

Β' ΛΥΚΕΙΟΥ

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1

ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ – ΤΑΣΗ ΑΤΜΩΝ – ΝΟΜΟΣ ΤΟΥ DALTON

Όπως έχει αναφερθεί και σε προηγούμενες τάξεις, η αιτία σχηματισμού χημικών δεσμών ανάμεσα στα άτομα, είναι η αυξημένη ενεργειακή σταθερότητα που αυτά αποκτούν μετά την πραγματοποίηση του δεσμού. Ας θυμηθούμε τώρα τις δύο μορφές των χημικών δεσμών ανάμεσα σε δύο άτομα που μάθαμε στην πρώτη Λυκείου..

A) ΙΟΝΤΙΚΟΣ –ΕΤΕΡΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

Μεταξύ των ατόμων δύο στοιχείων, που το ένα έχει τάση αποβολής ηλεκτρονίων, ή πιο σωστά τάση μη-έλξης ηλεκτρονίων (ηλεκτροθετικό στοιχείο), όπως το $_{19}\text{K}$ με ηλεκτρονιακή δομή $\{K(2),L(8),M(8),N(1)\}$, και το άλλο τάση πρόσληψης ηλεκτρονίων (ηλεκτροαρνητικό στοιχείο), όπως πχ το $_{17}\text{Cl}$ με ηλεκτρονιακή δομή $\{K(2),L(8),M(7)\}$, πραγματοποιείται το εξής φαινόμενο: από τα άτομα του πρώτου στοιχείου αποβάλλονται ηλεκτρόνια τα οποία και προσλαμβάνονται από τα άτομα του δεύτερου. Με αυτή τη «μεταφορά ηλεκτρονίων» σχηματίζονται ετεράνωμα ηλεκτρικά φορτία που έλκονται μεταξύ τους και σχηματίζουν τον ετεροπολικό κρύσταλλο.

Χαρακτηριστικά του ετεροπολικού δεσμού είναι:

- 1) Σχηματισμός ιόντων λόγω αποβολής είτε πρόσληψης ηλεκτρονίων.
- 2) Σχηματισμός κρυστάλλων της ένωσης. Δεν έχει έννοια το "μόριο".
- 3) Οι αντιδράσεις είναι γρήγορες, με καθορισμένα συνήθως προϊόντα, των οποίων ο σχηματισμός δεν επηρεάζεται από τις εξωτερικές συνθήκες (πίεση και θερμοκρασία).
- 4) Διαλύονται στο νερό και έχουν μεγάλο σημείο βρασμού και σημεία τήξης λόγω της κρυσταλλική μορφής τους (που γενικότερα συνεπάγεται μεγάλη τάξη των δομικών λίθων-ιόντων που βρίσκονται σε καθορισμένες θέσεις).

⇒ **ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ:** Πως ξεχωρίζω τις ενώσεις που περιέχουν ιοντικό-ετεροπολικό δεσμό?

Χαρακτηριστικό είναι ότι οι ενώσεις που περιέχουν K^+ , Ba^{+2} , Ca^{+2} , Na^+ , Mg^{+2} , Li^+ , NH_4^+ είναι πάντοτε ιοντικές !

⇒ **ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ:** Ο ετεροπολικός δεσμός είναι πάντα ανάμεσα σε μέταλλο και αμέταλλο ?

B) ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

Σε αυτή τη δεύτερη περίπτωση, έχουμε αμοιβαία εισφορά ηλεκτρονίων (ο όρος αμοιβαία συνεισφορά είναι μάλλον πλεονασμός !) μεταξύ δύο ατόμων που έχουν μεγάλη τάση πρόσληψης ηλεκτρονίων. Με τον τρόπο αυτό σχηματίζονται κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων που «σα δίχτυ» περιβάλλουν και τους δύο πυρήνες. Ο δεσμός είναι ηλεκτρομαγνητικού χαρακτήρα λόγω του κινούμενου φορτίου – ζεύγους ηλεκτρονίων. Διακρίνεται σε *μη πολικό* όταν συνδέει **ΙΔΙΑ** άτομα (όπως είναι ο δεσμός στα H_2 , O_2 , N_2 , X_2 όπου $\text{X} : \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$) και *πολικό* όταν τα άτομα που συνδέονται είναι διαφορετικά (δηλ. άτομα διαφορετικών στοιχείων ή άτομα διαφορετικού ατομικού

αριθμού Z) όπως HCl, HBr, NO κ.ά. Συμβολίζεται με μια παύλα (-) που αντιστοιχεί στο κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων. Ανάμεσα σε δύο άτομα μπορεί να έχουμε διπλό δεσμό όπως στο μόριο του οξυγόνου O_2 ($O=O$), ή και τριπλό δεσμό όπως στο μόριο του αζώτου N_2 ($N \equiv N$) ή μεταξύ άνθρακα και αζώτου, όπως στο υδροκυάνιο ($HC \equiv N$) ή τα νιτρίλια.

Χαρακτηριστικά του ομοιοπολικού δεσμού είναι ότι:

1. Συνεπάγεται δημιουργία μορίων.
2. Οι ιδιότητες τώρα των ουσιών, εξαρτώνται και από τις δυνάμεις ανάμεσα στα διαφορετικά μόρια (τις διαμοριακές δυνάμεις) όπως θα δούμε παρακάτω...

Τα δύο είδη ενδομοριακών δυνάμεων (ιοντικός - ετεροπολικός και ομοιοπολικός δεσμός) που είδαμε ως τώρα, εξηγούν τη σταθερότητα των μορίων και των ιόντων καθώς και τη χημική τους συμπεριφορά.

Σταμάτης Καππάτος (Χημικός M.Sc.)

ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

Διαμοριακές είναι οι ηλεκτροστατικής φύσεως ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων. Αν και έχουν μικρότερη ισχύ από τις ενδομοριακές δυνάμεις*, καθώς εμφανίζονται σε μεγάλη έκταση συνδέοντας πλήθος μορίων, επηρεάζουν σημαντικά κυρίως τις φυσικές ιδιότητες των ουσιών, όπως για παράδειγμα την διαλυτότητα, το σημείο βρασμού, το σημείο τήξεως κτλ. Η επίδραση των διαμοριακών δυνάμεων στις ιδιότητες αυτές είναι τόσο μεγαλύτερη, όσο μεγαλύτερη είναι η ένταση και η έκτασή τους.

* Για αυτό απαιτείται σημαντικά περισσότερη ενέργεια για να διασπαστούν οι δεσμοί ανάμεσα στα άτομα ενός μορίου, από όση απαιτείται για να απομακρυνθούν τα μόρια μεταξύ τους τόσο, ώστε να μην ασκούνται πλέον διαμοριακές δυνάμεις (πιο σωστά οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ τους, να μην είναι πλέον πρακτικά δυνατό να δράσουν). Ας ξεκινήσουμε την περιήγησή μας στις διαμοριακές δυνάμεις και τα αποτελέσματά τους, ξεκινώντας από μερικούς βασικούς και χρήσιμους ορισμούς.

⇒ Πόλωση ομοιοπολικού δεσμού : όταν ο ομοιοπολικός δεσμός συνδέει δύο άτομα διαφορετικής ηλεκτροαρνητικότητας, τότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων που αντιστοιχεί στον ομοιοπολικό δεσμό, μετατοπίζεται προς το πιο ηλεκτροαρνητικό από αυτά, φορτίζοντάς το με κλάσμα αρνητικού φορτίου δ^- , ενώ το άλλο άτομο που συμμετέχει φορτίζεται με κλάσμα θετικού φορτίου δ^+ . Το φαινόμενο ονομάζεται πόλωση (Σε μερικά βιβλία αναφέρεται και ο όρος πολικότητα) του ομοιοπολικού δεσμού. Τα φορτία δ^- και δ^+ λέγονται τυπικά η φαινομενικά φορτία πχ στο $H^{\delta+}-Cl^{\delta-}$

⇒ Τι ονομάζεται δίπολο ;

Δίπολο είναι ένα σύστημα δύο αντίθετων φορτίων Q που βρίσκονται σε απόσταση r μεταξύ τους.

⇒ Τι είναι διπολική ροπή μ ;

Η Διπολική ροπή (μ) είναι ένα διανυσματικό μέγεθος με άξονα την ευθεία που συνδέει τα δύο σημειακά φορτία, φορά από το θετικό προς το αρνητικό φορτίο, και μέτρο που δίνεται από τον τύπο $\mu=Q \cdot r$. Εκφράζει την "ευκολία" προσανατολισμού ενός διπόλου μέσα σε ένα ηλεκτρικό πεδίο.

⇒ Πότε θα λέμε ότι ένα μόριο είναι πολικό?

Ένα μόριο θα είναι πολικό όταν έχει συνολική διπολική ροπή διαφορετική από το μηδέν. Για να ισχύει αυτό πρέπει:

- A) το μόριο να περιέχει πολικούς δεσμούς και
- B) το μόριο να έχει κατάλληλη γεωμετρία.

Αξίζει να αναφερθούμε στα παρακάτω παραδείγματα:

1. Διατομικά μόρια, ίδιων ατόμων είναι μη πολικά μόρια καθώς $\mu_{ολ}=0$. πχ. τα μόρια των H_2 , O_2 , N_2 και X_2
2. Διατομικά μόρια διαφορετικών ατόμων (πχ HX , CO , NO) εμφανίζουν πολικότητα και τα μόρια είναι πολικά καθώς $\mu_{ολ} \neq 0$.
3. Το διοξείδιο του άνθρακα (CO_2) είναι γραμμικό μόριο και έχει δύο πολικούς δεσμούς, μα συνολικά ως μόριο, είναι μη πολικό καθώς οι διπολικές ροπές που αντιστοιχούν στους δύο πολικούς δεσμούς άνθρακα οξυγόνου ($C=O$), αλληλο-εξουδετερώνονται.
4. Το μόριο του νερού H_2O δεν είναι γραμμικό (όπως το διοξείδιο του άνθρακα) και η συνισταμένη διπολική ροπή των δύο δεσμών υδρογόνου οξυγόνου ($H-O$) είναι διαφορετική

του μηδενός με μεγάλη σχετικά τιμή. Αυτό σε συνδυασμό με το μικρό μέγεθος των μορίων του νερού, προσδίδει σε αυτό χαρακτηριστικές ιδιότητες με τις οποίες θα ασχοληθούμε και παρακάτω.

5. Το μόριο του μεθανίου (CH_4), και γενικά τα μόρια του τύπου $\text{C}\Psi_4$ (όπου Ψ υποκαταστάτης, π.χ. Αλογόνο, υδρογόνο κ.ά) είναι μη πολικά, καθώς λόγω συμμετρίας, η συνολική διπολική ροπή είναι ίση με μηδέν.
6. Γενικά επίσης οι υδρογονάνθρακες θεωρούνται μη πολικές ενώσεις καθώς η διαφορά ηλεκτρωνητικότητας ανάμεσα στον άνθρακα και το υδρογόνο είναι μικρή, και τα μόρια έχουν γενικά μεγάλο ποσοστό συμμετρίας

Περιπτώσεις διαμοριακών δυνάμεων

Το 1873 ο Van der Waals, προσπαθώντας να εξηγήσει την απόκλιση της συμπεριφοράς των πραγματικών αερίων από εκείνη των ιδανικών, δέχεται την ύπαρξη ασθενών διαμοριακών δυνάμεων ανάμεσα στα μόρια των αερίων. Αργότερα διαπιστώθηκε ότι οι δυνάμεις αυτές υπάρχουν και στα υγρά, όπου είναι ισχυρότερες, και ακόμα περισσότερο στα στερεά.

Διακρίνουμε τις παρακάτω περιπτώσεις :

I) Δυνάμεις Van der Waals ιόντος – διπόλου : για παράδειγμα $\text{Na}^+, \text{H}_2\text{O}$ και $\text{Cl}^-, \text{H}_2\text{O}$ που εμφανίζονται κατά τη διάλυση χλωριούχου νατρίου (NaCl) σε νερό. Τα ιόντα Na^+, Cl^- συνδέονται με ιοντικό (ετεροπολικό) δεσμό σχηματίζοντας τον κρύσταλλο του NaCl . Όταν όμως ο κρύσταλλος προστεθεί σε νερό, τότε ξεκινώντας από την επιφάνεια του κρυστάλλου, τα δίπολα μόρια του νερού με το αντίθετα φορτισμένο άκρο τους, προσκολλώνται στα ιόντα Na^+ και Cl^- της εξωτερικής επιφάνειας του κρυστάλλου, με αποτέλεσμα οι μεταξύ των ιόντων έλξεις να μειώνονται σημαντικά. Τελικά ο κρύσταλλος υφίσταται διάσπαση, καθώς τα ιόντα περιβάλλονται από μόρια νερού και εφυδατωμένα πλέον, αποχωρίζονται, οπότε επέρχεται και η διάλυση του κρυστάλλου. Είναι τόσο πιο έντονες οι δυνάμεις, όσο μικρότερο το μέγεθος του ιόντος και μεγαλύτερο το φορτίο του, και όσο πιο πολικά και μικρά τα μόρια του διαλύτη.

II) Δυνάμεις Van der Waals διπόλου – διπόλου.

Είναι ηλεκτροστατικές δυνάμεις, που εμφανίζονται μεταξύ πολικών μορίων τα οποία έλκονται με τα αντίθετα φορτισμένα άκρα τους, με αποτέλεσμα τον "σχετικό" προσανατολισμό τους. Για παράδειγμα εμφανίζεται μεταξύ μορίων HCl και HCl ή μορίων HCl και μορίων HBr κτλ.

III) Δυνάμεις London ή δυνάμεις διασποράς.

Είναι ελκτικές διαμοριακές δυνάμεις που εμφανίζονται ανάμεσα σε δύο μόρια (του ίδιου ή διαφορετικού είδους), εκ των οποίων το ένα τουλάχιστον δεν είναι μόνιμο δίπολο. Διακρίνουμε τις εξής δύο περιπτώσεις:

- A) Το ένα μόριο είναι μόνιμο δίπολο και το άλλο όχι. Είναι εύκολο να αποδειχθεί ότι μέσα σε ηλεκτρικό πεδίο ένα μη-δίπολο μόριο πολώνεται. Έτσι το ηλεκτρικό πεδίο ενός διπόλου μορίου, πολώνει το (ή τα) γειτονικό, μη μόνιμο δίπολο μόριο (το οποίο λέγεται τώρα επαγόμενο δίπολο), με αποτέλεσμα να έλκονται τα αντίθετα φορτισμένα άκρα τους (οι δυνάμεις είναι μικρότερες από αυτές που εμφανίζονται μεταξύ μόνιμων διπόλων !) για παράδειγμα HCl και Cl_2 .
- B) Τα δύο είδη μορίων είναι μη πολικά. Δηλαδή έχουμε δυνάμεις ανάμεσα σε μη μόνιμα δίπολα. Λόγω στιγμιαίας μετατόπισης των ηλεκτρονίων (η πιο σωστά λόγω τυχαίας ανισοκατανομής του ηλεκτρονικού νέφους που αντιστοιχεί στον ομοιοπολικό δεσμό) δημιουργούνται παροδικά δίπολα. Αυτά με τη σειρά τους δημιουργούν γειτονικά επαγόμενα δίπολα με τα οποία έλκονται. Οι δυνάμεις αυτές είναι πολύ μικρές, μα εμφανίζονται σε μεγάλη έκταση κι έχουν υπολογίσιμο αποτέλεσμα. Έτσι εξηγείται το πως τα μη πολικά μόρια ιωδίου I_2 συγκρατούνται μεταξύ τους στη στερεά κατάσταση.

IV) Δεσμός Υδρογόνου

Είναι ειδική περίπτωση διαμοριακών δυνάμεων του τύπου δίπολο - δίπολο και εμφανίζεται ανάμεσα σε μόρια που το καθένα από αυτά έχει ομοιοπολικά ενωμένο υδρογόνο σε φθόριο, οξυγόνο ή άζωτο (F,O,N). Ο δεσμός H-F, H-O, H-N είναι έντονα πολωμένος, και τα άτομα υδρογόνου ενός μορίου, ταλαντώνονται ανάμεσα στα άτομα φθορίου, οξυγόνου ή αζώτου του μορίου στο οποίο βρίσκονται, και σε άτομα φθορίου, οξυγόνου ή αζώτου γειτονικών μορίων. Γι αυτό κι ο δεσμός υδρογόνου συμβολίζεται με τρεις τελείες •••.

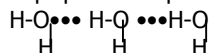
Θα μπορούσε κάποιος να αναρωτηθεί «Γιατί δεσμός υδρογόνου και όχι δεσμός άλλου στοιχείου ;»

Το υδρογόνο είναι το στοιχείο που έχει το μικρότερο άτομο άρα και το πιο ευκίνητο. Έτσι οι ηλεκτρικές δυνάμεις από ένα έντονα ηλεκτροαρνητικό άτομο γειτονικού μορίου που ασκούνται πάνω του, έχουν μεγαλύτερο αποτέλεσμα στο φορτισμένο (με κλάσμα θετικού φορτίου) άτομο υδρογόνου, από ότι στο άτομο οποιουδήποτε άλλου στοιχείου.

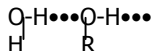
Χαρακτηριστικά - συνέπειες του δεσμού υδρογόνου:

1. Η ανωμαλία στην πυκνότητα του νερού. Ο πάγος, που είναι η στερεά μορφή του νερού, έχει μικρότερη πυκνότητα από την υγρή μορφή, με αποτέλεσμα ο πάγος να επιπλέει πάνω στο υγρό νερό.

2. Το H₂S με Mr=34 σε συνήθεις συνθήκες είναι αέριο ενώ το H₂O με Mr=18, ενώ θα έπρεπε να είναι κι αυτό αέριο έχοντας περίπου το μισό Mr από εκείνο του υδροθείου, είναι υγρό λόγω των δεσμών υδρογόνου ανάμεσα στα μόρια του



3. Οι κατώτερες αλκοόλες διαλύονται στο νερό λόγω δεσμών υδρογόνου που σχηματίζουν με αυτό.



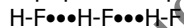
Το οινόπνευμα και το νερό αναμιγνύονται με οποιαδήποτε αναλογία.

⇒ ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ :Αν αναμειξουμε 100 ml νερού με 100 ml αιθανόλης, ενώ η μάζα του μείγματος είναι το άθροισμα των μαζών νερού και αιθανόλης ο συνολικός όγκος του μείγματος είναι 198 ml. Πώς εξηγείτε αυτή την «εξαφάνιση» των 2 ml;

4. Έχουμε αυξημένη αντοχή σε διάφορα πολυμερή όπως το NYLON, λόγω δεσμών υδρογόνου ανάμεσα στις διαφορετικές αλυσίδες του πολυμερούς.

5. Η δομή των πρωτεϊνών καθώς και ο τρόπος σύνδεσης των βάσεων στο μόριο του DNA δικαιολογείται με το σχηματισμό δεσμών υδρογόνου.

6. Η μικρή ισχύς του υδροφθορίου έναντι των άλλων υδραλογόνων δικαιολογείται λόγω δεσμών υδρογόνου ανάμεσα στα μόρια του υδροφθορίου.



7. Οι αλκοόλες έχουν αυξημένα σημείο βρασμού σε σχέση με τους αντίστοιχους ισομερείς (δηλαδή με τον ίδιο μοριακό τύπο) αιθέρες. Έτσι η αιθανόλη (CH₃CH₂OH) έχει μεγαλύτερο σημείο ζέσεως (δηλαδή βράζει δυσκολότερα) από τον διμέθυλο αιθέρα (CH₃OCH₃).

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΙΔΡΟΥΝ ΣΤΗΝ ΙΣΧΥ ΤΩΝ ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΩΝ ΔΥΝΑΜΕΩΝ

Γενικά δύο είναι οι παράγοντες που επιδρούν στην ισχύ των διαμοριακών δυνάμεων:

1. Η σχετική μοριακή μάζα M_r. Όσο μεγαλύτερο το M_r, τόσο μεγαλύτερο είναι το μέγεθος και το βάρος των μορίων και τόσο καλύτερο το «πακετάρισμά» τους καθώς τα 'πάνω' μόρια πιέζουν αυτά που βρίσκονται πιο 'κάτω'. Άρα τόσο μεγαλύτερη είναι και η περιεκτικότητα των σωματιδίων σε μικρό χώρο, οπότε έχουμε μεγάλο πλήθος ηλεκτρονίων και μεγάλη

πιθανότητα εμφάνισης πολικότητας (ή ανισοκατανομής του ηλεκτρονικού νέφους), με τόσο μεγαλύτερη την πιθανότητα εμφάνισης διαμοριακών δυνάμεων.

2. Η γεωμετρία των μορίων. Όσο πιο ευθύγραμμο είναι τα μόρια, τόσο πιο πολλά σημεία επαφής έχουμε ανάμεσα στα διαφορετικά μόρια, άρα τόσο μεγαλύτερη η πιθανότητα ανάπτυξης διαμοριακών δυνάμεων.

⇒ *Ερώτημα* : πότε δύο σελίδες χαρτιού εφάπτονται καλύτερα : όταν είναι λείες ή όταν είναι τσαλακωμένες; Τι αντιστοιχία μπορείτε να σκεφτείτε με το σχήμα ενός πολυατομικού μορίου?

⇒ **Ποια είναι η επίδραση των διαμοριακών δυνάμεων σε διάφορες ιδιότητες όπως :**

1. **Στη διαλυτότητα.** Τι σημαίνει η φράση “τα όμοια διαλύουν τα όμοια”?

Οι πολικοί διαλύτες πχ. νερό διαλύουν τις πολικές ενώσεις πχ HCl, ζάχαρη, οινόπνευμα, ουρία [εδώ να θυμηθούμε ότι και ο δεσμός υδρογόνου εμφανίζεται λόγω έντονης πολικότητας] και οι μη πολικοί διαλύτες [πχ.βενζίνη, ασετόν, κυκλοεξάνιο, τετραχλωράνθρακας] τις μη πολικές ενώσεις [πχ. Αλκάνια, CO₂ κτλ.]

2. **Στο σημείο βρασμού και στο σημείο τήξεως.**

Όσο μεγαλύτερες οι διαμοριακές δυνάμεις, τόσο υψηλότερα και τα σημεία βρασμού και τήξης. Καθώς θα πρέπει να θερμάνουμε εντονότερα, η θερμοκρασία θα ανέλθει σε μεγαλύτερα επίπεδα, για να «σπάσουμε»-καταργήσουμε τις δυνάμεις ανάμεσα στα μόρια. Έτσι έχει υπολογιστεί ότι αν στο μόριο του νερού H₂O δεν υπήρχαν οι δεσμοί υδρογόνου τότε αυτό θα ήταν αέριο με σημείο βρασμού τους -100°C.

3. **Στο ιξώδες :** είναι το μέγεθος που δείχνει την αντίσταση ενός υγρού στη ροή. Όσο μεγαλύτερες οι δυνάμεις τόσο ισχυρότερες οι έλξεις σε διαφορετικές στιβάδες μορίων, οπότε τόσο δυσκολότερη η κίνηση της μιας στιβάδας των μορίων σε σχέση με την άλλη. Για παράδειγμα σε λεία κατακόρυφη επιφάνεια (πχ. ένα τζαμί) τοποθετούμε μια σταγόνα νερού και μια σταγόνα από μέλι. Ποιο ρέει ευκολότερα; Άρα πιο έχει μεγαλύτερο ιξώδες; Επηρεάζεται από τη θερμοκρασία (η αύξηση της θερμοκρασίας έχει αρνητική επίδραση στην τιμή του ιξώδους – το υγρό γίνεται πιο εύρευστο).

4. **Στην επιφανειακή τάση :** καθώς τα μόρια της επιφάνειας ενός υγρού δέχονται δυνάμεις μόνο από τα εσωτερικά μόρια, σχηματίζουν ένα είδος ‘επιδερμίδας’ πάνω στην επιφάνεια αυτή. Η επιφανειακή τάση αποτελεί ένα μέτρο των δυνάμεων που αναγκάζουν τα υγρά να έχουν τη μικρότερη δυνατή επιφάνεια, και θεωρείται ως η δύναμη που απαιτείται για να υπερικνηθούν οι δυνάμεις αυτές !! Σε αυτήν οφείλονται η μορφή που έχουν οι σταγόνες των υγρών το βάδισμα ορισμένων εντόμων στο νερό, τα τριχοειδή φαινόμενα.

⇒ *ΕΡΩΤΗΜΑ* : Μπορείτε να κάνετε μια καρφίτσα να επιπλέει στο νερό;

ΜΕΤΑΒΟΛΕΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΩΝ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

- Το σε ποια κατάσταση θα βρίσκεται μία ουσία καθορίζεται από:
- το είδος και την ισχύ των δυνάμεων ανάμεσα στα μόρια και
 - τις συνθήκες πίεσης, θερμοκρασίας στις οποίες η ουσία αυτή βρίσκεται.

Έτσι έχουμε:

- Στη **στερεά (s)** κατάσταση (από το solid:στερεό) μεγάλη τάξη των μορίων – δομικών λίθων, καθορισμένο όγκο και σχήμα. Τα στερεά σώματα γενικά θεωρούνται ασυμπίεστα.
- Στην **υγρή (l)** κατάσταση (από το liquid:υγρό) υπάρχει σχετική αταξία των μορίων και ευκινησία τους. Τα υγρά έχουν καθορισμένο όγκο και το σχήμα του δοχείου στο οποίο περιέχονται. Όπως και στα στερεά υπάρχει αμελητέα ή μικρή συμπίεστικότητα.
- Στην **αέρια (g)** κατάσταση (από το gas:αέριο) υπάρχει πλήρης αταξία λόγω της μεγάλης ευκινησίας των μορίων. Τα αέρια καταλαμβάνουν όλο τον όγκο του δοχείου μέσα στο οποίο βρίσκονται. Τα αέρια είναι σώματα συμπίεστα.

Έχουμε τις ακόλουθες μεταβολές των φυσικών καταστάσεων:

- **ΤΗΞΗ** όταν το στερεό μετατρέπεται σε υγρό (s→l)

- **ΠΗΞΗ** όταν το υγρό μετατρέπεται σε στερεό (l→s)

- **ΕΞΑΕΡΩΣΗ** όταν το υγρό μετατρέπεται σε αέριο (l→g). Αυτό μπορεί να γίνει είτε με εξάτμιση είτε με βρασμό. Ο βρασμός πραγματοποιείται από όλη τη μάζα του υγρού, ενώ η εξάτμιση από την ελεύθερη επιφάνειά του. Ο ρυθμός εξάτμισης εξαρτάται από το εμβαδό της επιφάνειας του υγρού (επηρεάζεται θετικά από την αύξηση της) και τη θερμοκρασία του υγρού. Μπορεί επίσης να πραγματοποιείται και σε θερμοκρασία μικρότερη από τη θερμοκρασία βρασμού.

* Κατά την εξάτμιση ενός υγρού παρατηρείται πτώση θερμοκρασίας, καθώς τα μόρια που διαφεύγουν στην αέρια κατάσταση παίρνουν μαζί τους μέρος της ενέργειας του συστήματος με τη μορφή κινητικής ενέργειας, οπότε αυξάνοντας την αταξία τους προκαλούν μείωση στην ενέργειά του υπολοίπου υγρού. Έτσι εξηγείται το γιατί αισθανόμαστε ότι κρυώνουμε όταν βγαίνουμε από τη θάλασσα, αλλά εξηγείται και ο μηχανισμός ελέγχου της θερμοκρασίας του σώματος με την εφίδρωση.

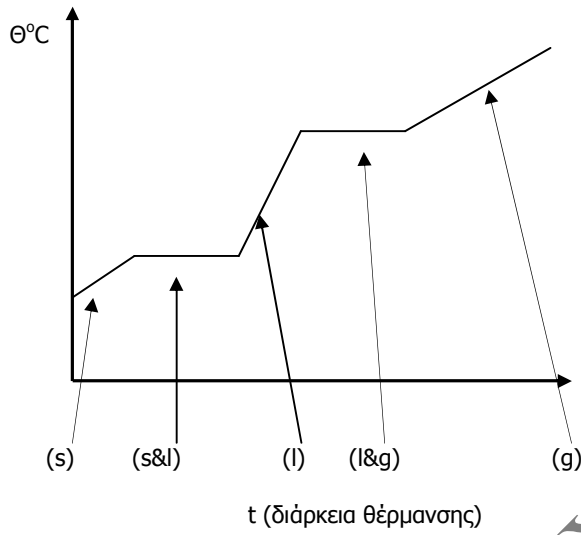
- **ΥΓΡΟΠΟΙΗΣΗ ή ΣΥΜΠΥΚΝΩΣΗ** όταν το αέριο μετατρέπεται σε υγρό (g→l)

- **ΕΞΑΧΝΩΣΗ** όταν το στερεό μετατρέπεται κατευθείαν σε αέριο (s→g) χωρίς να περνά από την υγρή φάση, όπως για παράδειγμα στη ναφθαλίνη, και στο I₂ και

- **ΑΠΟΘΕΣΗ** όταν το αέριο μετατρέπεται σε στερεό χωρίς να περνά από την υγρή φάση (g→s)

Formatted: Bullets and Numbering

Καμπύλη θέρμανσης είναι η καμπύλη που δείχνει πως μεταβάλλεται η θερμοκρασία μίας ουσίας σε σχέση με το χρόνο-διάρκεια θέρμανσης. (Η καμπύλη ψύξης, είναι ένα εντελώς 'κατοπτρικό' γράφημα)



Παρατηρούμε ότι η θερμοκρασία κατά τη διάρκεια του βρασμού, (στην οποία συνυπάρχουν η στερεά και υγρή φάση - κατάσταση s & l) διατηρείται σταθερή, γιατί η προσφερόμενη ενέργεια καταναλώνεται στο να αυξηθεί η κινητική ενέργεια των δομικών λίθων της ουσίας και στην ταυτόχρονη εξασθένηση των διαμοριακών δυνάμεων. Κάτι αντίστοιχο συμβαίνει και στη διάρκεια της τήξης όπου όλη η προσφερόμενη θερμότητα χρησιμοποιείται για τη μετάβαση από τη υγρή κατάσταση στην αέρια (κατάσταση όπου συνυπάρχει η υγρή κ η αέρια φάση - κατάσταση l & g).

ΤΑΣΗ ΑΤΜΩΝ

Αν σε κλειστό κενό δοχείο που έχει σταθερή θερμοκρασία, εισαχθεί επαρκής ποσότητα υγρού, τότε μετά από κάποιο χρονικό διάστημα διαπιστώνεται ότι ο χώρος πάνω από την ελεύθερη επιφάνεια του υγρού περιέχει ατμούς της ουσίας, σε δυναμική ισορροπία με την υγρή φάση αυτού. Λέγοντας δυναμική ισορροπία υγρού αερίου (υγρό ↔ ατμοί υγρού) εννοούμε ότι στη μονάδα του χρόνου, ορισμένα μόρια του υγρού αποκτούν την απαιτούμενη κινητική ενέργεια και περνούν στην αέρια φάση, ενώ ταυτόχρονα ίσος αριθμός μορίων αερίου συμπυκνώνεται – υγροποιείται, οπότε δεν έχουμε ποσοτική μεταβολή στην ποσότητα του υγρού αλλά ποιοτική. Οι ατμοί μιας ουσίας που βρίσκονται σε ισορροπία με την υγρή μορφή τους λέγονται κορεσμένοι, και η πίεση που ασκούν λέγεται τάση ατμών. Η τάση ατμών μιας ουσίας εξαρτάται από τη φύση της ουσίας (δηλαδή ποια είναι η ουσία, η δομή της, άρα και οι δυνάμεις ανάμεσα στα μόριά της) και από τη θερμοκρασία του. Η τάση ατμών πιο απλά εκφράζει την «επιθυμία» μιας ουσίας να γίνει αέριο. Όσο μεγαλύτερη η τάση ατμών, τόσο μεγαλύτερη η ευκολία εξαέρωσης της ουσίας.

⇒ *ΕΡΩΤΗΜΑ*: Ποια ουσία κατά τη γνώμη σας έχει μεγαλύτερη τάση ατμών: το νερό ή η βενζίνη; το λάδι ή το οινόπνευμα;

* Φάση ονομάζεται ένα ομογενές μέρος ενός σύνθετου συστήματος, το οποίο διαχωρίζεται από τα άλλα συστατικά του συστήματος με οριακές επιφάνειες.)

Αν η αρχική ποσότητα του υγρού ήταν πολύ μικρή τότε θα περνούσε ολόκληρη η ποσότητα της ουσίας στην αέρια φάση, και οι ατμοί θα ήταν ακόρεστοι. Οι ατμοί λέγονται κορεσμένοι από τη στιγμή που μια, έστω ελάχιστη, ποσότητα παραμένει στην υγρή φάση (οριακά κορεσμένοι ατμοί). Η τάση ατμών είναι η μέγιστη πίεση που μπορεί να αποκτήσει ένα αέριο σε ορισμένη θερμοκρασία, γιατί από το σημείο αυτό της συμπίεσης και μετά υγροποιείται. Οι ουσίες με μεγάλη τάση ατμών λέγονται πτητικές.

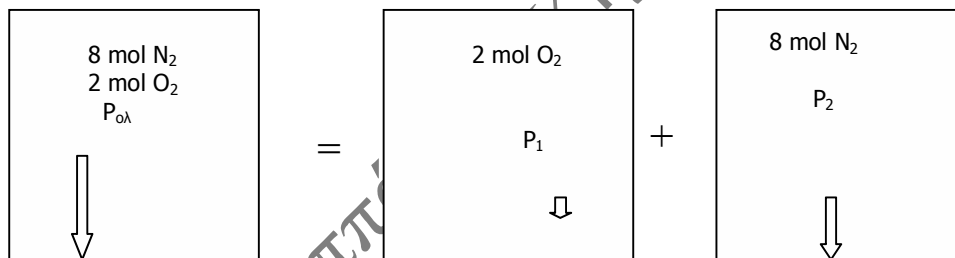
ΜΕΡΙΚΕΣ ΠΙΕΣΕΙΣ

Γνωρίζουμε ήδη από την πρώτη Λυκείου την καταστατική εξίσωση των αερίων $PV=nRT$ (1). Έστω δοχείο όγκου V και σε σταθερή θερμοκρασία T όπου περιέχονται 2 mol O_2 και 8 mol N_2 . Η ολική πίεση $P_{ολ}$ μπορεί να υπολογιστεί από εφαρμογή της σχέσης (1) ως $P_{ολ}V=n_{ολ}RT$ όπου $n_{ολ}=2+8=10 \text{ mol}$. Αν στο δοχείο αυτό στην ίδια θερμοκρασία αφήσουμε μόνο το οξυγόνο τότε υπολογίζεται η πίεση του οξυγόνου P_1 κατά την $P_1V=n_1RT$ κατά τη οποία $n_1=2 \text{ mol O}_2$. Η P_1 λέγεται μερική πίεση του οξυγόνου. Κατά αντίστοιχο τρόπο ορίζεται η μερική πίεση P_2 του αζώτου όπου $P_2V=n_2RT$. Ισχύει λοιπόν για την μερική πίεση ενός συστατικού μίγματος ότι $P_{συσ}V_{ολ}=n_{συσ}PT_{ολ}$.

Εύκολα αποδεικνύεται ότι $P_{ολ}=P_{συσ1}+P_{συσ2}+\dots+P_{συσν}$ (2). Η σχέση αυτή εκφράζει το νόμο του Dalton.

Σχηματικά έχουμε:

V, T σταθερά



Ισχύει επίσης $P_{συσ}=(n_{συσ}/n_{ολ})P_{ολ}$ όπου το κλάσμα $(n_{συσ}/n_{ολ})=X_{συσ}$ λέγεται γραμμομοριακό κλάσμα του συστατικού. Μπορούμε λοιπόν να γράψουμε $P_{συσ}=X_{συσ}P_{ολ}$ (3). Ισχύει επίσης

$$X_{συσ-1}+X_{συσ-2}+\dots+X_{συσν}=1 \quad (4)$$

Εφαρμογή : πως αποδεικνύονται οι σχέσεις (3) και (4)?

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2

ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ

Η χημική αντίδραση είναι ανασυγκρότηση - αναδιάταξη - της ύλης. Δεσμοί ανάμεσα στα άτομα διαφόρων μορίων σπάνε, και σχηματίζονται καινούριοι δεσμοί ατόμων ή/και νέα μόρια. Η διάσπαση των δεσμών, είναι μια διαδικασία που απαιτεί κατανάλωση ενέργειας, ενώ ο σχηματισμός νέων δεσμών ελευθερώνει - εκλύει - ενέργεια. Επειδή, υπάρχει διαφορά λοιπόν σε μια χημική αντίδραση, της περιεχόμενης ενέργειας στα αντιδρώντα και τα προϊόντα συστατικά, αυτό έχει ως αποτέλεσμα είτε την «περίσσεια» ενέργειας (οπότε αυτή εκλύεται στο περιβάλλον υπό μορφή θερμότητας - θερμικής ενέργειας), ή το «έλλειμμα» ενέργειας (οπότε παρατηρείται απορρόφηση ενέργειας υπό μορφή θερμότητας - θερμικής ενέργειας από το περιβάλλον).

Ας δώσουμε όμως αρχικά μερικούς ορισμούς που θα μας βοηθήσουν να κατανοήσουμε καλύτερα και βαθύτερα ορισμένες έννοιες:

I) **Θερμοκρασία:** Είναι μέγεθος που εκτιμά την 'κινητικότητα' των μορίων μιας ουσίας, και μας βοηθά ανάμεσα σε δύο σώματα διαφορετικής θερμοκρασίας, να καθορίσουμε το θερμό (ζεστό) σώμα (δηλ. αυτό που έχει τη μεγαλύτερη συγκριτικά θερμοκρασία) και το ψυχρό (κρύο) σώμα (δηλ. αυτό με τη μικρότερη - συγκριτικά - θερμοκρασία). Μετρείται σε βαθμούς Κελσίου Θ ($^{\circ}\text{C}$) και βαθμούς Κέλβιν T (K).

Ισχύει: $T = \Theta + 273$

II) **Θερμότητα - Θερμική ενέργεια:** είναι μορφή ενέργειας, που «ρέει» αυθόρμητα από ένα θερμό σώμα προς ένα ψυχρό, όταν αυτά έλθουν σε επαφή. Αυτό γίνεται έως ότου αποκτήσουν και τα δύο σώματα την ίδια θερμοκρασία [δηλαδή να βρίσκονται σε «θερμική ισορροπία»].

* Για να γίνει το αντίστροφο, όπως θα μάθεις στη φυσική, απαιτείται κατανάλωση ενέργειας:

Για παράδειγμα σε αυτό βασίζεται η λειτουργία του ψυγείου ή του αир-κοντίσιον.

Μετρείται σε cal, kcal, J, & kJ.

⇒ *Εφαρμογή:* Με ποιο τρόπο μετατρέπεται η μια μονάδα στην άλλη ;

...Ας συνεχίσουμε με τη μορφή ερωτήσεων ώστε να «διεισδύσουμε» βαθύτερα στο τμήμα αυτό της Χημείας όπου έχουμε αλληλεπιδράσεις ύλης με παράλληλη απορρόφηση ή έκλυση ενέργειας με τη μορφή θερμότητας.

Επίσης να αναφέρουμε ότι υπάρχουν και οι φωτοχημικές - φωτοευαίσθητες αντιδράσεις που πραγματοποιούνται με έκλυση ή απορρόφηση φωτεινής ενέργειας!

Αντιδράσεις κατά τις οποίες η θερμική ενέργεια που ανταλλάσσεται με το περιβάλλον είναι μηδέν (ή περίπου ίση με μηδέν) λέγονται θερμο-ουδέτερες !(για παράδειγμα η εστεροποίηση).

⇒ Τι είναι η Θερμοχημεία :

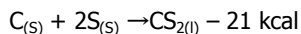
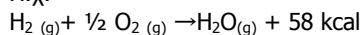
Θερμοχημεία είναι ο κλάδος της χημείας που ασχολείται με τον υπολογισμό των ποσοτήτων θερμότητας που ελευθερώνονται ή απορροφώνται κατά τις διάφορες χημικές μεταβολές.

Αντιδράσεις κατά τις οποίες ελευθερώνεται ή απορροφάται θερμότητα ονομάζονται θερμοχημικές αντιδράσεις και διακρίνονται σε εξώθερμες ή ενδόθερμες αντίστοιχα. Οι θερμοχημικές αντιδράσεις αποδίδονται με τις θερμοχημικές εξισώσεις οι οποίες είναι χημικές εξισώσεις στο β' μέλος των οποίων αναγράφεται το ποσό θερμότητας Q που εκλύεται ή απορροφάται κατά την αντίστοιχη αντίδραση ή η μεταβολή ΔH της ενέργειας της αντίδρασης.

Το πρόσημο της θερμότητας σε μία θερμοχημική αντίδραση είναι (+) αν κατ' αυτήν εκλύεται

θερμότητα προς το περιβάλλον (εξώθερμη αντίδραση) και (-) όταν απορροφάται (ενδόθερμη αντίδραση).

Π.χ.



⇒ Ποιο μέγεθος ονομάζεται ενθαλπία :

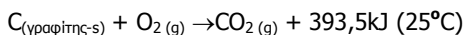
Ενθαλπία (H) ή ενεργειακό περιεχόμενο, είναι μέγεθος του οποίου η διαφορά μεταξύ προϊόντων και αντιδρώντων, παρέχει εμμέσως το απορροφούμενο ή εκλυόμενο ποσό θερμότητας όταν η μεταβολή πραγματοποιείται υπό σταθερή πίεση.

Δηλαδή $\Delta H = H_{\text{προϊόντων}} - H_{\text{αντιδρώντων}}$ με P=σταθ.

Η ενθαλπία H όπως και η εσωτερική ενέργεια E (ή U), είναι ιδιότητα του συστήματος με καθορισμένη τιμή για δεδομένη κατάσταση του, ανεξάρτητη από τον τρόπο με τον οποίο το σύστημα έφτασε στην κατάσταση αυτή.

Αρνητικό πρόσημο του ΔH δείχνει έκλυση θερμότητας κατά την αντίδραση. Στην αντίθετη περίπτωση το πρόσημο είναι θετικό.

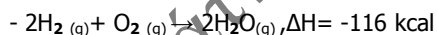
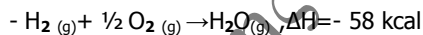
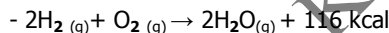
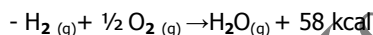
Π.χ. :



$$Q = 393,5 \text{ kJ ή } \Delta H_{298} = - 393,5 \text{ kJ}$$

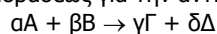
⇒ Εφαρμογή – (από την άσκηση 13 του σχολικού βιβλίου):

Η θερμοχημική εξίσωση για την καύση του υδρογόνου H_2 μπορεί να αποδοθεί με τους παρακάτω ισοδύναμους τρόπους:



⇒ Τι ονομάζουμε θερμότητα αντίδρασης και από τι εξαρτάται :

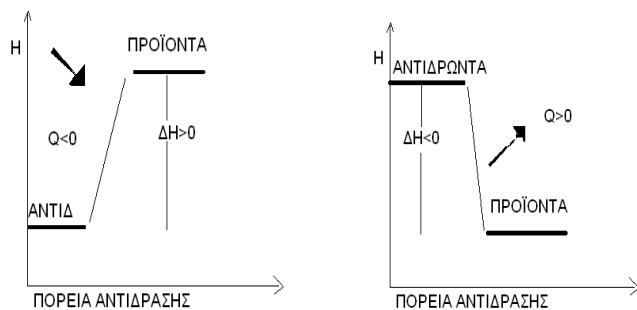
Θερμότητα αντίδρασης για την αντίδραση που παριστάνεται με την χημική εξίσωση



ονομάζεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται όταν a moles A και β moles B μετατρέπονται **πλήρως** σε γ moles Γ και δ moles Δ όπου τα A, B, Γ και Δ ανάγονται στην ίδια θερμοκρασία Θ.

Η θερμότητα μίας αντίδρασης εξαρτάται από την θερμοκρασία, την φυσική κατάσταση αντιδρώντων και προϊόντων, καθώς και από τις ποσότητες των σωμάτων που αντιδρούν και παράγονται.

⇒ Με ποιο τρόπο μπορείτε να απεικονίσετε μία ενδόθερμη και μια εξώθερμη αντίδραση σε διάγραμμα $H=f(t)$ δηλαδή $H = f(\text{πορεία της αντίδρασης})$. Δηλαδή ποιο είναι το «ενεργειακό προφίλ» των χημικών αντιδράσεων (ενδόθερμων και εξώθερμων)?



Ενδόθερμη αντίδραση

Εξώθερμη αντίδραση

⇒ Με ποιο τρόπο μπορούμε να μετρήσουμε πειραματικά την θερμότητα μίας αντίδρασης :

Ο πειραματικός προσδιορισμός της $Q_{αντ.}$ πραγματοποιείται με συσκευή γνωστή ως θερμιδόμετρο (τύπου οβίδας). Στον μονωμένο χώρο του θερμιδομέτρου βρίσκεται ειδικό δοχείο που περιέχει γνωστή μάζα νερού m , και μέσα σ' αυτήν είναι βυθισμένα τα εξής :

- Ο θάλαμος της αντίδρασης (από θερμικά αγωγίμο υλικό)
- Αναδευτήρας, ο οποίος εξασφαλίζει την ομοιογενή κατανομή της θερμότητας σε ολόκληρη την μάζα του νερού.
- Θερμόμετρο, το οποίο μετρά της μεταβολές της θερμοκρασίας του νερού.

Για τους υπολογισμούς χρησιμοποιούμε τον γνωστό τύπο της θερμιδομετρίας :

$$Q = (C + m \cdot c) \Delta\theta$$

όπου : Q : Θερμότητα (σε cal)

C : Θερμοχωρητικότητα του οργάνου (cal/grad) (αν ούτε δίνεται μα και ούτε ζητείται σε μια άσκηση θα θεωρείται ίση με μηδέν)

m : Μάζα του νερού (g)

c : Ειδική θερμότητα του νερού (cal/grad-g) (το οποίο και καθορίζει τις μονάδες

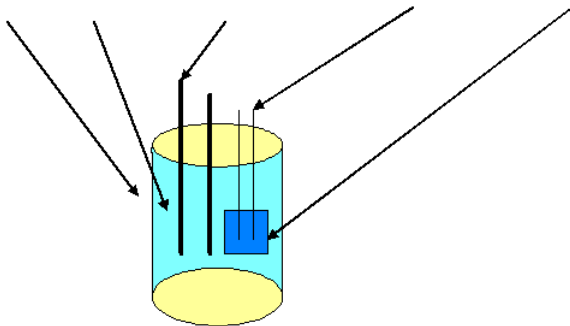
όλων των υπολοίπων μεγεθών)

$m \cdot c$: Θερμοχωρητικότητα του νερού (cal/grad)

$\Delta\theta$: Μεταβολή της θερμοκρασίας του νερού σε grad

➤ Ισχύει ότι $1J = 0.24 \text{ cal}$

Θερμιδόμετρο Μάζα H_2O Θερμόμετρο αναδευτήρας Σύστημα ανάφλεξης Θάλαμος αντίδρασης



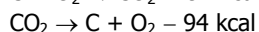
ΑΡΧΕΣ ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑΣ

ΝΟΜΟΣ LAVOISIER - LAPLACE & ΝΟΜΟΣ HESS (ΑΠΟΡΡΟΙΑ ΤΟΥ ΑΞΙΩΜΑΤΟΣ ΔΙΑΤΗΡΗΣΗΣ ΤΗΣ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ)

ΝΟΜΟΣ (αρχή) Lavoisier – Laplace (βασίζεται στην αρχή διατήρησης της ενέργειας):

Το ποσό θερμότητας το οποίο εκλύεται ή απορροφάται κατά την πραγματοποίηση μιας αντίδρασης είναι ίσο με το ποσό θερμότητας το οποίο απορροφάται ή εκλύεται κατά την πραγματοποίηση της αντίθετης της, αν έχουμε τις ίδιες συνθήκες και τα ίδια ποσά αντιδρώντων και προϊόντων.

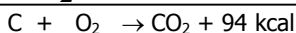
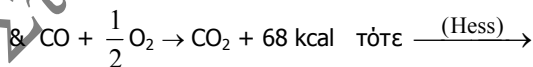
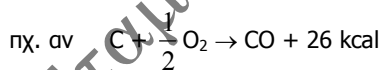
Π.χ. αν :



* Πρακτικά ο νόμος αυτός εννοεί ότι όταν αντιστρέφουμε μία αντίδραση, τότε αλλάζει το πρόσημο του Q (άρα και του ΔH)

ΝΟΜΟΣ Hess (Αξίωμα αρχικής και τελικής κατάστασης)- Βασίζεται στον πρώτο νόμο της θερμοδυναμικής:

Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται σε μια χημική αντίδραση δεν εξαρτάται από το αν η αντίδραση πραγματοποιείται σε ένα ή περισσότερα στάδια. Δηλ. το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την μετάβαση χημικού συστήματος από μία καθορισμένη αρχική κατάσταση σε μία καθορισμένη τελική κατάσταση, είναι ανεξάρτητη από τα ενδιάμεσα στάδια που ακολουθούμε για να πραγματοποιήσουμε την μετάβαση αυτή.



* Πρακτικά αυτό σημαίνει ότι μπορούμε να προσθέσουμε 'κατά μέλη' της θερμο-χημικές εξισώσεις όπως κάνουμε και με τις αντίστοιχες αλγεβρικές.

Διάφορα είδη Μεταβολής Ενθαλπίας ΔH:

I) Ενθαλπία Καύσης ΔH(c) σε kcal/mol ουσίας: είναι η μεταβολή της ενθαλπίας που παρατηρείται κατά την καύση ενός mol της ουσίας . Είναι πάντα μικρότερη του μηδενός δηλαδή η αντίδραση της καύσης είναι πάντα εξώθερμη.

Για παράδειγμα $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 194 \text{ kcal}$ δηλαδή $\Delta H(c)_{[\text{CH}_4]} = -94 \text{ kcal/mol}$

II) Ενθαλπία Σχηματισμού ΔH(f) σε kcal/mol ουσίας: Είναι το ποσό της μεταβολής ενθαλπίας (δηλαδή εμμέσως της θερμότητας που απορροφάται ή εκλύεται) κατά το σχηματισμό ενός mol της ουσίας από τα συστατικά της στοιχία, όταν αυτά θεωρούνται στη σταθερότερη κατάσταση – μορφή τους.

* Πρέπει να γνωρίζω ότι ο άνθρακας με τη μορφή γραφίτη είναι σταθερότερος από τον άνθρακα με τη μορφή του διαμαντιού, και ότι το θείο έχει ως σταθερότερη μορφή του, εκείνη του ρομβικού θείου.

Για παράδειγμα $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 94 \text{ kcal}$ δηλαδή $\Delta H(f)_{[\text{CO}_2]} = -94 \text{ kcal / mol}$ εφόσον ο άνθρακας είναι σε μορφή γραφίτη και όχι διαμαντιού!!

III) Ενθαλπία Εξουδετέρωσης ΔH(n) σε kcal/mol σχηματιζόμενου H₂O: είναι η μεταβολή της ενθαλπίας που παρατηρείται κατά το σχηματισμό ενός μορίου νερού από την εξουδετέρωση οξέος από βάση σε αραιό υδατικό διάλυμα. Επειδή η εξουδετέρωση είναι πάντα εξώθερμη συνήθως αν το οξύ και η βάση είναι ισχυρά είναι ίση με -13,5(πιο σωστά -13,8) kcal/mol σχηματιζόμενου H₂O. Στην πραγματικότητα εξαρτάται από την ισχύ του οξέος και της βάσης, πράγματα που θα μας απασχολήσουν στην επόμενη τάξη του Λυκείου. Η ενθαλπία εξουδετέρωσης ενός ισχυρού οξέος με μια ισχυρή βάση, είναι ουσιαστικά η ενθαλπία της αντίδρασης $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ και γι αυτό θεωρείται σταθερή και ανεξάρτητη από τη φύση του ισχυρού οξέος και της ισχυρής βάσης.

** Όταν αναφερόμαστε σε **πρότυπη κατάσταση** εννοούμε $P=1\text{atm}$, $\theta=25^\circ\text{C}$ και $C=1\text{M}$ αν αναφερόμαστε σε διαλύματα.

Σταματίης Καππίατος

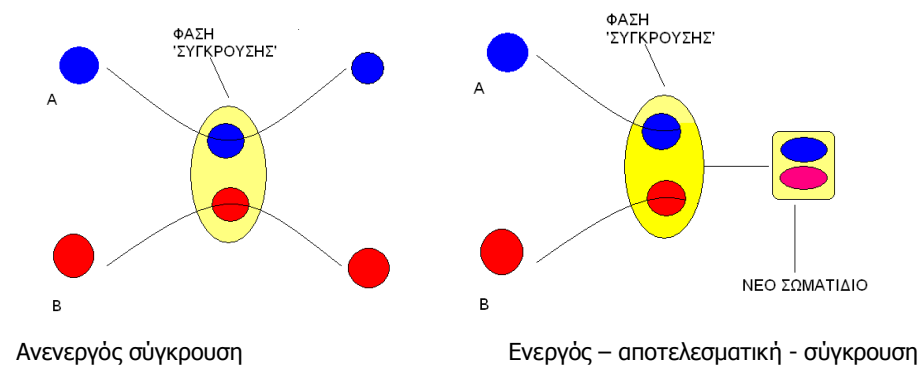
ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3

ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ (ΠΟΣΟ ΓΡΗΓΟΡΑ :)

Η χημική κινητική ασχολείται με τη μελέτη της εξέλιξης των χημικών αντιδράσεων σε συνάρτηση με το χρόνο. Δηλαδή μελετά την ταχύτητα και τις δομικές αλλαγές που συμβαίνουν στην πορεία μιας αντίδρασης, δηλαδή το μηχανισμό της καθώς και τους παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητά της. Όπως και στο προηγούμενο κεφάλαιο, ας ακολουθήσουμε το σύστημα ερωτήσεων που ακολουθούνται από τις κατάλληλες απαντήσεις ώστε να αποκτήσουμε λίγο περισσότερες γνώσεις στο αντικείμενο της χημικής κινητικής...

⇒ Τι ονομάζουμε ενεργές (αποτελεσματικές) συγκρούσεις και τι μη ενεργές :

Αν φέρουμε σε επαφή δύο σώματα Α, Β τα οποία μπορούν να αντιδράσουν τότε τα κινητικώς ανεξάρτητα σωματίδια τους συγκρούονται. Το αποτέλεσμα των συγκρούσεων αυτών είναι: α) μεταβολή της κατεύθυνσης και της κινητικής ενέργειας των σωματιδίων, οπότε αυτού του είδους οι συγκρούσεις ονομάζονται ανενεργές ή αναποτελεσματικές, είτε β) ο σχηματισμός νέου σωματιδίου, με νέες ιδιότητες κινητική ενέργεια, κατεύθυνση, οπότε οι συγκρούσεις ονομάζονται ενεργές ή αποτελεσματικές.



⇒ Ποια η σχέση χημικών αντιδράσεων και ενεργών συγκρούσεων ; Ποιες είναι οι απαιτήσεις ως προς

τα συγκρουόμενα σωματίδια προκειμένου αυτά ν' αντιδράσουν ;

Η χημική αντίδραση είναι το αποτέλεσμα των ενεργών (αποτελεσματικών) συγκρούσεων. Για να πραγματοποιηθούν αποτελεσματικές συγκρούσεις δηλ. χημική αντίδραση πρέπει τα συγκρουόμενα σωματίδια να έχουν:

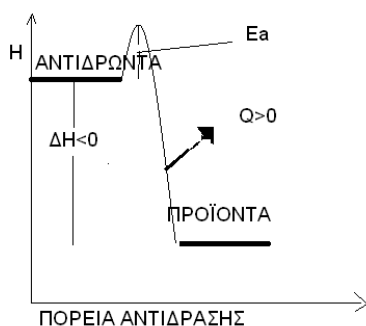
- ορισμένη ταχύτητα [άρα και ορισμένη κινητική ενέργεια (της οποίας η ελάχιστη τιμή ονομάζεται ενέργεια ενεργοποίησης)] και
- κατάλληλο προσανατολισμό.

**Όσο μικρότερη είναι η ενέργεια ενεργοποίησης τόσο ευκολότερα γίνεται η αντίδραση.

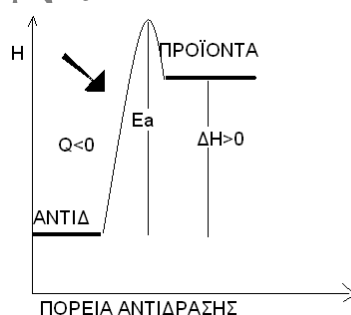
⇒ Ποιο είναι λοιπόν το ενεργειακό προφίλ μιας ενδόθερμης ή μιας εξώθερμης αντίδρασης;

Όπως θα δούμε στα παρακάτω διαγράμματα, η ενέργεια ενεργοποίησης αντιστοιχεί στην ενεργειακή απόσταση ανάμεσα στα αντιδρώντα και το υψηλότερο ενεργειακό εμπόδιο εξέλιξης της αντίδρασης (που ονομάζεται κατάσταση «ενεργοποιημένου συμπλόκου», δηλαδή του ενδιάμεσου προϊόντος το οποίο έχει «απορροφήσει» την ενέργεια ενεργοποίησης E_a . Σε αυτή την κατάσταση έχουμε ανακατανομή ηλεκτρονίων, πυρήνων και ανασυγκρότηση της ύλης οπότε δύο περιπτώσεις είναι δυνατές:

- είτε επιστροφή στα αρχικά αντιδρώντα, είτε
- εξέλιξη της αντίδρασης προς σχηματισμό των νέων ουσιών – προϊόντων).



(Εξώθερμη αντίδραση)



(Ενδόθερμη αντίδραση)

⇒ Τι ονομάζουμε στοιχειώδεις αντιδράσεις και τι μηχανισμό μιας αντίδρασης ;

Είναι δυνατόν μία αντίδραση να πραγματοποιείται σε επιμέρους ενδιάμεσες αντιδράσεις οι οποίες ονομάζονται στοιχειώδεις αντιδράσεις. (δηλαδή δεν είναι δυνατό να αναλυθούν σε απλούστερες)

Το σύνολο των στοιχειωδών αντιδράσεων – δηλ. των ενδιάμεσων αντιδράσεων (βημάτων) - για μια καθορισμένη χημική αντίδραση ονομάζεται μηχανισμός της αντίδρασης.

⇒ Πως ορίζεται η ταχύτητα (u) μιας αντίδρασης ;

Ως ταχύτητα μίας αντίδρασης (u) (Δηλαδή ένα μέτρο του αριθμού των ενεργών συγκρούσεων των αντιδρώντων σωματιδίων στη μονάδα του χρόνου) ορίζεται το πηλίκο της μεταβολής της συγκέντρωσης (ΔC) των αντιδρώντων ή των προϊόντων (ή ενός αντιδρώντος ή ενός προϊόντος) που παρατηρείται σε χρόνο Δt δια του χρόνου αυτού.

$$\text{Δηλ. } u = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Έτσι για την $A + B \rightarrow \Gamma + \Delta$ ισχύει : $u = -\Delta C_A/\Delta t = -\Delta C_B/\Delta t = \Delta C_\Gamma/\Delta t = \Delta C_\Delta/\Delta t$

Ενώ για την αντίδραση με γενική μορφή $aA + \beta B \rightarrow \gamma\Gamma + \delta\Delta$, όπου a, β, γ, δ είναι οι συντελεστές των σωματιδίων A, B, Γ και Δ αντίστοιχα ισχύει :

$$u = -\Delta C_A/a\Delta t = -\Delta C_B/\beta\Delta t = \Delta C_\Gamma/\gamma\Delta t = \Delta C_\Delta/\delta\Delta t$$

Θεωρώντας ότι ο ρυθμός (ταχύτητα) κατανάλωσης των αντιδρώντων A και B είναι αντίστοιχα $u_A = \Delta C_A/\Delta t$ και $u_B = \Delta C_B/\Delta t$, ενώ ο ρυθμός (ταχύτητα) παραγωγής των προϊόντων Γ και Δ είναι αντίστοιχα $u_\Gamma = \Delta C_\Gamma/\Delta t$ και $u_\Delta = \Delta C_\Delta/\Delta t$, τότε η παραπάνω σχέση μπορεί να γραφεί και ως εξής: $u = -u_A/a = -u_B/\beta = u_\Gamma/\gamma = u_\Delta/\delta$

Η ταχύτητα εξαρτάται από όσους παράγοντες επηρεάζουν την κινητικότητα των συγκρουόμενων σωματιδίων.

Εφαρμογή : γιατί υπάρχει το αρνητικό πρόσημο μείον (-), μπροστά από τις ταχύτητες των αντιδρώντων A και B ;

⇒ Ποιοι είναι οι παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα μίας χημικής αντίδρασης ;

Οι παράγοντες που επηρεάζουν την u μίας αντίδρασης είναι:

- i) ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ** : Γενικά αύξηση της θερμοκρασίας συνεπάγεται αύξηση της ταχύτητας μίας χημικής αντίδρασης καθώς: αύξηση της θερμοκρασίας σημαίνει προσφορά θερμότητας, άρα αύξηση της μέσης κινητικής ενέργειας των συγκρουόμενων σωματιδίων, άρα και αύξηση της ταχύτητας των αντιδρώντων μορίων. Αποτέλεσμα είναι η αύξηση του ποσοστού των αποτελεσματικών συγκρούσεων και κατά συνέπεια αύξηση της ταχύτητας της αντίδρασης.
➤ Για τις περισσότερες αντιδράσεις αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10°C προκαλεί διπλασιασμό της ταχύτητας τους.
- ii) ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ** : Αύξηση της συγκέντρωσης συνεπάγεται αύξηση της ταχύτητας μίας αντίδρασης. Αύξηση της συγκέντρωσης σημαίνει μεγαλύτερο αριθμό σωματιδίων σε σχετικά περιορισμένο χώρο, άρα μεγάλο πλήθος πιθανών συγκρούσεων μεταξύ των αντιδρώντων σωματιδίων, άρα αύξηση του ποσοστού των αποτελεσματικών συγκρούσεων. Κατά συνέπεια πραγματοποιείται και αύξηση της ταχύτητας της αντιδράσεως.
- iii) ΦΥΣΗ ΤΩΝ ΑΝΤΙΔΡΩΝΤΩΝ** : Τα ευκίνητα ιόντα (και λόγω των μεταξύ τους ελκτικών ή απωστικών δυνάμεων) αντιδρούν ταχύτερα από τα μόρια τα οποία με την σειρά τους αντιδρούν ταχύτερα από τα σχετικά βραδυκίνητα μεγαλομόρια.
- iv) ΥΠΑΡΞΗ ΚΑΤΑΛΥΤΩΝ** : Οι καταλύτες είναι ουσίες που η παρουσία τους επιταχύνει μία χημική αντίδραση χωρίς όμως οι ίδιες να παθαίνουν μόνιμη χημική μεταβολή. Υπάρχουν διάφορες

θεωρίες που έχουν προταθεί για την εξήγηση της δράσης των καταλυτών, δύο από τις οποίες είναι :

- α) Θεωρία της προσροφήσεως (Φυσική Θεωρία) και
- β) Θεωρία αλυστών ή/και ενδιάμεσων αντιδράσεων (Χημική Θεωρία).

Γεγονός είναι ότι οι καταλύτες ελαττώνουν την ενέργεια ενεργοποίησης είτε ανυψώνοντας την ενέργεια των αντιδρώντων είτε υποβιβάζοντας την ενέργεια του ενδιάμεσου προϊόντος.

Επίσης υπάρχουν αντιδράσεις όπου κατά την πορεία τους επιταχύνονται, από ένα απ' τα προϊόντα της αντίδρασης το οποίο παίζει και τον ρόλο καταλύτη. Το φαινόμενο ονομάζεται **αυτοκατάλυση**.

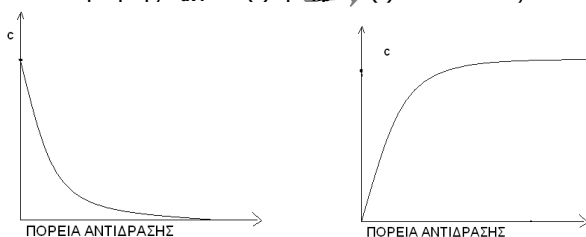
Γενικά πολλές από τις αντιδράσεις της Οργανικής Χημείας καθώς και πολλές βιοχημικές αντιδράσεις των οργανισμών καταλύονται από τους **βιοχημικούς καταλύτες (βιοκαταλύτες) ή ένζυμα**. Τα ένζυμα είναι οργανικά σώματα πολύπλοκης συνήθως δομής τα οποία επιταχύνουν οργανικές ή/και βιοχημικές αντιδράσεις. Κύρια διαφορά τους από τους ανόργανους καταλύτες είναι η μεγάλη εξειδίκευση που παρουσιάζουν καθώς και το ότι αδρανοποιούνται σε μικρές ($\approx 50^\circ\text{C}$ περίπου) θερμοκρασίες ενώ σε ακόμα μεγαλύτερες καταστρέφονται.

v) ΑΛΛΟΙ ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ μερικοί από τους οποίους είναι :

- α) **ΦΥΣΙΚΗ ΚΑΤΑΣΤΑΣΗ**. : Τα αέρια αντιδρούν ταχύτερα από τα υγρά και αυτά ταχύτερα από τα στερεά, τα οποία αντιδρούν επιφανειακά.
- β) **ΕΠΙΦΑΝΕΙΑ ΕΠΑΦΗΣ**. : Επηρεάζει θετικά την ταχύτητα u μίας αντίδρασης
- γ) **ΠΙΕΣΗ**. : Επηρεάζει θετικά την ταχύτητα u σε αντιδράσεις αερίων.
- δ) **ΑΚΤΙΝΟΒΟΛΙΕΣ**. : Γενικά αυξάνουν την ταχύτητα u μίας αντίδρασης αφού οι ακτινοβολίες είναι μορφή ενέργειας που παρέχεται στα συγκρουόμενα σωματίδια.

⇒ **Τι ονομάζουμε στιγμιαία ταχύτητα;**

Είναι η ταχύτητα που έχει η αντίδρασή μου μια δεδομένη χρονική στιγμή. Ας θεωρήσουμε την καμπύλη αντίδρασης ενός αντιδρώντος ή ενός προϊόντος, δηλαδή τη γραφική παράσταση της συνάρτησης $C_{\text{αντ}} = f(t)$ ή $C_{\text{προ}} = f(t)$. Τότε αυτές αποδίδονται με γραφήματα του τύπου.



Εύκολα αποδεικνύεται ότι η κλίση της εφαπτομένης σε κάποιο σημείο της καμπύλης είναι ίση με την ταχύτητα μεταβολής της συγκέντρωσης του αντιδρώντος ή του προϊόντος τη δεδομένη χρονική στιγμή.

Εφαρμογή 1 : αποδείξτε ότι η κλίση της εφαπτομένης σε κάποιο σημείο της καμπύλης είναι ίση με την ταχύτητα μεταβολής της συγκέντρωσης του αντιδρώντος ή του προϊόντος τη δεδομένη χρονική στιγμή.

Εφαρμογή 2 : το γενικό συμπέρασμα είναι ότι κατά την εξέλιξη μιας αντίδρασης η ταχύτητα της αυξάνεται ή μειώνεται με την πάροδο του χρόνου;

Σταμάτης Καπλάτος (Χημικός Μ.Ε.)

⇒ Έστω η αντίδραση $aA + bB \rightarrow \gamma\Gamma + \delta\Delta$. Οι Guldberg και Waage απέδειξαν ότι για τη στιγμιαία ταχύτητα u ισχύει $u = k[A]^x[B]^y$ (σχέση 1) όπου x και y προσδιορίζονται πειραματικά. Η σχέση (1) λέγεται «νόμος της ταχύτητας αντίδρασης» και οι $[A]^x$ και $[B]^y$ λέγονται ενεργές (ή «δρώνσες») μάζες των A και B αντίστοιχα. Η k λέγεται σταθερά της ταχύτητας αντίδρασης και εξαρτάται από όσους παράγοντες επηρεάζουν και την ταχύτητα, αλλά όχι από τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων. (Αν ένα από τα A ή B είναι στερεά, τότε δεν τα λαμβάνουμε υπ' όψη στην εφαρμογή του νόμου της ταχύτητας γιατί θεωρούμε ότι $[\text{στερεού}] = 1M$ καθώς η επίδρασή του στην u έχει «ενσωματωθεί» στη σταθερά k , καθώς τα στερεά αντιδρούν επιφανειακά, και όχι καθ' όλη τη μάζα τους).

Εφαρμογή: (Γιατί η συγκέντρωση ενός στερεού σώματος θεωρείται σταθερή;)

** Το άθροισμα $(x+y)$ λέγεται **τάξη** της αντίδρασης και θα αναφερθούμε σε αυτό αργότερα.

⇒ Αν η αντίδραση είναι **απλή** δηλαδή πραγματοποιείται σε **ένα** μόνο στάδιο δηλαδή δεν μπορεί να αναλυθεί σε άλλες απλούστερες (στοιχειώδεις) αντιδράσεις, τότε ισχύει ότι $x=a$ και $y=b$ οπότε ο νόμος της ταχύτητας γίνεται $u = k [A]^a[B]^b$, η τάξη της αντίδρασης είναι $(a+b)$ και αντιστρόφως. Δηλαδή: «αντίδραση απλή $\Leftrightarrow x=a$ και $y=b$ » όπου a, b οι συντελεστές των αντιδρώντων σωμάτων A και B στη χημική εξίσωση της αντίδρασης.

⇒ Αν μια αντίδραση τώρα γίνεται σε επιμέρους ενδιάμεσα στάδια, τότε κανονικά πρέπει να εφαρμόσουμε το νόμο της ταχύτητας για κάθε διαφορετικό στάδιο. Ποια όμως θα είναι η ταχύτητα και η τάξη της ολικής αντίδρασης; Αποδεικνύεται ότι η ταχύτητα της ολικής αντίδρασης τείνει να είναι ίση με την ταχύτητα του βραδύτερου ενδιάμεσου σταδίου (δηλ. της βραδύτερης ενδιάμεσης αντίδρασής του). Ας σκεφτούμε το εξής: Δύο αθλητές, ο A και ο B τρέχουν σε αγώνα δρόμου των εκατό μέτρων. Αν έστω ο A είναι αυτός που θα νικήσει, ο αγώνας ολοκληρώνεται συνολικά όταν τερματίσει ο βραδύτερος B . Άρα αυτός ο (ο B) - αν και ηττημένος - καθορίζει το πότε «λήγει» ο αγώνας. Αντίστοιχο πράγμα συμβαίνει με αντιδράσεις που έχουν πολύπλοκους μηχανισμούς, δηλαδή αποτελούνται από αρκετές στοιχειώδεις αντιδράσεις. Η ταχύτητα της ολικής αντίδρασης, καθορίζεται αποκλειστικά ή κυρίως από τη βραδύτερη από αυτές.

Η τάξη τώρα μιας αντίδρασης Δείχνει τον αριθμό των μορίων που συγκρούονται κατάλληλα στο κρίσιμο (βραδύτερο στάδιο) ώστε να εξελιχτεί η αντίδραση.

ΚΑΤΑΛΥΣΗ ΚΑΙ ΚΑΤΑΛΥΤΕΣ

Καταλύτες είναι ουσίες που, με την παρουσία τους, προκαλούν μεγάλη αύξηση στην ταχύτητα μιας αντίδρασης χωρίς οι ίδιες να παθαίνουν μόνιμη χημική μεταβολή, αν και βρίσκονται σε μικρές σχετικά ποσότητες! Το φαινόμενο της δράσης τους ονομάζεται κατάλυση. Έχουμε τις εξής περιπτώσεις:

- A) Ομογενής κατάλυση: όταν καταλύτες και η καταλυόμενο σύστημα (δηλαδή αντιδρώντα) είναι στην ίδια φάση (ή στην ίδια φυσική κατάσταση).
για παράδειγμα $\text{CO}_{(g)} + 1/2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$ που καταλύεται από υδρατμούς $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$.
- B) Ετερογενής κατάλυση: όταν το καταλυόμενο σύστημα και ο καταλύτης βρίσκονται σε διαφορετική φάση (φυσική κατάσταση)
για παράδειγμα $\text{CH}_2=\text{CH}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_{3(g)}$ που καταλύεται από στερεό - λεπτότατα διαμερισμένο - $\text{Ni}_{(s)}$.
- Γ) Αυτοκατάλυση όταν καταλύτης μιας αντίδρασης είναι ένα από τα προϊόντα της.

Εφαρμογή: ποια είναι η καμπύλη αντίδρασης σε περίπτωση αυτοκατάλυσης

⇒ Οι καταλύτες διακρίνονται σε:

- A) Ανόργανους: για παράδειγμα μέταλλα, οξειδία μετάλλων σε λεπτό διαμερισμό και άλλες ανόργανες ενώσεις,
B) Οργανικές ενώσεις με πιο ειδική περίπτωση τα ένζυμα. Τα ένζυμα είναι πολύπλοκες ουσίες πρωτεϊνικής δομής που καταλύουν, πολύπλοκες βιοχημικές (συνήθως) διαδικασίες ή στάδια αυτών. Βασικά χαρακτηριστικά τους, που τα διαφοροποιούν από τους υπόλοιπους καταλύτες είναι ότι :

- I) Επιταχύνουν σε πολύ μεγάλο βαθμό τις αντιδράσεις τις οποίες καταλύουν
II) Καταστρέφονται σε ακραίες τιμές περιβάλλοντος για παράδειγμα pH, αλατότητα, θερμοκρασία κ.ά. λόγω μετουσίωσης της πρωτεϊνικής δομής τους και
III) Έχουν μεγάλη εξειδίκευση.

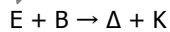
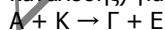
⇒ ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ: Χωρίς τα ένζυμα η πέψη που θα γινόταν σε δύο με τρεις ώρες θα χρειαζόταν να πραγματοποιηθεί σε περίπου πενήντα χρόνια.

⇒ *Εφαρμογή* : Να δώσετε από ένα παράδειγμα για κάθε ένα από τα χαρακτηριστικά των ενζύμων που τα διαφοροποιούν από τους άλλους καταλύτες.

ΘΕΩΡΙΕΣ ΔΡΑΣΗΣ ΤΩΝ ΚΑΤΑΛΥΤΩΝ

Οι καταλύτες επηρεάζουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης, είτε :

- A) Προτείνοντας έναν άλλο μηχανισμό, ο οποίος συνολικά έχει μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης (θεωρία των ενδιάμεσων προϊόντων - εξηγεί κυρίως το φαινόμενο της ομογενούς κατάλυσης) για παράδειγμα



Όπου E = ενδιάμεσο. (Πρώτα σχηματίζεται και έπειτα καταναλώνεται) και

K = καταλύτης. (Πρώτα καταναλώνεται και μετά σχηματίζεται), για να πάρει μέρος ξανά από την αρχή στη σειρά των αντιδράσεων είτε,

Β) Αν είναι σε μορφή λεπτότατα διαμερισμένου στερεού, προσροφώντας στην επιφάνειά τους, το ή τα αντιδρώντα, ώστε να έχουμε, αφενός βελτίωση του προσανατολισμού προσέγγισης των αντιδρώντων σωματιδίων μεταξύ τους, αφετέρου την τοπική αύξηση της συγκέντρωσής τους άρα και αύξηση της ταχύτητας αντίδρασης. (Εξηγεί κυρίως το φαινόμενο της ετερογενούς κατάλυσης).

Εφαρμογή : Τι είναι η σταθερά της ταχύτητας αντίδρασης. Τι δείχνει; Πως προσδιορίζεται; (Απ.: Πάντα με το πείραμα.)

Εφαρμογή: Είναι δυνατό να ισχύει για την αντίδραση $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{NO} + \text{CO}_2$ (όλα αέρια) και ο νόμος της ταχύτητας να είναι $v = k[\text{NO}_2]^2$; Εξηγείστε!

Εφαρμογή: ποιες είναι οι εφαρμογές των καταλυτών στη βιομηχανία, την οικονομία, την υγεία και το περιβάλλον?

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ: Ο προτεινόμενος μηχανισμός για να γίνει δεκτός πρέπει :

- A) Το άθροισμα των επιμέρους σταδίων να δίνει την ολική αντίδραση και
- B) Το βραδύτερο στάδιο να καθορίζει το νόμο της ταχύτητας αντίδρασης.

Σταμάτης Καππάτος (Χημικός Μ.Ε.)

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 4

ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

Οι χημικές αντιδράσεις διακρίνονται σε δύο μεγάλες κατηγορίες:

- Μονόδρομες, πλήρεις ή ποσοτικές, όπου τα αντιδρώντα μετατρέπονται πλήρως σε προϊόντα και έχουν απόδοση $a = 1$ και,
- Αμφίδρομες ή αντιδράσεις που λένε ότι καταλήγουν σε χημική ισορροπία (Χ.Ι.) καθώς τα αντιδρώντα μετατρέπονται μερικώς μόνο σε προϊόντα, και στο τέλος της αντίδρασης, συνυπάρχουν με μέρος των αρχικών αντιδρώντων. Τότε η απόδοση, δηλ. το a είναι μικρότερο της μονάδας ($a < 1$).

Το φαινόμενο της χημικής ισορροπίας αναφέρεται τόσο σε ομογενείς όσο και σε ετερογενείς χημικές αντιδράσεις.

Ομογενείς είναι οι χημικές αντιδράσεις όπου όλα τα συστατικά (αντιδρώντα και προϊόντα) βρίσκονται στην ίδια φάση - φυσική κατάσταση. Για παράδειγμα $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{CO}_2$ (όλα αέρια). Ετερογενείς είναι εκείνες οι χημικές αντιδράσεις όπου ένα τουλάχιστον από τα συστατικά βρίσκεται σε διαφορετική φάση από τα υπόλοιπα. Για παράδειγμα $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$.

⇒ Ποιο φαινόμενο όμως ονομάζεται χημική ισορροπία ;

Είναι πειραματικά διαπιστωμένο ότι σε αντιδράσεις που πραγματοποιούνται σε δοχείο σταθερού όγκου ή σε αντιδράσεις όπου δεν πέφτουν ιζήματα και δεν διαφεύγουν αέρια δεν παρατηρείται πλήρης μετατροπή των αντιδρώντων σε προϊόντα. Δηλ. στο "τέλος" της αντίδρασης συνυπάρχουν τα προϊόντα με μέρος των αντιδρώντων. Τέτοιες αντιδράσεις ονομάζονται αμφίδρομες και λέμε ότι καταλήγουν σε χημική ισορροπία.

Αυτό συμβαίνει γιατί όσο τα αντιδρώντα αντιδρούν προς σχηματισμό προϊόντων, τόσο τα προϊόντα διασπώνται προς σχηματισμό των αρχικών αντιδρώντων. Έχουμε δηλ. μία περίπτωση δυναμικής ισορροπίας.

Στην χημική ισορροπία η σύσταση του μίγματος αντιδρώντων και προϊόντων (της ίδιας αντίδρασης) παραμένει σταθερή με την πάροδο του χρόνου. Έτσι για την αντίδραση των Α και Β προς σχηματισμό των Γ και Δ η χημική ισορροπία συμβολίζεται :



όπου a, β, γ, δ οι συντελεστές των Α, Β, Γ, Δ αντίστοιχα.

Δηλαδή η ταχύτητα σχηματισμού των προϊόντων ισούται με την ταχύτητα διάσπασης τους.

⇒ Ποιοι είναι οι παράγοντες που επηρεάζουν μια χημική ισορροπία ;

Οι παράγοντες που επηρεάζουν μια χημική ισορροπία είναι :

- Η θερμοκρασία
- Η πίεση (για ισορροπίες αερίων)
- Η συγκέντρωση,

κατά τρόπο που ορίζεται από την αρχή Le Chatelier (ή αρχή της φυγής προ της βίας).

⇒ Τι είναι η αρχή Le Chatelier ;

Κατά την αρχή Le Chatelier αν μεταβάλλουμε κάποιον από τους παράγοντες που επηρεάζουν την χημική ισορροπία τότε αυτή μετατίθεται προς την κατεύθυνση που τείνει να εξουδετερώσει την μεταβολή αυτή.

Έτσι:

i) Αύξηση της **θερμοκρασίας** μεταθέτει την ισορροπία προς την κατεύθυνση που παρατηρείται απορρόφηση θερμότητας. Αντίθετα αν μειώσουμε την θερμοκρασία, η θερμοκρασία μετατίθεται προς την κατεύθυνση που παρατηρείται έκλυση θερμότητας.

ii) Αύξηση της **πίεσης** μεταθέτει την ισορροπία προς την κατεύθυνση όπου παρατηρείται ελάττωση του αριθμού των αερίων μορίων (γιατί ελάττωση του αριθμού των αερίων μορίων συνεπάγεται μείωση της πίεσης). Έχουμε μετάθεση προς την αντίθετη κατεύθυνση στην περίπτωση που ελαττώσουμε την πίεση.

iii) Αν αυξηθεί η **συγκέντρωση** ενός ή περισσότερων αντιδρώντων ή μειωθεί η συγκέντρωση ενός ή περισσότερων προϊόντων η ισορροπία μετατίθεται προς τα προϊόντα. Η ισορροπία μετατίθεται προς την πλευρά των αντιδρώντων αν έχουμε μείωση της συγκέντρωσής τους ή αν αυξήσουμε την συγκέντρωση των προϊόντων.

ΕΦΑΡΜΟΓΗ: Επηρεάζεται η θέση μιας χημικής ισορροπίας από την ύπαρξη κάποιου στερεού;

⇒ Τι ονομάζεται απόδοση μιας αντίδρασης ;

Απόδοση α μίας αντίδρασης είναι το κλάσμα των moles των αντιδρώντων που μετατρέπονται σε προϊόντα.

$$\alpha = \frac{\text{moles που αντεδρασσαν}}{\text{moles αρχικά}}$$

Ισχύει ότι $0 \leq \alpha \leq 1$

Π.χ. : Αν x είναι τα moles ενός αντιδρώντος A, α η απόδοση (και μπορούμε να υπολογίσουμε την απόδοση με βάση το αντιδρών αυτό) τότε ax είναι τα *moles του A που αντιδρούν* και x-ax τα *moles του A που απομένουν*.

⇒ Πότε θα λέμε ότι ένα αντιδρών βρίσκεται σε στοιχειομετρική αναλογία(ή σε έλλειμμα) ;

Λέμε ότι ένα αντιδρών βρίσκεται σε στοιχειομετρική αναλογία όταν η ποσότητά του είναι τέτοια ώστε σε περίπτωση που η αντίδραση γίνει με απόδοση 100% ως προς αυτό το συστατικό, τότε να υπάρχουν επαρκείς ποσότητες των υπολοίπων συστατικών.

Π.χ. στην αντίδραση $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$. Έστω ότι έχουμε 3 moles N_2 και 10 moles H_2

i) Έλεγχος για το N_2 . Σύμφωνα με την αντίδραση 3 moles N_2 απαιτούν για την ΠΛΗΡΗ αντίδρασή τους 9 moles $\text{H}_2 < 10$ moles H_2 (που ήδη έχουμε). Άρα μπορούμε να έχουμε 100% απόδοση ως προς N_2 .

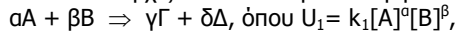
ii) Έλεγχος για το H_2 . Σύμφωνα με την αντίδραση 10 moles H_2 απαιτούν για την ΠΛΗΡΗ αντίδρασή τους $\frac{10}{3}$ moles $\text{N}_2 > 3$ moles N_2 που έχουμε. Άρα δεν μπορούμε να έχουμε 100% απόδοση ως προς το H_2 .

Σε στοιχειομετρική αναλογία βρίσκεται το N_2 .

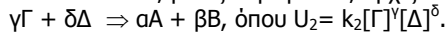
⇒ Ποιος είναι ο νόμος της Χημικής Ισορροπίας (Χ.Ι.)?

Η ποσοτική σχέση μεταξύ των συγκεντρώσεων των συστατικών του συστήματος που βρίσκεται στη χημική ισορροπία (Χ.Ι.) $aA + \beta B \rightleftharpoons \gamma \Gamma + \delta \Delta$, υπολογίζεται ως εξής:

τα Α και Β αρχίζουν να αντιδρούν σύμφωνα με την:



ενώ τα Γ και Δ, μόλις παράγονται, αρχίζουν να αντιδρούν κατά την:



Με την πάροδο του χρόνου η U_1 ελαττώνεται ενώ η U_2 αυξάνεται καθώς ελαττώνονται οι ποσότητες (άρα και οι συγκεντρώσεις) των Α, Β και αυξάνονται οι ποσότητες (άρα και οι συγκεντρώσεις) των Γ, Δ. Το σύστημα ισορροπεί, δηλ. έχουμε κατάσταση χημικής ισορροπίας όταν $U_1 = U_2$

$$\text{Άρα } k_1[A]^a[B]^\beta = k_2[\Gamma]^\gamma[\Delta]^\delta \Rightarrow$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\Gamma]^\gamma[\Delta]^\delta}{[A]^a[B]^\beta},$$

$$\text{θέτουμε } \frac{k_1}{k_2} = k_c \text{ και έτσι έχουμε } k_c = \frac{[\Gamma]^\gamma[\Delta]^\delta}{[A]^a[B]^\beta}, \text{ όπου } k_c \text{ ονομάζεται σταθερά της}$$

χημικής ισορροπίας και εξαρτάται μόνο από τη θερμοκρασία (για δεδομένη ισορροπία).

Έτσι για μια χημική ισορροπία το κλάσμα που έχει αριθμητή το γινόμενο των δρωσών μαζών των προϊόντων και παρονομαστή το γινόμενο των δρωσών μαζών των αντιδρώντων ονομάζεται σταθερά της χημικής ισορροπίας k_c . Στην περίπτωση όπου όλα τα συστατικά της ισορροπίας είναι

$$k_p = \frac{P_\Gamma^\gamma P_\Delta^\delta}{P_A^a P_B^\beta}, \text{ όπου } P_A,$$

αέρια η σταθερά της χημικής ισορροπίας μπορεί να εκφραστεί και ως εξής :
 P_B, P_Γ, P_Δ οι μερικές πιέσεις των Α, Β, Γ και Δ αντίστοιχα.

Εφαρμογή : πώς σχετίζεται η k_p μιας ισορροπίας με την K_c αυτής;

Εφαρμογή : τι είναι το πηλίκιο Q_c ; Πώς μπορεί να μας βοηθήσει στην πρόβλεψη της εξέλιξης μιας αντίδρασης;

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 5

ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΗ

⇒ Τι είναι ο αριθμός οξειδωσης ;

Αριθμός οξειδωσης (Α.ΟΞ.) ενός στοιχείου που συμμετέχει σε ένωση είναι το φορτίο που φέρει το άτομο του στην ένωση αυτή. Έτσι:

Για ετεροπολικές ενώσεις: Α.ΟΞ. ενός στοιχείου που συμμετέχει σε ετεροπολική ένωση είναι το φορτίο που έχει το ιόν του.

Έτσι στην ένωση NaCl ισχύει Α.ΟΞ.Na = +1, Α.ΟΞ.Cl = -1

Για ομοιοπολικές ενώσεις: Α.ΟΞ. ενός στοιχείου που συμμετέχει σε ομοιοπολική ένωση, είναι το αλγεβρικό άθροισμα των φαινομενικών φορτίων που υπάρχουν στο άτομο του και που αντιστοιχούν στις μετατοπίσεις των κοινών ζευγών e προς τα ηλεκτραρνητικότερα άτομα.

Έτσι στην ένωση HCl όπου έχουμε $H^+ - Cl^-$ ισχύει Α.ΟΞ.H = +1, Α.ΟΞ.Cl = -1.

Γενικά για τον υπολογισμό των Α.ΟΞ. βοηθά η χρήση των παρακάτω συμβατικών κανόνων :

- 1) Όλα τα στοιχεία σε ελεύθερη κατάσταση έχουν Α.ΟΞ.=0 (άμεση συνέπεια του ορισμού)
- 2) Τα ιόντα έχουν Α.ΟΞ. ίσο με το φορτίο τους στην ένωση
- 3) Ηλεκτραρνητικά άτομα έχουν αρνητικό Α.ΟΞ. Αντίθετα τα ηλεκτροθετικά άτομα έχουν θετικό Α.ΟΞ.
- 4) Το F έχει Α.ΟΞ.= -1, το O έχει Α.ΟΞ.= -2 (εκτός από τα υπεροξείδια όπου έχει Α.ΟΞ.= -1 και την ένωση OF₂ όπου έχει Α.ΟΞ. +2), το H έχει Α.ΟΞ.= +1 (εκτός από τα υδρίδια των μετάλλων όπου έχει -1 πχ NaH, CaH₂)
- 5) Το άθροισμα των Α.ΟΞ. των ατόμων που αποτελούν μία μοριακή ένωση ισούται με 0, ενώ το άθροισμα των Α.ΟΞ. που συνιστούν ρίζα ή σύμπλοκο ιόν ισούται με τον Α.ΟΞ. της ρίζας ή του συμπλόκου ιόντος. Έτσι μπορεί να υπολογιστεί ο Α.ΟΞ. ενός στοιχείου, αν γνωρίζουμε τους Α.ΟΞ. των υπολοίπων.

⇒ Ποιο φαινόμενο ονομάζεται οξείδωση, ποιο αναγωγή και ποιο οξειδοαναγωγή ;

Οξείδωση ενός στοιχείου είναι το φαινόμενο κατά το οποίο το άτομο του στοιχείου αποβάλλει e⁻ ή απομακρύνονται από αυτό e⁻. Η οξείδωση ενός στοιχείου φαίνεται από την αύξηση που παρατηρείται στον αριθμό οξειδωσής του.

Π.χ. $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Αναγωγή ενός στοιχείου είναι το φαινόμενο κατά το οποίο το άτομο του στοιχείου προσλαμβάνει e⁻ ή πλησιάζουν προς αυτό e⁻. Η αναγωγή ενός στοιχείου φαίνεται από την μείωση που παρατηρείται στον αριθμό οξειδωσής του.

Π.χ. $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$

Οξειδοαναγωγή είναι το φαινόμενο κατά το οποίο ένα τουλάχιστον στοιχείο οξειδώνεται και ένα τουλάχιστον στοιχείο ανάγεται. Σαν αντίδραση θεωρείται το άθροισμα των ημιαντιδράσεων οξειδώσεως και αναγωγής.

Δηλ. αν $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$ (αναγωγή) και

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (οξείδωση)

η μεταξύ τους αντίδραση οξειδοαναγωγής θα είναι :

$Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$

➤ Σε ορισμένες περιπτώσεις είναι δυνατόν το ίδιο χημικό σώμα να οξειδώνεται και ν' ανάγεται. Τότε έχουμε **αυτοοξειδοαναγωγή**.

Π.χ. $3Cl_2 + KOH \rightarrow 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$

⇒ Ποια σώματα ονομάζονται οξειδωτικά και ποια αναγωγικά ;

Οξειδωτικά είναι όσα σώματα προκαλούν οξείδωση και παθαίνουν αναγωγή. Είναι συνήθως στοιχεία που μπορούν να λάβουν αρνητικό αριθμό οξείδωσης ή ιόντα και ενώσεις που περιέχουν τουλάχιστον ένα στοιχείο που μπορεί να αναχθεί.

Αναγωγικά είναι όσα σώματα προκαλούν αναγωγή και παθαίνουν οξείδωση. Είναι συνήθως στοιχεία που μπορούν να πάρουν θετικό αριθμό οξείδωσης και ιόντα ή ενώσεις που περιέχουν τουλάχιστον ένα στοιχείο που μπορεί να οξειδωθεί.

⇒ Ποια η σχέση των όρων αναγωγική και οξειδωτική ικανότητα με τους όρους ηλεκτροθετικότητα και ηλεκτραρνητικότητα αντίστοιχα ;

Οι έννοιες αναγωγική και οξειδωτική ικανότητα ταυτίζονται με τους όρους ηλεκτροθετικότητα και ηλεκτραρνητικότητα αντίστοιχα.

Η σειρά δραστηριότητας είναι :

F, Cl, O, Br, I, S, N, P, C

K, Ba, Ca, Na, Mg, Al...H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

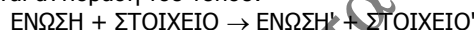
μείωση ηλεκτραρνητικότητας ή
αύξηση ηλεκτροθετικότητας.

μείωση ηλεκτροθετικότητας ή
αύξηση ηλεκτραρνητικότητας.

⇒ Τι γνωρίζεται για την Απλή Αντικατάσταση ;

Είναι αντίδραση μεταξύ ενώσεως και ελεύθερου στοιχείου κατά την οποία το ελεύθερο στοιχείο αντικαθιστά κάποιο από τα στοιχεία της ένωσης, λόγω μεγαλύτερης ηλεκτροθετικότητας ή ηλεκτραρνητικότητας.

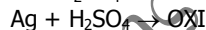
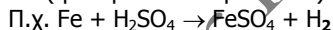
Δηλ. είναι αντίδραση του τύπου:



➤ Στην αντίδραση αυτή τα μέταλλα σχηματίζουν ενώσεις με τον μικρότερο δυνατό αριθμό οξείδωσης.

ΠΕΡΙΠΤΩΣΕΙΣ

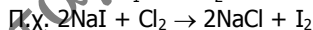
i) Me (ηλεκτροθετικότερο του H) + a.OΞY (όχι HNO₃) → ΑΛΑΣ + H₂



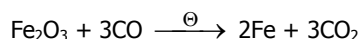
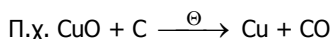
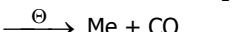
ii) ΕΝΩΣΗ Me₁ + Me₂ → ΕΝΩΣΗ Me₂ + Me₁



iii) ΕΝΩΣΗ aMe₁ + aMe₂ → ΕΝΩΣΗ aMe₂ + aMe₁

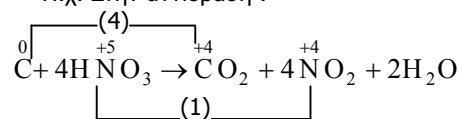


iv) ΟΞΕΙΔΙΑ Me(K, Ba, Ca, Na) + C $\xrightarrow{\ominus}$ Me + CO



⇒ Πως συμπληρώνονται οι αντιδράσεις οξειδοαναγωγής ;

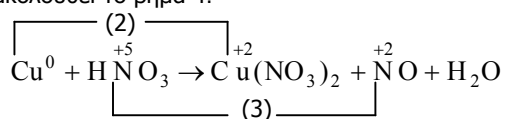
Π.χ. Στην αντίδραση :



ΒΗΜΑΤΑ :

- α) Βρίσκουμε ποιο σώμα είναι το αναγωγικό και ποιο το οξειδωτικό.
- β) Βρίσκουμε την μεταβολή του αριθμού οξειδώσεως των στοιχείων που οξειδώνονται και ανάγονται και σημειώνονται όπως παραπάνω.
- γ) Η μεταβολή του αριθμού οξειδώσεως του οξειδωτικού γίνεται συντελεστής του αναγωγικού και του αντίστοιχου προϊόντος και αντίστροφα.
- δ) Βρίσκουμε τους υπόλοιπους συντελεστές βασιζόμενοι στον νόμο αφθαρσίας της ύλης (Lavoisier)

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ: Αν το οξειδωτικό και το αναγωγικό έχουν και άλλη δράση π.χ. δρουν ως οξέα, τότε οι μεταβολές των Α.Ο. μπαίνουν ως συντελεστές στα αντίστοιχα προϊόντα μόνο και στην συνέχεια ακολουθεί το βήμα 4!



Σταμάτης Καππάτος (Χημικός Μ.Ε.)

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ

ΟΞΕΑ

Είναι οι ενώσεις που το ηλεκτροθετικό τμήμα τους είναι H^+ . Δηλαδή είναι ενώσεις του τύπου : $H^{x+} | A^{-y}$, όπου A^{-y} είναι αμέταλλο ή ηλεκτραρνητική ρίζα και y ο αριθμός οξειδώσεώς του.

Διακρίνονται :

- I) Ανάλογα με τον αριθμό H που περιέχουν σε μόνο-, δι-, τρι- βασικά (ή μόνο-, δι-, τριδύναμα ή μονο-, δι-, τριπρωτικά) π.χ. HNO_3 , HCl μονοβασικά οξέα (ή μονοδύναμα ή μονοπρωτικά), H_2SO_4 διβασικά κτλ.
- II) Ανάλογα με το αν περιέχουν ή όχι οξυγόνο στο άτομό τους σε οξυγονούχα και μη οξυγονούχα οξέα, αντίστοιχα.

ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΑΝΟΡΓΑΝΩΝ ΟΞΕΩΝ :

- I) ΜΗ ΟΞΥΓΟΝΟΥΧΑ ΟΞΕΑ : είναι ενώσεις του τύπου H_xA , όπου A^{-y} κάποιο αμέταλλο εκτός του οξυγόνου.
Ονομάζονται : Υδρο- ονομασία του αμετάλλου.
Έτσι έχουμε π.χ. : HCl υδροχλώριο
 HI υδροϊώδιο
 H_2S υδρόθειο κτλ.
Υδατικά διαλύματα των υδραλογόνων ονομάζονται και υδρο- (αλογον-)ικα οξέα.
Έτσι π.χ. υδατικό διάλυμα HCl ονομάζεται και υδροχλωρικό οξύ.
- II) ΟΞΥΓΟΝΟΥΧΑ ΟΞΕΑ : είναι ενώσεις του τύπου H_xA , όπου A^{-w} κάποια ηλεκτραρνητική ρίζα εκτός του OH^- .
Ονομάζονται : (όνομα της ρίζας) -ικό οξύ.
Έτσι έχουμε π.χ. : H_2SO_4 θειικό οξύ
 H_3PO_3 φωσφορώδες οξύ κτλ.
 - Το ανθρακικό οξύ είναι πολύ ασταθές και διασπάται προς CO_2 και H_2O .
 $[H_2CO_3] \rightarrow CO_2 + H_2O$.

ΒΑΣΕΙΣ

Ως βάσεις στην Ανόργανη Χημεία θεωρούμε την NH_3 και τα υδροξειδία.

- I) ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΑ: είναι ενώσεις του τύπου $\Theta(OH)_x$, όπου Θ^{+x} κάποιο μέταλλο εκτός του H^+ .
Ονομάζονται : Υδροξειδίο του Θ . Αν υπάρχει πιθανότητα το Θ να έχει περισσότερους από έναν αριθμούς οξειδώσεως τότε ακολουθεί λατινικό σύμβολο που δηλώνει τον αριθμό οξειδώσεως του Θ .
Άρα έχουμε π.χ. $NaOH$ Υδροξειδίο του Na,
 KOH Υδροξειδίο του K,
 $Fe(OH)_2$ Υδροξειδίο του Fe (II), $Fe(OH)_3$ Υδροξειδίο του Fe (III).

- Ειδικότερα το $NaOH$ συνηθίζεται και ως "καυστικό Na" ή "καυστική σόδα", ενώ το KOH συνηθίζεται και ως "καυστικό K" ή "καυστική ποτάσσα".
- Επίσης διάλυμα $Ca(OH)_2$ σε νερό ονομάζεται "ασβέστιο νερό" και διάλυμα $Ba(OH)_2$ σε νερό ονομάζονται "βάριο νερό".
- Το υδροξειδίο του NH_4^+ σε νερό είναι ασταθές και διασπάται κατά την αντίδραση :
 $[NH_4OH] \rightarrow NH_3 + H_2O$

ΑΛΑΤΑ

Διακρίνονται σε :

I) ΟΥΔΕΤΕΡΑ ΑΛΑΤΑ που προέρχονται από την πλήρη εξουδετέρωση ενός οξέος από μία βάση. Είναι ενώσεις του τύπου $\Theta_y | A_x$, όπου Θ^{+x} κάποιο μέταλλο, εκτός του H^+ , ή NH_4^+ και A^{-y} κάποιο αμέταλλο ή ηλεκτραρνητική ρίζα εκτός του OH^- .

Ονομάζονται : ονομασία του A - Θ.

Π.χ. NaCl χλωριούχο νάτριο

$KMnO_4$ υπερμαγγανικό κάλιο

$Ca_3(PO_4)_2$ φωσφορικό ασβέστιο.

II) ΟΞΙΝΑ ΑΛΑΤΑ που προέρχονται από την μερική εξουδετέρωση ενός οξέος από μία βάση.

Ονομάζονται : όξινο, δισ-όξινο (ονομασία του A)-Θ ανάλογα με τον αριθμό των ατόμων H που περιέχουν, όπου αυτά προσμετρώνται στον υπολογισμό των αριθμών οξειδωσης στην πλευρά του ηλεκτραρνητικού τμήματος της ένωσης.

Έτσι έχουμε π.χ. : $Ca(HCO_3)_2$ όξινο ανθρακικό ασβέστιο

$Ca(H_2PO_4)_2$ δισόξινο φωσφορικό ασβέστιο.

III) ΒΑΣΙΚΑ ΑΛΑΤΑ που προέρχονται από την μερική εξουδετέρωση μιας βάσεως από ένα οξύ.

Ονομάζονται : βασικό, διβασικό (ονομασία του A)-Θ ανάλογα με τον αριθμό των OH που περιέχουν, τα οποία προσμετρώνται στον υπολογισμό των αριθμών οξειδωσης, στην πλευρά του ηλεκτροθετικού τμήματος της ένωσης.

Έτσι έχουμε π.χ. : $Mg(OH)Cl$ βασικό χλωριούχο μαγνήσιο

$Fe(OH)_2I$ Διβασικός ιωδιούχος σίδηρος (III)

➤ Επίσης τα άλατα διακρίνονται σε :

A) ΑΝΥΔΡΑ $CuSO_4$ (λευκοί κρύσταλλοι) και

ΕΝΥΔΡΑ $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (μπλέ κρύσταλλοι – γαλαζόπετρα), ανάλογα με το αν υπάρχουν ή όχι δεσμευμένα μόρια νερού στη μάζα τους.

B) ΑΠΛΑ, ΜΙΚΤΑ ($KNaCO_3$), ΔΙΠΛΑ [$K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$] και

ΣΥΜΠΛΟΚΑ $K_4[Fe(CN)_6]$, ανάλογα με την πολυπλοκότητά τους.

Ειδικά για τα σύμπλοκα άλατα τα οποία βρίσκουν ολοένα και περισσότερες εφαρμογές γνωρίζουμε τα εξής :

Περιέχουν ένα κεντρικό άτομο (συνήθως κάποιο μέταλλο μεταπτώσεως ή άλλο "βαρύ" μέταλλο) που συνδέεται με διάφορους υποκαταστάτες. Ο αριθμός των υποκαταστατών που συνδέονται με το μέταλλο λέγεται *Αριθμός Μοριακής Συντάξεως* του μετάλλου (συνήα ισούται με τι διπλάσιο του μεγαλύτερου αριθμού οξειδωσης του κεντρικού ατόμου). Οι υποκαταστάτες μαζί με το κεντρικό άτομο σχηματίζουν το σύμπλοκο ιόν.

Έτσι π.χ. στην σύμπλοκο ένωση $K_4[Fe(CN)_6]$ έχουμε :

Fe^{2+} το κεντρικό άτομο

$6 \times CN$ υποκαταστάτες

$Fe(CN)_6^{4-}$ σύμπλοκο ιόν

$K_4[Fe(CN)_6]$ σύμπλοκο άλας (κυανού του Βερολίνου).