

ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

-- ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ --

Ιωάννης Καρτσωνάκης

ikartso@chemeng.ntua.gr



Χημική κινητική

είναι ο κλάδος της χημείας που μελετά:

- τον **μηχανισμό** της αντίδρασης (δηλαδή τα στάδια ή ενδιάμεσα βήματα μέσω των οποίων τα αντιδρώντα μετατρέπονται σε προϊόντα).
- Τους **παράγοντες** που επηρεάζουν την ταχύτητα των χημικών αντιδράσεων.

Χημική κινητική

- Από την **ταχύτητα** των χημικών αντιδράσεων εξάγονται πολύτιμα συμπεράσματα για τον **μηχανισμό** τους, καθώς και για τη **δομή** των ενώσεων που μετέχουν σ' αυτές.
- Στη βιομηχανία η γνώση της ταχύτητας παραγωγής ενός προϊόντος είναι καθοριστικός παράγων για την **κοστολόγησή** του.

Δημιουργία νέων μορίων

Χημική αντίδραση



Χημικό φαινόμενο



Δημιουργία νέων μορίων

Η ΘΕΩΡΙΑ ΤΩΝ ΣΥΓΚΡΟΥΣΕΩΝ

- Σύμφωνα με τη θεωρία αυτή, για να πραγματοποιηθεί η αντίδραση πρέπει:

Τα σωματίδια των αντιδρώντων να **συγκρουστούν αποτελεσματικά**.

- Μία σύγκρουση είναι αποτελεσματική όταν:

α. Τα σωματίδια έχουν τον **κατάλληλο προσανατολισμό**.

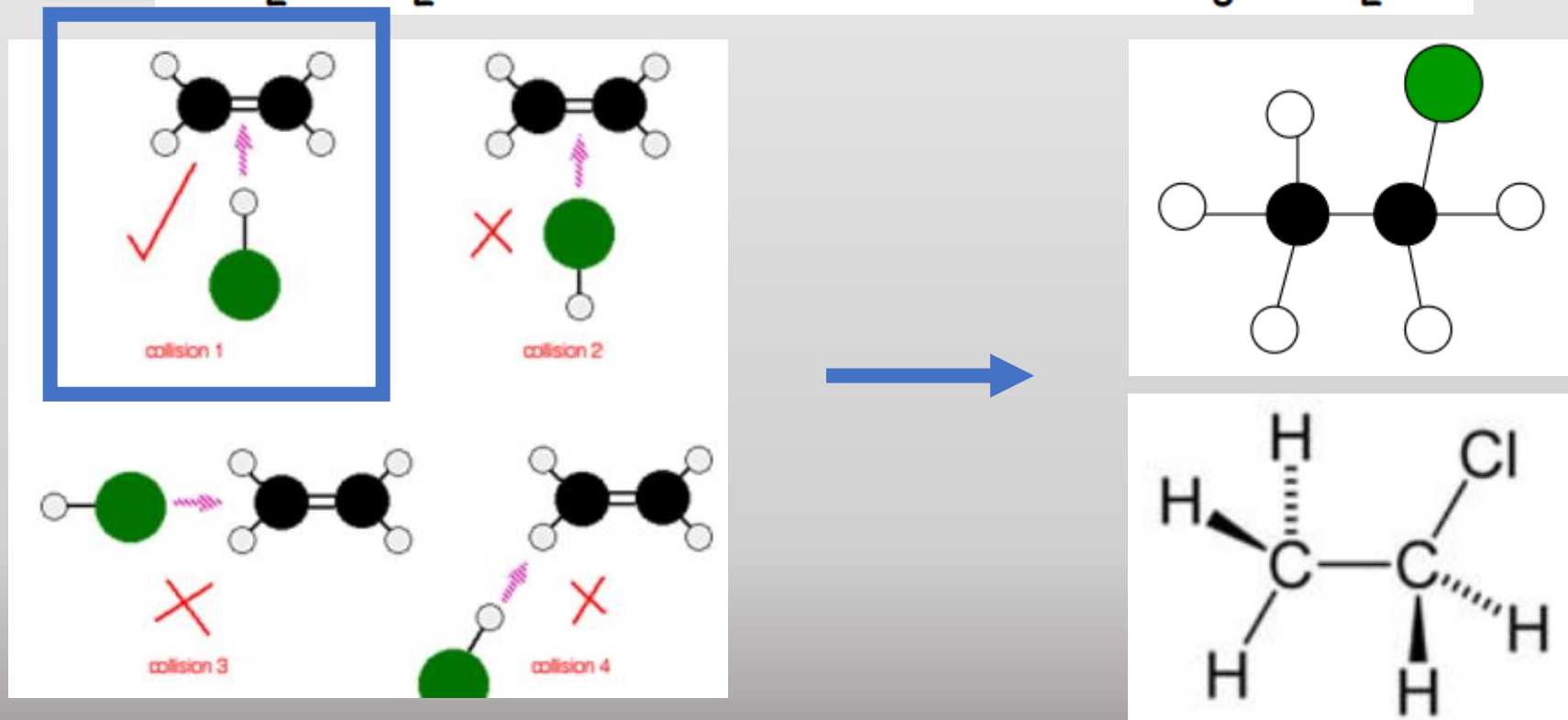
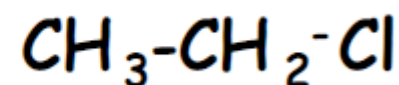
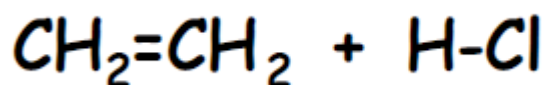
β. Τα σωματίδια έχουν μία **ελάχιστη τιμή ενέργειας**, η οποία ονομάζεται ενέργεια ενεργοποίησης (E_a).

Η ΘΕΩΡΙΑ ΤΩΝ ΣΥΓΚΡΟΥΣΕΩΝ

- Οι συγκρούσεις που οδηγούν σε προϊόντα λέγονται **αποτελεσματικές**.
- Όσο μεγαλύτερος είναι ο αριθμός των **αποτελεσματικών** συγκρούσεων, τόσο μεγαλύτερη είναι και η **ταχύτητα** μιας αντίδρασης.

Προσανατολισμός μορίων.

- Για να **αντιδράσουν** δυο μόρια πρέπει να έχουν τον **κατάλληλο προσανατολισμό** όπως φαίνεται στο παρακάτω παράδειγμα.



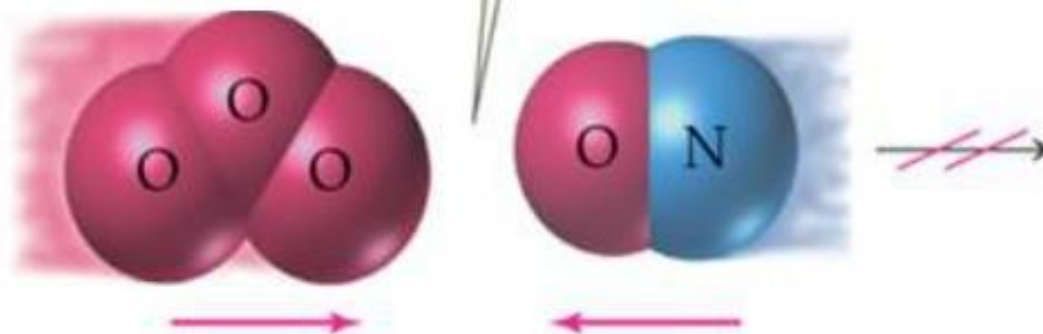
Αποτελεσματικές και μη συγκρούσεις

Αποτελεσματική
κρούση

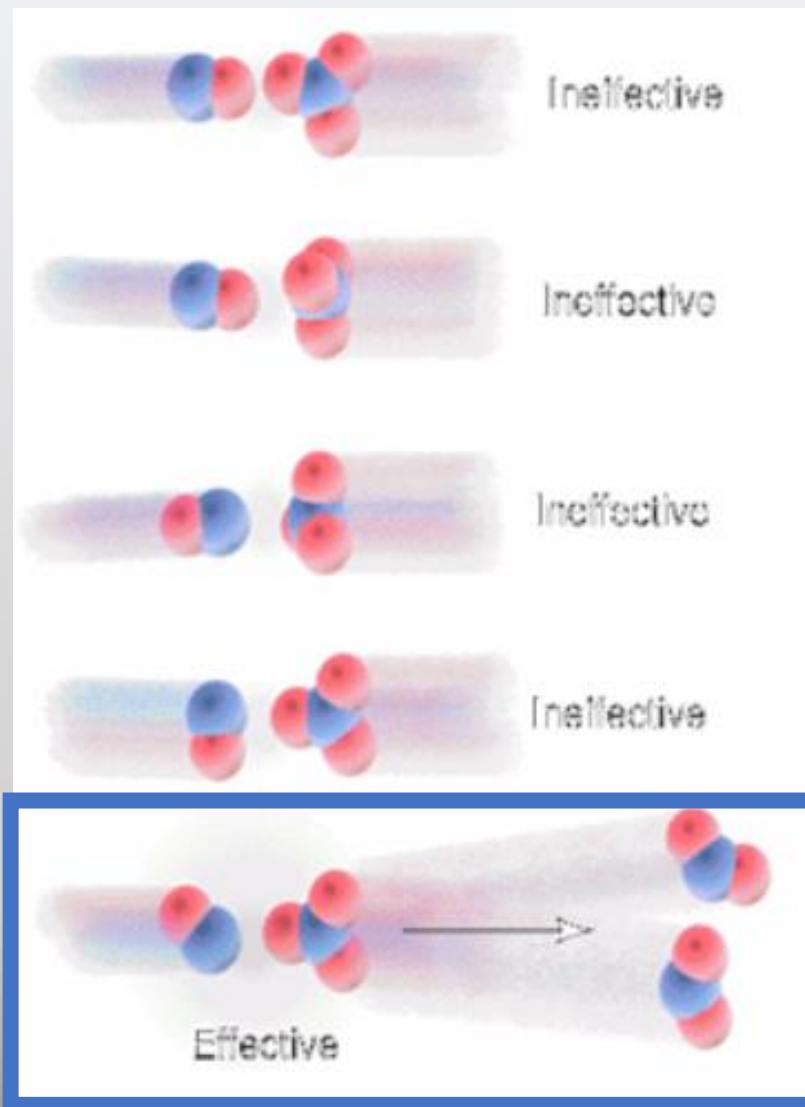
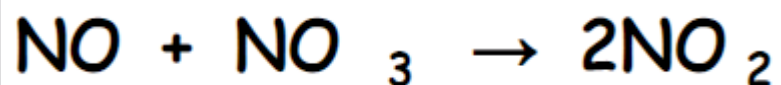
πιθανός δεσμός

Μη αποτελεσματική
κρούση

όχι πιθανός δεσμός



1 στις 100.000.000 συγκρούσεις οδηγεί σε αποτέλεσμα



Ενέργεια ενεργοποίησης

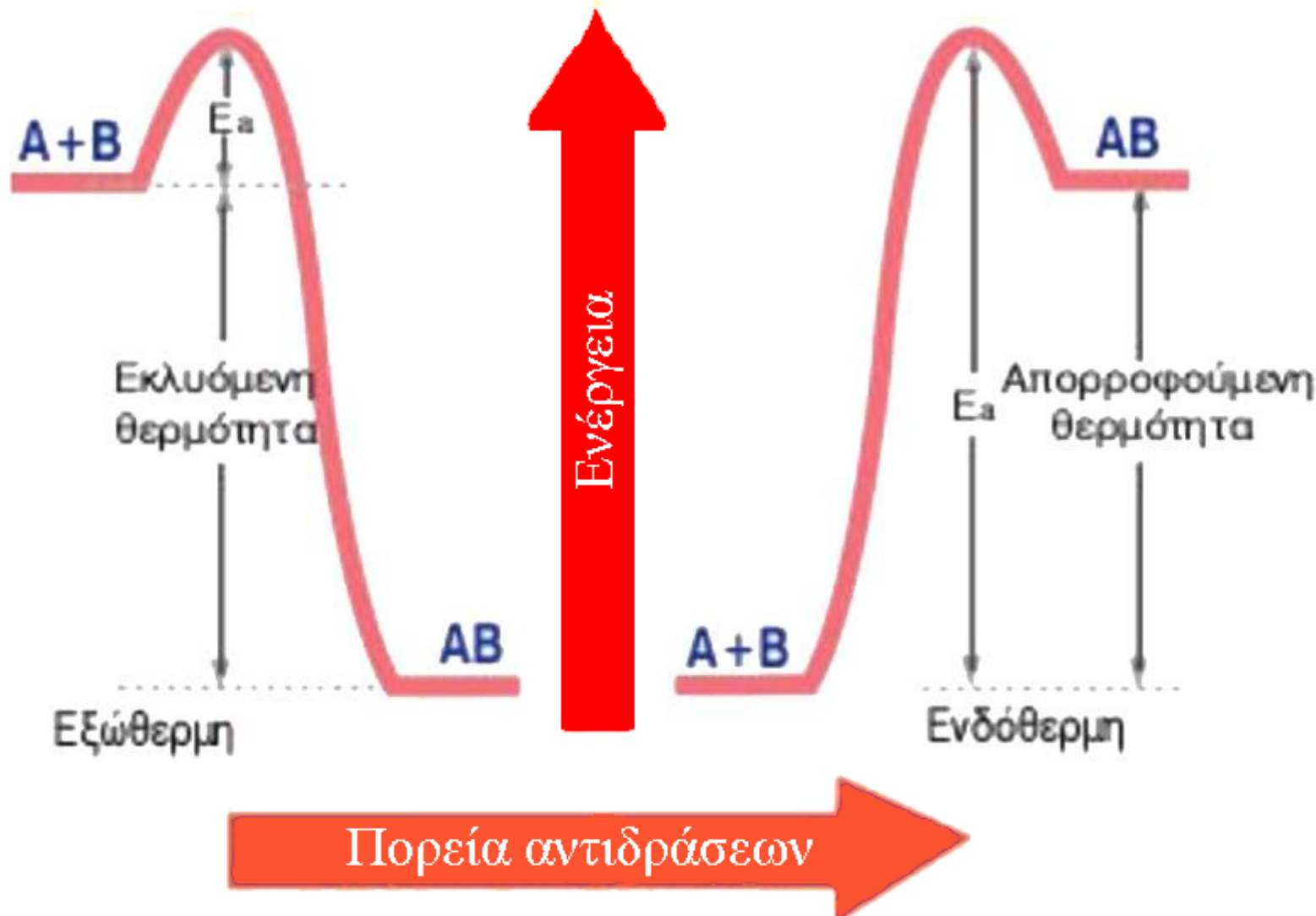
- Για να **πραγματοποιηθεί** μια χημική αντίδραση τα μόρια που συγκρούονται πρέπει να έχουν μια **ελάχιστη κινητική ενέργεια**

$$E_k > E_a$$

E_a : η **ενέργεια ενεργοποίησης** της αντίδρασης.

➤ Σε εξώθερμη αντίδραση

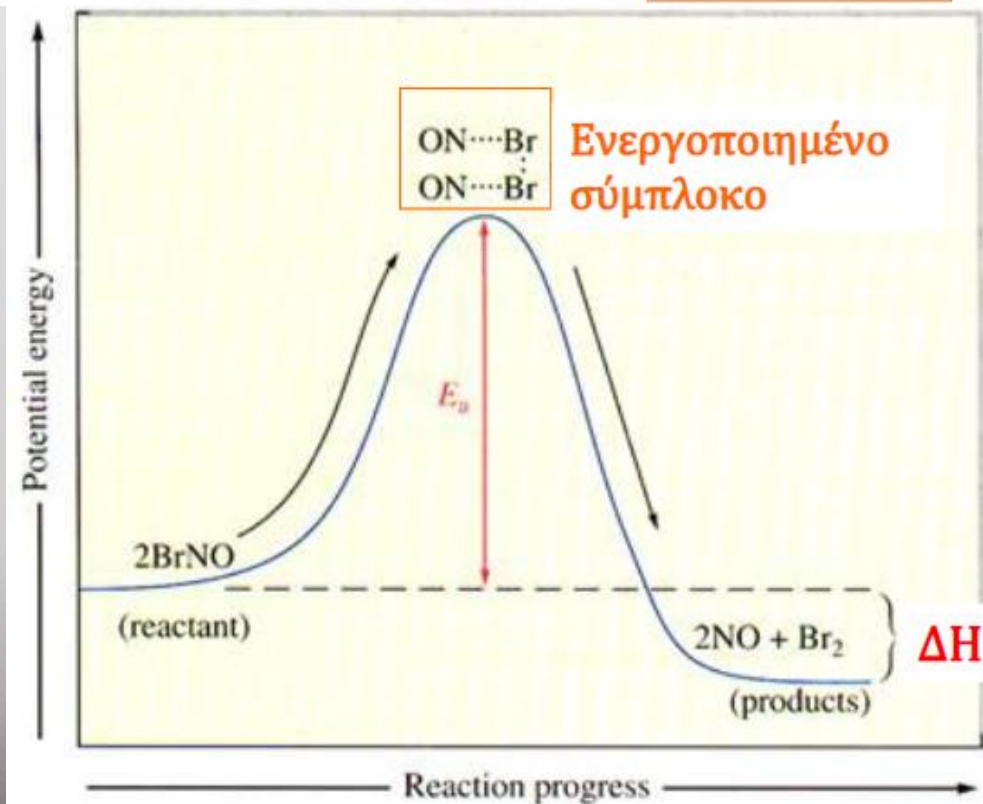
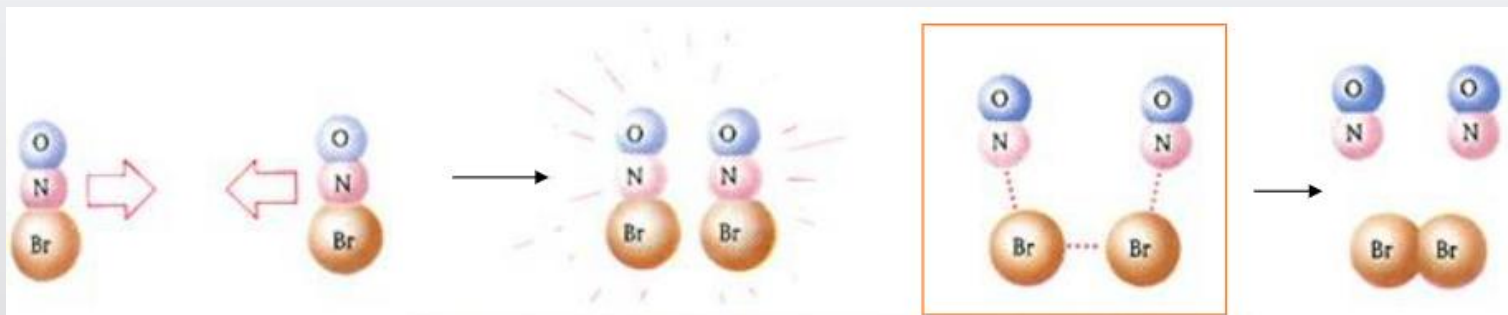
➤ Σε ενδόθερμη αντίδραση



ΘΕΩΡΙΑ ΤΗΣ ΜΕΤΑΒΑΤΙΚΗΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΗΣ

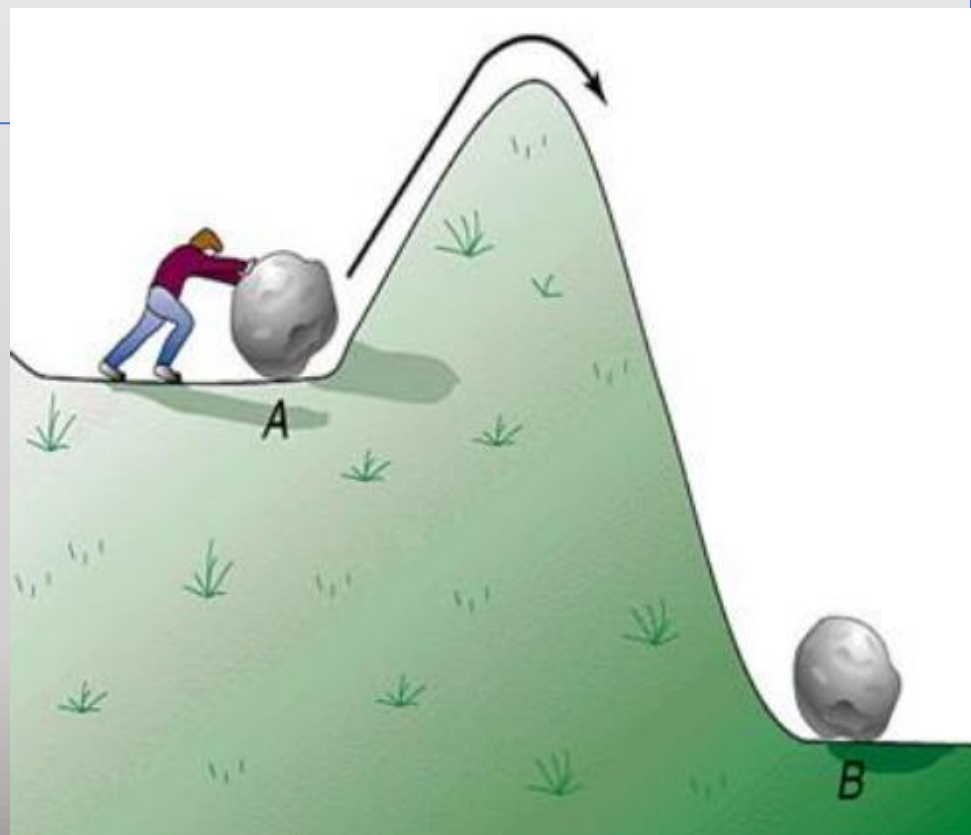
Κατά τη σύγκρουση των σωματιδίων των αντιδρώντων:

- δημιουργείται ένα **ασταθές ενδιάμεσο προϊόν**, το **ενεργοποιημένο σύμπλοκο**.
- Το ενεργοποιημένο σύμπλοκο απορροφά την ενέργεια ενεργοποίησης.
- Σε όλες τις αντιδράσεις, ενδόθερμες και εξώθερμες, το **ενεργοποιημένο σύμπλοκο έχει μεγαλύτερη ενέργεια** από τα προϊόντα και τα αντιδρώντα.



Μηχανικό ανάλογο ενέργειας ενεργοποίησης

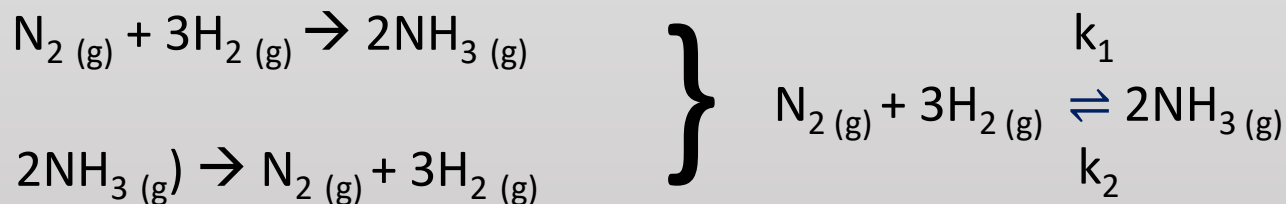
- Για να μετακινήσει ο άνθρωπος την πέτρα προς το σημείο B πρέπει πρώτα να την ανεβάσει στο υψηλότερο σημείο (προσφέροντας την απαραίτητα ενέργεια την οποία η πέτρα θα του αποδώσει στην συνέχεια).



Οι περισσότερες χημικές αντιδράσεις καταλήγουν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας.

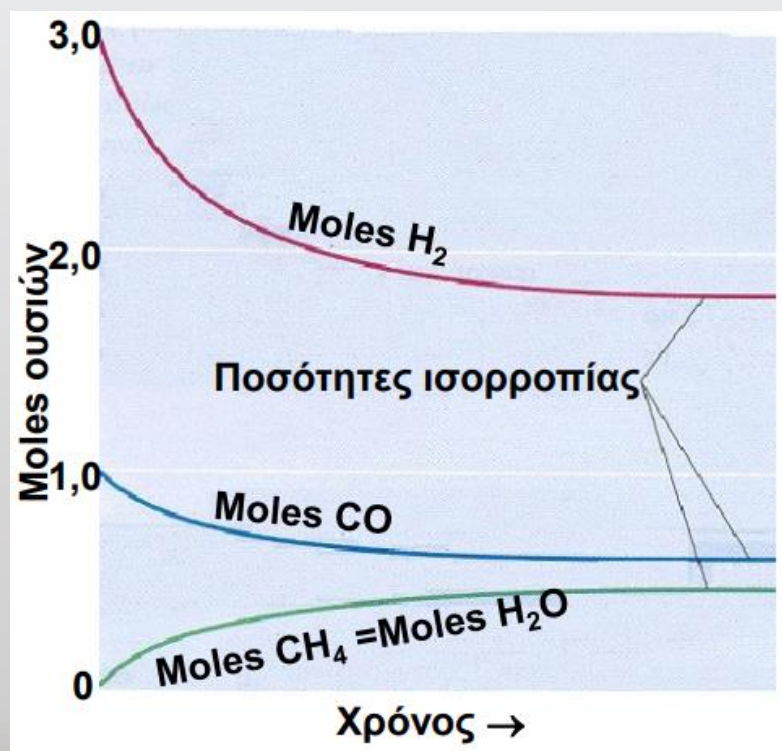
- Πόσο γρήγορα μια χημική αντίδραση θα φθάσει σε κατάσταση Χ.Ι.;
- Αν γνωρίζουμε την αρχική σύσταση του συστήματος (αντιδρώντα/προϊόντα) προς τα που θα οδηγηθεί η αντίδραση;
- Ποιες θα είναι οι συγκεντρώσεις αντιδρώντων/προϊόντων, όταν η αντίδραση καταλήξει σε Χ.Ι.;

- Ορισμένες αντιδράσεις (αντιστρεπτές) φαίνεται να σταματούν προτού ολοκληρωθούν, το μίγμα της αντίδρασης παύει να μεταβάλλει τις ιδιότητές του, ενώ τα αντιδρώντα και τα προϊόντα που το συνιστούν βρίσκονται σε ορισμένες συγκεντρώσεις
- Σχηματίζεται δηλαδή μίγμα αντιδρώντων και προϊόντων σε δυναμική ισορροπία (αντίδραση δεξιά προς δημιουργία προϊόντων + αντίδραση αριστερά προς αρχικές ουσίες με την ίδια ταχύτητα) π.χ.:

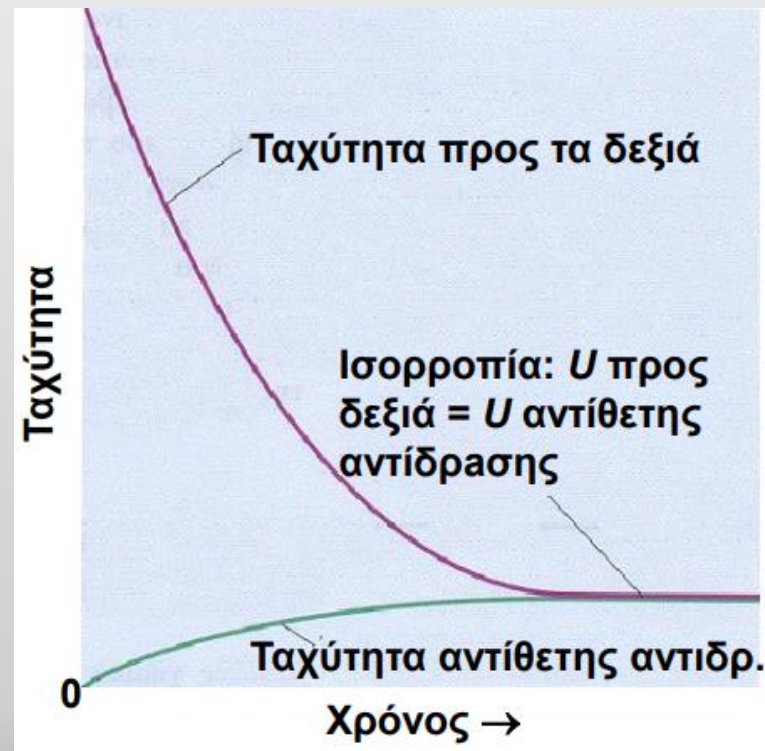


- Χημική ισορροπία είναι η κατάσταση όπου φθάνει το μίγμα μιας αντίδρασης όταν η ταχύτητα της προς τα δεξιά αντίδρασης εξισωθεί με την ταχύτητα της αντίθετης.

➤ Εξετάζουμε την καταλυτική αντίδραση μεθανιοποίησης:



Στη θέση ισορροπίας οι ποσότητες των ουσιών σταθεροποιούνται



Στη θέση ισορροπίας οι δύο ταχύτητες εξισώνονται

ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ-ΜΙΑ ΔΥΝΑΜΙΚΗ

ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

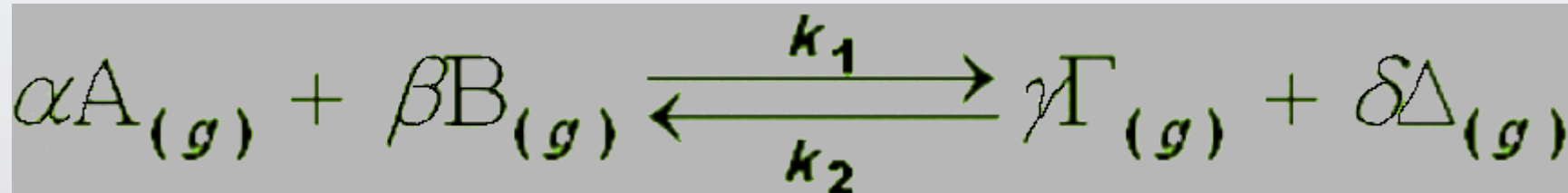
- Για τον υπολογισμό της σύστασης του μίγματος ισορροπίας αρκεί να προσδιορίσουμε την ποσότητα μιας μόνο από τις ουσίες.
- Π.χ. αν γνωρίζουμε ότι το μίγμα ισορροπίας περιέχει 0,387 mol H_2O (σε δοχείο 10 L και 1200 K) καταστρώνουμε τον πίνακα:

Ποσότητες (mol)	CO (g)	+	$3\text{H}_2 \text{ (g)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_4 \text{ (g)}$	+	$\text{H}_2\text{O (g)}$
Αρχικές	1,000		3,000		0		0
Μεταβολές	-x		-3x		+x		+x
Ισορροπία	1,000 - x		3,000 - 3x		x		x = 0,387

- Οπότε οι ποσότητες στο μίγμα ισορροπίας είναι 0,613 mol CO , 1,839 mol H_2 , 0,387 mol CH_4 και 0,387 mol H_2O

Σταθερά χημικής ισορροπίας K_c

➤ Έστω η αντίδραση:



η οποία είναι απλή και προς τις δυο κατευθύνσεις.

➤ Στην κατάσταση Χ.Ι. ισχύει:

$$v_1 = v_2 \quad \Rightarrow \quad k_1 \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta = k_2 \cdot [\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta$$

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

➤ Οι **μονάδες** της K_c είναι $M^{(\gamma+\delta)-(\alpha+\beta)}$, αλλά συνήθως παραλείπονται.

Παρατηρήσεις

- Η τιμή της K_c εξαρτάται **μόνο** από την **θερμοκρασία**.
- Στην έκφραση της K_c αναγράφονται μόνο οι συγκεντρώσεις των **αερίων** (g) και των **διαλυμάτων** (aq)
- Αν K_c η σταθερά Χ.Ι. της αντίδρασης $A \rightleftharpoons B$, τότε η σταθερά Χ.Ι. της αντίδρασης $B \rightleftharpoons A$ είναι **$K_c = 1 / K_c$**
- Όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της K_c , τόσο περισσότερο η Χ.Ι. είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά. Στις **μονόδρομες** αντιδράσεις **$K_c \rightarrow \infty$**
- Σε **εξώθερμη** αντίδραση ($\Delta H < 0$), όταν $\theta \downarrow$, τότε, **Χ.Ι. $\rightarrow$, $K_c \uparrow$ και $\alpha \uparrow$**
- Σε **ενδόθερμη** αντίδραση ($\Delta H > 0$), όταν $\theta \uparrow$, τότε **Χ.Ι. $\rightarrow$, $K_c \uparrow$ και $\alpha \uparrow$**

Η ΣΤΑΘΕΡΑ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ

- Άρα για την αντίδραση της μεθανιοποίησης:



- η σταθερά ισορροπίας K_c είναι:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}$$

- Η K_c ορίζεται βάσει της ισοσταθμισμένης χημικής εξίσωσης, π.χ. αν αλλάξουν οι συντελεστές θα αλλάξει και η K_c

- Άρα για την αντίδραση :



- η σταθερά ισορροπίας K_c είναι:

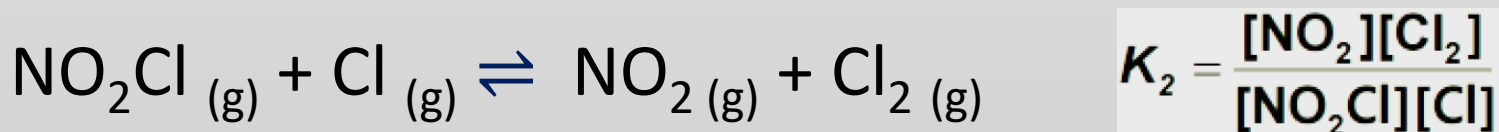
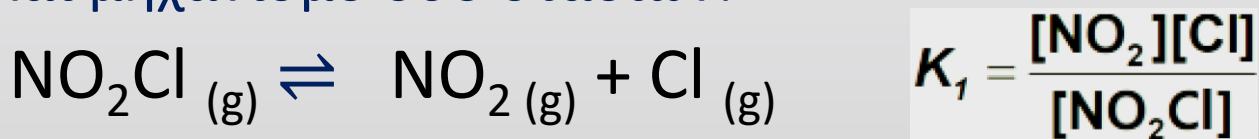
$$K_c = \frac{[\text{CH}_4]^{1/2} [\text{H}_2\text{O}]^{1/2}}{[\text{CO}]^{1/2} [\text{H}_2]^{3/2}}$$

- Αν η αντίδραση πραγματοποιείται κατά ένα μηχανισμό πολλών σταδίων ισχύει ο νόμος της χημικής ισορροπίας;

- Έστω η αντίδραση: $2\text{NO}_2\text{Cl}_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$

- Που έχει σταθερά ισορροπίας K_c :
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2[\text{Cl}_2]}{[\text{NO}_2\text{Cl}]^2}$$

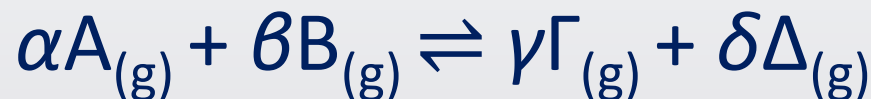
- Και μηχανισμό δύο σταδίων:



- Η K_c της συνολικής μεταβολής ισούται με γινόμενο των δύο εκφράσεων (μια για κάθε στάδιο του μηχανισμού) σταθερών ταχύτητας: $K_c = K_1 \times K_2$

Σταθερά χημικής ισορροπίας K_p

Έστω η αντίδραση:



Στην κατάσταση Χ.Ι. και εφόσον η θερμοκρασία δεν μεταβάλλεται, το πηλίκο:

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

παραμένει σταθερό και ίσο με την K_c της συγκεκριμένης αντίδρασης.

Όμως:

$$P_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V} \Rightarrow P_A = \frac{n_A}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_A = C_A \cdot R \cdot T$$

Ανάλογα: $P_B = C_B \cdot R \cdot T$, $P_\Gamma = C_\Gamma \cdot R \cdot T$, $P_\Delta = C_\Delta \cdot R \cdot T$

Σταθερά χημικής ισορροπίας K_p

Επομένως και το πηλίκο $\frac{P_{\Delta}^{\delta} \cdot P_{\Gamma}^{\gamma}}{P_A^{\alpha} \cdot P_B^{\beta}}$ παραμένει σταθερό.

Το πηλίκο αυτό ονομάζεται K_p .

Δηλαδή:
$$K_p = \frac{P_{\Delta}^{\delta} \cdot P_{\Gamma}^{\gamma}}{P_A^{\alpha} \cdot P_B^{\beta}}$$

Η K_p εξαρτάται μόνο από την θερμοκρασία

Έχει μονάδες: $\text{atm}^{(\gamma+\delta)-(\alpha+\beta)}$

Σχέση K_p με K_c

$$K_p = \frac{P_{\Delta}^{\delta} \cdot P_{\Gamma}^{\gamma}}{P_A^{\alpha} \cdot P_B^{\beta}} \Rightarrow K_p = \frac{(C_{\Delta} \cdot R \cdot T)^{\delta} \cdot (C_{\Gamma} \cdot R \cdot T)^{\gamma}}{(C_A \cdot R \cdot T)^{\alpha} \cdot (C_B \cdot R \cdot T)^{\beta}}$$

$$\Rightarrow K_p = \frac{C_{\Delta}^{\delta} \cdot (R \cdot T)^{\delta} \cdot C_{\Gamma}^{\gamma} \cdot (R \cdot T)^{\gamma}}{C_A^{\alpha} \cdot (R \cdot T)^{\alpha} \cdot C_B^{\beta} \cdot (R \cdot T)^{\beta}}$$

$$\Rightarrow K_p = \frac{C_{\Delta}^{\delta} \cdot C_{\Gamma}^{\gamma}}{C_A^{\alpha} \cdot C_B^{\beta}} \cdot \frac{(R \cdot T)^{\delta} \cdot (R \cdot T)^{\gamma}}{(R \cdot T)^{\alpha} \cdot (R \cdot T)^{\beta}} \Rightarrow K_p = K_c \cdot \frac{(R \cdot T)^{\delta+\gamma}}{(R \cdot T)^{\alpha+\beta}}$$

$$\Rightarrow K_p = K_c \cdot (RT)^{(\gamma+\delta)-(\alpha+\beta)}$$

ΕΤΕΡΟΓΕΝΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ : ΔΙΑΛΥΤΕΣ ΣΕ ΟΜΟΓΕΝΕΙΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

- Ομογενής ισορροπία είναι εκείνη που περιλαμβάνει αντιδρώντα και προϊόντα σε μία και μόνο φάση, ενώ ετερογενής είναι εκείνη όπου τα αντιδρώντα και προϊόντα είναι σε περισσότερες από μία φάσεις.
- Γράφοντας την έκφραση της K_c για μια ετερογενή ισορροπία παραλείπουμε τις συγκεντρώσεις των καθαρών στερεών και υγρών.
- Π.χ. για την αντίδραση: $3\text{Fe}_{(s)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + 4\text{H}_{2(g)}$

➤ η K_c είναι:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

ΕΤΕΡΟΓΕΝΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ : ΔΙΑΛΥΤΕΣ ΣΕ ΟΜΟΓΕΝΕΙΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

- Ενώ η συγκέντρωση ενός αερίου μπορεί να έχει διάφορες τιμές η συγκέντρωση καθαρού στερεού και υγρού (και του διαλύτη) είναι μια σταθερά σε δεδομένη T και έτσι ενσωματώνεται στην K_c
- Δηλαδή η ισορροπία δεν επηρεάζεται από τις ποσότητες των στερεών και υγρών ουσιών για όσο διάστημα υπάρχει έστω και λίγο από αυτές

- Μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε την K για να απαντήσουμε στα εξής σημαντικά ερωτήματα:

1) Μια δεδομένη ισορροπία ευνοεί τα προϊόντα ή τα αντιδρώντα;

Ποιοτική ερμηνεία της σταθεράς ισορροπίας:

- Αν η τιμή της K_c είναι μεγάλη το μίγμα ισορροπίας αποτελείται κυρίως από προϊόντα.
- Αν η τιμή της K_c είναι μικρή το μίγμα ισορροπίας αποτελείται κυρίως από αντιδρώντα.
- Αν η τιμή της K_c είναι γύρω στο 1 το μίγμα ισορροπίας περιέχει σημαντικές ποσότητες και αντιδρώντων και προϊόντων.

ΧΡΗΣΗ ΤΗΣ ΣΤΑΘΕΡΑΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ

2) Μπορούμε να προβλέψουμε την κατεύθυνση μιας αντίδρασης όταν γνωρίζουμε τις συγκεντρώσεις των ουσιών ενός μίγματος αυτής που δεν βρίσκεται σε ισορροπία;

Πρόβλεψη της κατεύθυνσης μιας αντίδρασης:

Αντικαθιστούμε τις συγκεντρώσεις των ουσιών στο πηλίκον αντίδρασης και συγκρίνουμε την τιμή αυτού με την K_c

Q_c : έκφραση ίδιας μορφής με αυτήν της K_c χωρίς οι τιμές συγκεντρώσεων που περιέχει να είναι κατ' ανάγκην αυτές της ισορροπίας

ΧΡΗΣΗ ΤΗΣ ΣΤΑΘΕΡΑΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ

- Αν $Q_c > K_c$ η αντίδραση θα πάει προς τα **αριστερά**
- Αν $Q_c < K_c$ η αντίδραση θα πάει προς τα **δεξιά**
- Αν $Q_c = K_c$ το μίγμα της αντίδρασης βρίσκεται σε ισορροπία

ΧΡΗΣΗ ΤΗΣ ΣΤΑΘΕΡΑΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ



Συγκεντρώσεις (M): 0,0200 0,0200 0,00100 0,00100

- Αν το παραπάνω μίγμα διαβιβασθεί στα 1200 K πάνω από ένα καταλύτη η αντίδραση θα οδεύσει προς τα δεξιά ή προς τα αριστερά; ($K_c = 3,92$ σ' αυτήν τη θερμοκρασία)

$$Q_c = \frac{[\text{CH}_4]_i [\text{H}_2\text{O}]_i}{[\text{CO}]_i [\text{H}_2]_i^3} \Rightarrow Q_c = \frac{(0,00100)(0,00100)}{(0,0200)(0,0200)} \Rightarrow Q_c = 6,25$$

- 3) Μπορούμε να προσδιορίσουμε τη σύσταση στη θέση ισορροπίας για οποιαδήποτε σειρά αρχικών συγκεντρώσεων όταν γνωρίζουμε την τιμή της K_c ;

Υπολογισμός συγκεντρώσεων ισορροπίας:

- Καταstrώνουμε πίνακα με τις αρχικές συγκεντρώσεις, τις μεταβολές τους και τις συγκεντρώσεις ισορροπίας συναρτήσει αγνώστου X .
- Αντικαθιστούμε τις συγκεντρώσεις ισορροπίας που εμπεριέχουν το X στην εξίσωση της K_c .
- Λύνουμε την εξίσωση της K_c και βρίσκουμε τις τιμές των συγκεντρώσεων ισορροπίας.
- Αν καταλήξουμε σε εξίσωση β' βαθμού δεχόμαστε τη μαθηματική λύση που δίνει θετική τιμή για τη συγκέντρωση

- α)** Να χαρακτηρίσετε κάθε μία από τις επόμενες προτάσεις ως Σωστή (Σ) ή Λανθασμένη (Λ).
- i)** Η αντίδραση $2 \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2(\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, είναι εξώθερμη.
- ii)** Η σταθερά χημικής ισορροπίας (K_c) της αντίδρασης $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g})$ δίνεται από τη σχέση $K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{C}] \cdot [\text{CO}_2]}$

2.1

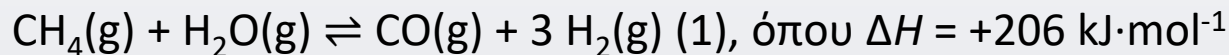
α)

i) Σ, **ii)** Λ, **iii)** Λ, **iv)** Σ.

β)

- i)** Πρόκειται για αντίδραση καύσης και όλες οι αντιδράσεις καύσης είναι εξώθερμες.
- ii)** Τα στερεά παραλείπονται από την έκφραση του νόμου της ταχύτητας (επειδή έχουν σταθερή συγκέντρωση - ανάλογη με την πυκνότητά τους). Επομένως, η σωστή έκφραση της σταθεράς Χημικής Ισορροπίας είναι $K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$.

2.2 Η αντίδραση του μεθανίου με υδρατμούς παρουσία καταλύτη οδηγεί στον σχηματισμό του ονομαζόμενου «αερίου σύνθεσης» (αντίδραση 1).



Να καταγράψετε τη φορά της μετατόπισης (αριστερά, δεξιά, καμία) της χημικής ισορροπίας για την αντίδραση (1) σε καθεμία από τις παρακάτω αναφερόμενες μεταβολές:

α) αύξηση της θερμοκρασίας.

β) αύξηση της πίεσης.

γ) προσθήκη μεγαλύτερης ποσότητας καταλύτη.

Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

2.2

α) Η αντίδραση, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, θα μετατοπιστεί προς τα δεξιά. Η αύξηση της θερμοκρασίας ευνοεί την ενδόθερμη αντίδραση και η αντίδραση είναι ενδόθερμη προς τα δεξιά, όπως φαίνεται από την τιμή της ΔH .

β) Η αντίδραση, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, θα μετατοπιστεί προς τα αριστερά. Η αύξηση της πίεσης μετατοπίζει την αντίδραση προς την κατεύθυνση μείωσης του όγκου, δηλαδή προς την κατεύθυνση που έχουμε τα λιγότερα mol αερίων (από 4 mol στα προϊόντα σε 3 mol στα αντιδρώντα).

γ) Δεν θα παρατηρηθεί καμία μεταβολή στη θέση χημικής ισορροπίας διότι η προσθήκη καταλύτη επιταχύνει και τις δύο αντίθετες αντιδράσεις με τον ίδιο ρυθμό.

2.1 Σε δοχείο, όγκου V , περιέχονται ποσότητες των αερίων $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{I}_2(\text{g})$ και $\text{HI}(\text{g})$ σε ισορροπία, που περιγράφεται με τη χημική εξίσωση:

$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g}).$$

Αν πραγματοποιηθούν οι παρακάτω μεταβολές, να εξηγήσετε πώς θα μεταβληθεί (αύξηση, μείωση ή καμία μεταβολή) η ποσότητα (σε mol) κάθε αερίου στο δοχείο, στη χημική ισορροπία:

α) Προσθήκη στο δοχείο ποσότητας $\text{HI}(\text{g})$, διατηρώντας σταθερό τον όγκο του δοχείου και σταθερή τη θερμοκρασία.

β) Αύξηση της πίεσης, με ελάττωση του όγκου του δοχείου, διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία.

2.1

α) Έστω ότι στην κατάσταση χημικής ισορροπίας περιέχονται στο δοχείο $x \text{ mol H}_2(\text{g})$, $y \text{ mol I}_2(\text{g})$ και $z \text{ mol HI}(\text{g})$.

Με την προσθήκη στο δοχείο έστω $\omega \text{ mol HI}(\text{g})$, διατηρώντας σταθερό τον όγκο του δοχείου, η συγκέντρωση του HI αυξάνεται, αφού $c(\text{HI}) = \frac{n(\text{HI})}{V_{\text{δοχείου}}} = \frac{(z+\omega) \text{ mol}}{V_{\text{δοχείου}}}$

Η μεταβολή της συγκέντρωσης του HI είναι παράγοντας που επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$. Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η αύξηση της συγκέντρωσης του HI μετατοπίζει τη θέση της χημικής ισορροπίας προς την κατεύθυνση που τείνει να αναιρέσει την μεταβολή της συγκέντρωσης HI, επομένως προς τα αριστερά. Άρα η ποσότητα όλων των αερίων στη νέα θέση ισορροπίας θα είναι μεγαλύτερη από την αρχική, επομένως αυξάνονται τα mol όλων των αερίων στο δοχείων:

$n \text{ H}_2(\text{g}) > x \text{ mol}$, $n \text{ I}_2(\text{g}) > y \text{ mol}$ και $n \text{ HI}(\text{g}) > z \text{ mol}$, αλλά και $n \text{ HI}(\text{g}) < (z + \omega) \text{ mol}$, δηλαδή
 $z < n \text{ HI}(\text{g}) < (z + \omega) \text{ mol}$

β) Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η αύξηση της πίεσης, με ελάττωση του όγκου του δοχείου και σταθερή θερμοκρασία, μετατοπίζει τη θέση της ισορροπίας προς την κατεύθυνση που υπάρχουν τα λιγότερα mol αερίων. Στην ισορροπία $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ δεν παρατηρείται μεταβολή στον αριθμό mol αερίων, οπότε η μεταβολή της πίεσης δεν θα επηρεάσει τη θέση της χημικής ισορροπίας. Άρα οι ποσότητες των αερίων δεν θα μεταβληθούν με την αύξηση της πίεσης.

2.2 Δύο ενώσεις του θείου που παράγονται στα εργοστάσια παραγωγής ενέργειας είναι το H_2S και το SO_2 , που θεωρούνται σημαντικοί αέριοι ρύποι της ατμόσφαιρας. Τα δύο αέρια απομονώνονται και συλλέγονται στο ίδιο ψυχρό δοχείο, όπου αντιδρούν μεταξύ τους σύμφωνα με την αντίδραση, με σκοπό τη μείωση της ποσότητάς τους:

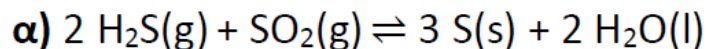


α) Να συμπληρώσετε τους συντελεστές της παραπάνω χημικής εξίσωσης.

β) Να εξηγήσετε ποιο από τα σώματα H_2S και το SO_2 είναι το αναγωγικό και ποιο το οξειδωτικό στην παραπάνω αντίδραση.

γ) Το δοχείο στο οποίο συλλέγονται τα δύο αέρια H_2S και το SO_2 είναι ψυχρό. Να εξηγήσετε τη χρήση του ψυχρού δοχείου που έχει σκοπό της μείωση της ποσότητας των δύο αέριων ρύπων.

δ) Δύο σώματα που συμμετέχουν στην παραπάνω αντίδραση είναι το H_2S και το H_2O . Το σημείο βρασμού του H_2S είναι -60°C , ενώ του H_2O είναι 100°C , σε πίεση 1 atm. Να εξηγήσετε γιατί το σημείο βρασμού του H_2O είναι αρκετά υψηλότερο από το σημείο βρασμού του H_2S .

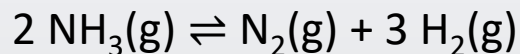


β) Το S στο H_2S οξειδώνεται, καθώς ο αριθμός οξείδωσής του αυξάνεται από -2 σε 0. Άρα το H_2S είναι το αναγωγικό σώμα. Το S στο SO_2 ανάγεται, καθώς ο αριθμός οξείδωσής του μειώνεται από +4 σε 0. Άρα το SO_2 είναι το οξειδωτικό σώμα.

γ) Το ΔH της αντίδρασης είναι αρνητικό, συνεπώς η αντίδραση είναι εξώθερμη. Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, η μείωση της θερμοκρασίας ευνοεί την εξώθερμη αντίδραση. Επομένως, η χημική ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά, με αποτέλεσμα να αυξάνεται η απόδοση μετατροπής των αντιδρώντων αέριων ρύπων σε S και H_2O .

δ) Ανάμεσα στα μόρια του H_2O αναπτύσσονται δεσμοί υδρογόνου. Κάθε ένας από τους δεσμούς αυτούς αναπτύσσεται μεταξύ του $\text{H}^{\delta+}$ του ενός μορίου και του $\text{O}^{2\delta-}$ ενός γειτονικού του μορίου. Αυτές οι διαμοριακές δυνάμεις είναι ισχυρότερες από τις δυνάμεις διπόλου - διπόλου που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων του H_2S . Επομένως απαιτείται υψηλότερη θερμοκρασία για να σπάσουν οι δεσμοί μεταξύ των μορίων του H_2O , ώστε αυτά να μεταβούν στην αέρια φάση. Για τον λόγο αυτό, το σημείο βρασμού του H_2O είναι υψηλότερο από αυτό του H_2S , σε πίεση 1 atm.

2.2. Σε δοχείο όγκου V εισάγεται ποσότητα αέριας αμμωνίας (NH_3), οπότε πραγματοποιείται χημική αντίδραση, η οποία καταλήγει σε χημική ισορροπία:



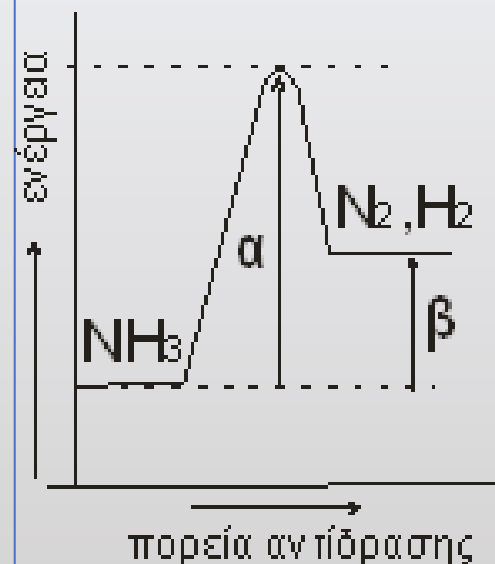
Στο παρακάτω διάγραμμα παρουσιάζονται οι ενεργειακές μεταβολές που παρατηρούνται κατά την πραγματοποίηση της αντίδρασης.

α) Να απαντήσετε στις παρακάτω ερωτήσεις:

- i) Σε τι αντιστοιχούν οι ενεργειακές μεταβολές που αναπαριστούν τα γράμματα α και β του σχήματος;
- ii) Η αντίδραση $2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$ είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη;

β) Να γράψετε ποια επίδραση (αύξηση, μείωση, καμιά μεταβολή) θα έχουν οι παρακάτω μεταβολές στην απόδοση της παραπάνω αντίδρασης:

- i) αν σε όμοιο δοχείο εισάγουμε την ίδια ποσότητα αμμωνίας αλλά η αντίδραση πραγματοποιείται σε υψηλότερη θερμοκρασία.
- ii) σε δοχείο μισού όγκου σε σχέση με το αρχικό εισάγουμε ίση ποσότητα αμμωνίας και η αντίδραση πραγματοποιείται στην ίδια θερμοκρασία με την αρχική.



2.2.

α)

i) Το α αντιστοιχεί στην ενέργεια ενεργοποίησης (E_a) και το β στη μεταβολή της ενθαλπίας (ΔH) της προς τα δεξιά αντίδρασης.

ii) Η αντίδραση $2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$ είναι ενδόθερμη γιατί από το διάγραμμα φαίνεται ότι η ενθαλπία προϊόντων είναι μεγαλύτερη από την ενθαλπία αντιδρώντων.

β)

i) Η αντίδραση είναι ενδόθερμη. Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η αύξηση της θερμοκρασίας οδηγεί την αντίδραση προς την ενδόθερμη πλευρά, άρα οδηγεί τη

συγκεκριμένη αντίδραση προς τα δεξιά. Επομένως η απόδοση της αντίδρασης θα αυξηθεί.

ii) Αφού η θερμοκρασία είναι σταθερή, η σταθερά ισορροπίας δεν μεταβάλλεται. Αν στην αρχική ισορροπία τα mol που υπάρχουν στο δοχείο όγκου V είναι: n_1 για την NH_3 , n_2 για το N_2 και n_3 για το H_2 η K_c είναι:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{\frac{n_2}{V} \cdot \left(\frac{n_3}{V}\right)^3}{\left(\frac{n_1}{V}\right)^2}$$

Στο δοχείο μισού όγκου με τις παραπάνω ποσότητες των αερίων το πηλίκο αντίδρασης Q_c , έχει τιμή

$$Q_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{\frac{n_2}{\frac{V}{2}} \cdot \left(\frac{n_3}{\frac{V}{2}}\right)^3}{\left(\frac{n_1}{\frac{V}{2}}\right)^2} = 4 \cdot \frac{\frac{n_2}{V} \cdot \left(\frac{n_3}{V}\right)^3}{\left(\frac{n_1}{V}\right)^2} = 4 \cdot K_c.$$

Επειδή $Q_c > K_c$ η χημική ισορροπία οδηγείται προς τα αριστερά (μείωση των mol των προϊόντων και αύξηση των mol των αντιδρώντων) γεγονός που οδηγεί σε μικρότερη απόδοση.

2.2 Στο σχολικό εργαστήριο Φυσικών Επιστημών μια ομάδα μαθητών υλοποίησε ένα πείραμα χημικής κινητικής, κάνοντας χρήση της πειραματικής διάταξης που παρουσιάζεται στο διπλανό σχήμα. Πραγματοποίησε 3 πειράματα στα οποία κατέγραφε τον όγκο του παραγόμενου H_2 , σε τακτά χρονικά διαστήματα, χρησιμοποιώντας πάντα περίσσεια ταινίας μεταλλικού Mg σε διάλυμα HCl και τις παρακάτω συνθήκες:

1^ο Πείραμα: έλασμα Mg, 10 mL διαλύματος HCl 1 M, θερμοκρασία 20 °C.

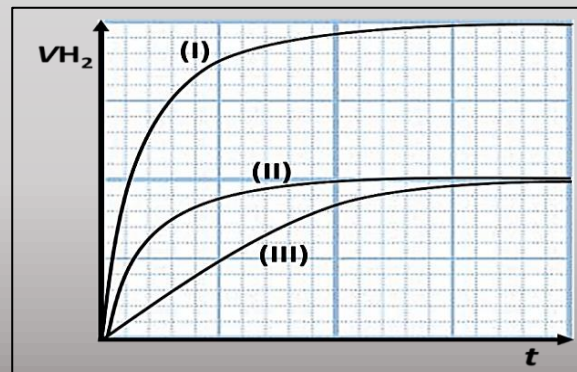
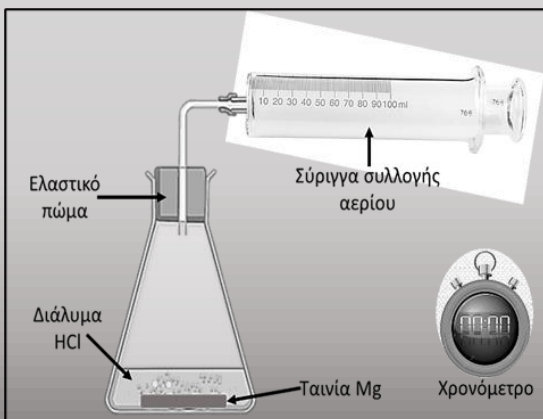
2^ο Πείραμα: έλασμα Mg, 5 mL διαλύματος HCl 2 M, θερμοκρασία 20 °C.

3^ο Πείραμα: ρινίσματα Mg, 8 mL διαλύματος HCl 2,5 M, θερμοκρασία 25 °C.

Με βάση τα πειράματα αυτά οι μαθητές κατέγραψαν τις παρατηρούμενες τιμές του παραγόμενου όγκου υδρογόνου και σχεδίασαν τις γραφικές παραστάσεις που φαίνονται στο διπλανό διάγραμμα.

α) Να αντιστοιχήσετε τα πειράματα 1, 2 και 3 με τις καμπύλες I, II και III.

β) Στα 3 πειράματα να διατάξετε κατά φθίνουσα σειρά την αρχική ταχύτητα της αντίδρασης (μονάδα 1) και τον όγκο του παραγόμενου H_2 μετρημένο σε STP συνθήκες .



2.2

α) 1^ο πείραμα – καμπύλη III

2^ο πείραμα – καμπύλη II

3^ο πείραμα – καμπύλη I

β) Για την αρχική ταχύτητα της αντίδρασης στα 3 πειράματα ισχύει ότι: $u_3 > u_2 > u_1$.

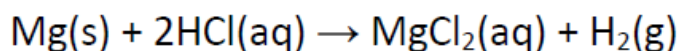
Την μεγαλύτερη ταχύτητα έχει η αντίδραση στο 3^ο πείραμα σε σχέση με το 2^ο και το 1^ο, διότι σε σχέση με τα άλλα δύο πειράματα:

- το στερεό αντιδρών είναι σε ρινίσματα, οπότε έχει μεγαλύτερη επιφάνεια επαφής σε σχέση με το έλασμα.
- η συγκέντρωση του διαλύματος HCl είναι μεγαλύτερη.

- η θερμοκρασία του διαλύματος είναι μεγαλύτερη.

Η ταχύτητα της αντίδρασης στο 2^ο πείραμα είναι μεγαλύτερη σε σχέση με την ταχύτητα της αντίδρασης στο 1^ο πείραμα, διότι ενώ το στερεό αντιδρών έχει την ίδια επιφάνεια επαφής και το διάλυμα HCl την ίδια θερμοκρασία, το διάλυμα HCl έχει μεγαλύτερη συγκέντρωση.

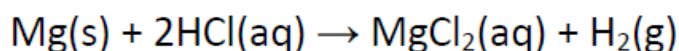
Στο 1^ο πείραμα: $n_{\text{HCl}} = c \cdot V = 1 \cdot 0,01 = 0,01 \text{ mol}$.



0,01 mol

0,005 mol

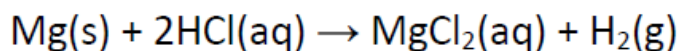
Στο 2^ο πείραμα: $n_{\text{HCl}} = c \cdot V = 2 \cdot 0,005 = 0,01 \text{ mol}$.



0,01 mol

0,005 mol

Στο 3^ο πείραμα: $n_{\text{HCl}} = c \cdot V = 2,5 \cdot 0,008 = 0,02 \text{ mol}$.



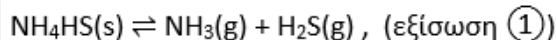
0,02 mol

0,01 mol

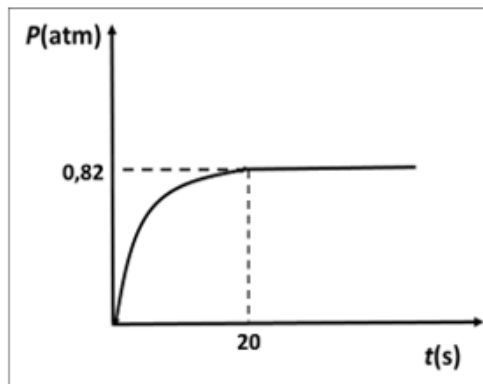
Παρατηρούμε ότι ισχύει: $n_{\text{H}_2(3)} = 2 \cdot n_{\text{H}_2(1)} = 2 \cdot n_{\text{H}_2(2)}$ επομένως θα ισχύει και η ίδια σχέση για τους αντίστοιχους όγκους. Δηλαδή: $V_{\text{H}_2(3)} = 2 \cdot V_{\text{H}_2(1)} = 2 \cdot V_{\text{H}_2(2)}$

Θέμα 4^ο

Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 10 L στους 227 °C, εισάγεται μια ποσότητα $\text{NH}_4\text{HS(s)}$ και αποκαθίσταται ισορροπία, η οποία περιγράφεται από τη χημική εξίσωση ①:



Στο διπλανό διάγραμμα παρουσιάζεται η ολική πίεση στο εσωτερικό του δοχείου ως συνάρτηση του χρόνου.



α) Να υπολογίσετε τις ποσότητες (σε mol) των αερίων μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας. (μονάδες 7)

β) Να υπολογίσετε τη σταθερά K_c της χημικής ισορροπίας ① στους 227 °C. (μονάδες 4)

γ) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα σχηματισμού του H_2S από την αρχή της αντίδρασης, μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας. (μονάδες 4)

δ) Από το αέριο μίγμα της παραπάνω ισορροπίας ①, απομονώνεται μια ποσότητα αέριας NH_3 και διοχετεύεται σε 100 mL υδατικού διαλύματος Δ1 το οποίο περιέχει HCl με συγκέντρωση 0,1 M και NH_4Cl με συγκέντρωση 0,7 M με αποτέλεσμα να σχηματιστεί το υδατικό διάλυμα Δ2 με $\text{pH} = 9$. Να υπολογίσετε πόσα mol αέριας NH_3 απομονώθηκαν από το αέριο μίγμα της χημικής ισορροπίας ①. (μονάδες 10)

Δίνονται:

- Η παγκόσμια σταθερά αερίων $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$
- Η σταθερά ιοντισμού του νερού στους 25 °C, $K_w = 10^{-14} \text{ M}^2$.
- Η σταθερά ιοντισμού της NH_3 στους 25 °C, $K_{b, \text{NH}_3} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.
- Το διάλυμα Δ2 έχει θερμοκρασία 25 °C.
- Τα δεδομένα του ερωτήματος δ) επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

Ερώτηση:

α) Έστω ότι εισάγονται στο δοχείο $n \text{ mol NH}_4\text{HS(s)}$.

mol	$\text{NH}_4\text{HS(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{(g)} + \text{H}_2\text{S(g)}$	
Αρχικά	n	
Αντιδρούν	x	
Παράγονται	x	x
Ισορροπία	(n-x)	x

Από τη γραφική παράσταση της ολικής πίεσης στο εσωτερικό του δοχείου ως συνάρτηση του χρόνου διαπιστώνουμε ότι η ολική πίεση του αερίου μίγματος μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας είναι ίση με 0,82 atm.

$$P_{\text{ολική}} \cdot V = n_{\text{ολικά (g)}} \cdot R \cdot T \Rightarrow n_{\text{ολικά (g)}} = \frac{P_{\text{ολική}} \cdot V}{R \cdot T} \Rightarrow x \text{ mol} + x \text{ mol} = \frac{0,82 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ K}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 2x \text{ mol} = 0,2 \text{ mol} \Rightarrow x = 0,1.$$

Επομένως μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας περιέχονται στο δοχείο 0,1 mol $\text{NH}_3\text{(g)}$ και 0,1 mol $\text{H}_2\text{S(g)}$.

β) Η σταθερά ισορροπίας της αντίδρασης ① υπολογίζεται από τη σχέση:

$$K_c = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{S}] = \left(\frac{n_{\text{NH}_3}}{V} \right) \cdot \left(\frac{n_{\text{H}_2\text{S}}}{V} \right) = \left(\frac{0,1}{10} \text{ M} \right) \cdot \left(\frac{0,1}{10} \text{ M} \right) = 10^{-4} \text{ M}^2.$$

Επομένως η σταθερά της χημικής ισορροπίας ① στους 227 °C είναι ίση με 10^{-4} M^2 .

γ) Από τη γραφική παράσταση της ολικής πίεσης στο εσωτερικό του δοχείου ως συνάρτηση του χρόνου διαπιστώνουμε ότι η ισορροπία αποκαθίσταται μετά από χρόνο 20 s.

Η μέση ταχύτητα σχηματισμού του H_2S υπολογίζεται από τη σχέση:

$$v_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{\Delta[\text{H}_2\text{S}]}{\Delta t} = \frac{\frac{n_{\text{H}_2\text{S}}}{V}}{\Delta t} = \frac{\frac{0,1}{10} \text{ M}}{20 \text{ s}} = \frac{0,01}{20} \frac{\text{M}}{\text{s}} = 5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{M}}{\text{s}}.$$

Επομένως η μέση ταχύτητα σχηματισμού του H_2S από την αρχή της αντίδρασης μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας ①, είναι ίση με $5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{M}}{\text{s}}$.

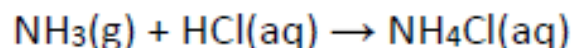
ε) Έστω ότι από την ισορροπία ① απομονώνονται γ mol αέριας NH_3 , τα οποία και διοχετεύονται στο υδατικό διάλυμα Δ1 όπου περιέχονται:

$$n_{\text{HCl}} = c \cdot V = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol.}$$

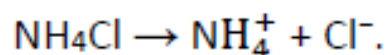
$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = c \cdot V = 0,7 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,07 \text{ mol.}$$

Απάντηση (συνέχεια):

Η NH_3 αντιδρά με το HCl σύμφωνα με την χημική εξίσωση ②:



Αν η NH_3 αντιδρούσε στοιχειομετρικά με το HCl τότε θα υπήρχε στο δοχείο μόνο το άλας NH_4Cl η διάσταση του οποίου περιγράφεται με την χημική εξίσωση:



Το ιόν Cl^- επειδή είναι συζυγής βάση του HCl , που είναι ισχυρότατο οξύ, δεν αντιδρά με το H_2O . Το άλλο ιόν, δηλαδή το NH_4^+ , είναι συζυγές οξύ της NH_3 και αντιδρά με το H_2O σύμφωνα με την χημική εξίσωση: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$.

Επειδή παράγονται ιόντα H_3O^+ στο διάλυμα Δ2 που προκύπτει θα έπρεπε να ισχύει ότι: $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$. Δηλαδή θα έπρεπε να προκύψει όξινο διάλυμα. Όμως αυτό δεν μπορεί να συμβεί καθώς από την εκφώνηση γνωρίζουμε ότι το διάλυμα Δ2 που προκύπτει έχει $\text{pH} = 9$ δηλαδή είναι βασικό. Επομένως συμπεραίνουμε ότι από την αντίδραση ② θα πρέπει να περισσεύει η βάση NH_3 .

mol	$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$		
Αρχικά	y	0,01	0,07
Αντιδρούν	0,01	0,01	
Παράγονται			0,01
Τελικά	$(y - 0,01)$	---	0,08

Το διάλυμα Δ2 χαρακτηρίζεται ως ρυθμιστικό, καθώς σε αυτό περιέχεται η ασθενής βάση NH_3 και το συζυγές οξύ NH_4^+ , που προκύπτει από την πλήρη διάσπαση του άλατος NH_4Cl . Στο ρυθμιστικό διάλυμα Δ2 σύμφωνα με την εξίσωση των Henderson και Hasselbalch ισχύει ότι:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_{\text{a}(\text{NH}_4^+)} \cdot \frac{[\text{οξύοξ}] }{[\text{βάσης}]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_{\text{w}}}{K_{\text{b}}(\text{NH}_3)} \cdot \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 10^{-9} \text{ M} = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{2 \cdot 10^{-5} \text{ M}} \cdot \frac{\frac{0,08}{V} \text{ M}}{\frac{y-0,01}{V} \text{ M}} \Rightarrow 10^{-9} \text{ M} = \frac{10^{-9} \text{ M}}{2} \cdot \frac{0,08 \text{ M}}{(y-0,01) \text{ M}} \Rightarrow 2 = \frac{0,08}{y-0,01} \Rightarrow 2 \cdot y - 0,02 =$$

$$0,08 \Rightarrow 2 \cdot y = 0,1 \Rightarrow y = 0,05.$$

Επομένως πρέπει να απομονωθούν 0,05 mol αέριας NH_3 από την ισορροπία ① και να διοχετευθούν στο διάλυμα Δ1 ώστε να προκύψει διάλυμα Δ2 με $\text{pH} = 9$.

Ερώτηση:

Χημική Κινητική

Ερώτηση:

Χημική Κινητική

IUPAC Periodic Table of the Elements

												13						14	15	16	17	18							
1 H hydrogen 1.008 [1.0078, 1.0082]																		2 He helium 4.0026											
3 Li lithium 6.94 [6.938, 6.957]												4 Be beryllium 9.0122												5 B boron 10.81 [10.806, 10.821]	6 C carbon 12.011 [12.009, 12.012]	7 N nitrogen 14.007 [14.006, 14.008]	8 O oxygen 15.999 [15.999, 16.000]	9 F fluorine 18.998	10 Ne neon 20.180
11 Na sodium 22.990												12 Mg magnesium 24.305 [24.304, 24.307]												13 Al aluminium 26.982	14 Si silicon 28.085 [28.084, 28.086]	15 P phosphorus 30.974	16 S sulfur 32.06 [32.059, 32.076]	17 Cl chlorine 35.45 [35.446, 35.457]	18 Ar argon 39.95 [39.792, 39.963]
												3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
19 K potassium 39.098												20 Ca calcium 40.078(4)	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titanium 47.867	23 V vanadium 50.942	24 Cr chromium 51.996	25 Mn manganese 54.938	26 Fe iron 55.845(2)	27 Co cobalt 58.933	28 Ni nickel 58.693	29 Cu copper 63.546(3)	30 Zn zinc 65.38(2)	31 Ga gallium 69.723	32 Ge germanium 72.630(8)	33 As arsenic 74.922	34 Se selenium 78.971(8)	35 Br bromine 79.904 [79.901, 79.907]	36 Kr krypton 83.798(2)	
37 Rb rubidium 85.468												38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906	40 Zr zirconium 91.224(2)	41 Nb niobium 92.906	42 Mo molybdenum 95.95	43 Tc technetium 98.906(2)	44 Ru ruthenium 101.07(2)	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.42	47 Ag silver 107.87	48 Cd cadmium 112.41	49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimony 121.76	52 Te tellurium 127.60(3)	53 I iodine 126.90	54 Xe xenon 131.29	
55 Cs caesium 132.91												56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.84	75 Re rhenium 186.21	76 Os osmium 190.23(3)	77 Ir iridium 192.22	78 Pt platinum 195.08	79 Au gold 196.97	80 Hg mercury 200.59	81 Tl thallium 204.38 [204.38, 204.39]	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 208.98	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon	
87 Fr francium												88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganesson	

Key:
atomic number
Symbol
name
conventional atomic weight
standard atomic weight



INTERNATIONAL UNION OF
PURE AND APPLIED CHEMISTRY

57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.36(2)	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25(3)	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97
89 Ac actinium	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 1 December 2018.
Copyright © 2018 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.



United Nations
Educational, Scientific and
Cultural Organization



International Year
of the Periodic Table
of Chemical Elements



Ευχαριστώ για την προσοχή σας

Ιωάννης Καρτσωνάκης