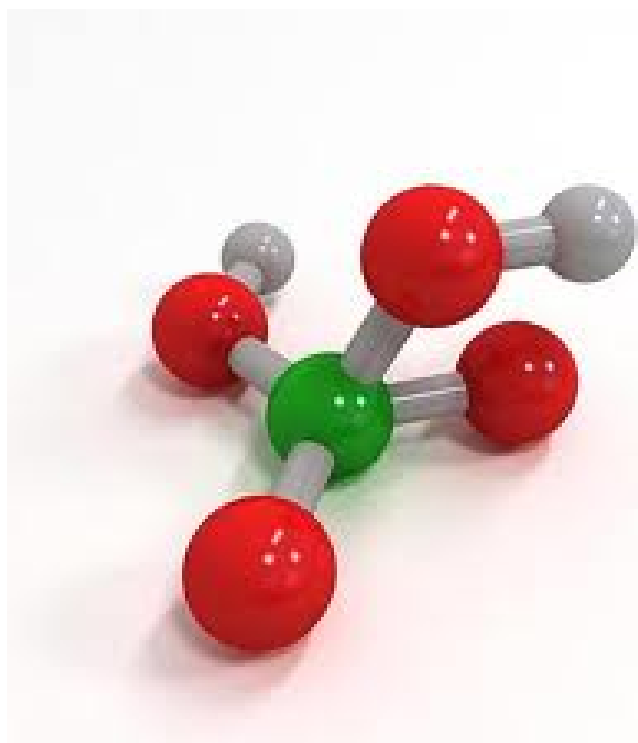


Ο Χημικός Δεσμός



Η ΓΛΩΣΣΑ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

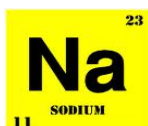
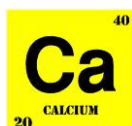
Ο ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

ΓΡΑΦΗ ΚΑΙ ΟΝΟΜΑΣΙΑ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

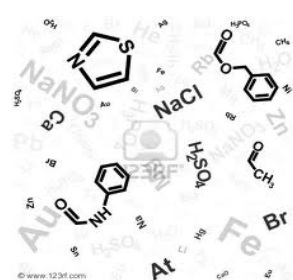
η γλώσσα της χημείας

χημικά Σύμβολα

Τα χημικά σύμβολα είναι οι συντομογραφίες των ονομάτων των 112 χημικών στοιχείων. Τα σύμβολα αυτά προέρχονται από το πρώτο ή τα δύο πρώτα γράμματα του αγγλικού ή λατινικού ονόματος του στοιχείου.

**Νάτριο****Ασβέστιο****Άζωτο****Βρώμιο**

Χημικοί Τύποι Ενώσεων



Οι χημικοί τύποι αποτελούν τα σύμβολα των χημικών ενώσεων. Οι μοριακοί τύποι (Μ.Τ.) είναι μια κατηγορία χημικών τύπων και δίνουν πληροφορίες για:

1. τα στοιχεία από τα οποία αποτελείται η ένωση και
2. τον ακριβή αριθμό των ατόμων σε αυτή

ο χημικός δεσμός

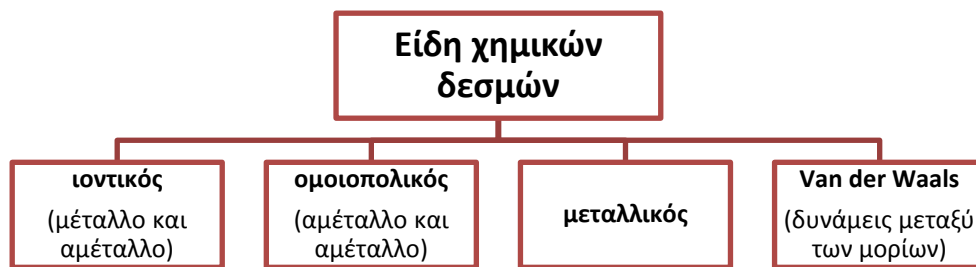
Ο **χημικός δεσμός** είναι μια **ελκτική δύναμη**, που συγκρατεί τις δομικές μονάδες της ύλης (άτομα ή ιόντα) ενωμένες μεταξύ τους.

Ο χημικός δεσμός δημιουργείται, όταν οι διάφορες δομικές μονάδες της ύλης (τα **αντιδρώντα**) πλησιάσουν αρκετά, ώστε οι **ελκτικές δυνάμεις** μεταξύ τους να υπερβούν τις απωστικές.

Τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους μέσω των **ηλεκτρονίων σθένους** τους, δηλαδή μέσω των ηλεκτρονίων, που βρίσκονται στην **εξωτερική** τους **στιβάδα**.

Ο **αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας** ενός ατόμου **καθορίζει** τόσο το **είδος** όσο και την **ισχύ** του **δεσμού** που θα σχηματίσει **με άλλα άτομα** χημικών στοιχείων.

Η δημιουργία χημικού δεσμού (**προϊόντα**) οδηγεί σε μια κατάσταση **χαμηλότερης ενέργειας** άρα και **πιο σταθερής** από την αρχική.



Οι παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά των στοιχείων και το είδος του χημικού δεσμού είναι:

1. Τα ηλεκτρόνια σθένους

Στοιχεία που έχουν **συμπληρωμένη** την **εξωτερική στιβάδα** των ατόμων τους με **οκτάδα ηλεκτρονίων**, βρίσκονται σε **πολύ σταθερή σταθερή ενεργειακή κατάσταση** και δεν έχουν την τάση να σχηματίζουν χημικές ενώσεις.

Στοιχεία που **δεν έχουν συμπληρωμένη** την **εξωτερική** τους **στιβάδα** με 8 ηλεκτρόνια τείνουν να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου **αποβάλλοντας, προσλαμβάνοντας ή συνεισφέροντας ηλεκτρόνια**.

Ομάδα IA: αλκάλια: 1e στην εξωτερική στιβάδα, το αποβάλλουν και αποκτούν φορτίο **+1**

Ομάδα IIA: αλκαλικές γαίες: 2e στην εξωτερική στιβάδα, τα αποβάλλουν και αποκτούν φορτίο **+2**

Ομάδα VIIA: αλογόνα: 7e στην εξωτερική στιβάδα, προσλαμβάνουν 1 εκαι αποκτούν φορτίο **- 1**

Ομάδα VIIIA: ευγενή αέρια: 8e στην εξωτερική στιβάδα, **συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα**, εξαιρετικά σταθερά, δε σχηματίζουν χημικές ενώσεις.

2. Το μέγεθος του ατόμου.

Το **μέγεθος** ενός ατόμου **καθορίζει** τη **δύναμη** με την οποία τα **ηλεκτρόνια** της εξωτερικής στιβάδας **έλκονται** από τον πυρήνα.

Όσο πιο μικρό είναι ένα άτομο, **τόσο πιο δύσκολα χάνει ηλεκτρόνια** ή τόσο πιο εύκολα παίρνει (μεγάλη έλξη από τον πυρήνα).

Όσο πιο μεγάλο είναι ένα άτομο, **τόσο πιο εύκολα παίρνει ηλεκτρόνια** ή τόσο πιο δύσκολα χάνει (μικρή έλξη από τον πυρήνα).

Κατά μήκος μιας περιόδου η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από αριστερά προς τα δεξιά, γιατί:

αυξάνει ο ατομικός αριθμός
αυξάνει το θετικό φορτίο του πυρήνα
αυξάνει η έλξη μεταξύ ηλεκτρονίων και πυρήνα.

Σε μια ομάδα η ατομική ακτίνα αυξάνει από πάνω προς τα κάτω, γιατί:

αυξάνει ο ατομικός αριθμός
προστίθενται στιβάδες στο άτομο
μεγαλώνει η απόσταση μεταξύ ηλεκτρονίων σθένους και πυρήνα και ελαττώνεται η έλξη.

Group number	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	LITHIUM Li 3	BERYLLIUM Be 4	BORON B 5	CARBON C 6	NITROGEN N 7	OXYGEN O 8	FLUORINE F 9	NEON Ne 10
2	SODIUM Na 11	MAGNESIUM Mg 12	ALUMINUM Al 13	SILICON Si 14	PHOSPHORUS P 15	SULFUR S 16	CHLORINE Cl 17	ARGON Ar 18
3	POTASSIUM K 19	CALCIUM Ca 20						

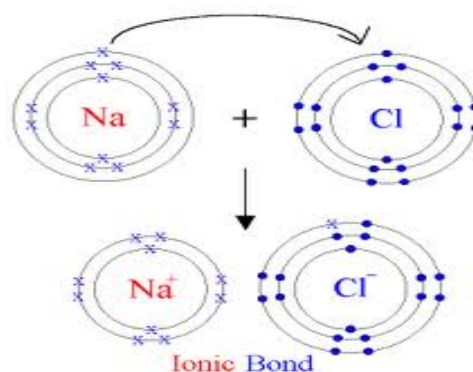
Εικόνα 1. Ηλεκτρονιακή κατανομή και ηλεκτρόνια σθένους (εξωτερικής στιβάδας).

DECREASING ATOMIC RADIUS							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

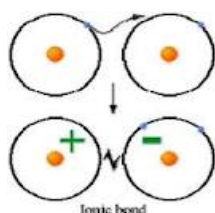
Εικόνα 2. Μεταβολή του μεγέθους των ατόμων σε συνάρτηση με τον ατομικό τους αριθμό.

Ιοντικός Δεσμός

Είναι το αποτέλεσμα της έλξης **αντίθετα φορτισμένων ιόντων**, κατιόντων και ανιόντων. Τα ιόντα αυτά σχηματίζονται κατά τη **μεταφορά ηλεκτρονίων**. Ο ιοντικός δεσμός αναπτύσσεται μεταξύ **ετεροατόμων**, δηλαδή μεταξύ ενός **μετάλλου**, που έχει την τάση να **αποβάλλει** ηλεκτρόνια, και ενός **αμετάλλου**, που έχει την τάση να **προσλαμβάνει** ηλεκτρόνια.



Εικόνα 3. Σχηματισμός ιοντικού δεσμού στο χλωριούχο νάτριο.



Τα ιόντα που σχηματίζονται έλκονται μεταξύ τους με **ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb** και διατάσσονται σε **κανονικά γεωμετρικά σχήματα**, τους **ιοντικούς κρυστάλλους**.

Στον κρύσταλλο αυτό τα ιόντα συγκρατούνται σε συγκεκριμένες θέσεις με ισχυρές ηλεκτροστατικές έλξεις. Αυτές οι δυνάμεις Coulomb που αναπτύσσονται ασκούνται προς όλες τις διευθύνσεις. Τα ιόντα συσσωρεύονται, ώστε **κάθε κατιόν να έχει γύρω του 6 ανιόντα** και **κάθε ανιόν να έχει γύρω του 6 κατιόντα**. Αυτή η κατάσταση εξασφαλίζει την **ελάχιστη ενέργεια** στο σύστημα, δηλαδή τη **μέγιστη σταθερότητα**.



ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΤΙΚΑ ΙΟΝΤΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

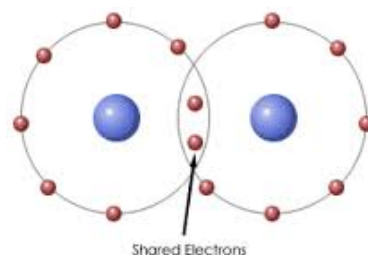
1. Ιοντικές ενώσεις είναι τα **υδροξείδια των μετάλλων**, τα **οξείδια των μετάλλων** και τα **άλατα**.
2. **ΔΕΝ υπάρχει η έννοια του μορίου**. Σχηματίζονται **κρύσταλλοι**, δομικές μονάδες των οποίων είναι τα ιόντα. Ο **χημικός τύπος** δείχνει απλά την **αναλογία των ιόντων στον κρύσταλλο**.
3. Οι ιοντικές ενώσεις έχουν **υψηλά σημεία τήξεως**, λόγω των ισχυρών δυνάμεων που συγκρατούν τα ιόντα στον κρύσταλλο.
4. Οι **κρύσταλλοι** είναι **σκληροί** και **εύθραυστοι**.
5. Οι ιοντικές ενώσεις σε **στερεά κατάσταση** είναι **κακοί αγωγοί** του ηλεκτρισμού. Όμως τα **τήγματά τους άγουν** το ηλεκτρικό **ρεύμα**.
6. Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι **ευδιάλυτες** στο **νερό**.

Ομοιοπολικός Δεσμός

Όταν η χημική ένωση δεν περιλαμβάνει μεταλλικό στοιχείο, τότε η αποβολή ή η ηλεκτρονίων είναι εξαιρετικά δύσκολη και απαιτεί μεγάλο ποσό ενέργειας, άρα ο σχηματισμός ιοντικής ένωσης είναι αδύνατος.

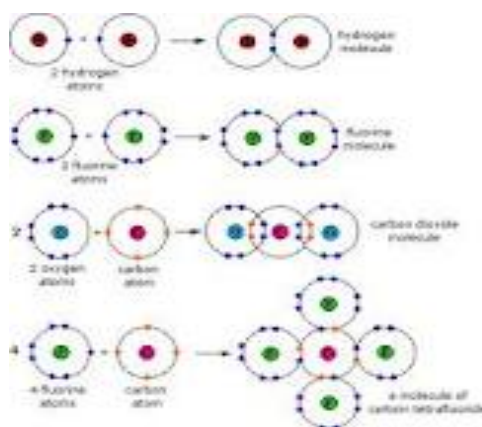
Όταν δυο γειτονικά άτομα κατέχουν από κοινού ένα ζεύγος ηλεκτρονίων, τότε λέμε ότι συνδέονται μέσω ομοιοπολικού δεσμού.

Το ζεύγος ηλεκτρονίων περιβάλλει τα δύο άτομα. Είναι δυνατό να μοιράζονται μεταξύ δυο ατόμων περισσότερα από δύο ηλεκτρόνια.



Έτσι, προκύπτουν τρία είδη ομοιοπολικών δεσμών, ανάλογα με τον αριθμό των ηλεκτρονίων που μοιράζονται:

1. ο απλός δεσμός → 1 ζευγάρι ηλεκτρονίων
2. ο διπλός δεσμός → 2 ζευγάρια ηλεκτρονίων
3. ο τριπλός δεσμός → 3 ζευγάρια ηλεκτρονίων.



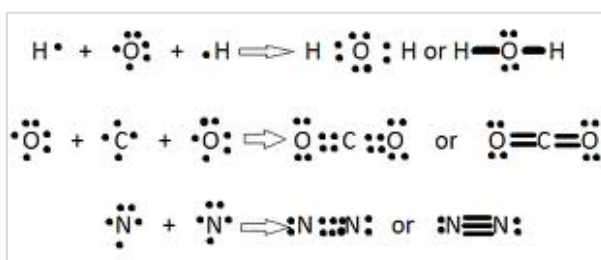
Σχηματισμός απλού ομοιοπολικού δεσμού στο μόριο του υδρογόνου, H_2 .

Σχηματισμός απλού ομοιοπολικού δεσμού στο μόριο του φθορίου, F_2 .

Σχηματισμός δύο διπλών ομοιοπολικών δεσμών στο μόριο του διοξειδίου του άνθρακα, CO_2 .

Σχηματισμός τεσσάρων απλών ομοιοπολικών δεσμών στο μόριο του τετραφθοράνθρακα, CF_4 .

Οι διπλανοί τύποι ονομάζονται **ηλεκτρονιακοί τύποι** και δείχνουν την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους στο μόριο, καθώς και το σχηματισμό των ομοιοπολικών δεσμών.



Στον ηλεκτρονιακό τύπο φαίνονται επίσης τα μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων, που δεν συμμετέχουν στο σχηματισμό του δεσμού. Ο ομοιοπολικός δεσμός μπορεί να παρασταθεί με μια παύλα ανάμεσα στα άτομα που συνεισφέρουν το μοναχικό τους ηλεκτρόνιο.

Αν τα άτομα που σχηματίζουν ομοιοπολικό δεσμό είναι **όμοια** μεταξύ τους, τότε το **κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων έλκεται εξίσου** από τους πυρήνες των δύο ατόμων, οπότε υπάρχει **ομοιόμορφη κατανομή** του κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων. Στην περίπτωση αυτή ο δεσμός ονομάζεται **μη πολικός** ή **μη πολωμένος** ομοιοπολικός δεσμός.

Υπάρχουν κάποια στοιχεία όμως, τα οποία όταν συμμετέχουν στο σχηματισμό πολυατομικών συγκροτημάτων, έχουν **μεγάλη τάση να έλκουν τα ηλεκτρόνια**. Η ιδιότητα αυτή ονομάζεται **ηλεκτραρνητικότητα**. Η ηλεκτραρνητικότητα σχετίζεται τόσο με την ατομική ακτίνα όσο και με τον αριθμό των ηλεκτρονίων σθένους ενός ατόμου και μάλιστα όσο ελαττώνεται η ατομική ακτίνα και όσο αυξάνει ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους τόσο αυξάνει και η ηλεκτραρνητικότητα. Δηλαδή,

- **κατά μήκος μιας περιόδου από αριστερά προς τα δεξιά η ηλεκτραρνητικότητα αυξάνεται**, ενώ
- **σε μια ομάδα από πάνω προς τα κάτω η ηλεκτραρνητικότητα ελαττώνεται**.

αύξηση ηλεκτραρνητικότητας

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
H 2,2						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 2,1	Te 2,5	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9					

αύξηση ηλεκτραρνητικότητας

Όταν τα άτομα που σχηματίζουν ομοιοπολικό δεσμό είναι **διαφορετικά**, τότε το **κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων θα έλκεται από το ηλεκτραρνητικότερο**, με αποτέλεσμα την **ανομοιόμορφη κατανομή** του κοινού ζεύγους. Στην περίπτωση αυτή ο δεσμός ονομάζεται **πολικός** ή **πολωμένος** ομοιοπολικός δεσμός.

ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΤΙΚΑ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΩΝ Ή ΜΟΡΙΑΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

1. Μοριακές ενώσεις είναι οι ενώσεις μεταξύ αμετάλλων, τα **οξέα των αμετάλλων**, τα **οξείδια των αμετάλλων**.
2. Οι μοριακές ενώσεις σχηματίζουν διακριτά συμπλέγματα ατόμων, τα **μόρια**, και όχι κρυστάλλους.
3. Οι μοριακές ενώσεις έχουν **χαμηλά σημεία τήξεως**, λόγω των ασθενέστερων ελκτικών δυνάμεων μεταξύ των ατόμων.
4. Συνήθως οι μοριακές ενώσεις σχηματίζουν μαλακά στερεά με χαμηλά σημεία τήξης ή υγρά με χαμηλά σημεία βρασμού, εκτός κάποιων εξαιρέσεων, όπως το διαμάντι ή ο γραφίτης.
5. Οι μοριακές ενώσεις σε **καθαρή κατάσταση** είναι **κακοί αγωγοί** του ηλεκτρισμού. Όμως τα **διαλύματα** μερικών μοριακών ενώσεων, όπως των οξέων **άγουν** το ηλεκτρικό **ρεύμα**.

γραφή και ονομασία χημικών ενώσεων

Δεχόμαστε ότι **κάθε ανόργανη ένωση** αποτελείται από **δύο μέρη**:

το **πρώτο** μέρος έχει **θετικό φορτίο +χ** (ή θετικό αριθμό οξείδωσης) και συμβολίζεται με **A**, ενώ

το **δεύτερο** μέρος έχει **αρνητικό φορτίο -ψ** (ή αρνητικό αριθμό οξείδωσης) και συμβολίζεται με **B**.

Τότε, ο **μοριακός τύπος** μιας ανόργανης ένωσης θα είναι: **$A_{\psi} B_{\chi}$** .

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ:

1. αν κάποιος δείκτης είναι το 1, τότε αυτός παραλείπεται
2. αν ο λόγος $\psi:\chi$ απλοποιείται, τότε γίνεται απλοποίηση πριν τη γραφή του μοριακού τύπου.

Για τη γραφή και την ονομασία των χημικών ενώσεων είναι απαραίτητη η γνώση των **κυριότερων ιόντων**, καθώς και η εκμάθηση των **αριθμών οξείδωσης** των στοιχείων στις ενώσεις τους, δηλαδή του **φορτίου** που αυτά φέρουν στις ενώσεις.

Οι ονομασίες καθώς και τα σύμβολα των κυριότερων **μονοατομικών** και **πολυατομικών** ιόντων δίνονται στους επόμενους πίνακες:

Μονοατομικά Ιόντα :
τα μονοατομικά ανιόντα ονομάζονται προσθέτοντας στο όνομα του
στοιχείου την κατάληξη – ούχο ή -ίδιο

F^-	Φθοριούχο	O^{2-}	Οξείδιο
Cl^-	Χλωριούχο	S^{2-}	Θειούχο
Br^-	Βρωμιούχο	N^{3-}	Αζωτούχο
I^-	Ιωδιούχο	P^{3-}	Φωσφορούχο
H^-	Υδρίδιο		

Πολυατομικά Ιόντα

NO_3^-	Νιτρικό	PO_4^{3-}	Φωσφορικό
NO_2^-	Νιτρώδες	PO_3^{3-}	Φωσφορώδες
SO_4^{2-}	Θειικό	HPO_4^{2-}	Όξινο φωσφορικό
SO_3^{2-}	Θειώδες	HPO_3^{2-}	Όξινο φωσφορώδες
HSO_4^-	Όξινο θειικό	$H_2PO_4^-$	Δισόξινο φωσφορικό
HSO_3^-	Όξινο θειώδες	$H_2PO_3^-$	Δισόξινο φωσφορώδες
CO_3^{2-}	Ανθρακικό	ClO_4^-	Υπερχλωρικό
HCO_3^-	Όξινο ανθρακικό	ClO_3^-	Χλωρικό
OH^-	Υδροξείδιο	ClO_2^-	Χλωριώδες
CN^-	Κυανιούχο	ClO^-	Υποχλωριώδες
NH_4^+	Αμμώνιο	CrO_4^{2-}	Χρωμικό
MnO_4^{2-}	Υπερμαγγανικό	$Cr_2O_7^{2-}$	Διχρωμικό

Συνήθεις τιμές αριθμών οξείδωσης στοιχείων σε ενώσεις

ΜΕΤΑΛΛΑ	ΑΜΕΤΑΛΛΑ
+1 K, Na, Ag, Cu	- 1 F, Cl, Br, I,
+2 Ba, Ca, Mg, Zn, Cu, Hg, Fe, Ni	- 2 O, S
+3 Al, Fe, Ni, Cr	- 3 N, P

ΚΑΝΟΝΕΣ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑΣ ΑΝΟΡΓΑΝΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

1. **α) μέταλλο (ή NH_4^+) + πολυατομικό ανιόν:**
όνομα ανιόντος + όνομα μετάλλου (ή του ιόντος NH_4^+).

- β) υδρογόνου + πολυατομικά ανιόντα:**
όνομα ανιόντος + «οξύ»

K_2CO_3	Ανθρακικό κάλιο
$Ca_3(PO_4)_2$	Φωσφορικό οξύ
NH_4ClO_3	Χλωρικό αμμώνιο
H_2SO_4	Θειικό οξύ
H_3PO_4	Φωσφορικό οξύ

2. **μέταλλο (ή NH_4^+) + αμέταλλο:**
όνομα αμετάλλου + -ούχο ή -ίδιο + όνομα μετάλλου.

Αν το μέταλλο έχει περισσότερους από έναν αριθμό οξειδωσης, τότε μέσα σε **παρένθεση** αναγράφεται **ο αριθμός οξειδωσής του** στην ένωση **με λατινικό αριθμό**.

$MgBr_2$	Βρωμιούχο μαγνήσιο
FeS	Θειούχος σίδηρος (II)
Fe_2O_3	Οξειδίο του σιδήρου (III)

3. **μέταλλο + υδροξείδιο: υδροξείδιο του μετάλλου.**

KOH	Υδροξείδιο του καλίου
$Al(OH)_3$	Υδροξείδιο του αργιλίου

4. Όταν δύο στοιχεία σχηματίζουν περισσότερες από μια ενώσεις, για τη διάκρισή τους χρησιμοποιούμε αριθμητικά **προθέματα**, που δείχνουν τον **αριθμό των ατόμων του δευτέρου στοιχείου**.

NO	Μονοξείδιο του αζώτου
NO_2	Διοξείδιο του αζώτου
N_2O_5	Πεντοξείδιο του αζώτου

ασκήσεις εμπέδωσης

1. Το άτομο του καλίου K ($Z=19$), ενώνεται με το άτομο του χλωρίου ($Z=17$) και σχηματίζει την ένωση KCl. Ο χημικός δεσμός που σχηματίζεται μεταξύ τους είναι:
 - i. ομοιοπολικός
 - ii. ιοντικός
 - iii. δοτικός
2. Ποιες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές (Σ) και ποιες λανθασμένες (Λ);
 - ☐ Όλα τα άτομα των στοιχείων έχουν στην εξωτερική τους στιβάδα 8 ηλεκτρόνια.
 - ☐ Το άτομο του χλωρίου ($_{17}\text{Cl}$) όταν ενώνεται με άλλο άτομο χλωρίου δημιουργεί απλό ομοιοπολικό δεσμό.
 - ☐ Το άτομο του ασβεστίου ($_{20}\text{Ca}$) ενώνεται με το άτομο του φθορίου ($_{9}\text{F}$) και σχηματίζει την ένωση CaF_2 .
 - ☐ Δίνονται τα άτομα των στοιχείων $_{7}\text{N}$, $_{8}\text{O}$ και $_{9}\text{F}$. Η σειρά ηλεκτραρνητικότητας αυτών είναι: $\text{F} > \text{O} > \text{N}$.
 - ☐ Τα άτομα των στοιχείων $_{13}\text{Al}$ και $_{16}\text{S}$ ενώνονται μεταξύ τους με ομοιοπολικό δεσμό.
 - ☐ Στο διοξείδιο του άνθρακα CO_2 κάθε άτομο οξυγόνου είναι ενωμένο με το άτομο άνθρακα με απλό ομοιοπολικό δεσμό.
 - ☐ Ένα στοιχείο είναι τόσο πιο ηλεκτραρνητικό όσο μικρότερη είναι η ατομική ακτίνα του.
 - ☐ Ένα στοιχείο είναι τόσο πιο ηλεκτροθετικό όσα λιγότερα είναι τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής του στιβάδας.
 - ☐ Το πιο ηλεκτραρνητικό στοιχείο βρίσκεται πάνω και αριστερά στον περιοδικό πίνακα.
 - ☐ Το πιο μεγάλο στοιχείο βρίσκεται κάτω και αριστερά στον περιοδικό πίνακα.
3. Δίνονται τα στοιχεία: $_{12}\text{Mg}$, $_{16}\text{S}$, $_{17}\text{Cl}$. Με τι δεσμό θα ενωθούν μεταξύ τους το $_{12}\text{Mg}$ με το $_{16}\text{S}$ και το $_{12}\text{Mg}$ με το $_{17}\text{Cl}$;
4. Δίνονται τα στοιχεία: $_{9}\text{F}$, $_{13}\text{Al}$ και $_{16}\text{S}$. Να βρεθούν:
 - i. η θέση των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα
 - ii. το είδος του χημικού δεσμού που θα σχηματιστεί όταν ενωθεί: ένα άτομο φθορίου με ένα άτομο αργιλίου, ένα άτομο θείου με ένα άτομο αργιλίου και δύο άτομα φθορίου μεταξύ τους.
 - iii. ποιοι θα είναι οι μοριακοί τύποι των ουσιών που θα σχηματιστούν;
5. Δίνονται τρία στοιχεία A, B και Γ με ατομικούς αριθμούς $Z-1$, Z και $Z+1$, αντίστοιχα. Αν το στοιχείο B είναι ευγενές αέριο, να βρεθούν:
 - i. σε ποια ομάδα ανήκει το A και σε ποια το B
 - ii. το είδος του χημικού δεσμού, με τον οποίο θα ενωθούν τα στοιχεία A και Γ.

6. Ένα στοιχείο Α του περιοδικού Πίνακα με ατομικό αριθμό Z_A , βρίσκεται στην IIIA ομάδα και την 3^η περίοδο. Να βρεθούν:
- σε ποια ομάδα και σε ποια περίοδο βρίσκονται τα στοιχεία Β και Γ με ατομικούς αριθμούς $Z_B = Z_A + 4$ και $Z_\Gamma = Z_B - 5$.
 - ο χημικός δεσμός με τον οποίο θα ενωθούν μεταξύ τους τα άτομα των στοιχείων Α, Β και Β, Γ.
 - οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που θα σχηματιστούν.
7. Το στοιχείο Α είναι αμέταλλο και σχηματίζει με το υδρογόνο την ένωση H_2A . Το στοιχείο Β είναι μέταλλο και σχηματίζει με το υδρογόνο την ένωση BH .
- Σημειώστε ποιες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές (Σ) και ποιες λανθασμένες (Λ):
 - ☐ Το στοιχείο Α ανήκει στην IIA ομάδα και το στοιχείο Β στην VIIIA.
 - ☐ Οι χημικοί δεσμοί στις δύο ενώσεις είναι ομοιοπολικοί.
 - ☐ Το στοιχείο Α ανήκει στην VIA ομάδα και το στοιχείο Β στην IA.
 - ☐ Η χημική ένωση που σχηματίζουν τα Α και Β έχει μοριακό τύπο B_2A .
 - Το στοιχείο Β μπορεί να σχηματίσει με το φθόριο $_9F$:
 - ☐ μια μόνο ομοιοπολική ένωση με χημικό τύπο BF .
 - ☐ μια μόνο ετεροπολική ένωση με χημικό τύπο BF .
 - ☐ περισσότερες από μία χημικές ενώσεις όπου το Β ενώνεται με το F τόσο με ομοιοπολικούς δεσμούς όσο και με ιοντικούς.
8. Να αντιστοιχίσετε τους χημικούς τύπους των ιόντων της στήλης Α με τα ονόματά τους στη στήλη Β:

ΣΤΗΛΗ Α	ΣΤΗΛΗ Β
SO_4^{2-}	Θειούχο
$H_2PO_4^-$	Φωσφορούχο
NO_3^-	Νιτρικό
HSO_4^-	Θειικό
PO_3^{3-}	Θειώδες
NO_2^-	Φωσφορώδες
N^{3-}	Όξινο θειικό
P^{3-}	Ανθρακικό
SO_3^{2-}	Φωσφορικό
HCO_3^-	Δισόξινο φωσφορικό
PO_4^{3-}	Αζωτούχο
S^{2-}	Νιτρώδες
CO_3^{2-}	Όξινο ανθρακικό

9. Ομοίως:

ΣΤΗΛΗ Α	ΣΤΗΛΗ Β
ClO_3^-	Υπερμαγγανικό
MnO_4^{2-}	Διχρωμικό
ClO_4^-	Υδροξειδίο
H^-	Υπερχλωρικό
OH^-	Χλωρικό
CN^-	Χρωμικό
ClO_2^-	Κυανιούχο
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Υποχλωριώδες
ClO^-	Χλωριώδες
CrO_4^{2-}	Υδρίδιο

10. Να ονομάσετε τις παρακάτω χημικές ενώσεις:

- α) τετροξειδίο του αζώτου
 β) υδρόθειο
 γ) όξινο θειικό κάλιο
 δ) κυανιούχο κάλιο
 ε) υδροβρώμιο
 στ) ιωδιούχος ψευδάργυρος
 ζ) θειικό κάλιο
 η) θειικό ασβέστιο
 θ) θειικό αργίλιο
 ι) τριοξειδίο του θείου
 ια) διοξειδίο του θείου
 ιβ) νιτρικό ασβέστιο
 ιγ) νιτρικό αργίλιο

11. Να γράψετε τους χημικούς τύπους των παρακάτω χημικών ενώσεων:

- α) K_2O
 β) P_2O_3
 γ) HBr
 δ) HIO_3
 ε) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
 στ) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 ζ) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 η) MgCO_3
 θ) Ca_3N_2
 ι) NaClO
 ια) CaS
 ιβ) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 ιγ) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
 ιδ) N_2O_5
 ιε) $\text{Ca}(\text{CN})_2$
 ιστ) NaNO_3

12. Να ονομάσετε τις παρακάτω χημικές ενώσεις:

- α) φωσφορικό μαγνήσιο
 β) θειούχος σίδηρος (II)
 γ) πεντοξειδίο του φωσφόρου
 δ) θειώδες κάλιο
 ε) φωσφορικό αμμώνιο
 στ) φθοριούχο αργίλιο
 ζ) υδροκυάνιο
 η) όξινο ανθρακικό ασβέστιο
 θ) οξειδίο του αργιλίου
 ι) νιτρικό μαγνήσιο
 ια) ιωδιούχο νάτριο

13. Να γράψετε τους μοριακούς τύπους των παρακάτω ενώσεων:

- α) Na_2SO_3
 β) KHCO_3
 γ) NH_4NO_3
 δ) HClO_2
 ε) N_2O_3
 στ) Mg_3N_2
 ζ) H_3PO_4
 η) H_2CO_3
 θ) HI
 ι) H_2S
 ια) K_2SO_4
 ιβ) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

14. Να συμπληρώσετε κάθε κενό του επόμενου πίνακα με το μοριακό τύπο ή το όνομα της αντίστοιχης χημικής ένωσης:

Όνομα	Θειικό κάλιο		Υδροθείο		Νιτρικό οξύ		Κυανιούχο αμμώνιο
M.T.		FeCl_2		$\text{Ca}(\text{ClO})_2$		NaHPO_4	

15. Να συμπληρώσετε τα κενά του επόμενου πίνακα με τον αντίστοιχο μοριακό τύπο και να ονοματίσετε τις ενώσεις που προκύπτουν:

	Br^-	S^{2-}	CO_3^{2-}	OH^-	HSO_4^-	ClO_3^-
K^+						
Zn^{2+}						
Fe^{2+}						
Al^{3+}						
Cu^+						
H^+						
NH_4^+						