

# 3<sup>ο</sup> ΚΕΦΑΛΑΙΟ

## για ασκήσεις

## ΧΗΜΙΚΗΣ ΚΙΝΗΤΙΚΗΣ

**A** Πληροφορίες από το "πίνακίδι" σε mol ή M:

Αν γνωρίζω τα αρχικά mol (ή τις αρχικές  $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ ) και τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης:

- ① Μπορώ να βρώ:
- ποιο αντιδρών καταναλώνεται πλήρως (τέλεια  $C = 0 \text{ M}$ )
  - ποιο αντιδρών βρίσκεται σε περίεξια (τέλεια  $C \neq 0 \text{ M}$ )
  - τη ύσταση του μίγματος στο δοχείο τη στιγμή  $t$ .

π.χ. Σε δοχείο όγκου 1L αναμιγνύονται (εισάγονται) 0,2 mol A και 0,3 mol B που αντιδρούν σύμφωνα με:

$$A_{(g)} + 2 B_{(g)} \rightarrow \Gamma_{(g)} + 3 \Delta_{(g)}$$

|             |           |               |               |                |                    |       |
|-------------|-----------|---------------|---------------|----------------|--------------------|-------|
|             | $A_{(g)}$ | $+ 2 B_{(g)}$ | $\rightarrow$ | $\Gamma_{(g)}$ | $+ 3 \Delta_{(g)}$ |       |
| Αρχικά:     | 0,2       | 0,3           |               | -              | -                  |       |
| Αντιδρούν:  | x         | 2x            |               | -              | -                  |       |
| Παράγονται: | -         | -             |               | x              | 3x                 |       |
| Τέλεια:     | $0,2 - x$ | $0,3 - 2x$    |               | x              | 3x                 | (mol) |

Έλεγχος περίεξιας:

$$A: \frac{0,2}{1} > B: \frac{0,3}{2}$$

Άρα το A είναι σε περίεξια, ενώ το B καταναλώνεται πλήρως.

Στο τέλος της αντίδρασης ( $t_v$ ):  $n_B = 0 =$

$$\Rightarrow 0,3 - 2x = 0 \Rightarrow 2x = 0,3 \Rightarrow \boxed{x = 0,15 \text{ mol}}$$

Άρα στο τέλος της αντίδρασης στο δοχείο περιέχονται:

$$0,2 - x = 0,2 - 0,15 = 0,05 \text{ mol A}$$

$$0 \text{ mol B}$$

$$x = 0,15 \text{ mol } \Gamma$$

$$3x = 3 \cdot 0,15 = 0,45 \text{ mol } \Delta$$

Σύσταση  
τελειού  
μείγματος

② Μπορώ να σχεδιάσω τις καμπύλες αντίδρασης για κάθε ουσία της αντίδρασης (εκτός από τα στερεά).

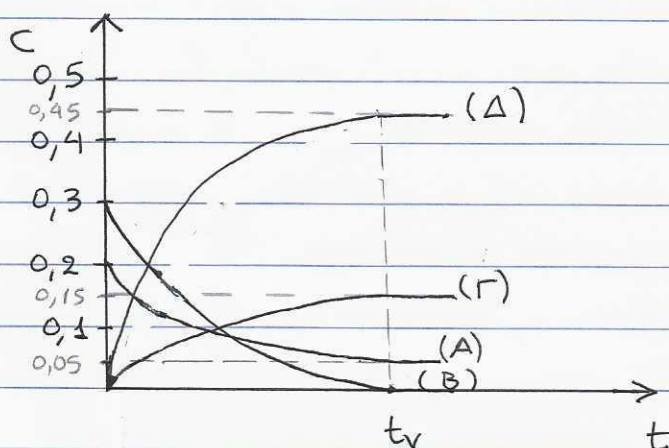


Αρχ: 0,2M 0,3M 0 0

Τελ: 0,05M 0M 0,15M 0,45M

Για κάθε ουσία  
βρίσκω Molarity:

$$C = \frac{n}{V}$$



③ Μπορώ να υπολογίσω τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης ή το ρυθμό κατανάλωσης κάθε αντιδρώντος και το ρυθμό παραγωγής κάθε προϊόντος για διάστημα  $\Delta t$ .

π.χ.  $v_A = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{-(0,05 - 0,2)}{\Delta t} = \frac{0,15}{\Delta t}$   
 $\Delta t \rightarrow t_{\text{τελ}} - t_{\text{αρχ}}$

$$v_B = \frac{-\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{-(0 - 0,3)}{\Delta t} = \frac{0,3}{\Delta t}$$

$$v_{\Gamma} = \frac{\Delta[\Gamma]}{\Delta t} = \frac{0,15}{\Delta t}, \quad v_{\Delta} = \frac{\Delta[\Delta]}{\Delta t} = \frac{0,45}{\Delta t}$$



- (\*) Οι ταχύτητες παραγωγής ή καταναλώσεως σχετίζονται μέσω των συντελεστών:
- $$v_B = 2 v_A$$
- $$v_\Gamma = v_A$$
- $$v_\Delta = 3 \cdot v_A$$

$$\bar{v}_{αντιδρασης} = v_A = \frac{v_B}{2} = v_\Gamma = \frac{v_\Delta}{3} \Rightarrow \bar{v}_{αντ} = \frac{0,15}{\Delta t}$$

- (\*) Η χρονική στιγμή  $t$  (στα τελικά στο "πινακίδι") μπορεί να αναφέρεται και πριν την ολοκλήρωση της αντίδρασης. Άραει να δίνεται κάποιο δεδομένο για να υπολογίσουμε το  $x$ .

π.χ. "Δίνεται ότι τη χρονική στιγμή  $t$  στο δοχείο περιέχονται συνολικά  $0,6 \text{ mol}$  αερίων"

Οπότε:

$$0,2 - x + 0,3 - 2x + x + 3x = 0,6 \Rightarrow 0,5 + x = 0,6$$

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

- (\*) Στις σειρές "Αντιδρούν / Παράχονται" εμφανίζεται η μεταβολή συχνέντρωσης  $\Delta C$  για κάθε ουσία.

π.χ.  $\Delta [A] = -x$

$\Delta [\Gamma] = x$

$\Delta [B] = -2x$

$\Delta [\Delta] = 3x$

- (4) Μπορώ να υπολογίσω τη μεταβολή της πίεσης που αδειείται στο δοχείο κατά το διάστημα  $\Delta t$  (εφόσον στην αντίδραση συμμετέχουν αέρια).

π.χ. ( $V = \text{σταθερός}$ ,  $T = \text{σταθερή}$ )

$$P_{αρχ} \cdot V = n_{αρχ.αερίων} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{αρχ} \cdot V = (0,2 + 0,3) \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{P_{αρχ} \cdot V = 0,5 \cdot R \cdot T} \quad (1)$$

$$P_{τελ} \cdot V = n_{τελ.αερίων} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{τελ} \cdot V = (0,05 + 0,15 + 0,45) \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{P_{τελ} \cdot V = 0,65 \cdot R \cdot T} \quad (2)$$

- Για να βρω το λόγο των πιέσεων διαιρώ κατά μέλη:

$$\frac{(1)}{(2)} : \frac{P_{\text{αρχ}} \cdot \sqrt{V}}{P_{\text{τελ}} \cdot \sqrt{V}} = \frac{0,5 \cdot R \cdot T}{0,65 \cdot R \cdot T} \Rightarrow \frac{P_{\text{αρχ}}}{P_{\text{τελ}}} = \frac{0,5}{0,65} \Rightarrow \boxed{P_{\text{τελ}} = 1,3 \cdot P_{\text{αρχ}}}$$

- Για να βρω το % ποσοστό μεταβολής της πίεσης :

$$\frac{P_{\text{τελ}} - P_{\text{αρχ}}}{P_{\text{αρχ}}} \cdot 100\% = \frac{1,3 \cdot P_{\text{αρχ}} - P_{\text{αρχ}}}{P_{\text{αρχ}}} \cdot 100\% =$$

$$= \frac{0,3 \cdot P_{\text{αρχ}}}{P_{\text{αρχ}}} \cdot 100\% = 30\%$$

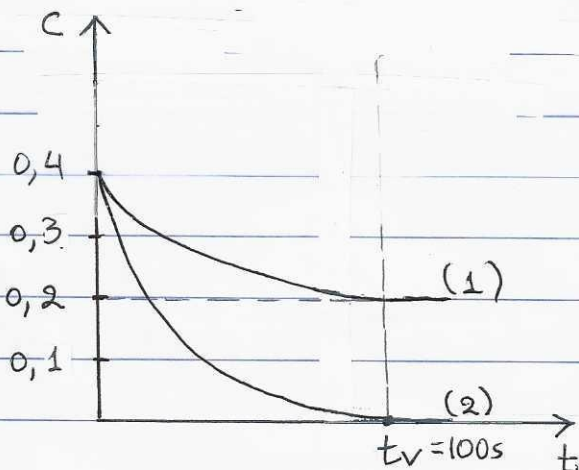
αύξηση πίεσης  
κατά 30%

### **B** Πληροφορίες από τις καμπύλες αντίδρασης (διαγράμματα C-t).

Αν δίνονται (έστω δύο) καμπύλες αντίδρασης και η χημική εξίσωση της αντίδρασης τότε:

① Μπορώ να αντιστοιχίσω κάθε καμπύλη σε κάθε μία από τις ουσίες της αντίδρασης, μέσω της αναλογίας των  $\Delta C$  του διαγράμματος και των συντελεστών στη χημική εξίσωση

π.χ. Για την αντίδραση:  $2A(g) + B(g) \rightarrow \Gamma(g) + 3\Delta(g)$   
δίνονται οι ακόλουθες καμπύλες αντίδρασης:



Από το διάγραμμα:

$$\frac{|\Delta C_1|}{|\Delta C_2|} = \frac{|0,2 - 0,4|}{|0 - 0,4|} = \frac{+0,2}{+0,4} = \frac{1}{2}$$

Απ' τη χημική εξίσωση (συντελεστές):

$$\frac{\text{Συντελεστής A}}{\text{Συντελεστής B}} = \frac{2}{1} \left( = \frac{\Delta C_A}{\Delta C_B} \right)$$

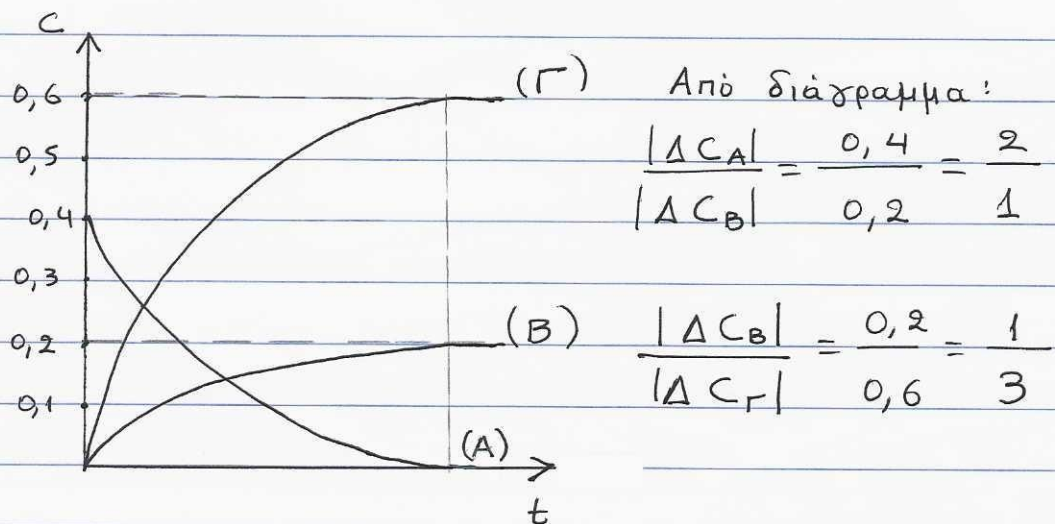


Αρα η καμπύλη (1)  $\rightarrow B$

και η καμπύλη (2)  $\rightarrow A$ .

❋ Κι αντίστροφα μπορώ να βρώ τους συντελεστές (ή την αναλογία τους) σε μια χημική εξίσωση, αν σε κάθε καμπύλη αντίδρασης που δίνεται αναφέρεται η ουσία στην οποία αντιστοιχεί.

π.χ. Για την αντίδραση:  $\alpha A_{(g)} \rightarrow \beta B_{(g)} + \gamma \Gamma_{(g)}$   
δίνονται οι ακόλουθες καμπύλες αντίδρασης:



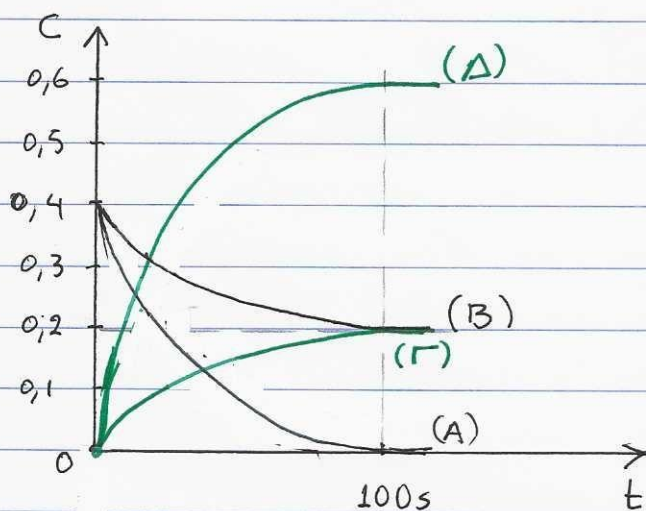
Από τη χημική εξίσωση:  $\frac{\text{Συντελεστής } A}{\text{Συντελεστής } B} = \frac{\alpha}{\beta} \Rightarrow \frac{\alpha}{\beta} = \frac{2}{1}$

$\frac{\text{Συντελεστής } B}{\text{Συντελεστής } \Gamma} = \frac{\beta}{\gamma} \Rightarrow \frac{\beta}{\gamma} = \frac{1}{3}$

Άρα οι ελάχιστες αμέριστε τιμές των συντελεστών είναι:  $\beta=1$ ,  $\alpha=2$ ,  $\gamma=3$ .

② Μπορώ να σχεδιάσω τις καμπύλες  $C-t$  των υπόλοιπων ουσιών της αντίδρασης.  
(χρησιμοποιώ το "πινακάκι" για βοήθεια)

π.χ.  $2A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow \Gamma_{(g)} + 3\Delta_{(g)}$  (Δίνονται οι μαύρες καμπύλες):



Αρχ: 0,4 0,4

A/η:  $-2x$   $-x$   $x$   $3x$

τελ: 0,4-2x 0,4-x x 3x (M)  
(100s)

Από καμπύλη του A:

$$0,4 - 2x = 0 \Rightarrow \boxed{x = 0,2 M}$$

(ή Από καμπύλη του B:  
 $0,4 - x = 0,2 \Rightarrow x = 0,2 M$ )

Άρα  $[\Gamma]_{\text{τελ}} = 0,2 M$  ( $[\Gamma]_{\text{αρχ}} = 0$ ) } πράσινες  
και  $[\Delta]_{\text{τελ}} = 3 \cdot 0,2 = 0,6 M$  ( $[\Delta]_{\text{αρχ}} = 0$ ) } καμπύλες

③ Μπορώ να υπολογίσω τη μέση ταχύτητα αντίδρασης ή το ρυθμό κατανάλωσης κάθε αντιδρώντος και το ρυθμό παραγωγής κάθε προϊόντος για διάστημα  $\Delta t$  (που θα εμβρυνώνεται στο διάγραμμα με τις αντίστοιχες C)

π.χ.  $v_A = \frac{-\Delta C_A}{\Delta t} = \frac{-(-2x)}{100 s} = \frac{0,4 M}{100 s} = 4 \cdot 10^{-3} M/s$

$$v_B = \frac{-\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{-(-x)}{100 s} = \frac{0,2 M}{100 s} = 2 \cdot 10^{-3} M/s \quad \left( \text{ή } v_B = \frac{v_A}{2} \right)$$

$$v_\Gamma = \frac{\Delta C_\Gamma}{\Delta t} = \frac{x}{100 s} = \frac{0,2 M}{100 s} = 2 \cdot 10^{-3} M/s \quad \left( \text{ή } v_\Gamma = v_B \right)$$

$$v_\Delta = \frac{\Delta C_\Delta}{\Delta t} = \frac{3x}{100} = \frac{0,6}{100} = 6 \cdot 10^{-3} M/s \quad \left( \text{ή } v_\Delta = 3v_B \right)$$

$$\bar{v}_{\text{αντίδρασης}} = v_B = \frac{v_A}{2} = v_\Gamma = \frac{v_\Delta}{3} \Rightarrow v_{\text{αντίδρασης}} = 2 \cdot 10^{-3} M/s$$

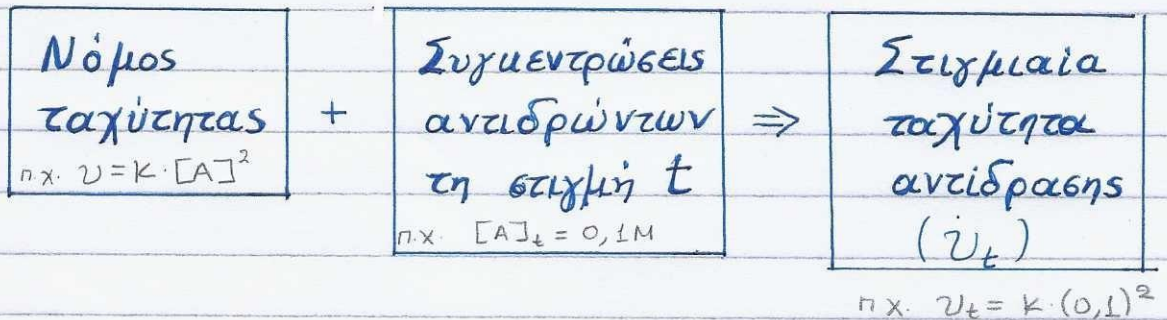


④ Μπορώ να υπολογίσω τη **στιχμιαία ταχύτητα** της αντίδρασης (ή το ρυθμό κατανάλωσης / παραγωγής) για δεδομένη χρονική στιγμή  **$t$** , υπολογίζοντας την **Εφω** (υλίση της καμπύλης στο σημείο που αντιστοιχεί στη χρονική στιγμή  **$t$** ).

π.χ. βλέπε παράδειγμα θεωρίας σελ. 11 σημειώσεων.

## Γ Στιχμιαία ταχύτητα ή Νόμος ταχύτητας

Αν γνωρίζουμε το νόμο της ταχύτητας μιας αντίδρασης και υπολογίσουμε τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων για δεδομένη χρονική στιγμή (αρχικές, τελικές ή οποιαδήποτε στιγμή  $t$ ), τότε βρίσκουμε τη στιχμιαία ταχύτητα για τη χρονική στιγμή που δίνεται.



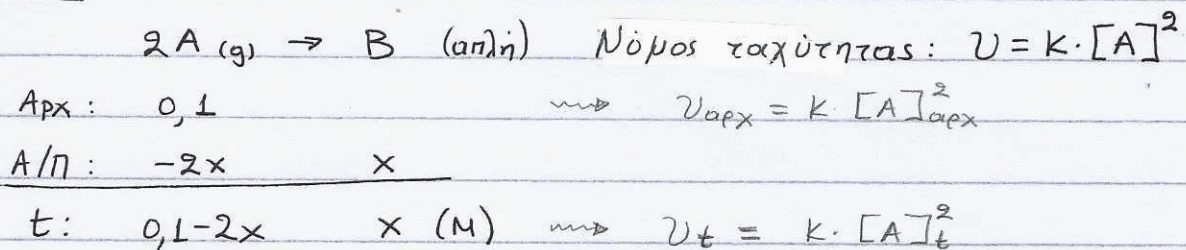
π.χ. Έστω η απλή αντίδραση:  $2 A_{(g)} \rightarrow B_{(g)}$

Αν σε δοχείο όγκου 1L εισάγουμε 0,1 mol A και τη χρονική στιγμή  $t$  έχουν παραχθεί 0,01 mol B ενώ η ταχύτητα  $v_t = 10^{-3} M/s$ , να υπολογίσετε: α) τη σταθερά ταχύτητας ( $k$ )

β) την αρχική ταχύτητα της αντίδρασης

γ) το ρυθμό μεταβολής της  $[A]$  στην έναρξη της αντίδρασης.

Λύση:



α) Τη στιγμή  $t$ : για το B:  $x = \frac{0,01 \text{ mol}}{1 L} \Rightarrow x = 10^{-2} M$

$$\begin{aligned}
 v_t &= k \cdot [A]^2 \Rightarrow 10^{-3} M/s = k \cdot (0,1-2x)^2 M^2 \\
 &\Rightarrow 10^{-3} M/s = k \cdot (0,08)^2 M^2 \\
 \Rightarrow k &= \frac{10^{-3} M/s}{64 \cdot 10^{-4} M^2} \Rightarrow k = \frac{10}{64} M^{-1} \cdot s^{-1}
 \end{aligned}$$



β) Αρχικά:  $v_{\text{αρχ}} = k \cdot [A]^2 \Rightarrow v_{\text{αρχ}} = \frac{10}{64} \cdot [0,1]^2 \Rightarrow$   
 $\Rightarrow v_{\text{αρχ}} = \frac{10^{-1}}{64} \text{ M/s} > v_t = 10^{-3} \text{ (λογισμός)}$

γ) Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης:

$$v_{\text{αντίδρασης}} = \frac{v_A}{2} \Rightarrow v_A = 2 \cdot v_{\text{αντίδρασης}}$$

$$\Rightarrow v_A = 2 \cdot \frac{10^{-1}}{64} = \frac{10^{-1}}{32} \text{ M/s}$$

**Δ** Τρόποι για τον προσδιορισμό του νόμου ταχύτητας:  
**1<sup>ος</sup> τρόπος**: Αν δίνεται ο μηχανισμός της αντίδρασης

π.χ.

Έστω η αντίδραση  $A + 2B \rightarrow \Gamma + \Delta$

η οποία πραγματοποιείται σε δύο στάδια:

1<sup>ο</sup> στάδιο:  $A + B \xrightarrow[E_{a1}]{K_1} E$  (αργό)

2<sup>ο</sup> στάδιο:  $E + B \xrightarrow[E_{a2}]{K_2} \Gamma + \Delta$  (γρήγορο)

\* Ο νόμος της ταχύτητας (για τη συνολική αντίδραση) καθορίζεται από το πιο αργό στάδιο.

Άρα  $v = K_1 \cdot [A] \cdot [B]$

\* Εναλλακτικά, αντί να αναγράφεται "(αργό)" για το πιο αργό στάδιο θα μπορούσε να μας δώσει:  $E_{a1} > E_{a2}$  ή  $K_1 \ll K_2$

Δηλ. το βραδύτερο στάδιο έχει τη μεγαλύτερη ενέργεια ενεργοποίησης και τη μικρότερη σταθερά ταχύτητας.



**2<sup>ος</sup> τρόπος** : Αν δίνεται πίνακας πειραματικών τιμών για ταχύτητα αντίδρασης & συγκεντρώσεις αντιδρώντων.

π.χ. Για την αντίδραση  $A + 2B \rightarrow \Pi$   
δίνονται τα ακόλουθα πειραματικά δεδομένα:

| Πείραμα        | Ταχύτητα (M/s)    | [A] M | [B] M |
|----------------|-------------------|-------|-------|
| 1 <sup>ο</sup> | $4 \cdot 10^{-4}$ | 0,2   | 0,2   |
| 2 <sup>ο</sup> | $2 \cdot 10^{-4}$ | 0,2   | 0,1   |
| 3 <sup>ο</sup> | $4 \cdot 10^{-4}$ | 0,4   | 0,1   |

Έστω ο νόμος ταχύτητας:  $v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$

$$1^{\circ} \text{ πείραμα: } 4 \cdot 10^{-4} = k \cdot (0,2)^x \cdot (0,2)^y \quad (1)$$

$$2^{\circ} \text{ πείραμα: } 2 \cdot 10^{-4} = k \cdot (0,2)^x \cdot (0,1)^y \quad (2)$$

$$3^{\circ} \text{ πείραμα: } 4 \cdot 10^{-4} = k \cdot (0,4)^x \cdot (0,1)^y \quad (3)$$

Διαιρώντας κατά μέλη:

$$\frac{(2)}{(3)} \Rightarrow \frac{2 \cdot 10^{-4}}{4 \cdot 10^{-4}} = \frac{k \cdot (0,2)^x \cdot (0,1)^y}{k \cdot (0,4)^x \cdot (0,1)^y} \Rightarrow \frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^x \Rightarrow \boxed{x=1}$$

$$\frac{(1)}{(2)} \Rightarrow \frac{4 \cdot 10^{-4}}{2 \cdot 10^{-4}} = \frac{k \cdot (0,2)^x \cdot (0,2)^y}{k \cdot (0,2)^x \cdot (0,1)^y} \Rightarrow 2 = 2^y \Rightarrow \boxed{y=1}$$

Άρα ο νόμος ταχύτητας είναι:  $v = k \cdot [A] \cdot [B]$   
και η αντίδραση είναι 2<sup>ης</sup> τάξης.

Υπολογίσω τη σταθερά k από (1) ή (2) ή (3):

$$4 \cdot 10^{-4} \text{ M/s} = k \cdot 0,2 \text{ M} \cdot 0,2 \text{ M} \Rightarrow$$

$$4 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1} = k \cdot 4 \cdot 10^{-2} \text{ M} \Rightarrow \underline{\underline{k = 10^{-2} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}}$$



**3<sup>ος</sup> τρόπος**: Αν δίνεται "περιγραφή" η σχέση της ταχύτητας αντίδρασης με κάθε συγκεντρώση αντιδρώντος.

π.χ. I) Αν διπλασιαστεί η  $[A]$  τότε η  $v$  τετραπλασιάζεται.

$$\begin{aligned} \text{Αν. } v &= k \cdot [A]^x \\ 4v &= k \cdot (2[A])^x \end{aligned} \left\{ \begin{aligned} (\because) \quad \frac{v}{4v} &= \frac{k \cdot [A]^x}{k \cdot 2^x \cdot [A]^x} \Rightarrow \\ \Rightarrow \quad \frac{1}{4} &= \frac{1}{2^x} \Rightarrow \boxed{x=2} \end{aligned} \right.$$

και II) Αν τετραπλασιαστεί η  $[A]$  και υποτετραπλασιαστεί η  $[B]$  τότε η  $v$  οκταπλασιάζεται.

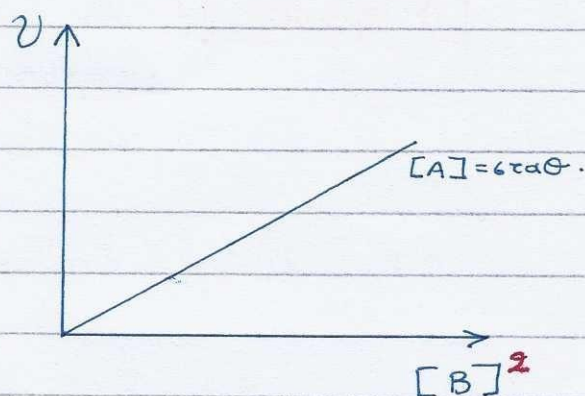
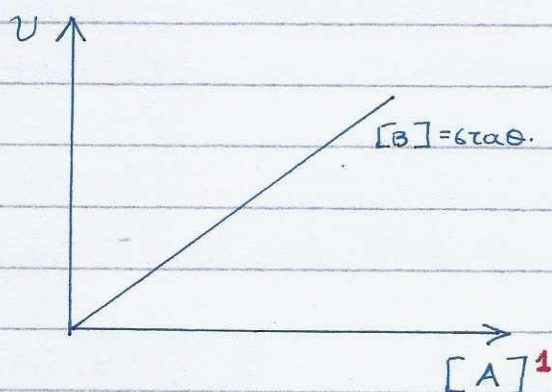
$$\begin{aligned} \text{Αν. } v &= k \cdot [A]^2 \cdot [B]^y \\ 8v &= k \cdot 4^2 \cdot [A]^2 \cdot \left(\frac{[B]}{4}\right)^y \end{aligned} \left\{ \begin{aligned} (\because) \quad \frac{v}{8v} &= \frac{k \cdot [A]^2 \cdot [B]^y}{k \cdot 4^2 \cdot [A]^2 \cdot \frac{[B]^y}{4^y}} \Rightarrow \\ \Rightarrow \quad \frac{1}{8} &= \frac{4^y}{4^2} \Rightarrow \\ \Rightarrow \quad \frac{16}{8} &= 4^y \Rightarrow 2 = 4^y \Rightarrow \boxed{y = \frac{1}{2}} \end{aligned} \right.$$

Άρα ο νόμος ταχύτητας είναι:

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^{\frac{1}{2}}$$

**4<sup>ος</sup> τρόπος**: Αν δίνονται διαγράμματα ταχύτητας - συγκεντρώσεως αντιδρώντος.

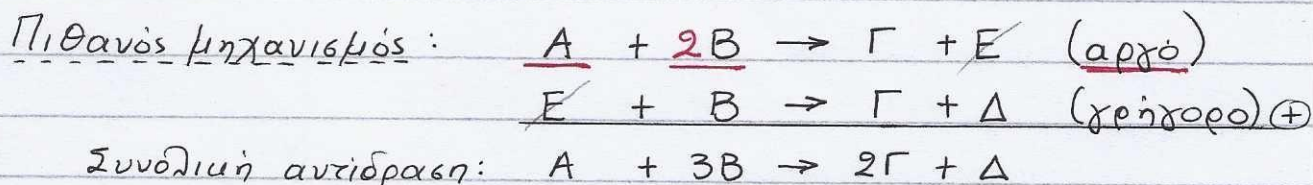
π.χ. Για την αντίδραση  $A(g) + 3B(g) \rightarrow 2\Gamma(g) + \Delta(g)$  δίνονται τα ακόλουθα διαγράμματα.



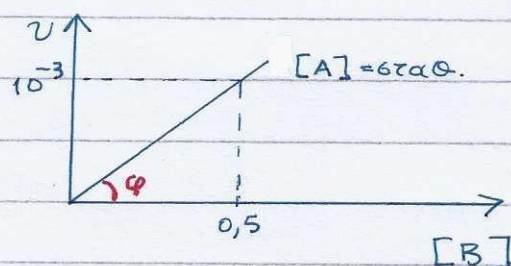
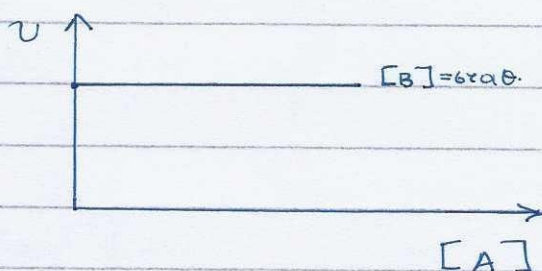
Παρατηρούμε ότι:

- η  $v$  είναι ανάλογη της  $[A]$  δηλ. 1<sup>ης</sup> τάξης ως προς  $A$
- η  $v$  είναι ανάλογη της  $[B]^2$  δηλ. 2<sup>ης</sup> τάξης ως προς  $B$ .

Άρα ο νόμος ταχύτητας είναι:  $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$   
και η αντίδραση είναι 3<sup>ης</sup> τάξης (συνολικά).



π.χ. Για την αντίδραση  $A + B \rightarrow 3\Gamma$  δίνονται:



Παρατηρούμε ότι:

- η  $v$  είναι ανεξάρτητη της  $[A]$  δηλ. 0<sup>ης</sup> τάξης ως προς  $A$
- η  $v$  είναι ανάλογη της  $[B]$  δηλ. 1<sup>ης</sup> τάξης ως προς  $B$ .

Άρα ο νόμος ταχύτητας είναι:  $v = k \cdot [B]$   
και η αντίδραση είναι 1<sup>ης</sup> τάξης (συνολικά).



- Πιθανόν:
- το A είναι στερεό ή καθαρό υγρό, ενώ η αντίδραση είναι απλή.
  - η αντίδραση δεν είναι απλή και το A δεν συμβετέχει στο πιο αρχικό στάδιο.

Υπολογισμός της σταθεράς K από το διάγραμμα  $v - [B]$ :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Αφού για } [B] = 0,5 \text{ M ισχύει } v = 10^{-3} \text{ M/s} \\ \text{και ο νόμος ταχύτητας: } v = K \cdot [B] \end{array} \right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 10^{-3} \text{ M/s} = K \cdot 0,5 \text{ M} \Rightarrow K = \frac{10^{-3}}{0,5} \text{ s}^{-1} \Rightarrow K = 2 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

Παρατηρούμε ότι:  $\text{εφ}\varphi = \frac{v}{[B]} = K$

**5<sup>ος</sup> τρόπος**: Αν δίνονται οι μονάδες μέτρησης της σταθεράς K βρίσκουμε την τάξη της αντίδρασης.  $(x+y)$ .

π.χ. Έστω ο νόμος ταχύτητας  $v = K \cdot [A]^x \cdot [B]^y \Rightarrow$

$$\Rightarrow K = \frac{v}{[A]^x \cdot [B]^y} \quad (\text{μονάδες}): \frac{\text{M/s}}{\text{M}^x \cdot \text{M}^y} =$$

$$= \text{M}^{1-(x+y)} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\text{ή } \left( \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^{1-(x+y)} \cdot \text{s}^{-1}$$

Αν δίνεται  $K = 0,2 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  (ή  $0,2 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ )

τότε παρατηρούμε για τις μονάδες μέτρησης της K:

$$\text{M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = \text{M}^{1-(x+y)} \cdot \text{s}^{-1} \Rightarrow -1 = 1 - (x+y) \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{x+y=2}$$

Αν]. η αντίδραση αυτή είναι 2<sup>ης</sup> τάξης (συνοβια).