

ΠΡΟΛΟΓΟΣ

Το βιβλίο αυτό είναι ένα σημαντικό βιόγραφο για τους μαθητές της Ομάδας Προσανατολισμού Θετικών Σπουδών. Αποτελεί μια ολοκληρωμένη πρόταση μελέτης για την κατανόηση και την εμβάθυνση της ύλης της Χημείας Γ' Λυκείου ώστε οι μαθητές να αριστεύσουν στις **Πανελλαδικές Εξετάσεις**.

Η συγγραφική αυτή εργασία περιλαμβάνει:

- **Αναλυτική παρουσίαση της θεωρίας.**
- **Ερωτήσεις κρίσεως** για την ουσιαστική κατανόηση της ύλης (2o θέμα των εξετάσεων).
- **Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής, τύπου σωστό - λάθος** (1o θέμα των εξετάσεων).
- **Ασκήσεις και προβλήματα** που αντιπροσωπεύουν όλες τις περιπτώσεις τις οποίες μπορεί να συναντήσει ο μαθητής στις εξετάσεις (3o και 4o θέμα των εξετάσεων).
- **Θέματα για εξετάσεις και κριτήρια αξιολόγησης** στα πρότυπα των Πανελλαδικών Εξετάσεων.
- **Θέματα Πανελλαδικών Εξετάσεων** προηγούμενων ετών.
- **Απαντήσεις** των εφαρμογών, των ασκήσεων και των προβλημάτων **του σχολικού βιβλίου**.

Κώστας Στ. Σαλτερής

Διδάκτωρ Χημικός

ΠΡΟΤΑΣΗ ΜΕΛΕΤΗΣ

Φίλη μαθήτρια, φίλε μαθητή,

Για την ολοκληρωμένη προετοιμασία σου, προτείνω να μελετήσεις όλα τα απαντημένα θέματα θεωρίας, τις ερωτήσεις κρίσεως και τις λυμένες ασκήσεις του βιβλίου.

Οι ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής (θέμα 1ο) έχουν στόχο να σε βοηθήσουν να κατανοήσεις καλύτερα τα δύσκολα σημεία της θεωρίας, γι' αυτό προτείνω να απαντηθούν όλες.

Επίσης είναι χρήσιμο να ασχοληθείς με όλα τα κριτήρια αξιολόγησης.

Αν τα χρονικά περιθώρια είναι περιορισμένα και δεν επιτρέπουν την ενασχόλησή σου με όλες τις ερωτήσεις κρίσεως, τις ασκήσεις και τα προβλήματα για λύση, προτείνω να λυθούν κατά προτεραιότητα τα επόμενα θέματα:

Οξειδοαναγωγή

1. Αριθμός οξείδωσης

1.15, 1.16, 1.17, **1.23**, **1.24**, **1.26**, 1.30

2. Οξείδωση – Αναγωγή

2.14, **2.15**, **2.16**, 2.17, **2.18**, 2.19, 2.20, **2.23**, **2.24**, 2.25, 2.27, **2.28**, 2.29, 2.30

3. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής

3.18, **3.19**, 3.20, **3.22**, 3.23, **3.25**, **3.26**, 3.28, 3.29, 3.30, **3.35**, **3.36**, 3.39, **3.40**, **3.43**, 3.44

4. Οξείδωση οργανικών ενώσεων

4.5, **4.6**, 4.7, 4.8, 4.10

5. Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί στις αντιδράσεις οξειδοαναγωγής

5.5, 5.11, 5.15, **5.23**, 5.24, **5.26**, 5.28, 5.30, **5.32**, 5.36, **5.39**, 5.40, **5.41**, 5.42, 5.52, **5.54**, 5.55, **5.57**, **5.59**, 5.60, 5.64, **5.68**, **5.69**, 5.70, 5.78, **5.79**, **5.82**, 5.86, **5.87**

Οξείδωση οργανικών ενώσεων

5.93, **5.95**, 5.96, **5.98**, 5.99, **5.100**, **5.102**, 5.103, 5.105, **5.109**, 5.111, **5.113**

Θέματα για εξετάσεις	
5.114 , 5.115, 5.116 , 5.117, 5.118, 5.120 , 5.121	

Θερμοχημεία

6. Θερμοχημεία	
6.14, 6.15, 6.16 , 6.18 , 6.32, 6.37 , 6.38, 6.41 , 6.42	

Χημική κινητική

7. Χημική κινητική – Ταχύτητα αντίδρασης	
7.21, 7.22 , 7.24, 7.32 , 7.35, 7.36, 7.38 , 7.39 , 7.40, 7.41 , 7.42, 7.44, 7.46 , 7.47, 7.49	
8. Ασκήσεις στην ταχύτητα αντίδρασης	
8.7, 8.9 , 8.12, 8.20 , 8.21, 8.22, 8.26 , 8.29 , 8.31 , 8.33, 8.34 , 8.36, 8.39, 8.41 , 8.42	
Θέματα για εξετάσεις	
8.44, 8.45 , 8.46, 8.47 , 8.48, 8.53 , 8.54	

Χημική ισορροπία

9. Χημική ισορροπία – Απόδοση αντίδρασης	
9.19, 9.23, 9.25, 9.26 , 9.30, 9.31, 9.33, 9.34 , 9.36 , 9.61 , 9.64, 9.66, 9.68 , 9.69, 9.72, 9.76 , 9.82 , 9.83, 9.84, 9.86, 9.89, 9.91 , 9.92	
10. Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας – Αρχή Le Chatelier	
10.17 , 10.18 , 10.19, 10.20 , 10.21 , 10.23, 10.26 , 10.28, 10.31, 10.35, 10.38, 10.41 , 10.43 , 10.44 , 10.45, 10.58, 10.60 , 10.61 , 10.63 , 10.64, 10.65, 10.66	
11. Σταθερά χημικής ισορροπίας K_c	
11.11, 11.19 , 11.23 , 11.24 , 11.25, 11.26 , 11.29, 11.30 , 11.32, 11.33, 11.39, 11.40	
12. Ασκήσεις χημικής ισορροπίας	
12.7 , 12.12, 12.23, 12.27, 12.31, 12.34, 12.35 , 12.36 , 12.39, 12.40, 12.41 , 12.42, 12.43, 12.44 , 12.46, 12.49, 12.52, 12.53, 12.59 , 12.60, 12.61 , 12.64, 12.67, 12.75 , 12.77 , 12.81 , 12.84, 12.87 , 12.88 , 12.89, 12.90, 12.91 , 12.94, 12.95 , 12.99 , 12.101, 12.102 , 12.103, 12.104	

- 13. Πηλίκο αντίδρασης Q_c**
13.6, 13.7, **13.10**, **13.12**, 13.13, 13.14, **13.15**
- 14. Ασκήσεις με μετατόπιση της θέσης της χημικής ισορροπίας**
14.6, **14.10**, 14.13, **14.14**, 14.16, 14.19, 14.22, **14.24**, **14.25**, 14.26, 14.27,
14.31, **14.34**, 14.40, **14.41**, 14.44, **14.48**, 14.50, 14.52, **14.54**, **14.55**, 14.57,
14.58
Συνδυαστικά προβλήματα
14.60, 14.61, 14.63, **14.64**, 14.66, **14.67**, 14.70, 14.74, 14.76
- 15. Επαναληπτικά θέματα στη χημική ισορροπία**
15.10, **15.11**, 15.12, 15.13, **15.14**, 15.17, 15.21, 15.22, **15.23**, 15.25,
15.27, **15.29**, **15.33**, **15.34**, 15.35, **15.36**, 15.37, 15.38, 15.44, **15.46**,
15.47, 15.51
Θέματα για εξετάσεις
15.53, **15.54**, 15.55, 15.56, **15.57**, 15.58, **15.59**, 15.61, 15.62
- 16. Συνδυαστικά προβλήματα στη χημική ισορροπία**
16.7, **16.10**, 16.12, 16.15, **16.16**, 16.17, **16.18**, 16.20, **16.23**, **16.25**, **16.26**,
16.27, 16.31, **16.35**

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

1. Αριθμός οξείδωσης	9
2. Οξείδωση – Αναγωγή	33
3. Αντιδράσεις οξειδοαναγωγής	61
4. Οξείδωση οργανικών ενώσεων	107
5. Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί στις αντιδράσεις οξειδοαναγωγής	117
6. Θερμοχημεία	161
7. Χημική κινητική – Ταχύτητα αντίδρασης	179
8. Ασκήσεις στην ταχύτητα αντίδρασης	219
9. Χημική ισορροπία – Απόδοση αντίδρασης	253
10. Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας – Αρχή Le Chatelier	297
11. Σταθερά χημικής ισορροπίας K_c	335
12. Ασκήσεις χημικής ισορροπίας	361
13. Πηλίκο αντίδρασης Q_c	401
14. Ασκήσεις με μετατόπιση της θέσης της χημικής ισορροπίας	413
15. Επαναληπτικά θέματα στη χημική ισορροπία	451
16. Συνδυαστικά προβλήματα στη χημική ισορροπία	479
<i>Απαντήσεις – Υποδείξεις</i>	511
<i>Απαντήσεις των εφαρμογών, των ασκήσεων και των προβλημάτων του σχολικού βιβλίου</i>	619

Χημική ισορροπία Απόδοση αντίδρασης



9.1 Ποιες αντιδράσεις ονομάζονται μονόδρομες και ποιες αμφίδρομες;

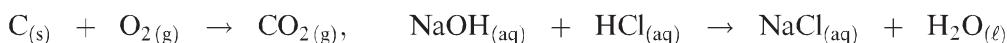
ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Μονόδρομη ή **ποσοτική** ονομάζεται η χημική αντίδραση η οποία πραγματοποιείται προς τη **μία μόνο κατεύθυνση**.

- Κάθε μονόδρομη αντίδραση συμβολίζεται με ένα βέλος που έχει φορά από τα αντιδρώντα προς τα προϊόντα (\rightarrow).
- Όταν μια χημική αντίδραση είναι μονόδρομη, στο τέλος της αντίδρασης **ένα τουλάχιστον από τα αντιδρώντα καταναλώνεται πλήρως**.

Παραδείγματα

a) Μονόδρομες αντιδράσεις είναι οι αντιδράσεις καύσης και οι αντιδράσεις εξουδετέρωσης:



β) Σε δοχείο αναμειγνύουμε 2 mol Mg και 5 mol O₂, οπότε πραγματοποιείται η μονόδρομη αντίδραση $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$. Οι ποσότητες των ουσιών που συμμετέχουν στην αντίδραση φαίνονται στον επόμενο πίνακα:

	2Mg _(s)	+ O _{2(g)}	→	2MgO _(s)
Αρχικά	2 mol	5 mol	–	
Αντιδρούν / Παράγονται	– 2 mol	– 1 mol	2 mol	
Τελικά	–	4 mol	2 mol	

Όταν ολοκληρωθεί η αντίδραση, στο δοχέιο περιέχονται 2 mol MgO (προϊόν) και 4 mol O₂ (το αντιδρών που βρίσκεται σε περίσσεια).

Αμφίδρομη ονομάζεται η χημική αντίδραση η οποία πραγματοποιείται ταυτόχρονα και προς τις δύο αντίθετες κατευθύνσεις. Υπό κατάλληλες συνθήκες (κλειστό σύστημα, σταθερές συνθήκες) η αμφίδρομη αντίδραση **καταλήγει σε κατάσταση χημικής ισορροπίας** μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων.

Κάθε αμφίδρομη αντίδραση συμβολίζεται με δύο βέλη αντίθετης φοράς μεταξύ των αντιδρώντων και των προϊόντων (\rightleftharpoons).

Παραδείγματα

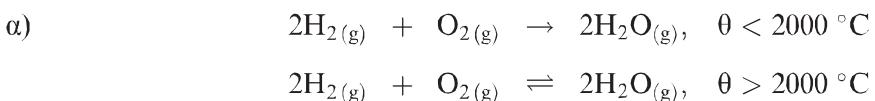


- Όταν μια χημική αντίδραση είναι αμφίδρομη στην κατάσταση ισορροπίας που αποκαθίσταται τελικά έχουμε **ποσότητες απ' όλες τις ουσίες** που συμμετέχουν στην αντίδραση (αντιδρώντα και προϊόντα).

Θεωρητικά όλες οι χημικές αντιδράσεις που πραγματοποιούνται **σε κλειστό σύστημα** είναι αμφίδρομες και καταλήγουν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας. Στην περίπτωση όμως που η ισορροπία είναι πάρα πολύ μετατοπισμένη προς την πλευρά των προϊόντων (δεξιά), ώστε ένα τουλάχιστον από τα αντιδρώντα να μην ανιχνεύεται, τότε η χημική αντίδραση χαρακτηρίζεται ως μονόδρομη (ποσοτική).

- Μια χημική αντίδραση **είναι αμφίδρομη σε καθορισμένες συνθήκες** (πίεση και θερμοκρασία). Αν μεταβληθούν οι εξωτερικές συνθήκες, μπορεί η ισορροπία να μετατοπιστεί πάρα πολύ προς τα δεξιά, οπότε η αντίδραση θα γίνει σχεδόν μονόδρομη.

Παραδείγματα



Σε θερμοκρασία $\theta < 2000 \text{ } ^\circ\text{C}$ η αντίδραση είναι σχεδόν πλήρως μετατοπισμένη προς τα δεξιά, οπότε θεωρείται μονόδρομη. Αντίθετα, σε $\theta > 2000 \text{ } ^\circ\text{C}$ η αντίδραση είναι αμφίδρομη και καταλήγει σε χημική ισορροπία.

- b) Η χημική αντίδραση διάσπασης του CaCO_3 :



όταν πραγματοποιείται σε κλειστό δοχείο (κλειστό σύστημα) είναι αμφίδρομη και καταλήγει σε χημική ισορροπία. Αντίθετα, σε ανοιχτό δοχείο (ανοιχτό σύστημα) το αέριο CO_2 που παράγεται διαφεύγει στο περιβάλλον, οπότε δεν είναι δυνατόν να αποκατασταθεί χημική ισορροπία, άρα η αντίδραση μετατρέπεται σε μονόδρομη.

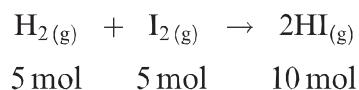
Κλειστό σύστημα ονομάζεται το σύστημα που διατηρεί τη μάζα του σταθερή, ενώ η ενέργειά του μεταβάλλεται, δη λαδημπορεί να προσλάβει ή να αποδώσει ενέργεια. Οι χημικές αντιδράσεις με αέρια, όταν πραγματοποιούνται σε **κλειστό δοχείο**, αποτελούν κλειστό σύστημα.

Ανοιχτό σύστημα ονομάζεται το σύστημα στο οποίο μεταβάλλονται τόσο η ενέργειά του όσο και η μάζα του κατά τις διάφορες μετατροπές που πραγματοποιούνται.

9.2 Η έννοια της χημικής ισορροπίας για την αμφίδρομη αντίδραση $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$.

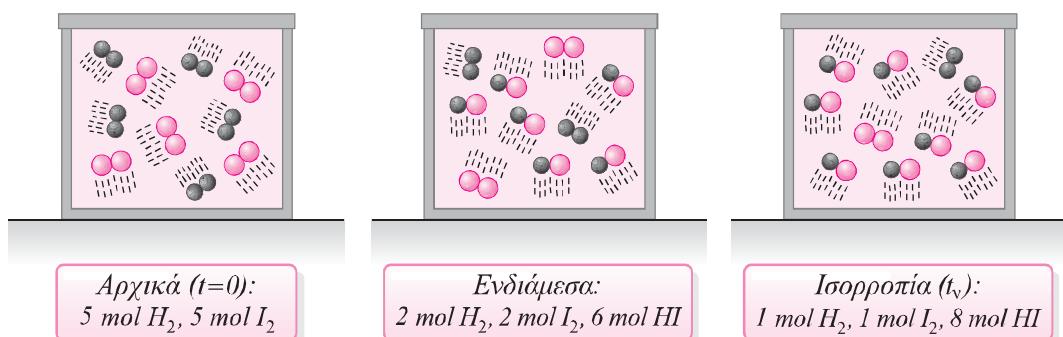
Πείραμα 1

Σε κλειστό δοχείο, σε θερμοκρασία $440^\circ C$, αναμειγνύουμε $5\text{ mol } H_2$ και $5\text{ mol } I_2$, οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση σύνθεσης του HI. Με βάση τη στοιχειομετρία της χημικής εξίσωσης, αν η αντίδραση είναι μονόδρομη, θα σχηματιστόν 10 mol HI.



Στην πράξη όμως διαπιστώνουμε ότι, μετά από κάποιο χρονικό διάστημα, στο δοχείο περιέχονται $8\text{ mol } HI$, $1\text{ mol } H_2$ και $1\text{ mol } I_2$, ποσότητες οι οποίες δε μεταβάλλονται με την πάροδο του χρόνου. Δηλαδή η αντίδραση φαίνεται ότι σταμάτησε και οι τρεις χημικές ουσίες βρίσκονται σε κατάσταση χημικής ισορροπίας. Η σύσταση του μείγματος ισορροπίας παραμένει αμετάβλητη, εφόσον οι συνθήκες του πειράματος παραμένουν σταθερές.

	$H_2(g)$	$I_2(g)$	\rightleftharpoons	$2HI(g)$
Αρχικά ($t = 0$)	5 mol	5 mol	—	
Αντιδρούν / Παράγονται	— 4 mol	— 4 mol	8 mol	
Τελικά (t_v)	1 mol	1 mol	8 mol	



Πείραμα 2

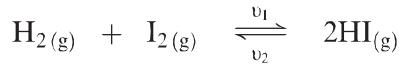
Σε κλειστό δοχείο εισάγουμε 10 mol HI και θερμαίνουμε, σε θερμοκρασία 440°C , οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση διάσπασης του HI.

	$2\text{HI}_{(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$\text{H}_{2(\text{g})}$	+	$\text{I}_{2(\text{g})}$
Αρχικά ($t = 0$)	10 mol		—	—	
Αντιδρούν / Παράγονται	— 2 mol		1 mol	1 mol	
Τελικά (t_v)	8 mol		1 mol	1 mol	

Μετά από ορισμένο χρονικό διάστημα διαπιστώνουμε ότι στο δοχείο περιέχονται 8 mol HI, 1 mol H_2 και 1 mol I_2 , ποσότητες οι οποίες δε μεταβάλλονται με την πάροδο του χρόνου. Δηλαδή αποκαθίσταται και πάλι χημική ισορροπία μεταξύ των τριών χημικών ουσιών σε θερμοκρασία 440°C και μάλιστα **η σύσταση του μείγματος ισορροπίας και στα δύο πειράματα είναι η ίδια**.

$$n_{\text{H}_2} = 1 \text{ mol}, \quad n_{\text{I}_2} = 1 \text{ mol} \quad \text{και} \quad n_{\text{HI}} = 8 \text{ mol}$$

Η αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας και στα δύο πειράματα οφείλεται στο γεγονός ότι, στις συνθήκες του πειράματος, η χημική αντίδραση πραγματοποιείται ταυτόχρονα και προς τις δύο κατευθύνσεις, δη λαδηίναι αμφίδρομη αντίδραση:

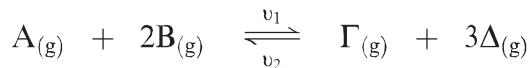


Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας που αποκαθίσταται οι ταχύτητες των δύο αντίθετων αντιδράσεων είναι ίσες ($v_1 = v_2$). Επομένως ο ρυθμός σχηματισμού του HI είναι ίσος με τον ρυθμό διάσπασής του, οπότε **η ποσοτική σύσταση του μείγματος παραμένει σταθερή**.

9.3 Τι είναι η χημική ισορροπία;

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Έστω η αμφίδρομη αντίδραση με χημική εξίσωση:



Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγονται ορισμένες ποσότητες από τις ουσίες A και B (αντιδρώντα) με συγκεντρώσεις c_A και c_B αντίστοιχα.

Η ταχύτητα μιας χημικής αντίδρασης εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων. Ισχύει:

v_1 : εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις [A] και [B]

v_2 : εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις [Γ] και [Δ]

Αρχικά ($t = 0$): Οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων A και B έχουν τη μέγιστη τιμή τους,

Παράδειγμα

$2A_{(g)} \rightleftharpoons 2B_{(g)} + C_{(g)}$			
<i>Αρχικά</i>	x mol		
<i>Αντιδρούν / Παράγονται</i>	-2ω mol	2ω mol	ω mol
<i>Ισορροπία</i>	(x - 2ω) mol	2ω mol	ω mol

$$\alpha_{\text{διασπ.}} = \alpha_A = \frac{n_A(\text{διασπ.})}{n_A(\text{αρχικά})} = \frac{2\omega}{x} \quad \text{και} \quad \alpha_A = a$$

Ερωτήσεις κρίσεως

9.8 Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγεται ποσότητα HI, η οποία διασπάται σε ποσοστό 40% σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



- a) Να σχεδιάσετε σε κοινό σύστημα αξόνων την καμπύλη αντίδρασης για κάθε ουσία που συμμετέχει στην αντίδραση.
- β) Να σχεδιάσετε το διάγραμμα των ταχυτήτων v_1 και v_2 σε συνάρτηση με τον χρόνο.
- γ) Πώς μεταβάλλεται η πίεση στο δοχείο κατά τη διάρκεια της αντίδρασης;

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

- α) Έστω x M η αρχική συγκέντρωση του HI που εισάγεται στο δοχείο ($t = 0$).

(M)	$2HI_{(g)} \xrightleftharpoons[v_2]{v_1} H_{(g)} + I_{2(g)}$
<i>Αρχικά</i> ($t = 0$)	x - - -
<i>Αντιδρούν / Παράγονται</i>	-2y y y
<i>Ισορροπία</i> (t_v)	x - 2y y y

Ο βαθμός διάσπασης του HI είναι $\alpha_{HI} = 0,4$ (40%), οπότε ισχύει:

$$\alpha = \frac{n_{HI}(\text{διασπ.})}{n_{HI}(\text{αρχικά})} = \frac{c_{HI}(\text{διασπ.})}{c_{HI}(\text{αρχικά})} \quad \text{ή} \quad 0,4 = \frac{2y}{x} \quad \text{ή} \quad 2y = 0,4x, \quad \text{άρα} \quad y = 0,2x$$

Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας που αποκαθίσταται οι συγκεντρώσεις των ουσιών είναι:

$$[\text{HI}] = (x - 2y) \text{ M} = 0,6x \text{ M} \quad \text{και} \quad [\text{H}_2] = [\text{I}_2] = y \text{ M} = 0,2x \text{ M}$$

Οι καμπύλες αντίδρασης του HI, του H₂ και του I₂ φαίνονται στο διπλανό διάγραμμα.

- Στην κατάσταση ισορροπίας οι συγκεντρώσεις των ουσιών παραμένουν σταθερές (εφόσον οι πειραματικές συνθήκες παραμένουν σταθερές).
- Οι μεταβολές των συγκεντρώσεων των ουσιών, από την έναρξη της αντίδρασης ($t = 0$) μέχρι να αποκατασταθεί χημική ισορροπία (t_v), καθορίζονται από τη στοιχειομετρία της χημικής εξίσωσης:

$$\Delta[\text{HI}] = -2y \text{ M} = -0,4x \text{ M} \quad \text{και} \quad \Delta[\text{H}_2] = \Delta[\text{I}_2] = y \text{ M} = 0,2x \text{ M}$$

β) Κατά την έναρξη της αντίδρασης ($t = 0$) η συγκέντρωση του HI έχει τη μέγιστη τιμή της ($[\text{HI}] = x \text{ M}$), οπότε η ταχύτητα v_1 έχει τη μέγιστη τιμή της. Αντίθετα οι συγκεντρώσεις του H₂ και του I₂ είναι μηδέν, οπότε η ταχύτητα v_2 είναι μηδέν.

Με την πάροδο του χρόνου η συγκέντρωση του HI ελαττώνεται, οπότε η ταχύτητα v_1 ελαττώνεται. Αντίθετα οι συγκεντρώσεις του H₂ και του I₂ αυξάνονται σταδιακά, οπότε η τιμή της ταχύτητας v_2 αυξάνεται.

Όταν αποκατασταθεί χημική ισορροπία (t_v), οι ταχύτητες των δύο αντίθετων αντιδράσεων εξισώνονται ($v_1 = v_2$).

Παρατήρηση:

Έστω μια χημική αντίδραση στην οποία η μετατροπή των αντιδρώντων σε προϊόντα πραγματοποιείται σε ένα στάδιο (απλή ή στοιχειώδης αντίδραση):



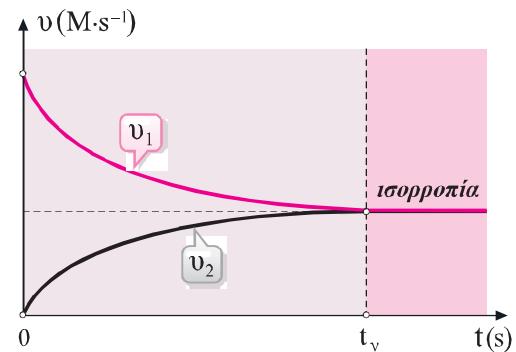
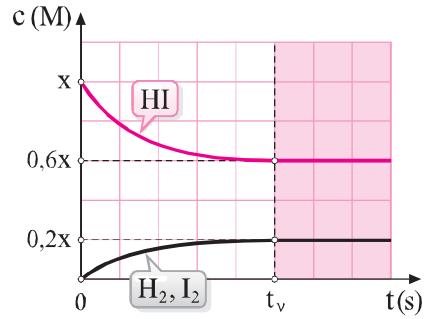
Η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης υπολογίζεται από τη σχέση (νόμος ταχύτητας):

$$v = k[A]^{\alpha}[B]^{\beta}, \quad k: \text{σταθερά ταχύτητας (εξαρτάται από τη θερμοκρασία και τη φύση των αντιδρώντων)}$$

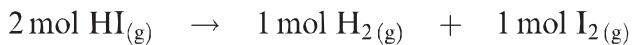
Στην αμφίδρομη αντίδραση διάσπασης του HI αν θεωρήσουμε ότι οι δύο αντίθετες αντιδράσεις είναι απλές, οι ταχύτητες v_1 και v_2 υπολογίζονται από τις μαθηματικές σχέσεις (νόμος ταχύτητας):

$$v_1 = k_1[\text{HI}]^2 \quad \text{και} \quad v_2 = k_2[\text{H}_2][\text{I}_2]$$

Αρχικά είναι $v_1 = \max$ και $v_2 = 0$. Με την πάροδο του χρόνου η v_1 ελαττώνεται ($[\text{HI}] \downarrow$), ενώ η v_2 αυξάνεται ($[\text{H}_2] \uparrow$ και $[\text{I}_2] \uparrow$). Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας είναι $v_1 = v_2$ ($[\text{HI}], [\text{H}_2]$ και $[\text{I}_2]$ παραμένουν σταθερές).



γ) Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης ο συνολικός αριθμός moles των αερίων παραμένει σταθερός ($n_{\text{ολ.}} = \text{σταθερός}$).



Επομένως η πίεση στο δοχείο παραμένει σταθερή σε όλη τη διάρκεια της αντίδρασης.

$$PV = n_{\text{ολ.}} RT \quad \text{και} \quad n_{\text{ολ.}} = \text{σταθερά}, \quad \text{άρα} \quad P = \text{σταθερή} \quad (V \text{ και} \ T \text{ σταθερά})$$

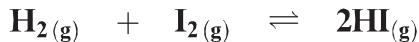
9.9 Να εξηγήσετε ποιες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές.

- α) Οι μονόδρομες αντιδράσεις έχουν μεγάλη ταχύτητα, ενώ οι αμφίδρομες αντιδράσεις έχουν μικρή ταχύτητα.
 β) Σε δοχείο εισάγονται 4 mol αερίου A και 4 mol αερίου B, οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Στην κατάσταση ισορροπίας για τον συνολικό αριθμό moles στο δοχείο ($n_{\text{ολ.}}$) ισχύει ότι $6 \text{ mol} < n_{\text{ολ.}} < 8 \text{ mol}$.

- γ) Σε δοχείο σταθερού όγκου V και σε σταθερή θερμοκρασία T εισάγονται ισομοριακές ποσότητες H_2 και I_2 , οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Η απόδοση της αντίδρασης είναι 60%. Αν χρησιμοποιήσουμε αρχικά περίσσεια ενός από τα δύο αντιδρώντα στις ίδιες συνθήκες (V και T ίδια), η απόδοση της αντίδρασης θα είναι μεγαλύτερη από 60%.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

- α) Η πρόταση είναι λανθασμένη. Οι αντιδράσεις διακρίνονται σε μονόδρομες και σε αμφίδρομες με κριτήριο αν εξελίσσονται προς τη μία κατεύθυνση ή και προς τις δύο κατεύθυνσεις και όχι με κριτήριο αν η ταχύτητά τους είναι μικρή ή μεγάλη. Για παράδειγμα, μια μονόδρομη αντίδραση μπορεί να είναι αργή, ενώ μια αμφίδρομη αντίδραση μπορεί να φτάνει γρήγορα στην κατάσταση ισορροπίας.

β)

	$\text{A}_{(\text{g})}$	$+ 2\text{B}_{(\text{g})}$	$\rightleftharpoons 2\Gamma_{(\text{g})}$
Αρχικά	4 mol	4 mol	—
Αντιδρούν / Παράγονται	$-x \text{ mol}$	$-2x \text{ mol}$	$2x \text{ mol}$
Τελικά	$(4 - x) \text{ mol}$	$(4 - 2x) \text{ mol}$	$2x \text{ mol}$

Για τον αριθμό moles των ουσιών A και B που αντιδρούν υπάρχουν οι εξής περιορισμοί:

$$A: 4 - x > 0 \quad \text{ή} \quad x < 4 \quad \text{και} \quad B: 4 - 2x > 0 \quad \text{ή} \quad x < 2, \quad \text{άρα τελικά πρέπει } 0 < x < 2$$

Το αντιδρών **B** βρίσκεται σε έλλειμμα. Αν η αντίδραση είναι μονόδρομη, θα παραχθεί ποσότητα Γ ίση με $\frac{1}{3} M$. Η απόδοση της αντίδρασης είναι:

$$\alpha = \frac{n_{\Gamma}(\text{πρακτικά})}{n_{\Gamma}(\text{θεωρητικά})} \quad \text{ή} \quad \alpha = \frac{c_{\Gamma}(\text{πρακτικά})}{c_{\Gamma}(\text{θεωρητικά})} = \frac{0,2 \text{ M}}{\frac{1}{3} \text{ M}} = 0,6 \quad \text{ή} \quad 60\%$$

γ) Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης στο χρονικό διάστημα 0 - 10 min είναι:

$$v = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t} \quad \text{ή} \quad v = \frac{1}{2} \cdot \frac{0,2 \text{ M} - 0}{10 \text{ min}} = 0,01 \text{ M} \cdot \text{min}^{-1}$$

Ερωτήσεις Θεωρίας-κρίσεως

Θέμα 2ο

- 9.13** α) Ποιες αντιδράσεις ονομάζονται μονόδρομες και ποιες αμφίδρομες; Να αναφέρετε δύο παραδείγματα σε κάθε περίπτωση.
 β) Είναι δυνατόν μια αμφίδρομη αντίδραση να μετατραπεί σε μονόδρομη;
 γ) Οι επόμενες αμφίδρομες χημικές αντιδράσεις πραγματοποιούνται σε ανοιχτό δοχείο:
 i) $\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$
 ii) $2\text{H}_2\text{O}_2(aq) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$
 iii) $\text{CH}_3\text{COOH}(l) + \text{CH}_3\text{OH}(l) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_3(l) + \text{H}_2\text{O}(l)$

Ποιες από τις αντιδράσεις αυτές προβλέπεται ότι μπορούν να μετατραπούν σε μονόδρομες;

- 9.14** α) Να αναφέρετε τρία χαρακτηριστικά γνωρίσματα της χημικής ισορροπίας.
 β) Σε δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

$$3\text{Fe}_{(s)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(s) + 4\text{H}_{2(g)}$$
- Να περιγράψετε τι συμβαίνει στην κατάσταση ισορροπίας.
 - Ποιες χημικές ουσίες είχαμε εισάγει αρχικά στο δοχείο;

- 9.15** α) Τι σημαίνει ότι η χημική ισορροπία είναι δυναμική ισορροπία και όχι στατική;
 β) Τι είναι η φαινομενική ισορροπία που υπάρχει σε

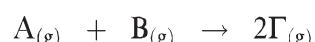
- πολλές αντιδράσεις;
- Πώς μπορούμε να διαπιστώσουμε ότι μια αντίδραση βρίσκεται σε φαινομενική ισορροπία και όχι σε κατάσταση θερμοδυναμικής ισορροπίας;

- 9.16** Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία προσθέτουμε ορισμένες ποσότητες από τις ουσίες A και B, οι οποίες αντιδρούν και σχηματίζουν το προϊόν Γ . Μετά το τέλος της αντίδρασης στο δοχείο περιέχονται:

- μόνο η ουσία Γ ,
- οι ουσίες A και Γ ,
- οι ουσίες A, B και Γ .

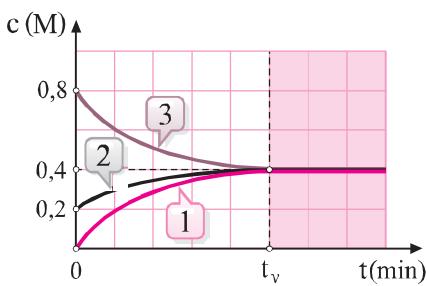
Σε ποια περίπτωση η αντίδραση είναι αμφίδρομη και σε ποια μονόδρομη;

- 9.17** Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία αναμειγγύουμε 1 mol A και 2 mol B, οπότε πραγματοποιείται η χημική αντίδραση:



η οποία δε γνωρίζουμε αν είναι μονόδρομη ή αμφίδρομη. Μετά την πάροδο 10 min από την έναρξη της αντίδρασης διαπιστώσαμε ότι στο δοχείο περιέχονται 1,5 mol Γ .

- Είναι σωστό το συμπέρασμα ότι η χημική αντίδραση είναι αμφίδρομη;



- a) Να εξηγήσετε ποια καμπύλη αντιστοιχεί σε κάθε χημική ουσία.
- β) Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης.
- γ) Να σχεδιάσετε τα διαγράμματα των ταχυτήτων v_1 και v_2 σε συνάρτηση με τον χρόνο.

Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής

Θέμα 1ο

9.38 Ποιες από τις επόμενες προτάσεις, που αναφέρονται σε μια μονόδρομη (ποσοτική) αντίδραση, έτσι ναι σωστές;

- α) Παράγεται ένα μόνο προϊόν.
- β) Πραγματοποιείται προς μία μόνο κατεύθυνση.
- γ) Έχει μεγάλη ταχύτητα.
- δ) Στο τέλος της αντίδρασης, όταν τουλάχιστον από τα αντιδρώντα καταναλώνεται πλήρως.
- ε) Έχει απόδοση 100%.
- στ) Όταν τα αντιδρώντα αναμειγνύονται αρχικά με στοιχειομετρική αναλογία, γίνεται πλήρης μετατροπή των αντιδρώντων σε προϊόντα.

9.39 Μια αμφίδρομη αντίδραση έχει καταλήξει σε κατάσταση χημικής ισορροπίας. Να εξηγήσετε ποιες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές.

- α) Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας δεν πραγματοποιείται καμία χημική αντίδραση.
- β) Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας οι συγκεντρώσεις όλων των ουσιών που συμμετέχουν είναι ίσες.
- γ) Η χημική ισορροπία χαρακτηρίζεται ως ομογενής, όταν τα αντιδρώντα βρίσκονται στην ίδια φάση.
- δ) Η κατάσταση χημικής ισορροπίας είναι μια δυναμική ισορροπία.
- ε) Η ποιοτική και ποσοτική σύσταση του μείγματος ισορροπίας δε μεταβάλλεται, εφόσον οι συνθήκες παραμένουν σταθερές.

στ) Οι συγκεντρώσεις όλων των αντιδρώντων είναι ίσες και μικρότερες από τις συγκεντρώσεις των προϊόντων.

- ζ) Ο συντελεστής απόδοσης μιας αμφίδρομης αντίδρασης είναι μικρότερος της μονάδας ($\alpha < 1$).
- η) Ο αριθμός moles των αντιδρώντων είναι ίσος με τον αριθμό moles των προϊόντων.
- θ) Όσο πιο γρήγορα μια αμφίδρομη αντίδραση καταλήγει σε χημική ισορροπία, τόσο μεγαλύτερη είναι η απόδοσή της.

9.40 Ποιες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες;

- α) Η έννοια της δυναμικής ισορροπίας υπάρχει μόνο σε χημικά φαινόμενα.
- β) Όταν σε ένα χημικό σύστημα η ποιοτική και ποσοτική του σύσταση δε μεταβάλλονται με την πάροδο του χρόνου σε ορισμένες συνθήκες, τότε το σύστημα αυτό βρίσκεται σε κατάσταση δυναμικής ισορροπίας.
- γ) Όταν σε μια χημική ισορροπία συμμετέχει ένα στερεό, η ισορροπία αυτή είναι ετερογενής.
- δ) Σε ένα κλειστό σύστημα η μάζα και η ενέργειά του δε μεταβάλλονται.
- ε) Σε μια αμφίδρομη αντίδραση οι ταχύτητες των δύο αντίθετων αντιδράσεων είναι ίσες.
- στ) Όταν μια χημική αντίδραση είναι αργή, θα καταλήξει σε κατάσταση χημικής ισορροπίας.
- ζ) Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας το σύστη-

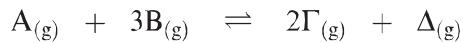
- ε) Το ποσοστό που αντέδρασε από την ουσία A είναι μικρότερο από α%.
- στ) Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας ισχύει ότι $7,5 \text{ mol} < n_{\text{ολ.}} < 10 \text{ mol}$.
- ζ) Η πίεση στο δοχείο στην κατάσταση ισορροπίας είναι μεγαλύτερη από την αρχική πίεση.

Ασκήσεις – Προβλήματα

Για τη λύση των ασκήσεων χημικής ισορροπίας είναι χρήσιμο να συμπληρώνουμε έναν πίνακα στον οποίο σημειώνουμε τις ποσότητες όλων των ουσιών (σε mol ή M) που συμμετέχουν στην αντίδραση.

Παράδειγμα

Σε κενό δοχείο εισάγονται x mol αερίου A και y mol αερίου B, οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Αν θεωρήσουμε ότι αντέδρασαν ω mol από το αέριο A, ισχύουν:

	$A_{(\text{g})}$	$+ 3B_{(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$2\Gamma_{(\text{g})}$	$+ \Delta_{(\text{g})}$
Αρχικά	x mol	y mol	—	—	—
Αντιδρούν / Παράγονται	$- \omega$ mol	$- 3\omega$ mol	$+ 2\omega$ mol	$+ \omega$ mol	
Ισορροπία	$(x - \omega)$ mol	$(y - 3\omega)$ mol	2ω mol	ω mol	

- Οι αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων (π.χ. x mol και y mol) μπορούν να βρίσκονται σε οποιαδήποτε αναλογία. Αντίθετα, οι αριθμοί moles των ουσιών που αντιδρούν και παράγονται βρίσκονται σε στοιχειομετρική αναλογία.

Πώς υπολογίζουμε την απόδοση (α %) μιας αμφίδρομης αντίδρασης;

Για τον συντελεστή απόδοσης (α) μιας αμφίδρομης αντίδρασης ισχύει:

$$\alpha = \frac{\text{πρακτικό ποσό}}{\text{θεωρητικό ποσό}} \quad \text{ή} \quad \alpha = \frac{\mathbf{n}_{\text{προϊόντος}} (\text{πρακτικά})}{\mathbf{n}_{\text{προϊόντος}} (\text{θεωρητικά})}, \quad 0 < \alpha < 1$$

Πρακτικό ποσό είναι η ποσότητα του προϊόντος που υπάρχει στην ισορροπία.

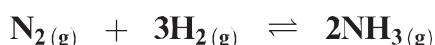
Θεωρητικό ποσό είναι η ποσότητα του ίδιου προϊόντος που παράγεται αν θεωρήσουμε ότι η αντίδραση είναι **μονόδρομη (ποσοτική)**. Το θεωρητικό ποσό υπολογίζεται από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης με βάση την αρχική ποσότητα εκείνου του αντιδρώντος που βρίσκεται σε έλλειμμα (περιοριστικό αντιδρών).

- Όταν τα αντιδρώντα βρίσκονται σε στοιχειομετρική αναλογία, ο βαθμός μετατροπής είναι ίδιος για όλα τα αντιδρώντα και συμπίπτει με τον συντελεστή απόδοσης της αντίδρασης.

Α και B σε στοιχειομετρική αναλογία: $\alpha_A = \alpha_B = \alpha$

- Όταν τα αντιδρώντα δε βρίσκονται σε στοιχειομετρική αναλογία, ο βαθμός μετατροπής του αντιδρώντος που βρίσκεται σε έλλειμμα (περιοριστικό αντιδρών) είναι ίσος με τον συντελεστή απόδοσης της αντίδρασης.
- Α (έλλειμμα) και Β (περίσσεια): $\alpha_A = \alpha$
- Σε μια αντίδραση διάσπασης (έχουμε ένα αντιδρών) ο βαθμός διάσπασης του αντιδρώντος είναι ίσος με τον συντελεστή απόδοσης της αντίδρασης.
- αντίδραση διάσπασης: $\alpha_{\text{διάσπασης}} = \alpha$
- Ο συντελεστής απόδοσης μιας αμφίδρομης αντίδρασης είναι ο ίδιος για όλα τα προϊόντα. Μπορεί να υπολογιστεί με βάση την ποσότητα που σχηματίζεται πρακτικά και θεωρητικά οποιουδήποτε από τα προϊόντα της αντίδρασης.

9.55 Σε κενό δοχείο εισάγονται 5 mol N₂ και 6 mol H₂ και θερμαίνονται σε θερμοκρασία 0 °C, οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Στην κατάσταση ισορροπίας περιέχονται στο δοχείο 3 mol NH₃. Να υπολογίσετε:

- τη σύσταση (σε mol) του μείγματος ισορροπίας,
- τον βαθμό μετατροπής του N₂ και του H₂ σε προϊόν,
- την απόδοση της αντίδρασης.

ΛΥΣΗ

α) Συμπληρώνουμε τον πίνακα με τις ποσότητες των χημικών ουσιών εκφρασμένες σε mol:

	N ₂ (g)	+	3H ₂ (g)	⇒	2NH ₃ (g)
Αρχικά	5 mol		6 mol		—
Αντιδρούν / Παράγονται	— x mol		— 3x mol		+ 2x mol
Ισορροπία	(5 - x) mol		(6 - 3x) mol		2x mol

Στην κατάσταση ισορροπίας υπάρχουν 3 mol NH₃, άρα n_{NH₃} = 2x = 3 ή x = 1,5. Δηλαδή η σύσταση του μείγματος ισορροπίας είναι:

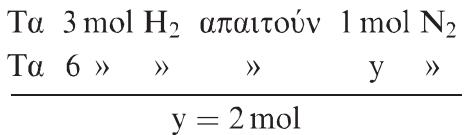
$$n_{\text{N}_2} = 5 - x = 3,5 \text{ mol}, \quad n_{\text{H}_2} = 6 - 3x = 1,5 \text{ mol} \quad \text{και} \quad n_{\text{NH}_3} = 2x = 3 \text{ mol}$$

β) Οι βαθμοί μετατροπής του N₂ και του H₂ σε προϊόν είναι:

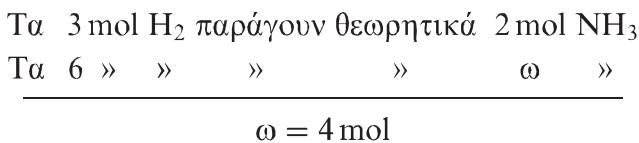
$$\alpha_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}(\text{αντιδρ.})}{n_{\text{N}_2}(\text{αρχικά})} \quad \text{ή} \quad \alpha_{\text{N}_2} = \frac{x}{5} = \frac{1,5}{5} = 0,3 \quad \text{ή} \quad 30\%$$

$$\alpha_{H_2} = \frac{n_{H_2}(\text{αντιδρ.})}{n_{H_2}(\text{αρχικά})} \quad \text{ή} \quad \alpha_{H_2} = \frac{3x}{6} = \frac{4,5}{6} = 0,75 \quad \text{ή} \quad 75\%$$

γ) Ελέγχουμε ποιο από τα δύο αντιδρώντα βρίσκεται σε περίσσεια.



Άρα το N₂, το οποίο είναι αρχικά 5 mol, βρίσκεται σε περίσσεια. Έτσι, ο υπολογισμός της ποσότητας της NH₃ που παράγεται θεωρητικά θα γίνει με βάση την αρχική ποσότητα του H₂, το οποίο βρίσκεται σε έλλειμμα.

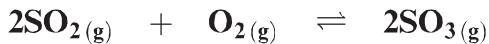


$$\alpha = \frac{n_{NH_3(\text{πρακτικά})}}{n_{NH_3(\text{θεωρητικά})}} \quad \text{ή} \quad \alpha = \frac{3 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = 0,75 \quad \text{ή} \quad \alpha\% = 75\%$$

- ▶ Από τα δύο αντιδρώντα το H₂ βρίσκεται σε έλλειμμα. Επομένως ο συντελεστής απόδοσης της αντίδρασης είναι ίσος με τον βαθμό μετατροπής του αντιδρώντος (το H₂) που βρίσκεται σε έλλειμμα, δη λαδήισχύει ότι $\alpha_{H_2} = \alpha = 0,75$.
- ▶ Το αντιδρών που βρίσκεται σε περίσσεια (το N₂) έχει μικρότερο βαθμό μετατροπής σε προϊόν ($\alpha_{N_2} = 0,3$ και $\alpha_{H_2} = 0,75$).
- ▶ Για τον υπολογισμό της ποσότητας της NH₃ που παράγεται θεωρητικά, αν η αντίδραση είναι μονόδρομη (ποσοτική), μπορούμε να συμπληρώσουμε και τον γνωστό πίνακα με τις ποσότητες των ουσιών (σε mol).

	N _{2(g)}	+	3H _{2(g)}	→	2NH _{3(g)}
Αρχικά	5 mol		6 mol		-
Αντιδρούν / Παράγονται	- 2 mol		- 6 mol		4 mol
Τελικά	3 mol		-		4 mol

9.56 Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 2 L και σε θερμοκρασία 0 °C εισάγονται 0,8 mol SO₂ και 0,6 mol O₂, οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Το μείγμα ισορροπίας περιέχει ισομοριακές ποσότητες SO₂ και SO₃ και η ισορροπία αποκαθίσταται σε χρονικό διάστημα 5 min μετά την έναρξη της αντίδρασης.

Σ	2,5 mol	μείγματος	περιέχονται	1,5 mol N_2O_4	και	1 mol NO_2
»	100 mol	»	»	ω_1	»	ω_2 »
				$\omega_1 = 60 \text{ mol}$		$\omega_2 = 40 \text{ mol}$

Στα αέρια η αναλογία όγκων είναι ίση με την αναλογία του αριθμού των moles, όταν οι όγκοι έχουν μετρηθεί σε ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Επομένως η % v/v περιεκτικότητα του αερίου μείγματος ισορροπίας είναι:

$$60\% \text{ v/v } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ και } 40\% \text{ v/v } \text{NO}_2$$

γ) Η πυκνότητα του αερίου μείγματος ισορροπίας είναι:

$$\rho_{\text{μείγμ.}} = \frac{m_{\text{μείγμ.}}}{V_{\text{μείγμ.}}} = \frac{m_{\text{N}_2\text{O}_4} + m_{\text{NO}_2}}{V_{\text{μείγμ.}}} \quad \text{ή}$$

$$\rho_{\text{μείγμ.}} = \frac{(1,5 \cdot 92 + 1 \cdot 46) \text{ g}}{10 \text{ L}} = \frac{184 \text{ g}}{10 \text{ L}} = 18,4 \text{ g/L}$$

- Η μάζα του μείγματος στην κατάσταση ισορροπίας ($m_{\text{X.I.}} = 184 \text{ g}$) είναι ίση με τη μάζα του N_2O_4 στην αρχική κατάσταση (αρχή διατήρησης της μάζας).

$$m_{\text{N}_2\text{O}_4(\text{αρχικά})} = 2 \text{ mol} \cdot 92 \text{ g/mol} = 184 \text{ g} = m_{\text{X.I.}}$$

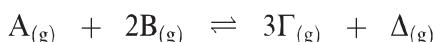
Aέρια:

$$\frac{V_I}{V_{\text{μείγμ.}}} = \frac{n_I}{n_{\text{μείγμ.}}}$$

όταν P και T ίδια.

Ασκήσεις

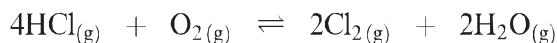
9.59 Σε δοχείο σταθερού όγκου 10 L εισάγονται 16 mol ισομοριακού μείγματος των αερίων A και B, οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Στο μείγμα ισορροπίας η συγκέντρωση του αερίου Γ είναι ίση με 0,6 M.

- Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης και το ποσοστό που αντέδρασε από το A και το B.
- Να σχεδιάσετε τις καμπύλες αντίδρασης για τις ουσίες A, B, Γ και Δ.

9.60 Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγουμε 12 mol HCl και 8 mol O_2 , οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:

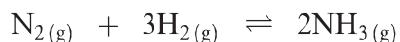


Το μείγμα ισορροπίας περιέχει ισομοριακές ποσότη-

τες Cl_2 και HCl . Να υπολογίσετε:

- τη σύσταση (σε mol) του μείγματος ισορροπίας,
- τον βαθμό μετατροπής του HCl και του O_2 σε προϊόν,
- την απόδοση της αντίδρασης.

9.61 Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία $θ^\circ\text{C}$ αναμειγνύονται 4 mol N_2 και 8 mol H_2 , οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



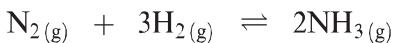
Αν η απόδοση της αντίδρασης είναι 75%, να υπολογίσετε:

- τη σύσταση (σε mol) του μείγματος ισορροπίας,
- το ποσοστό μετατροπής του N_2 και του H_2 σε NH_3 ,
- τον λόγο των πιέσεων στο δοχείο στην αρχική κατάσταση και στη θέση ισορροπίας.

Να υπολογίσετε:

- α) την απόδοση της αντίδρασης,
- β) τον βαθμό μετατροπής του Α και του Β σε προϊόν.

9.74 Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγουμε 32 g H₂ και 112 g N₂. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Η πίεση του μείγματος ισορροπίας είναι 20% μικρότερη από την αρχική πίεση στο δοχείο. Να υπολογίσετε:

- α) τη σύσταση (σε mol) του μείγματος ισορροπίας,
- β) την απόδοση της αντίδρασης και τον βαθμό με-

τατροπής του N₂ και του H₂ σε προϊόν.

9.75 Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε θερμοκρασία 427°C εισάγεται ποσότητα αερίου CO₂, το οποίο ασκεί πίεση 10 atm. Αν το δοχείο θερμανθεί σε θερμοκρασία 1127°C, το CO₂ διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



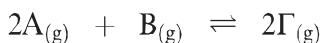
Το αέριο μείγμα ισορροπίας ασκεί πίεση 22,5 atm.

Να υπολογίσετε:

- α) τον βαθμό διάσπασης του CO₂,
- β) την % v/v περιεκτικότητα του αερίου μείγματος ισορροπίας.

Προβλήματα

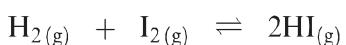
9.76 Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται ορισμένες ποσότητες από τα αέρια Α και Β και θερμαίνονται σε σταθερή θερμοκρασία, οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Το αέριο μείγμα ισορροπίας περιέχει ισομοριακές ποσότητες και από τα τρία συστατικά.

- α) Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης και τον βαθμό μετατροπής του Α και του Β σε προϊόν.
- β) Να σχεδιάσετε σε κοινό σύστημα αξόνων τις καμπύλες αντίδρασης των αερίων Α, Β και Γ.
- γ) Να υπολογίσετε τον λόγο των πιέσεων στην αρχική κατάσταση και στη θέση ισορροπίας.

9.77 Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται ορισμένες ποσότητες H₂ και I₂ και θερμαίνονται σε θερμοκρασία θ °C, οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



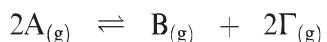
Το ποσοστό μετατροπής του H₂ σε προϊόν είναι

50%, ενώ το ποσοστό μετατροπής του I₂ είναι 60%.

Να υπολογίσετε:

- α) την απόδοση της αντίδρασης,
- β) την αναλογία mol των συστατικών του μείγματος ισορροπίας.

9.78 Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται 40 g αερίου Α, τα οποία θερμαίνονται σε σταθερή θερμοκρασία, οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Το μείγμα ισορροπίας περιέχει 24 g από το αέριο Γ.

Να υπολογίσετε:

- α) την απόδοση της αντίδρασης,
- β) την % μεταβολή της πίεσης από την έναρξη της αντίδρασης μέχρι να αποκατασταθεί ισορροπία.

Δίνονται οι σχετικές μοριακές μάζες (M_r): A: 80 και B: 40.

9.79 Σε δοχείο σταθερού όγκου 4 L και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγονται 4 mol H₂ και 3 mol I₂, οπότε πραγματοποιείται η αμφίδρομη αντίδραση:

