



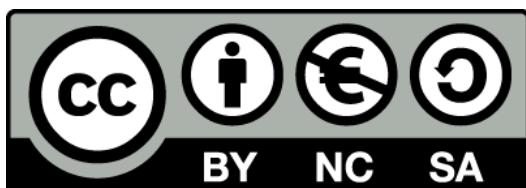
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ  
ΠΑΤΡΩΝ  
UNIVERSITY OF PATRAS

**ΑΝΟΙΚΤΑ** ακαδημαϊκά  
μαθήματα **ΠΠ**

# ΜΑΘΗΜΑ: «ΧΗΜΕΙΑ II»

Β΄ ΕΞΑΜΗΝΟ (ΕΑΡΙΝΟ)

Διδάσκουσα: **ΣΟΥΠΙΩΝΗ ΜΑΓΔΑΛΗΝΗ**  
ΕΠΙΚΟΥΡΟΣ ΚΑΘΗΓΗΤΡΙΑ ΤΜΗΜΑΤΟΣ ΧΗΜΕΙΑΣ



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



# Άδειες Χρήσης

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό υπόκειται σε άδειες χρήσης Creative Commons.
- Για εκπαιδευτικό υλικό, όπως εικόνες, που υπόκειται σε άλλου τύπου άδειας χρήσης, η άδεια χρήσης αναφέρεται ρητώς.
- Αναφορά-Μη-Εμπορική Χρήση-Παρόμοια Διανομή



# Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Πατρών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο τη αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.
- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΕΠΙΧΕΙΡΗΣΙΑΚΟ ΠΡΟΓΡΑΜΜΑ  
ΕΚΠΑΙΔΕΥΣΗ ΚΑΙ ΔΙΑ ΒΙΟΥ ΜΑΘΗΣΗ  
*επένδυση στην κοινωνία της γνώσης*  
ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΣΠΑ  
2007-2013  
πρόγραμμα για την ανάπτυξη  
ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ

## 2. Θερμοχημεία

### ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ:

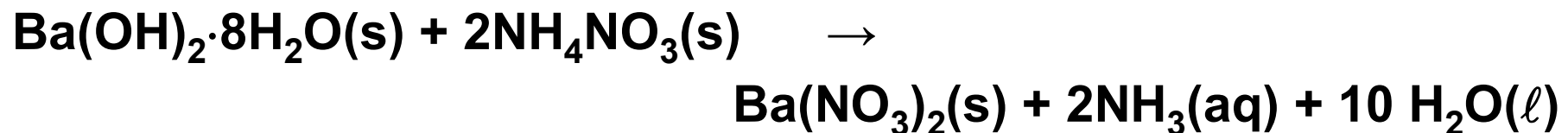
- Ενέργεια και μονάδες ενέργειας
- Θερμότητα αντίδρασης
- Ενθαλπία και μεταβολή ενθαλπίας
- Θερμοχημικές εξισώσεις
- Εφαρμογή στοιχειομετρίας σε θερμότητες αντιδράσεων
- Μέτρηση θερμότητας μιας αντίδρασης
- Νόμος του Hess
- Πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού
- Καύσιμα-τρόφιμα, καύσιμα του εμπορίου και καύσιμα των πυραύλων

# Τί είναι θερμότητα αντίδρασης

⇒ **Θερμοδυναμική**: επιστήμη σχέσεων μεταξύ θερμότητας και άλλων μορφών ενέργειας

⇒ **Θερμοχημεία**: περιοχή της θερμοδυναμικής, ασχολούμενη με τη μελέτη **ποσών θερμότητας** απορροφούμενων ή εκλυόμενων κατά τις χημικές αντιδράσεις

**Μια αντίδραση που απορροφά θερμότητα**



# Ενέργεια και μονάδες ενέργειας

⇒ Η **ενέργεια**, (δυνατότητα ή ικανότητα μετακίνησης ύλης), μπορεί να υπάρχει σε διάφορες μορφές και αυτές μπορούν να αλληλομετατρέπονται

☆ Μονάδες ενέργειας: SI → **Joule** ή **kg.m<sup>2</sup>/s<sup>2</sup>**,  
θερμίδα (**cal**) = 4,184 J (**Δεν ανήκει στο SI !!!**)

# Άσκηση

Υπολογισμός κινητικής ενέργειας

Ένα ηλεκτρόνιο του οποίου η μάζα είναι  $9,11 \times 10^{-31}$  kg, επιταχύνεται από κάποιο θετικό φορτίο και αποκτά ταχύτητα  $5,0 \times 10^6$  m/s.

Πόση είναι η κινητική ενέργεια του ηλεκτρονίου σε joules;  
Πόση σε θερμίδες;

Αντικαθιστούμε στον τύπο  $E_k = 1/2 m u^2$  χρησιμοποιώντας μονάδες του SI:

$$\begin{aligned} E_k &= 1/2 \times 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg} \times (5,0 \times 10^6 \text{ m/s})^2 \\ &= 1,13 \times 10^{-17} \text{ J} = 1,1 \times 10^{-17} \text{ J} \end{aligned}$$

Για τη μετατροπή σε θερμίδες, πολλαπλασιάζουμε επί τον συντελεστή μετατροπής 1 cal / 4,184 J:

$$1,13 \times 10^{-17} \text{ J} \times \frac{1 \text{ cal}}{4,184 \text{ J}} = 2,72 \times 10^{-18} \text{ cal} = 2,7 \times 10^{-18} \text{ cal}$$

## Εσωτερική ενέργεια ουσίας

⇒ Η ενέργεια των ουσιών ή αλλιώς **χημική ενέργεια** μπορεί να μετατραπεί μέσω χημικών αντιδράσεων σε θερμότητα

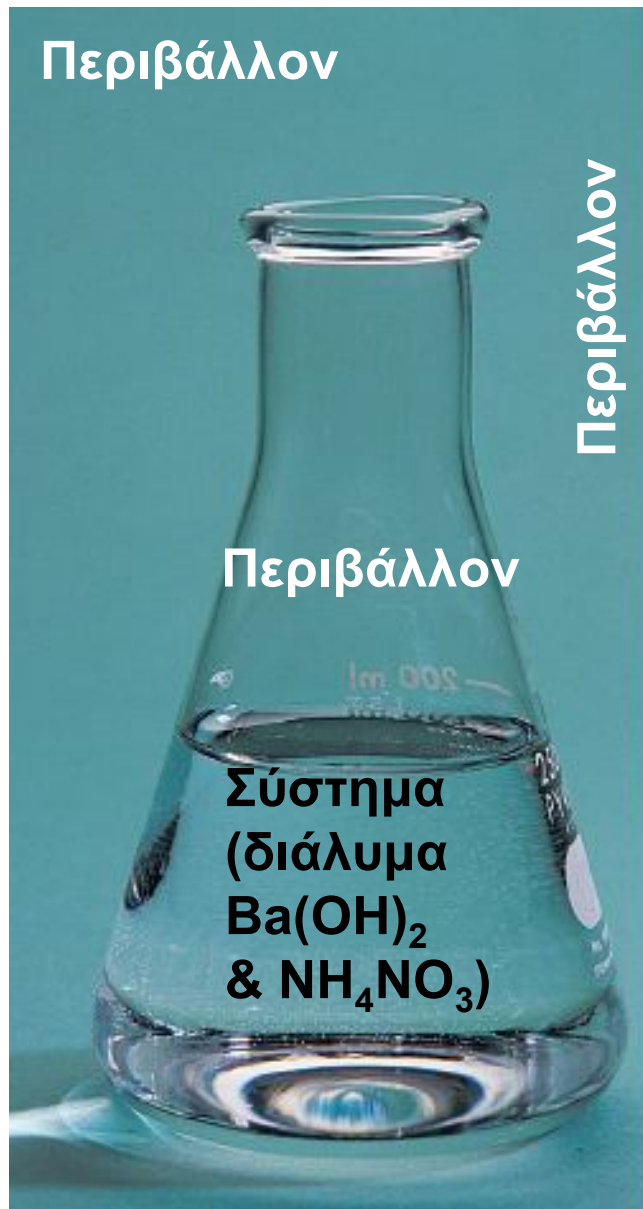
⇒ **Εσωτερική ενέργεια ουσίας ( $U$ )**: σύνολο κινητικών και δυναμικών ενεργειών των σωματιδίων που απαρτίζουν μια ουσία, οπότε η ολική ενέργεια αυτής είναι:

$$E_{tot} = E_k + E_p + U$$

⇒ **Νόμος διατήρησης της ενέργειας**: η ενέργεια μπορεί να μετατρέπεται από τη μια μορφή στην άλλη, όμως το συνολικό ποσό ενέργειας μένει σταθερό



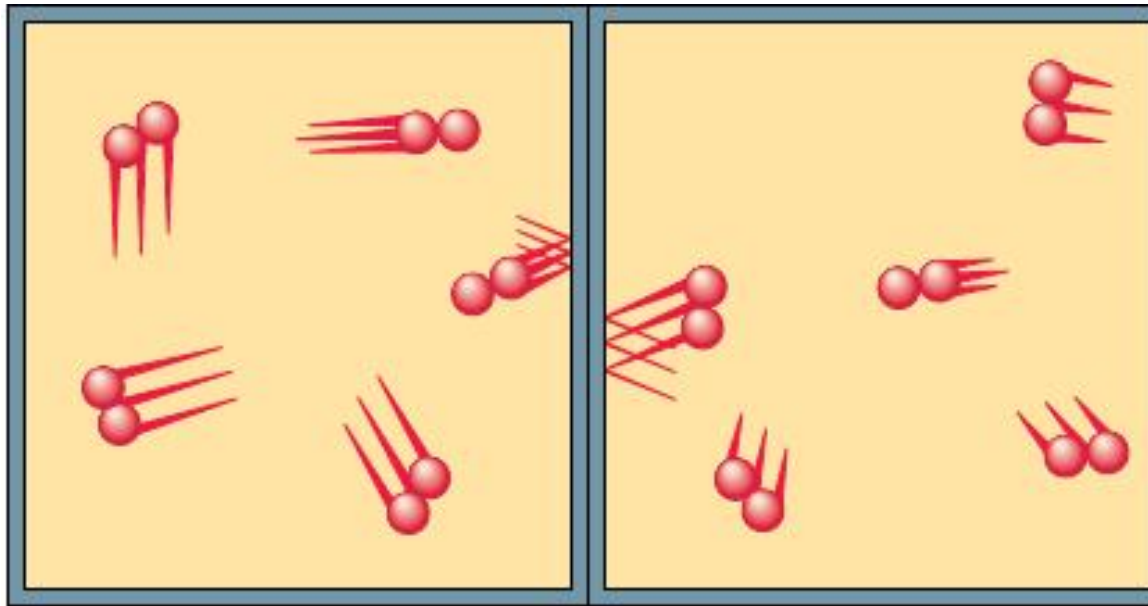
# Επεξήγηση ενός θερμοδυναμικού συστήματος



Το **σύστημα** αποτελείται από ένα τμήμα του υλικού κόσμου, το οποίο επιλέγουμε για να μελετήσουμε. Στην προκειμένη περίπτωση, το σύστημά μας είναι ένα διάλυμα  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  και  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

Οτιδήποτε άλλο, συμπεριλαμβανομένου και του δοχείου αντίδρασης, αποτελεί το **περιβάλλον**.

## Πώς ορίζεται η θερμότητα



Ερμηνεία της θερμότητας από την κινητική θεωρία

Το δοχείο αριστερά περιέχει μόρια οξυγόνου σε υψηλότερη θερμοκρασία από αυτή των μορίων οξυγόνου δεξιά.

Μόρια και από τις δύο πλευρές του δοχείου συγκρούονται με τα τοιχώματα, κερδίζοντας ή χάνοντας ενέργεια.

Τα ταχύτερα μόρια τείνουν να μειώσουν ταχύτητα, ενώ τα βραδύτερα μόρια τείνουν να αυξήσουν ταχύτητα.

Το καθαρό αποτέλεσμα είναι ότι έχουμε μεταφορά ενέργειας μέσω των τοιχωμάτων του δοχείου από το θερμό προς το ψυχρό αέριο.

Αυτή τη μεταφορά ενέργειας την ονομάζουμε θερμότητα (σύμβολο  $q$ )

## Πώς ορίζεται η θερμότητα αντίδρασης

**Θερμότητα αντίδρασης:** Τιμή του  $q$  που απαιτείται για να επιστρέψει ένα σύστημα στη δεδομένη θερμοκρασία από τη στιγμή που ολοκληρώνεται η αντίδραση



Τύπος διεργασίας	Πειραματικά διαπιστούμενο αποτέλεσμα	Μεταβολή στο σύστημα	Πρόσημο του $q$
Ενδόθερμη	Το δοχείο της αντίδρασης ψύχεται (απορροφάται ενέργεια)	Προστίθεται ενέργεια	+
Εξώθερμη	Το δοχείο της αντίδρασης θερμαίνεται (εκλύεται ενέργεια)	Αφαιρείται ενέργεια	-

## Μια εξώθερμη διεργασία



Ο δοκιμαστικός σωλήνας περιέχει άνυδρο θειικό χαλκό(II) και ένα θερμόμετρο που δείχνει 26,1°C. Ο ογκομετρικός κύλινδρος περιέχει νερό.

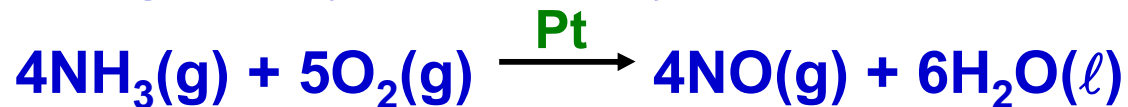


Στο δοκιμαστικό σωλήνα προσθέσαμε νερό από τον ογκομετρικό κύλινδρο, οπότε ο θειικός χαλκός(II) σχηματίζει ιόντα  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  (μπλε χρώμα). Το θερμόμετρο τώρα δείχνει 90,2°C, επειδή η διεργασία της εφυδάτωσης είναι **εξώθερμη**.

# Άσκηση

Ενδόθερμη ή εξώθερμη διεργασία;

Η αμμωνία καίγεται παρουσία καταλύτη λευκοχρύσου παρέχοντας μονοξείδιο του αζώτου, NO.



Σε ένα πείραμα, από την καύση 4 mol NH<sub>3</sub> παράγονται 1170 kJ θερμότητας.

Είναι η αντίδραση ενδόθερμη ή εξώθερμη;

Πόση είναι η τιμή του  $q$ ;

Εξώθερμη

$$q = -1170 \text{ kJ}$$

# Καταστατική συνάρτηση



Μια αναλογία για τη διευκρίνιση της καταστατικής συνάρτησης

Οι δύο τόποι κατασκήνωσης διαφέρουν υψομετρικά κατά 1200 m. Η υψομετρική αυτή διαφορά είναι ανεξάρτητη από το μονοπάτι που ακολουθεί κάποιος για να φθάσει από τον ένα τόπο στον άλλο.

Όμως, η πορεία που διανύει και τα πράγματα που συναντά στη διαδρομή του εξαρτώνται από το μονοπάτι που επέλεξε.

Εδώ, το υψόμετρο είναι κάτι ανάλογο με μια θερμοδυναμική καταστατική συνάρτηση.

# Ενθαλπία και μεταβολή ενθαλπίας

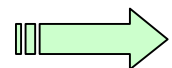
⇒ Καταστατική συνάρτηση: ιδιότητα συστήματος εξαρτώμενη μόνο από την παρούσα κατάσταση αυτού (καθοριζόμενη από θερμοκρασία και πίεση) και ανεξάρτητη από κάθε προηγούμενο ιστορικό του συστήματος.

Η ενθαλπία είναι μια καταστατική συνάρτηση:

⇒ Ενθαλπία (H): εκτατική ιδιότητα των ουσιών που μπορεί να χρησιμοποιηθεί για να βρεθεί το **ποσόν θερμότητας** που απορροφάται ή εκλύεται σε μια χημική αντίδραση.

⇒ Εκτατική ιδιότητα: κάθε ιδιότητα της οποίας το μέγεθος εξαρτάται από την ποσότητα των συστατικών του συστήματος (π.χ., μάζα, όγκος, ενέργεια, ενθαλπία, θερμοχωρητικότητα κ.λπ.)

⇒ Εντατική ιδιότητα: εξαρτάται από τη φύση των συστατικών του συστήματος και όχι από τη μάζα τους (π.χ., θερμοκρασία, πίεση, πυκνότητα, γραμμομοριακή μάζα κ.λπ.)

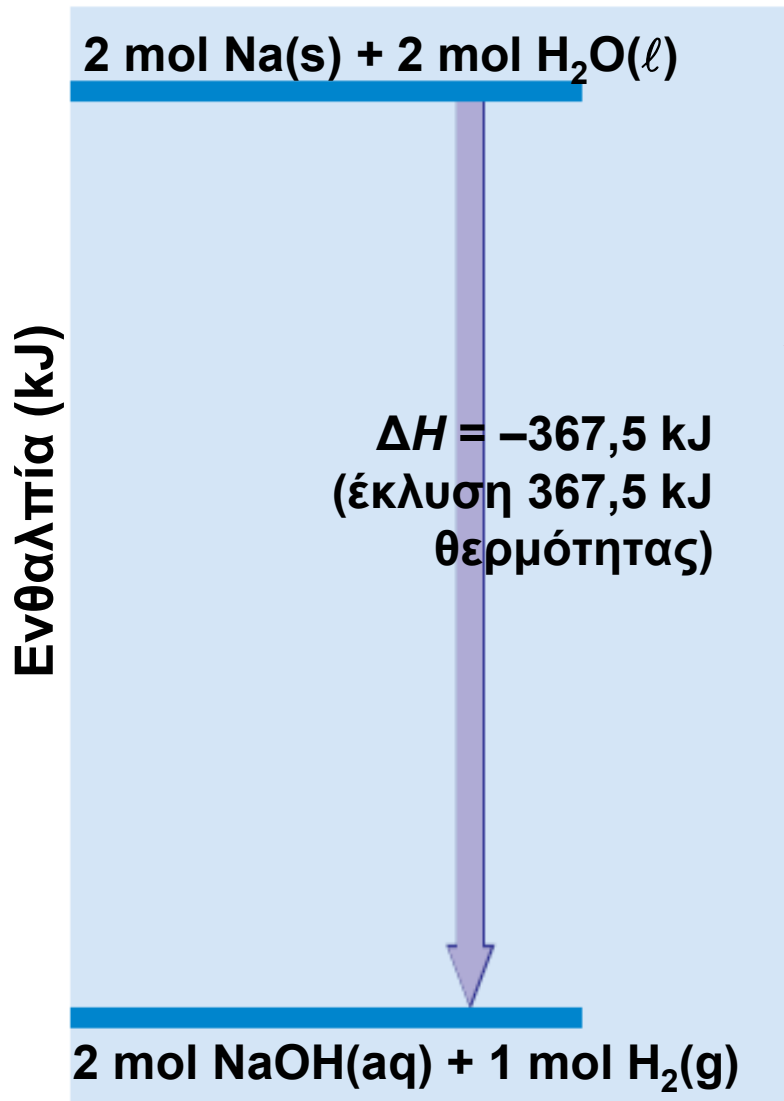


# Ενθαλπία και μεταβολή ενθαλπίας

Ενθαλπία αντίδρασης (υπό ορισμένη θερμοκρασία και πίεση):

$$\Delta H(\text{αντίδρασης}) = H(\text{προϊόντων}) - H(\text{αντιδρώντων})$$

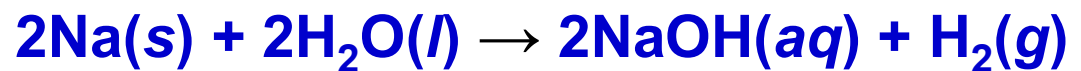
και είναι ανεξάρτητη από την πορεία της αντίδρασης



Η Ενθαλπία αντίδρασης ισούται με τη θερμότητα αντίδρασης υπό σταθερή πίεση:

$$\Delta H = q_p \quad \underline{\text{Σχέση κλειδί !!!}}$$

Διάγραμμα ενθαλπίας της αντίδρασης:



Πειραματικά βρίσκουμε ότι εκλύονται **367,5 kJ θερμότητας**

Οπότε:

★ Η ενθαλπία του συστήματος ελαττώνεται κατά **367,5 kJ**.



# Σχέση ενθαλπίας και εσωτερικής ενέργειας

$$H = U + PV \quad (\text{για } P = \text{σταθερό}) \quad \Rightarrow$$

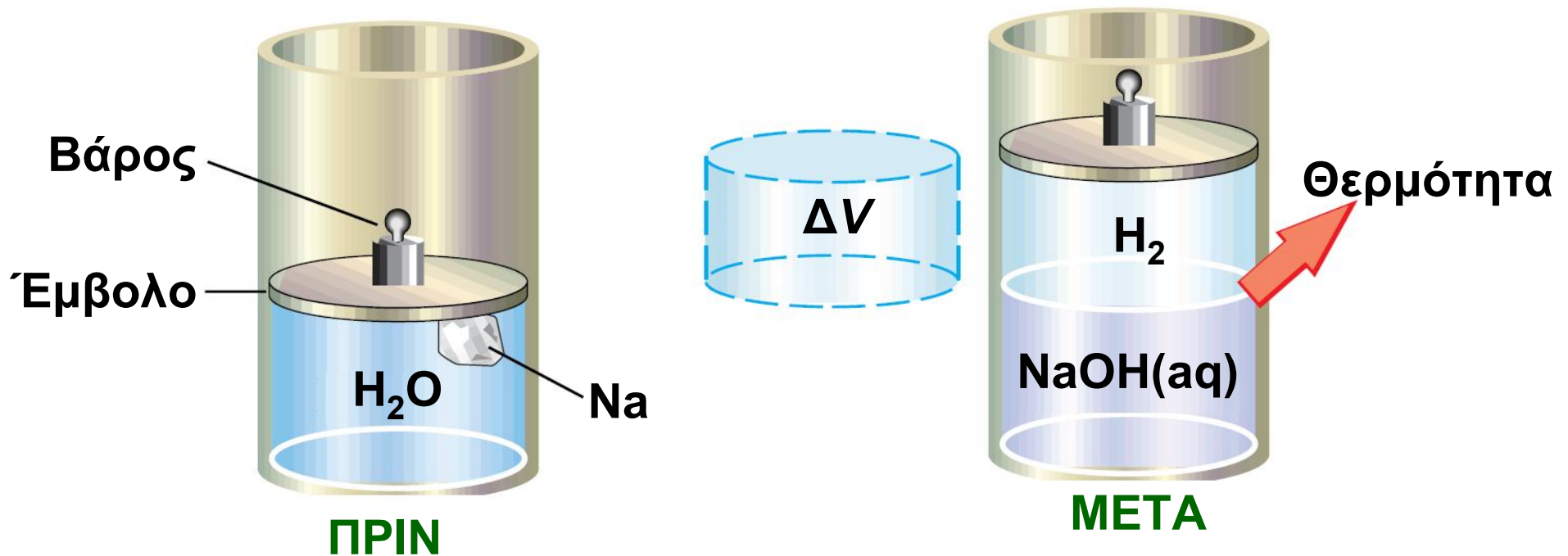
$$\Delta H = H_f - H_i = (U_f + PV_f) - (U_i + PV_i) \quad \Rightarrow$$

$$\Delta H = (U_f - U_i) + P(V_f - V_i) = \Delta U + P\Delta V \quad \Rightarrow$$

$$\Delta U = \Delta H - P\Delta V$$

Έργο πίεσης-όγκου: ενέργεια απαιτούμενη από το σύστημα για να μεταβάλλει τον όγκο του έναντι της σταθερής πίεσης της ατμόσφαιρας

## Έργο πίεσης – όγκου ( $= -P\Delta V = -2,5 \text{ kJ}$ )

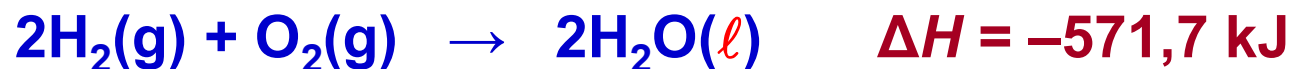
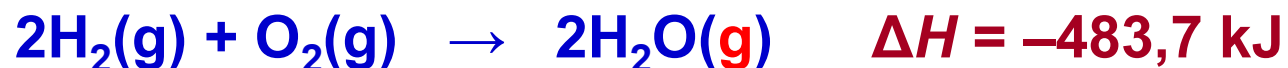


Στο πείραμα αυτό αντικαθιστούμε την πίεση της ατμόσφαιρας από έμβολο που φέρει επάνω του ένα βάρος, τέτοιο ώστε να ασκείται πίεση ίση με αυτή της ατμόσφαιρας. Καθώς το μεταλλικό νάτριο αντιδρά με νερό, παράγεται αέριο υδρογόνο, το οποίο ωθεί το έμβολο με το βάρος προς τα άνω (συγκρίνουμε ΠΡΙΝ και ΜΕΤΑ). Για να ανυψωθεί το έμβολο με το βάρος μέσα στο πεδίο βαρύτητας, απαιτείται έργο:

$$\Delta U = \Delta H - P\Delta V = -367,5 \text{ kJ} - 2,5 \text{ kJ} = -370,0 \text{ kJ} \approx \Delta H$$

# Θερμοχημικές εξισώσεις

**Θερμοχημική εξίσωση:** η χημική εξίσωση μιας αντίδρασης (μαζί με ενδείξεις φάσεων), ακολουθούμενη από την ενθαλπία αντίδρασης για τις γραμμομοριακές ποσότητες αντιδρώντων και προϊόντων



# Άσκηση

## Αναγραφή θερμοχημικών εξισώσεων

Ένα προωθητικό για πυραύλους λαμβάνεται από ανάμιξη υγρής υδραζίνης,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , με υγρό τετροξείδιο του διαζώτου,  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Οι ενώσεις αυτές αντιδρούν και παράγουν αέριο άζωτο,  $\text{N}_2$ , και υδρατμούς, εκλύοντας  $1049 \text{ kJ}$  θερμότητας, όταν αντιδρά  $1 \text{ mol N}_2\text{O}_4$  υπό σταθερή πίεση.

Γράψτε τη θερμοχημική εξίσωση γι' αυτή την αντίδραση.

## Κανόνες για το χειρισμό θερμοχημικών εξισώσεων

1. Όταν μια θερμοχημική εξίσωση πολλαπλασιάζεται επί έναν παράγοντα, η τιμή του  $\Delta H$  της νέας εξίσωσης λαμβάνεται με πολλαπλασιασμό της τιμής του  $\Delta H$  της αρχικής εξίσωσης επί τον ίδιο παράγοντα.
2. Όταν μια θερμοχημική εξίσωση αντιστρέφεται, η τιμή του  $\Delta H$  αλλάζει πρόσημο.

## Άσκηση

Χειρισμός θερμοχημικών εξισώσεων

(α) Γράψτε τη θερμοχημική εξίσωση για την αντίδραση που περιγράφεται στην Άσκηση 6.3, για την περίπτωση που παίρνει μέρος 1 mol  $N_2H_4$ .

(β) Γράψτε τη θερμοχημική εξίσωση για την αντίστροφη της αντίδρασης που περιγράφεται στην Άσκηση 6.3.

## Εφαρμογή στοιχειομετρίας σε θερμότητες αντίδρασης

Πώς υπολογίζουμε τη θερμότητα μιας αντίδρασης από τη στοιχειομετρία της

Πόση θερμότητα εκλύεται, όταν αντιδρούν 10,0 g υδραζίνης σύμφωνα με την αντίδραση που περιγράφηκε στην Άσκηση 6.3;

Ο υπολογισμός περιλαμβάνει τις εξής μετατροπές:

Γραμμάρια υδραζίνης  $\rightarrow$  moles υδραζίνης  $\rightarrow$  kJ θερμότητας

# Μέτρηση θερμότητας μιας αντίδρασης

★ Θερμοχωρητικότητα (C): το ποσόν θερμότητας που απαιτείται για να ανεβάσει τη θερμοκρασία ενός δείγματος της ουσίας κατά ένα βαθμό Κελσίου (ή ένα κέλβιν)

$$q = C \Delta t \quad (\text{σε } \text{J} / ^\circ\text{C}), \quad \text{όπου: } \Delta t = t_f - t_i$$

★ Γραμμομοριακή θερμοχωρητικότητα: η θερμοχωρητικότητα για ένα mole ουσίας [σε  $\text{J} / (\text{mol} \cdot ^\circ\text{C})$  ]

$$\text{π.χ., } \text{H}_2\text{O}: 75,3 \text{ J} / (\text{mol} \cdot ^\circ\text{C})$$

★ Ειδική θερμοχωρητικότητα (ή ειδική θερμότητα, s): το ποσόν θερμότητας που απαιτείται για να ανεβάσει τη θερμοκρασία ενός γραμμαρίου ουσίας κατά ένα βαθμό Κελσίου (ή ένα κέλβιν)

$$q = s \times m \times \Delta t, \quad \text{σε } \text{J} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C}), \quad \text{π.χ., } \text{H}_2\text{O}: 4,18 \text{ J} / (\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$$

# Άσκηση

Συσχέτιση θερμότητας και ειδικής θερμότητας

Ο μεταλλικός σίδηρος έχει ειδική θερμότητα  $0,449 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$ .

Πόση θερμότητα θα μεταφερθεί σε ένα κομμάτι σιδήρου μάζας  $5,00 \text{ g}$  και αρχικής θερμοκρασίας  $20,0^\circ\text{C}$ , όταν αυτό τοποθετηθεί σε ένα δοχείο που περιέχει νερό που βράζει.

Υποθέστε ότι η θερμοκρασία του νερού είναι  $100,0^\circ\text{C}$  και ότι το νερό διατηρείται σε αυτή τη θερμοκρασία, η οποία είναι και η τελική θερμοκρασία του σιδήρου.

Θα εφαρμόσουμε τον τύπο

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

Έχουμε:  $s = 0,449 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$ ,  $m = 5,00 \text{ g}$  και

$$\Delta t = t_f - t_i = 100,0^\circ\text{C} - 20,0^\circ\text{C} = 80,0^\circ\text{C}$$



# Θερμιδόμετρα: Όργανα για τη μέτρηση της θερμότητας μιας αντίδρασης

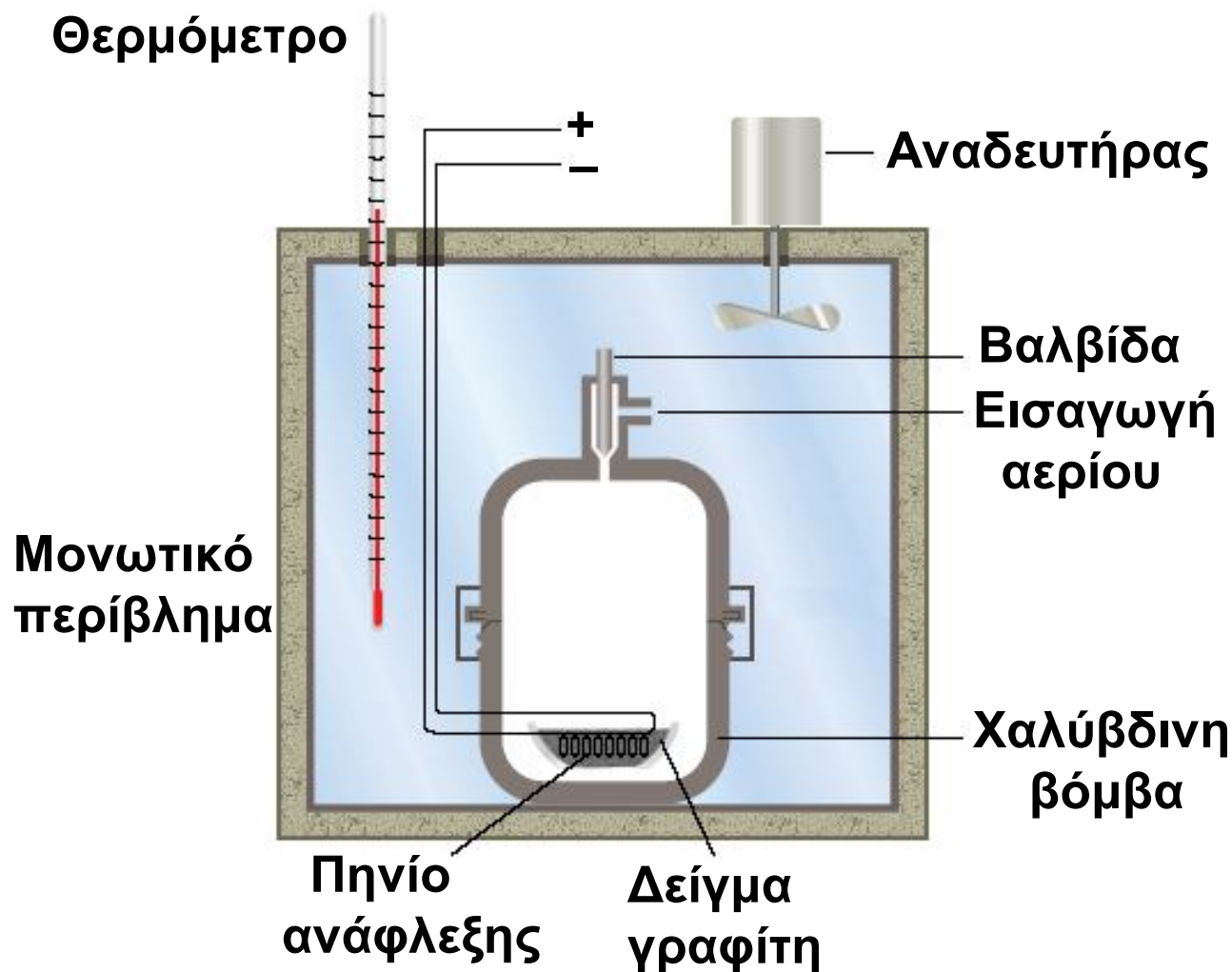


Ένα απλό θερμιδόμετρο από δύο ποτήρια του καφέ, (σταθερής πίεσης)

Το εξωτερικό ποτήρι βοηθά στη μόνωση του μίγματος της αντίδρασης από το περιβάλλον. Αφού προσθέσουμε τα αντιδρώντα στο εσωτερικό ποτήρι, καλύπτουμε το θερμιδόμετρο για να ελαττώσουμε τις απώλειες θερμότητας από εξάτμιση και μεταφορά.

Η θερμότητα αντίδρασης προσδιορίζεται από την παρατηρούμενη άνοδο ή πτώση της θερμοκρασίας.

# Το θερμιδόμετρο βόμβας



Η **θερμότητα** μιας **αντίδρασης** που περιλαμβάνει αέρια (εδώ η θερμότητα καύσης του γραφίτη) προσδιορίζεται άνετα σε ένα ερμητικά κλειστό δοχείο που ονομάζεται βόμβα.

Η αντίδραση ξεκινά με ανάφλεξη που προκαλείται ηλεκτρικά από το πηνίο που διέρχεται μέσα από το δείγμα του γραφίτη.

# Άσκηση

Υπολογισμός της  $\Delta H$  από θερμιδομετρικά δεδομένα

Έστω ότι 33 mL  $\text{HCl}(aq)$  1,20 M προσθέτονται σε 42 mL διαλύματος που περιέχει περίσσεια υδροξειδίου του νατρίου,  $\text{NaOH}$ , μέσα σε θερμιδόμετρο από ποτήρια του καφέ. Η θερμοκρασία του διαλύματος ανεβαίνει από τους 25,0 °C, που είναι στην αρχή, στους 31,8 °C. Δώστε τη μεταβολή της ενθαλπίας,  $\Delta H$ , για την αντίδραση



Εκφράστε την απάντησή σας υπό μορφή θερμοχημικής εξίσωσης. Για απλούστευση, υποθέστε ότι η θερμοχωρητικότητα και η πυκνότητα του τελικού διαλύματος στο ποτήρι είναι αυτές του νερού. (Σε εργασίες μεγαλύτερης ακρίβειας, οι τιμές αυτές πρέπει να προσδιορισθούν.) Υποθέστε επίσης ότι ο ολικός όγκος του διαλύματος είναι ίσος με το άθροισμα των όγκων του  $\text{HCl}(aq)$  και  $\text{NaOH}(aq)$ .



# Άσκηση

Συνολική μάζα διαλύματος: 33 mL + 42 mL = 75 mL ή 75 g

Η θερμότητα που απορροφάται από το διάλυμα είναι

$$q = s \times m \times \Delta t = 4,184 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \times 75 \text{ g} \times (31,8\text{°C} - 25,0\text{°C}) = 2133,8 \text{ J}$$

Η θερμότητα που παράγεται από την αντίδραση,  $q_{rxn}$ , είναι ίση και αντίθετη προς αυτή την τιμή, δηλαδή,  $q_{rxn} = -2133,8 \text{ J}$ .

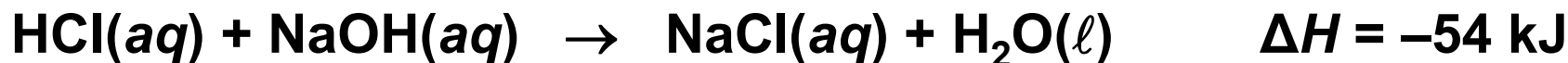
Για να υπολογίσουμε τη μεταβολή της ενθαλπίας ( $\Delta H$ ) της αντίδρασης, χρειάζεται να υπολογίσουμε τα moles του HCl που αντιδρούν  $\Rightarrow$

$$\text{mol HCl} = 1,20 \text{ mol/L} \times 0,033 \text{ L} = 0,0396 \text{ mol}$$

Η μεταβολή της ενθαλπίας για τη δεδομένη αντίδραση είναι:

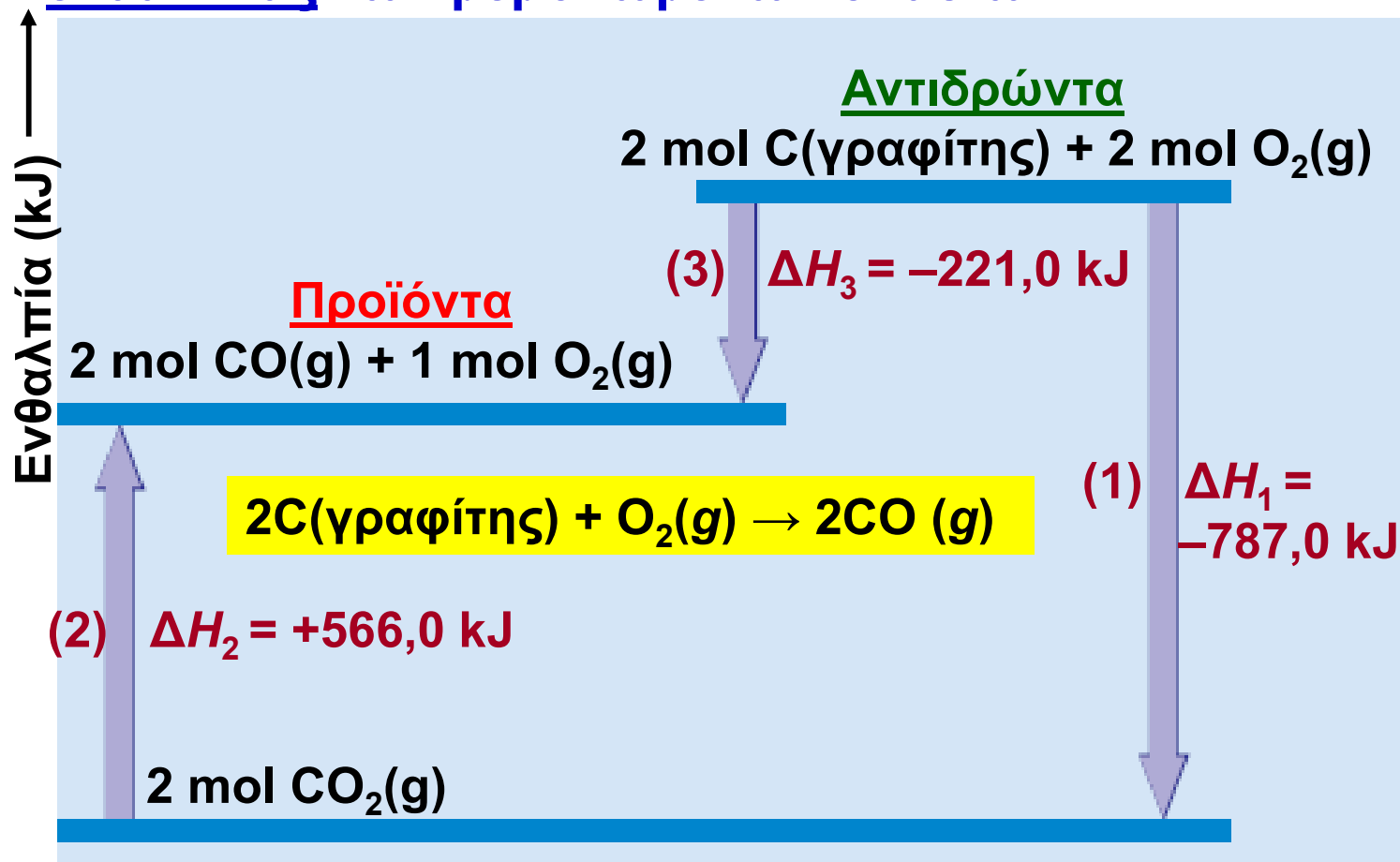
$$\Delta H = \frac{-2133,8 \text{ J}}{0,0396 \text{ mol}} = -53884 \text{ J/mol} = -54 \text{ kJ/mol}$$

Η απάντηση υπό μορφή θερμοχημικής εξίσωσης είναι η εξής:



# Ο νόμος της άθροισης θερμοτήτων του Hess

- Για χημική εξίσωση που μπορεί να γραφεί σαν άθροισμα δύο ή περισσότερων σταδίων η **μεταβολή της ενθαλπίας** για τη **συνολική αντίδραση** ισούται με το **άθροισμα των μεταβολών ενθαλπίας** των μεμονωμένων σταδίων



Διάγραμμα ενθαλπίας για τη διασαφήνιση του νόμου του Hess

Το διάγραμμα δείχνει δύο διαφορετικές πορείες για να πάμε από γραφίτη και O<sub>2</sub> (αντιδρώντα) σε CO (προϊόντα).

☆ Το να ακολουθήσουμε την πορεία των αντιδράσεων (1) και (2) είναι το ίδιο με το να πάμε απευθείας μέσω της αντίδρασης (3)!!

# Άσκηση

## Εφαρμογή του νόμου του Hess

Μεταλλικό μαγγάνιο μπορεί να ληφθεί από αντίδραση διοξειδίου του μαγγανίου με αργίλιο.



Πόση είναι η τιμή  $\Delta H$  γι' αυτή την αντίδραση;

Χρησιμοποιείτε τα ακόλουθα δεδομένα:



# Άσκηση

Θα εφαρμόσουμε τον νόμο του Hess για να βρούμε τη  $\Delta H$  της αντίδρασης  $4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{MnO}_2(\text{s}) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{Mn}(\text{s})$  από τα δεδομένα των Εξισώσεων 1 και 2:



Αν πολλαπλασιάσουμε την Εξίσωση (1) επί 2, λαμβάνουμε



Επειδή η επιθυμητή εξίσωση έχει 3  $\text{MnO}_2$  στην αριστερή πλευρά, αντιστρέφουμε την Εξίσωση (2) και πολλαπλασιάζουμε επί 3  $\Rightarrow$



Αν προσθέσουμε τις δύο τελευταίες εξισώσεις κατά μέλη, μαζί με τις αντίστοιχες τιμές  $\Delta H$ , βρίσκουμε τη  $\Delta H$  της επιθυμητής αντίδρασης:



## Πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού

↪ Πρότυπη θερμοδυναμική κατάσταση: 1 atm, 25°C

↪ Πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης,  $\Delta H^\circ$ : μεταβολή ενθαλπίας αντίδρασης όπου προϊόντα και αντιδρώντα βρίσκονται στις πρότυπες συνθήκες τους

↪ Αλλότροπο: μία από τις δύο ή περισσότερες μορφές ενός στοιχείου στην ίδια φυσική κατάσταση

C(γραφίτης–διαμάντι), S(ρομβικό–μονοκλινές), O<sub>2</sub> – O<sub>3</sub>

↪ Μορφή αναφοράς: η σταθερότερη μορφή του στοιχείου κάτω από πρότυπες θερμοδυναμικές συνθήκες, π.χ. [C(γραφίτης), O<sub>2</sub>]

↪ Πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού,  $\Delta H_f^\circ$ : η  $\Delta H$  για το σχηματισμό ενός mole της ουσίας στην πρότυπη καταστατική μορφή της από τα στοιχεία της στις πρότυπες καταστάσεις τους





# Αλλοτροπικές μορφές του θείου



**S(ρομβικό),  
η σταθερή μορφή  
του S στους 25°C**

**θέρμανση και ψύξη** →



**S(μονοκλινές),  
μια άλλη αλλοτροπική  
μορφή του θείου  
(βελονοειδείς  
κρύσταλλοι)**

**★ Οι  $\Delta H_f^\circ$  των στοιχείων (για τις μορφές αναφοράς) είναι μηδέν!**

# Πώς υπολογίζεται η $\Delta H^\circ$ μιας αντίδρασης από πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού

★ Με εφαρμογή του νόμου του Hess προκύπτει ότι η πρότυπη μεταβολή ενθαλπίας,  $\Delta H^\circ$ , μιας αντίδρασης δίνεται από τον τύπο

$$\Delta H^\circ = \sum n\Delta H_f^\circ (\text{προϊόντα}) - \sum m\Delta H_f^\circ (\text{αντιδρώντα})$$

Όπου:

$\Delta H_f^\circ$  = πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού μιας ουσίας  
(από κατάλληλο Πίνακα)

$\Sigma$  = άθροισμα γινομένων

$n, m$  = αριθμητικοί συντελεστές των ουσιών της χημικής εξίσωσης

# Άσκηση

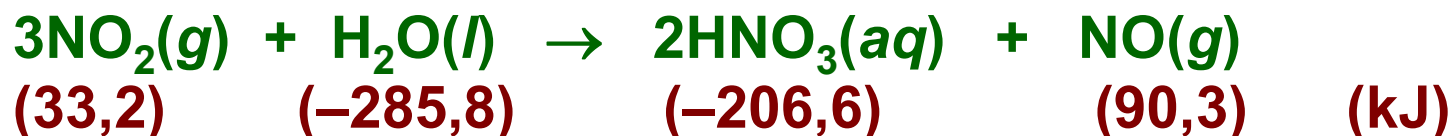
Υπολογισμός της ενθαλπίας αντίδρασης από πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού

Υπολογίστε τη μεταβολή ενθαλπίας για την ακόλουθη αντίδραση:



Χρησιμοποιήστε πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού.

Η αντίδραση, μαζί με τις τιμές  $\Delta H_f^\circ$  κάτω από τους τύπους των ουσιών, είναι



$$\begin{aligned} \Rightarrow \Delta H^\circ &= \sum n\Delta H_f^\circ(\text{προϊόντα}) - \sum m\Delta H_f^\circ(\text{αντιδρώντα}) \\ &= [2 \Delta H_f^\circ(\text{HNO}_3) + \Delta H_f^\circ(\text{NO})] - [3 \Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})] \end{aligned}$$

# Καύσιμα-τρόφιμα, καύσιμα του εμπορίου και καύσιμα πυραύλων

➤ Καύσιμο: Κάθε ουσία που καίγεται ή αντιδρά με παρόμοιο τρόπο, παρέχοντας θερμότητα και άλλες μορφές ενέργειας.

➤ Τα τρόφιμα ως καύσιμα

Το σώμα μας παράγει ενέργεια από τρόφιμα κατά την ίδια συνολική διαδικασία που παράγουν και οι καύσεις.

➤ Η καύση της γλυκόζης:



**1 g γλυκόζης παρέχει 15,6 kJ (3,73 kcal) θερμότητας**

**Μέσες τιμές θερμίδων (kcal ή C) ανά γραμμάριο:**

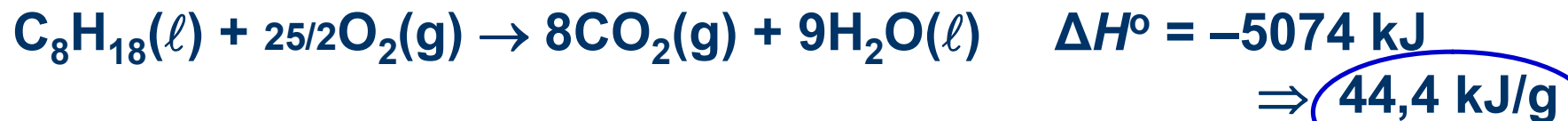
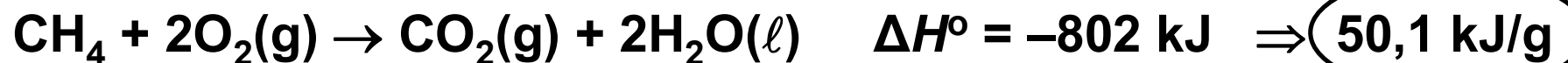
**υδατάνθρακες 4,0 kcal      Λίπη 9,20 kcal**

# Ορυκτά καύσιμα

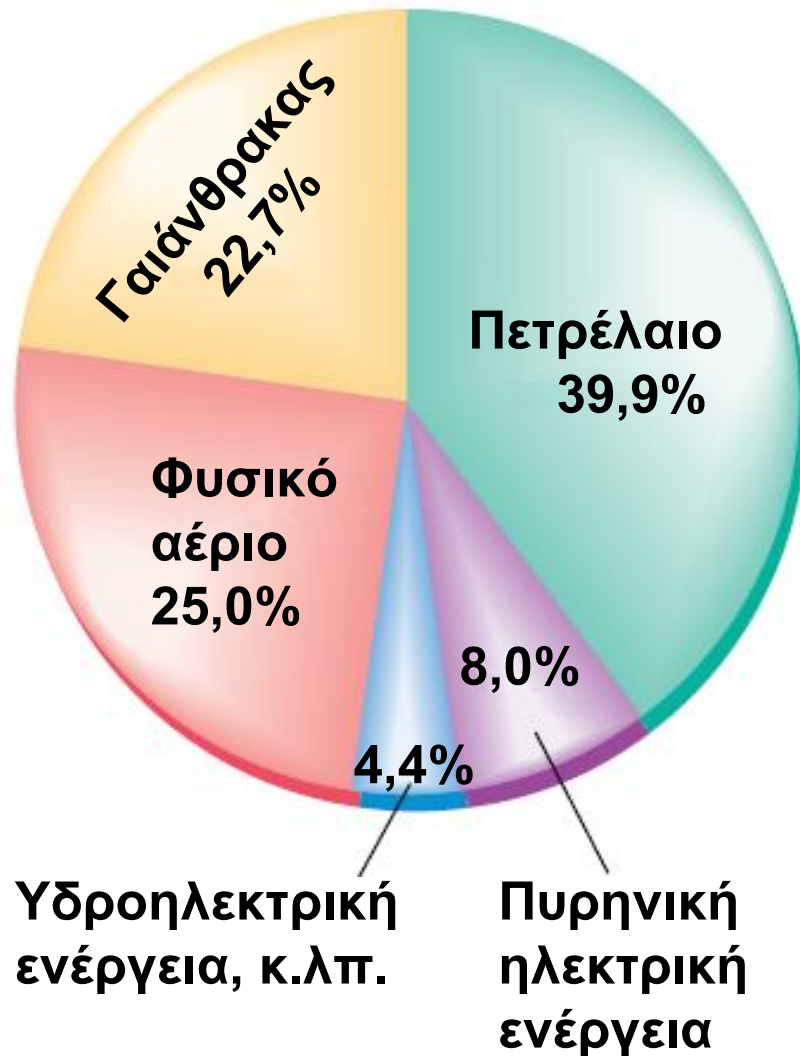
Γαϊάνθρακες, πετρέλαιο, φυσικό αέριο

Σύγκριση θερμοτήτων καύσης, (τιμές καυσίμου ή θερμικές αποδόσεις):

Γαϊάνθρακας (ανθρακίτης): 30,6 kJ/g



# Πηγές ενέργειας και κατανάλωση ενέργειας στις Η.Π.Α. (1996)



## Πετρέλαιο:

Έτος 2030: το 80% των αποθεμάτων πετρελαίου θα έχει εξαντληθεί.

**Φυσικό αέριο:** Αποθέματα περιορισμένα

**Γαιάνθρακες:** αρκετά για μερικούς αιώνες ⇒

## Αεριοποίηση και υγροποίηση γαιανθράκων:



(Αντίδραση υδραερίου)



(Καταλυτική μετατροπή του υδραερίου σε μεθάνιο)

# Καύσιμα πυραύλων

Το στερεό καύσιμο για τους ενισχυτικούς πυραύλους είναι ένα μίγμα σκόνης **μεταλλικού αργιλίου** και άλλων υλικών μαζί με **υπερχλωρικό αμμώνιο** ως οξειδωτικό. Καθώς τα καύσιμα καίγονται, σχηματίζεται ένα νέφος από **οξείδιο του αργιλίου**.

Καύση υδρογόνου:  $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -242 \text{ kJ} \quad (120 \text{ kJ/g})$

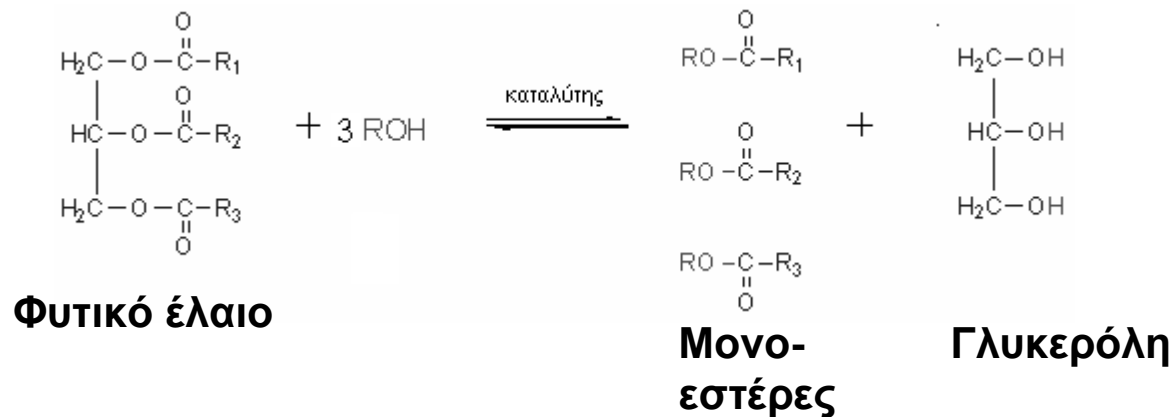
Καύση μεθανίου  $\Rightarrow 50 \text{ kJ/g}$

Πρόγραμμα «Απόλλων»: Καύσιμα  $\text{H}_2(\ell) + \text{O}_2(\ell)$ ,  
κηροζίνη +  $\text{O}_2(\ell)$  (44,1 kJ/g),  $\text{N}_2\text{H}_4(\ell) + \text{N}_2\text{O}_4(\ell)$

# Εναλλακτικά καύσιμα

**Biodiesel:** Σύνολο καθαρών καυσίμων από φυσικές και ανανεώσιμες πηγές προς αντικατάσταση πετρελαίου **diesel** ή προσθήκη σε αυτό

**Μέθοδος παρασκευής Biodiesel :** Μετεστεροποίηση των **τριγλυκεριδίων** φυτικών ελαίων (π.χ. ηλιανθέλαιου) με χρήση καταλύτη NaOH και περίσσειας CH<sub>3</sub>OH προς μίγμα **μονοεστέρων** και **γλυκερόλης**:





# Αναφορά

- Το υλικό της παρουσίασης προέρχεται από τις Πανεπιστημιακές παραδόσεις της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη
- Οι εικόνες που περιέχονται στην ενότητα προέρχονται από το προσωπικό αρχείο της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη

# Σημείωμα Αναφοράς

Copyright, Πανεπιστήμιο Πατρών, Μαγδαληνή  
Σουπιώνη. «Χημεία II». Έκδοση: 1.0. Πάτρα 2015.

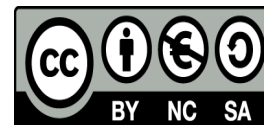
Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση:

<https://eclass.upatras.gr/courses/GEO327/>

# Σημείωμα Αδειοδότησης

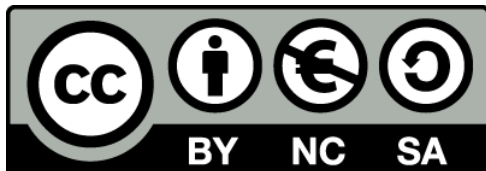
Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους όρους χρήσης τους στο «Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων».

[1] <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>



- Ως **Μη Εμπορική** ορίζεται η χρήση:
- που δεν περιλαμβάνει άμεσο ή έμμεσο οικονομικό όφελος από την χρήση του έργου, για το διανομέα του έργου και αδειοδόχο
- που δεν περιλαμβάνει οικονομική συναλλαγή ως προϋπόθεση για τη χρήση ή πρόσβαση στο έργο
- που δεν προσπορίζει στο διανομέα του έργου και αδειοδόχο έμμεσο οικονομικό όφελος (π.χ. διαφημίσεις) από την προβολή του έργου σε διαδικτυακό τόπο
- Ο δικαιούχος μπορεί να παρέχει στον αδειοδόχο ξεχωριστή άδεια να χρησιμοποιεί το έργο για εμπορική χρήση, εφόσον αυτό του ζητηθεί

# Τέλος Ενότητας



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ