

Πανεπιστήμιο Κύπρου
Τμήμα Χημείας

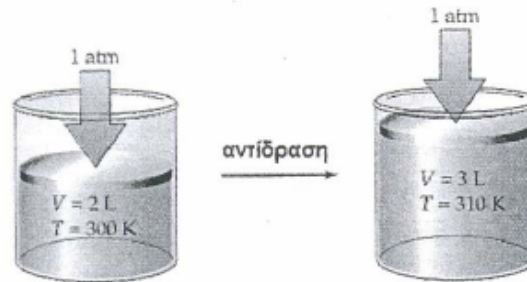
**ΕΙΣΑΓΩΓΗ ΣΤΗ ΧΗΜΕΙΑ
ΓΙΑ
ΒΙΟΛΟΓΟΥΣ ΚΑΙ ΦΥΣΙΚΟΥΣ
ΧΗΜ 021**

Χειμερινό Εξάμηνο 2008

Κωνσταντίνος Ζεϊναλιπούρ
Λευκωσία, Σεπτέμβριος 2008

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

183. Αν θεωρήσουμε ότι η αντίδραση που γίνεται στο δοχείο προκαλεί αύξηση του όγκου και της θερμοκρασίας του συστήματος, όπως φαίνεται στο σχήμα:



α. τότε παράγεται ή καταναλώνεται έργο, w , από το σύστημα; Αν ναι ποιο είναι το πρόσημο του w ;

β. έχει προσφερθεί ή απορροφηθεί θερμότητα, q , προς ή από το σύστημα; Αν ναι ποιο είναι το πρόσημο του q ;

Λύση:

(α) Κατά την αύξηση του όγκου και της θερμοκρασίας, έχουμε παραγωγή έργου. Το παραγόμενο έργο θα έχει αρνητικό πρόσημο, $w < 0$.

(β) Κατά την διάρκεια της αντίδρασης προκαλείται αύξηση της θερμότητας, άρα έχει προσφερθεί θερμότητα από το σύστημα. Η θερμότητα θα έχει αρνητικό πρόσημο,

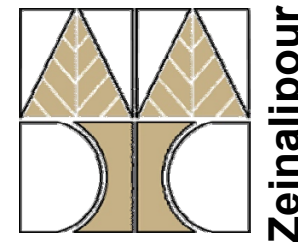
184. Αέριο, που βρίσκεται σε κλειστό δοχείο, συμπιέζεται και θερμαίνεται. Η ενέργεια που προσφέρεται στο σύστημα μέσω έργου είναι $w = +20 \text{ kJ}$ και η θερμότητα $q = +50 \text{ kJ}$. Να υπολογιστεί η μεταβολή της εσωτερικής ενέργειας του συστήματος.

Λύση:

$$\Delta U = q + w = +50 \text{ kJ} + 20 \text{ kJ} = +70 \text{ kJ}$$

Δηλαδή η εσωτερική ενέργεια του συστήματος αυξάνει κατά 70 kJ .

Εισαγωγή στη Χημεία για Βιολόγους και Φυσικούς



ΕΝΘΑΛΠΙΑ (H) ΚΑΙ ΕΣΩΤΕΡΙΚΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ (U)

Ενθαλπία (ή καλύτερα η μεταβολή της ενθαλπίας ΔH) *είναι η θερμότητα η οποία απορροφάτε ή εκλύεται κατά την διάρκεια μιας χημικής αντίδρασης η οποία συμβαίνει υπό σταθερή πίεση*, ορίζεται ως:

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

όπου H = ενθαλπία (J)

U = εσωτερική ενέργεια (J)

P = πίεση (Pa)

V = όγκος (m^3)

$$Pa \cdot m^3 = \frac{N}{m^2} m^3 = N \cdot m = J$$

Για αντιδράσεις οι οποίες συμβαίνουν υπό σταθερή πίεση ($P = \text{σταθερό}$) ισχύει ότι:

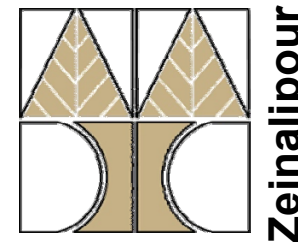
$$\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V$$

Θερμότητα αντιδράσεων:

Εάν $\Delta H > 0 \rightarrow$ ενδόθερμες αντιδράσεις
Εάν $\Delta H < 0 \rightarrow$ εξώθερμες αντιδράσεις

Επίσης για *πρότυπες συνθήκες* $P = 1 \text{ atm}$, $T = 298 \text{ K}$ και συγκέντρωση διαλυμάτων $C = 1M$ ισχύει η εξής σχέση:

$$\Delta H^\circ = \Delta U^\circ + P \cdot \Delta V^\circ$$



ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ (G)

Ο J. Willard Gibbs (1839-1903) εισήγαγε την έννοια της ελεύθερης ενέργειας Gibbs. Η μεταβολή της **ελεύθερης ενέργειας Gibbs (ΔG)** είναι το άμεσο κριτήριο για την αυθόρμητη επιτέλεση ενός πειράματος (χημικής αντίδρασης) \rightarrow **ορίζεται η μεταβολή της ενέργειας του συστήματος υπό σταθερή πίεση και θερμοκρασία** και δίνεται από την εξής σχέση:

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

όπου G = ελεύθερη ενέργεια Gibbs (J)

H = ενθαλπία (J)

T = θερμοκρασία (K)

S = εντροπία (J/K)

Για αντιδράσεις οι οποίες συμβαίνουν υπό σταθερή θερμοκρασία ισχύει ότι: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

Επίσης για *πρότυπες συνθήκες* $P = 1 \text{ atm}$, $T = 298 \text{ K}$ και συγκέντρωση διαλυμάτων $C = 1 \text{ M}$

ισχύει η εξής σχέση:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$$

Κριτήριο αυθορμητισμού αντίδρασης:

Εάν $\Delta G > 0 \rightarrow$ μη αυθόρμητη αντίδραση

Εάν $\Delta G < 0 \rightarrow$ αυθόρμητη αντίδραση

Εάν $\Delta G = 0 \rightarrow$ αντίδραση σε ισορροπία

Επίσης ισχύει ότι, $\Delta H^\circ > 0$ και $\Delta S^\circ < 0 \rightarrow \Delta G^\circ > 0$

$\Delta H^\circ < 0$ και $\Delta S^\circ > 0 \rightarrow \Delta G^\circ < 0$

Εάν $\Delta H^\circ < 0$ και $\Delta S^\circ < 0$ ή $\Delta H^\circ > 0$ και $\Delta S^\circ > 0 \rightarrow$ τότε πρέπει να συγκρίνουμε ΔH° και $T \cdot \Delta S^\circ$



ΑΣΚΗΣΕΙΣ

201. Για ποιες θερμοκρασίες είναι αυθόρμητη η αντίδραση με:

$$\Delta H = -12,6 \text{ kJ/mol} \quad \text{και} \quad \Delta S = 42 \text{ J/Kmol}$$

Λύση:

Για να είναι αυθόρμητη μια αντίδραση πρέπει: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$

$$\left. \begin{array}{l} \text{(α)} \Delta H = -12,6 < 0 \\ \Delta S = 42 > 0 \end{array} \right\} \Delta G < 0$$

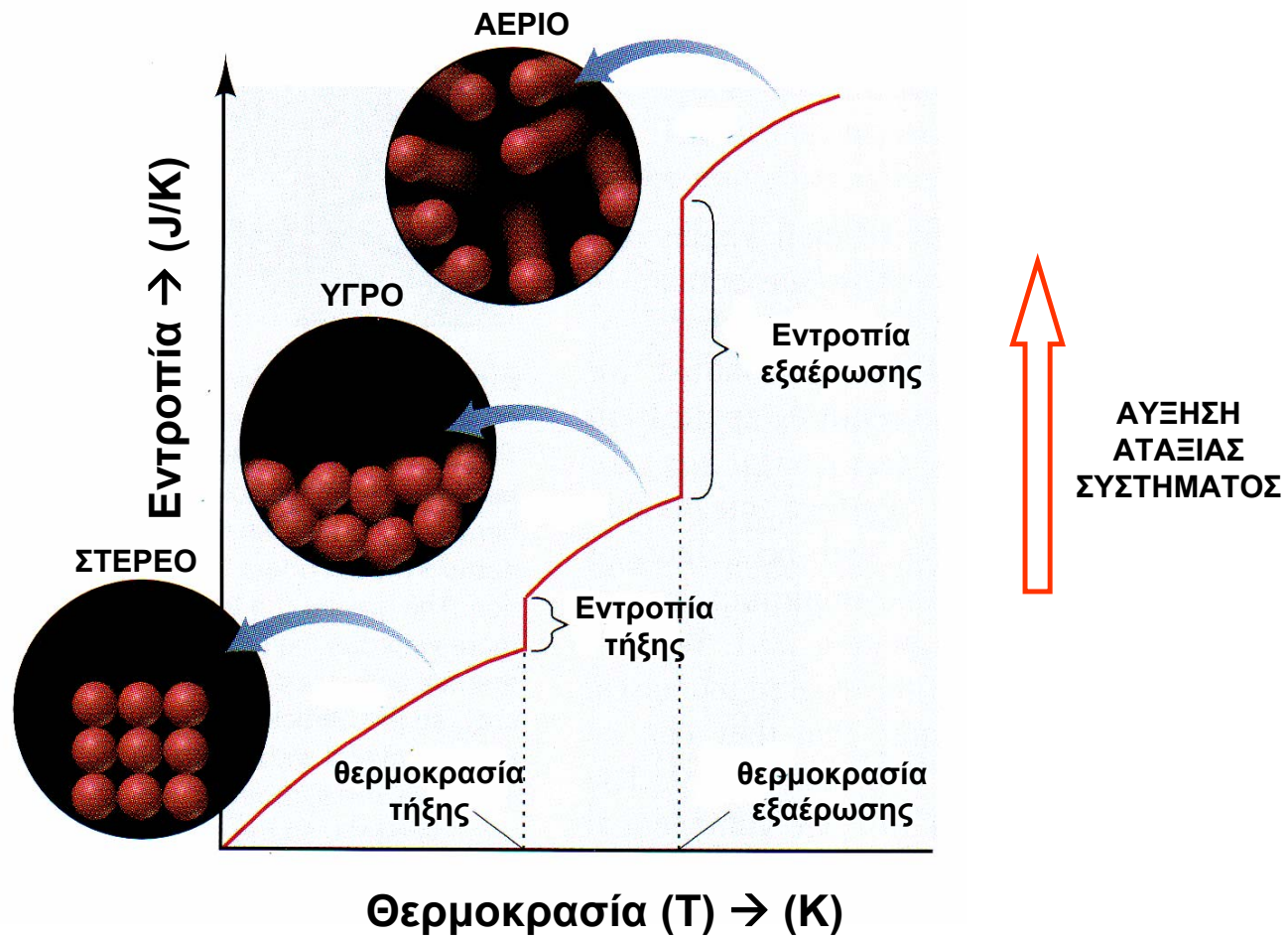
Η αντίδραση είναι αυθόρμητη σε όλες τις θερμοκρασίες.

Εισαγωγή στη Χημεία για Βιολόγους και Φυσικούς



ΕΝΤΡΟΠΙΑ (S)

Εντροπία (S) είναι μια θερμοδυναμική ποσότητα η οποία αποτελεί μέτρο της αταξίας σε ένα σύστημα.



Κατά την διάρκεια φασικών μεταπτώσεων η θερμοκρασία παραμένει σταθερή



2^{ος} ΝΟΜΟΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗΣ

Μια διεργασία λαμβάνει χώρα με φυσικό τρόπο ως αποτέλεσμα μιας συνολικής αύξησης σε αταξία. Υπάρχει μια φυσική τάση των πραγμάτων να *αναμειγνύονται και να διασπώνται*, γεγονός τα οποία συνδέονται με **αύξηση της αταξίας**.

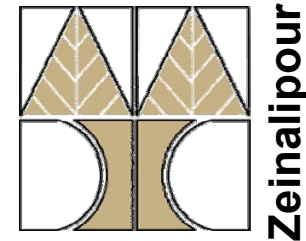
Αν μια διεργασία προκαλεί αύξηση της τάξης στο σύστημα αυτό σημαίνει ότι παράλληλα υπήρξε μια μεγαλύτερη αύξηση της αταξίας στο περιβάλλον.

Ο 2^{ος} νόμος της θερμοδυναμικής λει ότι το άθροισμα των μεταβολών της εντροπίας του συστήματος και του περιβάλλοντος για μια αυθόρμητη διεργασία είναι θετικό:

$$\Delta S_{\text{συστήματος}} + \Delta S_{\text{περιβάλλοντος}} > 0$$

Η εντροπία σε αντίθεση με την ενέργεια μπορεί να δημιουργηθεί κατά την διάρκεια μιας αντίδρασης ή χημικής διεργασίας.

Με την πάροδο του χρόνου η ενέργεια ενός συστήματος μειώνεται και η εντροπία του σύμπαντος (σύστημα και περιβάλλον) αυξάνεται.



ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΣ ΔH° και ΔG° ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Υπολογισμός ΔH° αντίδρασης από τις ΔH° σχηματισμού των ουσιών που μετέχουν στην αντίδραση

- $\Delta H^\circ_{\text{αντίδρασης}} = \sum n \Delta H^\circ_{\text{προϊόντων}} - \sum m \Delta H^\circ_{\text{αντιδρώντων}}$
– n, m στοιχειομετρικοί συντελεστές, ΔH° η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού δηλ. η ενθαλπία για τον σχηματισμό 1 mol της ένωσης, το ΔH° στοιχείου είναι ίσο με 0.
- Για παράδειγμα: $2\text{CO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g)$
 $\Delta H^\circ_{\text{αντιδ}} = 2\Delta H^\circ_{\text{CO}_2} - 2\Delta H^\circ_{\text{CO}} - \Delta H^\circ_{\text{O}_2} = 2 \times (-393.5 \text{ kJ mol}^{-1}) - 2 \times (-110.5 \text{ kJ mol}^{-1}) - 0 = -566 \text{ kJ/mol}$

Όταν αναφερόμαστε σε πρότυπες μεταβολές θερμοδυναμικών παραμέτρων τότε οι μονάδες για το

$$\Delta G_f^\circ, \Delta H_f^\circ \rightarrow \text{kJ/mol}$$

$$S^\circ \rightarrow \text{J/Kmol}$$

Υπολογισμός του ΔG°

- $\Delta G^\circ_{\text{αντίδρασης}} = \sum n G^\circ_{\text{προϊόντων}} - \sum m G^\circ_{\text{αντιδρώντων}}$
– Σ το άθροισμα, n, m οι στοιχειομετρικοί συντελεστές, G° η εντροπία των ουσιών σε πρότυπη κατάσταση.
- ΔG° υπολογίζεται από την σχέση $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$
- Εξετάσετε αν είναι δυνατόν να δημιουργηθούν παγάκια σε ένα ψυγείο στους 25 και -10°C . Η πήξη του νερού $\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(s)$ έχει

$$\Delta H = -6.01 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S^\circ = -22 \text{ J/K mol}$$

Στους 25°C η θερμοκρασία είναι $298\text{K} \rightarrow \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -6.01(\text{kJ/mol}) - 298(\text{K})(-22(\text{J/Kmol}))$

$$\Delta G^\circ = -6.01 \text{ kJ/mol} + 6556 \text{ J/mol} = (-6.01 + 6.55)\text{kJ/mol} = 0.54 \text{ kJ/mol}$$



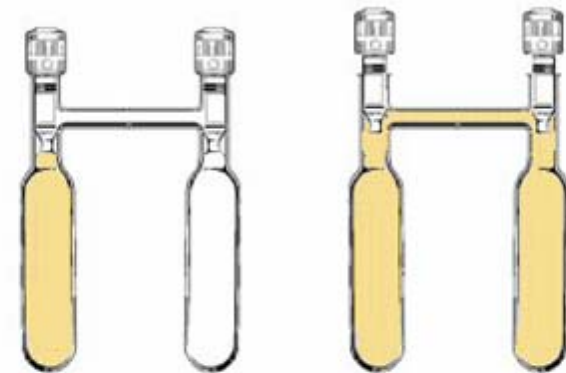
ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΕΣΩΤΕΡΙΚΗΣ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ (ΔU)

- Μεταβολή της Εσωτερικής Ενέργειας υπό Σταθερό Όγκο.
 - $q_v = \Delta U$ $V = \text{σταθερό}$, το $w = 0$, μόνο μεταφορά θερμότητας
- Μεταβολή της Εσωτερικής Ενέργειας ΔU για Αντιδράσεις υπό Σταθερή Πίεση
 - Το έργο $w = -P\Delta V$, οπότε το $q_p = \Delta U + P\Delta V$
 - $\Delta V < 0$ $w > 0$ προσφέρουμε ενέργεια στο σύστημα,
 $\Delta V > 0$ $w < 0$, εκλύεται ενέργεια από το σύστημα
- Ενθαλπία ορίζεται ως το $H = U + PV$, η μεταβολή της ενθαλπίας $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$, οπότε $q_p = \Delta H$

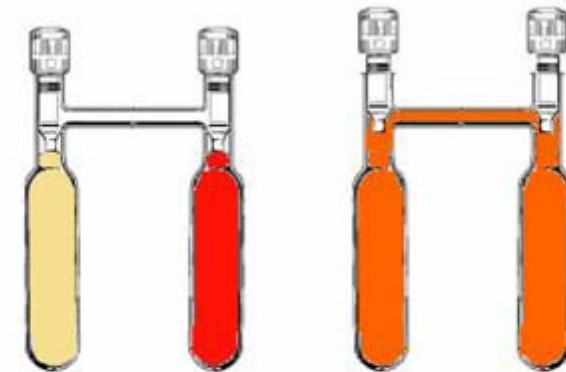


ΕΝΤΡΟΠΙΑ (S)

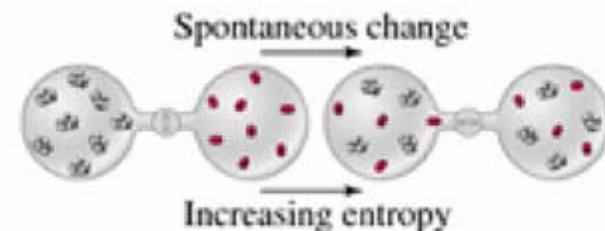
- Μερικές αντιδράσεις γίνονται αυθόρμητα ακόμα και για $\Delta H > 0$ (ενδόθερμες). Πχ η διάλυση του NH_4NO_3 σε H_2O
 - $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) \quad \Delta H^\circ = 27.4 \text{ kJ}$
- Η εξαέρωση του υγρού νερού σε ανοικτό δοχείο
 - $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = 44.0 \text{ kJ}$
- Γιατί η μεταβολή γίνεται αυθόρμητα; Τι είναι το αυθόρμητο φαινόμενο;
- Η εκτόνωση ενός ιδανικού αερίου είναι αυθόρμητη μεταβολή επειδή αυξάνεται η αταξία του συστήματος. Η συμπίεση δεν είναι αυθόρμητη.
- Η ανάμιξη δύο αερίων είναι αυθόρμητη μεταβολή. Αύξηση της αταξίας του συστήματος.
- Το ίδιο συμβαίνει και με τις παραπάνω αντιδράσεις γίνονται αυθόρμητα παρόλο που είναι ενδόθερμες λόγω της αύξησης της αταξίας
- Το μέτρο της αταξίας ενός συστήματος ονομάζεται εντροπία (S). Όσο μεγαλύτερη η αταξία τόσο μεγαλύτερη είναι η εντροπία.
- Η εντροπία ενός συστήματος δεν εξαρτάται από τον τρόπο που έφτασε σε αυτή την κατάσταση



Εκτόνωση ενός ιδανικού αερίου



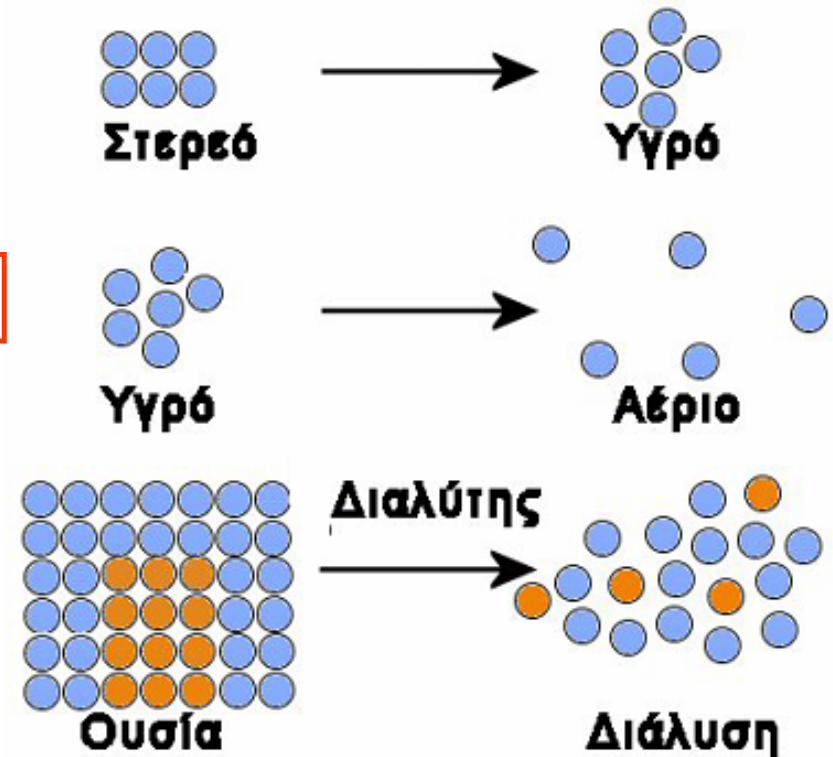
Ανάμιξη δύο αερίων

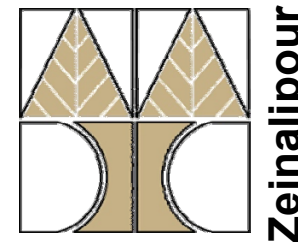




ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΕΝΤΡΟΠΙΑΣ (ΔS)

- Αύξηση εντροπίας έχουμε:
 - $S_{\text{αερίου}} \gg S_{\text{υγρού}} > S_{\text{στερεού}}$
 - κατά την διάλυση στερεών σε υγρά
 - Όταν η αντίδραση οδηγείται σε μεγαλύτερο αριθμό μορίων αερίου
 - Όταν αυξάνεται η θερμοκρασία
- $$\Delta S^{\circ}_{\text{αντίδρασης}} = \sum n S^{\circ}_{\text{προϊόντων}} - \sum m S^{\circ}_{\text{αντιδρώντων}}$$
 - Σ το άθροισμα, n , m οι στοιχειομετρικοί συντελεστές, S° η εντροπία των ουσιών σε πρότυπη κατάσταση. Το S° των στοιχείων δεν είναι 0.
- Προβλέψτε το πρόσημο της μεταβολής της εντροπίας στις παρακάτω αντιδράσεις:
 - $2\text{Cu}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CuO}(s) \Delta S < 0$
 - $2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) \Delta S < 0$
 - $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightarrow 2\text{NO}_2(g) \Delta S > 0$





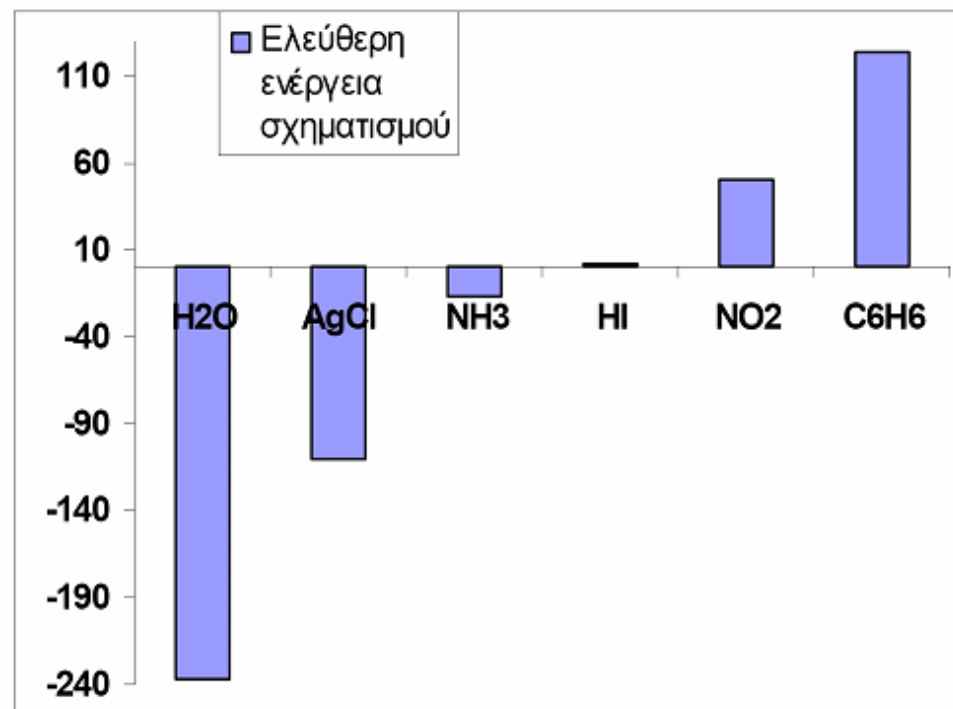
ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ ΣΤΑΘΕΡΟΤΗΤΑ

Η θερμοδυναμική σταθερότητα των ενώσεων καθορίζει κατά πόσο μια χημική ένωση έχει την τάση να διασπαστεί σε άλλα μόρια και άτομα

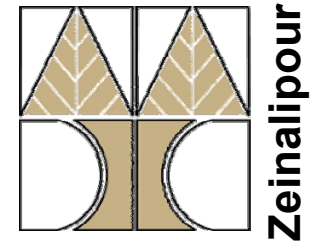
- $6\text{C}(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) \Delta\text{G}^\circ = 124\text{kJ}$
 - Το βενζόλιο είναι θερμοδυναμικά ασταθές σε κανονικές συνθήκες.
- $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) \rightarrow 6\text{C}(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \Delta\text{G}^\circ = -124\text{kJ}$
 - Ευνοείται θερμοδυναμικά η διάσπασή του άρα θερμοδυναμικά ασταθές

- $\Delta\text{G}_f^\circ > 0$ θερμοδυναμικά ασταθείς ενώσεις
- $\Delta\text{G}_f^\circ < 0$ θερμοδυναμικά σταθερές ενώσεις

- Γιατί το βενζόλιο δεν διασπάται; Διότι η αντίδραση αυτή είναι αργή και άρα το βενζόλιο είναι κινητικά σταθερό
- Το ΔG αντιπροσωπεύει το μέγιστο διαθέσιμο έργο μίας αυθόρμητης αντίδρασης. Δηλ. την ελευθερούμενη θερμότητα υπό σταθερή πίεση ΔH , και το ποσό που δεν μπορεί να μετατραπεί σε χρήσιμο έργο (TΔS)

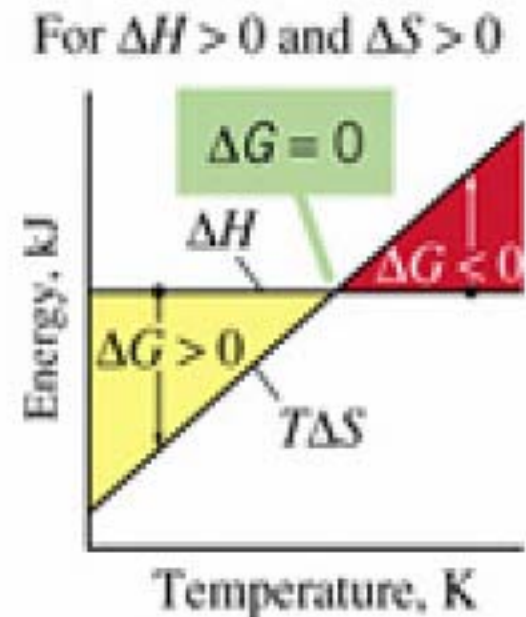


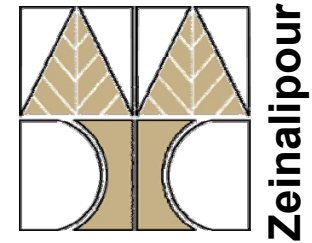
Θερμότητα η οποία δεν μπορεί να μετατραπεί σε έργο



ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΕΛΕΥΘΕΡΗΣ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ (ΔG)

- Το αν μία αντίδραση γίνεται αυθόρμητα εξαρτάται από το ΔS και το ΔH . Επίσης σε ένα μη απομονωμένο σύστημα θα εξαρτηθεί και από της μεταβολές της εντροπίας και ενθαλπίας του περιβάλλοντος.
- Ασφαλές κριτήριο για το πότε μία αντίδραση γίνεται αυθόρμητα είναι η Ελεύθερη Ενέργεια ΔG . $G=H-TS$. Η μεταβολή της ελεύθερης ενέργειας σε μία αντίδραση είναι, $\Delta G=\Delta H-T\Delta S$.
- $\Delta G < 0$ η αντίδραση γίνεται αυθόρμητα, $\Delta G > 0$ η αντίδραση δεν γίνεται αυθόρμητα, $\Delta G = 0$ η αντίδραση είναι σε κατάσταση ισορροπίας.
- $\Delta H < 0$ και $\Delta S > 0$ τότε $\Delta G < 0$, $\Delta H > 0$ και $\Delta S < 0$ τότε $\Delta G > 0$, όταν ΔH και ΔS έχουν το ίδιο πρόσημο τότε η θερμοκρασία T παίζει σημαντικό ρόλο
 - Σε ενδόθερμες αντιδράσεις $\Delta H > 0$ και $\Delta S > 0$ $\Delta G < 0$ σε υψηλές θερμοκρασίες
 - Σε εξόθερμες αντιδράσεις $\Delta H < 0$ και $\Delta S < 0$ $\Delta G < 0$ σε χαμηλές θερμοκρασίες

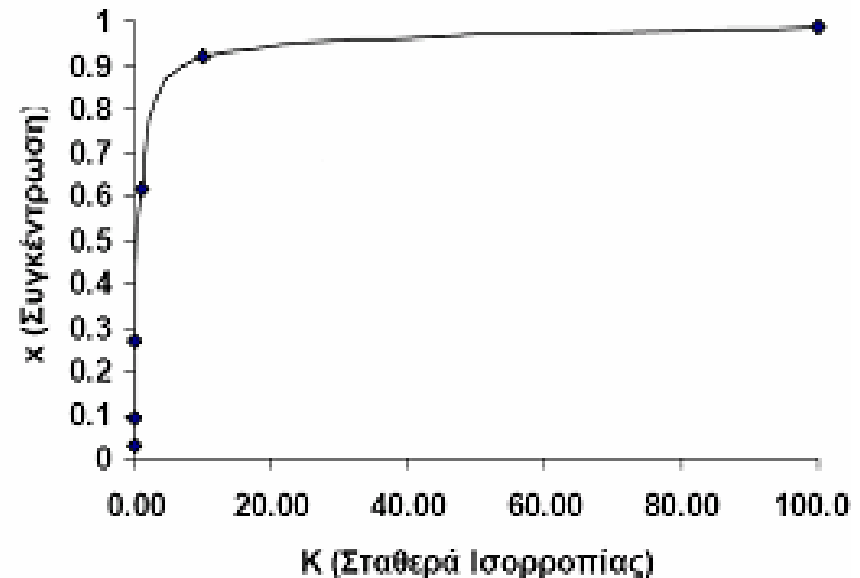




ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΕΛΕΥΘΕΡΗΣ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ (ΔG)

- Η ελεύθερη ενέργεια του χημικού συστήματος συσχετίζεται με τη σύσταση του αντιδρώντος μίγματος με βάση τη σχέση: $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$, όπου Q το πηλίκο της αντίδρασης εκφρασμένο σε μερικές πιέσεις (atm , Q_p) ή μοριακές συγκεντρώσεις (mol L^{-1} , Q_c), ΔG° η διαφορά της ελεύθερης ενέργειας μεταξύ προϊόντων και αντιδρώντων σε πρότυπες καταστάσεις, πχ $c=1\text{M}$, ΔG η διαφορά της ελεύθερης ενέργειας μεταξύ προϊόντων και αντιδρώντων σε συγκεντρώσεις που αναφέρονται στο συγκεκριμένο σημείο.
- Οι περισσότερες χημικές αντιδράσεις οδηγούν σε χημική ισορροπία στην οποία το $Q=K$ και το $\Delta G=0$. Τότε $\Delta G^\circ = -RT \ln K$
- $\Delta G^\circ < 0$ τότε $K > 1$ η αντίδραση πηγαίνει προς τα δεξιά, $\Delta G^\circ > 0$ $K < 1$ η αντίδραση πηγαίνει προς τα αριστερά
- $nA + mB \rightleftharpoons x\Gamma + y\Delta$

$$K = \frac{[\Gamma]^x [\Delta]^y}{[A]^n [B]^m}$$



$$K = \frac{[A^-][H^+]}{[AH]}$$

$$C = 1 \text{ M}, K = \frac{x \cdot x}{(C-x)} = \frac{x^2}{C-x}$$

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

188. Να υπολογιστεί η τιμή ΔH° της αντίδρασης: $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$.

Δίνονται οι τιμές ΔH_f° , των ενώσεων, που παίρνουν μέρος στην αντίδραση,

$CO(g)$: $-110,5 \text{ kJ mol}^{-1}$, $CO_2(g)$: $-393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

Λύση:

$$\Delta H^\circ_{\text{αντίδρασης}} = 2 \times \Delta H^\circ_{CO_2} - 2 \times \Delta H^\circ_{CO} - \Delta H^\circ_{O_2}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{αντίδρασης}} = 2 \times (-393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - 2 \times (-110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - 0$$

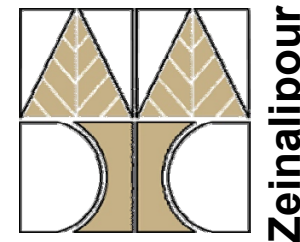
$$\Delta H^\circ_{\text{αντίδρασης}} = (-787,0 + 221,0) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

193. Να αντιστοιχίσετε τις ποσότητες των ουσιών της πρώτης στήλης με τις πρότυπες εντροπίες της δεύτερης στήλης.

Ποσότητα	S°
2 mol $Cl_{2(g)}$	5,7 J K ⁻¹
1 mol $H_2O_{(l)}$	223 J K ⁻¹
1 mol $C_{(s)}$	446 J K ⁻¹
1 mol $Cl_{2(g)}$	70 J K ⁻¹

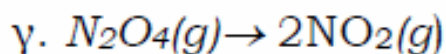
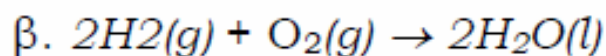
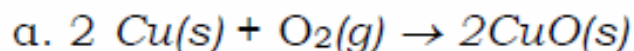
Μπορούμε να προβλέψουμε τη μεταβολή της εντροπίας ενός συστήματος

λαμβάνοντας υπόψη: $S_{\text{αερίου}} \gg S_{\text{υγρού}} > S_{\text{στερεού}}$



ΑΣΚΗΣΕΙΣ

194. Να προβλέψετε το πρόσημο της μεταβολής της εντροπίας, ΔS° , στις παρακάτω αντιδράσεις:



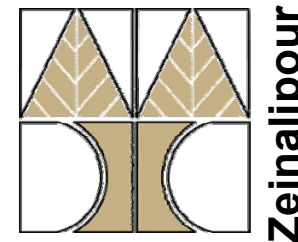
Λύση:

α. Τα 2 mol CuO που είναι στερεό έχουν πολύ μικρότερη εντροπία από 1 mol αερίου O_2 και 2 mol στερεού Cu. Άρα $S^\circ_{\text{προϊόντων}} < S^\circ_{\text{αντιδράσεων}}$ και

$$\Delta S^\circ = S^\circ_{\text{προϊόντων}} - S^\circ_{\text{αντιδρώντων}} < 0$$

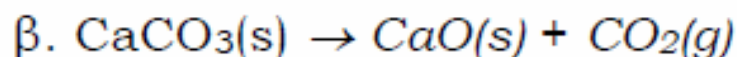
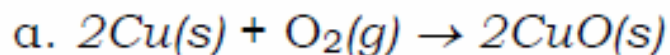
β. Εδώ έχουμε μεγάλη ελάττωση της εντροπίας, καθώς 3 mol αερίων δίνουν 2 mol υγρού. Άρα $\Delta S^\circ < 0$.

γ. 1 mol αερίου δίνουν 2 mol αερίων, οπότε η εντροπία αυξάνεται Δηλαδή, $\Delta S^\circ > 0$.



ΑΣΚΗΣΕΙΣ

197. Να βρεθούν οι τιμές ΔS° των αντιδράσεων, με βάση πίνακα τιμών S° :



Λύση:

α. $\Delta S^\circ = 2 \cdot S^\circ_{\text{CuO}} - 2 \cdot S^\circ_{\text{Cu}} - S^\circ_{\text{O}_2}$

$$\Delta S^\circ = 2 \times (43,5 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) - 2 \times (33,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) - 1 \times (204,9 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\Delta S^\circ = -184,5 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

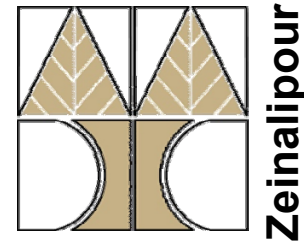
β. $\Delta S^\circ = S^\circ_{\text{CuO}} + S^\circ_{\text{CO}_2} - S^\circ_{\text{CaCO}_3}$

$$\Delta S^\circ = 1 \times (3801 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) + 1 \times (213,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) - 1 \times (92,9 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\Delta S^\circ = 158,9 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Εισαγωγή στη Χημεία για Βιολόγους και Φυσικούς

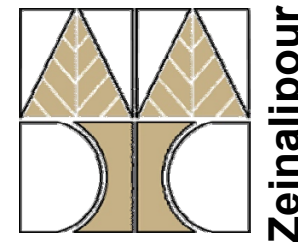
ΑΣΚΗΣΕΙΣ ΦΡΟΝΤΙΣΤΗΡΙΟΥ



ΑΣΚΗΣΕΙΣ 170-217

Το σετ ασκήσεων μαζί με τις λύσεις για το μάθημα μπορείτε να το «κατεβάσετε» από την ιστοσελίδα του μαθήματος:

<http://www.ucy.ac.cy/~zeinalip/courses/chem021/index.html>



ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ ΔΙΑΦΑΝΕΙΩΝ

1. **Γενική Χημεία**, Darell D. Ebbin and Steven D. Gammon, 6^η έκδοση, Μεταφρασμένο στα Ελληνικά από τον Καθηγητή Νικόλαο Κλούρα, Εκδόσεις Τραυλός, **1999**.
2. **Εφαρμοσμένη Ανόργανη Χημεία**, Στυλιανός Λιοδάκης, Επιστημονικές εκδόσεις Παρισιανού Α.Ε., **2003**.
3. **Αρχές Χημείας**, Νικόλαου Δ. Χατζηλιάδη, 1992, Μακεδονικές εκδόσεις, Εκδόσεις 'ΙΩΝ', **1992**.
4. **Chemistry, *The Molecular Nature of Matter and Change***, Martin S. Silberberg, 3rd edition, Mc Graw Hill, **2003**.
5. **General Chemistry, *The Essential Concepts***, Raymond Chang, Annotated Instructor's Edition, 4th edition, Mc Graw Hill, **2006**.
6. **Introductory Chemistry**, Steve Russo and Mike Silver, 3rd edition, Pearson, **2007**.
7. **General, Organic and Biological Chemistry, *Structures of Life***, Karen C. Timberlake, Platinum edition, Pearson, **2004**.
8. **Chemistry, *Matter and Its Changes***, James E. Brady and Fred Senese, 4th edition, Wiley, **2004**.
9. **The Practice of Chemistry**, Donald J. Wink, Sharon Fetzer-Gislason, Sheila D. McNicholas, W.H. Freeman and Company, **2004**.
10. **Chemistry in your Life**, Colin Baird, 2nd edition, W.H. Freeman and Company, **2006**.
11. **Physical Chemistry for the Life Sciences**, Peter Atkins and Julio de Paula, Oxford University Press and W.H. Freeman and Company, **2006**.
12. **General Chemistry**, Linus Pauling, Dover Publications Inc., **1970**.