

ΣΗΜΕΙΩΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ - ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

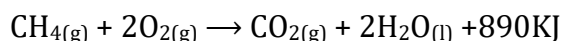
Κατά τη διάρκεια μιας χημικής αντίδρασης μεταβάλλεται η χημική ενέργεια του συστήματος, καθώς τα αντιδρώντα και τα προϊόντα έχουν διαφορετική χημική ενέργεια.

Ενδόθερμη χαρακτηρίζεται μια αντίδραση στην οποία τα προϊόντα έχουν μεγαλύτερη χημική ενέργεια από τα αντιδρώντα. Η επιπλέον ενέργεια απορροφάται από το περιβάλλον υπό μορφή θερμότητας. Αυτό έχει σαν συνέπεια η θερμοκρασία του περιβάλλοντος να μειώνεται αφού χάνει ενέργεια ($Q < 0$) ενώ η ενθαλπία του συστήματος να αυξάνεται ($\Delta H > 0$).

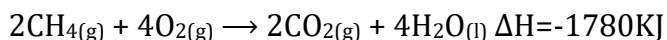
Εξώθερμη χαρακτηρίζεται μια αντίδραση στην οποία τα προϊόντα έχουν μικρότερη χημική ενέργεια από τα αντιδρώντα, με αποτέλεσμα το πλεόνασμα ενέργειας να εκλύεται στο περιβάλλον με τη μορφή θερμότητας αυξάνοντας τη θερμοκρασία του. Προφανώς ισχύουν ακριβώς τα αντίθετα από ότι στην περίπτωση της ενδόθερμης ($Q > 0$ και $\Delta H < 0$).

Όταν η πίεση παραμένει σταθερή, η μεταβολή της ενθαλπίας του συστήματος ισούται με την θερμότητα που εκλύεται ή απορροφάται. Η ενθαλπία ΔΕΝ είναι όμως θερμότητα. Ένα σύστημα έχει ενθαλπία (είναι καταστατική ιδιότητα) όχι όμως θερμότητα. Θερμότητα είναι η ενέργεια που δίνει ή παίρνει ένα σώμα. Για να υπάρχει μεταφορά θερμότητας απαραίτητη προϋπόθεση είναι να υπάρχει διαφορά θερμοκρασίας ανάμεσα στο σύστημα και στο περιβάλλον του. Η θερμότητα μεταφέρεται πάντα από το πιο θερμό στο πιο ψυχρό.

Η μεταβολή στην ενθαλπία ενός συστήματος αναφέρεται στην χημική αντίδραση όπως αυτή περιγράφεται από την χημική εξίσωση:



Κατά την καύση 1 mol CH_4 με 2 mol O_2 παράγονται 1 mol CO_2 και 2 mol H_2O και απελευθερώνονται 890KJ ενέργειας ($Q > 0$)



Κατά την καύση 2 mol CH_4 με 4 mol O_2 παράγονται 2 mol CO_2 και 4 mol H_2O και απελευθερώνονται 1780KJ ενέργειας ($\Delta H < 0$)

Η μεταβολή της ενθαλπίας εξαρτάται από την φύση των αντιδρώντων, την φυσική κατάσταση αντιδρώντων και προϊόντων καθώς και από τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Για το λόγο αυτό ορίζεται η Πρότυπη Ενθαλπία Αντίδρασης μιας ουσίας στην πιο σταθερή μορφή της σε θερμοκρασία 25°C και πίεση 1Atm, και για τα διαλύματα για $C=1\text{M}$.

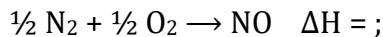
Νόμοι Θερμοχημείας

Νόμος Lavoisier-Laplace: Αν κατά το σχηματισμό 1 mol μιας ουσίας η μεταβολή της ενθαλπίας είναι ΔH_1 , τότε κατά τη διάσπαση 1 mol της ίδιας ουσίας στα στοιχεία της η μεταβολή της ενθαλπίας είναι $\Delta H_2 = -\Delta H_1$. Ο νόμος αυτός επεκτείνεται και καλύπτει όλες τις αντιδράσεις και όχι μόνο σύνθεση και διάσπαση.

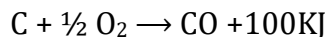
Νόμος Hess: Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά τη διάρκεια μιας αντίδρασης είναι το ίδιο είτε γίνεται σε ένα είτε σε περισσότερα στάδια και εξαρτάται μόνο από την αρχική και τελική κατάσταση. Ο νόμος αυτός μας επιτρέπει να προσθέτουμε αλγεβρικά απλούστερες χημικές εξισώσεις για να υπολογίσουμε την μεταβολή της ενθαλπίας μιας σύνθετης.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Για τον σχηματισμό 15g NO απαιτούνται 36 kJ ενέργειας. Να βρείτε την μεταβολή της ενθαλπίας της αντίδρασης:



2. Η ατελής καύση του C προς CO περιγράφεται από την αντίδραση:



Να υπολογίσετε την μεταβολή της ενθαλπίας του συστήματος κατά την παραγωγή 4,48L CO (μετρημένα σε S.T.P.).

3. Για τον σχηματισμό ποσότητας αμμωνίας καταναλώθηκαν 6,72 L H₂ (μετρημένα σε S.T.P.) και απολευθερώθηκαν 2,2 Kcal θερμότητας. Να υπολογίσετε τη μεταβολή της ενθαλπίας της αντίδρασης $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ καθώς και το ποσό της ενέργειας που απαιτείται για τη διάσπαση 340g NH₃.

4. Να υπολογισθεί η ΔH^0 της αντίδρασης $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} + \text{SO}_{2(\text{g})} \rightarrow 3\text{S}_{(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ αν:

$\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}) = -0,6 \text{kJ/mol}$, $\Delta H_f^0(\text{SO}_{2(\text{g})}) = -296,9 \text{kJ/mol}$ και $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}) = -286 \text{kJ/mol}$.