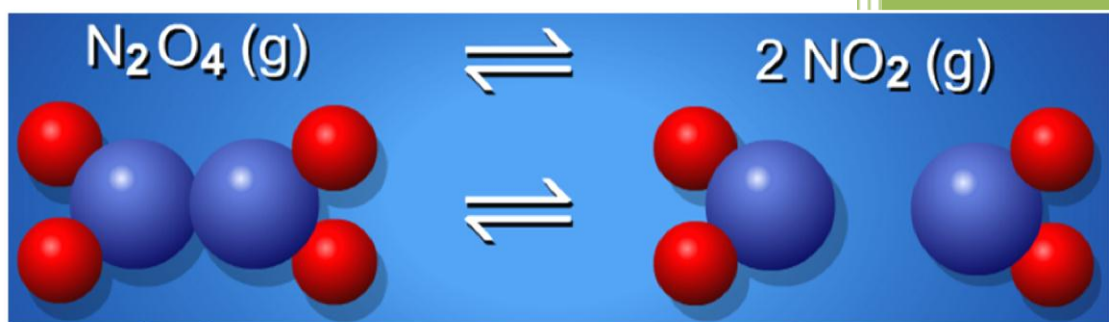


# Κεφάλαιο 4<sup>ο</sup>

## Χημική Ισορροπία



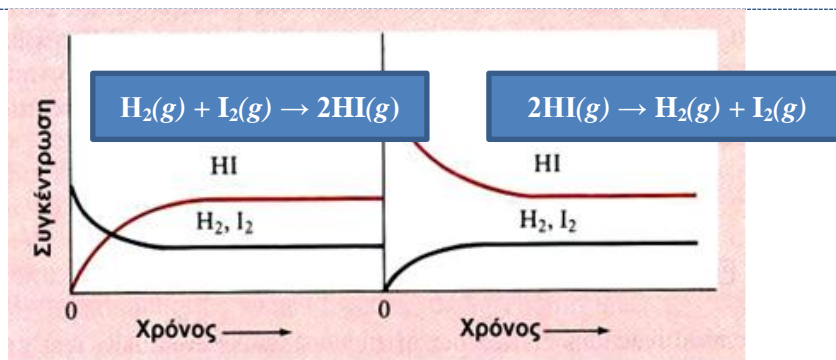
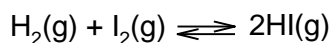
Παναγιώτης Αθανασόπουλος  
Χημικός,  
Διδάκτωρ Πανεπιστημίου Πατρών



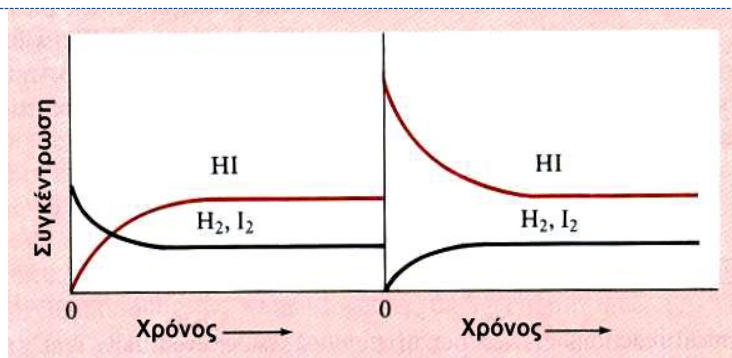
Τι ονομάζεται κλειστό χημικό σύστημα;	Κλειστό ονομάζεται το σύστημα που διατηρεί τη μάζα του σταθερή, ενώ η ενέργεια του μεταβάλλεται, δηλαδή μπορεί να προσλάβει από το περιβάλλον ή να του αποδώσει ενέργεια.
Δώστε παραδείγματα κλειστών χημικών συστημάτων	<ul style="list-style-type: none"><li>• Αν μία χημική αντίδραση που γίνεται σε κλειστό δοχείο αποτελεί κλειστό σύστημα.</li><li>• Αν η αντίδραση γίνεται σε ανοικτό δοχείο αλλά τόσο τα αντιδρώντα όσο και τα προϊόντα δεν είναι αέρια και δε διαφεύγουν στο περιβάλλον, τότε και αυτό το χημικό σύστημα χαρακτηρίζεται ως κλειστό.</li></ul>
Ποια χημική αντίδραση ονομάζεται μονόδρομη ή ποσοτική;	<b>Μονόδρομη ή ποσοτική είναι η αντίδραση που γίνεται σε κλειστό χημικό σύστημα, πραγματοποιείται μόνο προς τα προϊόντα.</b> <b>Παράδειγμα:</b> Η καύση του μαγνησίου: $2 \text{Mg(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{MgO(s)}$ ❶ Συνηθισμένες μονόδρομες χημικές αντιδράσεις είναι η εξουδετέρωση και η καύση.
Ποια χημική αντίδραση ονομάζεται αμφίδρομη;	<b>Αμφίδρομη</b> είναι η αντίδραση που όταν γίνεται σε κλειστό χημικό σύστημα, πραγματοποιείται και προς τις δύο κατευθύνσεις. Υπό κατάλληλες συνθήκες (κλειστό σύστημα, σταθερές συνθήκες) η αμφίδρομη αντίδραση οδηγείται σε κατάσταση <b>χημικής ισορροπίας</b> .
Ποια κατάσταση της χημικής αντίδρασης ονομάζεται χημική ισορροπία;	<b>Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας ισχύουν τα εξής:</b> <b>1.</b> η σύσταση των αντιδρώντων-προϊόντων παραμένει σταθερή. <b>2.</b> οι ταχύτητες των δύο αντίθετων αντιδράσεων (αριστερά προς τα δεξιά και δεξιά προς τα αριστερά) εξισώνονται.
Ποιες χημικές αντιδράσεις είναι αμφίδρομες;	Θεωρητικά όλες οι χημικές αντιδράσεις είναι αμφίδρομες, δηλαδή καταλήγουν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας. Αν η ισορροπία είναι τόσο πολύ μετατοπισμένη προς τα δεξιά, ώστε ένα τουλάχιστο από τα αντιδρώντα να μην ανιχνεύεται, τότε η αντίδραση χαρακτηρίζεται <b>μονόδρομη ή ποσοτική</b> .
Υπάρχουν φυσικά φαινόμενα που καταλήγουν σε χημική ισορροπία;	<b>Ναι</b> Η ισορροπία μεταξύ νερού (υγρού) και υδρατμών, η οποία λαμβάνει χώρα σε κλειστό δοχείο υπό σταθερή θερμοκρασία και συμβολίζεται: $\text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(g)}$ Σύμφωνα με τη δυναμική αυτή ισορροπία, όση ποσότητα νερού

εγκαταλείπει την υγρή φάση σε ορισμένο χρονικό διάστημα, άλλη τόση ποσότητα υδρατμών υγροποιείται στον ίδιο χρόνο.

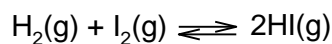
Ποια είναι τα διαγράμματα συγκέντρωσης – χρόνου στην αμφίδρομη αντίδραση :



Πως μεταβάλλεται η ταχύτητα της αμφίδρομης αντίδρασης με το χρόνο;



- Αν επικεντρωθούμε στην αντίδραση διάσπασης του HI:  
$$2\text{HI}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$$
 παρατηρούμε ότι το HI αρχίζει να διασπάται με αρχική ταχύτητα  $v_1$ .
- Η ταχύτητα αυτή συνεχώς ελαττώνεται, καθώς ελαττώνεται η ποσότητα άρα και η συγκέντρωση του HI.
- Μόλις σχηματιστούν οι πρώτες ποσότητες  $\text{H}_2$  και  $\text{I}_2$  αρχίζει και η αντίθετη αντίδραση με μία ταχύτητα  $v_2$ , η οποία συνεχώς αυξάνεται, όσο αυξάνονται οι ποσότητες  $\text{H}_2$  και  $\text{I}_2$ .
- Όταν η  $v_1$  γίνει ίση με τη  $v_2$ , όταν δηλαδή ο ρυθμός διάσπασης του HI εξισωθεί με το ρυθμό σχηματισμού αυτού, το μίγμα  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  και HI αποκτά σταθερή σύσταση.
- Στο σημείο αυτό έχει αποκατασταθεί η **χημική ισορροπία**:



Τι γνωρίζετε για τη φαινομενική χημική ισορροπία;

Στις **πολύ αργές αντιδράσεις**, η μεταβολή της σύστασης του αντιδρώντος σώματος γίνεται με τέτοιο αργό ρυθμό, ώστε να δίνεται η ψευδαίσθηση χημικής ισορροπίας που ονομάζεται **φαινομενική ισορροπία**, χωρίς όμως πραγματικά να συμβαίνει αυτό.

Πως διακρίνουμε την πραγματική από τη φαινομενική ισορροπία;

Ένας τρόπος για να διακρίνουμε την πραγματική από τη φαινομενική ισορροπία είναι να επιταχύνουμε την αντίδραση με τη χρησιμοποίηση π.χ. καταλυτών.

	<p>Στην πρώτη περίπτωση η σύσταση του μίγματος εξακολουθεί να παραμένει σταθερή, ενώ στη δεύτερη αλλάζει.</p> <p>Οι καταλύτες δεν επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας. <b>Οι καταλύτες επιταχύνουν και τις δύο αντίθετες αντιδράσεις με τον ίδιο ρυθμό</b>, με αποτέλεσμα να μειώνουν το χρόνο που χρειάζεται για την αποκατάσταση της ισορροπίας.</p>
<p><b>Ποια η χρησιμότητα της μελέτης της χημικής ισορροπίας;</b></p>	<p>Η μελέτη της χημικής ισορροπίας μιας αντίδρασης έχει μεγάλο ενδιαφέρον, καθώς μας επιτρέπει να γνωρίσουμε::</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• το ποσοστό μετατροπής των αντιδρώντων σε προϊόντα (απόδοση αντίδρασης), καθώς</li><li>• τους παράγοντες (π.χ. θερμοκρασία, συγκέντρωση, πίεση) που μπορούν να το επηρεάσουν.</li><li>• Η μελέτη των παραμέτρων αυτών, έχουν προφανώς ιδιαίτερο ενδιαφέρον στη βιομηχανία.</li></ul>
<p><b>Ποια είδη χημικής ισορροπίας γνωρίζετε;</b></p>	<p>Η χημική ισορροπία μπορεί να είναι <b>ομογενής</b> ή <b>ετερογενής</b>.</p>
<p><b>Τι γνωρίζετε για την ομογενή χημική ισορροπία;</b></p>	<p><b>Ομογενή ισορροπία</b> έχουμε όταν τα αντιδρώντα και προϊόντα βρίσκονται στην ίδια φάση (αέρια ή υγρά) :</p> $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$
<p><b>Τι γνωρίζετε για την ετερογενή χημική ισορροπία;</b></p>	<p><b>Ετερογενή ισορροπία</b> έχουμε όταν τα σώματα που συμμετέχουν στην ισορροπία (αντιδρώντα και προϊόντα) βρίσκονται σε περισσότερες από μία φάσεις <b>π.χ.</b></p> $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
<p><b>Τι ονομάζεται απόδοση χημικής αντίδρασης;</b></p>	<p>Ονομάζουμε απόδοση (<math>\alpha</math>) μιας αντίδρασης το λόγο της ποσότητας της ουσίας που παράγεται πρακτικά προς την ποσότητα της ουσίας που θα παραγόταν θεωρητικά αν η αντίδραση ήταν ποσοτική, δηλαδή:</p> $\alpha = \frac{\text{ποσότητα ουσίας που σχηματίζεται πρακτικά}}{\text{ποσότητα ουσίας που θα σχημαπιζόταν θεωρητικά}}$
	<p><b>ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ:</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>• Η απόδοση μιας αντίδρασης <math>\alpha</math>, κυμαίνεται από 0 έως 100%.</li><li>• Όσο το <math>\alpha</math> προσεγγίζει τη μονάδα τόσο η αντίδραση πλησιάζει τη μονόδρομη, κυριαρχεί δηλαδή η φορά προς τα δεξιά.</li><li>• Αντίθετα όσο το <math>\alpha</math> προσεγγίζει το 0 τόσο κυριαρχεί η φορά της αντίδρασης προς τ' αριστερά.</li></ul>

- Η απόδοση μιας αντίδρασης που γίνεται στη βιομηχανία έχει τεράστιο οικονομικό ενδιαφέρον. Οι χημικοί - χημικοί μηχανικοί επιδιώκουν με κάθε τρόπο να αυξήσουν την απόδοση (με το μικρότερο δυνατό κόστος), μεταβάλλοντας τις συνθήκες αντίδρασης,

Τι ονομάζεται συντελεστής μετατροπής  $\lambda$  ενός αντιδρώντος;

**Απάντηση:**

Συντελεστής μετατροπής  $\lambda$  ενός αντιδρώντος ονομάζεται το κλάσμα:

$$\lambda = \frac{\text{ΠΟΣΟΤΗΤΑ ΠΟΥ ΑΝΤΙΔΡΑ ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΑ}}{\text{ΑΡΧΙΚΗ ΠΟΣΟΤΗΤΑ ΑΝΤΙΔΡΩΝΤΟΣ}}$$

## Ερωτήσεις κατανόησης

**4-1.** Σε κενό δοχείο εισάγεται μείγμα των αερίων σωμάτων A και B, τα οποία αντιδρούν στους  $\theta$  °C σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:  $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftharpoons \Gamma_{(g)}$ .

Όταν σταθεροποιηθεί η συγκέντρωση του σώματος  $\Gamma$ , θα υπάρχουν στο δοχείο:

α. μόνο A και  $\Gamma$    β. μόνο B και  $\Gamma$    γ. μόνο  $\Gamma$    δ. A, B, και  $\Gamma$ .

**4-2.** Μετά την αποκατάσταση κάθε χημικής ισορροπίας:

- δεν πραγματοποιείται καμία χημική αντίδραση
- πραγματοποιούνται δύο αντιδράσεις με ίσες ταχύτητες
- τα συνολικά mol των αντιδρώντων είναι ίσα με τα συνολικά mol των προϊόντων
- δεν ισχύει τίποτε από τα παραπάνω.

**4-3.** Σε κλειστό δοχείο στους  $\theta$  °C έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$A + B \rightleftharpoons \Gamma + \Delta$ . Αν  $v_1$  και  $v_2$  είναι οι ταχύτητες των αντιδράσεων με φορά προς τα δεξιά και προς τ' αριστερά αντίστοιχα, θα ισχύει:

α.  $v_1 = v_2 = 0$    β.  $v_1 = v_2 \neq 0$    γ.  $v_1 > v_2$    δ.  $v_1 < v_2$    ε.  $v_1 > 0$  και  $v_2 < 0$ .

**4-4.** Σε κενό δοχείο εισάγονται 1mol  $N_2$  και 2mol  $O_2$ , τα οποία αντιδρούν στους  $\theta$  °C, σύμφωνα με την εξίσωση:  $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$ .

i). Για τον αριθμό n των mol του NO που θα υπάρχουν στο δοχείο μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας, θα ισχύει:

α.  $n = 2$    β.  $n > 2$    γ.  $n < 2$    δ.  $n = 4$ .

ii). Για το συνολικό αριθμό των mol ( $n_{ολ}$ ) των αερίων μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας θα ισχύει:

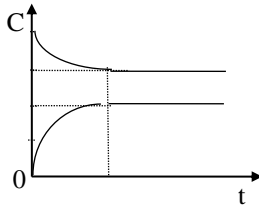
α.  $n_{ολ} < 3$    β.  $n_{ολ} = 3$    γ.  $n_{ολ} > 3$    δ.  $n_{ολ} = 2$ .

**4-5.** Ισομοριακές ποσότητες των σωμάτων A και B αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$A_{(g)} + 3B_{(g)} \rightleftharpoons 2\Gamma_{(g)}$ . Ποια από τις παρακάτω σχέσεις ισχύει σε κάθε χρονική στιγμή:

α.  $[A] = [B] = [\Gamma]$    β.  $[A] \leq [B]$    γ.  $[A] \geq [B]$    δ.  $[B] > [\Gamma] > [A]$

**4-6.** Σε κενό δοχείο εισάγεται ορισμένη ποσότητα της ένωσης A, η οποία, αρχίζει να μετατρέπεται στην ένωση B υπό σταθερή θερμοκρασία. Το διάγραμμα παριστάνει τις συγκεντρώσεις των ενώσεων A και B σε συνάρτηση με το χρόνο.



Η χημική εξίσωση της αντίδρασης που πραγματοποιήθηκε είναι:

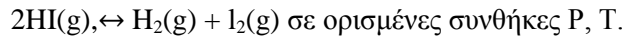


**4-7.** Η ταχύτητα της χημικής αντίδρασης που συμβαίνει από τ' αριστερά προς τα δεξιά σε μια αμφίδρομη αντίδραση, α) παραμένει σταθερή β) συνεχώς αυξάνεται γ) συνεχώς ελαττώνεται και τελικά μηδενίζεται δ) συνεχώς ελαττώνεται και τελικά αποκτά σταθερή τιμή.

**4-8.** Να σημειώσετε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες.

- α) κατά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας δε συμβαίνει καμιά μεταβολή στο χημικό σύστημα
- β) αμφίδρομες αντιδράσεις είναι εκείνες που γίνονται μόνο προς μια κατεύθυνση
- γ) στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας, οι ταχύτητες των δύο αντίθετων αντιδράσεων από αριστερά προς τα δεξιά και από δεξιά προς αριστερά είναι μεταξύ τους ίσες
- δ) η κατάσταση της χημικής ισορροπίας είναι δυναμική

**4-9.** Η διάσπαση του υδροϊωδίου γίνεται με απόδοση 25%, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



Αυτό σημαίνει ότι:

- α) οι ποσότητες των προϊόντων που έχουν παραχθεί είναι το 25% των θεωρητικών ποσοτήτων,
- β) η αντίδραση είναι μονόδρομη (ποσοτική),
- γ) το 75% του HI (g) δε διασπάστηκε,
- δ) η αντίδραση είναι αμφίδρομη,
- ε) ο συνολικός αριθμός mol των ουσιών στην κατάσταση χημικής ισορροπία; Είναι μεγαλύτερος του αριθμού των mol του HI (g) πριν τη διάσπαση του HI (g) πριν τη διάσπασή του.

**4-10.** Σε δοχείο σταθερού όγκου περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 1mol SO<sub>2</sub>, 2mol SO<sub>3</sub>, 1,2mol NO και 0,8mol NO<sub>2</sub>, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:  $\text{NO}_2 + \text{SO}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3 + \text{NO}$ . Η απόδοση της αντίδρασης είναι .....

## Ασκήσεις

**4-11.** Για τη σύνθεση του μονοξειδίου του αζώτου NO (g) τοποθετούμε σε κλειστό και κενό δοχείο 4 mol O<sub>2</sub> (g) και 4 mol N<sub>2</sub> (g) (ποσότητες στοιχειομετρικές). Μετά την αποκατάσταση κατάλληλων συνθηκών, η ποσότητα του N<sub>2</sub> (g) που αντέδρασε ήταν ίση με 1 mol. Ποιος είναι ο συντελεστής απόδοσης της αντίδρασης, και ποια η απόδοσή της; Ποια ποσότητα του προϊόντος παρασκευάστηκε και ποιες είναι οι ποσότητες N<sub>2</sub> (g) και O<sub>2</sub> (g) που παρέμειναν στο δοχείο, χωρίς να αντιδράσουν; [α= 0,25, β) 25%, γ) 2mol NO, δ) 3mol N<sub>2</sub>, 3mol O<sub>2</sub>].

**4-12.** Σε δοχείο σταθερού όγκου διοχετεύουμε 14g N<sub>2</sub> και 4g H<sub>2</sub>, οπότε αντιδρούν παρουσία καταλύτη και σχηματίζουν NH<sub>3</sub>. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας περιέχονται στο δοχείο 8,5g NH<sub>3</sub>. Να βρεθούν η απόδοση της αντίδρασης και το ποσοστό μετατροπής του H<sub>2</sub>.

**4-13.** Σε ορισμένες συνθήκες η απόδοση της αντίδρασης σχηματισμού μεθανόλης από μονοξείδιο του άνθρακα και υδρογόνο είναι 80%. Αν χρησιμοποιήσουμε αρχικά 10mol CO και 20mol H<sub>2</sub> παίρνουμε τελικά 230,4g CH<sub>3</sub>OH. Ποιες ήταν οι απώλειες κατά την απομόνωση της CH<sub>3</sub>OH.

**4-14.** Το N<sub>2</sub> και το H<sub>2</sub> αντιδρούν σε κατάλληλες συνθήκες και δίνουν NH<sub>3</sub>. Αν χρησιμοποιήσουμε αρχικά 56g N<sub>2</sub> και 6g H<sub>2</sub>, τελικά παίρνουμε 20,4g NH<sub>3</sub>. Αν οι απώλειες κατά την απομόνωση της NH<sub>3</sub> είναι 10%, ποια ήταν η απόδοση της αντίδρασης σχηματισμού της; Ποιο κλάσμα του mole του N<sub>2</sub> αντέδρασε;

**4-15.** Σε δοχείο διαβιβάζεται μίγμα H<sub>2</sub> και N<sub>2</sub> που περιέχει τα συστατικά του σε στοιχειομετρική αναλογία και αποκαθίσταται η ισορροπία: N<sub>2</sub> + H<sub>2</sub> → 2NH<sub>3</sub>. Το ποσοστό μετατροπής του N<sub>2</sub> είναι 20%, ενώ κατά την απομόνωση της NH<sub>3</sub> παρατηρούνται απώλειες 25%. Αν τελικά απομονώθηκαν 10,2g NH<sub>3</sub> να βρεθεί η αρχική μάζα του μίγματος H<sub>2</sub> και N<sub>2</sub>. Ποια είναι η συνολική απόδοση της αντίδρασης;

**4-16.** Σε δοχείο όγκου 8,2lt εισάγουμε 49,5g COCl<sub>2</sub> στους 227<sup>0</sup>C, οπότε διασπώνται και αποκαθίσταται η ισορροπία: COCl<sub>2</sub>(g) → CO(g) + Cl<sub>2</sub>(g).

Η μερική πίεση του Cl<sub>2</sub> στην κατάσταση ισορροπίας είναι 0,5 atm. Να υπολογιστεί ο βαθμός διάσπασης του COCl<sub>2</sub> και η σχετική πυκνότητα του μίγματος ισορροπίας ως προς το H<sub>2</sub>.

**4-17.** Σε κλειστό δοχείο εισάγεται ορισμένη ποσότητα PCl<sub>5</sub> και θερμαίνεται στους 200<sup>0</sup>C, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: PCl<sub>5(g)</sub> → PCl<sub>3(g)</sub> + Cl<sub>2(g)</sub>.

Στην κατάσταση ισορροπίας η πίεση του μίγματος είναι 50% μεγαλύτερη από την αρχική πίεση του PCl<sub>5</sub>. Να υπολογιστούν :

α) ο βαθμός διάσπασης του PCl<sub>5</sub>

β) η σχετική πυκνότητα του μίγματος ισορροπίας ως προς το H<sub>2</sub>.

**4-18.** Σε κλειστό δοχείο βρίσκεται CO<sub>2</sub> σε θερμοκρασία 427<sup>0</sup>C και πίεση 10atm. Με θέρμανση στους 1127<sup>0</sup>C διασπάται μερικά σε CO και O<sub>2</sub>. Αν η νέα πίεση του μίγματος που προκύπτει είναι 22,5atm, να υπολογιστεί το % ποσοστό του CO<sub>2</sub> που διασπάστηκε.

**4-19.** Μίγμα N<sub>2</sub> και H<sub>2</sub> έχει όγκο 5lt και πίεση 5atm στους 27<sup>0</sup>C. Η μερική πίεση του H<sub>2</sub> στο μίγμα είναι 2atm. Το μίγμα διοχετεύεται πάνω από καταλύτη στους 200<sup>0</sup>C. Έτσι σχηματίζεται ποσότητα NH<sub>3</sub> ίση με το 10% της θεωρητικής. Να υπολογιστεί η μάζα της NH<sub>3</sub> που σχηματίστηκε.

**4-20.** Κατά τη θέρμανση ατμών PCl<sub>5</sub> προκαλείται μερική διάσπασή τους σε PCl<sub>3</sub> και Cl<sub>2</sub>. Αν το μίγμα που προκύπτει έχει σχετική πυκνότητα ως προς το H<sub>2</sub> ίση με 57,6, να υπολογιστεί το % ποσοστό διάσπασης του PCl<sub>5</sub>.

**4-21.** Ένα αέριο μίγμα έχει όγκο V σε stp. και αποτελείται από ίσους όγκους SO<sub>2</sub> και O<sub>2</sub>. Το μίγμα αυτό διοχετεύεται σε δοχείο με χωρητικότητα 4lt και θερμαίνεται στους 727<sup>0</sup>C. Έτσι ένα μέρος των συστατικών του μίγματος αντιδρά και δίνει SO<sub>3</sub>. Όταν αποκατασταθεί η ισορροπία, η πίεση του μίγματος ισορροπίας είναι 114,88atm ενώ οι συγκεντρώσεις SO<sub>2</sub> και SO<sub>3</sub> είναι ίσες. Να υπολογιστεί ο όγκος V.

**4-22.** Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται αέριο μίγμα N<sub>2</sub> και H<sub>2</sub> το οποίο αντιδρά σύμφωνα με την εξίσωση: N<sub>2</sub> + H<sub>2</sub> → 2NH<sub>3</sub>.



Αν το μίγμα ισορροπίας περιέχει ισομοριακές ποσότητες από τα συστατικά του, να υπολογιστεί η απόδοση της αντίδρασης και η % κ.ό. περιεκτικότητα του αρχικού μίγματος.

**4-23.** Σε κλειστό δοχείο στους  $\Theta^{\circ}\text{C}$  εισάγονται 64g μίγματος  $\text{SO}_2$  και  $\text{O}_2$  που περιέχει τα συστατικά του με στοιχειομετρική αναλογία και ασκεί πίεση 8atm. Το μίγμα αντιδρά σύμφωνα με την εξίσωση:

$2\text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{SO}_{3(\text{g})}$ , οπότε παρατηρείται τελικά μείωση της πίεσης στο δοχείο κατά 25 %. Να υπολογιστεί η σύσταση του μίγματος στην κατάσταση ισορροπίας.