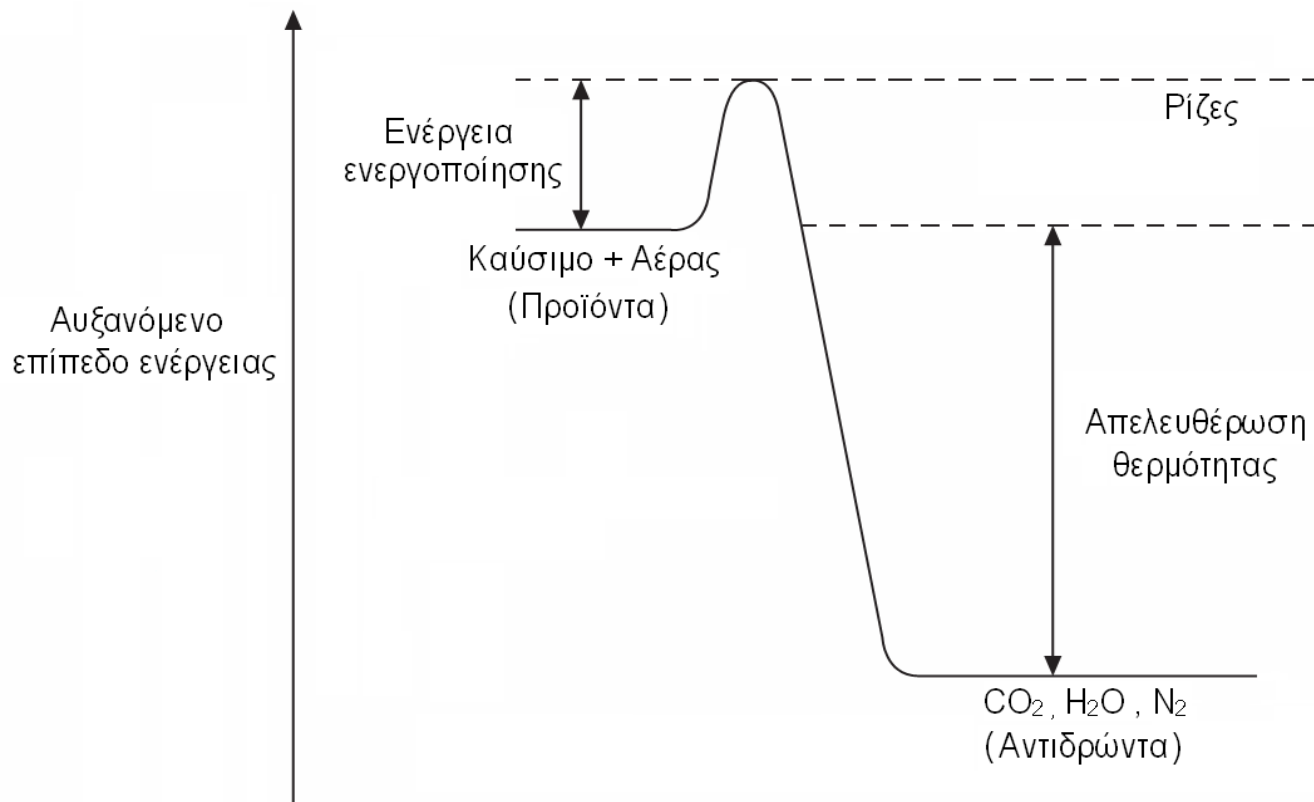


Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

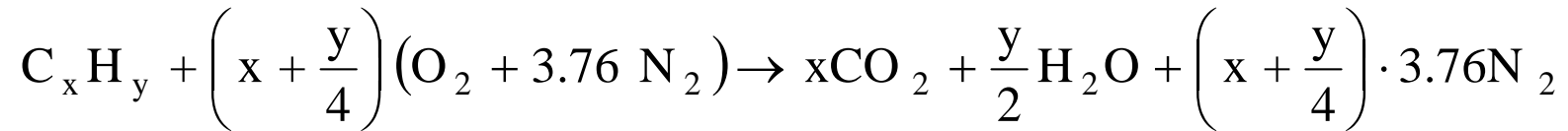
Καύση: διεργασία μετατροπής μάζας και ενέργειας κατά την οποία η ενέργεια των χημικών δεσμών του καυσίμου μετατρέπεται σε θερμική ενέργεια

: εξώθερμη χημική αντίδραση μεταξύ του καυσίμου και του οξυγόνου.

: Το καύσιμο αντιδρά με το οξυγόνο του αέρα (**οξειδωση**) και παράγει προϊόντα, όπως το διοξείδιο του άνθρακα (CO_2) και ο υδρατμός (H_2O), που έχουν χαμηλότερη ενέργεια χημικών δεσμών συγκριτικά με τα αντιδρώντα.



Πλήρης καύση



όπου $3.76 = (0.79 \text{ mol } N_2) / (0.21 \text{ mol } O_2)$ του αέρα

Λόγος αέρα-καύσιμου (*Air-Fuel Ratio, AFR*)

$$AFR = \frac{\text{μάζα αέρα}}{\text{μάζα καυσίμου}} = \frac{\left(x + \frac{y}{4}\right) \cdot (1 + 3.76) \cdot MB_{\text{air}}}{x \cdot AB_C + y \cdot AB_H}$$

$MB_{\text{air}} (= 28.97 \approx 29 \text{ kg/kmol})$

Λόγος καυσίμου-αέρα (*Fuel-Air Ratio, FAR*)

$$FAR = \frac{\text{μάζα καυσίμου}}{\text{μάζα αέρα}}$$

$$AFR = \frac{1}{FAR}$$

Στοιχειομετρική: η τέλεια καύση κατά την οποία καταναλώνεται τόση ποσότητα οξυγόνου, όση ακριβώς απαιτείται για την πλήρη οξειδωση των στοιχείων του καυσίμου

Επί τοις εκατό κατά μάζα ποσοστό περίσσιας αέρα

$$\text{περίσσια αέρα (\%)} = \frac{m_{\text{air}} - m_{\text{air,s}}}{m_{\text{air,s}}} \cdot 100 (\%)$$

Επί τοις εκατό κατ' όγκο σύσταση του πραγματικού αέριου μίγματος:

$$\% \text{ κατ' όγκο περιεκτικότητα σε καύσιμο} \equiv \frac{\text{mole καυσίμου}}{\text{mole καυσίμου} + \text{mole αέρα}} \cdot 100 (\%)$$

Λόγος ισοδυναμίας

$$\Phi = \frac{\text{AFR}_s}{\text{AFR}} \Rightarrow \Phi = \frac{\text{FAR}}{\text{FAR}_s}$$

αν $\Phi < 1$ το μίγμα καλείται **φτωχό** (*lean*),

αν $\Phi > 1$ το μίγμα καλείται **πλούσιο** (*rich*),

αν $\Phi = 1$ το μίγμα είναι **στοιχειομετρικό**

$$\text{περίσσια αέρα (\%)} = \left(\frac{\text{AFR}}{\text{AFR}_s} - 1 \right) \cdot 100 (\%) = (\Phi^{-1} - 1) \cdot 100 (\%)$$

Λόγος αέρα ή λάμδα (λ)

$$\lambda = \Phi^{-1}$$

- $\lambda = 1 \Rightarrow$ στοιχειομετρικό μίγμα
- $\lambda < 1 \Rightarrow$ πλούσιο μίγμα
- $\lambda > 1 \Rightarrow$ φτωχό μίγμα

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Θερμοκρασία του δρόσου των προϊόντων μιας εξώθερμης χημικής αντίδρασης (καύσης) είναι η θερμοκρασία στην οποία οι υδρατμοί των προϊόντων ψύχονται με αποτέλεσμα να αρχίζουν να συμπυκνώνονται.

Θερμοκρασία του σημείου δρόσου ενός μίγματος αερίου-ατμού είναι η θερμοκρασία κορεσμού T_{sat} των υδρατμών που αντιστοιχεί στη μερική τους πίεση.

Τρόπος υπολογισμού:

- Γράφεται η χημική αντίδραση με συμπληρωμένους τους συντελεστές.
- Υπολογίζεται ο αριθμός των *moles* **όλων** των προϊόντων.
- Υπολογίζεται η μερική πίεση των υδρατμών των προϊόντων από τις σχέσεις:

$$v_i = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{products}}} \quad P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{products}}} P_m$$

• Με την βοήθεια *Πίνακα Β.2* του Παραρτήματος Β και της μεθόδου της γραμμικής παρεμβολής, υπολογίζεται η θερμοκρασία κορεσμού T_{sat} που αντιστοιχεί στην μερική πίεση των υδρατμών των προϊόντων που υπολογίστηκε στο βήμα 3.

- Με την υπόθεση ότι τα καυσαέρια συμπεριφέρονται σαν ιδανικά αέρια:

$$T_{\text{dp}} = T_{\text{sat}} \quad \text{για δεδομένη πίεση ατμών } P_u$$

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Ενθαλπία αντίδρασης ή θερμότητα αντίδρασης ή θερμογόνος δύναμη:

Τα αντιδρώντα και προϊόντα βρίσκονται στην ίδια θερμοκρασία (αναφοράς), δηλαδή $T_P = T_R = T_o$ όπου ο εκθέτης (ο) δηλώνει τις συνθήκες αναφοράς: θερμοκρασία 298.15K (25°C) και πίεση 1atm

$$\Delta h_r^o = \Delta u_r^o + R_u \cdot T_o \cdot (n_P - n_R) \quad (\text{kJ ανά kmol καυσίμου})$$

n_R και n_P οι αριθμοί *mols* των **αερίων** των αντιδρώντων και των προϊόντων, αντίστοιχα.

Θερμότητες σχηματισμού των αντιδρώντων και των προϊόντων:

$$\left(\Delta h_f^o\right)_R = \sum D(x - y)_R - \sum \Delta h_\alpha \quad (\text{kJ/kmol})$$

$$\left(\Delta h_f^o\right)_P = \sum D(x - y)_P - \sum \Delta h_\alpha$$

Ενθαλπία ή θερμότητα αντίδρασης-καύσης

$$\Delta H_r^o = \Delta h_r^o = \sum n_P \left(\Delta h_f^o\right)_P - \sum n_R \left(\Delta h_f^o\right)_R \quad (\text{kJ/kmol καυσίμου})$$

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Η ενθαλπία σχηματισμού αναφέρεται στις συνθήκες αναφοράς ($T_o = 298.15\text{K}$ και 1atm). Εάν όμως η υπό εξέταση ένωση βρίσκεται σε μία άλλη θερμοκρασία μεγαλύτερη από αυτήν της αναφοράς, δηλαδή εάν $T > 298.15\text{K}$, τότε πρέπει να εισάγουμε την έννοια της **ολικής ή καθολικής ενθαλπίας**, (Δh^*), που ορίζεται ως:

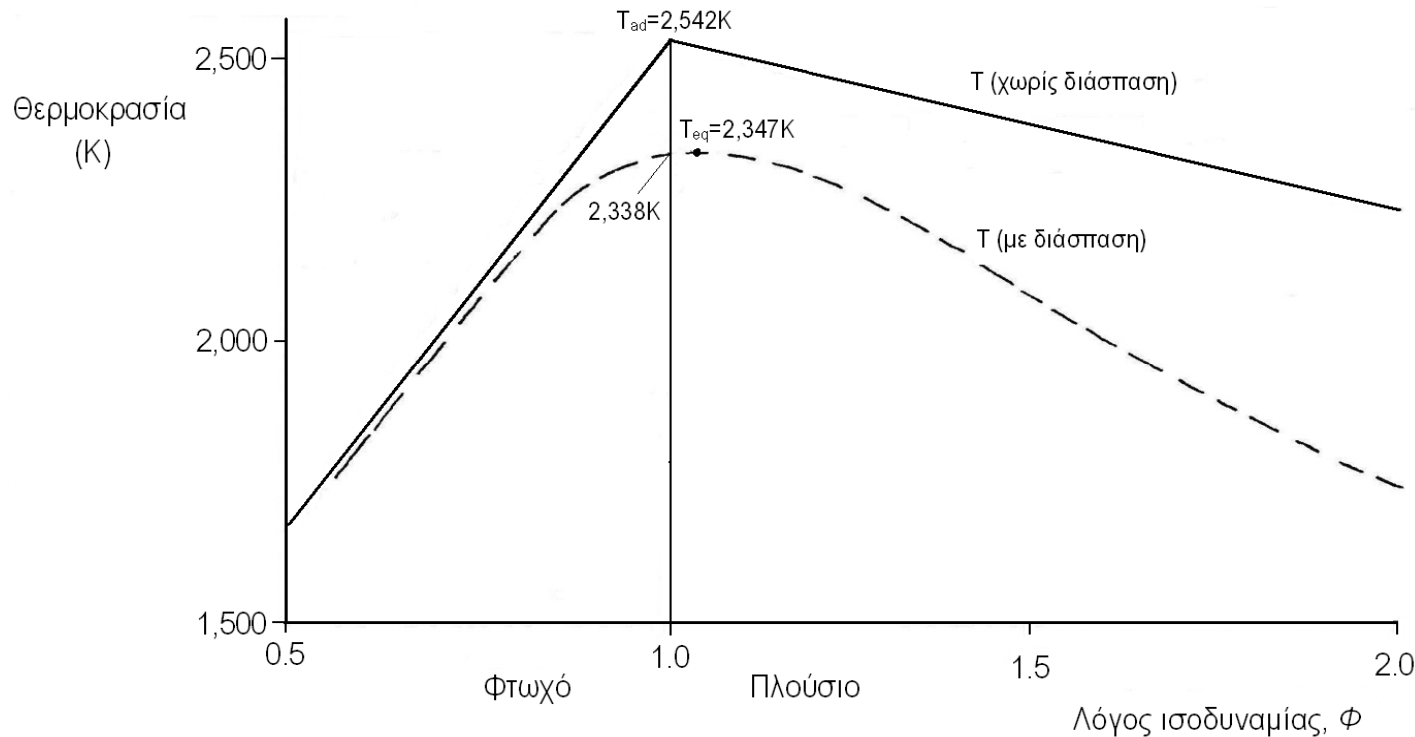
$$\Delta h^* = \Delta h_f^o + \Delta h_T$$

Αισθητή ενθαλπία, σχετίζεται κυρίως με την κινητική ενέργεια των μορίων και εξαρτάται μόνο από την απόκλιση της θερμοκρασίας από την θερμοκρασία αναφοράς στην θερμοκρασία T

$$\Delta h_T = \int_{T_o}^T c_p dT = \bar{c}_p \cdot (T - T_o) \quad (\text{kJ/kmol})$$

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Αδιαβατική θερμοκρασία φλόγα: η μέγιστη θερμοκρασία που δύναται να επιτευχθεί μέσα σε θερμικά μονωμένο θάλαμο κατά την καύση ενός καυσίμου. Με την υπόθεση αδιαβατικών τοιχωμάτων του θαλάμου καύσης είναι δυνατόν να θεωρηθεί ότι ολόκληρη η θερμική ενέργεια που εκλύεται κατά την καύση ενός καυσίμου παραλαμβάνεται από το παραγόμενο καυσαέριο

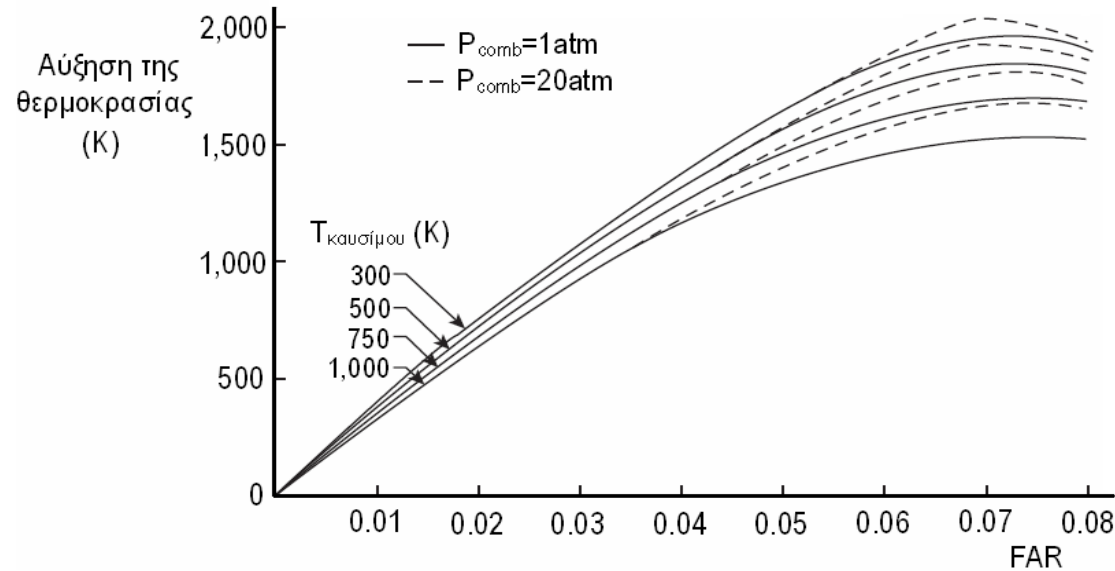


σε θερμοκρασίες $>1800^{\circ}\text{C}$ εμφανίζεται έντονη η διάσπαση των προϊόντων της καύσης σε ρίζες και συνιστώσες, η οποία εξελίσσεται απορροφώντας θερμότητα (ενδόθερμες αντιδράσεις), δηλαδή μειώνοντας την τελική θερμοκρασία

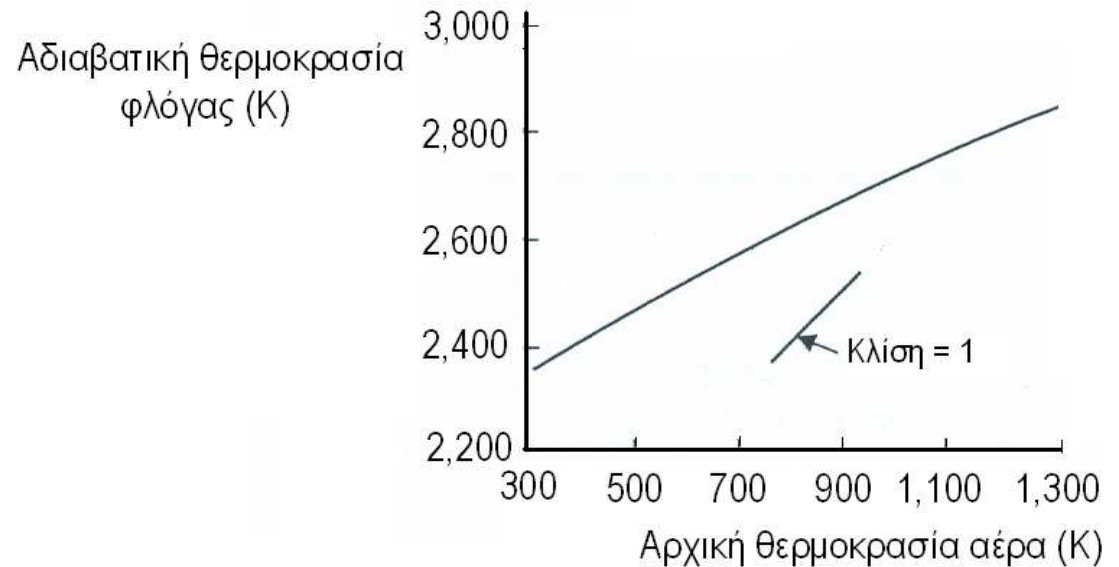
Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Παράγοντες που επηρεάζουν την αδιαβατική θερμοκρασία φλόγας:

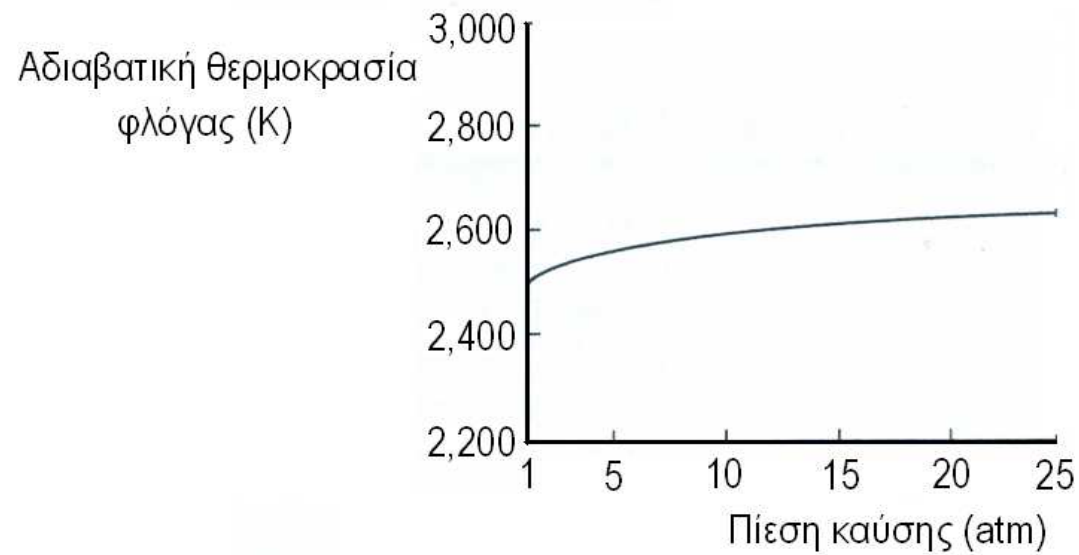
▣ Λόγος FAR



● Αρχική θερμοκρασία του αέρα



► Πίεση καύσης



● Περιεκτικότητα του αέρα σε O₂

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

$$(\Delta H^*)_P = (\Delta H_f^\circ)_R$$

$$(\Delta H^*)_P = \sum [n_P \cdot (\Delta h_P^*)]$$

(kJ ανά kmol καυσίμου)

$$(\Delta H_f^\circ)_R = \sum [n_R \cdot (\Delta h_f^\circ)_R]$$

	Στήλη 1		Στήλη 2			Στήλη 3	
	Δh* = Δh _T (kJ/mol) για στοιχεία		Δh _T (kJ/mol) για ενώσεις			(kJ/mol) θερμότητα σχηματισμού (στους 298.15K και 1atm)	
T (K)	O ₂	N ₂	CO ₂	(H ₂ O) _{gas}	CO		
600	9.252	8.901	12.916	10.505	8.947	O ₂ , N ₂ etc. ,	0.0
800	15.847	15.060	22.822	18.007	15.185	H ₂ O _{gas}	-241.8
1,000	22.721	21.478	33.419	26.004	21.700	H ₂ O _{liquid}	-285.7
1,200	29.789	28.131	44.506	34.512	28.445	CO ₂	-393.8
1,400	36.990	34.960	55.936	43.501	35.362	CO	-110.6
1,600	44.309	41.931	67.617	52.925	42.408	CH ₄	-74.9
1,800	51.723	49.011	79.486	62.722	49.951	CH ₂	-25.4
2,000	59.239	56.170	91.503	72.846	56.769	Μεθανόλη (CH ₃ OH) _g	-201.3 (h _{fg} =37.4)
2,200	66.846	63.397	103.627	83.246	64.054	Αιθανόλη (CH ₃ OH) _g	-235.5 (h _{fg} =42.4)
2,400	74.542	70.682	115.849	93.885	71.381	Οκτάνιο (C ₈ H ₁₈) _g	-208.6 (h _{fg} =41.3)
2,600	82.329	78.000	128.141	104.729	78.745	Αιθάνιο (C ₂ H ₆) _{liquid}	-118.91
2,800	90.205	85.365	140.501	115.752	86.148		
3,000	98.164	92.754	152.914	126.931	93.575		

$$\left(\Delta H_f^\circ\right)_{\text{H}_2\text{O}_{\text{gaseus}}} = \left(\Delta H_f^\circ\right)_{\text{H}_2\text{O}_{\text{liquid}}} + n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot h_{fg}$$

Η λανθάνουσα θερμότητα ατμοποίησης υδρατμών h_{fg} , ορίζεται ως η θερμότητα ανά μονάδα μάζας (kmol) υγρού, η οποία απαιτείται για να το εξατμίσει πλήρως υπό σταθερή πίεση σε δεδομένη θερμοκρασία:

$$h_{fg} = h_{\text{gas}}(T, P) - h_{\text{fluid}}(T, P)$$

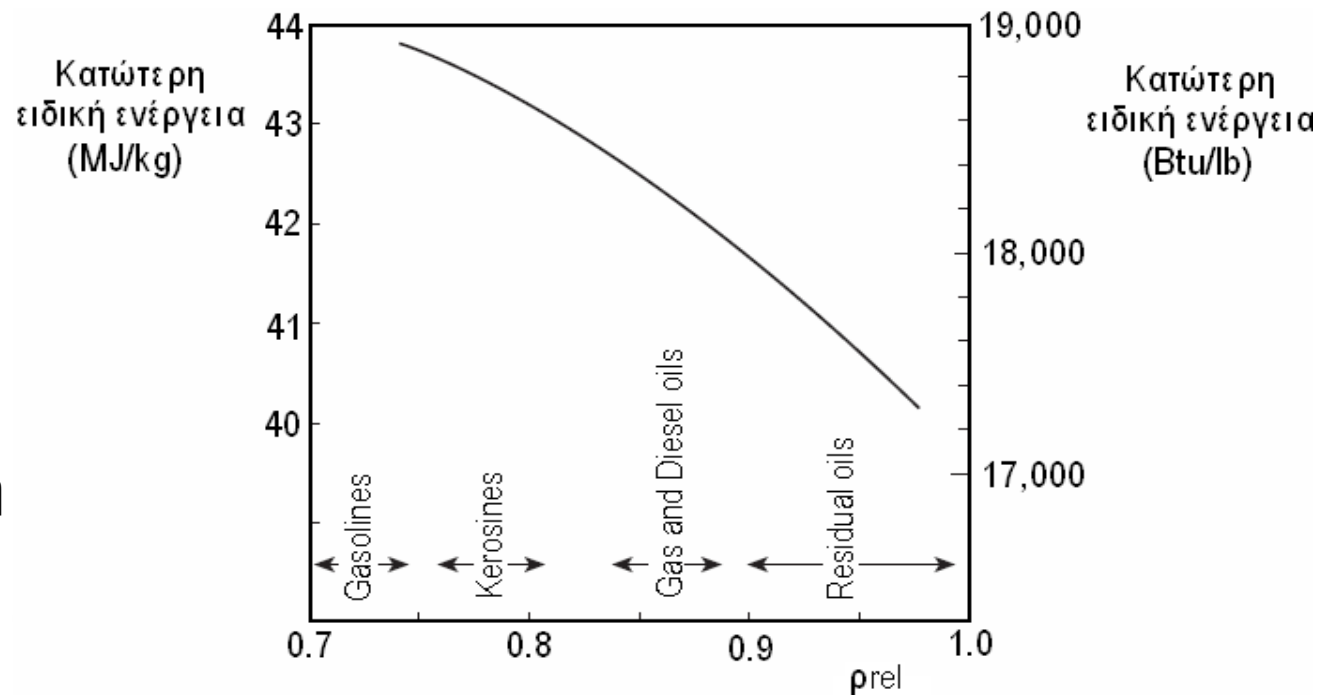
Εάν το νερό στα προϊόντα της καύσης συμπυκνώνεται και ανακτηθεί η λανθάνουσα θερμότητα τότε παράγεται μεγαλύτερη θερμότητα καύσης (η λεγόμενη **μικτή θερμότητα καύσης ή αντίδρασης**), σε σύγκριση με την θερμότητα καύσης που θα παράγονταν εάν τα προϊόντα ήταν αέρια (**καθαρή θερμότητα αντίδρασης**).

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Ανώτερη θερμογόνος δύναμη ενός καυσίμου: η αποδιδόμενη θερμότητα κατά τη τέλεια καύση, με προϊόντα μόνο CO_2 και H_2O , και ο παραγόμενος υδρατμός έχει συμπυκνωθεί σε υγρή κατάσταση στους 25°C (αποδίδοντας την λανθάνουσα θερμότητα του).

Εάν αντίθετα, ο υδρατμός δεν συμπυκνωθεί και εξέλθει σε αέρια μορφή τότε η αποδιδόμενη θερμότητα ονομάζεται **κατώτερη θερμογόνος ικανότητα**

$$\text{HCV} = \text{LCV} + \mu_{\text{H}_2\text{O}} \cdot h_{\text{fg}}$$



Όταν η θερμογόνος δύναμη εκφράζεται ανά μονάδα μάζας ονομάζεται **ειδική ενέργεια (SE)** ή ανά μονάδα όγκου και ονομάζεται **πυκνότητα ενέργειας**.

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Η θερμογόνο δύναμη **υγρών** καυσίμων (λέγεται και **ειδική ενέργεια** όταν εκφράζεται σε μονάδες MJ/kg): εξαρτάται ολοκληρωτικά από τη χημική τους σύνθεση, ειδικότερα στο λόγο υδρογόνο/άνθρακα.

Σχέση *Mendelejev*:

$$\text{LSE} = \text{LCV} = 0.339 \cdot C + 1.03 \cdot H - 0.109 \cdot (O - S) - 0.025 \cdot W \quad (\text{MJ/kg})$$

LSE (*Lower Specific Energy*) είναι η **κατώτερη ειδική ενέργεια** ή **κατώτερη θερμογόνο δύναμη** του καυσίμου και C, H, O, S, και W είναι τα ποσοστά μάζας του άνθρακα, υδρογόνου, οξυγόνου, θείου, και νερού αντίστοιχα, στο καύσιμο.

Εάν η χημική σύνθεση του καυσίμου είναι άγνωστη, η θερμότητα της καύσης (σε MJ/kg) μπορεί να υπολογιστεί με μικρότερη ακρίβεια από τη σχετική πυκνότητα μόνο:

$$\text{LSE} = \text{LCV} = 51.5 - \frac{5.95}{1.53 - \rho_{\text{rel}}} \quad (\text{MJ/kg})$$

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Θερμογόνος δύναμη **αερίων** καυσίμων ονομάζεται και **πυκνότητα ενέργειας** όταν εκφράζεται σε MJ/m³ ή σε Btu/ft³

Ο δείκτης **Wobbe** ορίζεται ως:

$$\text{Δείκτης Wobbe} = W = \frac{\text{πυκνότητα ενέργειας}}{\rho_{\text{rel}}}$$

είναι ένα μέτρο της ενέργειας του αερίου καυσίμου που περνά μέσα από ένα δεδομένου μεγέθους ακροφύσιο. Κανονικά, δεν επιτρέπεται να μεταβάλλεται περισσότερο από 5% από την ονομαστική τιμή για την οποία το σύστημα σχεδιάστηκε. Στις περιπτώσεις που τροφοδοτούνται διαφορετικά αέρια καύσιμα κάτω από ίδιες συνθήκες σ' ένα θάλαμο καύσης,] ο δείκτης αυτός προσδιορίζει την αλλαγή (αύξηση ή μείωση) στην ισχύ εισόδου του θαλάμου καύσης. Για να διατηρήσουμε τη ίδια ισχύ σε ένα θάλαμο καύσης όταν έχουμε δύο αέρια καύσιμα με διαφορετικό δείκτη *Wobbe* θα πρέπει να αλλάξουμε την πίεση τροφοδοσίας, ώστε να ισχύει:

$$W_1 \cdot \sqrt{P_1} = W_2 \cdot \sqrt{P_2}$$

$W \cdot \sqrt{P}$: **διευρυμένος δείκτης Wobbe**. Ο δείκτης *Wobbe* χρησιμοποιείται επίσης για να προσδιορίσουμε τη δυνατότητα εναλλαγής δύο αερίων καυσίμων σ' ένα θάλαμο καύσης, όπως επίσης και στην ταξινόμηση γενικότερα των αερίων καυσίμων.

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Ένα οποιοδήποτε σύστημα, όπως το **σύστημα αντιδρώντων** που υπόκειται σε μία διεργασία όπως η χημική αντίδραση:

$$S_{\text{prod}} - S_{\text{react}} = \sum_i \frac{Q_i}{T} + S_{\text{gen}}$$

Αν αδιαβατική: $S_{\text{prod}} - S_{\text{react}} = S_{\text{gen}}$

Ειδική εντροπία του i συστατικού ενός μίγματος ιδανικών αερίων:

$$s_i(T, P_i) = s_{o,i}(T, P_a) - R_u \ln \frac{P_m}{P_a} v_i \quad (\text{kJ}/(\text{kmol}\cdot\text{K}))$$

όπου

P_i παριστάνεται η μερική πίεση, P_a η ατμοσφαιρική πίεση ίση με 1atm, v_i είναι το γραμμομοριακό κλάσμα του i συστατικού και

P_m η πίεση του μίγματος.

Κατά την χημική αντίδραση η **εξέργεια** που καταστρέφεται:

$$X_{\text{destroyed}} = T_{\text{zero}} S_{\text{gen}} \Rightarrow X_{\text{destroyed}} = T_o S_{\text{gen}}$$

όπου με T_o η απόλυτη θερμοκρασία του περιβάλλοντος

Η μεταβολή της εξέργειας ενός συστήματος κατά τη διάρκεια μίας διεργασίας ισούται με το αντιστρεπτό έργο W_{rev} , το οποίο είναι το μέγιστο έργο που μπορεί να πραγματοποιηθεί κατά την διάρκεια μιας διεργασίας.

Εάν θεωρήσουμε ότι οι μεταβολές των κινητικών και των δυναμικών ενεργειών είναι αμελητέες τότε αποδεικνύεται ότι το **αντιστρεπτό έργο για μια διεργασία καύσης** μόνιμης ροής, που παρουσιάζει μεταφορά θερμότητας μόνο με το περιβάλλον θερμοκρασίας T_o , είναι:

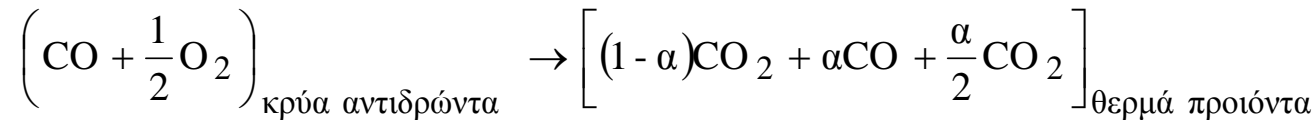
$$W_{\text{rev}} = \sum n_r (h_f^\circ - h - h_o - T_o s)_r - \sum n_p (h_f^\circ - h - h_o - T_o s)_p$$

Όταν τα αντιδρώντα όσο και τα προϊόντα βρίσκονται στη θερμοκρασία T_o του περιβάλλοντος, τότε ο όρος

$$g_o = h - T_o s$$

είναι η συνάρτηση *Gibbs* ενός γραμμομορίου μιας ουσίας σε θερμοκρασία T_o

Χημική Ισορροπία



Εντροπία των προϊόντων του μίγματος :

$$S_P(T, P) = \sum_{i=1}^3 n_i \cdot S_i(T, P) = (1 - \alpha) \cdot S_{\text{CO}_2} + \alpha \cdot S_{\text{CO}} + S_{\text{O}_2}$$

όπου n_i ο αριθμός των *mols* της i συνιστώσας του μίγματος των προϊόντων και T η θερμοκρασία των προϊόντων

Εντροπία κάθε μίας συνιστώσας:

$$S_i = S_i^{\circ}(T_o) + \int_{T_o}^T c_{pi} \cdot \frac{dT}{T} - R_u \cdot \ln \frac{P_i}{P^{\circ}}$$

Τρίτος θερμοδυναμικός νόμος:

$$dS \geq 0$$

Συνθήκη ισορροπίας:

$$(dS)_{U, V, m} = 0$$

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Όταν θέλουμε να υπολογίσουμε την σύνθεση ενός μίγματος σε δοσμένη θερμοκρασία T , πίεση P και στοιχειομετρία, η εντροπία αντικαθίσταται από την ελεύθερη ενέργεια του *Gibbs*

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

Τότε ο τρίτος θερμοδυναμικός νόμος:

$$(dG)_{U,V,m} \leq 0$$

Συνθήκη ισορροπίας:

$$(dG)_{U,V,m} = 0$$

$$\Delta G_T^{\circ} = -R_u \cdot T \cdot \ln K_P \Rightarrow K_P = \exp\left(-\frac{\Delta G_T^{\circ}}{R_u \cdot T}\right)$$

όπου

$$\Delta G_T^{\circ} = (n_{P1} \cdot g_{P1,T} + n_{P2} \cdot g_{P2,T} + \dots) - (n_{R1} \cdot g_{R1,T} + n_{R2} \cdot g_{R2,T} + \dots)$$

$$K_P = \frac{\left(\frac{P_{n_{P1}}}{P_t}\right)^{n_{P1}} \cdot \left(\frac{P_{n_{P2}}}{P_t}\right)^{n_{P2}}}{\left(\frac{P_{n_{R1}}}{P_t}\right)^{n_{R1}} \cdot \left(\frac{P_{n_{R2}}}{P_t}\right)^{n_{R2}}}$$

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Από τον ορισμό της σταθεράς της χημικής ισορροπίας της αντίδρασης K_p και την έχουμε μία ποιοτική ένδειξη όσον αφορά το αν η αντίδραση ευνοεί τα προϊόντα ή τα αντιδρώντα στην ισορροπία

Όταν $\Delta G_T^0 > 0$, $\ln K_p < 0$, $K_p < 1$, τότε η αντίδραση ευνοεί τα αντιδρώντα.

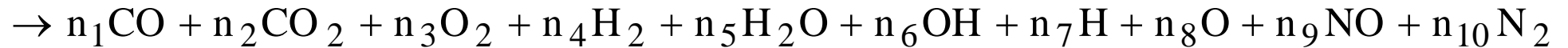
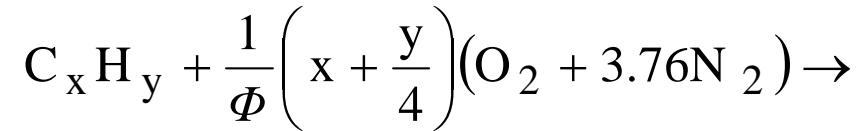
Όταν $\Delta G_T^0 < 0$, $\ln K_p > 0$, $K_p > 1$, τότε η αντίδραση ευνοεί τα προϊόντα

Από τον ορισμό της συνάρτησης του *Gibbs* προκύπτει ότι:

$$\Delta G_T^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0 \Rightarrow (11 - 51) \Rightarrow K_p = e^{-\Delta H^0 / (R_u \cdot T)} \cdot e^{\Delta S^0 / R_u}$$

Όταν $K_p > 1$ η μεταβολή της ενθαλπίας για την αντίδραση είναι $\Delta H^0 < 0$, που σημαίνει ότι η αντίδραση είναι εξώθερμη. Για εσώθερμη ισχύουν τα αντίθετα.

Υπολογισμός συγκεντρώσεων και αδιαβατικής θερμοκρασίας ισορροπίας



$$C: \quad x = n_1 + n_2$$

$$H: \quad y = 2n_4 + 2n_5 + n_6 + n_7$$

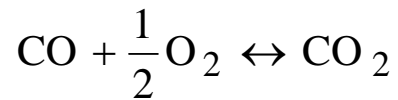
$$O: \quad \frac{2}{\Phi} \left(x + \frac{y}{4} \right) = n_1 + 2n_2 + 2n_3 + n_5 + n_6 + n_8 + n_9$$

$$N: \quad \frac{2}{\Phi} \left(x + \frac{y}{4} \right) 3.76 = n_9 + 2n_{10}$$

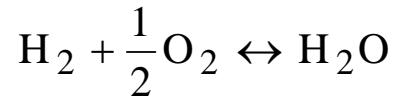
Ο συνολικός αριθμός *mols*, δίνεται από την σχέση:

$$n_t \equiv \sum_{i=1}^{10} n_i$$

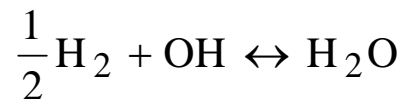
Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων



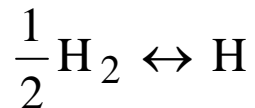
$$K_{\text{CO}_2} = \frac{\frac{P \cdot n_{\text{CO}_2}}{n_t}}{\frac{P \cdot n_{\text{CO}}}{n_t} \cdot \frac{P^{1/2} \cdot n_{\text{O}_2}^{1/2}}{n_t^{1/2}}} \Rightarrow K_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot \left(\frac{P \cdot n_{\text{O}_2}}{n_t}\right)^{1/2}}$$



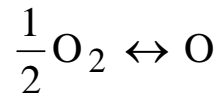
$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{H}_2} \cdot \left(\frac{P \cdot n_{\text{O}_2}}{n_t}\right)^{1/2}}$$



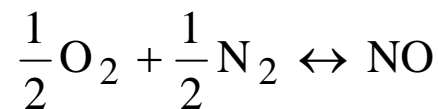
$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{OH}} \cdot \left(\frac{P \cdot n_{\text{H}_2}}{n_t}\right)^{1/2}}$$



$$K_{\text{H}} = \frac{n_{\text{H}} \cdot P^{1/2}}{(n_{\text{H}_2} \cdot n_t)^{1/2}}$$



$$K_{\text{O}} = \frac{n_{\text{O}} \cdot P^{1/2}}{(n_{\text{O}_2} \cdot n_t)^{1/2}}$$

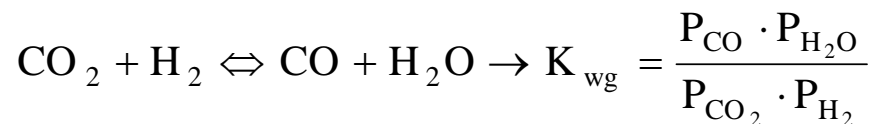
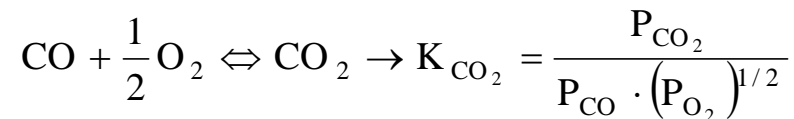
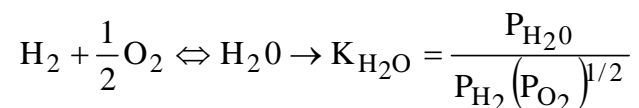


$$K_{\text{NO}} = \frac{n_{\text{NO}}}{(n_{\text{O}_2} \cdot n_{\text{N}_2})^{1/2}}$$

Θερμοχημεία και Κινητική Θεωρία των Χημικών Αντιδράσεων

Σταθερές χημικής ισορροπίας αερίων

T	Σταθερές ισορροπίας		
	$K_{\text{CO}_2}(\text{atm}^{-1/2})$	$K_{\text{H}_2\text{O}}(\text{atm}^{-1/2})$	K_{wg}
(K)			
298.15	$1.1641 \cdot 10^{45}$	$11.169 \cdot 10^{39}$	$9.3756 \cdot 10^{-5}$
300	$575.44 \cdot 10^{42}$	$6.1094 \cdot 10^{39}$	$10.617 \cdot 10^{-6}$
500	$10.593 \cdot 10^{24}$	$76.913 \cdot 10^{21}$	$7.2611 \cdot 10^{-3}$
1,000	$16.634 \cdot 10^9$	$11.535 \cdot 10^9$	0.69343
1,500	$207.01 \cdot 10^3$	$530.88 \cdot 10^3$	2.5644
2,000	765.60	$3.467 \cdot 10^3$	4.5290
2,100	345.94	$1.6866 \cdot 10^3$	4.8753
2,200	168.27	874.98	5.2000
2,300	87.097	480.84	5.5208
2,400	47.753	277.43	5.8076
2,500	27.543	167.49	6.0814
2,700	10.351	68.077	6.5766
3,000	3.0549	22.029	7.2111



αντίδραση νερού-αερίου (wg: water gas)