

Άσκηση 17.32

(α) Υπολογίστε τη διαλυτότητα (σε γραμμάρια ανά λίτρο) του χρωμικού μολύβδου (II) σε νερό στους 25°C.

(β) Πόση είναι η διαλυτότητα (σε γραμμάρια ανά λίτρο) του χρωμικού μολύβδου (II) σε χρωμικό κάλιο 0,15 M στους 25°C;

ΛΥΣΗ



⇒ αν s η γραμμομοριακή διαλυτότητα του PbCrO_4

⇒ $[\text{Pb}^{2+}] = s$ και $[\text{CrO}_4^{2-}] = s \Rightarrow (s)(s) = s^2 = 1,8 \times 10^{-14}$

⇒ $s = \sqrt{K_{sp}} \Rightarrow s = 1,3 \times 10^{-7} \text{ M}$ Και επειδή $M_{\text{PbCrO}_4} = 323,2 \text{ g/mol}$

$$s = 1,3 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \times 323,2 \text{ g/mol} \Rightarrow s = 4,2 \times 10^{-5} \text{ g/L}$$

(β) Καταστρώνουμε τον πίνακα με τις συγκεντρώσεις:

<u>Συγκεντρώσεις (M)</u>	$\text{PbCrO}_4(s)$	\rightleftharpoons	$\text{Pb}^{2+}(aq)$	$+$	$\text{CrO}_4^{2-}(aq)$
Αρχικές			0		0,15
Μεταβολές			+x		+x
Ισορροπία			x		0,15 + x

$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}] \Rightarrow (x)(0,15 + x) = 1,8 \times 10^{-14} \Rightarrow x = 1,2 \times 10^{-13} \text{ ή}$$

$$s = 3,9 \times 10^{-11} \text{ g/L}$$

Άσκηση 17.44

Προστέθηκαν 65,0 mL διαλύματος $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ συγκέντρωσης $1,0 \times 10^{-2} \text{ M}$ σε ποτήρι που περιείχε 45,0 mL διαλύματος χλωριδίου του καλίου συγκέντρωσης $3,5 \times 10^{-2} \text{ M}$. Θα περιμένατε να καταπέσει ίζημα;

ΛΥΣΗ



Στο νέο διάλυμα όγκου $65,0 \text{ mL} + 45,0 \text{ mL} = 110 \text{ mL}$ είναι:

$$[\text{Pb}^{2+}] = 5,909 \times 10^{-3} \text{ M} \text{ και } [\text{Cl}^{-}] = 1,432 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Για να σχηματισθεί ίζημα πρέπει:

$$Q_c > K_{sp} \text{ ή}$$

$$[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^{-}]^2 > K_{sp} \text{ ή}$$

$$(5,909 \times 10^{-3} \text{ M})(1,432 \times 10^{-3} \text{ M})^2 > K_{sp} \text{ με } K_{sp} = 1,6 \times 10^{-5}, \text{ αλλά επειδή}$$

$$Q_c = 1,2 \times 10^{-6} < 1,6 \times 10^{-5}$$

Δεν περιμένουμε να καταπέσει ίζημα PbCl_2

Άσκηση

Πόση είναι η γραμμομοριακή διαλυτότητα του AgBr σε Na₂S₂O₃ 1,0 M; Το ιόν του αργύρου σχηματίζει το σύμπλοκο ιόν [Ag(S₂O₃)₂]³⁻.

ΛΥΣΗ

Προσθέτουμε τις ισορροπίες διαλυτότητας και συμπλόκου ιόντος για να έχουμε την αντίδραση διάλυσης του AgBr και υπολογίζουμε την K_c από το γινόμενο των K_{sp} και K_f (από Πίνακες του βιβλίου) :

$$K_c = K_f K_{sp} = (2,9 \times 10^{13})(5 \times 10^{-13}) = \underline{14,5}$$

Καταστρώνουμε το συνηθισμένο πίνακα με τις συγκεντρώσεις. Η αρχική συγκέντρωση της S₂O₃²⁻ είναι 1,0 M, ενώ η άγνωστη συγκέντρωση του [Ag(S₂O₃)₂]³⁻ τίθεται ίση με x.

<u>Συγκεντρ. (M)</u>	AgBr(s) + 2S₂O₃²⁻ (aq) ⇌ [Ag(S₂O₃)₂]³⁻ (aq) + Br¹⁻ (aq)		
Αρχικές	1,0	0	0
Μεταβολές	-2x	+x	+x
Ισορροπία	1,0 - 2x	x	x

Αντικαθιστούμε στην εξίσωση της σταθεράς ισορροπίας K_c και λύνουμε ως προς x:

$$\text{γραμμομοριακή διαλυτότητα AgBr} = x = \underline{0,44 \text{ M}}$$

14. ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ ΚΑΙ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- Πρώτος νόμος της θερμοδυναμικής-Ενθαλπία
- Εντροπία και ο δεύτερος νόμος της θερμοδυναμικής
- Πρότυπες εντροπίες και ο τρίτος νόμος της θερμοδυναμικής
- Ελεύθερη ενέργεια και αυθόρμητες αντιδράσεις
- Ερμηνεία της ελεύθερης ενέργειας
- Σχέση της ΔG° με τη σταθερά ισορροπίας
- Μεταβολή ελεύθερης ενέργειας με τη θερμοκρασία

ΙΣΤΟΡΙΚΑ

ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ (=δυναμική της θερμότητας): μελέτη της σχέσης μεταξύ θερμότητας και άλλων μορφών ενέργειας που εμπλέκονται σε όλα τα είδη φυσικών διεργασιών (Περιγράφεται επί τη βάσει τριών νόμων).

CARNOT (1824): Απόδοση θερμικών μηχανών (εισαγωγή του όρου Αντιστρεπτή Μεταβολή)



CLAPEYRON (1834):

Επέκταση ιδεών CARNOT και διαμόρφωση αυτών με χρήση διαφορικού λογισμού

B. Clapeyron (1799-1864)

Γάλλος μηχανικός και φυσικός



S. Carnot (1796-1832)
Γάλλος μηχανικός

HELMHOLTZ, MAYER, JOULE: Αποσαφήνιση, γενίκευση έννοιας ενέργειας - Διατύπωση πρώτου νόμου Θερμοδυναμικής

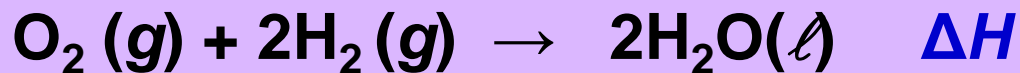
CLAUSIUS: Αναμόρφωση άλλης έννοιας CARNOT στην έννοια της Εντροπίας

ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ

ΧΗΜΙΚΗ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ: εφαρμογή των τριών αρχών (νόμων) της Θερμοδυναμικής σε χημικές μεταβολές

☞ Χωρίς ανάγκη γνώσης της δομής των ουσιών (ατομική ή μοριακή σύσταση ύλης), καταλήγει σε πλήθος σχέσεων και με τη βοήθεια αυτών γίνεται πρόβλεψη **αυθόρμητης** πραγματοποίησης, κατεύθυνσης και μέγιστης απόδοσης χημικής αντίδρασης σε δεδομένες συνθήκες

☞ Δεν αναφέρεται καθόλου σε ταχύτητα ή μηχανισμό αυθόρμητης αντίδρασης! Π.χ.



Πρώτος νόμος της θερμοδυναμικής - Ενθαλπία

Για τη μαθηματική διατύπωση του **Πρώτου Νόμου της Θερμοδυναμικής** πρέπει να ορισθεί ακριβώς η **Εσωτερική Ενέργεια Συστήματος**:

⇒ Εσωτερική ενέργεια συστήματος (U): άθροισμα κινητικής και δυναμικής ενέργειας των σωματιδίων της ύλης, που απαρτίζουν το σύστημα (σταθερή)

⇒ Η εσωτερική ενέργεια, U , είναι μια καταστατική συνάρτηση:

Δεν μπορεί να υπολογισθεί η πραγματική τιμή της U αλλά μόνο η μεταβολή:

$$\Delta U = U_f - U_i$$

⇒ Καταστατική συνάρτηση: ιδιότητα συστήματος εξαρτώμενη μόνο από την παρούσα κατάσταση αυτού (καθοριζόμενη από θερμοκρασία και πίεση) και ανεξάρτητη από κάθε προηγούμενο ιστορικό του συστήματος.

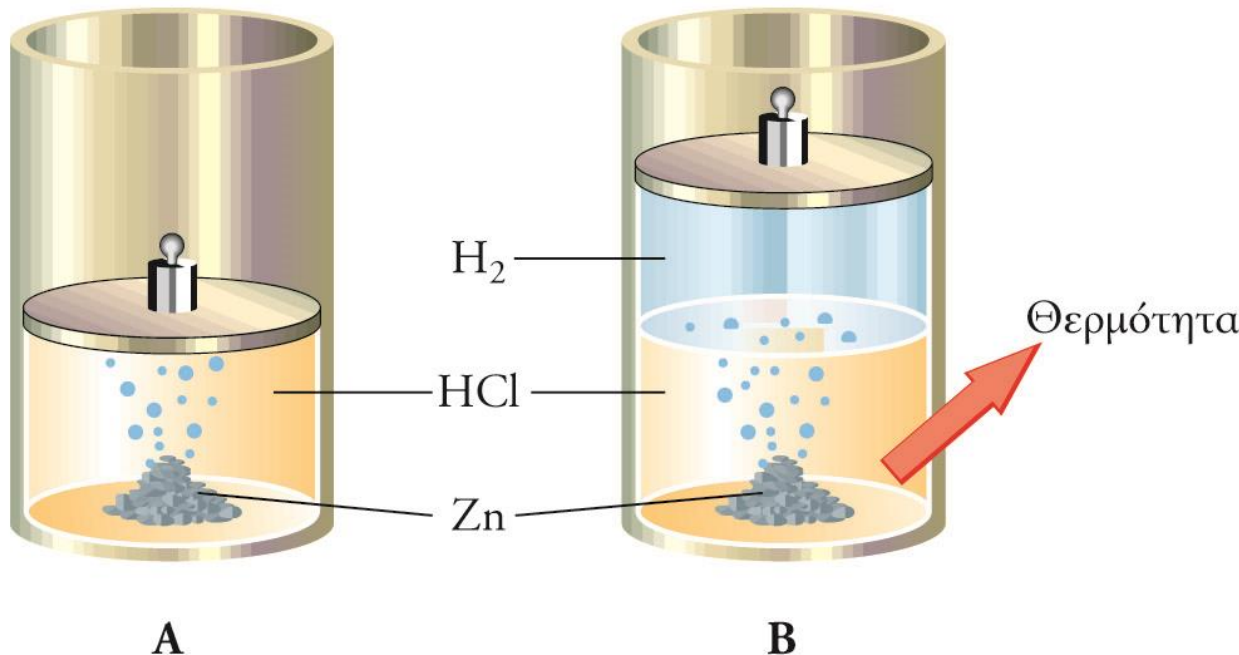
Οι μεταβολές μετρώνται προσδιορίζοντας ανταλλαγές ενέργειας μεταξύ συστήματος-περιβάλλοντος:

$$\Delta U = q + w$$

Ο πρώτος νόμος της θερμοδυναμικής:
η μεταβολή της εσωτερικής ενέργειας ενός
συστήματος, ΔU , ισούται με $q + w$

Στις συνηθισμένες χημικές αντιδράσεις το έργο εμφανίζεται
σαν συνέπεια μεταβολής πίεσεως όγκου: $w = -P\Delta V$

Οπότε: $\Delta U = q_p - P\Delta V$



A. Έναρξη
αντίδρασης.
Έμβολο και βάρος
προκαλούν $p=1\text{atm}$

B. Το παραγόμενο
 $\text{H}_2(\text{g})$ αυξάνει τον
όγκο του
συστήματος, οπότε
παράγεται έργο
πάνω στο έμβολο
και το βάρος που
ανυψώνονται



Ενθαλπία και μεταβολή ενθαλπίας

Σε χημική αντίδραση υπό σταθερή πίεση (συνήθως ατμοσφαιρική) σαν ενθαλπία ορίζεται η θερμοδυναμική συνάρτηση:

$$H = U + PV$$

(καταστατική συνάρτηση)

Για μια χημική αντίδραση, αν είναι γνωστές οι ενθαλπίες των ουσιών, υπολογίζεται η μεταβολή ενθαλπίας αυτής:

$$\Delta H = H_f - H_i$$

Οπότε: $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$ ή $\Delta H = (q_p - P\Delta V) + P\Delta V = q_p$

Στην πράξη μετρώνται ορισμένες θερμότητες αντίδρασης και χρησιμοποιούνται για υπολογισμό ενθαλπιών σχηματισμού, ΔH_f° (σε kJ/mol), (τιμή ΔH της αντίδρασης, όπου 1 mol ουσίας σχηματίζεται από τα στοιχεία της σε πρότυπη κατάσταση). Συμβατικά ΔH_f° στοιχείου = 0

Η ΔH° (σε 1 atm , 25°C , διαλύματα 1 M) για μια αντίδραση είναι:

$$\Delta H^\circ = \sum n\Delta H_f^\circ (\text{προϊόντα}) - \sum m\Delta H_f^\circ (\text{αντιδρώντα})$$

ΑΥΘΟΡΜΗΤΕΣ ΔΙΕΡΓΑΣΙΕΣ ΚΑΙ ΕΝΤΡΟΠΙΑ

Γιατί χημική αντίδραση οδεύει «αυθόρμητα» προς ορισμένη κατεύθυνση;

- ❖ Αυθόρμητη διεργασία: φυσική ή χημική μεταβολή που λαμβάνει χώρα «από μόνη της»
- ❖ Εντροπία (S): Θερμοδυναμική ποσότητα που αποτελεί μέτρο της αταξίας σε ένα σύστημα (ισχύει: $\Delta S = S_f - S_i$)
(καταστατική συνάρτηση)

Π.χ. αύξηση εντροπίας νερού κατά την τήξη: $\text{H}_2\text{O}(s) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$ $\Delta S = 22 \text{ J/k}$

Ορίζεται: $\Delta S = q_{\text{αντ}} / T$

Που ισχύει για μια **αντιστρεπτή** πορεία, όπου $q = q_{\text{αντ}}$ (θερμότητα προσφερομένη αντιστρεπτά)

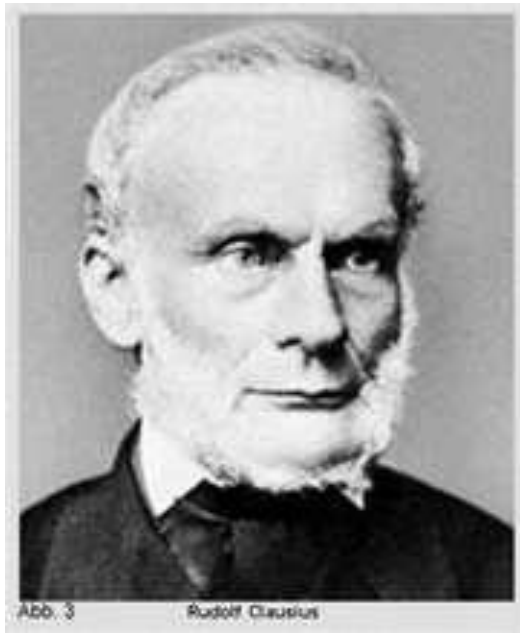
Πορεία της οποίας την κατεύθυνση αντιστρέφουμε προκαλώντας **απειροελάχιστη** μεταβολή στο περιβάλλον.

Ο δεύτερος νόμος της θερμοδυναμικής:
Η ολική εντροπία ενός συστήματος και του περιβάλλοντός του πάντοτε αυξάνεται για μια αυθόρμητη διαδικασία

$$\Delta S_{\text{ολ}} = \Delta S_{\text{συμπ}} = \Delta S_{\text{συστ}} + \Delta S_{\text{περ}} > 0$$

$$\Delta S_{ολ} = \Delta S_{συμπ} = \Delta S_{συστ} + \Delta S_{περ} > 0$$

Δηλαδή ο δεύτερος νόμος της θερμοδυναμικής διατυπώνεται:
Όλες οι αυθόρμητες ή φυσικές μεταβολές οδηγούν σε αύξηση της εντροπίας του σύμπαντος



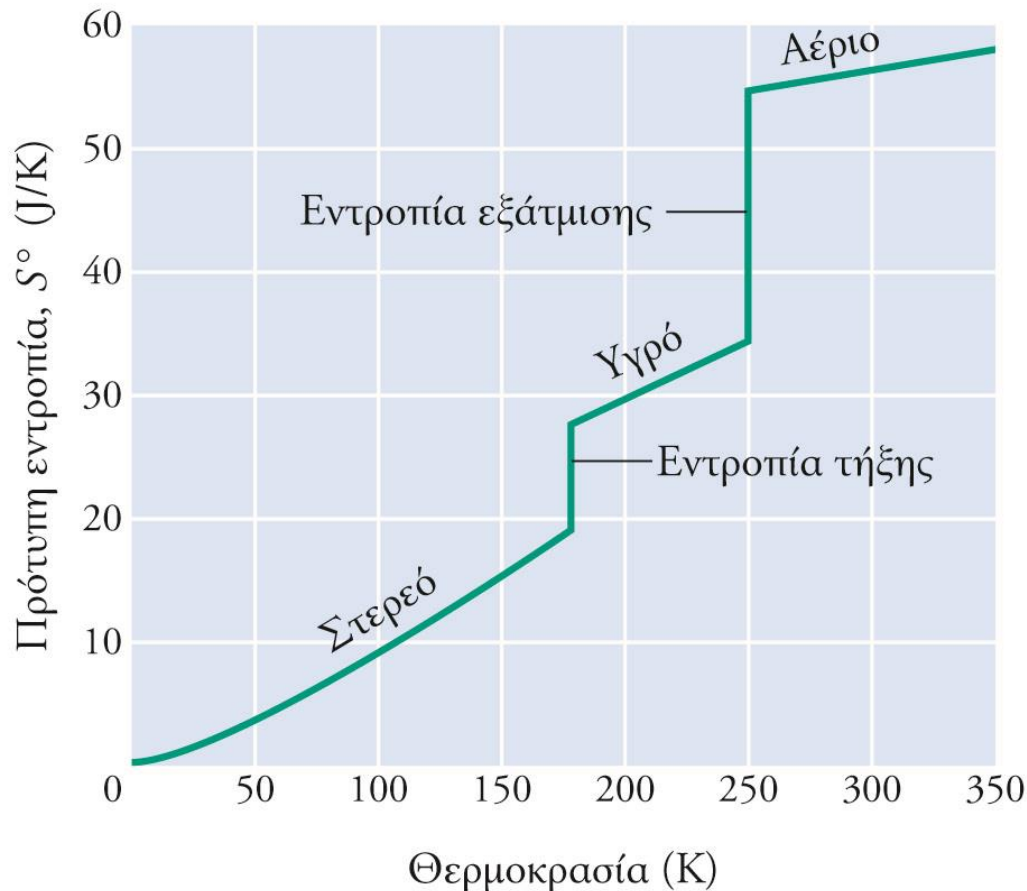
Rudolf Clausius:
Γερμανός φυσικός
και μαθηματικός
(1822-1888)

Rudolf Clausius: Η ενέργεια του σύμπαντος είναι σταθερή, όμως η εντροπία του σύμπαντος τείνει προς ένα μέγιστο

- Αν μια μεταβολή οδηγεί σε $\Delta S_{ολ}$ θετικό τότε είναι αυθόρμητη.
- Αν μια μεταβολή οδηγεί σε $\Delta S_{ολ}$ αρνητικό είναι μη αυθόρμητη

ΠΡΟΤΥΠΕΣ ΕΝΤΡΟΠΙΕΣ ΚΑΙ Ο ΤΡΙΤΟΣ ΝΟΜΟΣ ΤΗΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗΣ

Ο πειραμ. προσδιορισμός της εντροπίας ουσίας γίνεται με εύρεση της θερμοχωρητικότητας της σε διάφορες θερμοκρασίες



Πρότυπη εντροπία μεθυλοχλωριδίου, CH_3Cl , σε διάφορες θερμοκρασίες (κατά προσέγγιση). Παρατηρείται απότομη αύξηση της εντροπίας σε κάθε μετατροπή φάσης.

Ο τρίτος νόμος της θερμοδυναμικής ορίζει:
Ουσία που είναι τέλεια κρυσταλλική σε θερμοκρασία 0 K έχει εντροπία ίση με μηδέν (W. Nernst 1906)

Πρότυπη ή απόλυτη εντροπία, S° [σε J/(mol.K)], ουσίας ή ιόντος: τιμή της εντροπίας για την πρότυπη κατάσταση του χημικού είδους

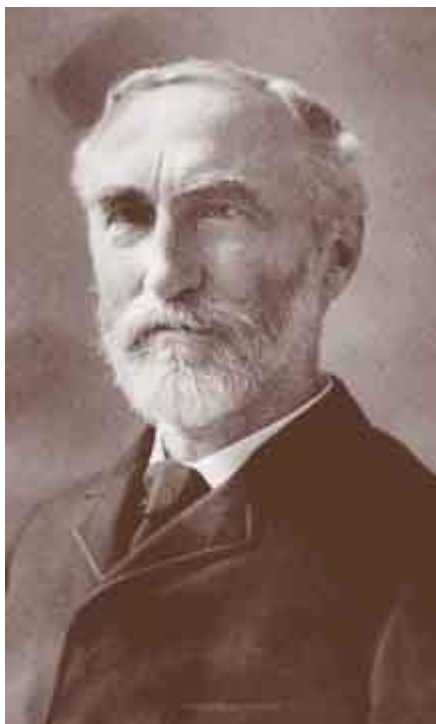
★ Η απόλυτη εντροπία ενός στοιχείου δεν ισούται με μηδέν και η απόλυτη εντροπία μιας ενώσεως δεν ισοδυναμεί με τη μεταβολή της εντροπίας όταν η ένωση σχηματίζεται από τα συστατικά της στοιχεία!

Η ΔS° (σε 1atm, 25 °C, διαλύματα 1 M) για μια αντίδραση είναι:

$$\Delta S^\circ = \sum nS^\circ (\text{προϊόντων}) - \sum nS^\circ (\text{αντιδρώντων})$$

ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ GIBBS

Αν ΔH μεταβολή ενθαλπίας αντίδρασης υπό σταθερή πίεση και θερμοκρασία τότε αποδεικνύεται: $\Delta S_{\text{περ}} = -\Delta H/T$



J. Willard Gibbs
Αμερικανός
θεωρητικός
φυσικός
(1839-1903)

Επειδή $\Delta S_{\text{ολ}} = \Delta S_{\text{συστ}} + \Delta S_{\text{περ}}$ είναι:

$$\Delta S_{\text{ολ}} = \Delta S - \Delta H/T \quad \text{ή}$$

$$T\Delta S_{\text{ολ}} = T\Delta S - \Delta H \quad \text{ή}$$

$$-T\Delta S_{\text{ολ}} = \Delta H - T\Delta S$$

Η ελεύθερη ενέργεια Gibbs, G , ορίζεται από την εξίσωση: $G = H - TS$

(καταστατική συνάρτηση)

Για αντίδραση σε σταθερή θερμοκρασία και πίεση μεταβάλλονται η ενθαλπία και η εντροπία, οπότε:

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

$$\text{ή } \Delta G = -T\Delta S_{\text{ολ}}$$

Πρότυπη ελεύθερη ενέργεια σχηματισμού, ΔG_f° (σε kJ/mol), μιας ουσίας: τιμή του ΔG της αντίδρασης, όπου **1 mol ουσίας** σχηματίζεται από **τα στοιχεία της** στις πρότυπες καταστάσεις **ΤΟΥΣ** **Άρα:** Πρότυπη ενέργεια σχηματισμού στοιχείων=0

Η ΔG° (σε 1 atm , 25°C , διαλύματα 1 M) για μια αντίδραση είναι:

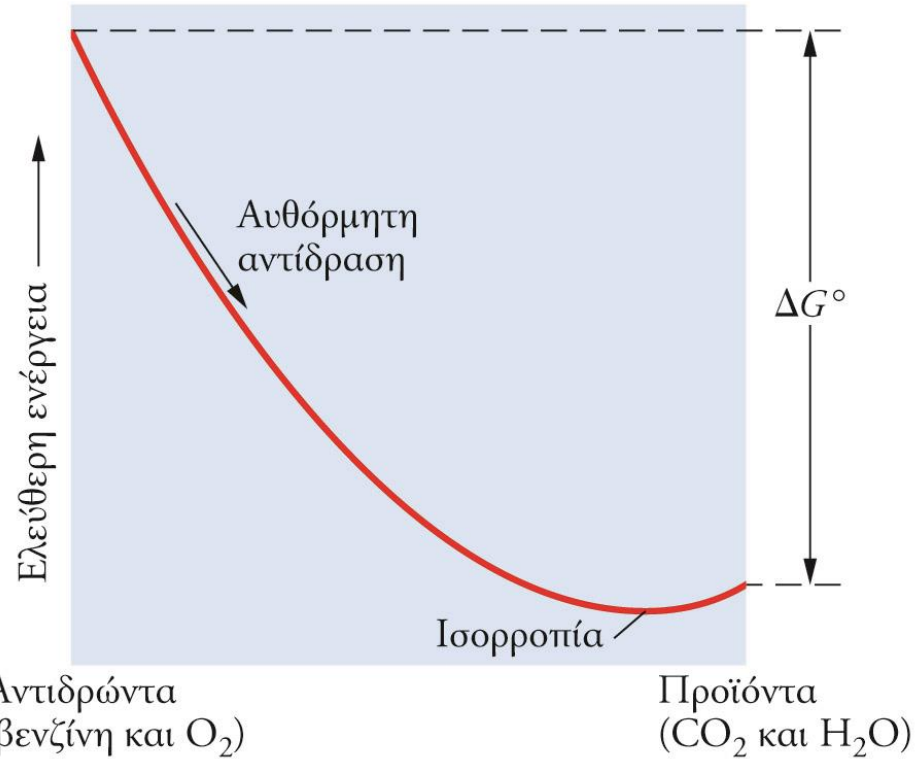
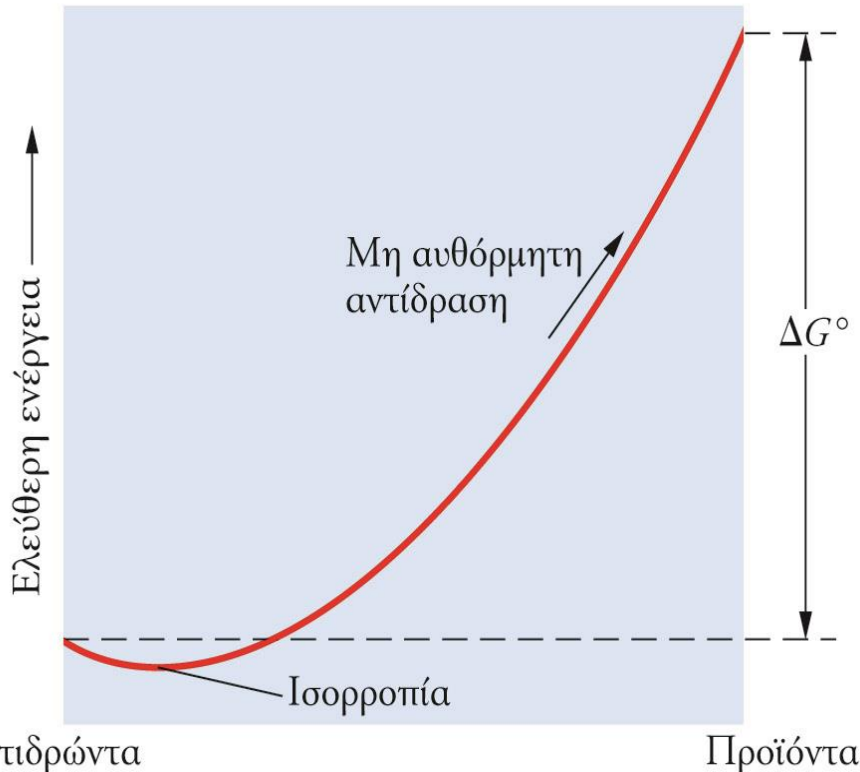
$$\Delta G^\circ = \sum n\Delta G_f^\circ(\text{προϊόντων}) - \sum n\Delta G_f^\circ(\text{αντιδρώντων})$$

★ Τελικό κριτήριο για αυθόρμητες αντιδράσεις

- Αν ΔG° έχει μεγάλη αρνητική τιμή (πιο αρνητική από -10 kJ) η αντίδραση είναι αυθόρμητη όπως είναι γραμμένη
- Αν ΔG° έχει μεγάλη θετική τιμή (μεγαλύτερη από 10 kJ) η αντίδραση δεν είναι αυθόρμητη όπως είναι γραμμένη
- Αν ΔG° έχει μικρή αρνητική ή θετική τιμή (μικρότερη από 10 kJ) η αντίδραση δίνει μίγμα ισορροπίας

Ερμηνεία της ελεύθερης ενέργειας

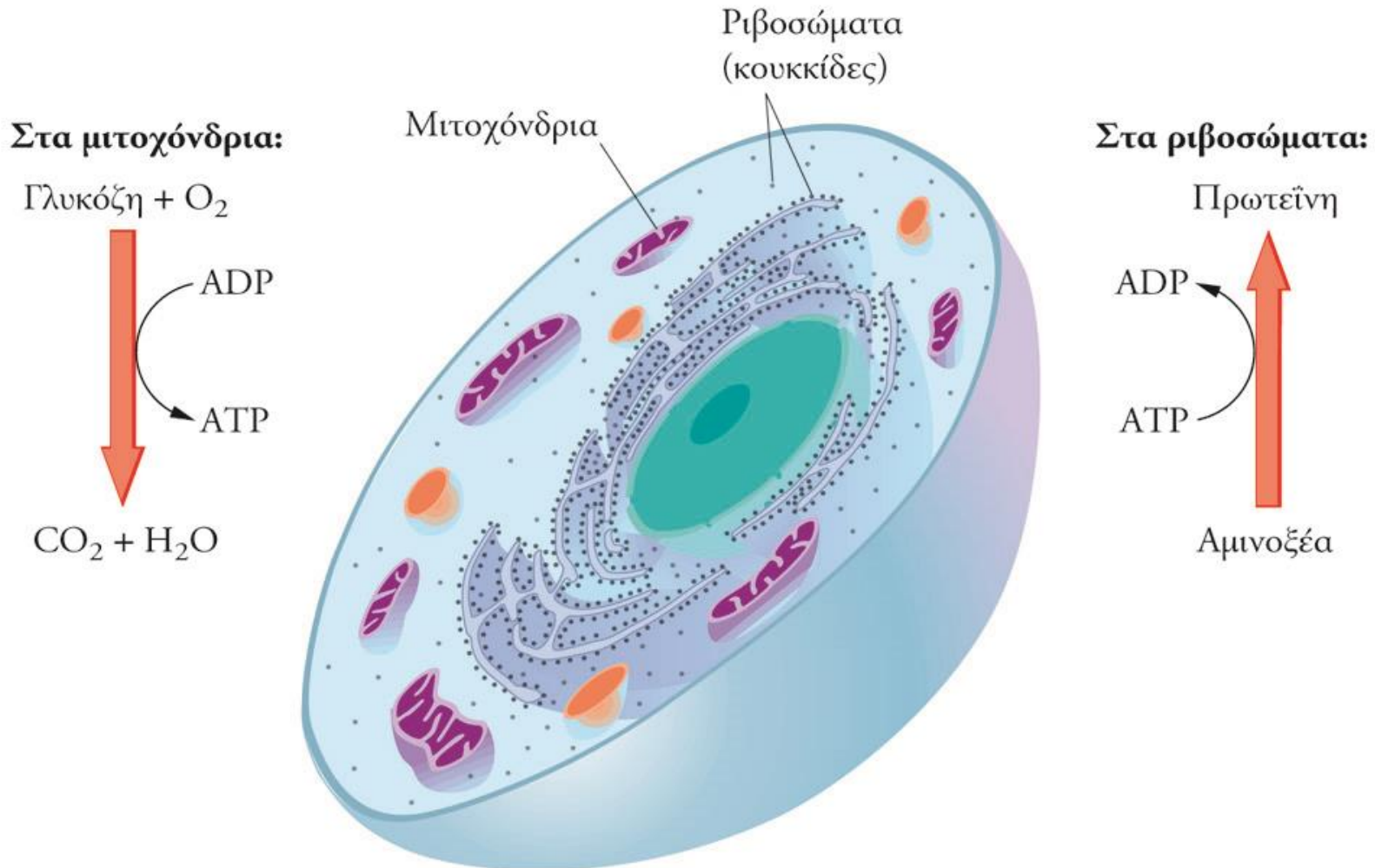
➤ Αποδεικνύεται ότι καθώς μια **αυθόρμητη αντίδραση** πραγματοποιείται, η μεταβολή της ελεύθερης ενέργειας της είναι η μέγιστη ενέργεια που διατίθεται (ή είναι ελεύθερη) για την παραγωγή ωφέλιμου έργου: $w_{max} = \Delta G$



Μεταβολή ελεύθερης ενέργειας στη διάρκεια μιας αυθόρμητης αντίδρασης (καύση βενζίνης)

Μεταβολή ελεύθερης ενέργειας στη διάρκεια μιας μη αυθόρμητης αντίδρασης

Σύζευξη αντιδράσεων σε ένα βιολογικό κύτταρο: Στα μιτοχόνδρια ενέργεια λαμβάνεται από την τροφή (γλυκόζη) και συντίθεται ATP. Στα ριβοσώματα γίνεται σύνθεση πρωτεϊνών από αμινοξέα (μη αυθόρμητη αντίδραση) χρησιμοποιώντας ενέργεια από την (αυθόρμητη) αντίδραση: $ATP + H_2O \xrightarrow{\text{ένζυμο}} ADP + PO_4^{3-}, \Delta G^\circ = -31\text{kJ}$



ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΚΑΙ ΣΤΑΘΕΡΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ

Θερμοδυναμική σταθερά ισορροπίας: η K , όπου όλες οι $C_{\text{αερίων}}$ εκφράζονται σε μερικές πιέσεις (atm) και όλες οι $C_{\text{διαλυμάτων}}$ σε molarity.

Οπότε: Σε αντιδράσεις διαλυμένων σε υγρό ουσιών $K \equiv K_c$
Σε αντιδράσεις που εμπεριέχουν μόνο αέρια $K \equiv K_p$

Ισχύει: $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$,

όπου: Q = θερμοδυναμική έκφραση του πηλίκου αντίδρασης

Στη θέση ισορροπίας $\Delta G = 0$ και $Q = K$ οπότε:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \quad \text{ή} \quad \Delta G^\circ = -2,303RT \log K$$

Άσκηση 18.10

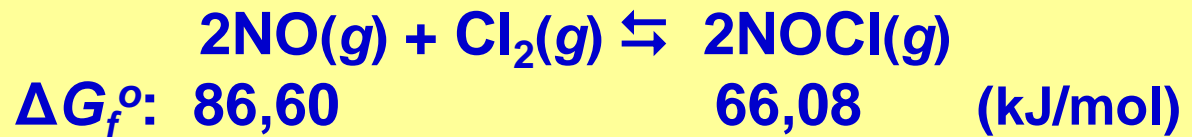
Υπολογισμός της K από τη μεταβολή της πρότυπης ελεύθερης ενέργειας (μοριακή εξίσωση)

Να βρείτε τη σταθερά ισορροπίας K_p στους $25\text{ }^\circ\text{C}$ για την αντίδραση



ΛΥΣΗ

Πρώτα υπολογίζεται η ΔG° χρησιμοποιώντας τιμές ΔG_f° από τον σχετικό πίνακα:



Αντικαθιστώντας στον τύπο: $\Delta G^\circ = \sum n\Delta G_f^\circ(\text{προϊόντων}) - \sum n\Delta G_f^\circ(\text{αντιδρώντων})$

$$\Delta G^\circ = [2(66,08) - 2(86,60)] \text{ kJ} = -41,04 \text{ kJ}$$

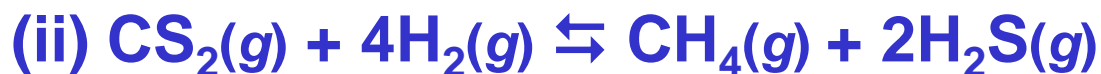
Από την εξίσωση: $\Delta G^\circ = -2,303RT \log K$ και επειδή $K = K_p$

$$\log K_p = \frac{\Delta G^\circ}{-2,303RT} = \frac{-41,04 \text{ kJ}}{(-2,303)(0,008314 \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298 \text{ K})} = 7,193$$

$$\Rightarrow K_p = 1,585 \times 10^7$$

Άσκηση

(α) Για καθεμία από τις παρακάτω αντιδράσεις να γραφεί η έκφραση της θερμοδυναμικής σταθεράς ισορροπίας:



(β) Να υπολογίσετε την σταθερά K_p της αντίδρασης (ii) από τη μεταβολή της ελεύθερης ενέργειας στους 25 °C.

(γ) Προβλέψτε αν η αντίδραση (ii) είναι αυθόρμητη ή μη όπως είναι γραμμένη;

Μεταβολή ελεύθερης ενέργειας με τη θερμοκρασία

★ Η ΔG° εξαρτάται σημαντικά από τη θερμοκρασία!

➤ Πώς υπολογίζεται η ΔG° και η K σε θερμοκρασία άλλη από 25 °C;

↪ Βάσει της υπόθεσης ότι ΔH° και ΔS° είναι πρακτικά σταθερές με τη θερμοκρασία, αντικαθίστανται οι τιμές τους από πίνακες στην εξίσωση:

$$\Delta G_T^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

Διαφορετικές θερμοκρασιακές συμπεριφορές της ΔG° δίνουν οι 4 συνολικά πιθανές επιλογές προσήμων των ΔH° και ΔS° στην εξίσωση $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ όπως δείχνει ο πίνακας

ΠΙΝΑΚΑΣ 18.3

Επίδραση της θερμοκρασίας πάνω στο αυθόρμητο μιας αντίδρασης

ΔH°	ΔS°	ΔG°	Περιγραφή*	Παράδειγμα
-	+	-	Αυθόρμητη σε κάθε T	$C_6H_{12}O_6(s) \longrightarrow 2C_2H_5OH(l) + 2CO_2(g)$
+	-	+	Μη αυθόρμητη σε κάθε T	$3O_2(g) \longrightarrow 2O_3(g)$
-	-	+ ή -	Αυθόρμητη σε χαμηλή T μη αυθόρμητη σε υψηλή T	$2NH_3(g) + CO_2(g) \longrightarrow NH_2CONH_2(aq) + H_2O(l)$
+	+	+ ή -	Μη αυθόρμητη σε χαμηλή T αυθόρμητη σε υψηλή T	$Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O(s) + 2NH_4NO_3(s) \longrightarrow$ $Ba(NO_3)_2(aq) + 2NH_3(g) + 10H_2O(l)$

*Οι όροι *χαμηλή θερμοκρασία* και *υψηλή θερμοκρασία* είναι σχετικοί. Για μια ορισμένη αντίδραση, υψηλή θερμοκρασία θα μπορούσε να σημαίνει θερμοκρασία δωματίου.

"...incessantly tending to decompose existing combinations, to simplify them or reduce the complexity of all their constituents..."



This, obviously, is an anticipation of the Second Law of Thermodynamics, which officially dates from Sadi Carnot's 1824 work on the heat flow in steam engines.



Sadi Carnot

Heat=Thermo Flow=Dynamics

William Thomson

Hallo, I was first here!

Right, except from James Joule and poor Robert v. Mayer who got sick from lack of recognition and was committed...

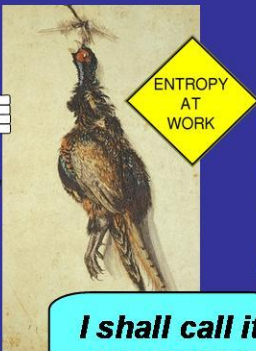
Come on, I did recognize Mayer, got him a medal before he died!

...and poor John Waterston who, cruelly let down by Royal Society, left his home never to be heard of again.



First Law says that energy is always conserved, can never be created nor destroyed, but can be transformed into other kinds.

Hermann Helmholtz



I shall call it ENTROPY!

A measure of disorder or levelling of energy and difference

Second Law

"An isolated system ...increases its entropy and more or less rapidly approaches the inert state of maximum entropy. We now recognize this fundamental law of physics to be just the natural tendency of things to approach the chaotic state (the same tendency that the books of a library or the piles of papers and manuscripts on a writing desk display) unless we obviate it."

Nice to hear, I didn't know.

Yes, Carnot was long dead before his work was discovered by Rudolf Clausius, who further developed this all-important theory.

Of course, the term was first introduced by William Thomson (later Lord Kelvin), who first formulated the First Law of Thermodynamics.



Rudolf Clausius



Erwin Schrödinger

But if this is a universal physical law how then is life possible?



"It feeds upon negative entropy, attracting, as it were, a stream of negative entropy upon itself, to compensate the entropy increase it produces by living and thus to maintain itself on a stationary and fairly low entropy level."

In an open system through which energy dissipates, higher order (negative entropic) structures develop spontaneously. Such self-organization is a characteristic of life, of course.

Energy flow from outer source



Ilya Prigogine