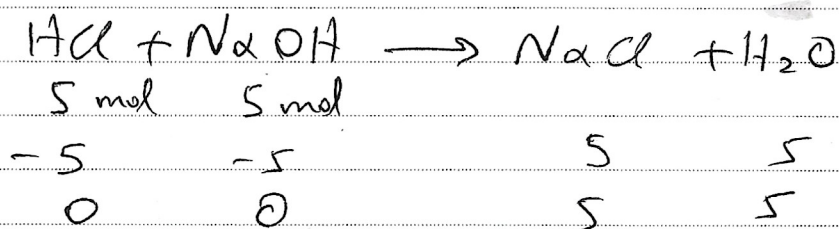


ΚΕΦ. 6: ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

Οι αντιδράσεις που έχουμε μάθει έως τώρα ήταν μονόδρομες, δηλ. δεν ήταν δυνατόν τα προϊόντα να δώσουν πίσω τα αντιδρώντα
π.χ

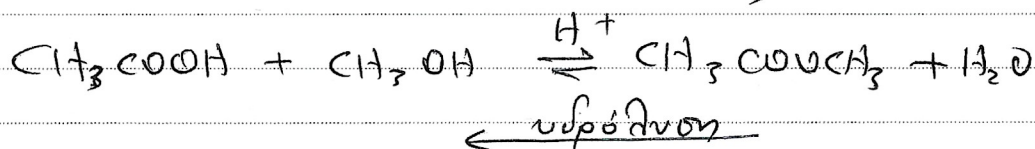


Μονόδρομες αντιδράσεις είναι:

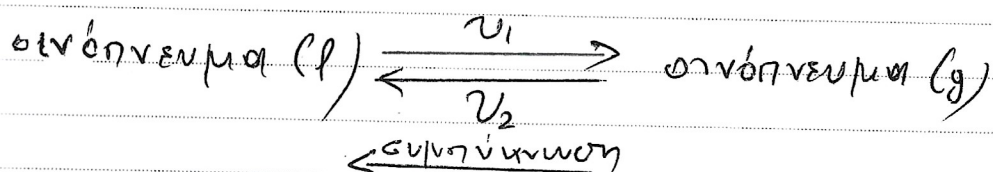
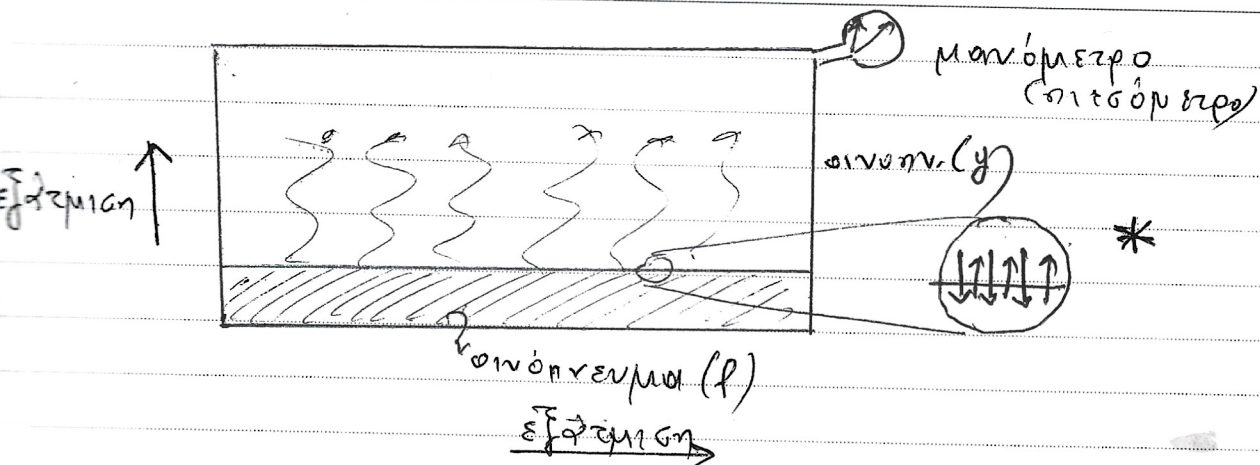
- οι εξουδετερώσεις
- οι απλές ανατοξώσεις
- οι διπλές ανατοξώσεις
- αρκετές οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις

Μονόδρομη αντίδραση: πραγματοποιείται προς μία μόνο κατεύθυνση

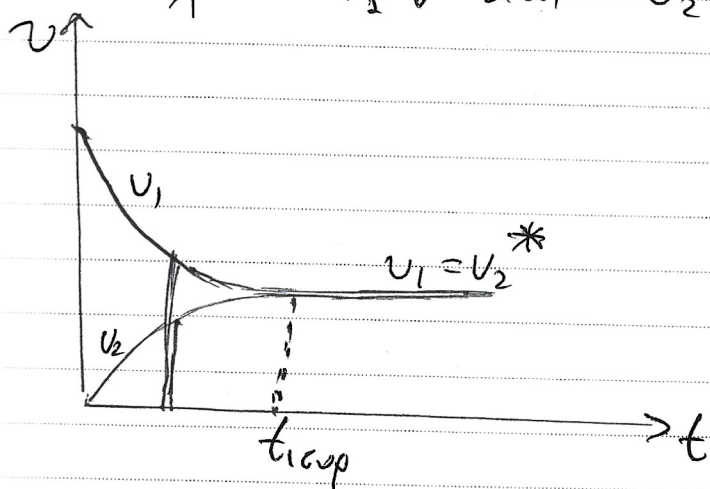
Η πλειοψηφία όμως των αντιδράσεων είναι διπλής κατεύθυνσης δηλ. αμφίδρομες
π.χ. η εστεροποίηση



★ Ένα φυσικό φαινόμενο (παράδειγμα)



Αρχικά το υγρό οινοπνεύμα, εξατμίζεται με μεγάλη ταχύτητα u_1 , όσο παφελόνται (παράγονται) ατμοί οινοπνεύματος αυτοί συσπρματώνονται σε σταγονίδια και συμπυκνώνονται οπότε αρχίζει σιγά-σιγά η συμπύκνωση. Από την άλλη οι συνεχώς παραγόμενοι ατμοί οινοπνεύματος με την αύξηση που έχουν δυσκολεύουν την εξάτμιση. Άρα όσο $t \uparrow$ έχω $u_1 \downarrow$ και $u_2 \uparrow$.



Όταν $t \geq t_{ισορ}$ έχω $u_1 = u_2$. Δηλ. όσο μόρια εξατμίζονται τόσο μόρια συμπυκνώνονται δηλ. καπρσοποιητά έχω.

α) η σταθμη του οινονεύματος (l) = σταθ $\Rightarrow$
 $[οινον(θ)] = σταθ$

β) η ποσότητα του οινον (y) = σταθ $\Rightarrow$ πίεση = σταθ

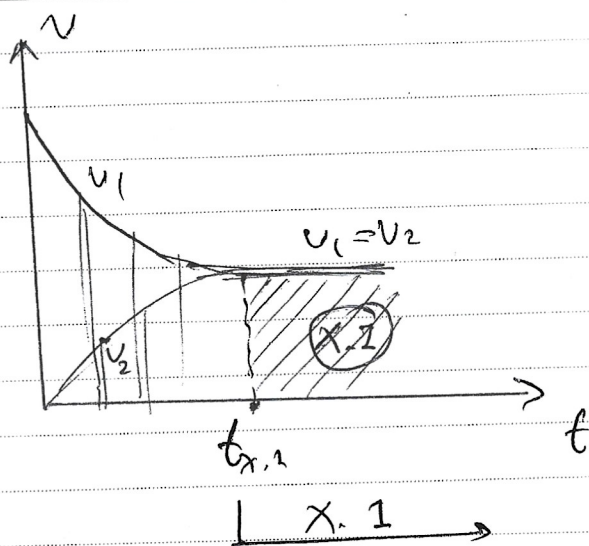
Δηλ. έχω φτάσει σε μια "Ισορροπία" όπου οι ποσότητες των σωμάτων που συμμετέχουν στο φαινόμενο παραμένουν σταθερές. Η ισορροπία είναι δυναμική, όμως ΟΧΙ στατική. Δηλ. τα 2 αντίθετα φαινόμενα συνεχίζουν να γίνονται αλλά με ίσες ταχύτητες $\Rightarrow$ δεν έχει κάποια μεταβολή στις συγκεντρώσεις των σωμάτων

Θα δούμε την δυναμική ισορροπία στις αμφίδρομες αντιδράσεις. Εδώ η ισορροπία θα ονομασθεί Χημική Ισορροπία (Χ.Ι)

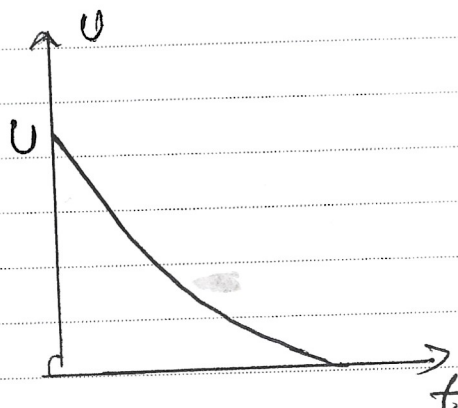
• 1^{ον}) Έστω η αμφίδρομη αντίδραση

mol	$H_2(g)$	$I_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2HI(g)$	
Έστω ότι αρχ	10	10	$\xrightleftharpoons[v_2]{v_1}$		$V=12$
αντ	-8	-8			
Παρ				16	
Χ.Ι	2	2		16	
Αναλογία	1	1	:	8	**

$v_1 = k_1 [H_2] [I_2]$ $v_2 = k_2 [HI]^2$: όσο $t \uparrow \Rightarrow$
 $[H_2], [I_2] \downarrow \Rightarrow v_1$ και $[HI] \uparrow \Rightarrow v_2 \uparrow \Rightarrow$ στην Χ.Ι: $v_1 = v_2$
 Στην Χ.Ι υπάρχουν παρόντα όλα τα σώματα.
 Και ένα δεν θα έχει μηδέν mol



Αν είχα μονόδρομη
αντίδραση: $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$
τότε $v_{\text{αγλ}} = 0$



Μετά την χρονική στιγμή $t_{x,1}$ έχω $X.1$ δηλ:
1) Οι δύο αντίδρατες αντιδράσεις συνεχίζουν
να πραγματοποιούνται αλλά με ίσες
ταχύτητες (δηλ. όσα μόρια H_2 παράγονται
σε Δt τόσα και διασπώνται).

2) Οι ποσότητες (άρα και συγκεντρώσεις) όλων
των αντιδρώντων και προϊόντων σωμάτων
παραμένουν σταθερές (προσοχή! όχι νατ'
ανάληψη ίσες)

** Η τελική αναλογία mol είναι σταθερή
και χαρακτηριστική για κάθε αντίδραση

Αντίστροφα: Έστω βάλω σε $V = 1L$ 20mol H_2

• 2^{ου})

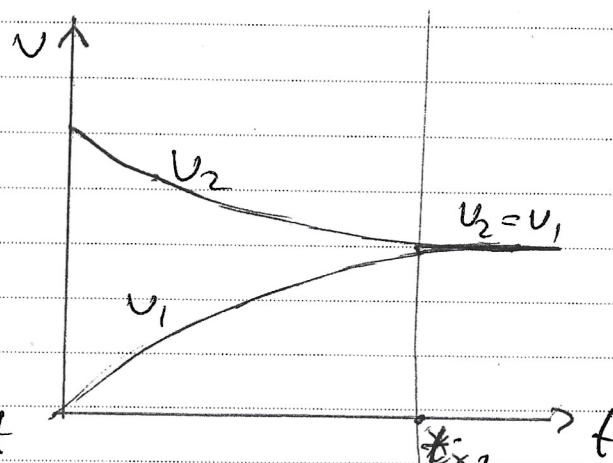
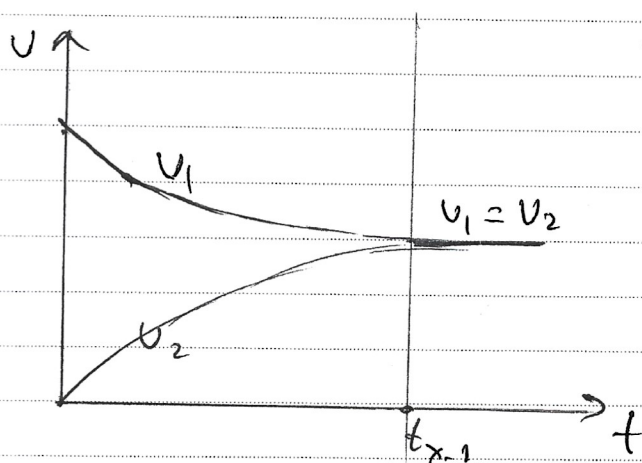
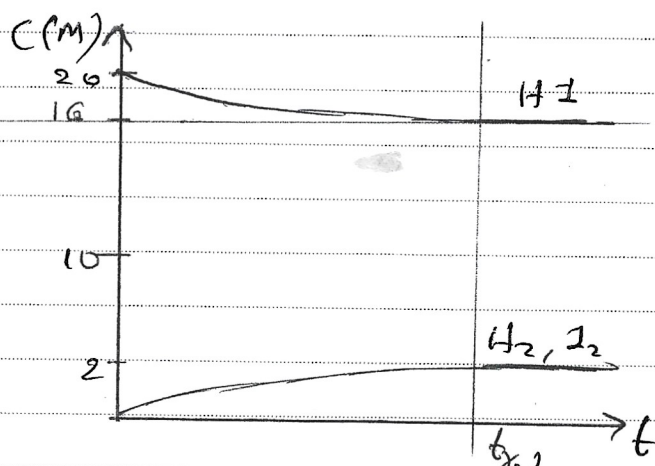
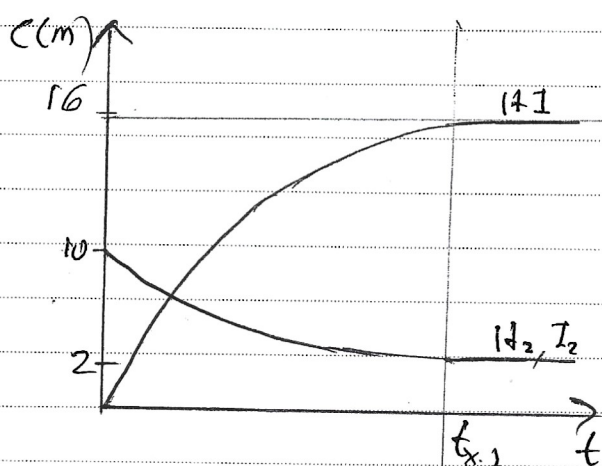
mol	$\frac{v_2}{v_1}$	H_2	I_2
αρχ	20		
αντ	-4		
Πορ		2	2
X.1	16	2	2

**

$$2 : 1 : 1$$

$$\left. \begin{aligned} v_2 &= k_2 [H_2] [I] \\ v_1 &= k_1 [H_2] [I_2] \end{aligned} \right\} \begin{aligned} &\text{όσο } t \uparrow \Rightarrow [HI] \downarrow \Rightarrow v_2 \downarrow \\ &[H_2], [I_2] \uparrow \Rightarrow v_1 \uparrow \end{aligned} \Rightarrow$$

στην Χ.1 : $v_1 = v_2$



Ορισμός Χημικής Ισορροπίας (Χ.1)

Χημική Ισορροπία είναι μία κατάσταση δυναμικής ισορροπίας στην οποία παρατηρείται μία αμφίδρομη αντίδραση. Στην (Χ.1) έχω ότι:

⇒ οι δύο αντίστροφες αντιδράσεις λαμβάνουν με ίσες ταχύτητες να

⇒ οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και προϊόντων παραμένουν σταθερές (όχι μετ' ανόχτων ίσες)

Απόδοση αντιδρόμης αντίδρασης

πάντα ελέγχεις αν υπάρχει θέμα
εξδείκματος - πείραξης

1^η περίπτωση

Τα αντιδρώντα να είναι σε
στοιχειομετρική αναλογία

η.χ	mol	$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$			
	αρχ	4	12		(x=3)
	ακ	-3(-x)	-9(-3x)		
έστω:	Παρ			6(+2x)	0 < x < 4
	x.1	1	3	6	

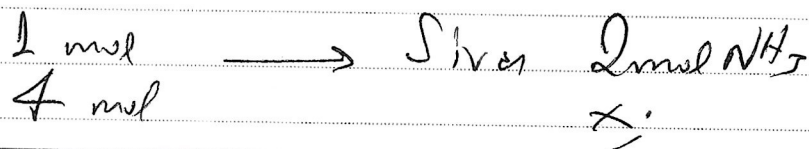
Η απόδοση βρίσκεται με 2 τρόπους.

Α τρόπος > Βάση των προϊόντων

$$\alpha = \frac{\text{τα mol που παράγονται πρακτικά}}{\text{τα mol που θα παράγονταν θεωρητικά}}$$

δηλ. αν η αντίδραση
ήταν μονόδρομη (ποσοτική)

άρα εδώ βάση των N_2



$$x = 8 \text{ mol } NH_3 \text{ θεωρητικά}$$

$$\alpha = \frac{6}{8} = \frac{3}{4} = 0,75$$

$$\% \text{ απόδοση} = \alpha \cdot 100 \Rightarrow \% \text{ απόδοση} = 75 \%$$

Β' τρόπος > Βάση των αντηδρώντων:

Όταν έχουμε στοιχειομετρική αναλογία όπως
 εδώ όπου $(n_{N_2} = \frac{4}{1}) = (n_{H_2} = \frac{12}{3} = 4)$

ή αν $n_{N_2} = n_{H_2}$
 η απόδοση μπορεί να υπολογιστεί βάση
οποίου αντηδρώντος θέλουμε

Ορισμός απόδοσης βάση αντηδρώντων

$$\alpha = \frac{\text{mol που αντηδρούν}}{\text{αρχικά mol αντηδρώντος}}$$

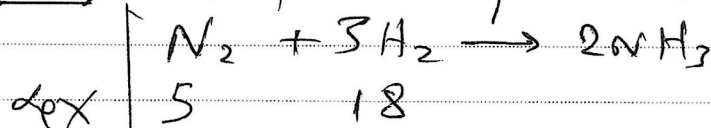
ως προς το N_2 : $\alpha = \frac{3}{4} = 0,75$

η " " " H_2 : $\alpha = \frac{9}{12} = \frac{3}{4} = 0,75$

• 2^η περίπτωση > Να έχω περίσσεια αντηδρώντος

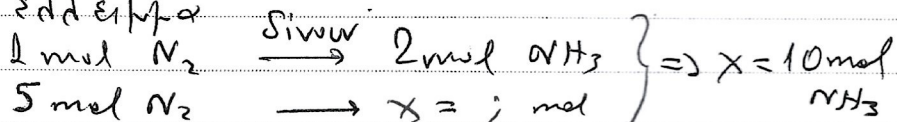
Θα υπολογίσω την απόδοση βάση του αντηδρών-
 τος που είναι σε έλεμμα. Άρα πρέπει
 να βρούμε ποιά αντηδρών είναι σε έλεμμα
 (διότι αντεδραστήρια θα αντηδρούσε όλο αν είχα μονόδρομη αντηδραση)

Α' τρόπος > Βάση του προϊόντος



$$n_{N_2} = \frac{5}{1} < n_{H_2} = \frac{18}{3} = 6$$

↓
 έλεμμα



Έστω ότι αντιδρούν 3 mol N_2

ΞΔΛ			
mol	$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$		
αρχ	5	18	
αντ	-3	-9	
Παρ			+6
ΣΙ	2	9	6

$$\alpha_{N_2} = \frac{\text{mol παραγχγ}}{\text{mol διαμενηα}} = \frac{6}{10} = 0,6 \quad (60\%)$$

(Με βάση το H_2 (πείρσση) οα είχα
 $n_{NH_3}(\text{παρ}) = 12 \text{ mol}$)

$$\alpha_{H_2} = \frac{6}{12} = 0,5 < 0,6 \quad \text{Το } 0,5 \text{ δέν είναι}$$

η αδόση τας ανιδρσας αλλί ο βάρος μετατροπής του H_2)

Βαρος μετατροπής εως ανιδρσας (β.μ.)

Ορίεται ως το πλάσος

$$\text{β.μ (ανιδρσας)} = \frac{\text{mol που ανιδρσας}}{\text{αρχική mol}}$$

Αλλί είναι η "prive" αδόση του ανιδρσας
 Ο β.μ του ελλειμματός ανιδρσας ισούται με
 την αδόση της ανιδρσας.

Β' τρόπος > Με βάση το ελλειμματικό ανιδρσας.

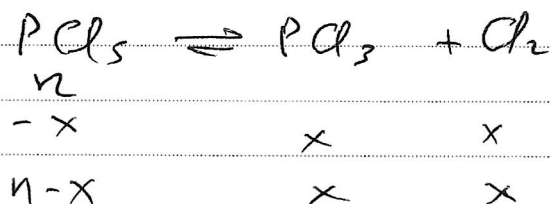
$$\left(\frac{\text{β.μ}_{N_2}}{\text{β.μ}_{N_2}} \right) = \alpha_{N_2} = \frac{n_{\text{ανιδρ}}}{n_{\text{αρχ}}} = \frac{3}{5} = 0,6 \quad (60\%) \quad \left| \quad \alpha = \frac{\text{mol που ανιδρσας}}{\text{αρχική mol ελλειμ. ανιδρσας}} \right.$$

25 γραμ ω H₂ δε είχε

$$(\epsilon_{H_2}) = \alpha_{H_2} = \frac{9}{18} = 0,5 \neq 0,6$$

Το 0,5 είναι ο ϵ_{H_2} και δεν ιαύεται με την απόδοση της αντίδρασης που είναι 0,6
 Διότι ω H₂ είναι σε περίεσσα.

Ειδική περίπτωση: Όταν έχω μόνο ένα αντιδρών
 το οποίο διασπάται σε προϊόντα τότε η
 απόδοση λέγεται και βαθμός διάσπασης
 π.χ

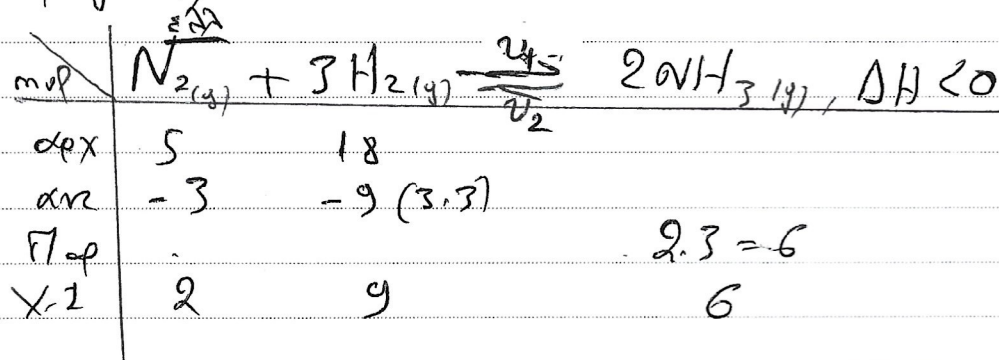


απόδοση: $\alpha = \frac{x}{n}$

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΘΕΣΗ ΤΗΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ - ΑΡΧΗ Le Chatelier (Αρχή LC)

Εισαγωγή

Έστω η σύνθεση NH₃ με τη μέθοδο Haber
 η οποία καταλήγει σε Χ.1 με ορισμένη απόδοση
 (όχι πολύ μεγάλη)



$$\alpha = \frac{3}{5} = 0,6 \rightarrow 60\%$$

Το πρόβλημα που τίθεται στη βιομηχανία είναι αν μπορεί να επιτύχουν "μικρότερη απόδοση" σε μία σύνθεση δηλ να βάλουν την αντίδραση να αντιδράσει και άλλο προς τα δεξιά δηλ τα 2 mol N_2 και 3 mol H_2 να αντιδράσουν περισσότερο και να παράχουν και άλλη ποσότητα NH_3 .

δηλ. η αρχική κατάσταση Χ.1 να μετατοπιστεί προς τα δεξιά ώστε να πάρω μία νέα κατάσταση Χ.1 με λιγότερα $\text{mol N}_2, \text{H}_2$ και περισσότερα mol NH_3 . Τότε βέβαια θα αυξηθεί και η απόδοση της αντίδρασης.

Οι παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση (κατάσταση) της Χημικής Ισορροπίας είναι οι εξής:

- α) Η συσχέτιση των αντιδρώντων και προϊόντων (δηλ. όλων των ουσιών που συμμετέχουν στη Χ.Ι εκτός κάποιων εξαιρέσεων ...)
- β) Η πίεση
- γ) Η θερμοκρασία

Το πως επηρεάζουν οι παραπάνω παράγοντες τη θέση της Χ.Ι, καθορίζεται από την Αρχή του Le Chatelier (βλ. σχολ. βιβλίο Β τεύχος, σελ. 109) (Αρχή L.C) $\rightarrow$ βλ. και σελ 67)

Η καλύτερη ερμηνεία της Αρχής L.C σφαιρίζεται στην μεταβολή των ταχυτήτων v_1 και v_2 δηλ. αν συμβεί μεταβολή σε κάποιο από τους παράγοντες και v_1 γίνει $>$ της v_2 τότε

η Χ.Ι μετατοπίζεται προς τα δεξιά ώστε
 $v_1 \downarrow, v_2 \uparrow$ και να πάρω μία νέα Χ.Ι
 όπου $v_1' = v_2'$. Τότε δηλ $[N_2], [H_2] \downarrow$ και $[NH_3] \uparrow$

ii) Αν η μεταβολή σε κάποιο από τους παράγοντες
 κάνει την $v_2 > v_1$, τότε η Χ.Ι μετατοπίζε-
 ται προς τα αριστερά ώστε $v_2 \downarrow, v_1 \uparrow$
 και να πάρω μία νέα Χ.Ι όπου $v_1' = v_2'$.
 Τότε δηλ $[N_2], [H_2] \uparrow$ και $[NH_3] \downarrow$

Αρχή Le-Chatelier

Όταν μεταβληθεί ένας από τους παράγοντες
 που επηρεάζουν τη θέση μιας Χ.Ι τότε αυτή
 μετατοπίζεται προς εκείνη την κατεύθυνση που
τείνει να αναρτήσει την μεταβολή που ερμει-
 ράζει

Δηλ. η μεταβολή που έγινε δεν θα αναρτήσει
 (ανυψώσει) πλήρως δηλ θα "μείνει κάτι"
 από την μεταβολή που έγινε αρχικά

Να τονιστεί εδώ ότι στην Χ.Ι συνεχίζουν
 να ισχύουν από όλα τα αντιδρώντα και προϊόντα
 δηλ τα mol του αντιδρώντος που είναι σε
 ισορροπία ΔΕΝ μηδενίζονται.

1) Μεταβολή της Συγκέντρωσης

Έστω η σύσταση της NH_3 όπου :

mol	$N_2(g) + 3H_2(g) \xrightleftharpoons[v_2]{v_1} 2NH_3(g)$	
αρχ	7	14
αντ	-2	-6
Πορ		4
αρχικά ΧΙ	5	8
		4

Στην αρχική Χ.1 θα έχω

$$\left. \begin{aligned} U_1 &= K_1 [N_2] [H_2]^3 \\ U_2 &= K_2 [NH_3]^2 \end{aligned} \right\} \Rightarrow U_1 = U_2 \quad \eta' \quad K_1 \left[\frac{5}{4} \right] \left[\frac{8}{4} \right]^3 = K_2 \left[\frac{4}{1} \right]^2$$

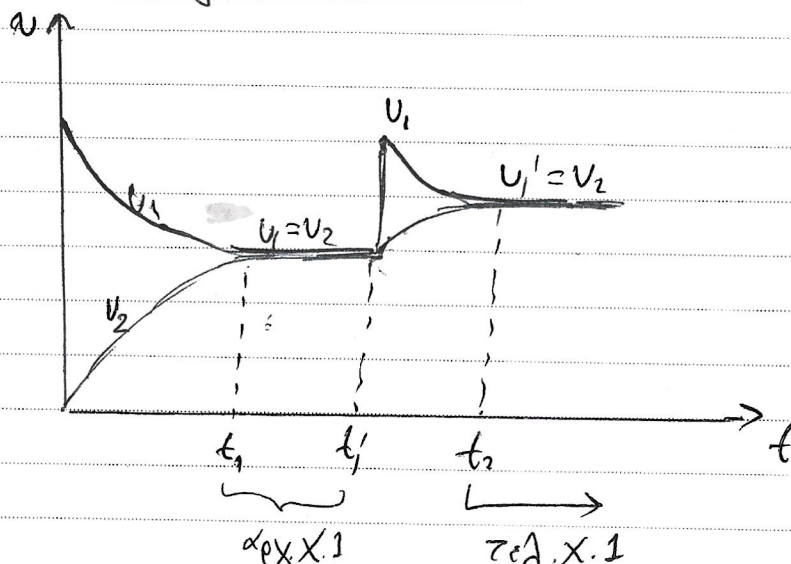
$V = 1L$

Αν προσέδω, έστω, 2 mol N_2 στην αρχική Χ.1
 $\Rightarrow [N_2]_{\text{πρ}} = \frac{7}{1} = 7M > 5M = [N_2]_{\text{αρχ. Χ.1}}$ Δηλ. η

$[N_2] \uparrow \Rightarrow U_1 > U_2 \Rightarrow$ η Χ.1 μετατονίζεται
 δεξιά δηλ θα αντάρξει μία ποσότητα
 έστω w mol από τα 2 mol N_2 που δόθηκαν
 με $w < 2$ (έστω αρχικά L) οπότε $[N_2] \downarrow$

$[H_2] \downarrow \Rightarrow U_1 \downarrow$ και θα παραχθεί επιπλέον 2w
 mol $NH_3 \Rightarrow [NH_3] \uparrow \Rightarrow U_2 \uparrow$ έως ότου να
 φέρω μία νέα ταχύνη κατάσταση Χ.1 όπου
 $U_1 = U_2$. Προφανώς και η απόδοση της Χ.1 $\uparrow$.

Διάγραμμα $v-t$



Παρατηρούμε ότι
 όταν μεταβάλλεται
 η συγκέντρωση
 ενός αντιδρώντος
 τότε η σύγκριση
 της μεταβολής
 αλλοίφει μόνο
 μια ταχύτητα
 δηλ αν $\downarrow \Rightarrow U \downarrow$
 αν $\uparrow \Rightarrow U \uparrow$

σε αντίθεση με τους άλλους δύο παραγοντες όπου θα
 δούσαμε ότι μεταβάλλονται ταυτόχρονα ορισμένα
 και οι δύο ταχύτητες

Είδωμι έδω έχω

Μεταβολή	Αντιδραστήρια έχουν Αρχικά LC
α) $[N_2] \uparrow$ προσθήκη mol N_2	οότε πρέπει η $[N_2]$ να $\Rightarrow X-1 \rightarrow$ (ή $v_1 > v_2 \Rightarrow \eta' X-1 \rightarrow$)
β) $[H_2] \uparrow$ προσθήκη mol H_2	Οότε πρέπει η $[H_2] \downarrow \Rightarrow$ $X-1 \rightarrow$ (ή $v_1 > v_2 \Rightarrow \eta' X-1 \rightarrow$)
γ) $[N_2] \downarrow$ αφαιρεί mol N_2	πρέπει η $[N_2] \uparrow$ οότε η $X-1 \leftarrow$ (ή $v_1 < v_2 \Rightarrow X-1 \leftarrow$)
δ) $[NH_3] \downarrow$ αφαιρεί NH_3	πρέπει η $[NH_3] \uparrow$ άρα $X-1 \rightarrow$
ε) $[NH_3] \uparrow$ προσθέτω NH_3	πρέπει η $[NH_3] \downarrow$ άρα $X-1 \leftarrow$

• Όταν δέλω να μειώσω τα mol ενός σώματος σε μια αντίδραση το "βήμα" από το να αυξηθεί

• Όταν δέλω να αυξήσω τα mol ενός σώματος σε μια αντίδραση "βήμα" την αντίδραση να παράγει πιο πολλά mol από από το σώμα αυτό

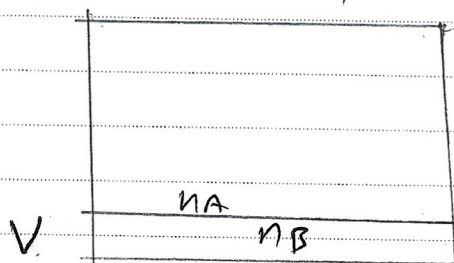
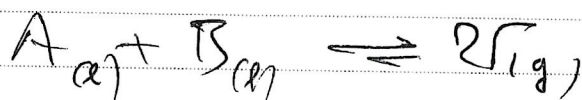
⇒ Παρατηρώ ότι μπορώ να αυξήσω την απόδοση μιας αμφίδρομης αντίδρασης (δηλ. να μετατοπιστεί η $X-1$ δεξιάτερα) αν i) προσθέσω περίσσεια κάποιου αντιδρώντος (του φθηνότερου...) ii) αφαιρώ, απομακρύνω συνήχως το προϊόν.

Προσοχή!

Η συμπίεση των υαδρών στερεών (s) και υγρών (l) είναι σταθερή είτε προσοδίων είτε αφαιρέσει mol από αυγά δίστα $C = \frac{d}{m} \text{ ή } \frac{d}{Ar}$
 Οπότε αν μεταβληθούν τα mol ενός στερεού ή υγρού $\Rightarrow$ δεν αλλάζει η συμπίεση
 Cη τους $\Rightarrow$ δεν μετατοπίζεται η X.

Τέλικά μόνο των αερίων (g) και των ουσιών που είναι σε υδατικό διάλυμα (aq) αλλάζει η συμπίεση. Άρα μόνο η συμπίεση Cη των (g) και (aq) επηρεάζει τη δίστα της X.

Εφαρμογή είναι η περίπτωση όπου έχω 2 ή περισσότερα υαδρά υγρά ή X



$$[A] = \frac{n_A}{V}$$

$$[B] = \frac{n_B}{V}$$

$\xrightarrow{\text{προσδίων η mol A}} V' > V$

$$[A]' = \frac{n_A'}{V'}$$

$$[B]' = \frac{n_B}{V'} < [B]$$

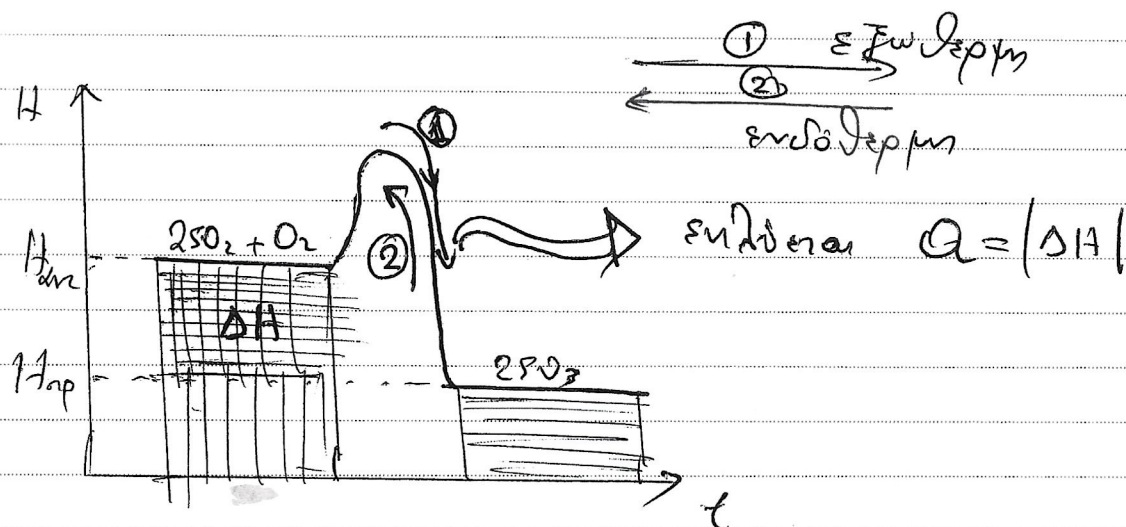
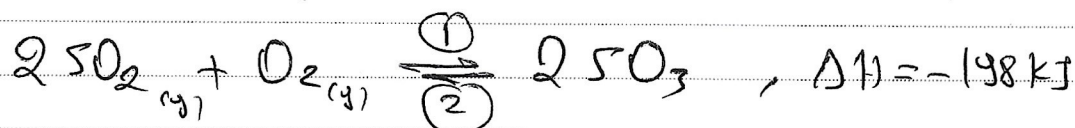
Αρα η προσοδίων εισηδίων mol (n) του A μεταβάλλει τον στατικό όμο V $\Rightarrow$ [B] μεταλλάσσεται. Τότε οι συμπίεσεις των 2 υγρών θα επηρεάζουν τη δίστα της X.

2 Μεταβολή Δερμοκρασίας

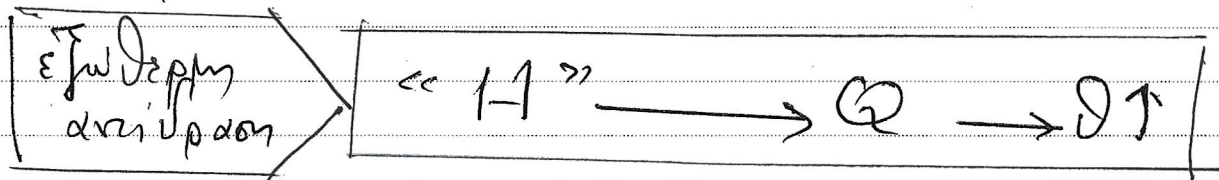
Εννοιες

- Όταν θέρμαινι $\Leftrightarrow$ προσφέρω θερμική ενέργεια (θερμότητα, Q) $\Leftrightarrow$
 $\Rightarrow$ η δερμοκρασία $\uparrow$
- Όταν ψύχω $\Leftrightarrow$ αφαιρώ θερμότητα $Q \Rightarrow \Delta \downarrow$

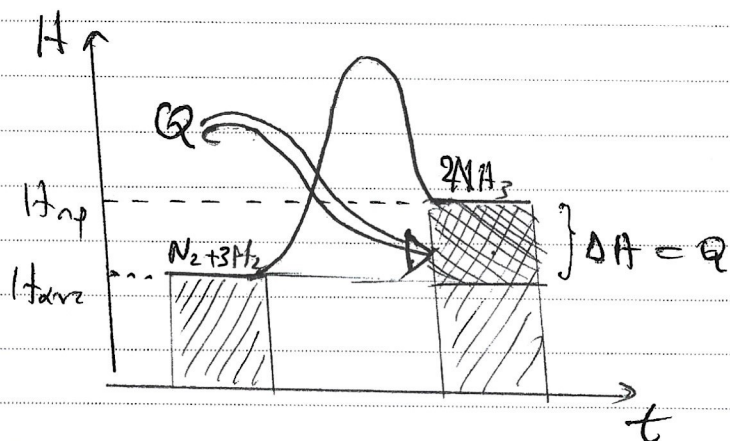
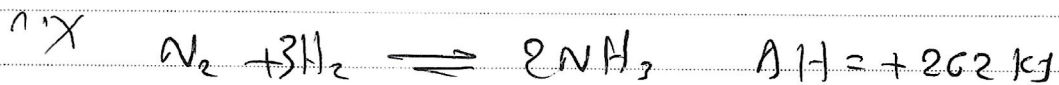
Εξώθερμη αντίδραση



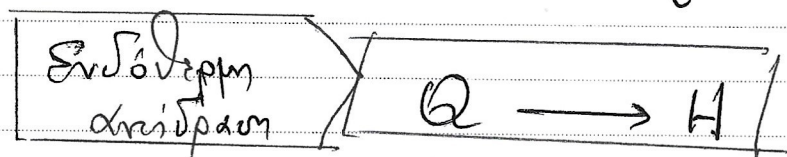
Ανλ. ένα τμήμα (ίσο με $|\Delta H|$) της αρχικής $H_{αντ}$ ("υπερπλεον χημικής ενέργειας") μετατρέπεται σε θερμότητα Q όταν γίνει η αντίδραση προς $\rightarrow$, οπότε ανεβαίνει η δερμοκρασία Δ του συστήματος



⊙ Ενδόθερμη αντίδραση



Εδώ απορροφάται θερμότητα Q ή ουσία "μετατρέπεται" σε κρυμμένη χημική ενέργεια ΔH



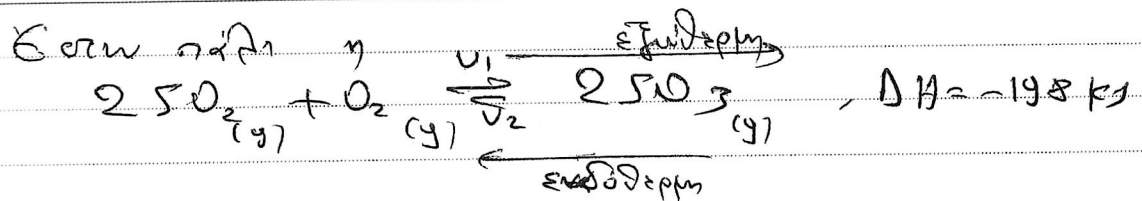
Οπότε αφού τα αντίδραση "απορροφά" Q από το περιβάλλον $\Rightarrow \delta \downarrow$ του συστήματος

Παρατήρηση: i) Όταν θερμαίνω $\Rightarrow \delta \uparrow \Rightarrow k_1 \uparrow, k_2 \uparrow \Rightarrow v_1 \uparrow, v_2 \uparrow$ ταυτόχρονα. Τότε χ.1 μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση που δ απορροφάει Q δηλ προς την ενδόθερμη αντίδραση δηλ:

Η ΘΕΡΜΑΝΣΗ ΕΥΝΟΕΙ ΤΗΝ ΕΝΔΟΘΕΡΜΗ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗ

ii) Όταν ψύχω $(-Q) \Rightarrow \delta \downarrow \Rightarrow k_1 \downarrow, k_2 \downarrow \Rightarrow v_1 \downarrow, v_2 \downarrow$ ταυτόχρονα. Τότε χ.1 μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση που δ εκδίδει Q δηλ. προς την εξώθερμη αντίδραση, δηλ:

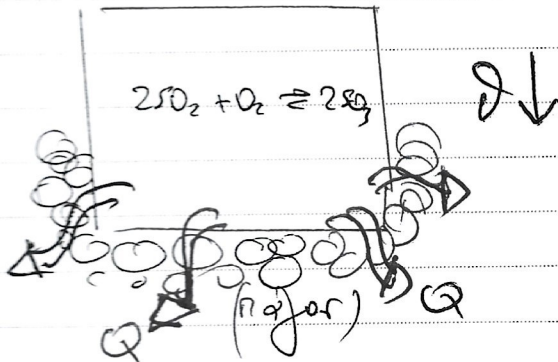
Η ΨΥΞΗ ΕΥΝΟΕΙ ΤΗΝ ΕΞΩΘΕΡΜΗ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗ



Μεταβολή:

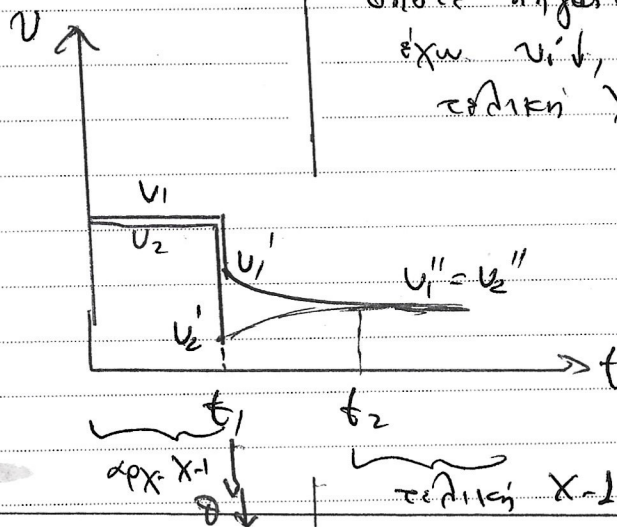
Αποτελέσματα λόγω LC

1) Όταν ψύξω το σύστημα $(-Q) \Rightarrow \Delta \downarrow$

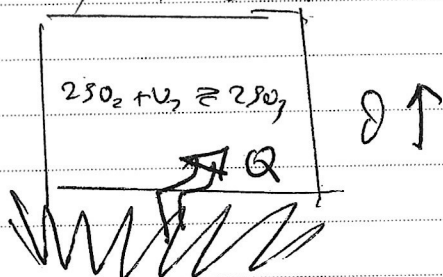


Βάση της Αρχής LC θα πρέπει να $\Delta \uparrow$ πάλι $\Rightarrow$ πρέπει να αυξηθεί Q άρα θα αυξηθεί η εξώθερμη αντίδραση $\Rightarrow$ ή $\times 1$ έσω πάλι λίγη

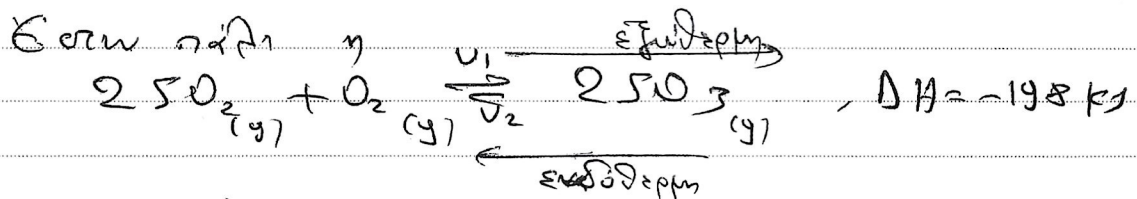
Ενισχύει: Με $\Delta \downarrow \Rightarrow v_1 \downarrow, v_2 \downarrow$ αλλά αφού η $\times 1$ $\Delta \uparrow$ άρα $\rightarrow \Rightarrow v_1' > v_2'$ οπότε ηχηνοποιεί η $\times 1 \rightarrow$ θα έχω $v_1' \downarrow, v_2' \uparrow$ ώστε στην τελική $\times 1$ να έχω $v_1'' = v_2''$



2) Όταν θερμάνω το σύστημα $(+Q) \Rightarrow \Delta \uparrow$



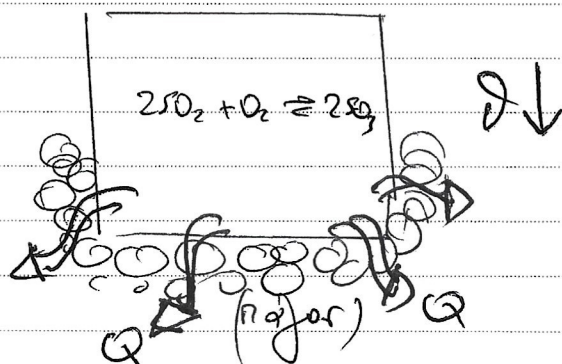
Βάση της Αρχής LC θα πρέπει $\Delta \downarrow \Rightarrow$ πρέπει να απορροφηθεί $Q \Rightarrow$ εννοείται η ενδόθερμη αντίδραση, άρα έσω ή $\times 2$ μετατοπίζεται αριστερά $\leftarrow$



Μεταβολή:

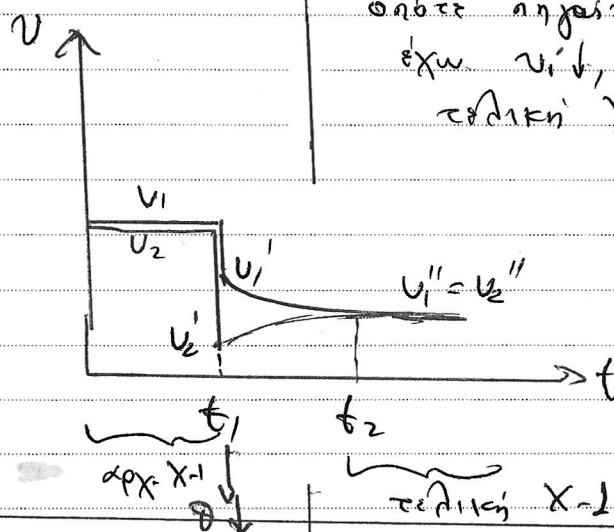
Αντιδραστήρια LC

1) Όταν ψύξω το σύστημα $(-Q) \Rightarrow \Delta \downarrow$

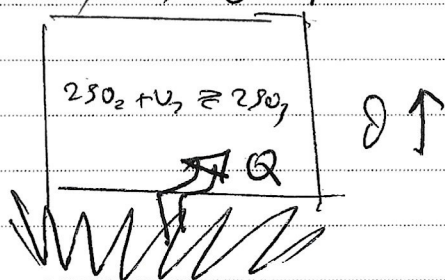


Βάση της Αρχής LC θα πρέπει να $\Delta \uparrow$ πάλι $\Rightarrow$ πρέπει να αυξηθεί Q άρα θα αυξηθεί η εξώθερμη αντίδραση $\Rightarrow$ ή $\times 1$ εδώ πάλι Διάτ

Επίσης: Με $\Delta \downarrow \Rightarrow U_1 \downarrow, U_2 \downarrow$ αλλά αφού η $\times 1$ $\Delta \downarrow$ $\Rightarrow U_1' > U_2'$ οπότε πλησιάζουμε η $\times 1 \rightarrow$ θα έχω $U_1', U_2' \uparrow$ ώστε να μην τελειώσει $\times 1$ να έχω $U_1'' = U_2''$

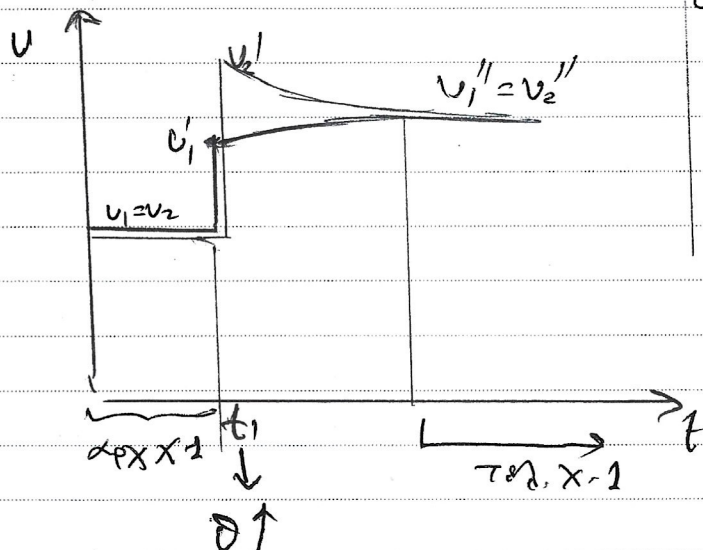


2) Όταν θερμάνω το σύστημα $(+Q) \Rightarrow \Delta \uparrow$



Βάση της Αρχής LC θα πρέπει $\Delta \downarrow \Rightarrow$ πρέπει να απορροφηθεί $Q \Rightarrow$ ενοχλεί η εξώθερμη αντίδραση, άρα εδώ η $\times 2$ μετατοπίζεται αριστερά $\leftarrow$

Επίσης με $\uparrow \theta$ έχω $v_1 \uparrow, v_2 \uparrow$ αλλά αφού
η χ.1 θα πάει (εδώ) $\leftarrow \Rightarrow v_1' < v_2'$.



Οπότε ηχηρώντας
η χ.1 $\leftarrow$ έχω
 $v_1' \uparrow, v_2' \downarrow \Rightarrow$ στην
επόμενη χ.1 θα έχω
 $v_1'' = v_2''$

3 Μεταβολή της πίεσης

Θα δοθούν δύο με μεταβολές της πίεσης
της χ.1 που δίνεται ΜΟΝΟ δοχη μεταβολή
του όγκου V. (τα mol = c, T = c)

Αν αλλάξει ο όγκος V $\Rightarrow$ θα μεταβληθούν
και οι συχνηρώσεις $\Rightarrow$ οπότε ο παρ-γοντας
που αλλάζει είναι συχνηρώσεις των αέρων (γ)

Προσοχή! i) Η πίεση επιρρέει μία χ.1

εφόσον στο σύστημα υπάρχει συνάχτιστος
ένα αέριο σώμα δίνει μόνο τα αέρια που
μπούν να συμπερισταθούν δηλ αν τους αεριοσω
πίεση $\Rightarrow \downarrow V \Rightarrow \downarrow P$ και ii) να ενοη-
(P1)

δούν δηλ αν $P \downarrow \Rightarrow V \uparrow \Rightarrow C \downarrow$.

π.χ i)

