

1^ο ΓΕΛ ΔΡΑΠΕΤΣΩΝΑΣ

ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

ΟΡΙΣΜΟΙ

ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ – ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

ΝΟΜΟΙ ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑΣ



ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

Όλες οι χημικές ενώσεις περιέχουν ενέργεια που ονομάζεται **χημική ενέργεια** και η οποία οφείλεται στις κάθε είδους δυνάμεις που αναπτύσσονται στο μόριο της χημικής ένωσης (ελκτικές δυνάμεις δεσμού), ελκτικές δυνάμεις μεταξύ δύο ή και περισσοτέρων μορίων της ένωσης, στην κινητική ενέργεια των μορίων κ.λ.π. Μπορούμε, δηλαδή, να πούμε ότι η χημική ενέργεια είναι το άθροισμα κάθε είδους κινητικής και δυναμικής ενέργειας στο μόριο μιας χημικής ουσίας.

Κατά την διάρκεια μιας χημικής αντίδρασης μεταξύ δύο ή περισσοτέρων χημικών ουσιών, παρατηρείται μια μεταβολή της συνολικής χημικής ενέργειας του συστήματος των ουσιών που παίρνουν μέρος στην αντίδραση. **Απορροφάται ενέργεια για να διασπαστούν οι παλιοί χημικοί δεσμοί των αντιδρώντων και εκλύεται ενέργεια όποτε δημιουργούνται νέοι δεσμοί για την δημιουργία των προϊόντων.** Στο τέλος της αντίδρασης, παρατηρείται είτε ενέργεια που εκλύεται προς το περιβάλλον, είτε ενέργεια που απορροφάται από αυτό με σκοπό την πραγματοποίησή της. Σε κάθε περίπτωση, πάντως, αυτή η ενέργεια που εκλύεται ή απορροφάται είναι ίση με η διαφορά των χημικών ενεργειών μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων. Αυτό αποτελεί άλλη μία έκφραση της Αρχής Διατήρησης της Ενέργειας του συστήματος.

Προσθέτοντας αλγεβρικά, τα ποσά ενέργειας που εκλύονται και απορροφούνται κατά την διάρκεια της χημικής αντίδρασης, μπορούμε να συμπεράνουμε αν σε μία χημική αντίδραση εκλύεται ή απορροφάται συνολικά ενέργεια.

ΟΡΙΣΜΟΙ

Σύστημα είναι στην πράξη οι χημικές ουσίες προς μελέτη, δηλαδή τα αντιδρώντα και τα προϊόντα, με τους όποιους πιθανούς καταλύτες, της χημικής αντίδρασης που μελετάμε.

Οτιδήποτε άλλο, λέμε ότι αποτελεί το **περιβάλλον** του συστήματος.

Θερμότητα (Q) ονομάζεται η μορφή ενέργειας που μεταφέρεται από το σύστημα στο περιβάλλον και το αντίστροφο, λόγω διαφοράς θερμοκρασίας. Η θερμότητα ρέει **αυθόρμητα** από το θερμό σώμα (σώμα υψηλής θερμοκρασίας) στο ψυχρό σώμα (σώμα χαμηλής θερμοκρασίας). Μονάδα μέτρησής της στο S.I. είναι το J (Joule), εναλλακτικά το cal ($1\text{cal}=4,184\text{J}$).

Απόλυτη θερμοκρασία (T) ή θερμοκρασία (θ) ονομάζουμε το μέγεθος εκείνο που χαρακτηρίζει ένα σώμα θερμό ή ψυχρό. Γενικά όταν οι δομικοί λίθοι ενός σώματος (μόρια, άτομα κ.λ.π.) έχουν μεγάλη κινητική ενέργεια, το σώμα είναι θερμό. Μετριέται με θερμοόμετρο και η μονάδα μέτρησής της στο S.I. είναι το K (Kelvin, $T=273+\theta$).

ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Ενθαλπία (H) ενός συστήματος ονομάζεται το άθροισμα της εσωτερικής ενέργειας του συστήματος (που είναι το σύνολο των κινητικών και δυναμικών ενεργειών των δομικών λίθων του συστήματος) και του γινομένου πίεσης – όγκου του συστήματος, δηλαδή :

$$H=U+P \cdot V .$$

Ουσιαστικά η ενθαλπία περιγράφει την αποθηκευμένη ενέργεια που κατέχει ένα σύστημα λόγω της κατάστασής του και της θερμοκρασίας του.

Αυτό που μας ενδιαφέρει στην πράξη σε μία αντίδραση, δεν είναι το ποσό της ενθαλπίας που κατέχει ένα σύστημα, αλλά η μεταβολή της ενθαλπίας του συστήματος μεταξύ δύο καταστάσεων, την αρχική και την τελική και η μεταβολή αυτή ονομάζεται **ενθαλπία αντίδρασης**. Άρα μας ενδιαφέρει η ποσότητα :

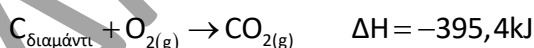
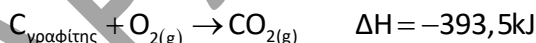
$$\Delta H_{\text{αντίδρασης}} = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}} .$$

Η ενθαλπία αντίδρασης, είναι ίση με το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την διάρκεια της χημικής αντίδρασης, όταν η αντίδραση πραγματοποιείται ισοβαρώς.

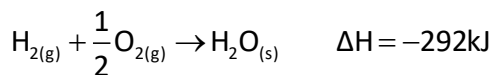
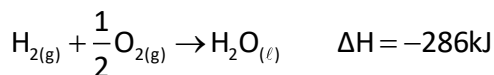
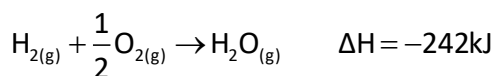
!!!! Η ενθαλπία ΔΕΝ είναι θερμότητα. Ένα σύστημα ή σώμα έχει ενθαλπία, αλλά θα ανταλλάξει θερμότητα με το περιβάλλον του μόνο όταν έχουμε θερμοκρασιακή διαφορά. Επίσης, η ενθαλπία είναι καταστατική ιδιότητα του συστήματος, δηλαδή εξαρτάται η τιμή της από την κατάσταση του συστήματος και όχι από την διαδικασία που ακολούθησε το σύστημα για να φτάσει στην κατάστασή του.

Η ενθαλπία αντίδρασης εξαρτάται από :

- την φύση των αντιδρώντων,



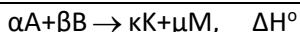
- από την φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και των προϊόντων,



- από τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Εφόσον οπότε η ενθαλπία αντίδρασης (ΔH), εξαρτάται από τις συνθήκες, για να μπορέσουμε να κάνουμε σύγκριση των τιμών της σε διάφορες χημικές αντιδράσεις, θα πρέπει να μετράμε αυτές τις μεταβολές στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Για τον λόγο αυτό έχουμε ορίσει ως **πρότυπη κατάσταση** μιας χημικής ουσίας (στοιχείου ή ένωσης) την σταθερότερη μορφή της σε συνθήκες : **πίεσης $P=1\text{Atm}$, θερμοκρασίας $\theta=25^\circ\text{C}$ ή $T=298\text{K}$ και συγκέντρωσης $c=1\text{M}$ (αν μιλάμε για διάλυμα).**

Η μεταβολή της ενθαλπίας αντίδρασης όταν όλες οι χημικές ουσίες που μετέχουν σε αυτή βρίσκονται σε πρότυπη κατάσταση, ονομάζεται **πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης (ΔH°)**. Όταν για παράδειγμα έχουμε την αντίδραση :



ΔH° είναι η μεταβολή της ενθαλπίας για την πλήρη μετατροπή α mol ένωσης A, β mol ένωσης B σε κ mol ένωσης K και μ mol ένωσης M, όταν όλες οι ουσίες (A, B, K, M) βρίσκονται σε πρότυπη κατάσταση (1Atm, 25°C).

ΕΞΩΘΕΡΜΕΣ – ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Εξώθερμες ονομάζονται οι αντιδράσεις κατά τις οποίες εκλύεται θερμότητα στο περιβάλλον κατά την πραγματοποίησή τους. Δηλαδή $Q > 0$. Η ενθαλπία των αντιδρώντων είναι μεγαλύτερη από αυτή των προϊόντων. Άρα, επειδή

$$\Delta H_{\text{αντίδρασης}} = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}, \text{ καταλαβαίνουμε ότι :}$$

$$\Delta H_{\text{αντίδρασης}} < 0.$$

Άρα στις εξώθερμες αντιδράσεις ισχύει :

$$\Delta H_{\text{αντίδρασης}} < 0 \Leftrightarrow Q > 0,$$

και η αντίδραση γράφεται : **Αντιδρώντα \rightarrow Προϊόντα + Q, $\Delta H < 0$.**



Συνήθως εξώθερμες αντιδράσεις είναι οι καύσεις και οι εξουδετερώσεις.

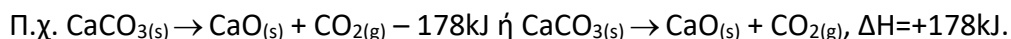
Ενδόθερμες ονομάζονται οι αντιδράσεις οι οποίες απαιτούν να απορροφήσουν θερμότητα από το περιβάλλον προκειμένου να πραγματοποιηθούν. Δηλαδή $Q < 0$. Η ενθαλπία των αντιδρώντων είναι μικρότερη από αυτή των προϊόντων. Άρα, επειδή $\Delta H_{\text{αντίδρασης}} = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}$, καταλαβαίνουμε ότι :

$$\Delta H_{\text{αντίδρασης}} > 0.$$

Άρα στις ενδόθερμες αντιδράσεις ισχύει :

$$\Delta H_{\text{αντίδρασης}} > 0 \Leftrightarrow Q < 0,$$

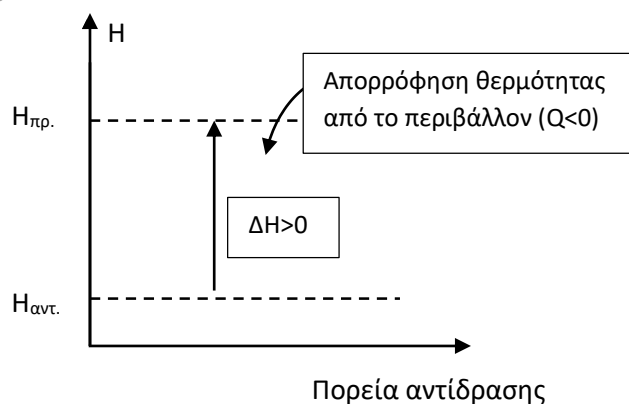
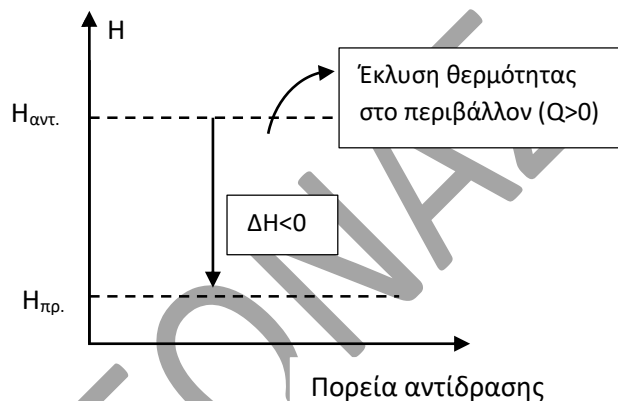
και η αντίδραση γράφεται : **Αντιδρώντα \rightarrow Προϊόντα - Q, $\Delta H > 0$.**



Συνήθως ενδόθερμες αντιδράσεις είναι οι διασπάσεις.

Υπάρχουν και οι θερμοουδέτερες αντιδράσεις στις οποίες δεν παρουσιάζεται μεγάλη διαφορά στην ενθαλπία, με αποτέλεσμα να μπορούμε να πούμε ότι $\Delta H \cong 0, Q \cong 0$.

Συμπερασματικά, η μεταβολή της ενθαλπίας (ΔH) αναφέρεται στο σύστημα της αντίδρασης (αντιδρώντα - προϊόντα), ενώ το ποσό της θερμότητας αναφέρεται στο περιβάλλον. Όταν εκλύεται θερμότητα από το σύστημα προς το περιβάλλον, μειώνεται η ενθαλπία του συστήματος και η αντίδραση είναι εξώθερμη



($\Delta H < 0$, $Q > 0$), ενώ όταν το σύστημα απορροφά θερμότητα από το περιβάλλον, αυξάνεται η ενθαλπία του συστήματος και η αντίδραση είναι ενδόθερμη ($\Delta H > 0$, $Q < 0$).

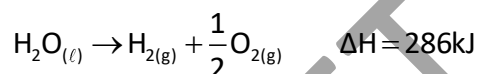
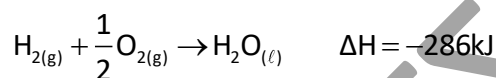
Να επισημάνουμε ότι στην εξώθερμη αντίδραση $Q > 0$ για το περιβάλλον, αλλά $Q < 0$ για το σύστημα. Αντίστοιχα συμπεράσματα ισχύουν για την ενδόθερμη.

ΝΟΜΟΙ ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑΣ

Οι νόμοι που διέπουν την θερμοχημεία είναι κυρίως οι εξής :

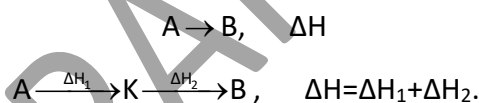
1. Νόμος Lavoisier -Laplace (αρχή L - L)

Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την σύνθεση 1mol μιας χημικής ένωσης από τα συστατικά της είναι ίσο με το ποσό της θερμότητας που απορροφάται ή εκλύεται κατά την διάσπαση 1mol της χημικής ένωσης στα συστατικά της. Η αρχή L - L αποτελεί απόρροια της αρχής διατήρησης της ενέργειας.



2. Νόμος Hess

Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την πραγματοποίηση μιας αντίδρασης, είναι το ίδιο είτε η αντίδραση πραγματοποιηθεί σε ένα ή σε περισσότερα στάδια. Δηλαδή,



3. Όταν πολλαπλασιάζουμε τους στοιχειομετρικούς συντελεστές μιας θερμοχημικής εξίσωσης με έναν αριθμό x, τότε πολλαπλασιάζουμε και την τιμή της ενθαλπίας αντίδρασης.