Χημική ισορροπία
Αρχή Le Chatelier
Νόμος χημικής ισορροπίας

Χημική ισορροπία:

• Μονόδρομη αντίδραση:

Είναι η αντίδραση που γίνεται προς μια μόνο κατεύθυνση.
Μετά το τέλος μίας μονόδρομης αντίδρασης, ένα τουλάχιστον από τα αντιδρώντα σώματα έχει αντιδράσει πλήρως, δηλαδή δεν υπάρχει στο σύστημα.

Παρατήρηση:

α. Οι μονόδρομες αντιδράσεις συμβολίζονται με ένα βέλος μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων.

π.χ. $C + O_2 \rightarrow CO_2$

β. Όταν οι ποσότητες των αντιδρώντων σωμάτων είναι στοιχειομετρικές, καταναλλώνονται πλήρως, με αποτέλεσμα μετά το τέλος της αντίδρασης στο σύστημα να υπάρχουν μόνο τα προϊόντα.

• Αμφίδρομη αντίδραση:

Είναι η αντίδραση που γίνεται και προς τις δύο κατευθύνσεις.
Όταν υπάρχουν κατάλληλες συνθήκες, δηλαδή το σύστημα είναι κλειστό και οι συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας σταθερές, το σύστημα μπορεί να καταλήξει σε κατάσταση χημικής ισορροπίας (Κ.Χ.Ι.).

Παρατήρηση:

Οι αμφίδρομες αντιδράσεις συμβολίζονται με δύο βέλη αντίθετης φοράς μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων.

π.χ. $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$

Κλειστό σύστημα είναι αυτό που διατηρεί τη μάζα του σταθερή, ενώ η ενέργειά του μεταβάλλεται (ανταλλάσσει ενέργεια με το περιβάλλον αλλά όχι ύλη). Οι χημικές αντιδράσεις με αέρια που πραγματοποιούνται σε κλειστό δοχείο αποτελούν κλειστό σύστημα.

Θεωρητικά, όλες οι αντιδράσεις που γίνονται σε κλειστό σύστημα είναι αμφίδρομες και καταλήγουν σε ισορροπία. Αν όμως η αντίδραση είναι πολύ μετατοπισμένη προς τα προϊόντα ώστε τουλάχιστον ένα αντιδρών να μην ανιχνεύεται, η αντίδραση είναι πρακτικά μονόδρομη (ποσοτική).

• Χημική ισορροπία:

Είναι μια κατάσταση δυναμικής ισορροπίας όπου η ποιοτική και ποσοτική σύσταση του συστήματος (αντιδρώντων - προϊόντων) παραμένει σταθερή.
Στη κατάσταση χημικής ισορροπίας οι συγκεντρώσεις όλων των ουσιών που υπάρχουν στο σύστημα είναι σταθερές και οι ταχύτητες των δύο αντιδράσεων είναι ίσες.

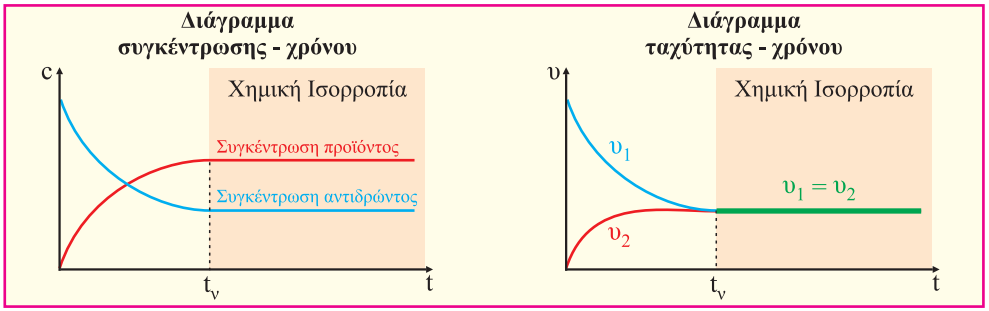
Παράδειγμα:

Σε κενό δοχείο σταθερής θερμοκρασίας και όγκου εισάγεται αέριο μίγμα από Α και Β και πραγματοποιείται η αμφίδρομη αντίδραση με χημική εξίσωση:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \underset{\upsilon_2}{\overset{\upsilon_1}{\rightleftarrows}} \Gamma_{(g)} + \Delta_{(g)}$$

Η αντίδραση με κατεύθυνση από τα αντιδρώντα στα προϊόντα (προς τα δεξιά) γίνεται αρχικά με μεγάλη ταχύτητα, η οποία με τη πάροδο του χρόνου ελαττώνεται γιατί μειώνονται οι συγκεντρώσεις των Α και Β.

Η αντίδραση με κατεύθυνση από τα προϊόντα στα αντιδρώντα (προς τα αριστερά) γίνεται αρχικά με μικρή ταχύτητα, η οποία με τη πάροδο του χρόνου αυξάνεται γιατί μεγαλώνουν οι συγκεντρώσεις των Γ και Δ.



Μετά από ορισμένο χρονικό διάστημα, οι τιμές των ταχυτήτων των δύο αντίθετων αντιδράσεων γίνονται ίσες ($\upsilon_1 = \upsilon_2$) και οι συγκεντρώσεις όλων των συστατικών του συστήματος παραμένουν σταθερές, όπως φαίνεται και στα παραπάνω διαγράμματα.

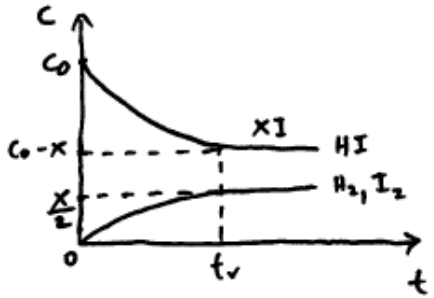
Από αυτή τη χρονική στιγμή (t_v) και μετά, το σύστημα βρίσκεται σε **χημική ισορροπία**.

Συνήθως (όχι όμως πάντα) οι συναρτήσεις c=f(t) είναι εκθετικές. Κάτι ανάλογο ισχύει και για τις συναρτήσεις υ=f(t). Γι' αυτό οι αντίστοιχες γραφικές παραστάσεις έχουν τη μορφή των καμπυλών που φαίνεται στα σχετικά διαγράμματα.

Έστω ότι σε κλειστό δοχείο όγκου V και σε ορισμένη Τ εισάγουμε ποσότητα $HI_{(g)}$ και γίνεται η αντίδραση

$$2\,HI_{(g)} \leftrightarrow H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

αρχ	Co		
αντ/παρ	- x	+ x/2	+ x/2
ΧΙ	Co-x	x/2	x/2



Για $t \geq t_v$ οι συγκεντρώσεις παραμένουν σταθερές (κατάσταση χημικής ισορροπίας)

Παρατήρηση:

α. Όπως αναφέραμε, η χημική ισορροπία είναι μία δυναμική ισορροπία. Δηλαδή, οι αντιδράσεις δεν σταματούν, αντίθετα εξακολουθούν να γίνονται με ίσες ταχύτητες. Αυτό έχει σαν αποτέλεσμα η ποσότητα κάθε συστατικού που καταναλώνεται να είναι ίση με αυτη που σχηματίζεται στη μονάδα του χρόνου.

β. Δυναμική ισορροπία έχουμε και σε φυσικά φαινόμενα.

π.χ. ισορροπία νερού - υδρατμών σε κλειστό δοχείο ορισμένης θερμοκρασίας.

$$H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_2O_{(g)}$$

• Είδη Χημικής Ισορροπίας:

Φάση: Ομογενές τμήμα της ύλης που διαχωρίζεται από το περιβάλλον του με σαφή όρια.

- **Ομογενής ισορροπία**:
  Έχουμε όταν τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της αντίδρασης βρίσκονται στην ίδια φάση.

Παράδειγμα:

$I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$

$RCOOH_{(l)} + R'OH_{(l)} \rightleftarrows RCOOR'_{(l)} + H_2O_{(l)}$

$NH_4^+{}_{(aq)} + F^-_{(aq)} \rightleftarrows NH_{3(aq)} + HF_{(aq)}$

- **Ετερογενής ισορροπία:**
  Έχουμε όταν τα σώματα που συμμετέχουν (αντιδρώντα - προϊόντα) βρίσκονται σε περισσότερες απο μία φάσεις.

Παράδειγμα:

$CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightleftarrows 2CO_{(g)}$ και $PCl_{5(l)} \rightleftarrows PCl_{3(l)} + Cl_{2(g)}$

• Απόδοση αντίδρασης (α):

Απόδοση αντίδρασης (α) ονομάζεται ο λόγος της ποσότητας της ουσίας που παράγεται πρακτικά προς τη ποσότητα της ουσίας που θα παραγόταν θεωρητικά, αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη (ποσοτική).

$$\alpha = \frac{\textbf{ποσότητα ουσίας που σχηματίζεται πρακτικά}}{\textbf{ποσότητα ουσίας που θα σχηματιζόταν θεωρητικά}}$$

Η απόδοση μίας αντίδρασης μπορεί να υπολογισθεί και επί τοις εκατό (%), αν πολλαπλασιάσουμε το α με εκατό.

Η ποσότητα της ουσίας μπορεί να εκφραστεί σε mol (n) ή σε μάζες (m) ή, αν ο όγκος είναι ίδιος, σε συγκεντρώσεις (C):

$\alpha = n_\pi/n_\theta = (m_\pi/Mr)/(m_\theta/Mr) = m_\pi/m_\theta$

$\alpha = n_\pi/n_\theta = C_\pi V/C_\theta V = C_\pi/C_\theta$.

Για αέρια ουσία μπορεί να εκφραστεί και σε όγκους, αν έχουν μετρηθεί σε ίδιες συνθήκες P, T:

$\alpha = n_\pi/n_\theta = (V_\pi/V_m) / (V_\theta/V_m) = V_\pi/V_\theta$

$$\textbf{επί τοις εκατό απόδοση} = \frac{\textbf{ποσότητα ουσίας που σχηματίζεται πρακτικά}}{\textbf{ποσότητα ουσίας που θα σχηματιζόταν θεωρητικά}} \cdot 100$$

Η απόδοση μίας αμφίδρομης αντίδρασης κυμαίνεται από 0 έως 1 ή από 0% έως 100%.

Δηλαδή: $\mathbf{0 < \alpha < 1}$ ή $\mathbf{0 < \alpha\% < 100}$

Προφανώς, όσο μεγαλύτερη είναι η απόδοση μίας αντίδρασης, τόσο στην αντίδραση κυριαρχεί η φορά προς τα δεξιά και αντίθετα όσο μικρότερη είναι η απόδοση μίας αντίδρασης τόσο στην αντίδραση κυριαρχεί η φορά προς τα αριστερά.

- **Ποσοστό μετατροπής:**

Το ποσοστό μετατροπής ενός αντιδρώντος σώματος είναι ίσο με το πηλίκο της ποσότητας του σώματος που αντέδρασε προς την αρχική ποσότητα του σώματος επί εκατό.

Δηλαδή:

$$\textbf{ποσοστό μετατροπής αντιδρώντος} = \frac{\textbf{ποσότητα του σώματος που αντέδρασε}}{\textbf{αρχική ποσότητα του σώματος}} \cdot 100$$

Όταν το ποσοστό μετατροπής δεν εκφράζεται επι τοις εκατό λέγεται συνήθως **βαθμός μετατροπής**.

Παρατήρηση:

Η απόδοση μίας αντίδρασης συμπίπτει με το ποσοστό μετατροπής ενός αντιδρώντος όταν αυτό **δεν είναι σε περίσσεια.**

Όταν τα αντιδρώντα είναι σε **στοιχειομετρική αναλογία**, έχουν το ίδιο ποσοστό μετατροπής που συμπίπτει και με την απόδοση της αντίδρασης.
Όταν τα αντιδρώντα **δεν είναι σε στοιχειομετρική αναλογία**, μεγαλύτερο ποσοστό μετατροπής έχει το αντιδρών που δεν είναι σε περίσσεια. Αυτό συμπίπτει και με την απόδοση της αντίδρασης.

- **Ποσοστό διάσπασης:**

Το ποσοστό διάσπασης μίας ένωσης είναι ίσο με το λόγο της ποσότητας της ένωσης που διασπάστηκε προς την αρχική ποσότητα της ένωσης επί εκατό.
Δηλαδή:

$$\textbf{ποσοστό διάσπασης} = \frac{\textbf{ποσότητα της ένωσης που διασπάστηκε}}{\textbf{αρχική ποσότητα της ένωσης}} \cdot 100$$

Όταν το ποσοστό διάσπασης δεν εκφράζεται επί τοις εκατό λέγεται συνήθως **βαθμός διάσπασης**.

Παρατήρηση:

Σε χημικές αντιδράσεις όπου μία ένωση διασπάται σε απλούστερες ουσίες, το ποσοστό διάσπασης συμπίπτει με την απόδοση της αντίδρασης.

Χημική ισορροπία: Απόδοση αντίδρασης - Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας-Αρχή Le Chatelier - Σταθερά χημικής ισορροπίας Kc

<u>Παρατηρήσεις για τη λύση των ασκήσεων</u>

1. Για τη λύση των ασκήσεων χημικής ισορροπίας είναι χρήσιμο να συμπληρώνουμε ένα **πινακάκι** στο οποίο σημειώνουμε τις ποσότητες (moles ή συγκεντρώσεις) όλων των ουσιών που συμμετέχουν στην αντίδραση,

π.χ. έστω η αμφίδρομη αντίδραση: **A + 3B ↔ 2Γ**

Αρχικά	n_1	n_2	
Αντ./Παράγ.	-x	-3x	+2x
Χ. Ισορρ.	n_1-x	n_2-3x	2x

Οι **αρχικές ποσότητες** των αντιδρώντων μπορεί να βρίσκονται σε οποιαδήποτε αναλογία και δεν έχουν **καμία σχέση με τους συντελεστές** των σωμάτων στη χημική εξίσωση. Αντίθετα, ο **λόγος των αριθμών moles των ουσιών που αντιδρούν και παράγονται είναι πάντα ίσος με το λόγο των συντελεστών** τους στη χημική εξίσωση της αντίδρασης.

2. Ο συντελεστής απόδοσης μιας αντίδρασης μπορεί να υπολογιστεί με βάση τις ποσότητες που σχηματίζονται πρακτικά και θεωρητικά **οποιουδήποτε προϊόντος** της αντίδρασης.

→ Όταν τα αντιδρώντα είναι σε *στοιχειομετρική αναλογία* και αυξήσουμε τη συγκέντρωση κάποιου αντιδρώντος, η απόδοση της αντίδρασης **πάντα αυξάνεται**.

→ Όταν δε μεταβάλλονται τα συνολικά moles των σωμάτων που εμφανίζονται στην έκφραση της Kc (*Δn = 0*), τότε στη *στοιχειομετρική αναλογία* έχουμε **πάντα την ελάχιστη απόδοση**. Αυτό **δεν ισχύει πάντα όταν Δn ≠ 0**.

→ Όταν η θέση της χημικής ισορροπίας *μετατοπίζεται προς τα δεξιά* λόγω **μεταβολής της πίεσης** ή **της θερμοκρασίας**, τότε η απόδοση της αντίδρασης *πάντα αυξάνεται*.

Όταν όμως η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά λόγω **αύξησης της συγκέντρωσης κάποιου αντιδρώντος**, *σε κάποιες περιπτώσεις* η απόδοση *δεν αυξάνεται*.

Για παράδειγμα**,** στις αντιδράσεις που έχουμε *μόνο ένα αντιδρών*:

i) Αν με μετατόπιση της ισορροπίας προς τα δεξιά αυξάνονται τα συνολικά moles των σωμάτων που εμφανίζονται στην έκφραση της Kc (*Δn > 0*), η απόδοση *ελαττώνεται*

(π.χ. $A_{(g)} \leftrightarrow B_{(g)} + \Gamma_{(g)}$, $Kc=\alpha^2C/1-\alpha$: C αυξάνεται => α ελαττώνεται).

ii) Αν με μετατόπιση της ισορροπίας προς τα δεξιά δε μεταβάλλονται τα συνολικά moles των σωμάτων που εμφανίζονται στην έκφραση της Kc (*Δn = 0*), η απόδοση *παραμένει σταθερή* διότι είναι ανεξάρτητη από την αρχική συγκέντρωση του αντιδρώντος

(π.χ. $2A_{(g)} \leftrightarrow B_{(g)} + \Gamma_{(g)}$ $Kc=\alpha^2/4(1-\alpha)^2$: α ανεξάρτητο του C).

3. Διαγράμματα C-t για ουσίες που μετέχουν σε μία χημική ισορροπία

Όταν μεταβληθεί κάποιος συντελεστής ισορροπίας (C, P, T) στο διάγραμμα C-t παρατηρούμε τα εξής:

α) Όταν **μεταβάλλεται η συγκέντρωση μιας ουσίας** που μετέχει στην ισορροπία λόγω μεταβολής της ποσότητας (προσθήκη ή απομάκρυνση) της ουσίας, τη στιγμή της μεταβολής (t_1) στο διάγραμμα παρατηρείται **απότομη (κατακόρυφη) μεταβολή μόνο στη συγκέντρωση αυτής της ουσίας**. Στη νέα ισορροπία που αποκαθίσταται (t_2), η συγκέντρωση αυτής της ουσίας είναι διαφορετική από τη συγκέντρωσή της στην αρχική ισορροπία (η μεταβολή δεν αναιρείται πλήρως, εκτός από μία περίπτωση).

β) Όταν **μεταβάλλεται ο όγκος του δοχείου**, τη στιγμή της μεταβολής (t_1) στο διάγραμμα μεταβάλλονται αντίστοιχα **κατακόρυφα οι συγκεντρώσεις όλων των ουσιών που μετέχουν στην ισορροπία** (C=n/V).

γ) Όταν **μεταβάλλεται η θερμοκρασία**, τη στιγμή της μεταβολής (t_1) **οι συγκεντρώσεις όλων των ουσιών της ισορροπίας αρχίζουν να μεταβάλλονται σταδιακά (όχι κατακόρυφη μεταβολή)** μέχρι να αποκατασταθεί νέα ισορροπία.

4. Για **αέριο μίγμα** ισχύει η καταστατική εξίσωση: $P_{ολ}V = n_{ολ}RT$, με $n_{ολ} = n_1+n_2+n_3+\ldots$

Για την πυκνότητα αερίου μίγματος ισχύει:

$\rho_{μίγμ} = m_{μίγμ}/V_{μίγμ} = (m_1+m_2+\ldots)/V_{μίγμ} = (n_1Mr_1+n_2Mr_2+)\ldots/V_{μίγμ}$.

Αν ο όγκος του μίγματος μετρηθεί σε STP, ισχύει επίσης: $V_{μίγμ} = V_1+V_2+\ldots = (n_1+n_2+\ldots)\cdot 22,4$

5. Ασκήσεις στις οποίες ένα σύστημα βρίσκεται σε κατάσταση χημικής ισορροπίας (Εφαρμογή 4 από Σταθερά χημικής ισορροπίας Kc)

α) Όταν ζητείται η τιμή της Kc υπολογίζουμε από τα δεδομένα της άσκησης τις συγκεντρώσεις των ουσιών στην κατάσταση ισορροπίας και αντικαθιστούμε τις τιμές τους στην έκφραση της Kc. Σε ορισμένες περιπτώσεις **δε δίνεται ο όγκος του μίγματος ισορροπίας διότι απλοποιείται** από την έκφραση της Kc (αυτό συμβαίνει όταν για τους στοιχειομετρικούς συντελεστές στη χημική εξίσωση ισχύει $\Delta n=0$).

β) Η **σταθερά Kc** που χαρακτηρίζει την κατάσταση ισορροπίας μίας αμφίδρομης αντίδρασης **εξαρτάται μόνο από τη θερμοκρασία** και είναι ανεξάρτητη από το από ποιες ουσίες ξεκίνησε το σύστημα για να καταλήξει σε ισορροπία. Η έκφραση της Kc **αναφέρεται στη συγκεκριμένη χημική εξίσωση** που περιγράφει την ισορροπία. Έτσι, στον αριθμητή της Kc γράφουμε πάντα τις συγκεντρώσεις των ουσιών που βρίσκονται στο δεξιό μέλος της χημικής εξίσωσης, ενώ στον παρανομαστή γράφουμε πάντα τις συγκεντρώσεις των ουσιών που εμφανίζονται στο αριστερό μέλος της χημικής εξίσωσης.

6. Ασκήσεις στις οποίες ένα σύστημα ξεκινά από μία αρχική κατάσταση και καταλήγει σε κατάσταση χημικής ισορροπίας (Εφαρμογές 5-11 από Σταθερά χημικής ισορροπίας Kc)

α) Συμπληρώνουμε το πινακάκι με τα moles ή τις συγκεντρώσεις των ουσιών.

β) Αντικαθιστούμε τις τιμές των συγκεντρώσεων ισορροπίας στην έκφραση της Kc.

Παρατήρηση: Γενικά, για να προσδιορίσουμε αν τα αντιδρώντα είναι σε στοιχειομετρική αναλογία ή αν κάποιο αντιδρών είναι σε περίσσεια, θα πρέπει να γνωρίζουμε είτε τα **αρχικά moles** των αντιδρώντων είτε **την αναλογία των αρχικών moles** τους. Αν δεν ξέρουμε κάτι από αυτά τα δύο, θα πρέπει να εξετάσουμε περιπτώσεις (διερεύνηση). **(Εφαρμογή 9 από Σταθερά χημικής ισορροπίας Kc)**

7. Ασκήσεις με ετερογενή ισορροπία (Εφαρμογές 12, 13 από Σταθερά χημικής ισορροπίας Kc)

α) Στην έκφραση της Kc **παραλείπονται** οι συγκεντρώσεις των στερεών και των καθαρών υγρών,

β) Όταν χρησιμοποιούμε την **καταστατική εξίσωση** για το αέριο μίγμα ισορροπίας, αναφερόμαστε μόνο στον **αριθμό moles των αέριων ουσιών**.

8. Ασκήσεις στις οποίες ζητείται να προβλέψουμε προς ποια κατεύθυνση θα εκδηλωθεί αντίδραση (Εφαρμογές 14, 15 από Σταθερά χημικής ισορροπίας Kc)

Η εύρεση της κατεύθυνσης προς την οποία οδεύει η αντίδραση προκύπτει από κάποιο δεδομένο της άσκησης, π.χ. α) τον τρόπο μεταβολής της ολικής πίεσης στο δοχείο κατά τη διάρκεια της αντίδρασης υπό σταθερά V, T, ή β) τον τρόπο μεταβολής του όγκου του δοχείου κατά τη διάρκεια της αντίδρασης υπό σταθερά P, T, ή γ) την έκλυση ή απορρόφηση θερμότητας κατά τη διάρκεια της αντίδρασης, γνωρίζοντας προς ποια κατεύθυνση αυτή είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

9. Ασκήσεις με «πολλαπλές ισορροπίες» οι οποίες έχουν κοινό σώμα (Εφαρμογή 16 από Σταθερά χημικής ισορροπίας Kc)

Εδώ, στο ίδιο δοχείο πραγματοποιούνται ταυτόχρονα δύο ή περισσότερες αμφίδρομες αντιδράσεις στις οποίες συμμετέχει ένα ή περισσότερα κοινά σώματα. **Σε όλες τις εκφράσεις των σταθερών ισορροπίας Kc** στις οποίες περιλαμβάνεται το κοινό σώμα θα αντικαθιστούμε **τη συνολική συγκέντρωσή του**, όπως αυτή προκύπτει με βάση τις ισορροπίες στις οποίες συμμετέχει το σώμα.

Χημική ισορροπία-Απόδοση αντίδρασης

Εφαρμογές

1. Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγεται ποσότητα αερίου HI, αρχικής συγκέντρωσης C, η οποία διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$$2HI(g) \underset{\upsilon_2}{\overset{\upsilon_1}{\leftrightarrow}} H_2(g) + I_2(g)$$

Να μελετήσετε πως μεταβάλλονται σε συνάρτηση με το χρόνο:

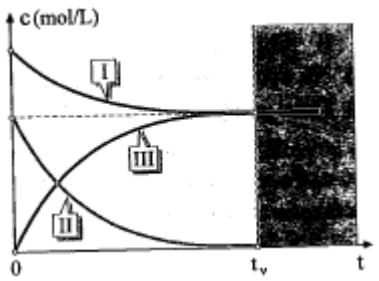
α) Οι συγκεντρώσεις όλων των ουσιών.

β) Οι ταχύτητες των δύο αντίθετων αντιδράσεων.

2. Να εξηγήσετε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες:

α) Οι μονόδρομες αντιδράσεις έχουν μεγάλη ταχύτητα, ενώ οι αμφίδρομες μικρή.

β) Το διπλανό διάγραμμα παριστάνει τις καμπύλες αντίδρασης των συστατικών μιας αντίδρασης. Από το διάγραμμα αυτό προκύπτει ότι η αντίδραση είναι μονόδρομη.



γ) Σε δοχείο όγκου V αναμιγνύουμε ισομοριακές ποσότητες H_2 και I_2 και θερμαίνουμε στους θ ^oC, οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση:

$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2HI(g)$ με απόδοση 60 %. Αν χρησιμοποιήσουμε αρχικά περίσσεια ενός από τα αντιδρώντα στις ίδιες συνθήκες (ίδια V, T), η απόδοση της αντίδρασης θα είναι μεγαλύτερη από 60 %.

3. Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγονται ισομοριακές ποσότητες N_2 και H_2, αρχικής συγκέντρωσης C, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$$

α) Να σχεδιάσετε σε κοινό σύστημα αξόνων την καμπύλη αντίδρασης για τις ουσίες που μετέχουν στην αντίδραση.

β) Ποιες από τις επόμενες σχέσεις είναι οπωσδήποτε σωστές στην κατάσταση ισορροπίας;

i) $[H_2] < [NH_3]$ ii) $[N_2] > [H_2]$ iii) $[NH_3]$ = σταθερή

γ) Να συγκρίνετε τους βαθμούς μετατροπής του N_2 και του H_2.

δ) Ποια μεταβολή παρουσιάζει η πίεση στο δοχείο κατά τη διάρκεια της αντίδρασης;

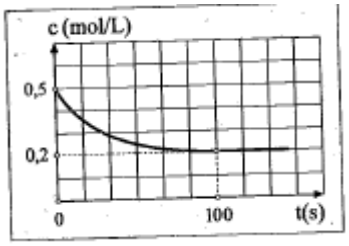
4. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου V εισάγεται ποσότητα CO_2 και θερμαίνεται στους θ ^oC, οπότε διασπάται σε ποσοστό 50 % και αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$2CO_2(g) \leftrightarrow 2CO(g) + O_2(g)$$

Να σχεδιάσετε την καμπύλη αντίδρασης για καθένα από τα συστατικά της ισορροπίας.

5. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία θ ^oC εισάγεται ποσότητα αερίου Α, το οποίο διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $A(g) \leftrightarrow 2B(g)$.

Το διπλανό διάγραμμα παριστάνει την καμπύλη αντίδρασης για μία από τις ουσίες που μετέχουν στην αντίδραση.



α) Να σχεδιάσετε την καμπύλη αντίδρασης για την άλλη ουσία που συμμετέχει στην αντίδραση.

β) Ποιος είναι ο βαθμός διάσπασης της ουσίας Α;

γ) Ποια είναι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από την έναρξη της αντίδρασης μέχρι να αποκατασταθεί χημική ισορροπία;

6. Σε κενό δοχείο εισάγονται 5 mol N_2 και 6 mol H_2 και θερμαίνονται στους θ ^oC, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$.

Στην κατάσταση ισορροπίας περιέχονται στο δοχείο 3 mol NH_3. Να υπολογίσετε:

α) Τη σύσταση σε mol του μίγματος ισορροπίας.

β) Το βαθμό μετατροπής του N_2 και του H_2 σε προϊόντα.

γ) Την απόδοση της αντίδρασης.

7. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 2 L, στους θ ^oC, εισάγονται 0,8 mol SO_2 και 0,6 mol O_2, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2SO_3(g)$.

Το μίγμα ισορροπίας περιέχει ισομοριακές ποσότητες SO_2 και SO_3.

α) Να σχεδιάσετε σε κοινό σύστημα αξόνων την καμπύλη αντίδρασης για τις ουσίες που μετέχουν στην ισορροπία.

β) Να υπολογίσετε το ποσοστό μετατροπής του SO_2 και του O_2 σε προϊόν, καθώς και την απόδοση της αντίδρασης.

8. Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται ορισμένες ποσότητες N_2 και H_2. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία αποκαθίσταται η ισορροπία: $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$.

Το αέριο μίγμα ισορροπίας περιέχει ισομοριακές ποσότητες από τα τρία συστατικά του.

Να υπολογίσετε:

α) το βαθμό μετατροπής του N_2 και του H_2 σε προϊόν.

β) Την απόδοση της αντίδρασης.

γ) Την % μεταβολή της πίεσης στο δοχείο από την αρχική κατάσταση μέχρι τη θέση χημικής ισορροπίας.

9. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 10 L εισάγονται 2 mol N_2O_4 και θερμαίνονται στους 127 ^oC, οπότε το N_2O_4 διασπάται και αποκαθίσταται η ισορροπία: $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$.

Αν το αέριο μίγμα ισορροπία ασκεί πίεση 8,2 atm, να υπολογίσετε το βαθμό διάσπασης του N_2O_4 και την απόδοση της αντίδρασης.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082\ L{\cdot}atm{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}$.

10. Αέριο μίγμα, που περιέχει 2 mol N_2 και 8 mol H_2, εισάγεται σε κενό δοχείο σταθερού όγκου και ασκεί πίεση 20 atm. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, αποκαθίσταται η ισορροπία: $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$.

Αν το αέριο μίγμα ισορροπίας ασκεί πίεση 14 atm, να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης.

11. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται ποσότητα SO_3 και θερμαίνεται στους 727 ^oC, οπότε διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $2SO_3(g) \leftrightarrow 2SO_2(g) + O_2(g)$.

Αν το αέριο μίγμα ισορροπίας έχει πυκνότητα 2 g/L και ασκεί πίεση 2,46 atm, να υπολογίσετε το βαθμό διάσπασης του SO_3.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082\ L{\cdot}atm{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}$.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

3.1. Μία χημική αντίδραση είναι μονόδρομη όταν:
Α) δεν ολοκληρώνεται ποτέ
Β) εξαντλούνται οι ποσότητες όλων των αντιδρώντων
Γ) εξαντλείται η ποσότητα ενός τουλάχιστον από τα αντιδρώντα
Δ) έχει απόδοση μικρότερη από 1

3.2. Μία χημική αντίδραση είναι αμφίδρομη όταν:
Α) πραγματοποιείται τόσο στο εργαστήριο, όσο και στη φύση
Β) πραγματοποιείται σε οποιεσδήποτε συνθήκες
Γ) εξελίσσεται ταυτόχρονα και προς τις δύο κατευθύνσεις
Δ) έχει απόδοση ίση με 1

3.3. Σε κενό δοχείο εισάγεται μίγμα των αερίων σωμάτων Α και Β, που αντιδρούν στους θ°C σύμφωνα με την εξίσωση: $A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons \Gamma(g)$.
Στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας στο δοχείο θα συνυπάρχουν:
Α) μόνο τα αέρια Α και Γ
Β) μόνο τα αέρια Β και Γ
Γ) μόνο το αέριο Γ
Δ) Όλα τα αέρια Α, Β και Γ

3.4. Ποια από τις παρακάτω προτάσεις που αφορούν τη χημική ισορροπία είναι λάθος;
Α) Στην κατάσταση ισορροπίας οι ταχύτητες των δύο αντιδράσεων που εκφράζουν τις δύο αντίθετες φορές είναι ίσες.
Β) Στην κατάσταση ισορροπίας συνυπάρχουν ποσότητες από όλα τα σώματα που συμμετέχουν στην ισορροπία (αντιδρώντα και προϊόντα)
Γ) Η κατάσταση χημικής ισορροπίας είναι δυναμική ισορροπία.
Δ) Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας δεν πραγματοποιείται καμία χημική αντίδραση

3.5. Σε κλειστό δοχείο σε θερμοκρασία Τ έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$A(g) + B(g) \rightleftharpoons \Gamma(g) + \Delta(g)$$

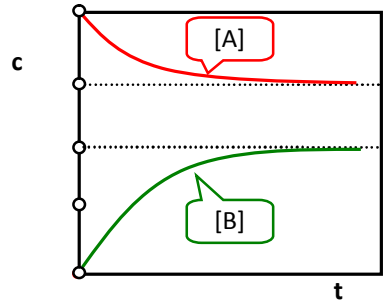
Αν υ_1 και υ_2 είναι οι ταχύτητες των αντιδράσεων με φορά προς τα δεξιά και προς τ' αριστερά αντίστοιχα, θα ισχύει:
Α) $\upsilon_1 = \upsilon_2 = 0$ Β) $\upsilon_1 = \upsilon_2 \neq 0$
Γ) $\upsilon_1 > \upsilon_2$ Δ) $\upsilon_1 < \upsilon_2$
Ε) $\upsilon_1 > 0$ και $\upsilon_2 < 0$

3.6. Σε δοχείο εισάγονται 1 mol N_2 και 2 mol O_2, τα οποία αντιδρούν στους θ°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 ισορροπίας, θα ισχύει:
Α) n = 2 Β) n > 2 Γ) n < 2 Δ) n = 4
ii. Για το συνολικό αριθμό 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) $n_{ολ.} = 2$

3.7. Σε κενό δοχείο εισάγεται ορισμένη ποσότητα της ένωσης Α, η οποία, αρχίζει να μετατρέπεται στην ένωση Β υπό σταθερή θερμοκρασία. Το διάγραμμα που ακολουθεί παριστάνει τις συγκεντρώσεις των ενώσεων Α και Β σε συνάρτηση με το χρόνο.



Η χημική εξίσωση της αντίδρασης που πραγματοποιήθηκε είναι:
Α) $A \rightarrow B$ Β) $A \rightleftharpoons 2B$
Γ) $2A \rightleftharpoons B$ Δ) $2A \rightarrow B$

3.8. Η απόδοση κάθε αμφίδρομης αντίδρασης εκφράζει:
Α) το λόγο της μάζας οποιουδήποτε προϊόντος προς τη μάζα που θα παράγονταν από αυτό το προϊόν, αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη
Β) το ποσοστό με το οποίο αντέδρασε το σώμα εκείνο που είχε αρχικά τη μικρότερη μάζα
Γ) το λόγο της μάζας των προϊόντων προς τη μάζα των αντιδρώντων
Δ) το ποσοστό του καθενός από τα αρχικά σώματα που αντέδρασε

3.9. Σε δοχείο εισάγουμε ποσότητες από τα αέρια Α και Β, και αποκαθίσταται η ισορροπία:

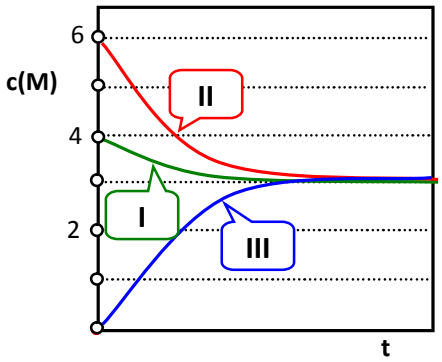
$$A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2\Gamma(g) + \Delta(g)$$

Για το συστατικό Α ο λόγος του αριθμού των mol που αντέδρασε μέχρι την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας προς τον αρχικό αριθμό mol του Α είναι ίσος με την απόδοση α της αντίδρασης:
Α) μόνον όταν το Α είναι σε έλλειμμα ή η αρχική αναλογία mol με το συστατικό Β είναι η στοιχειομετρική
Β) μόνον όταν η αρχική αναλογία mol με το συστατικό Β είναι η στοιχειομετρική
Γ) μόνον όταν το Α είναι σε περίσσεια
Δ) πάντα

3.10. Θεωρείστε τις προτάσεις i και ii που ακολουθούν, καθώς και τη συνολική πρόταση που προκύπτει από τη σύνδεσή τους με το «γιατί».
i. Οι συγκεντρώσεις αντιδρώντων και προϊόντων μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας δεν αλλάζουν,
γιατί:
ii. Οι ταχύτητες των δύο αντιδράσεων προς τα δεξιά και προς τα αριστερά είναι μηδέν στην ισορροπία.
Τι από τα παρακάτω είναι σωστό;

Α) Οι δύο προτάσεις είναι σωστές και η συνολική πρόταση επίσης
Β) Οι δύο προτάσεις είναι σωστές αλλά η συνολική είναι λανθασμένη
Γ) Η πρόταση i είναι σωστή, αλλά η πρόταση ii είναι λανθασμένη
Δ) Η πρόταση i είναι λανθασμένη, ενώ η πρόταση ii είναι σωστή

3.11. Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται ποσότητες από τις ενώσεις Α και Β, οπότε με την πάροδο του χρόνου αποκαθίσταται η ισορροπία: $A(g) + xB(g) \rightleftharpoons 3Γ(g)$. Τα διαγράμματα που ακολουθούν αντιστοιχούν στις καμπύλες αντίδρασης από t = 0 μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας ($t = t_v$).



Με βάση τα δεδομένα αυτά τι από τα παρακάτω ισχύει:
Α) Οι αρχικές ποσότητες των Α και Β είναι ισομοριακές
Β) Ο συντελεστής x είναι ίσος με 2
Γ) Η καμπύλη ΙΙ αντιστοιχεί στο σώμα Β
Δ) Για κάθε χρονική στιγμή $t < t_v$ θα ισχύει: [B] < [A]

3.12. Δίνεται η ισορροπία: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$. Σε δοχείο σταθερού όγκου προσθέτουμε αρχικά 3 mol N_2 και 3 mol H_2. Στην ισορροπία, ποια από τις παρακάτω σχέσεις είναι οπωσδήποτε σωστή;

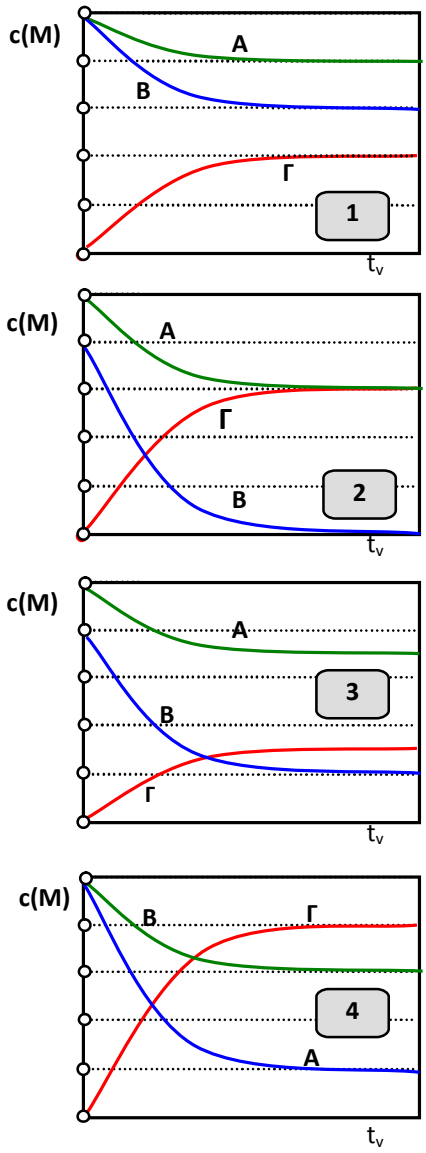
Α) $[H_2] > [NH_3]$ Β) $[N_2] > [H_2]$
Γ) $[H_2] > [N_2]$ Δ) $[NH_3] > [N_2]$

3.13. Δίνεται η χημική ισορροπία: $A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2Γ(g)$. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου προσθέτουμε ορισμένο αριθμό mol από την ένωση Γ, οπότε με την πάροδο του χρόνου αποκαθίσταται ισορροπία. Τι από τα παρακάτω είναι σωστό;
Α) Στην ισορροπία θα ισχύει: $[B] = 2 \cdot [A]$
Β) Στην ισορροπία θα ισχύει: [A] = [B]
Γ) Στην ισορροπία θα ισχύει: $[A] = 2 \cdot [B]$
Δ) Αρχικά, η ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά (υ_1) είναι μεγαλύτερη από την ταχύτητα της αντίδρασης προς τα αριστερά (υ_2), με την πάροδο όμως του χρόνου αποκαθίσταται χημική ισορροπία στη οποία ισχύει: $\upsilon_1 = \upsilon_2$

3.14. Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται x mol $SO_2(g)$ και x mol $O_2(g)$, υπό σταθερή θερμοκρασία, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$.

Μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας οι ποσότητες του SO_2 και του O_2 βρέθηκαν ίσες με α mol και β mol, αντίστοιχα. Σύμφωνα με τα παραπάνω δεδομένα, ποια από τις προτάσεις που ακολουθούν είναι σωστή;
Α) Η απόδοση της αντίδρασης είναι ίση με (x – α)/x
Β) Για τις ποσότητες α και β, ισχύει: α > β
Γ) Η ποσότητα του SO_3 στη χημική ισορροπία θα είναι ίση με (x + α) mol
Δ) Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης η πίεση αυξάνεται συνεχώς

3.15. Ποιο από τα παρακάτω διαγράμματα συγκεντρώσεων αποδίδει την εξέλιξη της ισορροπίας: $A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons Γ(g)$;



Α) Το διάγραμμα 1 Β) Το διάγραμμα 2
Γ) Το διάγραμμα 3 Δ) Το διάγραμμα 4

3.16. Να εξηγήσετε ποιες από τις προτάσεις που ακολουθούν είναι λανθασμένες.
α) Οι μονόδρομες αντιδράσεις έχουν πάντοτε μεγάλη ταχύτητα και οι αμφίδρομες έχουν πάντοτε μικρή ταχύτητα.
β) Για το συντελεστή απόδοσης μιας αμφίδρομης αντίδρασης ισχύει: $\alpha < 1$.
γ) Στην κατάσταση ισορροπίας οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και των προϊόντων είναι πάντοτε ίσες μεταξύ τους.
δ) Στην κατάσταση ισορροπίας, εφόσον οι συνθήκες παραμένουν σταθερές, οι συγκεντρώσεις όλων των αντιδρώντων και προϊόντων παραμένουν σταθερές.
ε) Αν σε μία αμφίδρομη αντίδραση η αντίδραση προς τα δεξιά είναι εξώθερμη, τότε προς τα αριστερά θα είναι ενδόθερμη.

3.17. Ποιες από τις παρακάτω ισορροπίες είναι ομογενείς και ποιες ετερογενείς;
1. $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
2. $3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4H_2(g)$
3. $CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$
4. $CH_3COOH(aq) + NH_3(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + NH_4^+(aq)$

3.18. Να εξηγήσετε τι εννοούμε όταν λέμε ότι η μία χημική ισορροπία χαρακτηρίζετε ως δυναμική.

Προβλήματα

3.19. 2 mol $H_2(g)$ αναμιγνύονται με 3 mol $I_2(g)$ σε κλειστό δοχείο και το μίγμα αφήνεται να αντιδράσει μέχρι να αποκατασταθεί η χημική ισορροπία: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$. Κατά τη διαδικασία αυτή παράγονται 2 mol HI(g). Ποια είναι η απόδοση της αντίδρασης;

3.20. Σε δοχείο εισάγονται αρχικά 4 mol $N_2(g)$ και 10 mol $H_2(g)$ και αποκαθίσταται η ισορροπία,

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Στην ισορροπία προσδιορίστηκαν 68 g $NH_3(g)$. Ποια είναι η απόδοση της αντίδρασης;

3.21. Σε δοχείο 10 L εισάγονται 8 mol PCl_5 και αποκαθίσταται η ισορροπία: $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$. Η περιεκτικότητα του μίγματος ισορροπίας σε Cl_2 βρέθηκε ίση με 20% v/v. Να υπολογίσετε:
α) Τις ποσότητες (σε mol) των 3 αερίων της ισορροπίας.
β) Τις συγκεντρώσεις των 3 αερίων στην ισορροπία.

3.22. Αέριο μίγμα N_2 και H_2 περιέχει 40% v/v H_2 και καταλαμβάνει συνολικό όγκο 33,6 L (σε STP). Όταν το μίγμα αυτό αντιδράσει σε κατάλληλες συνθήκες σχηματίζεται NH_3 με απόδοση 10%. Να υπολογιστεί η μάζα της NH_3 που σχηματίστηκε.

3.23. Ισομοριακό μίγμα αποτελείται από τα αέρια SO_2 και NO_2 και έχει μάζα 33 g. Το μίγμα εισάγεται σε κλειστό δοχείο υπό κατάλληλες συνθήκες, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία που περιγράφεται από την εξίσωση:

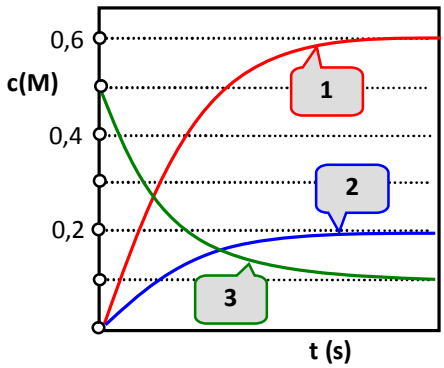
$$SO_2(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) + NO(g)$$

Στην ισορροπία έχουν σχηματιστεί 0,2 mol SO_3.
α) Ποιες οι ποσότητες (σε mol) των άλλων αερίων στη χημική ισορροπία;
β) Ποια η απόδοση της αντίδρασης;

3.24. Σε δοχείο σταθερού όγκου 1 L εισάγουμε 0,5 mol A(g), οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$2A(g) \rightleftharpoons B(g) + \lambda\Gamma(g)$$

Οι καμπύλες αντίδρασης για τα σώματα Α, Β και Γ δίνονται στα διαγράμματα που ακολουθούν.



α) Σε ποιο από τα σώματα της αντίδρασης αντιστοιχεί η κάθε καμπύλη 1, 2 και 3; Ποια η τιμή του συντελεστή λ;
β) Ποια ποσότητα (σε mol) από τα προϊόντα Β και Γ θα σχηματίζονταν αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη;
γ) Να προσδιοριστεί η απόδοση της αντίδρασης.

3.25. Αέριο μίγμα που αποτελείται από 10 mol CO και 4 mol H_2 εισάγεται σε κλειστό δοχείο όγκου 10 L σε περιβάλλον θερμοκρασίας Τ, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$. Η απόδοση της αντίδρασης βρέθηκε ίση με 20%. Να υπολογίσετε τις συγκεντρώσεις όλων των συστατικών στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας.

3.26. Σε δοχείο σταθερού όγκου με κατάλληλο στερεό καταλύτη εισάγουμε 32 g H_2 και 112 g N_2 και η πίεση είναι ίση με Ρ. Η θερμοκρασία στο δοχείο διατηρείται σταθερή μέχρις ότου αποκατασταθεί χημική ισορροπία μεταξύ του H_2, του N_2 και της NH_3 που σχηματίζεται, οπότε η ολική πίεση γίνεται ίση με 0,9Ρ. Να υπολογιστούν:
α) Η σύσταση (σε mol) του μίγματος ισορροπίας.
β) Η %v/v σύσταση του μίγματος ισορροπίας.
γ) Η απόδοση της αντίδρασης.

3.27. Σε κλειστό δοχείο εισάγονται ποσότητα $CO_2(g)$ και περίσσεια C(s), που αντιδρούν υπό σταθερή θερμοκρασία, σύμφωνα με την εξίσωση: $CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2CO(g)$.
Μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας στο δοχείο περιέχονται 1 mol CO_2 και 2 mol CO και η ολική πίεση είναι $P_{ολ} = 6$ atm. Να υπολογίσετε:
α) Την αρχική ποσότητα του CO_2 σε mol.
β) Την απόδοση της αντίδρασης.
γ) Την αρχική πίεση στο δοχείο.

3.28. 70 mL μίγματος CO(g) και O_2(g) περιέχονται σε κλειστό δοχείο και αντιδρούν σύμφωνα με την εξίσωση:

$$2CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2CO_2(g)$$

Μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας παρατηρήθηκε ότι τα τρία αέρια που συμμετέχουν σ' αυτή έχουν ίσους όγκους, στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Να υπολογιστούν: α) Η απόδοση της αντίδρασης και β) η σύσταση του αρχικού μίγματος σε mL.

3.29. Δοχείο σταθερού όγκου περιέχει 1 mol CO_2(g) στους 427°C και υπό πίεση 10 atm. Με θέρμανση του αερίου στους 1127°C αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:

$$2CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + O_2(g)$$

α) Ποια θα ήταν η τιμή της πίεσης στους 1127°C αν δε γινόταν καθόλου η διάσπαση του CO_2;
β) Αν το CO_2 είχε διασπαστεί πλήρως, ποια θα ήταν η πίεση στο δοχείο;
γ) Αν η απόδοση της διάσπασης είναι 25% ποια θα είναι η τελική πίεση του μίγματος στην κατάσταση ισορροπίας;

3.30. Μίγμα NO και Br_2 αντιδρά σύμφωνα με τη χημική ισορροπία: $NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons NOBr_2(g)$. Βρέθηκε ότι στην κατάσταση της ισορροπίας συνυπάρχουν ισομοριακές ποσότητες NO και $NOBr_2$, ενώ ο αριθμός mol του Br_2 είναι διπλάσιος από τον αριθμό mol του $NOBr_2$.
α) Ποια η %v/v σύσταση του αρχικού μίγματος;
β) Ποια είναι η απόδοση της αντίδρασης;
γ) Ποιο είναι το κλάσμα του mol του NO που αντιδρά; Ποιο το αντίστοιχο κλάσμα για το Br_2;

3.31. Σε έναν αντιδραστήρα όγκου 2 L εισάγεται μίγμα N_2(g) και H_2(g). Το μίγμα θερμαίνεται στους 725 K και αποκαθίσταται η ισορροπία: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$. Στο μίγμα ισορροπίας προσδιορίστηκαν 2 mol H_2(g), 0,2 mol N_2(g) και 0,4 mol NH_3(g). Να υπολογιστούν: α) Οι αρχικές ποσότητες (σε mol) των δύο αντιδρώντων και β) η απόδοση της αντίδρασης.

3.32. Κάτω από ορισμένες συνθήκες το O_2(g) αντιδρά με το HCl(g) παράγοντας Cl_2(g) και H_2O(g). Η αντίδραση είναι αμφίδρομη και καταλήγει σε χημική ισορροπία που περιλαμβάνει και τα τέσσερα αέρια συστατικά.
α) Αν το αρχικό μίγμα αποτελείται από α mol HCl και β mol O_2 και x είναι το κλάσμα των mol του HCl που έχει μετατραπεί σε Cl_2 μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας, να βρεθεί ο συνολικός αριθμός mol όλων των συστατικών της ισορροπίας σαν συνάρτηση των α, β και x.
β) Αν το αρχικό μίγμα ήταν ισομοριακό και το ποσοστό του HCl που αντέδρασε μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας είναι 80% να υπολογιστεί η απόδοση της αντίδρασης.

ΜΙΑ ΕΙΔΙΚΗ ΑΣΚΗΣΗ

3.33. Το μονοξείδιο του αζώτου (NO) μπορεί να προκύψει με οξείδωση της αμμωνίας από O_2, σύμφωνα με την εξίσωση (χωρίς συντελεστές):

$$NH_3(g) + O_2(g) \rightleftharpoons NO(g) + H_2O(g)$$

α) Να σημειώσετε ποιο στοιχείο οξειδώνεται και ποιο ανάγεται και να συμπληρώσετε την εξίσωση με τους απαραίτητους συντελεστές.
β) Σε δοχείο, που βρίσκεται σε θερμοκρασία Τ, εισάγονται 100 mol NH_3 και αέρας σε 20% περίσσεια σε σχέση με αυτόν που απαιτείται για την πλήρη αντίδραση, σύμφωνα με την παραπάνω εξίσωση. Να υπολογιστεί ο συνολικός αριθμός mol του αέρα που εισήχθηκε αρχικά στο δοχείο.
γ) Όταν αποκαταστάθηκε η χημική ισορροπία, η απόδοση της αντίδρασης βρέθηκε ίση με 80%. Να υπολογιστεί η % v/v αναλογία του μίγματος ισορροπίας σε NH_3.
Ο αέρας αποτελείται από 80% v/v N_2 και 20% v/v O_2.

ΦΥΛΛΑΔΙΟ ΕΡΓΑΣΙΑΣ 3

Στις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής 1-3, να σημειώσετε απλά τη σωστή απάντηση.

1. Σε δοχείο εισάγονται 1,2 mol σώματος Α και 0,5 mol σώματος Β και πραγματοποιείται η αντίδραση:

$3A + B \rightleftharpoons A_3B$

Ποια είναι η θεωρητική ποσότητα του σώματος A_3B, αν η αντίδραση ήταν πλήρης και μονόδρομη;

Α) 0,5 mol Β) 1,2 mol Γ) 0,4 mol Δ) 1,7 mol

2. Σε δοχείο 1 L εισάγονται 0,1 mol O_2 και 0,1 mol SO_3, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$

Ποια από τις επόμενες σχέσεις θα είναι οπωσδήποτε σωστή στην ισορροπία;

Α) $[SO_2] = [O_2] = [SO_3]$ Β) $[O_2] < [SO_3]$ Γ) $[SO_3] < [O_2]$ Δ) $[O_2] = 2\cdot[SO_3]$

3. Για την ισορροπία, $SO_2(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) + NO(g)$, δίνονται τα δεδομένα του πίνακα που ακολουθεί:

Μ	$[SO_2]$	$[NO_2]$	$[SO_3]$	$[NO]$
Αρχικές	α	β	–	–
Χ.Ι.	x	y	ω	ω

Με βάση τα δεδομένα αυτά, ποια από τις παρακάτω σχέσεις θα ισχύει;

Α) x = ω Β) x = y Γ) α – x = ω Δ) x + y = 2ω Ε) β – y = 2ω

4. 3 mol Α(g) και x mol Β(g) εισάγονται σε δοχείο και αποκαθίσταται η χημική ισορροπία που αποδίδεται από την εξίσωση:

$2A(g) + B(g) \rightleftharpoons Γ(g)$

Στη χημική ισορροπία προσδιορίστηκαν 1 mol Γ. Για την ισορροπία αυτή ισχύει:

Α) Η αρχική ποσότητα του Β είναι μεγαλύτερη από 1 mol

Β) Η ποσότητα του Α στη ισορροπία είναι ίση με 2 mol

Γ) Η απόδοση της αντίδρασης είναι α = 2/3

Δ) Η απόδοση της αντίδρασης είναι α = 1/x

5. Σε έναν αντιδραστήρα εισάγεται μίγμα $N_2(g)$ και $H_2(g)$ και το μίγμα θερμαίνεται σε θερμοκρασία Τ, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία που περιγράφεται από την εξίσωση:

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

Στο μίγμα ισορροπίας προσδιορίστηκαν 2 mol $H_2(g)$, 0,2 mol $N_2(g)$ και 0,4 mol $NH_3(g)$. Να υπολογιστούν:

α) Οι αρχικές ποσότητες (σε mol) των δύο αντιδρώντων συστατικών.

β) Η απόδοση της αντίδρασης.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

6. Σε κλειστό δοχείο όγκου V = 10 L εισάγονται 4 mol $COCl_2$, οπότε υπό σταθερή θερμοκρασία T = 500 K, αποκαθίσταται η ισορροπία: $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$.
Το αέριο μίγμα ισορροπίας ασκεί πίεση 24,6 atm. Να υπολογίσετε:
α) Την απόδοση της αντίδρασης.
β) Τον όγκο διαλύματος $KMnO_4$ συγκέντρωσης 0,2 M, οξινισμένου με H_2SO_4, που απαιτείται για την οξείδωση της ποσότητας του CO που παράγεται από την παραπάνω ισορροπία.
R = 0,082 atm·L/mol·K.

Οι συντελεστές της χημικής ισορροπίας (C, Θ, P) είναι οι παράγοντες που επηρεάζουν και την απόδοση μιας συγκεκριμένης αμφίδρομης αντίδρασης.

• Παράγοντες (ή συντελεστές) της χημικής ισορροπίας;

Η θέση της χημικής ισορροπίας ενός συστήματος επηρεάζεται από τους εξής παράγοντες:

- Συγκέντρωση αντιδρώντων ή προϊόντων.
- Θερμοκρασία.
- Πίεση.

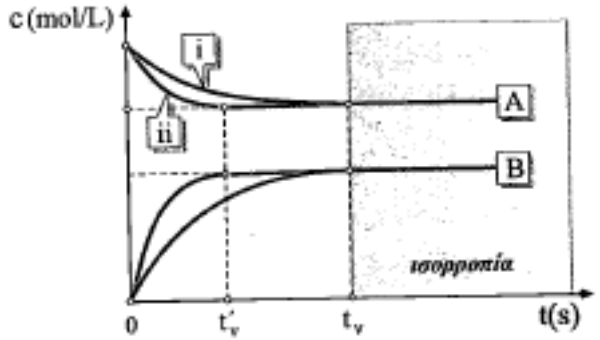
Αν σε ένα σύστημα το οποίο βρίσκεται σε κατάσταση χημικής ισορροπίας μεταβάλουμε ένα ή περισσότερους από τους παραπάνω παράγοντες, τότε είναι πιθανό για κάποιο χρονικό διάστημα οι δύο αντίθετες αντιδράσεις, να μην εξελίσσονται πλέον με την ίδια ταχύτητα, αλλά να επικρατεί η μία από τις δύο κατευθύνσεις.
Το σύστημα όμως και πάλι θα οδηγηθεί σε ισορροπία.

Παρατήρηση:

Η προσθήκη καταλύτη δεν επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας γιατί επιταχύνει εξίσου και τις δύο αντίθετες αντιδράσεις.

Αυτό που μεταβάλει η προσθήκη του καταλύτη είναι ο χρόνος που χρειάζεται το σύστημα για να οδηγηθεί στη κατάσταση ισορροπίας, πιο συγκεκριμένα μειώνει το χρόνο.

Στο παρακάτω σχήμα φαίνεται μία καμπύλη αντίδρασης για τα σώματα $A_{(g)}$ και $B_{(g)}$ που συμμετέχουν στην αμφίδρομη αντίδραση $A_{(g)} \leftrightarrow 2\,B_{(g)}$ σε ορισμένη θερμοκρασία (i) απουσία και (ii) παρουσία καταλύτη.



Αρχή Le Chatelier:

Όταν μεταβάλλουμε έναν από τους συντελεστές ισορροπίας (συγκέντρωση, θερμοκρασία, πίεση), η θέση της ισορροπίας μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση εκείνη που τείνει να αναιρέσει την επιφερόμενη μεταβολή.

Με την αρχή Le Chatelier ή "αρχή της φυγής προ της βίας", μπορούμε να προβλέψουμε προς ποια κατεύθυνση μετατοπίζεται η θέση μιας ισορροπίας, αν μεταβάλλουμε κάποιον από τους συντελεστές αυτής.

• Μεταβολή της συγκέντρωσης:

Αν μεταβάλουμε τη συγκέντρωση κάποιου ή κάποιων σωμάτων που συμμετέχουν στην ισορροπία, η ισορροπία μετατοπίζεται προς τη κατεύθυνση που τείνει να αναιρέσει τη μεταβολή της συγκέντρωσης.

Δηλαδή, αύξηση της συγκέντρωσης των αντιδρώντων ή ελάττωση της συγκέντρωσης των προϊόντων έχει σαν αποτέλεσμα τη μετατόπιση της ισορροπίας προς τα δεξιά, ενώ αύξηση της συγκέντρωσης των προϊόντων ή ελάττωση της συγκέντρωσης των αντιδρώντων, έχει σαν αποτέλεσμα τη μετατόπιση της ισορροπίας προς τ'αριστερά.

Παράδειγμα:

Αν σε δοχείο, με σταθερό όγκο και θερμοκρασία, έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$SO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightleftarrows SO_{3(g)} + NO_{(g)}$$

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά όταν:
Προσθέσουμε SO_2 ή NO_2 ή αφαιρέσουμε SO_3 ή NO.

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά όταν:
Αφαιρέσουμε SO_2 ή NO_2 ή προσθέσουμε SO_3 ή NO.

• Μεταβολή της θερμοκρασίας:

Όταν αυξάνουμε τη θερμοκρασία ενός συστήματος το οποίο βρίσκεται σε ισορροπία, δίνουμε στο σύστημα ένα ποσό θερμότητας. Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier το σύστημα θα κινηθεί προς τη κατεύθυνση κατά την οποία μετατρέπει τη θερμική ενέργεια σε χημική για να μειώσει τη θερμοκρασία του. Δηλαδή, προς την ενδόθερμη αντίδραση.

Όταν ελαττώσουμε τη θερμοκρασία ενός συστήματος το οποίο βρίσκεται σε ισορροπία, το σύστημα για να αυξήσει τη θερμοκρασία του θα κινηθεί προς τη κατεύθυνση κατά την οποία μετατρέπει τη χημική ενέργεια σε θερμική. Δηλαδή, προς την εξώθερμη αντίδραση.

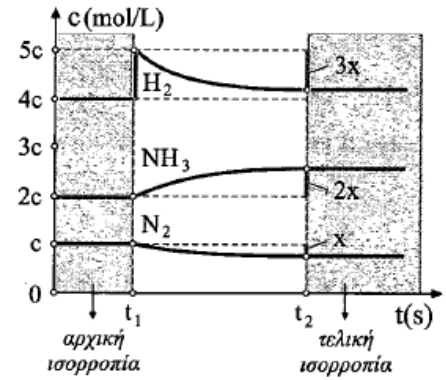
Σε μια *θερμοουδέτερη* αμφίδρομη αντίδραση (ΔΗ=0), η μεταβολή της θερμοκρασίας δε μετατοπίζει τη θέση της χημικής ισορροπίας.

Η αρχή Le Chatelier είναι απόρροια του *2ου θερμοδυναμικού νόμου*.

Μία ερμηνεία της αρχή Le Catelier μπορεί να δοθεί με βάση το νόμο της χημικής ισορροπίας που θα δούμε στην επόμενη ενότητα.

Κινητικά, η αύξηση της C π.χ. ενός αντιδρώντος, αυξάνει την ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά, μετατοπίζοντας έτσι την ισορροπία προς τα δεξιά.

Η μεταβολή της ποσότητας ενός **στερεού ή καθαρού υγρού** που συμμετέχει σε **ετερογενή ισορροπία** δεν επηρεάζει τη θέση της ισορροπίας, διότι η συγκέντρωσή του είναι σταθερή σε ορισμένη Θ και ανεξάρτητη της ποσότητάς του.



Επίδραση της αύξησης της συγκέντρωσης $H_{2(g)}$ (T=σταθερή) στη θέση της ισορροπίας

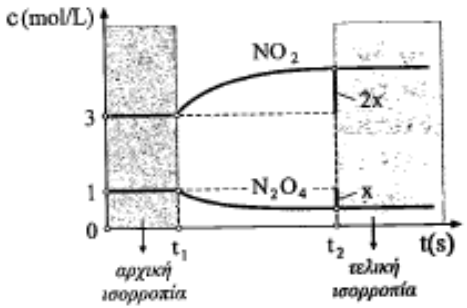
$$N_{2g} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3g)}$$

αρχ	C	4C	2C
μεταβ		+C	
αντ/παρ	-x	-3x	+2x
ισορ	C-x	5C-3x	2C+2x

Σε μια αμφίδρομη αντίδραση, όταν η πορεία προς τα δεξιά είναι ενδόθερμη τότε η πορεία προς τα αριστερά θα είναι εξώθερμη και αντίστροφα. Μάλιστα θα ισχύει: **ΔΗ=-ΔΗ΄**

Με αύξηση της θερμοκρασίας, αυξάνονται οι ταχύτητες και των δύο αντίθετων αντιδράσεων. Έτσι, σε υψηλότερη θερμοκρασία μία αμφίδρομη αντίδραση φτάνει πιο γρήγορα σε ισορροπία.

Όμως, η αύξηση της Θ **αυξάνει περισσότερο** την ταχύτητα της ενδόθερμης πορείας μιας αμφίδρομης αντίδρασης, γι' αυτό η ισορροπία μετατοπίζεται προς τη φορά της ενδόθερμης πορείας.



Επίδραση της αύξησης της θερμοκρασίας στη θέση της ισορροπίας

$$N_2O_{4(g)} \leftrightarrow 2\,NO_{2(g)}\ ,\ \Delta H>0$$

αρχ	1	3
μεταβ	*θ αυξ.*	
αντ/παρ	-x	+2x
ισορ	1-x	3+2x

Απλούστερα, **αύξηση της θερμοκρασίας ευνοεί την ενδόθερμη αντίδραση, ενώ μείωση της θερμοκρασίας ευνοεί την εξώθερμη αντίδραση**.

Παρατήρηση:

Οι εξώθερμες αντιδράσεις έχουν μεγαλύτερη απόδοση σε χαμηλές θερμοκρασίες ενώ οι ενδόθερμες αντιδράσεις σε υψηλές.

Παράδειγμα:

Αν σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου έχουμε σε ισορροπία N_2, H_2 και NH_3,

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)},\ \ \Delta H = -22\ Kcal$$

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά όταν:
Ελαττώσουμε τη θερμοκρασία γιατί προς τα δεξιά η αντίδραση είναι εξώθερμη.

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά όταν:
Αυξήσουμε τη θερμοκρασία γιατί προς τα αριστερά η αντίδραση είναι ενδόθερμη.

- **Μεταβολή της πίεσης.**

Η μεταβολή της πίεσης που προκαλείται με μεταβολή του όγκου του δοχείου, επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας μόνο όταν:

- Στη χημική ισορροπία μετέχει ένα τουλάχιστον αέριο
- κατά την αντίδραση παρατηρείται μεταβολή του αριθμού mol των αερίων του συστήματος.

Η αύξηση της πίεσης με σταθερή θερμοκρασία μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση εκείνη όπου έχουμε λιγότερα mol αερίων, γιατί το σύστημα προσπαθεί να ελαττώσει τη πίεσή του.

Μείωση της πίεσης με σταθερή θερμοκρασία μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση εκείνη όπου έχουμε περισσότερα mol αερίων, γιατί το σύστημα προσπαθεί να αυξήσει τη πίεσή του.

Παρατήρηση:

Η πίεση μπορεί να αυξηθεί και με προσθήκη ευγενούς ή αδρανούς αερίου στο μίγμα ισορροπίας, υπό σταθερό όγκο και θερμοκρασία. Στην περίπτωση αυτή όμως η χημική ισορροπία δεν επηρεάζεται. Αυτό συμβαίνει γιατί με την εισαγωγή του αερίου, οι μερικές πιέσεις και οι συγκεντρώσεις των αερίων που συμμετέχουν στη χημική ισορροπία δεν μεταβάλλονται.

Αν η προσθήκη αδρανούς αερίου γίνει υπό σταθερή πίεση και θερμοκρασία, τότε η θέση της ισορροπίας μπορεί να μετατοπιστεί, διότι αυξάνεται ο όγκος του δοχείου. Για να μπορεί να γίνει βέβαια αυτό, πρέπει το δοχείο να διαθέτει κινητό έμβολο.

Παράδειγμα:

Σε δοχείο σταθερής θερμοκρασίας, έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$$

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά όταν:
Ελαττώσουμε τον όγκο του δοχείου (αυξήσουμε τη πίεση) γιατί το σύστημα, προκειμένου να αναιρέσει τη μεταβολή, μετατοπίζεται προς τη κατεύθυνση με τα λιγότερα mol αερίων.

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά όταν:
Αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου (ελαττώσουμε τη πίεση) γιατί το σύστημα, προκειμένου να αναιρέσει τη μεταβολή, μετατοπίζεται προς τη κατεύθυνση με ταπερισσότερα mol αερίων.

Παρατήρηση:

Σε όλες τις περιπτώσεις που εφαρμόζεται η αρχή του Le Chatelier, το σύστημα τείνει να αναιρέσει την μεταβολή, αλλά δεν την αναιρεί πλήρως.

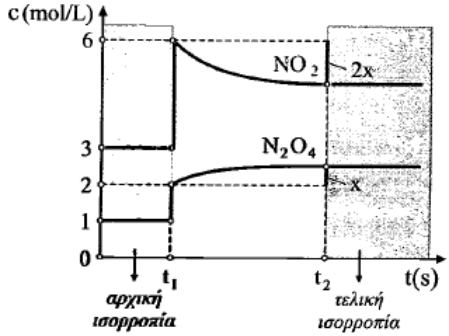
Υπάρχουν και περιπτώσεις που η επιφερόμενη μεταβολή μπορεί να αναιρεθεί πλήρως.

Η μεταβολή της πίεσης επηρεάζει τη θέση της ισορροπίας μόνο όταν προκαλείται από **μεταβολή του όγκου** του δοχείου. Ουσιαστικά δηλαδή, παράγοντας ισορροπίας είναι ο όγκος.* Σε αυτήν την περίπτωση, μεταβάλλονται οι **συγκεντρώσεις** και η **πίεση των αερίων της ισορροπίας** (P=CRT).

Αν π.χ. ελαττωθεί ο όγκος του δοχείου, αυξάνεται η πίεση των αερίων της ισορροπίας και η ισορροπία μετατοπίζεται προς τη φορά που παράγονται λιγότερα mol αερίων προκειμένου να αναιρεθεί η αύξηση της πίεσης των αερίων της ισορροπίας.

Από κινητικής απόψεως, π.χ. αύξηση της πίεσης με ελάττωση του όγκου του δοχείου αυξάνει περισσότερο την ταχύτητα προς τη φορά που παράγονται λιγότερα mol αερίων κι έτσι η ισορροπία μετατοπίζεται προς αυτήν την κατεύθυνση.

* Όταν λέμε ότι παράγοντας ισορροπίας είναι ουσιαστικά ο όγκος, στην πραγματικότητα εννοούμε τις *συγκεντρώσεις* των αερίων της ισορροπίας.



Επίδραση της αύξησης της πίεσης με ελάττωση (υποδιπλασιασμό) του όγκου του δοχείου (T=σταθερή) στη θέση της ισορροπίας

	$N_2O_{4(g)}$	↔	$2\ NO_{2(g)}$
αρχ	1		3
μεταβ	2	$V'=V/2$	6
αντ/παρ	+x		-2x
ισορ	2+x		6-2x

Παραδείγματα όπου η μεταβολή της πίεσης δεν επηρεάζει τη θέση της ισορροπίας

1. Έστω σε κλειστό δοχείο και σταθερή Τ η ισορροπία: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrow 2HI_{(g)}$

Μεταβολή της πίεσης με μεταβολή του όγκου του δοχείου δε μετατοπίζει τη θέση της ισορροπίας διότι κατά την αντίδραση δε μεταβάλλονται τα mol των αερίων.

2. Έστω η ισορροπία: $CH_3COOH_{(l)} + CH_3CH_2OH_{(l)} \leftrightarrow CH_3COOCH_2CH_{3(l)} + H_2O_{(l)}$

Μεταβολή της πίεσης δε μετατοπίζει τη θέση της ισορροπίας διότι στην αντίδραση δε συμμετέχει αέριο.

3. Έστω σε κλειστό δοχείο και σταθερή Τ η ισορροπία: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$

Αύξηση της πίεσης με προσθήκη στο δοχείο ευγενούς αερίου, **υπό σταθερό όγκο** δοχείου, δε μετατοπίζει τη θέση της ισορροπίας διότι η αύξηση της πίεσης δεν οφείλεται σε μεταβολή του όγκου του δοχείου.

Προσοχή! Αν η προσθήκη ευγενούς αερίου γίνει **υπό σταθερή πίεση**, αυτό σημαίνει ότι **ο όγκος του δοχείου αυξάνεται**. Σε αυτήν την περίπτωση, ελαττώνονται οι συγκεντρώσεις όλων των αερίων της ισορροπίας, οπότε η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς την κατεύθυνση που παράγονται περισσότερα mol αερίων, δηλαδή στη συγκεκριμένη αντίδραση προς τα αριστερά.

Η ερμηνεία στη μετατόπιση της θέσης της ισορροπίας μπορεί να δοθεί και πάλι με βάση το νόμο της χημικής ισορροπίας που θα δούμε στην επόμενη ενότητα.

Τέλος, αν **μεταβληθούν ταυτόχρονα δύο ή περισσότεροι συντελεστές ισορροπίας που τείνουν να μετατοπίσουν την ισορροπία σε αντίθετη κατεύθυνση**, για να προβλέψουμε προς ποια κατεύθυνση θα μετατοπιστεί η ισορροπία θα πρέπει να έχουμε και κάποιο άλλο δεδομένο (βλέπε σχετικές ασκήσεις παρακάτω), π.χ. πως μεταβάλλεται η πίεση υπό σταθερά V, T (P ανάλογη του nαερ) ή πως μεταβάλλεται ο όγκος του δοχείου υπό σταθερά P, T (V ανάλογος του nαερ) ή αν εκλύεται ή απορροφάται θερμότητα γνωρίζοντας αν η αντίδραση είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη προς μία κατεύθυνση.

Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας - Αρχή Le Chatelier

Εφαρμογές

1. Σε κλειστό δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $N_2(g)+3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$, ΔH=-92 kJ.
Προς ποια κατεύθυνση θα μετατοπιστεί η θέση της χημικής ισορροπίας αν:
α) προσθέσουμε H_2 (V, T σταθερά);
β) αυξήσουμε τη θερμοκρασία (V σταθερός);
γ) αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου (T σταθερή);
δ) προσθέσουμε καταλύτη;
ε) προσθέσουμε αέριο HCl (V, T σταθερά);
στ) προσθέσουμε N_2 και ταυτόχρονα ελαττώσουμε τον όγκο του δοχείου (T σταθερή);

2. Σε κλειστό δοχείο περιέχονται σε ισορροπία x mol SO_2, y mol O_2 και ω mol SO_3 σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2SO_3(g)$, ΔH=-198 kJ.
Να εξηγήσετε πως μεταβάλλεται (αυξάνεται, μειώνεται ή παραμένει σταθερός) ο αριθμός moles της κάθε χημικής ουσίας που υπάρχει στην ισορροπία, αν γίνουν οι εξής μεταβολές:
α) Προσθέσουμε ποσότητα y mol O_2 (V, T σταθερά).
β) Αυξάνουμε τη θερμοκρασία (V σταθερός).
γ) Ελαττώνουμε τον όγκο του δοχείου (T σταθερή).

3. Σε δοχείο που περιέχει περίσσεια C εισάγεται CO_2, στους θ ^oC, οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία: $C(s) + CO_2(g) \leftrightarrow 2CO(g)$, $\Delta H > 0$.
Ποια επίδραση έχουν (αύξηση, ελάττωση, καμία επίδραση) στην απόδοση της αντίδρασης και στη συγκέντρωση του CO_2 οι παρακάτω μεταβολές;
α) Αύξηση της θερμοκρασίας (V σταθερός).
β) Ελάττωση του όγκου του δοχείου (Τα σταθερή).
γ) Προσθήκη μικρής ποσότητας σκόνης C(s).
δ) Προσθήκη μικρής ποσότητας NaOH(s).

4. Σε δοχείο όγκου V περιέχονται σε ισορροπία x mol N_2O_4 και y mol NO_2, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$. Η ολική πίεση στο δοχείο είναι $P_{ολ}$ = 10 atm.
α) Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία αφαιρούμε από το δοχείο y/2 mol NO_2. Στη νέα θέση ισορροπίας ισχύει:

i) $n_{N_2O_4} > x$ mol
ii) $n_{NO_2} > y$ mol
iii) $n_{NO_2} < 0,5y$ mol
iv) $0,5y$ mol $< n_{NO_2} < y$ mol

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση.

β) Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, διπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου. Στη νέα θέση ισορροπίας η ολική πίεση ($P_{ολ}$) στο δοχείο μπορεί να είναι:

i) 20 atm ii) 5 atm iii) 11 atm iv) 5,8 atm

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση.

5. Σε δοχείο όγκου V έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $A(g) + B(g) \leftrightarrow Γ(g)$. Εισάγουμε στο δοχείο ποσότητα αδρανούς αερίου (π.χ He). Μετατοπίζεται, και αν ναι προς ποια κατεύθυνση, η θέση της ισορροπίας όταν διατηρούνται σταθερά:

α) ο όγκος του δοχείου και η θερμοκρασία;

β) η ολική πίεση στο δοχείο και η θερμοκρασία;

6. Σε κενό δοχείο, στους θ ^oC, εισάγονται ποσότητες CO και H_2, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $CO(g) + 2H_2(g) \leftrightarrow CH_3OH(g)$, $\Delta H < 0$. Ποια επίδραση θα έχουν στην απόδοση και στην ταχύτητα της αντίδρασης οι παρακάτω μεταβολές;

α) Αύξηση της θερμοκρασίας.

β) Αύξηση της πίεσης με ελάττωση του όγκου του δοχείου (Τ σταθερή).

γ) Προσθήκη καταλύτη.

7. Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία βρίσκονται σε κατάσταση χημικής ισορροπίας ποσότητες N_2, H_2 και NH_3 με συγκεντρώσεις C, 4C και 2C αντίστοιχα, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $N_2(g)+3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$.

Τη χρονική στιγμή t_1 προσθέτουμε στο δοχείο ποσότητα H_2 η οποία έχει συγκέντρωση C. Να σχεδιάσετε το διάγραμμα των συγκεντρώσεων των ουσιών σε συνάρτηση με το χρόνο από την αρχική θέση ισορροπίας μέχρι την τελική θέση ισορροπίας.

8. Σε δοχείο όγκου V, στους θ ^oC, βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας ποσότητες N_2O_4 και NO_2 με συγκεντρώσεις 1 M και 3 M αντίστοιχα, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$$N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g), \quad \Delta H > 0$$

Να σχεδιάσετε το διάγραμμα των συγκεντρώσεων των ουσιών σε συνάρτηση με το χρόνο, αν γίνουν οι παρακάτω μεταβολές:

α) Υποδιπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου (Τ σταθερή).

β) Αυξάνουμε τη θερμοκρασία.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

4.1. Το σύνολο των παραγόντων από τους οποίους επηρεάζεται η ισορροπία, $3C_2H_2(g) \rightleftharpoons C_6H_6(g)$, $\Delta H > 0$, είναι:
Α) η πίεση και η θερμοκρασία
Β) οι συγκεντρώσεις του C_2H_2 και του C_6H_6
Γ) οι συγκεντρώσεις των C_2H_2 και C_6H_6, η πίεση και η θερμοκρασία
Δ) η ποσότητα του καταλύτη (Fe), η πίεση και η θερμοκρασία

4.2. Σε δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:
$3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4H_2(g)$, $\Delta H < 0$
Ποια από τις παρακάτω μεταβολές έχει σαν αποτέλεσμα την αύξηση της ποσότητας του H_2 που περιέχεται στο δοχείο;
Α) Η αύξηση της πίεσης
Β) Η αύξηση της θερμοκρασίας
Γ) Η εισαγωγή υδρατμών
Δ) Η προσθήκη καταλύτη

4.3. Σε δοχείο μεταβλητού όγκου έχει αποκατασταθεί η ισορροπία, $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$, $\Delta H < 0$.
Η αύξηση της ποσότητας της παραγόμενης ποσότητας NH_3, μπορεί να γίνει:
Α) με αύξηση της θερμοκρασίας
Β) είτε με αύξηση της θερμοκρασίας είτε με μείωση της πίεσης
Γ) με αύξηση της πίεσης, υπό σταθερή θερμοκρασία
Δ) με αύξηση του όγκου του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία

4.4. Σε ένα δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:
$3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4H_2(g)$, $\Delta H < 0$
Αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία:
i. Ο συνολικός αριθμός των mol των αερίων:
Α) θα αυξηθεί
Β) δεν θα μεταβληθεί
Γ) θα μειωθεί
Δ) εξαρτάται από την απόδοση της αντίδρασης
ii. Η ολική πίεση των αερίων:
Α) θα αυξηθεί
Β) θα μειωθεί
Γ) δεν θα μεταβληθεί
Δ) δε μπορούμε να γνωρίζουμε αν και πως θα μεταβληθεί

4.5. Σε δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $4HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$, $\Delta H < 0$.
Προσθέτουμε ποσότητα Cl_2 μειώνοντας παράλληλα τη θερμοκρασία του συστήματος. Τι θα συμβεί στη συγκέντρωση του HCl;
Α) Θα αυξηθεί
Β) Θα μειωθεί
Γ) Δε θα μεταβληθεί
Δ) Δε μπορούμε να ξέρουμε

4.6. Σε ποια από τις ισορροπίες που ακολουθούν η μείωση του όγκου του δοχείου υπό σταθερή θερμοκρασία αυξάνει την απόδοση της αντίδρασης;
Α) $C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$
Β) $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$
Γ) $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g)$
Δ) $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$

4.7. Έστω η ισορροπία:
$4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightleftharpoons 2N_2(g) + 6H_2O(g)$, $\Delta H = -1268$ kJ
Ποια μεταβολή θα προκαλέσει μετατόπιση της ισορροπίας προς τα δεξιά;
Α) Αύξηση της θερμοκρασίας.
Β) Μείωση του όγκου του δοχείου της αντίδρασης υπό σταθερή θερμοκρασία
Γ) Προσθήκη καταλύτη
Δ) Απομάκρυνση ποσότητας του $H_2O(g)$ (π.χ. με προσθήκη KOH(s) που έχει την ικανότητα να το απορροφά)

4.8. Σε δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$, $\Delta H = -7{,}8$ kcal.
Ποια από τις ακόλουθες μεταβολές θα προξενήσει αύξηση της $[SO_2]$;
Α) Προσθήκη επιπλέον ποσότητας O_2
Β) Προσθήκη επιπλέον ποσότητας SO_3
Γ) Απομάκρυνση με κατάλληλο τρόπο ποσότητας SO_3
Δ) Μείωση της θερμοκρασίας

4.9. Ποια από τις μεταβολές που ακολουθούν θα έχει ως αποτέλεσμα τη μείωση της απόδοσης της αντίδρασης;
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$, $\Delta H = -92$ kJ
Α) Αύξηση του όγκου του δοχείου (θ = σταθ.)
Β) Προσθήκη επιπλέον ποσότητας N_2
Γ) Απομάκρυνση της NH_3 από το σύστημα της ισορροπίας
Δ) Μείωση της θερμοκρασίας

4.10. Θεωρήστε τη χημική ισορροπία που περιγράφεται από την εξίσωση: $BaCO_3(s) \rightleftharpoons BaO(s) + CO_2(g)$, $\Delta H > 0$.
Ποια από τις μεταβολές που ακολουθούν οδηγεί στην αύξηση της παραγωγής BaO(s);
Α) Μείωση της θερμοκρασίας
Β) Μείωση της πίεσης
Γ) Προσθήκη επιπλέον ποσότητας $CO_2(g)$
Δ) Καμία από τις παραπάνω, καθώς όλες θα οδηγήσουν την ισορροπία προς τα αριστερά

4.11. Ποια από τις μεταβολές που ακολουθούν αυξάνει την απόδοση της αντίδρασης:
$SO_2(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) + NO(g)$, $\Delta H = -42$ kJ
Α) Μείωση της θερμοκρασίας
Β) Προσθήκη επιπλέον ποσότητας SO_3
Γ) Αύξηση του όγκου του δοχείου της αντίδρασης υπό σταθερή θερμοκρασία
Δ) Μείωση του όγκου του δοχείου της αντίδρασης υπό σταθερή θερμοκρασία

4.12. Το πρώτο βήμα της βιομηχανικής παρασκευής του HNO_3 περιλαμβάνει την εξώθερμη αντίδραση της NH_3 με το O_2, στους 900°C, παρουσία καταλύτη:

$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g)$$

Ποια από τις ακόλουθες ενέργειες οδηγεί σε αύξηση της απόδοσης παραγωγής του NO;
Α) Αύξηση της πίεσης
Β) Χρήση περίσσειας O_2
Γ) Αύξηση της θερμοκρασίας
Δ) Προσθήκη ποσότητας N_2 στο μίγμα ισορροπίας, υπό σταθερό όγκο και θερμοκρασία

4.13. Η ένωση $Ni(CO)_4(g)$ σχηματίζεται με βάση την αντίδραση που ακολουθεί και χρησιμοποιείται στην παραγωγή καθαρού Ni (μέθοδος Mond):

$$Ni(s) + 4CO(g) \rightleftharpoons Ni(CO)_4(g)\ ,\ \Delta H < 0$$

Αν το σύστημα αυτό βρίσκεται σε ισορροπία στους 200°C, ποια από τις ακόλουθες μεταβολές δεν θα το επηρεάσει;
Α) Προσθήκη επιπλέον ποσότητας Ni(s)
Β) Προσθήκη επιπλέον ποσότητας $Ni(CO)_4(g)$
Γ) Αύξηση της θερμοκρασίας στους 250°C
Δ) Μείωση του όγκου του δοχείου

4.14. Σε δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία που περιγράφεται από την εξίσωση:

$$2COF_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + CF_4(g)\ ,\ \Delta H = -10\ kJ$$

Ποια μεταβολή θα μπορούσε να έχει ως αποτέλεσμα, στη νέα χημική ισορροπία, μείωση της ποσότητας του COF_2 με ταυτόχρονη αύξηση των ποσοτήτων του CO_2 και του CF_4;
Α) Προσθήκη επιπλέον ποσότητας CO_2
Β) Μείωση της θερμοκρασίας υπό σταθερό όγκο
Γ) Μείωση της πίεσης
Δ) Αύξηση της πίεσης

4.15. Σε δοχείο σταθερού όγκου που περιέχει άνθρακα, εισάγεται CO_2 και το σύστημα θερμαίνεται στους θ_1°C, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)\ ,\ \Delta H > 0$$

i. Αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία του συστήματος, η απόδοση της παραγωγής του CO:
Α) θα ελαττωθεί
Β) θα αυξηθεί
Γ) δε θα μεταβληθεί
ii. Αν αυξήσουμε την πίεση με μείωση του όγκου, η απόδοση παραγωγής του CO:
Α) θα ελαττωθεί
Β) θα αυξηθεί
Γ) δε θα μεταβληθεί

4.16. Έστω η ισορροπία:

$$CH_4(g) + 4Cl_2(g) \rightleftharpoons CCl_4(\ell) + 4HCl(g)\ ,\ \Delta H = -398\ kJ$$

Ποια από τις προτάσεις που ακολουθούν σχετικά με την ισορροπία αυτή είναι λανθασμένη;
Α) Αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα αριστερά
Β) Αν μειώσουμε την πίεση η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα δεξιά
Γ) Αν απομακρύνουμε ποσότητα $CCl_4(\ell)$ από το σύστημα της ισορροπίας, η ισορροπία δεν θα μεταβληθεί
Δ) Αν προσθέσουμε κάποια ποσότητα HCl(g) η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα αριστερά

4.17. Ποιες ταυτόχρονες μεταβολές θα αυξήσουν την απόδοση σχηματισμού της αμμωνίας, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)\ ,\ \Delta H < 0$$

Α) Μείωση της θερμοκρασίας και μείωση της πίεσης
Β) Μείωση της θερμοκρασίας και αύξηση της πίεσης
Γ) Αύξηση της θερμοκρασίας και μείωση της πίεσης
Δ) Αύξηση της θερμοκρασίας και αύξηση της πίεσης

4.18. Σε δοχείο έχει αποκατασταθεί η Χ.Ι:

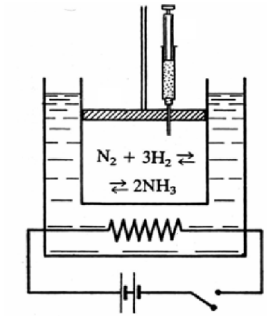
$$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$$

Αν το μίγμα της ισορροπίας παρουσιάζει σκοτεινότερο χρώμα σε υψηλές θερμοκρασίες και σε χαμηλές πιέσεις, ποια από τις προτάσεις που ακολουθούν είναι σωστή;
Α) Η αντίδραση είναι εξώθερμη προς τα δεξιά και το NO_2 έχει σκοτεινότερο χρώμα από το N_2O_4
Β) Η αντίδραση είναι εξώθερμη προς τα δεξιά και το N_2O_4 έχει σκοτεινότερο χρώμα από το NO_2
Γ) Η αντίδραση είναι ενδόθερμη προς τα δεξιά και το NO_2 έχει σκοτεινότερο χρώμα από το N_2O_4
Δ) Η αντίδραση είναι ενδόθερμη προς τα δεξιά και το N_2O_4 έχει σκοτεινότερο χρώμα από το NO_2

4.19. Θεωρούμε την ισορροπία:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g),$$

που βρίσκεται στο δοχείο του σχήματος υπό σταθερή θερμοκρασία.



Αν με τη σύριγγα εισάγουμε στο δοχείο ποσότητα νερού (η $NH_3(g)$ είναι πολύ διαλυτή στο νερό) με σταθερή τη θέση του εμβόλου:
Α) θα αυξηθεί η ποσότητα του $H_2(g)$ και του $N_2(g)$
Β) η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς την πλευρά του σχηματισμού της αμμωνίας
Γ) η ισορροπία δεν επηρεάζεται
Δ) η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα αριστερά

4.20. Σε δοχείο περιέχεται σε ισορροπία μίγμα N_2, H_2 και NH_3 στους θ^oC, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g),$$

Το μίγμα των 3 αερίων ασκεί πίεση 50 atm. Αν διπλασιάσουμε τον όγκο του δοχείου, υπό σταθερή τη θερμοκρασία, η τελική πίεση στο δοχείο μπορεί να έχει την τιμή:

Α) 50 atm Β) 100 atm Γ) 25 atm Δ) 40 atm

4.21. Σε δοχείο μεταβλητού όγκου έχει αποκατασταθεί, σε θερμοκρασία Τ, η ισορροπία: $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$. Η συγκέντρωση του $PCl_5(g)$ στο δοχείο είναι ίση με 0,4 Μ. Διπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία. Στη νέα χημική ισορροπία που θα αποκατασταθεί, η συγκέντρωση του $PCl_5(g)$ μπορεί να είναι ίση με:

Α) 0,18 Μ Β) 0,24 Μ Γ) 0,4 Μ Δ) 0,6 Μ

4.22. Να αιτιολογήσετε αν οι προτάσεις που ακολουθούν είναι σωστές ή όχι.

α) Αν σε ένα δοχείο μεταβλητού όγκου, όπου έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$, $\Delta H > 0$, διπλασιάσουμε τον όγκο του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία, η ολική πίεση δε μεταβάλλεται ενώ η ποσότητα του NO αυξάνεται.

β) Αν διπλασιάσουμε τον όγκο ενός δοχείου, στο οποίο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g),$$

τότε η $[CO_2]$ υποδιπλασιάζεται.

γ) Αν ο βαθμός διάσπασης του φωσγενίου, $COCl_2(g)$ προς $CO(g)$ και $Cl_2(g)$ αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας, υπό σταθερό όγκο, τότε η αντίδραση διάσπασης του $COCl_2$ είναι εξώθερμη.

δ) Προσθήκη καταλύτη αυξάνει την απόδοση της εξώθερμης αντίδρασης.

ε) Αν σε δοχείο όγκου V όπου έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία: $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$, αυξήσουμε τον όγκο σε 2V, η ολική πίεση των αερίων υποδιπλασιάζεται.

ζ) Αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία της αντίδρασης που περιγράφεται από την εξίσωση: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$, $\Delta H = 180{,}8$ kJ η απόδοση της αντίδρασης θα αυξηθεί.

4.23. Σε δοχείο σταθερού όγκου περιέχονται σε ισορροπία κόκκοι στερεού C και αέριο μίγμα που αποτελείται από υδρατμούς, CO και n_o mol H_2 στους θ^oC, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g) \text{ , } \Delta H > 0$$

Επιφέρουμε στο μίγμα ισορροπίας κάθε μία από τις παρακάτω μεταβολές, οπότε οι ποσότητα των mol του H_2 στις νέες ισορροπίες που θα αποκατασταθούν γίνονται, αντίστοιχα, ποσότητες n_1 , n_2 , n_3 , n_4 και n_5.

α) Προσθέτουμε 0,2 mol CO, Τ = σταθ.

β) Προσθέτουμε 0,6 mol H_2O, Τ = σταθ.

γ) Προσθέτουμε 0,5 mol CO, Τ = σταθ.

δ) Προσθέτουμε 0,6 mol H_2O και αυξάνουμε τη Τ

ε) Προσθέτουμε 0,5 mol CO και ελαττώνουμε τη Τ

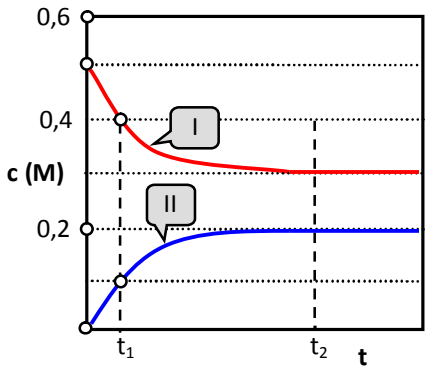
Να διατάξετε τις ποσότητες n_o , n_1 , n_2 , n_3 , n_4 και n_5 κατ' αύξουσα σειρά.

4.24. Σε κλειστό δοχείο πραγματοποιείται η αμφίδρομη αντίδραση που αποδίδεται από την εξίσωση:

$$\lambda A(g) + B(s) \rightleftharpoons 2\Gamma(g) \text{ , } \Delta H > 0.$$

Παρατηρήθηκε ότι από την έναρξη της αντίδρασης μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας απορροφήθηκε ποσό θερμότητας q.

α) Η ισορροπία αυτή είναι ομογενής ή ετερογενής; Ποια καμπύλη του διαγράμματος που ακολουθεί αντιστοιχεί σε ποιο σώμα; Ποια η τιμή του συντελεστή λ για το σώμα Α;



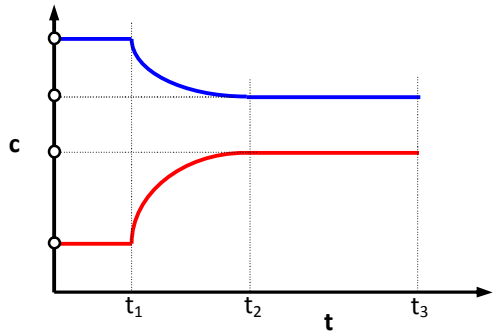
β) Πως θα μεταβληθεί η θέση της ισορροπίας με: i. αύξηση της θερμοκρασίας του συστήματος και ii. με μείωση του όγκου του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία.

γ) Με βάση τις καμπύλες αντίδρασης, να υπολογίσετε τις τιμές του λόγου $Q = [\Gamma]^2/[A]^\lambda$ για t = 0, για t = t_1 και για t = t_2.

4.25. Σε δοχείο όγκου V και στους θ^oC έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία:

$$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g) \text{ , } \Delta H < 0$$

Τη χρονική στιγμή t_1 μεταβάλλεται ένας από τους συντελεστές της χημικής ισορροπίας, με συνέπεια τη μεταβολή των συγκεντρώσεων των δύο αερίων, σύμφωνα με το διάγραμμα που ακολουθεί.



α) Να εξηγήσετε, ποιον από τους συντελεστές της χημικής ισορροπίας μεταβάλλαμε και με ποιο τρόπο.

β) Να εξετάσετε το είδος της μεταβολής (αύξηση, μείωση ή καμία μεταβολή) του λόγου $[N_2O_4]/[NO_2]^2$ στα διάφορα χρονικά διαστήματα από t = 0, μέχρι t = t_3.

ΦΥΛΛΑΔΙΟ ΕΡΓΑΣΙΑΣ 4

Στις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής 1-5, να σημειώσετε απλά τη σωστή απάντηση.

1. Σε ποιες συνθήκες ευνοείται περισσότερο η διάσπαση του $CaCO_3(s)$, σύμφωνα με την εξίσωση που ακολουθεί;

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g) \ , \ \Delta H = 178 \text{ kJ}$$

Α) Σε θ = 1000°C και σε P = 1 atm
Β) Σε θ = 100°C και σε P = 10 atm
Γ) Σε θ = 25°C και σε P = 10 atm
Δ) Σε θ = 25°C και σε P = 1 atm

2. Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί η ισορροπία που περιγράφεται από την εξίσωση:

$$C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$$

Στην κατάσταση της ισορροπίας προστίθεται ποσότητα C(s), χωρίς μεταβολή της θερμοκρασίας. Η προσθήκη αυτή επιφέρει:
Α) αύξηση της συγκέντρωσης του CO
Β) μείωση της συγκέντρωσης του CO
Γ) αύξηση της συγκέντρωσης του H_2
Δ) καμία μεταβολή

3. Σε δοχείο σταθερού όγκου συνυπάρχουν σε ισορροπία x mol HI(g) καθώς και ποσότητες $H_2(g)$ και $I_2(g)$, σύμφωνα με την εξίσωση: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$
Αν στο δοχείο αυτό προσθέσουμε επιπλέον y mol HI(g), υπό σταθερή θερμοκρασία, τότε ο αριθμός των mol του HI(g) που θα περιέχεται τελικά στο δοχείο, θα είναι:
Α) ίσος με x + y
Β) ίσος με x
Γ) μικρότερος από x
Δ) μικρότερος από x + y αλλά μεγαλύτερος από x

4. Σε δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$4HBr(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g) + 2Br_2(g) \ , \ \Delta H = -276 \text{ kJ}$$

Ποια από τις ενέργειες που ακολουθούν θα έχει ως αποτέλεσμα την αύξηση της ποσότητας των υδρατμών;
Α) Η προσθήκη καταλύτη
Β) Η μεταφορά του μίγματος της ισορροπίας σε δοχείο μεγαλύτερου όγκου, υπό σταθερή θερμοκρασία
Γ) Η μείωση της εξωτερικής πίεσης, υπό σταθερή θερμοκρασία
Δ) Η απομάκρυνση ποσότητας Br_2 από το δοχείο της ισορροπίας
Ε) Η αύξηση της θερμοκρασίας, υπό σταθερή πίεση

5. Σε κενό δοχείο όγκου V, σε θερμοκρασία T, περιέχονται σε ισορροπία x mol N_2, y mol O_2 και ω mol NO, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$. Αν αφαιρέσουμε κάποια ποσότητα NO από το δοχείο, μετά την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας, στο δοχείο θα περιέχονται α mol N_2, β mol O_2 και γ mol NO. Μεταξύ των αριθμών x, y, ω και α, β, γ θα ισχύουν οι σχέσεις:
Α) $\alpha < x, \ \beta < y, \ \gamma < \omega$
Β) $\alpha > x, \ \beta > y, \ \gamma < \omega$
Γ) $\alpha = x, \ \beta = y, \ \gamma < \omega$
Δ) $\alpha < x, \ \beta < y, \ \gamma = \omega$
Ε) $\alpha < x, \ \beta < y, \ \gamma > \omega$

---

6. *Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως Σωστές (Σ) ή Λανθασμένες (Λ). Να αιτιολογήσετε τις επιλογές σας.*
α) Σε δοχείο που έχει αποκατασταθεί η ισορροπία, $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, η ελάττωση του όγκου του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία, αυξάνει τις συγκεντρώσεις όλων των σωμάτων που συμμετέχουν σε αυτή.
β) Αν σε δοχείο όγκου V στο οποίο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία, $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, αυξήσουμε τον όγκο σε 2V, υπό σταθερή θερμοκρασία, η ολική πίεση των αερίων υποδιπλασιάζεται.

.....

.....

.....

7. Σε κλειστό δοχείο έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία: $2A(g) + B(s) \rightleftharpoons 2\Gamma(g) \ , \ \Delta H < 0$.
Να εξηγήσετε πως θα μεταβληθεί η ποσότητα του Γ στο δοχείο στις νέες χημικές ισορροπίας που θα αποκατασταθούν, μετά τις παρακάτω μεταβολές.
α) Αύξηση της θερμοκρασίας, χωρίς μεταβολή όγκου.
β) Αφαίρεση ποσότητας του Γ, υπό σταθερή θερμοκρασία και χωρίς μεταβολή όγκου.
γ) Αύξηση του όγκου του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία.
δ) Προσθήκη He(g), υπό σταθερό όγκο και θερμοκρασία.
ε) Προσθήκη επιπλέον ποσότητας B(s), υπό σταθερή θερμοκρασία και χωρίς μεταβολή όγκου.

8. Σε υδατικό διάλυμα έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$Cu(H_2O)_6^{2+}(aq) + 4Cl^-(aq) \rightleftharpoons CuCl_4^{2-}(aq) + 6H_2O(\ell)$$

(μπλε) (κίτρινο)

α) Να εξηγήσετε γιατί το κίτρινο χρώμα του διαλύματος ενισχύεται με την προσθήκη NaCl(s).

β) Με θέρμανση του διαλύματος της παραπάνω ισορροπίας το χρώμα του διαλύματος μετατρέπεται σε μπλε. Να εξηγήσετε αν η αντίδραση προς τα δεξιά είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

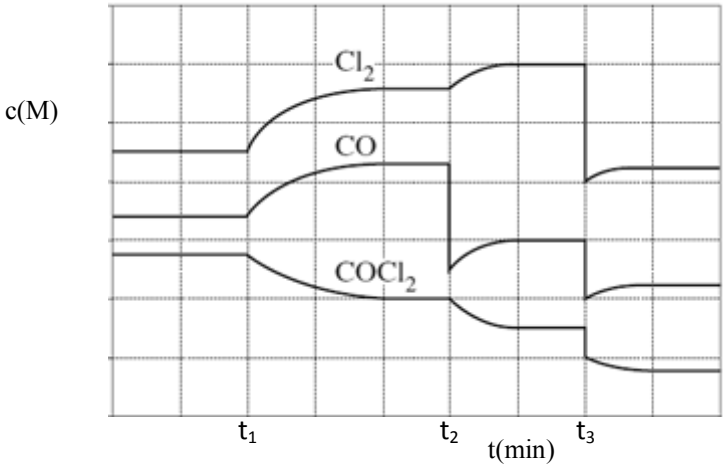
.....

.....

.....

9. Σε κλειστό δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g)$, $\Delta H = -110$ kJ

Στο διάγραμμα που ακολουθεί παρουσιάζεται η μεταβολή της συγκέντρωσης των σωμάτων που μετέχουν στην ισορροπία σε συνάρτηση με το χρόνο.



Οι παράγοντες της ισορροπίας που μεταβάλλονται τις χρονικές στιγμές t_1, t_2 και t_3 αντίστοιχα, είναι:

Α) t_1: ελάττωση θερμοκρασίας, t_2: προσθήκη αερίου CO στο δοχείο, t_3: ελάττωση όγκου δοχείου

Β) t_1: αύξηση θερμοκρασίας, t_2: απομάκρυνση αερίου CO στο δοχείο, t_3: αύξηση όγκου δοχείου

Γ) t_1: προσθήκη αερίου $COCl_2$, t_2: προσθήκη αερίου CO από το δοχείο, t_3: αύξηση όγκου δοχείου

Δ) t_1: αύξηση θερμοκρασίας, t_2: προσθήκη αερίου CO στο δοχείο, t_3: αύξηση όγκου δοχείου

Να αιτιολογήσετε την επιλογή σας.

[Π.Μ.Δ.Χ. 2016]

.....

.....

.....

Νόμος χημικής ισορροπίας:

Έστω η αμφίδρομη αντίδραση που παριστάνεται με τη χημική εξίσωση:

$$\alpha A_{(g)} + \beta B_{(g)} \underset{\upsilon_2}{\overset{\upsilon_1}{\rightleftharpoons}} \gamma \Gamma_{(g)} + \delta \Delta_{(g)}$$

Αποδεικνύεται ότι στην κατάσταση χημικής ισορροπίας οι συγκεντρώσεις των συστατικών Α, Β, Γ και Δ είναι τέτοιες ώστε ο λόγος

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

να έχει **σταθερή τιμή σε ορισμένη θερμοκρασία**.

Οι συγκεντρώσεις των σωμάτων της ισορροπίας υψωμένες σε εκθέτες ίσους με τους στοιχειομετρικούς συντελεστές των σωμάτων στη χημική εξίσωση της αντίδρασης ονομάζονται **δρώσες μάζες** των σωμάτων και αυτές παρουσιάζονται στην έκφραση της σταθεράς ισορροπίας Kc.

Ο λόγος αυτός ονομάζεται **σταθερά χημικής ισορροπίας** και **συμβολίζεται με K_c**.

Η παρακάτω σχέση, μεταξύ των συγκεντρώσεων των αντιδρώντων και των προϊόντων, εκφράζει το νόμο της χημικής ισορροπίας.

$$K_c = \frac{[\Gamma]^{\gamma}\,[\Delta]^{\delta}}{[A]^{\alpha}\,[B]^{\beta}} = \textbf{σταθερός σε ορισμένη T}$$

Παρατήρηση:
Ο δείκτης c στο σύμβολο Κ δηλώνει ότι η σταθερά της χημικής ισορροπίας αναφέρεται σε συγκεντρώσεις των συστατικών της αντίδρασης.

Με βάση το νόμο χημικής ισορροπίας και τη σταθερά ισορροπίας Κ μπορεί να δοθεί μία ερμηνεία της αρχής Le Chatelier (για την ερμηνεία της επίδρασης της θερμοκρασίας χρειαζόμαστε και την εξίσωση Van't Hoff που αναφέρεται αμέσως πιο κάτω)

• Σταθερά χημικής ισορροπίας K_c:

α. Η σταθερά χημικής ισορροπίας K_c, εξαρτάται μόνο από τη θερμοκρασία.

Πιο συγκεκριμμένα:

I. Στις ενδόθερμες αντιδράσεις, αύξηση θερμοκρασίας συνεπάγεται αύξηση της K_c και αντίστροφα.

Η σχέση που δείχνει την εξάρτηση της σταθεράς ισορροπίας Κ από τη θερμοκρασία, είναι η εξίσωση **Van't Hoff**:

$$\ln(K_2/K_1) = (\Delta H^{o}/R)\,(1/T_1 - 1/T_2)$$

Παράδειγμα:

Έστω η αμφίδρομη αντίδραση που παριστάνεται από τη χημική εξίσωση:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows \Gamma_{(g)} + \Delta_{(g)},\ \Delta H > 0$$

Αύξηση της θερμοκρασίας συνεπάγεται μετατόπιση της χημικής ισορροπίας προς τα δεξιά με αποτέλεσμα οι συγκεντρώσεις των Α και Β να ελαττώνονται ενώ αυτές των Γ και Δ να αυξάνονται.

Συνεπώς, η τιμή της $K_c = \frac{[\Gamma]^{\gamma}[\Delta]^{\delta}}{[A]^{\alpha}[B]^{\beta}}$ αυξάνεται.

Αν μεταβληθεί η θερμοκρασία ή οι συγκεντρώσεις κάποιων σωμάτων της ισορροπίας, τότε η θέση της ισορροπίας μπορεί να μετατοπιστεί, οπότε θα αποκατασταθεί νέα χημική ισορροπία.
Η τιμή της Kc όμως, που αναφέρεται σε μία συγκεκριμένη χημική εξίσωση, μεταβάλλεται μόνο αν μεταβληθεί η θερμοκρασία.

ΙΙ. Στις εξώθερμες αντιδράσεις, η αυξηση της θερμοκρασίας συνεπάγεται μείωση της K_c και αντίστροφα.

Παράδειγμα:

Έστω η αμφίδρομη αντίδραση που παριστάνεται από τη χημική εξίσωση:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows \Gamma_{(g)} + \Delta_{(g)},\ \Delta H < 0$$

Αύξηση της θερμοκρασίας συνεπάγεται μετατόπιση της χημικής ισορροπίας προς τα αριστερά με αποτέλεσμα οι συγκεντρώσεις των Α και Β να αυξάνονται ενώ αυτές των Γ και Δ να ελαττώνονται.

Συνεπώς, η τιμή της $K_c = \frac{[\Gamma]^{\gamma}[\Delta]^{\delta}}{[A]^{\alpha}[B]^{\beta}}$ ελαττώνεται.

Σε μια θερμοουδέτερη αμφίδρομη αντίδραση (ΔΗ=0), η μεταβολή της θερμοκρασίας δεν επηρεάζει την τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc, ούτε και τη θέση της ισορροπίας.

Παρατήρηση:

Επειδή η τιμή της K_c εξαρτάται από τη θερμοκρασία, όταν δίνεται η τιμή της, θα πρέπει να αναφέρεται και η θερμοκρασία.

β. Η K_c αναφέρεται σε συγκεκριμένη χημική εξίσωση που περιγράφει μία χημική ισορροπία.
Κατά συνέπεια, αν αλλάξει η μορφή της χημικής εξίσωσης, αλλάζει και η τιμή της K_c.

Παράδειγμα:

Η τιμή της Kc για τη χημική ισορροπία N_2, H_2 και NH_3 υπολογίζεται από τη σχέση:

1. $K_c = \frac{[NH_3]}{[N_2]^{1/2}[H_2]^{3/2}}$ όταν παριστάνεται από την εξίσωση: $1/2\ N_{2(g)} + 3/2\ H_{2(g)} \rightleftarrows NH_{3(g)}$

2. $K_c' = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = Kc^2$ όταν παριστάνεται από την εξίσωση: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$

Kc΄ = Kcⁿ

3. $K_c'' = \frac{[N_2]^{1/2}[H_2]^{3/2}}{[NH_3]} = \frac{1}{K_c}$ όταν παριστάνεται από την εξίσωση: $NH_{3(g)} \rightleftarrows 1/2\ N_{2(g)} + 3/2\ H_{2(g}$

Kc΄΄ = 1/Kc

Παρατήρηση:

α. Γενικά, αν πολλαπλασιάσουμε τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης μίας ισορροπίας με ένα κοινό παράγοντα, η σταθερά χημικής ισορροπίας υψώνεται στη δύναμη που αντιστοιχεί στο κοινό παράγοντα.

β. Αν αντιστρέψουμε τη χημική εξίσωση που περιγράφει την ισορροπία, η σταθερά χημικής ισορροπίας αντιστρέφεται.

Οι συγκεντρώσεις των στερεών αλλά και των καθαρών υγρών σε ετερογενείς ισορροπίες είναι σταθερές σε ορισμένη Τ και ανεξάρτητες από την ποσότητά τους.

γ. Από την έκφραση της Kc παραλείπονται οι συγκεντρώσεις των καθαρών στερεών και των καθαρών υγρών που μετέχουν σε ετερογενείς ισορροπίες.

Παράδειγμα:

$CaCO_{3(s)} \rightleftarrows CaO + CO_{2(g)} \quad Kc = [CO_2]$

$2HgO_{(s)} \rightleftarrows 2Hg_{(l)} + O_2 \quad Kc = [O_2]$

$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + H_{2(g)} \quad Kc = \dfrac{[CO][H_2]}{[H_2O]}$

$PCl_{3(l)} + Cl_{2(g)} \rightleftarrows PCl_{5(l)} \quad Kc = \dfrac{1}{[Cl_2]}$

$CH_3COOH_{(l)} + CH_3CH_2OH_{(l)} \leftrightarrow CH_3COOCH_2CH_{3(l)} + H_2O_{(l)}$

$$Kc = \frac{[CH_3COOCH_2CH_{3(l)}]\,[H_2O_{(l)}]}{[CH_3COOH_{(l)}]\,[CH_3CH_2OH_{(l)}]}$$

Όλα τα υγρά συμμετέχουν στην έκφραση της Kc αφού η ισορροπία είναι **ομογενής.**

δ. Οι μονάδες της Kc εξαρτώνται από την αντίδραση στην οποία αναφέρονται και ειδικότερα από τους συντελεστές της. Συνήθως αναφέρεται χωρίς μονάδες.

Για να συγκρίνουμε την απόδοση δύο αμφίδρομων αντιδράσεων με βάση την τιμή της Kc κάθε αντίδρασης στην ίδια θερμοκρασία, θα πρέπει να έχουμε ίδιες συνθήκες (αρχικές συγκεντρώσεις αντιδρώντων και όγκος δοχείου για αέρια), οι χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων να έχουν την ίδια μορφή και τα αντιδρώντα να είναι σε στοιχειομετρική αναλογία.

ε. Η τιμή της Kc αποτελεί μέτρο για την απόδοση μίας αμφίδρομης αντίδρασης. Όσο πιο μεγάλη είναι η τιμή της Kc, τόσο πιο μετατοπισμένη είναι η χημική ισορροπία προς τα δεξιά, άρα, τόσο πιο μεγάλη η απόδοση της αντίδρασης.

στ. Όταν η χημική εξίσωση μιας αντίδρασης με σταθερά ισορροπίας Kc προκύπτει ως άθροισμα των χημικών εξισώσεων δύο ή περισσότερων άλλων αντιδράσεων με σταθερές ισορροπίας $Kc_1, Kc_2, ..., Kc_v$ τότε ισχύει: $\mathbf{Kc = Kc_1 \cdot Kc_2 \cdot ... \; Kc_v}$.

Για τη χημική εξίσωση $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma \Gamma + \delta \Delta$ οι ***μονάδες*** της Kc είναι

$$M^{(\gamma+\delta)-(\alpha+\beta)}$$

Σταθερά χημικής ισορροπίας Kc

Εφαρμογές

1. Σε δοχείο σταθερού όγκου 2 L στους θ ^{o}C βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας 0,8 mol SO_2, 0,5 mol O_2 και 1,6 mol SO_3. Να υπολογίσετε τις τιμές των σταθερών χημικής ισορροπίας Kc, στους θ ^{o}C, για τις χημικές εξισώσεις:

α) $2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2SO_3(g)$ β) $2SO_3(g) \leftrightarrow 2SO_2(g) + O_2(g)$

2. Έστω η αμφίδρομη αντίδραση με χημική εξίσωση: $C(s) + CO_2(g) \leftrightarrow 2CO(g)$.

Πειραματικά βρέθηκε ότι σε θερμοκρασία θ_1 ^{o}C είναι $Kc_1=0,5$ ενώ σε θερμοκρασία θ_2 ^{o}C ($\theta_2 > \theta_1$) είναι $Kc_2=2$. Η αντίδραση με φορά προς τα δεξιά είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη;

3. Σε κενό δοχείο, στους θ ^{o}C, εισάγεται ποσότητα N_2O_4 και διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$, $\Delta H > 0$.

Ποια επίδραση θα έχουν στις συγκεντρώσεις των δύο συστατικών της ισορροπίας και στην τιμή της Kc οι παρακάτω μεταβολές;

α) Ελάττωση της θερμοκρασίας (V σταθερός).

β) Προσθήκη ποσότητας N_2O_4 (V και T σταθερά).

γ) Διπλασιασμός του όγκου του δοχείου (T σταθερή).

4. Σε δοχείο όγκου 6 L και σε θερμοκρασία θ ^{o}C περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol SO_2, 3 mol O_2 και ορισμένη ποσότητα SO_3, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2SO_3(g)$. Αν η τιμή της Kc στους θ ^{o}C είναι ίση με 8, να υπολογίσετε τον αριθμό moles του SO_3 στην κατάσταση ισορροπίας.

5. Σε κενό δοχείο εισάγονται 4 mol ισομοριακού μίγματος H_2 και I_2 και θερμαίνονται στους θ ^{o}C, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2HI(g)$. Αν η σταθερά ισορροπίας Kc έχει τιμή 36 στους θ ^{o}C, να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης.

6. Σε δοχείο σταθερού όγκου 3 L εισάγονται 5 mol CO και 6 mol Cl_2 και θερμαίνονται στους θ ^{o}C, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $CO(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow COCl_2(g)$. Αν στους θ ^{o}C είναι Kc=0,5 να υπολογίσετε τη σύσταση σε mol του μίγματος ισορροπίας και την απόδοση της αντίδρασης.

7. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 10 L εισάγονται 8 mol SO_3 και θερμαίνονται στους 227 ^{o}C, οπότε διασπώνται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $2SO_3(g) \leftrightarrow 2SO_2(g) + O_2(g)$.

Το αέριο μίγμα ισορροπίας ασκεί πίεση 41 atm. Να υπολογίσετε:

α) Το βαθμό διάσπασης του SO_3.

β) Την τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc στους 227 ^{o}C.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082\ L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

8. Σε δοχείο όγκου 6 L, στους θ ^{o}C, βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol Β, 3 mol Γ και 2 mol Α, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $B(g) + \Gamma(g) \leftrightarrow A(g)$.

α) Να υπολογίσετε την τιμή της Kc στους θ ^{o}C.

β) Σε ένα άλλο δοχείο σταθερού όγκου 9 L εισάγονται 5 mol από την ουσία Α και θερμαίνονται στους θ ^{o}C, οπότε διασπώνται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$A(g) \leftrightarrow B(g) + \Gamma(g)$. Να υπολογίσετε το βαθμό διάσπασης της ουσίας Α στις συνθήκες του πειράματος.

9. Σε κενό δοχείο εισάγουμε 2 mol αερίου Α και ορισμένη ποσότητα αερίου Β και αποκαθίσταται η ισορροπία: $A(g) + B(g) \leftrightarrow \Gamma(g) + \Delta(g)$, για την οποία είναι Kc = 4. Αν η απόδοση της αντίδρασης είναι 80 %, να υπολογίσετε την αρχική ποσότητα του αερίου Β.

(Υπόδειξη: 2 περιπτώσεις)

10. α) Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται ορισμένη ποσότητα $COCl_2$ και θερμαίνεται στους θ ^{o}C, οπότε διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $COCl_2(g) \leftrightarrow CO(g) + Cl_2(g)$.

Ποια σχέση συνδέει το βαθμό διάσπασης α με την αρχική συγκέντρωση C (M) του $COCl_2$ και τη σταθερά ισορροπίας Kc;

β) Σε κενό δοχείο, στους θ ^{o}C, εισάγεται ορισμένη ποσότητα HI και διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $2HI(g) \leftrightarrow H_2(g) + I_2(g)$.

Ποια σχέση συνδέει το βαθμό διάσπασης α του HI με τη σταθερά ισορροπίας Kc;

11. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου εισάγουμε ποσότητα CO_2 και θερμαίνουμε τους 1000 K, οπότε διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $2CO_2(g) \leftrightarrow 2CO(g) + O_2(g)$.

Το αέριο μίγμα ισορροπίας έχει πυκνότητα 4 g/L και ασκεί πίεση 8,2 atm. Να υπολογίσετε:

α) Το βαθμό διάσπασης του CO_2.

β) Την τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc, στους 1000 K.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082\ L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

12. Σε δοχείο σταθερού όγκου 2 L εισάγονται 1 mol Α και 0,6 mol Β και θερμαίνονται στους 127 ^{o}C, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $A(s) + B(g) \leftrightarrow \Gamma(g) + \Delta(g)$.

Το αέριο μίγμα ισορροπίας ασκεί πίεση 16,4 atm στους 127 ^{o}C. Να υπολογίσετε:

α) Την απόδοση της αντίδρασης.

β) Την τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc στους 127 ^{o}C.

γ) Την % v/v περιεκτικότητα του αερίου μίγματος ισορροπίας.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082\ L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

13. Για την αντίδραση διάσπασης: $CaCO_3(s) \leftrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$, η σταθερά ισορροπίας Kc είναι ίση με 0,02, στους 1000 K. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 10 L εισάγουμε 0,5 mol $CaCO_3$ και θερμαίνουμε στους 1000 K.

α) Ποιος είναι ο βαθμός διάσπασης του $CaCO_3$ στις συνθήκες αυτές;

β) Σε ένα άλλο δοχείο όγκου 40 L εισάγουμε 0,5 mol $CaCO_3$ στους 1000 K. Να υπολογίσετε:

i) Πόσα mol $CaCO_3$ διασπώνται, τη συγκέντρωση του CO_2 και την πίεση στο δοχείο όταν αποκατασταθεί ισορροπία.

ii) Ποιος πρέπει να είναι ο ελάχιστος όγκος του δοχείου ώστε η παραπάνω ποσότητα του $CaCO_3$ να διασπάται πλήρως (μονόδρομη αντίδραση);

Θεωρούμε ότι ο όγκος των στερεών είναι αμελητέος σε σχέση με τον όγκο του δοχείου.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082\ L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

14. Σε κενό δοχείο μεταβλητού όγκου (κινητό έμβολο) εισάγεται αέριο μίγμα που περιέχει 2 mol NO_2 και 3 mol N_2O_4. Διατηρώντας σταθερές τη θερμοκρασία, θ ^oC, και την ολική πίεση, αποκαθίσταται η ισορροπία: $2NO_2(g) \leftrightarrow N_2O_4(g)$. Ο αρχικός όγκος του δοχείου είναι 10 L, ενώ στην κατάσταση ισορροπίας ο όγκος του δοχείου έχει αυξηθεί κατά 20 %.

α) Να προσδιορίσετε προς ποια κατεύθυνση προχωρά η αντίδραση μέχρι να αποκατασταθεί ισορροπία.

β) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc, στους θ ^oC.

15. Σε δοχείο σταθερού όγκου 2 L εισάγεται αέριο μίγμα που περιέχει 0,6 mol SO_2, 0,2 mol O_2 και 0,2 mol SO_3. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία αποκαθίσταται η ισορροπία: $2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2SO_3(g)$. Η πίεση του μίγματος στην κατάσταση ισορροπίας είναι κατά 10 % μικρότερη από την αρχική πίεση.

α) Να εξηγήσετε προς ποια κατεύθυνση προχωρά η αντίδραση μέχρι να αποκατασταθεί ισορροπία.

β) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc στη θερμοκρασία του πειράματος.

16. Σε δοχείο σταθερού όγκου 6 L εισάγονται 4 mol $COCl_2$ και 3 mol PCl_5 και θερμαίνονται στους θ ^oC, οπότε αποκαθίστανται οι παρακάτω ισορροπίες:

$COCl_2(g) \leftrightarrow CO(g) + Cl_2(g)$, $Kc = 0,5$ και $PCl_5(g) \leftrightarrow PCl_3(g) + Cl_2(g)$, Kc'

Στην κατάσταση ισορροπίας περιέχονται στο δοχείο 3 mol Cl_2. Να υπολογίσετε:

α) Τη σύσταση σε mol του μίγματος ισορροπίας.

β) Την τιμή της σταθεράς Kc΄ της δεύτερης ισορροπίας, στους θ ^oC, και τους βαθμούς διάσπασης του $COCl_2$ και του PCl_5 στις παραπάνω συνθήκες.

Ασκήσεις με μετατόπιση της θέσης της χημικής ισορροπίας

<u>Παρατηρήσεις για τη λύση των ασκήσεων</u>

1. Όταν ένα σύστημα είναι σε κατάσταση χημικής ισορροπίας και μεταβληθεί ένας από τους συντελεστές ισορροπίας (C, P, T), η πρόβλεψη για την κατεύθυνση μετατόπισης της θέσης της ισορροπίας γίνεται με βάση την **αρχή Le Chatelier**.

Αν γίνουν **δύο ή περισσότερες μεταβολές που οδηγούν την ισορροπία προς διαφορετική κατεύθυνση**, για να προβλέψουμε την κατεύθυνση προς την οποία θα μετατοπιστεί τελικά η θέση ισορροπίας εκμεταλλευόμαστε κάποιο δεδομένο της άσκησης, π.χ. α) τον τρόπο μεταβολής της ολικής πίεσης στο δοχείο κατά τη διάρκεια της αντίδρασης υπό σταθερά V, T, ή β) τον τρόπο μεταβολής του όγκου του δοχείου κατά τη διάρκεια της αντίδρασης υπό σταθερά P, T, ή γ) την έκλυση ή απορρόφηση θερμότητας κατά τη διάρκεια της αντίδρασης, γνωρίζοντας προς ποια κατεύθυνση αυτή είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

2. Από τους συντελεστές ισορροπίας (C, P, T), **μόνο η μεταβολή της θερμοκρασίας επηρεάζει την τιμή της Kc**. Όταν δίνονται οι ποσότητες των ουσιών στην αρχική θέση ισορροπίας μπορούμε να υπολογίσουμε την Kc για τη θερμοκρασία στην οποία έχει αποκατασταθεί η αρχική ισορροπία. Αν εν συνεχεία μεταβληθεί η θερμοκρασία, στη νέα ισορροπία που θα αποκατασταθεί η τιμή της Kc φυσικά θα έχει αλλάξει.

3. Στο πινακάκι, μετά την πρώτη γραμμή με τα moles των ουσιών στην αρχική θέση ισορροπίας, θα γράφουμε και **μία επιπρόσθετη γραμμή που θα αφορά στη μεταβολή που πραγματοποιείται**, π.χ. τα moles ουσιών που προστίθενται ή αφαιρούνται από το δοχείο ή τη μεταβολή του όγκου του δοχείου κ.τ.λ.

4. Μεταβολή της συγκέντρωσης ενός ή περισσότερων σωμάτων της ισορροπίας

Εδώ, **μεταβάλλεται η ποσότητα** (προσθήκη ή αφαίρεση) ενός ή περισσότερων σωμάτων που συμμετέχουν στο αρχικό μίγμα ισορροπίας. Εφόσον η θερμοκρασία παραμένει σταθερή, θα παραμένει σταθερή και η τιμή της Kc, δηλαδή η τιμή της Kc θα είναι ίδια και στη νέα ισορροπία που θα αποκατασταθεί.

5. Μεταβολή της πίεσης

Αυτή επηρεάζει τη θέση της ισορροπίας όταν **οφείλεται σε μεταβολή του όγκου** του δοχείου και ισχύει $\mathbf{\Delta n_{αερίων} \neq 0}$.

Η προσθήκη στο μίγμα ισορροπίας **αδρανούς αερίου** (π.χ. ευγενούς αερίου) **υπό σταθερά V, T**, δεν επηρεάζει τη θέση της ισορροπίας (η ολική πίεση βέβαια αυξάνεται).

Αντίθετα, η προσθήκη **αδρανούς αερίου υπό σταθερά P, T (αυξάνεται ο όγκος του δοχείου),** μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση που παράγονται περισσότερα moles αερίων.
Εφόσον η θερμοκρασία παραμένει σταθερή, θα παραμένει σταθερή και η τιμή της Kc,

6. Μεταβολή της θερμοκρασίας

Όταν μεταβάλλεται η θερμοκρασία ενός συστήματος που βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας, **μεταβάλλεται τόσο η θέση της χημικής ισορροπίας όσο και η τιμή της Kc**. Έτσι, η τιμή της Kc στην αρχική και στην τελική θέση ισορροπίας είναι διαφορετική.
Όταν η μεταβολή της θερμοκρασίας μετατοπίζει την ισορροπία **προς τα δεξιά** τότε η τιμή της **Kc αυξάνεται**, ενώ όταν μετατοπίζει την ισορροπία **προς τα αριστερά** η τιμή της **Kc μειώνεται**.
Η **αύξηση** της θερμοκρασίας «ευνοεί» την **ενδόθερμη πορεία** της αντίδρασης, ενώ η **μείωση** της θερμοκρασίας «ευνοεί» την **εξώθερμη πορεία** της αντίδρασης.

Ασκήσεις με μετατόπιση της θέσης της χημικής ισορροπίας

Εφαρμογές

1. Σε δοχείο σταθερού όγκου 2 L βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας 1 mol CO_2, 1 mol H_2, 2 mol CO και 2 mol H_2O, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$$CO_2(g) + H_2(g) \leftrightarrow CO(g) + H_2O(g)$$

Πόσα mol H_2 πρέπει να προσθέσουμε στο μίγμα ισορροπίας, ώστε η συγκέντρωση του CO στη νέα θέση ισορροπίας να γίνει ίση με 1,2 M; Η θερμοκρασία είναι σταθερή.

2. Σε δοχείο, στους θ ^oC, βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol SO_2, 1 mol NO_2, 3 mol SO_3 και 2 mol NO, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$$SO_2(g) + NO_2(g) \leftrightarrow SO_3(g) + NO(g)$$

Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, αφαιρούμε από το δοχείο 1 mol SO2 και ταυτόχρονα προσθέτουμε στο δοχείο 2 mol SO_3. Να υπολογίσετε τη σύσταση σε mol του μίγματος όταν αποκατασταθεί νέα ισορροπία.

3. Σε δοχείο σταθερού όγκου, στους θ ^oC, περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 1 mol H_2, 4 mol I_2 και 12 mol HI, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2HI(g)$.
Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία προσθέτουμε στο δοχείο ταυτόχρονα 3 mol H_2 και 4 mol HI, οπότε η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά. Πόσα mol από κάθε ουσία θα περιέχονται στο δοχείο στην τελική θέση ισορροπίας;

4. Σε δοχείο όγκου V περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 8 mol ισομοριακού μίγματος N_2O_4 και NO_2, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$.
Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, τριπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου (V΄ = 3 V).
α) Να προσδιορίσετε τη σύσταση σε mol του μίγματος στην τελική θέση ισορροπίας.
β) Να σχεδιάσετε το διάγραμμα των συγκεντρώσεων των ουσιών σε συνάρτηση με το χρόνο από την αρχική ισορροπία μέχρι να αποκατασταθεί η τελική ισορροπία.
γ) Να υπολογίσετε το λόγο των πιέσεων στο δοχείο στις δύο θέσεις ισορροπίας.

5. Σε δοχείο όγκου 4 L εισάγονται 4 mol ουσίας Α και θερμαίνονται στους θ ^oC, οπότε διασπώνται μερικώς και αποκαθίσταται η ισορροπία: $A(g) \leftrightarrow B(g) + Γ(g)$.
Η απόδοση της αντίδρασης διάσπασης είναι 50 %.
α) Να υπολογίσετε την τιμή της Kc στους θ ^oC.
β) Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία μεταβάλλουμε τον όγκο του δοχείου, οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Αν η απόδοση της αντίδρασης διάσπασης αυξάνεται σε 75 %, να υπολογίσετε τον τελικό όγκο του δοχείου.

6. Σε δοχείο όγκου 4 L, στους θ ^{o}C, βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol N_2O_4 και 4 mol NO_2, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$.

α) Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία και τον όγκο του δοχείου, προσθέτουμε στο δοχείο 3 mol He. Ποια μεταβολή θα παρουσιάσει η σύσταση του μίγματος ισορροπίας και ποια θα είναι η ολική πίεση στο δοχείο;

β) Διατηρώντας σταθερές τη θερμοκρασία και την ολική πίεση στο δοχείο, προσθέτουμε στο δοχείο μία ποσότητα He, οπότε στη νέα θέση ισορροπίας που αποκαθίσταται η ποσότητα του NO_2 είναι 6 mol. Να υπολογίσετε τον όγκο του δοχείου στη νέα θέση ισορροπίας και την ποσότητα του He που προσθέσαμε στο δοχείο.

7. Σε δοχείο σταθερού όγκου V, στους 500 K, περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol A, 2 mol B και 8 mol Γ, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $A(g) + B(g) \leftrightarrow 2Γ(g)$.

Το μίγμα ισορροπίας θερμαίνεται στους 700 K, οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Αν η τιμή της Kc στους 700 K είναι ίση με 4:

α) Να εξηγήσετε αν η αντίδραση σχηματισμού του Γ είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

β) Να υπολογίσετε τη σύσταση σε mol του μίγματος στη νέα θέση ισορροπίας.

γ) Να σχεδιάσετε τις καμπύλες αντίδρασης των ουσιών A, B και Γ από την αρχική θέση ισορροπίας μέχρι την τελική θέση ισορροπίας.

8. Σε δοχείο σταθερού όγκου 10 L και σε θερμοκρασία 200 ^{o}C, περιέχονται σε κατάσταση χημικής ισορροπίας 2 mol SO_3, 1 mol SO_2 και 1,5 mol O_2, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$$2SO_3(g) \leftrightarrow 2SO_2(g) + O_2(g)$$

Θερμαίνουμε το αέριο μίγμα στους 527 ^{o}C οπότε, στη νέα θέση ισορροπίας που αποκαθίσταται, η ολική πίεση στο δοχείο είναι 32,8 atm.

α) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc στους 200 ^{o}C.

β) Να εξηγήσετε αν η αντίδραση διάσπασης του SO_3 σε SO_2 και O_2 είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

γ) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc στους 527 ^{o}C.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: R = 0,082 $L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

9. Σε κλειστό δοχείο, στους 227 ^{o}C, βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol A, 2 mol B και 5 mol Γ, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $A(g) + B(g) \leftrightarrow 2Γ(g)$.

α) Ποια μεταβολή θα παρουσιάσουν η ολική πίεση στο δοχείο και οι συγκεντρώσεις των αερίων αν, διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, διπλασιάσουμε τον όγκο του δοχείου;

β) Ποια % μεταβολή θα παρουσιάσει η ολική πίεση στο δοχείο αν, διατηρώντας σταθερό τον όγκο του δοχείου, αυξήσουμε τη θερμοκρασία στους 527 ^{o}C;

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

5.1. Έστω η ισορροπία: $2NOCl(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Cl_2(g)$.
Για την ισορροπία αυτή ισχύει ότι:
Α) $K_c = [NO]\cdot[Cl_2]/[NOCl]$
Β) η K_c έχει μονάδες $mol^2\cdot L^{-2}$
Γ) η K_c είναι ανεξάρτητη της θερμοκρασίας
Δ) η ισορροπία είναι ομογενής

5.2. Ποια είναι η έκφραση της σταθεράς ισορροπίας:
$NH_4CO_2NH_2(s) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + CO_2(g)$
Α) $K_c = [NH_3]\cdot[CO_2]$
Β) $K_c = [NH_3]^2\cdot[CO_2]$
Γ) $K_c = [NH_3]\cdot[CO_2] / [NH_4CO_2NH_2]$
Δ) $K_c = [NH_3]^2\cdot[CO_2] / [NH_4CO_2NH_2]$

5.3. Ποιες οι μονάδες της σταθεράς K_c της ισορροπίας:
$2NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g)$
Α) δεν έχει μονάδες, είναι καθαρός αριθμός
Β) M
Γ) M^{-2}
Δ) M^{-1}

5.4. Όταν η αντίδραση, $2NOCl(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Cl_2(g)$, είναι σε κατάσταση ισορροπίας ποια από τις σχέσεις που ακολουθούν είναι οπωσδήποτε σωστή;
Α) $[NO]^2\cdot[Cl_2] = [NOCl]^2$
Β) $[NO]^2\cdot[Cl_2] = K_c\cdot[NOCl]^2$
Γ) $[NOCl] = [NO]$
Δ) $2[NO] = [Cl_2]$

5.5. Ποια από τις παρακάτω τιμές της σταθεράς ισορροπίας K_c δείχνει ότι η αντίδραση, $A(g) + B(g) \rightleftharpoons Γ(g)$, είναι πρακτικά μονόδρομη;
Α) 10^{14} Β) 10^{-14} Γ) 1 Δ) 0

5.6. Μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας, που αποδίδεται με την εξίσωση: $CaO(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons CaCO_3(s)$, σε δοχείο όγκου V, συνυπάρχουν α mol CaO, β mol CO_2, και γ mol $CaCO_3$. Η σταθερά K_c της ισορροπίας δίνεται από τη σχέση:

Α) $K_c = \frac{\gamma\cdot V}{\alpha\cdot\beta}$ Β) $K_c = \frac{\gamma}{\alpha\cdot\beta}$ Γ) $K_c = \frac{V}{\beta}$ Δ) $K_c = \frac{\beta}{V}$

5.7. Στους θ^oC η σταθερά K_c της ισορροπίας:
$2NH_3(g) \rightleftharpoons H_2(g) + 3N_2(g)$,
έχει τιμή ίση με 5. Για τη σταθερά K'_c της ισορροπίας:
$H_2(g) + 3N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
στους θ^oC θα ισχύει:
Α) $K'_c = 5$ Β) $K'_c > 5$ Γ) $K'_c = 0,5$ Δ) $K'_c = 0,2$

5.8. Σε κενό δοχείο όγκου 1 L εισάγεται ποσότητα $NO_2(g)$ σε θερμοκρασία Τ και αποκαθίσταται η ισορροπία:
$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$
Οι συγκεντρώσεις των $NO_2(g)$ και $N_2O_4(g)$ στην ισορροπία είναι, αντίστοιχα Α $mol\cdot L^{-1}$ και Β $mol\cdot L^{-1}$.
i. Ποια είναι η έκφραση της σταθεράς K_c της ισορροπίας;
Α) $(B/A)^2$ Β) B/A^2 Γ) $B/2A$ Δ) A/B
ii. Ποιος ο αριθμός mol $NO_2(g)$ που είχε εισαχθεί αρχικά στο δοχείο;
Α) A + B Β) 2A + B Γ) A + 2B Δ) A + (B/2)

5.9. Σε κλειστό δοχείο υπό σταθερή θερμοκρασία Τ έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:
$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$
στην οποία οι συγκεντρώσεις είναι οι εξής: $[N_2] = 0,1$ M, $[O_2] = 0,2$ M, $[NO] = 0,4$ M.
Ποια η τιμή της σταθεράς ισορροπίας K_c;
Α) 0,05 Β) 0,13 Γ) 8 Δ) 20

5.10. Η σταθερά K_c της ισορροπίας:
$2NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g)$
έχει τιμή ίση με $2,4\cdot10^3$ στους 2000°C.
i. Ποια η τιμή της σταθεράς K_c,
$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$,
στους 2000°C;
ii. Στους 2000^oC η ισορροπία ευνοεί το σχηματισμό του NO ή όχι;
Α) i. $2,4\cdot10^3$, ii. ναι Β) i. $4,2\cdot10^{-4}$, ii. ναι
Γ) i. $4,2\cdot10^{-4}$, ii. όχι Δ) i. $2,4\cdot10^3$, ii. όχι

5.11. Η σταθερά K_c της χημικής ισορροπίας που αποδίδεται με τη χημική εξίσωση:
$2NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g)$, $\Delta H = -40$ kcal,
έχει τιμή K_1 στους 300K και τιμή K_2 στους 600 K. Μεταξύ των σταθερών K_1 και K_2 θα ισχύει:
Α) $K_2 = K_1$ Β) $K_2 > K_1$ Γ) $K_2 < K_1$ Δ) $K_2 = 2K_1$

5.12. Η σταθερά K_c της ισορροπίας, που περιγράφεται με την εξίσωση: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, διαπιστώθηκε ότι μειώνεται με μείωση της θερμοκρασίας. Επομένως:
Α) η αντίδραση με φορά προς τα δεξιά είναι εξώθερμη
Β) η αντίδραση με φορά προς τα δεξιά είναι ενδόθερμη
Γ) η αντίδραση με φορά προς τα αριστερά είναι ενδόθερμη
Δ) είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη, ανάλογα με τη θερμοκρασία

5.13. Δίνεται η ισορροπία:
$A(s) + B(g) \rightleftharpoons Γ(g)$
Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου προσθέτουμε αρχικά ίσο αριθμό mol Β και Γ και καθόλου Α. Ποια από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστή;
Α) Στην χημική ισορροπία θα ισχύει: [Β] > [Γ]
Β) Στην χημική ισορροπία θα ισχύει: [Β] = [Γ]
Γ) Δεν θα πραγματοποιηθεί καμία αντίδραση
Δ) Αρχικά (t = 0) η ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά είναι μεγαλύτερη από την ταχύτητα της αντίδρασης προς τα αριστερά, με την πάροδο όμως του χρόνου αποκαθίσταται ισορροπία κατά την οποία οι δύο ταχύτητες εξισώνονται

5.14. Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε υψηλή θερμοκρασία Τ αποκαθίσταται η ισορροπία:

$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$, $\Delta H > 0$

Αν μειωθεί η θερμοκρασία του συστήματος, τότε:
Α) μειώνεται η σταθερά ισορροπίας K_c
Β) αυξάνεται η απόδοση σε NO
Γ) μειώνεται η ποσότητα του O_2
Δ) αυξάνεται η ολική πίεση

5.15. Θεωρήστε την ισορροπία στους θ^oC:

$3A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons \Gamma(g)$

Αρχικά στο δοχείο αντίδρασης υπάρχουν μόνο τα σώματα Α και Γ σε συγκεντρώσεις 0,2 Μ το καθένα, ενώ στην κατάσταση χημικής ισορροπίας η συγκέντρωση του σώματος Β είναι 0,2 Μ. Ποια η τιμή της σταθεράς ισορροπίας, K_c στους θ^oC;
Α) 20 Β) 43 Γ) 60 Δ) 350

5.16. Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές (Σ) ή λανθασμένες (Λ):
α) Η σταθερά K_c μιας ισορροπίας εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και των προϊόντων, εκτός αν κάποιο από αυτά είναι στερεό.
β) Η σταθερά K_c της ισορροπίας:

$C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$

ελαττώνεται με την ελάττωση της πίεσης.
γ) Για την ισορροπία: $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$, η μονάδα μέτρησης της σταθεράς K_c είναι το 1 L/mol.
δ) Για την ισορροπία:

$Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \rightleftharpoons 2Fe(s) + 3CO_2(g)$

η μονάδα μέτρησης της σταθεράς K_c είναι το 1 mol/L.
ε) Η απόδοση της αντίδρασης: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, σε καθορισμένη πίεση και θερμοκρασία, παραμένει σταθερή όταν το μίγμα H_2 και I_2 που αναμειγνύεται αρχικά είναι ισομοριακό.

5.17. Δίνονται οι ισορροπίες που ακολουθούν με τις σταθερές ισορροπίας τους σε ορισμένη θερμοκρασία Τ.

$\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons NO_2(g)$, K_{c1}

$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$, K_{c2}

Να βρεθεί η σχέση της σταθεράς K_c της ισορροπίας:

$N_2O_4(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 2O_2(g)$,

με τις σταθερές K_{c1} και K_{c2}.

5.18. Γνωρίζοντας τις σταθερές K_{c1} και K_{c2} των αντιδράσεων (1) και (2), να υπολογίσετε τη σταθερά K_{c3} της ισορροπίας (3).

$C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$, $K_{c1} = 2,3$ (1)
$CO_2(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g) + C(s)$, $K_{c2} = 0,26$ (2)
$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$, $K_{c3} = ;$

5.19. Σε δοχείο όγκου V και σε θερμοκρασία Τ, έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$, $\Delta H < 0$

Να γράψετε τα γράμματα της στήλης Ι και δίπλα σε κάθε γράμμα τον αριθμό της στήλης ΙΙ που αντιστοιχεί σωστά.

Στήλη Ι	Στήλη ΙΙ
α. Αύξηση της Τ	1. Αύξηση της τιμής της K_c
β. Μείωση του V, υπό σταθερή Τ	2. Μείωση της ποσότητας της $CH_3OH(g)$
γ. Μείωση της [CO]	3. Αύξηση της ποσότητας της $CH_3OH(g)$
	4. Μείωση της τιμής της K_c

5.20. Τα στοιχεία A_2 και B_2 αντιδρούν μεταξύ τους σχηματίζοντας την ένωση ΑΒ, σύμφωνα με την ισορροπία:

$A_2(g) + B_2(g) \rightleftharpoons 2AB(g)$

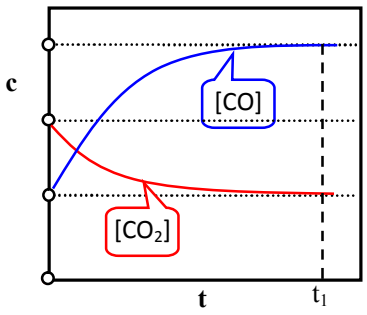
Για την ισορροπία αυτή οι τιμές της σταθεράς K_c στους 500 Κ και στους 700 Κ είναι, αντίστοιχα, ίσες με 160 και 54. Να εκτιμήσετε αν ο σχηματισμός της ένωσης ΑΒ είναι ενδόθερμο ή εξώθερμο φαινόμενο.

5.21. Να προβλέψτε πως μεταβάλλεται, με την αύξηση της θερμοκρασίας, η τιμή της σταθεράς K_c της ισορροπίας, $2POCl_3(g) \rightleftharpoons 2PCl_3(g) + Cl_2$, $\Delta H = 508$ kJ.

5.22. Σε δοχείο που περιέχει ποσότητα σκόνης στερεού άνθρακα και βρίσκεται σε θερμοκρασία θ^oC, εισάγεται ποσότητα αερίου μίγματος που αποτελείται από CO και CO_2. Μετά από χρόνο t_1 αποκαθίσταται η ισορροπία:

$2CO \rightleftharpoons CO_2 + C(s)$, $\Delta H < 0$,

για την οποία είναι γνωστή η σταθερά K_c στους θ^oC. Οι συγκεντρώσεις των ενώσεων CO και CO_2 σε συνάρτηση με το χρόνο δίνονται στο διάγραμμα που ακολουθεί.



α) Προς ποια κατεύθυνση εξελίχτηκε αντίδραση; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
β) Πως θα μεταβληθεί η τιμή της K_c της παραπάνω ισορροπίας, με την αύξηση της θερμοκρασίας;

5.23. Σε δοχείο με έμβολο περιέχονται α mol PCl_5, β mol PCl_3 και γ mol Cl_2 σε κατάσταση χημικής ισορροπίας, η οποία περιγράφεται από την εξίσωση:

$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$, $\Delta H > 0$.

α) Προς ποια κατεύθυνση μετατοπίζεται η ισορροπία, αν:
i. Αυξηθεί η θερμοκρασία υπό σταθερό όγκο.
ii. Αυξηθεί ο όγκος του δοχείου, με σταθερή θερμοκρασία.

β) Σε άλλο δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται μίγμα $PCl_5(g)$, $PCl_3(g)$ και $Cl_2(g)$ υπό σταθερή θερμοκρασία. Παρατηρείται ότι η ολική πίεση στο δοχείο αυξάνεται συνεχώς μέχρι μια ορισμένη τιμή, οπότε και παραμένει σταθερή. Να ερμηνεύσετε τα πειραματικά αυτά δεδομένα.
Να δικαιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

5.24. Σε κλειστό και κενό δοχείο όγκου V = 10 L εισάγονται λ mol αερίου N_2 και μ mol αερίου H_2 οπότε σε κατάλληλη θερμοκρασία αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \text{ , } K_c = 2$$

Στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας οι συγκεντρώσεις του $H_2(g)$ και της $NH_3(g)$ είναι $[H_2] = 1$ M και $[NH_3] = 1$ M. Να υπολογίσετε:
α) Τις αρχικές ποσότητες λ και μ.
β) Την απόδοση της αντίδρασης.

5.25. Ισομοριακό μίγμα $H_2(g)$ και $I_2(g)$ έχει όγκο 89,6 L σε STP.
α) Να υπολογίσετε τον αριθμό mol του κάθε αερίου που περιέχεται στο μίγμα.
β) Το μίγμα εισάγεται σε δοχείο σταθερού όγκου στους θ°C και αποκαθίσταται η ισορροπία, $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, για την οποία ισχύει: $K_c = 9$. Να υπολογίσετε τον αριθμό mol για καθένα από τα τρία αέρια στην κατάσταση ισορροπίας.

5.26. Ποσότητα PCl_5 εισάγεται σε δοχείο 1 L και αποκαθίσταται στους 250 °C η Χ.Ι: $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$, για την οποία ισχύει $K_c = 0,05$ (στους 250°C).
α) i. Αν η ποσότητα του $Cl_2(g)$ στην ισορροπία είναι ίση με 0,1 mol, ποιες οι ποσότητες των άλλων συστατικών που συνυπάρχουν; ii. Ποια η αρχική ποσότητα του PCl_5;
β) Σε άλλο δοχείο όγκου 10 L εισάγονται ισομοριακές ποσότητες PCl_3 και Cl_2 και το μίγμα θερμαίνεται στους 250°C. Αν η ποσότητα του PCl_5 στην ισορροπία είναι ίση με 0,5 mol, ποιες οι ποσότητες (σε mol) των PCl_3 και Cl_2 που είχαν εισαχθεί αρχικά στο δοχείο;

5.27. Ποσότητα $N_2O_4(g)$ μάζας 46 g εισάγεται σε δοχείο $Δ_1$ όγκου 2 L στους θ°C και διασπάται κατά 20% προς NO_2.
α) Να υπολογιστεί η K_c για την ισορροπία:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

β) Ποιος πρέπει να είναι ο όγκος ενός άλλου δοχείου $Δ_2$, στο οποίο αν εισαχθούν 46 g N_2O_4 θα διασπαστούν κατά 80% προς NO_2;
Σε όλες τις περιπτώσεις η θερμοκρασία είναι η ίδια.

5.28 Σε δοχείο $Δ_1$ 1 L εισάγεται ισομοριακό μίγμα CO και Cl_2, το σύστημα θερμαίνεται στους θ°C και αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$CO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons COCl_2(g) \text{ ,}$$

για την οποία είναι $K_c = 20$. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας ο αριθμός mol του $COCl_2$ είναι ίσος με τον αριθμό mol του CO.
α) Να υπολογίσετε τη σύσταση του μίγματος (σε mol) στην κατάσταση της ισορροπίας.
β) Αν σε άλλο δοχείο $Δ_2$ όγκου 20 L εισαχθούν 2 mol $COCl_2$ και θερμανθούν στους θ°C, πόσα mol από κάθε αέριο θα υπάρχουν στο δοχείο μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας;

5.29. Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται αέριο μίγμα που αποτελείται από 25,6 g SO_2 και 0,6 mol NO_2. Το μίγμα θερμαίνεται σε θερμοκρασία Τ και αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$NO_2(g) + SO_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) + NO(g)$$

Διαπιστώθηκε ότι μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας έχει αντιδράσει το 50% της ποσότητας του NO_2. Να υπολογιστούν:
α) Ο αριθμός mol καθενός από τα τέσσερα αέρια που περιέχονται στο δοχείο στην ισορροπία.
β) Η τιμή της σταθεράς K_c της ισορροπίας στη θερμοκρασία Τ.
γ) Η απόδοση της αντίδρασης.

5.30. Σε δοχείο σταθερού όγκου V = 2 L εισάγονται 1 mol A(s) και 0,6 mol B(g), σε θερμοκρασία 127°C και αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$A(s) + B(g) \rightleftharpoons Γ(g) + Δ(g).$$

Αν το αέριο μίγμα ισορροπίας ασκεί πίεση ίση με 16,4 atm στους 127° C, να υπολογιστούν:
α) Η απόδοση της αντίδρασης,
β) Η τιμή της σταθεράς K_c στους 127°C.
γ) Η % v/v περιεκτικότητα του αερίου μίγματος ισορροπίας.
R = 0,082 L·atm/(mol·K).

5.31. Σε δοχείο όγκου 2 L περιέχονται 60 g ισομοριακού μίγματος N_2 και H_2. Θερμαίνουμε το μίγμα στους 527° C με τη βοήθεια καταλύτη και αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Το μίγμα ισορροπίας περιέχει 0,8 mol NH_3.
α) Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης.
β) Να υπολογίσετε τη σταθεράς K_c της ισορροπίας.
γ) Να σχεδιάστε σε κοινό διάγραμμα τη γραφική παράσταση της $[N_2]$, της $[H_2]$ και της $[NH_3]$ σε συνάρτηση με το χρόνο, από t = 0 μέχρι την αποκατάσταση της Χ.Ι.

5.32. Σε θερμοκρασία Τ = 500 K η μεθανόλη διασπάται, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$CH_3OH(g) \rightleftharpoons CO(g) + 2H_2(g)$$

Σε δοχείο όγκου 10 L εισάγουμε αρχικά 1 mol CH_3OH και θερμαίνουμε στους 500 K, οπότε μέχρι την ισορροπία έχουν παραχθεί 1,5 mol H_2.
α) Πόσα mol CH_3OH υπάρχουν στην ισορροπία; Ποια η απόδοση της αντίδρασης;
β) Ποια η τιμή της K_c της ισορροπίας στους 500 K;
γ) Σε άλλο δοχείο όγκου 1 L εισάγουμε 1 mol CH_3OH και 6,75 mol CO, στους 500 K. Πόσα mol H_2 πρέπει να εισάγουμε ταυτόχρονα στο δοχείο, ώστε το σύστημα να είναι σε ισορροπία, δηλαδή να μην εξελιχθεί αντίδραση;

5.33. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου εισάγουμε 0,3 mol CO_2 και 0,3 mol H_2 και αποκαθίσταται η ισορροπία,

$$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$$

στην οποία βρέθηκαν 0,1 mol $H_2O(g)$.
α) Να υπολογιστεί η τιμή της σταθεράς K_c στη θερμοκρασία του πειράματος.
β) Σε άλλο κενό δοχείο στην ίδια θερμοκρασία εισάγουμε 0,6 mol CO και 0,6 mol $H_2O(g)$. Πόσα mol από κάθε συστατικό θα υπάρχει όταν αποκατασταθεί η ισορροπία;

5.34. Σε δοχείο όγκου 1 L εισάγονται 1 mol $H_2(g)$ και 1 mol $I_2(g)$, οπότε στους θ^oC αποκαθίσταται η ισορροπία που περιγράφεται από την εξίσωση:

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

α) Αν στην ισορροπία βρέθηκαν 1,6 mol HI(g), i. ποια η απόδοση της αντίδρασης, και ii. ποια η τιμή της σταθεράς K_c στους θ^oC;
β) Σε άλλο δοχείο όγκου 2 L εισάγονται 1 mol $H_2(g)$ και 1 mol $I_2(g)$ στους θ^oC. Ποια θα είναι η απόδοση της αντίδρασης στην περίπτωση αυτή;
γ) Σε τρίτο δοχείο όγκου V εισάγονται 2 mol HI(g) στους θ^oC. Ποιες οι ποσότητες του $H_2(g)$, του $I_2(g)$ και του HI(g) στη Χ.Ι.;

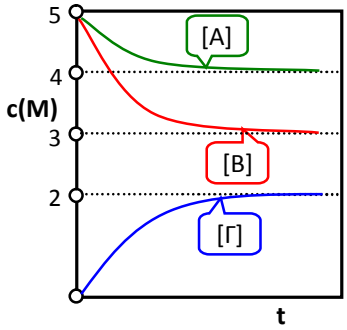
5.35. Σε δοχείο όγκου 1 L εισάγουμε ποσότητες από τα αέρια SO_2 και NO_2 στους θ^oC και αποκαθίσταται η ισορροπία, $SO_2(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) + NO(g)$, στην οποία συνυπάρχουν 0,2 mol SO_2, 0,2 mol NO_2, 0,8 mol SO_3 και 0,8 mol NO.
α) Ποιες οι αρχικές ποσότητες των αερίων SO_2 και NO_2;
β) Ποια η τιμή της σταθεράς K_c στους θ^oC;
γ) Σε άλλο δοχείο όγκου V εισάγουμε ισομοριακές ποσότητες SO_3 και NO, οπότε αποκαθίσταται ισορροπία στην οποία προσδιορίστηκαν 1,6 mol NO στους θ^oC. Ποιες ήταν οι αρχικές ποσότητες των SO_3 και NO;

5.36. Σε δοχείο Δ_1 όγκου 8 L περιέχονται 0,4 mol $COCl_2$ καθώς και ισομοριακές ποσότητες CO και Cl_2 σε κατάσταση ισορροπίας, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$$

Η θερμοκρασία του μίγματος είναι ίση με 727^oC και η πίεση στο δοχείο ίση με 8,2 atm.
α) Ποιες οι ποσότητες (σε mol) του CO και του Cl_2 στη χημική ισορροπία;
β) Ποια η τιμή της σταθεράς K_c στους 727^oC;
γ) Σε ένα άλλο δοχείο όγκου V_2 βρίσκονται κατάσταση Χ.Ι. 0,2 mol $COCl_2$, 0,1 mol CO και 0,1 mol Cl_2 στους 727^oC. Να υπολογιστεί ο όγκος V_2 του δοχείου.
R = 0,082 L·atm/mol·K.

5.37. Σε δοχείο όγκου 2 L και σε σταθερή θερμοκρασία έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $\alpha A(g) + \beta B(g) \rightleftharpoons \gamma\Gamma(g)$. Οι συγκεντρώσεις των τριών αερίων σε συνάρτηση με το χρόνο, από την έναρξη της αντίδρασης μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας απεικονίζεται στο διάγραμμα που ακολουθεί.



α) Να προσδιορίσετε τους συντελεστές α, β και γ για τις ενώσεις Α, Β και Γ της παραπάνω ισορροπίας.
β) Ποιες ενώσεις είχαν εισαχθεί αρχικά στο δοχείο και πόσα mol από την κάθε μία;
γ) Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης που πραγματοποιήθηκε, καθώς και την τιμή της σταθεράς K_c της ισορροπίας.

5.38. Σε δοχείο σταθερού όγκου βρίσκονται σε χημική ισορροπία 0,5 mol H_2, 0,5 mol I_2 και 2 mol HI, στους θ_1^oC, σύμφωνα με την εξίσωση: $2HI(g) \rightleftharpoons I_2(g) + H_2(g)$. Αυξάνουμε τη θερμοκρασία στους θ_2^oC, οπότε μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας στο δοχείο προσδιορίζονται 2,25 mol HI.
α) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς K_c για την ισορροπία στους θ_1^oC.
β) Να εξηγήσετε προς ποια κατεύθυνση μετατοπίστηκε η ισορροπία με την αύξηση της θερμοκρασίας.
γ) Να εξετάσετε αν η αντίδραση σχηματισμού του HI από τα συστατικά του στοιχεία είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

5.39. Αέριο μίγμα όγκου 89,6 L σε STP, αποτελείται από N_2 και H_2 με αναλογία mol 1:3, αντίστοιχα. Το μίγμα εισάγεται σε δοχείο όγκου 3 L στους θ^oC. Μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας, $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$, η περιεκτικότητα σε NH_3 βρέθηκε ίση με 60% v/v.
α) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς K_c της ισορροπίας, καθώς και την απόδοση της αντίδρασης στους θ^oC.
β) Αν η αντίδραση σχηματισμού της NH_3 από τα συστατικά της στοιχεία είναι εξώθερμη, να εξετάσετε αν θα μεταβληθεί και πώς (αν θα αυξηθεί ή αν θα ελαττωθεί) η σταθερά K_c της ισορροπίας με την αύξηση της θερμοκρασίας του συστήματος.

5.40. Δίνεται η ισορροπία: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$.
α) Σε κλειστό δοχείο που βρίσκεται στους θ^oC συνυπάρχουν σε ισορροπία 1 mol N_2, 1 mol O_2 και 2 mol NO. Να υπολογιστεί η τιμή της σταθεράς K_c στη θερμοκρασία του πειράματος.
β) Σε άλλο δοχείο στην ίδια θερμοκρασία θ^oC εισάγονται 4 mol NO. Ποιες ποσότητες από τα τρία αέρια θα συνυπάρχουν όταν αποκατασταθεί ισορροπία;
γ) Σε τρίτο δοχείο, που βρίσκεται σε θερμοκρασία θ^oC, συνυπάρχουν 2 mol N_2, 2 mol O_2 και 2 mol NO. Να δείξετε ότι το σύστημα αυτό δεν βρίσκεται σε ισορροπία.

5.41. Σε κλειστό και κενό δοχείο όγκου 20 L εισάγονται ποσότητα αερίου CO_2 και περίσσεια C(s), που αντιδρούν σύμφωνα με την εξίσωση: $CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2CO(g)$. Μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας περιέχονται στο δοχείο 1 mol CO_2 και 2 mol CO. Όλες οι μεταβολές θεωρείται ότι γίνονται σε σταθερή θερμοκρασία.
Να υπολογίσετε:
α) Την αρχική ποσότητα του αερίου CO_2 σε mol και την απόδοση της αντίδρασης.
β) Την τιμή της σταθεράς χημικής ισορροπίας K_c της αντίδρασης.

5.42. Σε δοχείο όγκου V = 10 L εισάγονται 0,3 mol SO_2, 0,4 mol NO_2, 0,1 mol SO_3 και 0,4 mol NO. Το δοχείο θερμαίνεται στους 727°C και αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$SO_2(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g) + NO(g).$$

Στη θέση χημικής ισορροπίας βρέθηκε ότι η ποσότητα του $SO_2(g)$ είναι 0,1 mol. Να υπολογίσετε:
α) Τις συγκεντρώσεις των αερίων στην ισορροπία.
β) Την τιμή της σταθεράς ισορροπίας K_c.
γ) Την ολική πίεση του αερίου μίγματος στην ισορροπία. Δίνεται R = 0,082 L·atm/mol·K.

5.43. Σε δοχείο όγκου V_1 περιέχονται σε ισορροπία 0,1 mol ένωσης Α, 0,2 mol ένωσης Β, 0,2 mol ένωσης Γ και 0,8 mol ένωσης Δ σε ολική πίεση P atm, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$A(g) + xB(g) \rightleftharpoons 2Γ(g) + Δ(g)$$

Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, διπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου, οπότε η πίεση γίνεται τελικά ίση με P/2 atm.
α) Να προσδιορίστε την τιμή του συντελεστή x στην παραπάνω εξίσωση.
β) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς K_c.
γ) Σε ένα άλλο δοχείο όγκου V_2 εισάγουμε 0,3 mol Α, 0,6 mol Β, 0,6 mol Γ και 0,3 mol Δ στην ίδια με την παραπάνω θερμοκρασία. Να εξηγήσετε γιατί το σύστημα αρχικά δεν βρίσκεται σε ισορροπία.

ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ Χ.Ι.

5.44. Σε κλειστό δοχείο βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας 1 mol CO_2, 1 mol H_2, 2 mol CO και 2 mol υδρατμών στους θ°C, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g).$$

α) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς K_c στους θ°C.
β) Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, προσθέτουμε επιπλέον στο δοχείο της ισορροπίας 3 mol CO_2 και 3 mol H_2. Να υπολογίσετε τη σύσταση του μίγματος στη νέα ισορροπία που θα αποκατασταθεί.

5.45. Σε δοχείο όγκου V_1 = 4 L έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία, $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$, στην οποία συνυπάρχουν 2 mol NO_2 και 5 mol N_2O_4.
α) Να υπολογίσετε την τιμή της K_c στη θερμοκρασία του πειράματος.
β) Μεταβάλλουμε τον όγκο του δοχείου σε V_2 (L) υπό σταθερή θερμοκρασία και αποκαθίσταται νέα Χ.Ι., στην οποία συνυπάρχουν ισομοριακές ποσότητες NO_2 και N_2O_4.
i. Να εξηγήσετε το είδος της μεταβολής του όγκου (αύξηση ή μείωση). ii. Να υπολογίσετε τον όγκο V_2.

5.46. Σε δοχείο εισάγονται 2 mol $H_2(g)$ και 2 mol $I_2(g)$. Το μίγμα θερμαίνεται στους $θ_1$°C και αποκαθίσταται η ισορροπία: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI$, ΔH = 51,8 kJ, για την οποία ισχύει: K_c = 64.
α) Ποιες οι ποσότητες (σε mol) των τριών αερίων στην ισορροπία;
β) Η θερμοκρασία μειώνεται στους $θ_2$°C, οπότε αποκαθίσταται με την πάροδο του χρόνου νέα χημική ισορροπία.
i. Προς ποια κατεύθυνση εξελίχθηκε αντίδραση με τη μείωση της θερμοκρασίας;
ii. Να εξηγήσετε πως θα μεταβληθεί η σταθερά K_c και πως η ολική πίεση στο δοχείο.
γ) Αν στη νέα θερμοκρασία η σταθερά K_c έχει τιμή ίση με 36, ποιες οι ποσότητες των τριών αερίων στη νέα ισορροπία;

5.47 Για την ισορροπία: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, η σταθερά K_c έχει τιμή ίση με 4 στους 400°C. Σε δοχείο όγκου 2 L εισάγουμε 1 mol H_2 και 1 mol I_2 στους 400°C.
α) Να υπολογιστεί η ποσότητα σε mol κάθε αερίου στην κατάσταση ισορροπίας.
β) Να αποδοθεί γραφικά η συγκέντρωση του HI σε συνάρτηση με το χρόνο. Για την αποκατάσταση της ισορροπίας χρειάστηκαν 0,2 min.
γ) Στο μίγμα ισορροπίας προσθέτουμε επιπλέον 1,2 mol HI υπό σταθερή θερμοκρασία. Ποιος ο αριθμός mol κάθε αερίου στο δοχείο μετά την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας;

5.48. Σε δοχείο όγκου V = 2 L εισάγονται 35,2 g CO_2 και 4 g H_2. Το μίγμα θερμαίνεται στους θ°C και αποκαθίσταται η ισορροπία, $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$, στην οποία η συγκέντρωση των υδρατμών βρέθηκε ίση με 0,2 M.
α) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς K_c, καθώς και την απόδοση της αντίδρασης.
β) Πόσα mol CO_2 πρέπει να προσθέσουμε επιπλέον στο δοχείο, υπό σταθερή θερμοκρασία, ώστε η συγκέντρωση των υδρατμών να γίνει ίση με 0,5 M;

5.49. Σε δοχείο σταθερού όγκου σε ορισμένη θερμοκρασία θ°C εισάγονται ισομοριακές ποσότητες από τα αέρια Α και Β και αποκαθίσταται η ισορροπία: $A(g) + B(g) \rightleftharpoons 2Γ(g)$. Παρατηρούμε ότι στην κατάσταση της ισορροπίας έχει παραμείνει, χωρίς να αντιδράσει, το 50% της αρχικής ποσότητας του Α.
α) Ποια η τιμή της σταθεράς K_c της παραπάνω ισορροπίας στους θ °C;
β) Αν αναμιγνύαμε αρχικά τα σώματα Α και Β με αναλογία mol 4:1, αντίστοιχα, ποια θα ήταν η απόδοση της αντίδρασης στην ίδια θερμοκρασία;
γ) Με ποια αναλογία mol πρέπει να αναμίξουμε τα Α και Β, ώστε η απόδοση της αντίδρασης να είναι 75%;

5.50. Σε δοχείο όγκου 10 L περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 14 g CO, 9 g H_2O καθώς και ισομοριακές ποσότητες CO_2 και H_2, στους θ°C, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g),$$

Η σταθερά της παραπάνω ισορροπίας έχει τιμή $K_c = 4$, στους θ°C.

α) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του CO_2 στο μίγμα ισορροπίας.

β) Διπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου υπό σταθερή θερμοκρασία. Να υπολογίσετε τη νέα συγκέντρωση του CO_2.

γ) Ποια μάζα υδρατμών πρέπει να προσθέσουμε στο δοχείο των 20 L με σταθερή τη θερμοκρασία, ώστε η συγκέντρωση του CO_2 να γίνει ίση με 0,06 M;

5.51. Για την αντίδραση που περιγράφεται από την εξίσωση, $SO_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons SO_2Cl_2(g)$, ισχύει $K_c = 64$ στους θ°C.

α) 0,1 mol $SO_2(g)$, 0,1 mol $Cl_2(g)$ και 0,64 mol $SO_2Cl_2(g)$ συνυπάρχουν σε ισορροπία στους θ°C. Ποιος ο όγκος του δοχείου;

β) Πόσα mol SO_2Cl_2 πρέπει να προσθέσουμε στη παραπάνω ισορροπία, υπό σταθερό όγκο και υπό σταθερή θερμοκρασία, ώστε στη νέα ισορροπία να υπάρχουν 0,2 mol SO_2;

γ) Μεταβάλλουμε τον όγκο της αρχικής ισορροπίας υπό σταθερή θερμοκρασία και ταυτόχρονα εισάγουμε 0,1 mol $SO_2(g)$. Παρατηρούμε ότι η ποσότητα του $SO_2Cl_2(g)$ παραμένει 0,64 mol. Ποιος ο όγκος του δοχείου στην περίπτωση αυτή;

5.52. Σε δοχείο σταθερού όγκου 10 L εισάγονται 3 mol PCl_5 στους 227°C οπότε μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας: $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$, στο δοχείο περιέχονται 71 g Cl_2.

α) Να υπολογίσετε: i. Την τιμή της σταθεράς ισορροπίας K_c καθώς και την απόδοση της αντίδρασης. ii. Την ολική πίεση των αερίων στην κατάσταση ισορροπίας.

β) Στο μίγμα ισορροπίας προσθέτουμε ποσότητα Cl_2, υπό σταθερή θερμοκρασία και μετά την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας η πίεση του συστήματος βρέθηκε ίση με 20,5 atm. Να υπολογίσετε τον αριθμό mol του Cl_2 που προσθέσαμε στο δοχείο. R = 0,082 L·atm/mol·K.

5.53. Σε δοχείο όγκου V = 1 L εισάγονται 2 mol N_2O_4 και 2 mol NO_2 στους θ°C. Παρατηρείται ότι οι ποσότητες των δύο αερίων δε μεταβάλλονται με την πάροδο του χρόνου.

α) Να υπολογιστεί η τιμή της σταθεράς K_c της ισορροπίας:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

β) Τη χρονική στιγμή t_1 τριπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία, οπότε τη χρονική στιγμή t_2 αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία. Ποιες ποσότητες από τα δύο αέρια περιέχονται τότε στο δοχείο;

γ) Να παραστήσετε σε κοινό διάγραμμα τις συγκεντρώσεις των δύο αερίων σε συνάρτηση με το χρόνο για το χρονικό διάστημα 0-t_2.

5.54. Σε δοχείο όγκου 10 L εισάγονται 6 mol SO_3 και 3 mol NO και το μίγμα θερμαίνεται σε θερμοκρασία T, οπότε με την πάροδο του χρόνου αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:

$$SO_3(g) + NO(g) \rightleftharpoons SO_2(g) + NO_2(g)$$

Στην κατάσταση της ισορροπίας η συγκέντρωση του NO_2 στο δοχείο προσδιορίστηκε ίση με 0,2 M.

α) Να υπολογίσετε: i. την απόδοση της αντίδρασης (με τη μορφή κλάσματος) και ii. την τιμή της σταθεράς ισορροπίας K_c στη θερμοκρασία T.

β) Πόσα mol NO πρέπει να προσθέσουμε επιπλέον στο μίγμα της ισορροπίας, υπό σταθερή θερμοκρασία T, ώστε στη νέα ισορροπία η ποσότητα του NO_2 να γίνει ίση με 0,3 M;

γ) Στην αρχική χημική ισορροπία, υποδιπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία. Ποιες θα είναι οι νέες συγκεντρώσεις των 4 συστατικών της ισορροπίας; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

5.55. Σε δοχείο 1 L εισάγουμε 0,3 mol $N_2O_4(g)$ στους θ_1°C και αποκαθίσταται η ισορροπία: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, στην οποία βρέθηκαν 0,2 mol NO_2.

α) Να προσδιοριστεί η τιμή της K_c της παραπάνω ισορροπίας στους θ_1°C.

β) Σε άλλο δοχείο όγκου V εισάγονται 0,3 mol NO_2 και αποκαθίσταται η παραπάνω χημική ισορροπία στους θ_1°C, στην οποία βρέθηκαν 0,1 mol NO_2. Ποιος ο όγκος του δοχείου;

γ) Σε τρίτο δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί η παραπάνω ισορροπία στους θ_1°C, στην οποία συνυπάρχουν 0,4 mol N_2O_4 και 0,1 mol NO_2. Αυξάνουμε τη θερμοκρασία του συστήματος σε θερμοκρασία θ_2°C και στη νέα χημική ισορροπία οι ποσότητες (σε mol) του NO_2 και του N_2O_4 είναι ίσες μεταξύ τους. i. Να εκτιμηθεί αν η αντίδραση διάσπασης του N_2O_4 είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη. ii. Να προσδιοριστεί η τιμή της K_c της ισορροπίας στους θ_2°C.

5.56. Σε κλειστό δοχείο εφοδιασμένο με έμβολο συνυπάρχουν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας, σε θερμοκρασία T_1, 4 mol $N_2O_4(g)$ και 4 mol $NO_2(g)$, σύμφωνα με την εξίσωση: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$.

Η ολική πίεση στο δοχείο είναι P_1. Ο όγκος του δοχείου τριπλασιάζεται, υπό σταθερή θερμοκρασία, οπότε σταδιακά αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία στην οποία η πίεση είναι ίση με P_2.

α) Να υπολογιστούν οι ποσότητες σε mol των δύο αερίων στη νέα χημική ισορροπία.

β) Να υπολογιστούν ο λόγος των ολικών πιέσεων P_1/P_2 στις δύο ισορροπίες.

γ) Το δοχείο που περιέχει το μίγμα της νέας χημικής ισορροπίας (όταν η πίεση είναι P_2) ψύχεται σε θερμοκρασία $T_2 < T_1$, υπό σταθερό όγκο, και το σύστημα καταλήγει σε τελική χημική ισορροπία, στην οποία η ποσότητα του N_2O_4 είναι ίση με 5 mol. Να εκτιμήσετε αν η αντίδραση διάσπασης του N_2O_4 σε NO_2 είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

δ) Να υπολογίσετε το λόγο των σταθερών ισορροπίας στη θερμοκρασία T_1 και στη θερμοκρασία T_2.

5.57. Σε δοχείο (Δ1) όγκου 2 L εισάγουμε αρχικά 1 mol N_2 και 2,5 mol H_2 στους θ^oC και αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Η απόδοση της αντίδρασης βρέθηκε ίση με 60%.
α) Ποια η τιμή της σταθεράς K_c στους θ^oC;
Σε άλλο δοχείο (Δ2) όγκου 1 L στους θ^oC, εισάγουμε α mol N_2 και β mol H_2. Σε κάποια χρονική στιγμή t_1 στο δοχείο βρέθηκαν 2 mol N_2, 5 mol H_2 και 6 mol NH_3. Σε κάποια επόμενη χρονική στιγμή t_2 στο δοχείο βρέθηκαν 1 mol N_2, 2 mol H_2 και 8 mol NH_3.
β) Να υπολογίσετε τις αρχικές ποσότητες α και β mol.
γ) Να αποδείξετε ότι τη χρονική στιγμή t_1 δεν έχουμε χημική ισορροπία. Στην ίδια χρονική στιγμή t_1, ποια η σχέση της ταχύτητας της αντίδρασης σχηματισμού της NH_3 (υ_1) και της ταχύτητας της αντίδρασης διάσπασης της NH_3 (υ_2); Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
δ) Να αποδείξετε ότι τη χρονική στιγμή t_2 έχει αποκατασταθεί χημική ισορροπία.
ε) Στην κατάσταση ισορροπίας στο δοχείο Δ2 αυξάνουμε τη θερμοκρασία και αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία στην οποία προσδιορίστηκαν 1,2 mol N_2. Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση σύνθεσης της NH_3 ως εξώθερμη ή ενδόθερμη.

5.58. 18 g CH_3COOH και 13,8 g CH_3CH_2OH φέρονται προς αντίδραση, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$CH_3COOH(\ell) + CH_3CH_2OH(\ell) \rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_3(\ell) + H_2O(\ell)\ ,\ K_c = 4$$

α) Να υπολογιστεί η απόδοση της αντίδρασης.
β) Πόσα g CH_3COOH πρέπει να προστεθούν επιπλέον στην φιάλη της παραπάνω ισορροπίας, ώστε να σχηματιστούν συνολικά 0,25 mol εστέρα;
γ) 0,2 mol CH_3COOH και x mol CH_3CH_2OH φέρονται προς αντίδραση σε άλλη φιάλη και αποκαθίσταται η παραπάνω χημική ισορροπία στην οποία σχηματίζεται εστέρας με απόδοση 80%. Ποια η τιμή του x;

5.59. Σε δοχείο σταθερού όγκου 10 L εισάγονται 4 mol H_2 και 4 mol I_2 στους θ^oC. Μετά την πάροδο 20 min αποκαθίσταται η ισορροπία: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, για την οποία ισχύει: $K_c = 4$, στους θ^oC.
α) Να υπολογίσετε την ποσότητα (σε mol) όλων των αερίων της ισορροπίας.
β) Να υπολογίσετε την ταχύτητα της αντίδρασης από την έναρξη της μέχρι να αποκατασταθεί η ισορροπία.
γ) Αφαιρούμε από το μίγμα ισορροπίας ποσότητα HI ίση με x mol, οπότε στο δοχείο, μετά από ορισμένο χρονικό διάστημα, αποκαθίσταται νέα ισορροπία, στην ίδια θερμοκρασία θ^oC. Η ποσότητα του HI που αφαιρέθηκε διαλύεται πλήρως σε νερό και σχηματίζει διάλυμα (Δ) όγκου 3 L. Ποσότητα από το διάλυμα (Δ) όγκου 50 mL απαιτεί για την εξουδετέρωση 25 mL διαλύματος NaOH 2 M. Να υπολογίσετε την ποσότητα (x mol) του HI που αφαιρέθηκε από το δοχείο της ισορροπίας και να προσδιορίσετε τη σύσταση του μίγματος στη νέα ισορροπία.

ΣΥΝΔΥΑΣΤΙΚΑ ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

5.60. Σε δοχείο 10 L που βρίσκεται υπό σταθερή θερμοκρασία T_1, εισάγονται 0,6 mol A(g) και 0,6 mol B(g) και πραγματοποιείται η αντίδραση:

$$2A(g) + B(g) \rightleftharpoons 2\Gamma(g)\ ,\ \Delta H = -200\ kJ$$

Η ισορροπία αποκαθίσταται μετά από χρόνο t = 2 min από την έναρξη της αντίδρασης και τότε ισχύει: [Γ] = 0,04 M.
α) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης καθώς και τη μέση ταχύτητα σχηματισμού του Γ(g) από την έναρξη της αντίδρασης (t = 0) μέχρι την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας. Ποια η ταχύτητα της αντίδρασης για t = 2 min; Όλες οι ταχύτητες να υπολογιστούν σε $M \cdot min^{-1}$.
β) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς K_c της παραπάνω ισορροπίας.
γ) Να εξηγήσετε πως θα μεταβληθεί η θέση της παραπάνω ισορροπίας καθώς και η τιμή της σταθεράς K_c με μείωση της θερμοκρασίας σε T_2 ($T_2 < T_1$).

5.61. Σε κενό δοχείο όγκου 10 L εισάγονται 0,6 mol SO_2 και 0,6 mol O_2 και πραγματοποιείται η αντίδραση, υπό σταθερή θερμοκρασία:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$

Η ισορροπία αποκαθίσταται μετά από t = 2 min από την έναρξη της αντίδρασης και τότε ισχύει: $[SO_3] = 0,04$ M.
α) Να υπολογίσετε: i. Τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης, καθώς και τη μέση ταχύτητα σχηματισμού του $SO_3(g)$ από την έναρξη της αντίδρασης (t = 0) μέχρι την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας. ii. Την απόδοση της αντίδρασης.
β) Η αρχική ποσότητα $SO_2(g)$ (0,6 mol) προέκυψε από αντίδραση στερεού S με πυκνό και θερμό υδατικό διάλυμα H_2SO_4, σύμφωνα με την εξίσωση (χωρίς συντελεστές):

$$S + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + H_2O$$

Να συμπληρώσετε την αντίδραση με τους κατάλληλους συντελεστές και να υπολογίσετε την απαιτούμενη μάζα του θείου για την παραγωγή των 0,6 mol $SO_2(g)$.

5.62. Σε δοχείο όγκου V = 10 L εισάγουμε 3 mol N_2 και 6 mol H_2, στους θ^oC, οπότε και αποκαθίσταται η ισορροπία που περιγράφεται από την εξίσωση:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)\ ,\ \Delta H = -90\ kJ$$

Η απόδοση της αντίδρασης βρέθηκε ίση με 20%.
α) Να προσδιοριστούν τα mol όλων των σωμάτων στην ισορροπία, καθώς και η τιμή της σταθεράς K_c στους θ^oC. Πως επηρεάζεται η τιμή της σταθεράς K_c με την αύξηση της θερμοκρασίας; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
β) Όλη η ποσότητα της NH_3 που έχει παραχθεί στην παραπάνω ισορροπία διαλύεται σε νερό και προκύπτει διάλυμα Α όγκου 5 L. Σε 4 L του διαλύματος Α διαβιβάζουμε 3,36 L αερίου Cl_2 (σε STP), οπότε διεξάγεται η αντίδραση, που περιγράφεται από την εξίσωση (χωρίς συντελεστές):

$$NH_3 + Cl_2 \rightarrow N_2 + NH_4Cl$$

i. Να εξηγήσετε αν η παραπάνω αντίδραση είναι οξειδοαναγωγική ή όχι και να εισάγετε τους κατάλληλους συντελεστές (μικρότεροι δυνατοί ακέραιοι αριθμοί).
ii. Ποιος ο όγκος του παραγόμενου αερίου προϊόντος (σε STP) από την αντίδραση αυτή;

5.63. Το πυκνό διάλυμα H_2SO_4 αντιδρά με KBr και προκύπτουν SO_2, Br_2, K_2SO_4 και νερό.
α) Να γράψετε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης με τους κατάλληλους συντελεστές και να σημειώσετε ποιο στοιχείο οξειδώνεται και ποιο στοιχείο ανάγεται.
β) Να υπολογίσετε τη μάζα του KBr που πρέπει να αντιδράσει, ώστε να προκύψουν 64 g Br_2 σύμφωνα με την παραπάνω αντίδραση.
γ) Η ποσότητα του Br_2 (64 g) εισάγεται με ισομοριακή ποσότητα H_2 σε δοχείο σταθερού όγκου, που βρίσκεται σε περιβάλλον θερμοκρασίας T_1. Με την πάροδο του χρόνου αποκαθίσταται η ισορροπία,

$$H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g) \ , \ \Delta H < 0$$

για την οποία ισχύει: $K_c(T_1) = 36$. Να υπολογιστούν τα mol και των τριών συστατικών στην ισορροπία.
δ) Αυξάνουμε τη θερμοκρασία στο δοχείο σε $T_2 > T_1$. i. Να εξηγήσετε αν η ποσότητα του HBr θα μεταβληθεί και πως. ii. Αν στη νέα θερμοκρασία, $K_c(T_2) = 4$, να υπολογίσετε τις ποσότητες (σε mol) των τριών αερίων στη νέα ισορροπία.

5.64. Σε δοχείο σταθερού όγκου 0,1 L εισάγονται 0,4 mol $COCl_2$, οπότε πραγματοποιείται η διάσπαση του $COCl_2$, σύμφωνα με την εξίσωση: $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$.
α) Αν στην ισορροπία εμφανίζεται ισομοριακό μίγμα των 3 αερίων, να προσδιοριστεί η απόδοση της διάσπασης καθώς και η τιμή της σταθεράς (K_c) της ισορροπίας.
β) Πόσα mol $COCl_2(g)$, πρέπει να προσθέσουμε επιπλέον στη κατάσταση ισορροπίας, υπό σταθερή θερμοκρασία, ώστε στη νέα ισορροπία να υπάρχουν 0,3 mol CO;
γ) Η ποσότητα CO που σχηματίστηκε στην αρχική ισορροπία διοχετεύεται σε 100 mL διαλύματος $KMnO_4$ 1 M, παρουσία H_2SO_4. Να προσδιορίσετε αν αποχρωματίζεται ή όχι το διάλυμα $KMnO_4$.
δ) Η ποσότητα του CO_2 που παράγεται στην παραπάνω αντίδραση αναμειγνύεται με ισομοριακή ποσότητα C(s) σε δοχείο όγκου 82 L. Το σύστημα θερμαίνεται στους 1000 K και αποκαθίσταται η ισορροπία: $2CO(g) \rightleftharpoons C(s) + CO_2(g)$. Αν η πίεση στο δοχείο μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας είναι 0,3 atm, να προσδιοριστεί η τιμή της σταθεράς της χημικής ισορροπίας (K_c). $R = 0{,}082\ L\cdot atm\cdot(mol\cdot K)^{-1}$.

5.65. Ποσότητα KCl αντιδρά πλήρως με 500 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ οξινισμένου με H_2SO_4, σύμφωνα με την εξίσωση (χωρίς συντελεστές):

$$KCl + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cl_2 + A + B + H_2O$$

α) Να συμπληρώσετε την εξίσωση με τα σώματα που λείπουν καθώς και με τους κατάλληλους συντελεστές (μικρότεροι δυνατοί ακέραιοι αριθμοί).
β) Η παραπάνω αντίδραση έχει ως αποτέλεσμα την παραγωγή 6,72 L αερίου Cl_2, μετρημένα σε STP. Να υπολογίσετε την συγκέντρωση του διαλύματος $K_2Cr_2O_7$.
γ) Όλη η παραγόμενη ποσότητα του Cl_2 από την παραπάνω ισορροπία (6,72 L, σε STP) διαβιβάζεται μαζί με ισομοριακή ποσότητα H_2 σε δοχείο σταθερού όγκου 1 L (χρονική στιγμή t = 0), οπότε την χρονική στιγμή t_1 αποκαθίσταται η ισορροπία: $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$, για την οποία ισχύει $K_c = 0{,}25$ στους $\theta_1\,^oC$. Να υπολογίσετε την απόδοση της παραπάνω αντίδρασης.
δ) Το μείγμα ισορροπίας θερμαίνεται σε θερμοκρασία $\theta_2\,^oC$ ($\theta_2 > \theta_1$), οπότε την χρονική στιγμή t_2 αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία στην οποία η ποσότητα του HCl είναι 0,1 mol. Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς ισορροπίας στους $\theta_2\,^oC$ και να εξηγήσετε αν η αντίδραση με κατεύθυνση προς τα δεξιά είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

ΜΙΑ ΕΙΔΙΚΗ ΑΣΚΗΣΗ

5.66. Σε δοχείο όγκου 1 L εισάγουμε 0,2 mol PCl_5 και 0,2 mol $COCl_2$. Με θέρμανση του μίγματος στους $\theta\,^oC$, αποκαθίστανται οι ισορροπίες (1) και (2) που ακολουθούν.

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g) \ , \ K_{c1} = 0{,}15 \ (1)$$

$$COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g) \ (2)$$

Αν μετά την αποκατάσταση και των δύο ισορροπιών η συγκέντρωση του Cl_2 είναι ίση με 0,15 M, να υπολογίσετε:
α) Το ποσοστό διάσπασης του $COCl_2$.
β) Τη σταθερά K_{c2} της ισορροπίας (2).

ΦΥΛΛΑΔΙΟ ΕΡΓΑΣΙΑΣ 5

Στις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής 1-4, να σημειώσετε απλά τη σωστή απάντηση.

1. Δίνεται η ισορροπία: $CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2CO(g)$. Η σωστή έκφραση για τη σταθερά ισορροπίας (K_c) είναι:
Α) $K_c = [CO] / [CO_2]$
Β) $K_c = [CO]^2 / [CO_2]\cdot[C]$
Γ) $K_c = [CO_2]\cdot[C] / [CO]^2$
Δ) $K_c = [CO]^2 / [CO_2]$ ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ 2016

2. Δίνονται οι εξής ισορροπίες:

$$\frac{1}{2}N_2O_4(g) \rightleftharpoons NO_2(g) \qquad K_{c1} = x$$

$$\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons NO_2(g) \qquad K_{c2} = y$$

Για την ισορροπία, $N_2(g) + 2O_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$, η τιμή της σταθεράς ισορροπίας της (K_c) δίνεται από την έκφραση:
Α) $K_c = y/x$ Β) $K_c = y^2/x^2$
Γ) $K_c = x^2/y^2$ Δ) $K_c = x/y^2$

3. Δείγμα 60 g $CaCO_3(s)$ εισάγεται σε κενό δοχείο όγκου 1 L, θερμαίνεται σε θερμοκρασία T = 950 K και αποκαθίσταται η ισορροπία: $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$. Μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας η πίεση στο δοχείο είναι ίση με 0,04 atm. Αν στο ίδιο δοχείο είχαν εισαχθεί αρχικά 120 g $CaCO_3$, ποια θα ήταν η πίεση στο δοχείο, στην ίδια θερμοκρασία;
Α) 0,02 atm ≤ P < 0,04 atm Β) P = 0,04 atm
Γ) 0,04 atm < P < 0,08 atm Δ) P = 0,08 atm

4. Για την ισορροπία, $2NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g)$, ποια από τις προτάσεις που ακολουθούν **δεν** είναι σωστή;
Α) Στην ισορροπία, η ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά είναι ίση με την ταχύτητα της αντίδρασης προς τα αριστερά.
Β) Μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας οι ποσότητες των αντιδρώντων και των προϊόντων μεταβάλλονται, ενώ μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας μένουν σταθερές
Γ) Η μείωση του όγκου του συστήματος, υπό σταθερή θερμοκρασία, δεν έχει επίπτωση στη θέση της ισορροπίας
Δ) Οι ποσότητες των 3 σωμάτων της ισορροπίας εξαρτάται από τις αρχικές ποσότητες
Ε) Ο λόγος $[N_2]\cdot[O_2] / [NO]^2$ στην ισορροπία είναι ο ίδιος, ανεξάρτητα από τη θερμοκρασία

---

5. Σε δοχείο θερμοκρασίας θ°C έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$, $\Delta H < 0$. Τι θα συμβεί στην ποσότητα της NH_3 και στην K_c της αντίδρασης,
α) Όταν αυξηθεί η θερμοκρασία στο δοχείο.
β) Όταν αυξηθεί ο όγκος του δοχείου υπό σταθερή θερμοκρασία.
Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας. ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ 2016

……

……

……

……

6 Σε δοχείο βρίσκονται σε ισορροπία 0,4 mol CO_2, 1 mol H_2, 0,5 mol CO και 0,2 mol υδρατμών (H_2O), σύμφωνα με την εξίσωση: $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$.
α) Να υπολογισθεί η σταθερά ισορροπίας K_c.
β) Να υπολογισθούν τα mol των υδρατμών που πρέπει να προστεθούν στο δοχείο, ώστε στη νέα χημική ισορροπία, τα mol του CO_2 να είναι διπλάσια από τα mol του CO.

……

……

……

……

……

……

……

……

……

7. Η αμμωνία (NH_3) παρασκευάζεται σύμφωνα με την αμφίδρομη αντίδραση που περιγράφεται από τη χημική εξίσωση:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Σε δοχείο όγκου 8 L, σε θερμοκρασία θ_1, εισάγονται 5 mol N_2 και 11 mol H_2. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας διαπιστώνεται ότι η ποσότητα της αμμωνίας είναι 2 mol.

α) Να υπολογίσετε την απόδοση (με μορφή κλασματικού αριθμού) της αντίδρασης σύνθεσης της αμμωνίας.

β) Να υπολογίσετε την σταθερά χημικής ισορροπίας K_c της αντίδρασης σύνθεσης της αμμωνίας στη θερμοκρασία θ_1.

γ) Αν η θερμοκρασία του μίγματος ισορροπίας γίνει θ_2, όπου $\theta_2 > \theta_1$, τότε τα συνολικά mol του μίγματος ισορροπίας γίνονται 15. Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση σχηματισμού της αμμωνίας ως ενδόθερμη ή εξώθερμη. Να αιτιολογήσετε την απάντηση σας. ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ 2016

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

Χημική Ισορροπία

12 επαναληπτικές ασκήσεις

1. Έστω η αμφίδρομη αντίδραση: $N_2O_4(g) \underset{\upsilon_2}{\overset{\upsilon_1}{\leftrightarrow}} 2NO_2(g)$, $\Delta H > 0$

α) Σε κενό δοχείο, στους θ ^oC, εισάγεται ποσότητα N_2O_4 και διασπάται προς NO_2 με απόδοση 25 %, οπότε αποκαθίσταται χημική ισορροπία. Να σχεδιάσετε το διάγραμμα των συγκεντρώσεων και των ταχυτήτων (υ_1 και υ_2) σε συνάρτηση με το χρόνο.

β) Να εξηγήσετε πως μεταβάλλονται η τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc, οι συγκεντρώσεις του N_2O_4 και του NO_2 και η ολική πίεση στο δοχείο, αν πραγματοποιηθούν οι παρακάτω μεταβολές:

i) Αύξηση της θερμοκρασίας (V σταθερός)
ii) Προσθήκη N_2O_4 (V, T σταθερά)
iii) Αύξηση του όγκου του δοχείου (T σταθερή)
iv) Προσθήκη He (V, T σταθερά)

2. Σε κλειστό δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrow CaO(s) + CO_2(g), \quad \Delta H = 180 \text{ kJ}$$

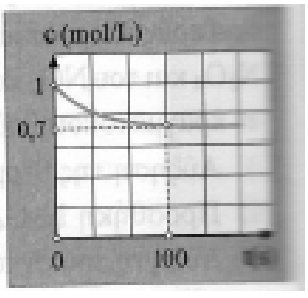
α) Πως μεταβάλλεται η τιμή της Kc αν αυξηθεί η θερμοκρασία;

β) Ποια επίδραση θα έχουν στη συγκέντρωση του CO_2 και στην πίεση στο δοχείο οι παρακάτω μεταβολές;

i) Προσθήκη μικρής ποσότητας $CaCO_3$
ii) Αύξηση της θερμοκρασίας (V σταθερός)
iii) Προσθήκη CO_2 (V, T σταθερά)
iv) Αύξηση του όγκου του δοχείου (T σταθερή)
v) Προσθήκη He (V, T σταθερά).

3. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται ποσότητα N_2O_4 και θερμαίνεται στους θ ^oC, οπότε διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$.

Το διπλανό διάγραμμα παριστάνει την μεταβολή της συγκέντρωσης ενός από τα συστατικά της αντίδρασης αυτής σε συνάρτηση με το χρόνο.



α) Σε ποιο συστατικό της ισορροπίας αναφέρεται το διάγραμμα; Να σχεδιάσετε την καμπύλη αντίδρασης για το άλλο συστατικό της ισορροπίας.

β) Ποια είναι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από την έναρξή της μέχρι να αποκατασταθεί ισορροπία;

γ) Ποια είναι η απόδοση της αντίδρασης διάσπασης και ποια η τιμή της Kc στους θ ^oC;

δ) Να εξηγήσετε ποια μεταβολή θα παρουσιάσει το διάγραμμα, αν προσθέσουμε αρχικά στο δοχείο καταλύτη.

ε) Πως μεταβάλλεται η ολική πίεση στο δοχείο κατά τη διάρκεια της αντίδρασης;

4. Σε τρία διαφορετικά δοχεία (Α, Β και Γ) που έχουν όγκο V, 2V και 3V αντίστοιχα, εισάγεται 1 mol $COCl_2$ και θερμαίνεται στους θ ^oC, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$COCl_2(g) \leftrightarrow CO(g) + Cl_2(g)$$

Να συγκρίνετε στα τρία δοχεία:

α) την τιμή της Kc, β) το βαθμό διάσπασης του $COCl_2$

γ) τον αριθμό moles του $COCl_2$ που υπάρχουν στην κατάσταση ισορροπίας.

5. Σε δοχείο όγκου V, στους θ ^oC, περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol SO_2, 2 mol O_2 και 4 mol SO_3, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2SO_3(g), \quad \Delta H = -200 \text{ kJ}$$

Η πίεση του μείγματος ισορροπίας είναι 20 atm.

α) Πως μεταβάλλεται η τιμή της Kc αν αυξηθεί η θερμοκρασία;

β) Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, προσθέτουμε στο δοχείο 1 mol O_2. Στην τελική θέση ισορροπίας ισχύουν:

i) $n_{SO_2} > 2$ mol ii) $n_{O_2} = 3$ mol

iii) 2 mol $< n_{O_2} <$ 3 mol iv) 4 mol $< n_{SO_3} <$ 6 mol

Να επιλέξετε τις σωστές απαντήσεις.

γ) Στην αρχική θέση ισορροπίας, διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, υποδιπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου. Στην τελική θέση ισορροπίαςνισχύουν:

i) $P_{ολ} = 40$ atm ii) 20 atm $< P_{ολ} <$ 40 atm

iii) $[SO_3] = 8/V$ iv) $[O_2] < 4/V$

Να επιλέξετε τις σωστές απαντήσεις.

6. Ένα δοχείο όγκου $V_1 = 2$ L περιέχει 2 mol H_2 και 2 mol I_2. Το μείγμα θερμαίνεται στους θ_1 ^oC, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2HI(g)$, της οποίας η σταθερά ισορροπίας είναι Kc = 64 στους θ_1 ^oC.

α) Να υπολογίσετε τον αριθμό moles κάθε συστατικού του μείγματος στην κατάσταση ισορροπίας.

β) Αυξάνουμε τον όγκο του δοχείου σε $V_2 = 4$ L, υπό σταθερή θερμοκρασία θ_1 ^oC. Να εξετάσετε αν θα μεταβληθεί η σύσταση του μείγματος και να υπολογίσετε τη συγκέντρωση κάθε συστατικού του.

γ) Μειώνουμε τη θερμοκρασία του συστήματος στους θ_2 ^oC, διατηρώντας τον όγκο του δοχείου σταθερό ($V_2 = 4$ L). Μετά την αποκατάσταση της νέας χημικής ισορροπίας βρέθηκαν στο δοχείο 3 mol HI.

i) Να εξετάσετε αν η αντίδραση σύνθεσης του HI από H_2 και I_2 είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

ii) Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς ισορροπίας Kc στους θ_2 ^oC.

7. Σε δοχείο σταθερού όγκου 20 L εισάγεται ισομοριακό μίγμα των αερίων Α και Β και θερμαίνεται σε σταθερή θερμοκρασία 127 ^{o}C, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$A(g) + B(g) \leftrightarrow \Gamma(g) + \Delta(g)$$

Η απόδοση της αντίδρασης είναι 60 %, ενώ το αέριο μείγμα ισορροπίας ασκεί πίεση 16,4 atm. Να υπολογίσετε:

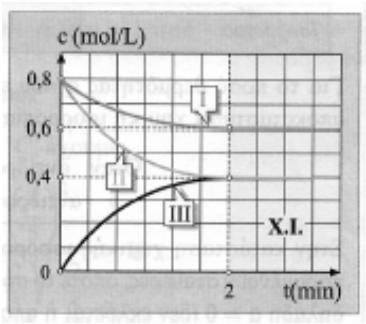
α) Την τιμή της Kc στους 127 ^{o}C.

β) Πόσα mol από το αέριο Α πρέπει να προστεθούν στο μείγμα ισορροπίας ώστε η απόδοση της αντίδρασης να γίνει 90 %.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: R = 0,082 $L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

8. Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία 400 K έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $\alpha A(g) + B(g) \leftrightarrow 2\Gamma(g)$.

Στο διπλανό διάγραμμα απεικονίζονται οι συγκεντρώσεις των ουσιών σε συνάρτηση με το χρόνο, από την έναρξη της αντίδρασης μέχρι να αποκατασταθεί χημική ισορροπία.



α) Ποια καμπύλη αντιστοιχεί στο κάθε συστατικό;

Ποιος είναι ο στοιχειομετρικός συντελεστής α στη χημική εξίσωση;

β) Να υπολογίσετε:

i) Την απόδοση της αντίδρασης.

ii) Την τιμή της Kc στους 400 K.

iii) Τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης, από την έναρξή της μέχρι να αποκατασταθεί ισορροπία.

γ) Διατηρώντας σταθερό τον όγκο του δοχείου, αυξάνεται η θερμοκρασία στους 500 K. Όταν αποκατασταθεί νέα χημική ισορροπία, η ολική πίεση στο δοχείο είναι ίση με 6,15 atm. Να εξηγήσετε αν η αντίδραση με κατεύθυνση προς τα δεξιά είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

9. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 30 L εισάγονται 200 g $CaCO_3$ και θερμαίνονται στους θ ^{o}C, οπότε διασπώνται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$CaCO_3(s) \leftrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$, $\Delta H = 180$ kJ, για την οποία η Kc στους θ ^{o}C έχει τιμή 0,05. Η κατάσταση ισορροπίας αποκαθίσταται 10 min μετά την έναρξη της αντίδρασης. Να υπολογίσετε:

α) Την απόδοση της αντίδρασης.

β) Το ποσό θερμότητας που ανταλλάσσεται με το περιβάλλον όταν το σύστημα βρίσκεται σε χημική ισορροπία.

γ) Τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης από την έναρξή της μέχρι να αποκατασταθεί ισορροπία.

10. Ισομοριακό αέριο μίγμα SO_2 και NO_2 καταλαμβάνει όγκο 44,8 L σε STP. Το μείγμα αυτό διαβιβάζεται σε δοχείο σταθερού όγκου 5 L και θερμαίνεται στους θ ^oC, οπότε μετά την πάροδο 100 s από την έναρξη της αντίδρασης αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$SO_2(g) + NO_2(g) \leftrightarrow SO_3(g) + NO(g),$$ για την οποία είναι Kc = 9 στους θ ^oC.

α) Να υπολογίσετε τη σύσταση σε mol του μίγματος ισορροπίας.

β) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης από την έναρξή της μέχρι να αποκατασταθεί ισορροπία.

γ) Να σχεδιάσετε την καμπύλη αντίδρασης για το SO_2 και το SO_3.

δ) Το αέριο μίγμα ισορροπίας θερμαίνεται στους 500 K. Στη νέα θέση ισορροπίας που αποκαθίσταται ισχύει $[SO_2] = 0,08$ M.

i) Να υπολογίσετε την τιμή της Kc στους 500 K.

ii) Να εξηγήσετε αν η αντίδραση με φορά προς τα δεξιά είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

11. 39 g Zn διαλύονται πλήρως σε αραιό διάλυμα HNO_3, σύμφωνα με τη χημική αντίδραση:

$$Zn + HNO_{3(\text{αραιό})} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO + \ldots$$

α) Να συμπληρώσετε και να ισοσταθμίσετε τη χημική εξίσωση της παραπάνω αντίδρασης.

β) Να υπολογίσετε τον όγκο του αερίου NO που ελευθερώνεται, μετρημένο σε STP.

γ) Η ποσότητα του NO που παράγεται εισάγεται σε δοχείο σταθερού όγκου 8 L που περιέχει 0,5 mol O_2. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, στους 127 ^oC, αποκαθίσταται η ισορροπία: $2NO(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$. Στην κατάσταση ισορροπίας η ολική πίεση στο δοχείο είναι ίση με 3,28 atm. Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης και την τιμή της Kc στους 127 ^oC.

Δίνονται: η σχετική ατομική μάζα (Ar) του Zn:65,

η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082$ $L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

12. Ορισμένη ποσότητα KCl απαιτεί για πλήρη οξείδωση 500 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ συγκέντρωσης 0,2 M, παρουσία H_2SO_4, σύμφωνα με τη χημική αντίδραση:

$$KCl + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cl_2 + Cr_2(SO_4)_3 + \ldots + \ldots$$

α) Να συμπληρώσετε και να ισοσταθμίσετε τη χημική εξίσωση της παραπάνω αντίδρασης.

β) Να υπολογίσετε τον αριθμό moles του αερίου Cl_2 που παράγεται από την αντίδραση.

γ) Η ποσότητα αυτή του Cl_2 διαβιβάζεται σε δοχείο σταθερού όγκου 3 L το οποίο περιέχει ορισμένη ποσότητα PCl_3, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $PCl_3(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow PCl_5(g)$, για την οποία είναι Kc = 20 στη θερμοκρασία της αντίδρασης. Αν η απόδοση της αντίδρασης είναι 50 %, να υπολογίσετε τον αριθμό moles του PCl_3 που περιέχονταν αρχικά στο δοχείο.

ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΟ ΚΡΙΤΗΡΙΟ ΑΞΙΟΛΟΓΗΣΗΣ (1)

Θέμα Α

Για τις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής Α1 - Α5 να σημειώσετε απλά τη σωστή απάντηση.

Α1. Ο ΑΟ του οξυγόνου στις ενώσεις H_2CO_3, H_2O_2, OF_2 είναι, αντίστοιχα:
Α) −2, +2 και +2
Β) –2, +1 και +1
Γ) −2, −1 και +2
Δ) +2, −1 και −2

Α2. Στις εξώθερμες αντιδράσεις ισχύει:
Α) $H_{προϊόντων} < 0$
Β) $\Delta H > 0$
Γ) $H_{προϊόντων} < H_{αντιδρώντων}$
Δ) $H_{αντιδρώντων} = -H_{προϊόντων}$

Α3. Ισομοριακές ποσότητες $N_2(g)$ και $H_2(g)$ αντιδρούν σε δοχείο σταθερού όγκου V, σύμφωνα με την εξίσωση: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$. Ποια από τις παρακάτω σχέσεις ισχύει σε κάθε χρονική στιγμή διεξαγωγής της αντίδρασης:
Α) $[N_2] = [H_2] = [NH_3]$
Β) $[N_2] \leq [H_2]$
Γ) $[N_2] \geq [H_2]$
Δ) $[H_2] > [NH_3] > [N_2]$

Α4. Η σταθερά K_c μιας χημικής ισορροπίας:
Α) μεταβάλλεται με μεταβολή της πίεσης
Β) μεταβάλλεται με μεταβολή του όγκου του δοχείου
Γ) μεταβάλλεται με μεταβολή των συγκεντρώσεων
Δ) μεταβάλλεται με μεταβολή της θερμοκρασίας
Ε) έχει σταθερή τιμή και επομένως δεν μεταβάλλεται

Α5. *Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές (Σ) ή λανθασμένες (Λ). Δεν απαιτείται αιτιολόγηση.*
α) Στην αιθανάλη ($CH_3CH=O$), ο αριθμός οξείδωσης του ατόμου C της ομάδας –CH=O είναι ίσος με +2.
β) Η ισορροπία, $Fe_3O_4(s) + 4H_2(g) \rightleftharpoons 3Fe(s) + 4H_2O(g)$, είναι ετερογενής.
γ) Σε κάθε εξώθερμη αντίδραση ισχύει $\Delta H < 0$.
δ) Κατά τη διάρκεια μιας χημικής αντίδρασης ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης ενός προϊόντος μειώνεται με την πάροδο του χρόνου.
ε) Αν σε μία αμφίδρομη αντίδραση, η αντίδραση προς τα δεξιά είναι εξώθερμη, τότε προς τα αριστερά θα είναι ενδόθερμη.

Θέμα Β

Β1. Να συμπληρωθούν οι παρακάτω αντιδράσεις οξειδοαναγωγής με τα προϊόντα και τους συντελεστές.
α) $K_2Cr_2O_7 + CO + HCl \rightarrow$
β) $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
γ) $NH_3 + CuO \rightarrow$

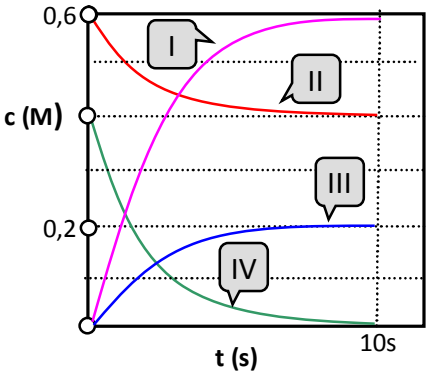
Β2. Για την αντίδραση, $2NO_2(g) \rightarrow 2NO(g) + O_2(g)$, έχουμε τα εξής δεδομένα: $\Delta H = 115$ kJ και $E_a = 264$ kJ.
α) Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση ως εξώθερμη ή ενδόθερμη.
β) Να κατασκευάσετε το ενεργειακό διάγραμμα της αντίδρασης σαν συνάρτηση της πορείας της αντίδρασης και να σημειώσετε στο διάγραμμα αυτό με κατάλληλα βέλη την ενθαλπία της αντίδρασης και την ενέργεια ενεργοποίησης.
γ) Ποια η τιμή της ενθαλπίας και ποια η τιμή της ενέργειας ενεργοποίησης για την αντίστροφη αντίδραση, $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$;
δ) Ποιος ο ορισμός της μέσης ταχύτητας για την αντίδραση, $2NO_2(g) \rightarrow 2NO(g) + O_2(g)$;

Β3. Για την ισορροπία, $2CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2CO_2(g)$, ισχύει: $K_c = 25$, στους θ^oC. Να υπολογιστούν οι τιμές των σταθερών, K_{c1} και K_{c2}, για τις παρακάτω ισορροπίες, στους θ^oC.
$2CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + O_2(g)$, K_{c1}
$CO_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$, K_{c2}

Θέμα Γ

Γ1. Στερεό μείγμα αποτελείται από δύο συστατικά, το $FeCl_2$ και το $FeCl_3$. Βρέθηκε ότι ποσότητα του μείγματος μάζας 4,52 g αποχρωματίζει το πολύ 20 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,1 M, οξινισμένου με HCl. Ποια η μάζα καθενός συστατικού στο μείγμα των 4,52 g; Σχετικές ατομικές μάζες, Fe:56, Cl:35,5.

Γ2. Στο διάγραμμα που ακολουθεί εμφανίζονται οι καμπύλες αντίδρασης για όλα τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της αντίδρασης:



$A(g) + 2B(g) \rightarrow x\Gamma(g) + \Delta(g)$
α). i. Να προσδιορίσετε την τιμή του x (συντελεστής του προϊόντος Γ).
ii. Να κατασκευάσετε τον πίνακα με τις αρχικές ποσότητες, τις ποσότητες που αντιδρούν και τις τελικές ποσότητες (ο όγκος του δοχείου της αντίδρασης είναι V = 1 L).
β) Να υπολογίσετε το μέσο ρυθμό μεταβολής των συγκεντρώσεων όλων των σωμάτων, καθώς και τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης από $t_0 = 0$ μέχρι $t_v = 10$ s.
γ) Τη χρονική στιγμή $t_1 = 1$ s η ποσότητα του συστατικού Β στο δοχείο αντίδρασης βρέθηκε ίση με 0,3 mol. Ποια η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από $t_o = 0 \rightarrow t_1 = 1$ s;

Θέμα Δ

Σε δοχείο όγκου $\sqrt{50}$ L εισάγονται α mol N_2 και β mol H_2, οπότε στους θ_1^oC αποκαθίσταται η χημική ισορροπία: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$, στην οποία οι ποσότητες και των 3 συστατικών είναι όλες από 5 mol η καθεμία.
α) Να υπολογιστεί η απόδοση της αντίδρασης καθώς και η σταθερά ισορροπίας K_c στους θ_1^oC.
Μεταβάλλουμε τον όγκο του δοχείου διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, οπότε στη νέα χημική ισορροπία βρέθηκαν 7 mol NH_3.
β) Ποιος ο όγκος του δοχείου στην περίπτωση αυτή;
γ) Σε άλλο δοχείο όγκου 6 L εισάγουμε 6,5 mol N_2 και 2,5 mol H_2 σε θερμοκρασία $\theta_2 < \theta_1$. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας βρέθηκε 1 mol NH_3.
i. Να υπολογίσετε τη σταθερά ισορροπίας της αντίδρασης στους θ_2^oC.
ii. Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση σύνθεσης της NH_3 ως εξώθερμη ή ενδόθερμη. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Θέμα Ε (προαιρετικό)

18 g CH_3COOH και 13,8 g CH_3CH_2OH φέρονται προς αντίδραση, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$CH_3COOH(\ell) + CH_3CH_2OH(\ell) \rightleftharpoons CH_3COOCH_2CH_3(\ell) + H_2O(\ell) \text{ , } K_c = 4$$

α) Να υπολογιστεί η απόδοση της αντίδρασης.
β) Πόσα g CH_3COOH πρέπει να προστεθούν επιπλέον στο δοχείο της παραπάνω ισορροπίας, ώστε να σχηματιστούν συνολικά 0,25 mol εστέρα;
γ) 0,2 mol CH_3COOH και x mol CH_3CH_2OH φέρονται προς αντίδραση σε άλλο δοχείο και αποκαθίσταται η παραπάνω χημική ισορροπία στην οποία σχηματίζεται εστέρας με απόδοση 80%. Ποια η τιμή του x;
Σχετικές ατομικές μάζες, C:12, H:1, O:16.

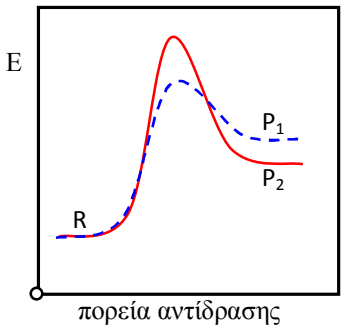
ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΟ ΚΡΙΤΗΡΙΟ ΑΞΙΟΛΟΓΗΣΗΣ (2)

Θέμα Α

Για τις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής Α1 – Α4 να σημειώσετε απλά τη σωστή απάντηση.

Α1. Κατά την αντίδραση: $3CuO + 2NH_3 \rightarrow 3Cu + N_2 + 3H_2O$:
Α) το Ν ανάγεται από +3 σε 0
Β) ο χαλκός λειτουργεί ως αναγωγικό μέσο
Γ) η αμμωνία λειτουργεί ως αναγωγικό μέσο
Δ) ο χαλκός οξειδώνεται

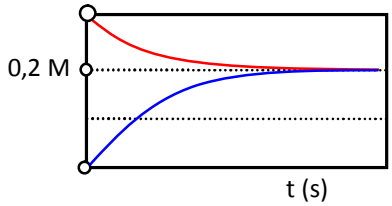
Α2. Η ουσία R μπορεί να σχηματίσει δύο προϊόντα, το P_1 και το P_2, σύμφωνα με τις εξισώσεις: $R \rightarrow P_1$ και $R \rightarrow P_2$, αντίστοιχα. Τα ενεργειακά διαγράμματα των δύο αντιδράσεων φαίνονται στο σχήμα που ακολουθεί.



Για τις δύο αυτές αντιδράσεις, ποια από τις προτάσεις που ακολουθούν είναι σωστή;
Α) Η αντίδραση $R \rightarrow P_1$ είναι λιγότερο εξώθερμη από την αντίδραση $R \rightarrow P_1$
Β) Αν ΔH_1 η ενθαλπία της αντίδρασης $R \rightarrow P_1$ και ΔH_2 η ενθαλπία της αντίδρασης $R \rightarrow P_2$ θα ισχύει: $\Delta H_1 < \Delta H_2$
Γ) Η αντίδραση $R \rightarrow P_1$ έχει μεγαλύτερη ενέργεια ενεργοποίησης από την αντίδραση $R \rightarrow P_2$
Δ) Η αντίδραση $R \rightarrow P_1$ έχει μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης από την αντίδραση $R \rightarrow P_2$

Α3. Αν ο ρυθμός σχηματισμού του $O_3(g)$ σύμφωνα με την αντίδραση, $3O_2(g) \rightarrow 2O_3(g)$ είναι ίσος με $4{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol·L^{-1}·s^{-1}, τότε ο ρυθμός κατανάλωσης του $O_2(g)$ στην ίδια αντίδραση θα είναι ίσος με:
Α) $1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol·L^{-1}·s^{-1}
Β) $2{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol·L^{-1}·s^{-1}
Γ) $4{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol·L^{-1}·s^{-1}
Δ) $6{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol·L^{-1}·s^{-1}

Α4. Σε κενό δοχείο εισάγεται ποσότητα ένωσης Α(g). Το δοχείο θερμαίνεται σε κατάλληλη θερμοκρασία, οπότε η Α(g) διασπάται προς το προϊόν Β(g). Το διάγραμμα που ακολουθεί παριστάνει τις καμπύλες αντίδρασης των ενώσεων Α και Β σε συνάρτηση με το χρόνο.



Η χημική εξίσωση της αντίδρασης που πραγματοποιήθηκε είναι:
Α) $A \rightarrow B$ Β) $A \rightleftharpoons 2B$ Γ) $2A \rightleftharpoons B$ Δ) $B \rightleftharpoons 2A$

Α5. *Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές (Σ) ή λανθασμένες (Λ). Δεν απαιτείται αιτιολόγηση.*

α) Σε μία οξειδοαναγωγική αντίδραση η συνολική μεταβολή του ΑΟ του στοιχείου που οξειδώνεται είναι ίση με τη συνολική μεταβολή του ΑΟ του στοιχείου που ανάγεται.

β) Στην αντίδραση, $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$, $\Delta H = -184$ kJ, η ενθαλπία των προϊόντων είναι μικρότερη από την ενθαλπία των αντιδρώντων.

γ) Στο τέλος μιας μονόδρομης αντίδρασης που διεξάγεται σε κλειστό δοχείο, εμφανίζονται αποκλειστικά και μόνο τα προϊόντα της.

δ) Αν σε ένα δοχείο στο οποίο έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία:

$$3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4H_2(g),$$

αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου, η συγκέντρωση του H_2 θα μειωθεί.

ε) Αν σε ένα κλειστό δοχείο σταθερού όγκου που έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία, $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$, εισάγουμε μία ποσότητα ευγενούς αερίου υπό σταθερή θερμοκρασία, η χημική ισορροπία δε μεταβάλλεται ενώ η ολική πίεση των αερίων αυξάνεται.

Θέμα Β

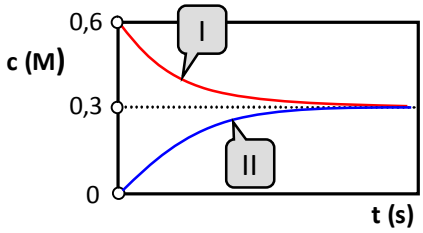
Β1. Να αντιγράψετε τις παρακάτω οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις συμπληρωμένες με τα σώματα που λείπουν (έχουν αντικατασταθεί με γράμματα) καθώς και με τους κατάλληλους συντελεστές (μικρότεροι δυνατοί ακέραιοι αριθμοί).

α) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + A$

β) $K_2Cr_2O_7 + FeCl_2 + HCl \rightarrow B + Γ + Δ + A$

Β2. Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου πραγματοποιείται, υπό σταθερή θερμοκρασία, η μονόδρομη αντίδραση:

$$2A(g) + B(g) \rightarrow 3Γ(g) + Δ(g)$$



Οι καμπύλες αντίδρασης που ακολουθούν αντιστοιχούν σε δύο από τα 4 συστατικά της.

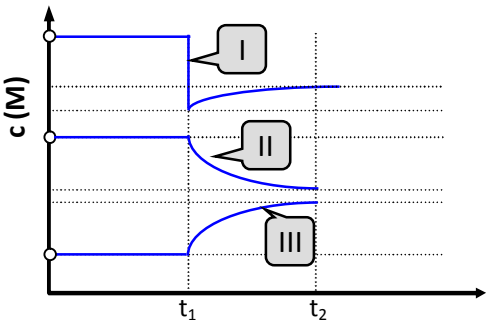
α) Σε ποια συστατικά της αντίδρασης αναφέρονται οι καμπύλες (1) και (2); Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Ποιες είναι οι τελικές συγκεντρώσεις των άλλων δύο συστατικών της αντίδρασης; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

γ) Να εξηγήσετε αν κατά τη διάρκεια της αντίδρασης η πίεση στο δοχείο αυξάνεται, μειώνεται ή μένει σταθερή.

Β3. Σε δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2Γ(g)$$



Τη χρονική στιγμή t_1 μεταβάλλουμε έναν από τους συντελεστές της ισορροπίας. Στο σχήμα που ακολουθεί εμφανίζονται οι καμπύλες αντίδρασης των τριών συστατικών μέχρι τη χρονική στιγμή t_2, οπότε και αποκαθίσταται εκ νέου χημική ισορροπία.

α) Να αντιστοιχήσετε τις καμπύλες I, II και III με τα σώματα που συμμετέχουν στην ισορροπία.

β) Ποιος ο παράγοντας της χημικής ισορροπίας που μεταβλήθηκε τη χρονική στιγμή t_1 και πως;

Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

Θέμα Γ

Γ1. Σε κενό και κλειστό δοχείο όγκου V = 10 L εισάγονται 8 mol NO(g) και 5 mol H_2(g) οπότε, υπό σταθερή θερμοκρασία T, πραγματοποιείται η αντίδραση:

$$2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$$

Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από t = 0 μέχρι τη χρονική στιγμή t_1 = 10 s βρέθηκε ίση με 0,01 $M \cdot s^{-1}$.

α) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση κάθε αερίου που υπάρχει στο δοχείο τη χρονική στιγμή t_1 καθώς και τους ρυθμούς μεταβολής των συγκεντρώσεων κάθε αερίου το χρονικό διάστημα από t = 0 μέχρι t = 10 s.

β) Να εξηγήσετε αν τη χρονική στιγμή t_1 η αντίδραση έχει ολοκληρωθεί ή όχι.

γ) Μία επόμενη χρονική στιγμή $t_2 > t_1$ η συγκέντρωση του N_2 βρέθηκε ίση με 0,25 M. Να εξετάσετε αν η αντίδραση τη χρονική στιγμή t_2 έχει ολοκληρωθεί ή όχι. Ποια η (στιγμιαία) ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t_2;

Γ2. Ποσότητα μεταλλικού σιδήρου διαλύεται πλήρως σε περίσσεια διαλύματος HCl και παράγει 1,12 L H_2, μετρημένα σε STP, καθώς και διάλυμα $FeCl_2$ όγκου 500 mL. Σε 50 mL στο διάλυμα αυτό προσθέτουμε κατά σταγόνες διάλυμα $KMnO_4$ και παρατηρούμε ελαφρά έγχρωμη απόχρωση με την προσθήκη ακριβώς 20 mL του διαλύματος $KMnO_4$. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση του διαλύματος του $KMnO_4$.

Θέμα Δ

Σχετικά με την αμφίδρομη αντίδραση, $A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2\Gamma(g)$, πραγματοποιούνται τα πειράματα 1-4 που ακολουθούν.

Πείραμα 1: Σε δοχείο όγκου V = 2 L εισάγονται α mol A(g) και β mol B(g) και αποκαθίσταται η χημική ισορροπία στους θ^oC. Οι συγκεντρώσεις των τριών σωμάτων στην ισορροπία είναι: [A] = [B] = 1 M και [Γ] = 2 M.

Δ1. Να προσδιοριστούν: i. Οι αρχικές ποσότητες α mol και β mol, ii. η τιμή της σταθεράς K_c της ισορροπίας στους θ^oC και iii. η απόδοση της αντίδρασης.

Πείραμα 2: Σε ένα άλλο κενό δοχείο 2 L εισάγονται γ mol Γ(g) και αποκαθίσταται η παραπάνω ισορροπία, στους θ^oC, στην οποία προσδιορίστηκαν 2 mol A(g).

Δ2. Να υπολογιστεί η τιμή του γ.

Πείραμα 3: Στη χημική ισορροπία του πειράματος 2 μεταβάλλουμε τον όγκο του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία θ^oC και στη νέα χημική ισορροπία προσδιορίστηκαν 3 mol A(g).

Δ3. Να υπολογιστεί ο νέος όγκος του δοχείου.

Πείραμα 4: Στην ισορροπία του πειράματος 2 αυξάνουμε τη θερμοκρασία, υπό σταθερό όγκο V = 2 L και στη νέα χημική ισορροπία προσδιορίστηκε ότι: [Γ] = 3 M.

Δ4. i. Να εξηγήσετε αν η αντίδραση προς τα δεξιά είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη. ii. Να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς K_c της ισορροπίας στη νέα θερμοκρασία.

1ο Διαγώνισμα

ΘΕΜΑ Α

Για τις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής **Α1 - Α5** *να γράψετε στο τετράδιό σας τον αριθμό της ερώτησης και δίπλα το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση.*

Α1. Στο μόριο F_2, το κάθε άτομο F έχει:

α. πραγματικό φορτίο ίσο με $+2$ **β.** πραγματικό φορτίο ίσο με -1

γ. αριθμό οξείδωσης ίσο με το μηδέν **δ.** αριθμό οξείδωσης ίσο με -1

Μονάδες 4

Α2. Ποια από τις παρακάτω μονάδες αντιστοιχεί στη μονάδα της ταχύτητας αντίδρασης;

α. $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ **β.** $\text{L} \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ **γ.** $\text{s} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ **δ.** $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Μονάδες 4

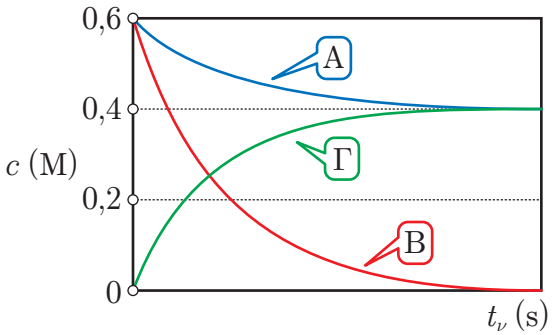
Α3. Στο διπλανό διάγραμμα παριστάνονται οι καμπύλες αντίδρασης για τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της αντίδρασης:

α. $\text{A(g)} + 3\,\text{B(g)} \longrightarrow 2\,\Gamma\text{(g)}$

β. $2\,\Gamma\text{(g)} \longrightarrow 2\,\text{A(g)} + \text{B(g)}$

γ. $\text{A(g)} + 2\,\text{B(g)} \longrightarrow 2\,\Gamma\text{(s)}$

δ. $2\,\text{A(g)} + \text{B(g)} \longrightarrow 2\,\Gamma\text{(g)}$



Μονάδες 4

Α4. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου $V = 2\,\text{L}$, που βρίσκεται σε περιβάλλον σταθερής θερμοκρασίας T, εισάγονται αρχικά $(t_0 = 0)$ $3\,\text{mol A(g)}$ και $3\,\text{mol B(g)}$ και τη χρονική στιγμή t_1 αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$\text{A(g)} + 2\,\text{B(g)} \rightleftharpoons \Gamma\text{(g)}$$

Με βάση τα δεδομένα αυτά, ποια από τις προτάσεις που ακολουθούν είναι η σωστή;

α. Τη χρονική στιγμή t_1, θα ισχύει: $[\text{A}] > [\text{B}]$.

β. Τη χρονική στιγμή t_1, θα ισχύει: $[\text{A}] = 0{,}75\,\text{M}$.

γ. Η πίεση παραμένει σταθερή, συνεχώς.

δ. Για $0 < t < t_1$, η πίεση αυξάνεται συνεχώς.

Μονάδες 4

Α5. Σε κάποια χρονική στιγμή t κατά τη διάρκεια της αντίδρασης:

$$\alpha\,\text{A(g)} + \beta\,\text{B(g)} \longrightarrow 2\,\Gamma\text{(g)}$$

η ταχύτητα κατανάλωσης του B είναι διπλάσια από την ταχύτητα κατανάλωσης του A, ενώ η ταχύτητα σχηματισμού του Γ είναι ίση με την ταχύτητα κατανάλωσης του B. Με βάση τα δεδομένα αυτά, οι συντελεστές α και β είναι αντίστοιχα ίσοι με:

α. 1 και 2 **β.** 1 και 4 **γ.** 2 και 2 **δ.** 2 και 1

Μονάδες 4

Α6. *Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν, γράφοντας στο τετράδιό σας δίπλα στο γράμμα που αντιστοιχεί σε κάθε πρόταση, τη λέξη* ***Σωστό****, αν η πρόταση είναι σωστή, ή* ***Λάθος****, αν η πρόταση είναι λανθασμένη.*

α. Σε μία οξειδοαναγωγική αντίδραση, η συνολική μεταβολή του Α.Ο. (αριθμός οξείδωσης) του οξειδωτικού ισούται με το συνολική μεταβολή του Α.Ο. του αναγωγικού.

β. Η αντίδραση:

$$PbS + 4\,H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + 4\,H_2O$$

είναι μεταθετική, καθώς δεν εμφανίζεται μεταβολή του αριθμού οξείδωσης σε κανένα από τα στοιχεία που συμμετέχουν.

γ. Η ενθαλπία είναι μία καταστατική ιδιότητα ενός συστήματος και δεν εξαρτάται από τον τρόπο με τον οποίο το σύστημα έφτασε στην κατάσταση αυτή.

δ. Η ταχύτητα των περισσοτέρων αντιδράσεων μειώνεται με την πάροδο του χρόνου.

ε. Η μονάδα της σταθεράς K_c της ετερογενούς ισορροπίας:

$$C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2\,CO(g)$$

είναι το mol/L.

Μονάδες 1+1+1+1+1= 5

ΘΕΜΑ Β

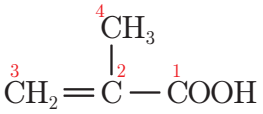
Β1. **α.** Να συμπληρώσετε τις οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις που ακολουθούν με τα προϊόντα που λείπουν (Α και Β) και τους κατάλληλους συντελεστές.

i. $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4 + O_2 + A + B$

ii. $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + B$

β. Να προσδιορίσετε τους αριθμούς οξείδωσης και των τεσσάρων ατόμων C της οργανικής ένωσης που ακολουθεί:

μεθυλο-προπενικό οξύ



Μονάδες 4+4=8

Β2. Η αντίδραση που περιγράφεται από την εξίσωση:

$$2\,N_2O_5(g) \longrightarrow 4\,NO_2(g) + O_2(g)$$

έχει τιμές για την ενθαλπία και την ενέργεια ενεργοποίησης, αντίστοιχα ίσες με α και β (σε kJ, όπου α και β γνωστοί θετικοί αριθμοί).

α. Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση ως ενδόθερμη ή εξώθερμη. Να συγκρίνετε την ενθαλπία των αντιδρώντων (H_α) με αυτή των προϊόντων (H_π).

β. Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση ως οξειδοαναγωγική ή μη. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

γ. Να προσδιορίσετε την τιμή της ενθαλπίας και την τιμή της ενέργειας ενεργοποίησης για την αντίστροφη αντίδραση:

$$2\,N_2O_5(g) \longrightarrow 4\,NO_2(g) + O_2(g)$$

δ. Σε δοχείο διεξάγεται η αντίδραση:

$$4\,NO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,N_2O_5(g)$$

και σε κάποια χρονική στιγμή t ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του $N_2O_5(g)$ είναι ίσος με $\gamma\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$. Ποιοι οι ρυθμοί μεταβολής των συγκεντρώσεων (μέτρα) του $NO_2(g)$ και του $O_2(g)$, τη χρονική στιγμή t;

Μονάδες 1+2+2+2=7

Β3. Σε κλειστό δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$2\,A(g) + B(s) \rightleftharpoons 2\,\Gamma(g)\,, \qquad \Delta H < 0$$

Να εξηγήσετε πως θα μεταβληθεί η ποσότητα του $\Gamma(g)$ στο δοχείο στις νέες χημικές ισορροπίες που θα αποκατασταθούν, μετά τις παρακάτω μεταβολές.

α. Αύξηση της θερμοκρασίας $(V = \sigma\tau\alpha\theta.)$.

β. Αύξηση του όγκου του δοχείου $(T = \sigma\tau\alpha\theta.)$.

γ. Προσθήκη $\mathrm{He(g)}$ $(T, V = \text{σταθ.})$.

δ. Προσθήκη επιπλέον ποσότητας $\mathrm{B(s)}$ $(T, V = \text{σταθ.})$.

ε. Αφαίρεση ποσότητας του $\mathrm{\Gamma(g)}$ $(T, V = \text{σταθ.})$.

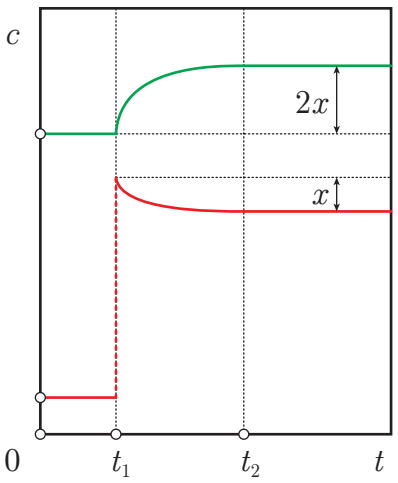
Μονάδες 2+2+2+2+2=10

ΘΕΜΑ Γ

Γ1. Σε δοχείο όγκου V τη χρονική στιγμή $t = 0$ έχει αποκατασταθεί η ισορροπία (1), στους θ °C.

$$2\,\mathrm{NO_2(g)} \rightleftharpoons \mathrm{N_2O_4(g)} \qquad (1) \quad \Delta H<0$$

Τη χρονική στιγμή t_1 μεταβάλλεται ένας από τους συντελεστές της χημικής ισορροπίας, οπότε από τη χρονική στιγμή t_2 και μετά αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Οι μεταβολές των συγκεντρώσεων των δύο αερίων εμφανίζονται στο διπλανό διάγραμμα.



α. Να εξηγήσετε, ποιον από τους συντελεστές της χημικής ισορροπίας (1) μεταβάλλαμε τη χρονική στιγμή t_1 και με ποιο τρόπο.

β. Να εξηγήσετε αν και πως θα μεταβληθεί η τιμή της σταθεράς (K_c) της ισορροπίας (1) με την παραπάνω μεταβολή.

γ. Να συγκρίνετε την ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά (υ_1) με την ταχύτητα της αντίδρασης προς τα αριστερά (υ_2):

i. για $0 < t < t_1$ και

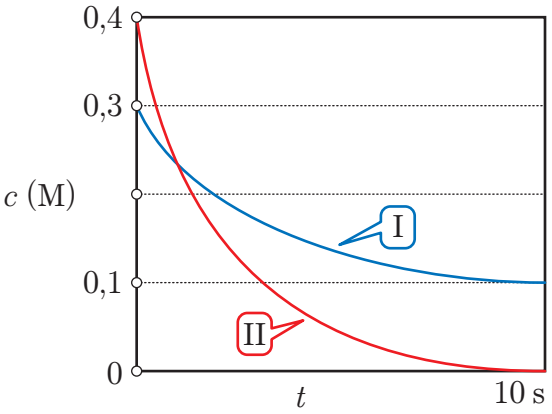
ii. για $t_1 < t < t_2$.

Μονάδες 5+5+4=14

Γ2. Τα αντιδρώντα $\mathrm{A(g)}$ και $\mathrm{B(g)}$ εισάγονται σε δοχείο όγκου V, οπότε πραγματοποιείται, από $t = 0$ μέχρι $t_\nu = 10\,\mathrm{s}$, η αντίδραση:

$$2\,\mathrm{A(g)} + \mathrm{B(g)} \longrightarrow 2\,\mathrm{\Gamma(g)} + 3\,\mathrm{\Delta(g)}$$

Οι διπλανές καμπύλες αντίδρασης I και II αντιστοιχούν σε δύο από τα τέσσερα συστατικά της.



α. Ποιο από τα δύο αντιδρώντα συστατικά είναι σε περίσσεια, το Α ή το Β; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β. Να σχεδιάσετε στο γραπτό σας τις καμπύλες αντίδρασης για τα άλλα δύο συστατικά της, στις οποίες να εμφανίζονται οι αρχικές και οι τελικές του συγκεντρώσεις.

γ. Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης από $t = 0$ μέχρι $t_\nu = 10\,\mathrm{s}$.

δ. Να υπολογίσετε το μέσο ρυθμό μεταβολής των συγκεντρώσεων (μέτρα) για τα σώματα Α, Β, Γ και Δ.

ε. Ποια η τιμή της στιγμιαίας ταχύτητας της αντίδρασης για $t = 10\,\mathrm{s}$; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Μονάδες 2+3+2+2+2=11

ΘΕΜΑ Δ

Σε δοχείο όγκου (V_1) εισάγονται ποσότητες $NO(g)$ και $Br_2(g)$ στους $\theta\,^{\circ}C$ και με την πάροδο του χρόνου αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$2\,NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2\,NOBr(g)$$

για την οποία ισχύει: $K_c = 3$. Στην κατάσταση της ισορροπίας προσδιορίστηκαν $0,4\,mol\,NO$, $0,2\,mol\,Br_2$ και $0,1\,mol\,NOBr$.

Δ1. Να υπολογιστούν:

i. Οι αρχικές ποσότητες των $NO(g)$ και $Br_2(g)$.

ii. Ο όγκος του δοχείου (V_1).

Μονάδες 2+2=4

Δ2. Μετά την αποκατάσταση της παραπάνω ισορροπίας, μεταβάλλουμε τον όγκο του δοχείου από V_1 σε V_2, υπό σταθερή θερμοκρασία και στη νέα χημική ισορροπία προσδιορίστηκαν $0,25\,mol\,NOBr$. Να υπολογιστεί ο νέος όγκος (V_2) του δοχείου.

Μονάδες 6

Δ3. Στο δοχείο της αρχικής χημικής ισορροπίας (με τον αρχικό όγκο του δοχείου, V_1) προσθέτουμε επιπλέον $\lambda\,mol\,Br_2$, υπό σταθερή θερμοκρασία και στη νέα χημική ισορροπία προσδιορίστηκαν $0,25\,mol\,NOBr$. Να υπολογιστεί η τιμή του λ.

Μονάδες 7

Δ4. Μειώνουμε τη θερμοκρασία στο δοχείο της αρχικής χημικής ισορροπίας (με τον αρχικό όγκο του δοχείου, V_1) και στη νέα χημική ισορροπία προσδιορίστηκαν $0,25\,mol\,NOBr$.

i. Να εξηγήσετε αν η αντίδραση προς τα δεξιά είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

ii. Να υπολογίσετε την τιμή της K_c στη νέα θερμοκρασία.

Μονάδες 4+4=8

Διαγώνισμα Κεφάλαια 1ο-4ο

ΜΑΘΗΜΑ / ΤΑΞΗ :	**ΧΗΜΕΙΑ ΠΡΟΣΑΝΑΤΟΛΙΣΜΟΥ / Γ΄ ΛΥΚΕΙΟΥ**
ΣΕΙΡΑ:	**1**
ΗΜΕΡΟΜΗΝΙΑ:	**23 – 10 – 2016**
ΕΠΙΜΕΛΕΙΑ ΔΙΑΓΩΝΙΣΜΑΤΟΣ:	**Μαρίνος Ιωάννου, Σταυρούλα Γκιτάκου, Στέφανος Γεροντόπουλος**

ΘΕΜΑΤΑ

ΘΕΜΑ Α

Α1. Από τις επόμενες αντιδράσεις δεν είναι οξειδοαναγωγική η:

α. $CH_2=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3CH_2Cl$

β. $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$

γ. $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

δ. $H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$

Μονάδες 5

Α2. Η ενθαλπία των αντιδρώντων είναι μικρότερη από αυτή των προϊόντων όταν:

α. η αντίδραση είναι εξώθερμη

β. η αντίδραση είναι ενδόθερμη

γ. στις αντιδράσεις καύσης

δ. σε όλες τις αντιδράσεις

Μονάδες 5

Α3. Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης:

$$3A(g) + 2B(g) \rightarrow 2Γ(g)$$

ο ρυθμός κατανάλωσης του Α είναι $υ_1$ και ο ρυθμός κατανάλωσης του Β $υ_2$. Ο λόγος $υ_1 : υ_2$ είναι:

α. 3/2

β. 2/3

γ. 6

δ. 1

Μονάδες 5

Α4. Στις αμφίδρομες αντιδράσεις:

α. η απόδοση είναι 1

β. μετά την πάροδο ικανού χρονικού διαστήματος υπάρχει τουλάχιστον ένα αντιδρών στο σύστημα

γ. μετά την πάροδο ικανού χρονικού διαστήματος υπάρχουν στο σύστημα όλα τα αντιδρώντα και τα προϊόντα

δ. δεν ισχύει τίποτα από τα παραπάνω

Μονάδες 5

Α5. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου και θερμοκρασίας εισάγονται 3 mol N_2 και 2 mol O_2, τα οποία αντιδρούν σύμφωνα με την χημική εξίσωση:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$$

Για τα mol του ΝΟ στη κατάσταση χημικής ισορροπίας ισχύει:

α. n = 6 mol

β. n = 4 mol

γ. n < 4 mol

δ. n > 4 mol

Μονάδες 5

ΘΕΜΑ Β

Β1. Σε κάθε μία από τις χημικές εξισώσεις να καθορίσετε το οξειδωτικό και το αναγωγικό σώμα και να συμπληρώσετε τους στοιχειομετρικούς συντελεστές:

i. $P + HNO_3 \rightarrow H_3PO_4 + NO_2 + H_2O$

ii. $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

iii. $SO_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + H_2SO_4$

iv. $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow O_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

Μονάδες 4 x 2

Β2. Για την αντίδραση:

$$A(g) + B(g) \rightarrow Γ(g) + 2Δ(g),\ ΔH = -50\ KJ$$

γνωρίζουμε ότι η ενέργεια ενεργοποίησης έχει τιμή Ea = 150 KJ/mol.

i. Να σχεδιάσετε το ενεργειακό διάγραμμα της παραπάνω αντίδρασης, σύμφωνα με τη θεωρία της μεταβατικής κατάστασης.

Μονάδες 3

ii. Να υπολογίσετε την τιμή της ενέργειας ενεργοποίησης Ea' της αντίδρασης:

$$Γ(g) + 2Δ(g) \rightarrow A(g) + B(g).$$

Μονάδες 2

Β3. Σε δοχείο σταθερής θερμοκρασίας έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2\ CO(g)$$

Αν αυξηθεί ο όγκος του δοχείου πως θα μεταβληθούν σε σχέση με την αρχική ισορροπία:

i. Η απόδοση της αντίδρασης θα αυξηθεί ή θα μειωθεί ή θα μείνει σταθερή;

ii. Η τιμή της Kc της ισορροπίας θα αυξηθεί ή θα μειωθεί ή θα μείνει σταθερή.

iii. Τα mol του CO στη νέα χημική ισορροπία είναι περισσότερα ή λιγότερα η ίσα με αυτά της αρχικής ισορροπίας;

iv. Η συγκέντρωση του CO στη νέα χημική ισορροπία είναι μεγαλύτερη ή μικρότερη ή ίση με αυτή της αρχικής ισορροπίας;

Να δικαιολογήσετε κάθε απάντησή σας.

Μονάδες 4 x 3

ΘΕΜΑ Γ

Γ1. Σε δοχείο όγκου 2 L εισάγονται 10 mol αερίου Α και 8 mol αερίου Β τα οποία αντιδρούν σύμφωνα με την χημική εξίσωση:

$$A(g) + 2B(g) \rightarrow 3Γ(g) + Δ(g)$$

Μετά από 4 s στο δοχείο υπάρχουν 6 mol του Β.

i. Ποιες είναι οι ποσότητες των Α, Γ και Δ στο δοχείο 4 s μετά την έναρξη της αντίδρασης;

Μονάδες 2

ii. Ποια είναι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για τα πρώτα 4 s;

Μονάδες 2

iii. Η αντίδραση ολοκληρώνεται μετά από 25 s. Να σχεδιάσετε σε κοινό διάγραμμα τις καμπύλες αντίδρασης όλων των σωμάτων που συμμετέχουν σε αυτή.

Μονάδες 4

φροντιστήρια πουκαμισάς

Γ2. 200 mL διαλύματος $FeSO_4$ 0,1 M αναμιγνύονται με 300 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,2 M παρουσία H_2SO_4. Να εξετάσετε αν θα αποχρωματιστεί το διάλυμα του $KMnO_4$.

Μονάδες 7

Γ3. Σε κλειστό δοχείο όγκου 4 L και σταθερής θερμοκρασίας εισάγονται 0,8 mol φωσγενίου, $COCl_2$, το οποίο διασπάται σε θερμοκρασία θ °C σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

$$COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$$

Αν η απόδοση της αντίδρασης είναι 20 %.

i. Να υπολογίσετε τη σταθερά Kc της ισορροπίας στη θερμοκρασία των θ °C.

Μονάδες 4

ii. Πόσα mol φωσγενίου πρέπει να προστεθούν στην κατάσταση χημικής ισορροπίας ώστε όταν αποκατασταθεί η νέα χημική ισορροπία στο δοχείο να περιέχονται 0,2 mol CO.

Μονάδες 6

ΘΕΜΑ Δ

Σε δοχείο όγκου V σε θερμοκρασία θ °C εισάγονται 4 mol Α, 4 mol Β, 1 mol Γ και 1 mol Δ τα οποία αντιδρούν σύμφωνα με την χημική εξίσωση:

$$A(g) + B(g) \rightleftharpoons \Gamma(g) + \Delta(g)$$

Δ1. Αν η τιμή της Kc για αυτή την αντίδραση σε θερμοκρασία θ °C είναι ίση με 4 να αποδείξετε ότι τα αέρια δεν βρίσκονται σε ισορροπία και να βρείτε την κατεύθυνση προς την οποία θα κινηθεί η αντίδραση.

Μονάδες 5

Δ2. Να βρείτε την σύσταση του μίγματος όταν αποκατασταθεί η ισορροπία.

Μονάδες 5

Δ3. Πόσα mol Δ πρέπει να προσθέσουμε υπό σταθερή θερμοκρασία στο μίγμα ισορροπίας για να γίνει η ποσότητα του Α μετά την εκ νέου αποκατάσταση της ισορροπίας 2 mol.

Μονάδες 5

Δ4. Σε άλλο δοχείο όγκου V σε θερμοκρασία θ °C εισάγονται 4 mol Α και n mol Β. Να υπολογίσετε τα mol του Β ώστε η απόδοση της προς τα δεξιά αντίδρασης να έχει απόδοση 80 %.

Μονάδες 7

Δ5. Να υποδείξετε τρεις τρόπους με τους οποίους μπορεί να μειωθεί η ποσότητα του Α σε αυτή την αντίδραση.

Μονάδες 3 x 1

ΕΥΧΟΜΑΣΤΕ ΕΠΙΤΥΧΙΑ!!!

φροντιστήρια πουκαμισάς

ΧΗΜΕΙΑ Γ΄ ΛΥΚΕΙΟΥ

ΘΕΤΙΚΟΥ ΠΡΟΣΑΝΑΤΟΛΙΣΜΟΥ

Κεφάλαιο 1ο ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΗ
Κεφάλαιο 2ο ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ
Κεφάλαιο 3ο ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ
Κεφάλαιο 4ο ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

Αριθμός οξείδωσης
Οξείδωση - Αναγωγή
Κατηγορίες οξειδοαναγωγικών αντιδράσεων

Αριθμός οξείδωσης (Α.Ο.):

Ο αριθμός οξείδωσης είναι μια συμβατική έννοια η οποία επινοήθηκε για να διευκολύνει:

α. Τη γραφή των χημικών τύπων και την ονοματολογία των ενώσεων.

β. Τον ορισμό κατά πληρέστερο τρόπο της οξείδωσης και της αναγωγής.

γ. Την εύρεση των συντελεστών στις χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων οξειδοαναγωγής.

δ. Τη συστηματική κατάταξη των χημικών αντιδράσεων.

Αριθμός οξείδωσης ονομάζεται:

α. Το πραγματικό φορτίο ενός ιόντος σε μία ιοντική (ετεροπολική) ένωση.

β. Το φαινομενικό φορτίο που θα αποκτήσει ένα άτομο μοριακής (ομοιοπολικής) ένωσης, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθουν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο. (κοινά ζεύγη e = e ομοιοπολικών δεσμών)

Ηλεκτραρνητικότητα: Η τάση ενός ατόμου να έλκει τα ηλεκτρόνια των ομοιοπολικών δεσμών που σχηματίζει

$\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$ $\overset{+2}{Ca}\overset{-1}{F_2}$ (ιοντικές)

$\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$ $\overset{+1}{H}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H}$ $\overset{0}{Cl}\overset{0}{Cl}$ (ομοιοπολικές)

• Υπολογισμός αριθμού οξείδωσης με βάση το συντακτικό τύπο:

Όταν γνωρίζουμε το συντακτικό τύπο μίας ομοιοπολικής ένωσης, μπορούμε να υπολογίσουμε τον αριθμό οξείδωσης των ατόμων της, αν τα κοινά ζεύγη κάθε δεσμού τα αποδώσουμε στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο.

Το φορτίο των ατόμων στη "φαινομενική" ιοντική δομή που δημιουργείται, δηλώνει τον Α.Ο. του ατόμου στο μόριο.

Παρατήρηση:

Είναι προφανές ότι για να υπολογίσουμε τον Α.Ο. με το παραπάνω τρόπο, πρέπει να γνωρίζουμε τη σειρά ηλεκτραρνητικότητας.

Σειρά ηλεκτραρνητικότητας: **F > O > N, Cl > Br > S, I, C > P > H** **(αμέταλλα)**

Παράδειγμα:

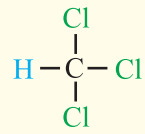
Θα υπολογίσουμε τον αριθμό οξείδωσης των ατόμων στο μόριο του χλωροφόρμιου ($CHCl_3$):

Ο άνθρακας είναι ηλεκτραρνητικότερος του υδρογόνου, με αποτέλεσμα το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του δεσμου C - H να αποδίδεται σε αυτόν.

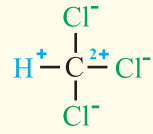
Το χλώριο είναι ηλεκτραρνητικότερο του άνθρακα, με αποτέλεσμα το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του δεσμου C - Cl να αποδίδεται σε αυτό.
Συνεπώς, το άτομο του H έχει φαινομενικό φορτίο 1+, κάθε άτομο Cl έχει φαινομενικό φορτίο 1- και το άτομο του C έχει φαινομενικό φορτίο $1 \cdot (-1) + 3 \cdot (+1) = +2$.

Άρα, στο μόριο του $CHCl_3$: **$A.O._{(H)} = +1$**, **$A.O._{(Cl)} = -1$**, **$A.O._{(C)} = +2$**.

Συντακτικός τύπος



"Φαινομενική" Ιοντική δομή



- **Υπολογισμός αριθμού οξείδωσης με τη βοήθεια πρακτικών κανόνων:**

Τις περισσότερες φορές, ο Α.Ο. ενός ατόμου σε μία ένωση υπολογίζεται από το χημικό τύπο της ένωσης, με την εφαρμογή των παρακάτω πρακτικών κανόνων:

1. Στα ελεύθερα στοιχεία τα άτομα έχουν αριθμό οξείδωσης μηδέν.

π.χ. Ο αριθμός οξείδωσης του σιδήρου (Fe) στο μεταλλικό σίδηρο είναι μηδέν.

Ο αριθμός οξείδωσης του χλωρίου (Cl) στο μόριό του (Cl_2) είναι μηδέν.

2. Ο αριθμός οξείδωσης ενός μονοατομικού ιόντος είναι ίσος με το φορτίο του ιόντος.

π.χ. Ο αριθμός οξείδωσης του κατιόντος νατρίου (Na^+) είναι +1.

Ο αριθμός οξείδωσης του ανιόντος θείου (S^{2-}) είναι –2.

Οι πρακτικοί κανόνες είναι λογικό επακόλουθο του ορισμού του ΑΟ

3. Όλα τα μέταλλα στις ενώσεις τους έχουν θετικό Α.Ο.

- Τα αλκάλια Na, K... έχουν Α.Ο. +1
- Οι αλκαλικές γαίες Mg, Ca, Ba .. έχουν Α.Ο. +2

4. Το φθόριο (F) στις ενώσεις του έχει πάντα Α.Ο. –1.

5. Το οξυγόνο (O) στις ενώσεις του έχει Α.Ο. –2. εκτός από την ένωση OF_2 που έχει Α.Ο. +2 και τα υπεροξείδια, στα οποία έχει Α.Ο. –1

π.χ. Ο αριθμός οξείδωσης του οξυγόνου (O) στο νερό (H_2O) είναι -2.

Ο αριθμός οξείδωσης του οξυγόνου (O) στο υπεροξείδιο του υδρογόνου (H_2O_2) είναι -1. H_2O_2: H-O-O-H Na_2O_2; $2Na^+ O_2^{2-}$

6. Το υδρογόνο (H) έχει Α.Ο. +1, εκτός αν πρόκειται για ένωση του υδρογόνου με μέταλλο (υδρίδιο) όπου έχει Α.Ο. –1.

π.χ. Ο αριθμός οξείδωσης του υδρογόνου (H) στην αμμωνία (NH_3) είναι +1.

Ο αριθμός οξείδωσης του υδρογόνου (H) στο υδρίδιο του νατρίου (NaH) είναι -1.

7. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων μια ένωσης είναι μηδέν.

8. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων ενός πολυατομικού ιόντος είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.

Οι δύο τελευταίοι κανόνες είναι ιδιαίτερα χρήσιμοι για τον υπολογισμό του Α.Ο. ενός ατόμου σε μία ένωση ή ιόν.

Παράδειγμα:

- Θα υπολογίσουμε τον Α.Ο. του θείου στο μόριο του H_2SO_4:

Έστω ότι ο $A.O._{(S)} = x$, στο μόριο του H_2SO_4.

Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων του H_2SO_4 είναι μηδέν, δηλαδή:

$2 \cdot A.O._{(H)} + A.O._{(S)} + 4 \cdot A.O._{(O)} = 0$ άρα: $2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Leftrightarrow \mathbf{x = +6}$

Συνεπώς, στο μόριο του H_2SO_4, **το S έχει Α.Ο. +6**.

Για στοιχεία **κύριων (Α) ομάδων**:

* Για τα **αμέταλλα** (ομάδες IVA έως VIIA):
Ο **μέγιστος (+) ΑΟ** προκύπτει θεωρώντας ότι αποβάλλονται όλα τα ηλεκτρόνια σθένους και ταυτίζεται με αριθμό ομάδας.

Ο **ελάχιστος (-) ΑΟ** προκύπτει θεωρώντας ότι προσλαμβάνονται τόσα ηλεκτρόνια ώστε να συμπληρωθεί η εξωτερική στιβάδα με 8 ηλεκτρόνια (ή 2 αν είναι η Κ) και ισούται με (αριθμός ομάδας-8).

Εξαίρεση αποτελούν τα F και O που είναι τα πιο ηλεκτραρνητικά στοιχεία.
Το F έχει στις ενώσεις του πάντα ΑΟ=-1, ενώ το O έχει συνήθως -2 ή -1 (στα υπεροξείδια) ή +2 (στο OF_2).

* Για τα **μέταλλα** (ομάδες ΙΑ έως ΙΙΙΑ):
Έχουν πάντα **θετικούς ΑΟ** στις ενώσεις τους. Επομένως σε ελεύθερη κατάσταση είναι πάντα **αναγωγικές ουσίες** (οξειδώνονται σχηματίζοντας κατιόντα).
ΙΑ (αλκάλια): ΑΟ +1
ΙΙΑ (αλκαλικές γαίες): ΑΟ +2
ΙΙΙΑ (γαίες): ΑΟ +3

Οι συνηθέστεροι αριθμοί οξείδωσης των χημικών στοιχείων στις ενώσεις τους

Μέταλλα		Αμέταλλα	
Li, Na, K, Ag	**+1**	**F**	**−1**
Mg, Ca, Ba, Zn	**+2**	**H**	**+1** (−1 στα υδρίδια μετάλλων)
Al, Au	**+3**	**O**	**−2** (+2 στο OF_2, −1 στα υπεροξείδια)
Cu, Hg	**+1, +2**	**Cl, Br, I**	**−1** (+1, +3, +5, +7 στις οξυγονούχες ενώσεις)
Fe, Co, Ni	**+2, +3**	**S**	**−2** (+4, +6)
Sn, Pb, Pt	**+2, +4**	**N, P**	**−3** (..., +5)
Cr	+3, +6	C, Si	**−4**, ..., +4
Mn	+2, +4, +7		

- Τα **μέταλλα** στις χημικές ενώσεις τους έχουν **θετικό** αριθμό οξείδωσης.
- Τα **αμέταλλα**, με εξαίρεση το F, στις χημικές τους ενώσεις έχουν **θετικό** ή **αρνητικό** αριθμό οξείδωσης. Έτσι, στις ενώσεις τους με O ή με άλλα περισσότερο ηλεκτραρνητικά στοιχεία έχουν θετικό αριθμό οξείδωσης, ενώ στις ενώσεις τους με μέταλλα ή με λιγότερο ηλεκτραρνητικά στοιχεία έχουν αρνητικό αριθμό οξείδωσης.

Αριθμός οξείδωσης

Εφαρμογές

1. Να υπολογίσετε, με βάση τους πρακτικούς κανόνες, τον αριθμό οξείδωσης των υπογραμμισμένων στοιχείων στις επόμενες χημικές ουσίες και ιόντα:
$\underline{P}H_3$, $Na_2\underline{S}O_4$, $K\underline{Cl}O_3$, $H_3\underline{P}O_4$, $\underline{P}_4$, $K\underline{Mn}O_4$, $K_2\underline{Cr}_2O_7$, $Al_2(\underline{S}O_4)_3$, $\underline{P}O_4^{3-}$, $\underline{S}O_4^{2-}$, $\underline{C}O_3^{2-}$, $\underline{I}O_3^-$, $H\underline{S}O_4^-$, $\underline{Cr}_2O_7^{2-}$, $\underline{N}H_4^+$.

2. α) Να υπολογίσετε, με βάση τους πρακτικούς κανόνες, τον αριθμό οξείδωσης του N στις επόμενες χημικές ενώσεις:
NH_3, NH_2NH_2, NH_2OH, N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, HNO_3, $B\alpha(NO_3)_2$
β) Ποιος είναι ο ελάχιστος και ποιος ο μέγιστος αριθμός οξείδωσης του N;

3. Να υπολογίσετε, με βάση τους πρακτικούς κανόνες, τον αριθμό οξείδωσης του C στις επόμενες οργανικές ενώσεις: CH_4, CH_3OH, CH_2O, CH_2Cl_2, $CHCl_3$, CCl_4.

4. Να υπολογίσετε, με βάση τους πρακτικούς κανόνες, τον αριθμό οξείδωσης των υπογραμμισμένων στοιχείων στις επόμενες χημικές ενώσεις: $Ca\underline{H}_2$, $H_2\underline{O}_2$, $\underline{N}H_4\underline{N}O_3$, $CaO\underline{Cl}_2$.

5. Χρησιμοποιώντας τους ηλεκτρονικούς τύπους των επόμενων χημικών ουσιών και με βάση τον ορισμό του αριθμού οξείδωσης, να υπολογίσετε τους αριθμούς οξείδωσης όλων των χημικών στοιχείων στις επόμενες ουσίες: Na_2O, O_2, H_2O, NH_3, OF_2, H_2O_2, HClO.
Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί (Z): H:1, N:7, O:8, F:9, Na:11, Cl:17.

6. Να υπολογίσετε, με βάση τον ορισμό του αριθμού οξείδωσης, τον αριθμό οξείδωσης του C στις επόμενες χημικές ενώσεις: CH_4, CO_2, CCl_4, CH_2Cl_2, $CHCl_3$, CH_3OH, $CH_2{=}O$, HCOOH.
Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί (Z): H:1, C:6, O:8, Cl:17.

7. Να υπολογίσετε τον αριθμό οξείδωσης του C στις επόμενες οργανικές ενώσεις: C_3H_8, CH_3CH_2OH, $CH_3CH{=}O$, CH_3COOH.

8. Τα χημικά στοιχεία Α και Β ανήκουν στην τρίτη περίοδο του περιοδικού πίνακα και εμφανίζονται στις ενώσεις τους με αριθμούς οξείδωσης: Α: -2 έως +6, Β: -1 έως +7.
α) Σε ποια ομάδα του περιοδικού πίνακα ανήκει καθένα από τα στοιχεία Α και Β;
β) Να υπολογίσετε τους ατομικούς αριθμούς των στοιχείων Α και Β.

• Οξείδωση - Αναγωγή:

Κατά καιρούς δόθηκαν διάφοροι ορισμοί για την οξείδωση και την αναγωγή:

• **Ορισμοί που δόθηκαν πριν γίνει γνωστή η ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων:**

Οξείδωση χαρακτηρίστηκε κάθε αντίδραση στην οποία γίνεται πρόσληψη οξυγόνου από ένα στοιχείο ή αφαίρεση υδρογόνου από μία χημική ένωση.

Παράδειγμα:

Στην αντίδραση $2Fe + 3O_2 \rightarrow Fe_2O_3$ ο σίδηρος οξειδώνεται γιατί ενώνεται με το οξυγόνο.

Στην αντίδραση $C_2H_6O \rightarrow C_2H_4O + H_2$, η ένωση C_2H_6O οξειδώνεται γιατί αφαιρούνται από αυτή άτομα Η.

Αναγωγή χαρακτηρίστηκε κάθε αντίδραση που γίνεται πρόσληψη υδρογόνου από ένα στοιχείο ή χημική ένωση ,ή αφαίρεση οξυγόνου από μία ένωση.

Παράδειγμα:

Στην αντίδραση $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ το χλώριο ανάγεται, γιατί ενώνεται με το υδρογόνο.

Στην αντίδραση $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$, η ένωση $KClO_3$ ανάγεται γιατί αφαιρούνται από αυτή άτομα οξυγόνου.

Παρατήρηση:

Ο παραπάνω ορισμός έχει ως βασικό μειονέκτημα ότι για να χαρακτηριστεί μία αντίδραση ως οξείδωση ή αναγωγή, πρέπει να έχουμε προσθήκη ή αφαίρεση υδρογόνου ή οξυγόνου.

π.χ. Σύμφωνα με τη θεωρία αυτή, στην αντίδραση: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$
δεν έχουμε οξείδωση ή αναγωγή κάποιου ατόμου.

- **Ορισμοί που δόθηκαν όταν έγινε γνωστή η ηλεκτρονιακή θεωρία για τη δομή των ατόμων:**

Οξείδωση είναι η αποβολή ηλεκτρονίων από ένα άτομο ή ιόν.

Αναγωγή είναι η πρόσληψη ηλεκτρονίων από ένα άτομο ή ιόν.

Παράδειγμα:

Στην αντίδραση: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

Το Na οξειδώνεται γιατί αποβάλλει ένα ηλεκτρόνιο και μετατρέπεται σε Na^+.

Το Cl ανάγεται γιατί προσλαμβάνει ένα ηλεκτρόνιο και μετατρέπεται σε Cl^-.

Παρατήρηση:

Ο παραπάνω ορισμός έχει ως βασικό μειονέκτημα ότι για να χαρακτηριστεί μία αντίδραση ως οξείδωση ή αναγωγή, πρέπει να έχουμε αποβολή ή πρόσληψη ηλεκτρονίων από κάποιο άτομο με αποτέλεσμα να μην καλύπτει τις περιπτώσεις σχηματισμού ομοιοπολικών ενώσεων, που δεν έχουμε μεταφορά αλλά αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων.

π.χ. Σύμφωνα με τη θεωρία αυτή, στην αντίδραση: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
δεν έχουμε οξείδωση ή αναγωγή κάποιου ατόμου.

• **Ορισμοί που δόθηκαν με βάση τη μεταβολή του αριθμού οξείδωσης:**

Οξείδωση είναι η αύξηση του αριθμού οξείδωσης, ατόμου ή ιόντος.

Αναγωγή είναι η ελάττωση του αριθμού οξείδωσης, ατόμου ή ιόντος.

Αυτός είναι ο πιο γενικός ορισμός για την οξείδωση και την αναγωγή

Παράδειγμα:

Στην αντίδραση: $\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{+1\ -1}{2HCl}$

Το Η οξειδώνεται γιατί αυξάνεται ο αριθμός οξείδωσής του από 0 σε +1.

Το Cl ανάγεται γιατί ελαττώνεται ο αριθμός οξείδωσής του από 0 σε –1.

• **Οξειδοαναγωγή:**

Κάθε αντίδραση οξείδωσης ενός ατόμου ή ιόντος, συνοδεύεται απαραίτητα από την αναγωγή ενός άλλου ατόμου ή ιόντος. Για αυτό οι αντιδράσεις αυτές ονομάζονται οξειδοαναγωγικές.

Όπως προκύπτει από τον 2ο και τον 3ο ορισμό, η οξείδωση και η αναγωγή είναι αλληλένδετα φαινόμενα

Δηλαδή, αν σε μία αντίδραση αυξάνεται ο Α.Ο. ενός ατόμου ή ιόντος, πρέπει να ελαττώνεται ο Α.Ο. κάποιου άλλου ατόμου ή ιόντος.

Παράδειγμα:

Η αντίδραση καύσης του μεθανίου: $\overset{-4}{CH_4} + 2\overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+4\ -2}{CO_2} + 2\overset{-2}{H_2O}$ είναι οξειδοαναγωγή, γιατί:

• Ο άνθρακας οξειδώνεται, αυξάνεται ο Α.Ο. από -4 σε +4.

• Το οξυγόνο ανάγεται, ελαττώνεται ο Α.Ο. από 0 σε -2.

Παρατήρηση:

Οι αντιδράσεις στις οποίες δεν μεταβάλεται ο αριθμός οξείδωσης των στοιχείων που συμμετέχουν, χαρακτηρίζονται μεταθετικές.

Μεταθετικές αντιδράσεις είναι η εξουδετέρωση και η διπλή αντικατάσταση και γενικά οι αντιδράσεις οξέων-βάσεων.

• Οξειδωτικά - αναγωγικά:

Οξειδωτικές ουσίες ή **οξειδωτικά** ονομάζονται οι ουσίες που προκαλούν οξείδωση.

Τα οξειδωτικά προκαλούν οξείδωση γιατί περιέχουν άτομα που μπορούν να αναχθούν, δηλαδή να ελαττώσουν τον Α.Ο. τους.

Στις οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις που συνοδεύται από μεταφορά ηλεκτρονίων, τα οξειδωτικά προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια.

Παράδειγμα:

Στην αντίδραση: $\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{+1\ -1}{2HCl}$ το Cl_2 είναι οξειδωτικό, γιατί προκαλεί την οξείδωση του υδρογόνου.

Αναγωγικές ουσίες ή **αναγωγικά** ονομάζονται οι ουσίες που προκαλούν αναγωγή.

Τα αναγωγικά προκαλούν αναγωγή γιατί περιέχουν άτομα που μπορούν να οξειδωθούν, δηλαδή να αυξήσουν τον Α.Ο. τους.

Στις οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις που συνοδεύται από μεταφορά ηλεκτρονίων, τα αναγωγικά αποβάλλουν ηλεκτρόνια.

Παράδειγμα:

Στην αντίδραση: $\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{+1\ -1}{2HCl}$ το H_2 είναι αναγωγικό, γιατί προκαλεί την αναγωγή του χλωρίου.

Οξειδωτικό	Αναγωγικό
• **προκαλεί οξείδωση**	• **προκαλεί αναγωγή**
• **ανάγεται**	• **οξειδώνεται**
• **προσλαμβάνει ηλεκτρόνια**	• **αποβάλει ηλεκτρόνια**
• **ελαττώνεται ο αριθμός οξείδωσης**	• **αυξάνεται ο αριθμός οξείδωσης**

Επομένως σύμφωνα με τα προηγούμενα:

α. Σώματα τα οποία περιέχουν ένα στοιχείο στη μεγαλύτερη βαθμίδα οξείδωσης ώστε να είναι δυνατόν να ελαττωθεί, δηλαδή το σώμα να αναχθεί, είναι οξειδωτικά.

π.χ. Το H_2SO_4,το οποίο περιέχει το θείο στη μεγαλύτερη βαθμίδα οξείδωσης (+6) είναι οξειδωτικό.

β. Σώματα τα οποία περιέχουν ένα στοιχείο στη μικρότερη βαθμίδα οξείδωσης, ώστε να είναι δυνατόν να αυξηθεί, δηλαδή το σώμα να οξειδωθεί, θα είναι αναγωγικά.

π.χ. Το H_2S, το οποίο περιέχει το θείο στη μικρότερη βαθμίδα οξείδωσης (-2) θα είναι αναγωγικό.

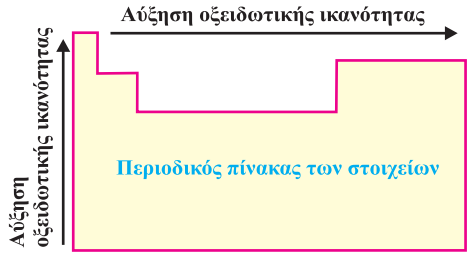
γ. Σώματα τα οποία περιέχουν ένα στοιχείο με ενδιάμεσο αριθμό οξείδωσης ώστε να είναι δυνατόν να ελαττωθεί ή να αυξηθεί, δηλαδή μπορούν να αναχθούν και να οξειδωθούν, θα είναι και οξειδωτικά και αναγωγικά.

π.χ. Το SO_2, το οποίο περιέχει το θείο σε ενδιάμεση βαθμίδα οξείδωσης (+4) είναι και οξειδωτικό και αναγωγικό ανάλογα την οξειδωτική ικανότητα του σώματος με το οποίο αντιδρά.

Α.Ο.	Μόριο	
+6	H_2SO_4	οξειδωτικό
+4	SO_2	και τα δύο
0	S	
-2	H_2S	αναγωγικό

δ. Η οξειδωτική ικανότητα των χημικών στοιχείων, σε ελεύθερη κατάσταση αυξάνει από αριστερά προς τα δεξιά για τα στοιχεία της ίδιας περιόδου και από κάτω προς τα πάνω για τα στοιχεία της ίδιας ομάδας στον περιοδικό πίνακα, ενώ η αναγωγική τους ικανότητα ελαττώνεται.

Η οξειδωτική και η αναγωγική ισχύς των στοιχείων στον ΠΠ μεταβάλλονται γενικά όπως αντίστοιχα η ηλεκτραρνητικότητα και η ηλεκτροθετικότητα.



Σε *ελεύθερη κατάσταση* τα **μέταλλα** είναι αναγωγικά στοιχεία (οξειδώνονται) ενώ τα **αμέταλλα** είναι γενικά οξειδωτικά στοιχεία (ανάγονται). Ωστόσο τα αμέταλλα παρουσία ισχυρότερου οξειδωτικού μπορούν να οξειδωθούν.

Σειρά οξειδωτικής ισχύος αμετάλλων:

$F_2 > O_3 > Cl_2 > Br_2 > O_2 > I_2 > S$

	Α.Ο.	Μόριο
οξειδωτικό	+5	HNO_3
	+4	NO_2
	+3	HNO_2
και τα δύο	+2	NO
	+1	N_2O
	0	N_2
	-1	NH_2OH
	-2	H_2NNH_2
αναγωγικό	-3	NH_3

Παράδειγμα:

Το άζωτο (N) έχει αριθμούς οξείδωσης από -3 έως +5, όπως φαίνεται στο παρακάτω πίνακα. Αυτό έχει σαν αποτέλεσμα:

Η ένωση στην οποία το N έχει το μικρότερο αριθμό οξείδωσης, δηλαδή η αμμωνία (NH_3), να μπορεί να δράσει μόνο σαν αναγωγικό:

$$\mathbf{2NH_3 + 3CuO \rightarrow N_2 + 3Cu + 3H_2O}\ .$$

Στην αντίδραση αυτή η NH_3 προκαλεί την αναγωγή του CuO.

Η ένωση στην οποία το N έχει το μεγαλύτερο αριθμό οξείδωσης, δηλαδή το νιτρικό οξύ (HNO_3) να μπορεί να δράσει μόνο σαν οξειδωτικό:

$$\mathbf{C + 4HNO_3 \rightarrow CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O}$$

Στη παραπάνω αντίδραση το νιτρικό οξύ προκαλεί την οξείδωση του C.

Οι ενώσεις στις οποίες το άζωτο (N) έχει ενδιάμεσο αριθμό οξείδωσης μπορούν να δράσουν είτε ώς οξειδωτικά είτε ως αναγωγικά: $\mathbf{N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3}$ (N_2 οξειδωτικό)
Στη παραπάνω αντίδραση το άζωτο προκαλεί την οξείδωση του υδρογόνου.

$$\mathbf{N_2 + O_2 \rightarrow 2NO} \quad (N_2 \text{ αναγωγικό})$$

Στη παραπάνω αντίδραση το άζωτο προκαλεί την αναγωγή του οξυγόνου.

Σε μια αντίδραση οξειδοαναγωγής, με βάση τον *ορισμό του ΑΟ* και λόγω της **διατήρησης του ηλεκτρικού φορτίου**, ισχύει ότι:

(ΜΑΟ=Μεταβολή ΑΟ)

Συνολική ΜΑΟ οξειδωτικού = Συνολική ΜΑΟ αναγωγικού =>

αριθμός ατόμων που ανάγονται x ελάττωση ΑΟ ανά άτομο οξειδωτικού = αριθμός ατόμων που οξειδώνονται x αύξηση ΑΟ ανά άτομο αναγωγικού =>

$$\frac{\text{αριθμός ατόμων που ανάγονται}}{\text{αριθμός ατόμων που οξειδώνονται}} = \frac{\text{αύξηση ΑΟ ανά άτομο αναγωγικού}}{\text{ελάττωση ΑΟ ανά άτομο οξειδωτικού}}$$

Η πιο απλή περίπτωση για να ισχύει η τελευταία αναλογία είναι οι αριθμητές και οι παρανομαστές των δύο λόγων να είναι ίσοι μεταξύ τους. Δηλαδή:

αριθμός ατόμων που ανάγονται = αύξηση ΑΟ ανά άτομο αναγωγικού

και

αριθμός ατόμων που οξειδώνονται = ελάττωση ΑΟ ανά άτομο οξειδωτικού

Αν οι ΜΑΟ απλοποιούνται, τις απλοποιούμε.
Με βάση αυτή τη λογική και χρησιμοποιώντας και την **αρχή διατήρησης της μάζας**, γίνεται η συμπλήρωση των συντελεστών με τη μέθοδο της μεταβολής του ΑΟ.

Σε κάθε χημική αντίδραση ισχύει:

α) η **αρχή διατήρησης της μάζας** και

β) η **αρχή διατήρησης του ηλεκτρικού φορτίου**.

- **Πως βρίσκουμε τους συντελεστές σε αντιδράσεις οξειδοαναγωγής:**

Η εύρεση των συντελεστών στις οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις γίνεται με δύο μεθόδους, με τη μέθοδο **μεταβολής του αριθμού οξείδωσης** και με τη μέθοδο των **ημιαντιδράσεων**.

- **Ευρεση συντελεστών με τη μέθοδο μεταβολής του αριθμού οξείδωσης:**
Κάθε αντίδραση οξειδοαναγωγής έχει τη γενική μορφή:

οξειδωτικό + **αναγωγικό** + ... → **προϊόν αναγωγής** + **προϊόν οξείδωσης** + ...

Για να υπολογίσουμε τους συντελεστές με τη μέθοδο αυτή εργαζόμαστε ως εξής:

1. Στα αντιδρώντα, βρίσκουμε το οξειδωτικό και το αναγωγικό σώμα και με βάση τον πίνακα των οξειδωτικών και των αναγωγικών σωμάτων, γράφουμε τα προϊόντα. Αν η αντίδραση γίνεται σε όξινο περιβάλλον στα αντιδρώντα γράφουμε και το αντίστοιχο οξύ.
2. Σημειώνουμε στην αντίδραση το στοιχείο που οξειδώνεται και το στοιχείο που ανάγεται και υπολογίζουμε τη μεταβολή στους αριθμούς οξείδωσής τους.
3. Τη μεταβολή του αριθμού οξείδωσης του στοιχείου που οξειδώνεται τη βάζουμε συντελεστή στο προϊόν που περιέχει το χημικό στοιχείο που ανάγεται (προϊόν αναγωγής) και αντίστοιχα τη μεταβολή του αριθμού οξείδωσης του στοιχείου που ανάγεται τη βάζουμε συντελεστή στο προϊόν που περιέχει το χημικό στοιχείο που οξειδώνεται (προϊόν οξείδωσης).

4. Αν το στοιχείο που οξειδώνεται ή ανάγεται έχει στα προϊόντα δείκτη διαφορετικό της μονάδας, τότε η μεταβολή του αριθμού οξείδωσης τοποθετείται σαν συντελεστής, αφού πρώτα διαιρεθεί με το δείκτη.

5. Αν οι μεταβολές του αριθμού οξείδωσης απλοποιούνται, κάνουμε την απλοποίηση, ενώ αν προκύψουν κλασματικοί συντελεστές, τους μετατρέπουμε σε ακεραίους πολλαπλασιάζοντας με το ελάχιστο κοινό πολλαπλάσιο του παρονομαστή.

Έτσι εξασφαλίζουμε ότι:

Συνολική μεταβολή Α.Ο. οξειδωτικού = Συνολική μεταβολή Α.Ο. αναγωγικού

6. Με βάση τους συντελεστές που τοποθετήσαμε στα προϊόντα, τοποθετούμε τους κατάλληλους συντελεστές και στα αντιδρώντα.

7. Ισοσταθμίζουμε τα άτομα του υδρογόνου στα δύο μέλη της χημικής εξίσωσης, προσθέτοντας στο μέλος που χρειάζεται τον κατάλληλο αριθμό μορίων νερού.

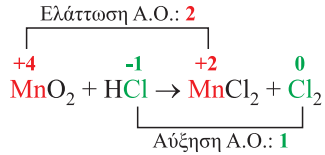
Παράδειγμα:

Να συμπληρωθεί η αντίδραση: $MnO_2 + HCl \rightarrow ...$

1. Το οξειδωτικό σώμα είναι το MnO_2 ενώ το αναγωγικό είναι το HCl. Με βάση τον πίνακα γράφουμε τα προϊόντα:

MnO_2	+	HCl	$\rightarrow$	$MnCl_2$	+	Cl_2
οξειδωτικό		αναγωγικό		προϊόν αναγωγής		προϊόν οξείδωσης

2. Το στοιχείο που οξειδώνεται είναι το Cl και η μεταβολή στον αριθμό οξείδωσής του είναι 1 (από -1 σε 0) ενώ το στοιχείο που ανάγεται είναι το Mn και η μεταβολή στον αριθμό οξείδωσής του είναι 2 (από +4 σε +2).



3, 4, 5. Στο $MnCl_2$ τοποθετούμε ως συντελεστή τη μεταβολή στον αριθμό οξείδωσης του Cl, ενώ στο Cl_2 τοποθετούμε ως συντελεστή τη μεταβολή στον αριθμό οξείδωσης του Mn, διαιρεμένη με το δύο, γιατί το Cl στο μόριο του Cl_2 έχει δείκτη 2.

$$MnO_2 + HCl \rightarrow 1MnCl_2 + 1Cl_2$$

6. Με βάση τους συντελεστές που τοποθετήσαμε στα προϊόντα τοποθετούμε τους κατάλληλους συντελεστές στα αντιδρώντα. Δηλαδή, 4 στο HCl για να ισοσταθμιστούν τα άτομα του Cl:

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow 1MnCl_2 + 1Cl_2$$

7. Για να ισοσταθμίσουμε τα άτομα του H προσθέτουμε δύο μόρια νερού στα προϊόντα:

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow 1MnCl_2 + 1Cl_2 + 2H_2O$$

Άρα η χημική εξίσωση της αντίδρασης είναι:

$$\mathbf{MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O}$$

9 Παραδείγματα για εξάσκηση στην εύρεση συντελεστών

1. $\mathbf{FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow}$

2. $\mathbf{Fe + H_2SO_{4(\pi)} \rightarrow SO_2 +}$

3. $\mathbf{Cu + HNO_{3(\alpha\rho)} \rightarrow NO +}$

4. $\mathbf{HCl + KMnO_4 \rightarrow Cl_2 +}$

5. $\mathbf{H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow O_2 +}$

6. $\mathbf{CaOCl_2 + NH_3 \rightarrow CaCl_2 +}$

7. $\mathbf{Cl_2 + KOH_{(\pi\theta)} \rightarrow KCl + KClO_3 +}$

8. $\mathbf{S + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 +}$

9. $\mathbf{C + KNO_3 \rightarrow CO_2 + K_2CO_3 + N_2}$

Εύρεση συντελεστών (ισοστάθμιση) σε πολύπλοκες οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις

1. Γράφουμε τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της αντίδρασης (σκελετική εξίσωση).

ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΟ + ΑΝΑΓΩΓΙΚΟ + …. → ΠΡΟΪΟΝ ΑΝΑΓΩΓΗΣ + ΠΡΟΪΟΝ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ + …

2. Προσδιορίζουμε ποια ακριβώς άτομα οξειδώνονται και ποια ανάγονται, βρίσκοντας τους αριθμούς οξείδωσης (Α.Ο.) των ατόμων στα αντιδρώντα και στα προϊόντα, **με βάση τους πρακτικούς κανόνες** εύρεσης του αριθμού οξείδωσης.

Παρατήρηση:

- Όταν μια ένωση περιέχει στο μόριό της περισσότερα από ένα άτομα του ίδιου στοιχείου, με τους πρακτικούς κανόνες βρίσκουμε ***το μέσο όρο των Α.Ο.*** όλων των ατόμων του στοιχείου αυτού που περιέχονται στο μόριο της ένωσης. Από τα άτομα αυτά, μπορεί να οξειδώνονται ή ανάγονται περισσότερα από ένα, ο αριθμός οξείδωσης καθενός να είναι διαφορετικός από το μέσο όρο των Α.Ο. που βρήκαμε με τους πρακτικούς κανόνες και οι μεταβολές των ΑΟ να είναι επίσης διαφορετικές για κάθε άτομο του στοιχείου που οξειδώνεται ή ανάγεται. Με τη μέθοδο όμως που ακολουθούμε για τη συμπλήρωση των συντελεστών, *δε μας ενδιαφέρει πόσα και ποια άτομα του στοιχείου οξειδώνονται ή ανάγονται ούτε πόσο μεταβάλλεται ο ΑΟ καθενός ατόμου*, αφού δουλεύουμε με τη ***ΜΑΟ ανά άτομο*** του στοιχείου που οξειδώνεται ή ανάγεται.
- Αν θελήσουμε να βρούμε τον Α.Ο. καθενός ατόμου ξεχωριστά, θα πρέπει να δουλέψουμε με ***τον ορισμό του Α.Ο.*** και το συντακτικό τύπο της ένωσης.

3. Υπολογίζουμε τις μεταβολές των αριθμών οξείδωσης (Μ.Α.Ο.) για τα άτομα που οξειδώνονται και ανάγονται : **Μ.Α.Ο. = Α.Ο. (προιόντα) – Α.Ο. (αντιδρώντα)**
Αν οι μεταβολές των Α.Ο. μπορούν να **απλοποιηθούν**, τις απλοποιούμε διαιρώντας τες με τον ίδιο αριθμό.

4. Ξεκινώντας από τα προϊόντα ($2^{ο}$ μέλος της εξίσωσης)*, βάζουμε κατάλληλους συντελεστές στα σώματα που περιέχουν τα άτομα που οξειδώνονται και ανάγονται, έτσι ώστε :
α) *ο συνολικός αριθμός των ατόμων του στοιχείου που οξειδώνεται να είναι ίσος με τη μεταβολή του Α.Ο. των ατόμων του στοιχείου που ανάγεται* και
β) *ο συνολικός αριθμός των ατόμων του στοιχείου που ανάγεται να είναι ίσος με τη μεταβολή του Α.Ο. των ατόμων του στοιχείου που οξειδώνεται.*

5. Συνεχίζουμε την ισοστάθμιση, βάζοντας και τους υπόλοιπους συντελεστές στο $1^{ο}$ και $2^{ο}$ μέλος. Αν κάπου μας **προκύψει να βάλουμε κλασματικό συντελεστή το αποφεύγουμε,** ξεκινώντας τη συμπλήρωση των συντελεστών από την αρχή, αφού πρώτα πολλαπλασιάσουμε τις μεταβολές των Α.Ο. με τον ίδιο κατάλληλο αριθμό (συχνά με το 2). **Τελευταία ισοσταθμίζουμε τα άτομα υδρογόνου (Η)**, προσθέτοντας – αν χρειάζεται – κατάλληλο αριθμών μορίων νερού (H_2O) σε ένα από τα δύο μέλη της χημικής εξίσωσης (συνήθως - όχι όμως πάντα - στο $2^{ο}$ μέλος)

6. Στο τέλος, ελέγχουμε τον αριθμό των ατόμων οξυγόνου (Ο) που πρέπει να είναι ο ίδιος στα δύο μέλη της χημικής εξίσωσης. Αν δεν είναι, έχουμε κάνει κάποιο λάθος, οπότε επαναλαμβάνουμε προσεκτικότερα από την αρχή την όλη διαδικασία.

*Σε δύο περιπτώσεις πρέπει να ξεκινάμε τη συμπλήρωση των συντελεστών ***από τα αντιδρώντα***:

α) Όταν το προϊόν της οξείδωσης και το προϊόν της αναγωγής είναι το ίδιο.

$S + 2H_2SO_4 \rightarrow 3SO_2 + 2H_2O$ $2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$

β) Όταν το στοιχείο που οξειδώνεται ή ανάγεται εμφανίζεται με τον ίδιο ΑΟ σε περισσότερα από ένα προϊόντα.

$5C + 4KNO_3 \rightarrow 3CO_2 + 2K_2CO_3 + 2N_2$ $PbS + 4H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4H_2O$

Κατηγορίες οξειδοαναγωγικών αντιδράσεων:

Οι οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις ταξινομούνται στις παρακάτω κατηγορίες:

1. Αντιδράσεις σύνθεσης
2. Αντιδράσεις αποσύνθεσης και διάσπασης
3. Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης
4. Αντιδράσεις πολύπλοκης μορφής.

Εδώ θα αναφερθούμε στις δύο τελευταίες κατηγορίες.

Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης:

Κατά τις αντιδράσεις αυτές ένα στοιχείο αντικαθιστά ένα άλλο σε μια χημική ένωση. Οι σπουδαιότερες αντιδράσεις απλής αντικατάστασης είναι:

α. Αντικατάσταση του υδρογόνου των οξέων από μέταλλο:

Η αντίδραση αυτή πραγματοποιείται όταν το μέταλλο είναι δραστικότερο του υδρογόνου. Στην περίπτωση αυτή, το μέταλλο στα προϊόντα έχει το μικρότερο από τους αριθμούς οξείδωσής του.

Το γενικό σχήμα της αντίδρασης είναι: **Μέταλλο + οξύ → αλάτι + υδρογόνο**

Σειρά αναγωγικής ισχύος μετάλλων:
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Fe, Zn, Sn, **H**, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Όπως θα δούμε στην οργανική χημεία και τα καρβοξυλικά οξέα δίνουν απλή αντικατάσταση με μέταλλα, π.χ.
$2RCOOH + Ca \rightarrow (RCOO)_2Ca + H_2$

Παράδειγμα:

$\overset{0}{Zn} + 2\overset{+1}{H}Cl \rightarrow \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H_2}$ και $\overset{0}{Fe} + \overset{+1}{H_2}SO_{4(αραιό)} \rightarrow \overset{+2}{Fe}SO_4 + \overset{0}{H_2}$

Παρατήρηση:

Όταν έχουμε διάλυμα HNO_3 ή πυκνό διάλυμα H_2SO_4, δεν πραγματοποιείται αντίδραση απλής αντικατάστασης, αλλά πολύπλοκης μορφής.

$Cu + HCl \rightarrow$ δεν αντιδρά

β. Αντικατάσταση του υδρογόνου του νερού:

Τα πολύ δραστικά μέταλλα K, Na, Ca, Ba αντικαθιστούν το H του νερού σε κοινή θερμοκρασία και δίνουν τις αντίστοιχες ευδιάλυτες βάσεις και αέριο H_2.

$M + xH_2O \rightarrow M(OH)x + (x/2)H_2$

$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$ $\quad Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$ $\quad Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2$

Πολύπλοκες αντιδράσεις:

Στην κατηγορία αυτή ανήκουν οι οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις που δεν μπορούν να ταξινομηθούν σε μία από τις προηγούμενες κατηγορίες.

Οξειδωτική δράση των $KMnO_4$, K_2CrO_7:

Δρουν ως οξειδωτικά και μετατρέπονται (ανάγονται) σε άλατα Mn^{2+}, Cr^{3+} αντίστοιχα.

Τις περισσότερες φορές απαιτείται όξινο περιβάλλον για να εκδηλώσουν τον οξειδωτικό τους χαρακτήρα.
Στις περιπτώσεις αυτές χρησιμοποιείται συνήθως το θειικό οξύ ή το υδροχλώριο.

Παράδειγμα:

$$5\overset{+2}{Sn}Cl_2 + 2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 16HCl \rightarrow 5\overset{+4}{Sn}Cl_4 + 2\overset{+2}{Mn}Cl_2 + 2KCl + 8H_2O$$

$$6\overset{+2}{Fe}SO_4 + K_2\overset{+6}{Cr_2}O_7 + 7H_2SO_4 \rightarrow 3\overset{+3}{Fe_2}(SO_4)_3 + \overset{+3}{Cr_2}(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

$$6\overset{+2}{Fe}Cl_2 + K_2\overset{+6}{Cr_2}O_7 + 14HCl \rightarrow 6\overset{+3}{Fe}Cl_3 + 2\overset{+3}{Cr}Cl_3 + 2KCl + 7H_2O$$

$$2\,NH_3 + 3\,CuO \longrightarrow N_2 + 3\,Cu + 3H_2O$$

$$5\,CO + 2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 5\,CO_2 + 2\,MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

Με τις αντιδράσεις με όξινο διάλυμα υπερμαγγανικού καλίου και διχρωμικού καλίου, επειδή μπορούμε να έχουμε κάποιο **οπτικό αποτέλεσμα** (αποχρωματισμός διαλύματος υπερμαγγανικού καλίου και αλλαγή χρώματος διαλύματος διχρωμικού καλίου), μπορεί να γίνει **ταυτοποίηση-διάκριση** ουσιών που οξειδώνονται (αναγωγικές ουσίες) από άλλες που δεν οξειδώνονται.
Τέτοιες περιπτώσεις θα μελετήσουμε πιο διεξοδικά παρακάτω στην Οργανική Χημεία.

Παρατήρηση:

α. Το όξινο διάλυμα $KMnO_4$ είναι ερυθροϊώδες. Μετά την οξειδοαναγωγική αντίδραση μετατρέπεται σε άχρωμο γιατί περιέχει ιόντα Mn^{2+}.

β. Το όξινο διάλυμα $K_2Cr_2O_7$ είναι πορτοκαλί. Μετά την οξειδοαναγωγική αντίδραση μετατρέπεται σε πράσινο γιατί περιέχει ιόντα Cr^{3+}.

Για να αποχρωματιστεί το διάλυμα του $KMnO_4$ και για να αλλάξει χρώμα το διάλυμα του $K_2Cr_2O_7$, θα πρέπει **να αντιδράσει όλη η ποσότητα καθενός από τα δύο οξειδωτικά**.

Οξείδωση-Αναγωγή-Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής

Εφαρμογές

1. Να εξετάσετε αν οι επόμενες αντιδράσεις είναι οξειδοαναγωγικές, σύμφωνα και με τους τρεις ορισμούς για την οξείδωση και την αναγωγή:

α) $H_2+S \rightarrow H_2S$ β) $2Na + Cl_2 \rightarrow 2\,NaCl$

2. Να βρείτε το οξειδωτικό και το αναγωγικό σώμα σε καθεμιά από τις επόμενες αντιδράσεις:

α) $Cl_2 + 2NaBr \rightarrow 2\,NaCl + Br_2$, β) $3Ag + 4HNO_3 \rightarrow 3AgNO_3 + NO + 2H_2O$

γ) $C + 2H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$, δ) $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

ε) $5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5SO_2 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$

στ) $3Cl_2 + 6KOH \rightarrow 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$

3. Να βρείτε το οξειδωτικό και το αναγωγικό στις επόμενες οργανικές αντιδράσεις:

α) $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{\text{φως}} CH_3Cl + HCl$, β) $CH_3CH{=}O + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3CH_2OH$

γ) $CH_3CN + 2H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3CH_2NH_2$ δ) $CH_3CH{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_3CH(Br)CH_2Br$

4. Ποιες από τις επόμενες ουσίες συμπεριφέρονται ως οξειδωτικά και ποιες ως αναγωγικά;

H_2SO_4 , H_2S , SO_2 , HNO_3 , NO , NH_3

5. Να εξετάσετε αν είναι σωστές οι παρακάτω χημικές εξισώσεις:

α) $5Cu + 12HNO_3 \rightarrow 5Cu(NO_3)_2 + N_2 + 6H_2O$, β) $MnO_4^- + 2H_2S + 4H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 2S + 4H_2O$

6. Σε υδατικό διάλυμα $FeSO_4$ προστίθεται κατά σταγόνες υδατικό διάλυμα $KMnO_4/H_2SO_4$ και παρατηρούμε ότι το διάλυμα $KMnO_4$ αποχρωματίζεται. Να εξηγήσετε το φαινόμενο αυτό και να γράψετε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης που πραγματοποιείται.

7. Να συμπληρώσετε τις χημικές εξισώσεις των επόμενων αντιδράσεων:

α) $CO + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$

β) $NH_3 + Ag_2O \rightarrow$

γ) $SnCl_2 + KMnO_4 + HCl \rightarrow SnCl_4 +$

δ) $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 +$

ε) $CH_3CH(OH)CH_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$

στ) $CH_3CH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CH_3COOH +$

ζ) $HCOOH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 +$

η) $CH_3CH{=}O + CuSO_4 + NaOH \rightarrow CH_3COONa + Cu_2O + Na_2SO_4 +$

θ) $CH_3CH_2CH{=}O + AgNO_3 + NH_3 + \rightarrow CH_3CH_2COONH_4 + Ag + NH_4NO_3$

ι) $(COOH)_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 +$

Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί

Παρατηρήσεις για τη λύση των ασκήσεων

1. Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί είναι οι ποσοτικοί υπολογισμοί που κάνουμε στηριζόμενοι στους συντελεστές των ουσιών στις χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων. Σε μια χημική εξίσωση, **ο λόγος των συντελεστών των σωμάτων στη χημική εξίσωση της αντίδρασης είναι ίσος με το λόγο των moles των σωμάτων που αντιδρούν και παράγονται.** Έτσι μπορούμε σε κάθε περίπτωση γνωρίζοντας τα mol ενός σώματος που συμμετέχει σε μια χημική αντίδραση να υπολογίσουμε με αναλογία και τα mol όλων των άλλων σωμάτων που συμμετέχουν σε αυτή τη χημική αντίδραση.

2. Όταν ο λόγος των mol των αντιδρώντων είναι ίσος με το λόγο των συντελεστών τους στη χημική εξίσωση, τότε λέμε ότι τα αντιδρώντα βρίσκονται **σε "στοιχειομετρική αναλογία**". Σε αντίθετη περίπτωση λέμε ότι κάποιο αντιδρών βρίσκεται **"σε περίσσεια"**. Σε ορισμένες ασκήσεις δίνονται οι ποσότητες δύο ή περισσότερων αντιδρώντων και ζητείται η ποσότητα κάποιου προϊόντος. Τότε, σε περίπτωση που τα αντιδρώντα είναι σε στοιχειομετρική αναλογία, μπορούμε να υπολογίσουμε την ποσότητα του προϊόντος με βάση οποιοδήποτε αντιδρών. Αν όμως κάποιο αντιδρών είναι σε περίσσεια, τότε οι ποσότητες των σωμάτων που αντιδρούν και παράγονται **θα καθορίζονται από το αντιδρών που δεν είναι σε περίσσεια**. Αυτό ονομάζεται **περιοριστικό αντιδρών** και σε μονόδρομες (ποσοτικές) αντιδράσεις είναι αυτό που αντιδρά πλήρως (όλη η αρχική ποσότητά του).

Παράδειγμα εξέτασης περίσσειας κάποιου αντιδρώντος

Έστω η μονόδρομη αντίδραση: A + 3B → 2Γ

α) Έστω ότι αρχικά έχουμε 2 mol Α και 6 mol Β. Ο λόγος των συντελεστών στη χημική εξίσωση για τα Α και Β είναι 1:3. Ο λόγος των αρχικών mol των Α και Β είναι 2:6=1:3.

Επειδή ισχύει ότι **λόγος συντελεστών = λόγος αρχικών mol**, τα αντιδρώντα Α και Β βρίσκονται **σε στοιχειομετρική αναλογία**, άρα μπορώ να κάνω στοιχειομετρικούς υπολογισμούς **με βάση την ποσότητα οποιουδήποτε αντιδρώντος**. Αυτό φαίνεται στα παρακάτω πινακάκια:

Με βάση το Α	**A**	**+**	**3B**	**→**	**2Γ**
Αρχικά	2		6		
Αντ./παράγ.	-2		-(3·2=6)		+(2·2=4)
Τελικά	-		-		4

Με βάση το Β	**A**	**+**	**3B**	**→**	**2Γ**
Αρχικά	2		6		
Αντ./παράγ.	-[(1/3)·6=2]		-6		+[(2/3)·6=4]
Τελικά	-		-		4

β) Έστω ότι αρχικά έχουμε 1 mol Α και 2 mol Β. Ο λόγος των συντελεστών είναι πάντα ίδιος για τη συγκεκριμένη χημική εξίσωση (1:3), ενώ ο λόγος των αρχικών mol των Α και Β είναι τώρα 1:2. Επειδή **λόγος συντελεστών ≠ λόγος αρχικών mol** καταλαβαίνουμε ότι τα Α και Β δεν είναι σε στοιχειομετρική αναλογία. Με βάση τους συντελεστές, 1 mol Α χρειάζεται 3 mol Β για να αντιδράσουν πλήρως. Αλλά 3 mol Β δεν υπάρχουν, υπάρχουν μόνο 2 mol Β, οπότε καταλαβαίνω ότι **το Α είναι σε περίσσεια**. Επομένως, θα πρέπει να κάνω στοιχειομετρικούς υπολογισμούς **με**

βάση την ποσότητα του Β, το οποίο δεν είναι σε περίσσεια και θα αντιδράσει πλήρως (όλη η αρχική ποσότητά του). Αυτό φαίνεται στο παρακάτω πινακάκι:

	Α	**+**	**3Β**	**→**	**2Γ**
Αρχικά	1		2		
Αντ./παράγ.	-[(1/3)·2=2/3]		-2		+[(2/3)·2=4/3]
Τελικά	1/3		-		4/3

3. Στις αντιδράσεις οξειδοαναγωγής με **όξινο διάλυμα $KMnO_4$** ή **$K_2Cr_2O_7$**, ισχύουν τα εξής:
α) Αν η ποσότητα του $KMnO_4$ αντιδράσει πλήρως, το διάλυμα $KMnO_4$ **αποχρωματίζεται**. Αν το $KMnO_4$ βρίσκεται σε περίσσεια, το διάλυμα **δε θα αποχρωματιστεί**.
β) Αν η ποσότητα του $K_2Cr_2O_7$ αντιδράσει πλήρως, το διάλυμα $K_2Cr_2O_7$ **αλλάζει χρώμα** από πορτοκαλί σε πράσινο. Αν το $K_2Cr_2O_7$ βρίσκεται σε περίσσεια, το διάλυμα **δε θα αλλάξει χρώμα**.

4. Όταν σε μια οξειδοαναγωγική αντίδραση συμμετέχει μία μη καθαρή ουσία (δείγμα), στους στοιχειομετρικούς υπολογισμούς θα χρησιμοποιούμε **μόνο την ποσότητα της καθαρής ουσίας** που αντιδρά. Συνήθως αναφέρεται στην εκφώνηση της άσκησης ότι οι **προσμίξεις είναι αδρανείς**, δηλαδή δεν αντιδρούν.
Καθαρότητα ενός δείγματος είναι η **% w/w περιεκτικότητα** του δείγματος **σε καθαρή ουσία**.

5. Στις ασκήσεις που αναφέρονται σε **μίγματα ουσιών (ή κράματα)**, όταν η σύσταση του μίγματος δεν είναι γνωστή, λέμε: "**Έστω χ,ψ,z,… τα moles κάθε συστατικού του μίγματος**" και στηριζόμενοι στα δεδομένα της εκφώνησης προσπαθούμε να καταστρώσουμε τόσες εξισώσεις όσοι και οι άγνωστοι χ,ψ,z,…
π.χ. για τη μάζα ενός μίγματος ισχύει: $\mathbf{m_{μίγμ.} = m_1 + m_2 + m_3 + \ldots = x \cdot Mr_1 + \psi \cdot Mr_2 + z \cdot Mr_3 + \ldots}$

- **Ισομοριακό μίγμα** είναι αυτό του οποίου τα συστατικά έχουν ίσο αριθμό μορίων, άρα και ίσο αριθμό moles, οπότε λέμε: "**Έστω χ τα moles κάθε συστατικού του μίγματος**".
- Όταν αντιδρούν τα συστατικά ενός μίγματος με κάποια ουσία, θα γράφουμε **ξεχωριστά τη χημική εξίσωση της αντίδρασης για καθένα από τα συστατικά του μίγματος.** Βέβαια, δεν αντιδρούν πάντα όλα τα συστατικά του μίγματος με την ουσία που επιδρά στο μείγμα.

6. Ορισμένες ασκήσεις αναφέρονται σε **σειρά διαδοχικών αντιδράσεων**, στις οποίες το προϊόν της μιας αντίδρασης συμμετέχει ως αντιδρών στην επόμενη αντίδραση. Εδώ πρέπει να έχουμε υπόψη μας ότι **ο αριθμός των moles του προϊόντος μιας αντίδρασης είναι ίσος με τον αριθμό moles του ίδιου σώματος που συμμετέχει ως αντιδρών στην επόμενη αντίδραση**. Αυτό ισχύει **ανεξάρτητα από τους συντελεστές** που έχει το σώμα στις χημικές εξισώσεις των δύο αντιδράσεων. (Οι αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων δεν έχουν καμία σχέση με τους συντελεστές τους στη χημική εξίσωση της αντίδρασης. Οι συντελεστές δείχνουν μόνο την αναλογία mol με την οποία αντιδρούν και παράγονται τα σώματα σε μια χημική αντίδραση).

Ασκήσεις οξειδοαναγωγής με στοιχειομετρικούς υπολογισμούς

Εφαρμογές

1. Πόσα mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ συγκέντρωσης 0,2 M απαιτούνται για την πλήρη οξείδωση 500 mL διαλύματος $SnCl_2$ συγκέντρωσης 0,3 M παρουσία HCl, σύμφωνα με την αντίδραση:

$$SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow SnCl_4 + \ldots$$

Δίνεται ότι το $K_2Cr_2O_7$ δεν οξειδώνει το HCl. (250 mL)

2. Σε 300 mL διαλύματος $KMnO_4$ συγκέντρωσης 0,2 M προσθέτουμε 400 mL διαλύματος HCl συγκέντρωσης 1 M, οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση:

$$KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + \ldots$$

α) Να εξετάσετε αν θα αποχρωματιστεί το διάλυμα του $KMnO_4$. (όχι)

β) Να υπολογίσετε τον όγκο του αερίου που ελευθερώνεται, μετρημένο σε STP συνθήκες. (2,8 L)

3. Διαθέτουμε 500 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ (διάλυμα Δ_1) συγκέντρωσης 0,2 M το οποίο είναι οξινισμένο με H_2SO_4. Στο διάλυμα Δ_1 προσθέτουμε 300 mL διαλύματος $FeSO_4$ συγκέντρωσης 1 M, οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση:

$$FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + \ldots$$ και προκύπτει διάλυμα Δ_2.

α) Να εξετάσετε αν θα μεταβληθεί το χρώμα του διαλύματος $K_2Cr_2O_7$.

β) Στο διάλυμα Δ_2 διαβιβάζεται αέριο H_2S μέχρι να μεταβληθεί το χρώμα του διαλύματος, λόγω της αντίδρασης: $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + \ldots$

Ποιος είναι ο ελάχιστος όγκος H_2S, μετρημένος σε συνθήκες STP, που απαιτείται για τη μεταβολή του χρώματος; (όχι, 3,36 L)

4. 6 g ενός δείγματος ακάθαρτου σιδήρου διαλύονται σε περίσσεια αραιού διαλύματος H_2SO_4, σύμφωνα με την αντίδραση: $Fe + H_2SO_{4(\alpha\rho\alpha\iota\acute{o})} \rightarrow FeSO_4 + H_2$

Το διάλυμα που προκύπτει απαιτεί για πλήρη οξείδωση 200 mL διαλύματος $KMnO_4$ συγκέντρωσης 0,1 M παρουσία H_2SO_4. Να υπολογίσετε την % w/w περιεκτικότητα του δείγματος σε καθαρό σίδηρο. Οι προσμείξεις του δείγματος είναι αδρανείς.

Δίνεται η σχετική ατομική μάζα (Ar) του Fe: 56. (93,3 % w/w)

5. 6 g Mg διαλύονται πλήρως σε πυκνό διάλυμα H_2SO_4, σύμφωνα με την αντίδραση:

$$Mg + H_2SO_{4(\pi\upsilon\kappa\nu\acute{o})} \rightarrow MgSO_4 + SO_2 + \ldots$$

Το αέριο που ελευθερώνεται αντιδρά πλήρως με την απαιτούμενη ποσότητα υδατικού διαλύματος Cl_2 σύμφωνα με την αντίδραση: $Cl_2 + SO_2 + \ldots \rightarrow HCl + H_2SO_4$

και το διάλυμα που προκύπτει εξουδετερώνεται πλήρως με διάλυμα NaOH συγκέντρωσης 0,5 M. Να υπολογίσετε τον όγκο του διαλύματος NaOH που απαιτείται για την πλήρη εξουδετέρωση.

Δίνεται η σχετική ατομική μάζα (Ar) του Mg: 24. (V=2 L)

6. 17,15 g ενός κράματος Cu και Ag απαιτούν για πλήρη αντίδραση 800 mL ενός αραιού διαλύματος HNO_3, οπότε ελευθερώνονται 2,24 L αερίου, μετρημένα σε STP συνθήκες, σύμφωνα με τις αντιδράσεις: $Cu + HNO_{3(αραιό)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + ...$ και

$Ag + HNO_{3(αραιό)} \rightarrow AgNO_3 + NO + ...$

Να υπολογίσετε:

α) τη σύσταση σε g του κράματος.

β) τη συγκέντρωση του διαλύματος HNO_3.

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες (Ar) των στοιχείων: Cu: 63,5, Ag: 108.

(6,35 g-10,8 g, 0,5 M)

7. 23,3 g ενός κράματος Fe και Zn διαλύονται πλήρως σε διάλυμα HCl, οπότε ελευθερώνονται 8,96 L αερίου μετρημένα σε STP, σύμφωνα με τις αντιδράσεις:

$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$ και $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

και προκύπτει διάλυμα Δ όγκου 1 L.

α) Να υπολογίσετε τη σύσταση σε g του κράματος.

β) Για την πλήρη οξείδωση 500 mL του διαλύματος Δ καταναλώθηκαν 250 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ παρουσία HCl. Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του διαλύματος $K_2Cr_2O_7$.

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες (Ar) των στοιχείων: Fe: 56, Zn: 65. (16,8 g-6,5 g, 0,1 M)

8. 2,32 g ενός μείγματος FeO και Fe_2O_3 διαλύονται πλήρως σε αραιό διάλυμα H_2SO_4, σύμφωνα με τις αντιδράσεις: $FeO + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2O$ και $Fe_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

Το διάλυμα που προκύπτει απαιτεί για πλήρη οξείδωση 10 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ συγκέντρωσης 1/6 M παρουσία H_2SO_4, σύμφωνα με την αντίδραση:

$FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + ... + ...$

Να υπολογίσετε τη σύσταση σε mol του αρχικού μίγματος.

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες (Ar) των στοιχείων: Fe: 56, O: 16. (0,01 mol, 0,01 mol)

9. 2,8 g ενός μετάλλου Μ, το οποίο έχει στις ενώσεις του αριθμούς οξείδωσης +2 και +3, διαλύονται πλήρως σε αραιό διάλυμα H_2SO_4, σύμφωνα με την αντίδραση:

$M + H_2SO_4 \rightarrow MSO_4 + H_2$

Το διάλυμα που προκύπτει απαιτεί για πλήρη οξείδωση 50 mL διαλύματος $KMnO_4$ συγκέντρωσης 0,2 M παρουσία H_2SO_4, σύμφωνα με την αντίδραση:

$MSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow M_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + ... + ...$

Να υπολογίσετε τη σχετική ατομική μάζα (Ar) του μετάλλου Μ. (Ar=56)

10. 0,1 mol ενός μετάλλου Μ οξειδώνονται πλήρως με πυκνό διάλυμα H_2SO_4 συγκέντρωσης 3 Μ, οπότε ελευθερώνονται 3,36 L αερίου, μετρημένα σε STP συνθήκες, σύμφωνα με την αντίδραση:

$$M + H_2SO_{4(\pi\upsilon\kappa\nu\acute{o})} \rightarrow M_2(SO_4)_x + SO_2 + ...$$

Να υπολογίσετε:

α) τον αριθμό οξείδωσης του μετάλλου Μ στο θειικό άλας που σχηματίζεται.

β) τον όγκο του διαλύματος H_2SO_4 που καταναλώθηκε. (+3, 100 mL)

11. Ένα μέταλλο Μ έχει αριθμούς οξείδωσης x και y, όπου $x < y$. 0,2 mol από το μέταλλο Μ διαλύονται πλήρως σε περίσσεια διαλύματος HCl, οπότε ελευθερώνονται 4,48 L αερίου, μετρημένα σε συνθήκες STP, σύμφωνα με την αντίδραση: $M + xHCl \rightarrow MCl_x + (x/2)H_2$

Το διάλυμα που προκύπτει απαιτεί για πλήρη οξείδωση 400 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ συγκέντρωσης 1/6 Μ παρουσία HCl, σύμφωνα με την αντίδραση:

$$MCl_x + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow MCl_y + CrCl_3 + \ldots + \ldots$$

Να υπολογίσετε τους αριθμούς οξείδωσης x και y του μετάλλου Μ. (x=+2, y=+4)

12. Ποσότητα Hg ίση με 6 g αντιδρά πλήρως με πυκνό-θερμό διάλυμα H_2SO_4, οπότε ο υδράργυρος μετατρέπεται σε μείγμα αλάτων του μονοσθενή και του δισθενή υδραργύρου, σύμφωνα με τις αντιδράσεις (Ι) και (ΙΙ) που ακολουθούν:

(Ι) $Hg + H_2SO_4 \rightarrow Hg_2SO_4 + SO_2 + \ldots..$ και (ΙΙ) $Hg + H_2SO_4 \rightarrow HgSO_4 + SO_2 + \ldots..$

Από τις αντιδράσεις ελευθερώνονται 448 mL αερίου SO_2 μετρημένα σε STP και τελικά προκύπτει διάλυμα Δ. Να υπολογίσετε:

α) το % ποσοστό του Hg που οξειδώνεται προς Hg^{2+},

β) τον όγκο του διαλύματος $KMnO_4$ συγκέντρωσης 0,1 Μ που απαιτείται για την πλήρη αντίδραση του αερίου SO_2 που ελευθερώθηκε προηγουμένως παρουσία H_2SO_4, σύμφωνα με την αντίδραση:

$$SO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 + \ldots.. \rightarrow H_2SO_4 + \ldots\ldots$$

γ) τον όγκο του διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ συγκέντρωσης 1/6 Μ που απαιτείται για την πλήρη οξείδωση του διαλύματος Δ παρουσία H_2SO_4, σύμφωνα με την αντίδραση:

$$Hg_2SO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow HgSO_4 + \ldots..$$

Δίνεται η σχετική ατομική μάζα (Ar) του Hg: 200. (33,3 %, 80 mL, 20 mL)

13. Ποσότητα 19,05 g Cu αντιδρά πλήρως με διάλυμα HNO_3 συγκέντρωσης 2,5 Μ, οπότε παράγεται άλας $Cu(NO_3)_2$ καθώς και αέριο μείγμα NO_2 και NO που περιέχει τα συστατικά του με αναλογία mol 3:1 αντίστοιχα.

α) Να υπολογίσετε τον όγκο του αερίου μείγματος μετρημένο σε STP συνθήκες.

β) Ποιος όγκος διαλύματος HNO_3 απαιτήθηκε για την αντίδραση;

γ) Να γράψετε τη χημική εξίσωση της συνολικής αντίδρασης που πραγματοποιείται.

Δίνεται η σχετική ατομική μάζα (Ar) του Cu: 63,5. (8,96 L, 0,4 L)

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1.1. Ο ΑΟ ενός αμετάλλου που συμμετέχει σε ιοντική ένωση ισούται:
Α) με το φορτίο του πυρήνα του
Β) με τον αριθμό ηλεκτρονίων της εξωτερικής του στιβάδας
Γ) με τον αριθμό ηλεκτρονίων που αποβάλλει το άτομο του αμετάλλου κατά το σχηματισμό του ιοντικού δεσμού
Δ) με το ηλεκτρικό του φορτίο μετά το σχηματισμό του δεσμού

1.2. Στις ομοιοπολικές ενώσεις ο ΑΟ κάθε ατόμου ισούται με:
Α) το ηλεκτρικό του φορτίο
Β) το φαινομενικό φορτίο που αποκτά το άτομο μετά την απόδοση των κοινών ηλεκτρονίων του στο ηλεκταρνητικότερο άτομο
Γ) τον αριθμό των ηλεκτρονίων που έχει στην εξωτερική του στιβάδα
Δ) τον αριθμό των ηλεκτρονίων που συνεισφέρει το άτομο

1.3. Το Cl στην ένωση NaCl έχει αρνητικό ΑΟ διότι:
Α) κατά τη δημιουργία του ιοντικού δεσμού αποβάλλει ένα ηλεκτρόνιο
Β) έχει πραγματικό φορτίο −1
Γ) είναι λιγότερο ηλεκταρνητικό από το Na
Δ) το Cl εμφανίζει πάντα ΑΟ = −1

1.4. Στο μόριο Cl_2 κάθε άτομο Cl έχει ΑΟ ίσο με:
Α) +1, διότι κατά το σχηματισμό του δεσμού μεταξύ των δύο ατόμων Cl εμφανίζεται ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων.
Β −1, διότι κατά το σχηματισμό του δεσμού μεταξύ των δύο ατόμων Cl εμφανίζεται ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων.
Γ) το 0, διότι το μόριο Cl_2 είναι ηλεκτρικά ουδέτερο
Δ) το 0, διότι έχει σχηματιστεί ομοιοπολικός δεσμός μεταξύ ατόμων του ίδιου στοιχείου

1.5. Σε ποια από τις παρακάτω ουσίες το Ο έχει ΑΟ = +2;
Α) CO_2 Β) H_2O_2 Γ) O_3 Δ) OF_2

1.6. Ο ΑΟ του οξυγόνου στις χημικές ενώσεις CO_2, H_2O_2, OF_2 είναι, αντίστοιχα:
Α) −2, +2 και +2
Β) –2, +1 και +1
Γ) −2, −1 και +2
Δ) +2, −1 και −2 [ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ]

1.7. Στις ενώσεις CH_4, CH_3Cl, CH_2Cl_2, CO και CO_2 ο άνθρακας εμφανίζει τους ΑΟ:
Α) −4 και +4 Β) −4, −2, −1, 0 και +4
Γ) −4, 0 και +4 Δ) −4, −2, 0, +2 και +4

1.8. Οι ΑΟ του Ν στις ενώσεις NH_3 και HNO_3 είναι, αντίστοιχα:
Α) +3 και +5 Β) +3 και −5
Γ) −3 και −5 Δ) −3 και +5

1.9. Σε ποια από τις παρακάτω ενώσεις ο ΑΟ του C είναι μηδέν;
Α) CCl_4 Β) CO Γ) CH_4 Δ) CH_2Cl_2

1.10. Στην αντίδραση, $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$, τα άτομα του Cl:
Α) μόνο οξειδώνονται
Β) μόνο ανάγονται
Γ) άλλα οξειδώνονται και άλλα ανάγονται
Δ) ούτε οξειδώνονται ούτε ανάγονται [ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ]

1.11. Ποια από τις παρακάτω αντιδράσεις δεν είναι οξειδοαναγωγική;
Α) $KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$
Β) $Br_2 + 2NaI \rightarrow 2NaBr + I_2$
Γ) $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$
Δ) $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ [ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ]

1.12. Από τις παρακάτω αντιδράσεις:
$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ (I)
$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ (II)
$KClO_3 \rightarrow KCl + \frac{3}{2}O_2$ (III)
$NaOH + CO_2 \rightarrow NaHCO_3$ (IV)
αντιδράσεις οξειδοαναγωγής είναι μόνο οι:
Α) (I) και (II)
Β) (I), (II) και (III)
Γ) (I), (II) και (IV)
Δ) (I) και (III)

1.13. Στο ιόν $[Fe(CN)_6]^{4-}$, ο ΑΟ του Fe είναι ίσος με:
Α) +3 Β) −3 Γ) +2 Δ) −4

1.14. Στην αντίδραση,
$3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$,
Α) το Ν οξειδώνεται και το Η ανάγεται
Β) το Ν οξειδώνεται και το Ο δρα ως οξειδωτικό
Γ) ορισμένα άτομα Ν οξειδώνονται ενώ άλλα ανάγονται
Δ) δεν παρατηρείται οξειδοαναγωγή

1.15. Στην αντίδραση,
$2NH_3 + 3CuO \rightarrow N_2 + 3Cu + 3H_2O$,
Α) η NH_3 είναι το αναγωγικό και το CuO είναι το οξειδωτικό σώμα
Β) το άζωτο ανάγεται
Γ) ο χαλκός οξειδώνεται
Δ) δεν υπάρχει οξειδοαναγωγικό φαινόμενο

1.16. Από τις ενώσεις: $KMnO_4$, NH_3, $K_2Cr_2O_7$ και $FeCl_2$:
Α) αναγωγικά είναι το $KMnO_4$ και $K_2Cr_2O_7$
Β) οξειδωτικά είναι το $KMnO_4$ και $K_2Cr_2O_7$
Γ) οξειδωτικά είναι η NH_3 και το $FeCl_2$
Δ) αναγωγικά είναι το $KMnO_4$ και η NH_3

1.17. Αν σε υδατικό διάλυμα $KMnO_4/H_2SO_4$ διαλύσουμε ποσότητα $FeCl_2$, τότε το διάλυμα $KMnO_4$:
Α) θα αποχρωματιστεί πλήρως
Β) δεν θα αποχρωματιστεί
Γ) θα αλλάξει χρώμα
Δ) είναι πιθανό να αποχρωματιστεί πλήρως

1.18. Να εξηγήσετε αν οι προτάσεις που ακολουθούν είναι σωστές (Σ) ή όχι (Λ).
α) Η αποβολή ηλεκτρονίων χαρακτηρίζεται ως αναγωγή.
β) Στην αντίδραση, $C + 2F_2 \rightarrow CF_4$, ο C δρα ως οξειδωτικό.
γ) Η αποβολή ηλεκτρονίων από το άτομο στοιχείου και γενικότερα η αύξηση του ΑΟ του ονομάζεται οξείδωση.
δ) Ο ΑΟ του Η στις ενώσεις του είναι +1 εκτός από την περίπτωση που ενώνεται με μέταλλα, οπότε ο ΑΟ του είναι −1.
ε) Στις αντιδράσεις, $S + O_2 \rightarrow SO_2$ και $H_2 + S \rightarrow H_2S$, το S λειτουργεί ως αναγωγικό και ως οξειδωτικό, αντίστοιχα, καθώς στην 1η περίπτωση οξειδώνεται ενώ στη 2η ανάγεται.
στ) Κάθε αύξηση του ΑΟ ενός στοιχείου αντιστοιχεί σε οξείδωση και αντιστρόφως κάθε φαινόμενο οξείδωσης αντιστοιχεί σε κάποια αύξηση του ΑΟ ενός στοιχείου.
ζ) Σε κάθε οξείδωση παρατηρείται πραγματική αποβολή ηλεκτρονίων.
η) Στην αντίδραση, $Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$, το H_2 δρα ως αναγωγικό.
θ) Για να γίνει οξείδωση δεν είναι οπωσδήποτε απαραίτητο το οξυγόνο, αλλά οποιοδήποτε ηλεκτραρνητικό στοιχείο, που έχει τάση να προσλαμβάνει ηλεκτρόνια.

1.19. Να γράψετε τα γράμματα της στήλης Ι (ουσίες) και δίπλα τον αριθμό της στήλης ΙΙ που αντιστοιχεί στο σωστό αριθμό οξείδωσης του θείου (S) στην αντίστοιχη ουσία:

Στήλη Ι (ουσίες)	Στήλη ΙΙ (ΑΟ του S)
Α. H_2S	1. +4
Β. SO_2	2. 0
Γ. S	3. –2
Δ. H_2SO_4	4. +8
	5. +6

1.20. Να υπολογίσετε αλγεβρικά τον ΑΟ του C στις παρακάτω ενώσεις: C_2H_6, HCHO, HCOOH και $(COOH)_2$.

1.21. Δίνεται η αντίδραση, $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$.
Να γράψετε τους αριθμούς οξείδωσης του Κ, του Cl και του Ο στο αντιδρών σώμα και στα προϊόντα της αντίδρασης και να βρείτε ποιο στοιχείο οξειδώνεται και ποιο στοιχείο ανάγεται. [ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ]

1.22. α) Να υπολογιστούν οι ΑΟ του Cl στις ενώσεις: HCl, HClO, $KClO_4$, $KClO_3$.
β) Να υπολογιστούν αλγεβρικά οι ΑΟ των στοιχείων Al, S, N και Cr στις ενώσεις που ακολουθούν: Al_2O_3 , H_2SO_4, NH_3, $K_2Cr_2O_7$.

1.23. α) Να υπολογίσετε τους ΑΟ όλων των ατόμων C στις ενώσεις: CH_3CH_2OH (Ι), $CH_3CH{=}O$ (ΙΙ), CH_3COOH (ΙΙΙ).
β) Να εξηγήσετε γιατί οι μετατροπές, Ι → ΙΙ, Ι → ΙΙΙ και ΙΙ → ΙΙΙ είναι αντιδράσεις οξείδωσης, σύμφωνα με τον 1ο και τον 3ο ορισμό.

1.24. Δίνεται η οξειδοαναγωγική αντίδραση (χωρίς συντελεστές): $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$.
α) Να καθορίσετε το οξειδωτικό και το αναγωγικό σώμα στην παραπάνω αντίδραση.
β) Να συμπληρώσετε τη χημική εξίσωση με τους απαραίτητους συντελεστές (μικρότεροι δυνατοί ακέραιοι αριθμοί).

1.25. Στις μπαταρίες νικελίου (Ni) - καδμίου (Cd) η ηλεκτρική ενέργεια παρέχεται με τη βοήθεια της αντίδρασης:
$Cd(s) + NiO_2(s) + 2H_2O(\ell) \rightarrow Cd(OH)_2(s) + Ni(OH)_2(s)$
α) Να αναγνωρίσετε το στοιχείο που οξειδώνεται και το στοιχείο που ανάγεται.
β) Ποιο είναι το οξειδωτικό και ποιο το αναγωγικό μέσο στην αντίδραση αυτή;

1.26. Δίνεται η εξίσωση: $K_2Cr_2O_7 + HBr \rightarrow Br_2 + A + B + Γ$.
α) Να γράψετε τα προϊόντα που αντιστοιχούν στα γράμματα Α, Β και Γ.
β) Να συμπληρώσετε την παραπάνω χημική εξίσωση με τους κατάλληλους συντελεστές.
γ) Πως δρα το HBr στην παραπάνω χημική αντίδραση, ως οξειδωτικό ή αναγωγικό;
δ) Να εξηγήσετε αν είναι ορθή η πρόταση: «Όλα τα άτομα βρωμίου στο μόριο του HBr οξειδώνονται».

1.27. Να γράψετε την αντίδραση προσθήκης H_2O στο προπένιο προς το κύριο προϊόν, σύμφωνα με τον κανόνα του Markovnikov. Να εξηγήσετε γιατί η αντίδραση αυτή χαρακτηρίζεται ως οξειδοαναγωγική, επισημαίνοντας ποιο στοιχείο οξειδώνεται και ποιο ανάγεται.

1.28. Να συμπληρώσετε τις εξισώσεις των αντιδράσεων που ακολουθούν.
α) $NH_3 + CuO \rightarrow$
β) $K_2Cr_2O_7 + CO + H_2SO_4 \rightarrow$
γ) $KMnO_4 + FeCl_2 + HCl \rightarrow$
δ) $K_2Cr_2O_7 + CO + HCl \rightarrow$
ε) $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
στ) $KMnO_4 + CH_3CH_2OH + H_2SO_4 \rightarrow CH_3COOH + ...$
ζ) $K_2Cr_2O_7 + CH_3CH(OH)CH_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

1.29. Με θέρμανση χλωρικού καλίου ($KClO_3$) και οξαλικού οξέος παράγονται διοξείδιο του χλωρίου (ClO_2), διοξείδιο του άνθρακα, οξαλικό κάλιο, $(COOK)_2$ και νερό.
α) Να εξηγήσετε γιατί η αντίδραση είναι οξειδοαναγωγική.
β) Να γράψετε την εξίσωση της αντίδρασης συμπληρωμένη με τους κατάλληλους συντελεστές.

Προβλήματα

1.30. Να γράψετε την πλήρη αντίδραση του $FeCl_2$ με το $K_2Cr_2O_7$, παρουσία HCl και να υπολογίσετε τη μάζα του $FeCl_2$ (σε g) που απαιτείται για την πλήρη αντίδραση με 100 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ 0,6 M, παρουσία HCl;

1.31. Στερεό μίγμα μάζας 4,52 g αποτελείται μόνο από $FeCl_2$ και $FeCl_3$. Βρέθηκε ότι η ποσότητα αυτή του μίγματος αποχρωματίζει το πολύ 20 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,1 M, οξινισμένου με HCl.
α) Ποιο από τα δύο συστατικά του μίγματος αντιδρά με το $KMnO_4$: Να αιτιολογήστε την απάντησή σας.
β) Ποια η μάζα καθενός συστατικού στο μίγμα των 4,52 g;

1.32. Δείγμα αποτελείται από $FeSO_4$ και άλλες αδρανείς ύλες. Για τη διαπίστωση της περιεκτικότητας του δείγματος σε καθαρό $FeSO_4$ εκτελούμε το εξής πείραμα: 2 g του δείγματος αποχρωματίζουν ακριβώς 20 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,1 M, οξινισμένου με H_2SO_4.
α) Ποια η %w/w περιεκτικότητα του δείγματος σε $FeSO_4$;
β) Ποιος όγκος διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ συγκέντρωσης 1/3 M, οξινισμένου με H_2SO_4, αντιδρά με τα 2 g του δείγματος;

1.33. Αέριο μίγμα αποτελείται από CO και CO_2 και καταλαμβάνει όγκο 8,96 L σε STP. Αν είναι γνωστό ότι το μίγμα αποχρωματίζει 400 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,1 M, οξινισμένο με H_2SO_4, ποια η %v/v σύσταση του μίγματος;

1.34. Ποσότητα κράματος Cu-Ag, μάζας 7,05 g, διαλύεται πλήρως σε διάλυμα HNO_3, οπότε συμβαίνουν οι αντιδράσεις που ακολουθούν (χωρίς συντελεστές):

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$
$$Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO + H_2O$$

α) Να συμπληρώσετε τις αντιδράσεις με τους κατάλληλους συντελεστές και να σημειώσετε ποιο στοιχείο οξειδώνεται και ποιο ανάγεται.
β) Αν από τις δύο παραπάνω αντιδράσεις προέκυψαν συνολικά 1,12 L αερίου (σε STP), ποιες είναι οι μάζες των δύο συστατικών του κράματος;

1.35. Το $KMnO_4$ αντιδρά με $SnCl_2$, παρουσία HCl, σύμφωνα με την εξίσωση (χωρίς συντελεστές):

$$KMnO_4 + SnCl_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + SnCl_2 + A + H_2O$$

α) Να συμπληρώσετε την εξίσωση με τον τύπο της ένωσης Α, καθώς και με τους κατάλληλους συντελεστές.
β) Για την πλήρη οξείδωση 50 mL διαλύματος $SnCl_2$ 0,2 M απαιτούνται 40 mL διαλύματος $KMnO_4$, παρουσία HCl. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση του διαλύματος $KMnO_4$.
γ) Ποιος ο ελάχιστος όγκος του ίδιου διαλύματος $KMnO_4$ που απαιτείται για την πλήρη οξείδωση 40 mL διαλύματος $FeSO_4$ 0,5 M παρουσία H_2SO_4;

1.36. Σε 800 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,1 M οξινισμένο με H_2SO_4 προστίθεται ποσότητα 2-προπανόλης μάζας 6 g. Να εξηγήσετε αν θα γίνει αποχρωματισμός του διαλύματος.

1.37. Ποσότητα θείου μάζας 8 g S καίγεται πλήρως προς SO_2. Η παραγόμενη ποσότητα SO_2 αντιδρά πλήρως με την απαιτούμενη ποσότητα υδατικού διαλύματος Cl_2, σύμφωνα με την εξίσωση (χωρίς συντελεστές):

$$SO_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$$

Το διάλυμα που προκύπτει περιέχει τα δύο οξέα, HCl και H_2SO_4 και εξουδετερώνονται από διάλυμα KOH 2 M.
α) Να γίνει ισοστάθμιση μάζας (με τους κατάλληλους συντελεστές) στην παραπάνω χημική εξίσωση και να σημειωθεί ποιο στοιχείο οξειδώνεται και ποιο ανάγεται.
β) Ποιος είναι ο όγκος του διαλύματος KOH που απαιτείται για την εξουδετέρωση;

1.38. α) 18 g μεταλλικού Hg αντιδρούν πλήρως με 300 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ 0,1 M, παρουσία HCl και προκύπτει ένωση του τύπου $HgCl_x$. Να υπολογιστεί η τιμή του x.
β) Άλλα 18 g Hg αντιδρούν πλήρως με 200 mL διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ 0,1 M, παρουσία HCl και προκύπτει μείγμα δύο ενώσεων του υδραργύρου, HgCl και $HgCl_2$. Να υπολογίσετε το ποσοστό του Hg που οξειδώνεται σε Hg^{2+}.

1.39. Το KNO_2 αντιδρά με το $KMnO_4$, παρουσία H_2SO_4, σύμφωνα με την εξίσωση (χωρίς συντελεστές):

$$KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

α) Να γράψετε την αντίδραση συμπληρωμένη με τους κατάλληλους συντελεστές. Να σημειώσετε ποιο στοιχείο οξειδώνεται και ποιο στοιχείο ανάγεται
β) Δείγμα περιέχει KNO_2 και άλλες αδρανείς ουσίες. Για τον προσδιορισμό της περιεκτικότητας του δείγματος σε KNO_2 ακολουθούμε την εξής διαδικασία: 0,5 g του δείγματος διαλύεται σε νερό και οξινίζεται με H_2SO_4. Το διάλυμα που προκύπτει αποχρωματίζει 40 mL διαλύματος $KMnO_4$ 0,05 M. Να υπολογίσετε τη μάζα του καθαρού KNO_2 στο δείγμα των 0,5 g καθώς και την % w/w περιεκτικότητα του δείγματος σε καθαρό KNO_2.

1.40. Δείγμα ορυκτού αιματίτη, μάζας 2 g, περιέχει Fe_2O_3 και άλλες αδρανείς ουσίες. Το δείγμα κατεργάζεται με περίσσεια HCl και λαμβάνει χώρα η αντίδραση:

$$Fe_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O \quad (1)$$

Στη συνέχεια, όλη η ποσότητα του παραγόμενου $FeCl_3$ αντιδρά με Zn, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$Zn + 2FeCl_3 \rightarrow ZnCl_2 + 2FeCl_2 \quad (2)$$

Το διάλυμα που σχηματίστηκε (διάλυμα Α) μεταφέρθηκε σε ογκομετρική φιάλη των 250 mL και προστίθεται απεσταγμένο νερό μέχρι τη χαραγή (διάλυμα Β). Για την πλήρη οξείδωση 25 mL του διαλύματος Β, απαιτήθηκαν ακριβώς 24 mL $K_2Cr_2O_7$ 0,01 M, παρουσία HCl.
α) Να εξηγήσετε αν οι αντιδράσεις που αντιστοιχούν στις εξισώσεις (1) και (2) είναι οξειδοαναγωγικές ή όχι.
β) Να γράψετε την εξίσωση της αντίδρασης οξείδωσης του διαλύματος Β.
γ) Να υπολογίσετε την % w/w περιεκτικότητα του αιματίτη σε καθαρό Fe_2O_3.

1.41. Όταν σε υδατικό διάλυμα θειώδους νατρίου (Na_2SO_3) προστίθεται υδατικό διάλυμα ιωδίου (I_2) διεξάγεται η αντίδραση (χωρίς συντελεστές):

$$Na_2SO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + HI$$

Για τον εντοπισμό του σημείου στο οποίο ολοκληρώνεται η παραπάνω αντίδραση χρησιμοποιείται άμυλο, το οποίο παρουσία ιωδίου (I_2) παίρνει βαθύ μπλε χρώμα.

α) Να εξηγήσετε αν η παραπάνω αντίδραση είναι οξειδοαναγωγική ή όχι και να τη συμπληρώστε με τους απαραίτητους συντελεστές.

β) Σε φοιτητή χημείας δίνεται υδατικό διάλυμα Na_2SO_3 με σκοπό να υπολογίσει τη συγκέντρωσή του. Μεταφέρει σε κωνική φιάλη 50 mL του διαλύματος αυτού και μικρή ποσότητα αμύλου. Στη συνέχεια προσθέτει, σταδιακά, διάλυμα I_2 συγκέντρωσης 0,2 M, ενώ παράλληλα παρατηρεί το χρώμα του διαλύματος. Με την προσθήκη συνολικά 55 mL διαλύματος I_2, το χρώμα γίνεται απότομα βαθύ μπλε, οπότε η αντίδραση ολοκληρώθηκε. Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του διαλύματος Na_2SO_3.

ΦΥΛΛΑΔΙΟ ΕΡΓΑΣΙΑΣ 1

Στις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής 1-6, να σημειώσετε απλά τη σωστή απάντηση.

1. Σε μια χημική αντίδραση ως οξειδωτικό χαρακτηρίζεται εκείνη η χημική ουσία που περιέχει:
Α) άτομα ή ιόντα που οξειδώνονται
Β) οπωσδήποτε άτομο/άτομα οξυγόνου
Γ) άτομα ή ιόντα που μειώνεται ο αριθμός οξείδωσής τους
Δ) άτομα ή ιόντα που αποβάλλουν ηλεκτρόνια
[ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ 2016]

2. Σε ποια από τις παρακάτω ενώσεις ο αριθμός οξείδωσης του C έχει τιμή 0;
Α) HCHO Β) HCOOH Γ) CO_2 Δ) CH_3OH
[ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ 2016]

3. Στο ιόν $B(OH)_4^-$, ο ΑΟ του βορίου (Β) είναι:
Α) −1 Β) +1 Γ) +4 Δ) +3

4. Από τις ακόλουθες ενώσεις ή ιόντα μπορεί να αναχθεί προς το σχηματισμό NO_2:
Α) το N_2O Β) το NO_3^- Γ) το NO_2^- Δ) το NO
[Π.Μ.Δ.Χ.]

5. Στην αντίδραση που ακολουθεί,

$$8KI + 9H_2SO_4 \rightarrow 4I_2 + 8KHSO_4 + H_2S + 4H_2O\ ,$$

το στοιχείο που ανάγεται είναι το:
Α) κάλιο Β) ιώδιο Γ) υδρογόνο
Δ) θείο Ε) οξυγόνο

6. Στην οξειδοαναγωγική αντίδραση,

$$As_2S_5 + 16HNO_3 \rightarrow 2H_3AsO_4 + 5H_2SO_4 + 16NO_2$$

τι από τα παρακάτω ισχύει;
Α) Το S ανάγεται
Β) Το N ανάγεται
Γ) Το As οξειδώνεται
Δ) Το As ανάγεται
Ε) Το As_2S_5 λειτουργεί ως οξειδωτικό

---

7. *Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές (Σ) ή λανθασμένες (Λ).*

α) Στο ιόν SeO_3^{2-}, ο αριθμός οξείδωσης του Se (σελήνιο) είναι ίσος με +4. .....

β) Στη χημική αντίδραση που περιγράφεται από την εξίσωση, $Br_2 + 2KI \rightarrow 2KBr + I_2$, το Br_2 είναι αναγωγικό σώμα. .....

.....

8. Να χαρακτηριστούν οι αντιδράσεις που ακολουθούν ως οξειδοαναγωγικές ή όχι. Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

α) $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

.....

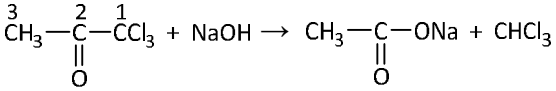
β) $CO_2 + 2KOH \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$

.....

γ) $C + 2H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$

.....

9. Να εξετάσετε αν η αντίδραση που ακολουθεί είναι οξειδοαναγωγική ή όχι. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.



.....

.....

10. Να εξηγήσετε γιατί ο ορισμός, «οξείδωση είναι η αύξηση του αριθμού οξείδωσης ενός ατόμου ή ιόντος» είναι γενικότερος από τον ορισμό, «οξείδωση είναι η αποβολή ηλεκτρονίων».

……

……

11. Να συμπληρώσετε την οξειδοαναγωγική αντίδραση: $CuO + NH_3 \rightarrow$, με τα κατάλληλα προϊόντα και τους συντελεστές. Με βάση την αντίδραση αυτή να εξηγήσετε την ισχύ της πρότασης: «Σε κάθε οξειδοαναγωγική αντίδραση η συνολική μεταβολή του ΑΟ του οξειδωτικού είναι ίση με τη συνολική μεταβολή του ΑΟ του αναγωγικού.»

……

……

……

……

12. Να συμπληρώσετε τις χημικές εξισώσεις που ακολουθούν με τα προϊόντα και τους κατάλληλους συντελεστές:

α) $K_2Cr_2O_7 + FeCl_2 + HCl \rightarrow$

β) $KMnO_4 + CO + H_2SO_4 \rightarrow$

13. Διαθέτουμε δείγμα $FeSO_4$ 5 g, που περιέχει και αδρανείς προσμίξεις. Διαλύουμε την ποσότητα αυτή σε νερό και οξινίζουμε με H_2SO_4. Το τελικό διάλυμα απαιτεί για πλήρη αντίδραση ακριβώς 25 mL του διαλύματος $KMnO_4$ 0,25 M. Να υπολογίσετε την % w/w περιεκτικότητα του δείγματος σε καθαρό $FeSO_4$. Σχετικές ατομικές μάζες, Fe:56, S:32, O:16.

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

Διαγώνισμα (κεφ. 1)

ΘΕΜΑ Α

Για τις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής **Α1 - Α5** *να γράψετε στο τετράδιό σας τον αριθμό της ερώτησης και δίπλα το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση.*

Α1. Στο μόριο H_2, το κάθε άτομο Η έχει αριθμό οξείδωσης (Α.Ο.) ίσο με:

α. $+2$ **β.** -1 **γ.** 0 **δ.** -2

Μονάδες 4

Α2. Κατά την αντίδραση:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

α. το O_2 οξειδώνεται
β. ο C οξειδώνεται
γ. ο C δρα ως οξειδωτικό
δ. το O_2 δρα ως αναγωγικό

Μονάδες 4

Α3. Στο ιόν $Mo_2O_7^{x-}$ ο αριθμός οξείδωσης του Mo είναι $+6$ και επομένως:

α. $x = 2$ **β.** $x = 7$ **γ.** $x = 6$ **δ.** $x = 8$

Μονάδες 4

Α4. Το Br στην ένωση HBr έχει αρνητικό αριθμό οξείδωσης γιατί:

α. το Br έχει προσλάβει δύο ηλεκτρόνια και έχει πραγματικό φορτίο -2.
β. όλα τα αλογόνα έχουν στις ενώσεις τους αριθμό οξείδωσης -1.
γ. η ένωση είναι ιοντική στην οποία το Br έχει πραγματικό φορτίο -1.
δ. είναι πιο ηλεκτραρνητικό στοιχείο από το Η.

Μονάδες 4

Α5. Στην αντίδραση:

$$2\,NH_3 + 3\,CuO \longrightarrow N_2 + 3\,Cu + 3\,H_2O$$

α. η NH_3 είναι το αναγωγικό και το CuO είναι το οξειδωτικό σώμα.
β. το άζωτο ανάγεται.
γ. ο χαλκός οξειδώνεται.
δ. δεν υπάρχει οξειδοαναγωγικό φαινόμενο.

Μονάδες 4

Α6. *Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν, γράφοντας στο τετράδιό σας δίπλα στο γράμμα που αντιστοιχεί σε κάθε πρόταση, τη λέξη* ***Σωστό****, αν η πρόταση είναι σωστή, ή* ***Λάθος****, αν η πρόταση είναι λανθασμένη.*

α. Σε μία οξειδοαναγωγική αντίδραση, η συνολική μεταβολή του Α.Ο. (αριθμός οξείδωσης) του οξειδωτικού ισούται με το συνολική μεταβολή του Α.Ο. του αναγωγικού.

β. Στην αντίδραση:

$$2\,Ag^+ + Cu \longrightarrow 2\,Ag + Cu^{2+}$$

κάθε ιόν Ag^+ προσλαμβάνει ένα ηλεκτρόνιο.

γ. Στην ένωση NaH το Η έχει Α.Ο. $= -1$.

δ. Στην ένωση H_2O_2 το Ο έχει Α.Ο. $= -1$.

ε. Η αντίδραση:

$$PbS + 4\,H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + 4\,H_2O$$

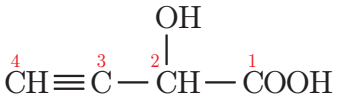
είναι μεταθετική, καθώς δεν εμφανίζεται μεταβολή του αριθμού οξείδωσης σε κανένα από τα στοιχεία που συμμετέχουν.

Μονάδες 1+1+1+1+1= 5

ΘΕΜΑ Β

Β1. Να προσδιορίσετε (με αιτιολόγηση) τους αριθμούς οξείδωσης και των τεσσάρων ατόμων C της οργανικής ένωσης που ακολουθεί:

2-υδροξυ-3-βουτινικό οξύ



Μονάδες 8

Β2. **α.** Ένα από τα στάδια της βιομηχανικής παρασκευής του HNO_3 περιλαμβάνει την αντίδραση, που περιγράφεται με την εξίσωση:

$$4\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 4\,NO(g) + 6\,H_2O(g)$$

Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση ως οξειδοαναγωγική ή όχι. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β. Να εξηγήσετε γιατί η αντίδραση:

$$CH{\equiv}CH + 2\,HCl \longrightarrow CH_3{-}CHCl_2$$

μπορεί να χαρακτηριστεί ως οξειδοαναγωγική αντίδραση.

Μονάδες 4+4=8

Β3. Να μεταφέρετε τις χημικές εξισώσεις των επόμενων χημικών αντιδράσεων στο γραπτό σας, συμπληρώνοντας τους συντελεστές (μικρότεροι δυνατοί ακέραιοι αριθμοί):

α. $KMnO_4 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$

β. $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + S + H_2O$

γ. $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

Μονάδες 3+3+3=9

ΘΕΜΑ Γ

Γ1. Το πεντοξείδιο του ιωδίου, $I_2O_5(s)$, αντιδρά με το $CO(g)$ οπότε παράγονται ως προϊόντα $CO_2(g)$ και $I_2(s)$.

α. Να γράψετε την εξίσωση της αντίδρασης σωστά συμπληρωμένη με τους κατάλληλους συντελεστές (μικρότεροι δυνατοί ακέραιοι αριθμοί).

β. Να υπολογίσετε τη μάζα (σε g) του $I_2O_5(s)$ που απαιτείται για πλήρη αντίδραση με $1,12\,L\,CO(g)$, σε STP.

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες: $A_r(I) = 127$, $A_r(O) = 16$.

Μονάδες 6+6=12

Γ2. Ποσότητα 2-προπανόλης μάζας 3 g προστίθεται σε διάλυμα $KMnO_4$ όγκου 500 mL και συγκέντρωσης $0,1\,M$, οξινισμένο με H_2SO_4.

α. Να γράψετε την εξίσωση της αντίδρασης.

β. Να εξηγήσετε αν μετά το τέλος της αντίδρασης το διάλυμα του $KMnO_4$ θα αποχρωματιστεί ή όχι.

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες: $A_r(C) = 12$, $A_r(H) = 1$, $A_r(O) = 16$.

Μονάδες 7+6=13

ΘΕΜΑ Δ

Ποσότητα $CO(g)$ αντιδρά πλήρως με $500\,mL$ διαλύματος $KMnO_4$, οξινισμένου με H_2SO_4 και παρατηρείται ο σχηματισμός $5,6\,L\,CO_2(g)$, σε STP.

α. Να γράψετε την εξίσωση της αντίδρασης και να σημειώσετε ποιο είναι το οξειδωτικό και ποιο το αναγωγικό σώμα.

β. Να υπολογίσετε τη μάζα του CO που αντέδρασε.

γ. Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του διαλύματος του $KMnO_4$.

δ. Η ίδια ποσότητα του παραπάνω διαλύματος $KMnO_4$, οξινισμένου με H_2SO_4, αντιδρά πλήρως με $0,5\,mol$ άλατος του τύπου MSO_4 (M: μέταλλο με Α.Ο. $= +2$) και προκύπτει νέο άλας με τύπο $M_2(SO_4)_x$, στο οποίο το μέταλλο M έχει Α.Ο. $= +x$. Να υπολογίσετε την τιμή του x.

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες: $A_r(C) = 12$, $A_r(O) = 16$.

Μονάδες 6+6+6+7=25

Θερμοχημεία:

Χημική ενέργεια: η συνολική δυναμική και κινητική ενέργεια των δομικών σωματιδίων της ύλης.

Είναι ο κλάδος της χημείας που μελετά τις μεταβολές της ενέργειας που συνοδεύουν τις χημικές αντιδράσεις. Πιο συγκεκριμένα μελετά τις μετατροπές της χημικής ενέργειας σε θερμική και αντίστροφα.
Οι αντιδράσεις στις οποίες παρατηρείται έκλυση ή απορρόφηση θερμότητας ονομάζονται θερμοχημικές και διακρίνονται σε ενδόθερμες και εξώθερμες.

Παρατήρηση:

Αντιδράσεις στις οποίες δεν παρατηρείται έκλυση ή απορρόφηση θερμότητας ή αν παρατηρείται είναι αμελητέα, χαρακτηρίζονται θερμοουδέτερες.

Σε μία χημική αντίδραση γίνεται ανακατανομή ατόμων μέσω διάσπασης δεσμών στα αντιδρώντα και σχηματισμού νέων στα προϊόντα

Διάσπαση δεσμών → Απορρόφηση ενέργειας E1

Δημιουργία δεσμών → Έκλυση ενέργειας E2

Αν E1>E2 => συνολικά απορρόφηση ενέργειας (ενδόθερμη αντίδραση)

Αν E1<E2 => συνολικά έκλυση ενέργειας (εξώθερμη αντίδραση)

- **Ενδόθερμες αντιδράσεις:**
  Ενδόθερμες λέγονται οι αντιδράσεις που παίρνουν (απορροφούν) ενέργεια από το περιβάλλον. με μορφή θερμότητας.

- **Εξώθερμες αντιδράσεις:**
  Εξώθερμες λέγονται οι αντιδράσεις που δίνουν (εκλύουν) ενέργεια στο περιβάλλον. με μορφή θερμότητας.

Ενθαλπία (Η):

Ενθαλπία ονομάζεται η ολική ενέργεια ενός χημικού συστήματος, το οποίο υφίσταται κάποια χημική ή φυσική μεταβολή σε σταθερή πίεση.
Στις θερμοχημικές αντιδράσεις η ενθαλπία του συστήματος μεταβάλλεται. Πιο συγκεκριμένα, στις ενδόθερμες αντιδράσεις η ενθαλπία του συστήματος αυξάνεται γιατί το σύστημα απορροφά ενέργεια, ενώ στις εξώθερμες που το σύστημα εκλύει ενέργεια, ελαττώνεται.

$$\mathbf{H = U + PV}$$

Παρατήρηση:

Η ενθαλπία ενός συστήματος δεν μπορεί να προσδιοριστεί. Αυτό που μας ενδιαφέρει και μετράμε, είναι η μεταβολή της.

• **Μεταβολή ενθαλπίας (ΔΗ):**

Η μεταβολή της ενθαλπίας σε ένα σύστημα είναι ίση με την διαφορά της τελικής ενθαλπίας από την αρχική. Δηλαδή:

$$\Delta H = H_{τελ.} - H_{αρχ.}$$

Όταν η αντίδραση πραγματοποιείται υπό σταθερή πίεση, η μεταβολή της ενθαλπίας ΔΗ είναι ίση με το απορροφούμενο ή εκλυόμενο ποσό θερμότητας q.

$$[\Delta H] = q \text{ , όταν } P=\text{σταθερή}$$

Παρατήρηση:

α. Στις ενδόθερμες αντιδράσεις, η ενθαλπία του συστήματος αυξάνεται. Για αυτό:

$$Hτελ. > Hαρχ. \quad \text{και} \quad \Delta H = H_{τελ.} - H_{αρχ.} > 0$$

β. Στις εξώθερμες αντιδράσεις, η ενθαλπία του συστήματος ελαττώνεται. Για αυτό:

$$Hτελ. < Hαρχ. \quad \text{και} \quad \Delta H = H_{τελ.} - H_{αρχ.} < 0$$

Η ενθαλπία είναι **καταστατική ιδιότητα**, δηλαδή εξαρτάται μόνο από την κατάσταση στην οποία βρίσκεται το σύστημα και όχι από τον τρόπο με τον οποίο βρέθηκε σε αυτήν την κατάσταση.

Η ενθαλπία είναι **εκτατική ιδιότητα**, δηλαδή η τιμή της εξαρτάται από τις ποσότητες των ουσιών του συστήματος (έχει τον αθροιστικό χαρακτήρα).

Για μία χημική αντίδραση ισχύει:
ΔΗ = Ηπροϊόντων - Ηαντιδρώντων

Σύστημα: Το μέρος του υλικού κόσμου που μελετάμε. Σε μια χημική αντίδραση είναι τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της αντίδρασης.

Περιβάλλον: Το υπόλοιπο μέρος του υλικού κόσμου που είναι εκτός του συστήματος.

Θερμότητα: Η ενέργεια που ανταλλάσσεται μεταξύ συστήματος και περιβάλλοντος (ή μεταξύ δύο συστημάτων) λόγω διαφοράς θερμοκρασίας.

Θερμοκρασία: Το μέτρο της κίνησης (της ταχύτητας) των δομικών σωματιδίων της ύλης (π.χ. των μορίων).

• **Θερμοχημικές εξισώσεις:**

Θερμοχημική εξίσωση είναι η εξίσωση στο δεξιό μέρος της οποίας αναγράφεται η μεταβολή της ενθαλπίας (ΔΗ) ή το ποσό της θερμότητας (q) που εκλύεται ή απορροφάται κατά την αντίδραση. καθώς και οι φυσικές καταστάσεις των σωμάτων.

• **Ενδόθερμες αντιδράσεις:**

Όταν γράφουμε τη θερμοχημική εξίσωση μίας ενδόθερμης αντίδρασης, η μεταβολή της ενθαλπίας έχει θετική τιμή, ενώ, το ποσό θερμότητας αρνητική.

$$\Delta H>0, \quad q<0$$

(s): solid (στερεό)
(l): liquid (υγρό)
(g): gas (αέριο)
(aq): aqueous solution
(υδατικό διάλυμα, δηλ. ουσία διαλυμένη στο νερό)

Παράδειγμα:
Η αντίδραση στερεού άνθρακα με υδρατμούς που οδηγεί σε σχηματισμό αερίου μίγματος μονοξειδίου του άνθρακα και υδρογόνου, είναι ενδόθερμη αντίδραση. Η θερμοχημική της εξίσωση μπορεί να γραφτεί:

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)} \quad \Delta H = +129,7\ KJ$$

ή

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)} \quad -129,7\ KJ$$

Δηλαδή, η ενθαλπία 1 mol $CO_{(g)}$ και 1 mol $H_{2(g)}$ είναι κατά 129,7 KJ μεγαλύτερη από την ενθαλπία 1 mol $C_{(s)}$ και 1 mol $H_2O_{(g)}$ ή κατά την αντίδραση 1 mol $C_{(s)}$ με 1 mol $H_2O_{(g)}$ απορροφούνται από το περιβάλλον 129,7 KJ θερμότητας.

- **Εξώθερμες αντιδράσεις:**

Όταν γράφουμε τη θερμοχημική εξίσωση μίας εξώθερμης αντίδρασης, η μεταβολή της ενθαλπίας έχει αρνητική τιμή, ενώ, το ποσό θερμότητας θετική. **ΔH<0, q>0**

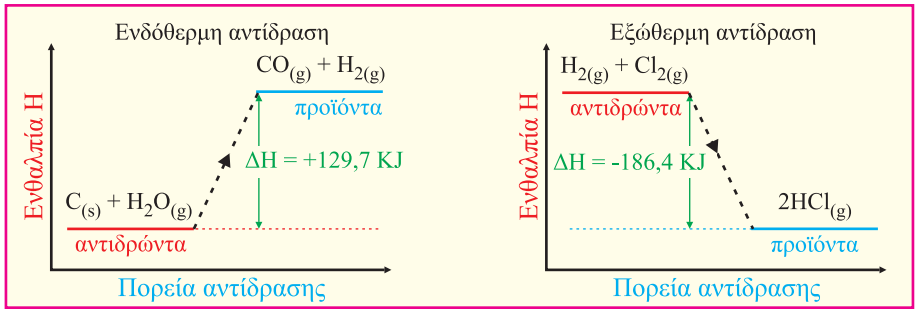
Παράδειγμα:
Ο σχηματισμός αερίου υδροχλωρίου από αέριο υδρογόνο και αέριο χλώριο, είναι εξώθερμη αντίδραση. Η θερμοχημική της εξίσωση μπορεί να γραφτεί:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)} \quad \Delta H = -184,6\ KJ$$

ή

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)} \quad +184,6\ KJ$$

Δηλαδή, η ενθαλπία 2 mol $HCl_{(g)}$ είναι κατά 184,6 KJ μικρότερη από την ενθαλπία 1 mol $H_{2(g)}$ και 1 mol $Cl_{2(g)}$ ή κατα την αντίδραση 1 mol $H_{2(g)}$ με 1 mol $Cl_{2(g)}$, εκλύονται στο περιβάλλον 184,6 KJ θερμότητας.



Παρατήρηση:

α. Η ενθαλπία αντίδρασης (ΔΗ) και η θερμότητα (q) έχουν διαφορετικό πρόσημο γιατί η ΔΗ αναφέρεται στο σύστημα ενώ η q στο περιβάλλον.

β. Η ενθαλπία και η θερμότητα μετριούνται σε μονάδες ενέργειας, δηλαδή, σε KJ ή Kcal. 1Kcal = 4,184 KJ. ή 1 KJ=0,24 Kcal

Ερωτήσεις Σχολικού για λύση

2. Θερμοχημεία: ***Ερωτήσεις:*** *1,2, 11α,β, 12 α.*

- **Ρυθμός μεταβολής συγκέντρωσης:**

Έστω αντίδραση με γενική μορφή: $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma \Gamma + \delta \Delta$

Ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης των αντιδρώντων είναι:

$$\frac{-(\text{μεταβολή συγκέντρωσης αντιδρώντος})}{\text{αντίστοιχο χρονικό διάστημα}}$$

Δηλαδή, ο ρυθμός μεταβολής συγκέντρωσης του Α είναι: $\upsilon_A = \frac{-\Delta c_A}{\Delta t}$ ή $\upsilon_A = \frac{-\Delta [A]}{\Delta t}$

Όπου: $\mathbf{\Delta c_A}$, $\mathbf{\Delta [A]}$: Η μεταβολλή της συγκέντρωσης του Α σε M ή mol/L.

$\mathbf{\Delta t}$: Το χρονικό διάστημα στο οποίο πραγματοποιήθηκε η μεταβολή της συγκέντρωσης, σε s ή min.

$\boldsymbol{\upsilon_A}$: Ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του Α σε M/s ή M/min.

Ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης των προϊόντων είναι:

$$\frac{\text{μεταβολή συγκέντρωσης προϊόντος}}{\text{αντίστοιχο χρονικό διάστημα}}$$

Δηλαδή, ο ρυθμός μεταβολής συγκέντρωσης του Γ είναι: $\upsilon_\Gamma = \frac{\Delta c_\Gamma}{\Delta t}$ ή $\upsilon_\Gamma = \frac{\Delta [\Gamma]}{\Delta t}$

Το αρνητικό πρόσημο στη μεταβολή της συγκέντρωσης των αντιδρώντων, εισάγεται ώστε ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσής τους να έχει θετική τιμή. Αυτό γιατί κατά τη διάρκεια μίας αντίδρασης η συγκέντρωσή τους ελαττώνεται, με αποτέλεσμα: $\Delta c = c_{τελ.} - c_{αρχ.} < 0$.

Παράδειγμα:

Στην αντίδραση $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$ οι ρυθμοί μεταβολής της συγκέντρωσης των αντιδρώντων και των προϊόντων είναι:

$$\upsilon_{N_2} = \frac{-\Delta[N_2]}{\Delta t},\ \upsilon_{H_2} = \frac{-\Delta[H_2]}{\Delta t},\ \upsilon_{NH_3} = \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$$

Αντιδρώντα και προϊόντα μίας αντίδρασης τα οποία έχουν ίδιους συντελεστές στη χημική εξίσωση της αντίδρασης, έχουν ίδιο ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης.

Παράδειγμα:

Στην αντίδραση $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$ οι ρυθμοί μεταβολής της συγκέντρωσης του υδρογόνου και του ιωδίου είναι ίσοι γιατί από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε ότι τα mol του H_2 που αντιδρούν είναι ίσα με τα mol του I_2 που αντιδρούν:

$$\upsilon_{H_2} = \upsilon_{I_2} \quad \text{ή} \quad \frac{-\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{-\Delta[I_2]}{\Delta t}$$

Όταν τα αντιδρώντα και τα προϊόντα μίας αντίδρασης έχουν διαφορετικούς συντελεστές στη χημική της εξίσωση, οι ρυθμοί μεταβολής των συγκεντρώσεών τους είναι ανάλογοι των συντελεστών τους. Δηλαδή:

$$\frac{\upsilon_A}{\alpha} = \frac{\upsilon_B}{\beta} = \frac{\upsilon_\Gamma}{\gamma} = \frac{\upsilon_\Delta}{\delta} \quad \text{ή} \quad -\frac{1}{\alpha}\cdot\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{\beta}\cdot\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{\gamma}\cdot\frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t} = \frac{1}{\delta}\cdot\frac{\Delta[\Delta]}{\Delta t}$$

Ισχύει: $\mathbf{[\Delta C_A]/\alpha=[\Delta C_B]/\beta=\Delta C_\Gamma/\gamma=\Delta C_\Delta/\delta}$ για το *ίδιο χρονικό διάστημα Δt*

Από τη σχέση αυτή προκύπτει ότι:
$\mathbf{\upsilon_A/\alpha=\upsilon_B/\beta=\upsilon_\Gamma/\gamma=\upsilon_\Delta/\delta}$

Παράδειγμα:

Στην αντίδραση $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$ ισχύει:

$$\frac{\upsilon_{N_2}}{1} = \frac{\upsilon_{H_2}}{3} = \frac{\upsilon_{NH_3}}{2} \quad \text{ή} \quad -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3}\cdot\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\cdot\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$$

Άσκηση: Να δείξετε για την αντίδραση
$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma\Gamma + \delta\Delta$
ότι ισχύει: $[\Delta C_A]/\alpha=[\Delta C_B]/\beta$, για ίδιο Δt και μετά να δείξετε ότι ισχύει $\upsilon_A/\alpha=\upsilon_B/\beta$

Παρατήρηση:

α. Επειδή τα αντιδρώντα "καταναλώνονται" κατά τη διάρκεια μίας αντίδρασης, ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσής τους ονομάζεται και ταχύτητα ή ρυθμός κατανάλωσης.

β. Επειδή τα προϊόντα "σχηματίζονται" κατά τη διάρκεια της αντίδρασης, ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσής τους ονομάζεται και ταχύτητα ή ρυθμός σχηματισμού.

γ. Σε αντιδράσεις διάσπασης, ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης της ένωσης που διασπάται ονομάζεται και ταχύτητα ή ρυθμός διάσπασης.

π.χ. Στην αντίδραση: $COCl_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$

Ο ρυθμός διάσπασης του φωσγενίου είναι: $-\frac{\Delta[COCl_2]}{\Delta t}$

- **Ταχύτητα αντίδρασης:**

Έστω αντίδραση με γενική μορφή: $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma \Gamma + \delta \Delta$

Η μέση ταχύτητα της παραπάνω αντίδρασης για ένα χρονικό διάστημα Δt είναι:

$$\upsilon = -\frac{1}{\alpha}\cdot\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{\beta}\cdot\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{\gamma}\cdot\frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t} = \frac{1}{\delta}\cdot\frac{\Delta[\Delta]}{\Delta t} \quad \text{ή}$$

$$\upsilon = (1/\alpha)\upsilon_A = (1/\beta)\upsilon_B = (1/\gamma)\upsilon_\Gamma = (1/\delta)\upsilon_\Delta$$

Επειδή η τιμή της ταχύτητας της αντίδρασης, όπως προκύπτει από τη διπλανή σχέση, εξαρτάται από τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης, η ταχύτητα ορίζεται με βάση τους ελάχιστους ακέραιους συντελεστές.

Παράδειγμα:

Η ταχύτητα της αντίδρασης $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$ υπολογίζεται από την σχέση:

$$\upsilon = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3}\cdot\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\cdot\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$$

Γενικά, όσο μεγαλύτερες είναι οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων η ταχύτητα της αντίδρασης είναι μεγαλύτερη.
Χαρακτηριστικές εξαιρέσεις:
α) Αντιδράσεις μηδενικής τάξης
υ=κ=σταθερή
β) Αυτοκατάλυση
Κάποιο προϊόν αυξάνει την ταχύτητα

Παρατήρηση:

α. Η ταχύτητα μίας αντίδρασης δεν είναι σταθερή σε όλη τη διάρκειά της. Πιο συγκεκριμένα, η ταχύτητα μίας αντίδρασης στην αρχή είναι μέγιστη, ενώ με τη πάροδο του χρόνου ελαττώνεται, ώσπου τελικά μηδενίζεται.

β. Η ταχύτητα μίας αντίδρασης είναι ίση με το ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης των αντιδρώντων ή προϊόντων που έχουν συντελεστή 1 στη χημική της εξίσωση.

Η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma \Gamma + \delta \Delta$ για ορισμένη χρονική στιγμή t είναι:

$$\upsilon = -\frac{1}{\alpha}\cdot\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{\beta}\cdot\frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{\gamma}\cdot\frac{d[\Gamma]}{dt} = \frac{1}{\delta}\cdot\frac{d[\Delta]}{dt}$$

d[X]/dt: η παράγωγος της [X]=f(t).
Ισχύει ότι:
$d[X]/dt = \lim_{\Delta t \to 0} (\Delta[X]/\Delta t)$

Όπου: **d[X]** μία απειροελάχιστη μεταβολή της συγκέντρωσης.

dt η απειροελάχιστη μεταβολή του χρόνου στην οποία πραγματοποιήθηκε η μεταβολή d[X].

- **Καμπύλη αντίδρασης:**

Ονομάζεται η γραφική παράσταση που μας δείχνει πως μεταβάλεται η συγκέντρωση ενός αντιδρώντος ή προϊόντος σε συνάρτηση με το χρόνο, κατά τη διάρκεια της χημικής αντίδρασης.

Είναι η γραφική παράσταση της [X]=f(t)

Παράδειγμα:

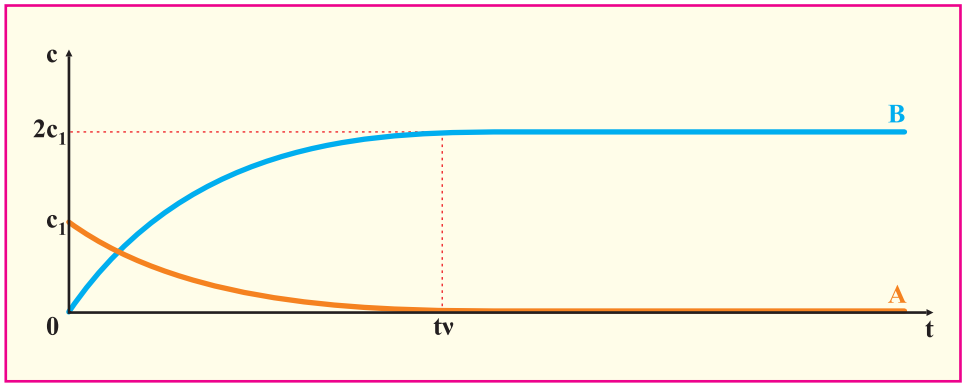
Έστω η αντίδραση: $A_{(g)} \rightarrow 2B_{(g)}$

Αν η αρχική συγκέντρωση του Α είναι c_1, τότε οι συγκεντρώσεις των Α και Β που αντιδρούν και παράγονται, φαίνονται στον διπλανό πίνακα.

Η μεταβολή των συγκεντρώσεων των Α και Β φαίνεται στο διάγραμμα που ακολουθεί:

Αντίδραση:	$A_{(g)}$	→	$2B_{(g)}$
Αρχικά:	c_1		
Αντιδρούν Παράγονται:	$-c_1$		$2c_1$
Τελικά:			$2c_1$

Συνήθως (όχι όμως πάντα) οι συναρτήσεις c=f(t) είναι εκθετικές. Γι' αυτό οι αντίστοιχες γραφικές παραστάσεις έχουν τη μορφή των καμπυλών που φαίνεται στα σχετικά διαγράμματα.



Στις **μονόδρομες αντιδράσεις**, όταν ολοκληρωθεί η αντίδραση η συγκέντρωση ενός τουλάχιστον αντιδρώντος μηδενίζεται

Παρατηρούμε ότι η συγκέντρωση του αντιδρώντος ελαττώνεται, ενώ του προϊόντος αυξάνεται. Τη χρονική στιγμή **tv**, η αντίδραση σταματά και η ταχύτητά της μηδενίζεται.

• **Υπολογισμός στιγμιαίας ταχύτητας από τη καμπύλη αντίδρασης:**

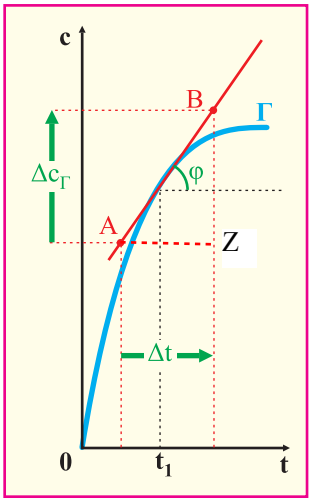
Για να υπολογίσουμε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης μία ορισμένη χρονική στιγμή t_1, φέρνουμε την εφαπτομένη της καμπύλης στο σημείο t_1, και υπολογίζουμε τη κλίση της.

Η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t_1, υπολογίζεται με τη βοήθεια της κλίσης της εφαπτομένης.

Παράδειγμα:

Για την αντίδραση: $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma \Gamma + \delta \Delta$

Η μεταβολή της συγκέντρωσης του Γ σε συνάρτηση με το χρόνο, φαίνεται στο διπλανό διάγραμμα.



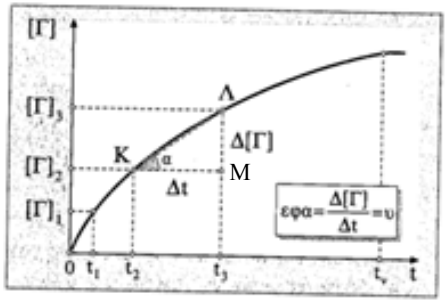
Για να υπολογίσουμε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t_1, φέρνουμε την εφαπτομένη της καμπύλης που αντιστοιχεί στο σημείο αυτό. Πάνω στην εφαπτομένη ορίζουμε δύο σημεία Α και Β.

Η κλίση της εφαπτομένης (εφφ) θα ισούται με το πηλίκο της κάθετης απόστασης των Α και Β προς την οριζόντια από-σταση Α και Β.

Από το διάγραμμα παρατηρούμε ότι η κάθετη απόσταση των Α και Β είναι ίση με τη μεταβολή της συγκέντρωσης του Γ (Δc_Γ) ενώ η οριζόντια απόσταση είναι ίση με τη μεταβολή του χρόνου. Άρα: $\mathbf{\varepsilon\varphi\varphi = \Delta c_\Gamma / \Delta t = \upsilon_{\Gamma t1} = (BZ)/(AZ)}$

Όμως, η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης είναι: $\upsilon_{t_1} = \frac{1}{\gamma}\cdot\frac{\Delta c_\Gamma}{\Delta t}$ Άρα, $\upsilon_{t_1} = \frac{1}{\gamma}\cdot\varepsilon\varphi\varphi =$

$= (1/\gamma)\,\upsilon_{\Gamma t1} = (1/\gamma)\,(BZ)/(AZ)$



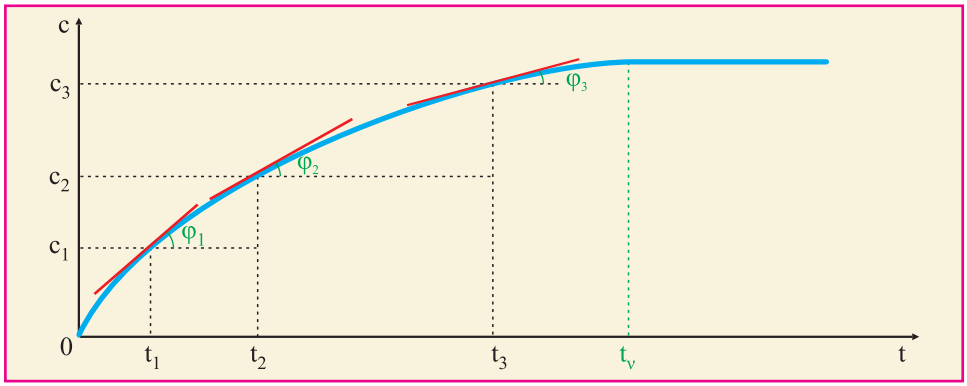
Υπολογισμός της μέσης ταχύτητας από το διάγραμμα συγκέντρωσης - χρόνου.

Η **μέση ταχύτητα** σχηματισμού του Γ από t_2 μέχρι t_3 είναι
$\upsilon_{\mu\Gamma} = \Delta[\Gamma]/\Delta t = \varepsilon\varphi\alpha =$
κλίση χορδής (ΚΛ) = (ΛΜ)/(ΚΜ)

άρα για τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης $\upsilon_\mu = (1/\gamma)\,\upsilon_{\mu\Gamma} = (1/\gamma)\,\varepsilon\varphi\alpha$

Παρατήρηση:

Όταν ο συντελεστής του σώματος, με βάση το οποίο υπολογίζουμε τη στιγμιαία ταχύτητα με τη βοήθεια του διαγράμματος, είναι μονάδα, η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης είναι ίση με τη κλίση της εφαπτομένης ευθείας (εφφ).



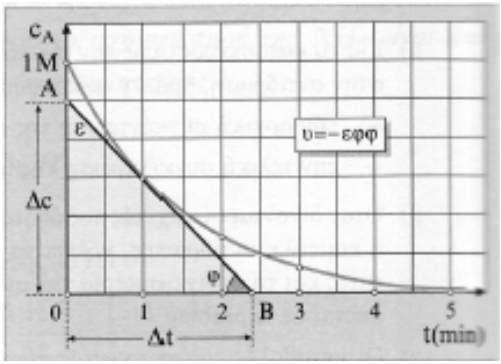
Από το παραπάνω διάγραμμα φαίνεται καθαρά ότι ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του προϊόντος της αντίδρασης δεν είναι σταθερός, αλλά ελαττώνεται με τη πάροδο του χρόνου και τελικά μηδενίζεται.

Παρατηρούμε ότι $\varphi_1 > \varphi_2 > \varphi_3$, οπότε και $\varepsilon\varphi\varphi_1 > \varepsilon\varphi\varphi_2 > \varepsilon\varphi\varphi_3$, συνεπώς και η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης αρχικά έχει τη μέγιστη τιμή και βαθμιαία ελαττώνεται.

Μετά τη χρονική στιγμή tv η συγκέντρωση του προϊόντος είναι σταθερή. Συνεπώς, η ευθεία είναι παράλληλη στον άξονα του χρόνου, δηλαδή έχει κλίση μηδέν, άρα η ταχύτητα μηδενίζεται.

Παρατήρηση:

Αντίστοιχα εργαζόμαστε και με το διάγραμμα μεταβολής της συγκέντρωσης σε συνάρτηση με το χρόνο του αντιδρώντος Α ή Β.



Στο διπλανό διάγραμμα:

Τη χρονική στιγμή $t_1 = 1$ min η ταχύτητα κατανάλωσης του Α είναι $\upsilon_{At1} = -\Delta C/\Delta t = \varepsilon\varphi\varphi$ = κλίση εφαπτομένης = (0Α)/(0Β)

άρα για την ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή $t_1 = 1$ min είναι $\upsilon_{t1} = (1/\alpha)\,\upsilon_{At1} = (1/\alpha)\,\varepsilon\varphi\varphi$

Χημική κινητική-Ταχύτητα αντίδρασης

<u>Παρατηρήσεις για τη λύση των ασκήσεων</u>

1. Καμπύλη αντίδρασης μιας ουσίας [γραφική παράσταση της c=f(t)]

α) Για να κατασκευάσουμε την καμπύλη αντίδρασης μιας ουσίας που μετέχει σε μία αντίδραση, πρέπει να προσδιορίσουμε:

Η κατασκευή είναι ποιοτική αφού χρησιμοποιώ μόνο 2 σημεία

i) την αρχική συγκέντρωση της οσίας (σε t=0) και

ii) την τελική συγκέντρωση της ουσίας όταν ολοκληρωθεί η αντίδραση (t_v).

Όταν κάποια από τις ουσίες που μετέχει στην αντίδραση είναι **στερεό ή καθαρό υγρό**, η συγκέντρωσή της παραμένει σταθερή κατά τη διάρκεια της αντίδρασης (C=σταθερή), ενώ ο αριθμός moles (n) της ουσίας μεταβάλλεται.

β) Όταν δίνονται οι αρχικές ποσότητες (moles ή συγκεντρώσεις) των αντιδρώντων, με βάση τη στοιχειομετρία της αντίδρασης **ελέγχουμε αν κάποιο αντιδρών είναι σε περίσσεια** και συμπληρώνουμε ένα **πινακάκι**, στο οποίο σημειώνουμε τις ποσότητες (moles ή συγκεντρώσεις) όλων των ουσιών που συμμετέχουν στην αντίδραση. Η **αντίδραση ολοκληρώνεται** (t_v) όταν ένα τουλάχιστον από τα αντιδρώντα καταναλώνεται πλήρως (για μονόδρομη αντίδραση).

Όταν μας ενδιαφέρει μια χρονική στιγμή t_1 **πριν την ολοκλήρωση της αντίδρασης**, θεωρούμε ότι **έχει αντιδράσει μέχρι τότε ένα μέρος από τις αρχικές ποσότητες** των αντιδρώντων και συμπληρώνουμε ανάλογα το πινακάκι.

γ) Οι μεταβολές των συγκεντρώσεων (ΔC) των σωμάτων της αντίδρασης σε ένα χρονικό διάστημα (Δt) είναι ανάλογες με τους αντίστοιχους στοιχειομετρικούς συντελεστές.

δ) Η κλίση της καμπύλης αντίδρασης μιας ουσίας είναι ίση με τη στιγμιαία ταχύτητα κατανάλωσης ή παραγωγής της ουσίας αυτής μία ορισμένη χρονική στιγμή t.

Οι καμπύλες αντίδρασης των ουσιών που μετέχουν σε μία αντίδραση έχουν γενικά διαφορετική κλίση, αφού αυτή, όπως και η στιγμιαία ταχύτητα που εκφράζει, είναι ανάλογη με το στοιχειομετρικό συντελεστή της ουσίας στη χημική εξίσωση της αντίδρασης.

2. Για να υπολογίσουμε τη **μέση ταχύτητα μιας αντίδρασης** σε ένα χρονικό διάστημα Δt, πρέπει να γνωρίζουμε τη μεταβολή της συγκέντρωσης (ΔC) ενός από τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα στο ίδιο χρονικό διάστημα. Ισχύει $\mathbf{\Delta C = C_{τελ} - C_{αρχ}}$, οπότε για τα αντιδρώντα είναι ΔC<0 ενώ για τα προϊόντα είναι ΔC>0.

Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης μπορεί να υπολογιστεί από τη μεταβολή της συγκέντρωσης **οποιουδήποτε από τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα**, αρκεί να λάβουμε υπόψη το στοιχειομετρικό συντελεστή της ουσίας στη χημική εξίσωση της αντίδρασης.

3. Οι **ταχύτητες κατανάλωσης** των αντιδρώντων και οι **ταχύτητες παραγωγής** των προϊόντων μιας αντίδρασης **γενικά διαφέρουν** και έχουν την ίδια σχέση με τους στοιχειομετρικούς συντελεστές των αντίστοιχων ουσιών στη χημική εξίσωση της αντίδρασης. Η ταχύτητα της αντίδρασης είναι ίση με την ταχύτητα κατανάλωσης ή παραγωγής της ουσίας η οποία έχει στοιχειομετρικό συντελεστή ίσο με ένα στη χημική εξίσωση.

4. Η **στιγμιαία ταχύτητα** μιας αντίδρασης υπολογίζεται **πάντα γραφικά** από την κλίση της καμπύλης μιας ουσίας που μετέχει στην αντίδραση. Γραφικά μπορεί να προσδιοριστεί **και η μέση ταχύτητα** μιας αντίδρασης από την καμπύλη αντίδρασης μιας ουσίας που μετέχει στην αντίδραση.

5. Υπολογισμός της μέσης ταχύτητας αντίδρασης με βάση τη μεταβολή της πίεσης

Όταν σε μία χημική αντίδραση συμμετέχει **τουλάχιστον ένα αέριο**, η μέση ταχύτητα της αντίδρασης μπορεί να υπολογιστεί μετρώντας τη μεταβολής της πίεσης που ασκείται στο δοχείο σε κάποιο χρονικό διάστημα. Για ένα αέριο ισχύει: $PV=nRT$ ή $P=(n/v)RT$ ή $\mathbf{P=CRT}$. Κατά τη διάρκεια μιας χημικής αντίδρασης, **αν μεταβάλλεται ο συνολικός αριθμός moles των αερίων τότε μεταβάλλεται ανάλογα και η πίεση που ασκείται στο δοχείο, υπό σταθερά V, T**. Η μεταβολή του αριθμού moles των αερίων εξαρτάται από τους **στοιχειομετρικούς συντελεστές** των αερίων στη χημική εξίσωση της αντίδρασης.

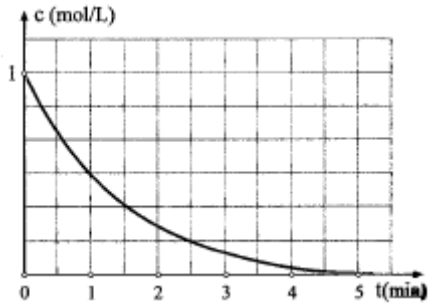
Χημική κινητική-Ταχύτητα αντίδρασης

Εφαρμογές

1. Έστω η εξώθερμη αντίδραση: $A(g) + B(g) \rightarrow \Gamma(g) + \Delta(g)$, $\Delta H = -50$ kJ
η οποία έχει ενέργεια ενεργοποίησης Ea = 30 kJ/mol.
α) Να σχεδιάσετε το ενεργειακό διάγραμμα της αντίδρασης.
β) Να υπολογίσετε την ενέργεια ενεργοποίησης της αντίστροφης αντίδρασης: $\Gamma+\Delta \rightarrow A+B$.

2. Έστω η αντίδραση $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$. Βρέθηκε ότι κάποια χρονική στιγμή t_1 η ταχύτητα παραγωγής της αμμωνίας είναι ίση με $\upsilon(NH_3) = 4 \cdot 10^{-3}$ M·s^{-1}. Να υπολογίσετε τη στιγμή t_1:
α) την ταχύτητα κατανάλωσης του N_2 και του H_2,
β) την ταχύτητα της αντίδρασης.

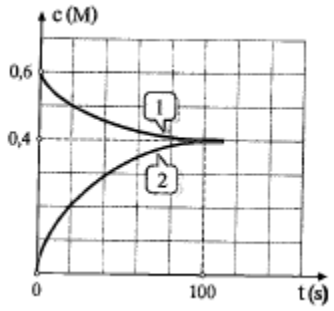
3. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται ουσία Α και θερμαίνεται σε σταθερή θερμοκρασία, οπότε διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $2A(g) \rightarrow 2B(g) + \Gamma(g)$.
Στο διπλανό σχήμα δίνεται η καμπύλη αντίδρασης μιας από τις ουσίες που μετέχουν στην αντίδραση.



α) Σε ποια από τις ουσίες αντιστοιχεί αυτή η καμπύλη αντίδρασης;
β) Ποια είναι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης το χρονικό διάστημα 0-5 min;
γ) Να σχεδιάσετε στο ίδιο σύστημα αξόνων τις καμπύλες αντίδρασης για τις άλλες δύο ουσίες που μετέχουν στην αντίδραση.
δ) Ποια σχέση έχουν η μέση ταχύτητα κατανάλωσης του Α και οι μέσες ταχύτητες παραγωγής του Β και του Γ στο ίδιο χρονικό διάστημα;
ε) Να υπολογίσετε την ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή $t_1 = 1$ min.

4. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγεται ισομοριακό μίγμα από τα αέρια Α και Β, οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση: $A(g) + 2B(g) \rightarrow 2\Gamma(g)$.
α) Να σχεδιάσετε σε κοινό σύστημα αξόνων την καμπύλη αντίδρασης για καθένα από τα αέρια Α, Β και Γ.
β) Πως μεταβάλλεται η πίεση που ασκείται στο δοχείο κατά τη διάρκεια της αντίδρασης;

5. Το διπλανό διάγραμμα παριστάνει τις καμπύλες αντίδρασης για δύο από τις ουσίες που μετέχουν στην αντίδραση: $A(g) + 3B(g) \rightarrow 2\Gamma(g)$.



α) Σε ποια ουσία αντιστοιχεί καθεμία από τις καμπύλες;

β) Να σχεδιάσετε την καμπύλη αντίδρασης για την άλλη ουσία που μετέχει στην αντίδραση.

6. Σε δοχείο σταθερού όγκου 5 L εισάγονται 2 mol αερίου Α και 3 mol αερίου Β, τα οποία αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $A(g) + 3B(g) \rightarrow 2\Gamma(g)$.

Μετά από 20 s από την έναρξη της αντίδρασης η συγκέντρωση του Γ στο δοχείο βρέθηκε ίση με 0,2 Μ. Να υπολογίσετε:

α) Τον αριθμό moles των αερίων Α, Β και Γ τη χρονική στιγμή t = 20 s.

β) Τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης και τη μέση ταχύτητα κατανάλωσης των αντιδρώντων Α και Β στο χρονικό διάστημα 0-20 s.

7. Σε δοχείο σταθερού όγκου 4 L και σε σταθερή θερμοκρασία 127 ^{o}C εισάγεται ισομοριακό μίγμα των αερίων Α και Β, το οποίο ασκεί πίεση 16,4 atm. Το μείγμα αυτό αντιδρά σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $2A(g) + B(g) \rightarrow 2\Gamma(g)$. Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για τα πρώτα 2 min από την έναρξή της είναι ίση με 0,05 $M \cdot min^{-1}$. Να υπολογίσετε:

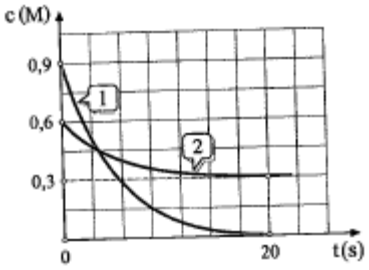
α) Τον αριθμό moles των αερίων τη χρονική στιγμή t = 2 min.

β) Το μέσο ρυθμό κατανάλωσης των αντιδρώντων Α και Β στο χρονικό διάστημα 0-2 min.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082\ L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

8. Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγεται μίγμα από τα αέρια Α και Β, οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση: $A(g) + 3B(g) \rightarrow 2\Gamma(g) + \Delta(g)$.

Στο διπλανό διάγραμμα παριστάνονται οι συγκεντρώσεις δύο συστατικών της αντίδρασης σε συνάρτηση με το χρόνο.



α) Σε ποια ουσία αντιστοιχεί η καθεμία καμπύλη;

β) Να σχεδιάσετε τις καμπύλες αντίδρασης για τις άλλες δύο ουσίες που μετέχουν στην αντίδραση.

γ) Να υπολογίσετε για το χρονικό διάστημα 0-20 s:

i) τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης.

ii) το μέσο ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης για καθεμία από τις ουσίες Α, Β, Γ και Δ.

δ) Ποια μεταβολή παρουσιάζει η πίεση στο δοχείο κατά τη διάρκεια της αντίδρασης;

9. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται στερεό $CaCO_3$, το οποίο θερμαίνεται στους 1000 K και διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$.

α) Να εξηγήσετε πως μεταβάλλεται η πίεση στο δοχείο κατά τη διάρκεια της αντίδρασης.

β) Μετά την πάροδο 100 s από την έναρξη της αντίδρασης η πίεση στο δοχείο βρέθηκε ίση με 0,82 atm. Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντιδρασης για τα πρώτα 100 s.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082\ L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

10. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 10 L εισάγονται 4 mol αερίου Α. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία στους 227 ^oC, πραγματοποιείται η αντίδραση: $2A(g) \rightarrow 2B(g) + \Gamma(g)$.

Παρατηρούμε ότι η πίεση στο δοχείο βαθμιαία μεταβάλλεται και σταθεροποιείται μετά την πάροδο 2 min από την έναρξη της αντίδρασης.

Α) Να εξηγήσετε που οφείλεται η μεταβολή στην τιμή της πίεσης.

Β) Να σχεδιάσετε την καμπύλη αντίδρασης για τις ουσίες Α, Β και Γ.

Γ) Να υπολογίσετε στο χρονικό διάστημα 0-2 min:

i) τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης

ii) το μέσο ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης του Β και του Γ.

δ) Να υπολογίσετε την πίεση στο δοχείο τη χρονική στιγμή t = 2 min.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων: $R = 0,082\ L \cdot atm \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

2.1. Το ποσό θερμότητας που ανταλλάσσεται με το περιβάλλον κατά την πραγματοποίηση μιας χημικής αντίδρασης, υπό σταθερή πίεση, ισούται με τη(ν):
Α) ενθαλπία των αντιδρώντων
Β) χημική ενέργεια του συστήματος
Γ) μεταβολή εσωτερικής ενέργειας
Δ) ενθαλπία της αντίδρασης (ΔΗ)

2.2. Ποια από τις παρακάτω εκφράσεις, οι οποίες αναφέρονται στην ενθαλπία μιας χημικής αντίδρασης, δεν μπορεί να είναι σωστή;
Α) $H_{προϊόντων} < H_{αντιδρώντων}$
Β) Η ενθαλπία του συστήματος μεταβλήθηκε από την αρχική τιμή των 1600 kJ (ενθαλπία αντιδρώντων) στην τελική τιμή των 1100 kJ (ενθαλπία προϊόντων)
Γ) $\Delta H = -500$ kJ
Δ) $\Delta H = 500$ kJ

2.3. Στις εξώθερμες αντιδράσεις ισχύει:
Α) $H_{προϊόντων} < 0$
Β) $\Delta H > 0$
Γ) $H_{προϊόντων} < H_{αντιδρώντων}$
Δ) $H_{αντιδρώντων} = -H_{προϊόντων}$

2.4. Από τη θερμοχημική εξίσωση,

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)\ ,\ \Delta H = -296{,}1\ kJ$$

προκύπτει ότι:
Α) κατά την καύση οποιασδήποτε ποσότητας S ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 296,1 kJ
Β) η αντίδραση είναι ενδόθερμη
Γ) κατά την καύση 1 mol S ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 296,1 kJ
Δ) για την πραγματοποίηση της αντίδρασης απαιτείται προσφορά ενέργειας από το περιβάλλον

2.5. Οι αντιδράσεις καύσης:
Α) είναι ενδόθερμες
Β) είναι πάντα εξώθερμες
Γ) έχουν $\Delta H > 0$
Δ) είναι ενδόθερμες ή εξώθερμες, ανάλογα με τις συνθήκες της αντίδρασης

2.6. Ποια από τις μετατροπές που ακολουθούν προβλέπετε να έχει $\Delta H > 0$;
Α) $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O(\ell)$
Β) $2CH_3OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 4H_2O$
Γ) $H_2O(s) \rightarrow H_2O(\ell)$
Δ) $H_2O(\ell) \rightarrow H_2O(s)$

2.7. Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές (Σ) ή λανθασμένες (Λ).
α) Οι εξώθερμες αντιδράσεις πραγματοποιούνται με απορρόφηση ενέργειας του συστήματος από το εξωτερικό περιβάλλον του και για το λόγο αυτό αυξάνεται η ενθαλπία του συστήματος.
β) Σε κάθε χημική αντίδραση η ενθαλπία των αντιδρώντων είναι ίση με την ενθαλπία των προϊόντων της αντίδρασης.
γ) Για τις ενδόθερμες αντιδράσεις η ενθαλπία δίνεται από τη σχέση: $\Delta H = H_{προϊόντων} - H_{αντιδρώντων}$, ενώ για τις εξώθερμες: $\Delta H = H_{αντιδρώντων} - H_{προϊόντων}$.
δ) Η μεταβολή ενθαλπίας (ΔΗ) κατά την πραγματοποίηση μιας χημικής αντίδρασης είναι θετική ή αρνητική, αν η αντίδραση είναι αντίστοιχα ενδόθερμη ή εξώθερμη.
ε) Στις εξώθερμες αντιδράσεις ισχύει $H_{προ} > H_{αντ}$.

2.8. Έστω η θερμοχημική εξίσωση,

$$N_2 + 3O_2 \rightarrow 2NO_3,\ \Delta H = -82\ kcal,$$

που διεξάγεται υπό σταθερή πίεση και θερμοκρασία. Με βάση την εξίσωση αυτή να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές (Σ) ή λανθασμένες (Λ).
α) Η αντίδραση είναι εξώθερμη.
β) Για κάθε 1 mol O_2 που αντιδρά, ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 82 kcal.
γ) Για κάθε 1 mol N_2 που αντιδρά ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 82 kcal.
δ) Αν στο δοχείο της αντίδρασης βάλουμε προς αντίδραση 3 mol N_2 και 3 mol O_2 μέχρι το τέλος της αντίδρασης θα παραχθεί συνολικό ποσό θερμότητας ίσο με 246 kcal.

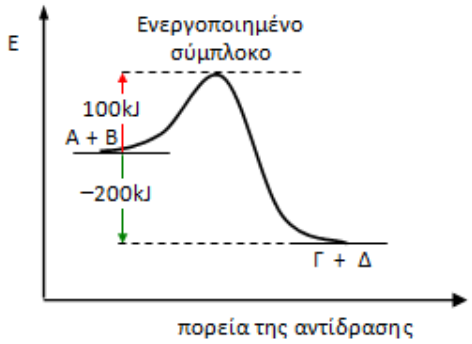
ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

2.9. Το αντικείμενο μελέτης της χημικής κινητικής είναι:
Α) οι ταχύτητες των χημικών αντιδράσεων
Β) οι παράγοντες που επηρεάζουν τις ταχύτητες των χημικών αντιδράσεων
Γ) οι μηχανισμοί με τους οποίους πραγματοποιούνται οι χημικές αντιδράσεις.
Δ) όλα τα παραπάνω.

2.10. Κάθε σύγκρουση μεταξύ των μορίων ενός μίγματος των αερίων $A_2(g)$ και $B_2(g)$ δεν είναι αποτελεσματική διότι:
Α) τα συστατικά του μείγματος δεν αντιδρούν μεταξύ τους
Β) η σύγκρουση αυτή μπορεί να πραγματοποιείται μεταξύ μορίων της ίδιας χημικής ουσίας
Γ) τα μόρια που συγκρούονται δεν έχουν την απαιτούμενη ενέργεια
Δ) για έναν ή και περισσότερους από τους παραπάνω λόγους

2.11. Η ενέργεια ενεργοποίησης (E_a):
Α) εμφανίζεται τόσο στις ενδόθερμες όσο και στις εξώθερμες αντιδράσεις
Β) εμφανίζεται μόνο στις ενδόθερμες αντιδράσεις
Γ) είναι θετική στις ενδόθερμες αντιδράσεις και αρνητική στις εξώθερμες
Δ) είναι αρνητική στις ενδόθερμες αντιδράσεις και θετική στις εξώθερμες

2.12. Η αντίδραση, A(g) + B(g) → Γ(g) + Δ(g), έχει το ενεργειακό διάγραμμα που φαίνεται στο σχήμα.



Ποια η τιμή της ενθαλπίας (ΔΗ) και ποια η τιμή της ενέργειας ενεργοποίησης για την αντίδραση, Γ(g) + Δ(g) → A(g) + B(g);
Α) –200 και 100 kJ, αντίστοιχα
Β) 200 και 300 kJ, αντίστοιχα
Γ) –200 και –300 kJ, αντίστοιχα
Δ) –200 και 0 kJ, αντίστοιχα

2.13. Για την αντίδραση,
2A(s) + B(g) → Γ(g) + 3Δ(g),
ποια από τις εκφράσεις που ακολουθούν είναι λανθασμένη;

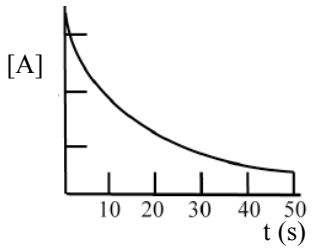
Α) $\upsilon = \frac{1}{3}\frac{\Delta[\Delta]}{\Delta t}$ Β) $\upsilon_B = \frac{1}{3}\upsilon_\Delta$

Γ) $\upsilon = -\frac{1}{2}\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$ Δ) $\upsilon_\Delta = 3\cdot\upsilon_\Gamma$

2.14. Η ταχύτητα της αντίδρασης,
A(s) + B(g) → Γ(g),
εκφράζει:
Α) το ρυθμό με τον οποίο αυξάνεται η μάζα του Γ
Β) το ρυθμό με τον οποίο αυξάνεται η [Α]
Γ) το πηλίκο της μεταβολής των mol ενός αντιδρώντος ή προϊόντος προς τον αντίστοιχο χρόνο
Δ) την απόλυτη τιμή του ρυθμού μεταβολής της [Β] ή της [Γ]

2.15. Σε δοχείο εισάγονται ισομοριακές ποσότητες από τις ουσίες Α και Β, οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση:
A(g) + 2B(g) → Γ(g)
Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης αυτής:
Α) η συγκέντρωση του Α και η συγκέντρωση του Β ελαττώνονται με τον ίδιο ρυθμό
Β) η συγκέντρωση του Γ αυξάνεται με σταθερό ρυθμό
Γ) η συγκέντρωση του Β ελαττώνεται με διπλάσιο ρυθμό από τη συγκέντρωση του Α
Δ) η συγκέντρωση του Α ελαττώνεται με φθίνοντα ρυθμό και τελικά μηδενίζεται

2.16. Για την αντίδραση, A(g) → 2B(g) + Γ(g), η μεταβολή της συγκέντρωσης του Α(g) με το χρόνο παριστάνεται από το διάγραμμα που ακολουθεί.



Ποια από τις ταχύτητες που ακολουθούν είναι η μεγαλύτερη;
Α) Η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης
Β) Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης
Γ) Η τελική ταχύτητα της αντίδρασης
Δ) Η ταχύτητα της αντίδρασης για t = 20 s

2.17. Σε δοχείο γίνεται η αντίδραση:
$2N_2O_5(g) \rightarrow 4NO_2(g) + O_2(g)$
Ποιος είναι ο λόγος του ρυθμού μεταβολής της συγκέντρωσης του N_2O_5 (υ_1) προς το ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης του NO_2 (υ_2);
Α) 1 : 2 Β) 2 : 1 Γ) 1 : 4 Δ) 4 : 1

2.18. Σε δοχείο γίνεται η αντίδραση: A(g) + 2B(g) → 3Γ(g). Σε κάποια χρονική στιγμή, η ταχύτητα σχηματισμού του Γ προσδιορίστηκε ίση με 0,024 $M\cdot s^{-1}$. Την ίδια χρονική στιγμή η ταχύτητα της αντίδρασης και ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του Β είναι:
Α) 0,024 $M\cdot s^{-1}$ και τα δύο
Β) 0,008 και 0,016 $M\cdot s^{-1}$, αντίστοιχα
Γ) 0,048 και 0,024 $M\cdot s^{-1}$, αντίστοιχα
Δ) 0,024 και 0,036 $M\cdot s^{-1}$, αντίστοιχα

2.19. Στην αντίδραση: αA(g) + βB(g) → 2Γ(g), η ταχύτητα κατανάλωσης του Α είναι 3πλάσια από την ταχύτητα κατανάλωσης του Β, ενώ η ταχύτητα σχηματισμού του Γ είναι 2πλάσια από την ταχύτητα κατανάλωσης του Β. Με βάση τα προηγούμενα, οι συντελεστές α και β είναι αντίστοιχα ίσοι με:
Α) 3 και 1
Β) 1 και 3
Γ) 3 και 2
Δ) 2 και 3

2.20. Αν τη χρονική στιγμή t κατά τη διάρκεια διεξαγωγής της αντίδρασης, $2NO_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2NO_2Cl(g)$, ισχύει: $-d[Cl_2]/dt = 0{,}10\ M\cdot s^{-1}$, την ίδια χρονική στιγμή, ποια θα είναι η τιμή της παράστασης: $d[NO_2Cl]/dt$;
Α) 0,20 $M\cdot s^{-1}$ Β) −0,20 $M\cdot s^{-1}$
Γ) 0,10 $M\cdot s^{-1}$ Δ) 0,050 M/s

2.21. Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές (Σ) ή λανθασμένες (Λ). Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.
α) Σε μία αντίδραση ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης ενός προϊόντος αυξάνεται με την πάροδο του χρόνου.
β) Οι ταχύτητες των χημικών αντιδράσεων σε όλη τη διάρκειά τους παραμένουν σταθερές.

2.22. Για την αντίδραση, $2NO_2(g) \rightarrow 2NO(g) + O_2(g)$, έχουμε τα εξής δεδομένα: $\Delta H = 115$ kJ και $E_a = 264$ kJ.
α) Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση ως εξώθερμη ή ενδόθερμη. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
β) Να κατασκευάσετε το ενεργειακό διάγραμμα της αντίδρασης σαν συνάρτηση της πορείας της αντίδρασης και να σημειώσετε με κατάλληλα βέλη την ενθαλπία της αντίδρασης και την ενέργεια ενεργοποίησης.
γ) Ποια η τιμή της ενθαλπίας και ποια η τιμή της ενέργειας ενεργοποίησης για την αντίστροφη αντίδραση,

$2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$;

δ) Ποιος ο ορισμός της μέσης ταχύτητας για την αντίδραση, $2NO_2(g) \rightarrow 2NO(g) + O_2(g)$;

2.23. Σε δοχείο σταθερού όγκου που βρίσκεται σε σταθερή θερμοκρασία εισάγουμε ισομοριακές ποσότητες των αερίων Α και Β που αντιδρούν μεταξύ τους, σύμφωνα με την εξίσωση: $A(g) + 2B(g) \rightarrow \Gamma(g) + 3\Delta(g)$. Ποιες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές και ποιες όχι; Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.
α) Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης η συγκέντρωση του Β μειώνεται με διπλάσιο ρυθμό σε σχέση με τη συγκέντρωση του Α.
β) Η ταχύτητα της αντίδρασης αυξάνεται συνεχώς.
γ) Στο τέλος της αντίδρασης η [Α]μηδενίζεται.
δ) Στο τέλος της αντίδρασης η [Β] μηδενίζεται.
ε) Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης η πίεση αυξάνεται συνεχώς μέχρι που σταθεροποιείται μετά από κάποια χρονική στιγμή.

2.24. Δίνεται η αντίδραση: $\alpha A(g) + \beta B(g) \rightarrow \gamma\Gamma(g)$, όπου α, β και γ οι συντελεστές της. Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης σε χρονικό διάστημα Δt δίνεται από τη σχέση:

$$\upsilon = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{2}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t}$$

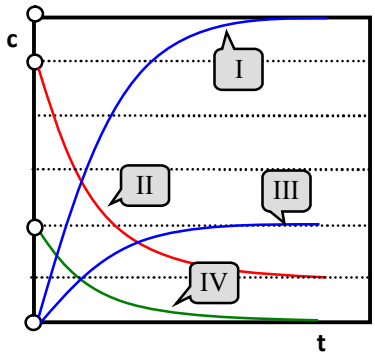
Ποιες οι τιμές των συντελεστών α, β και γ;

2.25. Σε δοχείο σταθερού όγκου και με σταθερή θερμοκρασία πραγματοποιείται η αντίδραση:

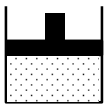
$A(g) \rightarrow B(g) + 2\Gamma(g)$, $\Delta H = -50$ kcal.

Αρχικά εισάγουμε στο δοχείο ποσότητα του σώματος Α, ώστε η συγκέντρωσή του να είναι c = 1 M. Η πίεση στο δοχείο μεταβάλλεται αλλά μετά από 10 min σταθεροποιείται, οπότε στο δοχείο βρέθηκαν μόνο τα αέρια Β και Γ.
i) Η πίεση στο δοχείο μεταβάλλεται διότι:
Α) ελευθερώνεται θερμότητα
Β) αυξάνονται τα mol των αερίων
Γ) ελαττώνονται τα mol των αερίων
Δ) ελαττώνονται τα mol των αερίων και ελευθερώνεται θερμότητα.
ii) Να γίνει σε ένα διάγραμμα η γραφική παράσταση της συγκέντρωσης των σωμάτων Α, Β και Γ σε συνάρτηση με το χρόνο.

2.26. Οι ουσίες Α και Β αντιδρούν μεταξύ τους σύμφωνα με την εξίσωση: $A(g) + 2B(g) \rightarrow 3\Gamma(g) + \Delta(g)$. Να σημειώσετε στο διάγραμμα που ακολουθεί, ποια ουσία αντιστοιχεί σε ποια καμπύλη.



2.27. Στο εσωτερικό του κυλινδρικού δοχείου του σχήματος που κλείνεται με βαρύ και ευκίνητο έμβολο πραγματοποιείται η αντίδραση, $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$, υπό σταθερή θερμοκρασία. Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης το έμβολο:



Α) κινείται προς τα πάνω
Β) κινείται προς τα κάτω
Γ) παραμένει ακινητο
Δ) κινείται προς τα πάνω, μόνο αν η αντίδραση είναι εξώθερμη
Να αιτιολογήσετε την επιλογή σας.

2.28. Οι αέριες ουσίες Α και Β συμμετέχουν στην αντίδραση: $A(g) \rightarrow 2B(g)$. Να αντιστοιχήσετε την κάθε τιμή της [Α] σε ορισμένη χρονική στιγμή (στήλη Ι) με την τιμή της [Β] την ίδια χρονική στιγμή (στήλη ΙΙ), καθώς και με την τιμή της ταχύτητας της αντίδρασης (στήλη ΙΙΙ).

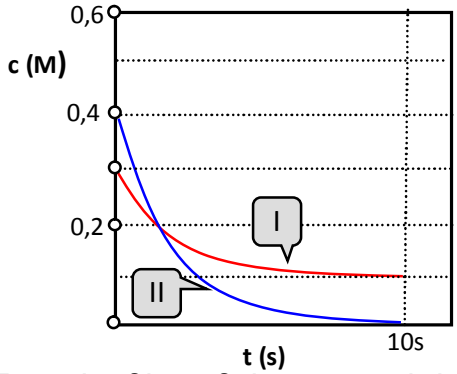
(I)		**(II)**		**(III)**	
[Α] σε $mol \cdot L^{-1}$		[Β] σε $mol \cdot L^{-1}$		υ σε $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$	
Α.	8	α.	4	1.	0,6
Β.	7	β.	6	2.	1,2
Γ.	6	γ.	14	3.	1,4
Δ.	3	δ.	8	4.	1,6

2.29. Σε δοχείο 2 L εισάγονται 0,6 mol Α και 3 mol Β, που αντιδρούν σύμφωνα με την εξίσωση: $A(g) + 2B(g) \rightarrow 2\Gamma(g)$. Μετά από 10 s στο δοχείο προσδιορίστηκαν 0,4 mol Α. Να υπολογιστεί η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για τα πρώτα 10 s.

2.30. Σε κενό δοχείο όγκου V = 1 L εισάγουμε 4 mol A(g) και 6 mol B(g), σε θερμοκρασία Τ και πραγματοποιείται η αντίδραση: $A(g) + 2B(g) \rightarrow \Gamma(g)$, η οποία ολοκληρώνεται μέσα σε 20 s.
α) Ποια η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από 0-20 s;
β) Ποιοι οι ρυθμοί μεταβολής των συγκεντρώσεων των ενώσεων Α, Β και Γ;
γ) Να γίνουν σε κοινό διάγραμμα οι καμπύλες αντίδρασης για τα Α, Β και Γ από t = 0 μέχρι το τέλος της αντίδρασης.

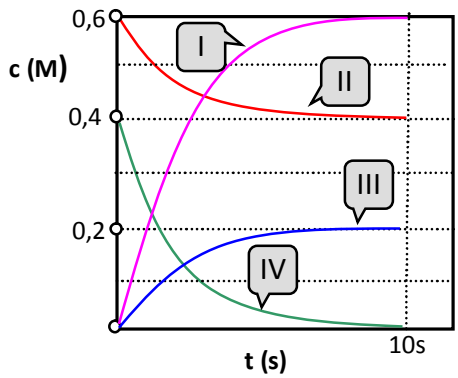
2.31. Σε δοχείο όγκου 1 L εισάγονται 3,5 mol αερίου Α και 4,5 mol αερίου Β, υπό σταθερή θερμοκρασία και διεξάγεται η αντίδραση: $A(g) + B(g) \rightarrow 2\Gamma(g)$.
Τη χρονική στιγμή $t_1 = 4$ s βρέθηκαν στο δοχείο 3 mol από το Α, ενώ τη χρονική στιγμή $t_2 = 9$ s βρέθηκαν στο δοχείο 3 mol από το Γ.
α) Να υπολογιστούν οι ποσότητες (σε mol) των άλλων αερίων τις χρονικές στιγμές t_1 και t_2.
β) Να υπολογιστούν η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για το χρονικό διάστημα $\Delta t = t_2 - t_1$, καθώς και ο ρυθμοί μεταβολής των συγκεντρώσεων των Α και Γ στο ίδιο χρονικό διάστημα.

2.32. Δύο αντιδρώντα Α(g) και Β(g) εισάγονται σε δοχείο όγκου V, οπότε πραγματοποιείται, από t = 0 μέχρι $t_v = 10$ s, η αντίδραση: $2A(g) + B(g) \rightarrow 2\Gamma(g) + 3\Delta(g)$.
Οι καμπύλες αντίδρασης Ι και ΙΙ που ακολουθούν αντιστοιχούν σε δύο από τα συστατικά της.



α) Ποιο από τα δύο αντιδρώντα συστατικά είναι σε περίσσεια, το Α ή το Β; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
β) Να σχεδιάσετε τις καμπύλες για τα άλλα δύο συστατικά της αντίδρασης.
γ) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης από t = 0 μέχρι $t_v = 10$ s.
δ) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα κατανάλωσης των ενώσεων Α, Β, Γ και Δ.
ε) Ποια η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης για t = 10 s; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

2.33 Στο διάγραμμα που ακολουθεί εμφανίζονται οι καμπύλες αντίδρασης για όλα τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της αντίδρασης: $A(g) + 2B(g) \rightarrow x\Gamma(g) + \Delta(g)$.



α) i. Να προσδιορίσετε την τιμή του x (συντελεστής του προϊόντος Γ). Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
ii. Να κατασκευάσετε τον πίνακα της αντίδρασης, με τις αρχικές ποσότητες, τις ποσότητες που αντιδρούν και τις τελικές ποσότητες. Ο όγκος του δοχείου είναι V = 1 L.
β) Να υπολογίσετε το μέσο ρυθμό μεταβολής των συγκεντρώσεων όλων των σωμάτων, καθώς και τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης από $t_0 = 0$ μέχρι $t_v = 10$ s.
γ) Τη χρονική στιγμή $t_1 = 1$ s η ποσότητα του συστατικού Β στο δοχείο αντίδρασης βρέθηκε ίση με 0,3 mol. Ποια η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από $t_o = 0$ σε $t_1 = 1$ s;

2.34. Σε δοχείο σταθερού όγκου V = 41 L εισάγονται ποσότητες $H_2(g)$ και $O_2(g)$, που αντιδρούν μεταξύ τους, σε σταθερή θερμοκρασία 227°C, σύμφωνα με την εξίσωση:

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$$

Τη χρονική στιγμή t = 10 s οι ποσότητες και των τριών συστατικών βρέθηκαν ίσες (σε mol) μεταξύ τους, ενώ η ολική πίεση στο δοχείο βρέθηκε ίση με 3 atm.
α) Ποια η σύσταση (σε mol) του αρχικού μίγματος $H_2(g)$ και $O_2(g)$;
β) Ποια η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από 0-10 s;
R = 0,082 L·atm/mol·K.

2.35. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 82 L εισάγεται ποσότητα $(NH_4)_2CO_3(s)$, υπό σταθερή θερμοκρασία T = 400 K, που διασπάται σύμφωνα με την εξίσωση:

$$(NH_4)_2CO_3(s) \rightarrow 2NH_3(g) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

Η πίεση στο δοχείο έχει αρχική τιμή $P_0 = 0$ και σταθεροποιείται στην τιμή P = 1 atm από τη χρονική στιγμή t = 25 s και μετά. Να υπολογιστεί η τιμή της μέσης ταχύτητα της αντίδρασης από την έναρξή της μέχρι το τέλος της.
R = 0,082 L·atm/(mol·K). Π.Μ.Δ.Χ 2016

2.36. Η κινητική μελέτη της διάσπασης του HI στους 700 K, σύμφωνα με την εξίσωση: $2HI(g) \rightarrow H_2(g) + I_2(g)$, έδωσε τα παρακάτω αποτελέσματα:

Χρόνος (s)	0	1000	2000	3000	4000	5000
[HI] (mmol/L)	10	4,4	2,8	2,1	1,6	1,3

α) Να υπολογίσετε το μέσο ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης του HI από 0 σε 1000 s και από 4000 σε 5000 s.
β) Χωρίς να κάνετε υπολογισμούς, να προβλέψετε αν η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από 0 σε 1000 s είναι μεγαλύτερη, μικρότερη ή ίση με τη μέση ταχύτητα από 0 σε 2000 s. Να επιβεβαιώσετε το αποτέλεσμα με τους σχετικούς υπολογισμούς.

ΦΥΛΛΑΔΙΟ ΕΡΓΑΣΙΑΣ 2

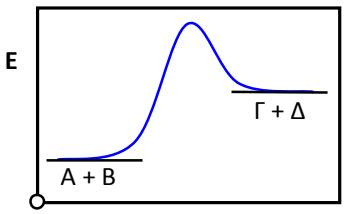
Στις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής 1-10, να σημειώσετε απλά τη σωστή απάντηση.

1. Σε μια εξώθερμη αντίδραση:
Α) αυξάνεται η χημική ενέργεια του συστήματος και αποδίδεται θερμότητα στο περιβάλλον
Β) αυξάνεται η χημική ενέργεια του συστήματος και το σύστημα απορροφά θερμότητα από το περιβάλλον
Γ) μειώνεται η χημική ενέργεια του συστήματος και το σύστημα απορροφά θερμότητα από το περιβάλλον
Δ) μειώνεται η χημική ενέργεια του συστήματος και αποδίδεται θερμότητα στο περιβάλλον

2. Ποια από τις προτάσεις Ι και ΙΙ που ακολουθούν είναι σωστές;
Ι. Τα αντιδρώντα μόρια πρέπει να έχουν το σωστό προσανατολισμό στο χώρο ώστε η σύγκρουση να μπορεί να οδηγήσει σε αντίδραση.
ΙΙ. Μόνο οι συγκρούσεις με ενέργεια μεγαλύτερη ή ίση της ενέργειας ενεργοποίησης μπορούν να οδηγήσουν σε αντίδραση.
Α) Σωστή είναι μόνο η πρόταση Ι
Β) Σωστή είναι μόνο η πρόταση ΙΙ
Γ) Και οι δύο προτάσεις είναι σωστές
Δ) Καμία από τις προτάσεις Ι και ΙΙ δεν είναι σωστή

3. Τι σχέση έχει η ενέργεια του ενεργοποιημένου συμπλόκου σε σχέση με την ενέργεια των αντιδρώντων και των προϊόντων μιας αντίδρασης;
Α) Είναι μικρότερη από την ενέργεια τόσο των αντιδρώντων όσο και των προϊόντων
Β) Είναι μικρότερη από την ενέργεια των αντιδρώντων αλλά μεγαλύτερη από την ενέργεια των προϊόντων
Γ) Είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια των αντιδρώντων αλλά μικρότερη από την ενέργεια των προϊόντων
Δ) Είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια τόσο των αντιδρώντων όσο και των προϊόντων

4. Στο ακόλουθο διάγραμμα παριστάνονται οι ενεργειακές μεταβολές κατά την μετατροπή των αντιδρώντων σε προϊόντα, για την αντίδραση: $A + B \rightarrow \Gamma + \Delta$.



πορεία αντίδρασης

Με βάση το παραπάνω ενεργειακό διάγραμμα, ποια από τις προτάσεις που ακολουθούν είναι η σωστή;
Α) Η ενέργεια ενεργοποίησης (E_a) της αντίδρασης, $A + B \rightarrow \Gamma + \Delta$ είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης, $\Gamma + \Delta \rightarrow A + B$
Β) Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης εκλύεται θερμότητα προς το περιβάλλον
Γ) Η αντίδραση $A + B \rightarrow \Gamma + \Delta$ είναι ενδόθερμη και επομένως ισχύει: Ενθαλπία αντιδρώντων μεγαλύτερη από την ενθαλπία προϊόντων
Δ) Η αντίδραση $A + B \rightarrow \Gamma + \Delta$ είναι εξώθερμη και επομένως ισχύει: Ενθαλπία αντιδρώντων μεγαλύτερη από την ενθαλπία προϊόντων

5. Σε δοχείο πραγματοποιείται διάσπαση ποσότητας $NH_3(g)$, σύμφωνα με την εξίσωση: $2NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$. Ο πίνακας που ακολουθεί δίνει τις μεταβολές της $[NH_3]$ σε σχέση με το χρόνο για τις 3 πρώτες ώρες της αντίδρασης.

$[NH_3]$ (σε Μ)	8,0	6,0	4,0	1,0
Χρόνος (σε ώρες, h)	0	1,0	2,0	3,0

Ποια η μέση ταχύτητα κατανάλωσης της $NH_3(g)$ τις δύο πρώτες ώρες της αντίδρασης;
Α) 4,0 $mol \cdot L^{-1} \cdot h^{-1}$
Β) 2,0 $mol \cdot L^{-1} \cdot h^{-1}$
Γ) 1,0 $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
Δ) 2,0 $mol \cdot h^{-1}$

6. Για την αντίδραση: $2H_2(g) + 2NO(g) \rightarrow 2H_2O(g) + N_2(g)$, η μέση ταχύτητα της αντίδρασης είναι ίση με 0,2 $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ και ο ρυθμός κατανάλωσης του H_2 είναι ίσος με:
Α) 0,3 $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
Β) 0,1 $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
Γ) 0,4 $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
Δ) 0, 2 $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ [ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ 2016]

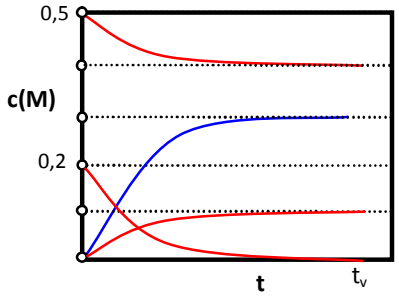
7. Αν για την αντίδραση, $2A(g) \rightarrow 3B(g) + \Gamma(g)$, ο μέσος ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του σώματος Α(g) είναι ίσος με υ_1 και του σώματος Γ(g) ίσος με υ_2, ποια από τις παρακάτω ισότητες θα ισχύει;
Α) $\upsilon_1 = 2\upsilon_2$
Β) $\upsilon_1 = \upsilon_2$
Γ) $\upsilon_1 = \upsilon_2^2$
Δ) $\upsilon_1 = \upsilon_2/2$

8. Παρακολουθούμε την αντίδραση, $A(g) + 2B(g) \rightarrow 3\Gamma(g)$, από t = 0 (έναρξη της αντίδρασης) μέχρι $t = t_v$ (τέλος αντίδρασης). Οι ρυθμοί μεταβολής των συγκεντρώσεων των αντιδρώντων και των προϊόντων παριστάνονται με τα μεγέθη υ_A, υ_B και υ_Γ, αντίστοιχα. Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης:
Α) τα μεγέθη υ_A, υ_B και υ_Γ αυξάνονται
Β) τα μεγέθη υ_A, υ_B και υ_Γ μειώνονται
Γ) τα μεγέθη υ_A και υ_B αυξάνονται και το υ_Γ μειώνεται
Δ) τα μεγέθη υ_A και υ_B μειώνονται και το υ_Γ αυξάνεται

9. Σε δοχείο εισάγουμε ποσότητες των αερίων Α(g) και Β(g) και διεξάγεται η αντίδραση:

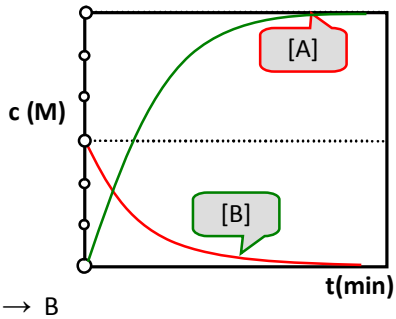
$A(g) + xB(g) \rightarrow Γ(g) + yΔ(g)$

όπου x και y οι συντελεστές των σωμάτων B(g) και Δ(g), αντίστοιχα. Στο σχήμα που ακολουθεί εμφανίζονται οι καμπύλες των μεταβολών συγκεντρώσεων για όλα τα σώματα που σχετίζονται με την αντίδραση.



Με βάση τα προηγούμενα προκύπτει ότι:
Α) x = 2, y = 3
Β) x = 1, y = 3
Γ) το σώμα Β είναι σε περίσσεια
Δ) η αντίδραση δεν ολοκληρώνεται

10. Η γραφική παράσταση που ακολουθεί απεικονίζει τις συγκεντρώσεις αντιδρώντος και προϊόντος μιας χημικής αντίδρασης, σε συνάρτηση με το χρόνο. Η χημική εξίσωση που ταιριάζει στην γραφική παράσταση είναι η:



Α) $A \rightarrow B$
Β) $B \rightarrow A$
Γ) $A \rightarrow 2B$
Δ) $B \rightarrow 2A$

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση. **Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας**. [ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ 2016]

……

……

……

……

---

11. *Να χαρακτηριστούν οι προτάσεις που ακολουθούν ως σωστές (Σ) ή λανθασμένες (Λ).*
α) Όταν ποσότητα $NH_4Cl(s)$ διαλυθεί σε νερό, η φιάλη ψύχεται και επομένως ισχύει: $NH_4Cl(s) \rightarrow NH_4Cl(aq)$, $\Delta H > 0$.
β) Σε μία εξώθερμη αντίδραση ισχύει $\Delta H < 0$ και $H_{αντιδρώντων} > H_{προϊόντων}$.

……

12. Σε κλειστό δοχείο όγκου V = 5 L διεξάγεται η αντίδραση: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$. Βρέθηκε ότι κατά τη διάρκεια ενός χρονικού διαστήματος Δt = 1 s, αντέδρασαν 0,01 mol $N_2(g)$. Να υπολογίσετε την ταχύτητα κατανάλωσης του $N_2(g)$ και του $H_2(g)$, την ταχύτητα σχηματισμού της $NH_3(g)$, καθώς και την ταχύτητα της αντίδρασης κατά το παραπάνω χρονικό διάστημα Δt.

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

13. Σε δοχείο όγκου V = 10 L, που βρίσκεται σε περιβάλλον σταθερής θερμοκρασίας Τ, εισάγονται x mol CO και x mol O_2, οπότε από t = 0 εξελίσσεται η αντίδραση: $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$.
Τη χρονική στιγμή $t_1 = 10$ s βρέθηκε ότι: $[CO] = [CO_2] = 0,2$ M.
α) Να υπολογίσετε τις ποσότητες (x mol) του CO και του O_2 που είχαν εισαχθεί αρχικά στο δοχείο.
β) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης από t = 0 μέχρι $t_1 = 10$ s, καθώς και τους ρυθμούς μεταβολής των συγκεντρώσεων των τριών συστατικών της αντίδρασης στο ίδιο χρονικό διάστημα.
γ) Να εξηγήσετε αν τη χρονική στιγμή $t_1 = 10$ s η αντίδραση έχει ολοκληρωθεί ή όχι.
δ) Μία επόμενη χρονική στιγμή $t_2 > t_1$ η συγκέντρωση του O_2 βρέθηκε ίση με 0,2 M. Να εξετάσετε αν η αντίδραση τη χρονική στιγμή t_2 έχει ολοκληρωθεί ή όχι. Ποια η (στιγμιαία) ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t_2;

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

2Β.1. Ποιοι από τους παράγοντες που ακολουθούν επηρεάζουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης;
1. Η χρήση καταλύτη
2. Η θερμοκρασία
3. Η συγκέντρωση των αντιδρώντων
4. Η φύση των αντιδρώντων

Α) Μόνο οι παράγοντες 1 και 3
Β) Μόνο οι παράγοντες 1 και 4
Γ) Μόνο οι παράγοντες 2 και 3
Δ) Όλοι οι παράγοντες 1, 2, 3 και 4

2Β.2. Όλοι οι παράγοντες που ακολουθούν μπορούν να επηρεάσουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης της γενικής μορφής, $A(aq) + B(aq) \rightarrow Γ(aq) + Δ(aq)$, εκτός από έναν. Ποιος είναι;
Α) Η φύση των αντιδρώντων
Β) Η συγκέντρωση των αντιδρώντων
Γ) Η θερμοκρασία
Δ) Η πίεση

2Β.3. Η ταχύτητα της αντίδρασης: $A(s) + 2B(g) \rightarrow Γ(g)$, αυξάνεται, όταν:
Α) αυξηθεί η συγκέντρωση του Α
Β) ελαττώνεται η συγκέντρωση του Β
Γ) ελαττώνεται η συγκέντρωση του Γ
Δ) αυξηθεί η θερμοκρασία

2Β.4. Η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την ταχύτητα μιας αντίδρασης επειδή:
Α) η συχνότητα των συγκρούσεων των μορίων αυξάνεται εντυπωσιακά
Β) αυξάνεται η ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης
Γ) μεγαλύτερο ποσοστό μορίων έχει την ελάχιστη ενέργεια, ώστε να δώσει αποτελεσματικές συγκρούσεις
Δ) οι δεσμοί στα αντιδρώντα μόρια χαλαρώνουν

2Β.5. Η μεταβολή της πίεσης επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης, $A + B \rightarrow Γ + Δ$ μόνο στην περίπτωση κατά την οποία:
Α) μεταξύ των αντιδρώντων υπάρχει κάποιο αέριο
Β) η αντίδραση γίνεται σε υδατική φάση
Γ) όλα τα αντιδρώντα σώματα είναι αέρια
Δ) όλα τα σώματα, αντιδρώντα και προϊόντα, είναι αέρια

2Β.6. Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης που περιγράφεται από την εξίσωση, $A(g) + B(g) \rightarrow 2Γ(g)$, η ταχύτητά της ελαττώνεται. Αυτό μπορεί να οφείλεται:
Α) στην αύξηση της θερμοκρασίας του συστήματος
Β) στην ελάττωση της συγκέντρωσης των αντιδρώντων
Γ) στη μείωση της πίεσης
Δ) στην αύξηση της συγκέντρωσης των προϊόντων

2Β.7. Μεταξύ των αποτελεσμάτων που ακολουθούν, ποια οφείλονται σε μία αύξηση της θερμοκρασίας κατά τη διάρκεια μιας αντίδρασης σε αέρια φάση;
I. Αύξηση των αριθμών των συγκρούσεων
II. Αύξηση της κινητικής ενέργειας των αντιδρώντων μορίων
III. Αύξηση της κινητικής ενέργειας των προϊόντων μορίων
IV. Αύξηση του αριθμού των αποτελεσματικών συγκρούσεων

Α) Ι μόνο
Β) ΙΙ και ΙΙΙ μόνο
Γ) Ι, ΙΙ και IV μόνο
Δ) Ι, ΙΙ, ΙΙΙ και IV

2Β.8. Η αύξηση της συγκέντρωσης των αντιδρώντων έχει σαν αποτέλεσμα την αύξηση της ταχύτητας μιας αντίδρασης. Αυτό οφείλεται βασικά:
Α) στην αύξηση του αριθμού των μορίων
Β) στην αύξηση του όγκου
Γ) στην αύξηση του αριθμού των συγκρούσεων ανά μονάδα χρόνου
Δ) στην αύξηση της ενέργειας των μορίων

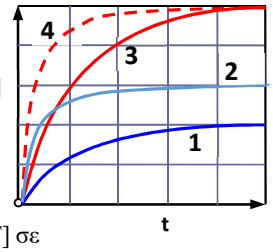
2Β.9. Σε δοχείο εφοδιασμένο με έμβολο πραγματοποιείται η αντίδραση: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$. Η ταχύτητα σχηματισμού της αέριας NH_3 αυξάνεται με:
Α) προσθήκη NH_3
Β) προσθήκη N_2
Γ) μείωση της θερμοκρασίας
Δ) αύξηση του όγκου του δοχείου

2Β.10. Έστω η αντίδραση:
$$2I^-(aq) + S_2O_8^{2-}(aq) \rightarrow I_2(s) + 2SO_4^{2-}(aq)$$
Ποιος από τους παράγοντες που ακολουθούν δεν επηρεάζουν την ταχύτητα της αντίδρασης;
Α) Η αύξηση της συγκέντρωσης των ιόντων I^-
Β) Η προσθήκη καταλύτη
Γ) Η μεταβολή της θερμοκρασίας
Δ) Η μεταβολή της πίεσης

2Β.11. Σε δοχείο εισάγεται ποσότητα αερίου CO_2 καθώς και περίσσεια στερεού C, οπότε σε κατάλληλες συνθήκες διεξάγεται η αντίδραση: $C(s) + CO_2(g) \rightarrow 2CO(g)$. Η ταχύτητα της παραπάνω αντίδρασης δεν επηρεάζεται από:
Α) τη συγκέντρωση του CO
Β) τη συγκέντρωση του CO_2
Γ) τη θερμοκρασία
Δ) την επιφάνεια επαφής του στερεού C

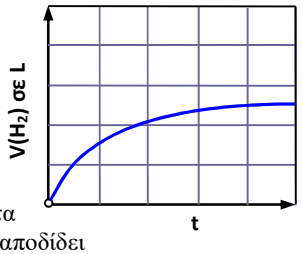
2Β.12. Η πλειονότητα των αντιδράσεων σε αέρια φάση δεν είναι πολύ γρήγορες. Σε μία τέτοια αντίδραση πως μπορούμε να αυξήσουμε τον αριθμό των αποτελεσματικών συγκρούσεων μεταξύ των αντιδρώντων μορίων;
Α) Αυξάνοντας τη θερμοκρασία και μειώνοντας ταυτόχρονα την πίεση
Β) Αυξάνοντας τη θερμοκρασία και μειώνοντας ταυτόχρονα τον όγκο του δοχείου
Γ) Αυξάνοντας τον όγκο και μειώνοντας ταυτόχρονα τη θερμοκρασία
Δ) Αυξάνοντας τη συγκέντρωση των αντιδρώντων αερίων και μειώνοντας ταυτόχρονα τη θερμοκρασία

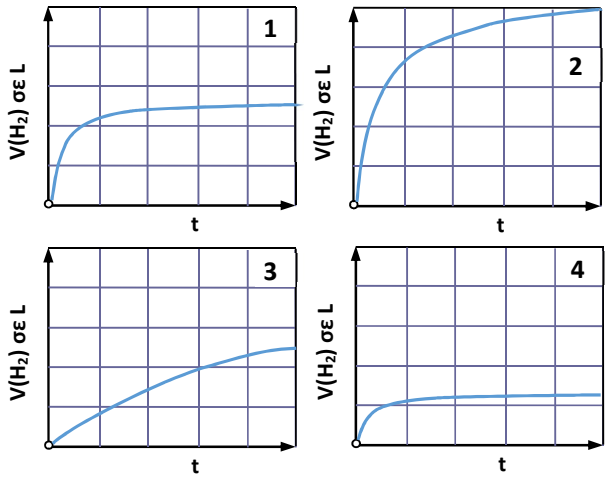
2Β.13. Η αντίδραση, A(g) + B(g) → Γ(g), διεξάγεται σε δύο ίδια δοχεία Δ1 και Δ2 με τις ίδιες αρχικές συγκεντρώσεις των A(g) και B(g). Το δοχείο Δ1 βρίσκεται σε περιβάλλον θερμοκρασίας T_1 ενώ το δοχείο Δ2 σε θερμοκρασία $T_2 > T_1$. Ποιες από διπλανές καμπύλες 1-4 αποδίδουν τη μεταβολή της [Γ] σε σχέση με το χρόνο στα δύο δοχεία Δ1 και Δ2;



Α) Η καμπύλη 1 για το δοχείο Δ1 και η καμπύλη 2 για το Δ2
Β) Η καμπύλη 2 για το δοχείο Δ1 και η καμπύλη 3 για το Δ2
Γ) Η καμπύλη 3 για το δοχείο Δ1 και η καμπύλη 4 για το Δ2
Δ) Η καμπύλη 4 για το δοχείο Δ1 και η καμπύλη 2 για το Δ2

2Β.14. Όταν ρινίσματα Mg(s) μάζας m αντιδράσουν με περίσσεια HCl(aq) 1 M συμβαίνει η αντίδραση που ακολουθεί: $Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$. Το διάγραμμα που ακολουθεί δίνει το όγκο του $H_2(g)$ που ελευθερώνεται ως συνάρτηση του χρόνου. Σε ένα άλλο πείραμα αντιδρά η ίδια ποσότητα των ρινισμάτων Mg(s) με περίσσεια HCl(aq) 2 M αντί για 1 M. Ποιο από τα διαγράμματα 1, 2, 3 ή 4 που ακολουθούν θα αποδίδει τον όγκο του $H_2(g)$ σαν συνάρτηση του χρόνου;





2Β.15. Σε τρία κλειστά δοχεία σταθερού όγκου πραγματοποιούνται οι αντιδράσεις:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H < 0$ (I)
$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$, $\Delta H > 0$ (II)
$A + B \rightarrow Γ + Δ$, $\Delta H = 0$ (III)

Αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία των τριών συστημάτων, τότε οι ταχύτητες υ_1, υ_2 και υ_3 των αντιδράσεων (I), (II) και (III) αντίστοιχα μεταβάλλονται ως εξής:
Α) η υ_1 αυξάνεται, η υ_2 ελαττώνεται, ενώ η υ_3 δε μεταβάλλεται
Β) αυξάνονται και οι τρεις
Γ) η υ_1 ελαττώνεται, η υ_2 αυξάνεται, ενώ η υ_3 δε μεταβάλλεται
Δ) δε μεταβάλλεται καμία

2Β.16. Ποιο από τα παρακάτω αυξάνει τη συχνότητα των συγκρούσεων μεταξύ των αντιδρώντων;
Α) Αν έχουμε ένα στερεό στα αντιδρώντα, να το σπάσουμε σε όσο το δυνατόν μικρότερα κομμάτια
Β) Αν έχουμε αέρια στα αντιδρώντα να μειώσουμε την πίεση, αυξάνοντας τον όγκο του δοχείου
Γ) Η μείωση της θερμοκρασίας
Δ) Για αντιδράσεις που γίνονται σε διαλύματα να μειώσουμε τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων.

2Β.17. Θεωρούμε ότι η αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10°C διπλασιάζει την ταχύτητα μιας αντίδρασης. Αν σε θερμοκρασία 20°C η αρχική ταχύτητα είναι υ, σε θερμοκρασία 50°C και για σταθερή συγκέντρωση του Α η ταχύτητα θα είναι:
Α) 4υ Β) 8υ Γ) 16υ Δ) 50υ

2Β.18. Ποια από τις παρακάτω προτάσεις εξηγεί καλύτερα τη δράση ενός καταλύτη;
Α) Αυξάνει την απόδοση της αντίδρασης
Β) Αυξάνει την κινητική ενέργεια των μορίων των αντιδρώντων
Γ) Δίνει έναν άλλο μηχανισμό στην αντίδραση
Δ) Αυξάνει την ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης

2Β.19. Οι καταλύτες;
Α) αυξάνουν την ενθαλπία της αντίδρασης
Β) τροποποιούν την ενέργεια ενεργοποίησης και την ενθαλπία της αντίδρασης
Γ) παρεμβαίνουν μόνο στο τελικό στάδιο και τελικά εξαφανίζονται
Δ) αυξάνουν την ταχύτητα της αντίδρασης μειώνοντας την ενέργεια ενεργοποίησης E_a

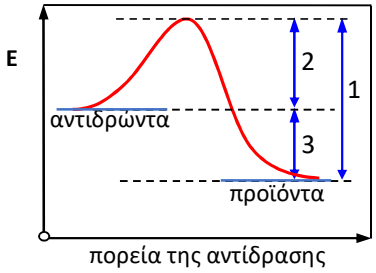
2Β.20. Στην ομογενή κατάλυση:
Α) τα αντιδρώντα και ο καταλύτης είναι στην ίδια φάση
Β) τα αντιδρώντα, τα προϊόντα και ο καταλύτης είναι στην ίδια φάση
Γ) τα αντιδρώντα σώματα και τα προϊόντα είναι στην ίδια φυσική κατάσταση
Δ) τόσο το καταλυόμενο σύστημα, όσο και ο καταλύτης είναι αέρια

2Β.21. Το H_2O_2 διασπάται σύμφωνα με την εξίσωση:

$H_2O_2(aq) \rightarrow H_2O(\ell) + O_2(g)$

Με την προσθήκη μικρής ποσότητας $FeCl_3(aq)$ η ταχύτητα της αντίδρασης αυξάνεται θεαματικά. Ποιος όρος περιγράφει το ρόλο του $FeCl_3$;
Α) Μεταβατική κατάσταση Β) Ενδιάμεσο αντίδρασης
Γ) Ετερογενής κατάλυση Δ) Ομογενής κατάλυση

2Β.22. Όταν ένας καταλύτης προστεθεί σε μία χημική αντίδραση που παριστάνεται από το ενεργειακό διάγραμμα που ακολουθεί, ποιο ή ποια από τα μεγέθη 1, 2 ή 3 θα μεταβληθεί-ούν;



Α) Το 1 και το 2 Β) Το 1 και το 3
Γ) Το 2 και το 3 Δ) Το 1, το 2 και το 3

2Β.23. Το οξαλικό οξύ, $(COOH)_2$, οξειδώνεται προς CO_2 από όξινο διάλυμα $KMnO_4$ στους 70ºC. Όταν λίγες σταγόνες του όξινου διαλύματος $KMnO_4$ προστεθούν σε θερμό διάλυμα $(COOH)_2$, παρέρχονται λίγα δευτερόλεπτα πριν το ιώδες διάλυμα του $KMnO_4$ αποχρωματιστεί. Στη συνέχεια προσθέτουμε λίγες ακόμη σταγόνες διαλύματος $KMnO_4$, οπότε το ιώδες χρώμα του εξαφανίζεται αμέσως. Με βάση τα παραπάνω, ποια από τις ακόλουθες προτάσεις είναι ορθή;
Α) Το οξαλικό οξύ είναι ασθενές διπρωτικό οξύ
Β) Η αντίδραση επιβραδύνεται από το εκλυόμενο CO_2
Γ) Η αντίδραση αυτοκαταλύεται από τα $Mn^{2+}(aq)$
Δ) το οξαλικό οξύ είναι σε περίσσεια

2Β.24. Ποια από τις χημικές εξισώσεις που ακολουθούν δείχνει την παρουσία καταλύτη;
Α) $A + B \rightarrow \Delta + B$ Β) $A + B \rightarrow \Gamma + \Delta$
Γ) $2A \rightarrow \Delta$ Δ) $A \rightarrow B + \Gamma$

2Β.25. Για την καταστροφή του όζοντος στη στρατόσφαιρα έχει προταθεί ο παρακάτω μηχανισμός:

$$O_3 + Cl\bullet \longrightarrow ClO\bullet + O_2$$
$$ClO\bullet + O_3 \longrightarrow Cl\bullet + 2O_2$$

Με βάση τον παραπάνω μηχανισμό προκύπτει ότι:
Α) Τα άτομα χλωρίου ($Cl\bullet$) είναι ο καταλύτης της αντίδρασης
Β) Το O_2 είναι ο καταλύτης της αντίδρασης
Γ) Η συνολική εξίσωση της αντίδρασης είναι: $3O_2 \rightarrow 2O_3$
Δ) Ο αριθμός των mol του O_2 που παράγονται είναι ίσος με τον αριθμό των mol του O_3 που καταναλώνονται

2Β.26. Να εξηγήσετε αν ισχύουν οι προτάσεις που ακολουθούν.
α) Όλες οι συγκρούσεις μεταξύ των αντιδρώντων μορίων με ενέργεια μεγαλύτερη της ενέργειας ενεργοποίησης είναι αποτελεσματικές.
β) Αν στο δοχείο που διεξάγεται η αντίδραση:

$$H_2(g) + Cl_2(g) \longrightarrow 2HCl(g),$$

εισάγουμε ποσότητα HCl υπό σταθερή πίεση, η ταχύτητα της αντίδρασης δε μεταβάλλεται.
γ) Επειδή η αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10°C διπλασιάζει την ταχύτητα, είναι φανερό ότι η αύξηση της θερμοκρασίας κατά 100°C θα εικοσαπλασιάζει την ταχύτητα.
δ) Η ταχύτητα μιας αντίδρασης είναι ανάλογη της ενέργειας ενεργοποίησης (E_a).

2Β.27. Δίνεται η χημική εξίσωση της αντίδρασης:

$$Fe(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow FeCl_2(aq) + H_2(g)$$

Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις ως σωστές ή λανθασμένες. Να δικαιολογήσετε τις απαντήσεις σας.
α) Η αύξηση της συγκέντρωσης του διαλύματος HCl(aq) μειώνει την ταχύτητα της αντίδρασης.
β) Η ταχύτητα της αντίδρασης αυξάνεται, όταν ο Fe(s) έχει τη μορφή σκόνης παρά τη μορφή σύρματος.
γ) Όταν αυξάνεται η πίεση υπό την οποία πραγματοποιείται η αντίδραση και η θερμοκρασία παραμένει σταθερή, η ταχύτητα της αντίδρασης αυξάνεται.

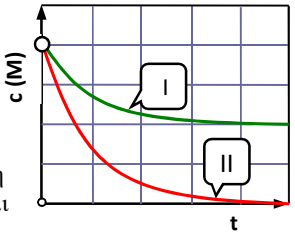
2Β.28. Οι προτάσεις α - ε είναι σωστές ή λανθασμένες;
α) Η υδρογόνωση του $C_2H_4(g)$ παρουσία Ni(s) σύμφωνα με την εξίσωση: $C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$, είναι μια περίπτωση ομογενούς κατάλυσης.
β) Η καταλυτική δράση των υδρατμών στην αντίδραση: $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$, είναι μορφή ομογενούς κατάλυσης.
γ) Η παρουσία καταλύτη σε μία αντίδραση αυξάνει την ενέργεια ενεργοποίησής της.
δ) Αν για την υδρογόνωση 200 mL αιθενίου απαιτούνται 2 g καταλύτη Ni, τότε για την υδρογόνωση 400 mL αιθενίου απαιτούνται 4 g του καταλύτη αυτού.
ε) Η αντίδραση: $I_2 + 2KCl \rightarrow 2KI + Cl_2$, δεν μπορεί να πραγματοποιηθεί, παρουσία όμως κατάλληλου καταλύτη πραγματοποιείται σχετικά γρήγορα.

2Β.29. Μία αντίδραση παρουσία καταλύτη γίνεται μέσω των παρακάτω δύο σταδίων:

$A + B \rightarrow \Gamma$ (γρήγορη αντίδραση) και
$\Gamma + \Delta \rightarrow E + B$ (γρήγορη αντίδραση)

α) Να γράψετε την εξίσωση της συνολικής αντίδρασης.
β) Ποια από τις ουσίες που συμμετέχουν στα δύο στάδια είναι ο καταλύτης της αντίδρασης; Ποιο είναι το ενδιάμεσο της αντίδρασης;

2Β.30. Έστω η αντίδραση: $A(g) + 2B(g) \rightarrow \Gamma(g) + 2\Delta(g)$.
Στο διπλανό διάγραμμα φαίνονται οι συγκεντρώσεις των σωμάτων Α και Β σε συνάρτηση με το χρόνο και σε σταθερή θερμοκρασία T_1.



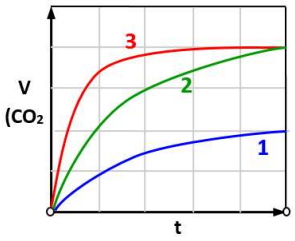
α) Να εξηγήσετε ποια καμπύλη αντιστοιχεί στο σώμα Α και ποια στο Β.
β) Να κατασκευάσετε το ίδιο διάγραμμα, αν η αντίδραση πραγματοποιηθεί σε θερμοκρασία $T_2 > T_1$.
γ) Να κατασκευάσετε το διάγραμμα της συγκέντρωσης των Γ και Δ σε συνάρτηση με το χρόνο, στη θερμοκρασία T_1.

2Β.31. Το $CaCO_3(s)$ αντιδρά με το HCl σύμφωνα με την εξίσωση:

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

α) Να υποδείξετε τρεις τρόπους με τους οποίους μπορούμε να αυξήσουμε την ταχύτητα της αντίδρασης.

β) Στο σχήμα που ακολουθεί εμφανίζεται ο όγκος του $CO_2(g)$ σε σχέση με το χρόνο, όταν περίσσεια κόκκων $CaCO_3(s)$ συγκεκριμένου μεγέθους αντιδράσουν με διάλυμα HCl στις εξής 3 περιπτώσεις:



I. Περίσσεια $CaCO_3(s)$ αντιδρά με x mL HCl 2 M.

II. Περίσσεια $CaCO_3(s)$ αντιδρά με x mL HCl 1 M.

III. Περίσσεια $CaCO_3(s)$ αντιδρά με 2x mL HCl 1 M.

Η θερμοκρασία είναι η ίδια και στις 3 περιπτώσεις. i. Να αντιστοιχήσετε τα διαγράμματα 1, 2 και 3 με τις περιπτώσεις I, II και III. ii. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

2Β.32. Σε δοχείο Α όγκου 1 L εισάγουμε 1 mol H_2 και 1 mol I_2, στους 400°C. Μετά από 10 s και πριν η αντίδραση ολοκληρωθεί βρίσκουμε ότι έχουν παραχθεί $n_A = 0,8$ mol HI. Επαναλαμβάνουμε το ίδιο πείραμα σε 3 δοχεία Β, Γ και Δ με τα ακόλουθα δεδομένα. Στο δοχείο Β όγκου 1 L εισάγουμε 2 mol H_2 και 1 mol I_2 στους 400°C. Στο δοχείο Γ όγκου 2 L εισάγουμε 1 mol H_2 και 1 mol I_2 στους 400°C. Στο δοχείο Δ όγκου 1 L εισάγουμε 1 mol H_2 και 1 mol I_2 στους 300°C.

i. Μετά από 10 s για τις ποσότητες n_B, $n_Γ$, $n_Δ$ του HI που βρίσκονται στα δοχεία Β, Γ και Δ αντίστοιχα ισχύει:

Α) $n_B > n_A$, $n_Γ > n_A$, $n_Δ > n_A$ Β) $n_B > n_A$, $n_Γ < n_A$, $n_Δ < n_A$

Γ) $n_B < n_A$, $n_Γ < n_A$, $n_Δ < n_A$ Δ) $n_B > n_A$, $n_Γ = n_A$, $n_Δ < n_A$

ii. Να εξηγήσετε γιατί η ταχύτητα με την οποία αρχίζει να πραγματοποιείται η αντίδραση στα δοχεία Γ και Δ διαφέρει από την αρχική ταχύτητα της αντίδρασης στο δοχείο Α.

2Β.33. Το καλαμοσάκχαρο υδρολύεται ως εξής:

$$C_{12}H_{22}O_{11}(aq) + H_2O(\ell) \rightarrow C_6H_{12}O_6(aq) + C_6H_{12}O_6(aq)$$

Να εξηγήσετε τις παρακάτω πειραματικές παρατηρήσεις: Διάλυμα καλαμοσακχάρου για να υδρολυθεί πρέπει να θερμανθεί μέχρι βρασμού για πολύ χρόνο, ενώ παρουσία ελάχιστης ποσότητας οξέος η υδρόλυση πραγματοποιείται σε λίγα λεπτά.

2Β.34. α) Η αύξηση της θερμοκρασίας επιφέρει μικρή αύξηση του ρυθμού των συγκρούσεων. Παρόλα αυτά η ταχύτητα της αντίδρασης αυξάνεται θεαματικά. Γιατί;

β) Αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10°C διπλασιάζει την ταχύτητα της αντίδρασης: $A(g) \rightarrow B(g) + Γ(g)$. Σε δοχείο όγκου V που βρίσκεται σε θερμοκρασία 40°C εισάγεται ποσότητα A(g) και η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης είναι $υ_1$. Αν η ίδια ποσότητα του A(g) εισαχθεί στο ίδιο δοχείο αλλά σε θερμοκρασία 80°C η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης είναι $υ_2$. Να υπολογιστεί ο λόγος $υ_2/υ_1$.

2Β.35. Όταν περίσσεια κιμωλίας ($CaCO_3$) σε σκόνη προστεθεί σε 50 mL υδατικού διαλύματος HCl 1 M λαμβάνει χώρα η αντίδραση που περιγράφεται από την εξίσωση:

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(\ell)$$

Πως θα μεταβληθεί: i. η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης και ii. ο συνολικός όγκος του αερίου CO_2 που ελευθερώνεται μέχρι το τέλος της αντίδρασης (μετρημένος στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας) αν γίνουν οι μεταβολές που ακολουθούν (ξεχωριστά η καθεμία):

α) Ίδια ποσότητα κιμωλίας προστίθεται υπό τη μορφή μικρότερων κόκκων σκόνης.

β) 50 mL διαλύματος HCl 2 M χρησιμοποιούνται αντί 50 mL διαλύματος HCl 1 M.

γ) 25 mL διαλύματος HCl 2 M χρησιμοποιούνται αντί 50mL διαλύματος HCl 1 M.

δ) Ίσος όγκος νερού προστίθεται στο οξύ πριν από την προσθήκη της κιμωλίας.

ε) 100 mL διαλύματος HCl 1 M χρησιμοποιούνται αντί 50 mL διαλύματος HCl 1 M.

ζ) Διεξάγουμε την αντίδραση σε μεγαλύτερη θερμοκρασία

η) Μικρή ποσότητα βάσης, π.χ. NaOH, διαλύεται στο οξύ πριν προστεθεί η ποσότητα της κιμωλίας.

2Β.36. Σε κλειστό δοχείο και σε θερμοκρασία Τ, ποσότητα αερίου HI διασπάται σύμφωνα με την αντίδραση:

$$2HI(g) \rightarrow H_2(g) + I_2(g)$$

α) Πώς θα μεταβληθεί η ταχύτητα της αντίδρασης αν ελαττωθεί ο όγκος του δοχείου; Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Η διάσπαση του αερίου HI μπορεί να γίνει και καταλυτικά παρουσία στερεού χρυσού. Πώς ονομάζεται η κατάλυση στην περίπτωση αυτή;

γ) Πώς ονομάζεται η θεωρία που ερμηνεύει ικανοποιητικά την παραπάνω κατάλυση;

ΦΥΛΛΑΔΙΟ ΕΡΓΑΣΙΑΣ 2Β

Στις παρακάτω ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής 1-6, να σημειώσετε απλά τη σωστή απάντηση.

1. Ποια από τις μεταβολές που ακολουθούν **δεν** αυξάνει την ταχύτητα μιας αντίδρασης;
Α) Η αύξηση της θερμοκρασίας
Β) Η προσθήκη κατάλληλου καταλύτη
Γ) Η αύξηση της συγκέντρωσης ενός αντιδρώντος
Δ) Η αύξηση της επιφάνειας επαφής ενός στερεού αντιδρώντος
Ε) Η αύξηση του όγκου του δοχείου σε αντίδραση μεταξύ αερίων

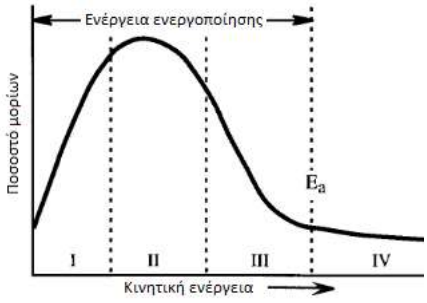
2. Μία ομογενής αντίδραση: $A(\ell) + B(\ell) \rightleftharpoons \Gamma(\ell) + \Delta(\ell)$ θερμαίνεται ώστε να αυξηθεί η ταχύτητά της. Με τη θέρμανση η ταχύτητα αυξάνεται γιατί:
Α) αυξάνεται η ενθαλπία της αντίδρασης
Β) μειώνεται η ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης
Γ) Ποσότητα των αντιδρώντων εξατμίζεται
Δ) αυξάνεται η μέση κινητική ενέργεια των αντιδρώντων μορίων

3. Σε κατάλληλο δοχείο εισάγονται ένα κομμάτι C(s) και ποσότητα $CO_2(g)$ σε πίεση 1 atm και θερμοκρασία 1000 K, οπότε διεξάγεται η αντίδραση:

$$C(s) + CO_2(g) \rightarrow 2CO(g),\ \Delta H = 172\ kJ$$

Ποια από τις μεταβολές που ακολουθούν θα προκαλέσει αύξηση της ταχύτητας της αντίδρασης;
Α) Μετατροπή του κομματιού του C(s) σε σκόνη
Β) Μείωση της θερμοκρασίας
Γ) Αύξηση του όγκου του δοχείου της αντίδρασης
Δ) Μείωση της πίεσης στο δοχείο

4. Με βάση το διάγραμμα κατά Maxwell - Boltzmann που ακολουθεί σε ποια περιοχή αντιστοιχούν μόρια με την απαιτούμενη ενέργεια για αποτελεσματικές συγκρούσεις;



Α) Στην περιοχή I
Β) Στην περιοχή II
Γ) Στην περιοχή III
Δ) Στην περιοχή IV

5. Η δράση ενός καταλύτη οφείλεται στη μείωση της:
Α) ενέργειας ενεργοποίησης της αντίδρασης
Β) ενθαλπίας των προϊόντων
Γ) ενθαλπίας των αντιδρώντων
Δ) ενθαλπίας της αντίδρασης

6. Για την αντίδραση που παριστάνεται με την εξίσωση:

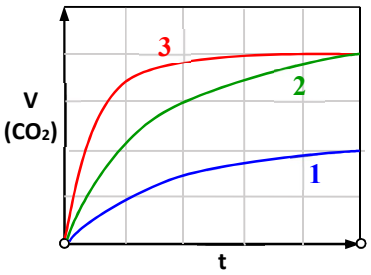
$$N_2O(g) + NO(g) \rightarrow N_2(g) + NO_2(g)$$

είναι γνωστές οι τιμές της ενέργειας ενεργοποίησης και της ενθαλπίας της αντίδρασης ΔΗ, ίσες με $E_a = 209\ kJ.mol^{-1}$ και $\Delta H = -138\ kJ.mol^{-1}$. Πως θα μεταβληθούν τα μεγέθη αυτά παρουσία καταλύτη;
Α) Η E_a θα μειωθεί και η ΔΗ θα παραμείνει η ίδια
Β) Η E_a θα αυξηθεί και η ΔΗ θα παραμείνει η ίδια
Γ) Η E_a θα μειωθεί και η ΔΗ θα μειωθεί
Δ) Η E_a παραμείνει η ίδια και η ΔΗ θα μειωθεί

7. Κόκκοι $MgCO_3(s)$ αντιδρούν με διάλυμα HCl σύμφωνα με την εξίσωση:

$$MgCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

α) Να υποδείξετε τρεις τρόπους με τους οποίους μπορούμε να αυξήσουμε την ταχύτητα της αντίδρασης.
β) Στο σχήμα που ακολουθεί εμφανίζεται ο όγκος του $CO_2(g)$ σαν συνάρτηση του χρόνου, όταν περίσσεια κόκκων $MgCO_3(s)$ συγκεκριμένου μεγέθους αντιδράσουν με διάλυμα HCl στις εξής 3 περιπτώσεις:
I. Περίσσεια $MgCO_3(s)$ αντιδρά με x mL διαλύματος HCl 2 M.
II. Περίσσεια $MgCO_3(s)$ αντιδρά με x mL διαλύματος HCl 1 M.
III. Περίσσεια $MgCO_3(s)$ αντιδρά με 2x mL διαλύματος HCl 1 M.
Η θερμοκρασία είναι η ίδια και στις 3 περιπτώσεις.



i. Να αντιστοιχήσετε τα διαγράμματα 1, 2 και 3 με τις περιπτώσεις I, II και III.
ii. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Διαγώνισμα 1ο
Οξειδοαναγωγή – Θερμοχημεία – Ταχύτητα αντίδρασης

ΘΕΜΑ Α'

*Για τις προτάσεις **Α1** έως και **Α5** να γράψετε στο τετράδιό σας τον αριθμό της πρότασης και, δίπλα, το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή επιλογή.*

Α1. Ο αριθμός οξείδωσης των ατόμων άνθρακα στην ένωση CH_3COOH είναι :

α. -3 και +1 **β.** +3 και +2
γ. -3 και +3 **δ.** 0 και στα δύο άτομα άνθρακα

Μονάδες 5

Α2. Κατά την δράση του SO_2 ως αναγωγικό, ποια από τις παρακάτω ουσίες μπορεί να παραχθεί :

α. S **β.** H_2SO_4
γ. H_2S **δ.** H_2SO_3

Μονάδες 5

Α3. Στην αντίδραση : $CH_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$, ισχύει :

α. $Q<0$ **β.** $H_{προϊόντων} > H_{αντιδρώντων}$
γ. $H_{προϊόντων} < H_{αντιδρώντων}$ **δ.** $\Delta H>0$

Μονάδες 5

Α4. Κατά την πραγματοποίηση της αντίδρασης : $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)}$, η ποσότητα της NH_3 :

α. μειώνεται με σταθερό ρυθμό
β. αυξάνεται με σταθερό ρυθμό
γ. αυξάνεται με αυξανόμενο ρυθμό
δ. αυξάνεται με μειούμενο ρυθμό

Μονάδες 5

Α5. *Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν, γράφοντας στο τετράδιο σας, δίπλα στο γράμμα που αντιστοιχεί σε κάθε πρόταση, τη λέξη Σωστό, αν η πρόταση είναι σωστή, ή τη λέξη Λάθος, αν η πρόταση είναι λανθασμένη.*

α. Κατά τον σχηματισμό του κύριου προϊόντος της προσθήκης HBr σε $CH_3CH=CH_2$ το άτομο του 2ου άνθρακα του $CH_3CH=CH_2$ οξειδώνεται.
β. Στην αντίδραση $S + 2\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ SO_2 + 2\ H_2O$ το ελεύθερο S δρα ως οξειδωτικό σώμα.
γ. Η ενθαλπία είναι καταστατικό μέγεθος.
δ. Όσο πιο μεγάλη είναι η τιμή της ενέργειας ενεργοποίησης E_a τόσο πιο πολλές συγκρούσεις μορίων αντιδρώντων σωμάτων μπορούν είναι αποτελεσματικές.
ε. Στην αντίδραση : $CH_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$ η στιγμιαία ταχύτητα κατανάλωσης του O_2 είναι ίση με την στιγμιαία ταχύτητα σχηματισμού του H_2O

Μονάδες 5

ΘΕΜΑ Β'

Β1. Να μεταφέρετε στο τετράδιό σας σωστά συμπληρωμένες (προϊόντα – συντελεστές) τις παρακάτω χημικές εξισώσεις:

α. $CO + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$

β. $FeCl_2 + KMnO_4 + HCl \rightarrow$

Μονάδες 2+2

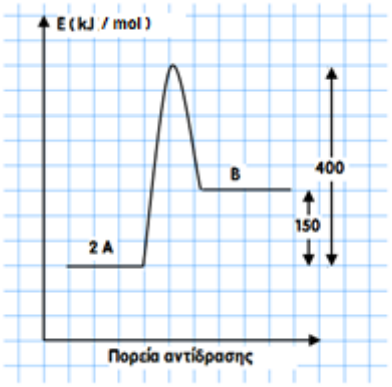
Β2. **α.** Να μεταφέρετε στο τετράδιό σας σωστά συμπληρωμένη (προϊόντα – συντελεστές) την παρακάτω χημική εξίσωση

$Fe + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2$

β. Ποια ουσία δρα ως οξειδωτικό σώμα και ποια ως αναγωγικό σώμα ;

Μονάδες 1+2

Β3. Για την αντίδραση : $2\ A_{(g)} \rightarrow B_{(g)}$ δίνεται το παρακάτω ενεργειακό διάγραμμα :



α. Χαρακτηρίστε την παραπάνω αντίδραση ως ενδόθερμη ή εξώθερμή. Αιτιολογήστε την απάντησή σας.

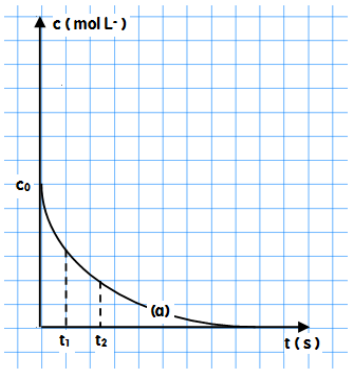
β. Να βρεθούν η E_a' και η $\Delta H'$ της αντίδρασης $B_{(g)} \rightarrow 2\ A_{(g)}$ στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Μονάδες 3+4

Β4. Σε δοχείο σταθερού όγκου V και σε σταθερή θερμοκρασία θ , πραγματοποιείται η χημική αντίδραση :

$$A_{(g)} \rightarrow B_{(g)} + 2\ \Gamma_{(g)}$$

Το παρακάτω διάγραμμα περιγράφει την καμπύλη αντίδρασης για μία από τις ουσίες που συμμετέχουν στην αντίδραση :



α. Σε ποιο σώμα που συμμετέχει στην αντίδραση αναφέρεται η καμπύλη (α) ; Να μεταφέρετε την γραφική παράσταση στο τετράδιό σας σχεδιάζοντας τις καμπύλες αντίδρασης για τα άλλα δύο (2) σώματα που συμμετέχουν στην αντίδραση.

β. Να συγκρίνεται μεταξύ τους τις στιγμιαίες ταχύτητες κατανάλωσης της ουσίας Α τις χρονικές στιγμές t_1 και t_2. Αιτιολογήστε την απάντησή σας χρησιμοποιώντας την γραφική μέθοδο εύρεσής της.

γ. Να συγκρίνεται μεταξύ τους τις μέσες ταχύτητες της αντίδρασης για τα χρονικά διαστήματα 0-t_1 και 0-t_2. Αιτιολογήστε την απάντησή σας.

Μονάδες 5+3+3

ΘΕΜΑ Γ'

Γ1. **α.** Να συμπληρώσετε τους συντελεστές (συναρτήσει του x) και τα προϊόντα στην παρακάτω χημική εξίσωση :

$$M + HNO_3 \rightarrow M(NO_3)_X + NO$$

β. Ποσότητα μετάλλου Μ ίση με 19,5 g αντιδρά πλήρως με 2 L δ/τος HNO_3 συγκέντρωσης 0,4 Μ. Να βρεθούν :

i. η αριθμητική τιμή του x.

ii. ο όγκος του αερίου που εκλύεται μετρημένος σε συνθήκες STP.

Δίνεται η σχετική ατομική μάζα του μετάλλου Μ : $M_{r(M)}$=65

Μονάδες 3+4+3

Γ2. **α.** Να συμπληρώσετε τους συντελεστές και τα προϊόντα στην παρακάτω χημική εξίσωση :

$$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2$$

β. Αναμιγνύουμε 1 L δ/τος $KMnO_4$ συγκέντρωσης 0,3 Μ (δ/μα Υ1) με 4 L δ/τος HCl συγκέντρωσης 0,2 Μ. Να βρεθούν :

i. εάν θα αποχρωματιστεί το δ/μα Υ1.

ii. ο όγκος του εκλυόμενου αερίου μετρημένος σε συνθήκες STP.

iii. η συγκέντρωση του $MnCl_2$ στο τελικό δ/μα.

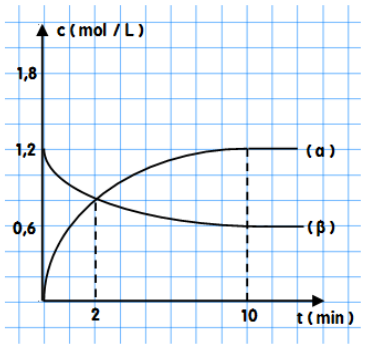
Μονάδες 3+6+3+3

ΘΕΜΑ Δ'

Σε δοχείο σταθερού όγκου V=10 L και σε σταθερή θερμοκρασία θ°C εισάγονται ποσότητες ουσιών Α και Β οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση :

$$A_{(g)} + 2\,B_{(g)} \rightarrow 2\,\Gamma_{(g)} \ , \ 80\ Kj$$

Το παρακάτω διάγραμμα c-t περιγράφει την καμπύλη της αντίδρασης για δύο (2) από τις ουσίες που συμμετέχουν στην αντίδραση :



Δ1. Σε ποιες ουσίες αναφέρονται οι καμπύλες (α) και (β) ; Να μεταφέρεται στο τετράδιό σας το παραπάνω διάγραμμα συμπληρώνοντάς το με την καμπύλη της αντίδρασης για την ουσία που λείπει.

Μονάδες 6

Δ2. Να βρεθεί η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για το χρονικό διάστημα 0-2 min.

Μονάδες 7

Δ3. Να βρεθεί το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται στο χρονικό διάστημα 0-2 min.

Μονάδες 2

Δ4. Την χρονική στιγμή t=5 min ισχύει $u_{μεση_{(0-5\,min)}} = 5 \cdot u_{μεση_{(5-10\,min)}}$. Να βρεθεί η σύσταση mol του αέριου μείγματος που περιέχεται στο δοχείο την χρονική στιγμή t=5 min και το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται στο χρονικό διάστημα 5-10 min.

Μονάδες 10