



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

Τμήμα Δειφορικής
Γεωργίας Γεωπονική
Σχολή

ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ ΓΕΝΙΚΗΣ – ΑΝΟΡΓΑΝΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

7η ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΗ ΑΣΚΗΣΗ

ΘΕΡΜΙΔΟΜΕΤΡΙΑ- ΘΕΡΜΟΤΗΤΑ ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗΣ

Αγγελική Απ. Γαλάνη
Χημικός PhD,
Εργαστηριακό Διδακτικό Προσωπικό (ΕΔΙΠ)

ΕΙΣΑΓΩΓΗ

Θερμότητα αντίδρασης

Θερμότητα αντίδρασης σε κάποια δεδομένη θερμοκρασία, είναι η θερμότητα q η οποία εκλύεται ή απορροφάται από κάποιο σύστημα αντίδρασης για να διατηρηθεί μια σταθερή θερμοκρασία του συστήματος, υπό τις συνθήκες που ορίζει η αντίδραση (όπως για παράδειγμα υπό σταθερή πίεση).

Ανάλογα με το πρόσημο του q , οι χημικές αντιδράσεις και οι φυσικές μεταβολές, διακρίνονται σε ενδόθερμες και σε εξώθερμες.

Εξώθερμη είναι μια χημική αντίδραση ή μια φυσική μεταβολή κατά την οποία **εκλύεται θερμότητα (q αρνητικό)**.

Ενδόθερμη είναι μια χημική αντίδραση ή μια φυσική μεταβολή κατά την οποία **απορροφάται θερμότητα (q θετικό)**.

Τύπος Αντίδρασης	Τι παρατηρούμε στο πείραμα	Τι μεταβολή συμβαίνει στο σύστημα;	Πρόσημο ΔH
Ενδόθερμη 	Ψύχεται το δοχείο της αντίδρασης. Απορροφάται ενέργεια.	Προστίθεται ενέργεια.	+
Εξώθερμη 	Θερμαίνεται το δοχείο της αντίδρασης. Εκλύεται ενέργεια.	Αφαιρείται ενέργεια.	-

Ενθαλπία

Η ενθαλπία ενός θερμοδυναμικού συστήματος, ορίζεται ως η εσωτερική του ενέργεια U , συν το γινόμενο της πίεσης και του όγκου, ($+PV$).

$$H = U + PV$$

Η ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΕΊΝΑΙ ΚΑΤΑΣΤΑΤΙΚΗ ΣΥΝΑΡΤΗΣΗ

Σημαίνει ότι για δεδομένη θερμοκρασία και πίεση, δεδομένη ποσότητα ουσίας έχει ορισμένη ενθαλπία.

Η ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΕΙΝΑΙ ΕΚΤΑΤΙΚΗ ΙΔΙΟΤΗΤΑ

Σημαίνει ότι εξαρτάται από την ποσότητα της ουσίας.

Η μεταβολή ενθαλπίας ισούται με την τελική ενθαλπία H_f μείον την αρχική ενθαλπία H_i

$$\Delta H = H_f - H_i$$

$$\Delta U = q + w = q - P\Delta V$$

Αν επιλύσουμε ως προς τη θερμότητα της αντίδρασης, τότε:

$$q = \Delta U + P\Delta V = (U_f - U_i) + P(V_f - V_i) = (U_f + P V_f) - (U_i + P V_i) = H_f - H_i = \Delta H \text{ (υπό σταθερή πίεση και δεδομένη θερμοκρασία).}$$

Η μεταβολή ΔH μιας αντίδρασης υπό σταθερή θερμοκρασία και πίεση, αναφέρεται ως ενθαλπία της αντίδρασης.

Έστω η γενική αντίδραση:



- Σε αυτήν την αντίδραση όπου τα αντιδρώντα (A και B) και τα προϊόντα (Γ και Δ) χαρακτηρίζονται από αντίστοιχες τιμές της ενθαλπίας H_A , H_B , H_Γ και H_Δ , η ολική μεταβολή της ενθαλπίας θα ισούται με:

$$\Delta H = H_{(\text{προϊόντων})} - H_{(\text{αντιδρώντων})} = (H_\Gamma + H_\Delta) - (H_A + H_B)$$

- Η τιμή ΔH αποτελεί σημαντική πληροφορία για την ενεργειακή μελέτη της αντίδρασης.

Θερμοχημική εξίσωση αντίδρασης, χαρακτηρίζεται η χημική εξίσωση της αντίδρασης (μαζί με τις ενδείξεις φάσεων), η οποία ακολουθείται από την τιμή ΔH για τις γραμμομοριακές ποσότητες αντιδρώντων και προϊόντων.

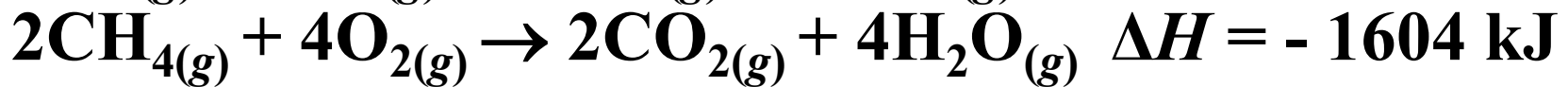
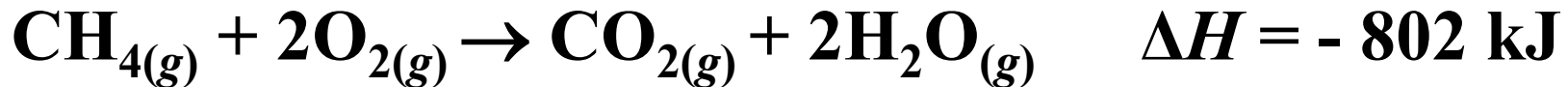
ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ



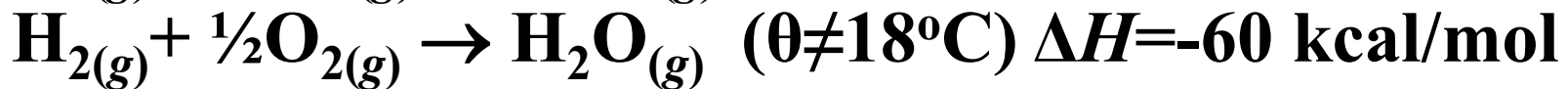
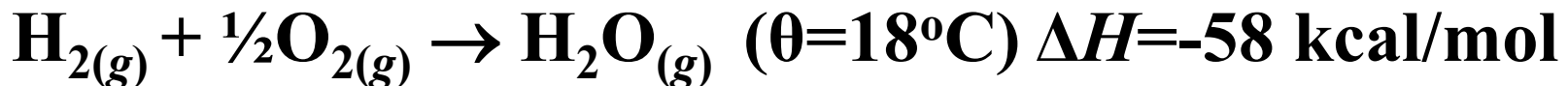
Η ενθαλπία μιας αντίδρασης και η θερμότητα έχουν διαφορετικό πρόσημο, γιατί ενώ η ΔH αναφέρεται στο σύστημα, η q αναφέρεται στο περιβάλλον

Γενικά η μεταβολή της ενθαλπίας (ΔH) μιας αντίδρασης εξαρτάται:

- Από τους συντελεστές των σωμάτων στη χημική αντίδραση.

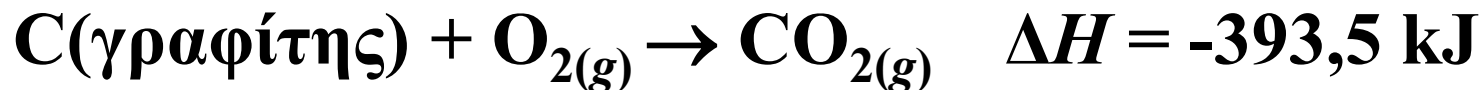


- Από το εάν η αντίδραση ευνοεί το σχηματισμό των προϊόντων ή των αντιδρώντων.
- Από τη θερμοκρασία.



Στον υπολογισμό της ενθαλπίας μίας αντίδρασης, αντιδρώντα και προϊόντα ανάγονται στην ίδια θερμοκρασία.

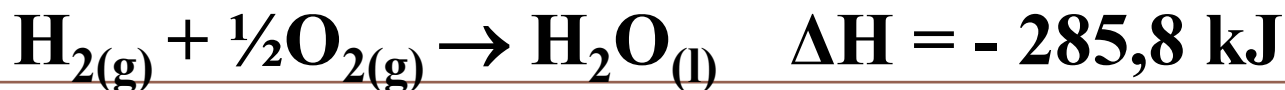
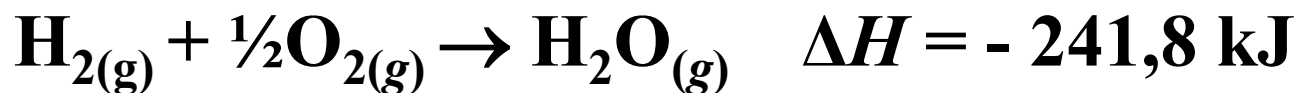
➤ Τη φύση των σωμάτων που συμμετέχουν στη αντίδραση.



➤ Τη φυσική κατάσταση των σωμάτων που συμμετέχουν στην αντίδραση.

Η κινητική ενέργεια είναι μεγαλύτερη στα αέρια, μικρότερη στα υγρά και ακόμη μικρότερη στα στερεά.

Για το λόγο αυτό στις θερμοχημικές εξισώσεις, πρέπει να δηλώνεται η φυσική κατάσταση των σωμάτων τα οποία μετέχουν σε αυτές.



Κανόνες που ισχύουν για τις θερμοχημικές εξισώσεις

- Εάν μια θερμοχημική εξίσωση πολλαπλασιαστεί επί κάποιο παράγοντα, η τιμή ΔH της καινούργιας εξίσωσης, προκύπτει από τον πολλαπλασιασμό της τιμής ΔH της αρχικής εξίσωσης με τον ίδιο παράγοντα.
- Στην περίπτωση που μια θερμοχημική εξίσωση αναστραφεί, η τιμή ΔH , αλλάζει πρόσημο.

Νόμος Hess

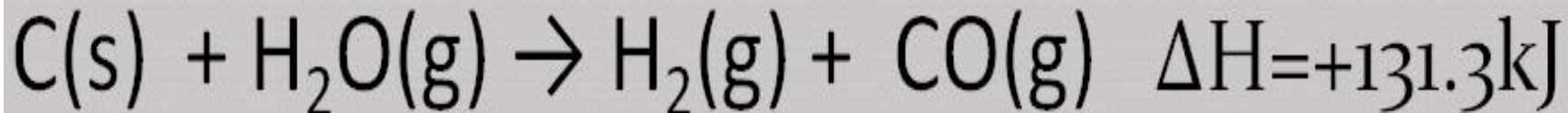
Νόμος άθροισης θερμοτήτων του Hess:

Για μια χημική εξίσωση η οποία είναι δυνατόν να γραφεί ως το άθροισμα δύο ή περισσότερων σταδίων, η μεταβολή ενθαλπίας της συνολικής αντίδρασης, προκύπτει αθροίζοντας τις μεταβολές ενθαλπίας των μεμονωμένων σταδίων.

Παράδειγμα



- $\text{C}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) \quad \Delta H = -110.5 \text{kJ}$
- $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta H = +241.8 \text{kJ}$



Θερμοχωρητικότητα και ειδική θερμότητα

- Ως **θερμοχωρητικότητα C δείγματος ουσίας**, ορίζεται το ποσό θερμότητας που απαιτείται για να ανυψώσει τη θερμοκρασία αυτού, κατά ένα βαθμό Κελσίου, (ή κατά ένα κέλβιν).
- Για τη μεταβολή της θερμοκρασίας του δείγματος από αρχική θερμοκρασία t_i σε τελική t_f , απαιτείται θερμότητα η οποία είναι ίση με:

$$q = C\Delta t, \text{ όπου } \Delta t = t_f - t_i$$

- Ως **ειδική θερμοχωρητικότητα**, ή απλά **ειδική θερμότητα**, ορίζεται το ποσό θερμότητας που απαιτείται για να ανυψώσει τη θερμοκρασία ενός γραμμαρίου ουσίας, κατά ένα βαθμό Κελσίου ή κατά ένα βαθμό κέλβιν.

$$q = s \times m \times \Delta t$$

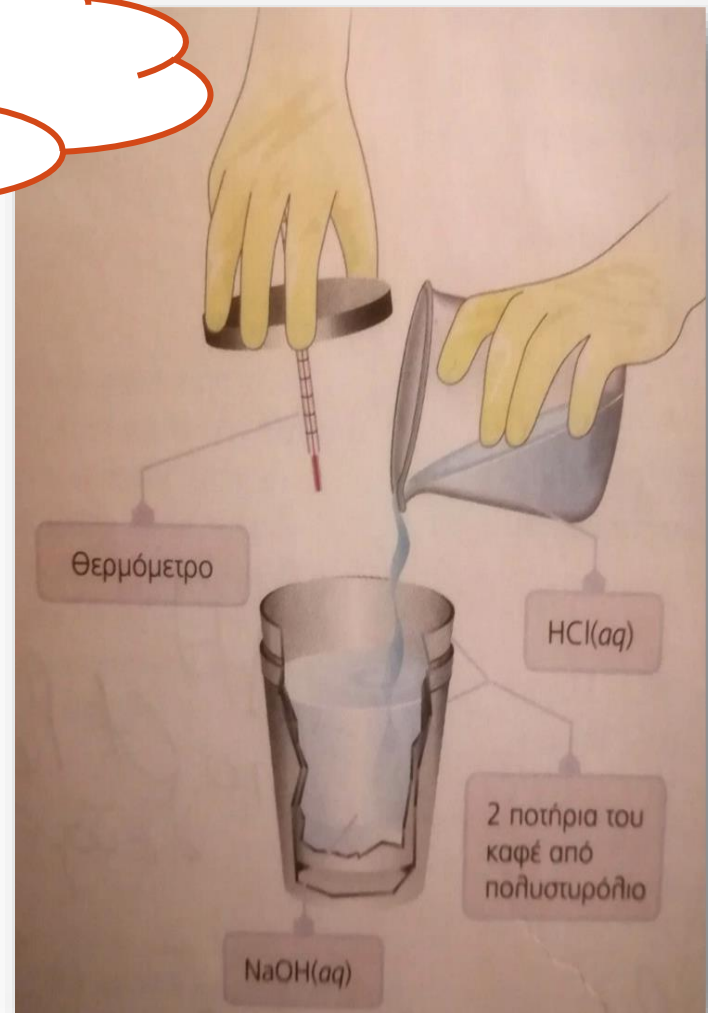
Για να βρεθεί η θερμότητα q που χρειάζεται για να ανεβάσει τη θερμοκρασία ενός δείγματος, πολλαπλασιάζουμε την ειδική θερμότητα της ουσίας s επί τη μάζα σε g , m και τη μεταβολή της θερμοκρασίας Δt .

Μέτρηση θερμότητας μιας αντίδρασης

Γίνεται σε συσκευή που
ονομάζεται
θερμιδόμετρο

Συσκευή για τη μέτρηση της θερμότητας μιας αντίδρασης, μπορεί να είναι και μια εντελώς απλή συσκευή από δυο ποτήρια του καφέ (πολυστηρολίου) το ένα μέσα στο άλλο. Προσθέτουμε τα αντιδρώντα στο εσωτερικό ποτήρι και καλύπτουμε το θερμιδόμετρο για να ελαττωθούν οι απώλειες θερμότητας από εξάτμιση και μεταφορά.

Ο προσδιορισμός της θερμότητας της αντίδρασης, γίνεται παρατηρώντας την άνοδο ή την πτώση της θερμοκρασίας.



Εικόνα από: Σύγχρονη Γενική Χημεία Αρχές και Εφαρμογές Ebbing Gammon, Μετάφραση: Νικόλαος Δ. Κλούρας Καθηγητής Τμήματος Χημείας Π.Π.

ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΟ ΜΕΡΟΣ

ΣΚΕΥΗ-ΑΝΤΙΔΡΑΣΤΗΡΙΑ-ΟΡΓΑΝΑ ΜΕΤΡΑ ΑΣΦΑΛΕΙΑΣ

Σκεύη-Αντιδραστήρια - Όργανα

- ✓ Απεσταγμένο νερό
- ✓ Διάλυμα HCl 2M
- ✓ Διάλυμα NaOH 2M
- ✓ 4 ογκομετρικοί κύλινδροι
- ✓ Θερμόμετρα
- ✓ θερμιδόμετρο

Μέτρα Ασφαλείας

- ✓ Απαραίτητη η χρήση ποδιάς, γαντιών και προστατευτικών γυαλιών.

ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΗ ΠΟΡΕΙΑ

1^ο Μέρος: Υπολογισμός θερμοχωρητικότητας θερμιδόμετρου

- Μετρούμε σε ογκομετρικό κύλινδρο A, 50 mL νερού ζεστού. Μετρούμε με θερμόμετρο και σημειώνουμε τη θερμοκρασία του θερμού νερού $T_w = \dots$
- Σε άλλο ογκομετρικό κύλινδρο B μετρούμε 50 mL νερού θερμοκρασίας περιβάλλοντος. Επίσης μετρούμε με θερμόμετρο και σημειώνουμε τη θερμοκρασία $T_c = \dots$
- Προσθέτουμε στο θερμιδόμετρο το περιεχόμενο του ογκομετρικού κυλίνδρου A και του ογκομετρικού κυλίνδρου B. Αφήνουμε να αντιδράσουν και μετρούμε με θερμόμετρο τη θερμοκρασία την τελική $T_f = \dots$ που θα αποκτήσει το μίγμα.

ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ
1^ο Μέρους: ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΣ
ΘΕΡΜΟΧΩΡΗΤΙΚΟΤΗΤΑΣ
ΘΕΡΜΙΔΟΜΕΤΡΟΥ

- $\Delta T_{\text{hot}} = T_f - T_w$
- $\Delta T_{\text{cold}} = T_f - T_c$
- $q_{\text{hot}} = mc\Delta T_{\text{hot}}$ (όπου $C = 4,184 \text{ J / g } ^\circ\text{C}$)
- $q_{\text{cold}} = mc\Delta T_{\text{cold}}$ (όπου $C = 4,184 \text{ J / g } ^\circ\text{C}$)
- $q_{\text{cal}} = - q_{\text{hot}} - q_{\text{cold}}$

Θερμοχωρητικότητα θερμιδόμετρου

$$C_{\text{cal}} = (q_{\text{cal}} / \Delta T_{\text{cold}}) + [(4,184 \text{ J / g } ^\circ\text{C}) \times 100.0\text{g}]$$

ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΗ ΠΟΡΕΙΑ

2^ο Μέρος: Υπολογισμός ΔH αντίδρασης εξουδετέρωσης

- Μετρούμε με ογκομετρικό κύλινδρο 50 mL HCl 2.0 M
- Σε άλλο ογκομετρικό κύλινδρο μετρούμε 50 mL NaOH 2.0 M
- Μετρούμε τη θερμοκρασία τους, (ίδια και στα δύο Ti)
- Προσθέτουμε και τα δύο στο θερμιδόμετρο και τα αφήνουμε να αντιδράσουν
- Η θερμοκρασία η τελική θα ανέβει σε Tf

Λάβετε υπόψιν ότι:

$d_{\text{NaCl}} = 1 \text{ g/ml} \rightarrow \text{ο όγκος του NaCl} = \text{μάζα του NaCl}$

$\text{sp_heat}_{\text{water}} = 4.184 \text{ J / g x } ^\circ\text{C}$

ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ 2^{ου} ΜΕΡΟΥΣ

ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΣ ΔΗ

- $\Delta t = T_f - T_i$
- $q_{\text{cal}} = C_{\text{cal}} \times \Delta t$
- Θερμότητα εξουδετέρωσης ($q_{\text{neutralization}}$) = - q_{cal}
- Moles $\text{H}^+ = 2.0 \text{ mol / L} \times 0,0500 \text{ L} = 0,10 \text{ mol}$
- Moles $\text{OH}^- = 2.0 \text{ mol / L} \times 0,0500 \text{ L} = 0,10 \text{ mol}$
- H^+ και OH^- αντιδρούν και δίνουν H_2O

ΤΕΛΙΚΑ $\Delta H = \frac{q_{\text{neutralization}}}{0,10 \text{ mol}}$

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

- Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα/Χημείας/Εργαστήριο Φυσικοχημείας Ι /Διδάσκοντες: Καθ. Άδωνις Μιχαηλίδης, Καθ. Σ. Σκούλικα

1. ΘΕΡΜΙΔΟΜΕΤΡΙΑ

Σημειώσεις , (Αρχείο pdf)

- Σύγχρονη Γενική Χημεία Αρχές και Εφαρμογές Ebbing Gammon, Μετάφραση: Νικόλαος Δ. Κλούρας Καθηγητής Τμήματος Χημείας Π.Π. Εκδόσεις Τραυλός
- Αρχές Περιβαλλοντικής Γεωχημείας G. NELSON EBY, Μετάφραση Νίκος Λυδάκης Σημαντήρης, Δέσποινα Πεντάρη, 2011, Εκδόσεις Κωσταράκη
- Σημειώσεις στην Εφαρμοσμένη Θερμοδυναμική, Μενής Ιωάννης