

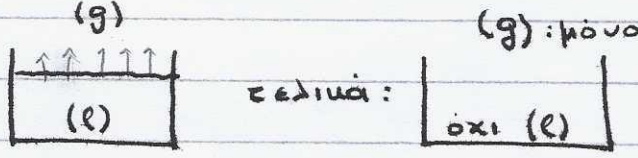
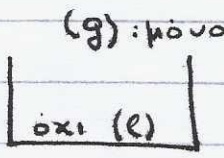
4^ο ΚΕΦΑΛΑΙΟ

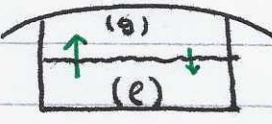
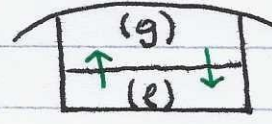
ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

• Η ΕΝΝΟΙΑ ΤΗΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ

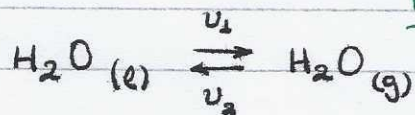
• Για φυσικό φαινόμενο: Εξάτμιση νερού

$$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

→ Σε ανοιχτό δοχείο:  τελικά: 
 Εξάτμιση: ΜΟΝΟΔΡΟΜΗ ΔΙΑΔΙΚΑΣΙΑ

→ Σε κλειστό δοχείο:  τελικά: 
ΔΥΝΑΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΔΥΝΑΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ:
 (≠ ΣΤΑΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ)

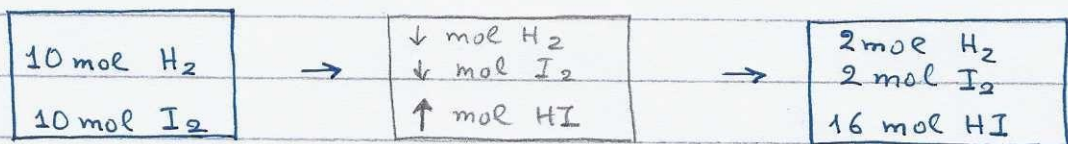


- $v_1 = v_2$ (ταχύτητα εξάτμισης = ταχύτητα υγροποίησης)
- τα φαινόμενα (εξάτμιση, υγροποίηση) δεν σταματούν
- οι ποσότητες $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ και $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ παραμένουν σταθερές εφόσον οι συνθήκες δεν αλλάξουν.

• Για χημικό φαινόμενο: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \xrightleftharpoons[v_2]{v_1} 2\text{HI}(\text{g})$

v_1 : ταχύτητα σχηματισμού του HI

v_2 : ταχύτητα διάσπασης του HI



Αρχικά: $v_1 > v_2$

Τελικά: $v_1 = v_2$

ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ : (περίπτωση δυναμικής ισορροπίας)

- οι δύο (αντίθετες) αντιδράσεις συνεχίζονται (δεν σταματούν)
- αλλά με ίσες ταχύτητες $v_1 = v_2$
- στο δοχείο περιέχονται όλα τα σώματα της αντιδράσης (H_2 , I_2 , HI) σε σταθερές ποσότητες εφόσον οι συνθήκες παραμένουν σταθερές.

Μονόδρομες (ή ποσοτικές ή πλήρεις) αντιδράσεις:

- * πραγματοποιούνται προς μια μόνο κατεύθυνση ($\rightarrow$)
- * ολοκληρώνονται όταν καταναλωθεί πλήρως τουλάχιστον το ένα απ' τα αντιδρώντα.

Έστω $A + B \rightarrow \Gamma$ (μονόδρομη)

τέλεια στο δοχείο περιέχονται:

- Γ (οπωσδήποτε)
- ίσως A ή B (αν περιβέβει)

π.χ. (καύση)



π.χ. (εξουδετέρωση)



Αμφίδρομες (ή μη ποσοτικές ή μερικές) αντιδράσεις:

- * πραγματοποιούνται ταυτόχρονα και προς τις δύο κατευθύνσεις ($\rightleftharpoons$)
- * ολοκληρώνονται όταν αποκατασταθεί ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ
Ανλ. $v_1 = v_2$ και σταθερές ποσότητες σωμάτων.

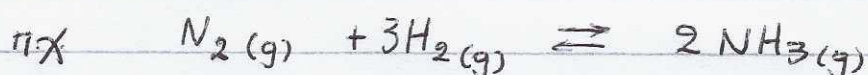
Έστω $A + B \rightleftharpoons \Gamma$ (αμφίδρομη)

τέλεια στο δοχείο περιέχονται:

- A , B και Γ σε σταθερές (όχι ίσες) ποσότητες.

• Ομογενής Χημική Ισορροπία:

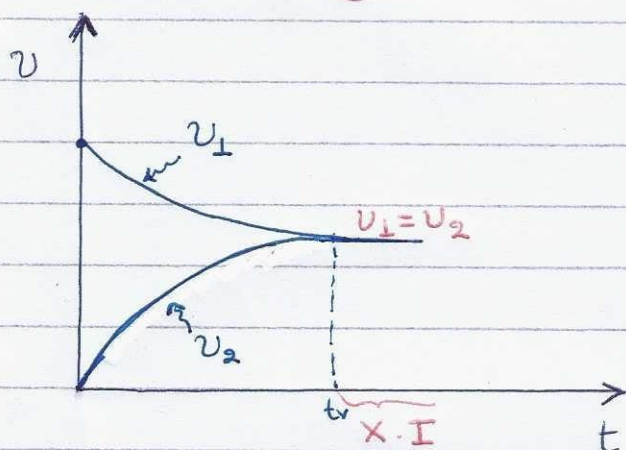
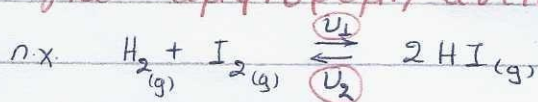
αντιδρώντα και προϊόντα
(δηλ. όλα τα σώματα της Χ.Ι.)
βρίσκονται στην ίδια φάση



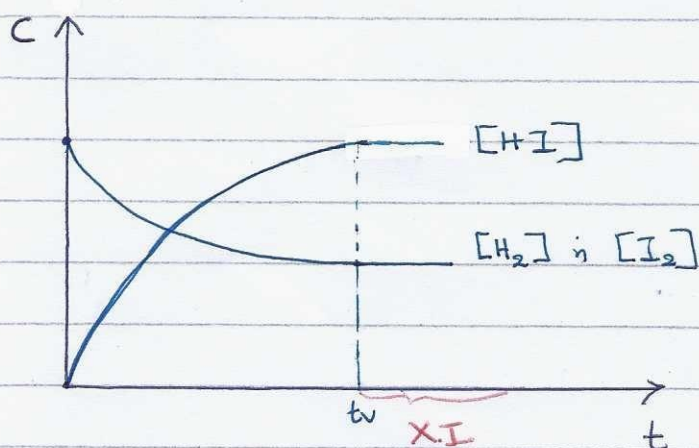
• Ετερογενής Χημική Ισορροπία: κάποιο/α από τα
αντιδρώντα και προϊόντα
(δηλ. από τα σώματα της Χ.Ι.)
βρίσκεται σε διαφορετική φάση.



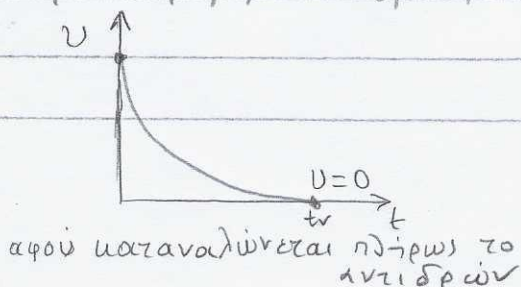
Διάγραμμα $v(t)$
για αμφίδρομη αντίδραση



Διάγραμμα $C(t)$
για αμφίδρομη αντίδραση



Για μονόδρομη αντίδραση:



* Στην Χ.Ι. κ_v και $\Delta C = 0$
δεν ισχύει $v = 0$ γιατί
 $[H_2], [I_2], [HI] = \text{σταθερές}$
μ ή όχι μηδέν.
Οπότε $v_1 = v_2 = \text{σταθερές}$.

• ΣΥΝΤΕΛΕΣΤΗΣ ΑΠΟΔΟΣΗΣ (ή ΑΠΟΔΟΣΗ) (α)

Έστω : $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ (αμφίδρομη)

Αρχ.:	4	6	
A/η:	-x	-3x	2x
Χ.Ι.:	4-x	6-3x	2x (mol)

Αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη :

	N_2	+	$3H_2$	$\rightarrow$	$2NH_3$	
Αρχ.:	4		6			
A/η:	-2		-6		+4	
Τελ.:	2		0		4 (mol)	

Έλεγχος περίσσειας:
 $N_2 : \frac{4}{1} > H_2 : \frac{6}{3} = 2$
 άρα αντιδρά πλήρως το H_2

• Απόδοση ως προς το προϊόν :

$$\alpha = \frac{\text{πρακτικό ποσό}}{\text{θεωρητικό ποσό}} = \frac{\text{mol } NH_3 \text{ στη Χ.Ι.}}{\text{mol } NH_3 \text{ αν ήταν μονόδρομη}}$$

$$\alpha = \frac{2x}{4} = \frac{x}{2}$$

• Απόδοση ως προς το αντιδρών που δεν περιβέχει :

$$\alpha = \frac{\text{mol που αντιδρούν}}{\text{αρχικά mol}} \quad \alpha_{H_2} = \frac{3x}{6} = \frac{x}{2}$$

ΠΡΟΣΟΧΗ!

$$\text{Βαθμός μετατροπής} = \frac{\text{mol που αντιδρούν}}{\text{αρχικά mol αντιδρώντος}}$$

• Για αντιδρών που δεν περιβέχει : $\beta_{H_2} = \frac{3x}{6} = \frac{x}{2} = \text{απόδοση}$

• Για αντιδρών που περιβέχει : $\beta_{N_2} = \frac{x}{4} \neq \frac{x}{2} \neq \text{απόδοση}$

⇒ Ποσοστό μετατροπής : $\beta \cdot 100\%$

- Η απόδοση εμφράζει: κατά πόσο η Χ.Ι. είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά ή προς τ' αριστερά.

Αηλ. όσο μεγαλύτερη τιμή έχει το α τόσο παράγονται περισσότερα προϊόντα ή αντιδρούν περισσότερα αντιδρώντα (οπότε η Χ.Ι. είναι μετατοπισμένη δεξιά).

- Η απόδοση εξαρτάται:

- από τις αρχικές συγκεντρώσεις
- απ' τη θερμοκρασία
- απ' την πίεση

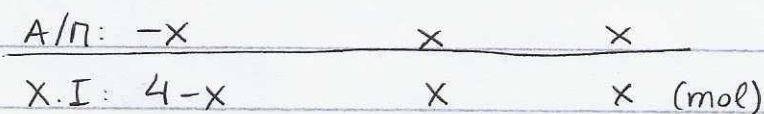
- Η απόδοση παίρνει τιμές:
 - $\alpha = 0$ (0%): Δεν γίνεται αντίδραση
 - $0 < \alpha < 1$: Αμφίδρομη
 - $\alpha = 1$ (100%): Μονόδρομη

Π.Χ. 4.1 (Σχ. βιβλίο σελ 107)

Α	Ζ
$V = 10L$	α) mol Χ.Ι.
$4 \text{ mol } PCl_5$	β) (ευτός ύλης)
διασπάται 50% PCl_5	γ) P_{O_2} στη Χ.Ι.
$T = 1000K$	



Αρχ.: 4



Αρα στη Χ.Ι. έχουμε: $4 - 2 = 2 \text{ mol } PCl_5$ $2 \text{ mol } PCl_3$ $2 \text{ mol } Cl_2$

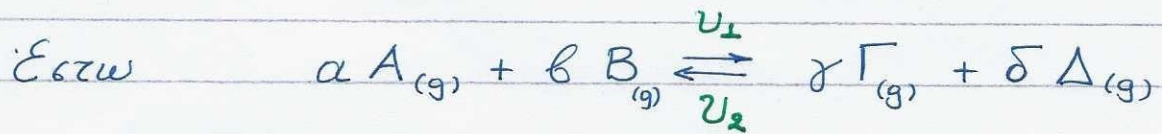
$$\gamma) P_{X.I} \cdot V = n_{X.I} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{X.I} \cdot V = (2 + 2 + 2) \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{X.I} \cdot 10 = 6 \cdot 0,082 \cdot 1000 \Rightarrow P_{X.I} = 49,2 \text{ atm}$$

α) Ποσοστό διάσπασης του PCl_5

$$\frac{x}{4} = 0,5 \Rightarrow \boxed{x = 2 \text{ mol}}$$

• ΣΤΑΘΕΡΑ ΧΗΜΙΚΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ (K_C)
 ΣΧΕΣΗ ΜΕ ΤΙΣ ΣΥΜΕΤΡΙΩΣΕΙΣ



Νόμος Χημικής Ισορροπίας:

$$K_C = \frac{[\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta}$$

όπου: $[A], [B], [\Gamma], [\Delta]$: οι Molarity στη Χ.Ι.

Κινητική απόδειξη του νόμου Χ.Ι.:

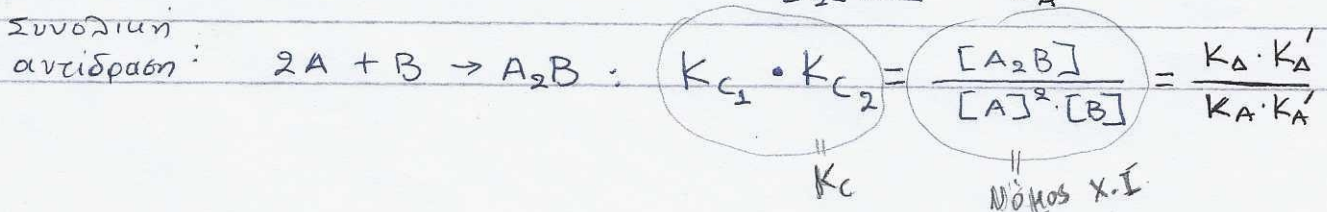
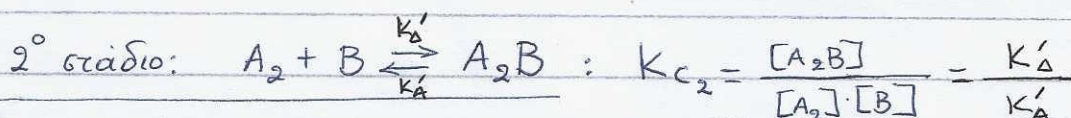
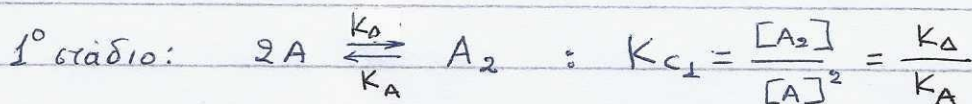
• Για απλή αντίδραση (και στις δύο κατευθύνσεις):

$$\left. \begin{array}{l} v_1 = k_1 \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta \\ v_2 = k_2 \cdot [\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta \end{array} \right\} \text{Στη Χ.Ι.: } v_1 = v_2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow k_1 \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta = k_2 \cdot [\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \underbrace{\frac{k_1}{k_2}}_{K_C} = \frac{[\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta} \Rightarrow K_C = \frac{[\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta} : \frac{\text{συμβατικά προϊόντα}}{\text{συμβατικά αντιδρώντα}}$$

• Αν η αντίδραση είναι πολυηλική:



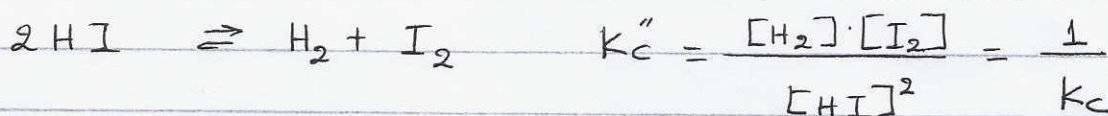
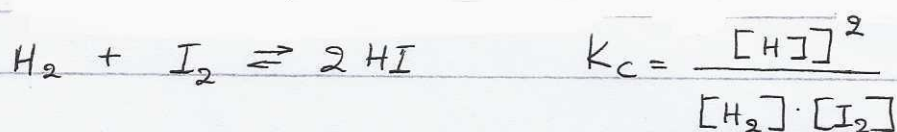
• Η K_c εμφράζει : Όσο μεγαλύτερη η τιμή της K_c τόσο περισσότερο μετατοπισμένη προς τα δεξιά είναι η Χ.Ι.

Όσο μικρότερη η τιμή της K_c τόσο περισσότερο μετατοπισμένη προς τ' αριστερά είναι η Χ.Ι.

• Η K_c παίρνει τιμές : $K_c > 0$ δεν φέρουμε όρια
 → $K_c = 0$: δεν γίνεται αντίδραση
 → K_c δεν ορίζεται στη μονόδρομη ($K_c = \frac{\infty}{0}$)

• Η K_c εξαρτάται : α) απ' τη θερμοκρασία
 β) απ' τον τρόπο γραφής της χημικής εξίσωσης :

ε) π.χ.

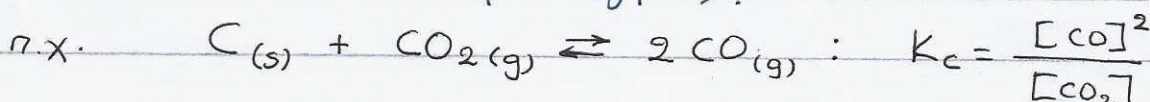


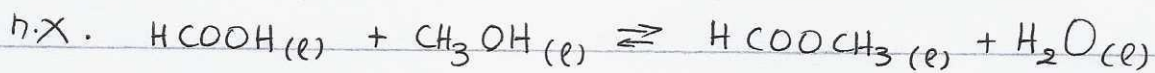
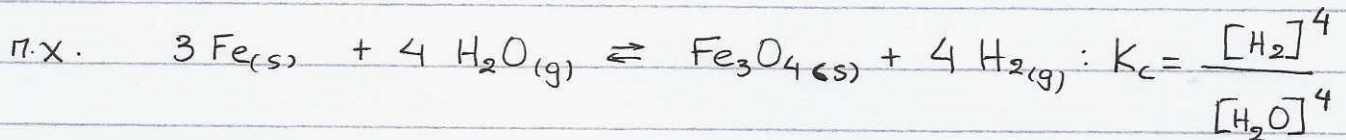
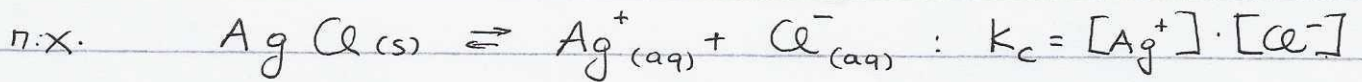
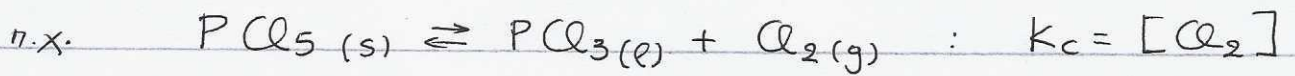
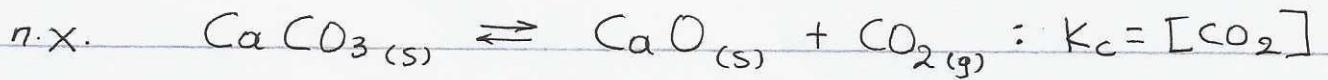
• Μονάδες μέτρησης της K_c : $\frac{M^\gamma \cdot M^\delta}{M^\alpha \cdot M^\beta} = M^{(\gamma+\delta) - (\alpha+\beta)}$

→ Αν $\alpha + \beta = \gamma + \delta$ τότε η K_c δεν έχει μονάδες (αδιάστατη)

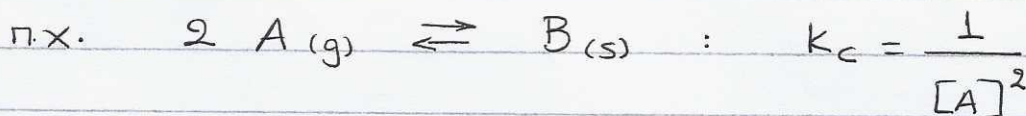
ΠΡΟΣΟΧΗ!

Στην K_c δεν συμπεριλαμβάνονται στερεά (ή καθαρά υγρά).





Ομογενής χ.Ι. : $K_c = \frac{[\text{HCOOCH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{HCOOH}] \cdot [\text{CH}_3\text{OH}]}$



π.χ.

Δ	Ζ
$V=10\text{L}$	α) K_c
4 mol N_2	β) α
6 mol H_2	
2 mol NH_3	γ) χ.Ι.



Αρχ. : 4 6

Α/Π. : $-x$ $-3x$ $2x$

Χ.Ι. : $4-x$ $6-3x$ $2x$ (mol)

Στη Χ.Ι. : $2x = 2 \Rightarrow x = 1\text{ mol}$

οπότε έχουμε: $4-1 = 3\text{ mol N}_2$

$6-3 \cdot 1 = 3\text{ mol H}_2$

2 mol NH_3

α) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{2}{10}\right)^2}{\left(\frac{3}{10}\right) \left(\frac{3}{10}\right)^3} = \frac{\frac{4}{10^2}}{\frac{81}{10^4}} = \frac{400}{81} \text{ M}^{-2}$

β) Έλεγχος περιπτώσεων : $\text{N}_2 : \frac{4}{1} = 4 > \text{H}_2 : \frac{6}{3} = 2$ (N_2 σε περίεξ)

άρα υπολογίζω την α ως προς το H_2 : $\alpha = \frac{3x}{6} = \frac{3}{6} = \frac{1}{2} = 0,5$ (50%)

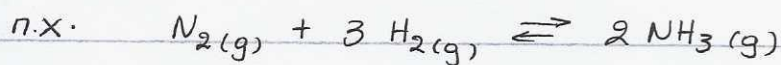
• ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΘΕΣΗ ΤΗΣ Χ.Ι.
(ή ΣΥΝΤΕΛΕΣΤΕΣ Χ.Ι.)

- Θέση ΧΙ: η αναλογία προϊόντων - αντιδρώντων
(περισσότερα mol προϊόντων: η θέση ΧΙ είναι μετατοπισμένη $\rightarrow$)
(περισσότερα mol αντιδρώντων: η θέση ΧΙ είναι μετατοπισμένη $\leftarrow$)

Αρχή Le Chatelier:

Όταν μεταβάλλουμε κάποιον από τους συντελεστές της ΧΙ, τότε αυτή μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση που τείνει να αναιρέσει τη μεταβολή που επιφέραμε.

1. Συγκέντρωση ενός σώματος που συμμετέχει στη Χ.Ι.



- Αν $\uparrow [N_2]$ τότε η ΧΙ μετατοπίζεται προς τα δεξιά ^(εδώ) δηλ. προς την κατεύθυνση που καταναλώνεται το σώμα του οποίου αυξάνουμε τη συγκέντρωση

- Αν $\downarrow [H_2]$ τότε η ΧΙ μετατοπίζεται προς τ' αριστερά ^(εδώ) δηλ. προς την κατεύθυνση που παράγεται το σώμα του οποίου μειώνουμε τη συγκέντρωση

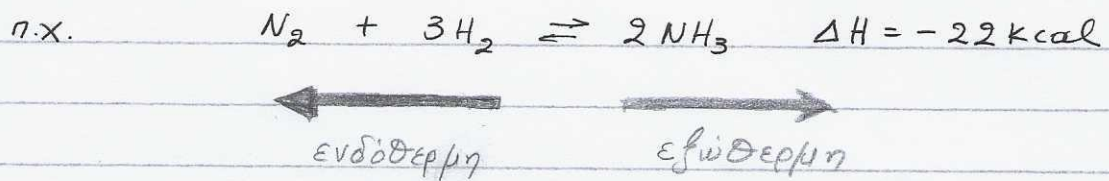
ΠΡΟΣΟΧΗ!

Με προσθήκη ή αφαίρεση μιας ποσότητας στερεού (ή καθαρού υγρού) που συμμετέχει σε μια Χ.Ι., η Χ.Ι. δεν μετατοπίζεται.



Προσθήκη ποσότητας $C(s)$ στη Χ.Ι. $\Rightarrow$ καμία μετατόπιση της Χ.Ι.

2 Θερμότητα



- Αν αυξήσουμε τη θερμότητα τότε η Χ.Ι. μετατοπίζεται προς τ' αριστερά (εδώ)
δηλ. προς την ενδοθερμη κατεύθυνση
- Αν μειώσουμε τη θερμότητα τότε η Χ.Ι. μετατοπίζεται προς τα δεξιά (εδώ)
δηλ. προς την εξωθερμη κατεύθυνση.

ΠΡΟΣΟΧΗ !!! Με μεταβολή της θερμότητας μεταβάλλεται η τιμή της Κc

- Αν με $\uparrow \theta$ ή $\downarrow \theta$ $\Rightarrow$ η Χ.Ι. μετατοπίζεται δεξιά τότε η Κc αυξάνεται
- Αν με $\uparrow \theta$ ή $\downarrow \theta$ $\Rightarrow$ η Χ.Ι. μετατοπίζεται αριστερά τότε η Κc μειώνεται

π.χ. (προηγούμενο παράδειγμα)

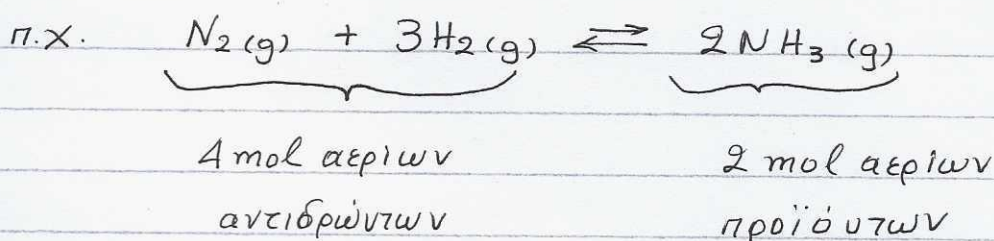
- $\uparrow \theta \Rightarrow$ μετατόπιση προς τ' αριστερά (ενδοθερμη)
 $\Rightarrow$ Κc μειώνεται
- $\downarrow \theta \Rightarrow$ μετατόπιση προς τα δεξιά (εξωθερμη)
 $\Rightarrow$ Κc αυξάνεται

Συμπέρασμα:

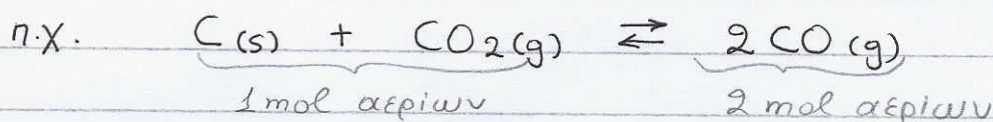
$\uparrow \theta \Rightarrow \uparrow K_c$ μιας ΕΝΔΟΘΕΡΜΗΣ
 $\uparrow \theta \Rightarrow \downarrow K_c$ μιας ΕΞΩΘΕΡΜΗΣ

3 Πίεση:

- προϋποθέσεις:
- να συμμετέχει τουλάχιστον ένα αέριο στη Χ.Ι.
 - να συνοδεύεται από μεταβολή του $V_{\text{δοχείου}}$
 - να υπάρχει διαφορά στα mol αερίων 1^{ου} και 2^{ου} μέλους
- (άθροισμα συντελεστών αερίων αντιδρώντων $\neq$ αθροισμα συντελεστών αερίων προϊόντων)

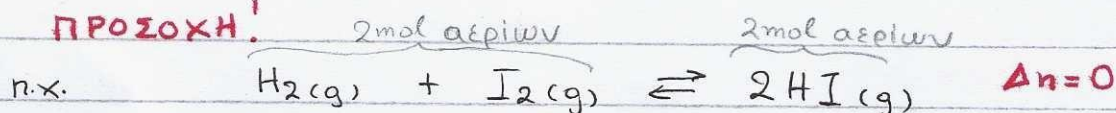


- Αν αυξήσουμε την πίεση, μειώνοντας τον $V_{\text{δοχείου}}$ τότε η ΧΙ μετατοπίζεται προς τα δεξιά (εδώ) δηλ. προς τα λιγότερα mol αερίων.
- Αν μειώσουμε την πίεση, αυξάνοντας τον $V_{\text{δοχείου}}$ τότε η ΧΙ μετατοπίζεται προς τ' αριστερά (εδώ) δηλ. προς τα περισσότερα mol αερίων.



- Αν $\uparrow P \Rightarrow \downarrow V_{\text{δοχείου}} \Rightarrow$ μετατόπιση ΧΙ προς τ' αριστερά (λιγότερα mol αερίων)
- Αν $\downarrow P \Rightarrow \uparrow V_{\text{δοχείου}} \Rightarrow$ μετατόπιση ΧΙ προς τα δεξιά (περισσότερα mol αερίων)

ΠΡΟΣΟΧΗ!



- Αν $\uparrow P$ (ή $\downarrow P$) $\rightarrow \downarrow V$ (ή $\uparrow V$) $\Rightarrow$ καμία μετατόπιση ΧΙ.

ΠΡΟΣΟΧΗ!

Με ειδαχική αδρανούς αερίου :

- Αν $V_{\text{δοχ}} = \text{σταθερό}$, τότε αυξάνεται η P ($P_{\text{α}} \cdot V = n_{\text{α}} \cdot R \cdot T$) αλλά η XI δεν μετατοπίζεται.
- Αν $P = \text{σταθερή}$, τότε αυξάνεται ο $V_{\text{δοχ}}$, οπότε η XI μετατοπίζεται προς τα περισσότερα mol αερίων.

Ερώτηση: Πώς μεταβάλλεται η πίεση στο δοχείο όταν (π.χ.) διπλασιάσουμε τον όγκο του δοχείου.

1^η περίπτωση: Έστω η XI : $\underbrace{2A(g)}_{2 \text{ mol (g)}} \rightleftharpoons \underbrace{B(g)}_{1 \text{ mol (g)}}$

Με $\uparrow V_{\text{δοχ}}$ η XI μετατοπίζεται προς τ' αριστερά (περισσότερα mol αερίων)
δηλ. $n_{XI_2} > n_{XI_1}$.

$$\begin{aligned} XI_1: P_1 \cdot V &= n_{XI_1} \cdot R \cdot T \\ XI_2: P_2 \cdot 2V &= n_{XI_2} \cdot R \cdot T \end{aligned} \quad \left\{ \begin{aligned} & \frac{P_1}{P_2 \cdot 2} = \frac{n_{XI_1}}{n_{XI_2}} \end{aligned} \right.$$

$$\Rightarrow P_2 \cdot 2 \cdot n_{XI_1} = P_1 \cdot n_{XI_2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_2 = \frac{P_1}{2} \cdot \frac{n_{XI_2}}{n_{XI_1}} \Rightarrow \boxed{P_2 > \frac{P_1}{2}}$$

μεγαλύτερο του 1.

2^η περίπτωση: Έστω η XI : $\underbrace{A(g)}_{1 \text{ mol (g)}} \rightleftharpoons \underbrace{B(g)}_{1 \text{ mol (g)}}$

Με $\uparrow V_{\text{δοχ}}$ η XI δεν μετατοπίζεται
δηλ. $n_{XI_2} = n_{XI_1}$

$$\begin{aligned} XI_1: P_1 \cdot V &= n_{XI_1} \cdot R \cdot T \\ XI_2: P_2 \cdot 2V &= n_{XI_2} \cdot R \cdot T \end{aligned} \quad \left\{ \begin{aligned} & \frac{P_1}{P_2 \cdot 2} = \frac{n_{XI_1}}{n_{XI_2}} \end{aligned} \right.$$

$$\Rightarrow \boxed{P_2 = \frac{P_1}{2}}$$

160 με 1

• ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΚΑΤΕΥΘΥΝΣΗΣ ΤΗΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ :
ΜΕ ΤΟ ΠΗΛΙΚΟ Q_c

Όταν δίνονται από την εκφώνηση της άσκησης:

→ ποσότητες όλων των ουσιών που συρρέτουν
στην αντίδραση

→ η τιμή της K_c

τότε δημιουργούμε το πηλίκο Q_c και το συγκρίνουμε με τη δεδομένη τιμή της K_c .

π.χ. 4.8 (Σχ. βιβλίο σελ 117)

Δ	Ζ
$V = 20 \text{ L}$ 4 g H_2 508 g I_2 1024 g HI	α) να εφετάβεε αν το σύστημα βρίσκεται σε ισορροπία ή όχι.
$K_c = 9$ 500°C $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$	β) αν όχι να προβλέψετε προς ποια κατεύθυνση οδεύει η αντίδραση.
	γ) ; mol υόθε ουσία στη Χ.Ι.

Λύση:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m}{M_r} = \frac{4}{2} = 2 \text{ mol}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n}{V} = \frac{2}{20} \text{ M}$$

$$n_{\text{I}_2} = \frac{m}{M_r} = \frac{508}{254} = 2 \text{ mol}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{n}{V} = \frac{2}{20} \text{ M}$$

$$n_{\text{HI}} = \frac{m}{M_r} = \frac{1024}{128} = 8 \text{ mol}$$

$$[\text{HI}] = \frac{n}{V} = \frac{8}{20} \text{ M}$$

με τις αρχικές συγκεντρώσεις υπολογίζουμε το Q_c :

$$Q_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{8}{20}\right)^2}{\frac{2}{20} \cdot \frac{2}{20}} \Rightarrow \boxed{Q_c = 16}$$

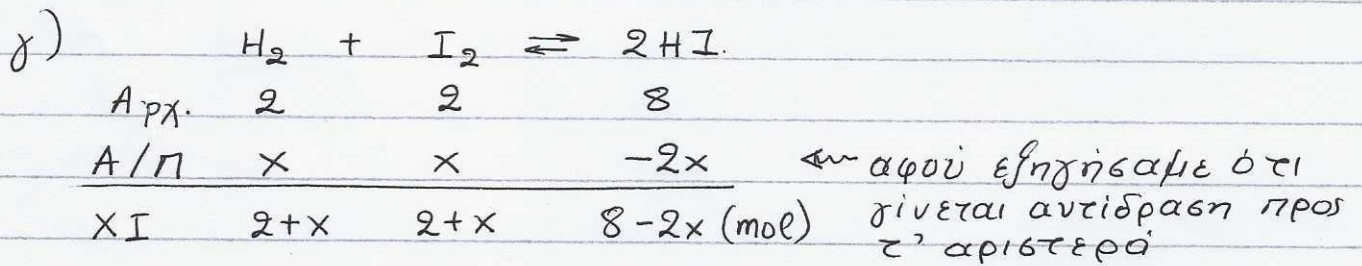
Συγκρίνω την τιμή του πηλίκου Q_c με την K_c :

Παρατηρώ ότι $Q_c = 16 > K_c = 9$. Άρα :

- το σύστημα δεν βρίσκεται σε ισορροπία ($Q_c \neq K_c$)
- πραγματοποιείται αντίδραση προς τ'αριστερά ($\leftarrow$)
ώστε το πηλίκο Q_c να μειωθεί και να εξισωθεί
με την K_c , όταν απομακρυνθεί ισορροπία.

ΓΕΝΙΚΑ :

- Αν $Q_c = K_c$, τότε το σύστημα είναι σε Χ.Ι
- Αν $Q_c < K_c$, τότε γίνεται αντίδραση προς τα δεξιά
- Αν $Q_c > K_c$, τότε γίνεται αντίδραση προς τ'αριστερά



$$\text{Στη ΧΙ: } K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \Rightarrow 9 = \frac{\left(\frac{8-2x}{20}\right)^2}{\frac{2+x}{20} \cdot \frac{2+x}{20}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 9 = \frac{\frac{(8-2x)^2}{20^2}}{\frac{(2+x)^2}{20^2}} \Rightarrow 9 = \left(\frac{8-2x}{2+x}\right)^2 \Rightarrow 3 = \frac{8-2x}{2+x} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 6 + 3x = 8 - 2x \Rightarrow 5x = 2 \Rightarrow \boxed{x = 0,4 \text{ mol}}$$

Άρα στη ΧΙ έχουμε:

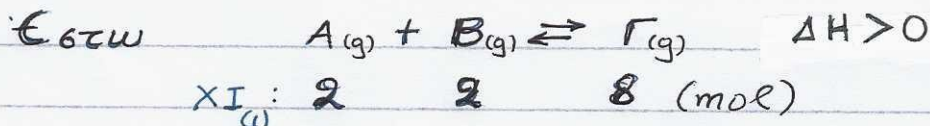
$$2 + 0,4 = 2,4 \text{ mol } H_2$$

$$2 + 0,4 = 2,4 \text{ mol } I_2$$

$$8 - 2 \cdot 0,4 = 7,2 \text{ mol } HI$$

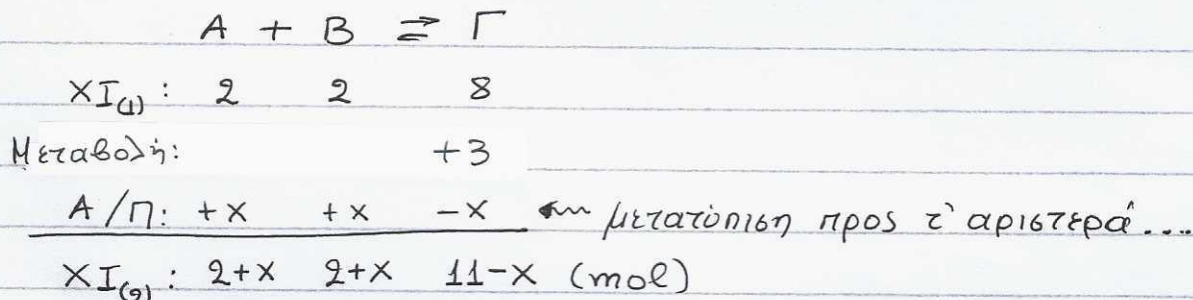
ΜΕΤΑΤΟΠΙΣΗ Χ.Ι. ΣΤΙΣ ΑΔΕΙΕΣ

• Πίνακας :



α) Μετατόπιση Χ.Ι. λόγω προσθήκης (ή αφαίρεσης)
mol ενός σώματος της ισορροπίας:

Έστω ότι προσθέτουμε 3 mol Γ:

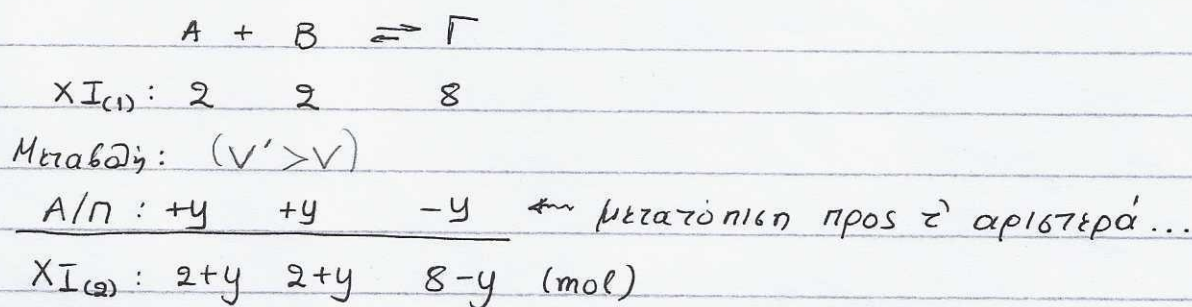


Ισχύει $K_{C(1)} = K_{C(2)}$ $= \frac{[\Gamma]}{[A] \cdot [B]}$ (αφού T=σταθ.)

$$\Rightarrow \frac{\frac{8}{V}}{\frac{2}{V} \cdot \frac{2}{V}} = \frac{\frac{11-x}{V}}{\frac{2+x}{V} \cdot \frac{2+x}{V}} \Rightarrow 2 = \frac{11-x}{(2+x)^2} \Rightarrow \dots \Rightarrow x = \dots \text{ mol}$$

β) Μετατόπιση Χ.Ι. λόγω μεταβολής του όγκου του δοχείου:

Έστω ότι αυξάνουμε τον V_{δοχ} (V' > V)

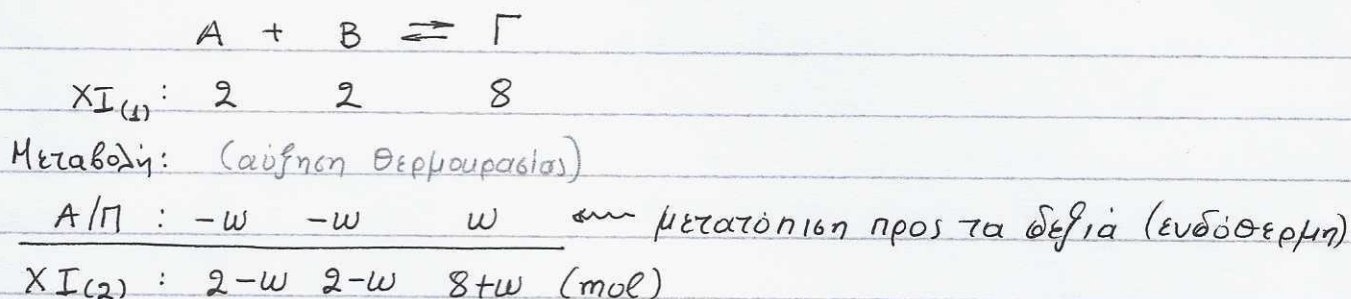


Ισχύει $K_{C(1)} = K_{C(2)} = \frac{[Γ]}{[Α] \cdot [Β]}$ (αφού $T = \text{σταθ.}$)

$$\Rightarrow \frac{\frac{8}{V}}{\frac{2}{V} \cdot \frac{2}{V}} = \frac{\frac{11-y}{V'}}{\frac{2+y}{V'} \cdot \frac{2+y}{V'}} \Rightarrow 2 \cdot V = \frac{11-y}{(2+y)^2} \cdot V' \Rightarrow \dots$$

$\Rightarrow y = \dots \text{ ή } V' = \dots$

γ) Μετατόνιση Χ.Ι. λόγω μεταβολής της θερμοκρασίας
Έστω ότι αυξάνουμε τη θερμοκρασία.



ΠΡΟΣΟΧΗ!

Ισχύει: $K_{C(1)} \neq K_{C(2)}$

εδώ: λόγω μετατόνισης προς τα δεξιά: $K_{C(2)} > K_{C(1)}$

ΠΡΟΣΟΧΗ !!!

Η έκφραση της K_C δεν αλλάζει με τη μετατόνιση της Χ.Ι.

Αη). στην K_C γράφουμε πάντα στον αριθμητή τα ώματα που είναι δεξιά (συμβατικά προϊόντα) ανεξάρτητα αν αυτά αντιδρούν ή παράγονται κατά τη μετατόνιση της Χ.Ι.

[και στον παρονομαστή γράφουμε πάντα τα ώματα που είναι αριστερά (συμβατικά αντιδρώντα)].

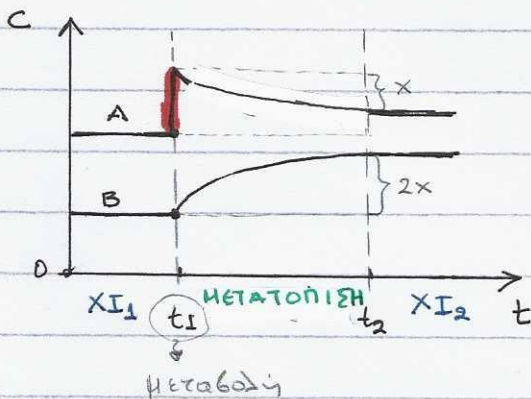
ΜΕΤΑΤΟΠΙΣΗ Χ.Ι. ΣΤΙΣ ΑΛΛΗΛΕΙΣ

- Καμπύλες αντίδρασης: $C(t)$

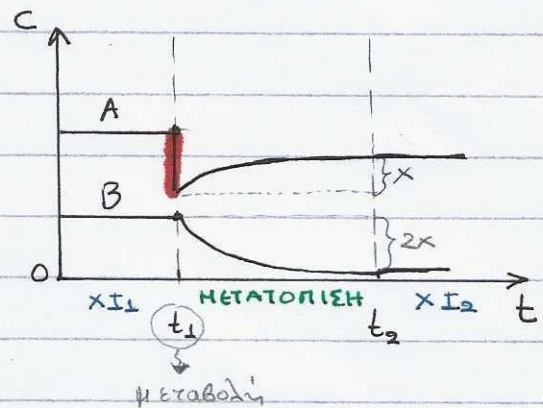
α) Μετατόπιση ΧΙ λόγω προσθήκης (ή αφαίρεσης) mol
ενός εγώματος της ισορροπίας.

* Παρατηρείται απότομη (κατακόρυφη) μεταβολή στη C μόνο της
ουσίας αυτής.

Έστω η ΧΙ: $A(g) \rightleftharpoons 2B(g)$



Προσθήκη mol A
(μετατόπιση Χ.Ι. προς
τα δεξιά)

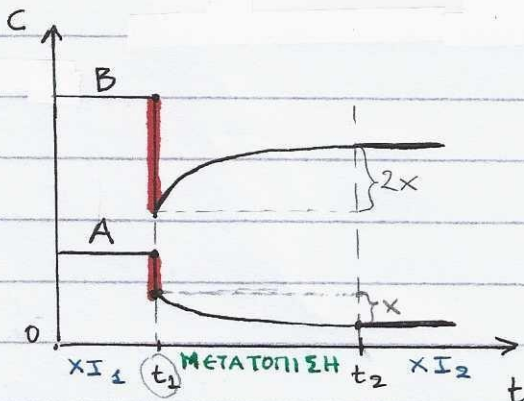


Αφαίρεση mol A.
(μετατόπιση Χ.Ι. προς
τ' αριστερά)

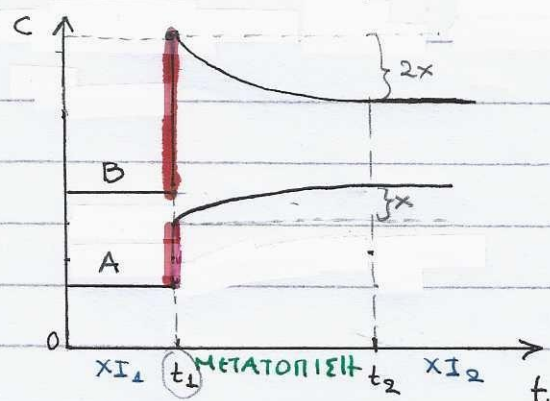
β) Μετατόπιση ΧΙ λόγω μεταβολής του όγκου του δοχείου:

* Παρατηρείται απότομη (κατακόρυφη) μεταβολή στις C
όλων των αερίων ουσιών της ΧΙ.
κατά το ίδιο ποσοστό (π.χ. όλες $2C$ ή όλες $\frac{C}{2}$)

Έστω η ΧΙ: $A(g) \rightleftharpoons 2B(g)$



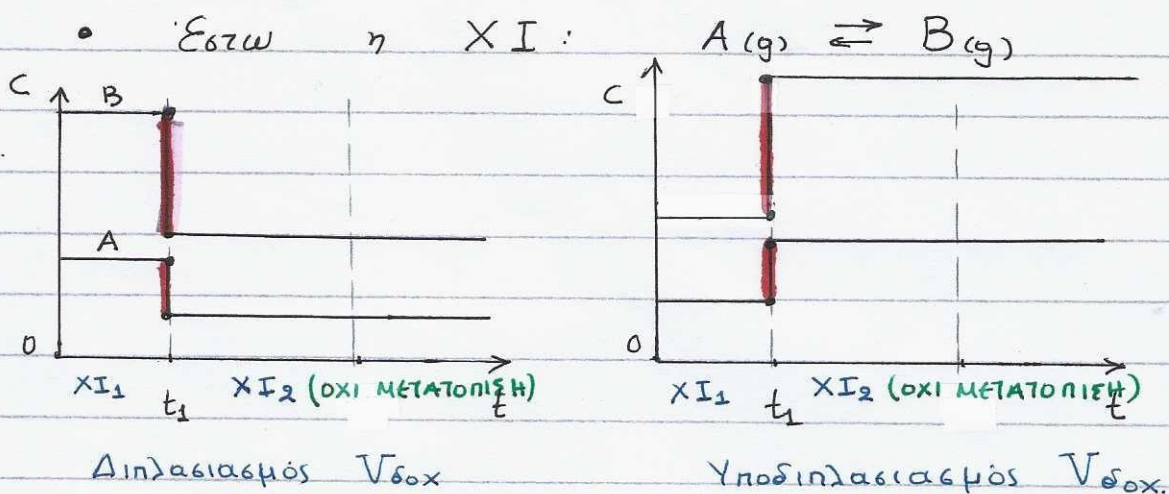
Διπλασιασμός $V_{δοχ.}$
(μετατόπιση ΧΙ προς δεξιά)



Υποδιπλασιασμός $V_{δοχ.}$
(μετατόπιση ΧΙ προς τ' αριστερά)

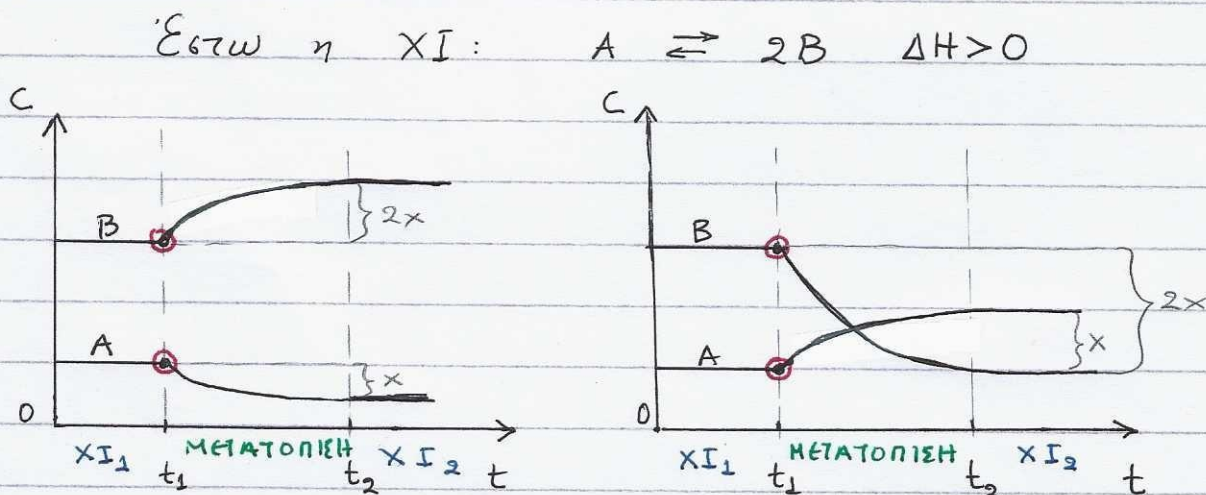
ΠΡΟΣΟΧΗ!

Αν $\Delta n_{\text{αερίων}} = 0$, τότε η ΧΙ δεν μετατονίζεται



γ) Μετατόνιση ΧΙ. λόγω μεταβολής της θερμοκρασίας.

* ΔΕΝ παρατηρείται απότομη (κατακόρυφη) μεταβολή της C



ΑΠΑΡΑΙΤΗΤΕΣ ΓΝΩΣΕΙΣ ΓΙΑ ΤΙΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

➤ ΚΑΤΑΣΤΡΩΣΗ ΠΙΝΑΚΑ

- 1) Σημειώνω τις αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων, που δίνει η άσκηση (αρχικά).
- 2) Σημειώνω ποιό μέρος από τις αρχικές ποσότητες αντιδρά (αντιδρούν) και ποιές ποσότητες προϊόντων παράγονται (παράγονται) σύμφωνα με τη στοιχειομετρία της αντίδρασης (δηλ. χρησιμοποιώ το x πολλαπλασιασμένο με το συντελεστή που έχει κάθε σώμα στη χημική εξίσωση).
- 3) Υπολογίζω το x ή μια σχέση του x με τα αρχικά κι έπειτα ό,τι άλλο ζητά η εκφώνηση.

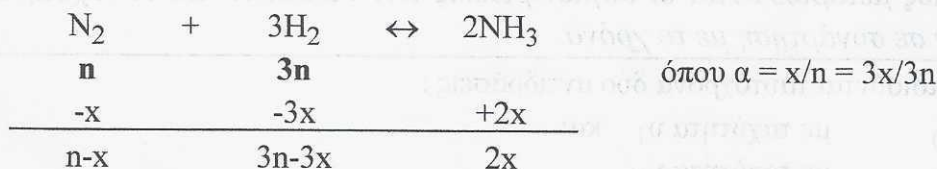
☛ Οι ποσότητες στον πίνακα εκφράζονται σε **mol** ή σε **όγκους (lt ή ml)** (όταν όλα τα σώματα είναι αέρια και μετρημένα στις ίδιες συνθήκες).

➤ Μερικές εκφράσεις που υπάρχουν στις ασκήσεις για τα μίγματα των αερίων

(συνήθως για τα αρχικά) :

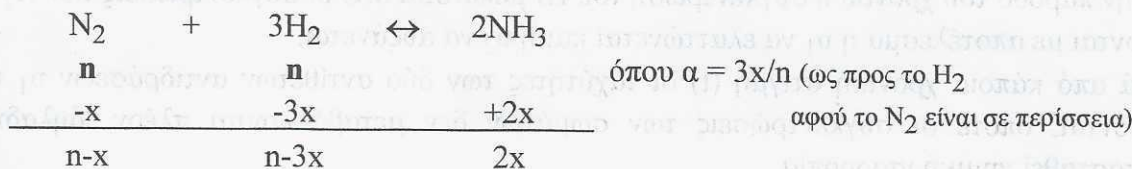
➤ ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΕΣ ΠΟΣΟΤΗΤΕΣ :

π.χ.



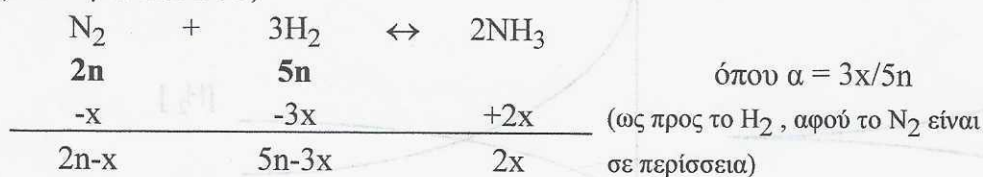
➤ ΙΣΟΜΟΡΙΑΚΕΣ ΠΟΣΟΤΗΤΕΣ (ή ΙΣΟΙ ΟΓΚΟΙ) :

π.χ.



➤ ΣΥΓΚΕΚΡΙΜΕΝΗ ΑΝΑΛΟΓΙΑ mol (ή ΟΓΚΩΝ) :

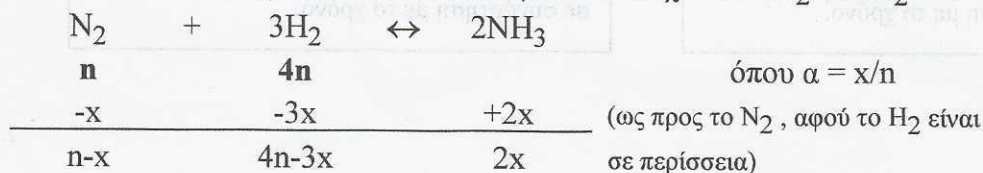
π.χ. (αναλογία mol 2 : 5)



➤ % v/v ΣΥΣΤΑΣΗ $\Rightarrow$ ΑΝΑΛΟΓΙΑ mol :

π.χ. : Έστω μίγμα που περιέχει 20% v/v N_2 και 80% v/v H_2 .

Επειδή η αναλογία όγκων είναι και αναλογία mol θα έχω : $mol N_2/mol H_2 = 1/4$



➤ % w/w ΣΥΣΤΑΣΗ ⇒ διαφορετική ΑΝΑΛΟΓΙΑ mol :

π.χ. : Έστω μίγμα που περιέχει 56% w/w N_2 και 44% w/w H_2 .

Αυτό σημαίνει ότι : σε 100g μίγματος περιέχονται 56g N_2 και 44g H_2

και επειδή $n_N = 56/28 = 2 \text{ mol } N_2$ και $n_H = 44/2 = 22 \text{ mol } H_2$,

η αναλογία mol θα είναι : $n_N/n_H = \text{mol } N_2/\text{mol } H_2 = 2/22 = 1/11$.

