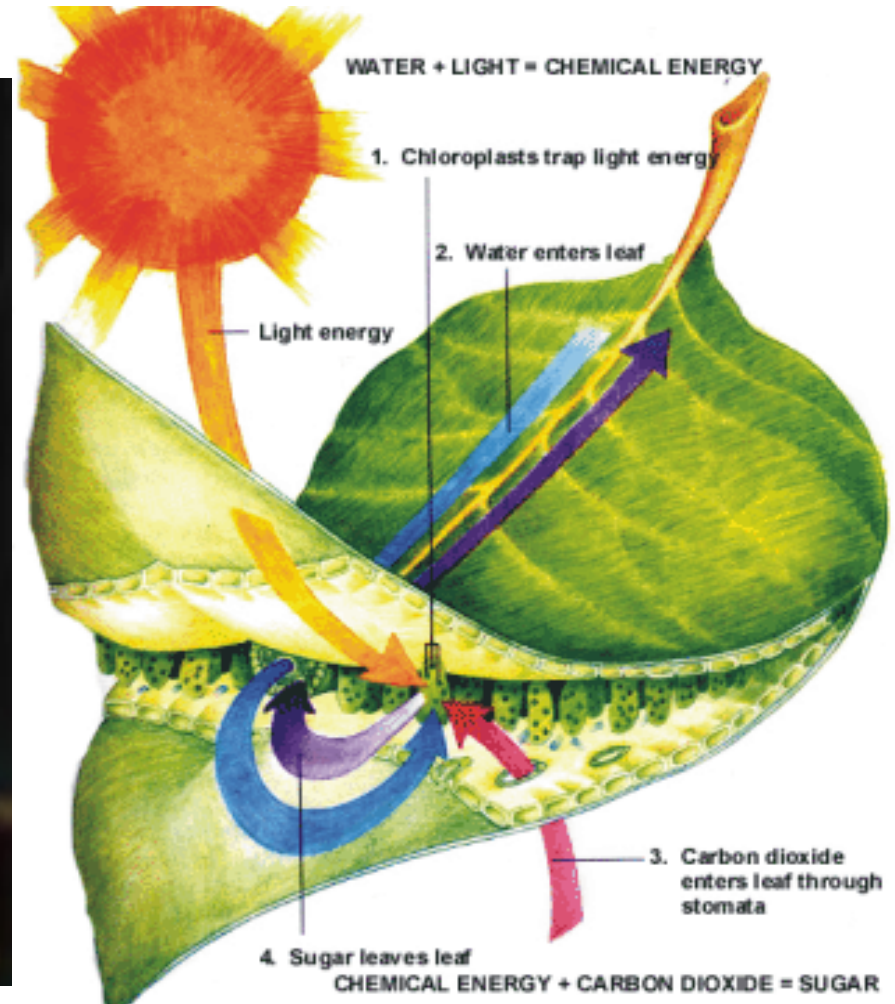


ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ



ΤΕΡΑΣΤΙΑ ΕΚΛΥΣΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ ΣΤΗΝ ΕΚΡΗΞΗ ΜΙΑΣ ΑΤΟΜΙΚΗΣ ΒΟΜΒΑΣ ΚΑΙ ΔΕΣΜΕΥΣΗ ΤΗΣ ΗΛΙΑΚΗΣ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ ΣΤΗΝ ΦΩΤΟΣΥΝΘΕΣΗ



ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

Σε μια χημική αντίδραση ενέργεια μπορεί να εκλύεται ή να απορροφάται σε διάφορες μορφές όπως:

- **Θερμική ενέργεια (θερμότητα)**
- **Ηλεκτρική ενέργεια (ηλεκτρισμός)**
- **Φωτεινή ενέργεια (φως)**

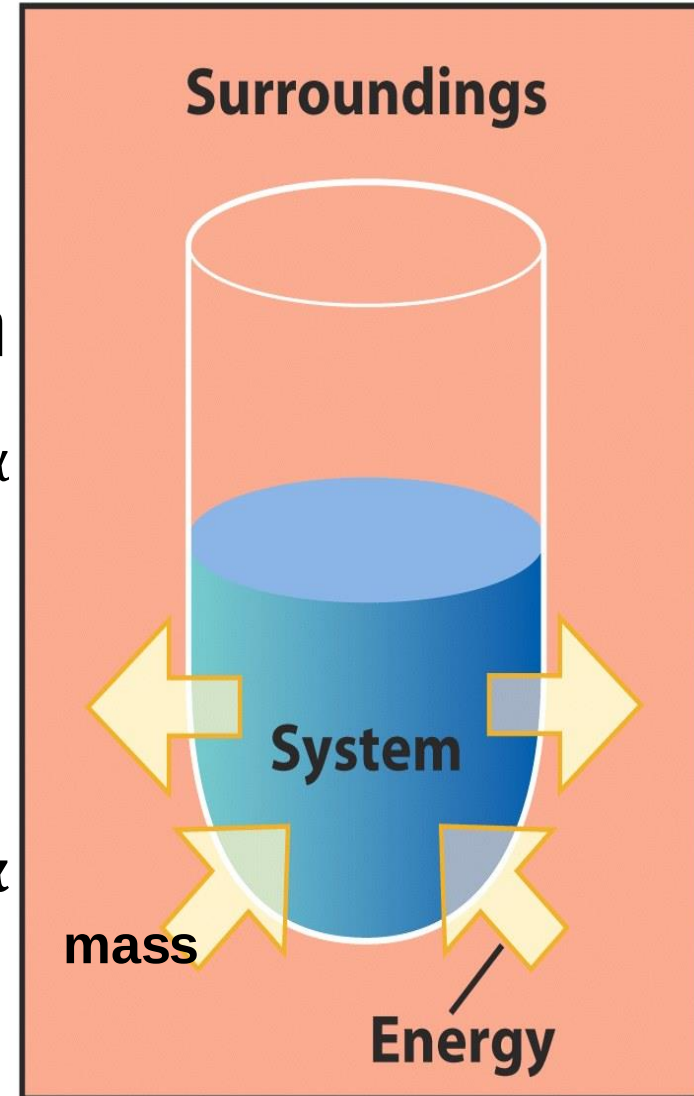
Ο κλάδος της χημείας που μελετά τις μεταβολές ενέργειας που συνοδεύουν τις χημικές αντιδράσεις υπό μορφή θερμότητας ονομάζεται **θερμοχημεία**.

Αντίστοιχα για τις άλλες 2 μορφές ενέργειας οι κλάδοι της χημείας ονομάζονται **ηλεκτροχημεία** και **φωτοχημεία**.

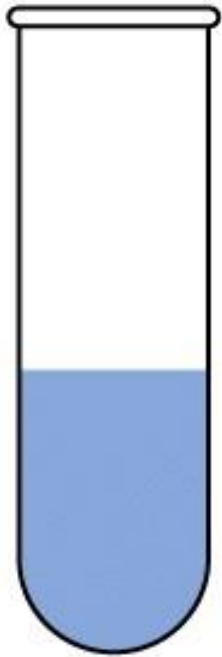


ΣΥΣΤΗΜΑ

- Στη Φυσική ως θερμοδυναμικό σύστημα επιλέγεται συνήθως η ποσότητα ενός αερίου.
- Στη Χημεία ως θερμοδυναμικό σύστημα ή απλά **σύστημα** επιλέγεται μία ουσία ή ένα μίγμα ουσιών όπου συμβαίνει κάποια μεταβολή.
- Οτιδήποτε βρίσκεται στη γειτονιά του συστήματος αποτελεί το **περιβάλλον** του.
- Το σύστημα μπορεί να ανταλλάσσει **μάζα** ή **ενέργεια** με το περιβάλλον του.



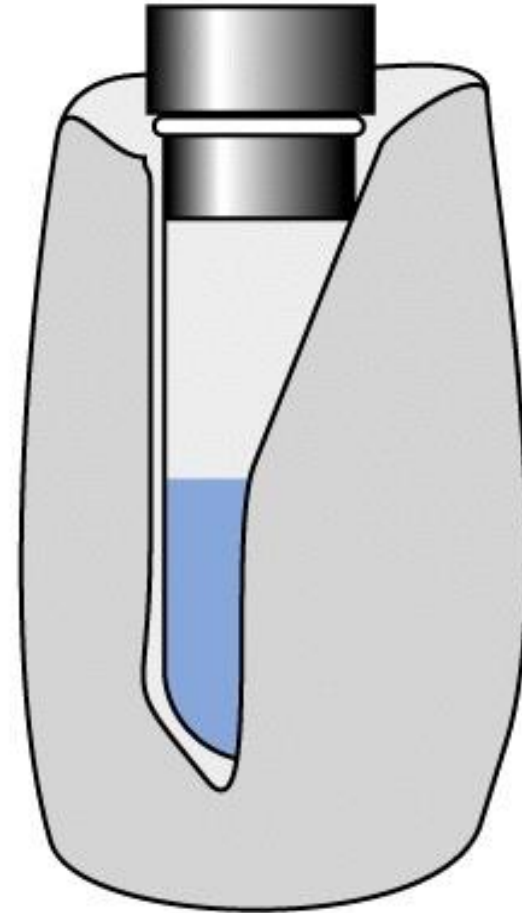
ΣΥΣΤΗΜΑΤΑ



Ανοικτό



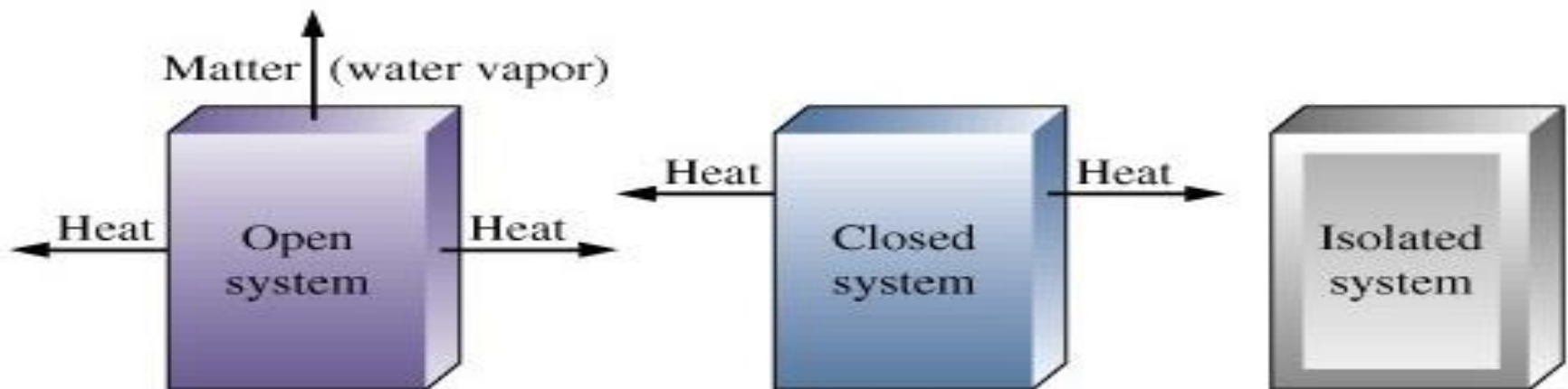
Κλειστό



Απομονωμένο

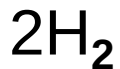
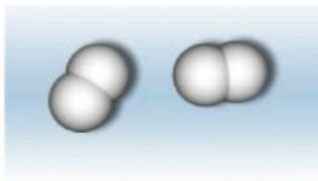


ΣΥΣΤΗΜΑΤΑ

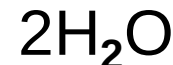
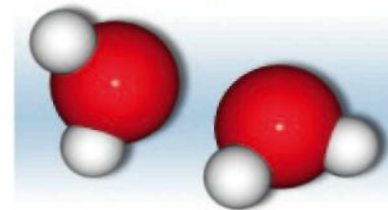
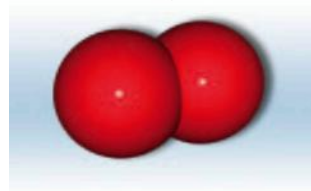


ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Σε κάθε χημική αντίδραση τα άτομα ανασυνδυάζονται δημιουργώντας νέα μόρια. Για να γίνει αυτό πρέπει να σπάσουν οι αρχικοί δεσμοί στα αντιδρώντα και να δημιουργηθούν νέοι δεσμοί στα προϊόντα. **Για να σπάσει όμως ένας δεσμός απαιτείται ενέργεια , ενώ κατά την δημιουργία του εκλύεται ενέργεια.**



+



ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Ανάλογα από το ποσό ενέργειας που χρησιμοποιείται για το σπάσιμο των δεσμών των αντιδρώντων και από αυτό που ελευθερώνεται από τη δημιουργία δεσμών στα προϊόντα εξαρτάται το τελικό ισοζύγιο ενέργειας, δηλαδή αν τελικά η αντίδραση θα απορροφά ή θα εκλύει ενέργεια.

Οι περισσότερες χημικές αντιδράσεις απορροφούν ή εκλύουν ενέργεια υπό την μορφή θερμότητας.



ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Οι αντιδράσεις που όταν γίνονται, εκλύεται θερμότητα προς το περιβάλλον ονομάζονται **εξώθερμες (+Q)**

Οι αντιδράσεις που για να πραγματοποιηθούν, απαιτείται προσφορά «ενέργειας» από το περιβάλλον ονομάζονται **ενδόθερμες(-Q)**

Η θερμοχημεία μελετά την ανταλλαγή θερμότητας μεταξύ χημικών αντιδράσεων- περιβάλλοντος.

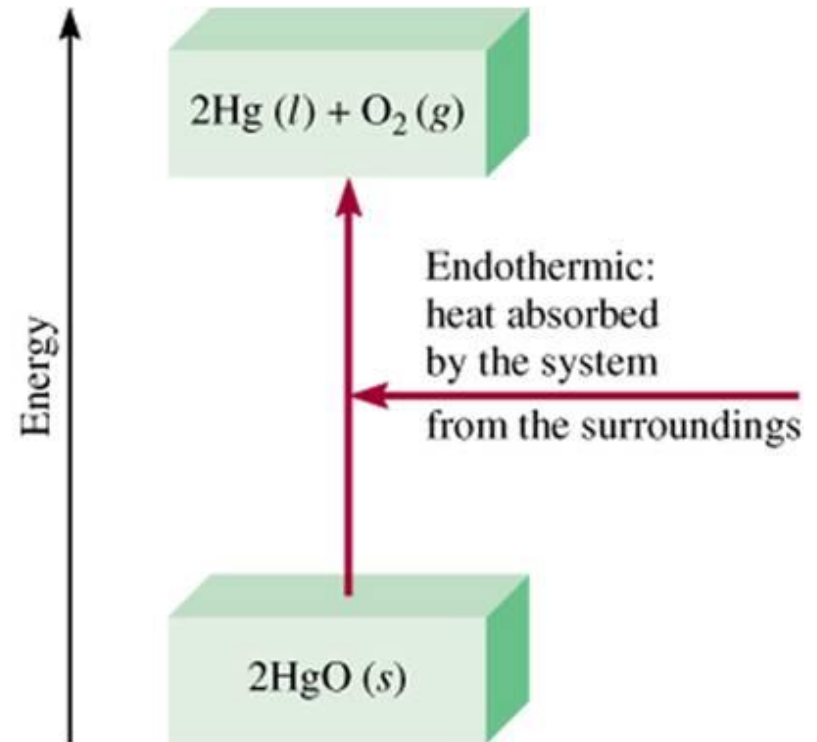
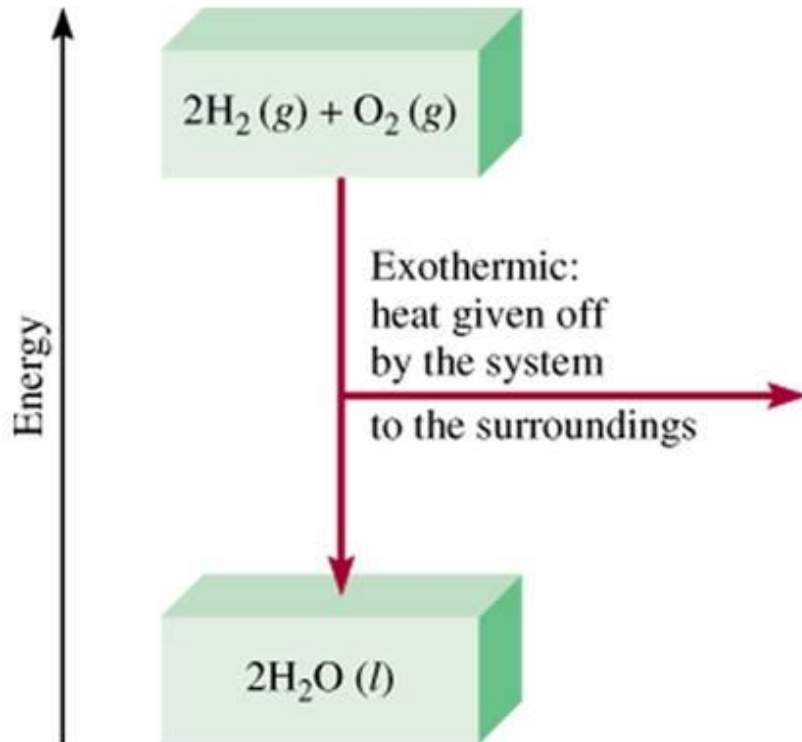
Έκλυση και απορρόφηση ενέργειας δεν έχουμε μόνο στις χημικές αντιδράσεις αλλά και σε φυσικά φαινόμενα.

Πήξη: ελευθερώνεται θερμότητα

Τήξη: απορροφάται θερμότητα.



ΕΞΩΘΕΡΜΗ ΚΑΙ ΕΝΔΟΘΕΡΜΗ ΜΕΤΑΒΟΛΉ

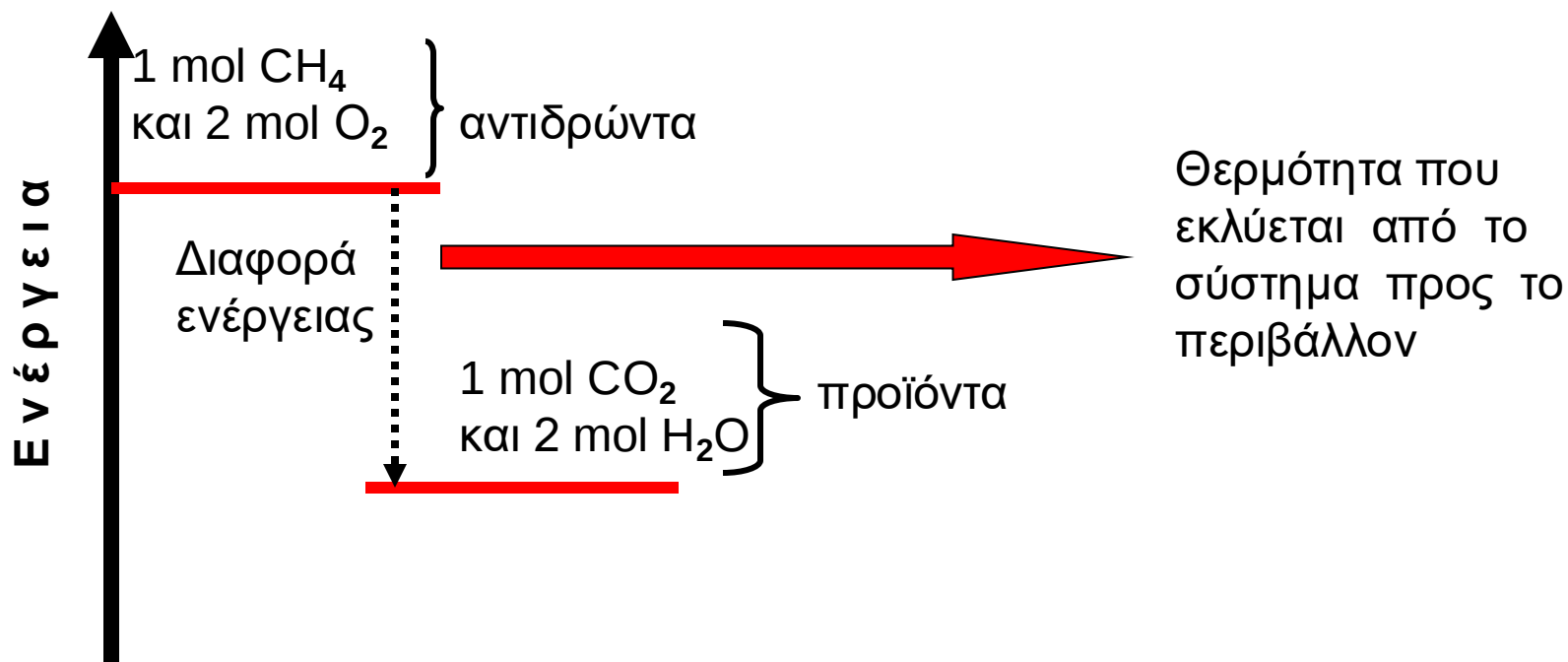


ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Χαρακτηριστικό παράδειγμα εξώθερμων αντιδράσεων είναι οι καύσεις. Κατά την καύση 1 mol CH₄ εκλύεται ποσόν θερμότητας Q=890KJ. Η αντίδραση αυτή μπορεί να παρασταθεί με την θερμοχημική εξίσωση:

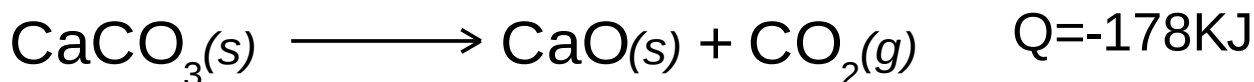


Τα 890 KJ που εκλύονται αποτελούν την διαφορά **«ενεργειακού περιεχομένου»** των αντιδρώντων από τα προϊόντα, όπως φαίνεται στο παρακάτω ενεργειακό διάγραμμα:

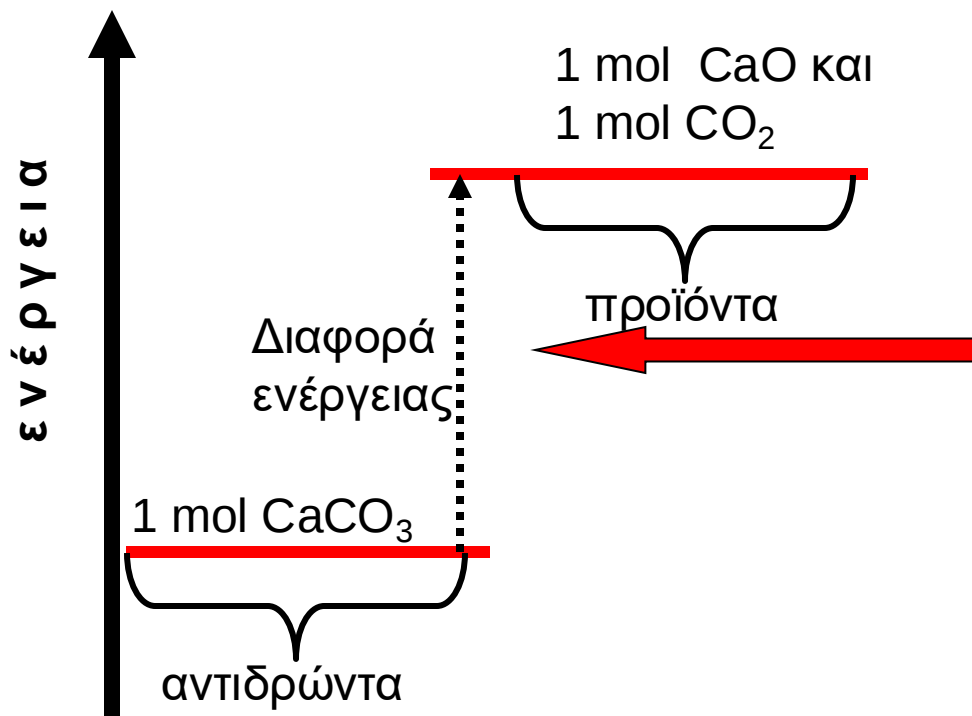


ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Για την διάσπαση ενός mol CaCO_3 σε CaO (ασβέστη) και CO_2 απαιτείται προσφορά θερμότητας $Q=178\text{KJ}$. Η αντίστοιχη θερμοχημική εξίσωση είναι:



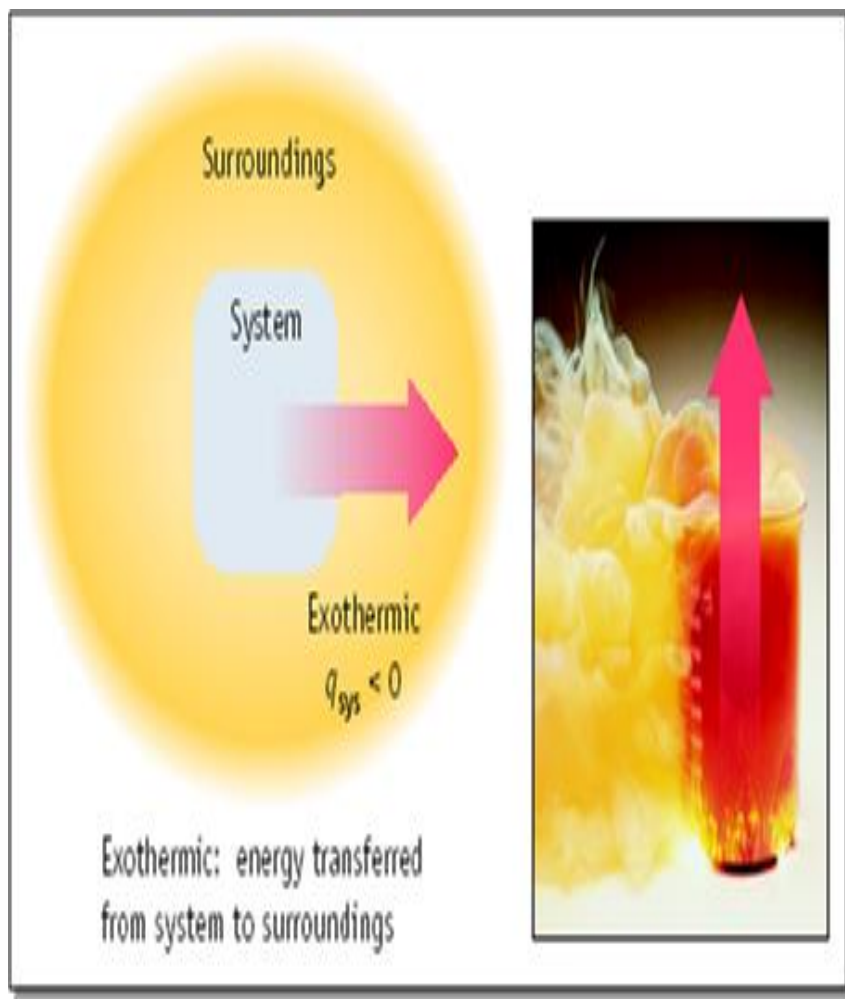
Τα 178 KJ που εκλύονται αποτελούν την διαφορά «ενεργειακού περιεχομένου» των προϊόντων από τα αντιδρώντα, όπως φαίνεται στο παρακάτω ενεργειακό διάγραμμα:



Θερμότητα που απορροφάται από το περιβάλλον προς το σύστημα



ΕΞΩΘΕΡΜΗ ΚΑΙ ΕΝΔ'ΟΘΕΡΜΗ ΜΕΤΑΒΟΛΉ



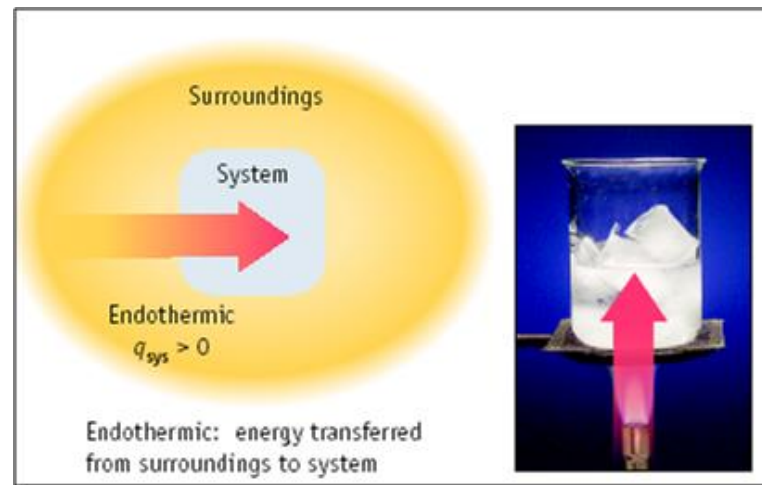
Surroundings

System

Exothermic
 $q_{\text{sys}} < 0$

Exothermic: energy transferred from system to surroundings

The diagram illustrates an exothermic process. A light blue rounded rectangle labeled 'System' is positioned inside a larger yellow oval labeled 'Surroundings'. A thick red arrow points from the system towards the surroundings. To the right of the diagram is a photograph of a test tube containing a red liquid, with bright yellow and orange flames or smoke rising from it. A thick red arrow points upwards from the test tube.



Surroundings

System

Endothermic
 $q_{\text{sys}} > 0$

Endothermic: energy transferred from surroundings to system

The diagram illustrates an endothermic process. A light blue rounded rectangle labeled 'System' is positioned inside a larger yellow oval labeled 'Surroundings'. A thick red arrow points from the surroundings towards the system. To the right of the diagram is a photograph of a beaker containing ice cubes, sitting on a metal stand. A Bunsen burner flame is directed at the bottom of the beaker. A thick red arrow points upwards from the burner towards the beaker.



ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ ΔΙΑΔΙΚΑΣΙΕΣ

- παραγωγή των κύβων πάγου
- σχηματισμός του χιονιού στα σύννεφα
- συμπύκνωση της βροχής από υδρατμό
- μια φλόγα κεριών
- μίξη του θειώδους άλατος και της χλωριώδους νατρίου
- Οξειδώνοντας το σίδηρο
- κάψιμο της ζάχαρης
- Διάλυση των ισχυρών οξέων στο νερό
- πυρηνική διάσπαση

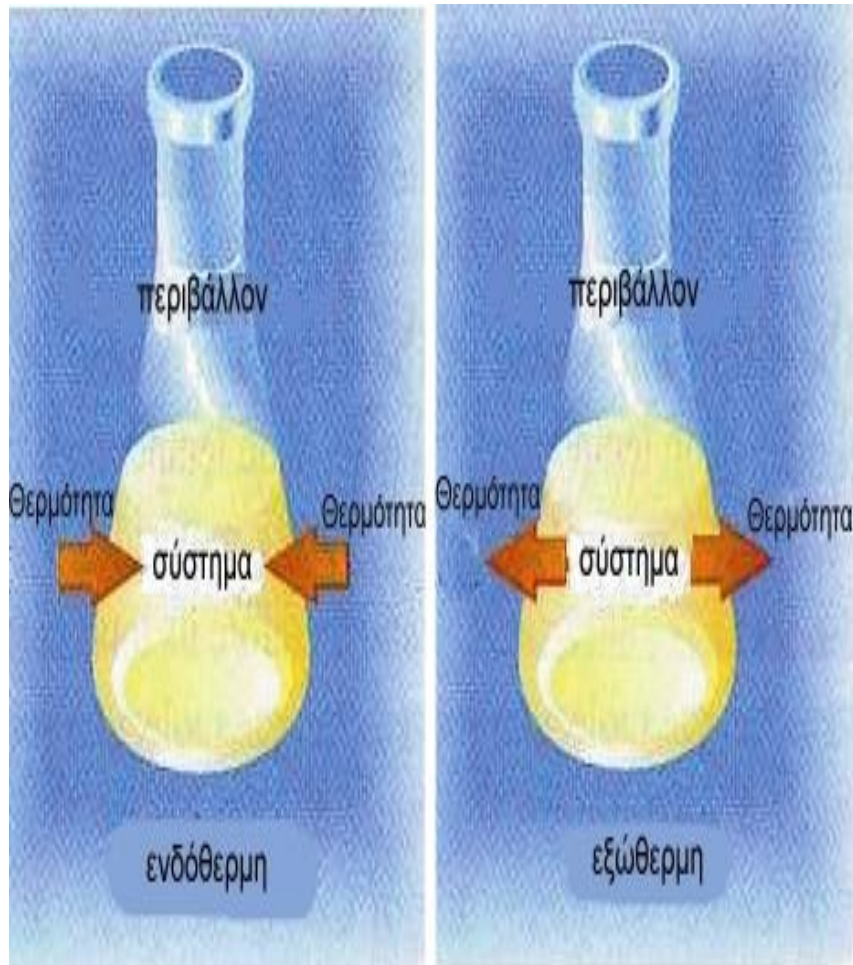


ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ ΔΙΑΔΙΚΑΣΊΕΣ

- λειώνοντας κύβους πάγου
- μετατροπή του παγετού σε υδρατμό
- εξάτμιση του νερού
- διαμόρφωση ενός κατιόντος από ένα άτομο στη φάση αερίου
- Ψήσιμο ψωμιού
- παραγωγή της ζάχαρης από τη φωτοσύνθεση
- λειώνοντας στερεά άλατα



ΕΝΔΟΘΕΡΜΗ - ΕΞΩΘΕΡΜΗ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗ



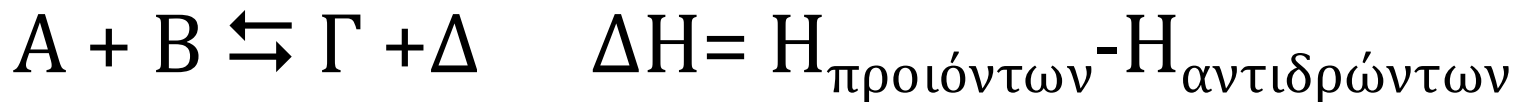
- **Σύστημα:** το μέρος του υλικού κόσμου που μελετάμε.
- **Περιβάλλον:** το υπόλοιπο μέρος του υλικού κόσμου που βρίσκεται εκτός του συστήματος.
- **Θερμότητα:** η ενέργεια που ανταλλάσσεται μεταξύ συστήματος και περιβάλλοντος λόγω διαφοράς θερμοκρασίας.
- **Θερμοκρασία:** είναι το μέτρο κίνησης των δομικών μονάδων της ύλης.
- **Μονάδες θερμότητας:** Joule



ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΣΥΣΤΗΜΑΤΟΣ (H)

Ονομάζεται η ολική ενέργεια ενός συστήματος, το οποίο υφίσταται κάποια χημική ή φυσική μεταβολή, σε σταθερή πίεση.

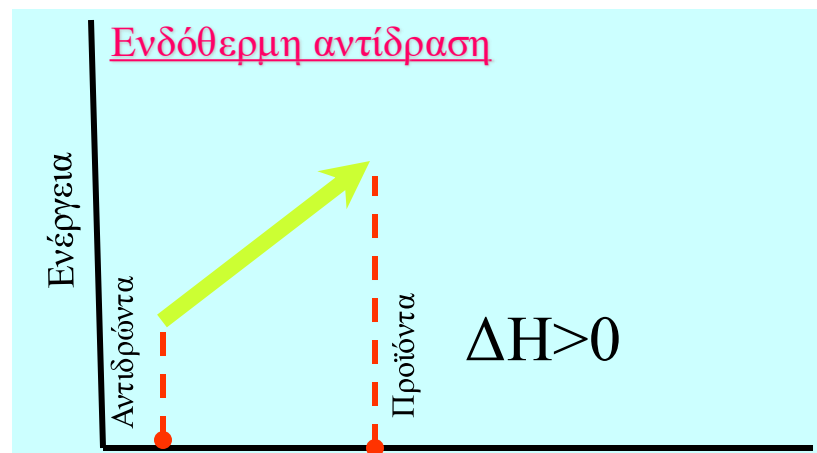
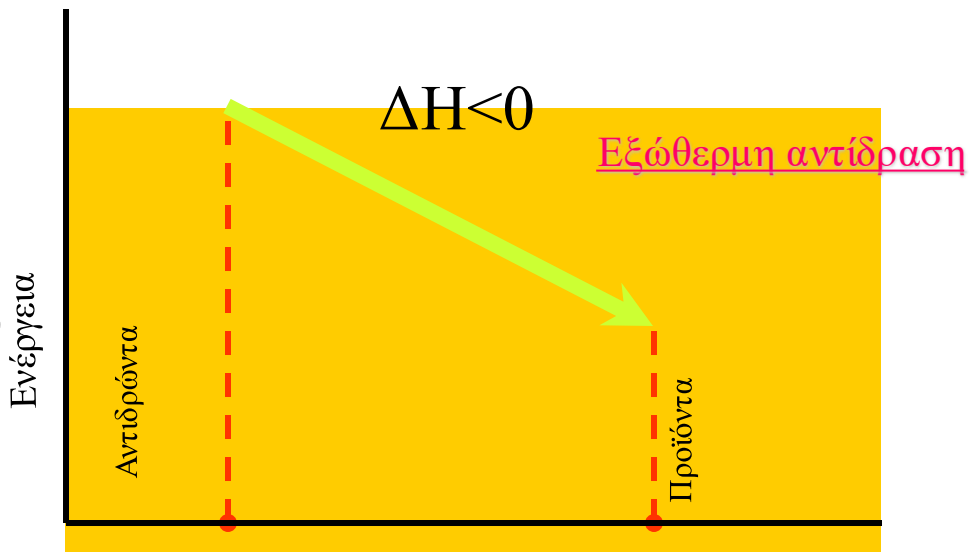
Η ενθαλπία ενός συστήματος δεν προσδιορίζεται, αυτό που μας ενδιαφέρει και μετράμε είναι η μεταβολή της.



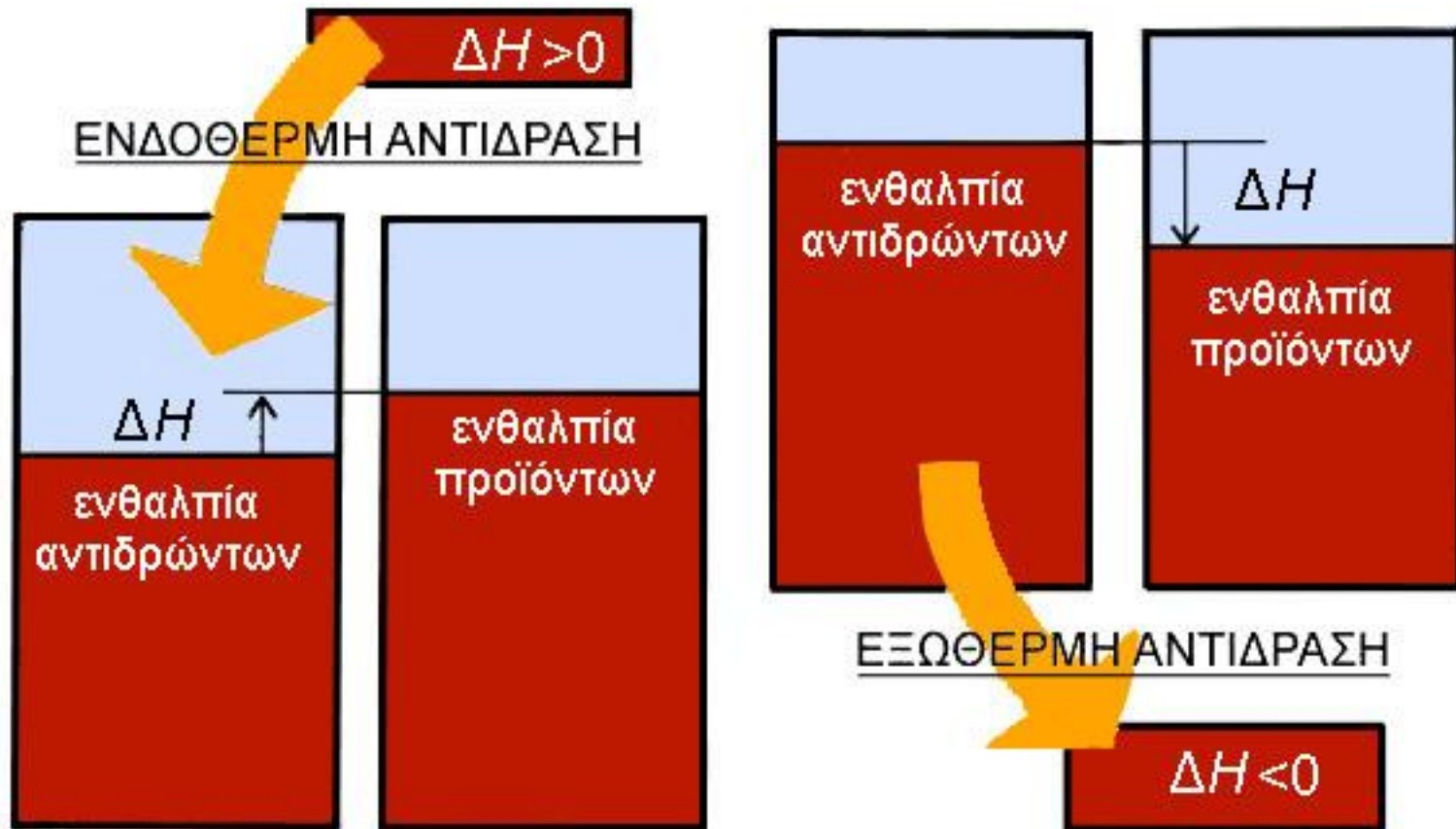
ΜΕΤΑΒΟΛΉ ΕΝΘΑΛΠΙΑΣ (ΔH)

- ενός συστήματος είναι ίση με τη διαφορά της τελικής ενθαλπίας από την αρχική:

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



Η ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΕΊΝΑΙ ΣΑΝ ΈΝΑ «ΝΤΕΠΏΖΙΤΟ» ΠΟΥ ΠΕΡΙΈΧΕΙ
ΤΗΝ ΕΝΈΡΓΕΙΑ ΤΟΥ ΑΝΤΙΔΡΏΝΤΟΣ ΣΥΣΤΉΜΑΤΟΣ.
ΤΟ «ΝΤΕΠΏΖΙΤΟ» ΑΥΤΏ ΓΕΜΊΖΕΙ ΣΤΙΣ ΕΝΔΏΘΕΡΜΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΚΑΙ ΑΔΕΙΆΖΕΙ ΣΤΙΣ ΕΞΏΘΕΡΜΕΣ.



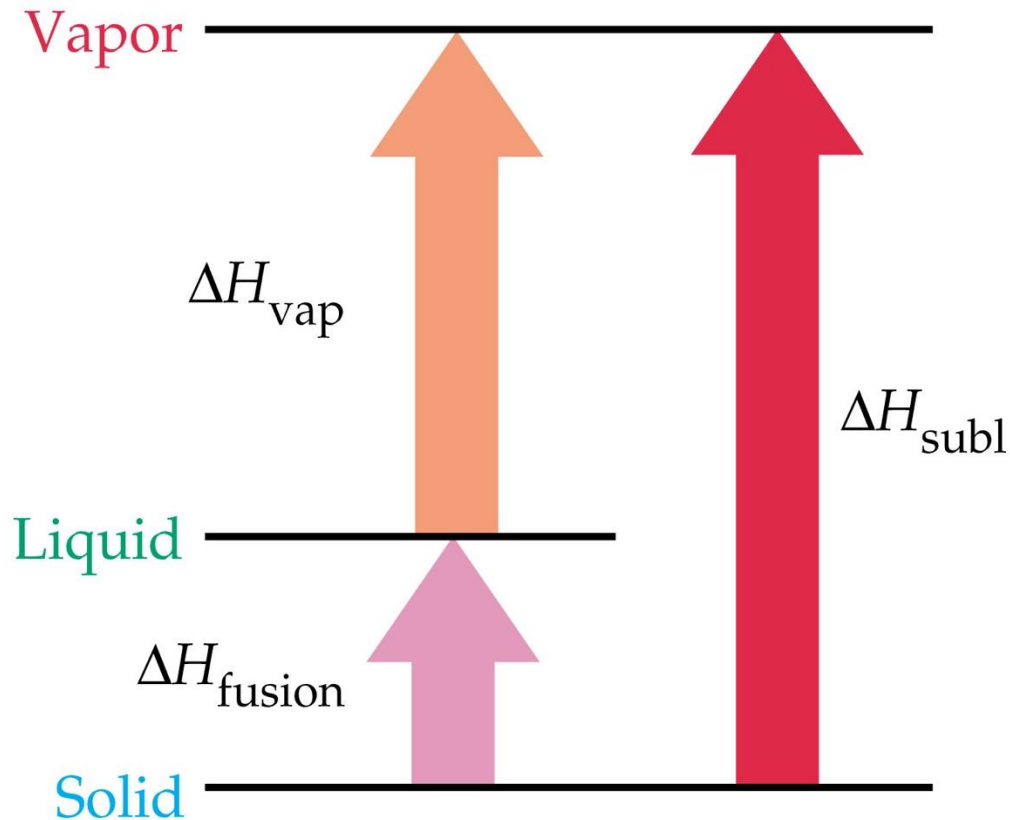
ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΤΗΣ ΕΝΘΑΛΠΙΑΣ

- Όταν οι ανταλλαγές της ενέργειας συντελούνται σε ένα χημικό σύστημα υπό σταθερή πίεση (πράγμα που είναι η συνήθης περίπτωση), τότε ταυτίζονται με τη μεταβολή ενθαλπίας του συστήματος

$$■ Q = -\Delta H$$

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





Η τήξη , η
εξάτμιση
και η
εξάχνωση
είναι
ενδόθερμα
φαινόμενα

Η
υγροποίηση
η των
ατμών και η
πήξη είναι
εξώθερμα
φαινόμενα



ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΑΝΤΊΔΡΑΣΗΣ (ΔΗ)

- **Ενθαλπία αντίδρασης (ΔΗ)** σε μια χημική αντίδραση είναι η μεταβολή της ενθαλπίας των προϊόντων και της ενθαλπίας των αντιδρώντων, για καθορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

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



Η ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΊΔΡΑΣΗΣ (ΔΗ) ΕΞΑΡΤΑΤΑΙ

Τη φύση των αντιδρώντων

Όταν μια ουσία βρίσκεται σε δύο διαφορετικές μορφές (αλλοτροπικές), τότε έχουν και διαφορετικό ενεργειακό περιεχόμενο, οπότε έχουν διαφορετική ενθαλπία αντίδρασης.

Οι δύο αλλοτροπικές μορφές του άνθρακα, γραφίτης και διαμάντι, έχουν διαφορετικό ενεργειακό περιεχόμενο, οπότε έχουν διαφορετική ενθαλπία καύσης.



Η ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΪΔΡΑΣΗΣ (ΔΗ) ΕΞΑΡΤΑΤΑΙ

Τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας στις οποίες πραγματοποιείται η χημική αντίδραση.

Πρότυπη κατάσταση μιας ουσίας (στοιχείο ή χημική ένωση) είναι η πιο σταθερή μορφή στην οποία βρίσκεται η ουσία και αναφέρεται σε ορισμένη θερμοκρασία, πίεση και ποσότητα αν είναι σε διάλυμα.



Η ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΜΙΑΣ ΑΝΤΊΔΡΑΣΗΣ (ΔΗ) ΕΞΑΡΤΑΤΑΙ

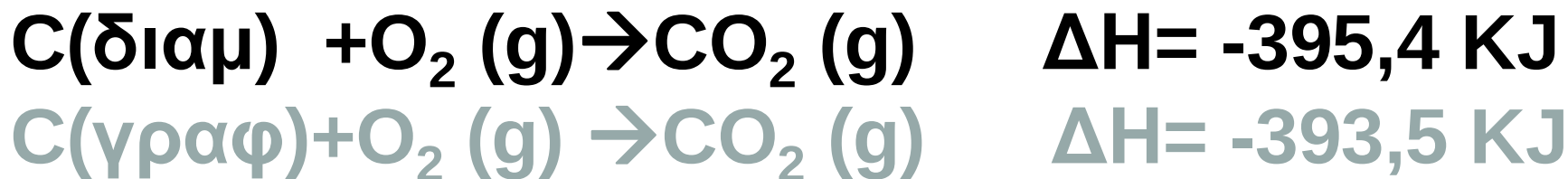
**Τη φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και
προϊόντων.**

Όταν μια ουσία έχει διαφορετική φυσική κατάσταση, έχει και διαφορετικό ενεργειακό περιεχόμενο, οπότε έχει διαφορετική ενθαλπία αντίδρασης.

Η ενθαλπία αντίδρασης καύσης του μεθανίου είναι διαφορετική όταν το νερό που παράγεται είναι υγρό από ότι όταν είναι αέριο



ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ



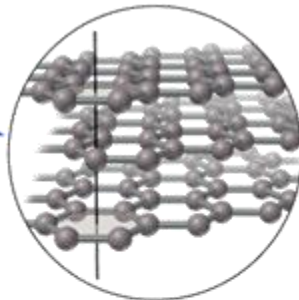
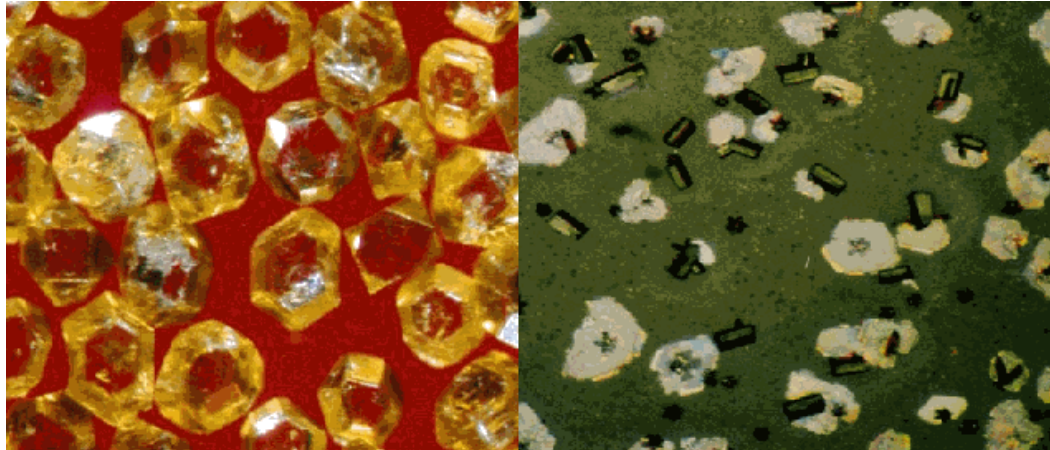
Η μεταβολή της ενθαλπίας εξαρτάται από την φύση των αντιδρώντων

Η καύση 1mol C (διαμάντι) εκλύει περισσότερη ενέργεια από την καύση 1mol C (γραφίτη). Η αλλοτροπική μορφή του άνθρακα ως γραφίτης είναι πιο σταθερή σε σχέση με αυτή που έχει ο άνθρακας ως διαμάντι.

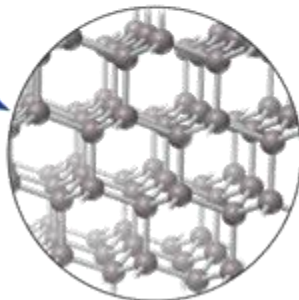


Ο ΑΝΘΡΑΚΑΣ ΚΑΙ ΟΙ ΜΟΡΦΕΣ ΤΟΥ

Τεχνητά διαμάντια
(350μm) και
φουλλερίτες



(a)



(b)

La famille des fullérènes
 C_{24} , C_{28} , C_{32} , C_{50} , C_{60} , C_{70}

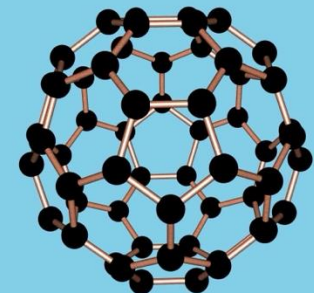
12 pentagones
 $F5 = 12 + 0 \times F6$



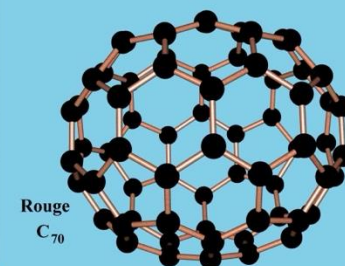
Nanotubes



Buckminsterfullérène C_{60}



Magenta



Rouge
 C_{70}



ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

**Η ενθαλπία αντίδρασης εξαρτάται
από την φυσική κατάσταση**



Η ενέργεια που εκλύεται είναι μεγαλύτερη όταν το νερό που σχηματίζεται είναι υπό μορφή πάγου.



ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ



Όταν σχηματιστούν 2mol υδρατμών
εκλύεται διπλάσιο ποσό θερμότητας



ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ:

Στις ενδόθερμες αντιδράσεις, η ενθαλπία του συστήματος αυξάνεται

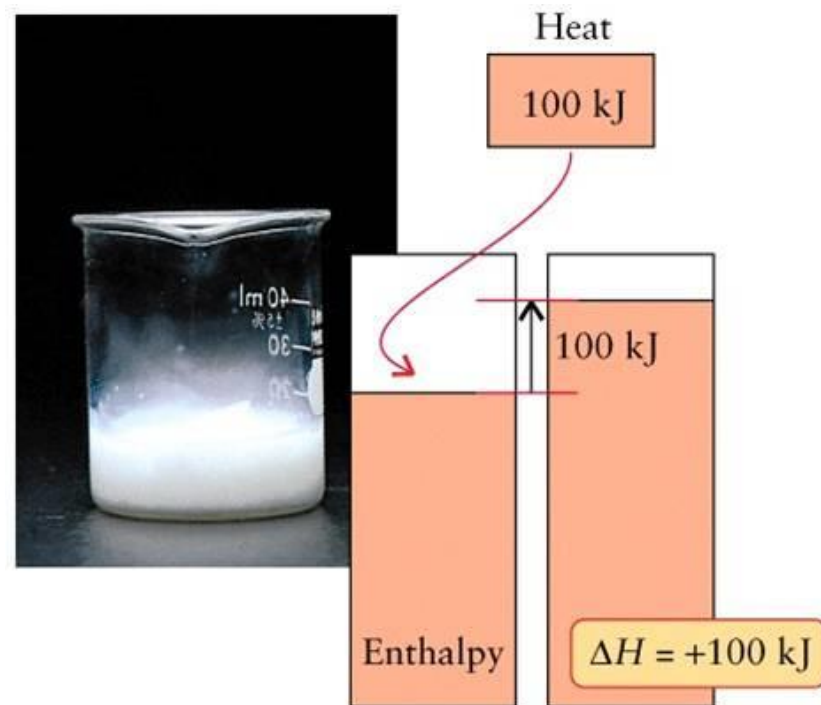
$$H_{\text{τελ.}} > H_{\text{αρχ}}$$

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



ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ $\Delta H > 0$

- Είναι οι αντιδράσεις που όταν πραγματοποιούνται, απορροφάται ενέργεια με μορφή θερμότητας Q από το περιβάλλον.
- $A \rightarrow B + \Gamma - Q$
- Οι αντιδράσεις διάσπασης, είναι ενδόθερμες αντιδράσεις.
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$

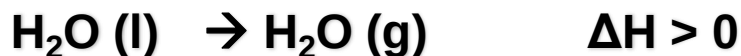
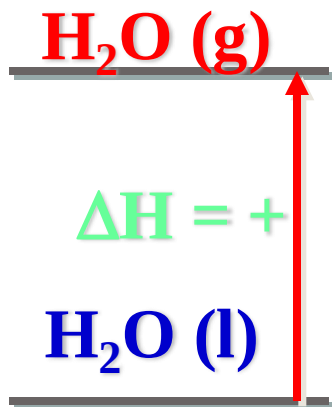


ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

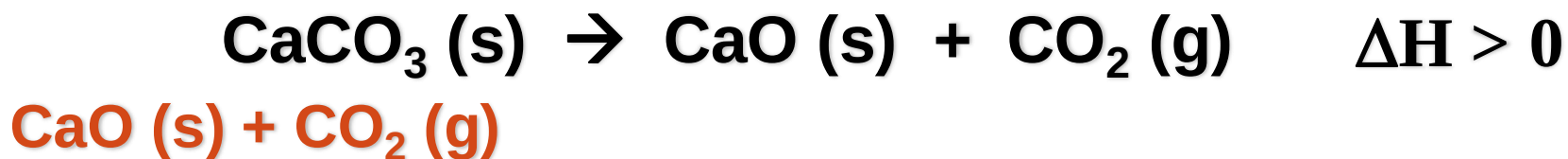
Στη θερμοχημική εξίσωση μίας ενδόθερμης αντίδρασης, η μεταβολή της ενθαλπίας έχει θετική τιμή, ενώ το ποσό θερμότητας αρνητική.



Παράδειγματα *Ενδόθερμων Αντιδράσεων*



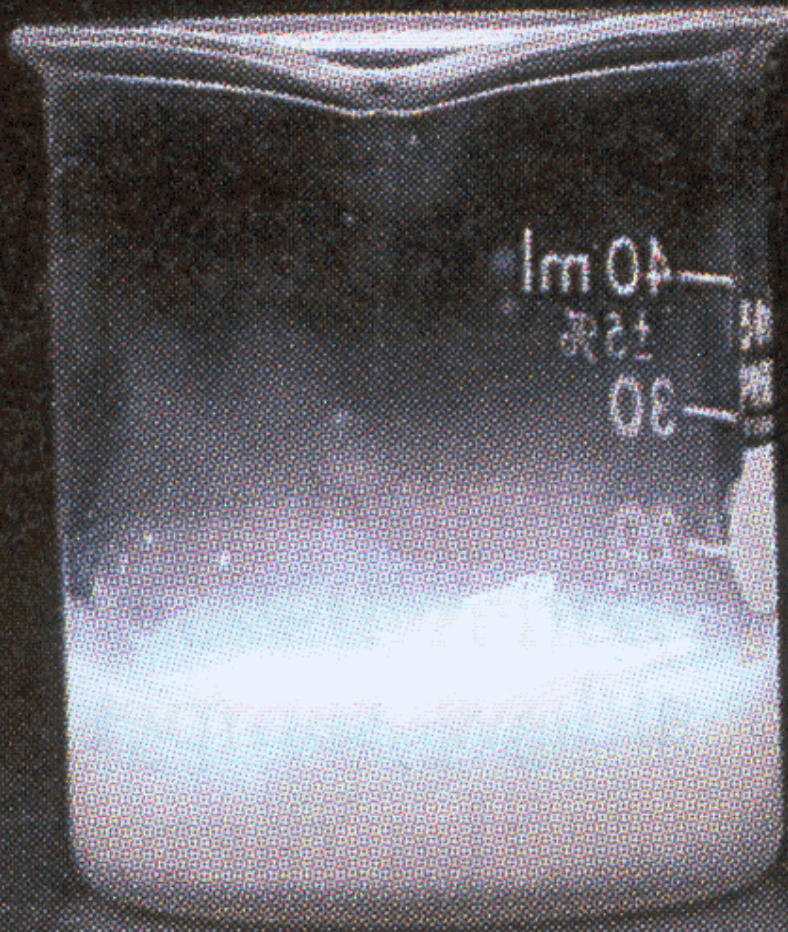
αυτή είναι ενδόθερμη γιατί η τελική κατάσταση έχει υψηλότερη ενθαλπία από την αρχική.



CaO (s) και $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ έχουν υψηλότερη ενθαλπία από $\text{CaCO}_3 \text{ (s)}$.



ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



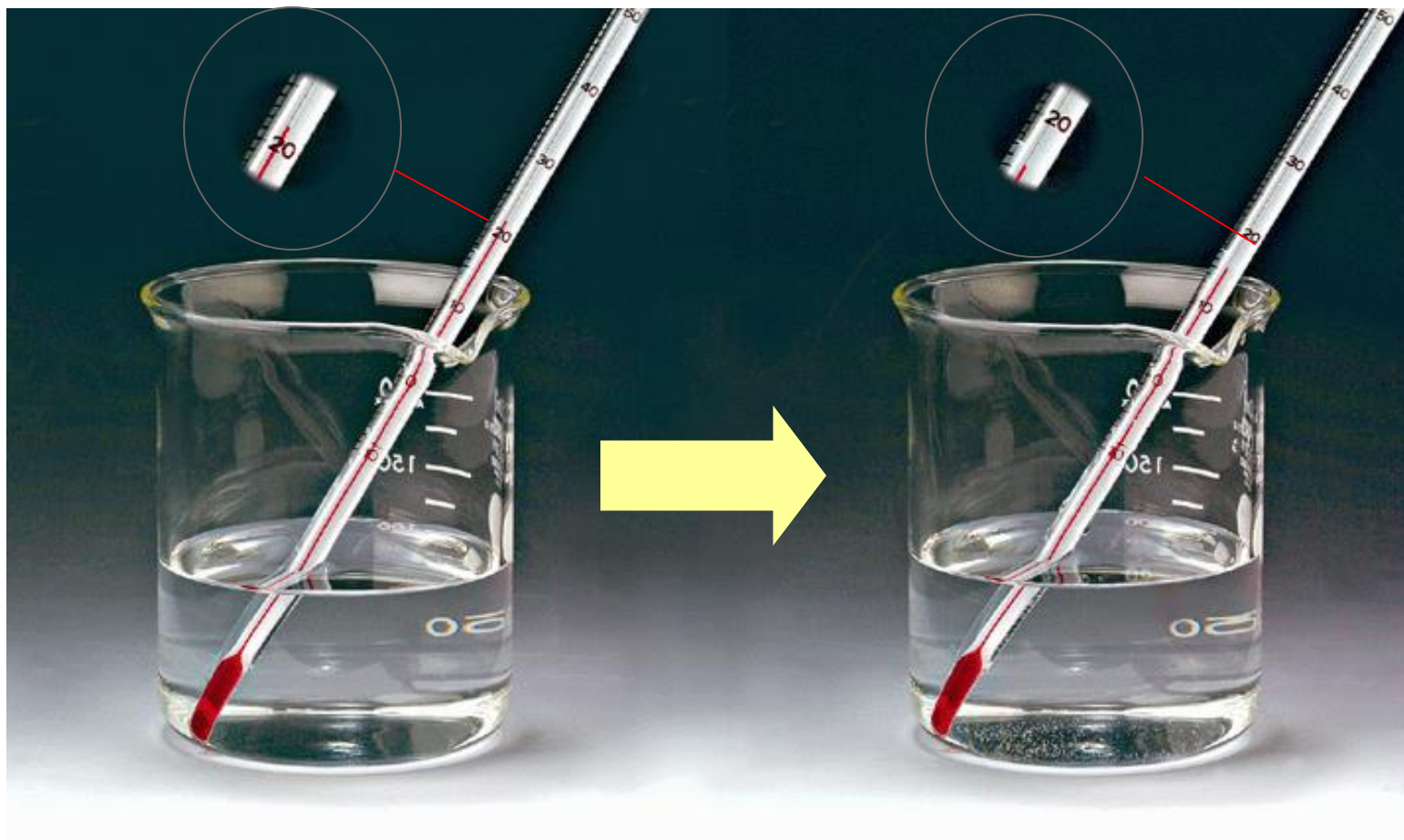
$$\Delta H = q_p$$

$\text{NH}_4\text{SCN} + \text{Ba}(\text{OH})_2$
και οι υδρατμοί παγώνουν!

Αναμιγνύοντας στέρεά
 NH_4SCN , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
Παρατηρούμε η
θερμοκρασία να
κατεβαίνει πολλούς
βαθμούς κάτω από το
μηδέν



ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Διάλυση νιτρικού αμμώνιου σε νερό

$$\Delta H = q_P$$



ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

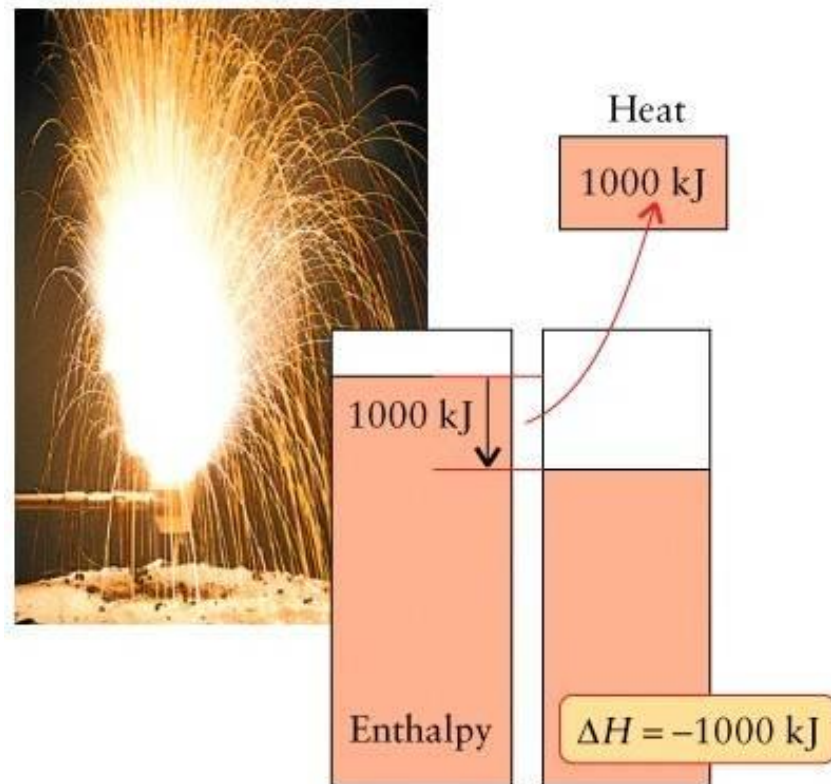
Στις εξώθερμες αντιδράσεις, η ενθαλπία του συστήματος μειώνεται

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



ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ $Q > 0$ ΚΑΙ $\Delta H < 0$

- Είναι οι αντιδράσεις που όταν πραγματοποιούνται εκλύουν (ελευθερώνουν) ενέργεια με μορφή θερμότητας (Q) + στο περιβάλλον.
- $A + B \rightarrow \Gamma + \Lambda + Q$
- Οι καύσεις γενικώς είναι εξώθερμες αντιδράσεις.
- $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO} + Q$



ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- Στη θερμοχημική εξίσωση μίας εξώθερμης αντίδρασης, η μεταβολή της ενθαλπίας έχει αρνητική τιμή, ενώ το ποσό θερμότητας θετική, για παράδειγμα:



- Η ενθαλπία αντίδρασης και η θερμότητα έχουν διαφορετικό πρόσημο, γιατί η ΔH αναφέρεται στο σύστημα, ενώ η Q στο περιβάλλον.



ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



$$\Delta H = q_p$$

ΣΥΝΕΥΡΕΣΗ ΓΛΥΚΕΡΙΝΗΣ ΚΑΙ ΥΠΕΡΜΑΓΓΑΝΙΚΟΥ ΚΑΛΙΟΥ



ΠΡΟΤΥΠΗ ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ ΔH^0

Είναι η ενθαλπία αντίδρασης που αναφέρεται σε αντιδρώντα και προϊόντα που βρίσκονται σε πρότυπη κατάσταση.

Πρότυπη κατάσταση

Πίεση: $P = 1 \text{ atm}$ ή 760 mmHg

Θερμοκρασία: $\theta = 25 \text{ }^{\circ}\text{C}$ ή $T = 298 \text{ K}$

Συγκέντρωση: $C = 1 \text{ M}$

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ

Όταν η ενθαλπία μίας αντίδρασης αναφέρεται σε ορισμένη θερμοκρασία $\theta \text{ }^{\circ}\text{C}$, δε σημαίνει ότι η θερμοκρασία παραμένει σταθερή στους $\theta \text{ }^{\circ}\text{C}$ κατά τη διάρκεια της αντίδρασης, αλλά ότι τα αντιδρώντα και τα προϊόντα ανάγονται στην ίδια θερμοκρασία $\theta \text{ }^{\circ}\text{C}$.



ΠΡΟΤΥΠΗ ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΥ ΔH_f^0

Ονομάζεται η μεταβολή της ενθαλπίας κατά τον σχηματισμό **1 mol** μιας χημικής ένωσης από τα συστατικά της στοιχεία σε πρότυπη κατάσταση.

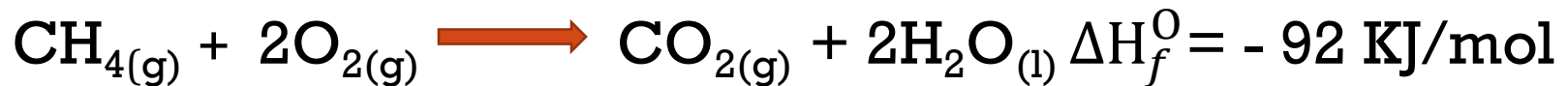


Τα αντιδρώντα είναι **MONO** χημικά στοιχεία στη σταθερότερη μορφή τους και το προϊόν είναι **MONO ΜΙΑ ΧΗΜΙΚΗ ΕΝΩΣΗ ΜΕ ΣΥΝΤΕΛΕΣΤΗ 1**



ΠΡΟΤΥΠΗ ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΚΑΥΣΗΣ ΔH_c^0

Ονομάζεται η μεταβολή της ενθαλπίας κατά την πλήρη καύση **1 mol** μια χημικής ένωσης σε πρότυπη κατάσταση.

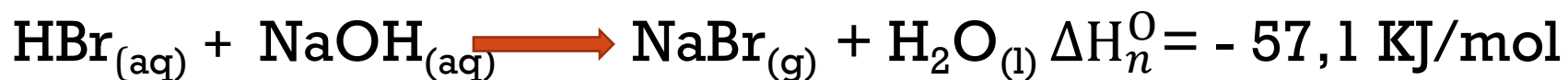


Το αντιδρών που καίγεται έχει ΠΑΝΤΑ
ΣΥΝΤΕΛΕΣΤΗ 1



ΠΡΟΤΥΠΗ ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗΣ ΔH_n^0

Πρότυπη ενθαλπία εξουδετέρωσης ορίζεται η μεταβολή της ενθαλπίας κατά την πλήρη εξουδετέρωση 1 mol H^+ ενός οξέος με μία βάση ή 1 mol OH^- μίας βάσης με ένα οξύ, σε αραιό υδατικό διάλυμα, σε πρότυπη κατάσταση.

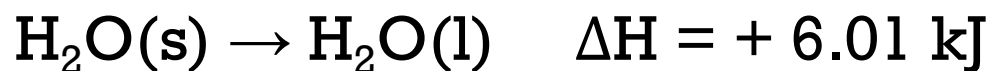


Το H_2O που παράγεται έχει πάντα συντελεστή 1



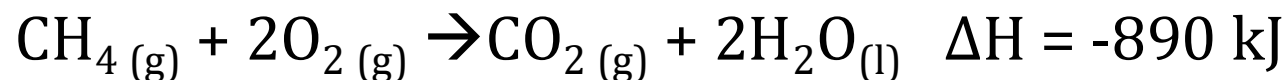
ΘΕΡΜΟΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ

Χαρακτηρίζονται οι εξισώσεις στο δεξιό μέρος των οποίων αναγράφεται η μεταβολή της ενθαλπίας (ΔH)



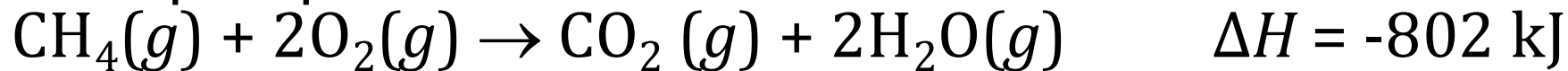
Για την μετατροπή του πάγου σε υγρό νερό πρέπει να προσφέρουμε θερμότητα άρα είναι μια ενδόθερμη αντίδραση με $\Delta H > 0$

Η καύση του μεθανίου είναι μια εξώθερμη αντίδραση



ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Πως η τιμή της ενθαλπίας της αντίδρασης εξαρτάται από την τιμή των συντελεστών σε μια αντίδραση;



Όταν αντιδρά 1 mol CH₄ η μεταβολή της ενθαλπίας είναι ΔH=-802KJ

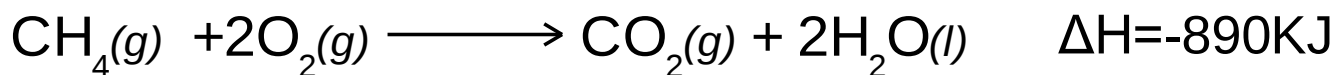


Όταν αντιδρούν 2 mol CH₄ η μεταβολή της ενθαλπίας είναι ΔH=-2*802Kj=-1604KJ



Η ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ ΧΡΗΣΙΜΟΠΟΙΕΙ ΘΕΡΜΟΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ

Η καύση ενός mol CH_4 απελευθερώνει 890KJ θερμότητας. Αυτό μπορεί να παρασταθεί με την παρακάτω θερμοχημική εξίσωση:



Μεταξύ αντιδρώντων, προϊόντων και εκλυόμενης θερμότητας ισχύουν:

1 mol	2 mol	1 mol	2 mol	$Q=890\text{KJ}$
2 mol	4mol	2 mol	4 mol	$Q= 1780 \text{ KJ}$
3 mol	6 mol	3 mol	6 mol	$Q= 2670 \text{ KJ}$
.....				
$x \text{ mol}$	$2x \text{ mol}$	$x \text{ mol}$	$2x \text{ mol}$	$Q= x \cdot 890 \text{ KJ}$

Δηλαδή η θερμότητα που εκλύεται ή απορροφάται σε μια αντίδραση (ενθαλπία) είναι **στοιχειομετρικός** παράγοντας στην θερμοχημική εξίσωση



ΣΧΕΣΗ ΠΟΣΟΥ ΘΕΡΜΟΤΗΤΑΣ ΜΕ ΤΙΣ ΠΟΣΟΤΗΤΕΣ ΤΩΝ ΣΩΜΑΤΩΝ

- Το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται όταν πραγματοποιείται μία αντίδραση, είναι ανάλογο με τις ποσότητες των σωμάτων που συμμετέχουν στην αντίδραση.
- Έτσι το ποσό θερμότητας μπορεί να θεωρηθεί ως στοιχειομετρική παράμετρος και με βάση αυτό να γίνουν όλοι οι γνωστοί στοιχειομετρικοί υπολογισμοί. Δηλαδή θεωρούμε το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται σαν ένα από τα προϊόντα της αντίδρασης.
- Άρα όταν γνωρίζουμε την ενθαλπία μίας αντίδρασης και την ποσότητα ενός από τα προϊόντα ή τα αντιδρώντα, μπορούμε να υπολογίσουμε το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται και αντίστροφα.



ΣΧΕΣΗ ΠΟΣΟΥ ΘΕΡΜΟΤΗΤΑΣ ΜΕ ΤΙΣ ΠΟΣΟΤΗΤΕΣ ΤΩΝ ΣΩΜΑΤΩΝ

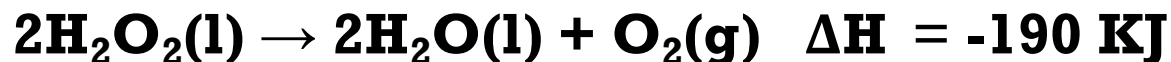
- Η ενθαλπία αντίδρασης αντιστοιχεί σε συγκεκριμένο αριθμό **moles** αντιδρώντων και προϊόντων. Αντίθετα το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται είναι ανάλογο με τις ποσότητες των ουσιών που αντιδρούν ή παράγονται.
- Μερικές ουσίες που παίρνουν μέρος σε μία αντίδραση δεν είναι καθαρές. Όταν μία ποσότητα από τη μη καθαρή ουσία παίρνει μέρος σε μία αντίδραση στους στοιχειομετρικούς υπολογισμούς θα χρησιμοποιούμε μόνο την ποσότητα της καθαρής ουσίας που αντιδρά.
- Καθαρότητα δείγματος είναι η % w/w περιεκτικότητα του δείγματος σε καθαρή ουσία.



ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΌΣ ΠΟΣΟΎ ΘΕΡΜΌΤΗΤΑΣ

ΠΑΡΆΔΕΙΓΜΑ 1

- . Ποιο ποσό θερμότητας ελευθερώνεται κατά την αποσύνθεση **5g H₂O₂**;



Λύση:

Πρώτα υπολογίζουμε τα **mol** του **H₂O₂**

$$\underline{5\text{g H}_2\text{O}_2} = 0.15\text{mol H}_2\text{O}_2$$

$$34\text{g/mol}$$

Τώρα υπολογίζομαι το ποσό θερμότητας ,

2 mol H₂O₂ ελευθερώνουν **190KJ**

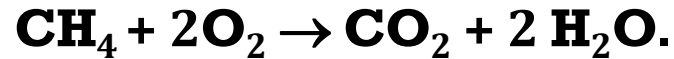
0.15mol H₂O₂ ελευθερώνουν **x KJ**

$$x = -14 \text{ KJ}$$



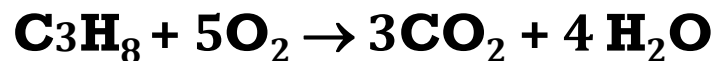
ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ 2

Κατά την πλήρη καύση 4 g CH_4 ελευθερώνεται θερμότητα 222,5 kJ.
Ποια είναι η τιμή της ΔH° της αντίδρασης;



Παράδειγμα 3

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



Νόμοι θερμοχημείας

- Νόμος(ή αρχή) Lavoisier-Laplace
- Νόμος του Hess



ΝΟΜΟΣ(Ή ΑΡΧΉ) LAVOISIER-LAPLACE

Το ποσόν θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την σύνθεση 1 mol μιας χημικής ένωσης από τα συστατικά της στοιχεία είναι ίσο με το ποσόν θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την διάσπαση 1 mol μιας ένωσης στα συστατικά της στοιχεία.

Σύμφωνα με τον νόμο των Lavoisier-Laplace όταν αντιστρέφουμε μια θερμοχημική εξίσωση, θα αλλάζει το πρόσημο της ενθαλπίας αντίδρασης (ΔH)

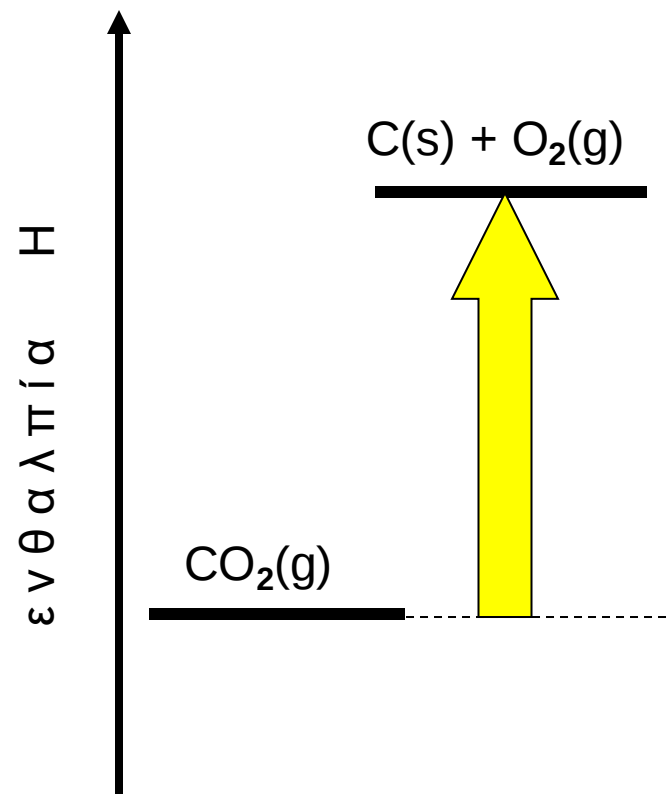
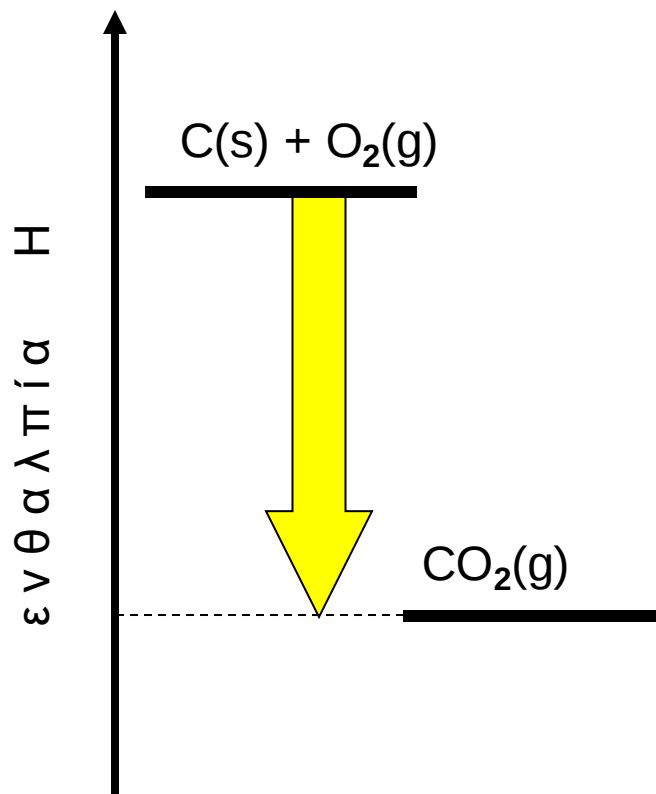




$$\Delta H_1$$



$$\Delta H_2 ;$$



Συμπέρασμα

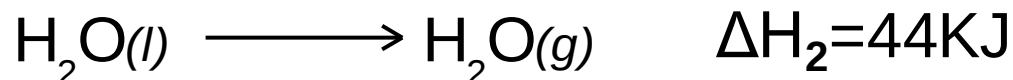
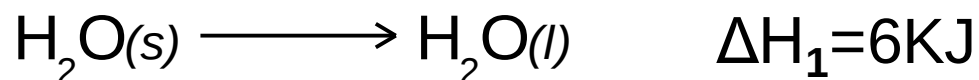
$$\Delta H_1 = -\Delta H_2$$



ΝΌΜΟΣ ΤΟΥ HESS

Το ποσόν θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται σε μια αντίδραση είναι το ίδιο είτε η αντίδραση πραγματοποιείται σε ένα είτε σε περισσότερα στάδια.

Ο νόμος του Hess (σε συνδυασμό με τον νόμο των Lavoisier-Laplace) μας επιτρέπει να προσθέτουμε αλγεβρικά τις θερμοχημικές εξισώσεις.

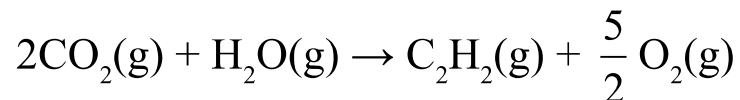


Ποια είναι η θερμότητα εξάχνωσης του $\text{H}_2\text{O}(s)$ [πάγος];

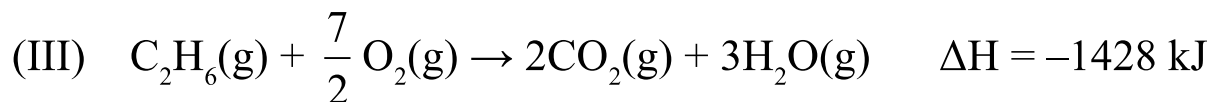
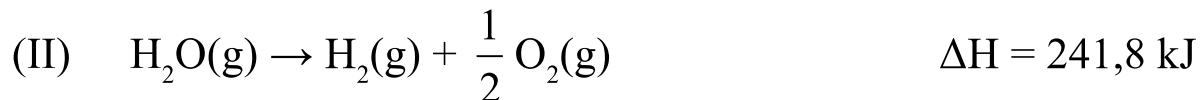
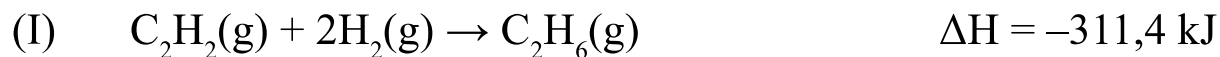


ΝΟΜΟΣ ΤΟΥ HESS

Να υπολογίσετε την ενθαλπία της αντίδρασης:

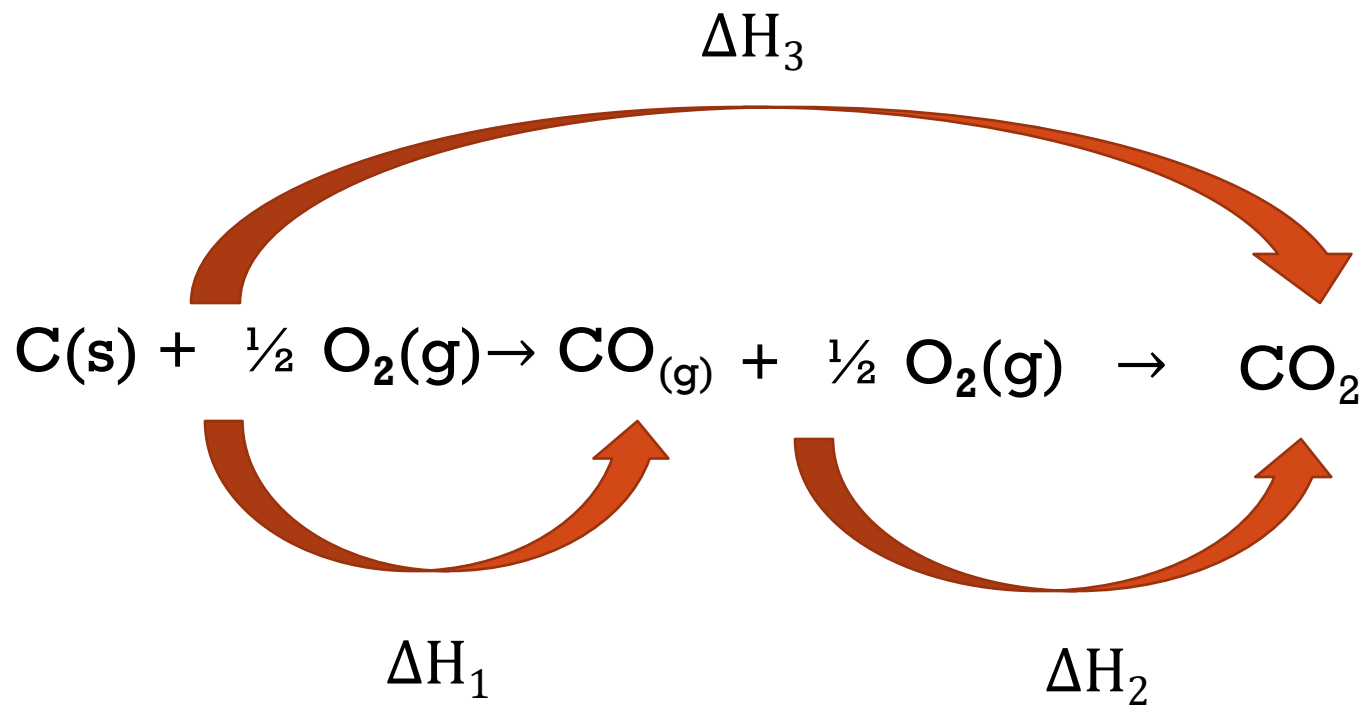


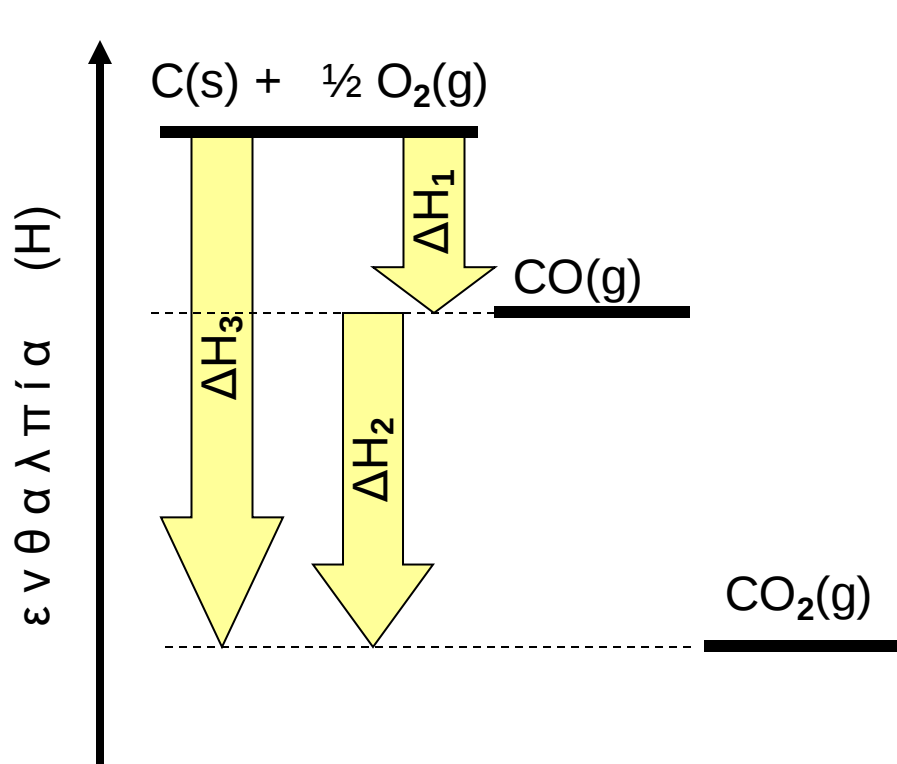
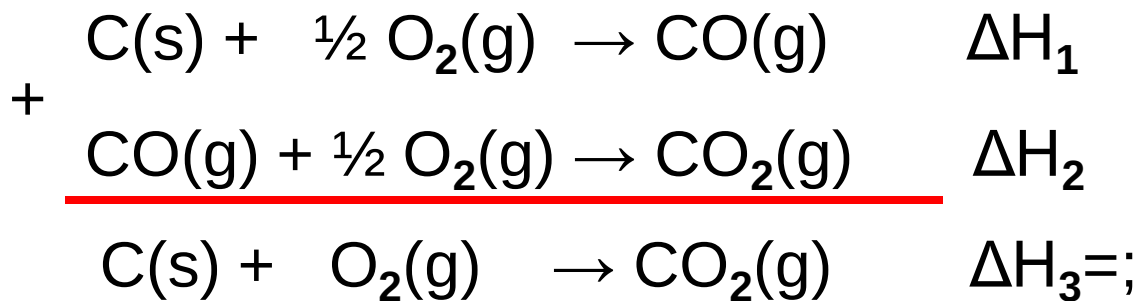
αξιοποιώντας τις παρακάτω θερμοχημικές εξισώσεις:





ΘΕΡΜΟΧΗΜΙΚΟΣ ΚΥΚΛΟΣ





Προφανώς

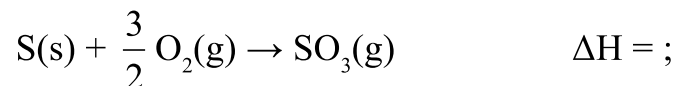
$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$



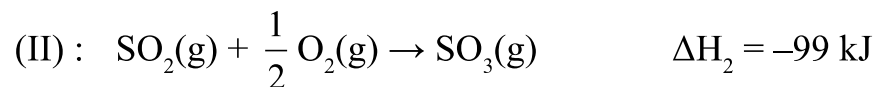
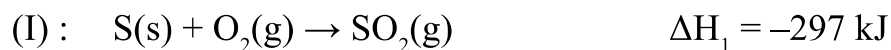
ΘΕΡΜΟΧΗΜΙΚΟΣ ΚΥΚΛΟΣ

Σχεδίαση θερμοχημικού κύκλου

Ας θεωρήσουμε ότι μας ζητείται να υπολογίσουμε την ενθαλπία της αντίδρασης:

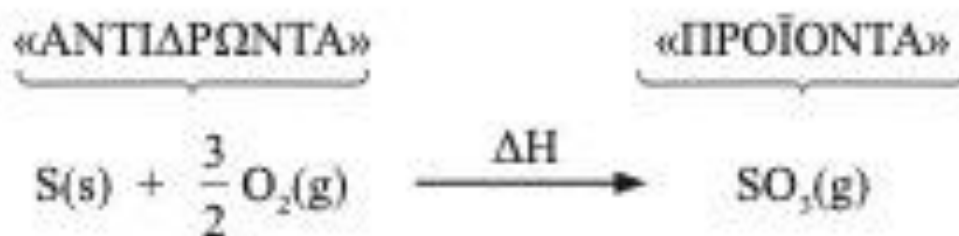


και μας δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:



Για να σχεδιάσουμε έναν θερμοχημικό κύκλο ακολουθούμε τα παρακάτω βήματα:

1. Γράφουμε τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της ζητούμενης αντίδρασης και τα ενώνουμε με ένα βέλος πάνω στο οποίο σημειώνουμε το σύμβολο της ενθαλπίας, ΔH :



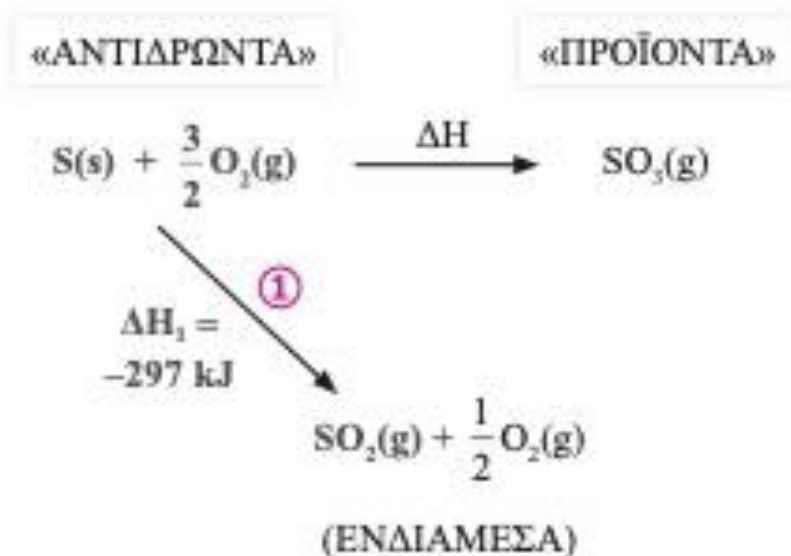
ΘΕΡΜΟΧΗΜΙΚΟΣ ΚΥΚΛΟΣ

2. Επαναλαμβάνουμε την ίδια διαδικασία, προσπαθώντας να επαληθεύσουμε τις θερμοχημικές εξισώσεις που μας δίνονται και να δείξουμε ότι αποτελούν διαδοχικά στάδια της ζητούμενης αντίδρασης:

- **Στάδιο ①** : αντιδρά 1 άτομο $S(s)$ με $1 \left(= \frac{2}{2} \right)$ μόριο $O_2(g)$ από τα $\frac{3}{2}$ που έχουμε διαθέσιμα στα «ΑΝΤΙΔΡΩΝΤΑ», σχηματίζεται 1 μόριο $SO_2(g)$, οπότε επαληθεύεται η θερμοχημική εξίσωση (I):

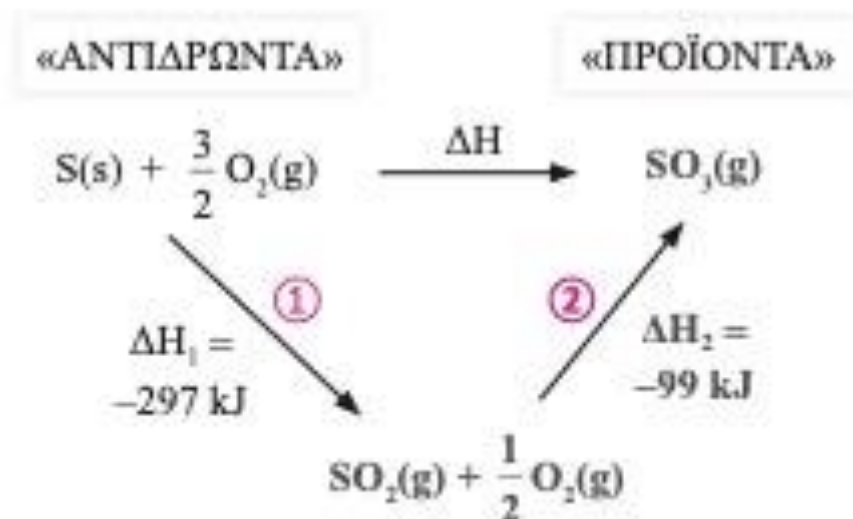
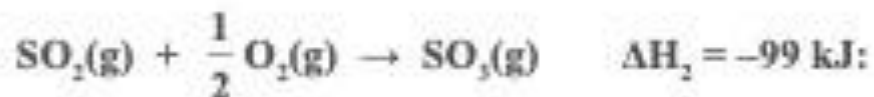


και ταυτόχρονα περισσεύει $\frac{1}{2} O_2(g)$:



ΘΕΡΜΟΧΗΜΙΚΟΣ ΚΥΚΛΟΣ

- **Στάδιο ②** : από την αντίδραση των (ΕΝΔΙΑΜΕΣΩΝ) προκύπτει 1 μόριο $\text{SO}_3(\text{g})$, οπότε επαληθεύεται και η θερμοχημική εξίσωση (II):



Αφού σχεδιάσαμε τον θερμοχημικό κύκλο, υπολογίζουμε στη συνέχεια τη ζητούμενη ενθαλπία σύμφωνα με τον νόμο του Hess:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -297 \text{ kJ} + (-99 \text{ kJ}) = -396 \text{ kJ}$$



ΓΕΝΊΚΕΥΣΗ ΤΟΥ ΝΌΜΟΥ ΤΟΥ HESS Ή ΑΞΊΩΜΑ ΤΗΣ ΑΡΧΙΚΉΣ ΚΑΙ ΤΕΛΙΚΉΣ ΚΑΤΆΣΤΑΣΗΣ

Το ποσόν θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την μετάβαση ενός χημικού συστήματος από μια καθορισμένη αρχική κατάσταση σε μια επίσης καθορισμένη τελική είναι ανεξάρτητο από τα ενδιάμεσα στάδια, με τα οποία μπορεί να πραγματοποιηθεί η μεταβολή.

Στις μεταβολές συμπεριλαμβάνονται, εκτός από χημικές αντιδράσεις και φυσικές μεταβολές.

