

Χημεία

γ' λυκείου

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 2ος

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΑΡΧΙΚΗΣ ΕΚΔΟΣΗΣ

Το παρόν βιβλίο περιέχει τα παρακάτω κεφάλαια:

- α) Από το βιβλίο «Χημεία θετικής Κατεύθυνσης» Β΄ Λυκείου των Λιοδάκη Σ., Γάκη Δ., Θεοδωρόπουλου Δ., Θεοδωρόπουλου Π. και Κάλλη Α. (έκδοση 2012) τα κεφάλαια 2, 3, 4, 5.
- β) Από το βιβλίο «Χημεία θετικής Κατεύθυνσης» Γ΄ Λυκείου των Λιοδάκη Σ., Γάκη Δ., Θεοδωρόπουλου Δ. και Θεοδωρόπουλου Π. (έκδοση 2012) τα κεφάλαια 1, 3, 5.

**Επιστημονικός Υπεύθυνος –
Διεύθυνση Ομάδων Εργασίας:
Στέλιος Λιοδάκης**

Ομάδα Συγγραφής:

**Στέλιος Λιοδάκης, Δρ. Χημικός,
Επίκουρος Καθηγητής ΕΜΠ**

**Δημήτρης Γάκης, Δρ. Χημικός
Μηχανικός, Λέκτορας ΕΜΠ**

**Δημήτρης Θεοδωρόπουλος,
Χημικός Μηχανικός Δ/θμιας
Εκπαίδευσης**

**Παναγιώτης Θεοδωρόπουλος,
Χημικός Δ/θμιας Εκπαίδευσης**

**Αναστάσιος Κάλλης, Χημικός
Δ/θμιας Εκπαίδευσης**

Ομάδα Τεχνικής Υποστήριξης:

**Στάθης Σιάνος, Χημικός Μηχανικός
ΕΜΠ**

**Ηρακλής Αγιοβλασίτης, φοιτητής
στη σχολή Χημικών Μηχανικών,
ΕΜΠ**

Άννα Γάκη, φοιτήτρια στη σχολή
Χημικών Μηχανικών, ΕΜΠ
Βλάσσης Παπανικολάου, φοιτητής
στη σχολή Ηλεκτρολόγων Μηχα-
νικών, ΕΜΠ
Άντζελα Λαζάρου, φωτογράφος
ΤΕΙ Αθήνας

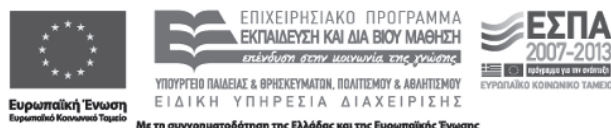
Γλωσσική Επιμέλεια:
Χρήστος Ανδρίτσος

Τεχνική Επιμέλεια:
Στέλιος Λιοδάκης

**Υπεύθυνος στο πλαίσιο του
Παιδαγωγικού Ινστιτούτου:**
Δρ. Αντώνιος Σ. Μπομπέτσης,
Χημικός, M.Ed., Ph.D., Σύμβουλος
Π.Ι.

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΕΠΑΝΕΚΔΟΣΗΣ

Η επανέκδοση του παρόντος βιβλίου πραγματοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Τεχνολογίας Υπολογιστών & Εκδόσεων «Διόφαντος» μέσω ψηφιακής μακέτας, η οποία δημιουργήθηκε με χρηματοδότηση από το ΕΣΠΑ / ΕΠ «Εκπαίδευση & Διά Βίου Μάθηση» / Πράξη «ΣΤΗΡΙΖΩ».



Οι διορθώσεις πραγματοποιήθηκαν κατόπιν έγκρισης του Δ.Σ. του Ινστιτούτου Εκπαιδευτικής Πολιτικής

Η αξιολόγηση, η κρίση των προσαρμογών και η επιστημονική επιμέλεια του προσαρμοσμένου βιβλίου πραγματοποιείται από τη Μονάδα Ειδικής Αγωγής του Ινστιτούτου Εκπαιδευτικής Πολιτικής.

Η προσαρμογή του βιβλίου για μαθητές με μειωμένη όραση από το ΙΤΥΕ – ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ πραγματοποιείται με βάση τις προδιαγραφές που έχουν αναπτυχθεί από ειδικούς εμπειρογνώμονες για το ΙΕΠ.

**ΠΡΟΣΑΡΜΟΓΗ ΤΟΥ ΒΙΒΛΙΟΥ
ΓΙΑ ΜΑΘΗΤΕΣ
ΜΕ ΜΕΙΩΜΕΝΗ ΟΡΑΣΗ**

ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ

**ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ, ΕΡΕΥΝΑΣ
ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ**

**ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΗΣ
ΠΟΛΙΤΙΚΗΣ**

**Σ. Λιοδάκης, Δ. Γάκης,
Δ. Θεοδωρόπουλος,
Π. Θεοδωρόπουλος, Α. Κάλλης**

**Η συγγραφή και η επιστημονική
επιμέλεια του βιβλίου
πραγματοποιήθηκε υπό την αιγίδα
του Παιδαγωγικού Ινστιτούτου**

**Χημεία
γ' λυκείου**

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 2ος

Ι.Τ.Υ.Ε. «ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ»



[2]

ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

2.1 Μεταβολή ενέργειας κατά τις χημικές αντιδράσεις - Ενδόθερμες, εξώθερμες αντιδράσεις - Θερμότητα αντίδρασης - Ενθαλπία

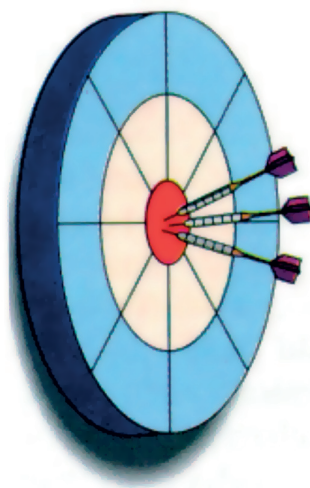
2.2 Θερμιδομετρία - Νόμοι θερμοχημείας

Ερωτήσεις - προβλήματα

ΟΙ ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος της διδακτικής αυτής ενότητας θα πρέπει να μπορείς:

- Να αναφέρεις το αντικείμενο μελέτης της θερμοχημείας.
- Να ορίζεις τι είναι ενθαλπία αντίδρασης (ΔH) και να εξηγείς τους παράγοντες που την επηρεάζουν.
- Να ταξινομείς τις αντιδράσεις σε εξώθερμες και ενδόθερμες με κριτήριο την ενθαλπία αντίδρασης.
- Να καθορίζεις ποια είναι η πρότυπη κατάσταση στη θερμοχημεία.
- Να ορίζεις τι είναι πρότυπη ενθαλπία καύσης (ΔH°_c), σχηματισμού (ΔH°_f), εξουδετέρωσης



(ΔH°_n) , δεσμού (ΔH°_B) και διάλυσης (ΔH°_{sol}).

- Να συνδέεις την τιμή της ενθαλπίας αντίδρασης με τις τιμές της ενθαλπίας σχηματισμού των αντιδρώντων και προϊόντων, καθώς και με τις τιμές της ενθαλπίας των δεσμών που σχηματίζονται και διασπώνται κατά την αντίδραση.
- Να περιγράφεις τον τρόπο λειτουργίας του θερμιδόμετρου, επικαλούμενος την εξίσωση της θερμιδομετρίας.
- Να διατυπώνεις τους νόμους της θερμοχημείας (Lavoisier, Hess) και να επιλύεις προβλήματα που στηρίζονται στους νόμους αυτούς.



**Η φωτιά είναι καλός υπηρέτης,
μα πολύ κακός αφέντης.**

(Κινέζικη παροιμία)

[2]

ΕΝΕΡΓΕΙΑΚΕΣ ΜΕΤΑΒΟΛΕΣ ΚΑΙ ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Εισαγωγή

Η ενέργεια είναι ζωή. Η τροφή που καταναλώνουμε μας προμηθεύει την ενέργεια για να διατηρηθούμε στη ζωή και για να πραγματοποιούμε τις δραστηριότητές μας. Η καύση του άνθρακα, του πετρελαίου και του φυσικού αερίου είναι η βάση της παραγωγής ηλεκτρικής ενέργειας στους θερμοηλεκτρικούς σταθμούς. Η καύση της βενζίνης κινεί τα εκατομμύρια των αυτοκινήτων, ενώ η ηλιακή ενέργεια και οι άλλες ανανεώσιμες πηγές ενέργειας βρίσκονται στο επίκεντρο της επιστημονικής έρευνας.

Κάθε φαινόμενο σχεδόν, συνοδεύεται από μεταβολή μορφών ενέργειας και από μεταφορά ποσοτήτων ενέργειας από ένα σύστημα σε άλλο. Επειδή δε η συνολική ενέργεια ούτε καταστρέφεται, ούτε δημιουργείται, είναι ανάγκη να μάθουμε να «τηρούμε τα λογιστικά» σε τέτοιες ενεργειακές μεταβολές. Είναι δε βασικό να καταλάβουμε ότι τα ποσά ενέργειας αυτά προέρχονται από τις ενέργειες δεσμών των ουσιών που παίρνουν μέρος στην αντίδραση. Μην ξεχνάμε, ότι στις χημικές μεταβολές (αντιδράσεις) τα άτομα διατηρούνται σταθερά σε ποσότητα, (νόμος Lavoisier), καθώς ανακατανέμονται. Οι αρχικοί δεσμοί, λοιπόν, -των αντιδρώντων- «σπάζουν» και δημιουργούνται νέοι, αυτοί των προϊόντων. Όμως,

για να σπάσει ένας δεσμός πρέπει να καταναλωθεί ενέργεια, ενώ όταν δημιουργείται ένας δεσμός αποδίδεται, εκλύεται ενέργεια. Απ' αυτό το «πάρε-δώσε» ενέργειας θα κριθεί τελικά αν εκλύεται ή απορροφάται ενέργεια ως θερμότητα, κατά την αντίδραση.

Προσέξτε όμως την «πονηριά» του συμβολισμού και πιο συγκεκριμένα του πρόσημου. Αν εκλύεται θερμότητα (προς τα εμάς), έχουμε $+ Q$ και οι αντιδράσεις χαρακτηρίζονται εξώθερμες. Αν όμως «εμείς» δίνουμε θερμότητα στο σύστημα, τότε συμβολίζουμε $- Q$ και οι αντιδράσεις χαρακτηρίζονται ενδόθερμες. Με βάση το χημικό σύστημα (και όχι τον εαυτό μας) τα πρόσημα πάνε ανάποδα.

Η θερμοχημεία μελετά τις ενεργειακές μεταβολές που συνοδεύουν μια χημική αντίδραση, δηλαδή, τα ποσά θερμότητας που τελικά εκλύονται ή απορροφώνται. Μελετά τους παράγοντες που τα επηρεάζουν, καθώς και τους γενικότερους νόμους που διέπουν τις εναλλαγές αυτές. Αποτελεί το προοίμιο της Θερμοδυναμικής και «τροφοδοτεί με kcal» τη διαιτητική και τροφολογία.

[2.1]

Μεταβολή ενέργειας κατά τις χημικές μεταβολές Ενδόθερμες - εξώθερμες αντιδράσεις Θερμότητα αντίδρασης - ενθαλπία

Κάθε ουσία, εκτός από άτομα μόρια ή ιόντα, «κουβαλά» ενέργεια, τη χημική ενέργεια. Η χημική ενέργεια οφείλεται στις δυνάμεις του δεσμού (που συγκρατούν τα άτομα στο μόριο), στις έλξεις των μορίων και των υποατομικών σωματιδίων, στην κίνηση των ατόμων, μορίων και ηλεκτρονίων κλπ. Είναι, δηλαδή, συνδυασμός κινητικής και δυναμικής ενέργειας. Η χημική ενέργεια είναι μια «κρυμμένη» μορφή ενέργειας

και μέρος αυτής μπορεί να αποδοθεί άλλοτε εύκολα (π.χ. στη βενζίνη με ένα σπινθήρα) και άλλοτε δύσκολα (π.χ. στα πυρηνικά καύσιμα) στο περιβάλλον.

Κατά τις χημικές αντιδράσεις, κατά τις μετατροπές δηλαδή χημικών ουσιών σε άλλες, μεταβάλλεται η χημική ενέργεια του συστήματος. Αποτέλεσμα είναι να ελευθερώνεται (στο περιβάλλον) ή να απορροφάται (από το περιβάλλον), ενέργεια ίση με τη διαφορά των χημικών ενεργειών των αρχικών και τελικών ουσιών. Αυτό ισχύει, γιατί στις χημικές αντιδράσεις δε διατηρείται μόνο η μάζα (νόμος Lavoisier), αλλά και η ενέργεια (νόμος διατηρήσεως της ενέργειας).

Η ενέργεια που εκλύεται ή απορροφάται σε μια χημική αντίδραση μπορεί να πάρει διάφορες

μορφές, όπως π.χ. θερμική ενέργεια (θερμότητα), ηλεκτρική ενέργεια (ηλεκτρισμός), φωτεινή ενέργεια (φως). Τις μετατροπές της χημικής ενέργειας σε ηλεκτρική (και αντίστροφα) εξετάζει ο κλάδος της χημείας που ονομάζεται ηλεκτροχημεία, ενώ τις μετατροπές της χημικής σε φωτεινή ενέργεια (και αντίστροφα) εξετάζει η φωτοχημεία. Τέλος, η θερμοχημεία μελετά τις μετατροπές της χημικής σε θερμική ενέργεια (και αντίστροφα), οι οποίες είναι και οι πιο συνηθισμένες.

Η χημική θερμοδυναμική είναι ο κλάδος της χημείας που μελετά όλες αυτές τις ενεργειακές μετατροπές που συνοδεύουν μια χημική μεταβολή (αντίδραση). Θίγει, μεταξύ άλλων, τις ενεργειακές προϋποθέσεις που πρέπει να υπάρχουν,

ώστε να πραγματοποιηθεί αυθόρμητα μια χημική αντίδραση. Η Θερμοχημεία, που εξετάζεται στο παρόν κεφάλαιο, αποτελεί κλάδο της θερμοδυναμικής και όπως αναφέραμε επικεντρώνεται στις θερμικές μεταβολές που συνοδεύουν τις χημικές αντιδράσεις.

- Οι αντιδράσεις που ελευθερώνουν ενέργεια υπό μορφή θερμότητας στο περιβάλλον ονομάζονται εξώθερμες, ενώ οι αντιδράσεις που απορροφούν ενέργεια υπό μορφή θερμότητας από το περιβάλλον ονομάζονται ενδόθερμες.



Περιβάλλον

Σύστημα
(Αντιδρών Μίγμα)

Σύστημα είναι ο χώρος που γίνεται η αντίδραση. Οτιδήποτε άλλο εκτός αυτού ονομάζεται **περιβάλλον**.

• **Θερμότητα** είναι η ενέργεια που μεταφέρεται από ένα σύστημα σ' ένα άλλο λόγω διαφοράς θερμοκρασίας. Η θερμότητα, μετριέται σε μονάδες ενέργειας, όπως είναι:

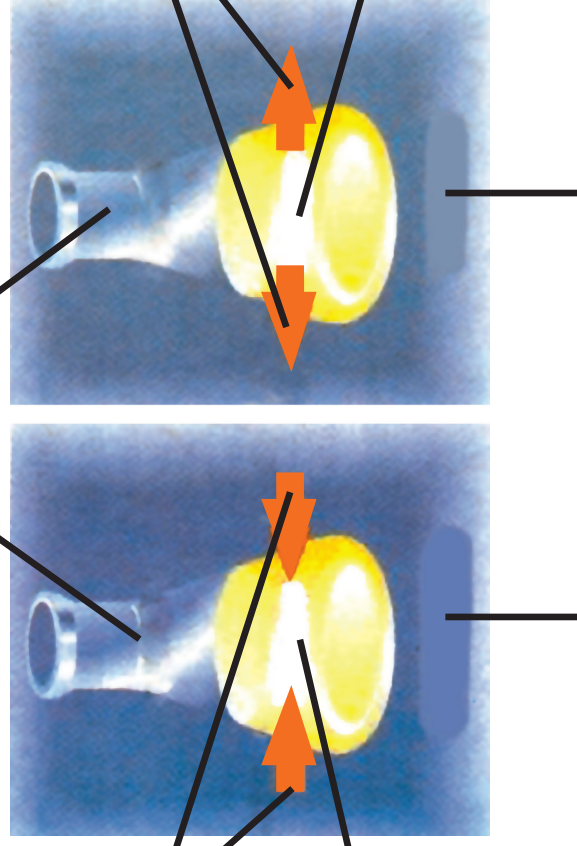
$$1 \text{ kJ} = 10^3 \text{ J}$$

$$1 \text{ kcal} = 10^3 \text{ cal}$$

$$1 \text{ kcal} = 4,184 \text{ kJ}$$

• **Θερμοκρασία** είναι το μέτρο κίνησης των δομικών μονάδων της ύλης π.χ. των μορίων.

Περιβάλλον



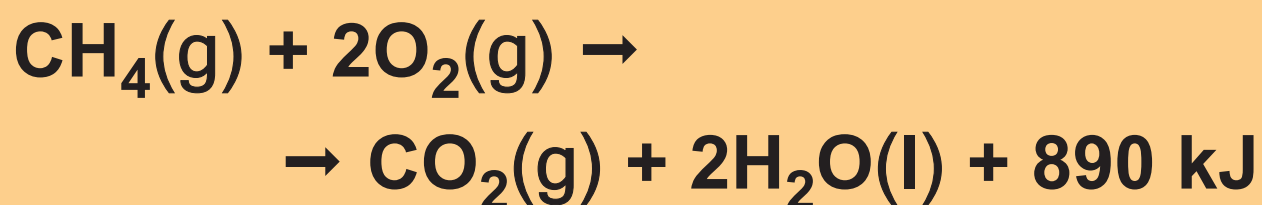
Θερμότητα
σύστημα

Θερμότητα
σύστημα

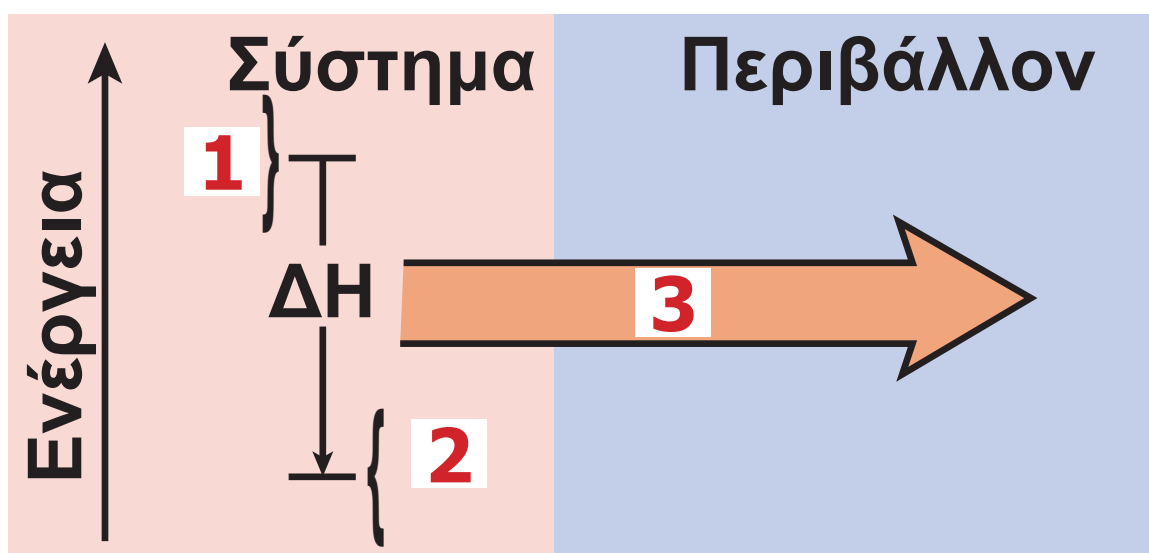
ενδόθερμη εξώθερμη

ΣΧΗΜΑ 2.1 Οι εξώθερμες αντιδράσεις ελευθερώνουν θερμότητα, ενώ οι ενδόθερμες απορροφούν.

Η καύση των υδρογονανθράκων αποτελεί χαρακτηριστικό παράδειγμα εξώθερμης αντίδρασης. Έτσι, κατά την καύση 1 mol μεθανίου (CH_4), ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 890 kJ. Η αντίδραση αυτή μπορεί να εκφραστεί με την παρακάτω θερμοχημική εξίσωση:



Κατά την καύση του μεθανίου ελευθερώνεται ενέργεια υπό μορφή θερμότητας, επειδή τα αντιδρώντα έχουν μεγαλύτερο ενεργειακό περιεχόμενο από τα προϊόντα, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα:



- 1.** 2 mol O_2
1 mol CH_4
(Αντιδρώντα)
- 2.** 2 mol H_2O
1 mol CO_2
(Προϊόντα)
- 3.** Ενέργεια που απομακρύνεται
στο περιβάλλον σα θερμότητα

ΣΧΗΜΑ 2.2 Η καύση του μεθανίου είναι εξώθερμη αντίδραση.

Το ποσό της θερμότητας που ελευθερώνεται είναι η διαφορά του ενεργειακού περιεχομένου μεταξύ των αντιδρώντων (1 mol $\text{CH}_4(\text{g})$ και 2 mol $\text{O}_2(\text{g})$) και των προϊόντων (1 mol $\text{CO}_2(\text{g})$ και 2 mol $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$). Για να ξεκινήσει βέβαια η καύση απαιτείται ένα ελάχιστο ποσό ενέργειας, για το οποίο όμως θα γίνει λόγος στο επόμενο κεφάλαιο.

Αυτό που μας ενδιαφέρει και μετράμε κατά τις χημικές αντιδράσεις, είναι η μεταβολή της ενέργειας και όχι οι ενέργειες αντιδρώντων και προϊόντων. Αυτή η μεταβολή ενέργειας κατά τη χημική αντίδραση είναι γνωστή ως μεταβολή της ενθαλπίας και συμβολίζεται με ΔH .

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

Σε μια ενδόθερμη αντίδραση:

Η μεταβολή της ενθαλπίας

$$\Delta H = H_{\text{τελ}} - H_{\text{αρχ}} > 0$$

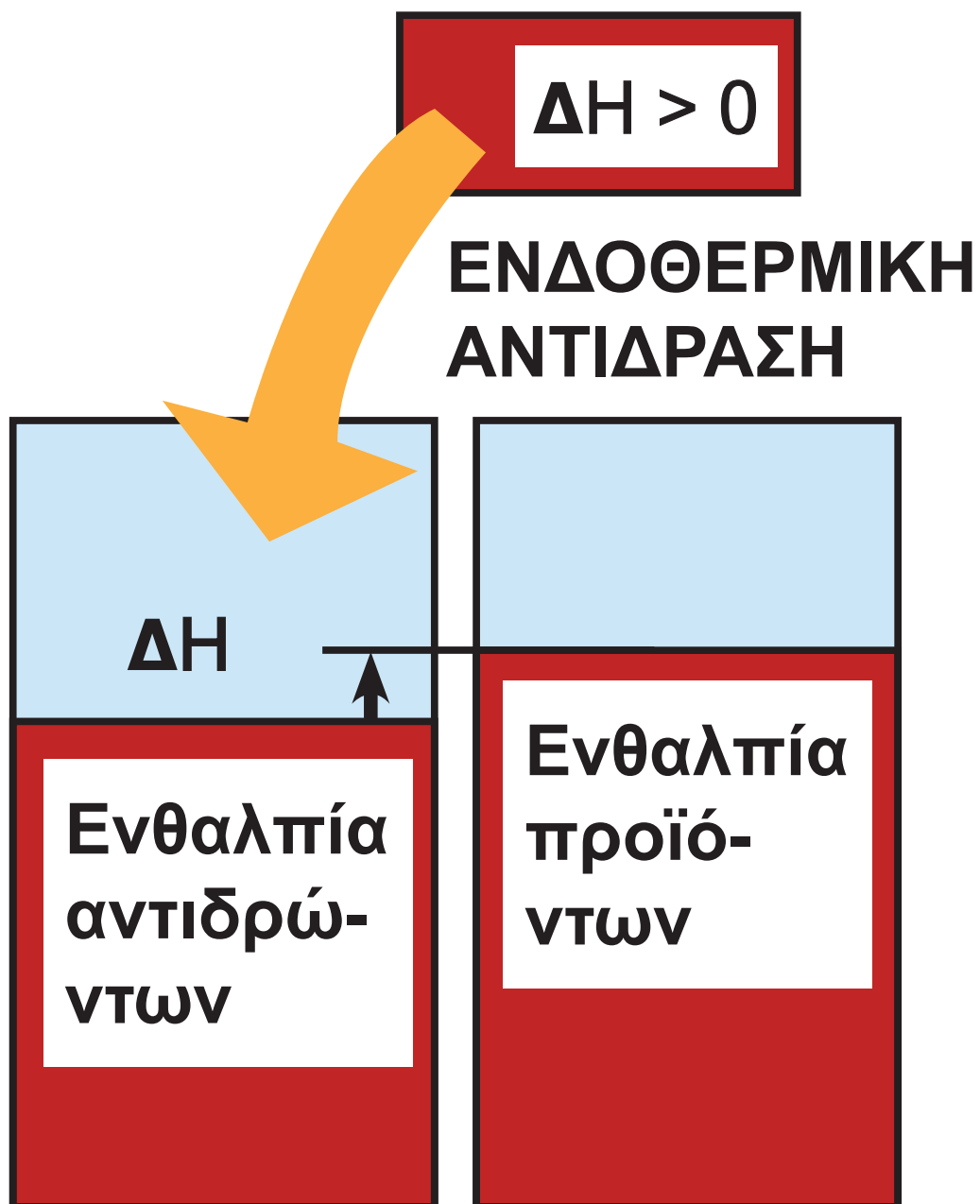
γιατί $H_{\text{τελ}} > H_{\text{αρχ}}$

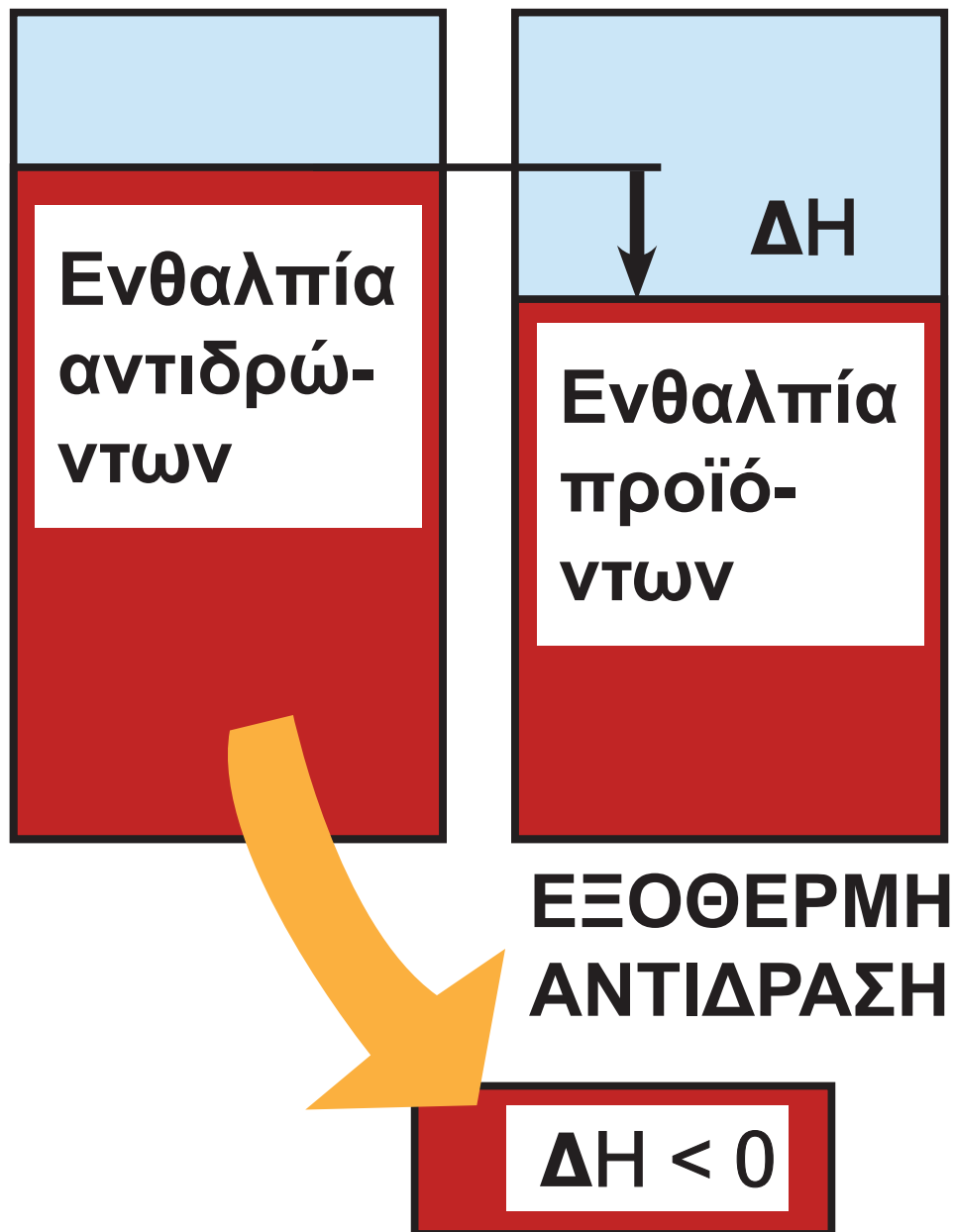
Σε μια εξώθερμη αντίδραση:

Η μεταβολή της ενθαλπίας

$$\Delta H = H_{\text{τελ}} - H_{\text{αρχ}} < 0$$

γιατί $H_{\text{αρχ}} > H_{\text{τελ}}$





ΣΧΗΜΑ 2.3 Η ενθαλπία είναι σαν ένα «ντεπόζιτο» που περιέχει την ενέργεια του αντιδρώντος συστήματος. Το «ντεπόζιτο» αυτό γεμίζει στις ενδόθερμες αντιδράσεις και αδειάζει στις εξώθερμες.

Ενθαλπία αντίδρασης - ΔH

Για μια αντίδραση της γενικής μορφής $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma \Gamma + \delta \Delta$, η μεταβολή της ενθαλπίας ΔH είναι η διαφορά

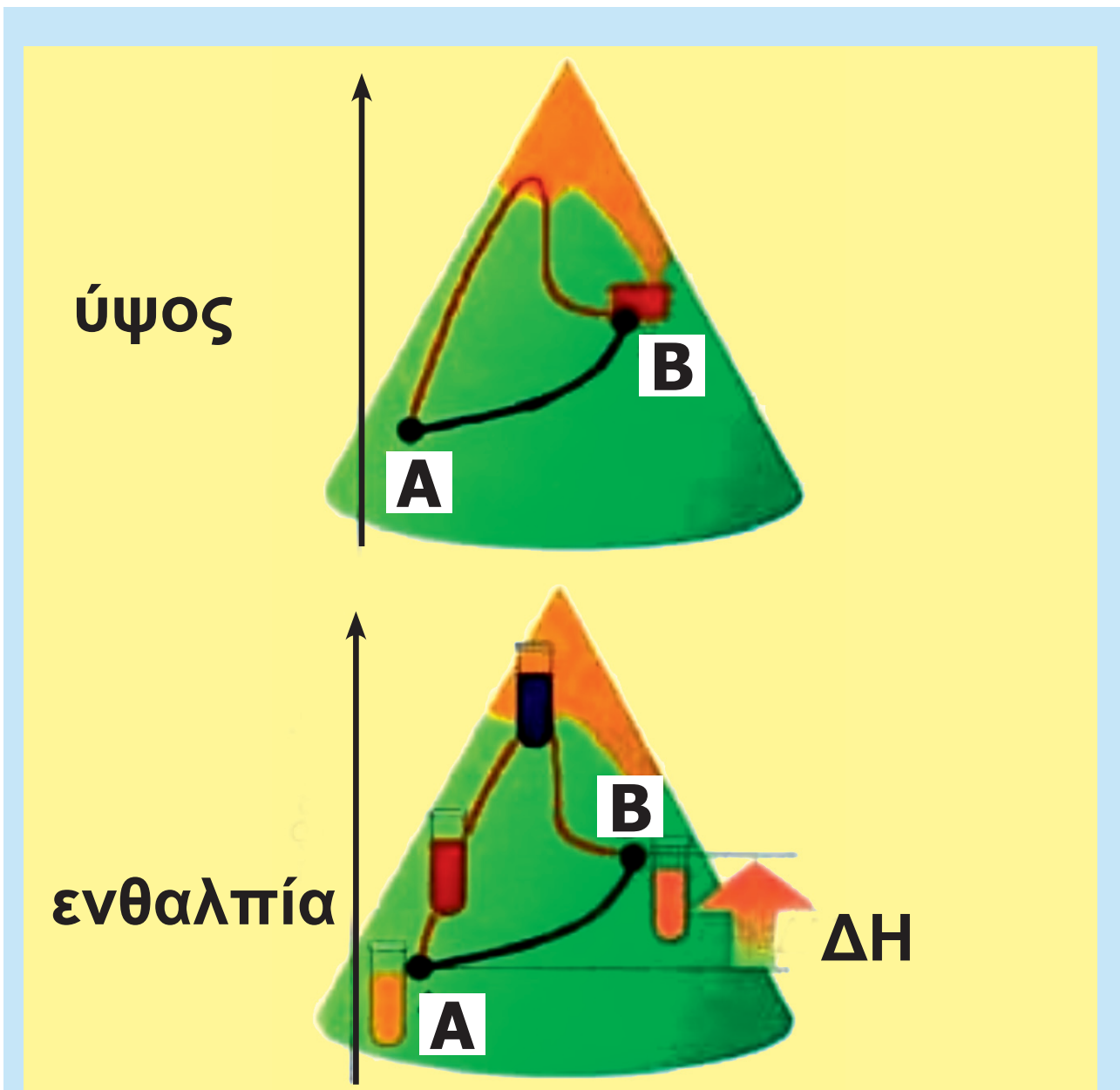
$$H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}} = \Delta H$$

όπου, $H_{\text{προϊόντων}}$ είναι η ενθαλπία των γ mol Γ και δ mol Δ και

$H_{\text{αντιδρώντων}}$ είναι η ενθαλπία των α mol A και β mol B .

Ενθαλπία - Η

Η ενθαλπία είναι μία καταστατική ιδιότητα. Καταστατική ιδιότητα ενός συστήματος είναι το μέγεθος εκείνο που εξαρτάται από την ποσότητα και τις συνθήκες στις οποίες βρίσκεται το σύστημα και όχι από τον τρόπο με τον οποίο το σύστημα έφτασε στην κατάσταση αυτή.



π.χ. 2 mol CO_2 σε $P = 1 \text{ atm}$ και $\theta = 25^\circ \text{C}$ έχουν την ίδια ενθαλπία είτε η ποσότητα αυτή σχηματίστηκε από την καύση CH_4 είτε από τη διάσπαση CaCO_3 .

Το γεωγραφικό ύψος, όπως και η ενθαλπία, είναι καταστατικές ιδιότητες.

Η τιμή που τελικά παίρνουν σε μια θέση δεν «κοιτάζει» τη διαδρομή που ακολουθεί το σύστημα για να φτάσει στη θέση αυτή.

- Να προσέξουμε ότι η ενθαλπία δεν είναι θερμότητα. Ένα σώμα έχει ενθαλπία, αλλά όχι θερμότητα. Θερμότητα δίνει ή παίρνει ένα σώμα με αποτέλεσμα να αλλάζει η ενθαλπία του.

• Γενικά μεταβολή μεγέθους

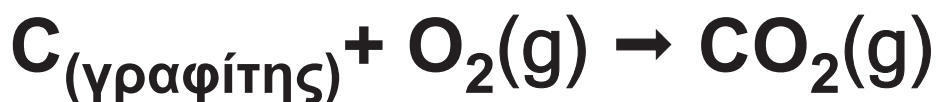
ΔX ορίζεται:

$$\Delta X = X_{\text{τελ}} - X_{\text{αρχ}}$$

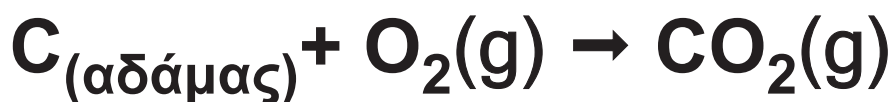
Η μεταβολή της ενθαλπίας μιας αντίδρασης εξαρτάται:

1. Από τη φύση των αντιδρώντων

Για παράδειγμα η θερμότητα καύσης του γραφίτη είναι διαφορετική απ' αυτή του διαμαντιού,



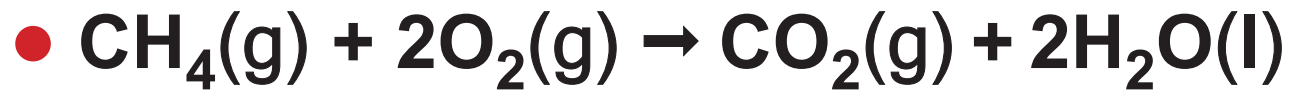
$$\Delta H = - 393,5 \text{ kJ}$$



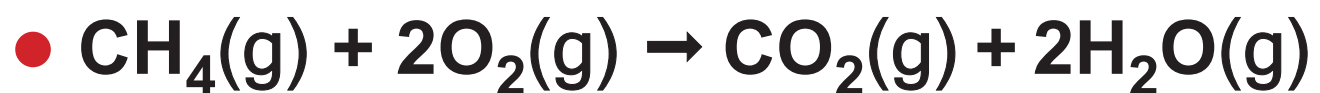
$$\Delta H = - 395,4 \text{ kJ}$$

2. Από τη φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και προϊόντων

Για το λόγο αυτό έχουμε:



$$\Delta H = - 890 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = - 802 \text{ kJ}$$

3. Από τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, κάτω από τις οποίες λαμβάνει χώρα η αντίδραση.

Ενθαλπία αντίδρασης ορίζεται η μεταβολή ενθαλπίας ΔH μεταξύ των αντιδρώντων και προϊόντων, για δεδομένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Δηλαδή, $\Delta H = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}$

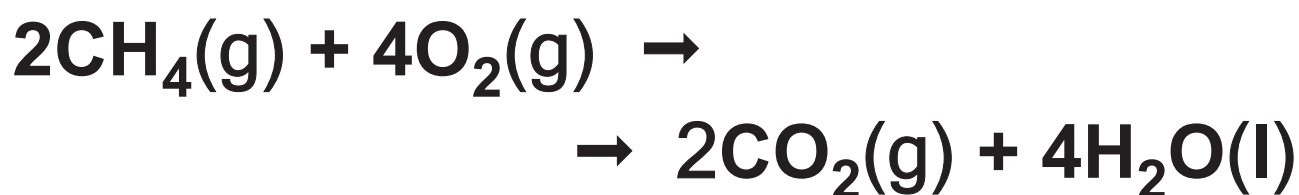
Η ενθαλπία μιας αντίδρασης αναφέρεται στην αντίδραση, όπως αυτή αναγράφεται στη χημική εξίσωση.
π.χ. για την αντίδραση



$$\Delta H = - 890 \text{ kJ}$$

προκύπτει ότι ποσότητα αντιδρώντων ίση με 1 mol $\text{CH}_4(\text{g})$ και 2 mol $\text{O}_2(\text{g})$ έχει ενθαλπία κατά 890 kJ μεγαλύτερη από ποσότητα προϊόντων ίση με 1 mol $\text{CO}_2(\text{g})$ και 2 mol $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Αντίστοιχα έχουμε:



$$\Delta H = - 1780 \text{ kJ.}$$

Πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης, ΔH°

Η μεταβολή της ενθαλπίας σε μια χημική αντίδραση, προφανώς εξαρτάται από τις συνθήκες που βρίσκονται τόσο τα αντιδρώντα όσο και τα προϊόντα. Για συγκριτικούς λοιπόν λόγους θα πρέπει οι μεταβολές ενθαλπίας να ανάγονται στις ίδιες συνθήκες. Με διεθνή σύμβαση έχει καθοριστεί οι μεταβολές αυτές να αναφέρονται σε αντιδρώντα και σε προϊόντα που βρίσκονται στην πρότυπή τους κατάσταση.

Η πρότυπη κατάσταση μιας ουσίας (στοιχείου ή ένωσης) είναι η πιο σταθερή μορφή της σε

- θερμοκρασία $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ και

- πίεση 1 atm

και για διαλύματα η

- συγκέντρωση $c = 1\text{ M}$

- Σε πρότυπη κατάσταση, η αντίστοιχη μεταβολή της ενθαλπίας λέγεται πρότυπη μεταβολή ενθαλπίας ή πρότυπη ενθαλπία και συμβολίζεται με ΔH° .

Παρακάτω ορίζονται οι μεταβολές της ενθαλπίας για ορισμένες χαρακτηριστικές περιπτώσεις.

Πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού, ΔH_f°

- Πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού μιας ένωσης, ΔH_f° , είναι η μεταβολή της ενθαλπίας κατά το σχηματισμό 1 mol της ένωσης από τα συστατικά της στοιχεία της, σε πρότυπη κατάσταση.



$$\Delta H_f^\circ = - 393,5 \text{ kJ}$$

Η ΔH_f° των στοιχείων στην πιο σταθερή μορφή τους θεωρείται μηδέν π.χ.

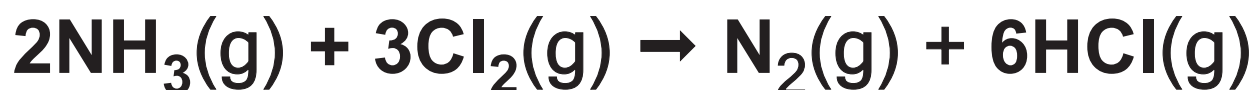
$$\Delta H_f^\circ (\text{γραφίτης}) = 0, \text{ ενώ}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{διαμαντιού}) \neq 0.$$

Επίσης η τιμή της ΔH° μιας αντίδρασης μπορεί να υπολογιστεί με βάση τις πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού των ενώσεων που μετέχουν στην αντίδραση:

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f (\text{προϊόντων}) - \sum \Delta H^\circ_f (\text{αντιδρώντων})$$

Π.χ. για την αντίδραση

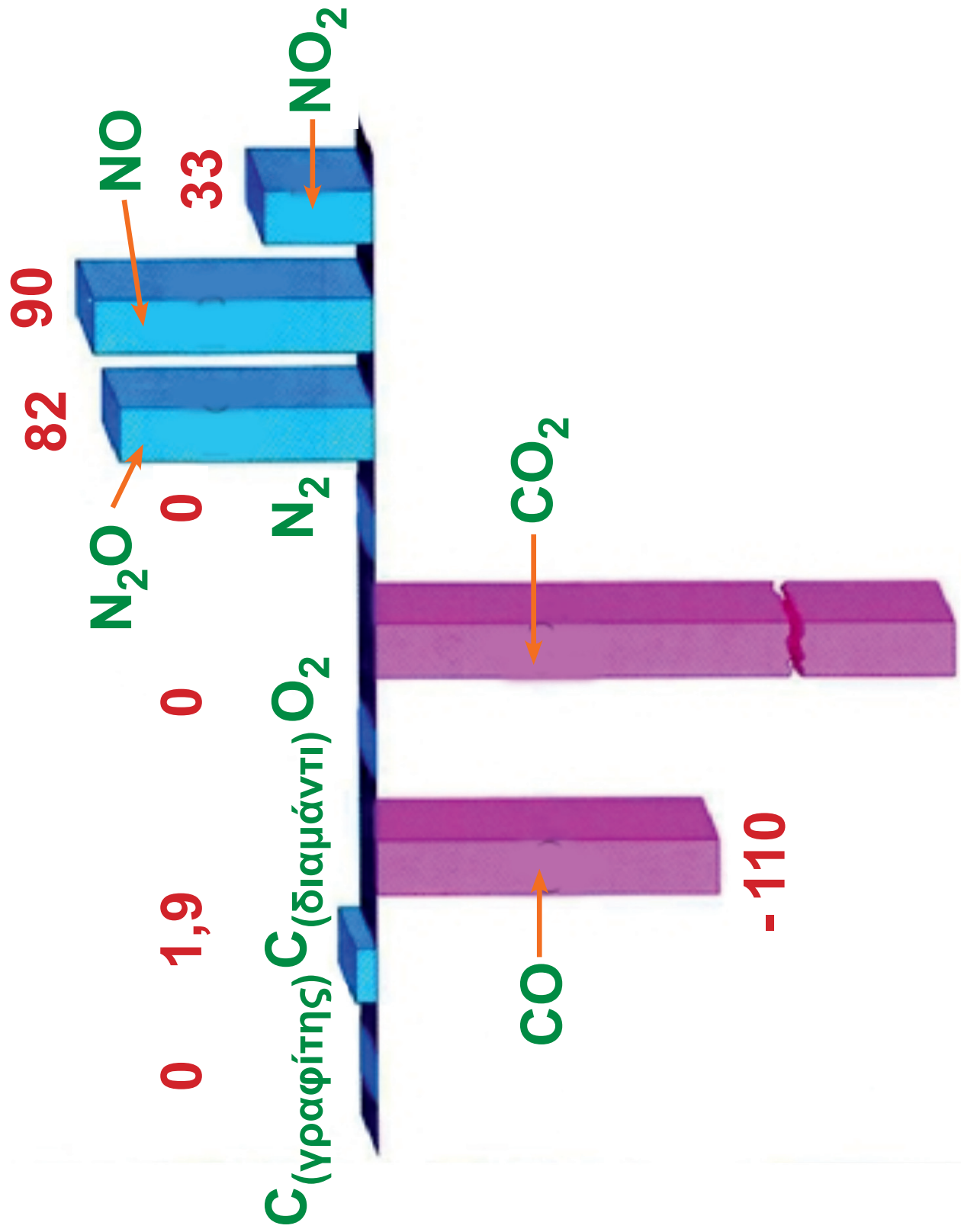


ισχύει

$$\Delta H^\circ = 6\Delta H^\circ_{f \text{ HCl}} - 2\Delta H^\circ_{f \text{ NH}_3}$$



$\Delta H_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$



ΣΧΗΜΑ 2.4

Πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού οξειδίων του άνθρακα και αζώτου. Οι τιμές ΔH°_f των οξειδίων του αζώτου είναι θετικές, πράγμα που σημαίνει ότι η αντίδραση σχηματισμού τους από τα συστατικά τους στοιχεία είναι ενδόθερμη αντίδραση.

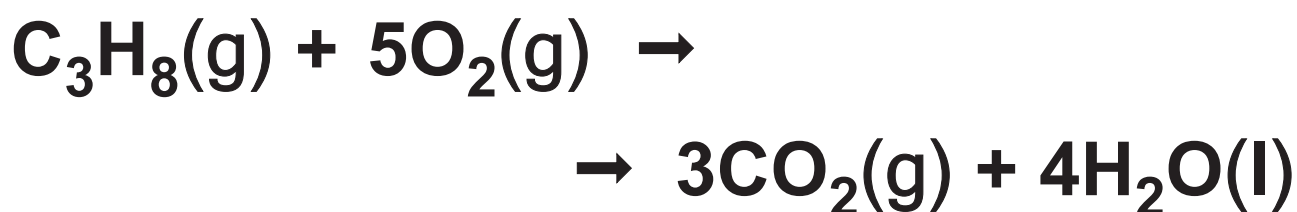
Αντίθετα, οι τιμές ΔH°_f των οξειδίων του άνθρακα είναι αρνητικές, που σημαίνει ότι η αντίδραση σχηματισμού τους από τα συστατικά τους στοιχεία είναι εξώθερμη αντίδραση.

Γενικά, όσο πιο μικρή είναι η τιμή ΔH°_f , τόσο πιο σταθερή θεωρείται η ένωση (σε σχέση με τα στοιχεία της).

Πρότυπη ενθαλπία καύσης, ΔH°_c

- Πρότυπη ενθαλπία καύσης μιας ουσίας, ΔH°_c , είναι η μεταβολή της ενθαλπίας κατά την πλήρη καύση 1 mol της ουσίας, σε πρότυπη κατάσταση.

Π.χ. όταν λέμε ότι η ενθαλπία καύσης του C_3H_8 είναι $-2220 \text{ kJ mol}^{-1}$, εννοούμε ότι:



$$\Delta H^\circ_c = -2220 \text{ kJ}$$

Να σημειωθεί ότι κατά την καύση έχουμε πάντα έκλυση θερμότητας, δηλαδή $\Delta H^\circ_c < 0$.

Παράδειγμα 2.1

Κατά την πλήρη καύση 4 g CH₄ ελευθερώνεται θερμότητα 222,5 kJ. Ποια είναι η τιμή της ΔH^ο_c της αντίδρασης;



ΛΥΣΗ

1 mol CH₄ ζυγίζει 16 g όποτε έχουμε:

$$\frac{4\text{g CH}_4}{16\text{g CH}_4} \text{ ελευθερώνουν } \frac{222,5 \text{ kJ}}{x}$$

$$\text{ή } x = 890\text{kJ}$$

Επομένως η ΔH^ο_c της αντίδρασης είναι - 890 kJ.

Εφαρμογή

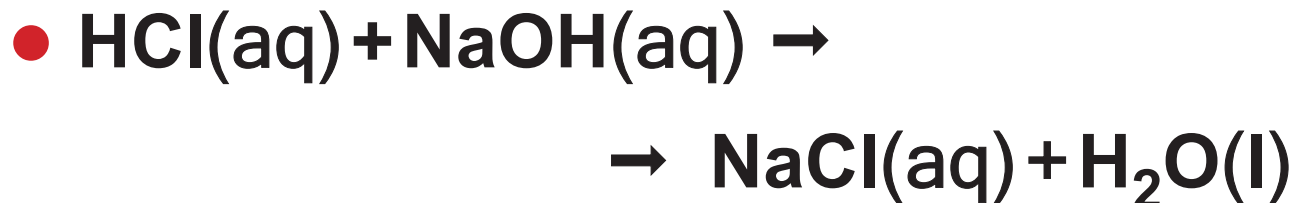
Καίγονται 22g προπανίου οπότε ελευθερώνονται 110 kcal. Ποια είναι η τιμή της ΔH°_c της καύσης του προπανίου; (- 220 kcal mol⁻¹)

Πρότυπη ενθαλπία εξουδετέρωσης, ΔH°_n

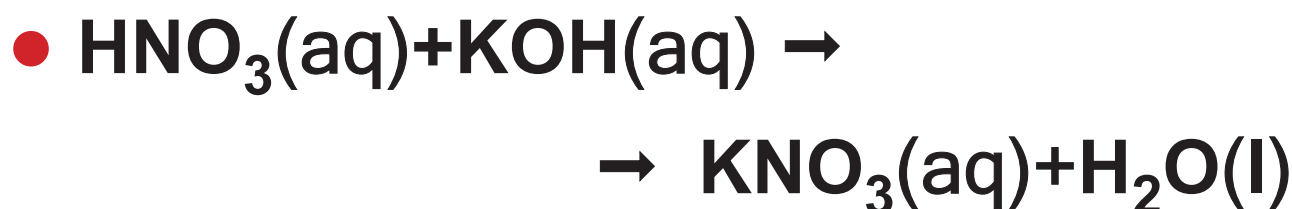
- Πρότυπη ενθαλπία εξουδετέρωσης, ΔH°_n , είναι η μεταβολή της ενθαλπίας κατά την πλήρη εξουδετέρωση (σε αραιό υδατικό διάλυμα) 1 mol H⁺ ενός οξέος με μια βάση ή 1 mol OH⁻ μιας βάσης με ένα οξύ, σε πρότυπη κατάσταση.

Να σημειωθεί ότι η ΔH°_n παίρνει πάντα αρνητικές τιμές. Άρα, η αντίδραση εξουδετέρωσης είναι εξώθερμη αντίδραση.

Επίσης κατά την εξουδετέρωση ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση η τιμή της ΔH°_n είναι περίπου σταθερή, ανεξάρτητα από το είδος του οξέος ή της βάσης που χρησιμοποιούμε. Δηλαδή,



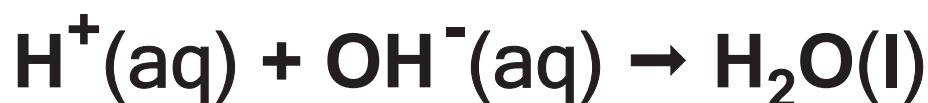
$$\Delta H^\circ_n = -57,1 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ_n = -57,1 \text{ kJ}$$

Αυτό συμβαίνει γιατί τα ισχυρά οξέα και οι ισχυρές βάσεις διίστανται (ή

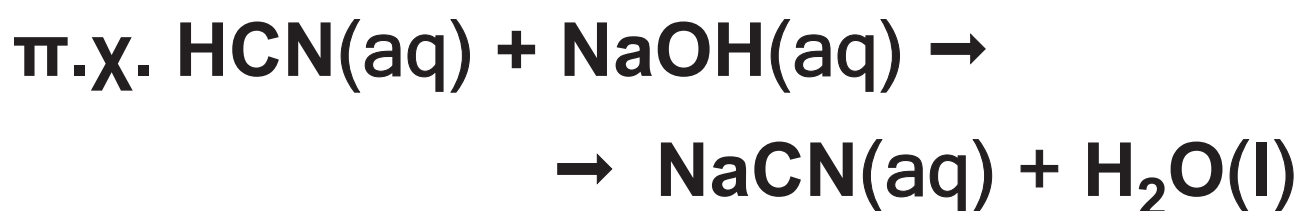
ιοντίζονται) πλήρως σε ιόντα και η μόνη αντίδραση που γίνεται κατά την εξουδετέρωση είναι:



$$\Delta H^\circ_{\text{n}} = -57,1 \text{ kJ}$$

- Θυμηθείτε από την ύλη της Α' Λυκείου τη θεωρία ηλεκτρολυτικής διάστασης του Arrhenius.

Κατά την εξουδετέρωση όμως ασθενούς οξέος από ισχυρή βάση ή αντίστροφα μέρος της εκλυόμενης ενέργειας δαπανάται για τη διάσταση (ή ιοντισμό) του ασθενούς ηλεκτρολύτη.



$$\Delta H^\circ_{\text{n}} = -10,6 \text{ kJ}$$

Παράδειγμα 2.2

Πόση θερμότητα ελευθερώνεται αν εξουδετερωθούν 10 L διαλύματος HCl 0,01 M από διάλυμα NaOH 0,02 M και ποιος ο τελικός όγκος του διαλύματος; Δίνεται ότι η θερμότητα εξουδετέρωσης του HCl με NaOH είναι ίση με: $\Delta H^{\circ}_n = - 57,1 \text{ kJ}$

ΛΥΣΗ

Υπολογίζουμε κατ' αρχάς την ποσότητα του HCl που εξουδετερώνεται:

$$\frac{1 \text{ L διαλύματος HCL περιέχει}}{10 \text{ L}} =$$

$$= \frac{0,01 \text{ mol HCl}}{y} \quad \text{ή } y = 0,1 \text{ mol}$$

Δίνεται η θερμότητα εξουδετέρωσης οπότε μπορούμε να γράψουμε:



$$\Delta H = - 57,1 \text{ kJ}$$

Σύμφωνα με τη στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε:

1 mol HCl αντιδρά με 1 mol NaOH και ελευθερώνονται 57,1 kJ

0,1 mol $y = 0,1$ mol και ελευθερώνονται $w = 5,71$ kJ

Δηλαδή, ελευθερώνονται 5,71 kJ και αντιδρούν 0,1 mol NaOH.

Το διάλυμα NaOH είναι 0,02 M

οπότε έχουμε:

1 L διαλύματος περιέχει 0,02 mol

$z = 5\text{L}$ 0,1 mol

Το τελικό δηλαδή διάλυμα θα έχει όγκο $(10 + 5) \text{ L} = 15 \text{ L}$, θεωρώντας ότι κατά την ανάμιξη των δύο διαλυμάτων δεν έχουμε μεταβολή του

συνολικού όγκου.

Εφαρμογή

Πόσα λίτρα διαλύματος HNO_3 0,04 M χρειάζονται για να εξουδετερώσουν πλήρως 5 L διαλύματος NaOH 0,01 M και πόση θερμότητα θα ελευθερωθεί; Δίνεται ότι η θερμότητα εξουδετέρωσης του HNO_3 με NaOH είναι ίση με $\Delta H^\circ_n = - 57,1 \text{ kJ mol}^{-1}$
(1,25 L, 2,855 kJ)

Πρότυπη ενθαλπία διάλυσης, $\Delta H^{\circ}_{\text{sol}}$

- Πρότυπη ενθαλπία διάλυσης μιας ουσίας σε διαλύτη X είναι η μεταβολή της ενθαλπίας, ΔH , κατά την διάλυση 1 mol ουσίας σε πολύ μεγάλο όγκο του διαλύτη X.



$$\Delta H^{\circ}_{\text{sol}} = + 4 \text{ kJ}$$

Γενικότερα, η διάλυση μιας ουσίας σε ένα διαλύτη περιλαμβάνει τα εξής βήματα, όπως διαγραμματικά απεικονίζεται στην περίπτωση μιας ετεροπολικής (ιοντικής) ένωσης:

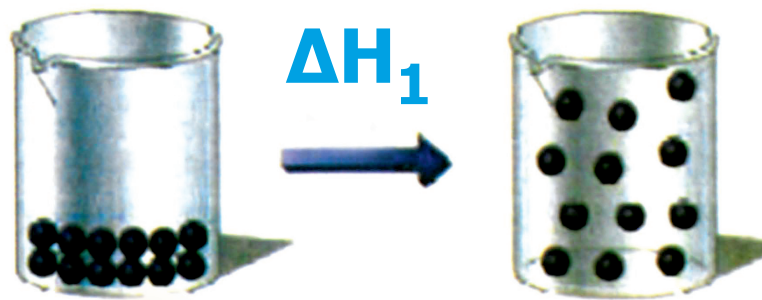
α. Τη διάσπαση των δεσμών μεταξύ των δομικών μονάδων της ύλης της διαλυμένης ουσίας, π.χ. διάσπαση του κρυσταλλικού πλέγματος NaCl.

Το στάδιο αυτό από ενεργειακής άποψης είναι ενδόθερμο.

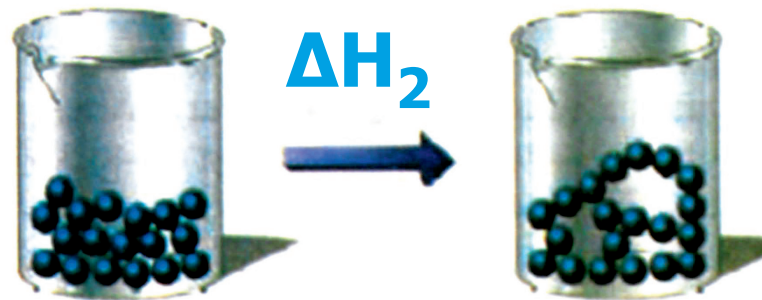
β. Τη διάσπαση των διαμοριακών δεσμών διαλύτη - διαλύτη π.χ. διάσπαση των δεσμών υδρογόνου στο νερό. Το στάδιο αυτό είναι ενδόθερμο.

γ. Το σχηματισμό δεσμών μεταξύ διαλυμένης ουσίας και διαλύτη π.χ. δεσμός ιόντων - μορίων νερού (εφυδάτωση ιόντων). Το στάδιο αυτό είναι εξώθερμο.

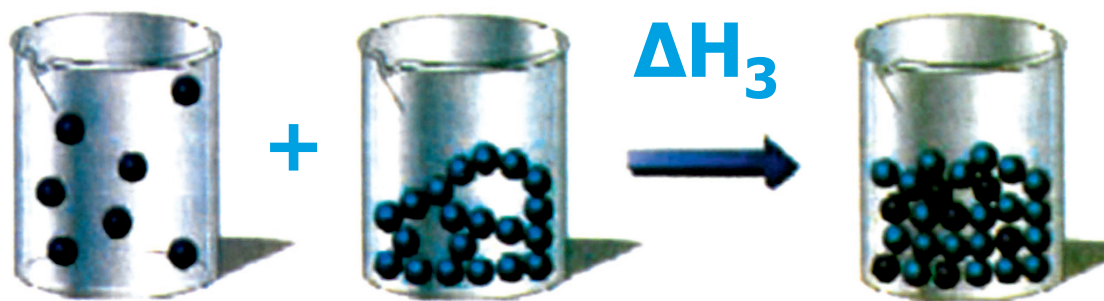
Αν η ενέργεια που ελευθερώνεται κατά το τελευταίο στάδιο έχει μεγαλύτερη τιμή από το άθροισμα των δύο προηγούμενων, τότε η διάλυση της ουσίας είναι εξώθερμη, δηλαδή $\Delta H^{\circ}_{sol} < 0$. Σε αντίθετη περίπτωση η διάλυση είναι ενδόθερμη, δηλαδή $\Delta H^{\circ}_{sol} > 0$.



α. διάσπαση κρυσταλλικού πλέγματος



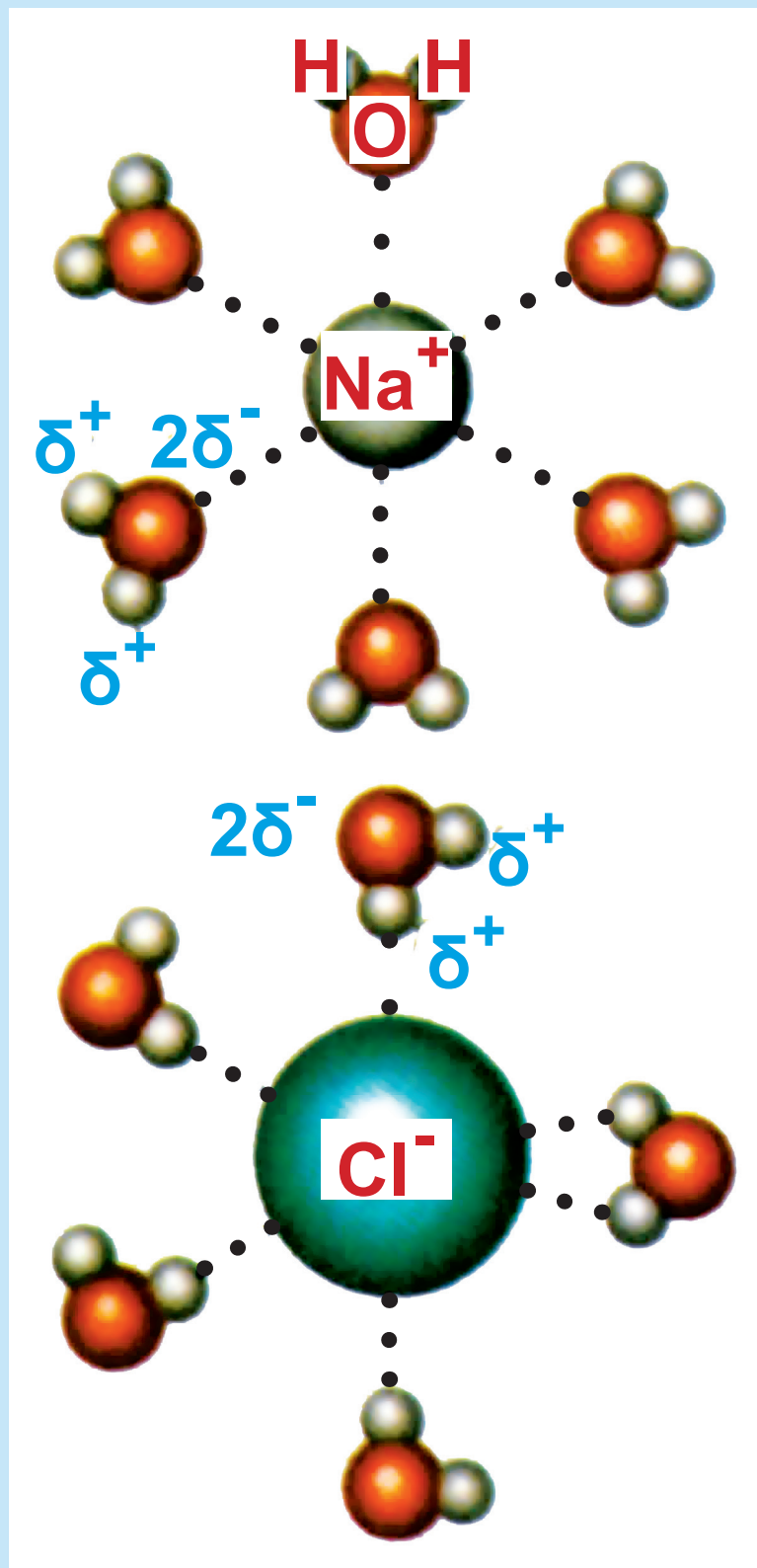
β. διάσπαση διαμοριακών δεσμών διαλύτη - διαλύτη



γ. σχηματισμός δεσμών ιόντων - μορίων διαλύτη (επιδιαλύτωση)

• Αν διαλύσουμε 1 mol ουσίας σε 1 L διαλύτη θα παρατηρηθεί διαφορετική τιμή ΔH από αυτή που προκύπτει κατά τη διάλυση 1 mol ουσίας σε 2 L διαλύτη. Γι' αυτό και ο ορισμός της $\Delta H_{\text{sol}}^{\circ}$ βασίζεται στη διάλυση της ουσίας σε μεγάλη περίσσεια διαλύτη, ώστε η παραπέρα προσθήκη διαλυτικού μέσου να μην προκαλεί καμιά θερμική μεταβολή στο σύστημα.

Εφυδάτωση ιόντων Na^+ και Cl^- .



ΣΧΗΜΑ 2.5

Η διάλυση μιας ουσίας σ' ένα διαλύτη περιλαμβάνει τρία στάδια. Τα δύο πρώτα απαιτούν ενέργεια, ενώ το τρίτο ελευθερώνει ενέργεια. Η θερμότητα διάλυσης δίνεται από τη σχέση:

$$\Delta H_{\text{sol}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3.$$

Ενθαλπία δεσμού, ΔH_B

Η ενθαλπία δεσμού αποτελεί το μέτρο της ισχύος ενός χημικού δεσμού.

- Ενθαλπία δεσμού στα διατομικά μόρια είναι η μεταβολή της ενθαλπίας, ΔH , κατά τη διάσπαση 1 mol αέριας ουσίας.



$$\Delta H_B^\circ = + 242 \text{ kJ}$$

Στα πολυατομικά μόρια ορίζεται η μέση ενθαλπία δεσμού, που αποτελεί το μέσο όρο των τιμών ενθαλπίας δεσμού στο μόριο.



$$\Delta H^\circ = + 1660 \text{ kJ}$$

Ο κάθε δεσμός C-H έχει τη δική του

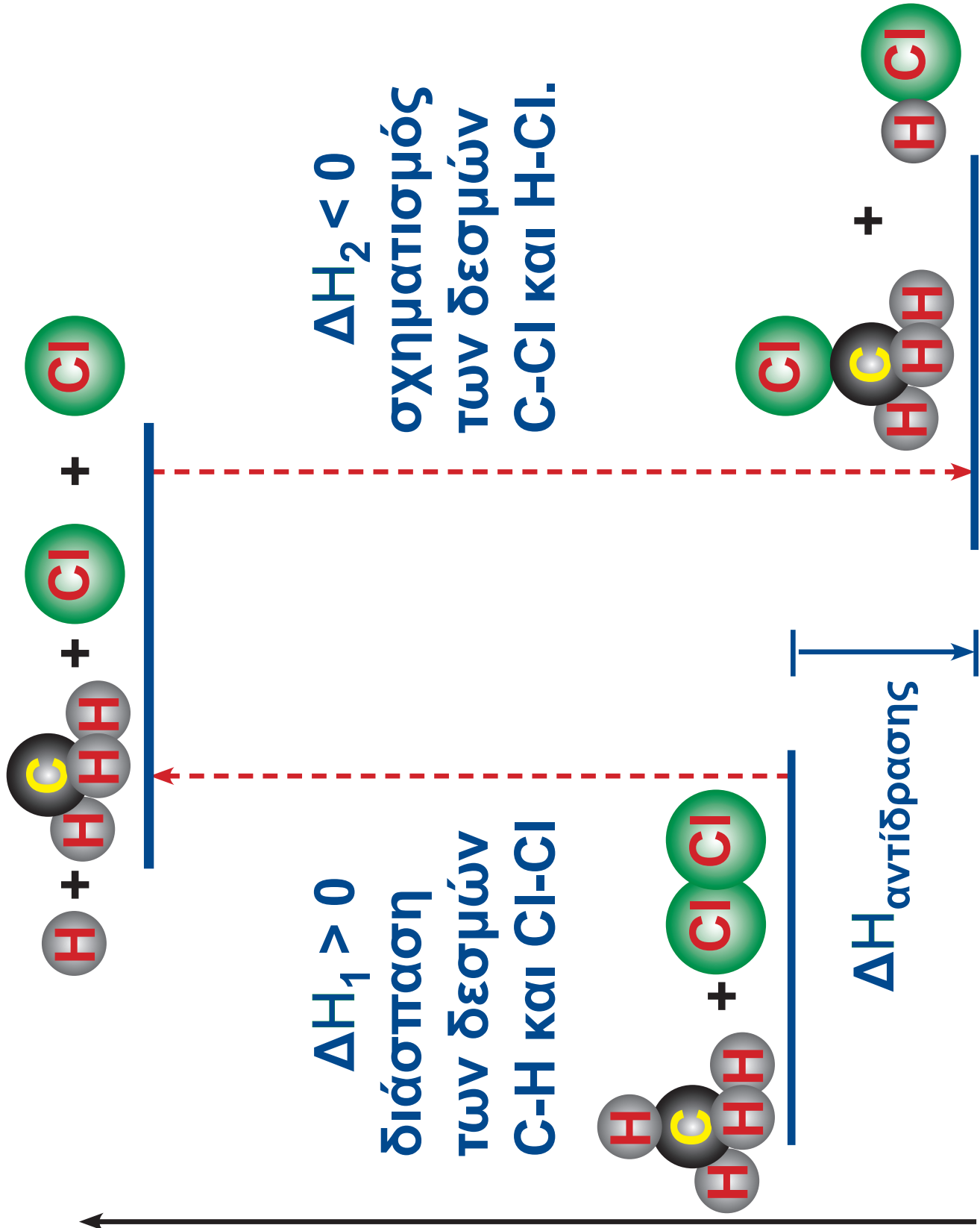
τιμή ΔH_B που εξαρτάται από ποιο μέρος του μορίου αποσπάται το άτομο του H. Η μέση όμως ενθαλπία δεσμού C-H είναι $1660/4 \text{ kJ} = 415 \text{ kJ}$.

Γενικά κατά την πραγματοποίηση μιας αντίδρασης παρατηρείται σπασίμο και δημιουργία νέων δεσμών. Η δημιουργία δεσμών αποτελεί πάντα εξώθερμο φαινόμενο (εκλύεται θερμότητα, $\Delta H < 0$) ενώ η διάσπαση των δεσμών ενδόθερμο (απορροφάται ενέργεια, $\Delta H > 0$).

Οπότε, ισχύει:

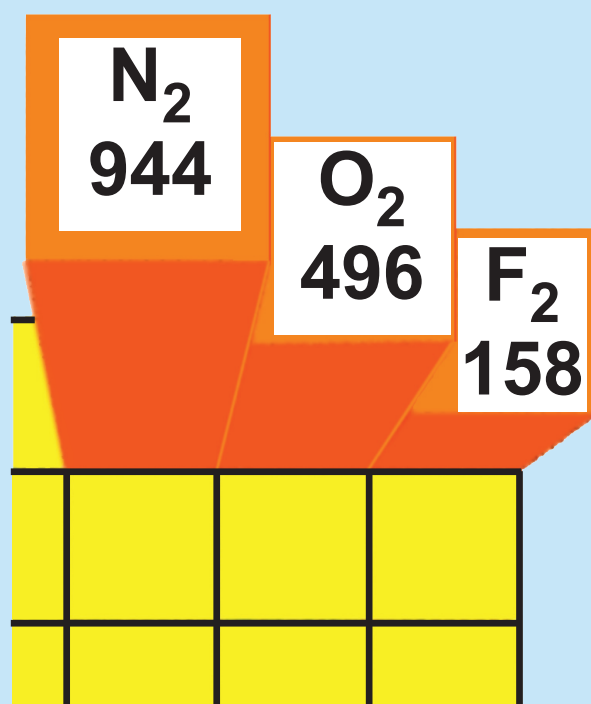
$$\Delta H_{\text{αντίδρασης}} = \sum \Delta H_{\text{δεσμών που διασπώνται}} - \sum \Delta H_{\text{δεσμών που σχηματίζονται}}$$

Ενθαλπία

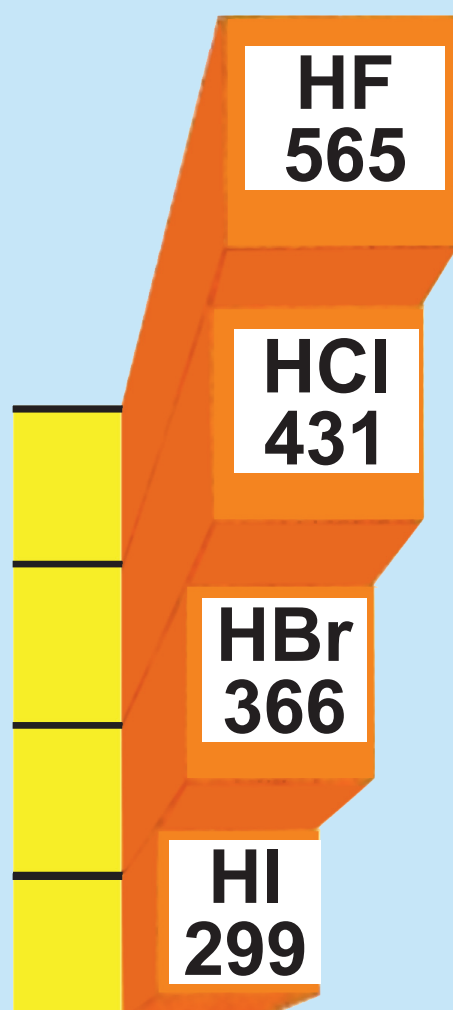


ΣΧΗΜΑ 2.6 Η ενθαλπία αντίδρασης

$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$ ισούται με $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$,
όπου ΔH_1 η ενέργεια που απαιτείται για τη διάσπαση
των δεσμών C-H, Cl-Cl και ΔH_2 η ενέργεια που ελευ-
θερώνεται για το σχηματισμό των δεσμών C-Cl και
H-Cl.



Ενθαλπία δεσμών (ΔH_B σε kJ mol^{-1}) στα μόρια των στοιχείων αζώτου, οξυγόνου και φθορίου. Παρατηρούμε ότι η ενθαλπία των δεσμών εξασθενίζει από τον τριπλό στον απλό δεσμό.



Ενθαλπία δεσμών (ΔH_B σε kJ mol^{-1}) στα μόρια των υδραλογόνων υδροφθορίου, υδροχλωρίου, υδροβρωμίου και υδροϊωδίου. Παρατηρούμε ότι η ενθαλπία δεσμού ελαττώνεται όσο αυξάνεται το μέγεθος του ατόμου του αλογόνου (ατομική ακτίνα).

[2.2]

Θερμιδομετρία - Νόμοι Θερμοχημείας

Θερμιδομετρία

Η μέτρηση της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται σε μια χημική αντίδραση, πραγματοποιείται σε ειδικές συσκευές που ονομάζονται θερμιδόμετρα. Να θυμίσουμε ότι η μεταβολή της ενθαλπίας, ΔH , ισούται με το απορροφούμενο ή εκλυόμενο ποσό θερμότητας q , εφόσον η αντίδραση πραγματοποιείται υπό σταθερή πίεση.

Το θερμιδόμετρο στο σχήμα 2.7, ονομάζεται θερμιδόμετρο βόμβας και χαρακτηρίζεται για την ακρίβεια των μετρήσεών του.

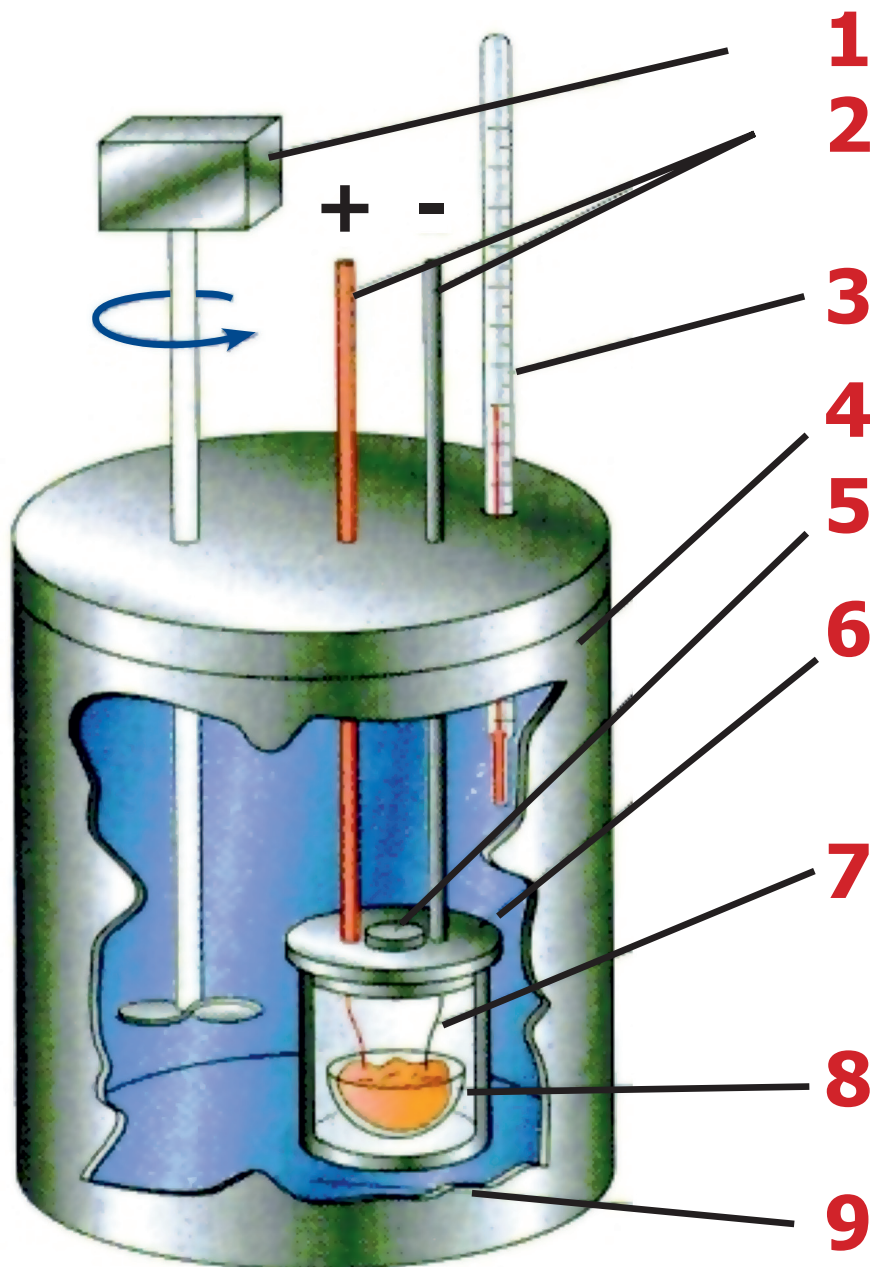
Αν στο θερμιδόμετρο πραγματοποιηθεί μία αντίδραση (ή γενικότερα μια φυσικοχημική μεταβολή π.χ. διάλυση), τότε η θερμότητα της αντίδρασης, q , που ελευθερώνεται ή απορροφάται προκαλεί αύξηση ή μείωση, αντίστοιχα, της θερμοκρασίας της ουσίας που περιέχεται στο θερμιδόμετρο (συνήθως νερό). Οπότε έχουμε,

$$\text{Εξίσωση θερμιδομετρίας}$$
$$q = m c \Delta T$$

m c : η θερμοχωρητικότητα της ουσίας (π.χ. νερό), εκφρασμένη συνήθως σε J grad^{-1} ή cal grad^{-1}
 c : η ειδική θερμοχωρητικότητα της ουσίας (π.χ. νερό) εκφρασμένη συνήθως σε $\text{J g}^{-1} \text{grad}^{-1}$

ή $\text{cal g}^{-1} \text{grad}^{-1}$.

ΔT : η μεταβολή της θερμοκρασίας
σε $^{\circ}\text{C}$ ή K .



- 1.** σύστημα ανάδευσης
- 2.** καλώδια ανάφλεξης
- 3.** θερμόμετρο
- 4.** μονωτικό υλικό
- 5.** είσοδος οξυγόνου
- 6.** βόμβα (αντιδραστήρας)
- 7.** ηλεκτρονική ανάφλεξη
- 8.** υποδοχέας δείγματος
- 9.** νερό

ΣΧΗΜΑ 2.7 Θερμιδόμετρο βόμβας.

• Ειδική θερμοχωρητικότητα

μιας ουσίας είναι η θερμότητα που απαιτείται για να αυξηθεί η θερμοκρασία 1 g της ουσίας κατά 1 °C.

Ειδικές θερμοχωρητικότητες ορισμένων ουσιών

	$\text{J g}^{-1} \text{ grad}^{-1}$
αέρας	1,01
βενζόλιο	1,05
χαλκός	0,38
αιθανόλη	2,24
γυαλί (Pyrex)	0,78
Ανοξ. χάλυβας	0,51
H_2O (g)	2,01
H_2O (s)	2,03
H_2O (l)	4,18

- Αν το θερμιδόμετρο έχει θερμοχωρητικότητα, τότε η εξίσωση της θερμιδομετρίας γίνεται
 $q = (m c + C) \Delta T$ όπου, C: η θερμοχωρητικότητα του οργάνου

Παράδειγμα 2.3

1,28 g ναφθαλινίου ($C_{10}H_8$) καίγονται σε θερμιδόμετρο βόμβας, οπότε η θερμοκρασία του νερού αυξάνεται από $20\text{ }^\circ\text{C}$ σε $25\text{ }^\circ\text{C}$. Η μάζα του νερού στο θερμιδόμετρο είναι 2000 g και η θερμοχωρητικότητα του θερμιδόμετρου $1,8\text{ kJ/ }^\circ\text{C}$. Να υπολογιστεί η ενθαλπία καύσης του ναφθαλινίου.

Δίνεται ότι η ειδική θερμοχωρητικότητα του νερού είναι ίση με $4,18\text{ J / g }^\circ\text{C}$.

ΛΥΣΗ

Υπολογίζουμε αρχικά τη θερμότητα που απορρόφησε η ποσότητα του νερού και το θερμιδόμετρο βόμβας:

$$q_{\text{H}_2\text{O}} = mc_{\text{H}_2\text{O}}\Delta T = \\ = 2000 \text{ g } 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} 5^\circ\text{C} = 41800 \text{ J}$$

$$q_{\text{βόμβας}} = 1800 \frac{\text{J}}{^\circ\text{C}} 5^\circ\text{C} = 9000 \text{ J}$$

Η θερμότητα αυτή $(41.800+9.000)\text{J} = 50.800 \text{ J} = 50,8 \text{ kJ}$ ελευθερώθηκε από την καύση $1,28 \text{ g}$ ναφθαλινίου. Επομένως $1,28 \text{ g}$ ναφθαλινίου ελευθερώνουν $50,8 \text{ kJ}$. Το 1 mol ναφθαλινίου που είναι

128 g (M_r ναφθαλίνης $= 128$) θα ελευθερώσει 5080 kJ . Δηλαδή η θερμότητα καύσης του ναφθαλινίου είναι

5080 kJ mol^{-1} . Οπότε,
 $\text{C}_{10}\text{H}_8 + 12\text{O}_2 \rightarrow 10\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$,
 $\Delta H = - 5080 \text{ kJ}$.

Εφαρμογή

1,6 g CH_3OH καίγονται σε θερμιδό-
μετρο βόμβας. Η θερμοκρασία του
νερού στο θερμιδόμετρο που είναι
2000 g αυξάνεται κατά $3,5 \text{ }^\circ\text{C}$. Η θερ-
μοχωρητικότητα του θερμιδόμετρου
είναι $2 \text{ kJ/}^\circ\text{C}$. Ποια είναι η ενθαλπία
καύσης της CH_3OH σε kJ/mol ;
Δίνεται για το νερό $c = 4,18 \text{ J/ g }^\circ\text{C}$
(- $725,2 \text{ kJ mol}^{-1}$)

Νόμοι Θερμοχημείας

Νόμος (ή αρχή) Lavoisier-Laplace

Ο νόμος αυτός είναι συνέπεια του θεωρήματος διατήρησης της ενέργειας, σύμφωνα με τον οποίο

- 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.

Με άλλα λόγια,

- Αν κατά το σχηματισμό 1 mol μιας ουσίας παρατηρείται μεταβολή ενθαλπίας ΔH_1 , κατά τη διάσπαση 1 mol της ίδιας ουσίας στα στοιχεία της παρατηρείται $\Delta H_2 = - \Delta H_1$.

Δηλαδή αν: $C(s)+O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

$\Delta H^\circ_1 = - 393,5 \text{ kJ}$

τότε $CO_2(g) \rightarrow C(s)+O_2(g)$

$\Delta H^\circ_2 = + 393,5 \text{ kJ}$

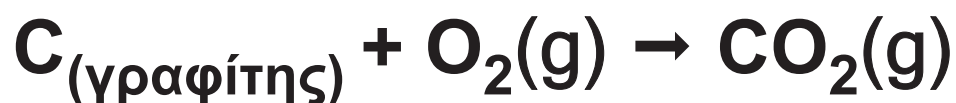
Από τα παραπάνω προκύπτει ότι αν μας είναι γνωστή η τιμή ΔH_1 μιας αντίδρασης, τότε μπορούμε να προβλέψουμε την τιμή ΔH_2 και της αντίστροφης αντίδρασης ($\Delta H_2 = - \Delta H_1$).

Νόμος του Hess

Ο Hess, προσδιορίζοντας πειραματικά τις θερμότητες διαφόρων αντιδράσεων, διατύπωσε το 1840 τον ομώνυμο νόμο, σύμφωνα με τον οποίο

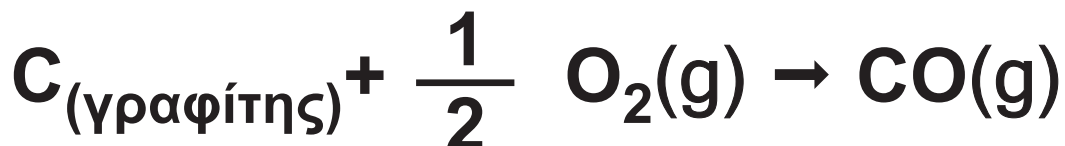
- Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται σε μία χημική αντίδραση είναι το ίδιο, είτε η αντίδραση πραγματοποιείται σε ένα είτε σε περισσότερα στάδια.

Για παράδειγμα η αντίδραση:

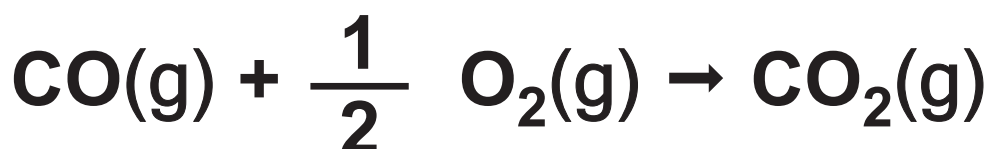


$$\Delta H = - 393,5 \text{ kJ}$$

Μπορεί να πραγματοποιηθεί και σε δύο στάδια:



$$\Delta H_1 = - 110,5 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_2 = - 283,0 \text{ kJ}$$

Με την πρόσθεση των ενδιάμεσων αυτών αντιδράσεων προκύπτει η συνολική αντίδραση και το άθροισμα των ποσών θερμότητας των αντιδράσεων αυτών ισούται με το ποσό της θερμότητας που εκλύεται συνολικά.

Δηλαδή ισχύει, $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

Ο νόμος του Hess είναι άμεση συνέπεια του πρώτου θερμοδυναμικού νόμου και αποτελεί τη βάση πολλών θερμοχημικών υπολογισμών. Η μεγάλη του πρακτική σημασία έγκειται στο γεγονός ότι επιτρέπει την αλγεβρική πρόσθεση και αφαίρεση των θερμοχημικών εξισώσεων. Έτσι, μπορούν να υπολογιστούν έμμεσα, μέσω θερμοχημικών κύκλων, οι θερμότητες πολλών αντιδράσεων, των οποίων ο άμεσος προσδιορισμός είναι δύσκολος (π.χ. αργές, με μικρή απόδοση ή θερμοδυναμικά αδύνατες αντιδράσεις). Για παράδειγμα οι τιμές ενθαλπίας σχηματισμού πολλών ενώσεων μπορούν να υπολογιστούν έμμεσα, μέσω του νόμου του Hess

και των αντίστοιχων τιμών ενθαλπίας καύσης (στοιχείων και ενώσεων), που προσδιορίζονται πειραματικά με θερμιδόμετρο.

Η γενίκευση του νόμου του Hess αποτελεί το αξίωμα της αρχικής και τελικής κατάστασης σύμφωνα με το οποίο,

- 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.

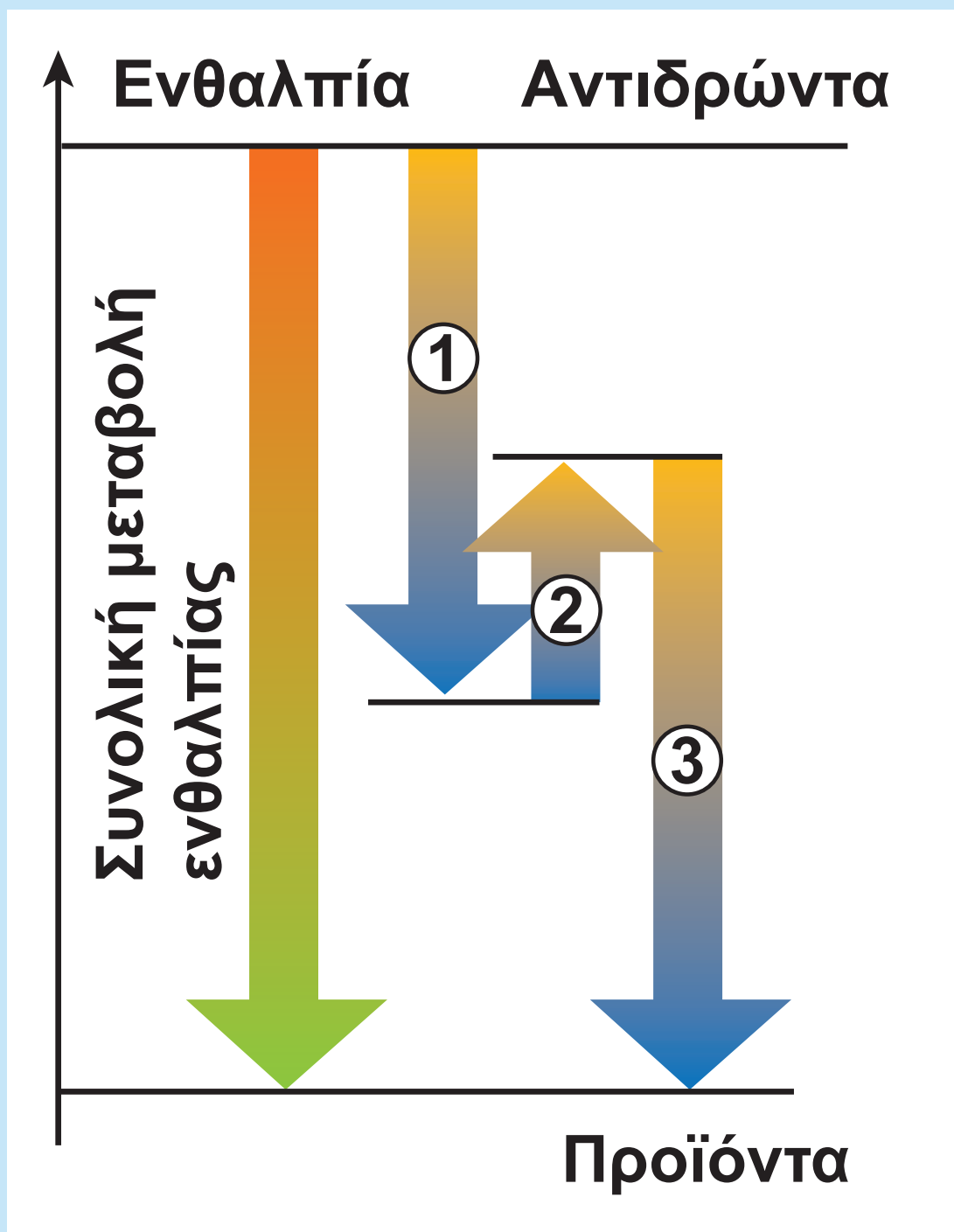


Germain Henri Hess

(1802- 1850) Ρώσος

χημικός ελβετικής καταγωγής, οι μελέτες του έθεσαν τα θεμέλια της θερμοχημείας.

Ο ομώνυμος νόμος που διατύπωσε το 1840 αποτελεί στην ουσία εφαρμογή του νόμου διατηρήσεως της ενέργειας (α' θερμοδυναμικού νόμου), παρόλο που ο ίδιος δεν φαίνεται να το είχε αντιληφθεί.

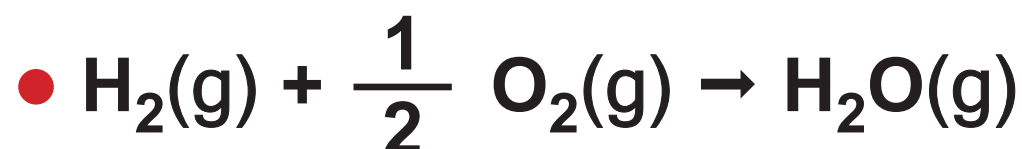


Διαγραμματική απεικόνιση του νόμου του Hess

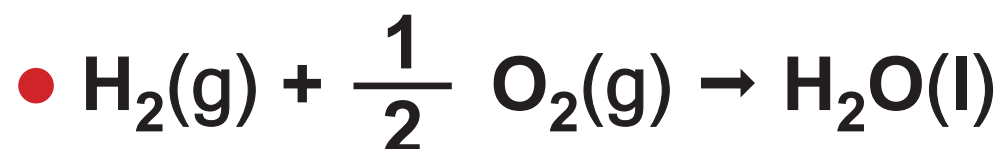
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Με τη γενίκευση αυτή είναι δυνατό να διευρύνουμε τους θερμοχημικούς υπολογισμούς, ώστε στις μεταβολές να μπορούν να συμπεριληφθούν πλην των χημικών αντιδράσεων και φυσικές μεταβολές π.χ. μεταβολές φυσικών καταστάσεων.

Π.χ.



$$\Delta H = - 241,8 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_1 = - 285,8 \text{ kJ}$$

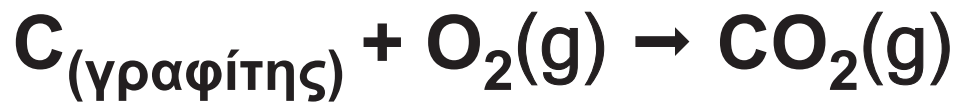


$$\Delta H_2 = + 44,0 \text{ kJ}$$

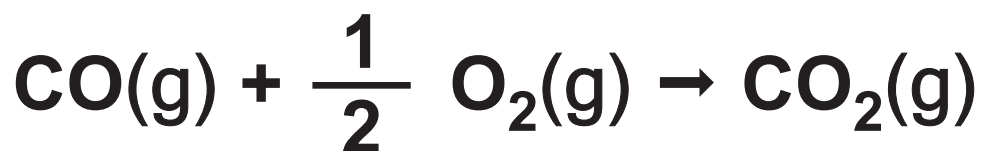
$$\text{και } \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Παράδειγμα 2.4

Να βρεθεί η ενθαλπία σχηματισμού του CO(g) αν δίνονται:



$$\Delta H_1 = - 393,5 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_2 = - 283 \text{ kJ}$$

ΛΥΣΗ

1ος τρόπος (με θερμοχημικό κύκλο)

Όπως φαίνεται στο σχήμα δίνεται

η ΔH_1 της (α) μεταβολής, η ΔH_2 της

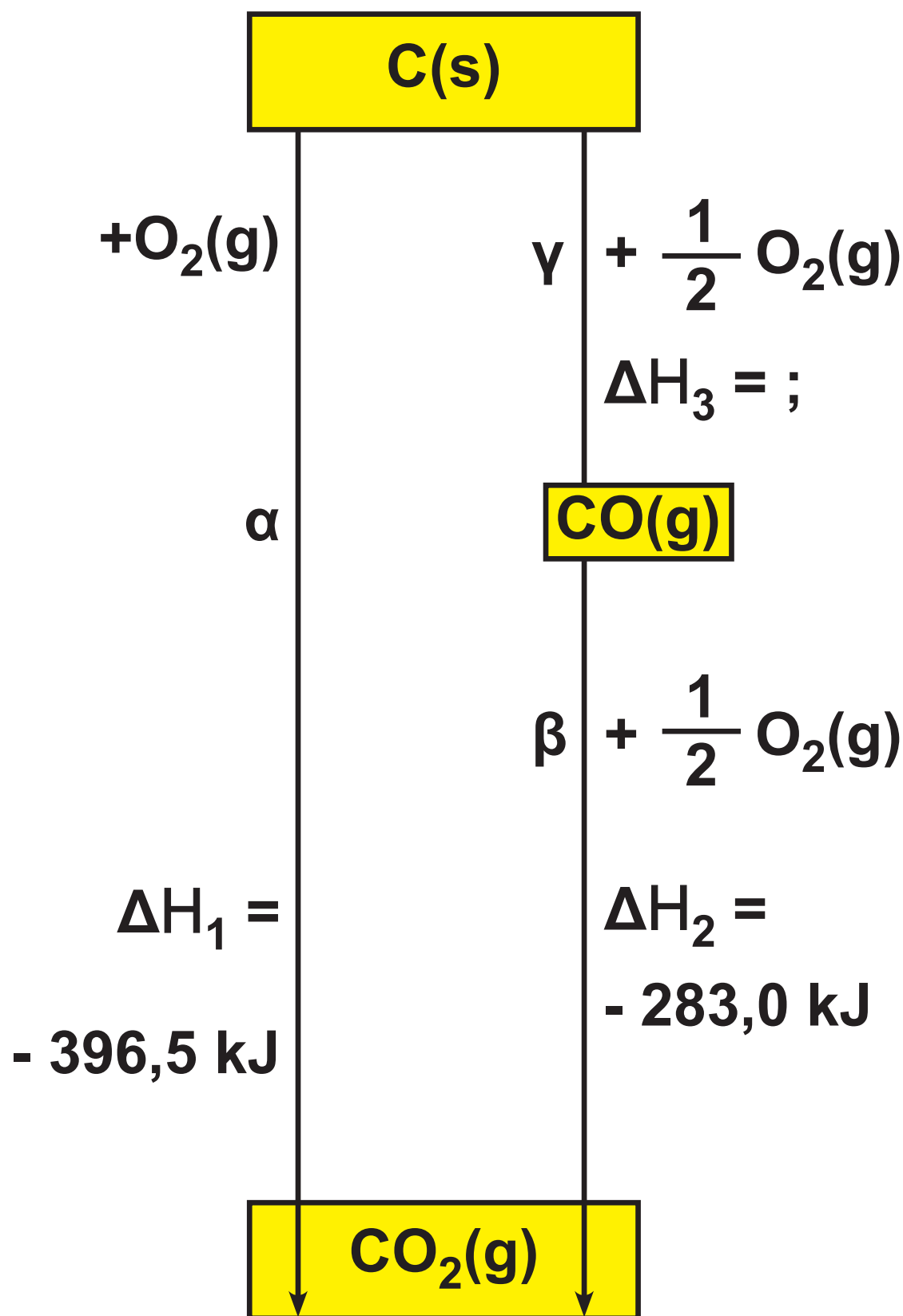
(β) μεταβολής και ζητείται η

$\Delta H_3 = x \text{ kJ}$ της (γ) μεταβολής.

Σύμφωνα με το νόμο του Hess

έχουμε:

$$\begin{aligned} \Delta H_1 &= \Delta H_2 + \Delta H_3 \Leftrightarrow \Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2 = \\ &= - 110,5 \text{ kJ.} \end{aligned}$$



2ος τρόπος

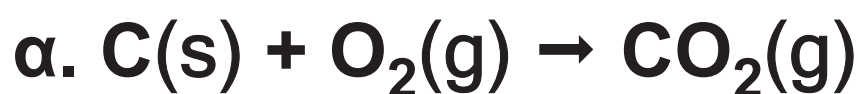
Ακολουθούμε την εξής πορεία:

α) Γράφουμε τις θερμοχημικές εξισώσεις των οποίων δίνεται ή ζητείται η μεταβολή ενθαλπίας.

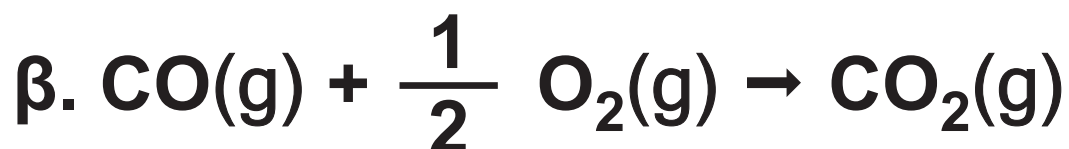
β) Διαλέγουμε μια οποιαδήποτε από τις παραπάνω θερμοχημικές εξισώσεις και φροντίζουμε να τη «βγάλουμε» ως άθροισμα των υπολοίπων.

γ) Εφαρμόζουμε το νόμο του Hess, οπότε υπολογίζουμε τη ζητούμενη ΔH .

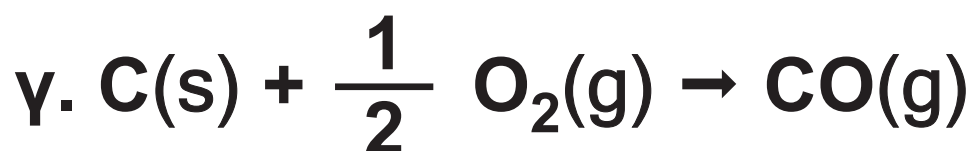
Στη συγκεκριμένη άσκηση έχουμε



$$\Delta H_1 = - 393,5 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_2 = - 283 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_3 = x \text{ kJ}$$

Παρατηρούμε ότι η (α) μπορεί να προκύψει ως άθροισμα των (γ) και (β), οπότε από το νόμο του Hess έχουμε:

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

$$\text{ή } \Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2 = - 110,5 \text{ kJ.}$$

Εφαρμογή

Να βρεθεί η ενθαλπία σχηματισμού του CH_4 . Δίνονται:

α. η θερμότητα σχηματισμού του
 $\text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H_f = - 394 \text{ kJ/mol}$

β. η θερμότητα σχηματισμού του
 $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H_f = - 236 \text{ kJ/mol}$

γ. η θερμότητα καύσης του $\text{CH}_4(\text{g})$
 $\Delta H_c = - 880 \text{ kJ/mol}$

(14 kJ/mol)

Γνωρίζεις ότι...



Αναστενάρια: ένα θαύμα που ερμηνεύει η χημεία

Τα αναστενάρια είναι ένα έθιμο λατρείας που γίνεται στο Λαγκαδά Θεσσαλονίκης και στην Αγία Ελένη Σερρών, από τις 20 έως τις 23 Μαΐου και συνδέεται με τη γιορτή των Αγίων Κωνσταντίνου και Ελένης. Κάθε χρόνο τα μέσα μαζικής επικοινωνίας στρέφουν την προσοχή τους

στο πρωτόγνωρο αυτό τελετουργικό έθιμο, που το αποκορύφωμά του είναι ο εκστατικός χορός των αναστενάρηδων στα αναμμένα κάρβουνα. Πώς όμως μπορεί να εξηγηθεί αυτό; Είναι κοινή διαπίστωση ότι δεν πρόκειται για τέχνασμα ή απάτη. Οι αναστενάρηδες πραγματικά ποδοπατούν για ώρα τα αναμμένα κάρβουνα, χωρίς τα πέλματά τους να παρουσιάζουν το παραμικρό έγκαυμα. Ούτε υπάρχει η εκδοχή της ομαδικής υποβολής των θεατών, αφού η τελετουργία έχει πολλές φορές κινηματογραφηθεί και φωτογραφηθεί. Πρόκειται λοιπόν για θαύμα; Η θερμοχημεία μπορεί να δώσει ορισμένες εξηγήσεις

στο θέμα:

1. Τα ανθρώπινα κύτταρα έχουν μεγάλη περιεκτικότητα σε νερό και επειδή το νερό έχει μεγάλη ειδική θερμοχωρητικότητα (c) η θερμοχωρητικότητα των κυττάρων ($C = mc$) έχει μεγάλη τιμή. Αυτό με άλλα λόγια σημαίνει, ότι μεγάλο ποσό θερμότητας πρέπει να μεταφερθεί στο πέλμα του ποδιού για να αυξηθεί η θερμοκρασία τόσο, ώστε να προκαλέσει καταστροφή στα κύτταρα. Όμως, λόγω των χορευτικών κινήσεων δεν έχουμε μεγάλο χρόνο επαφής μεταξύ του κάρβουνου και του ποδιού, ώστε να μεταφερθεί μεγάλο ποσό ενέργειας.

2. Η επιφάνεια των πυρακτωμένων κάρβουνων είναι σχετικά μικρή και έτσι παρόλο που η θερμοκρασία είναι πολύ μεγάλη το θερμικό περιεχόμενό τους είναι σχετικά μικρό. Είναι όπως μια σπίθα, που αν πέσει πάνω μας δεν προκαλεί έγκαυμα, λόγω της μικρής της μάζας, άσχετα αν έχει μεγάλη θερμοκρασία.

3. Ο ιδρώτας (λόγω του χώρου) και γενικώς η υγρασία που υπάρχει στο πέλμα του ποδιού (η υγρασία είναι μεγάλη στον περιβάλλοντα χώρο - γι' αυτό πιθανόν η πυροβασία γίνεται βράδυ) απορροφά μέρος της θερμικής ενέργειας για την εξάτμισή τους. Να σημειωθεί, ότι η

θερμότητα εξάτμισης του νερού είναι μεγάλη.

Το φαινόμενο λοιπόν της πυροβασίας, που να σημειωθεί ότι δεν γίνεται κατ' αποκλειστικότητα στα αναστενάρια, αλλά και στην Ινδία, Κεϋλάνη, Β. Αυστραλία κλπ, μπορεί να ερμηνευθεί με βάση τη θερμοχημεία. Θεωρητικά λοιπόν, με κατάλληλη προετοιμασία και υπό κατάλληλες συνθήκες, θα μπορούσε ο καθένας μας να γίνει αναστενάρης. Βέβαια μην είμαστε απόλυτοι, γιατί καμιά φορά και η επιστήμη κάνει λάθη.

Γνωρίζεις ότι...



Εκρηκτικά

Τον Απρίλιο του 1995 μια βομβιστική ενέργεια στο Ομοσπονδιακό Μέγαρο στην πόλη της Οκλαχόμα των ΗΠΑ έρχεται να συγκλονίσει την κοινή γνώμη. Ο απολογισμός ήταν ο θάνατος 168 ατόμων και η ολοκληρωτική καταστροφή του πολυώροφου κτιρίου. Οι αρχές υπολόγισαν ότι η ποσότητα του εκρηκτικού που χρησιμοποιήθηκε ήταν δύο τόνοι, η οποία πυροδοτήθηκε

από κλεμμένο φορτηγό αυτοκίνητο. Το φοβερό αυτό εκρηκτικό (ANFO) είχε φτιαχτεί από νιτρικό αμμώνιο (AN), που είναι ένα συνηθισμένο λίπασμα, και ένα κοινό πετρέλαιο θέρμανσης (FO).

Πώς μπορεί αλήθεια ο συνδυασμός δύο τόσο απλών και καθημερινής χρήσεως ουσιών, όπως ενός λιπάσματος και ενός πετρελαίου θέρμανσης, κάτω από ορισμένες συνθήκες, να προκαλέσει τέτοια καταστροφή; Η τραγωδία στην πόλη της Οκλαχόμα έρχεται να μας θυμίσει για μια ακόμα φορά τη μεγάλη σημασία της χημείας για την ερμηνεία των ιδιοτήτων της ύλης.



Γενικά μια ουσία έχει εκρηκτικές ιδιότητες, όταν σε πολύ μικρό χρονικό διάστημα διασπάται, ελευθερώνοντας ακαριαία μεγάλα ποσά ενέργειας και μεγάλους όγκους αερίων. Τα θερμά αυτά αέρια διαστελλόμενα δημιουργούν ένα καταστροφικό ωστικό κύμα. Το ωστικό κύμα μπορεί να μεταδίδεται με ταχύτητες

της τάξης των 32.000 χιλιομέτρων /ώρα, ενώ αναπτύσσονται πιέσεις που υπερβαίνουν τις 700.000 ατμόσφαιρες, προξενώντας τεράστιες φυσικές καταστροφές στον περιβάλλοντα χώρο.

Η διάσπαση του νιτρικού αμμωνίου προφανώς έχει αυτά τα χαρακτηριστικά. Στο ANFO βέβαια η εκρηκτική δράση ενισχύεται ακόμα τρεις φορές, γιατί ακολουθεί η καύση των υδρογονανθράκων του πετρελαίου θέρμανσης (FO), που ελευθερώνει μεγάλους όγκους αερίων $\text{CO}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ και συνεισφέρει ενέργεια 40-50 kJ ανά γραμμάριο υδρογονάνθρακα. Το περίεργο είναι ότι αυτό καθ' εαυτό

90 / 60

το FO δεν είναι εκρηκτικό, γιατί καίγεται αργά, έχει όμως πολύ μεγάλο θερμικό περιεχόμενο και σε συνδυασμό με το AN δημιουργεί ένα τρομακτικής ισχύος εκρηκτικό.



Άλφρεντ Νόμπελ (1833-1896)

Σουηδός χημικός μηχανικός. Ανακάλυψε το δυναμίτη και άλλα ισχυρά εκρηκτικά και έκτισε βιομηχανία για την παραγωγή τους. Ένα ατύχημα στοίχισε τη ζωή του αδελφού του και τεσσάρων ακόμα ατόμων, καθώς και την καταστροφή του εργοστασίου του. Παρά την απαγόρευση του Σουηδικού

κράτους, αυτός συνέχισε τα πειράματά του για την ανάπτυξη ασφαλούς μεθόδου παραγωγής του δυναμίτη. Διαπνεόταν από φιλειρηνικά αισθήματα και πίστευε ότι οι ανακαλύψεις του θα μπορούσαν να συντελέσουν στην ειρήνη του κόσμου. Διέθεσε το μεγαλύτερο μέρος της τεράστιας περιουσίας του, που κέρδισε κυρίως από τις εργασίες του αυτές, για να υλοποιηθεί αυτό που θεωρείται σήμερα ως η μεγαλύτερη τιμητική διάκριση στον κόσμο της επιστήμης: το βραβείο Νόμπελ.

Ο δυναμίτης έχει σαν βάση τη νιτρογλυκερίνη της οποίας η διάσπαση (έκρηξη) γίνεται με βάση την παρακάτω αντίδραση:



Ο δυναμίτης ακόμα και σήμερα παρασκευάζεται βιομηχανικά και χρησιμοποιείται για την ανατίναξη βράχων, είναι μίγμα από νιτρικό αμμώνιο και νιτρογλυκερίνης, εμποτισμένο σε γη διατομών.

Ανακεφαλαίωση

- 1.** Η θερμοχημεία μελετά τις θερμικές μεταβολές που συνοδεύουν τις χημικές αντιδράσεις. Οι αντιδράσεις που ελευθερώνουν θερμότητα ονομάζονται εξώθερμες και αυτές που απορροφούν θερμότητα ονομάζονται ενδόθερμες. Η μεταβολή της ενθαλπίας ΔH ισούται με τη θερμότητα που ελευθερώνεται ή απορροφάται σε μια αντίδραση, εφόσον η αντίδραση γίνεται υπό σταθερή πίεση. Σε μια εξώθερμη αντίδραση $\Delta H < 0$ και σε μια ενδόθερμη $\Delta H > 0$.
- 2.** Ενθαλπία αντίδρασης ορίζεται η μεταβολή ενθαλπίας ΔH μεταξύ των αντιδρώντων και προϊόντων,

για δεδομένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Δηλαδή,

$$\Delta H = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}$$

Η ενθαλπία αντίδρασης ονομάζεται πρότυπη και συμβολίζεται ΔH° , όταν αντιδρώντα και προϊόντα που βρίσκονται στην πρότυπη κατάσταση. Πρότυπη κατάσταση μιας ουσίας είναι η πιο σταθερή μορφή της σε θερμοκρασία 25°C και πίεση 1 atm και για τα διαλύματα η συγκέντρωση $c = 1\text{ M}$. Με βάση τον ορισμό της ενθαλπίας αντίδρασης μπορούμε να ορίσουμε την ενθαλπία σχηματισμού, της καύσης, της διάλυσης και της εξουδετέρωσης.

3. Ο βασικός νόμος της θερμιδομετρίας, με τον οποίο μετράμε τη

θερμότητα που ελευθερώνεται ή απορροφάται σε μια χημική αντίδραση είναι $q = m c \Delta T$, όπου c : η ειδική θερμοχωρητικότητα της ουσίας που θερμαίνεται ή ψύχεται (π.χ. νερό), m : η μάζα της ουσίας και ΔT : η μεταβολή της θερμοκρασίας. Η μέτρηση αυτών των θερμοτήτων γίνεται σε ειδικά όργανα που ονομάζονται θερμιδόμετρα.

- 4.** Οι βασικοί νόμοι της θερμοχημείας είναι:
1. Ο νόμος Lavoisier-Laplace σύμφωνα με τον οποίο, αν κατά το σχηματισμό 1 mol μιας ουσίας παρατηρείται μεταβολή ενθαλπίας ΔH_1 , τότε κατά τη διάσπαση της ίδιας ουσίας στα στοιχεία της παρατηρείται $\Delta H_2 = - \Delta H_1$.

2. Ο νόμος του Hess σύμφωνα με τον οποίο, η μεταβολή ενθαλπίας μιας αντίδρασης είναι η ίδια, είτε η αντίδραση πραγματοποιείται σε ένα στάδιο, είτε σε περισσότερα στάδια.

Λέξεις - κλειδιά

Χημική θερμοδυναμική

Θερμοχημεία

Εξώθερμη - ενδόθερμη αντίδραση

Μεταβολή ενθαλπίας

Ενθαλπία αντίδρασης

Πρότυπη κατάσταση

Ενθαλπία σχηματισμού

Ενθαλπία καύσης

Ενθαλπία διάλυσης

Ενθαλπία εξουδετέρωσης

Ενθαλπία δεσμού

Θερμιδομετρία

Νόμος Lavoisier-Laplace

Νόμος Hess



Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα Ερωτήσεις επανάληψης

- 1.** Τι είναι εξώθερμη και τι ενδόθερμη αντίδραση;
- 2.** Η μεταβολή ενθαλπίας ΔH εξώθερμης αντίδρασης είναι μεγαλύτερη ή μικρότερη από το μηδέν;
- 3.** Τι είναι πρότυπη κατάσταση;
- 4.** Πώς ορίζεται η πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης;
- 5.** Τι ονομάζεται πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού και τι πρότυπη ενθαλπία καύσης;

- 6.** Πώς συσχετίζεται η ενθαλπία μιας αντίδρασης με τις ενθαλπίες δεσμών των αντιδρώντων και προϊόντων;
- 7.** Ποιος είναι ο βασικός νόμος της θερμοδομετρίας;
- 8.** Με τι μονάδες μετράμε συνήθως την ειδική θερμοχωρητικότητα (c) ουσίας;
- 9.** Ποιος είναι ο νόμος Lavoisier-Laplace;
- 10.** Πώς διατυπώνεται ο νόμος του Hess και ποια η σημασία του;

Ασκήσεις - Προβλήματα

α. Ενθαλπία αντίδρασης ΔH - Πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης ΔH°

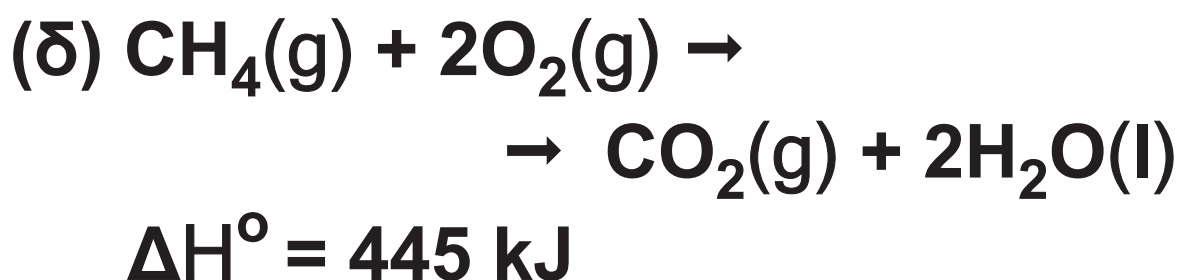
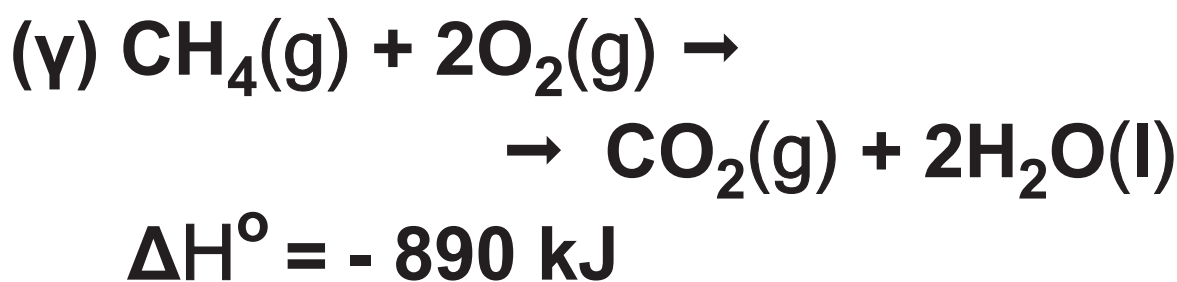
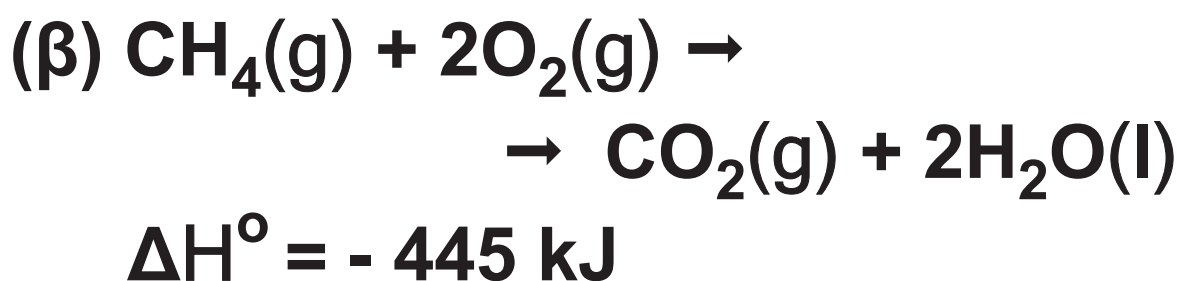
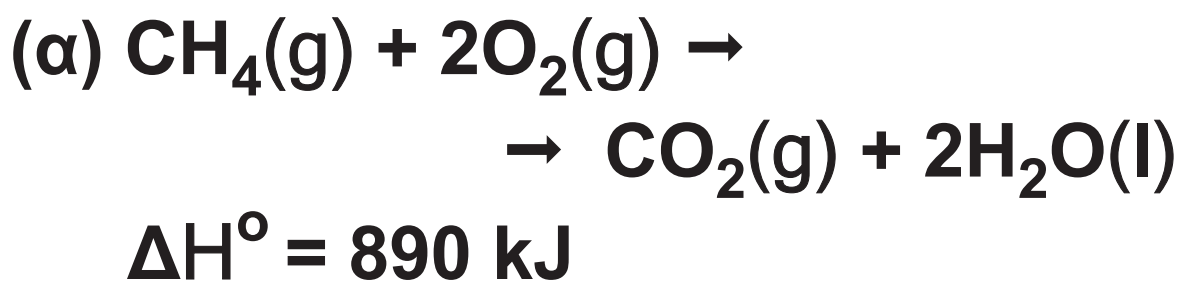
11. Να χαρακτηρίσετε με ένα Σ όσες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και με ένα Λ όσες είναι λανθασμένες.

- α. Οι αντιδράσεις που ελευθερώνουν ενέργεια υπό τη μορφή θερμότητας ονομάζονται εξώθερμες.
- β. Στις εξώθερμες αντιδράσεις έχουμε $\Delta H > 0$.
- γ. Η πρότυπη κατάσταση αναφέρεται σε $P = 1 \text{ atm}$ και $\theta = 0^\circ \text{C}$.
- δ. Η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού μιας ουσίας είναι πάντοτε ίση με την πρότυπη ενθαλπία καύσης της ουσίας.

12. Να συμπληρώσετε τα κενά στις επόμενες προτάσεις:

- α. Οι αντιδράσεις που ελευθερώνουν ενέργεια υπό μορφή..... ονομάζονται..... Οι αντιδράσεις πουενέργεια υπό τη μορφή ονομάζονται ενδόθερμες.
- β. Ενθαλπία αντίδρασης είναι ημεταξύ των αντιδρώντων και..... , για δεδομένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.
- γ. Η θερμότητα μιας αντίδρασης προσδιορίζεται πειραματικά με.....

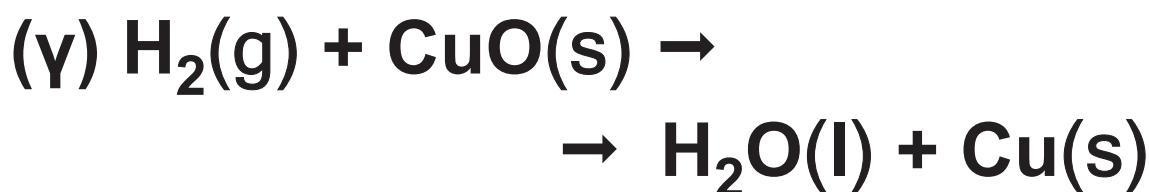
13. Κατά την πλήρη καύση 8 g CH₄ ελευθερώνονται 445 kJ, όταν όλες οι ουσίες που συμμετέχουν στην αντίδραση βρίσκονται σε πρότυπη κατάσταση. Ποια είναι η σωστή θερμοχημική εξίσωση για την καύση του CH₄;



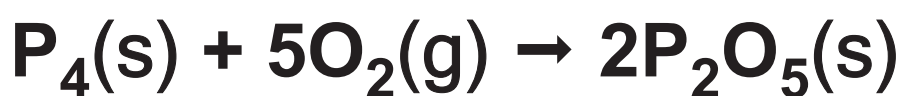
14. Για ποια από τις επόμενες αντιδράσεις είναι

$$\Delta H^{\circ}_{\text{αντίδρασης}} = \Delta H^{\circ}_{\text{f}} ;$$

Η σταθερή μορφή στους (25 °C) του άνθρακα είναι ο γραφίτης και για δε του θείου το ρομβικό θείο.



15. Δίνεται η μεταβολή της ενθαλπίας της αντίδρασης σε θερμοκρασία θ °C. Πόση θερμότητα θα ελευθερωθεί αν καούν πλήρως 6,2 g φωσφόρου P_4 σε θερμοκρασία θ °C;

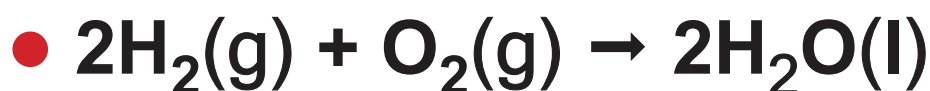


$$\Delta H = - 3010 \text{ kJ}$$

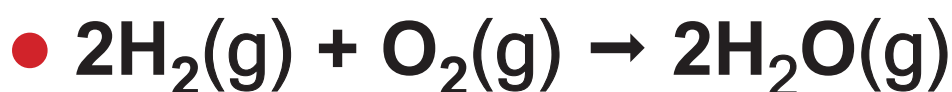
150,5 kJ

16. Η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού του HCl είναι -92,3 kJ/mol. Να γράψετε τη θερμοχημική εξίσωση σχηματισμού του HCl.

17. Να εξηγήσετε την παρατηρούμενη διαφορά στις ενθαλπίες σχηματισμού των παρακάτω αντιδράσεων:



$$\Delta H^\circ_1 = - 512 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ_2 = - 464 \text{ kJ}$$

18. Πόσα γραμμάρια άνθρακα πρέπει να καούν πλήρως για να πάρουμε τόση θερμότητα, όση χρειάζεται για να συντελεστεί η πλήρης διάσπαση 2 mol Al_2O_3 σε Al και O_2 ; Δίνονται οι ενθαλπίες σχηματισμού:

$$\Delta H_{\text{f CO}} = - 394 \text{ kJ/mol και}$$

$$\Delta H_{\text{f Al}_2\text{O}_3} = - 1600 \text{ kJ/mol}$$

97,46 g

107 / 63

19. 6 g μίγματος μεθανίου και αιθυλενίου καίγονται πλήρως και ελευθερώνονται 261,4 kJ. Ποια είναι η σύσταση του μίγματος των 6 g, αν η ενθαλπία πλήρους καύσης του CH_4 είναι $\Delta H_1 = - 802 \text{ kJ/mol}$ και του C_2H_4 είναι $\Delta H_2 = - 1010 \text{ kJ/mol}$.

3,2 g - 2,8 g

20. Η ενθαλπία πλήρους εξουδετέρωσης ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση είναι $\Delta H_n = - 57,1 \text{ kJ}$. Πόση θερμότητα ελευθερώνεται αν αναμιχθούν 3 L διαλύματος HCl 0,2 M με 2 L διαλύματος NaOH 0,25 M;

28,55 kJ

108 / 63

21. Η διάλυση του NH_4NO_3 στο νερό είναι μια ενδόθερμη αντίδραση και η θερμότητα διάλυσής του είναι $25,06 \text{ kJ/mol}$. Αυτή η ιδιότητα χρησιμοποιείται για την κατασκευή «παγοκύστεων». Να βρεθεί η θερμότητα που απορροφάται όταν διαλυθούν 10 g νιτρικού αμμωνίου στο νερό. Τη διάλυση του NH_4NO_3 στο νερό τη συμβολίζουμε:



3,13 kJ

22. Δίνεται ότι η πρότυπη ενθαλπία καύσης του CH_4 είναι $\Delta H^\circ_c = - 890 \text{ kJ/mol}$. Να αντιστοιχίσετε σε κάθε ποσότητα μεθανίου που βρίσκεται στην πρώτη στήλη, το ποσό της θερμότητας που ελευθερώνεται κατά την καύση αυτής που βρίσκεται στη δεύτερη στήλη.

I	II
2 mol	445 kJ
8 g	890 kJ
80 g	4450 kJ
16 g	1780 kJ

β. Θερμιδομετρία

23. Για να θερμανθούν 2,5 L νερού από τους 20 °C στους 30 °C απαιτείται θερμότητα ίση με:

(α) 2,5 kcal

(β) 10 kcal

(γ) 25 kcal

(δ) 75 kcal

Για το νερό:

$\rho = 1 \text{ g/mL}$ και $c = 1 \text{ cal / } ^\circ\text{C} \cdot \text{g}$

24. Πόση θερμότητα χρειάζεται για να θερμανθεί θερμοδόμετρο, που περιέχει 1800 g H₂O και έχει θερμοχωρητικότητα $C = 1,5 \text{ kcal/}^\circ\text{C}$, από τους 22 °C στους 30 °C; (ειδική θερμοχωρητικότητα του νερού $c = 1 \text{ cal / } ^\circ\text{C} \cdot \text{g}$)

26,4 kcal

111 / 64

*** 25.** Ο συνολικός όγκος του νερού του Ειρηνικού Ωκεανού υπολογίζεται ότι είναι $7,2 \cdot 10^8 \text{ km}^3$. Μια μέσου μεγέθους ατομική βόμβα παράγει κατά την έκρηξή της ενέργεια περίπου 10^{15} J . Να υπολογίσετε πόσες ατομικές βόμβες χρειάζονται για να θερμάνουν κατά την έκρηξή τους τα νερά του Ειρηνικού Ωκεανού κατά $1 \text{ }^\circ\text{C}$. (για το νερό:

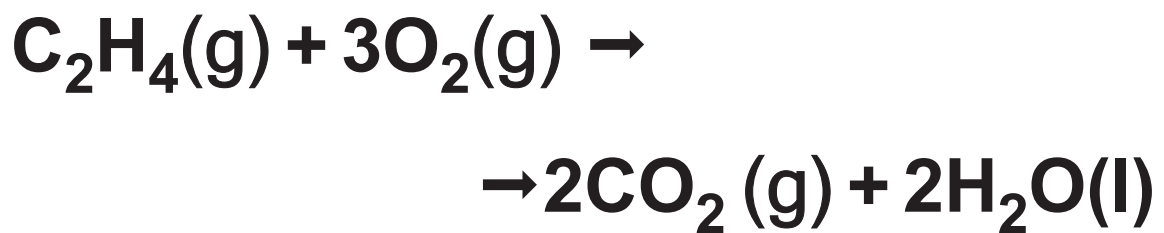
$$\rho = 1 \text{ g/mL και } c = 1 \text{ cal/}^\circ\text{C} \cdot \text{g})$$

$$3 \cdot 10^9 \text{ βόμβες}$$

*** 26.** 2 g γλυκόζης καίγονται πλήρως σε θερμιδόμετρο βόμβας οπότε η θερμοκρασία του νερού αυξάνεται από τους 20 °C στους 24 °C. Η μάζα του νερού στο θερμιδόμετρο είναι 1500 g και η θερμοχωρητικότητα του θερμιδόμετρου είναι 1,5 kJ / °C. Να υπολογίσετε την ενθαλπία καύσης της γλυκόζης, αν η ειδική θερμοχωρητικότητα του νερού είναι 4,18 J / °C · g

- 2797,2 kJ/mol

27. Η θερμοχημική εξίσωση της καύσης του αιθυλενίου είναι:



$$\Delta H = - 340 \text{ kcal}$$

Πόσα kg νερού μπορούν να θερμανθούν από 20 °C σε 90 °C με τη θερμότητα που παράγει η καύση ενός κυβικού μέτρου αιθυλενίου μετρημένο σε STP συνθήκες; Δίνεται η ειδική θερμοχωρητικότητα του νερού $c = 1 \text{ cal} / \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$.

216,8 kg

114 / 64 - 65

*** 28.** 6 g μίγματος CH_4 και C_2H_4 καίγονται πλήρως και δίνουν τόση θερμότητα όση χρειάζεται για να θερμανθούν 2 kg νερού από τους 25°C στους 63°C . Ποια είναι η σύσταση του αρχικού μίγματος;

Δίνονται: $c_{\text{νερού}} = 1 \text{ cal} / \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$,
ενθαλπίες καύσης:

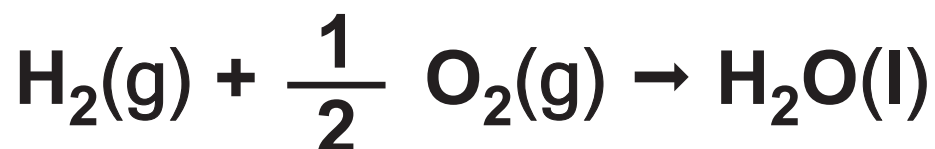
$\text{CH}_4 = - 210 \text{ kcal} / \text{mol}$ και

$\text{C}_2\text{H}_4 = - 340 \text{ kcal} / \text{mol}$.

3,2 g - 2,8 g

γ. Νόμοι Θερμοχημείας

29. Δίνεται η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης:



$$\Delta H^\circ = - 256 \text{ kJ}$$

Η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης

$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ ΔH° είναι:

(α) 256 kJ (β) -512 kJ (γ) 512 kJ
(δ) καμιά από αυτές.

30. Να υπολογίσετε την ενθαλπία σχηματισμού του ακετυλενίου C_2H_2



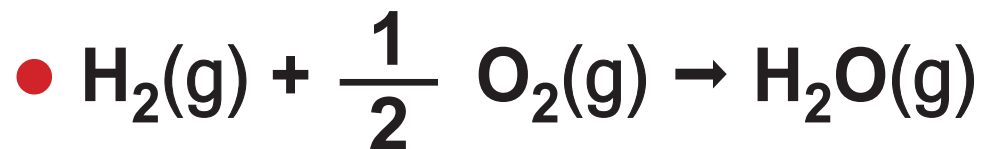
$$\Delta H_f = x \text{ kJ}$$

116 / 65

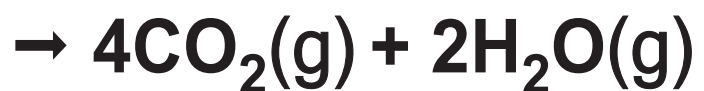
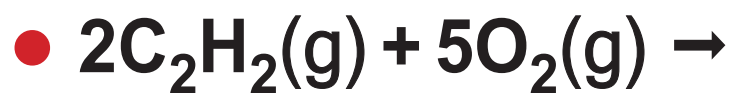
από τα παρακάτω δεδομένα:



$$\Delta H_1 = - 393,5 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_2 = - 285,8 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_3 = - 2595,8 \text{ kJ}$$

225,1 kJ

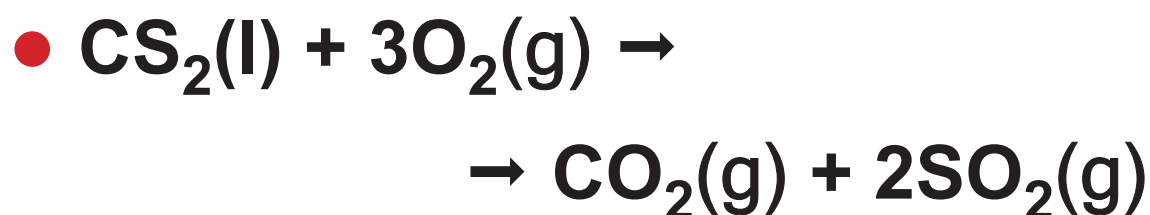
31. Να υπολογίσετε την ενθαλπία σχηματισμού του CS_2 από τα παρακάτω δεδομένα:



$$\Delta H_1 = - 393,5 \text{ kJ}$$



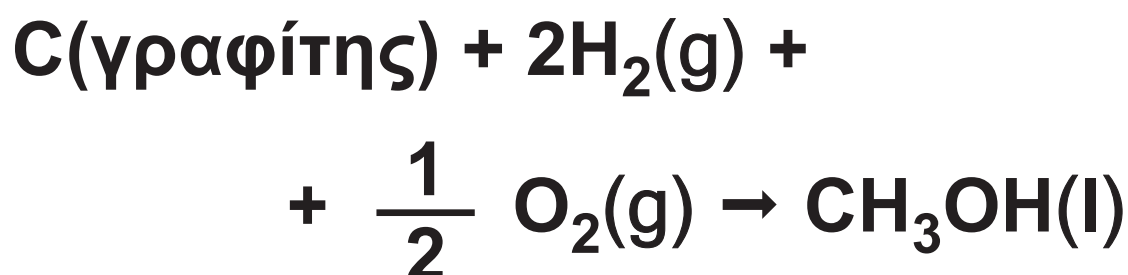
$$\Delta H_2 = - 296,1 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_3 = - 1072 \text{ kJ}$$

86,3 kJ/mol

* **32.** Η αντίδραση σχηματισμού της CH_3OH :



118 / 65

δεν μπορεί να πραγματοποιηθεί, γι' αυτό και δεν μπορούμε να προσδιορίσουμε άμεσα (με θερμιδόμετρο) τη θερμότητα της αντίδρασής της. Να υποδείξετε ένα τρόπο για τον έμμεσο υπολογισμό της θερμότητας αυτής.

33. 4 g C, 4 g H₂ και 4 g CH₃OH καίγονται και ελευθερώνονται αντίστοιχα ποσά θερμότητας 131 kJ, 572 kJ και 91 kJ. Να υπολογίσετε με βάση τα δεδομένα αυτά την ενθαλπία σχηματισμού της CH₃OH.

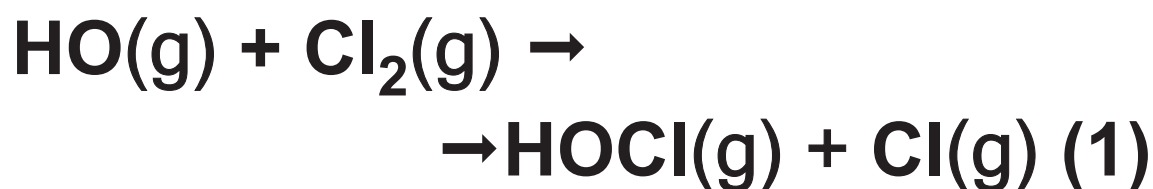
- 237 kJ/mol

34. Για τη διάσπαση ενός δεσμού H-H πρέπει να προσφέρουμε ενέργεια $7,4 \cdot 10^{-19}$ J. Να βρεθεί η θερμότητα που ελευθερώνεται όταν σχηματίζονται 8 g H₂ με σύνδεση ατόμων υδρογόνου. Δίνεται ο αριθμός Avogadro: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

1782 kJ

120 / 65

35. Πιθανολογείται ότι στη στρατόσφαιρα γίνεται η αντίδραση:

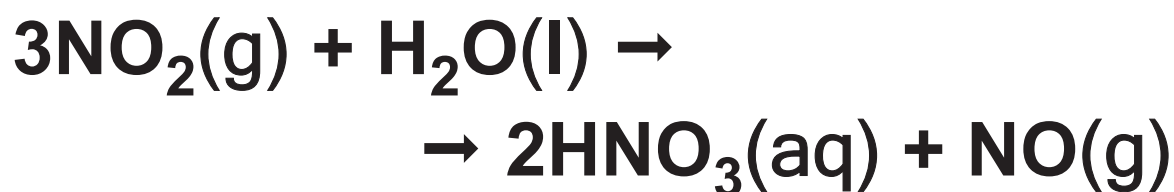


Να βρεθεί η ΔH της (1) αν δίνονται:

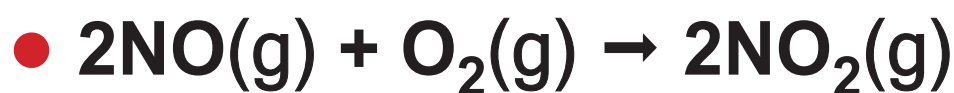
- $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cl(g)}$
 $\Delta H_1 = + 242 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HO(g)}$
 $\Delta H_2 = + 134 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2\text{O}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HOCl(g)}$
 $\Delta H_3 = - 209 \text{ kJ}$

- 50,5 kJ

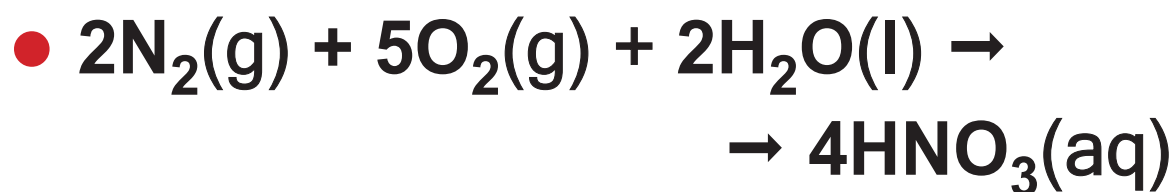
36. Να υπολογίσετε την ΔH της αντίδρασης



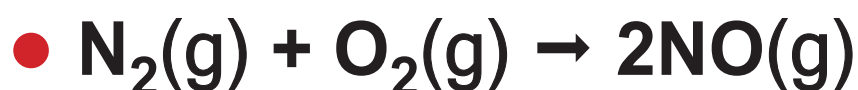
αν δίνονται οι τιμές ΔH των αντιδράσεων:



$$\Delta H_1 = -173 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_2 = -255 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_3 = +181 \text{ kJ}$$

$$- 49 \text{ kJ}$$

Γενικά προβλήματα

****37.** Σε 4 L διαλύματος ασθενούς οξέος HA 0,2 M, προσθέτουμε 2 L διαλύματος NaOH 0,25 M και ελευθερώνεται θερμότητα ίση με 25,4 kJ. Ποια η ΔH_n της αντίδρασης:



Γιατί η τιμή αυτή διαφέρει από την ΔH_n εξουδετέρωσης ισχυρού οξέος από ισχυρή βάση;

50,8 kJ - ενθαλπία
διάστασης

****38.** Σε θερμιδόμετρο που περιέχει 25 mL διαλύματος CuSO_4 1 M, προστίθεται περίσσεια σκόνης Zn. Η αρχική θερμοκρασία του διαλύματος αυξάνεται από $20,2^\circ\text{C}$ σε $70,8^\circ\text{C}$. Να υπολογίσετε την ενθαλπία της αντίδρασης:



Δίνεται ότι:

$$C_{\text{διαλύματος}} = 4,18 \text{ kJ/kg} \cdot ^\circ\text{C} \text{ και}$$

$$\rho_{\text{διαλύματος}} = 1 \text{ g/mL.}$$

Το ποσό της θερμότητας που απορροφάται από το θερμιδόμετρο και τα αντιδραστήρια να θεωρηθεί αμελητέο.

$$-211,6 \text{ kJ}$$

39. Η ενθαλπία εξουδετέρωσης ενός ισχυρού οξέος, π.χ. HBr, με μία ισχυρή βάση, π.χ. NaOH, είναι ουσιαστικά η ενθαλπία της αντίδρασης:



και γι' αυτό θεωρείται σταθερή και ίση με $-13,5 \text{ kcal}$ ανά mol σχηματιζόμενου H_2O , ή απλά $-13,5 \text{ kcal}$. Αναμιγνύουμε $0,2 \text{ L}$ διαλύματος HBr $0,2 \text{ M}$ με $0,2 \text{ L}$ διαλύματος NaOH $0,3 \text{ M}$ σε θερμιδόμετρο αμελητέας θερμοχωρητικότητας. Αν τα αρχικά διαλύματα είχαν θερμοκρασία $\theta_1 = 18 \text{ }^\circ\text{C}$, ποια θα είναι η θερμοκρασία του τελικού διαλύματος; Δίνεται ότι η πυκνότητα όλων των διαλυμάτων είναι $\rho = 1 \text{ g/mL}$

και ότι η ειδική θερμοχωρητικότητα του τελικού διαλύματος είναι $c = 1 \text{ cal} / ^\circ\text{C} \cdot \text{g}$.

19,35 $^\circ\text{C}$

****40.** Η πρότυπη ενθαλπία καύσης αλκανίου (A) είναι $\Delta H^\circ_1 = -2936 \text{ kJ/mol}$, η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού του (A) είναι $\Delta H^\circ_2 = -600 \text{ kJ/mol}$. Να βρείτε το μοριακό τύπο του αλκανίου αν η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού του CO_2 είναι $\Delta H^\circ_3 = -376 \text{ kJ/mol}$ και του H_2O είναι $\Delta H^\circ_4 = -276 \text{ kJ/mol}$.

C_5H_{12}

126 / 66 - 67

****41.** Θερμίτης λέγεται το μίγμα Al και Fe_2O_3 που χρησιμοποιείται για τη συγκόλληση των σιδηροτροχιών, καθώς η αντίδραση:



είναι ισχυρά εξώθερμη. Αν οι ενθαλπίες σχηματισμού του Al_2O_3 και του Fe_2O_3 είναι αντίστοιχα $\Delta H_1 = -1650 \text{ kJ/mol}$ και $\Delta H_2 = -830 \text{ kJ/mol}$ σε θερμοκρασία θ :

- (α) Να υπολογίσετε την τιμή της ΔH της (1) στη θερμοκρασία θ .
- (β) Να υπολογίσετε το ποσό της θερμότητας που θα ελευθερωθεί κατά την αντίδραση μιας ποσότητας

θερμίτη που περιέχει: 1000
g Fe_2O_3 και 270 g Al.

α.- 820 kJ β. 4100 kJ

Απαντήσεις στις ασκήσεις πολλαπλής επιλογής και σωστού - λάθους

11. α. Σ, β. Λ, γ. Λ, δ. Λ

13. γ

14. α

22. 1δ, 2α, 3γ, 4β

23. γ

29. γ

Δραστηριότητα

Το ενεργειακό περιεχόμενο των τροφών

Σε πολλά από τα τυποποιημένα τρόφιμα αναγράφεται στην ετικέτα τους η διατροφική τους ανάλυση, δηλαδή, η περιεκτικότητά τους στα τρία βασικά διατροφικά υλικά (πρωτεΐνες, υδατάνθρακες και λίπη), καθώς και ο αριθμός των kcal ανά ορισμένη ποσότητα του τροφίμου.

Όμως, χρησιμοποιώντας τον κώδικα «4-4-9», που αποδίδει τα kcal g^{-1} , μπορεί κανείς να κάνει μια σύγκριση και έλεγχο για την ορθότητα των αναγραφόμενων θερμίδων. Σαν παράδειγμα δίνονται στον παρακάτω πίνακα μερικές περιπτώσεις. Στη στήλη Θερμίδες, δίνεται η τιμή της

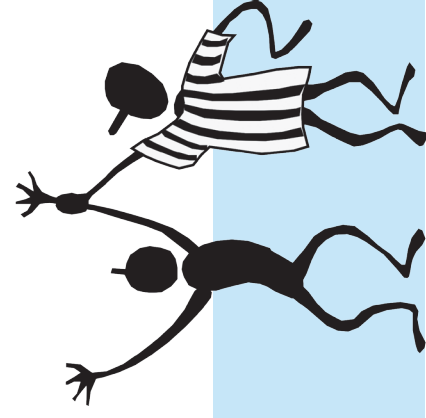
ετικέτας, ενώ στη στήλη kcal η αντίστοιχη τιμή υπολογισμένη με βάση το «4-4-9». Τέλος, το Είδος της τροφής αναφέρεται σε ποσότητα 100 g. Εκείνο που ζητείται είναι να συμπληρώσετε τον παρακάτω πίνακα με άλλα προϊόντα τα οποία θα τα αναζητήσετε ή στα ράφια των υπεραγορών ή σε ειδικότερα βιβλία διαιτολογίας και διατροφής.

Συμπεριλάβετε στον κατάλογο και ποτά γνωρίζοντας ότι η θερμότητα καύσης της αιθανόλης είναι $7,1 \text{ kcal g}^{-1}$. Να υπολογίσετε τις «θερμίδες» τους με βάση τους αλκοολικούς βαθμούς τους.

Αν περπατώντας καταναλώνετε 200 kcal h^{-1} , πόσο χρόνο πρέπει να περπατήσετε, ώστε να καταναλώσετε τις θερμίδες που πήρατε τρώγοντας κοτόπουλο, μήλο και παγωτό;

Είδος	Πρωτεΐνες	Σάκχαρα	Λίπη	Θερμίδες	kcal
Κοτό- πουλο	21,5	-	2,5	110	108,5
Καλα- μπόκι	3,7	20,5	1,2	110	108
Παγωτό	4	20	14	220	222
Μήλο	0,4	14,2	0,5	65	63

131 / 68





ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ 2ου ΤΟΜΟΥ

2 ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

2.1	Μεταβολή ενέργειας κατά τις χημικές μεταβολές, Ενδόθερμες - Εξώθερμες αντιδράσεις - Θερμότητα αντίδρασης ενθαλπία.....	13
2.2	Θερμιδομετρία - Νόμοι θερμοχημείας	60
	Γνωρίζεις ότι: «Αναστενάρια: Ένα θαύμα που ερμηνεύει η χημεία»	82
	Γνωρίζεις ότι: «Εκρηκτικά»	87
	Ανακεφαλαίωση - Λέξεις κλειδιά	95
	Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα	100





Βάσει του ν. 3966/2011 τα διδακτικά βιβλία του Δημοτικού, του Γυμνασίου, του Λυκείου, των ΕΠΑ.Λ. και των ΕΠΑ.Σ. τυπώνονται από το ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ και διανέμονται δωρεάν στα Δημόσια Σχολεία. Τα βιβλία μπορεί να διατίθενται προς πώληση, όταν φέρουν στη δεξιά κάτω γωνία του εμπροσθόφυλλου ένδειξη «ΔΙΑΤΙΘΕΤΑΙ ΜΕ ΤΙΜΗ ΠΩΛΗΣΗΣ». Κάθε αντίτυπο που διατίθεται προς πώληση και δεν φέρει την παραπάνω ένδειξη θεωρείται κλεψίτυπο και ο παραβάτης διώκεται σύμφωνα με τις διατάξεις του άρθρου 7 του νόμου 1129 της 15/21 Μαρτίου 1946 (ΦΕΚ 1946,108, Α').

Απαγορεύεται η αναπαραγωγή οποιουδήποτε τμήματος αυτού του βιβλίου, που καλύπτεται από δικαιώματα (copyright), ή η χρήση του σε οποιαδήποτε μορφή, χωρίς τη γραπτή άδεια του Υπουργείου Παιδείας, Έρευνας και Θρησκευμάτων / ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ.