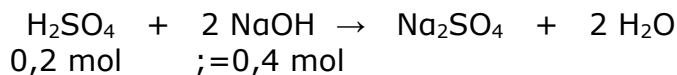
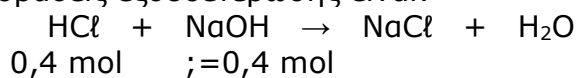
β) Από το ποσό θερμότητας που εκλύθηκε στην (4), υπολογίζουμε την ποσότητα SO₂ που παράγεται



Αυτή η ποσότητα SO₂ αντιδρά στην (3):



Οι αντιδράσεις εξουδετέρωσης είναι:



Συνολικά απαιτούνται 0,4 + 0,4 = 0,8 mol NaOH.

Στο διάλυμα NaOH: NaOH → Na⁺ + OH⁻

Το διάλυμα έχει pH=14, δηλαδή pOH=0 ή [OH⁻]=1 M, άρα και c=1 M.

$$c = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{c} = 0,8 \text{ L} \text{ ή } 800 \text{ mL} \text{ διαλύματος NaOH απαιτούνται.}$$

