

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2^ο: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΕΝΟΤΗΤΑ 2.1: ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ ΚΑΤΑ ΤΙΣ ΧΗΜΙΚΕΣ ΜΕΤΑΒΟΛΕΣ. ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ-ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ. ΘΕΡΜΟΤΗΤΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ-ΕΝΘΑΛΠΙΑ.

ΣΗΜΕΙΩΣΕΙΣ ΘΕΩΡΙΑΣ

1. Ποιο το αντικείμενο της χημικής θερμοδυναμικής και ποιο το αντικείμενο της θερμοχημείας ;

Η χημική θερμοδυναμική είναι ο κλάδος της χημείας που μελετά όλους τους τύπους των ενεργειακών μετατροπών που συνοδεύουν μια χημική αντίδραση, όπως τις μετατροπές της χημικής ενέργειας σε θερμική ενέργεια, σε ηλεκτρική ενέργεια και σε φωτεινή ενέργεια (και αντίστροφα). Επίσης, εξετάζει, μεταξύ άλλων, και τις ενεργειακές προϋποθέσεις που πρέπει να υπάρχουν, ώστε να πραγματοποιηθεί αυθόρμητα μια χημική αντίδραση.

Η θερμοχημεία είναι ο κλάδος της χημικής θερμοδυναμικής που μελετά τις θερμικές μεταβολές που συνοδεύουν τις χημικές αντιδράσεις. Μελετά, δηλαδή, τα ποσά θερμότητας που τελικά εκλύονται ή απορροφώνται κατά την πραγματοποίηση μιας αντίδρασης.

2. Πως ονομάζονται οι κλάδοι της χημείας οι οποίοι μελετούν τις μετατροπές της χημικής ενέργειας στις αντίστοιχες μορφές ενέργειας;

Τις μετατροπές της χημικής ενέργειας (και αντίστροφα), σε:

- α) θερμική ενέργεια (μέσω μεταφοράς θερμότητας) εξετάζει η θερμοχημεία,
- β) ηλεκτρική ενέργεια εξετάζει η ηλεκτροχημεία,
- γ) φωτεινή ενέργεια εξετάζει η φωτοχημεία.

3. Ποιες αντιδράσεις ονομάζονται εξώθερμες και ποιες ενδόθερμες;

Εξώθερμες ονομάζονται οι αντιδράσεις που κατά την πραγματοποίησή τους ελευθερώνουν ενέργεια υπό μορφή θερμότητας στο περιβάλλον.

Ενδόθερμες ονομάζονται οι αντιδράσεις που για την πραγματοποίησή τους απορροφούν ενέργεια υπό μορφή θερμότητας από το περιβάλλον.

4. Με ποιο τρόπο το σπάσιμο των δεσμών των αντιδρώντων και η δημιουργία νέων δεσμών στα προϊόντα καθορίζει αν η αντίδραση είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη;

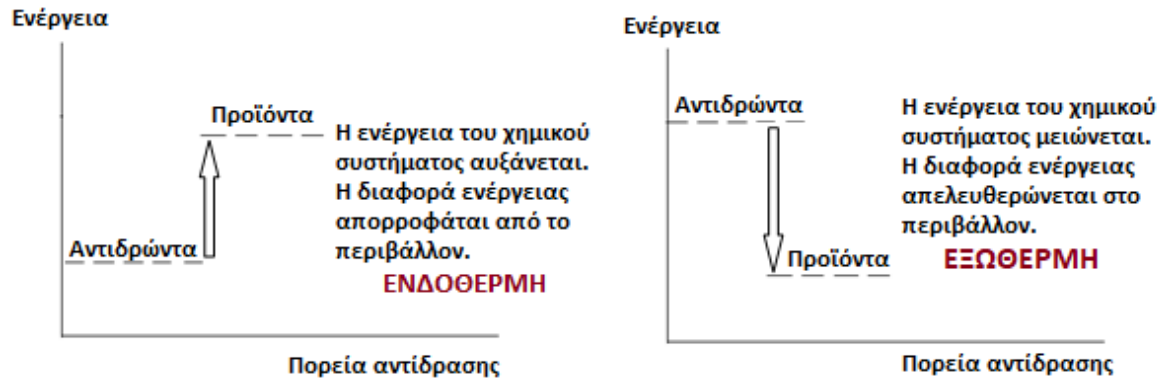
Γενικά, το «σπάσιμο» χημικών δεσμών απαιτεί προσφορά ενέργειας για να συμβεί (η ενέργεια του χημικού συστήματος αυξάνεται όταν «σπάνε» δεσμοί ή το χημικό σύστημα γίνεται πιο ασταθές), ενώ η δημιουργία νέων δεσμών απελευθερώνει ενέργεια (η ενέργεια του χημικού συστήματος ελαττώνεται όταν δημιουργούνται νέοι δεσμοί ή το χημικό σύστημα γίνεται πιο σταθερό).

Σε μία χημική αντίδραση «σπάνε» κάποιοι από τους δεσμούς των αντιδρώντων και δημιουργούνται νέοι δεσμοί στα προϊόντα.

Συνεπώς, αν η ενέργεια που απαιτείται για το «σπάσιμο» των δεσμών των αντιδρώντων είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια που απελευθερώνεται κατά τη

δημιουργία των νέων δεσμών των προϊόντων, τότε η αντίδραση απαιτεί ενέργεια για να γίνει και χαρακτηρίζεται ως ενδόθερμη.

Αντίστοιχα, αν η ενέργεια που απαιτείται για το “σπάσιμο” των δεσμών των αντιδρώντων είναι μικρότερη από την ενέργεια που απελευθερώνεται κατά τη δημιουργία των νέων δεσμών των προϊόντων, τότε η αντίδραση απελευθερώνει ενέργεια καθώς γίνεται και χαρακτηρίζεται ως εξώθερμη.



5. Τι δείχνει η μεταβολή ενθαλπίας ΔH σε μία αντίδραση και πως εξηγείται το πρόσημό της στις εξώθερμες και ενδόθερμες αντιδράσεις;

Η ενθαλπία H ενός συστήματος ορίζεται από τη σχέση $H = U + P \cdot V$, όπου $U =$ η εσωτερική ενέργεια του συστήματος, δηλαδή το άθροισμα της ενέργειας των σωματιδίων που το απαρτίζουν, ως αποτέλεσμα της σχετικής τους κίνησης ως προς το κέντρο μάζας του σώματος και των αλληλεπιδράσεων μεταξύ τους.

$P =$ η πίεση στην οποία βρίσκεται το σύστημα.

$V =$ ο όγκος του συστήματος.

Υπό σταθερή πίεση αποδεικνύεται ότι: $\Delta H = Q$

Δηλαδή, η μεταβολή ενθαλπίας ισούται αριθμητικά με το απορροφούμενο ή εκκλύμενο ποσό θερμότητας, όταν η πίεση είναι σταθερή.

Σε μία αντίδραση μας ενδιαφέρει η μεταβολή ενθαλπίας μεταξύ προϊόντων και αντιδρώντων, δηλαδή μας ενδιαφέρει η διαφορά $\Delta H_{\text{αντίδρασης}} = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}$.

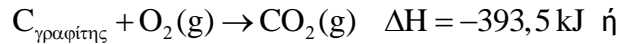
Έστω ότι $H_{\text{προϊόντων}} > H_{\text{αντιδρώντων}}$, οπότε $\Delta H > 0$. Επειδή ισχύει η αρχή διατήρησης της ενέργειας συνάγεται ότι για τη μετάβαση από τα αντιδρώντα στα υψηλότερης ενέργειας προϊόντα θα πρέπει να μεταφερθεί ενέργεια, υπό μορφή θερμότητας, στο χημικό σύστημα. Με άλλα λόγια, θα ισχύει: $H_{\text{προϊόντων}} = H_{\text{αντιδρώντων}} + Q$ και η αντίδραση είναι **ενδόθερμη**.

Έστω ότι $H_{\text{προϊόντων}} < H_{\text{αντιδρώντων}}$, οπότε $\Delta H < 0$. Επειδή ισχύει η αρχή διατήρησης της ενέργειας συνάγεται ότι κατά τη μετάβαση από τα αντιδρώντα στα χαμηλότερης ενέργειας προϊόντα θα πρέπει να απελευθερωθεί ενέργεια, υπό μορφή θερμότητας, από το χημικό σύστημα. Με άλλα λόγια, θα ισχύει: $H_{\text{προϊόντων}} + Q = H_{\text{αντιδρώντων}}$ και η αντίδραση είναι **εξώθερμη**.

6. Τι παριστούν οι θερμοχημικές εξισώσεις;

Η θερμοχημική εξίσωση αναπαριστά τη χημική μεταβολή πληρέστερα γιατί δίνει και το ποσό θερμότητας που απορροφάται ή εκλύεται από αυτήν.

Για παράδειγμα, στην εξώθερμη αντίδραση καύσης του γραφίτη γράφουμε:



Αντίστοιχα, για την ενδόθερμη σύνθεση του μονοξειδίου του αζώτου από άζωτο και οξυγόνο γράφουμε:



Παρατηρήστε ότι, σε κάθε περίπτωση, οι όροι ΔH και Q έχουν αντίθετο πρόσημο. Αυτό συμβαίνει γιατί με το μέγεθος ΔH εστιάζουμε στο τι παθαίνει από ενεργειακή άποψη το χημικό σύστημα, ενώ με το μέγεθος Q εστιάζουμε στο τι παθαίνει από ενεργειακή άποψη το περιβάλλον.

Προφανώς, στο πλαίσιο της θερμοχημείας χρησιμοποιούνται, σχεδόν αποκλειστικά, οι θερμοχημικές εξισώσεις που περιλαμβάνουν το μέγεθος ΔH .

7. Υπάρχουν κατηγορίες αντιδράσεων που γνωρίζουμε μετά βεβαιότητας αν είναι ενδόθερμες ή εξώθερμες;

Ναι.

Όλες οι αντιδράσεις καύσης και εξουδετέρωσης είναι εξώθερμες.

Όλες οι αντιδράσεις ιοντισμού (θα τις εξετάσουμε διεξοδικά στο 5^ο Κεφάλαιο, για παράδειγμα $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$) είναι ενδόθερμες.

8. Από ποιους παράγοντες εξαρτάται η τιμή της μεταβολής ενθαλπίας μιας αντίδρασης;

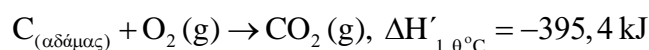
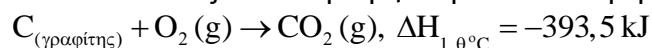
Η τιμή της μεταβολής ενθαλπίας μιας αντίδρασης εξαρτάται:

α) Από τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Ο παράγοντας θερμοκρασία επηρεάζει την τιμή της μεταβολής ενθαλπίας σε όλες τις αντιδράσεις, ενώ ο παράγοντας πίεση επηρεάζει την τιμή της μεταβολής ενθαλπίας μόνο στις αντιδράσεις στις οποίες συμμετέχουν αέρια.

β) Από την φύση των αντιδρώντων.

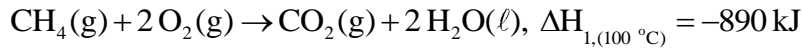
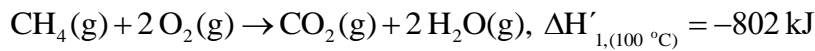
Για παράδειγμα ο άνθρακας εμφανίζεται σε δύο αλλοτροπικές μορφές στη φύση. Με την μορφή του γραφίτη και την μορφή του διαμαντιού (αδάμας). Όταν μετρήσουμε στις ίδιες συνθήκες την ενθαλπία αντίδρασης των δυο μορφών άνθρακα θα δούμε ότι οι ενθαλπίες που θα μετρήσουμε είναι διαφορετικές:



Στη δεύτερη αντίδραση εκλύεται μεγαλύτερο ποσό θερμότητας γιατί ο άνθρακας με τη μορφή διαμαντιού έχει υψηλότερη ενθαλπία από τον άνθρακα σε μορφή γραφίτη.

γ) Από την φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και των προϊόντων.

Για παράδειγμα, η μεταβολή ενθαλπίας της αντίδρασης τέλει καύσης του μεθανίου έχει διαφορετική τιμή όταν το παραγόμενο νερό είναι σε μορφή υγρού από την τιμή που έχει όταν το παραγόμενο νερό είναι σε μορφή αερίου.



Στη δεύτερη αντίδραση εκλύεται μεγαλύτερο ποσό θερμότητας γιατί το νερό σε υγρή μορφή, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, έχει μικρότερη ενθαλπία από το νερό σε αέρια μορφή, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, γιατί το στο αέριο τα μόρια έχουν αυξημένη κινητική ενέργεια.

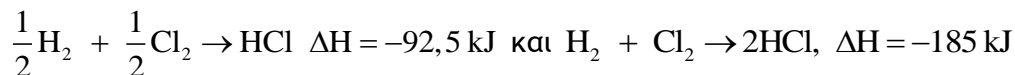
Επισημαίνεται ότι, κατά την αντίδραση σχηματισμού νερού η θερμοκρασία είναι πολύ υψηλή και το νερό παράγεται με τη μορφή υδρατμών. Όταν αναγράφεται στα προϊόντα ως $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ έχει γίνει αναγωγή της ενθαλπίας του νερού σε συγκεκριμένη θερμοκρασία και φυσική κατάσταση.

9. Πώς σχετίζεται η τιμή της μεταβολής ενθαλπίας που αναγράφεται σε μια αντίδραση με τον τρόπο αναγραφής της χημικής εξίσωσης;

Υπενθυμίζεται ότι η τιμή μεταβολής ενθαλπίας συνδέεται πάντα με τους συντελεστές με τους οποίους είναι γραμμένη η χημική εξίσωση. Αν για παράδειγμα διπλασιάσουμε τους συντελεστές τότε διπλασιάζεται και η μεταβολή ενθαλπίας.

Κανονικά κάθε χημική εξίσωση παρουσιάζει ένα τρόπο γραφής, με τους συντελεστές να είναι ακέραιοι αριθμοί και να μην απλοποιούνται μεταξύ τους. Υπάρχουν όμως αντιδράσεις στις οποίες συμμετέχουν μόρια διατομικών στοιχείων, που μπορεί να τις δούμε γραμμένες με δύο τρόπους γραφής.

Για παράδειγμα,



10. Τι είναι η πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης;

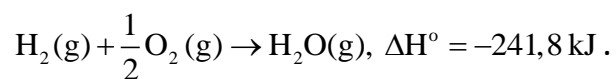
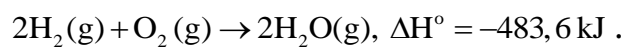
Η ανάγκη σύγκρισης των τιμών των μεταβολών ενθαλπιών των διάφορων αντιδράσεων οδήγησε σε διεθνή σύμβαση, η οποία καθόρισε της κοινές συνθήκες στις οποίες πρέπει να αναφέρονται όλες οι ουσίες που μετέχουν σε μια μεταβολή. Οι κοινές συνθήκες αναφοράς είναι:

- οι ουσίες να βρίσκονται στην πιο σταθερή τους μορφή,
- η θερμοκρασία να είναι $25\text{ }^\circ\text{C}$,
- η πίεση να είναι 1 atm
- η συγκέντρωση να είναι $C=1\text{ M}$ αν στη μεταβολή συμμετέχει κάποιο διάλυμα.

Όταν τα αντιδρώντα και τα προϊόντα αναφέρονται στις παραπάνω συνθήκες τότε λέμε ότι βρίσκονται στην **πρότυπη τους κατάσταση**.

Αν η μεταβολή ενθαλπίας μιας αντίδρασης μετρηθεί με τα συμμετέχοντα σώματα στην πρότυπή τους κατάσταση τότε λέγεται πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης και συμβολίζεται με ΔH° .

Εύλογο είναι ότι η ΔH° εξαρτάται μόνο από τον τρόπο που γράφουμε τη χημική εξίσωση.



Ημερομηνία τροποποίησης: 30/4/2020

Επιμέλεια: Πάγκαλος Σπύρος - Χαρίτος Κωνσταντίνος

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2^ο: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΕΝΟΤΗΤΑ 2.1: ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ ΚΑΤΑ ΤΙΣ ΧΗΜΙΚΕΣ ΜΕΤΑΒΟΛΕΣ. ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ - ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ. ΘΕΡΜΟΤΗΤΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ -ΕΝΘΑΛΠΙΑ.

ΛΥΜΕΝΑ ΘΕΜΑΤΑ

ΘΕΜΑ 1. Τι είναι η Χημική Θερμοδυναμική; Ποιος κλάδος της Χημικής Θερμοδυναμικής μελετά:

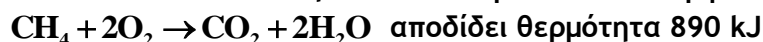
- την αντίδραση $O_2 \xrightarrow{\text{ηλιακή ακτινοβολία}} 2O$ η οποία συμβαίνει στη στρατόσφαιρα;
- το πόσο θερμαίνεται ένα διάλυμα οξέος καθώς του προσθέτουμε βάση (εξουδετέρωση);
- τη μετατροπή της χημικής ενέργειας σε ηλεκτρική τάση (διαφορά δυναμικού) στους πόλους μιας μπαταρίας;

Λύση

Χημική Θερμοδυναμική είναι ο κλάδος της Χημείας που μελετά το σύνολο των ενεργειακών μετατροπών που συνοδεύουν μια χημική αντίδραση.

- φωτοχημεία
- θερμοχημεία
- ηλεκτροχημεία

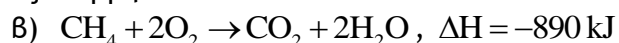
ΘΕΜΑ 2. Η καύση 1 mol μεθανίου σύμφωνα με την αντίδραση:



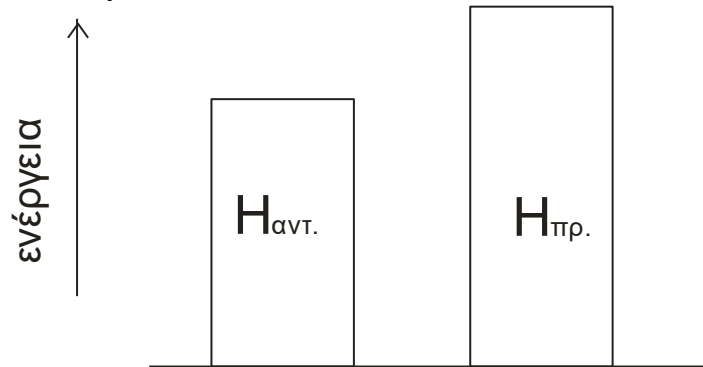
- Η αντίδραση χαρακτηρίζεται ενδόθερμη ή εξώθερμη;
- Να γράψετε τη θερμοχημική εξίσωση που αντιστοιχεί στην παραπάνω χημική εξίσωση με χρήση της μεταβολής ενθαλπίας

Λύση

α) Η αντίδραση αφού αποδίδει θερμότητα στο περιβάλλον χαρακτηρίζεται ως εξώθερμη.



ΘΕΜΑ 3. Στο παρακάτω σχήμα παριστάνεται η ενθαλπία των αντιδρώντων ($H_{\text{αντ.}}$) και η ενθαλπία των προϊόντων ($H_{\text{πρ.}}$) μιας αντίδρασης η οποία πραγματοποιείται υπό σταθερή πίεση α) Η αντίδραση είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη; Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας β) Να παραστήσετε με το κατάλληλο παραλληλόγραμμο στο παρακάτω σχήμα την μεταβολή ενέργειας που εμφανίζει η συγκεκριμένη αντίδραση.



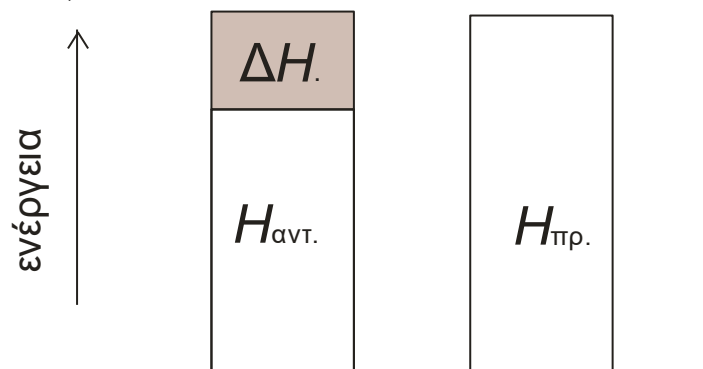
Λύση

α) Η αντίδραση είναι ενδόθερμη, γιατί απαιτείται να προσφερθεί ενέργεια στα αντιδρώντα, ώστε να μετασχηματισθούν στα υψηλότερου ενεργειακού περιεχόμενου προϊόντα.

Εναλλακτικά: Από το σχήμα προκύπτει ότι

$$H_{\text{προϊόντων}} > H_{\text{αντιδρώντων}} \Rightarrow H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}} > 0 \Rightarrow \Delta H > 0, \text{ άρα ενδόθερμη.}$$

β) Η μεταβολή ενέργειας παριστάνεται με το χρωματιστό ορθογώνιο στο αριστερά σχήμα και αναπαριστά την μεταβολή ενθαλπίας της αντίδρασης. Η μεταβολή αυτή ισούται με $\Delta H = H_{\text{πρ.}} - H_{\text{αντ.}} > 0$.



ΘΕΜΑ 4. Δίνεται η χημική εξίσωση $4\text{Al}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(s)$. Αν γνωρίζετε ότι 5,4 g Al αντιδρούν πλήρως με περίσσεια οξυγόνου, σύμφωνα με την παραπάνω χημική εξίσωση, εκλύοντας 335 kJ ενέργειας, να γράψετε τη θερμοχημική εξίσωση της αντίδρασης.

Δίνεται η σχετική ατομική μάζα του αργιλίου, $A_{r,\text{Al}} = 27$.

Λύση

Η ποσότητα σε mol του αργιλίου είναι: $n = \frac{m}{A_r} = \frac{5,4}{27} \text{ mol} = 0,2 \text{ mol}$

Έχουμε την παρακάτω στοιχειομετρία
 0,2 mol Al εκλύουν 335 kJ

4 mol Al " x(;))

Άρα, $x = \frac{4 \cdot 335}{0,2} \text{ kJ} = 6700 \text{ kJ}$

Δεδομένου ότι εκλύεται θερμότητα (εξώθερμη αντίδραση) η ζητούμενη θερμοχημική εξίσωση είναι $4\text{Al}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(s)$, $\Delta H = -6700 \text{ kJ}$.

Εναλλακτικά:

Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε

mol $4\text{Al}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(s)$, ΔH

A / Π 0,2 εκλύονται $\frac{1}{4} 0,2 \cdot \Delta H$

Δίνεται ότι $\frac{1}{4} 0,2 \cdot \Delta H = 335 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta H = \frac{335 \cdot 4}{0,2} \text{ kJ} = 6700 \text{ kJ}$.

Άρα $4\text{Al}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(s)$, $\Delta H = -6700 \text{ kJ}$.

ΘΕΜΑ 5. Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση $4\text{Ag}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Ag}_2\text{O}(s)$, $\Delta H = -62 \text{ kJ}$.

Σε δοχείο εισάγονται 2,16 g Ag και 1,344 L O_2 μετρημένα σε STP συνθήκες, οπότε σε κατάλληλες συνθήκες παράγεται Ag_2O . Να υπολογίσετε τη θερμότητα που θα εκλυθεί από την παραπάνω αντίδραση. Δίνεται $A_{r,\text{Ag}} = 108$.

Λύση

Τα mol του αργύρου είναι $n_{\text{Ag}} = \frac{21,6}{108} \text{ mol} = 0,2 \text{ mol}$ και του οξυγόνου είναι

$n_{\text{O}_2} = \frac{1,344}{22,4} \text{ mol} = 0,06 \text{ mol}$.

Ελέγχουμε ποιο από τα αντιδρώντα είναι σε έλλειμμα συγκρίνοντας τους λόγους λ των δύο αντιδρώντων $\left(\lambda = \frac{\text{mol που μετέχουν στην αντίδραση}}{\text{συντελεστής στην αντίδραση}} \right)$.

Έτσι έχουμε $\lambda_{\text{Ag}} = \frac{0,2}{4} = 0,05$ και $\lambda_{\text{O}_2} = \frac{0,06}{1} = 0,06$. Επειδή, $\lambda_{\text{Ag}} < \lambda_{\text{O}_2}$ ο Ag είναι σε έλλειμμα. Άρα από την στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε

4 mol Ag εκλύουν 62 kJ
0,2 mol Ag " x(;) "

$$\text{Άρα εκλύθηκαν } x = 62 \text{ kJ} \cdot \frac{0,2 \text{ mol Ag}}{4 \text{ mol Ag}} = 3,1 \text{ kJ}.$$

Ημερομηνία τροποποίησης: 26/8/2022

Επιμέλεια: Πάγκαλος Σπύρος - Χαρίτος Κωνσταντίνος

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2^ο: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΕΝΟΤΗΤΑ 2.1: ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ ΚΑΤΑ ΤΙΣ ΧΗΜΙΚΕΣ ΜΕΤΑΒΟΛΕΣ. ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ - ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ ΑΒΤΙΔΡΑΣΕΙΣ. ΘΕΡΜΟΤΗΤΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ ΕΝΘΑΛΠΙΑ.

ΘΕΜΑΤΑ ΠΡΟΣ ΕΠΙΛΥΣΗ

ΘΕΜΑ 1. Οι προτάσεις που ακολουθούν είναι σωστές (Σ) ή λανθασμένες (Λ); Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας:

- Σε μια εξώθερμη αντίδραση η ενέργεια του χημικού συστήματος μειώνεται.
- Σε μια εξώθερμη αντίδραση ισχύει $\Delta H > 0$.
- Η μεταβολή ενθαλπίας ισούται πάντα με το απορροφούμενο ή εκλυόμενο ποσό θερμότητας Q .
- Ενθαλπία και θερμότητα είναι το ίδιο μέγεθος.

Λύση

α) Σωστό. Όπως φαίνεται και στο διπλανό σχήμα η ενέργεια του χημικού συστήματος μειώνεται στις εξώθερμες αντιδράσεις. Η διαφορά ενέργειας εκλύεται στο περιβάλλον με τη μορφή θερμότητας.

β) Λάθος. Από το παραπάνω σχήμα φαίνεται ότι:

$$H_{\text{προϊόντων}} < H_{\text{αντιδρώντων}} \Rightarrow H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}} < 0 \Rightarrow \Delta H < 0.$$

Υπενθυμίζεται ότι ο όρος «μεταβολή» σημαίνει πάντα τελική κατάσταση - αρχική κατάσταση.

γ) Λάθος. Ισχύει μόνο όταν η αντίδραση πραγματοποιείται υπό σταθερή πίεση.

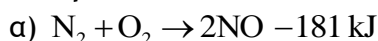
δ) Λάθος. Ένα σώμα έχει ενθαλπία, αλλά όχι θερμότητα. Η θερμότητα είναι η ενέργεια που μεταφέρεται από ένα θερμό προς ένα ψυχρό σώμα. Όταν ένα σώμα εκλύει θερμότητα μειώνεται η ενθαλπία του, ενώ όταν απορροφά θερμότητα αυξάνεται η ενθαλπία του.



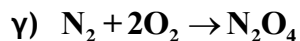
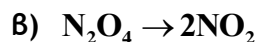
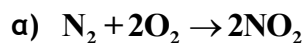
ΘΕΜΑ 2. Όταν 1 mol αζώτου και 1 mol οξυγόνου αντιδράσουν μεταξύ τους παράγουν 2 mol μονοξειδίου του αζώτου (NO). Για να πραγματοποιηθεί η αντίδραση απορροφώνται από το περιβάλλον 181 kJ. Να γράψετε τις θερμοχημικές εξισώσεις που αντιστοιχούν στην παραπάνω χημική εξίσωση

- με χρήση της απορροφούμενης θερμότητας και β) με χρήση της μεταβολής ενθαλπίας.

Λύση



ΘΕΜΑ 3. Μίγμα που αποτελείται από 1 mol N_2 και 2 mol O_2 έχει ενθαλπία H_1 . Επίσης, 2 mol NO_2 έχουν ενθαλπία H_2 και 1 mol N_2O_4 έχει ενθαλπία H_3 . Για τις ενθαλπίες αυτές ισχύει $H_1 > H_2 > H_3$. Να χαρακτηρίσετε τις αντιδράσεις:



ως εξώθερμες ή ως ενδόθερμες και να υπολογίσετε τις μεταβολές ενθαλπιών τους σε συνάρτηση με τα H_1, H_2 και H_3 . Όλα τα ανωτέρω στοιχεία και ενώσεις είναι αέρια και η πίεση σε κάθε διαδικασία είναι σταθερή.

Λύση

Δίνεται ότι:

$$H_1 = H_{N_2(1\text{ mol}) + O_2(2\text{ mol})}$$

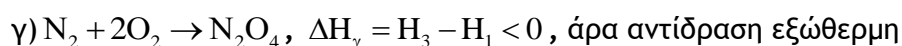
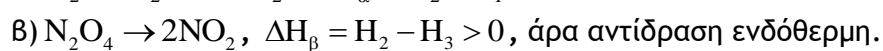
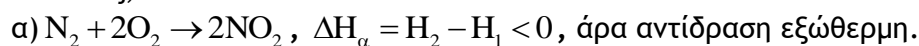
$$H_2 = H_{NO_2(2\text{ mol})}$$

$$H_3 = H_{N_2O_4(1\text{ mol})}$$

$$H_1 > H_2 > H_3.$$

Επίσης, μεταβολή ενθαλπίας μιας αντίδρασης προσδιορίζεται από την σχέση $\Delta H = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}$.

Συνεπώς,



ΘΕΜΑ 4. Η θερμοχημική αντίδραση της σύνθεσης του θειούχου σιδήρου είναι $Fe(s) + S(s) \rightarrow FeS(s)$, $\Delta H = -102\text{ kJ}$. Να υπολογίσετε την ποσότητα ενέργειας που θα απελευθερωθεί αν 11,2 g Fe αντιδράσουν πλήρως με περίσσεια θείου.

Δίνεται η σχετική ατομική μάζα του σιδήρου, $A_{r_{Fe}} = 56 A_r$.

Λύση

Η ποσότητα σε mol του σιδήρου είναι: $n = \frac{m}{A_r} = \frac{11,2}{56} \text{ mol} = 0,2 \text{ mol}$

Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε

$$1 \text{ mol Fe} \quad \text{εκλύει ενέργεια} \quad 102 \text{ kJ}$$

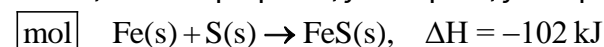
$$0,2 \text{ mol Fe} \quad \text{"} \quad \underline{\quad \quad \quad} \quad x(;) \quad \underline{\quad \quad \quad}$$

$$x = 0,2 \cdot 102 \text{ kJ} = 20,4 \text{ kJ}$$

Άρα εκλύονται 20,4 kJ ενέργειας.

Εναλλακτικά:

Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε



$$A / \Pi \quad 0,2 \quad \text{εκλύονται} \quad 0,2 \cdot 102 \text{ kJ} = 20,4 \text{ kJ}$$

Άρα εκλύονται 20,4 kJ ενέργειας.

ΘΕΜΑ 5. Να υπολογίσετε τη θερμότητα που θα εκλυθεί αν αναμείξουμε 3 L διαλύματος NaOH 0,2 M και 5 L διαλύματος HBr 0,15 M. Δίδεται η θερμοχημική εξίσωση $\text{NaOH(aq)} + \text{HBr(aq)} \rightarrow \text{NaBr(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$, $\Delta H = -57 \text{ kJ}$

Λύση

Τα mol κάθε αντιδρώντος είναι:

$$n_{\text{NaOH}} = C \cdot V = 0,2 \text{ M} \cdot 3 \text{ L} = 0,6 \text{ mol} \text{ και } n_{\text{HBr}} = C \cdot V = 0,15 \text{ M} \cdot 5 \text{ L} = 0,75 \text{ mol}.$$

Αφου αντιδρούν σε αναλογία 1:1 σημαίνει ότι το HBr είναι σε περίσσεια και το NaOH θα αντιδράσει πλήρως. Άρα από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε:

1 mol NaOH εκλύει ενέργεια 57 kJ

$$\underline{0,6 \text{ mol NaOH} \quad \quad \quad " \quad \quad \quad x(;)}$$

$$x = 0,6 \cdot 57 \text{ kJ} = 34,2 \text{ kJ}.$$

Άρα απελευθερώθηκαν 34,2 kJ ενέργειας.

Ημερομηνία τροποποίησης: 30/4/2020

Επιμέλεια: Πάγκαλος Σπύρος - Χαρίτος Κωνσταντίνος

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2^ο: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΕΝΟΤΗΤΑ 2.2: ΝΟΜΟΙ ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑΣ

ΣΗΜΕΙΩΣΕΙΣ ΘΕΩΡΙΑΣ

1. Σε ποια αρχή στηρίζονται οι νόμοι της θερμοχημείας;

Οι νόμοι της θερμοχημείας είναι συνέπεια του θεωρήματος διατήρησης της ενέργειας.

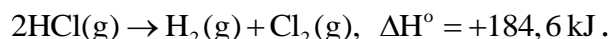
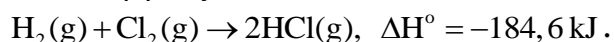
Το θεώρημα διατήρησης της ενέργειας αναφέρει ότι η συνολική ενέργεια ούτε καταστρέφεται, ούτε δημιουργείται αλλά διατηρείται σταθερή. Σχεδόν κάθε φαινόμενο συνοδεύεται από μεταβολή μορφών ενέργειας και από μεταφορά ποσοτήτων ενέργειας από ένα σύστημα σε άλλο.

2. Πώς διατυπώνεται ο νόμος (ή αρχή) Lavoisier - Laplace για τη θερμοχημεία; Ποια η σχέση των ενθαλπιών αντίδρασης δύο αντίστροφων μεταξύ τους αντιδράσεων;

Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη σύνθεση 1 mol μιας χημικής ένωσης από τα συστατικά της στοιχεία είναι ίσο με το ποσό της θερμότητας, το οποίο απορροφάται ή εκλύεται κατά τη διάσπαση 1 mol της ίδιας χημικής ένωσης στα συστατικά της στοιχεία.

Από το νόμο (ή αρχή) Lavoisier - Laplace για οποιαδήποτε αντίδραση και την αντίστροφή της ισχύει $\Delta H_1 + \Delta H_2 = 0 \Rightarrow \Delta H_1 = -\Delta H_2$, δηλαδή οι ενθαλπίες έχουν ίδια τιμή αλλά αντίθετο πρόσημο.

Με βάση αυτή την αρχή αν μετρήσουμε τη θερμότητα που εκλύεται κατά την αντίδραση 1 mol H_2 με 1 mol Cl_2 προς παραγωγή 2 mol HCl , τότε γνωρίζουμε ότι κατά τη διάσπαση 2 mol HCl στα συστατικά του στοιχεία απορροφάται ίδιο ποσό ενέργειας, δηλαδή ισχύει:

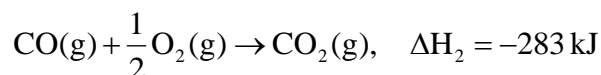
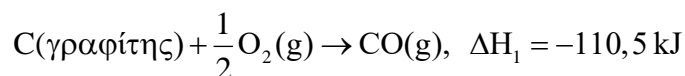


Παρατήρηση:

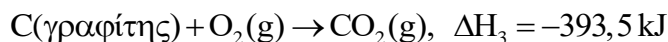
Ο νόμος Lavoisier - Laplace είναι διαφορετικός από το νόμο του Lavoisier. Ο τελευταίος αναφέρει ότι κατά τις χημικές αντιδράσεις η μάζα διατηρείται.

3. Πώς διατυπώνεται ο νόμος του Hess; Πώς διατυπώνεται το αξίωμα αρχικής και τελικής κατάστασης;

Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται σε μία χημική αντίδραση είναι το ίδιο, είτε η αντίδραση πραγματοποιείται σε ένα είτε σε περισσότερα στάδια. Για παράδειγμα, το $CO_2(g)$ μπορεί να παρασκευαστεί σε δυο στάδια



ή σε ένα στάδιο



Για τη μεταβολή ενθαλπίας των αντιδράσεων αυτών, σύμφωνα με το νόμο του Hess ισχύει $\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

Ο Hess προσδιόρισε πειραματικά αυτό τον νόμο το 1840, και αργότερα διαπιστώθηκε ότι αποτελεί απόρροια του πρώτου θερμοδυναμικού νόμου (ο 1^{ος} θερμοδυναμικός νόμος αναφέρεται στην αρχή διατήρησης της ενέργειας).

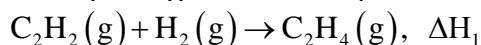
Η γενίκευση του νόμου του Hess αποτελεί το αξίωμα της αρχικής και τελικής κατάστασης η οποία διατυπώνεται ως εξής:

Το ποσό της θερμότητας, που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη μετάβαση ενός χημικού συστήματος από μια καθορισμένη αρχική σε μια επίσης καθορισμένη τελική κατάσταση, είναι ανεξάρτητο από τα ενδιάμεσα στάδια, με τα οποία μπορεί να πραγματοποιηθεί η μεταβολή.

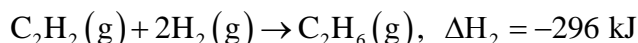
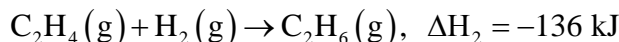
4. Πώς εκμεταλλευόμενοι τους νόμους της θερμοχημείας μπορούμε να προσδιορίσουμε τις ενθαλπίες αντιδράσεων οι οποίες είναι δύσκολο να υπολογιστούν;

Είναι δύσκολο να υπολογίσουμε τη μεταβολή ενθαλπίας μιας σειράς αντιδράσεων, όπως αυτές που γίνονται πάρα πολύ αργά ή έχουν πολύ μικρή απόδοση ή δίνουν σημαντική ποσότητα παραπροϊόντων. Στις περιπτώσεις αυτές, μπορούμε έμμεσα να προσδιορίσουμε τη μεταβολή ενθαλπίας τους εκμεταλλευόμενοι τη σχέση που προκύπτει από τον νόμο του Hess.

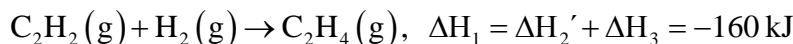
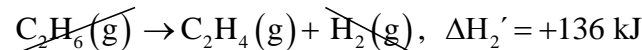
Για παράδειγμα στην αντίδραση:



είναι δύσκολος ο προσδιορισμός της τιμής του ΔH_1 γιατί είναι δύσκολο να σταματήσουμε την αντίδραση στο σημείο δημιουργίας του C_2H_4 (στην πράξη παίρνουμε μείγμα C_2H_4 και C_2H_6). Αντίθετα είναι εύκολο να βρούμε πειραματικά την ενθαλπία των αντιδράσεων:



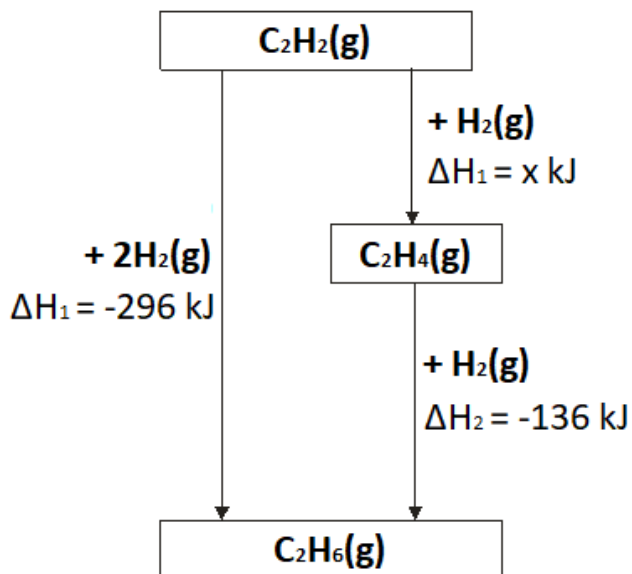
Ο υπολογισμός της πρώτης αντίδρασης μπορεί να γίνει αντιστρέφοντας την δεύτερη αντίδραση και προσθέτοντας την στη τρίτη, οπότε



Σημειώνεται ότι:

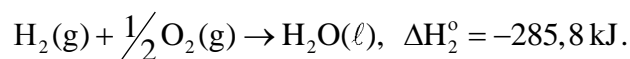
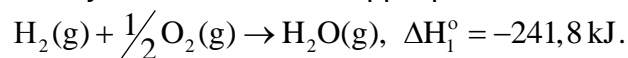
- Η αντιστροφή στηρίζεται στο νόμο Lavoisier - Laplace.
- Τυχόν πολλαπλασιασμός των συντελεστών και του ΔH στηρίζεται στη διατήρησης της ενέργειας.
- Η άθροιση αντιδράσεων στηρίζεται στη γενίκευση του νόμου του Hess.

Τα παραπάνω συγκροτούν έναν θερμοχημικό κύκλο και μπορούν να αποδοθούν και με διάγραμμα, ως εξής:



5. Πώς υπολογίζεται η μεταβολή ενθαλπίας φυσικών μεταβολών;

Η γενίκευση του νόμου του Hess μας επιτρέπει την ένταξη και φυσικών μεταβολών (όπως οι μεταβολές φυσικών καταστάσεων της ύλης) στους θερμοχημικούς υπολογισμούς. Για παράδειγμα, για το νερό έχουμε τις παρακάτω μετρήσεις, οι οποίες έχουν αναχθεί σε θερμοκρασία 100°C και πίεση 1 atm :



Παρατηρούμε ότι:

α) Ισχύει: $\Delta H_1^\circ = \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ$.

β) Εκλύεται μεγαλύτερο ποσό θερμότητας όταν το παραγόμενο νερό είναι σε χαμηλότερη ενεργειακή κατάσταση, δηλαδή είναι σε υγρή μορφή.

Ημερομηνία τροποποίησης: 6/4/2020

Επιμέλεια: Κουκουλάς Βαγιανός - Πάγκαλος Σπύρος - Χαρίτος Κωνσταντίνος

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2^ο: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΕΝΟΤΗΤΑ 2.2: ΝΟΜΟΙ ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑΣ

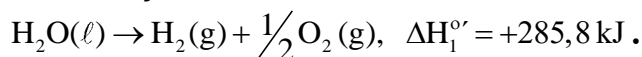
ΛΥΜΕΝΑ ΘΕΜΑΤΑ

ΘΕΜΑ 1. Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση της αντίδρασης σύνθεσης του νερού $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$, $\Delta H_1^\circ = -285,8 \text{ kJ}$.

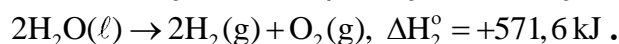
Να γράψετε τη θερμοχημική εξίσωση της παρακάτω αντίδρασης αποσύνθεσης του νερού: $2\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$.

Λύση

Η δεύτερη αντίδραση αποτελεί αντίστροφη της πρώτης με διπλασιασμένους συντελεστές. Αρχικά αντιστρέφουμε την πρώτη αντίδραση οπότε σύμφωνα με την αρχή Lavoisier - Laplace αλλάζει το πρόσημο στη μεταβολή της ενθαλπίας:

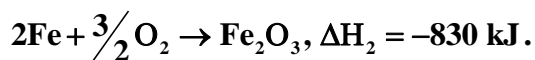
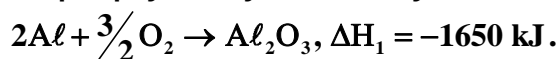


Στη συνέχεια, για να βρούμε τη θερμοχημική εξίσωση, διπλασιάζουμε τους συντελεστές και την τιμή της ενθαλπίας



ΘΕΜΑ 2. Θερμίτης λέγεται το μίγμα Al και Fe_2O_3 που χρησιμοποιείται για τη συγκόλληση των σιδηροτροχιών, καθώς η αντίδραση $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$ είναι ισχυρά εξώθερμη και ο παραγόμενος λιωμένος σίδηρος πραγματοποιεί την συγκόλληση.

Αν γνωρίζετε τις ενθαλπίες των αντιδράσεων:



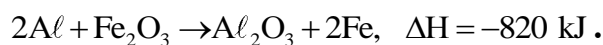
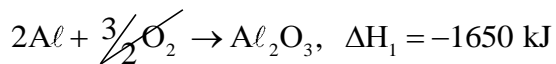
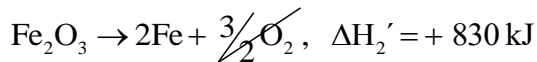
Να υπολογίσετε τη μεταβολή ενθαλπίας της αντίδρασης $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$.

Οι μετρήσεις όλων των ενθαλπιών έχουν αναχθεί στην ίδια θερμοκρασία.

Λύση

Θα επιδιώξουμε τη διαμόρφωση της ζητούμενης αντίδρασης από τις δεδομένες. Για να βρίσκεται το Fe_2O_3 στη μεριά των αντιδρώντων πρέπει να αντιστρέψουμε τη δεύτερη αντίδραση, οπότε αλλάζει το πρόσημο στη μεταβολή της ενθαλπίας. Για να έχουμε το Al_2O_3 στα προϊόντα αφήνουμε την πρώτη αντίδραση ως έχει. Παρατηρούμε ότι καμιά παρέμβαση δεν χρειάζεται να κάνουμε στους συντελεστές των χημικών ενώσεων γιατί βρίσκονται και στις δύο εξισώσεις με τον επιθυμητό συντελεστή.

Έτσι προσθέτοντας κατά μέλη τις νέες θερμοχημικές εξισώσεις έχουμε

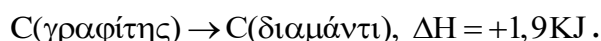
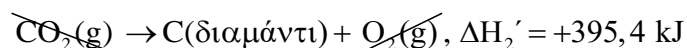
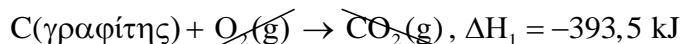


ΘΕΜΑ 3. Η θερμοχημική εξίσωση της καύσης του γραφίτη είναι $\text{C}(\text{γραφίτης}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}), \Delta H_1 = -393,5 \text{ kJ}$, ενώ του διαμαντιού είναι $\text{C}(\text{διαμάντι}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}), \Delta H_2 = -395,4 \text{ kJ}$.

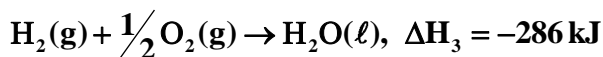
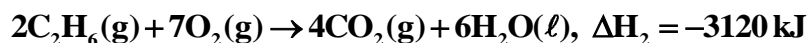
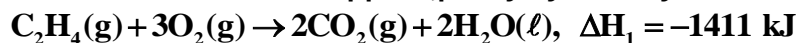
Να υπολογίσετε τη μεταβολή ενθαλπίας της μετατροπής του γραφίτη σε διαμάντι $\text{C}(\text{γραφίτης}) \rightarrow \text{C}(\text{διαμάντι})$.

Λύση

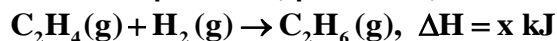
Γράφουμε την πρώτη αντίδραση ως έχει και τη δεύτερη αντεστραμμένη, οπότε μετά την πρόσθεση κατά μέλη έχουμε:



ΘΕΜΑ 4. Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:



Να υπολογίσετε τη μεταβολή ενθαλπίας της αντίδρασης

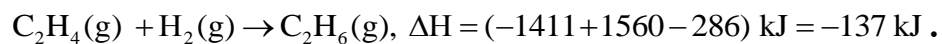
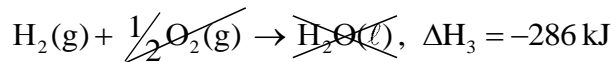
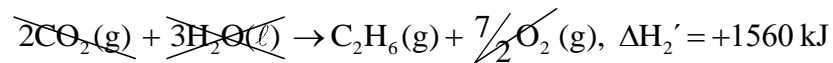
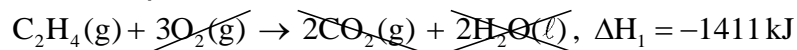


Λύση

Για να εξάγουμε τη ζητούμενη αντίδραση από τις δοθείσες κάνουμε τα εξής:

- Αφήνουμε την πρώτη ως έχει, για να έχουμε το C_2H_4 στα αντιδρώντα.
- Αντιστρέφουμε και υποδιπλασιάζουμε τη δεύτερη για να έχουμε το C_2H_6 στα προϊόντα, με τον σωστό συντελεστή.
- Αφήνουμε την τρίτη ως έχει για να έχουμε το υδρογόνο στα αντιδρώντα.

Έτσι έχουμε:



Ημερομηνία τροποποίησης: 6/4/2020

Επιμέλεια: Κουκουλάς Βαγιανός - Πάγκαλος Σπύρος - Χαρίτος Κωνσταντίνος

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2^ο: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

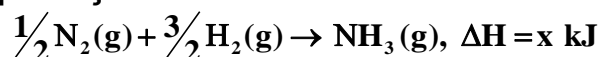
ΕΝΟΤΗΤΑ 2.2: ΝΟΜΟΙ ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑΣ

ΘΕΜΑΤΑ ΠΡΟΣ ΕΠΙΛΥΣΗ

ΘΕΜΑ 1. Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση



Να συμπληρώσετε τη θερμοχημική εξίσωση της παρακάτω αντίδρασης σύνθεσης της αμμωνίας

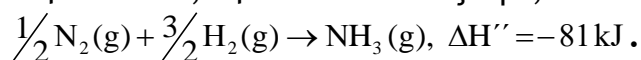


Λύση

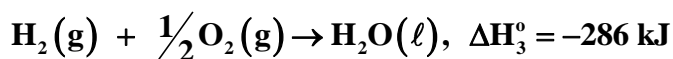
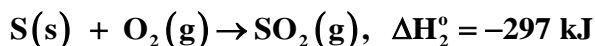
Η δεύτερη αντίδραση αποτελεί αντίστροφη της πρώτης με υποδιπλασιασμένους συντελεστές. Αρχικά αντιστρέφουμε την πρώτη αντίδραση οπότε σύμφωνα με την αρχή Lavoisier - Laplace έχουμε:



Στη συνέχεια, την υποδιπλασιάζουμε, οπότε



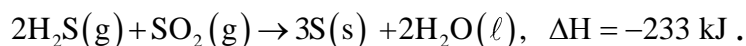
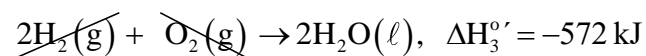
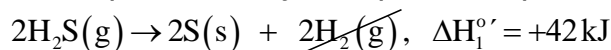
ΘΕΜΑ 2. Να υπολογίσετε τη μεταβολή ενθαλπίας (ΔH) της αντίδρασης $2\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{S}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$ αν γνωρίζετε τις ακόλουθες θερμοχημικές εξισώσεις:



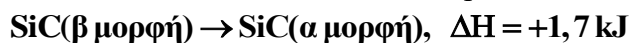
Λύση

Έχοντας υπόψη την προς εξέταση αντίδραση μετατρέπουμε τις υπόλοιπες ώστε αθροίζοντάς να δώσουν τη ζητούμενη. Για το λόγο αυτό αντιστρέφουμε και διπλασιάζουμε την πρώτη αντίδραση (για να εμφανιστεί το H_2S με τον σωστό συντελεστή στα αντιδρώντα), αντιστρέφουμε τη δεύτερη αντίδραση (για να εμφανιστεί το SO_2 με τον σωστό συντελεστή στα αντιδρώντα) και διπλασιάζουμε τους συντελεστές στην τρίτη αντίδραση (για να εμφανιστεί το H_2O με τον σωστό συντελεστή στα προϊόντα).

Έτσι, προσθέτοντας κατά μέλη έχουμε

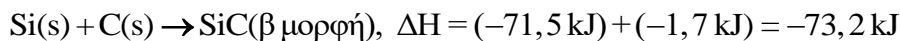
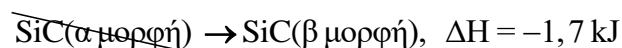


ΘΕΜΑ 3. Το πυρίτιο και ο άνθρακας συνθέτουν την ένωση ανθρακοπυρίτιο (SiC), η οποία έχει πολλές εφαρμογές λόγω της μεγάλης σκληρότητάς της. Το ανθρακοπυρίτιο εμφανίζεται σε δύο αλλοτροπικές μορφές την α και την β. Να υπολογίσετε την ενθαλπία παραγωγής του ανθρακοπυριτίου β ($\text{Si}(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{SiC}(\beta \text{ μορφή})$), αν γνωρίζετε τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:

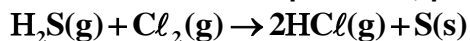


Λύση

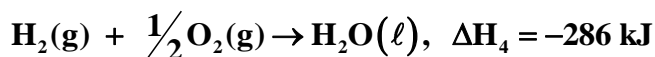
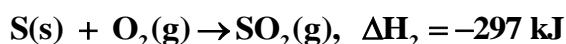
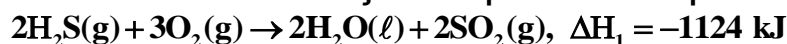
Γράφουμε την πρώτη αντίδραση ως έχει και αντιστρέφουμε τη δεύτερη:



ΘΕΜΑ 4. Να υπολογίσετε τη μεταβολή ενθαλπίας της αντίδρασης:



αν δίνονται οι ενθαλπίες των παρακάτω αντιδράσεων



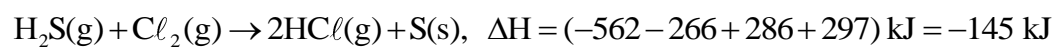
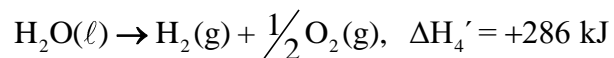
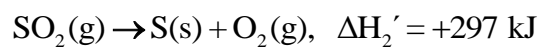
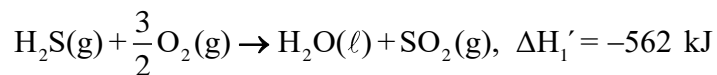
Λύση

Η πρώτη αντίδραση πρέπει να υποδιπλασιαστεί.

Η δεύτερη πρέπει να αντιστραφεί, για να εμφανιστεί το S στα προϊόντα.

Η τρίτη να μείνει ως έχει.

Για να απομακρυνθεί το H_2O που εισάγει η πρώτη αντίδραση η τέταρτη αντίδραση πρέπει να αντιστραφεί.



Ημερομηνία τροποποίησης: 26/8/2022

Επιμέλεια: Κουκουλάς Βαγιανός - Πάγκαλος Σπύρος - Χαρίτος Κωνσταντίνος

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2^ο: ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ

Ερωτήσεις θεωρίας - Τύπου Α

ΕΡΩΤΗΣΗ 1. Με βάση τη θερμοχημική εξίσωση



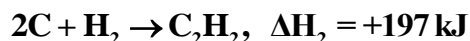
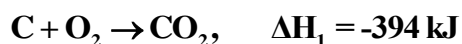
συμπεραίνουμε ότι για να

- α. σχηματισθεί 1 mol HCl απαιτούνται 185 kJ.
- β. σχηματισθεί 1 mol HCl απαιτούνται 92,5 kJ.
- γ. διασπασθούν 0,1 mol HCl απαιτούνται 9,25 kJ.
- δ. διασπασθούν 0,1 mol HCl ελευθερώνονται 9,25 kJ.

Λύση

Σωστό είναι το γ.

ΕΡΩΤΗΣΗ 2. Μείγμα O_2 και H_2 διοχετεύεται σε δοχείο που περιέχει περίσσεια C σε σκόνη. Το μείγμα θερμαίνεται σε κατάλληλες συνθήκες και σχηματίζει CO_2 και C_2H_2 σύμφωνα με τις θερμοχημικές εξισώσεις:



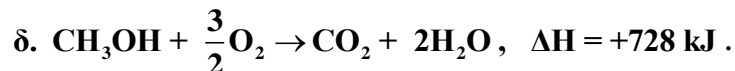
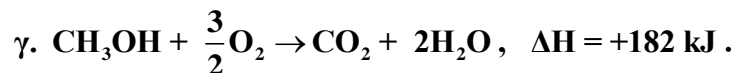
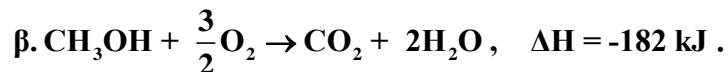
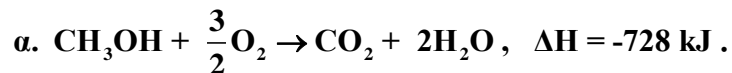
Τα συστατικά του μείγματος αντέδρασαν, χωρίς θερμική μεταβολή. Αυτό έγινε γιατί

- α. τα mol του H_2 ήταν ίσα με τα mol του O_2 .
- β. τα mol του H_2 ήταν τριπλάσια από τα mol του O_2 .
- γ. τα mol του O_2 ήταν περισσότερα από τα mol του H_2 .
- δ. τα mol του H_2 ήταν διπλάσια από τα mol του O_2 .

Λύση

Σωστό είναι το δ.

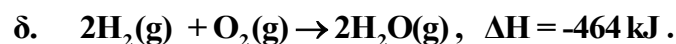
ΕΡΩΤΗΣΗ 3. Κατά την πλήρη καύση 8 g CH_3OH ($M_r = 32$) ελευθερώνονται 182 kJ σε ορισμένες συνθήκες. Στις ίδιες συνθήκες, η θερμοχημική εξίσωση για την πλήρη καύση της μεθανόλης είναι η



Λύση

Σωστό είναι το α.

ΕΡΩΤΗΣΗ 4. Κατά τον σχηματισμό ενός mol υδρατμών ελευθερώνονται 232 kJ σε ορισμένες συνθήκες. Στις ίδιες συνθήκες η σωστή θερμοχημική εξίσωση για το σχηματισμό των υδρατμών είναι η



Λύση

Σωστό είναι το δ.

ΕΡΩΤΗΣΗ 5. Η πρότυπη κατάσταση μιας καθαρής ουσίας είναι η πιο σταθερή μορφή της σε

α. θερμοκρασία 273 K και συγκέντρωση 1 M.

β. θερμοκρασία 298 K και συγκέντρωση 1 M.

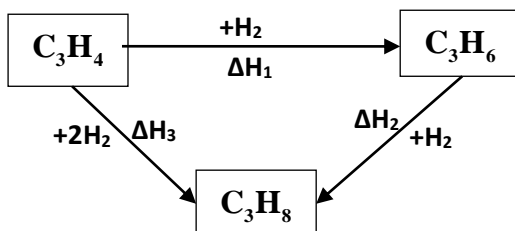
γ. θερμοκρασία 273 K και πίεση 1 atm.

δ. θερμοκρασία 298 K και πίεση 1 atm.

Λύση

Σωστό είναι το δ.

ΕΡΩΤΗΣΗ 6. Δίνεται ο θερμοχημικός κύκλος:



Στον παραπάνω κύκλο ισχύει η εξίσωση:

- α. $\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = 0$
- β. $\Delta H_2 - \Delta H_3 + \Delta H_1 = 0$
- γ. $\Delta H_1 - \Delta H_2 + \Delta H_3 = 0$
- δ. $\Delta H_2 - \Delta H_1 + \Delta H_3 = 0$

Λύση

Σωστό είναι το β.

ΕΡΩΤΗΣΗ 7. Η συμπύκνωση των υδρατμών περιγράφεται σωστά με τη θερμοχημική εξίσωση:

- α. $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), -24 \text{ kJ}.$
- β. $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell), +24 \text{ kJ}.$
- γ. $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), +24 \text{ kJ}.$
- δ. $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell), -24 \text{ kJ}.$

Λύση

Σωστό είναι το β.

Στη θερμοχημική εξίσωση δεν υπάρχει το σύμβολο ΔH (μεταβολή ενθαλπίας). Επομένως, η θερμοχημική εξίσωση εκφράζει το εκλυόμενο ή απορροφούμενο ποσό θερμότητας Q . Η υγροποίηση είναι εξώθερμο φαινόμενο, άρα κατά την υγροποίηση 1 mol υδρατμών εκλύεται στο περιβάλλον ποσό θερμότητας $Q = 24 \text{ kJ}$.

ΕΡΩΤΗΣΗ 8. Ένα ενδόθερμο φαινόμενο είναι η

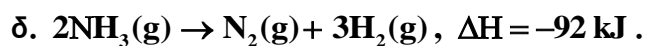
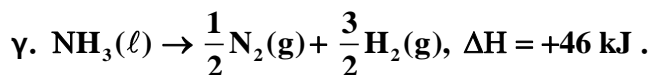
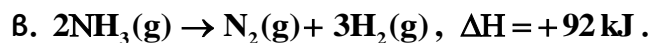
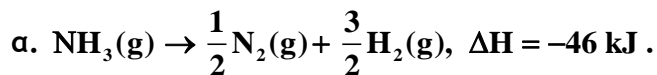
- α. φωτοσύνθεση.
- β. αναπνοή.
- γ. πήξη του νερού.
- δ. αντίδραση $\text{C}_{(\alphaδάμας)} \rightarrow \text{C}_{(\gammaραφίτης)}$.

Λύση

Σωστό είναι το α.

ΕΡΩΤΗΣΗ 9. Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση

$\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}), \Delta\text{H} = -46 \text{ kJ}$, για την οποία όλες οι μετρήσεις ανάγονται σε ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Η διάσπαση της αέριας αμμωνίας μπορεί να παρουσιαστεί και με την ακόλουθη θερμοχημική εξίσωση



Λύση

Σωστό είναι το β.

Ερωτήσεις θεωρίας - Τύπου Β

ΕΡΩΤΗΣΗ 1. Να εξηγήσετε τις διαφορές στα παρακάτω ζεύγη εννοιών:

- Ουσία σε πρότυπη κατάσταση - ουσία σε πρότυπες συνθήκες.
- Χημική θερμοδυναμική - θερμοχημεία
- Νόμος Lavoisier - Νόμος Lavoisier-Laplace

Λύση

α. Ουσία σε πρότυπη κατάσταση: Η πιο σταθερή μορφή της ουσίας σε θερμοκρασία 25 °C και πίεση 1 atm, όταν πρόκειται για διαλύματα αυτά έχουν συγκέντρωση 1 M.

Ουσία σε πρότυπες συνθήκες (STP συνθήκες): Η ουσία σε θερμοκρασία 0°C και πίεση 1 atm.

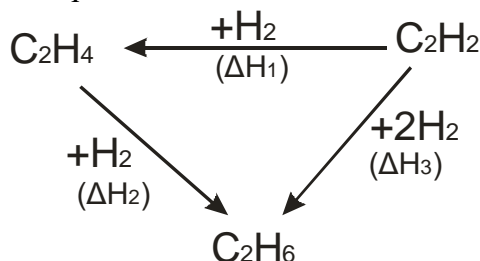
β. Χημική θερμοδυναμική: Είναι ο κλάδος της χημείας που μελετά όλα τα είδη ενεργειακών μετατροπών που συνοδεύουν μια χημική μεταβολή (αντίδραση).

Θερμοχημεία: Είναι ένα τμήμα της χημικής θερμοδυναμικής, το οποίο μελετά τις μετατροπές της χημικής σε θερμική ενέργεια και αντίστροφα.

γ. Νόμος Lavoisier: Κατά τις χημικές αντιδράσεις έχουμε διατήρηση της μάζας.

Νόμος Lavoisier-Laplace: Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη σύνθεση 1 mol μιας χημικής ένωσης από τα συστατικά της στοιχεία είναι ίσο με το ποσό της θερμότητας, το οποίο απορροφάται ή εκλύεται κατά τη διάσπαση 1 mol της ίδιας χημικής ένωσης στα συστατικά της στοιχεία.

ΕΡΩΤΗΣΗ 2. Στο παρακάτω θερμοχημικό κύκλο ισχύει $\Delta H_2 > 0$. Να αποδείξετε ότι ισχύει επίσης $\Delta H_3 > \Delta H_1$.



Λύση

Ο κύκλος περιγράφει την δημιουργία του C_2H_6 από το C_2H_2 είτε απευθείας, είτε σε δύο στάδια με ενδιάμεσο το C_2H_4 . Οπότε σύμφωνα με το νόμο του Hess ισχύει:

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2 \Rightarrow \Delta H_3 - \Delta H_1 = \Delta H_2.$$

$$\text{Δίνεται ότι } \Delta H_2 > 0, \text{ κατά συνέπεια έχουμε } \Delta H_3 - \Delta H_1 > 0 \Rightarrow \Delta H_3 > \Delta H_1.$$

ΕΡΩΤΗΣΗ 3. Για να πραγματοποιηθεί η αντίδραση $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

λαμβάνουν χώρα οι διαδικασίες:

- i. Σπάσιμο δεσμών $\text{H}-\text{H}$.
- ii. Σπάσιμο δεσμών $\text{Cl}-\text{Cl}$.
- iii. Δημιουργία δεσμών $\text{H}-\text{Cl}$.

α. Να γράψετε ποια/-ες διαδικασία/-ες από τις παραπάνω απορροφούν ενέργεια και ποια/-ες ελευθερώνουν ενέργεια.

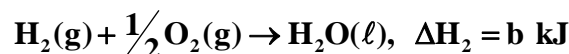
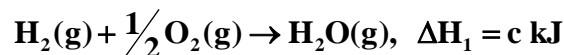
β. Αν η απορρόφηση ενέργειας είναι μικρότερη από την απελευθέρωση ενέργειας κατά τις παραπάνω διαδικασίες, να εξηγήσετε αν η αντίδραση είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

Λύση

α. Με το σπάσιμο των δεσμών των αρχικών ουσιών, διαδικασίες i και ii, απορροφάται ενέργεια, ενώ με τη δημιουργία δεσμών, διαδικασία iii, εκλύεται ενέργεια.

β. Αφού η απελευθέρωση ενέργειας είναι μεγαλύτερη από την απορρόφηση ενέργειας το σύστημα χάνει ενέργεια, η οποία εκλύεται προς το περιβάλλον, επομένως η αντίδραση είναι εξώθερμη.

ΕΡΩΤΗΣΗ 4. Δίδονται οι παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:



με αναγωγή των μετρήσεων στις ίδιες συνθήκες.

α. Να εξηγήσετε ποια αντίδραση από τις παραπάνω αποδίδει στο περιβάλλον περισσότερη θερμότητα.

β. Να επιλέξετε τη σωστή σχέση μεταξύ c και b και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

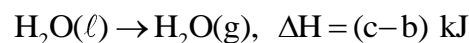
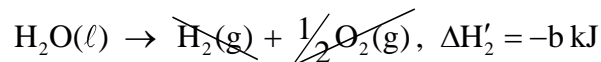
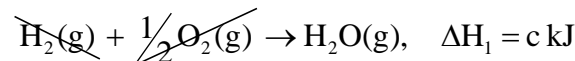
- i. $c = b$ ii. $c > b$ iii. $c < b$

Λύση

α. Μεγαλύτερη ποσότητα θερμότητας αποδίδει η δεύτερη αντίδραση. Τα αντιδρώντα και στις δύο αντιδράσεις έχουν την ίδια ενθαλπία. Το προϊόν στην δεύτερη αντίδραση, $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, έχει μικρότερη ενθαλπία σε σχέση με το προϊόν στην πρώτη αντίδραση, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, γιατί το $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ έχει αυξημένη κινητική ενέργεια στα μόριά του, ως αέριο, σε σχέση με το $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, που βρίσκεται σε υγρή κατάσταση.

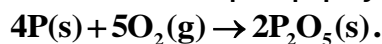
β. Επομένως $|\Delta H_1| < |\Delta H_2| \Rightarrow |c| < |b| \Rightarrow c > b$ επειδή οι αντιδράσεις είναι εξώθερμες και οι αριθμοί c και b είναι αρνητικοί. Σωστή η επιλογή ii.

Εναλλακτικά: Η μετατροπή οποιουδήποτε υγρού σε αέριο απαιτεί θερμότητα, δηλαδή είναι ενδόθερμη διαδικασία ($\Delta H > 0$).



Επειδή $\Delta H > 0$ θα είναι και $(c - b) > 0$ άρα $c > b$.

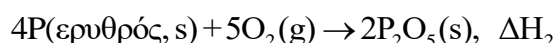
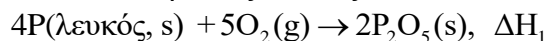
ΕΡΩΤΗΣΗ 5. Ο φωσφόρος καίγεται σύμφωνα με την εξώθερμη αντίδραση:



Δύο από τις μορφές που συναντάμε το φωσφόρο είναι ο λευκός φωσφόρος και ο ερυθρός φωσφόρος. Η καύση του λευκού φωσφόρου αποδίδει περισσότερη θερμότητα από ότι η καύση του ερυθρού φωσφόρου. Να εξηγήσετε αν η μετατροπή του λευκού φωσφόρου σε ερυθρό είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη διαδικασία.

Λύση

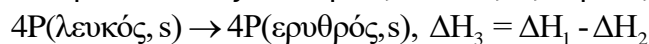
Οι δύο αντιδράσεις καύσης είναι:



Αντιστρέφοντας την δεύτερη αντίδραση



και προσθέτοντας κατά μέλη σε αυτή την πρώτη έχουμε

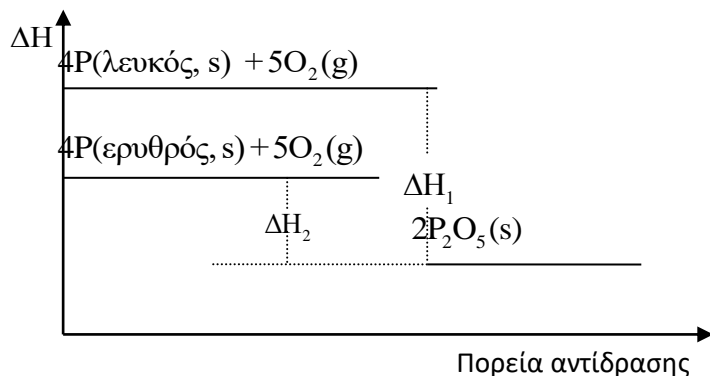


Όμως έχουμε από τα δεδομένα:

$$|\Delta H_1| > |\Delta H_2| \xrightarrow[\text{εξώθερμη αντίδραση}]{\Delta H < 0} \Delta H_1 < \Delta H_2 \Rightarrow \Delta H_1 - \Delta H_2 < 0 \Rightarrow \Delta H_3 < 0.$$

Επομένως η μετατροπή του λευκού φωσφόρου σε ερυθρό είναι εξώθερμη διαδικασία.

Εναλλακτικά:



Από το διάγραμμα φαίνεται ότι $\Delta H_1 > \Delta H_2$. Επειδή, τόσο η ενθαλπία του προϊόντος, όσο και του αντιδρώντος οξυγόνου είναι ίδιες συνεπάγεται ότι $H_{\text{ερυθρού P}(s)} < H_{\text{λευκού P}(s)} \Rightarrow \Delta H_{\text{αντίδρασης λευκού P}(s) \rightarrow \text{ερυθρού P}(s)} = H_{\text{ερυθρού P}(s)} - H_{\text{λευκού P}(s)} < 0$. Συνεπώς, η μετατροπή του λευκού φωσφόρου σε ερυθρό είναι εξώθερμη.

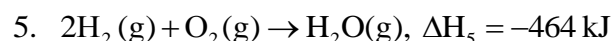
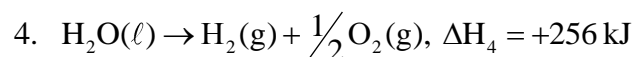
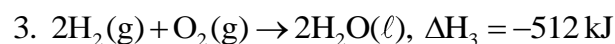
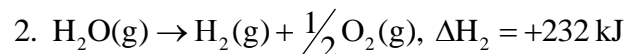
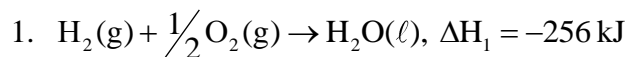
ΕΡΩΤΗΣΗ 6. Να αντιστοιχίσετε τις ενθαλπίες αντίδρασης των αντιδράσεων της στήλης I με την κατάλληλη τιμή τους της στήλης II και να δικαιολογήσετε τις επιλογές σας.

Στήλη I	Στήλη II
1. $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell), \Delta\text{H}_1 = \dots$	A. -512 kJ
2. $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}), \Delta\text{H}_2 = \dots$	B. -464 kJ
3. $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\ell), \Delta\text{H}_3 = \dots$	Γ. -256 kJ
4. $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}), \Delta\text{H}_4 = \dots$	Δ. +232 kJ
5. $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta\text{H}_5 = \dots$	E. +256 kJ

Λύση

1-Γ, 2-Δ, 3-A, 4-E και 5-B

ή

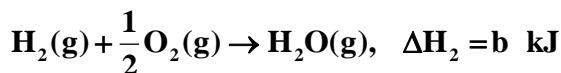


Οι αντιδράσεις 1^η, 3^η και 5^η ως καύσεις είναι εξώθερμες και έχουν αρνητική τιμή μεταβολής ενθαλπίας. Ταυτόχρονα είναι και αντιδράσεις σύνθεσης του νερού. Αντίθετα, οι δύο αντιδράσεις αποσύνθεσης (2^η και 4^η) έχουν θετική τιμή μεταβολής ενθαλπίας.

Η 3^η αντίδραση έχει διπλάσιους συντελεστές από τη 1^η, άρα θα έχει διπλάσια τιμή μεταβολής ενθαλπίας από την πρώτη. Άρα $\Delta\text{H}_1 = -256 \text{ kJ}$ και $\Delta\text{H}_3 = -512 \text{ kJ}$.

Η 5^η αντίδραση αποδίδει λιγότερη θερμότητα από την 3^η γιατί το νερό παράγεται ως αέριο το οποίο έχει αυξημένη κινητική ενέργεια στα μόριά του σε σχέση με το υγρό. Άρα στην 5^η αντίδραση έχουμε $\Delta\text{H}_5 = -464 \text{ kJ}$. Η 4^η αποτελεί αντιστροφή της 1^{ης}, οπότε έχουν αντίθετες τιμές μεταβολής ενθαλπίας, άρα $\Delta\text{H}_4 = +256 \text{ kJ}$. Η 2^η αποτελεί αντιστροφή της 1^{ης} και με υποδιπλασιασμένους συντελεστές, άρα $\Delta\text{H}_2 = +232 \text{ kJ}$

ΕΡΩΤΗΣΗ 7. Δίδονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:



με αναγωγή των μετρήσεων στις ίδιες συνθήκες.

Ποια σχέση από τις παρακάτω ισχύει μεταξύ των a και b ;

- i. $a = b$ ii. $a < 2b$ iii. $a > 2b$

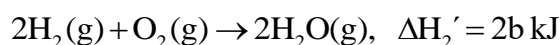
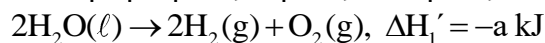
Να επιλέξετε τη σωστή σχέση και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Λύση

α. Σωστή η ii.

β. Και οι δύο είναι καύσεις, άρα εξώθερμες, οπότε $a, b < 0$. Επίσης, η φυσική μεταβολή της εξαέρωσης του νερού είναι ενδόθερμη μεταβολή, δηλαδή $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H > 0$ (1)

Αντιστρέφουμε την πρώτη αντίδραση και διπλασιάζουμε την δεύτερη. Έτσι έχουμε



Προσθέτοντας κατά μέλη προκύπτει: $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H = (2b - a) \text{ kJ}$ (2)

Από τις (1) και (2) προκύπτει: $2b - a > 0 \Rightarrow a < 2b$.

ΕΡΩΤΗΣΗ 8. Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις ως σωστές ή λανθασμένες και να δικαιολογήσετε τις απαντήσεις σας:

α. Ο νόμος Lavoisier Laplace αναφέρει ότι κατά τις χημικές αντιδράσεις η μάζα διατηρείται σταθερή.

β. Η μεταβολή της ενθαλπίας ορίζεται μόνο για τα χημικά φαινόμενα.

γ. Η αντίδραση: $4\text{P}(\text{s}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5(\text{s})$ είναι εξώθερμη. Αυτό σημαίνει ότι σε πρότυπη κατάσταση 2 mol $\text{P}_2\text{O}_5(\text{s})$ έχουν μικρότερο ενεργειακό περιεχόμενο από ότι έχουν μαζί 4 mol $\text{P}(\text{s})$ και 5 mol $\text{O}_2(\text{g})$.

δ. Η ηλεκτρόλυση του νερού με διέλευση ηλεκτρικού ρεύματος μέσα από το διάλυμά του, με αποτέλεσμα την αποσύνθεσή του στα συστατικά του στοιχεία, αποτελεί αντικείμενο της θερμοχημείας.

Λύση

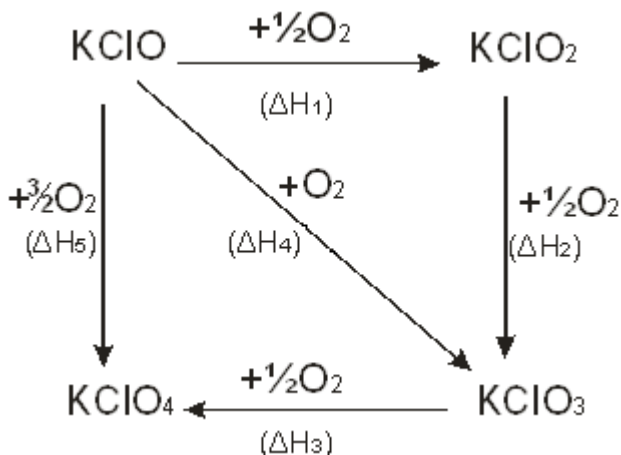
α. Λανθασμένη. Ο νόμος Lavoisier Laplace αναφέρεται σε θερμότητες και όχι σε μάζες.

β. Λανθασμένη. Αναφέρεται και σε φυσικά φαινόμενα όπως η μεταβολή φυσικών καταστάσεων της ύλης, για παράδειγμα: $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H > 0$.

γ. Σωστή. Αφού η αντίδραση είναι εξώθερμη η ενθαλπία των προϊόντων είναι μικρότερη από την ενθαλπία των αντιδρώντων.

δ. Λανθασμένη. Είναι περίπτωση μετατροπής ηλεκτρικής ενέργειας σε χημική, άρα είναι αντικείμενο της ηλεκτροχημείας.

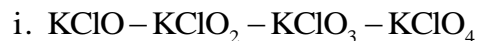
ΕΡΩΤΗΣΗ 9. Δίνεται το παρακάτω διάγραμμα χημικών μεταβολών:



- α. Να προσδιορίσετε και να γράψετε όλους τους θερμοχημικούς κύκλους που εμφανίζονται στο παραπάνω σχήμα.
- β. Θεωρώντας ως γνωστές τις ΔH_1 , ΔH_2 , ΔH_3 και ΔH_5 να βρείτε δύο σχέσεις με τις οποίες είναι δυνατόν να προσδιοριστεί η τιμή του ΔH_4 .

Λύση

α. Εμφανίζονται τρεις θερμοχημικοί κύκλοι που περιέχουν τις ενώσεις:



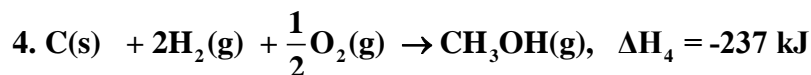
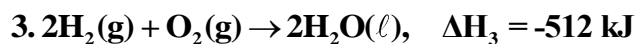
β. Ο δεύτερος κύκλος περιγράφει την δημιουργία KClO_3 από KClO είτε απευθείας είτε σε δύο στάδια με ενδιάμεσο το KClO_2 . Σύμφωνα με το νόμο του Hess ισχύει:
 $\Delta H_4 = \Delta H_1 + \Delta H_2$ (1^η σχέση).

Ο τρίτος κύκλος περιγράφει την δημιουργία KClO_4 από KClO είτε απευθείας είτε σε δύο στάδια με ενδιάμεσο το KClO_3 . Σύμφωνα με το νόμο του Hess ισχύει:
 $\Delta H_5 = \Delta H_4 + \Delta H_3 \Rightarrow \Delta H_4 = \Delta H_5 - \Delta H_3$ (2^η σχέση).

Ασκήσεις - Τύπου Γ

ΑΣΚΗΣΗ 1.

Γ1. Δίνονται οι παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:



α. Να βρείτε την θερμοχημική εξίσωση της τέλει καύσης της μεθανόλης, CH_3OH , προς υδρατμούς ($H_2O(g)$).

β. Να βρείτε την θερμοχημική εξίσωση της τέλει καύσης της μεθανόλης, CH_3OH , προς $H_2O(l)$.

Γ2. Ποσότητα CH_3OH καίγεται με περίσσεια αέρα, οπότε παράγονται 10,8 g υδρατμών και 16,2 g υγρού νερού ($H_2O(l)$).

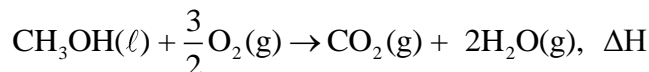
α. Να υπολογίσετε την ποσότητα της CH_3OH που κάηκε.

β. Να υπολογίσετε την θερμότητα που ελευθερώθηκε.

Δίνεται $Mr_{H_2O} = 18$ και $Mr_{CH_3OH} = 32$.

Λύση.

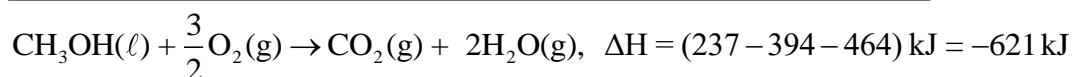
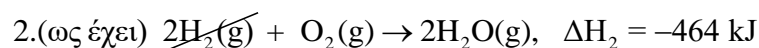
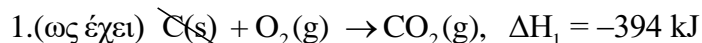
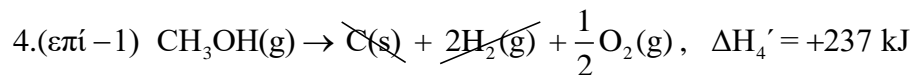
α. Έχοντας ως βάση τη ζητούμενη εξίσωση



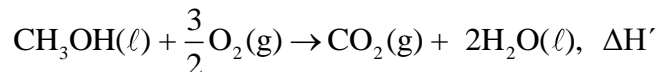
τροποποιούμε κατάλληλα τις θερμοχημικές εξισώσεις που δίνονται, ώστε όταν τις αθροίσουμε να προκύπτει η ζητούμενη με τους ίδιους συντελεστές.

Οπότε, χρησιμοποιούμε τις 1, 2 και 4 ως εξής:

Την 4 την αντιστρέφουμε ώστε να εμφανιστεί η μεθανόλη στα αντιδρώντα με τον σωστό συντελεστή (ουσιαστικά είναι σαν να την πολλαπλασιάζω με -1). Τις 1 και 2 τις κρατάμε ως έχουν για να εμφανιστούν το CO_2 και τα $2H_2O(g)$ στα προϊόντα.

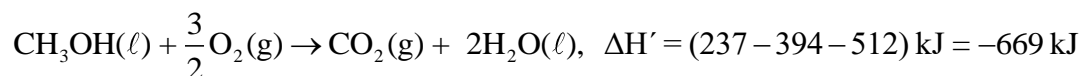
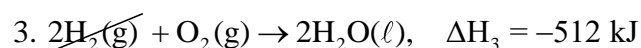
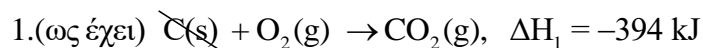
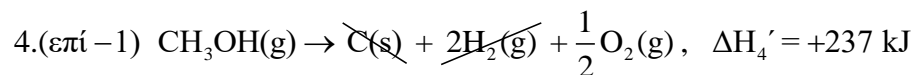


Β. Έχοντας ως βάση τη ζητούμενη εξίσωση



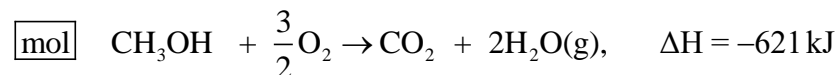
Τροποποιούμε κατάλληλα τις 1, 3 και 4 ως εξής:

Την 4 την αντιστρέφουμε ώστε να εμφανιστεί η μεθανόλη στα αντιδρώντα με τον σωστό συντελεστή. Τις 1 και 3 τις κρατάμε ως έχουν για να εμφανιστούν το CO_2 και τα $2\text{H}_2\text{O}(\ell)$ στα προϊόντα.

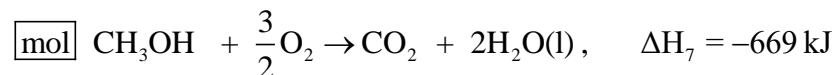


Γ2.

α. Έστω x mol μεθανόλης καίγονται δίνοντας υδρατμούς και y mol προς νερό.



A / Π x x $2x$ εκλύονται $621 \cdot x$ kJ



A / Π y y $2y$ εκλύονται $669 \cdot y$ kJ

Δίνεται ότι

$$2x \text{ mol} = \frac{10,8}{18} \Rightarrow 2x = 0,6 \Rightarrow x = 0,3 \quad \text{και} \quad 2y \text{ mol} = \frac{16,2}{18} \Rightarrow 2y = 0,9 \Rightarrow y = 0,45.$$

Επομένως, $m_{\text{CH}_3\text{OH}} = n \cdot M_r = (0,3 + 0,45) \cdot 32 \text{ g} = 24 \text{ g}$

$$\mathbf{B.} \quad Q = (621x + 669y) \text{ kJ} = (0,3 \cdot 621 + 0,45 \cdot 669) \text{ kJ} = 487,35 \text{ kJ}.$$

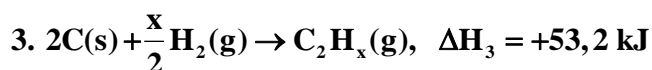
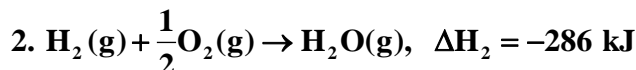
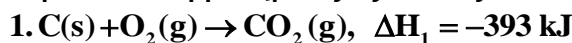
ΑΣΚΗΣΗ 2.

Γ1. 140 g της ένωσης $C_2H_x(g)$ καίγονται πλήρως με περίσσεια $O_2(g)$ προς $CO_2(g)$ και $H_2O(l)$ αποδίδοντας θερμότητα 7056 kJ.

α. Να γράψετε τη θερμοχημική εξίσωση της καύσης της ένωσης C_2H_x .

β. Να υπολογίσετε σε συνάρτηση με το x την τιμή της ενθαλπίας της παραπάνω αντίδρασης.

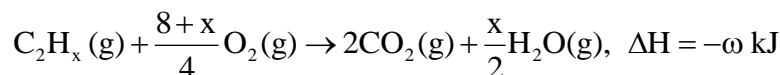
γ. Να βρείτε τον μοριακό τύπο της ένωσης C_2H_x , όταν γνωρίζετε και τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:



Δίνεται $Ar_H = 1$, $Ar_O = 16$ και ότι οι μετρήσεις όλων των θερμοτήτων έγιναν στις ίδιες συνθήκες.

Λύση

α. Έστω ότι η τιμή της ενθαλπίας αντίδρασης καύσης είναι $\Delta H = -\omega \text{ kJ}$ ($\omega > 0$).



β. Βρίσκουμε τα mol του C_2H_x : $n_{C_2H_x} = \frac{m}{Mr} = \frac{140}{12 \cdot 2 + x} \text{ mol} = \frac{140}{24 + x} \text{ mol}$.

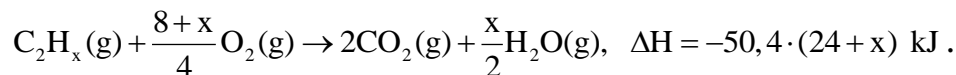
Από την στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε

1 mol C_2H_x εκλύει $\omega \text{ kJ}$

$\frac{140}{24 + x} \text{ mol}$ εκλύουν 7056 kJ

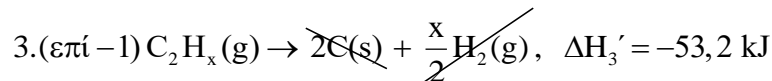
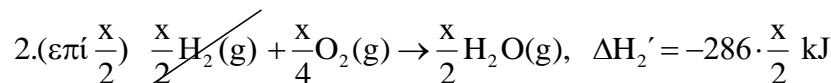
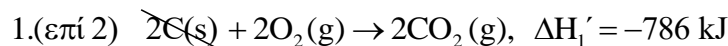
$$\omega = \frac{7056 \cdot (24 + x)}{140} = 50,4 \cdot (24 + x). \text{ Άρα } \Delta H = -50,4 \cdot (24 + x) \text{ kJ (1).}$$

γ. Ζητείται να προσδιορίσουμε την ενθαλπία της αντίδρασης

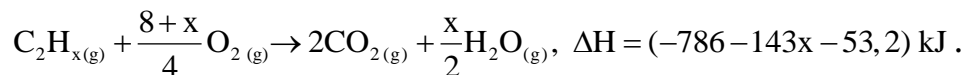


Χρησιμοποιούμε τις δοσμένες αντιδράσεις ως εξής: πολλαπλασιάζουμε την πρώτη

επί 2, τη δεύτερη επί $\frac{x}{2}$ και αντιστρέφουμε την τρίτη. Έτσι έχουμε



Προσθέτουμε κατά μέλη και έχουμε:



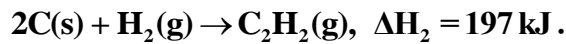
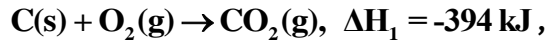
Από την (1) έχουμε:

$$-50,4 \cdot (24 + x) = -786 - 143x - 53,2 \Rightarrow 92,6x = 370,4 \Rightarrow x = \frac{370,4}{92,6} = 4.$$

Συνεπώς, ο μοριακός τύπος της ένωσης είναι C_2H_4 .

ΑΣΚΗΣΗ 3.

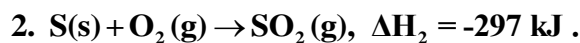
Γ1. Το δοχείο Α περιέχει μείγμα C και O₂, ενώ το δοχείο Β περιέχει μείγμα C και H₂. Τα δοχεία θερμαίνονται σε κατάλληλες συνθήκες, οπότε τα συστατικά του Α αντιδρούν πλήρως προς CO₂, ενώ τα συστατικά του Β αντιδρούν πλήρως προς C₂H₂, σύμφωνα με τις θερμοχημικές εξισώσεις



Και για τις δύο αντιδράσεις συνολικά απαιτήθηκαν 19,7 kJ. Επίσης, σχηματίστηκαν συνολικά 22,4 L αερίων, σε STP συνθήκες.

Να υπολογίσετε την ποσότητα του O₂ στο μείγμα Α.

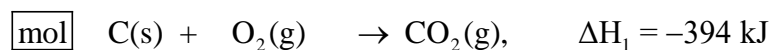
Γ2. Να υπολογίσετε τη ΔH της αντίδρασης $2H_2S(g) + SO_2(g) \rightarrow 3S(s) + 2H_2O(l)$ αν δίνονται οι παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:



Λύση

Γ1.

Έστω x mol C αντιδρούν δίνοντας CO₂ στο δοχείο Α.

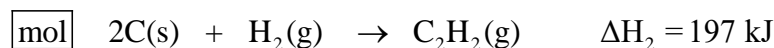


Αρχ. x x -

A / Π x x x ελευθερώνονται 394 · x kJ

Τελ. - - x

Έστω 2ψ mol C αντιδρούν δίνοντας C₂H₂ στο δοχείο Β.



Αρχ. 2ψ ψ -

A / Π 2ψ ψ ψ απορροφώνται 197 · ψ kJ

Τελ. - - ψ

Δίνεται για τα συνολικά αέρια προϊόντα

$$V_{CO_2} + V_{C_2H_2} = (x + \psi)22,4 = 22,4 \Rightarrow x + \psi = 1 \quad (1).$$

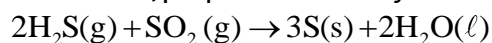
Δίνεται για τη συνολική μεταβολή θερμότητας

$$197\psi - 394x = 19,7 \Rightarrow 10\psi - 20x = 1 \Rightarrow \psi - 2x = 0,1 \quad (2)$$

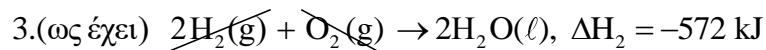
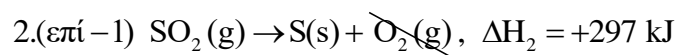
Από (1) και (2) προκύπτει $3\psi = 2,1 \Rightarrow \psi = 0,7$ και $x = 0,3$.

Συνεπώς το δοχείο Α περιείχε 0,3 mol O₂.

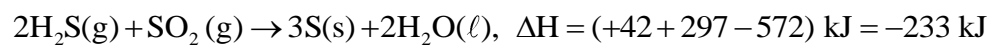
Γ2. Καθοδηγούμενοι από τους συντελεστές της αντίδρασης



Αντιστρέφουμε και διπλασιάζουμε την πρώτη αντίδραση, αντιστρέφουμε την δεύτερη αντίδραση και αφήνουμε ως έχει την τρίτη αντίδραση. Έτσι έχουμε:



Προσθέτοντας κατά μέλη προκύπτει η ζητούμενη αντίδραση



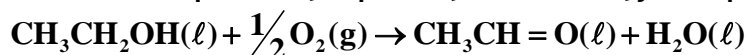
Συνεπώς, η μεταβολή ενθαλπίας της ζητούμενης αντίδρασης είναι $\Delta\text{H} = -233 \text{ kJ}$.

ΑΣΚΗΣΗ 4.

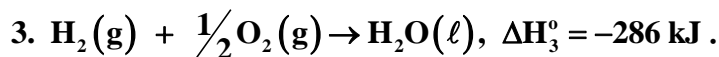
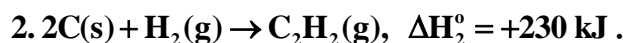
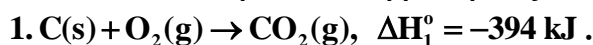
Γ1. Σε δοχείο τοποθετούμε ισομοριακό μείγμα H_2 και O_2 . Φέρουμε το μείγμα στους θ °C και σε πίεση P, οπότε τα συστατικά του μείγματος αντιδρούν σχηματίζοντας υδρατμούς και ελευθερώνοντας θερμότητα β kJ. Σε όμοιο δοχείο τοποθετούμε άλλο μείγμα H_2 και O_2 ίσων συνολικών mol με τα mol του μείγματος στο πρώτο δοχείο. Φέρουμε το μείγμα στους θ °C και σε πίεση P, οπότε σχηματίζονται υδρατμοί και ελευθερώνεται το ίδιο ποσό θερμότητας β kJ.

Να υπολογίσετε την αρχική % v/v περιεκτικότητα του οξυγόνου στο δεύτερο δοχείο.

Γ2. Να υπολογίσετε την πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης



αν δίνονται οι παρακάτω θερμοχημικές αντιδράσεις:

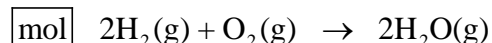


Λύση

Γ1.

Αφού ελευθερώθηκε ίση ποσότητα θερμότητας, θα σχηματίστηκε και ίδια ποσότητα υδρατμών. Επομένως, στο δεύτερο δοχείο θα αντέδρασαν ίσες ποσότητες υδρογόνου και οξυγόνου με αυτές που αντέδρασαν στο πρώτο δοχείο.

Πρώτο δοχείο :



Αρχ. n n -

A / Π. n $\frac{n}{2}$ n

Τελ. - $\frac{n}{2}$ n

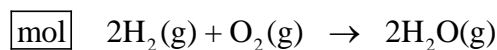
Στο πρώτο δοχείο υπάρχει περίσσεια οξυγόνου.

Στο δεύτερο δοχείο για να αντιδρούν ακριβώς οι ίδιες ποσότητες, θα πρέπει να υπάρχει περίσσεια υδρογόνου.

Ειδικότερα, η αρχική ποσότητα του O_2 να είναι $\frac{n}{2}$ και του H_2 να είναι $n + \frac{n}{2}$,

ώστε τα συνολικά mol να είναι πάλι 2n.

Με άλλα λόγια, στο δεύτερο δοχείο έχουμε

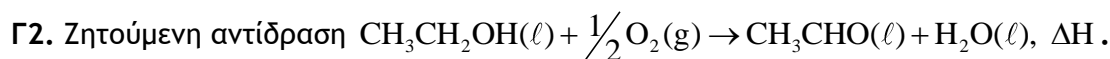


Αρχ. $n + \frac{n}{2} \quad \frac{n}{2} \quad -$

A / Π. $n \quad \frac{n}{2} \quad n$

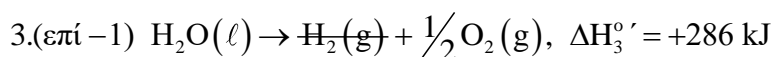
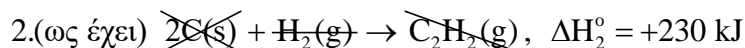
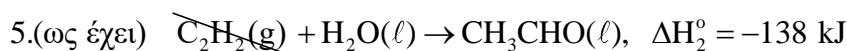
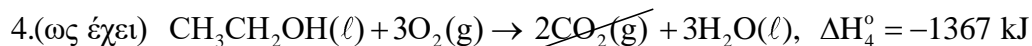
Τελ. $\frac{n}{2} \quad - \quad n$

Συνεπώς, $\% (\text{v/v})_{\text{O}_2} = \frac{\frac{n}{2}}{2n} \cdot 100\% = 25\%$.



Για να την κατασκευάσουμε εργαζόμαστε ως εξής:

- Διατηρούμε την 4^η και 5^η αντίδραση ως έχουν, αφού περιέχουν τις ενώσεις $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ και CH_3CHO στη σωστή πλευρά της χημικής εξίσωσης και με τους συντελεστές που θέλουμε.
- Για να απαλλαγούμε από το CO_2 που εισάγει η τέταρτη αντίδραση αντιστρέφουμε και διπλασιάζουμε την πρώτη.
- Για να απαλλαγούμε από το C_2H_2 στα αντιδρώντα που εισάγει η 5^η αντίδραση χρησιμοποιούμε τη 2^η αντίδραση ως έχει.
- Τέλος, αντιστρέφουμε την τρίτη αντίδραση.



ΑΣΚΗΣΗ 5.

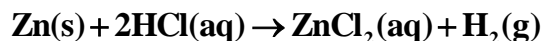
Γ1. Σε 500 mL διαλύματος HCl συγκέντρωσης 0,2 M προστίθενται V L διαλύματος NaOH συγκέντρωσης 0,1 M. Κατά την εξουδετέρωση παράχθηκαν 2,85 kJ.

α. Να υπολογίσετε τον όγκο του διαλύματος NaOH που προστέθηκε, όταν γνωρίζετε τη θερμοχημική εξίσωση:

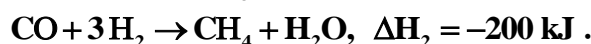


β. Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του τελικού διαλύματος σε HCl.

Γ2. Σε διάλυμα HCl 4 M, επιδρούμε περίσσεια Zn οπότε γίνεται η αντίδραση:



Όλο το παραγόμενο αέριο διοχετεύεται σε δοχείο που περιέχει 0,3 mol αερίου CO. Και τα δύο αέρια αντιδρούν πλήρως σύμφωνα με τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις



Μετά την ολοκλήρωση των αντιδράσεων έχουν παραχθεί 52 kJ. Να υπολογίσετε τον όγκο του διαλύματος HCl 4 M.

Λύση

α. $n_{\text{HCl}} = C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = 0,2 \cdot 0,5 \text{ mol} = 0,1 \text{ mol}.$

Από την στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε: (αν έχουμε n mol NaOH)

[mol]	HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O	ΔH = -57 kJ
Αρχ.	0,1		n		-			
A/Π	x		x		x		x	εκλύονται 57 · x kJ
Τελ.	0,1 - x		n - x		x			

Δίνεται ότι $57x = 2,85 \Rightarrow x = 0,05.$

Επειδή $x(0,05) < n_{\text{HCl}}(0,1)$, το HCl είναι σε περίσσεια και αντέδρασε πλήρως το υδροξείδιο του νατρίου. Οπότε, $n - x = 0 \Rightarrow x = n = 0,05$, δηλαδή προστέθηκαν

0,05 mol NaOH. Συνεπώς $V_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{C_{\text{NaOH}}} \Rightarrow V_{\text{NaOH}} = \frac{0,05}{0,1} \text{ L} = 0,5 \text{ L} = 500 \text{ mL}.$

β. Το τελικό διάλυμα ισούται με το άθροισμα των όγκων των διαλυμάτων που προστέθηκαν, άρα έχει όγκο $V_{\text{ολ}} = 0,5 \text{ L} + 0,5 \text{ L} = 1 \text{ L}$, οπότε η συγκέντρωση του

HCl σε αυτό είναι $C_{\text{HCl}}' = \frac{n_{\text{HCl}}'}{V_{\text{ολ}}} = \frac{(0,1 - 0,05) \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$

Γ2. Έστω x mol του CO αντιδρούν για να δώσουν CH₃OH και y mol αντιδρούν για να δώσουν CH₄.

Για την πρώτη αντίδραση έχουμε:

[mol]	CO	+	2H ₂	→	CH ₃ OH,	ΔH ₁ = -120 kJ
A/Π	x		2x		x	εκλύονται 120 · x kJ

και για την δεύτερη αντίδραση:

[mol]	CO	+	3H ₂	→	CH ₄ + H ₂ O,	ΔH ₂ = -200 kJ
A/Π	y		3y		y	εκλύονται 200 · y kJ

Δίνεται ότι

$$x + y = 0,3 \quad (1)$$

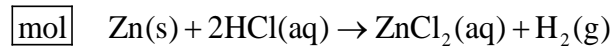
$$120 \cdot x + 200 \cdot y = 52 \Rightarrow 1,2x + 2y = 0,52 \quad (2)$$

Από (1) και (2) προκύπτει $x = 0,1$ και $y = 0,2$.

Άρα η συνολική ποσότητα H_2 που παράχθηκε από την πρώτη αντίδραση είναι:

$$(2x + 3y) \text{ mol} = (0,2 + 0,6) \text{ mol} = 0,8 \text{ mol}.$$

Από τη στοιχειομετρία της αρχικής αντίδρασης έχουμε:



$$\text{Αρχ.} \quad \omega \quad \quad \varphi \quad \quad - \quad \quad -$$

$$\text{Α / Π} \quad \frac{\varphi}{2} \quad \quad \varphi \quad \quad \frac{\varphi}{2} \quad \quad \frac{\varphi}{2}$$

$$\text{Όμως, } n_{H_2} = \frac{\varphi}{2} \text{ mol} \Rightarrow 0,8 \text{ mol} = \frac{\varphi}{2} \text{ mol} \Rightarrow \varphi = 1,6, \text{ οπότε } n_{HCl} = 1,6 \text{ mol}.$$

Άρα ο όγκος του διαλύματος HCl 4 M που χρησιμοποιήθηκε είναι

$$V_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{C_{HCl}} = \frac{1,6 \text{ mol}}{4 \text{ M}} = 0,4 \text{ L}.$$

Προβλήματα - Τύπου Δ

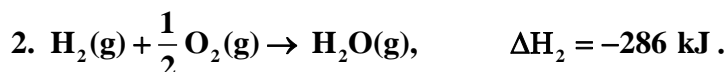
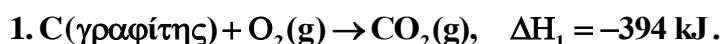
ΠΡΟΒΛΗΜΑ 1.

Δ1. 2,6 g ενός αλκινίου Α όταν καίγονται πλήρως εκλύουν θερμότητα 132,9 kJ. Ίση ποσότητα του αλκινίου Α απαιτεί για την πλήρη υδρογόνωσή του 4,48 L H₂ μετρημένα σε STP συνθήκες.

α. Να βρεθεί ο μοριακός τύπος του αλκινίου Α.

β. Να γράψετε τη θερμοχημική εξίσωση της τέλει καύσης του αλκινίου Α.

Δ2. Να γράψετε τη θερμοχημική εξίσωση του σχηματισμού του αλκινίου Α από τα συστατικά του στοιχεία. Δίνονται οι παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις



Λύση

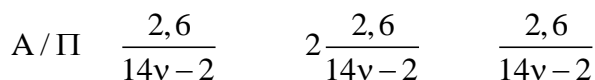
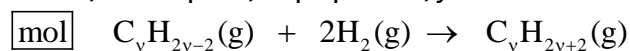
Δ1.

α. Το αλκίνιο Α έχει Γενικό Μοριακό Τύπο C_vH_{2v-2}.

Τα mol του Α είναι $n_A = \frac{2,6}{14v-2}$ mol.

Τα mol του υδρογόνου είναι $n_{H_2} = \frac{4,48}{22,4}$ mol = 0,2 mol.

Από την αντίδραση υδρογόνωσης του αλκινίου προκύπτει

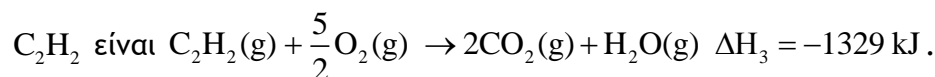


Δίνεται ότι το υδρογόνο που απαιτήθηκε ήταν 0,2 mol, επομένως

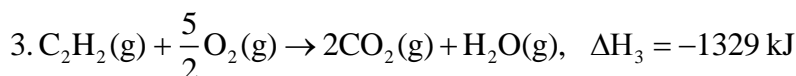
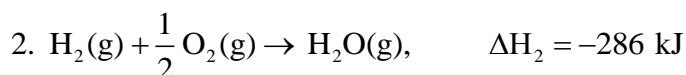
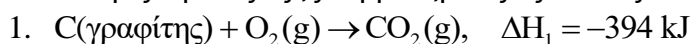
$$2 \frac{2,6}{14v-2} \text{ mol} = 0,2 \text{ mol} \Rightarrow 14v - 2 = 26 \Rightarrow v = 2.$$

Συνεπώς το αλκίνιο είναι το ακετυλένιο (C₂H₂).

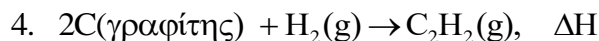
β. Όταν καίγονται πλήρως 0,1 mol C₂H₂ εκλύονται 132,9 kJ, συνεπώς η καύση 1 mol C₂H₂ θα εκλύει 1329 kJ, οπότε η θερμοχημική εξίσωση της τέλει καύσης του



Δ2. Γνωρίζουμε τις εξής θερμοχημικές εξισώσεις:



Η θερμοχημική εξίσωση σχηματισμού του ακετυλενίου από τα συστατικά του στοιχεία είναι η εξής:



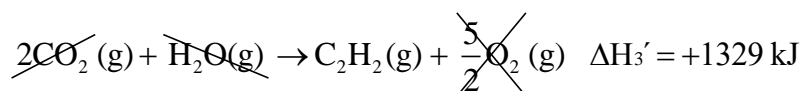
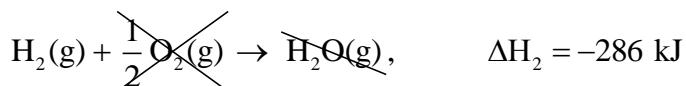
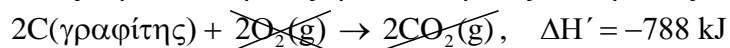
Για να προσδιορίσουμε το ΔH σχηματίζουμε την αντίδραση 4 από τις 1, 2, και 3 κάνοντας τις παρακάτω μετατροπές:

i. Αντιστρέφουμε την 3^η, ώστε να εμφανιστεί το $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ στα προϊόντα με το σωστό συντελεστή.

ii. Πολλαπλασιάζουμε την 1^η επί 2, ώστε να εμφανιστούν τα δύο άτομα C(s) στα αντιδρώντα.

iii. Αφήνουμε ως έχει την 2^η, αφού έχει το $\text{H}_2(\text{g})$ στη σωστή πλευρά και με το σωστό συντελεστή.

Τέλος, προσθέτουμε τις τροποποιημένες αντιδράσεις.



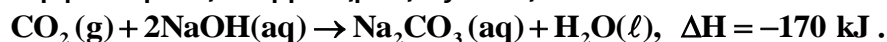
ΠΡΟΒΛΗΜΑ 2.

Δ1. Η θερμότητα που ελευθερώνεται κατά την καύση 1 mol ενός αλκενίου (C_vH_{2v}) προς $CO_{2(g)}$ και $H_2O(l)$ είναι 2060 kJ. Να υπολογίσετε τον μοριακό τύπο του αλκενίου με δεδομένες τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:

- $vC(s) + vH_2(g) \rightarrow C_vH_{2v}(g), \Delta H_2 = +20 \text{ kJ}.$
- $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g), \Delta H_3 = -394 \text{ kJ}.$
- $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l), \Delta H_4 = -286 \text{ kJ}.$

Δ2. Ποσότητα από το παραπάνω αλκένιο εισάγεται σε κλειστό δοχείο με περίσσεια οξυγόνου. Το μείγμα που σχηματίζεται έχει όγκο 15,68 L, μετρημένο σε STP συνθήκες, αναφλέγεται και καίγεται πλήρως.

Το μείγμα των αερίων της καύσης διοχετεύεται σε υδατικό διάλυμα NaOH 2 M, οπότε η ποσότητα του CO_2 δεσμεύεται πλήρως εκλύοντας θερμότητα 51 kJ, σύμφωνα με την θερμοχημική εξίσωση



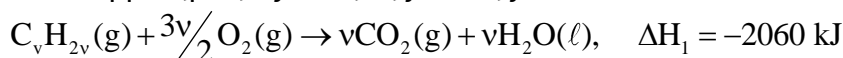
Να υπολογίσετε την σύσταση του αρχικού μίγματος αλκενίου-οξυγόνου.

Δ3. Να υπολογίσετε το όγκο του διαλύματος NaOH, αν μετά την αντίδραση με το CO_2 ο όγκος του διαλύματος παρέμεινε ο ίδιος και η συγκέντρωση του NaOH έγινε 1 M.

Όλες οι μετρήσεις υπολογίστηκαν σε ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Λύση

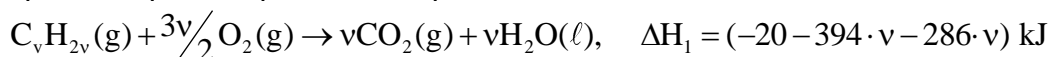
Δ1. Η θερμοχημική εξίσωση της καύσης του αλκενίου είναι:



Τροποποιούμε τις δοσμένες θερμοχημικές εξισώσεις, ώστε να δίνουν τη ζητούμενη θερμοχημική εξίσωση.

- (επί -1) $C_vH_{2v}(g) \rightarrow vC(s) + vH_2(g), \Delta H_2' = -20 \text{ kJ}$
- (επί v) $vC(s) + vO_2(g) \rightarrow vCO_2(g), \Delta H_3' = -394 \cdot v \text{ kJ}$
- (επί v) $vH_2(g) + \frac{v}{2}O_2(g) \rightarrow vH_2O(l), \Delta H_4' = -286 \cdot v \text{ kJ}$

Προσθέτουμε κατά μέλη οπότε προκύπτει:



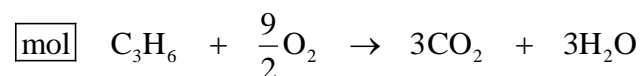
Οπότε έχουμε τη σχέση $-20 - 394 \cdot v - 286 \cdot v = -2060 \Rightarrow 2040 = 680v \Rightarrow v = 3.$

Το αλκένιο είναι το προπένιο: C_3H_6 .

Δ2. Έστω ότι το μείγμα περιέχει x mol C_3H_6 και y mol O_2 . Τότε έχουμε:

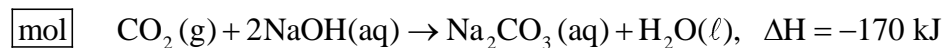
$$n_{C_3H_6} + n_{O_2} = \frac{15,68}{22,4} \text{ mol} = 0,7 \text{ mol} \Rightarrow x + y = 0,7 \quad (1).$$

Η αντίδραση καύσης που συμβαίνει στο δοχείο παρουσιάζεται στην παρακάτω χημική εξίσωση:



Αρχ.	x	y		
Α/Π	x	$\frac{9}{2}x$	3x	3x

Έστω ότι το υδατικό διάλυμα βάσης περιέχει ω mol NaOH. Τα παραχθέντα mol CO_2 αντιδρούν με το NaOH σύμφωνα με την παρακάτω θερμοχημική εξίσωση.



Αρχ. $3x$ ω

Α/Π. $3x$ $6x$ ελευθερώνονται $170 \cdot 3x$ kJ

Τελ. $-$ $\omega - 6x$

Δίνεται ότι $170 \cdot 3x = 51 \Rightarrow x = 0,1$.

Από την εξίσωση (1) προκύπτει $x + y = 0,7 \Rightarrow 0,1 + y = 0,7 \Rightarrow y = 0,6$.

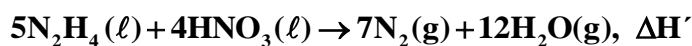
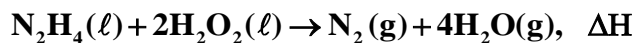
Επομένως, το αρχικό διάλυμα περιείχε $0,1$ mol C_3H_6 και $0,6$ mol O_2 .

Δ3.

$$\left. \begin{aligned} n_{\text{NaOH},\text{αρχ.}} &= C_{\text{NaOH},\text{αρχ.}} \cdot V_{\text{NaOH}} \\ n_{\text{NaOH},\text{τελ.}} &= C_{\text{NaOH},\text{τελ.}} \cdot V_{\text{NaOH}} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{n_{\text{NaOH},\text{αρχ.}}}{n_{\text{NaOH},\text{τελ.}}} = \frac{C_{\text{NaOH},\text{αρχ.}}}{C_{\text{NaOH},\text{τελ.}}} \Rightarrow \frac{\omega}{\omega - 6x} = \frac{2}{1} \Rightarrow \omega = 12x \Rightarrow \omega = 1,2$$

$$\text{Συνεπώς, } V_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH},\text{αρχ.}}}{C_{\text{NaOH},\text{αρχ.}}} = \frac{1,2 \text{ mol}}{2 \text{ M}} = 0,6 \text{ L} = 600 \text{ mL}.$$

ΠΡΟΒΛΗΜΑ 3. Ένα σημαντικό κριτήριο επιλογής καυσίμων στους πυραύλους είναι η θερμαντική τους ικανότητα ανά γραμμάριο καύσιμης ύλης. Όσο πιο υψηλή τιμή έχει το κριτήριο αυτό τόσο υψηλότερη αξία έχει το καύσιμο. Η υδραζίνη (NH_2NH_2) συνδυαζόμενη με κάποιες άλλες ουσίες δημιουργεί κατάλληλα καύσιμα για πυραύλους. Δύο από τις ουσίες με τις οποίες συνδυάζεται είναι το υπεροξείδιο του υδρογόνου (H_2O_2) και το νιτρικό οξύ (HNO_3), με τα οποία αντιδρά σε στοιχειομετρική αναλογία ως εξής:



Γνωρίζοντας τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις :

- $\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4(\ell), \Delta H_1 = +50 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\ell), \Delta H_2 = -192 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HNO}_3(\ell), \Delta H_3 = -344 \text{ kJ}$
- $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\ell), \Delta H_4 = -572 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H_5 = +44 \text{ kJ}$

και επιπλέον ότι το καύσιμο $\text{NH}_2\text{NH}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$ κοστίζει 1,3 €/g, ενώ το καύσιμο $\text{NH}_2\text{NH}_2 / \text{HNO}_3$ κοστίζει 1,2 €/g :

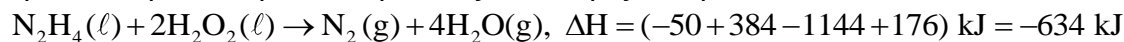
- Να προσδιορίσετε τις ΔH και $\Delta H'$.
 - Να προσδιορίσετε το καταλληλότερο καύσιμο για πυραύλους, ως προς το κριτήριο της θερμαντικής ικανότητας ανά γραμμάριο καύσιμης ύλης.
 - Να επιλέξετε το προτιμότερο καύσιμο από οικονομικής άποψης.
- Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες: Ar : H=1, N=14 και O=16 .
 Όλες οι μετρήσεις υπολογίστηκαν σε ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Λύση

α. Χρησιμοποιούμε τις δοσμένες αντιδράσεις για να προσδιορίσουμε την ενθαλπία της αντίδρασης $\text{N}_2\text{H}_4(\ell) + 2\text{H}_2\text{O}_2(\ell) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H$, ως εξής:

- (επί -1) $\text{N}_2\text{H}_4(\ell) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}), \Delta H_1' = -50 \text{ kJ}$
- (επί -2) $2\text{H}_2\text{O}_2(\ell) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}), \Delta H_2' = +384 \text{ kJ}$
- (επί 2) $4\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(\ell), \Delta H_4' = -1144 \text{ kJ}$
- (επί 4) $4\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H_5' = +176 \text{ kJ}$

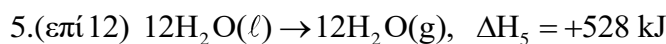
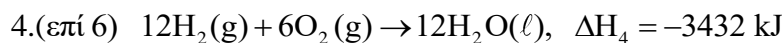
προσθέτουμε κατά μέλη και μετά τις απαλοιφές έχουμε:



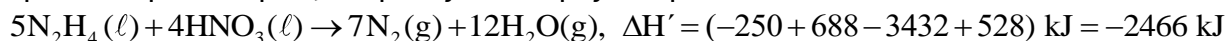
Με την ίδια διαδικασία προσδιορίζουμε την ενθαλπία της αντίδρασης $5\text{N}_2\text{H}_4(\ell) + 4\text{HNO}_3(\ell) \rightarrow 7\text{N}_2(\text{g}) + 12\text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H'$, ως εξής:

Αντιστρέφουμε και πενταπλασιάζουμε την πρώτη αντίδραση, αντιστρέφουμε και διπλασιάζουμε την τρίτη αντίδραση, εξαπλασιάζουμε την τέταρτη αντίδραση και δωδεκαπλασιάζουμε την πέμπτη αντίδραση

- (επί -5) $5\text{N}_2\text{H}_4(\ell) \rightarrow 5\text{N}_2(\text{g}) + 10\text{H}_2(\text{g}), \Delta H_1'' = -250 \text{ kJ}$
- (επί -2) $4\text{HNO}_3(\ell) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{O}_2(\text{g}), \Delta H_3' = +688 \text{ kJ}$



προσθέτουμε κατά μέλη και με τις απαλοιφές έχουμε:



$\text{B. } M_{\text{r}_{\text{N}_2\text{H}_4}} = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 = 32$, $M_{\text{r}_{\text{H}_2\text{O}_2}} = 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 34$

Από τη θερμοχημική εξίσωση έχουμε:

1 mol N_2H_4 και 2 mol H_2O_2 αποδίδουν 634 kJ

32 g και 68 g αποδίδουν 634 kJ

1 g καυσίμου αποδίδει x;

$$x = \frac{634 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ g καυσίμου}}{100 \text{ g καυσίμου}} = 6,34 \text{ kJ}.$$

Επομένως, το πρώτο καύσιμο έχει θερμαντική ικανότητα 6,34 kJ/g.

$M_{\text{r}_{\text{N}_2\text{H}_4}} = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 = 32$, $M_{\text{r}_{\text{HNO}_3}} = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 63$

Από τη θερμοχημική εξίσωση έχουμε:

5 mol N_2H_4 και 4 mol HNO_3 αποδίδουν 2466 kJ

160 g και 252 g αποδίδουν 2466 kJ

1 g καυσίμου αποδίδει y;

$$y = \frac{2466 \text{ kJ} \cdot 1 \text{ g καυσίμου}}{412 \text{ g καυσίμου}} = 5,99 \text{ kJ}.$$

Επομένως, το δεύτερο καύσιμο έχει θερμαντική ικανότητα 5,99 kJ/g. Προφανώς το καταλληλότερο καύσιμο για πυραύλους, με κριτήριο τη θερμαντική ικανότητα, ανά γραμμάριο καύσιμης ύλης, είναι το πρώτο.

δ. Το 1 g του καυσίμου $\text{N}_2\text{H}_4/\text{H}_2\text{O}_2$ κοστίζει 1,3 € και παρέχει ενέργεια 6,34 kJ.

Για να πάρουμε την ίδια ενέργεια από το καύσιμο $\text{N}_2\text{H}_4/\text{HNO}_3$ χρειαζόμαστε

$$\omega = 1 \text{ g} \cdot \frac{6,34 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}}{5,99 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}} = 1,06 \text{ g}, \text{ τα οποία κοστίζουν } 1,06 \text{ g} \cdot 1,2 \frac{\text{€}}{\text{g}} = 1,27 \text{ €}.$$

Αφού, $1,27 < 1,3$ προτιμότερο καύσιμο από οικονομικής άποψης είναι το $\text{N}_2\text{H}_4/\text{HNO}_3$.

Ημερομηνία τροποποίησης: 12/04/2020

Επιμέλεια: Πάγκαλος Σπύρος - Παπαστεργιάδης Θωμάς

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς

ΧΗΜΕΙΑ ΟΜΑΔΑΣ ΠΡΟΣΑΝΑΤΟΛΙΣΜΟΥ ΘΕΤΙΚΩΝ ΣΠΟΥΔΩΝ

1^ο ΔΙΑΓΩΝΙΣΜΑ ΣΤΗ ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΘΕΜΑΤΑ

ΘΕΜΑ Α

Να γράψετε στη κόλλα σας τον αριθμό κάθε μιας από τις παρακάτω ημιτελείς προτάσεις Α1 έως Α4 και δίπλα το γράμμα της επιλογής που αντιστοιχεί στη σωστή συμπλήρωσή της.

- A1.** Κατά τις χημικές αντιδράσεις μετράμε τις
- ενέργειες των αντιδρώντων.
 - ενθαλπίες των προϊόντων.
 - ενέργειες των αντιδρώντων και των προϊόντων.
 - μεταβολές ενέργειας του συστήματος.

Μονάδες 5

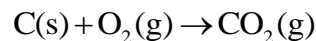
A2. Από τη μελέτη της εξίσωσης $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, $\Delta H = +15,2 \text{ kcal}$

συμπεραίνεται ότι

- η διάσπαση του χλωριούχου αμμωνίου στα συστατικά του στοιχεία είναι αντίδραση ενδόθερμη.
- κατά τη διάλυση του χλωριούχου αμμωνίου σε νερό μειώνεται η θερμοκρασία του συστήματος.
- κατά τη διάλυση του χλωριούχου αμμωνίου σε νερό αυξάνεται η θερμοκρασία του συστήματος.
- $H_{\text{προϊόντων}} < H_{\text{αντιδρώντων}}$.

Μονάδες 5

A3. Η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης



υπολογίζεται με δεδομένο ότι ο άνθρακας βρίσκεται

- στην πιο σπάνια μορφή του (διαμάντι).
- σε συγκέντρωση 1 M.
- στην πιο σταθερή μορφή του (γραφίτης).
- σε θερμοκρασία 273 K.

Μονάδες 5

A4. Σε δοχείο βρίσκονται 2 mol αέριου υδρογόνου και 2 mol αέριου οξυγόνου. Σε κατάλληλες συνθήκες αντιδρούν ποσοτικά προς σχηματισμό υγρού νερού. Επίσης, παράγονται και 68 Kcal θερμότητας, σε πρότυπη κατάσταση. Σε πρότυπη κατάσταση η μεταβολή ενθαλπίας της αντίδρασης $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$ είναι

- $\Delta H^\circ = -17 \text{ kcal}$.
- $\Delta H^\circ = 17 \text{ kcal}$.
- $\Delta H^\circ = -34 \text{ kcal}$.
- $\Delta H^\circ = 34 \text{ kcal}$.

Μονάδες 5

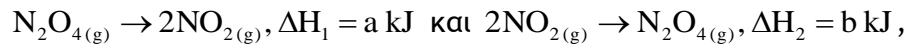
A5. Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις ως σωστές ή λανθασμένες.

- Η μεταβολή της ενθαλπίας ισούται με το απορροφούμενο ή εκλυόμενο ποσό θερμότητας, εφόσον η αντίδραση πραγματοποιείται υπό σταθερή πίεση.

β. Σε κάθε εξώθερμη αντίδραση τα προϊόντα έχουν μεγαλύτερη ενέργεια από τα αντιδρώντα.

γ. Η πρότυπη κατάσταση μέτρησης της ενθαλπίας αναφέρεται σε θερμοκρασία 298 Κ.

δ. Αν με μετρήσεις στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας προκύπτουν οι παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:



τότε ισχύει $a+b=0$.

ε. Μεταβολή ενθαλπίας συμβαίνει τόσο σε χημικές όσο και φυσικές μεταβολές.

Μονάδες 1x5=5

ΘΕΜΑ Β

Β1.

Ένας μαθητής ισχυρίστηκε ότι η μία τουλάχιστον από τις θερμοχημικές εξισώσεις



είναι λανθασμένη. Να αναφέρετε δύο λόγους για τους οποίους ο ισχυρισμός αυτός μπορεί να μην είναι σωστός.

Μονάδες 6

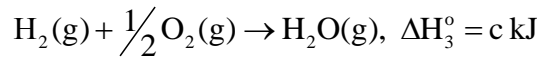
Β2α. Δίδεται η φυσική μεταβολή: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$, $\Delta H_1^\circ = a \text{ kJ}$ (I).

i. Ο a είναι θετικός ή αρνητικός αριθμός; (μονάδα 1)

ii. Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας. (μονάδες 4)

Β2β. Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$, $\Delta H_2^\circ = b \text{ kJ}$ (II).

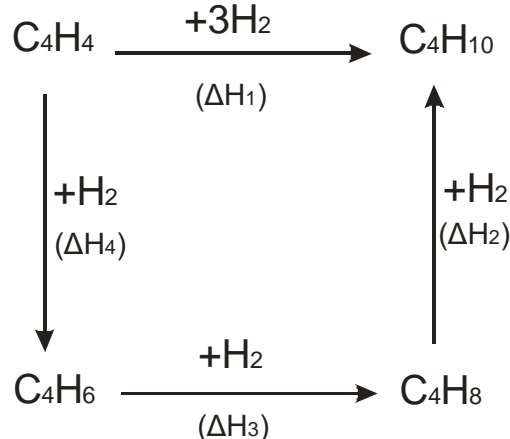
Να υπολογίσετε την τιμή της πρότυπης ενθαλπίας της αντίδρασης :



σε συνάρτηση με τα a και b . (μονάδες 7)

Μονάδες 12

Β3. Δίνεται ο παρακάτω θερμοχημικός κύκλος:



α. Να προσδιορίσετε πόσες χημικές μεταβολές εμφανίζονται στον παραπάνω κύκλο (μονάδες 1)

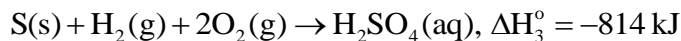
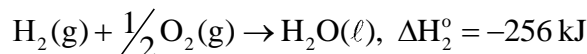
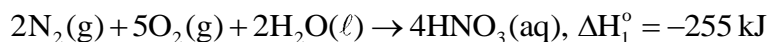
β) Να βρείτε με ποια σχέση συνδέονται μεταξύ τους, τα $\Delta H_1, \Delta H_2, \Delta H_3$ και ΔH_4 .

(μονάδες 6)

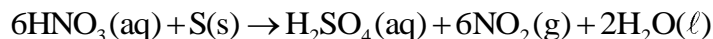
Μονάδες 7

ΘΕΜΑ Γ

Γ1. Δίδονται οι παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:



Να υπολογίσετε την πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης:



Μονάδες 15

Γ2. Αέριο μίγμα χλωρίου και ιωδίου σε κατάλληλες συνθήκες αντιδρά πλήρως με περίσσεια υδρογόνου οπότε λαμβάνουν χώρα οι αντιδράσεις:



Αν κατά την παραπάνω διαδικασία δεν υπήρξε θερμική μεταβολή να υπολογίσετε την αναλογία mol με την οποία τα δύο συστατικά βρίσκονται στο παραπάνω μίγμα.

Μονάδες 10

ΘΕΜΑ Δ

Η μέτρηση όλων των παρακάτω αναφερόμενων ενεργειών έγινε υπό σταθερή πίεση και με αναγωγή των τιμών σε ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Δ1. 8 g CH_4 καίγονται με περίσσεια οξυγόνου, οπότε εκλύονται 455 kJ θερμότητας. Να υπολογίσετε την ενθαλπία της αντίδρασης πλήρους καύσης του μεθανίου.

Μονάδες 6

Δ2. Διοχετεύονται 11,2 L μίγματος αιθενίου και οξυγόνου (μετρημένα σε STP συνθήκες), τα οποία βρίσκονται σε αναλογία mol $\frac{1}{4}$ αντίστοιχα. Η καύση του μίγματος αυτού αποδίδει 142 kJ θερμότητα. Να υπολογίσετε την ενθαλπία της αντίδρασης πλήρους καύσης του αιθενίου.

Μονάδες 9

Δ3. Μίγμα μεθανίου και αιθενίου απαιτούν για την πλήρη καύση τους 0,7 mol οξυγόνου και αποδίδουν 324 kJ θερμότητα. Να υπολογίσετε την σύσταση σε mol του αρχικού μίγματος. Δίδονται οι σχετικές ατομικές μάζες: H = 1 και C = 12.

Μονάδες 10

Επιμέλεια: Πάγκαλος Σπύρος - Παπαστεργιάδης Θωμάς

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς

ΧΗΜΕΙΑ ΟΜΑΔΑΣ ΠΡΟΣΑΝΑΤΟΛΙΣΜΟΥ ΘΕΤΙΚΩΝ ΣΠΟΥΔΩΝ

1^ο ΔΙΑΓΩΝΙΣΜΑ ΣΤΗ ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΕΝΔΕΙΚΤΙΚΕΣ ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

ΘΕΜΑ Α

A1: δ, **A2:** β, **A3:** γ, **A4:** γ,

A5: α. Σωστή, β. Λάθος, γ. Σωστή, δ. Σωστή, ε. Σωστή.

ΘΕΜΑ Β

B1.

α) Οι δύο μετρήσεις της μεταβολής ενθαλπίας έγιναν σε διαφορετικές θερμοκρασίες.

β) Οι δύο μετρήσεις της μεταβολής ενθαλπίας έγιναν σε διαφορετικές πιέσεις.

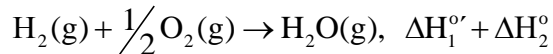
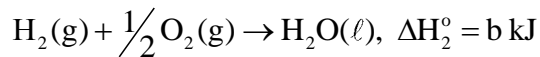
B2α.

i. Ο α είναι αρνητικός αριθμός

ii. Η ενθαλπία του $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ είναι μεγαλύτερη από την ενθαλπία του $\text{H}_2\text{O}(\ell)$, καθώς τα μόρια του νερού σε αέρια κατάσταση έχουν μεγαλύτερη κινητική ενέργεια. Επομένως, $\text{H}_{\text{H}_2\text{O}(\ell)} - \text{H}_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} < 0$, δηλαδή η μεταβολή ενθαλπίας κατά την υγροποίηση των υδρατμών είναι εξώθερμο φαινόμενο.

B2β.

Αντιστρέφουμε την (I) και την προσθέτουμε στην (II), οπότε έχουμε:



Άρα: $\Delta H_3^{\circ} = \Delta H_1^{\circ} + \Delta H_2^{\circ} \Rightarrow c = -a + b$.

B3α. Περιγράφονται τέσσερις χημικές μεταβολές στο θερμοχημικό κύκλο.

B3β. Η μετάβαση από το C_4H_4 προς C_4H_{10} γίνεται είτε με απευθείας αντίδραση με μεταβολή ενθαλπίας ΔH_1 είτε με σταδιακή προσθήκη H_2 σε τρία βήματα με μεταβολές ενθαλπίας ΔH_4 , ΔH_3 και ΔH_2 . Σύμφωνα με το νόμο του Hess ισχύει:

$$\Delta H_1 = \Delta H_4 + \Delta H_3 + \Delta H_2$$

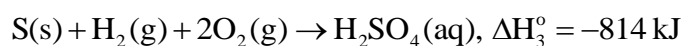
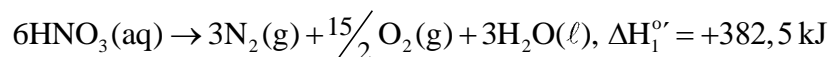
ΘΕΜΑ Γ

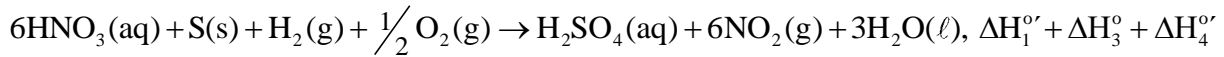
Γ1.

Για να εμφανιστεί στα αντιδρώντα το νιτρικό οξύ και με τον ζητούμενο συντελεστή, αντιστρέφουμε την πρώτη εξίσωση και την πολλαπλασιάζουμε επί $\frac{3}{2}$.

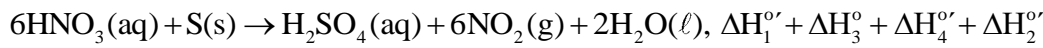
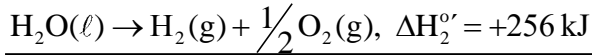
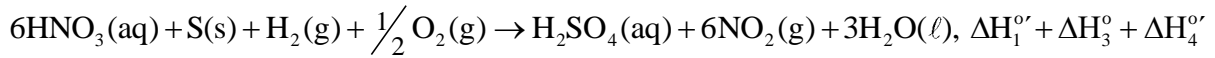
Αφήνουμε ως έχει την τρίτη εξίσωση, ώστε το στερεό θείο να είναι στα αντιδρώντα και με το σωστό συντελεστή. Έτσι, έχει μπει και το θειικό οξύ στα προϊόντα με τον σωστό συντελεστή.

Τριπλασιάζουμε την τέταρτη εξίσωση, για να εισάγουμε στην σωστή θέση και με σωστό συντελεστή το NO_2 στην τελική εξίσωση. Αθροίζουμε κατά μέλη:





Παρατηρούμε ότι η άθροιση των ανωτέρω βγάζει συντελεστή 3 στο $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ αντί για 2, οπότε αντιστρέφουμε την δεύτερη εξίσωση και την προσθέτουμε.

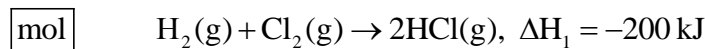


Συνεπώς, $\Delta H_5^{\circ} = \Delta H_1^{\circ'} + \Delta H_3^{\circ} + \Delta H_4^{\circ'} + \Delta H_2^{\circ'} = (+382,5 - 814 + 198 + 256) \text{ kJ} = +22,5 \text{ kJ}$

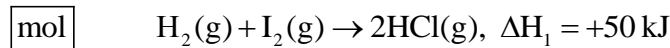
Άρα η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης είναι: $\Delta H_5^{\circ} = +22,5 \text{ kJ}$.

Γ2.

Έστω x τα mol του Cl_2 και y τα mol του I_2 . Από τις θερμοχημικές εξισώσεις έχουμε:



Αντ./Παρ. x $-200x \text{ kJ}$



Αντ./Παρ. y $+50y \text{ kJ}$

Δίνεται ότι κατά την παραπάνω διαδικασία δεν υπήρξε θερμική μεταβολή, Συνεπώς,

$$-200x + 50y = 0 \Rightarrow \frac{x}{y} = \frac{1}{4}. \text{ Άρα η αναλογία mol των δύο συστατικών είναι: } \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{I}_2}} = \frac{1}{4}.$$

ΘΕΜΑ Δ

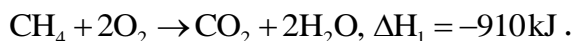
Δ1.

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m}{M_r} = \frac{8}{16} \text{ mol} = 0,5 \text{ mol}.$$

Τα 0,5 mol CH_4 όταν καίγονται πλήρως εκλύουν 455 kJ

Το 1 mol CH_4 όταν καίγεται πλήρως εκλύουν x kJ

Προφανώς, $x = 910 \text{ kJ}$. Επομένως, η αντίδραση καύσης του μεθανίου είναι:



Δ2.

Αν στο μίγμα περιέχονται ω mol C_2H_4 τότε θα περιέχονται και 4ω mol O_2 .

Η συνεισφορά όγκου του κάθε αερίου στον συνολικό όγκο του μείγματος θα είναι σε STP συνθήκες

$$V_{\text{C}_2\text{H}_4} = \omega \cdot 22,4 \text{ L} \text{ και } V_{\text{O}_2} = 4\omega \cdot 22,4 \text{ L}, \text{ οπότε προκύπτει η εξίσωση:}$$

$$V_{\text{μείγματος}} = 11,2 \text{ L} \Rightarrow \omega \cdot 22,4 \text{ L} + 4\omega \cdot 22,4 \text{ L} = 11,2 \text{ L} \Rightarrow 5\omega = 0,5 \Rightarrow \omega = 0,1.$$

Περιέχονται δηλαδή 0,1 mol C_2H_4 και 0,4 mol O_2 στο αρχικό μίγμα.

Από την αντίδραση πλήρους καύσης του αιθενίου (εξώθερμη αντίδραση) έχουμε:



Αντ./Παρ. 0,1 0,3 $-y \cdot 0,1$

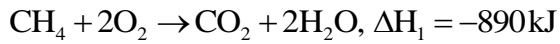
Πράγματι, η καύση είναι πλήρης αφού το οξυγόνο είναι σε περίσσεια (χρειάστηκαν 0,3 mol, ενώ στο δοχείο είχαμε 0,4 mol O_2).

Για την εκλυόμενη θερμότητα ισχύει $y \cdot 0,1 = 142 \Rightarrow y = 1.420$

Ως εκ τούτου, η ενθαλπία της πλήρους καύσης του αιθενίου είναι $\Delta H_2 = -1.420 \text{ kJ}$.

Δ3.

Έστω το μίγμα περιέχει φ mol CH_4 και z mol C_2H_4 . Από τη στοιχειομετρία των αντιδράσεων έχουμε:



Από το οξυγόνο έχουμε την εξίσωση: $2\varphi + 3z = 0,7$ (1).

Από την συνολικώς εκλυόμενη θερμότητα έχουμε: $910 \cdot \varphi + 1420 \cdot z = 324$ (2)

Επιλύοντας το σύστημα προκύπτει $\varphi = 0,2$ και $z = 0,1$. Άρα το μίγμα περιέχει $0,2 \text{ mol CH}_4$ και $0,1 \text{ mol C}_2\text{H}_4$.

Επιμέλεια: Πάγκαλος Σπύρος - Παπαστεργιάδης Θωμάς

Επιστημονικός έλεγχος: Αποστολόπουλος Κωνσταντίνος - Γιαλούρης Παρασκευάς