



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
Εθνικόν και Καποδιστριακόν  
Πανεπιστήμιον Αθηνών

# Γεωχημεία

Ενότητα 1: Γεωχημικές διεργασίες στο εσωτερικό  
της γης

Χριστίνα Στουραϊτη

Σχολή Θετικών Επιστημών

Τμήμα Γεωλογίας και Γεωπεριβάλλοντος

# Γεωχημικές διεργασίες στο εσωτερικό της γης

Στοιχεία Θερμοδυναμικής  
Υπολογισμός του  $\Delta G$  αντίδρασης  
Εφαρμογές

# Περιεχόμενα

(Υπόλοιπη Θεωρία Θερμοδυναμικής)

## Ορισμοί

- Θεμελιώδης Εξίσωση Θερμοδυναμικής
- Βοηθητικές Εξισώσεις
- Πίνακες Θερμοδυναμικών Δεδομένων

## Παραδείγματα

- Υπολογισμός  $\Delta G$  της αντίδρασης
- Υπολογισμός  $K$  και  $T$  χημικής ισορροπίας



# 2ος Θερμοδυναμικός Νόμος

- Η **Εντροπία** είναι το ποσοτικό μέτρο της αταξίας του συστήματος.
- Καταστατική συνάρτηση:  $\Delta S_{\text{συστήματος}} = S_{\text{τελική}} - S_{\text{αρχική}}$
- Σε ένα κλειστό σύστημα οι απειροελάχιστες μεταβολές της εντροπίας ( $dS$ ) που συμβαίνουν στο σύστημα σε δεδομένη θερμοκρασία ( $T$ ):
- $dS = dQ/T$  (αναστρέψιμη διεργασία)
- $dS > dQ/T$  (μη αναστρέψιμη αντίδραση)
- Σε μια μη αναστρέψιμη αντίδραση το  $dS$  δεν μπορεί να προσδιορισθεί ακριβώς.



# Θεμελιώδης Εξίσωση (1ος & 2ος Θερμοδυναμικός νόμος)

- για όλες τις φυσικές διεργασίες (αναστρέψιμες ή μη) ισχύει:

$$dS \geq dQ/T \quad (\text{διατύπωση του 2}^{\text{ου}} \text{ Θερμ. Ν.})$$

$$T dS \geq dQ \quad (1)$$

Επίσης,

$$dU = dQ - p dV \quad (2) \quad (\text{διατύπωση του 1}^{\text{ου}} \text{ Θερμ. Ν.})$$

Αντικαθιστώντας την (1) στην (2), προκύπτει η **Θεμελιώδης Εξίσωση**. Είναι η συνάρτηση που συνδέει όλες τις θεμελιώδεις μεταβλητές (P, T, U, S):

$$dU \leq T dS - P dV$$

αφορά όλες τις φυσικές διεργασίες που συμβαίνουν σε κλειστά συστήματα υπό σταθερή πίεση.



# 3ος Θερμοδυναμικός Νόμος

## Απόλυτη Εντροπία

Η Εντροπία ενός τέλειου κρυστάλλου μιας απόλυτα καθαρής ουσίας στη θερμοκρασία του απόλυτου μηδενός ( $T = 0 \text{ K}$ ) είναι μηδέν.



## Μέτρηση Απόλυτης Εντροπίας

- $T > 0 \text{ K}$
  - Στοιχεία
  - Ενώσεις
- $S^\circ > 0$  (Απόλυτη Εντροπία σε θερμοκρασία  $T$ )

$$\bullet \Delta S^\circ \text{αντιδράσεως} = S^\circ \text{προϊόντων} - S^\circ \text{αντιδρώντων}$$



# Θεμελιώδης Εξίσωση

Οι φυσικοχημικές μεταβολές στα περισσότερα **γεωλογικά συστήματα** συμβαίνουν πολύ αργά (σε μεγάλα χρονικά διαστήματα), έτσι ώστε είναι αποδεκτό να κάνουμε την παραδοχή ότι, είναι **αναστρέψιμες** οι μεταβολές (καταστάσεις σε ισορροπία).

Άρα εφαρμόζουμε την θεμελιώδη εξίσωση:

$$dU = T dS - p dV$$



# Βοηθητικές Θερμοδυναμικές Εξισώσεις

- Καταστατικές συναρτήσεις:

1. Ενθαλπία (H)

$$H = U + P V$$

2. Ελεύθερη Ενέργεια GIBBS (G)

$$G = H - T S$$

- Εκτατικές ιδιότητες.
- Μονάδες μέτρησης: σε  $\text{kJ mol}^{-1}$ .
- Υπολογίζονται ή μετρώνται οι μεταβολές τους ( $\Delta G$ ,  $\Delta H$ ) και όχι οι απόλυτες τιμές τους.





# ΑΠΟΛΥΤΟ ΚΡΙΤΗΡΙΟ ΠΡΟΣΔΙΟΡΙΣΜΟΥ ΠΟΡΕΙΑΣ ΑΥΘΟΡΜΗΤΩΝ ΔΙΕΡΓΑΣΙΩΝ

- ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ (**G**) GIBBS
- **$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$**
- Κριτήριο προσδιορισμού αυθόρμητης πορείας διεργασιών.
- “Αρχή Ελαχιστοποίησης Ελεύθερης Ενέργειας”.
- “Η αυθόρμητη κατεύθυνση οποιασδήποτε διεργασίας είναι εκείνη που ελαχιστοποιεί την ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ του συστήματος”.
- $\Delta G < 0$  &  $\Delta S_{\text{σύμπαντος}} > 0 \Leftrightarrow$  Αυθόρμητη Διεργασία.
- $\Delta G > 0 \Leftrightarrow$  Μη αυθόρμητη Διεργασία (Αδύνατη).
- $\Delta G = 0$  &  $\Delta S_{\text{σύμπαντος}} = 0 \Leftrightarrow$  Σύστημα σε ισορροπία.



# ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ (G) GIBBS

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

$\Delta G < 0$  → η αντίδραση είναι **αυθόρμητη**

$\Delta G > 0$  → η αντίδραση **δεν είναι αυθόρμητη** (αυθόρμητη είναι η αντίθετη αντίδραση)

$\Delta G > 0$  → το σύστημα βρίσκεται **σε ισορροπία**

$\Delta H > 0$  και  $\Delta S > 0$  →  $\Delta G < 0$  μόνο όταν  $T\Delta S > \Delta H$  (υψηλή T)

$\Delta H < 0$  και  $\Delta S < 0$  →  $\Delta G < 0$  μόνο όταν  $T\Delta S < \Delta H$  (χαμηλή T)

$\Delta H > 0$  και  $\Delta S < 0$  →  $\Delta G > 0$  σε κάθε T

$\Delta H < 0$  και  $\Delta S > 0$  →  $\Delta G < 0$  σε κάθε T

Κατάσταση ισορροπίας:  $\Delta G = 0$ , οπότε  $\Delta H = T \Delta S_{eq}$  ή  $\Delta S_{eq} = \Delta H/T$

Γενικά,

- σε πολύ χαμηλές θερμοκρασίες το πρόσημο και το μέγεθος του  $\Delta G$  καθορίζεται κυρίως από τη μεταβολή ενθαλπίας στο σύστημα ( $\Delta H$ )
- σε πολύ υψηλές θερμοκρασίες το πρόσημο και το μέγεθος του  $\Delta G$  καθορίζεται κυρίως από τη μεταβολή εντροπίας στο σύστημα ( $\Delta S$ )



# Πρότυπη Ελεύθερη Ενέργεια ( $\Delta G^\circ$ ) αντίδρασης

## Πρότυπη Ελεύθερη Ενέργεια ( $\Delta G^\circ$ ) αντίδρασης

Η μεταβολή της ελεύθερης ενέργειας, όταν τα αντιδρώντα και τα προϊόντα βρίσκονται σε πρότυπες καταστάσεις (καθαρές φάσεις ή στοιχεία και πίεση=1 bar)

$$\Delta G^\circ_{\text{αντίδρασης}} = \sum \Delta G^\circ_{\text{προϊόντων}} - \sum \Delta G^\circ_{\text{αντιδρώντων}}$$

Πρότυπη γραμμομοριακή Ελεύθερη Ενέργεια σχηματισμού ( $\overline{G}_T^{-1}$ ) μιας ένωσης = Πρότυπη Ελεύθερη Ενέργεια σχηματισμού της ένωσης σε θερμοκρασία T.

- κατά σύμβαση, για τα στοιχεία :  $\overline{G}_T^{-1} = 0$
- για τις ενώσεις, είναι η μεταβολή της ελεύθερης ενέργειας, όταν σχηματίζεται 1 mole καθαρής ουσίας σε πρότυπες συνθήκες, από τα συστατικά της στοιχεία, σε συνθήκες πρότυπες (ή κανονικές).



# Συνοψίζοντας:

**Τυπική κατάσταση (ή κανονικές συνθήκες)** για τις **καταστατικές ιδιότητες** που ορίσαμε με τους Θερμοδυναμικούς νόμους:

**$\Delta_f H^\circ$  , Τυπική Γραμμομοριακή Ενθαλπία Σχηματισμού**

(Standard molar enthalpy (heat) of formation at **298.15 K** in kJ/mol)

**$\Delta_f G^\circ$  Τυπική Γραμμομοριακή Ελεύθερη Ενέργεια Σχηματισμού**

(Standard molar Gibbs energy of formation at **298.15 K** in kJ/mol)

**$S^\circ$  Τυπική Γραμμομοριακή Εντροπία**

(Standard molar entropy at **298.15 K** in J/mol K )

**$C_p$  Τυπική Γραμμομοριακή Θερμοχωρητικότητα**

(Molar heat capacity at **constant pressure** at **298.15 K** in J/mol K

**Τυπική κατάσταση** για την Πίεση (P) = 1 bar (100 kPa).

**Τυπική κατάσταση** για τις διάφορες φάσεις ή ουσίες είναι:

- **Καθαρά** αέρια, που συμπεριφέρονται σαν **ιδανικά αέρια** σε πίεση **1 bar**
- **Καθαρά** υγρά, σε πίεση **1 bar**
- **Καθαρές** κρυσταλλικές ουσίες, σε συνθήκες πίεσης **1 bar**



# ΠΙΝΑΚΕΣ ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΩΝ ΔΕΔΟΜΕΝΩΝ

Thermodynamic Quantities for Substances and Ions at 25°C.			
Inorganic Substances			
Aluminum			
	$\Delta_f H^\circ$	$\Delta_f G^\circ$	$S^\circ$
Substance or Ion	(kJ/mol)	(kJ/mol)	(J/mol•K)
Al(s)	0	0	28.3
Al <sup>3+</sup> (aq)	-531	-485	-321.7
AlCl <sub>3</sub> (s)	-705.6	-630.1	109.3
Al <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub> (g)	-1291	-1221	490
AlF <sub>3</sub> (s)	-1504	-1425	66.48
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1676	-1582	50.94
Al(OH) <sub>3</sub> (s)	-1276	-	-
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (s)	-3441	-3100	239
Barium			
	$\Delta_f H^\circ$	$\Delta_f G^\circ$	$S^\circ$
Substance or Ion	(kJ/mol)	(kJ/mol)	(J/mol•K)
Ba(s)	0	0	62.3
Ba <sup>2+</sup> (aq)	-537.6	-560.8	9.6
Ba <sup>2+</sup> (g)	1649.9		
Ba(g)	175.6	144.8	170.28
Ba+(g)	684.6		
BaCO <sub>3</sub> (s)	-1216	-1138	112
BaCl <sub>2</sub> (s)	-858.1	-810.4	123.7

1



# Υπολογισμός του $(\Delta G_{r,T}^1)$ αντίδρασης

Υπολογισμός  $\Delta G$  της αντίδρασης γίνεται για πρότυπες συνθήκες, πίεσης  $P_{\text{ref}} = 1\text{bar}$

r: reaction

T: απόλυτη θερμοκρασία

## 1ος Τρόπος

$$\Delta G_{r,T}^1 = \sum \Delta G_{f,T}^1 \text{ προϊόντων} - \sum \Delta G_{f,T}^1 \text{ αντιδρώντων}$$

## 2ος Τρόπος

$$\Delta G_{r,T}^1 = \Delta H_{r,T}^1 - T \Delta S_{r,T}$$



# Υπολογισμός του $(\Delta G_{r,T}^P)$ αντίδρασης σε δεδομένες συνθήκες P και T

$$\Delta G_{r,T}^P = \Delta G_{r,T}^1 + \int_{1}^P \Delta V_{r,T} dP = \Delta H_{r,T}^1 - T \Delta S_{r,T}^1 + \int_{1}^P \Delta V_{r,T} dP$$

$(\Delta G^0)$

Πρότυπες συνθήκες:

- Στερεές (& υγρές φάσεις): σταθερότερες μορφές σε πίεση  $P = 1 \text{ bar}$



# Παράδειγμα

Υπολογισμός της ελεύθερης ενέργειας της αντίδρασης που περιλαμβάνει στερεές φάσεις συγκεκριμένης σύστασης (σταθερή πίεση)

α) Υπολογισμός του  $\Delta G^1_{r,T}$ , σε  $P = 1\text{bar}$ ,  $T = 500\text{K}$



Fosterite a-quartz clinoenstatite

(Α τρόπος)

$$\begin{aligned}\Delta G^1_{r,500} &= 2 \Delta G^1_{f,500}(\text{clinoenstatite}) - \{\Delta G^1_{f,500}(\text{fosterite}) + \Delta G^1_{f,500}(\text{a-quartz})\} = \\ &= 2(-1399.2) - (-1972.7) - (-819.4) = -6.3 \text{ kJ}\end{aligned}$$

(Β τρόπος)

$$\Delta G^1_{r,500} = \Delta H^1_{r,500} - 500 \Delta S^1_{r,500}$$

$$\Delta H^1_{r,500} = 2\overline{\Delta H^1_{f,500}}(\text{clinoenstatite}) - \overline{\Delta H^1_{f,500}}(\text{fosterite}) - \overline{\Delta H^1_{f,500}}(\text{a-quartz}) = -7.1 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^1_{r,500} = 2\overline{S^1_{f,500}}(\text{clinoenstatite}) - \overline{S^1_{f,500}}(\text{fosterite}) - \overline{S^1_{f,500}}(\text{a-quartz}) = -0.00183 \text{ kJ K}^{-1}$$

$\Delta G^1_{r,500} = -7.1 - 500(-0.00183) = -6.14 \text{ kJ}$  --> Η αντίδραση θα προχωρήσει αυθόρμητα προς το σχηματισμό κλινοενστατίτη





	T (K)	$\bar{C}_p$ (J mol <sup>-1</sup> K <sup>-1</sup> )	$\Delta\bar{H}_{f,T}^1$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	$\bar{S}_T^1$ (J mol <sup>-1</sup> K <sup>-1</sup> )	$\Delta\bar{G}_{f,T}^1$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	$\bar{V}_{298.15}^1$ (J bar <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup> )
<b>Fosterite</b>	298.15	118.61	-2173.0	94.11	-2053.6	4.365
	500	148.28	-2172.6	163.92	-1972.7	
<b>a-Quartz</b>	298.15	44.59	-910.7	41.46	-856.3	2.269
	500	59.68	-910.5	68.45	-819.4	
<b>Clinoenstatite</b>	298.15	82.12	-1545.0	67.86	-1458.1	3.128
	500	101.20	-1545.1	115.27	-1399.2	

2

**Table 4.3** Thermodynamic data for the forsterite–clinoenstatite reaction (Robie and Hemingway, 1995).



# Παράδειγμα

Υπολογισμός της ελεύθερης ενέργειας της αντίδρασης που περιλαμβάνει στερεές φάσεις , όταν αυξάνει η πίεση.

β) Υπολογισμός του  $\Delta G_{1r,T}$ , σε  $P = 1 \text{ kbar}$ ,  $T = 500 \text{ K}$



Fosterite a-quartz clinoenstatite

$$\Delta V_{r,298.15}^1 = 2\bar{V}_{298.15}^1(\text{clinoenstatite}) - \bar{V}_{298.15}^1(\text{fosterite}) - \bar{V}_{298.15}^1(\text{a-quartz}) = -0.0004 \text{ kJ bar}^{-1}$$

$$\int_1^{1000} \Delta V_{r,298.15}^1 dP = \Delta V_{r,298.15}^1 (1000 - 1) = (-0.0004) 999 = -0.3996 \text{ kJ}$$

$$\Delta G_{r,500}^{1000} = \Delta G_{r,500}^1 + \int_1^{1000} \Delta V_{r,298.15}^1 dP = -6.20 - 0.3996 = -6.60 \text{ kJ}$$

→ κλινοενστατίτης είναι σταθερός σχετικά με την παραγένεση φοστερίτη + α-χαλαζία, σε πίεση 1 kbar, όταν η θερμοκρασία διατηρείται στους 500 K.

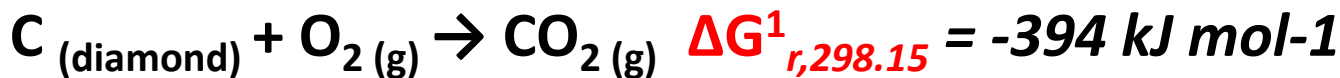


# Μεταστάθεια

Μετασταθής, είναι μια φάση (ορυκτό ή παραγένεση) όταν υπάρχει σε συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας υπό τις οποίες θερμοδυναμικά δεν είναι σταθερή.

## Παράδειγμα

Το **διαμάντι (C)**, είναι σταθερό στις πολύ υψηλές πιέσεις-θερμοκρασίες του μανδύα, αλλά εμφανίζεται κοντά στην επιφάνεια της γης, στους κιμπερλίτες (πυριγενή πετρ.). Γιατί δεν οξειδώνεται σε CO<sub>2</sub> λόγω αντίδρασης με το ατμοσφαιρικό οξυγόνο?



# Μεταστάθεια

## Παράδειγμα

Ο **Ολιβίνης**, εμφανίζεται στην επιφάνεια της γης, ως κύριο ορυκτό στους περιδοτίτες (υπερμαφικής σύστασης) και τους βασάλτες (μαφικής σύστασης) πυριγενή πετρώματα. Σχηματίζεται από την κρυστάλλωση μαγμάτων υψηλής θερμοκρασίας. Είναι ευάλωτος στην χημική αποσάθρωση, όταν το πέτρωμα βρεθεί στις συνθήκες επιφανείας.



Φοστερίτης νερό σερπεντίνης Βρουκίτης

$$\Delta G^1_{r,298.15} = \Delta G^1_{f,298.15}(\text{σερπ.}) + \Delta G^1_{f,298.15}(\text{Βρουκ.}) - 2 \Delta G^1_{f,298.15}(\text{Φοστ.}) - 3 \Delta G^1_{f,298.15}(\text{νερό}) = - 47.4 \text{ kJ}$$

Συχνά ο ολιβίνης να **συνυπάρχει** με τον σερπεντίνη ως μερικώς αντικατεστημένη μετασταθής φάση, λόγω του πολύ αργού ρυθμού εξέλιξης της παραπάνω αντίδρασης.



Υπολογισμός P-T ορίου αντίδρασης (ισορροπίας), όταν συμμετέχουν στερεές & υγρές φάσεις συγκεκριμένης σύστασης

## 1. Γενική περίπτωση : στερεές & υγρές φάσεις

$\Delta G$  της αντίδρασης για θερμοκρασία  $T_e$  και πίεση  $P_e$  (equilibrium-ισορροπίας)

$$\Delta G^P_{r,Te} = \Delta G^1_{r,Te} + P_e \int_1 \Delta V_{r,Te} dP \text{ (στερεά)} + P_e \int_1 \Delta V_{r,Te} dP \text{ (υγρά)} = 0$$

(ισορροπία)

$$(\Delta G \text{ σε } P_e - T_e) \quad (\Delta G^0) \quad (P \Delta V \text{ στερεά}) \quad (P \Delta V \text{ υγρά})$$

## 1. Ειδική περίπτωση : μόνο στερεές φάσεις

$$\Delta G^P_{r,Te} = \Delta G^1_{r,Te} + P_e \int_1 \Delta V_{r,Te} dP \text{ (στερεά)} = 0 \text{ (ισορροπία)}$$

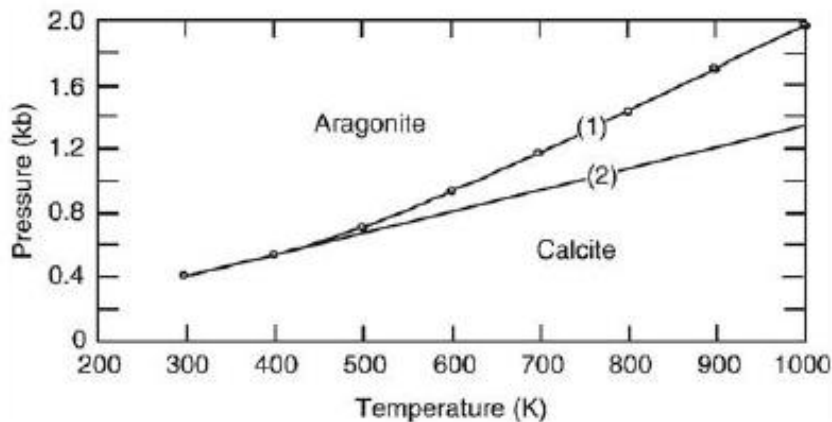
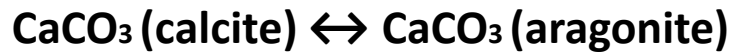
Ολοκληρώνουμε τον παράγοντα  $P_e \int_1 \Delta V_{r,Te} dP \text{ (στερεά)} = (P_e - 1) \Delta V_{r,Te}$

$$\Delta G^1_{r,Te} + (P_e - 1) \Delta V_{r,Te} = 0 \rightarrow P_e = 1 - \Delta G^1_{r,Te} / \Delta V_{r,Te} \text{ (στερεά)}$$



# Υπολογισμός P-T ορίου αντίδρασης (ισορροπίας) Αντίδραση στερεών φάσεων συγκεκριμένης σύστασης

Παράδειγμα:



*Introduction to Geochemistry: Principles and Applications, First Edition, Kula C. Misra, © 2012 Kula C. Misra, Published 2012 by Blackwell Publishing Ltd.*

3

Fig. 4.11 P-T phase diagram for calcite-aragonite. Reaction boundaries (1) and (2) were constructed by calculating the equilibrium pressures for various chosen values of temperature using equation (4.102), and for (2) with the assumption that  $(\Delta C_p)_r = 0$  (i.e.,  $\Delta H_r^1$  and  $\Delta S_r^1$  are independent of temperature).

$$P_e = 1 - \Delta G^1_{r,Te} / \Delta V^1_{r,Te} \text{ (στερεά) (1)}$$

Οι τιμές των  $\Delta G^1_{f,T}$  (σχηματισμού) του Ασβεστίτη και Αραγωνίτη, παρέχονται από την βιβλιογραφία (πειραματικά δεδομένα, (Robie et al. 1978)

Υπολογίζουμε το  $\Delta G^1_{f,T}$  (αντίδρασης), για διάφορες Θερμοκρασίες (Te) ως εξής:

$$\Delta G^1_{r, 298.15} = \overline{\Delta G}^1_{298.15} (\text{aragonite}) - \overline{\Delta G}^1_{298.15} (\text{calcite}) = 1049 \text{ J}$$

$$\Delta V^1_{r, 298.15} = \overline{V}^1_{298.15} (\text{aragonite}) - \overline{V}^1_{298.15} (\text{calcite}) = -0.2784$$

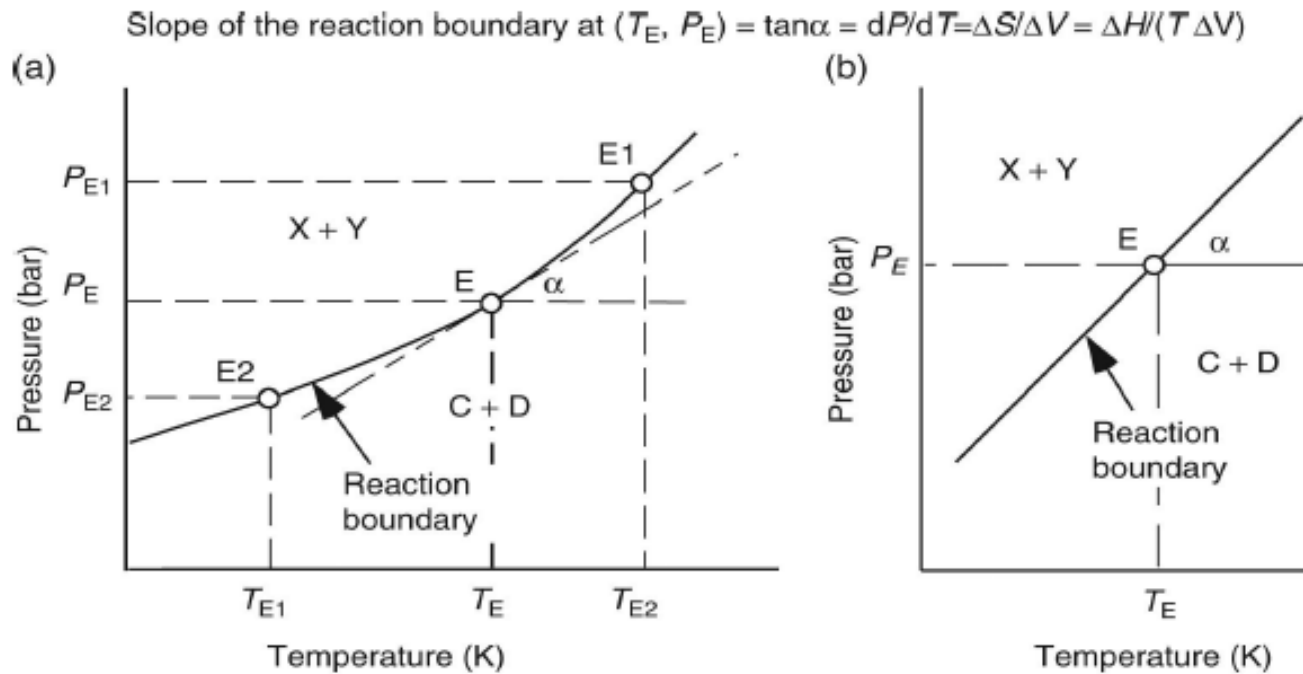
Άρα, αντικαθιστώντας στην (1) τις παραπάνω τιμές υπολογίζουμε την  $P_e$  για  $T = 298.15$   $P_e = 3769 \text{ bar}$ .



# Διάγραμμα φάσεων $P - T$

## Υπολογισμός κλίσης γραμμής - ορίου της αντίδρασης:

Για οποιοδήποτε σημείο πάνω στο όριο της αντίδρασης ( $X + Y \leftrightarrow C + D$ ) και για δεδομένη  $P_E, T_E$ , η κλίση της γραμμής ισούται με  $\epsilon\phi\alpha = dP/dT = \Delta S / \Delta V = \Delta H / T \Delta V$  (**εξίσωση Clausius – Clapeyron**)



4

*Introduction to Geochemistry: Principles and Applications*, First Edition. Kula C. Misra.  
© 2012 Kula C. Misra. Published 2012 by Blackwell Publishing Ltd.



# ΕΛΕΥΘΕΡΗ ΕΝΕΡΓΕΙΑ & ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Σε κάθε χημική αντίδραση,  $aA + bB \leftrightarrow c\Gamma + d\Delta$ ,

η μεταβολή της ελεύθερης ενέργειας υπολογίζεται από την παρακάτω σχέση:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$Q = [\Gamma]^c [\Delta]^d / [A]^a [B]^b \text{ (Πηλίκιο Αντίδρασης – Reaction Quotient)}$$

**Στην ισορροπία**

$$\Delta G = 0 \text{ και } Q = K \text{ άρα,}$$

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K$$





# Υπολογισμός K αντίδρασης διάσπασης νερού



$\Delta G = 0$  και  $Q = K$  άρα,

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K, \quad \Delta G^\circ = -2,203 RT \log K$$

$$K = 10^{\frac{\Delta G^\circ}{2,203 RT}}$$

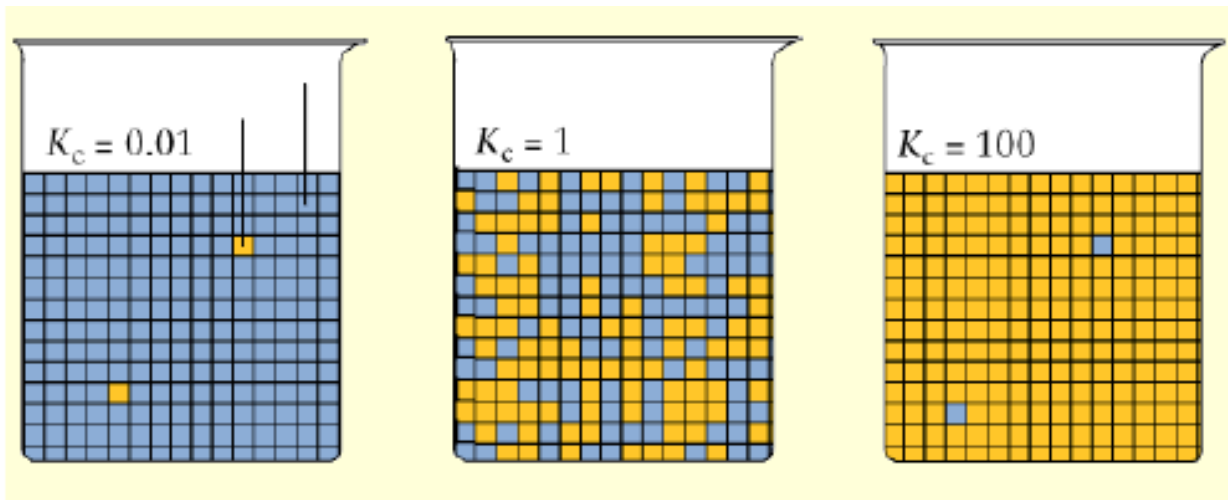
Στους 25°C:  $\Delta G^\circ = 237,141 \text{ kJ/mol}$  και  $K = 2,821 \times 10^{-42}$

Στους 1500°C:  $\Delta G^\circ = 114,565 \text{ kJ/mol}$  και  $K = 4,215 \times 10^{-4}$



# Χημική Ισορροπία

Τι σημαίνει η τιμή της σταθεράς ισορροπίας?

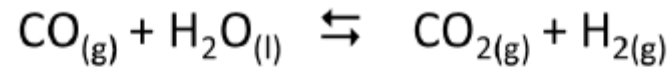


5

(πηγή: Σημειώσεις μαθήματος Ανόργανης Χημείας Α' έτους)



# Χημική Ισορροπία



$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{CO}]}$$

Στην έκφραση σταθεράς ισορροπίας η συγκέντρωση καθαρού υγρού ή στερεού υπολείπεται, διότι θεωρείται σταθερή και συγχωνεύεται με τη σταθερά ισορροπίας.



# ΣΥΝΟΨΙΖΟΝΤΑΣ:

- Χρησιμοποιώντας τους νόμους και τις ιδιότητες που ορίσαμε, μπορούμε να κάνουμε πρόβλεψη της κατεύθυνσης των χημικών αντιδράσεων και να προβλέψουμε τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας της χημικής ισορροπίας.
- Στη γεωλογία, αυτές οι αντιδράσεις λαμβάνουν χώρα στην επιφάνεια της γης και στο εσωτερικό της γης.
- Για να μπορέσουμε να κάνουμε τις προβλέψεις αυτές, θα πρέπει να είμαστε σε θέση να καθορίσουμε τη χαμηλότερη δυνατή ενέργεια ενός συνδυασμού αντιδρώντων και προϊόντων, σε δεδομένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.
- Παρακαλώ σημειώστε ότι, αν και μπορεί να είμαστε σε θέση να προβλέψουμε την κατεύθυνση μιας χημικής αντίδρασης, δεν θα είμαστε σε θέση να προβλέψουμε το **πόσο γρήγορα**, ή αργά θα ολοκληρωθεί η αντίδραση (ταχύτητα της αντίδρασης). Η πραγματική επίτευξη της ισορροπίας εξαρτάται από την **κινητική** και είναι πιο πιθανό να συμβεί με την πάροδο του χρόνου και σε υψηλότερες θερμοκρασίες.



# Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στο πλαίσιο του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Αθηνών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο την αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.
- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



Σημειώματα

# Σημείωμα Ιστορικού Εκδόσεων Έργου

Το παρόν έργο αποτελεί την έκδοση 1.0.



# Σημείωμα Αναφοράς

Copyright Εθνικών και Καποδιστριακών Πανεπιστημίων Αθηνών, Χριστίνα Στουραϊτή 2015. Χριστίνα Στουραϊτή. «Γεωχημεία. Γεωχημικές διεργασίες στο εσωτερικό της γης». Έκδοση: 1.0. Αθήνα 2014. Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση: <http://opencourses.uoa.gr/courses/GEOL2/>.





# Σημείωμα Αδειοδότησης

Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους όρους χρήσης τους στο «Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων».



[1] <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>

Ως **Μη Εμπορική** ορίζεται η χρήση:

- που δεν περιλαμβάνει άμεσο ή έμμεσο οικονομικό όφελος από την χρήση του έργου, για το διανομέα του έργου και αδειοδόχο
- που δεν περιλαμβάνει οικονομική συναλλαγή ως προϋπόθεση για τη χρήση ή πρόσβαση στο έργο
- που δεν προσπορίζει στο διανομέα του έργου και αδειοδόχο έμμεσο οικονομικό όφελος (π.χ. διαφημίσεις) από την προβολή του έργου σε διαδικτυακό τόπο

Ο δικαιούχος μπορεί να παρέχει στον αδειοδόχο ξεχωριστή άδεια να χρησιμοποιεί το έργο για εμπορική χρήση, εφόσον αυτό του ζητηθεί.



# Διατήρηση Σημειωμάτων

Οποιαδήποτε αναπαραγωγή ή διασκευή του υλικού θα πρέπει να συμπεριλαμβάνει:

- το Σημείωμα Αναφοράς
- το Σημείωμα Αδειοδότησης
- τη δήλωση Διατήρησης Σημειωμάτων
- το Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων (εφόσον υπάρχει)

μαζί με τους συνοδευόμενους υπερσυνδέσμους.



# Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων (1/1)

Το Έργο αυτό κάνει χρήση των ακόλουθων έργων:

## **Εικόνες/Σχήματα/Διαγράμματα/Φωτογραφίες**

Εικόνα 1: Copyrighted

Εικόνα 2: Thermodynamic data for the forsterite–clinoenstatite reaction. Copyrighted. Πηγή: Robie and Hemingway, 1995.

Εικόνα 3: P-T phase diagram for calcite-aragonite. Copyright 2012 Kula C. Misra. Πηγή: Introduction to Geochemistry: Principles and Applications, First Edition, Kula C. Misra.

Εικόνα 4: Slope of the reaction boundary. Copyright 2012 Kula C. Misra. Πηγή: Introduction to Geochemistry: Principles and Applications, First Edition, Kula C. Misra.

