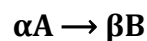


ΣΗΜΕΙΩΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ – ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

Σύμφωνα με τη Θεωρία των συγκρούσεων, για να αντιδράσουν δυο μόρια πρέπει να συγκρουστούν με κατάλληλη ταχύτητα και προσανατολισμό. Για να είναι αποτελεσματική η σύγκρουση τα μόρια θα πρέπει να έχουν μια ελάχιστη τιμή ενέργειας που ονομάζεται ενέργεια ενεργοποίησης.

Σύμφωνα με τη Θεωρία της μεταβατικής κατάστασης, για να πραγματοποιηθεί μια αντίδραση θα πρέπει από τη σύγκρουση των αντιδρώντων να σχηματιστεί ένα ενδιάμεσο προϊόν, το ενεργοποιημένο σύμπλοκο, το οποίο έχει ενέργεια ίση με την ενέργεια ενεργοποίησης.

Έστω η χημική αντίδραση:



Ρυθμός κατανάλωσης του A είναι το πηλίκο $u_A = -\Delta[A]/\Delta t$ (ο ρυθμός έχει πάντα θετική τιμή)

Ρυθμός παραγωγής του B είναι το πηλίκο $u_B = \Delta[B]/\Delta t$

Μέση Ταχύτητα της αντίδρασης είναι το πηλίκο: $u = -\frac{1}{\alpha} \Delta[A]/\Delta t = \frac{1}{\beta} \Delta[B]/\Delta t$

Στιγμιαία Ταχύτητα της αντίδρασης είναι το πηλίκο: $u = -\frac{1}{\alpha} d[A]/dt = \frac{1}{\beta} d[B]/dt$

ΠΡΟΣΟΧΗ! Τα υγρά και τα στερεά έχουν σταθερή συγκέντρωση και κατά συνέπεια δεν μπορούν να χρησιμοποιηθούν για τον υπολογισμό της ταχύτητας της αντίδρασης.

Νόμος της ταχύτητας

Για την απλή αντίδραση $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma \Gamma$ η στιγμιαία ταχύτητα μπορεί να βρεθεί οποιαδήποτε στιγμή από την εξίσωση $u = k [A]^\alpha [B]^\beta$. Η σταθερά k είναι χαρακτηριστική της αντίδρασης και εξαρτάται από τη θερμοκρασία και τη φύση των αντιδρώντων. Αν οι πειραματικές μετρήσεις δεν συμφωνούν με τον προβλεπόμενο νόμο της ταχύτητας, τότε αυτό σημαίνει ότι η αντίδραση δεν είναι απλή, αλλά πραγματοποιείται σε περισσότερα από ένα στάδια. Σε αυτή την περίπτωση η ταχύτητα καθορίζεται από το πιο αργό στάδιο της αντίδρασης.

Παράγοντες που καθορίζουν την ταχύτητα της αντίδρασης

Συγκέντρωση: Όπως φαίνεται κι από το νόμο της ταχύτητας, μεγαλύτερη συγκέντρωση αντιδρώντων σημαίνει μεγαλύτερη ταχύτητα. Συνέπεια αυτού είναι ότι η μεγαλύτερη ταχύτητα παρατηρείται στην αρχή της αντίδρασης καθώς στη συνέχεια οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων μειώνονται (εξαίρεση αποτελούν οι περιπτώσεις που έχουμε αυτοκατάλυση).

Πίεση: Όταν στα αντιδρώντα υπάρχουν αέρια, αύξηση της πίεσης με μείωση του όγκου (άρα αύξηση της συγκέντρωσης) συνεπάγεται αύξηση της ταχύτητας.

Επιφάνεια στερεών: Όταν στα αντιδρώντα υπάρχουν στερεά, αύξηση της επιφάνειας τους οδηγεί σε αύξηση της ταχύτητας. Όσο μικρότερα κομμάτια είναι το στερεό τόσο πιο γρήγορα αντιδρά.

Θερμοκρασία: Η θερμοκρασία αποτελεί μέτρο της μέσης κινητικής ενέργειας των μορίων. Όσο μεγαλύτερη είναι η θερμοκρασία, τόσο περισσότερα μόρια έχουν ενέργεια ίση ή μεγαλύτερη της ενέργειας ενεργοποίησης οπότε μπορούν να δώσουν αποτελεσματικές συγκρούσεις. Κατά συνέπεια αύξηση της ταχύτητας οδηγεί πάντα σε αύξηση της ταχύτητας (εξαίρεση αποτελούν οι ενζυμικά καταλυόμενες αντιδράσεις) και μείωση της θερμοκρασίας συνεπάγεται μείωση της ταχύτητας (ανεξαιρέτως).

Αντινοβολίες: Η υπεριώδης ακτινοβολία μπορεί να σπάσει χημικούς δεσμούς, με αποτέλεσμα να διευκολύνει την αντίδραση, οπότε η ταχύτητα αυξάνεται.

Καταλύτες: Ουσίες που συμμετέχουν στην αντίδραση χωρίς να καταναλώνονται όμως. Προσφέρουν ένα εναλλακτικό ταχύτερο τρόπο για να πραγματοποιηθεί η αντίδραση. Πρακτικά μειώνουν την απαιτούμενη ενέργεια ενεργοποίησης. Διακρίνονται οι περιπτώσεις της ομογενούς κατάλυσης (καταλύτης και αντιδρώντα στην ίδια φάση), ετερογενούς κατάλυσης (καταλύτης και αντιδρώντα σε παραπάνω από μια φάση) και της αυτοκατάλυσης (κάποιο από τα προϊόντα της αντίδρασης λειτουργεί σαν καταλύτης της). Δεν υπάρχουν αρνητικοί καταλύτες, ο καταλύτης πάντα αυξάνει την ενέργεια της αντίδρασης.

Ένζυμα: Πρωτεΐνες που λειτουργούν ως καταλύτες στους ζωντανούς οργανισμούς (βιολογικοί καταλύτες). Σε σχέση με τους ανόργανους καταλύτες τα ένζυμα είναι πολύ πιο πολύπλοκα και βαριά μόρια, με μεγάλη εξειδίκευση ως προς την αντίδραση που καταλύουν και τις ουσίες που αντιδρούν αλλά και πολύ πιο αποτελεσματικοί. Όπως όλες οι πρωτεΐνες έτσι και τα ένζυμα είναι πολύ ευαίσθητα στις μεταβολές της θερμοκρασίας και του pH, λειτουργούν ιδανικά σε συγκεκριμένες τιμές και η λειτουργικότητα τους μειώνεται ή μηδενίζεται όσο απομακρυνόμαστε από αυτές τις τιμές.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Σε κλειστό δοχείο $V=10\text{L}$ πραγματοποιείται η αντίδραση: $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$, όπου τα αντιδρώντα έχουν τοποθετηθεί με στοιχειομετρική αναλογία.

Στον παρακάτω πίνακα φαίνεται η μεταβολή των mol του N_2 ως προς το χρόνο:

t (min)	0	1	2	3	4
n_{N_2} (mol)	6	2	1,2	0,8	0,6

- Να υπολογιστεί ο μέσος ρυθμός κατανάλωσης του H_2 μέχρι τα 3 λεπτά.
- Να υπολογιστεί ο μέσος ρυθμός κατανάλωσης του N_2 κατά τη διάρκεια του 2^{ου} λεπτού.
- Να υπολογιστεί ο μέσος ρυθμός παραγωγής της NH_3 μέχρι τα 4 λεπτά.
- Να υπολογιστεί η μέση ταχύτητα της αντίδρασης κατά τη διάρκεια του 1^{ου} λεπτού.
- Να σχεδιαστούν τα ποιοτικά διαγράμματα C/t για κάθε μια από τις ουσίες της αντίδρασης.

2. Δίνεται η αντίδραση που περιγράφεται από την χημική εξίσωση: $\text{A}_{(\text{g})} + 3\text{B}_{(\text{g})} \rightarrow \text{Γ}_{(\text{g})}$

Στον παρακάτω πίνακα παρουσιάζονται οι μετρήσεις ταχύτητας της αντίδρασης σε διαφορετικές συγκεντρώσεις:

C_A	C_B	U		C_A	C_B	U
2	1	6,2 M/s		2	2	24,8 M/s
4	1	12,4 M/s		2	3	55,8 M/s
8	1	24,8 M/s		2	4	99,2 M/s

- Η παραπάνω αντίδραση είναι απλή ή σύνθετη; Ποια είναι η τάξη της αντίδρασης;
- Να υπολογιστεί η k της αντίδρασης.
- Να βρεθεί ο στιγμιαίος ρυθμός κατανάλωσης του B όταν οι συγκεντρώσεις των A και B είναι 1M.
- Να βρεθεί ο στιγμιαίος ρυθμός παραγωγής του Γ όταν οι συγκεντρώσεις των A και B είναι 0,1M.

3. Δίνεται η απλή αντίδραση $A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow \Gamma_{(g)}$, η οποία πραγματοποιείται σε δοχείο όγκου 4,1 L και σταθερή θερμοκρασία 500K. Στην αρχή της αντίδρασης τα προϊόντα εισήχθησαν σε στοιχειομετρική αναλογία και η αρχική πίεση στο δοχείο ήταν 16,4 Atm. Η k της αντίδρασης είναι $2M^{-1}s^{-1}$ στους 500K.

α. Να υπολογίσετε την ταχύτητα της αντίδρασης όταν η πίεση θα είναι 12,3Atm.

β. Να υπολογίσετε την ταχύτητα της αντίδρασης όταν θα έχουν παραχθεί 0,05 mol Γ.

4. Σε ανοιχτό δοχείο πραγματοποιείται η απλή αντίδραση: $2KClO_{3(aq)} \xrightarrow{MnO_2} 2KCl_{(aq)} + 3O_{2(g)} \uparrow$
 Η αρχική μάζα του $KClO_3$ ήταν 490g. Η συνολική μάζα του διαλύματος αρχικά είναι 2500g, ο όγκος 2L και κατά τη διάρκεια της αντίδρασης το οξυγόνο που παράγεται απομακρύνεται από το διάλυμα χωρίς μεταβολή του όγκου. Στον παρακάτω πίνακα φαίνεται η μεταβολή της μάζας του διαλύματος ως προς το χρόνο. Η θερμοκρασία παραμένει σταθερή καθ'όλη τη διάρκεια της αντίδρασης.

t (s)	0	5	10	15	20
m _{δ/τος} (g)	2500	2356	2332	2320	2316

α. Να συμπληρώσετε τον παρακάτω πίνακα:

t (s)	0	5	10	15	20
n _{KClO₃} (mol)					
C _{KClO₃} (M)					
n _{KCl} (mol)					
C _{KCl} (M)					
n _{O₂} (mol)					

β. Να υπολογίσετε το μέσο ρυθμό κατανάλωσης του $KClO_3$ στα πρώτα 5s.

γ. Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης στα πρώτα 10s.

Δ. Να βρείτε την τάξη της αντίδρασης και τις μονάδες της k.

δ. Να υπολογίσετε την k της αντίδρασης αν η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης ήταν 18M/s.

ε. Να υπολογίσετε την ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή 10s.

στ. Να κάνετε τα ποιοτικά διάγραμμα u/t και C_{KCl}/t της παραπάνω αντίδρασης. Στους ίδιους άξονες να κάνετε τα αντίστοιχα διαγράμματα της αντίδρασης απουσία του MnO_2 .

Δίνονται τα A_r: O=16, Cl = 35,5, K = 39.