

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

Παππάς Χρήστος

Καθηγητής

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΑΝΤΙΚΕΙΜΕΝΟ ΤΗΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗΣ

Η χημική θερμοδυναμική ασχολείται με τις ενεργειακές μεταβολές που συνοδεύουν μια χημική αντίδραση.

### ΠΛΕΟΝΕΚΤΗΜΑΤΑ

Προβλέπει:

1. Πόσο μπορεί να προχωρήσει μια χημική αντίδραση.
2. Αν μπορεί να συντελεστεί μια χημική αντίδραση, όταν οι ουσίες που συμμετέχουν βρίσκονται υπό ορισμένες συνθήκες.
3. Τις ενεργειακές μεταβολές που συνοδεύουν μια χημική αντίδραση.

### ΜΕΙΟΝΕΚΤΗΜΑ

Δεν μπορεί να προβλέψει σε πόσο χρόνο θα γίνει μια χημική αντίδραση.<sub>2</sub>

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΙΣΑΓΩΓΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

• **Σύστημα** είναι τμήμα του σύμπαντος το οποίο εμείς επιλέγουμε για μελέτη.

Συνήθως στη χημεία ως σύστημα ορίζουμε ένα σύνολο ουσιών που υφίστανται μια χημική μεταβολή.

• **Περιβάλλον** καλείται το υπόλοιπο του σύμπαντος εκτός συστήματος.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΙΣΑΓΩΓΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

• **Ανοικτό (open)** λέγεται το σύστημα το οποίο ανταλλάσσει μάζα και ενέργεια με το περιβάλλον.

• **Κλειστό (closed)** λέγεται το σύστημα το οποίο ανταλλάσσει ενέργεια αλλά όχι μάζα με το περιβάλλον.

• **Απομονωμένο (isolated)** λέγεται το σύστημα το οποίο δεν ανταλλάσσει ούτε μάζα ούτε ενέργεια με το περιβάλλον.

Η ενέργεια που ανταλλάσσεται μεταξύ συστήματος και περιβάλλοντος είναι συνήθως με τη μορφή θερμότητας.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΙΣΑΓΩΓΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

**Καταστατικές συναρτήσεις:** Είναι οι συναρτήσεις η τιμή των οποίων εξαρτάται μόνο από την κατάσταση στην οποία βρίσκεται το σύστημα και όχι από τον τρόπο με τον οποίο έχει φθάσει σε αυτήν την κατάσταση.

**ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ:** Πίεση, όγκος, θερμοκρασία

## ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΚΑΤΑΣΤΑΤΙΚΩΝ ΣΥΝΑΡΤΗΣΕΩΝ

1. Οι μεταβολές τους εξαρτώνται μόνον από την αρχική και την τελική κατάσταση του συστήματος και όχι από τις ενδιάμεσες πορείες.
2. Αν δοθούν οι τιμές κάποιων από αυτές, τότε καθορίζονται και οι τιμές των υπολοίπων με τη βοήθεια των τριών θερμοδυναμικών νόμων.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΙΣΑΓΩΓΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

• **Εντατικές** ονομάζονται οι ιδιότητες οι οποίες δεν εξαρτώνται από την ποσότητα της ύλης.

Π.χ. θερμοκρασία, συγκέντρωση

• **Εκτατικές** ονομάζονται οι ιδιότητες οι οποίες εξαρτώνται από την ποσότητα της ύλης.

Π.χ. θερμότητα, εσωτερική ενέργεια

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΙΣΑΓΩΓΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

- **Εσωτερική ενέργεια ( $U$ )** είναι το ποσό της ενέργειας ενός συστήματος.
- Η εσωτερική ενέργεια περιλαμβάνει τους παρακάτω ενεργειακούς όρους.
  1. Κινητική ενέργεια εξαιτίας της άτακτης κίνησης των μορίων ή ιόντων (Translational Energy).
  2. Ενέργεια λόγω της περιστροφικής κίνησης των μορίων ή ιόντων (Rotational Energy).
  3. Ενέργεια δόνησης των ατόμων στο μόριο ή στο ιόν (Vibrational Energy)
  4. Δυναμική ενέργεια λόγω των ελκτικών ή απωστικών δυνάμεων ανάμεσα στα ηλεκτρόνια, στα ηλεκτρόνια και τον πυρήνα, και ανάμεσα στα άτομα, μόρια ή ιόντα του συστήματος (Potential Energy).

Όπως φαίνεται, είναι αδύνατον να μετρηθούν όλες οι παραπάνω συνιστώσες με ακρίβεια και επομένως και η εσωτερική ενέργεια με ακρίβεια.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΠΡΩΤΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

Η εσωτερική ενέργεια ενός απομονωμένου συστήματος παραμένει σταθερή

### ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

Επειδή η εσωτερική ενέργεια είναι καταστατική εξίσωση, η μεταβολή της μπορεί να μετρηθεί με ακρίβεια.

$$\Delta U = U_{\text{τελική}} - U_{\text{αρχική}}$$

Η παραπάνω σχέση για μια χημική αντίδραση γράφεται

$$\Delta U = U_{\text{προϊόντων}} - U_{\text{αντιδρώντων}}$$

Η εσωτερική ενέργεια καθορίζεται πλήρως από τη θερμοκρασία και την πίεση. Επομένως αν ένα σύστημα ανταλλάξει ένα ποσό θερμότητας (Q) και ένα ποσό έργου (W) με το περιβάλλον τότε, με βάση τον 1<sup>ο</sup> θερμοδυναμικό νόμο θα ισχύει η σχέση

$$\Delta U = Q + W$$



# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΠΡΩΤΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

### ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

$$\Delta U = Q + W$$

1. Όταν το  $Q$  απορροφάται από το σύστημα (ενδόθερμη διαδικασία) παίρνει πρόσημο (-), ενώ όταν εκλύεται από το σύστημα στο περιβάλλον παίρνει πρόσημο (+).
2. Όταν το  $W$  προσφέρεται από το σύστημα στο περιβάλλον παίρνει πρόσημο (-), ενώ όταν προσφέρεται από περιβάλλον στο το σύστημα από το σύστημα στο περιβάλλον παίρνει πρόσημο (+).

Τα πρόσημα είναι συμβατικά.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΠΡΩΤΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

### ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

$$\Delta U = Q + W$$

Επειδή  $W = P\Delta V$ , όπου  $P$  η πίεση (σταθερή) και  $\Delta V$  η μεταβολή του όγκου, σε κλειστό σύστημα και με μηδενική μεταβολή όγκου το  $W = 0$  και επομένως

$$\Delta U = Q$$

Δηλαδή η μεταβολή της εσωτερικής ενέργειας ισούται με το ποσό της θερμότητας που ανταλλάσσεται με το περιβάλλον.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΝΘΑΛΠΙΑ (Enthalpy – H)

Η ενθαλπία είναι μια καταστατική και εντατική ιδιότητα και ορίζεται από τη σχέση

$$H=U+PV \quad (1)$$

Για μια χημική αντίδραση  $\Delta H = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}$

Επομένως σε σταθερή πίεση από τη σχέση (1) προκύπτει ότι

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V \quad (2)$$

Εφόσον  $\Delta U = Q + W$  δηλαδή  $\Delta U = Q - P\Delta V$  από την (2) προκύπτει ότι

$$\Delta H = Q$$

Δηλαδή η μεταβολή της ενθαλπίας ισούται αριθμητικά με το ποσό θερμότητας που απορροφάται ή εκλύεται, όταν η πίεση παραμένει σταθερή.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΠΡΟΤΥΠΕΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ

Η μεταβολή της ενθαλπίας εξαρτάται από τη φάση των ουσιών που μετέχουν σε μια χημική αντίδραση αλλά και από τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Για να μπορούν να γίνουν συγκρίσεις καθιερώθηκε η πρότυπη κατάσταση.

Πρότυπη θεωρείται η κατάσταση κατά την οποία η πίεση είναι 1atm και η θερμοκρασία 25 °C (298 K).

Τόσο τα αντιδρώντα όσο και τα προϊόντα πρέπει να βρίσκονται στη σταθερότερή τους κατάσταση, η οποία πρέπει να αναγράφεται, στην πρότυπη κατάσταση.

Η μεταβολή της ενθαλπίας σε πρότυπη κατάσταση λέγεται **πρότυπη ενθαλπία ( $\Delta H^0$ )**.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

**Θερμοχημική εξίσωση** είναι η χημική αντίδραση που παριστάνει τη χημική μεταβολή και επιπλέον το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται.



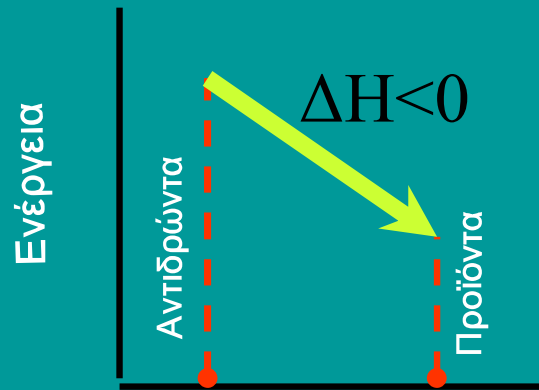
**Εξώθερμη**



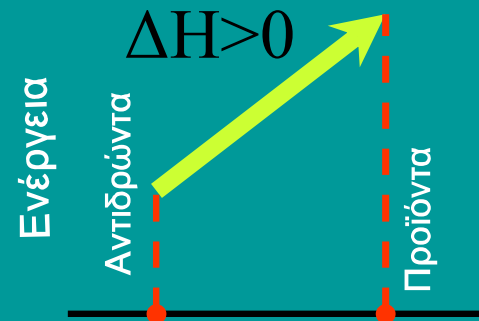
**Ενδόθερμη**

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ



Εξώθερμη



Ενδόθερμη

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## NOMOS HESS

Η μεταβολή της ενθαλπίας μιας χημικής αντίδρασης είναι ίδια, ανεξάρτητα αν η αντίδραση γίνεται σε ένα ή περισσότερα στάδια.

Ο παραπάνω νόμος είναι αποτέλεσμα του γεγονότος ότι η ενθαλπία είναι καταστατική συνάρτηση.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΝΟΜΟΣ HESS - ΑΣΚΗΣΗ

Να υπολογιστεί η  $\Delta H^0$  για την αντίδραση



Δίνονται:



$$\Delta H^0 = -622,3 \text{ KJ}$$



$$\Delta H^0 = -285,9 \text{ KJ}$$



$$\Delta H^0 = -187,8 \text{ KJ}$$

### ΛΥΣΗ

- Αντιγράψω την (1).
- Πολλαπλασιάζω την (2) επί 2.
- Την (3) την αντιστρέφω και την πολλαπλασιάζω επί 2.
- Τις εξισώσεις που προκύπτουν (4,5,6) τις προσθέτω κατά μέλη, οπότε προκύπτει η εξίσωση της οποίας ζητείται η  $\Delta H^0$ . Σύμφωνα με τον νόμο του Hess η  $\Delta H^0$  που ζητείται, ισούται με το αλγεβρικό άθροισμα των  $\Delta H^0$  των εξισώσεων που προκύπτουν.



# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΝΟΜΟΣ HESS - ΑΣΚΗΣΗ



# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΝΤΡΟΠΙΑ - ΔΕΥΤΕΡΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

**Εντροπία** είναι μια καταστατική συνάρτηση και εκφράζει την αταξία ενός συστήματος.

Όσο αυξάνει η αταξία ενός συστήματος, αυξάνει και η εντροπία.

Επειδή η εντροπία είναι καταστατική συνάρτηση, η μεταβολή της θα εξαρτάται μόνον από την αρχική και την τελική κατάσταση του συστήματος.

$$\Delta S = S_{\text{τελικό}} - S_{\text{αρχικό}}$$

**Η ολική εντροπία ενός συστήματος και του περιβάλλοντός του αυξάνεται πάντα σε μια αυθόρμητη διεργασία (2<sup>ος</sup> θερμοδυναμικός νόμος).**

Αυθόρμητη διεργασία λέγεται κάθε διεργασία που γίνεται από μόνη της.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΝΤΡΟΠΙΑ - ΔΕΥΤΕΡΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

Όταν η μεταβολή είναι αντιστρεπτή, τότε η εντροπία παραμένει σταθερή.

Στην πραγματικότητα δεν υπάρχουν απολύτως αντιστρεπτές μεταβολές π.χ. λόγω τριβών.

Ένας βασικός παράγοντας αύξησης της εντροπίας ενός συστήματος είναι η θερμότητα που ανταλλάσσει το σύστημα με το περιβάλλον.

Για μια αντιστρεπτή μεταβολή αν αυτή γίνεται σε μια θερμοκρασία  $T$  και η θερμότητα που ανταλλάσσεται είναι  $Q_{αντ}$  τότε ισχύει

$$\Delta S = \frac{Q_{αντ}}{T} \quad \frac{J}{K}$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΝΤΡΟΠΙΑ - ΔΕΥΤΕΡΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

Επομένως για μια μη αυθόρμητη διαδικασία ισχύει

$$\Delta S > \frac{Q}{T}$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΝΤΡΟΠΙΑ - ΔΕΥΤΕΡΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

Πότε μεταβάλλεται η εντροπία ενός συστήματος;

1. Όταν μεταβάλλεται ο αριθμός των σωματιδίων (μορίων ή ιόντων) ενός συστήματος.

Η εντροπία αυξάνει όταν αυξάνει ο αριθμός των σωματιδίων

2. Όταν αλλάζει η φάση ενός τουλάχιστον συστατικού του συστήματος.

$$S_{(g)} > S_{(l)} > S_{(s)}$$

3. Όταν αλλάζει η πολυπλοκότητα των ουσιών του συστήματος.

Όσο αυξάνει η πολυπλοκότητα των ουσιών μειώνεται η εντροπία

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΝΤΡΟΠΙΑ - ΔΕΥΤΕΡΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

Πότε μεταβάλλεται η εντροπία ενός συστήματος;

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ



Όταν τήκεται ο πάγος μεταπίπτει από μια κρυσταλλική μορφή σε μη κρυσταλλική δηλαδή σε μεγαλύτερη αταξία.

Δηλαδή η αταξία αυξάνει και άρα αυξάνει η εντροπία.

Κατά την εξαέρωση του υγρού νερού τα μόρια κινούνται ανεξάρτητα μεταξύ τους και επομένως πάλι αυξάνει η αταξία, άρα και η εντροπία.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΝΤΡΟΠΙΑ - ΔΕΥΤΕΡΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

Πότε μεταβάλλεται η εντροπία ενός συστήματος;

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ



**Αυξάνει η εντροπία διότι:**

- 1. Αυξάνει ο αριθμός των σωματιδίων**
- 2. Μειώνεται η πολυπλοκότητα**
- 3. Στα αντιδρώντα υπάρχουν μόνον στερεά ενώ στα προϊόντα υπάρχουν και αέρια.**

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΝΤΡΟΠΙΑ - ΔΕΥΤΕΡΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

Πότε μεταβάλλεται η εντροπία ενός συστήματος;

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

#### 3. Διάλυση ζάχαρης σε νερό.

Αυξάνει η εντροπία διότι το διάλυμα που προκύπτει είναι μοριακό και καταστρέφεται τόσο η κρυσταλλική δομή της ζάχαρης όσο και η διάταξη των μορίων του νερού λόγω παρεμβολής των μορίων της ζάχαρης.



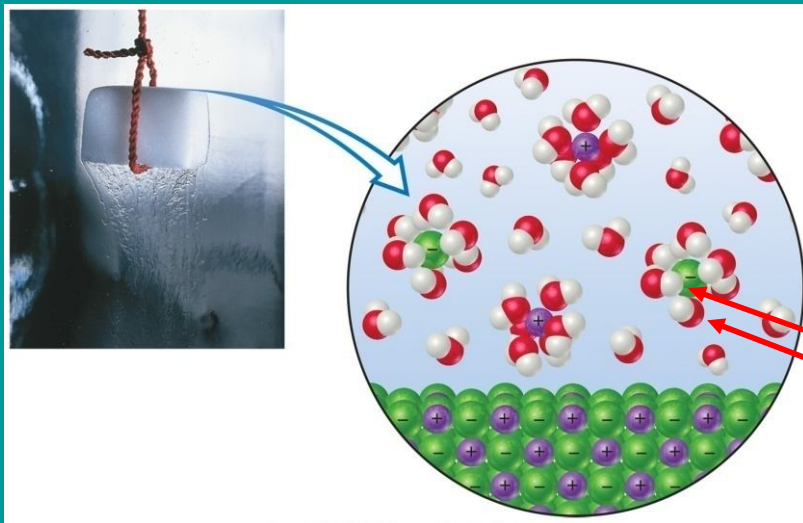
# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΝΤΡΟΠΙΑ - ΔΕΥΤΕΡΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

Πότε μεταβάλλεται η εντροπία ενός συστήματος;

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

#### 3. Διάλυση NaCl σε νερό.



Το διάλυμα που προκύπτει είναι  
ΙΟΝΤΙΚΟ.



Καταστρέφεται η κρυσταλλική δομή του NaCl και αυξάνεται ο αριθμός των σωματιδίων. Άρα αυξάνεται η εντροπία.

Τα προκύπτοντα ιόντα έλκουν τα πολικά μόρια του νερού (ενυδατώνονται) και άρα αυξάνει η τάξη των μορίων του νερού και επομένως η εντροπία μειώνεται. Τελικά υπάρχει συνολική αύξηση της εντροπίας.

Όταν όμως τα ιόντα είναι μικρά και με μεγάλο φορτίο (π.χ.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ), η εντροπία συνολικά μειώνεται.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΤΡΙΤΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΟΣ ΝΟΜΟΣ

Η εντροπία ενός τέλειου κρυστάλλου, μιας απόλυτα καθαρής ουσίας, στο απόλυτο μηδέν είναι μηδέν.

TABLE 19.2 Standard Molar Entropies of Selected Substances at 298 K

Substance	$S^\circ$ , J/mol-K
<b>Gases</b>	
H <sub>2</sub> (g)	130.6
N <sub>2</sub> (g)	191.5
O <sub>2</sub> (g)	205.0
H <sub>2</sub> O(g)	188.8
NH <sub>3</sub> (g)	192.5
CH <sub>3</sub> OH(g)	237.6
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (g)	269.2
<b>Liquids</b>	
H <sub>2</sub> O(l)	69.9
CH <sub>3</sub> OH(l)	126.8
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (l)	172.8
<b>Solids</b>	
Li(s)	29.1
Na(s)	51.4
K(s)	64.7
Fe(s)	27.23
FeCl <sub>3</sub> (s)	142.3
NaCl(s)	72.3

Πρώτο αποτέλεσμα του 3<sup>ου</sup> θερμοδυναμικού νόμου ήταν η μέτρηση της εντροπίας διαφόρων μορίων.

Δεύτερο αποτέλεσμα του 3<sup>ου</sup> θερμοδυναμικού νόμου είναι ότι αυξανόμενης της θερμοκρασίας ενός σώματος αυξάνεται η εντροπία του.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ ή ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ GIBBS

Πότε μια αντίδραση πραγματοποιείται αυθόρμητα;

Το παραπάνω ερώτημα δεν μπορεί να απαντηθεί από τους δύο πρώτους θερμοδυναμικούς νόμους.

Έτσι ο Gibbs καθιέρωσε την έννοια της ελεύθερης ενέργειας.

Ελεύθερη ενέργεια είναι μια καταστατική συνάρτηση που ορίζεται από τη σχέση:

$$G=H-TS$$

Για μια χημική αντίδραση που γίνεται σε σταθερή πίεση και θερμοκρασία ισχύει ότι:

$$\Delta G=\Delta H-T\Delta S$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ ή ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ GIBBS

Ποια η χρησιμότητα της εξίσωσης  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ;

- Αν  $\Delta G < 0$  η αντίδραση είναι αυθόρμητη.
- Αν  $\Delta G > 0$  η αντίδραση δεν είναι αυθόρμητη, αλλά για να πραγματοποιηθεί απαιτείται ενέργεια. Αυθόρμητη είναι η αντίθετη αντίδραση.
- Αν  $\Delta G = 0$  το σύστημα βρίσκεται σε ισορροπία.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΠΡΟΤΥΠΗ ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΥ ( $\Delta G^0_f$ )

Πρότυπη ενέργεια σχηματισμού ( $\Delta G^0_f$ ) ονομάζεται η μεταβολή της ελεύθερης ενέργειας κατά το σχηματισμό 1 mol μιας ένωσης από τα συστατικά της στοιχεία σε πρότυπες καταστάσεις.

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

$$\Delta G^0_{f,CO_2} = -393 \text{ KJ.mol}^{-1}$$



Η πρότυπη ενέργεια σχηματισμού ενός χημικού στοιχείου είναι μηδέν, διότι η αρχική και η τελική κατάσταση είναι ίδια.

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΠΡΟΤΥΠΗ ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ ( $\Delta G^0$ )

Πρότυπη ενέργεια αντίδρασης ( $\Delta G^0$ ) ονομάζεται η μεταβολή της ελεύθερης ενέργειας όταν τα αντιδρώντα και τα προϊόντα βρίσκονται σε πρότυπες καταστάσεις.



Η πρότυπη ελεύθερη ενέργεια ( $\Delta G^0$ ) της παραπάνω αντίδρασης δίνεται από τον τύπο:

$$\Delta G^0 = c\Delta G^0_{f,C} + d\Delta G^0_{f,D} - a\Delta G^0_{f,A} - b\Delta G^0_{f,B}$$

# ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

## ΠΡΟΤΥΠΗ ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ ( $\Delta G^0$ )

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

Να υπολογιστεί η πρότυπη ελεύθερη ενέργεια της τέλει καύσης της αιθανόλης. Η αντίδραση είναι αυθόρμητη σε πρότυπες καταστάσεις; Δίνονται:  $\Delta G^0_{f,C_2H_5OH(l)} = -277,6 \text{ KJ.mol}^{-1}$ ,  $\Delta G^0_{f,CO_2(g)} = -393,5 \text{ KJ.mol}^{-1}$ ,  $\Delta G^0_{f,H_2O(l)} = -285,8 \text{ KJ.mol}^{-1}$ .

### ΛΥΣΗ

Η αντίδραση τέλει καύσης της αιθανόλης είναι



$$\text{Άρα } \Delta G^0 = (2 \text{ mol})(-393,5 \text{ KJ.mol}^{-1}) + (3 \text{ mol})(-285,8 \text{ KJ.mol}^{-1}) - (1 \text{ mol})(-277,6 \text{ KJ.mol}^{-1}) - (3 \text{ mol})(0 \text{ KJ.mol}^{-1}) = -1366,8 \text{ KJ.mol}^{-1}$$

**Επειδή δε  $\Delta G^0 < 0$  η αντίδραση είναι αυθόρμητη.**

# ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Να υπολογιστεί η  $\Delta H^0$  της χημικής αντίδρασης



Δίνονται οι πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού των:  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ,  $\text{NO}_{2(g)}$  και  $\text{HNO}_{3(l)}$  είναι  $-285,9$  ,  $33,2$  και  $-173,2 \text{ KJ.mol}^{-1}$  αντίστοιχα.

2. Η χημική αντίδραση  $2\text{SO}_{3(g)} \rightarrow 2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$  είναι αυθόρμητη; Δίνονται ότι οι πρότυπες ελεύθερες ενέργειες σχηματισμού του  $\text{SO}_3$  και  $\text{SO}_2$  είναι  $-370$  και  $-300 \text{ KJ.mol}^{-1}$ .



# **ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ**

1. Γ. Πνευματικάκης, Χ. Μητσοπούλου, Κ. Μεθενίτης  
Εκδόσεις «Αθ. Σταμούλης», Αθήνα 2006
2. Βασική Ανόργανη Χημεία, 6<sup>η</sup> έκδοση  
Ν. Δ. Κλούρας  
Εκδόσεις «Π.Τραυλός», Αθήνα 2002
3. Γενική Χημεία, τόμος Ι  
Ν. Κ. Ανδρικόπουλος  
Εκδόσεις «Μπιστικέα», Αθήνα 2006