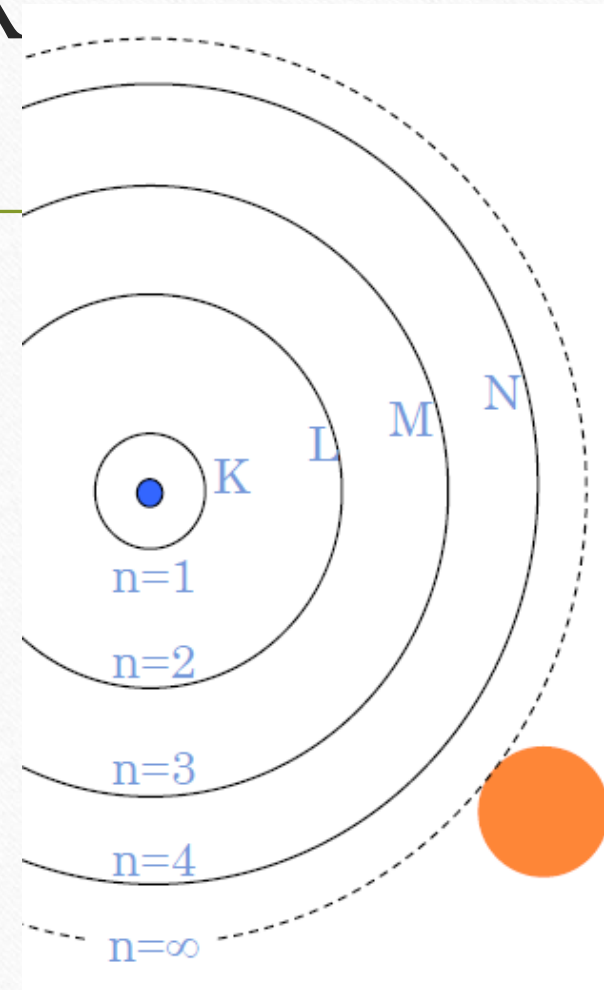


ΚΑΤΑΝΟΜΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2

ΠΡΟΤΥΠΟ ΒΟΗΡ



❑ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΕΣ ΣΤΙΒΑΔΕΣ

- Ηλεκτρονιακές στιβάδες ή στιβάδες είναι οι τροχιές που περιφέρονται τα ηλεκτρόνια γύρω από τον πυρήνα σύμφωνα με το πρότυπο του Bohr.
- Τα ηλεκτρόνια των ατόμων στη **θεμελιώδη κατάσταση** κατανέμονται σε επτά το πολύ στιβάδες K,L,M,N,O,P,Q.
- Ο αριθμός της στιβάδας χαρακτηρίζεται με ένα αριθμό (1,2...) και συμβολίζεται με n (ΚΥΡΙΟΣ ΚΒΑΝΤΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ)
- Όσο πιο μακριά από τον πυρήνα είναι μια στιβάδα, τόσο μεγαλύτερη ενέργεια έχει. Άρα η ενέργεια των στιβάδων αυξάνει κατά σειρά: ($E_K < E_L < E_M \dots$). Άρα η K έχει μικρότερη ενέργεια από την L και η L μικρότερη ενέργεια από την M κ.ο.κ

☐ ΣΤΙΒΑΔΕΣ ΚΑΙ ΑΡΙΘΜΟΣ n ΠΟΥ ΑΝΤΙΣΤΟΙΧΕΙ

Στιβάδα	K	L	M	N	O	P	Q
Κύριος κβαντικός n	1	2	3	4	5	6	7

❑ ΚΑΤΑΝΟΜΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ ΣΕ ΣΤΙΒΑΔΕΣ

1. Ο **μέγιστος** αριθμός ηλεκτρονίων που μπορεί να δεχθεί η στιβάδα με κύριο κβαντικό αριθμό n είναι **$2 \cdot n^2$** .
2. Η **τελευταία στιβάδα** του ατόμου (στιβάδα σθένους) δεν μπορεί να δεχθεί περισσότερα από **8** ηλεκτρόνια (Η Κ δεν μπορεί να δεχθεί περισσότερα από 2)
3. Η **προτελευταία στιβάδα** δεν μπορεί να δεχθεί περισσότερα από **18** ηλεκτρόνια, αλλά ούτε λιγότερα από 8.

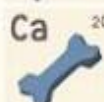
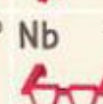
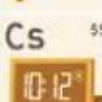
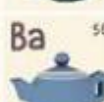
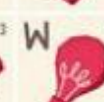
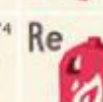
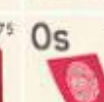
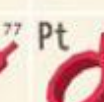
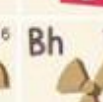
Κβαντικός αριθμός (n)	1	2	3	4
συμβολισμός	K	L	M	N
Μέγιστος αριθμός e^- $2n^2$	2	8	18	32

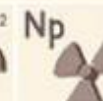
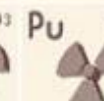
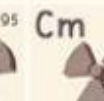
→ Για τις στιβάδες O, P, Q δεν ισχύει ο τύπος $2n^2$ διότι σε κανένα γνωστό μας χημικό στοιχείο δεν είναι πλήρως συμπληρωμένες αυτές οι στιβάδες.

❑ ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

Στοιχείο	Στιβάδες
${}_5\text{N}$	K(2) L(3)
${}_{11}\text{Na}$	K(2) L(8) M(1)
${}_{19}\text{K}$	K(2) L(8) M(8) N(1)

THE PERIODIC TABLE OF ELEMENTS

PERIODIC TABLE OF ELEMENTS																																
H ¹ 																	He ² 															
Li ³ 	Be ⁴ 																	B ⁵ 	C ⁶ 	N ⁷ 	O ⁸ 	F ⁹ 	Ne ¹⁰ 									
Na ¹¹ 	Mg ¹² 																	Al ¹³ 	Si ¹⁴ 	P ¹⁵ 	S ¹⁶ 	Cl ¹⁷ 	Ar ¹⁸ 									
K ¹⁹ 	Ca ²⁰ 	Sc ²¹ 	Ti ²² 	V ²³ 	Cr ²⁴ 	Mn ²⁵ 	Fe ²⁶ 	Co ²⁷ 	Ni ²⁸ 	Cu ²⁹ 	Zn ³⁰ 	Ga ³¹ 	Ge ³² 	As ³³ 	Se ³⁴ 	Br ³⁵ 	Kr ³⁶ 															
Rb ³⁷ 	Sr ³⁸ 	Y ³⁹ 	Zr ⁴⁰ 	Nb ⁴¹ 	Mo ⁴² 	Tc ⁴³ 	Ru ⁴⁴ 	Rh ⁴⁵ 	Pd ⁴⁶ 	Ag ⁴⁷ 	Cd ⁴⁸ 	In ⁴⁹ 	Sn ⁵⁰ 	Sb ⁵¹ 	Te ⁵² 	I ⁵³ 	Xe ⁵⁴ 															
Cs ⁵⁵ 	Ba ⁵⁶ 																	Hf ⁷² 	Ta ⁷³ 	W ⁷⁴ 	Re ⁷⁵ 	Os ⁷⁶ 	Ir ⁷⁷ 	Pt ⁷⁸ 	Au ⁷⁹ 	Hg ⁸⁰ 	Tl ⁸¹ 	Pb ⁸² 	Bi ⁸³ 	Po ⁸⁴ 	At ⁸⁵ 	Rn ⁸⁶ 
Fr ⁸⁷ 	Ra ⁸⁸ 																	Rf ¹⁰⁴ 	Db ¹⁰⁵ 	Sg ¹⁰⁶ 	Bh ¹⁰⁷ 	Hs ¹⁰⁸ 	Mt ¹⁰⁹ 	Ds ¹¹⁰ 	Rg ¹¹¹ 							

La ⁵⁷ 	Ce ⁵⁸	Pr ⁵⁹	Nd ⁶⁰	Pm ⁶¹	Sm ⁶²	Eu ⁶³	Gd ⁶⁴	Tb ⁶⁵	Dy ⁶⁶	Ho ⁶⁷	Er ⁶⁸	Tm ⁶⁹	Yb ⁷⁰	Lu ⁷¹
Ac ⁸⁹ 	Th ⁹⁰ 	Pa ⁹¹ 	U ⁹² 	Np ⁹³ 	Pu ⁹⁴ 	Am ⁹⁵ 	Cm ⁹⁶ 	Bk ⁹⁷ 	Cf ⁹⁸ 	Es ⁹⁹ 	Fm ¹⁰⁰ 	Md ¹⁰¹ 	No ¹⁰² 	Lr ¹⁰³ 

by Annika Tran

ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ MENDELEEV

❑ ΠΕΡΙΟΔΟΙ

- Οι οριζόντιες γραμμές $\Rightarrow$ λέγονται ΠΕΡΙΟΔΟΙ. Υπάρχουν 7 περίοδοι.
- Κατά μήκος μιας περιόδου υπάρχει συνήθως βαθμιαία μεταβολή ιδιοτήτων
- Οι λανθανίδες (σπάνιες γαίες) λέγονται τα 14 στοιχεία που ανήκουν στην 6^η περίοδο του Π,Π και έχουν παρόμοιες ιδιότητες με αυτές του λανθανίου.
- ακτινίδες είναι τα 14 (ραδιενεργά) στοιχεία που ανήκουν στην 7^η περίοδο και έχουν παρόμοιες ιδιότητες με αυτές του ακτινίου.

☐ ΟΜΑΔΕΣ

Οι κατακόρυφες στήλες ↓ λέγονται ΟΜΑΔΕΣ. Οι ομάδες είναι 18. Οι 8 χαρακτηρίζονται ΚΥΡΙΕΣ (Α) και οι υπόλοιπες 10 ΔΕΥΤΕΡΕΥΟΥΣΕΣ (Β).

•ΚΥΡΙΕΣ ΟΜΑΔΕΣ:

•Όλες οι κύριες ομάδες χαρακτηρίζονται με τους λατινικούς αριθμούς ΙΑ έως VIIΙΑ

Κλασική αρίθμηση: ΙΑ, ΙΙΑ, ΙΙΙΑ, ΙΥΑ, ΥΑ, ΥΙΑ, ΥΙΙΑ, ΥΙΙΙΑ

Σύγχρονη αρίθμηση: 1η, 2η, 13η, 14η, 15η, 16η, 17η, 18η

•ΣΠΟΥΔΑΙΟΤΕΡΕΣ ΚΥΡΙΕΣ ΟΜΑΔΕΣ

☐ Τα στοιχεία της ΙΑ ομάδας ονομάζονται ΑΛΚΑΛΙΑ (πλην το Η)

☐ Τα στοιχεία της ΙΙΑ ομάδας ονομάζονται ΑΛΚΑΛΙΚΕΣ ΓΑΙΕΣ

☐ Τα στοιχεία της ΥΙΙΑ ΑΛΟΓΟΝΑ

☐ Τα στοιχεία της ΥΙΙΙΑ(18ης) ΕΥΓΕΝΗ ΑΕΡΙΑ

❑ ΣΗΜΑΤΙΚΕΣ ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

1. Στοιχεία που ανήκουν στην ίδια περίοδο έχουν τον ίδιο αριθμό στιβάδων.

2, Ο αριθμός της ΠΕΡΙΟΔΟΥ φανερώνει τον αριθμό των στιβάδων του στοιχείου (τον κύριο κβαντικό αριθμό n)

ΠΕΡΙΟΔΟΣ	n	στιβάδα
2 ^η περίοδος	$n=2$	K,L
3 ^η περίοδος	$n=3$	K,L,M

3. Στοιχεία της ίδιας ομάδας εμφανίζουν παρόμοιες χημικές ιδιότητες αφού εμφανίζουν την ίδια εξωτερική δομή

4. Ο αριθμός της ΚΥΡΙΑΣ ομάδας δείχνει και τον αριθμό των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας.

ε εξωτερικής στιβάδας	ομάδα
5e	15 ^η (VA ομάδα)
7e	17 ^η (VIIA ομάδα)

❑ ΘΕΣΗ ΜΕΤΑΛΛΩΝ ΚΑΙ ΑΜΕΤΑΛΛΩΝ ΣΤΟ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΠΙΝΑΚΑ

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	α	α																
2	λ	λ																
3	κ	κ																
4	α	α																
5	λ	λ																
6	ι	ι																
7	α	α																
	μέταλλα	μέταλλα																
	αμέταλλα	αμέταλλα																

Κατά μήκος μιας περιόδου έχουμε ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα και αύξηση τον χαρακτήρα αμετάλλου.

Γι' αυτό τα αμέταλλα βρίσκονται στο δεξιό άκρο του περιοδικού πίνακα και τα μέταλλα στο αριστερό άκρο.

❑ ΧΡΗΣΙΜΟΤΗΤΑ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΠΙΝΑΚΑ

1. Για την ανακάλυψη νέων στοιχείων.
2. Γιατί διευκολύνει τη μελέτη των ιδιοτήτων (φυσικών και χημικών) και των μεθόδων παρασκευής των στοιχείων, καθώς αυτά εξετάζονται κατά ομάδες αντί το καθένα χωριστά.
3. Γιατί δίνει τη δυνατότητα πρόβλεψης της συμπεριφοράς ενός στοιχείου, για το είδος του δεσμού που μπορεί να δημιουργήσει, καθώς και για τη συμπεριφορά των ενώσεών του, με βάση τη συμπεριφορά των γειτονικών του στοιχείων. Π.χ. τα αλκάλια και οι αλκαλικές γαίες έχουν πολλά κοινά χαρακτηριστικά.

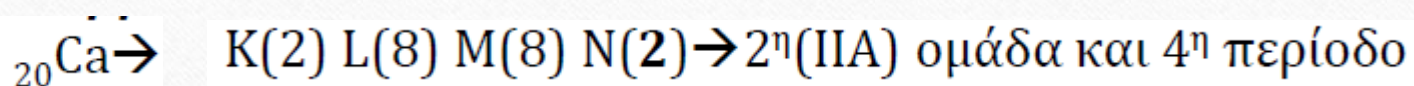
ΑΣΚΗΣΕΙΣ

❑ ΕΥΡΕΣΗ ΘΕΣΗΣ ΣΤΟΙΧΕΙΟΥ ΣΤΟΝ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΠΙΝΑΚΑ

Ο αριθμός των στιβάδων
ταυτίζεται
με τον αριθμό της περιόδου
ή τον κβαντικό αριθμό n



Ο αριθμός των
ηλεκτρονίων της **εξωτερικής**
στιβάδας ταυτίζεται
με τον αριθμό της κύριας ομάδας



❑ ΕΥΡΕΣΗ ΑΤΟΜΙΚΟΥ ΑΡΙΘΜΟΥ ΜΕ ΒΑΣΗ ΤΗ ΘΕΣΗ ΣΤΟΝ Π.Π

Εδώ πρέπει να ξέρουμε ότι στην 1^η περίοδο περιλαμβάνονται μόνο το H(1^η ομάδα) και το He(2^η ομάδα).

Να βρείτε τον ατομικό αριθμό του 2^{ου} στοιχείου της 3^{ης} περιόδου.

Αφού το στοιχείο βρίσκεται στη 3^η περίοδο θα έχει 3 στιβάδες K,L,M.(ή κβαντικός αριθμός $n=3$). Το 2^ο στοιχείο της περιόδου θα βρίσκεται στη δεύτερη ομάδα άρα θα έχει 2e στην εξωτερική στιβάδα. Επομένως η τελευταία στιβάδα θα είναι M(2).

Η δομή του είναι: $2K(2)L(8)M(2) \rightarrow Z=12$

Να βρεθεί ο ατομικός αριθμός του 1^{ου} αλογόνου

Το 1^ο αλογόνο ξεκινά από τη δεύτερη περίοδο άρα θα έχει 2 στιβάδες K,L (ή κβαντικός αριθμός $n=2$.) Το αλογόνο βρίσκεται στην 17^η(VII) ομάδα του Π.Π. άρα έχει 7e στην εξωτερική στιβάδα. Επομένως η τελευταία στιβάδα θα είναι L(7). Η δομή του είναι $K(2)L(7) \rightarrow Z=9$

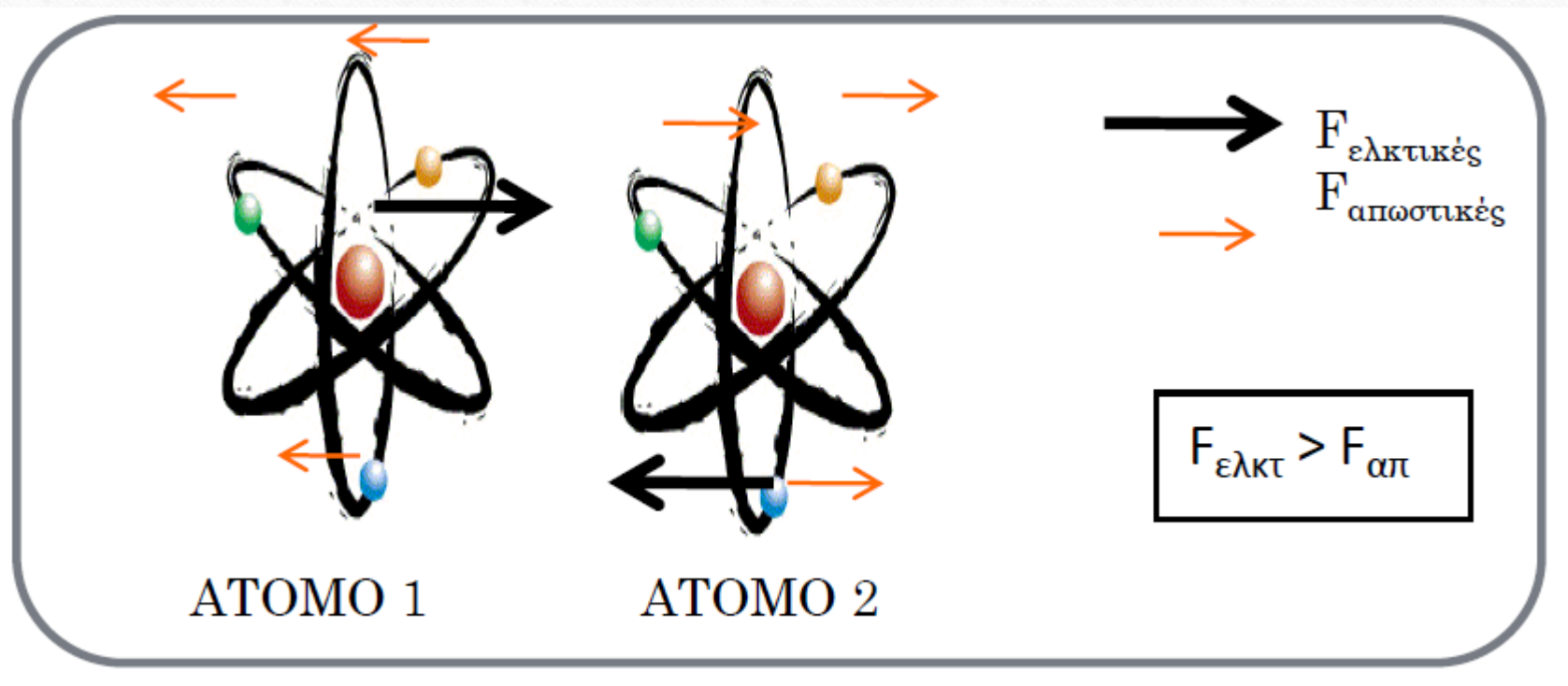
ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

❑ **ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ** είναι οι ελκτικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των δομικών συστατικών της ύλης (ατόμων, μορίων, ή ιόντων)

❑ **ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ ΔΗΜΙΟΥΡΓΕΙΤΑΙ ΜΕΤΑΞΥ ΔΥΟ ΣΩΜΑΤΙΔΙΩΝ:**

- ✓ όταν οι δομικές μονάδες ύλης πλησιάσουν αρκετά, ώστε οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ πυρήνα -ηλεκτρονίων γίνουν μεγαλύτερες από τις απωστικές μεταξύ ηλεκτρονίων.
- ✓ διότι τα σώματα ενωμένα οδηγούνται σε σταθερότερες καταστάσεις δηλαδή σε καταστάσεις χαμηλότερης ενέργειας.

ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ



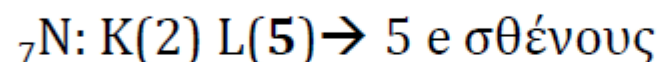
□ ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΧΗΜΙΚΗ ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ ΕΝΟΣ ΑΤΟΜΟΥ

Η χημική συμπεριφορά των ατόμων καθορίζεται κυρίως από δυο παραμέτρους:

- 1) ΤΑ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑ ΣΘΕΝΟΥΣ(ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑ ΕΞΩΤΕΡΙΚΗΣ ΣΤΙΒΑΔΑΣ)
- 2) ΤΟ ΜΕΓΕΘΟΣ ΤΟΥ ΑΤΟΜΟΥ (ΑΤΟΜΙΚΗ ΑΚΤΙΝΑ)

1. ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑ ΣΘΕΝΟΥΣ

Τα ηλεκτρόνια σθένους είναι τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας τα οποία έχουν το σθένος να σχηματίσουν δεσμό.



□ ΚΑΝΟΝΑΣ ΤΩΝ ΟΚΤΩ: (ΘΕΩΡΙΑ ΣΘΕΝΟΥΣ ΚΑΤΑ LEWIS)

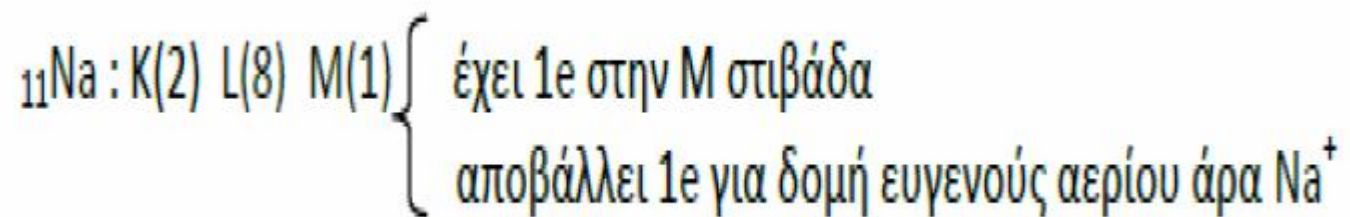
Τα άτομα έχουν τη τάση να αποκτήσουν ΔΟΜΗ ΕΥΓΕΝΟΥΣ ΑΕΡΙΟΥ, δηλαδή εξωτερική στιβάδα με 8 ηλεκτρόνια . (ή 2 αν έχουν την Κ στιβάδα) . Τα ΕΥΓΕΝΗ ΑΕΡΙΑ είναι χημικά σταθερά, δίχως τάση να αντιδρούν με άλλα στοιχεία και δεν σχηματίζουν χημικές ενώσεις.

□ ΔΟΜΗ ΕΥΓΕΝΟΥΣ ΑΕΡΙΟΥ

Η δομή ευγενούς αερίου επιτυγχάνεται όταν τα άτομα συνδέονται με χημικό δεσμό, ΑΠΟΒΑΛΛΟΝΤΑΣ, ΠΡΟΣΛΑΜΒΑΝΟΝΤΑΣ, Ή ΣΥΝΕΙΣΦΕΡΟΝΤΑΣ ηλεκτρόνια.

Στοιχεία που έχουν λίγα ηλεκτρόνια σθένους (1-3) έχουν τάση να αποβάλλουν ηλεκτρόνια και μετατρέπονται σε κατιόντα.

Η τάση λέγεται ηλεκτροθετικότητα και τα στοιχεία **ΗΛΕΚΤΡΟΘΕΤΙΚΑ ή ΜΕΤΑΛΛΑ**



Στοιχεία με πολλά ηλεκτρόνια (4-7) έχουν τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και μετατρέπονται σε ανιόντα.

Η τάση λέγεται ηλεκτραρνητικότητα και τα στοιχεία **ΗΛΕΚΤΡΑΡΝΗΤΙΚΑ** ή **ΑΜΕΤΑΛΛΑ**

$_{8}\text{O} : \text{K}(2) \text{ L}(6) \left\{ \begin{array}{l} \text{έχει 6e στην L στιβάδα} \\ \text{προσλαμβάνει 2e για δομή ευγενούς αερίου άρα } \text{O}^{-2} \end{array} \right.$

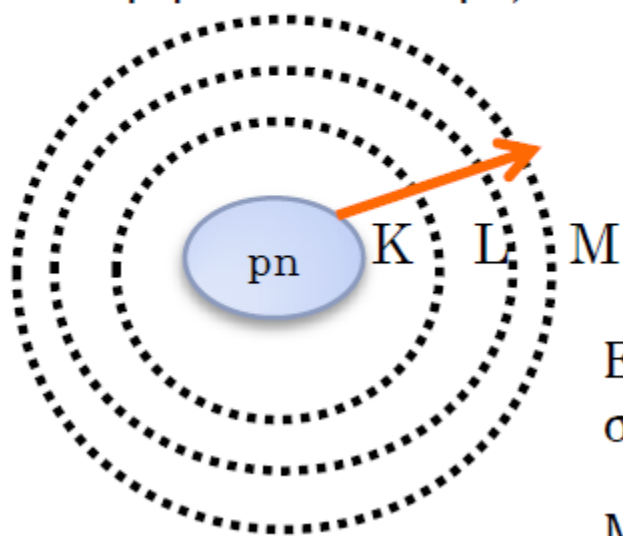
☐ ΚΑΤΑΝΟΜΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ ΣΘΕΝΟΥΣ ΤΩΝ ΟΚΤΩ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ ΤΗΣ 2^{ΗΣ} ΠΕΡΙΟΔΟΥ



- Τα ηλεκτρόνια σθένους ενός στοιχείου μπορεί να είναι από 1 έως 8.
- Τα μοναχικά ηλεκτρόνια δηλαδή αυτά που δεν σχηματίζουν ζεύγος *ε* λέγονται **μονήρη ηλεκτρόνια**

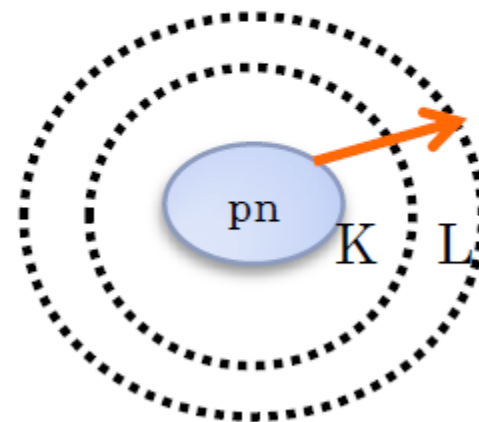
2. ΑΤΟΜΙΚΗ ΑΚΤΙΝΑ

Ατομική ακτίνα ενός ατόμου είναι η απόσταση της εξωτερικής στιβάδας από τον πυρήνα και καθορίζει το μέγεθος του ατόμου.



Εδώ η εξωτερική
στιβάδα είναι η M

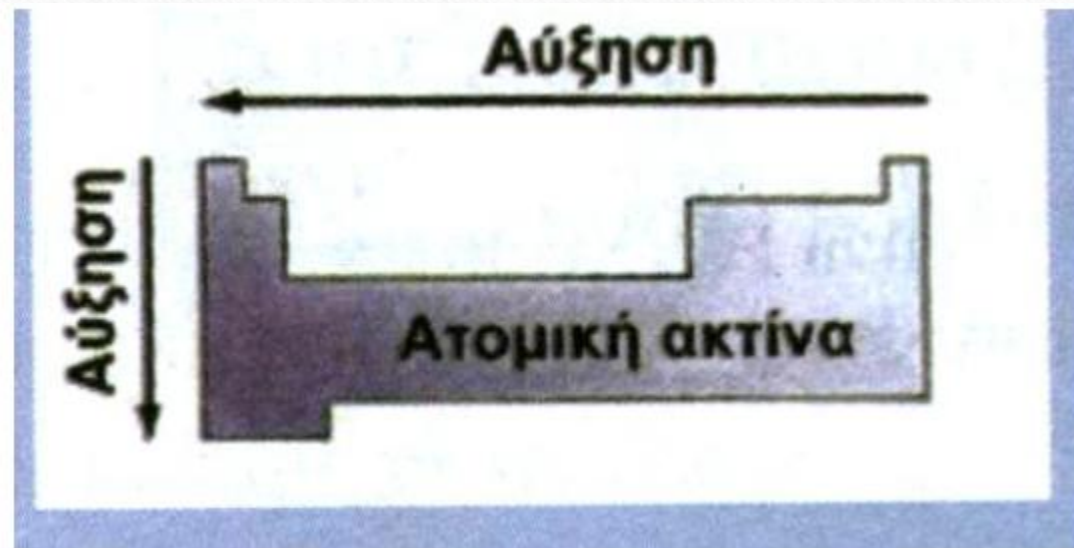
Μεγάλο άτομο



Εδώ η εξωτερική
στιβάδα είναι η L

Μικρό άτομο

☐ ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΑΤΟΜΙΚΗΣ ΑΚΤΙΝΑΣ ΣΤΟΝ Π.Π



ΛΥΜΕΝΑ ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

Ποιο άτομο έχει μεγαλύτερο μέγεθος;

${}_5\text{B}: \text{K}(2) \text{ L}(3)$

${}_9\text{F}: \text{K}(2) \text{ L}(7)$

	ΟΜΑΔΑ			
	13η			17η
3 ^η περίοδο	B			F

Άρα το B έχει μεγαλύτερο μέγεθος.



αύξηση ατομικής ακτίνας

Ποιο άτομο έχει μεγαλύτερο μέγεθος;

${}_{11}\text{Na}:\text{K}(2) \text{L}(8) \text{M}(1)$

${}_{3}\text{Li}:\text{K}(2) \text{L}(1)$

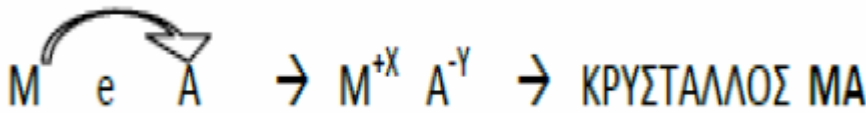
	1 ^η ΟΜΑΔΑ	
2 ^η περίοδο	Li	↓ αύξηση ατομικής ακτίνας
3 ^η περίοδο	Na	

το Na έχει μεγαλύτερο μέγεθος.

ΙΟΝΤΙΚΟΣ /ΕΤΕΡΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

❑ ΠΡΟΥΠΟΘΕΣΕΙΣ ΔΗΜΙΟΥΡΓΙΑΣ ΕΤΕΡΟΠΟΛΙΚΟΥ ΔΕΣΜΟΥ

- Ιοντικός δεσμός σχηματίζεται όταν έχουμε μεταφορά ηλεκτρονίων από ένα μέταλλο σε ένα αμέταλλο.
- Το μέταλλο αποβάλλει ηλεκτρόνια και μετατρέπεται σε κατιόν.
- Το αμέταλλο προσλαμβάνει ηλεκτρόνια και μετατρέπεται σε ανιόν.
- Τα ιόντα αυτά έλκονται με ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb και διατάσσονται στο χώρο σε κανονικά γεωμετρικά σχήματα, τους ιοντικούς κρυστάλλους με συγκεκριμένη αναλογία.(ιοντική ένωση)



❑ ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

- ✓ Μέταλλο έχω όταν υπάρχουν 1 έως 3 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα
- ✓ Αμέταλλο έχω όταν υπάρχουν 4 έως 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα

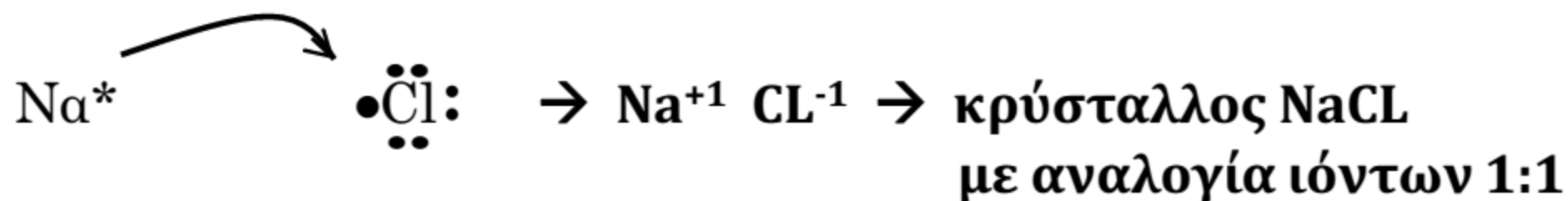
❑ ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΔΗΜΙΟΥΡΓΙΑΣ ΕΤΕΡΟΠΟΛΙΚΟΥ ΔΕΣΜΟΥ

- Βρίσκω τα ηλεκτρόνια σθένους σε κάθε άτομο
- Γράφω το μέταλλο πρώτα με τα ηλεκτρόνια σθένους και μετά το αμέταλλο.
- Κάνω τη μεταφορά ηλεκτρονίων από το μέταλλο στο αμέταλλο και σχηματίζω το κρύσταλλο

1. Δημιουργία ιοντικού δεσμού μεταξύ $_{11}\text{Na}$ και $_{17}\text{Cl}$

$_{11}\text{Na}$: K(2) L(8) M(1) $\rightarrow$ έχει 1 ηλεκτρόνιο σθένους και είναι μέταλλο

$_{17}\text{Cl}$: K(2) L(8) M(7) $\rightarrow$ έχει 7 ηλεκτρόνια σθένους και είναι αμέταλλο

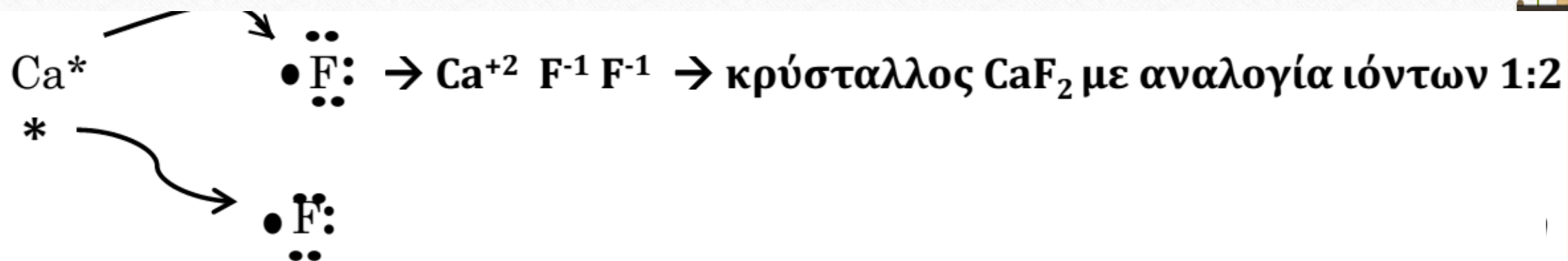


2. Δημιουργία ιοντικής ένωσης μεταξύ $_{20}\text{Ca}$ και $_9\text{F}$.

$_{20}\text{Ca}$: K(2) L(8) M(8) N(2) $\rightarrow$ έχει 2e σθένους και είναι μέταλλο

$_9\text{F}$: K(2) L(7) $\rightarrow$ έχει 7e σθένους και είναι αμέταλλο

Σε αυτή τη περίπτωση το Ca θέλει να αποβάλλει 2e άρα χρειάζονται 2 άτομα F.

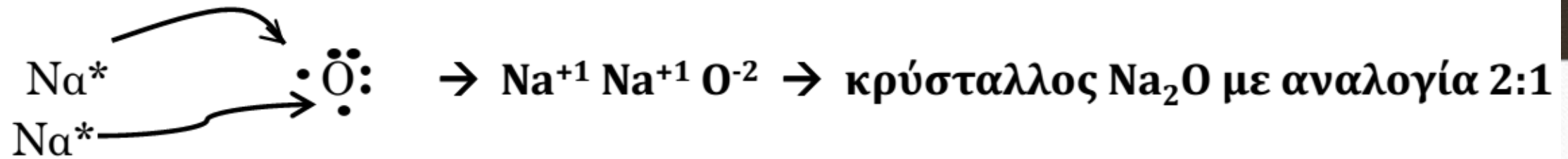


3. Δημιουργία ιοντικής ένωσης μεταξύ $_{11}\text{Na}$ και $_8\text{O}$.

$_{11}\text{Na}$: K(2) L(8) M(1) $\rightarrow$ έχει 1e σθένους και είναι μέταλλο

$_8\text{O}$: K(2) L(6) $\rightarrow$ έχει 6e σθένους και είναι αμέταλλο

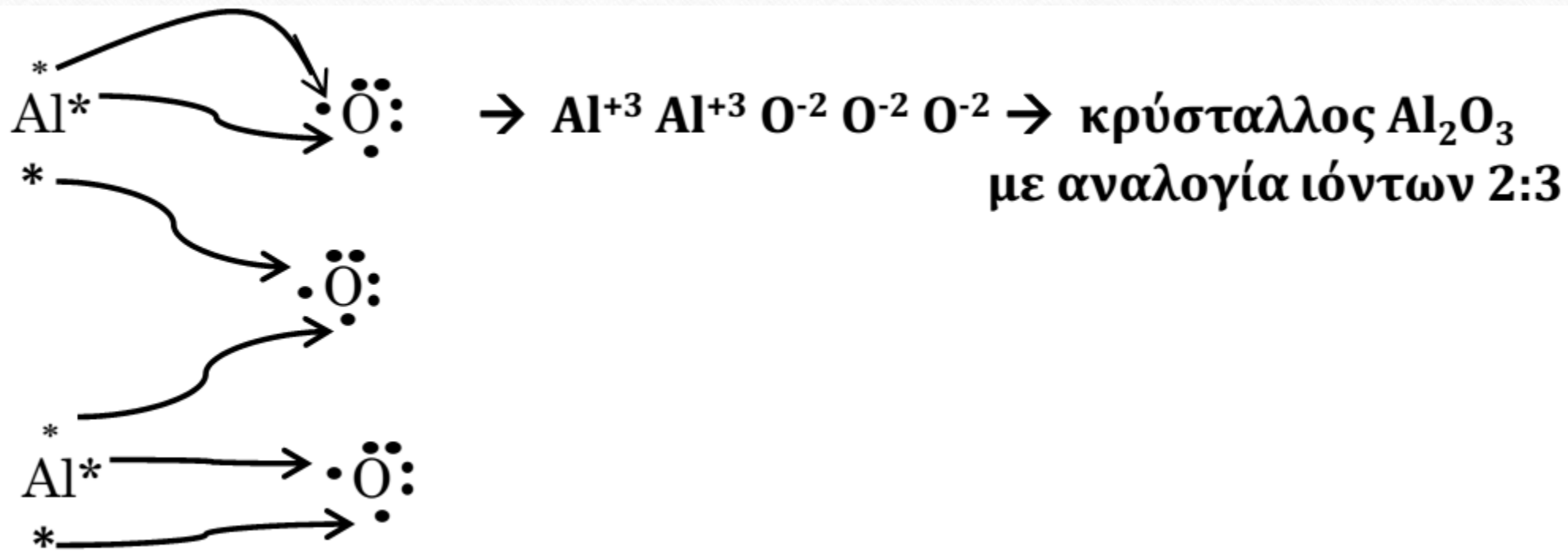
Σε αυτή τη περίπτωση το O θέλει να προσλάβει 2e συνεπώς απαιτούνται 2 άτομα Na.



4. Δημιουργία ιοντικής ένωσης μεταξύ $_{13}\text{Al}$ και $_8\text{O}$.

$_{13}\text{Al}$: K(2) L(8) M(3) $\rightarrow$ έχει 3e σθένους και είναι μέταλλο

$_8\text{O}$: K(2) L(6) $\rightarrow$ έχει 6e σθένους και είναι αμέταλλο



❑ ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΤΙΚΑ ΙΟΝΤΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

1. Ιοντικές ενώσεις είναι κατά πλειονότητα τα οξείδια των μετάλλων, τα υδροξείδια των μετάλλων και τα άλατα.

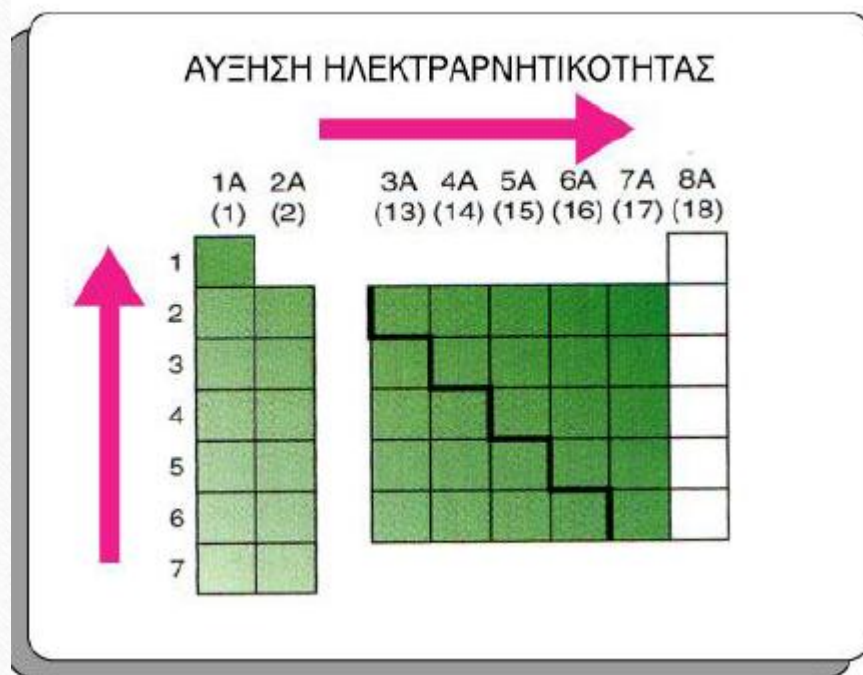
2. Στις ιοντικές ή ετεροπολικές ενώσεις δεν υπάρχουν μόρια. Σχηματίζεται κρύσταλλος του οποίου οι δομικές μονάδες είναι τα ιόντα (ιοντικός κρύσταλλος).

3. Οι ιοντικές ενώσεις έχουν υψηλά σημεία τήξεως λόγω των ισχυρών δυνάμεων Coulomb, που συγκρατούν τα ιόντα τους στον κρύσταλλο.

τα υδατικά τους διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα

□ ΗΛΕΚΤΡΑΡΝΗΤΙΚΟΤΗΤΑ

Ηλεκτραρνητικότητα στοιχείου ονομάζεται η τάση του ατόμου ενός στοιχείου να έλκει ηλεκτρόνια όταν συνδέεται με άλλα άτομα και εξαρτάται από τη θέση του στον Π.Π



ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

❑ ΠΡΟΥΠΟΘΕΣΕΙΣ ΔΗΜΙΟΥΡΓΙΑΣ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΥ ΔΕΣΜΟΥ

Ομοιοπολικός δεσμός είναι η αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων μεταξύ αμετάλλων με αποτέλεσμα να σχηματίζεται κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων.

Με ομοιοπολικό δεσμό μπορούν να συνδεθούν άτομα του ίδιου αμετάλλου π. H_2 ή άτομα διαφορετικών αμετάλλων π.χ HCl .

Οι ενώσεις που προκύπτουν λέγονται ομοιοπολικές ή μοριακές ενώσεις δηλαδή σχηματίζονται μόρια.

➤ Ο ομοιοπολικός δεσμός διακρίνεται σε πολικό και μη πολικό.

Πολικός(πολωμένος): όταν τα άτομα του μορίου είναι διαφορετικά, το κοινό ζεύγος των ηλεκτρονίων έλκεται περισσότερο από το *ηλεκτραρνητικότερο* άτομο. Π.χ $O=C=O$, $H-O-H$, $H-F$, $H-Cl$

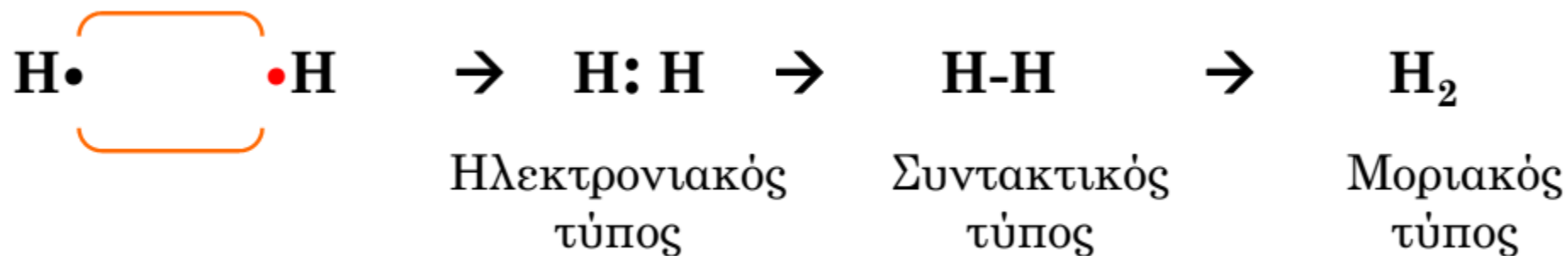
Μη πολικός(μη πολωμένος): όταν τα άτομα είναι όμοια μεταξύ τους, τότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού **έλκεται εξ ίσου** από τους πυρήνες των δύο ατόμων π.χ $H-H$, $O=O$

❑ ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΩΝ ΔΕΣΜΩΝ

- Βρίσκω τα ηλεκτρόνια σθένους σε κάθε άτομο
- Κάνω αμοιβαία συνεισφορά των μονήρων ηλεκτρονίων και φτιάχνω το μόριο.

1. Δημιουργία μορίου H_2

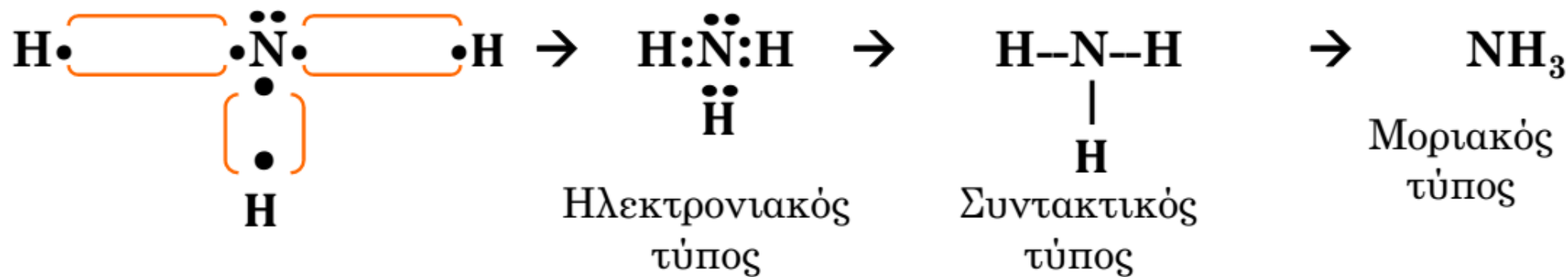
H: K(1) → έχει 1 ηλεκτρόνιο σθένους και είναι **αμέταλλο**. Χρειάζεται ένα ακόμη ηλεκτρόνιο για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου. (2 e στην K στιβάδα)



2. Δημιουργία μορίου NH_3

${}_1\text{H}$: K(1) $\rightarrow$ έχει 1 ηλεκτρόνιο σθένους και είναι **αμέταλλο**. Χρειάζεται 1 ακόμη ηλεκτρόνιο

${}_7\text{N}$: K(2)L(5) $\rightarrow$ έχει 5 ηλεκτρόνια σθένους και είναι **αμέταλλο**. Χρειάζεται 3 ακόμη ηλεκτρόνια για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου.



3. Δημιουργία δεσμού μεταξύ $_6\text{C}$ και $_8\text{O}$

$_6\text{C}$: $\text{K}(2)\text{L}(4) \rightarrow 4$ ηλεκτρόνια σθένους άρα χρειάζεται 4e ακόμη για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου.

$_8\text{O}$: $\text{K}(2)\text{L}(6) \rightarrow 6$ ηλεκτρόνια σθένους άρα χρειάζεται 2e ακόμη.



❑ ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

- ✓ Το H αν και ανήκει στην ΙΑ ομάδα του περιοδικού πίνακα είναι αμέταλλο.
- ✓ Τα ζεύγη ηλεκτρονίων που συμμετέχουν στο δεσμό λέγονται **δεσμικά ζεύγη** ηλεκτρονίων ενώ αυτά που δεν συμμετέχουν στον ομοιοπολικό δεσμό λέγονται **μη δεσμικά ζεύγη** ηλεκτρονίων.
- ✓ **Ηλεκτρονιακοί τύποι Lewis:** δείχνουν τη διάταξη των ατόμων από τα οποία αποτελείται το μόριο μιας χημικής ένωσης καθώς και τη κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους τα οποία συμβολίζονται με τελείες.
- ✓ Ο **συντακτικός τύπος** μιας ομοιοπολικής ένωσης προκύπτει αν από τον ηλεκτρονιακό τύπο αντικαταστήσουμε το δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων με μια παύλα

❑ ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΤΙΚΑ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

1. Οι μοριακές ενώσεις διαφέρουν εντυπωσιακά από τις ιοντικές, είναι δηλαδή διακριτά συμπλέγματα ατόμων (μόρια) και όχι εκτενή συσσωματώματα (κρύσταλλοι).
2. οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων είναι ασθενείς Γι' αυτό οι μοριακές ενώσεις σχηματίζουν μαλακά στερεά με χαμηλά σημεία τήξεως, ή υγρά με χαμηλά σημεία βρασμού, ή αέρια σώματα.
3. Σε καθαρή κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, ενώ τα υδατικά διαλύματα ορισμένων ομοιοπολικών ενώσεων (π.χ. οξέων) άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.
4. Ομοιοπολικές ενώσεις είναι κατά το πλείστον οι ενώσεις μεταξύ αμετάλλων, π.χ. οξέα, οξείδια αμετάλλων

ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

ΑΡΙΘΜΟΣ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ (Α.Ο)

Ο αριθμός οξείδωσης (Α.Ο.) είναι μία συμβατική έννοια που επινοήθηκε για να διευκολύνει, μεταξύ άλλων, τη γραφή των χημικών τύπων.

- ❖ Αριθμός οξείδωσης ενός ιόντος σε μια ιοντική ένωση είναι το πραγματικό φορτίο του ιόντος, το οποίο προκύπτει από την αποβολή ή πρόσληψη ηλεκτρονίων ώστε να προκύψει δομή ευγενούς αερίου
- ❖ Αριθμός οξείδωσης ενός ατόμου σε μία (πολική) ομοιοπολική ένωση ορίζεται το φαινομενικό Φορτίο που θα αποκτήσει το άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο.

ΚΑΝΟΝΕΣ ΓΙΑ ΤΗΝ ΕΥΡΕΣΗ ΤΟΥ Α.Ο ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

1. Όλα τα στοιχεία σε ελεύθερη κατάσταση έχουν αριθμό οξείδωσης ΜΗΔΕΝ.
πχ Na^0 Fe^0 Cl_2^0 κτλ
2. Το υδρογόνο H έχει $\text{AO}=+1$ εκτός από τις ενώσεις του με τα μέταλλα (Υδρίδια) που έχει $\text{AO}=-1$.
3. Το οξυγόνο έχει $\text{AO} = -2$ εκτός από την ένωση του με το F που έχει $+2$ ($\text{F} - \text{O} - \text{F}$) και τα υπεροξείδια στα οποία έχει $\text{AO}=-1$ ($\text{H} - \text{O} - \text{H}$).
4. Τα μέταλλα έχουν πάντα θετικό ΑΟ εφόσον παρουσιάζουν την τάση να δίνουν ηλεκτρόνια.
πχ ΙΑ ομάδα του ΠΠ έχουν $\text{AO}=+1$ ($\text{K}, \text{Na} \dots$)
IIA ομάδα του ΠΠ έχουν $\text{AO}=+2$ ($\text{Ca}, \text{Mg}, \text{Ba}, \dots$)
5. Το F έχει πάντα $\text{AO} = -1$.
6. Το αλγεβρικό άθροισμα των ΑΟ των στοιχείων σε μια χημική ένωση είναι ίσο με το ΜΗΔΕΝ.
7. Το αλγεβρικό άθροισμα των ΑΟ των στοιχείων σε ένα ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.

❑ **ΛΥΜΕΝΑ ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ**

1. Να υπολογιστεί ο αριθμός οξείδωσης των παρακάτω σωματιδίων:

α) του S στο H_2SO_4 :

$$2.(+1) + x + 4.(-2) = 0 \rightarrow x = +6$$

β) του N στο NaNO_3 :

$$+1 + x + 3.(-2) = - \rightarrow x = +5$$

γ) του C στο $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$:

$$2.(+3) + 3.x + 9(-2) = 0 \rightarrow x = +4$$

Πίνακας με τους κυριότερους αριθμούς οξείδωσης

ΜΕΤΑΛΛΑ	A.O
Li, Na, K, Ag	+1
Mg, Ca, Ba, Zn	+2
Al,	+3
Pb, Sn	+2 ,+4
Cu, Hg	+1 ,+2
Fe ,Ni	+2 ,+3
Mn	+2 ,+4 ,+7
Cr	+3 ,+6

ΑΜΕΤΑΛΛΑ	Α.Ο όταν ΔΕΝ ενώνονται με οξυγόνο
H	+1
O	-2
F	-1
Cl, Br, I	-1
S	-2
N, P	-3

ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΑ ΙΟΝΤΑ

ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΣ	ΟΝΟΜΑΣΙΑ
$(\text{OH})^{-1}$	Υδροξείδιο
$(\text{NO}_2)^{-1}$	Νιτρικό ,
$(\text{SO}_4)^{-2}$	Θειϊκό
$(\text{HSO}_4)^{-1}$	Όξινο θειϊκό
$(\text{PO}_4)^{-3}$	Φωσφορικό
$(\text{HPO}_4)^{-2}$	Όξινο φωσφορικό
$(\text{CO}_3)^{-2}$	Ανθρακικό
$(\text{HCO}_3)^{-1}$	Όξινο ανθρακικό
$(\text{NH}_4)^{+1}$	Αμμώνιο
$(\text{CN})^{-1}$	Κυάνιο

ΓΡΑΦΗ ΧΗΜΙΚΩΝ ΤΥΠΩΝ

❑ ΤΙ ΜΑΣ ΔΕΙΧΝΕΙ Ο ΜΟΡΙΑΚΟΣ ΤΥΠΟΣ ΜΙΑΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΕΝΩΣΗΣ(Μ.Τ):

- από ποια στοιχεία αποτελείται το μόριο της ένωσης
- από πόσα άτομα αποτελείται το κάθε στοιχείο

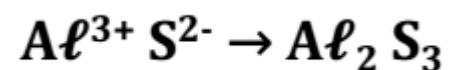
Π.χ ο τύπος **H₂SO₄** δείχνει ότι έχουμε:

2 άτομα H , 1 άτομο S και 4 άτομα O στο μόριο της ένωσης

❑ **ΠΩΣ ΓΡΑΦΟΥΜΕ ΤΟΝ (Μ.Τ) ΜΙΑΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΕΝΩΣΗΣ:**

Γράφουμε πάντα το ηλεκτροθετικό τμήμα πρώτο (A) και μετά το ηλεκτραρνητικό τμήμα (B) και κάνουμε χιαστί τους Α.Ο χωρίς τα πρόσημα.

ΣΥΝΟΠΤΙΚΑ: $A^{(+x)} B^{(-y)} \rightarrow A_y B_x$



❑ ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

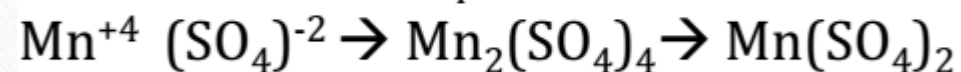
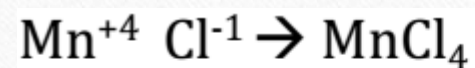
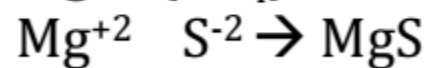
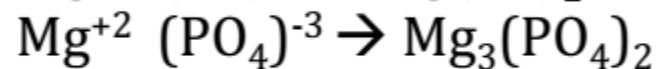
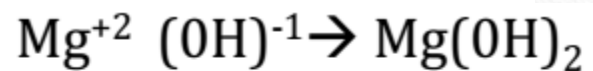
1. Το 1 σαν δείκτης παραλείπεται από τους μοριακούς τύπους. $\text{Ca}^{+2} \text{Br}^{-1} \rightarrow \text{CaBr}_2$
2. Τα πολυατομικά ιόντα τα χειριζόμαστε σαν **σύνολα**- τα βάζω σε παρένθεση για να δείξω τον Α.Ο τους. $\text{Zn}^{+2}(\text{NO}_3)^{-1} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
3. Αν οι Α.Ο έχουν κοινό διαιρέτη απλοποιούμε τους Α.Ο
 $\text{Ca}^{+2}(\text{SO}_4)^{-2} \rightarrow \text{CaSO}_4$
 $\text{S}^{+6} \text{O}^{-2} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{SO}_3$

Δεν συμβαίνει απλοποίηση στα υπεροξείδια π.χ H_2O_2 , Na_2O_2

2. Να γραφτούν οι ενώσεις που αποτελούνται από:

I. Mg^{+2} και i) OH^{-1} ii) PO_4^{-3} iii) S^{-2}

II. Mn^{+4} και i) Cl^{-1} ii) SO_4^{-2}



ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ κατά IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry)

Ο Ξ Ε Α

Οξέα είναι χημικές ενώσεις που το **ηλεκτροθετικό τμήμα** τους είναι H^{+1} και το **ηλεκτραρνητικό τμήμα** είναι αμέταλλο ή αρνητικό πολυατομικό ιόν. Ο γενικός μοριακός τύπος τους είναι : H_xA .

□ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΜΗ ΟΞΥΓΟΝΟΥΧΩΝ ΟΞΕΩΝ



υδρο + ονομασία του A

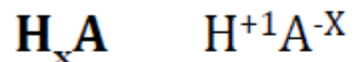
όπου A: αμέταλλο

1ο παράδειγμα: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{υδρο-χλώριο}$

2ο παράδειγμα: $\text{HCN} \rightarrow \text{H}^{+1} \text{CN}^{-1} \rightarrow \text{υδρο-κυάνιο}$

3ο παράδειγμα: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}^{+1} \text{S}^{-2} \rightarrow \text{υδρό-θειο}$

❑ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΟΞΥΓΟΝΟΥΧΩΝ ΟΞΕΩΝ



ονομασία του A + οξύ

όπου A πολυατομικό ιόν με οξυγόνο (οξυγονούχο ιόν)

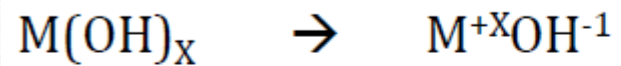
1ο παράδειγμα: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^{+1} \text{NO}_3^{-1} \rightarrow$ νιτρικό οξύ

2ο παράδειγμα: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^{+1} \text{SO}_4^{-2} \rightarrow$ θειϊκό οξύ

ΒΑΣΕΙΣ

Οι βάσεις είναι χημικές ενώσεις που το **ηλεκτροθετικό τμήμα** τους είναι Μέταλλο και το **ηλεκτραρνητικό τους τμήμα** είναι το ανιόν OH^{-1} Ο γενικός μοριακός τύπος τους είναι: $\text{M}(\text{OH})_x$

❑ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΒΑΣΕΩΝ



Υδροξείδιο + ονομασία Μετάλλου

1ο παράδειγμα: $NaOH \rightarrow Na^{+1} OH^{-1} \rightarrow \text{υδροξείδιο του νατρίου}$

2ο παράδειγμα: $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{+2} OH^{-1} \rightarrow \text{υδροξείδιο του ασβεστίου}$

Παρατήρηση: αν το μέταλλο έχει πολλούς Α.Ο τότε στο τέλος της ονομασίας τους γράφουμε τον Α.Ο του μετάλλου με λατινικό αριθμό π.χ I, II, III, IV κλπ

3ο παράδειγμα: $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}^{+3} \text{OH}^{-1} \rightarrow \text{υδροξείδιο του σιδήρου III}$

4ο παράδειγμα: $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}^{+2} \text{OH}^{-1} \rightarrow \text{υδροξείδιο του σιδήρου II}$

ΟΞΕΙΔΙΑ

Οξείδια είναι ενώσεις των στοιχείων όπου το (-) τμήμα είναι οξυγόνο και το (+) τμήμα μπορεί να είναι μέταλλο ή αμέταλλο. Ο γενικός μοριακός τύπος τους είναι : $\Sigma_2\text{O}_x$

□ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΟΞΕΙΔΙΩΝ

$\Sigma_2\text{O}_x \rightarrow \Sigma^{-x}\text{O}^{-2}$ οξείδιο του + όνομα Σ

❖ Όταν έχουμε μέταλλο: [ΒΑΣΙΚΟ ΟΞΕΙΔΙΟ]

1ο παράδειγμα: $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^{+1}\text{O}^{-2} \rightarrow \text{οξείδιο του νατρίου}$

2ο παράδειγμα: $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2} \rightarrow \text{οξείδιο του ασβεστίου}$

3ο παράδειγμα: $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}^{+3}\text{O}^{-2} \rightarrow \text{οξείδιο του αργιλίου}$

❖ Όταν έχουμε αμέταλλο: [ΟΞΙΝΟ ΟΞΕΙΔΙΟ]

Το αμέταλλο σε αυτή τη περίπτωση παίρνει τον θετικό Α.Ο του
Για την ονομασία του βάζουμε μπροστά από το οξείδιο το
πρόθεμα **μονο-, δι- τρι-, τετρα- πεντ-** κ.λ.π.

Το πρόθεμα άλλοτε υποδηλώνει **τον δείκτη** δίπλα στο
οξυγόνο (1, 2, 3, 4, 5) και άλλοτε **τον Α.Ο του αμετάλλου**

$\text{Cl}_2\text{O}_3 \rightarrow$ τριοξείδιο του χλωρίου

$\text{CO}_2 \rightarrow$ διοοξείδιο του άνθρακα

$\text{SO}_2 \rightarrow$ **δι-**οξείδιο του θείου

$\text{SO}_3 \rightarrow$ **τρι-**οξείδιο του θείου

$\text{CO} \rightarrow$ **μον-**οξείδιο του άνθρακα

$\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow$ **τετρα-**οξείδιο του αζώτου

Επαμφοτερίζοντα οξείδια:

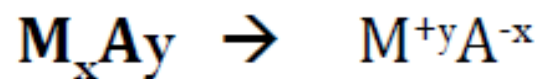
αυτά που συμπεριφέρονται
άλλοτε ως βάσεις και
άλλοτε ως οξέα (ZnO , Al_2O_3)

Ουδέτερα οξείδια. Αυτά δεν
αντιδρούν με το νερό για να
δώσουν οξέα ή βάσεις π.χ το
 CO , τα υποοξείδια (π.χ. N_2O),
τα υπεροξείδια (π.χ. Na_2O_2)

ΑΛΑΤΑ

Τα άλατα είναι χημικές ενώσεις που το **θετικό τμήμα** τους είναι Μέταλλο ή το NH_4^{+1} και το **αρνητικό τους τμήμα** είναι αμέταλλο ή πολυατομικό ιόν Ο γενικός μοριακός τύπος τους είναι: M_xA_y

□ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΜΗ ΟΞΥΓΟΝΟΥΧΩΝ ΑΛΑΤΩΝ



όπου A αμέταλλο

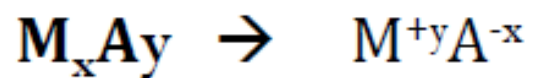
όνομα (-) τμήματος +ούχο + όνομα (+) τμήματος

1ο παράδειγμα: $FeS \rightarrow Fe^{+2} S^{-2}$ θειούχος σίδηρος II

2ο παράδειγμα: $KCN \rightarrow K^{+1} CN^{-1}$ κυανιούχο κάλιο

3ο παράδειγμα: $NH_4Br \rightarrow (NH_4)^{+1} Br^{-1}$ βρωμιούχο αμμώνιο

□ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΟΞΥΓΟΝΟΥΧΩΝ ΑΛΑΤΩΝ



όπου Α πολυατομικό ιόν με οξυγόνο

όνομα (-) τμήματος + όνομα (+) τμήματος

1ο παράδειγμα: $Na_2CO_3 \rightarrow Na^{+1} (CO_3)^{-2} \rightarrow \text{ανθρακικό νάτριο}$

2ο παράδειγμα: $NH_4NO_3 \rightarrow (NH_4)^{+1} NO_3^{-1} \rightarrow \text{νιτρικό αμμώνιο}$

Πώς γράφω τους Μ.Τ γνωρίζοντας την ονομασία τους

Βήμα 1: Χωρίζω την ένωση σε (+) και (-) τμήμα

Βήμα 2: Γράφω το (+) τμήμα με τον Α.Ο

Βήμα 3: Γράφω το (-) τμήμα με τον Α.Ο

Βήμα 4: Κάνω χιαστή τους Α.Ο (κοιτάζω αν απλοποιούνται)

