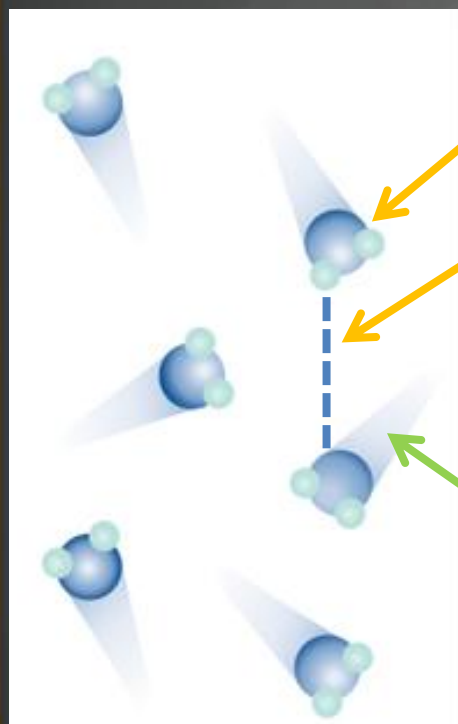


Μάθημα 2.1

Μεταβολή ενέργειας στις χημικές μεταβολές
Ενδόθερμες - εξώθερμες αντιδράσεις
Θερμότητα αντίδρασης - ενθαλπία

Χημική ενέργεια



Χημικοί δεσμοί

Διαμοριακές δυνάμεις

Έλξεις υποατομικών
σωματιδίων

Κίνηση μορίων

Κίνηση υποατομικών
σωματιδίων

Δυναμική
ενέργεια

Κινητική
ενέργεια

Χημική
ενέργεια

Διατήρηση μάζας και ενέργειας

Κατά τις χημικές αντιδράσεις μεταβάλλεται η χημική ενέργεια του συστήματος.

Έτσι, ελευθερώνεται στο περιβάλλον ή απορροφάται από αυτό ενέργεια ίση με τη διαφορά των χημικών ενεργειών των αρχικών και τελικών ουσιών.

Στις χημικές αντιδράσεις διατηρούνται:

- η μάζα (νόμος Lavoisier)
- η ενέργεια (νόμος διατηρήσεως της ενέργειας).



Μετατροπές ενέργειας

Ηλεκτρική
ενέργεια



φωτοχημεία



Φωτεινή
ενέργεια

Χημική
ενέργεια

Θερμοχημεία



Θερμική
ενέργεια

Χημική Θερμοδυναμική

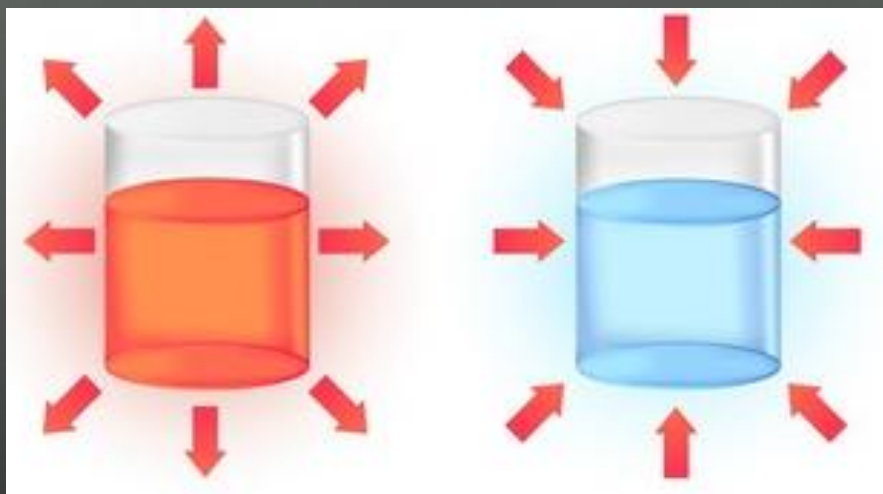
Ο κλάδος της χημείας που μελετά όλες τις ενεργειακές μετατροπές που συνοδεύουν μια χημική μεταβολή (αντίδραση).



Αντιδράσεις και Θερμότητα

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**.

εξώθερμη

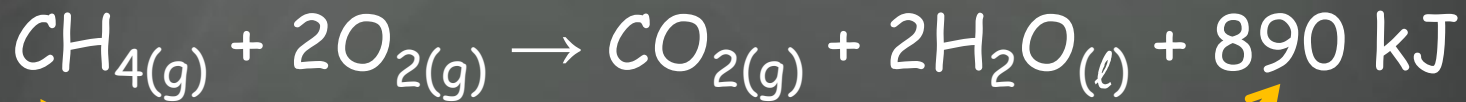


ενδόθερμη

Θερμοχημική εξίσωση

Χημική εξίσωση που δείχνει τα ποσά θερμότητας που απορροφώνται από το περιβάλλον ή εκλύονται προς αυτό,

π.χ.

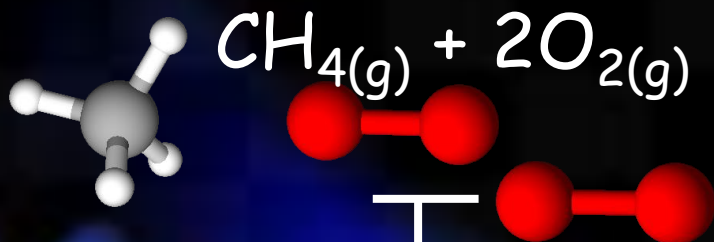


Καίγεται 1 mol
μεθανίου

Εκλύονται 890 kJ
(εξώθερμη)

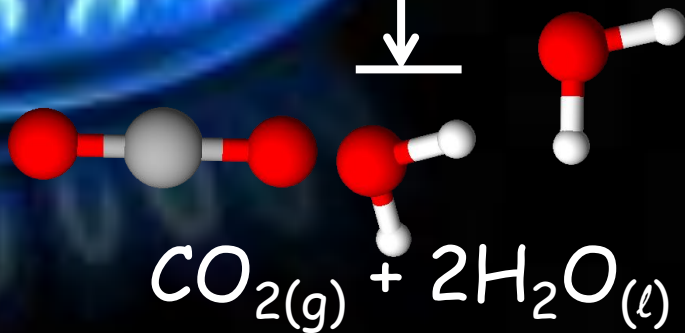
Σύστημα

Περιβάλλον



ΔH

Θερμότητα



ΔH : μεταβολή ενθαλπίας

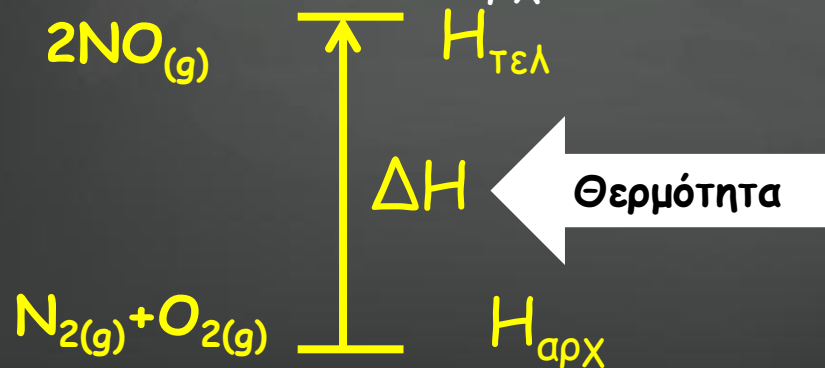
Μεταβολή ενθαλπίας ΔH

Ισούται με το απορροφούμενο ή εκλυόμενο ποσό θερμότητας q , εφόσον η αντίδραση πραγματοποιείται υπό σταθερή πίεση.

Ενδόθερμη:

$$H_{\text{ΤΕΛ}} > H_{\text{αρχ}}, \text{ άρα}$$

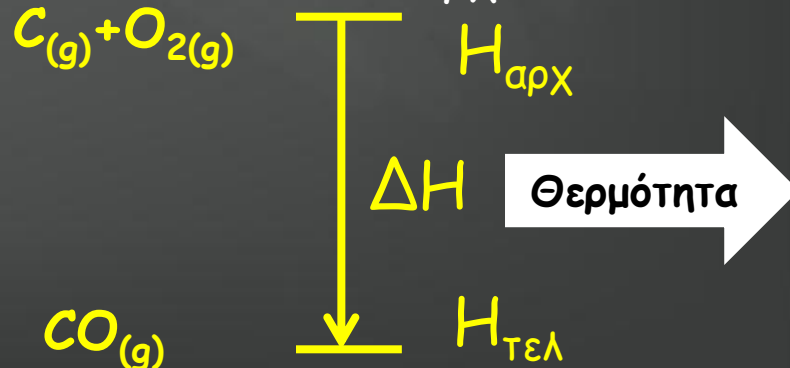
$$\Delta H = H_{\text{ΤΕΛ}} - H_{\text{αρχ}} > 0$$



Εξώθερμη:

$$H_{\text{ΤΕΛ}} < H_{\text{αρχ}}, \text{ άρα}$$

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



Μεταβολή ενθαλπίας ΔH

Για μια αντίδραση



η μεταβολή της ενθαλπίας ΔH είναι:

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

όπου

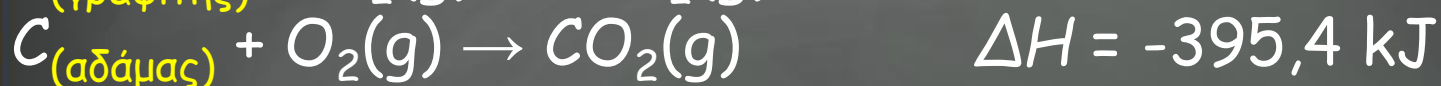
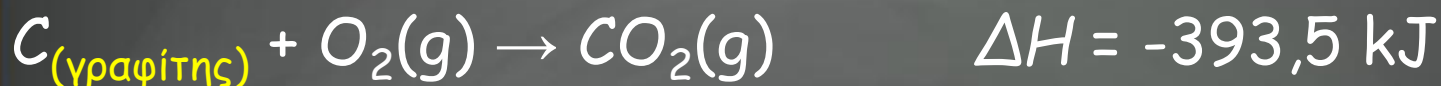
$H_{\text{προϊόντων}}$ η ενθαλπία των γ mol Γ και δ mol Δ και

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

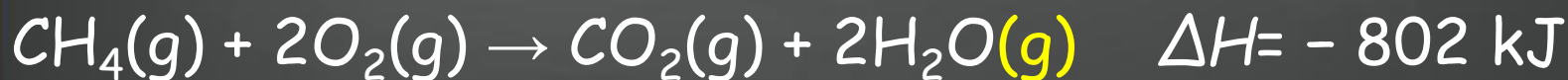
Μεταβολή ενθαλπίας ΔH

Η μεταβολή της ενθαλπίας μιας αντίδρασης εξαρτάται:

1. Από τη φύση των αντιδρώντων



2. Από τη φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και προϊόντων

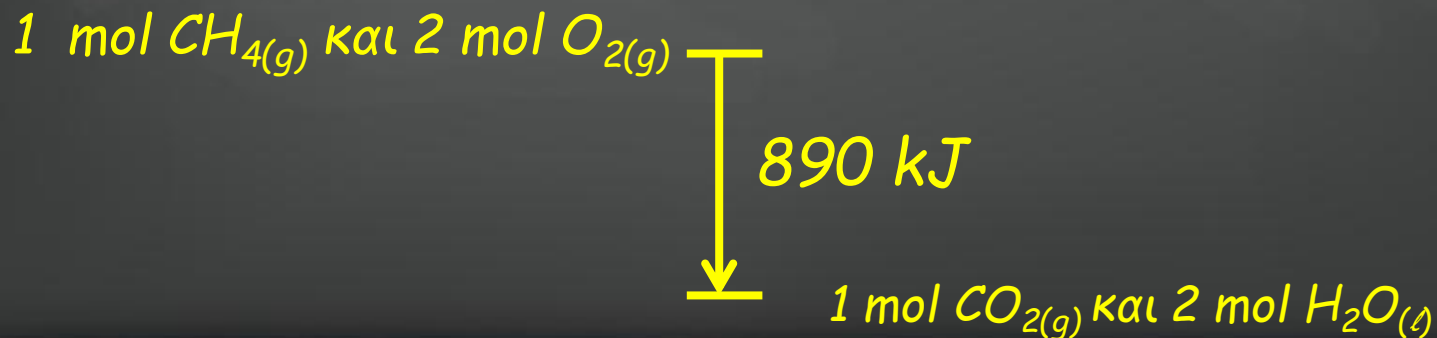
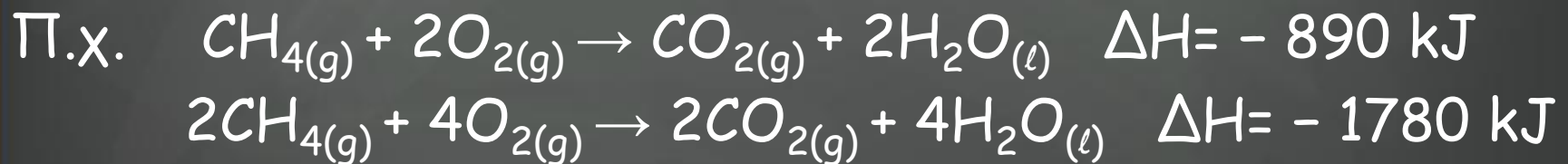


3. Από τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, κάτω από τις οποίες λαμβάνει χώρα η αντίδραση.

Ενθαλπία αντίδρασης - ΔH

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

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



Πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης, ΔH°

Πρότυπη μεταβολή ενθαλπίας ή πρότυπη ενθαλπία ορίζεται η μεταβολή της ενθαλπίας σε **πρότυπη κατάσταση**.

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

- Θερμοκρασία 25°C και

- πίεση 1 atm

και για διαλύματα η

- συγκέντρωση $c = 1\text{ M}$

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.

Π.χ. $C_{(\text{γραφίτης})} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ_f = -393,5 \text{ kJ}$
δηλ. η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού του CO_2 είναι $-393,5 \text{ kJ}$

Πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού, ΔH°_f

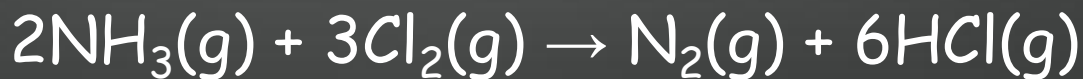
Η ΔH°_f των στοιχείων στην πιο σταθερή μορφή τους θεωρείται μηδέν.

π.χ. $\Delta H^\circ_{f(\text{γραφίτης})} = 0$, ενώ $\Delta H^\circ_{f(\text{διαμαντιού})} \neq 0$.

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

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

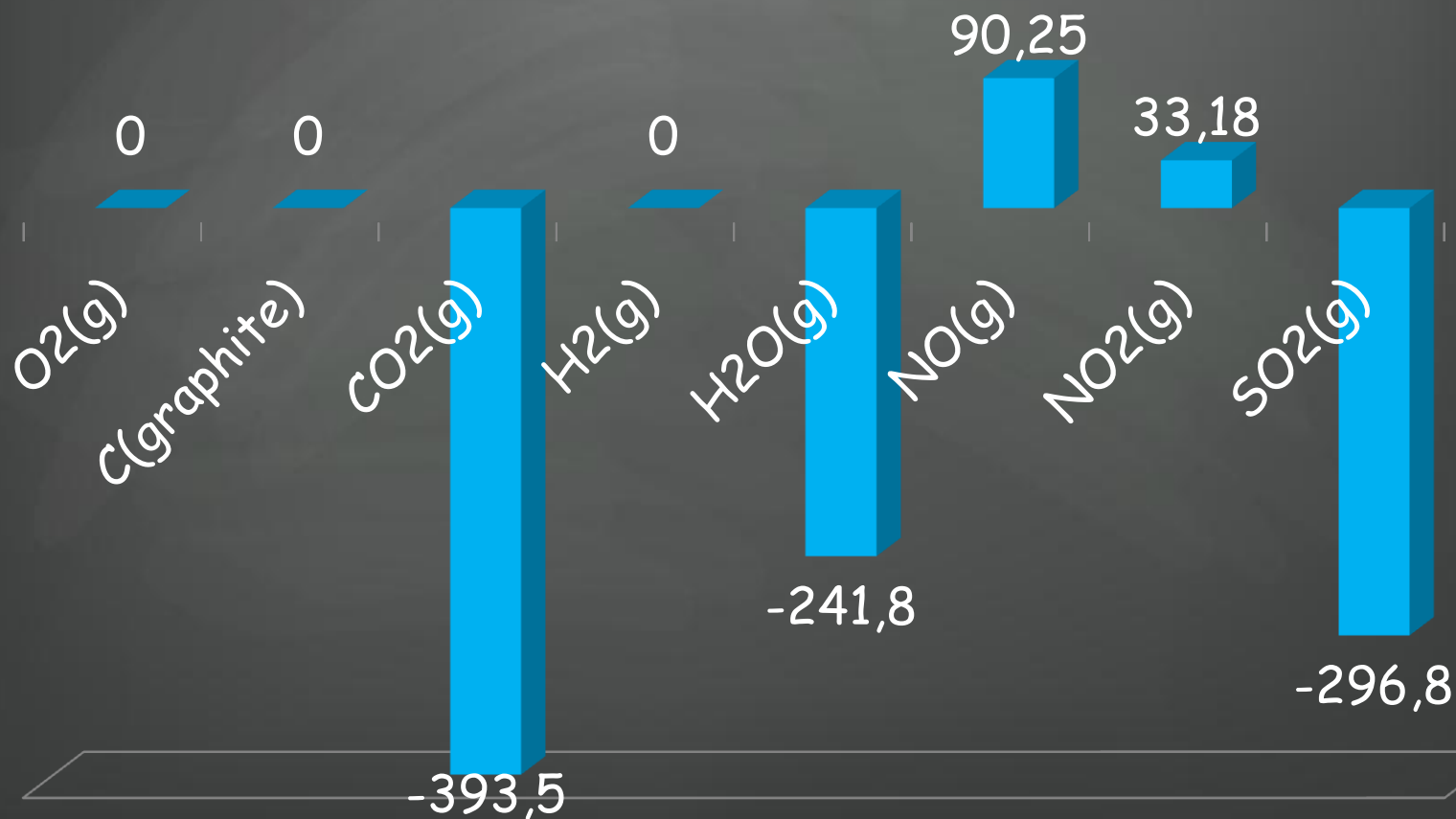
π.χ. για την αντίδραση



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

Πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού, ΔH°_f

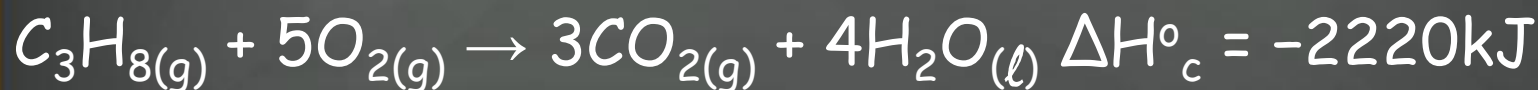
Πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού (kJ)



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.



δηλ. η πρότυπη ενθαλπία καύσης του C_3H_8 είναι -2220 kJ

* Ισχύει πάντα $\Delta H^\circ_c < 0$, επειδή οι καύσεις είναι εξώθερμες.

Εφαρμογή 2.1

Καίγονται 22g προπανίου οπότε ελευθερώνονται 110 kcal. Ποια είναι η τιμή της ΔH°_c της καύσης του προπανίου;

(-220 kcal/mol)

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.

Π.χ.



* Ισχύει πάντα $\Delta H^\circ_n < 0$, επειδή η εξουδετέρωση είναι εξώθερμη.

Πρότυπη ενθαλπία εξουδετέρωσης, ΔH°_n

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, επειδή η μόνη αντίδραση που γίνεται κατά την εξουδετέρωση είναι:



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

Εφαρμογή 2.2

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

(1,25 L, 2,855 kJ)