

ΧΡΗΣΙΜΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΤΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ ΓΙΑ ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ ΧΗΜΕΙΑΣ

Περιγραφή δοσμένου ή ζητούμενου μεγέθους	Συμβολισμός ζητούμενου μεγέθους	Μαθηματικοί τύποι
για καθαρή ουσία A: πυκνότητα καθαρής ουσίας A, ρ_A μάζα ουσίας m_A όγκος ουσίας V_A	ρ_A m_A V_A	$\rho_A = \frac{m_A}{V_A}$ $m_A = \rho_A \cdot V_A$ $V_A = \frac{m_A}{\rho_A}$
για διάλυμα Δ, ουσίας A: περιεκτικότητα $x\% \text{ w/w}$, μάζα διαλυμένης ουσίας A, m_A μάζα διαλύματος m_Δ	$x\% \text{ w/w}$ m_A m_Δ	$x = \frac{m_A}{m_\Delta} \cdot 100$ $m_A = \frac{x}{100} \cdot m_\Delta$ $m_\Delta = \frac{m_A}{x} \cdot 100$
για διάλυμα Δ, ουσίας A: περιεκτικότητα $y\% \text{ w/v}$, μάζα διαλυμένης ουσίας A, m_A όγκος διαλύματος V_Δ	$y\% \text{ w/v}$ m_A V_Δ	$y = \frac{m_A}{V_\Delta} \cdot 100$ $m_A = \frac{y}{100} \cdot V_\Delta$ $V_\Delta = \frac{m_A}{y} \cdot 100$
για διάλυμα Δ, ουσίας A: περιεκτικότητα $y\% \text{ w/v}$, περιεκτικότητα $x\% \text{ w/w}$ πυκνότητα διαλύματος, ρ_Δ	$y\% \text{ w/v}$ $x\% \text{ w/w}$ ρ_Δ	$y\% \text{ w/v} = \rho_\Delta \cdot x\% \text{ w/w}$ $x\% \text{ w/w} = \frac{y\% \text{ w/v}}{\rho_\Delta}$ $\rho_\Delta = \frac{y\% \text{ w/v}}{x\% \text{ w/w}}$
για καθαρή ουσία A: αριθμός mol καθαρής ουσίας A, n_A μάζα ουσίας m_A σχετική μοριακή μάζα ουσίας A, $M_{r(A)}$ αριθμός μορίων ουσίας A, μόρια ουσίας A	n_A m_A $M_{r(A)}$ μόρια ουσίας A	$n_A = \frac{m_A}{M_{r(A)}}$ $m_A = n_A \cdot M_{r(A)}$ $M_{r(A)} = \frac{m_A}{n_A}$ $n_A = \frac{\mu\text{όρια}_A}{N_A}$

αν η ουσία A είναι αέρια, όγκος ουσίας: V_A	n_A V_A	$n_A = \frac{V_A}{V_m} \xrightarrow{STP} n_A = \frac{V_A}{22.4 \text{ L/mol}}$ $V_A = n_A \cdot V_m \xrightarrow{STP} V_A = n_A \cdot 22.4 \text{ L/mol}$
για ιδανικό αέριο A: αριθμός mol αερίου A, n_A πίεση, P_A, που ασκεί το αέριο A σε κλειστό δοχείο, όγκος κλειστού δοχείου, V_A απόλυτη θερμοκρασία, T παγκόσμια σταθερά αερίων, R	n_A P_A V_A T R	$P_A \cdot V = n \cdot R \cdot T$ (καταστατική εξίσωση ιδανικών αερίων) $n_A = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$ $P_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V_A}$ $V_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{P_A}$ $T = \frac{P \cdot V}{n_A \cdot R}$ $R = \frac{P_A \cdot V_A}{n_A \cdot T} \xrightarrow{STP \text{ για } 1 \text{ mol}} R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 0.082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$
για διάλυμα Δ, ουσίας A: μοριακή κατ' όγκο συγκέντρωση, C_Δ αριθμός mol καθαρής ουσίας A, n_A, σε όγκο διαλύματος, V_Δ σχετική μοριακή μάζα ουσίας A, $M_{r(A)}$, μάζα ουσίας A, m_A για διάλυμα Δ, ουσίας A: μοριακή κατ' όγκο συγκέντρωση, C_Δ περιεκτικότητα $\gamma\% \text{ w/v}$ σχετική μοριακή μάζα ουσίας A, $M_{r(A)}$	C_Δ $M_{r(A)}$ C_Δ $\gamma\% \text{ w/v}$ $M_{r(A)}$	$C_\Delta = \frac{n_A}{V_\Delta} \Rightarrow C_\Delta = \frac{\frac{m_A}{M_{r(A)}}}{V_\Delta} \Rightarrow C_\Delta = \frac{m_A}{M_{r(A)} \cdot V_\Delta}$ $M_{r(A)} = \frac{m_A}{C_\Delta \cdot V_\Delta}$ $C = \frac{\gamma}{0.1 \text{ L} \cdot M_{r(A)}}$ $\gamma = 0.1 \text{ L} \cdot C \cdot M_{r(A)}$ $M_{r(A)} = \frac{\gamma}{0.1 \text{ L} \cdot C_\Delta}$
για διάλυμα Δ₁, ουσίας A: μοριακή κατ' όγκο συγκέντρωση, C_{Δ_1} mol ουσίας A, n_1 σε όγκο V_1	C_{Δ_1}	$n_1 = n_2 \Rightarrow C_{\Delta_1} \cdot V_1 = C_{\Delta_2} \cdot V_2$ $C_{\Delta_1} = \frac{C_{\Delta_2} \cdot V_2}{V_1}$

Διαλύματα ενδιάμεσης περιεκτικότητας

Πολλές φορές θέλουμε να παρασκευάσουμε από πυκνό διάλυμα, ένα αραιότερο. Έτσι χρησιμοποιούμε διάλυμα της ίδιας ουσίας, για να αραιώσουμε το πυκνό στην επιθυμητή συγκέντρωση, όμως το αραιό διάλυμα που χρησιμοποιούμε για την αραιώση είναι πιο αραιό από το ζητούμενο.

Άρα, το ζητούμενο διάλυμα είναι ενδιάμεσης περιεκτικότητας, σε σχέση με τα διαλύματα που αναμιγνύουμε.

αναλογία
όγκων: $\frac{V_1}{V_2}$

Παράδειγμα:

και 10%.

Να παρασκευάσετε διάλυμα περιεκτικότητας 23% από δύο διαλύματα 40%



Σχηματίζουμε ένα Χ όπου, στα πάνω άκρα του γράφονται οι περιεκτικότητες των διαλυμάτων που θα αναμείξουμε και στο κέντρο η περιεκτικότητα του ζητούμενου διαλύματος. Εδώ 23%. Με 13 και 17 στα κάτω άκρα του Χ σημειώνονται οι αριθμοί που δηλώνουν την διαφορά των αρχικών περιεκτικότητων, από την περιεκτικότητα του ζητούμενου διαλύματος.

Οι αριθμοί αυτοί, εκφράζουν τα mL, κάθε διαλύματος που πρέπει να αναμείξουμε.

Στο παράδειγμά μας απαιτούνται 13 mL διαλύματος 40% και 17 mL διαλύματος 10%.

Άρα, ο τελικός όγκος του διαλύματος είναι 30 mL. Αν, για παράδειγμα, μας ζητηθεί άλλος όγκος, για παράδειγμα, όγκος 90 mL, θα πολλαπλασιάσουμε τους όγκους επί τρία, (3 x 13 και 3 x 17).

ΚΥΡΙΟΤΕΡΟΙ ΝΟΜΟΙ ΧΗΜΕΙΑΣ

ΟΝΟΜΑΣΙΑ ΝΟΜΟΥ	ΔΙΑΤΥΠΩΣΗ ΝΟΜΟΥ	ΜΑΘΗΜΑΤΙΚΗ ΕΚΦΡΑΣΗ ΝΟΜΟΥ
N. Αερίων Όγκων (N. Gay-Lussac)	Όταν δύο αέρια αντιδρούν μεταξύ τους, η σχέση των όγκων τους (οι οποίοι μετρήθηκαν στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης) είναι αναλογία απλών ακέραιων αριθμών.	$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ 2mol 1mol 2mol 2V 1V 2V (V: όγκος)
N. Απλών Πολλαπλασίων ή Πολλαπλών Αναλογιών του Dalton	Όταν δύο στοιχεία σχηματίζουν μεταξύ τους περισσότερες της μίας χημικές ενώσεις, οι μάζες του ενός στοιχείου που βρίσκονται ενωμένες σε καθεμία ένωση με την ίδια μάζα του άλλου στοιχείου είναι απλά πολλαπλάσια μιας ελάχιστης μάζας. *Αυτό όμως δε συμβαίνει σε πολλές οργανικές ενώσεις.	Π.χ.: για να σχηματιστεί 1mol CO ₂ ενώνονται 12g C με 32g O ενώ: για να σχηματιστεί 1mol CO ενώνονται 12g C με 16g O Παρατηρούμε ότι: $32 = 2 \cdot 16$
N. Αραίωσης του Ostwald	Εκφράζει τη σχέση του βαθμού ιοντισμού (α) ασθενούς οξέος (ή ασθενούς βάσης) με τη συγκέντρωσή του (c_a ή c_b , αντίστοιχα) σε ένα αραιό διάλυμα, σε συγκεκριμένη θερμοκρασία. *Σε σταθερή θερμοκρασία, όταν αραιώνεται ένα διάλυμα ασθενούς οξέος ή ασθενούς βάσης αντίστοιχα, ο	K_a και K_b είναι οι σταθερές ιοντισμού ασθενούς οξέος ή ασθενούς βάσης, σε συγκεκριμένη θερμοκρασία, αντίστοιχα. Για αραιό διάλυμα ασθενούς οξέος ισχύει η σχέση: (1) $K_a = \frac{a^2 \cdot c}{1-a}$ Για αραιό διάλυμα ασθενούς βάσης ισχύει η σχέση: (2) $K_b = \frac{a^2 \cdot c}{1-a}$ Αν $\alpha \leq 0.1$ ή $\frac{K_a}{c} \leq 0.01$ ή $\frac{K_b}{c} \leq 0.01$ οι (1) και (2) γίνονται

	βαθμός ιοντισμού αυξάνεται.	αντίστοιχα: (1) : $K_a = \alpha^2 \cdot c$ και (2) : $K_b = \alpha^2 \cdot c$
N. Arrhenius (για τη σταθερά ταχύτητας χημικής αντίδρασης)	Ο ν. Arrhenius εκφράζει την εξάρτηση της σταθεράς ταχύτητας, k , μιας συγκεκριμένης χημικής αντίδρασης, από τη θερμοκρασία (T).	$k = A \cdot e^{-E_a/R \cdot T}$ ή $\ln k = \ln A - \frac{E_a}{R \cdot T}$ A : σταθερά, που ονομάζεται παράγων συχνότητας, εξαρτάται από τη φύση των αντιδρώντων και καθορίζει τις συχνότητες των αποτελεσματικών συγκρούσεων E_a : ενέργεια ενεργοποίησης e : η βάση των νεπερίων λογαρίθμων R : η παγκόσμια σταθερά των αερίων
N. Avogadro	Σε σταθερή θερμοκρασία (T) και πίεση (P), ο όγκος (V) μιας ποσότητας αερίου είναι ανάλογος του αριθμού (n) των mol του αερίου, τα οποία περιέχονται στην ποσότητα αυτή.	Για $P = \text{σταθ.}$, $T = \text{σταθ.}$, ισχύει: $V \propto n$
N. Boyle	Σε σταθερή θερμοκρασία (T), ο όγκος (V) μιας ποσότητας αερίου είναι αντιστρόφως ανάλογος της πίεσης (P) του αερίου.	Για $T = \text{σταθ.}$, ισχύει για σταθερή ποσότητα αερίου: $P \cdot V = \text{σταθ.}$
N. Charles και Gay-Lussac	Σε σταθερή πίεση (P), ο όγκος (V) μιας ποσότητας αερίου είναι αντιστρόφως ανάλογος της θερμοκρασίας (T) του αερίου.	Για $P = \text{σταθ.}$, ισχύει για σταθερή ποσότητα αερίου: $V = k \cdot T$, όπου k μια σταθερά

N. Διατήρησης της Μάζας (N. Lavoisier)	Σε μια χημική αντίδραση, η συνολική μάζα των αντιδρώντων ($m_{\text{αντιδρώντων}}$) είναι ίση με τη μάζα των προϊόντων ($m_{\text{προϊόντων}}$).	$(m_{\text{αντιδρώντων}}) = (m_{\text{προϊόντων}})$
N. Δράσης των Μαζών ή Νόμος Χημικής Ισορροπίας (N. των Guldberg και Waage)	Σε μια απλή (δηλ. χωρίς ενδιάμεσα στάδια) χημική αντίδραση: $A \xrightarrow{k_1} B$ ο ρυθμός αντίδρασης ενός αντιδρώντος είναι ανάλογος της δρώσας ή ενεργούς μάζας του. Η δρώσα ή ενεργός μάζα π.χ. του Α, συμβολίζεται με [Α] και εκφράζεται σε mol/L (είναι δηλ. η ποσότητα του Α που συμμετέχει στην αντίδραση).	Δίνεται η αμφίδρομη αντίδραση: $\alpha A + \beta B \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} \gamma \Gamma + \delta \Delta \quad (1)$ Για την προς τα δεξιά αντίδραση (1), ισχύει σε μια συγκεκριμένη θερμοκρασία: $v_1 = k_1 \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$ Για την προς τα αριστερά αντίδραση (1), ισχύει σε μια συγκεκριμένη θερμοκρασία: $v_2 = k_2 \cdot [\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta$ Όπου v_1 και v_2 είναι αντίστοιχα οι ταχύτητες των δύο αντιδράσεων, σε κάποια χρονική στιγμή. [Α], [Β], [Γ] και [Δ] είναι οι συγκεντρώσεις (δρώσες μάζες) των Α, Β, Γ και Δ τη χρονική στιγμή που μετρήθηκαν οι ταχύτητες v_1 και v_2 k_1 και k_2 είναι οι αντίστοιχες σταθερές ταχύτητας.
N. Χημικής Ισορροπίας	Όταν το σύστημα (1): $\alpha A + \beta B \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} \gamma \Gamma + \delta \Delta \quad (1)$ βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας, τότε $v_1 = v_2$ (όπου v_1 και v_2 είναι αντίστοιχα οι ταχύτητες της αντίδρασης προς τα δεξιά και της αντίδρασης προς τα αριστερά, ενώ k_1 και k_2 είναι οι αντίστοιχες	Για την (1) σε κατάσταση χημικής ισορροπίας, ισχύει: $K_c = \frac{[\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta} \left(= \frac{k_2}{k_1} \right)$ Η K_c ονομάζεται σταθερά χημικής ισορροπίας, σχετική με τη συγκέντρωση, και για μια συγκεκριμένη χημική εξίσωση εξαρτάται μόνο από τη θερμοκρασία. [Α], [Β], [Γ] και [Δ] είναι οι συγκεντρώσεις (δρώσες μάζες) των Α, Β, Γ και Δ αντίστοιχα, στην κατάσταση χημικής

	σταθερές ταχύτητας).	ισορροπίας, σε μια συγκεκριμένη θερμοκρασία. Εάν τα A, B, Γ και Δ του χημικού συστήματος (1) είναι αέρια, τότε ισχύει στην κατάσταση χημικής ισορροπίας: $K_p = \frac{P_{\Gamma}^{\gamma} \cdot P_{\Delta}^{\delta}}{P_A^{\alpha} \cdot P_B^{\beta}}$ Η K_p ονομάζεται σταθερά χημικής ισορροπίας, σχετική με την πίεση, και για μια συγκεκριμένη χημική εξίσωση εξαρτάται μόνο από τη θερμοκρασία. P_A, P_B, P_{Γ} και P_{Δ} είναι οι μερικές πιέσεις των A, B, Γ και Δ στην κατάσταση χημικής ισορροπίας, σε μια συγκεκριμένη θερμοκρασία.
Νόμοι Θερμοδυναμικής	<i>Η Θερμοδυναμική μελετά τους πιθανούς μετασχηματισμούς της ενέργειας και θεμελιώνεται με τρεις νόμους.</i>	
Πρώτος Νόμος Θερμοδυναμικής (Αρχή διατήρησης της Ενέργειας)	• Η ενέργεια μπορεί να μετασχηματιστεί από μια μορφή σε μια άλλη, αλλά δεν μπορεί ούτε να δημιουργηθεί ούτε να καταστραφεί. Άρα η συνολική ενέργεια του σύμπαντος (δηλ. συστήματος και περιβάλλοντος) παραμένει σταθερή. • Επομένως, η εσωτερική ενέργεια, U, ενός	• Για τη συνολική ενέργεια ($E_{ολ}$) του σύμπαντος ισχύει: $E_{ολ} = \text{σταθ.}$ ή $\Delta E_{\text{συστήματος}} + \Delta E_{\text{περιβάλλοντος}} = 0$ Όπου: $\Delta E = E_{\text{τελικό}} - E_{\text{αρχικό}}$ • Για ένα απομονωμένο σύστημα ισχύει: $U = \text{σταθ.}$ ή $\Delta U = 0$ Όπου: $\Delta U = U_{\text{τελικό}} - U_{\text{αρχικό}}$ • Για ένα κλειστό σύστημα ισχύει: $\Delta U = q + w$ q: η θερμότητα που ανταλλάσσεται μεταξύ συστήματος-περιβάλλοντος w: η ενέργεια που

	απομονωμένου συστήματος (δηλ. ενός συστήματος το οποίο δεν ανταλλάσσει ενέργεια με το περιβάλλον) είναι σταθερή. • Όταν ένα σύστημα ανταλλάσσει ενέργεια με το περιβάλλον (κλειστό σύστημα), η εσωτερική του ενέργεια μεταβάλλεται.	ανταλλάσσεται μέσω έργου, μεταξύ συστήματος-περιβάλλοντος
Δεύτερος Νόμος της Θερμοδυναμικής	Με κάθε αυθόρμητη μεταβολή, αυξάνεται η εντροπία (ο βαθμός αταξίας) του σύμπαντος (δηλ. η συνολική εντροπία συστήματος και περιβάλλοντος). * Η θερμότητα δεν μπορεί ποτέ να μεταδοθεί από ένα ψυχρό σε ένα θερμό σώμα. * Η εντροπία του σύμπαντος συνεχώς αυξάνεται. * Η εντροπία ενός απομονωμένου συστήματος αυξάνεται κατά τη διάρκεια μιας αυθόρμητης μεταβολής. * Γενικά οι εντροπίες των αερίων είναι μεγαλύτερες από εκείνες των υγρών	Αν W ο αριθμός των μικροκαταστάσεων ενός συστήματος, η εντροπία, S, του συστήματος ορίζεται ως εξής: $S = k \ln W, \text{ όπου } k = R/N_A$ k: σταθ. Boltzmann, R: παγκόσμια σταθ. των αερίων, N_A: σταθ. Avogadro Για κάθε αυθόρμητη μεταβολή ισχύει: $\Delta S_{\text{συστήματος}} + \Delta S_{\text{περιβάλλοντος}} > 0$ Όπου: $\Delta S_{\text{σύμπαντος}} = \Delta S_{\text{συστήματος}} + \Delta S_{\text{περιβάλλοντος}}$ S: εντροπία και : $\Delta S = S_{\text{τελικό}} - S_{\text{αρχικό}}$

	μεγαλύτερες από εκείνες των στερεών.	
Μηδενικός Νόμος των Θερμοδυναμικής	Ένα σύστημα Α βρίσκεται σε θερμική ισορροπία με ένα σύστημα Β (δηλ. δε συμβαίνει μεταξύ τους ανταλλαγή θερμότητας όταν βρίσκονται σε επαφή). Το Β βρίσκεται σε θερμική ισορροπία με ένα σύστημα Γ. Τότε το σύστημα Γ βρίσκεται σε θερμική ισορροπία με το σύστημα Α.	* Η ιδιότητα, η οποία είναι ανεξάρτητη της φύσης του συστήματος και η οποία εκφράζει μια προϋπόθεση για θερμική ισορροπία, ονομάζεται θερμοκρασία. Τα Α, Β, Γ βρίσκονται στην ίδια θερμοκρασία.
Νόμος Hess	Σε σταθερή θερμοκρασία και πίεση, η μεταβολή της ενθαλπίας (ΔH) ενός χημικού συστήματος (π.χ. όταν συμβαίνει: μεταβολή φάσης ή μετατροπή μιας αλλοτροπικής μορφής ενός στοιχείου σε μια άλλη ή χημική αντίδραση κ.λπ.) είναι ανεξάρτητη του μηχανισμού με τον οποίο πραγματοποιείται η μεταβολή αυτή και εξαρτάται μόνο από την αρχική και τελική κατάσταση του συστήματος.	Έστω η (εξώθερμη) χημική αντίδραση: $A + B \rightarrow \Gamma + \Delta, \Delta H < 0$ Αν η αντίδραση αυτή πραγματοποιείται σε δύο στάδια, εφαρμόζοντας το νόμο Hess, προκύπτει η συνολική αντίδραση (προσθέτοντας κατά μέλη τις αντίστοιχες χημικές εξισώσεις των δύο ενδιάμεσων σταδίων) ως εξής: 1^ο στάδιο: $A + B \rightarrow E, \Delta H_1$ + 2^ο στάδιο: $E \rightarrow \Gamma + \Delta, \Delta H_2$ Συνολική αντίδραση: $A + B \rightarrow \Gamma + \Delta, \Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$ ↑ Ενέργεια Διάγραμματική Παράσταση του Νόμου Hess

Νόμος Ιδανικών Αερίων	Τα αέρια τα οποία υπακούουν στην καταστατική εξίσωση για οποιαδήποτε τιμή θερμοκρασίας και πίεσης ονομάζονται ιδανικά.	$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ (Καταστατική εξίσωση) P : πίεση αερίου n : αριθμός mol αερίου R : παγκόσμια σταθερά αερίων V : όγκος αερίου T : θερμοκρασία αερίου
Νόμος Περιοδικότητας των Χημικών Στοιχείων	Οι ιδιότητες των χημικών στοιχείων είναι περιοδικές συναρτήσεις του ατομικού τους αριθμού.	
Νόμος Σταθερών Λόγων του Proust	Κάθε χημική ένωση έχει πάντα καθορισμένη σύσταση, ανεξάρτητα του τρόπου παρασκευής της (δηλαδή οποιαδήποτε ποσότητά της αποτελείται από τα ίδια χημικά στοιχεία με την ίδια αναλογία μαζών).	* Οι νόμοι: απλών πολλαπλασίων (του Dalton) και σταθερών λόγων (του Proust) αποτελούν το κριτήριο διάκρισης μιγμάτων-χημικών ενώσεων.
Νόμος Ταχύτητας Χημικής Αντίδρασης	Ο νόμος ταχύτητας χημικής αντίδρασης προσδιορίζεται μόνο πειραματικά και εκφράζει την εξάρτηση της ταχύτητας μιας χημικής αντίδρασης από τις αντίστοιχες συγκεντρώσεις (δρώσες ή ενεργές μάζες) των αντιδρώντων σωμάτων. * Αν η αντίδραση είναι απλή, οι εκθέτες των συγκεντρώσεων στο	Έστω η χημική αντίδραση: $\alpha A + \beta B \xrightarrow{k} \Gamma$ Ο νόμος ταχύτητας θα είναι: $v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$ v : η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης, μια χρονική στιγμή t k : η σταθερά ταχύτητας $[A]$, $[B]$: οι συγκεντρώσεις των A και B τη χρονική στιγμή t , αντίστοιχα. $x + y$: η τάξη της αντίδρασης (οι εκθέτες x και y προσδιορίζονται πειραματικά και εξαρτώνται μόνο από το μηχανισμό της αντίδρασης)

	νόμο ταχύτητας ταυτίζονται με τους αντίστοιχους συντελεστές των αντιδρώντων στη χημική εξίσωση. * Αν η αντίδραση γίνεται σε περισσότερα του ενός στάδια, ο νόμος ταχύτητας (ή η τάξη της αντίδρασης) καθορίζεται από το πιο αργό στάδιο).	
--	---	--