

Χημικοί τύποι - Ονοματολογία

106 χημικά στοιχεία αποτελούν τις ουσίες

Όνομα - Σύμβολο

Ατομικός αριθμός - Ατομικό βάρος

Αριθμός πρωτονίων πυρήνα

Τα N άτομα του στοιχείου συγίθουν
ABgr και ονομάζονται
1 γραμμοάτομο ή

Z
Χαρακτηριστικό - Υπογραφή

1 mol ατόμων
Αριθμός Avogadro: $6,023 \cdot 10^{23}$

" ← A.A.

Π.χ.

Na₂₃ ← A.B.

Sodium

1 mol ατόμων Na αποτελείται από N άτομα και βάρη 23 gr

Οξειδωτική κατάσταση, φορτίο ιόντος, αριθμός τιθέν, αριθμός βελοτών,
Πυκνότητα, ημικρυσταλλική διαμόρφωση

Π.χ. Na⁺ Cl⁻ Cu²⁺ Cu¹⁺ Fe²⁺ Fe³⁺

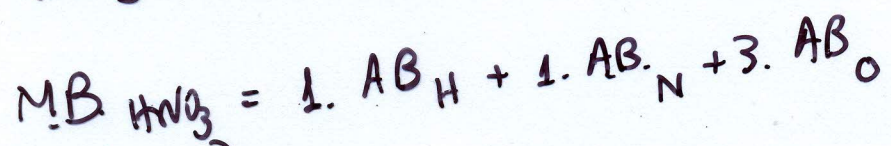
↓
Συμμετέχει σε μία χημική ένωση
έχοντας δώσει 2 e⁻ (ηλεκτρόνια)
και συνεπώς έχει μείνει το άτομο
του με στοιχειώδες φορτίο +2

H άτομο υδρογόνου

2 H = 2 άτομα υδρογόνου

H₂ Μόριο υδρογόνου

HNO₃: Μόριο νιτρικού οξέος αποτελείται από
1 ατ. H
1 ατ. N
3 ατ. O



(Μοριακό βάρος)
της ένωσης

Κατηγορίες χημικών ενώσεων

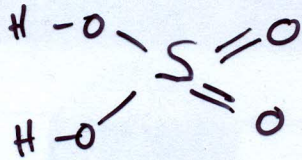
Εμπειρικός τύπος π.χ $H_{2x} S_x O_{4x}$ (Θεϊκός οξύς)

Είδος ατόμων + αναλογία

Μοριακός τύπος H_2SO_4

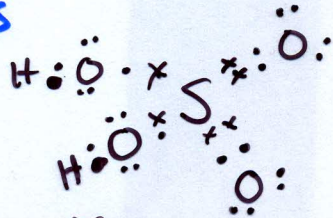
Είδος + ακριβής αριθμός ατόμων

Συντακτικός τύπος



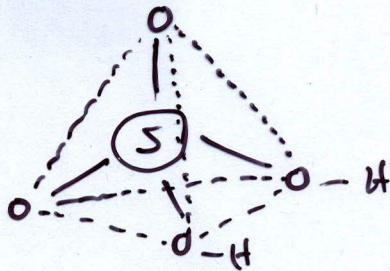
Τρόπος σύνδεσης των ατόμων σ' ένα επίπεδο

Ηλεκτρονικός τύπος



Κατανομή ηλεκτρονίων εξωτερικής στοιβάδας μεταξύ των ατόμων που αποτελούν την ένωση

Στεροχημικός τύπος



Σχήμα του μορίου στις τρεις διαστάσεις δηλ. στο χώρο

Εξαρτάται από διένδεση των ηλεκτρονίων στα άτομα. ^{επίπεδος}

Τα άτομα διενδεούνται ώστε οι μεταξύ τους ανώσεις να πληροίγονται στο ελάχιστο.

Ανόργανη χημική ονοματολογία

3

Διαδιική ένωση (Δύο μόνο είδη στοιχείων)

Τύπου άλατος MX

Μέταλλο Αμέταλλο
Ηλεκτραδότης Ηλεκτραφτωμένος

$NaCl$: Χλωριδίο νατρίου ή χλωριούχο νάτριο

CaF_2 : Φθοριδίο ασβεστίου ή φθοριούχο ασβέστιο

Ονομασία πρώτα από το τέλος

$FeCl_2$: Χλωριούχος σίδηρος (II)

$FeCl_3$: Χλωριούχος σίδηρος (III)

Όταν το ένα στοιχείο είναι H

CaH_2 : Υδρογονούχο ασβέστιο ή υδρογονίδιο ασβεστίου

Όχι τύπου άλατος Αμέταλλο-αμέταλλο

Προσθήματα

μονο-	υπερα-	επτα-
δι-	πεντα-	οκτα-
τρι-	εξα-	εννα-

PCl_5 : Πεντα χλωριούχος φώσφορος

PCl_3

CO

CO_2

N_2O_5

N_2O_4

NO_2

N_2O_3

NO

N_2O

↓
Μονοξείδιο
άνθρακα

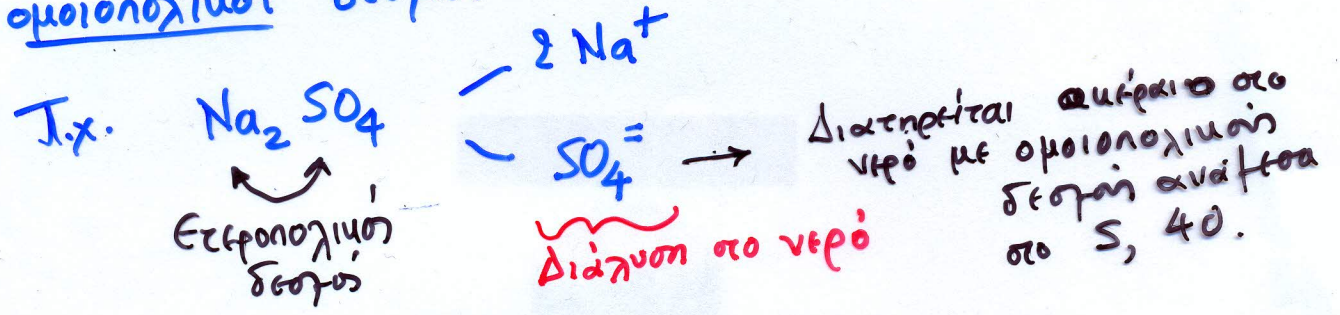
↓
Πεντοξείδιο
αζώτου

↓
Υποοξείδιο
αζώτου

Τριαδικές ενώσεις

Περιέχουν τρία στοιχεία από τα οποία το ένα είναι πιθανότερα το οξυγόνο (O).

Στις ενώσεις αυτές υπάρχουν ταυτόχρονα και εξτροποχίμιοι και ομοιοποχίμιοι δεσμοί



Πολυατομικά ανιόντα και κατιόντα που περιέχουν οξυγόνο

- ClO_4^-
- ClO_3^-
- ClO_2^-
- ClO^-
- CN^-
- CrO_4^{2-}
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- CH_3CO_2^- οξικό
- OH^-
- NO_3^-
- NO_2^-
- PO_4^{3-}
- SO_4^{2-}
- SO_3^{2-}
- AsO_4^{3-}
- AsO_3^{3-}
- υδροξείδιο
- Νιτρικό
- Νιτρώδες
- Φωσφορικό
- Θειικό
- Θειώδες
- Υπερμαγγανικό
- NH_4^+
- H_3O^+
- NO^+
- N_2^+
- Ιόν αμμωνίου
- υδροδωνίου
- νιτροσίου
- νιτρίου

Ονοματολογία οξείων (Δίνουν H^+ όταν διαλυθούν στο νερό)

- HCl — υδροχλωρικό οξύ
 - HF — υδροφωσφορικό οξύ
 - H₂S — υδροθειικό οξύ
- (Διαλυμένο στο νερό)

Μη οξυγονούχα

Οξυγονούχα οξεία

HNO_3 : Νιτρικό οξύ ($N = +5$)
 HNO_2 : Νιτρικό οξύ ($N = +3$)
 H_2SO_4 : ($S = +6$)
 H_2SO_3 : ($S = +4$)

$HClO_4$: $+7$
 $HClO_3$: $+5$
 $HClO_2$: $+3$
 $HClO$: $+1$ (υποχλωριώδη οξύ)

Ονοματολογία βάσεων (δίνουν OH^- στο νερό)

$Ca(OH)_2$: Υδροξείδιο του ασβεστίου
 $NaOH$: Υδροξείδιο του νατρίου

Ονοματολογία αλάτων - συνέχεια

→ Άλατα οξυγονούχων οξέων

Ονομάζονται με βάση το οξύ από το οποίο προέρχονται

H_2SO_4 : Θειικό οξύ Na_2SO_4 : Θειικό νάτριο
 H_2SO_3 : Θειώδη οξύ Na_2SO_3 : Θειώδη νάτριο
 H_2CO_3 : Ανθρακικό οξύ Na_2CO_3 : Ανθρακικό νάτριο

Ανθρακικό Νάτριο

→ Όξινα άλατα

Περιέχουν όξινο υδρογόνο

NaHCO_3 : Υδρογονοανθρακικό νάτριο

NaH_2PO_4 : διυδρογονοφωσφορικό νάτριο

Προσθήκη της λέξης υδρογόνο μπροστά από την ονομασία του ουδέτερου άλατος

Βασικά άλατα

Mg(OH)Cl : Υδροξείδιο χλωρίδιο του μαγνησίου

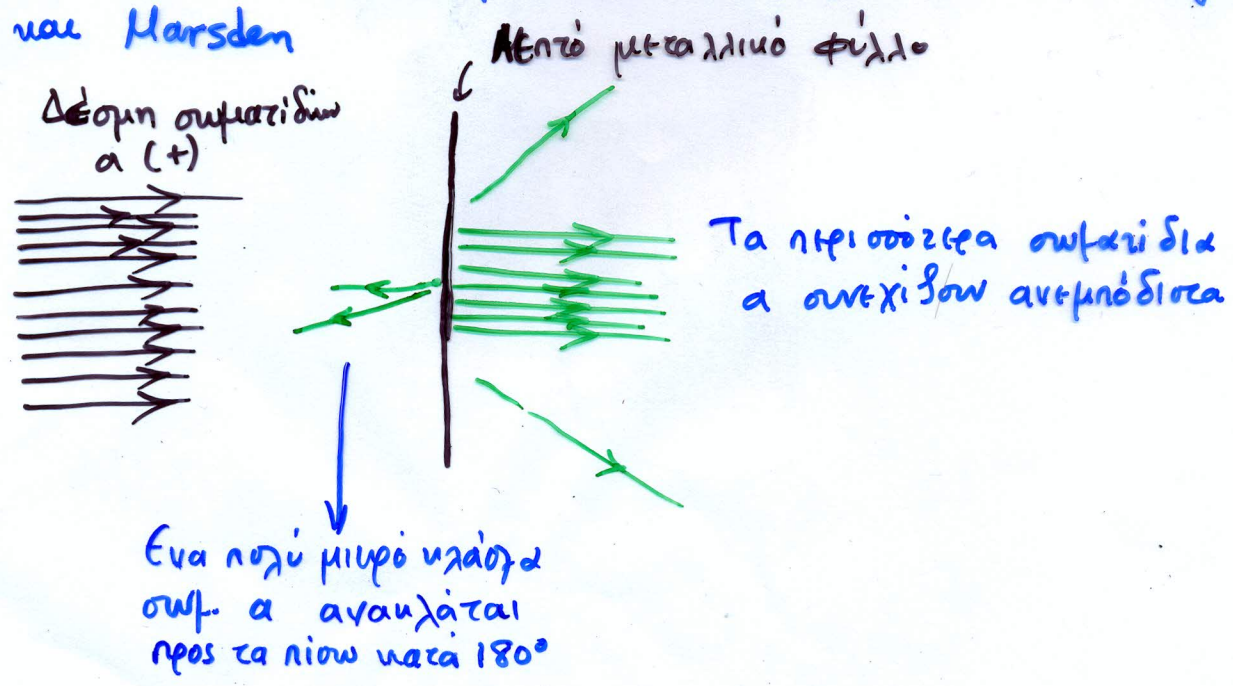
ΔΟΜΗ ΤΟΥ ΑΤΟΜΟΥ

Κάθε στοιχείο δεν ενώνεται με όλα τα άλλα στοιχεία, αλλά σχηματίζει μόνο ορισμένων τύπων ενώσεις.

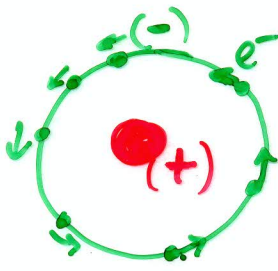
Η διαφορετική ικανότητα κάθε στοιχείου να σχηματίζει ενώσεις σχετίζεται με την δομή του ατόμου του.

Ατομικό πρότυπο Rutherford

Βασισμένο στα αποτελέσματα των πειραμάτων των Geiger και Marsden



Πρότυπο Rutherford



Πυρηνικό μοντέλο

Πυρήνας: Μικρός αλλά βαρύς και θετικά φορτισμένος

Ηλεκτρόνια: Περιφέρονται γύρω από τον πυρήνα σε μεγάλη απόσταση αφήνοντας πολύ κενό χώρο.

Διάμετρος ατόμου: 2 \AA ($2 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$)

Διάμετρος πυρήνα: $0,00001 \text{ \AA}$ (10^{-13} cm)

Μεταχτιόσφρα ηκρία μακα επιβεβαιώσαν ύπαρξη πυρήνα που αποτελείται από πρωτόνια (p) και νετρόνια (n)

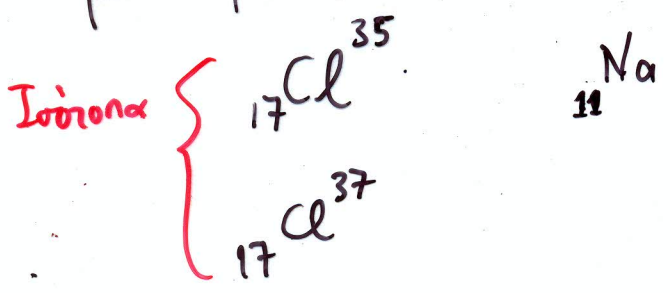
Φορτίο $+1$ (=φορτίο e^-)
 $m_p = m_H$

Φορτίο 0
 $m_p \approx m_n$

Επίσης ανακαλύφθηκαν τα ηλεκτρόνια (e)

Φορτίο -1
 $m_e = \frac{1}{1840} m_H$ πολύ ελαφριά

Z: ατομικός αριθμός. Ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα που είναι σήμα κατατεθέν (χαρακτηρίζει μονοσήμαντα) ένα στοιχείο.



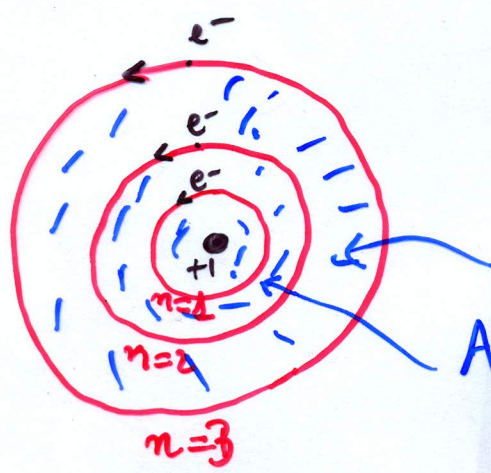
Πρότυπο του Bohr

Προβλήματα μοντέλου Rutherford :

- Το άτομο δεν είναι σταθερό. Το e^- πρέπει να χάνει διαρκώς ενέργεια και να πέσει πάνω στον πυρήνα
- Δεν μπορούσε να εξηγήσει το γραμμικό φάσμα των ατόμων του υδρογόνου.

Bohr : Άτομο υδρογόνου

Το e^- μπορεί να ^(βεβη) αποκτήσει μόνο ορισμένες απαγορευμένες περιοχές πρωτα του πυρήνα και δεν μπορεί να βρεθεί μεταξύ αυτών των περιοχών



Απαγορευμένες περιοχές

(στοιβάδα)
Κρατισμένες θέσεις
των ηλεκτρονίων

↓
Ενεργειακή κατάσταση
του e^-

Βασική κατάσταση : $n=1$ Το e^- κυκλοφορεί στην $1^{\text{η}}$ τροχιά ακτίνας r_1 και ενέργειας E_1

Διεγερμένη κατάσταση : $n=2, 3, 4, \dots$
↓ ↓ ↓
 E_2 E_3 E_4
 r_2 r_3 r_4
(Με εξωτερική παροχή ενέργειας)

Ασταθής κατάσταση → επιστροφή στη χαμηλότερη ^{εξετα} στοιβάδα με αποβολή της ενέργειας υπό μορφή αυτοβολής (φωτόνια)

Ατομικό πρόσωπο Bohr εδίδωκε φάσμα
ατόμου H και υδρογονοειδών στοιχείων

9

Λεπτή υφή φάσματος;

Φάσμα ατόμων με πολλά ηλεκτρόνια;

Εξήγηση χημικού δεσμού;

Θεωρία Sommerfeld: Οι τροχιές του Bohr
αποτελούνται από υποτροχιές

Θεωρία Κβαντομηχανικής

Κβαντισμένη ενέργεια

Κβάντο \equiv πακέτο

Κυματική φύση της ύλης (de Broglie)
1923

$$\begin{array}{l} \text{(Planck)} E = h\nu \\ \text{(Einstein)} E = mc^2 \end{array} \Rightarrow h\nu = mc^2 \Rightarrow h \frac{c}{\lambda} = mc^2 \Rightarrow \lambda = \frac{h}{mc}$$

↑
φθ. φωτόνια

Γενικά για κινούμενο σωματίδιο με ταχύτητα

v ισχύει ότι

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Σ' ένα σωματίδιο αποδίδεται και ένα φάσμα μήκους

Ύλη $\left\{ \begin{array}{l} \text{Σωματιδιακή} \\ \text{Κυματική} \end{array} \right\}$ φύση

Περιγραφή κίνησης ηλεκτρονίου με κλασική εξίσωση, εφόσον έχει και κλασικές ιδιότητες.

Εξίσωση Schrödinger

Λύση της εξίσωσης αυτή είναι μια κλασική συνάρτηση

ψ .

Το ψ^2 (εντονίσουμε) εκφράζει την πιθανότητα να βρούμε το ηλεκτρόνιο σε κάποια απόσταση από το κέντρο του ατόμου, γενικά σε μια περιοχή μέσα στο άτομο.

Δεν μπορούμε με ^{απόλυτη} βεβαιότητα την ακριβή θέση του e^- αλλά μόνο την πιθανότητα να βρεθεί εκεί.

Αρχή αβεβαιότητας Heisenberg: Αδύνατο να γνωρίζουμε αυτόχρονα ακριβή θέση και ταχύτητα του ηλεκτρονίου

Κβαντισμοί αριθμοί

Λύση εξίσωση $S \rightarrow$ Ψεύση $\psi \rightarrow$ Χαρακτηρίζεται από τρεις αυθαίρετους αριθμούς (κβαντισμοί αριθμοί)
Περιγράφουν, σχετίζονται με μια περιοχή γύρω από τον πυρήνα στην οποία μπορεί να κινηθεί το e^-

↓
Ατομικό τροχιακό (Atomic orbital)