



Χημεία 1^{ου} Εξαμήνου Σχολή Μεταλλειολόγων – Μεταλλουργών Μηχανικών

Ακαδημαϊκό Έτος 2025-26

Διάλεξη 5: Περιοδικότητα – Ιοντικές Ενώσεις και Δεσμοί – Συμβολισμοί Lewis

Αξιολόγηση της πορείας μας

Διαμόρφωση Κβαντικής Θεωρίας

Παρουσίαση κενών κλασικών θεωριών -
Σωματιδιακή θεωρία φωτός (φωτόνια) -
Κυματική θεωρία ύλης (υλικά κύματα) -
Μοντέλο Bohr για το άτομο

Ανασκόπηση περί Ατόμου

Ατομική Δομή (Γνώσεις από Α' Λυκείου) - Εξέλιξη ιδεών πριν την Κβαντική Θεωρία - Ανασκόπηση Κυματικής Θεωρίας του Φωτός.

Κβαντική Θεωρία του Ατόμου

Αρχή της Απροσδιοριστίας - Εξίσωση Schrödinger - Ερμηνεία Τροχιακών - Δόμηση πολυηλεκτρονιακών ατόμων - Σύνδεση με τον Περιοδικό Πίνακα

Τι ακολουθεί;

Ιοντικές Ενώσεις & Ιοντικά Στερέα

Ορισμός Ιοντικού Δεσμού - Χημικοί τύποι ιοντικών ενώσεων - Ηλεκτρονιακή δομή ιόντων στοιχείων μετάπτωσης - Σχετικό μέγεθος ιόντος & ουδέτερου ατόμου του - Δομή Ιοντικών Ενώσεων

Περιοδικότητα Ιδιοτήτων

Διεγερμένες καταστάσεις - Στοιβάδες σθένους - Περιοδικότητα Ατομικών Ακτίνων & Ενεργειών Ιοντισμού

Ομοιοπολικοί Δεσμοί - Δομές Lewis

Ομοιοπολικός Δεσμός (κλασική θεώρηση) - Κανόνας της Οκτάδας - Τυπικά Φορτία - Πολλαπλοί δεσμοί - Μεσομέρεια - Ελεύθερες ρίζες - Ηλεκτραρνητικότητα - Πολικοί δεσμοί - Διπολική ροπή

**Κάποιες ατομικές
ιδιότητες και η
περιοδικότητα τους**

Κεντρικές Ιδέες Ενότητας

1

ΔΙΕΓΕΡΜΕΝΕΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ

Όταν ένα άτομο απορροφά Η/Μ ακτινοβολία, τα ηλεκτρόνια προωθούνται σε διεγερμένες καταστάσεις

2

ΣΘΕΝΟΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Στοιχεία στην ίδια στήλη του περιοδικού πίνακα έχουν όμοιες δομές ηλεκτρονίων σθένους

3

ΧΗΜΕΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ ΜΕΤΑΠΤΩΣΗΣ

Η Χημεία των Μεταλλικών Στοιχείων Μετάπτωσης εξαρτάται από τα ηλεκτρόνια των d-τροχιακών τους

4

ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

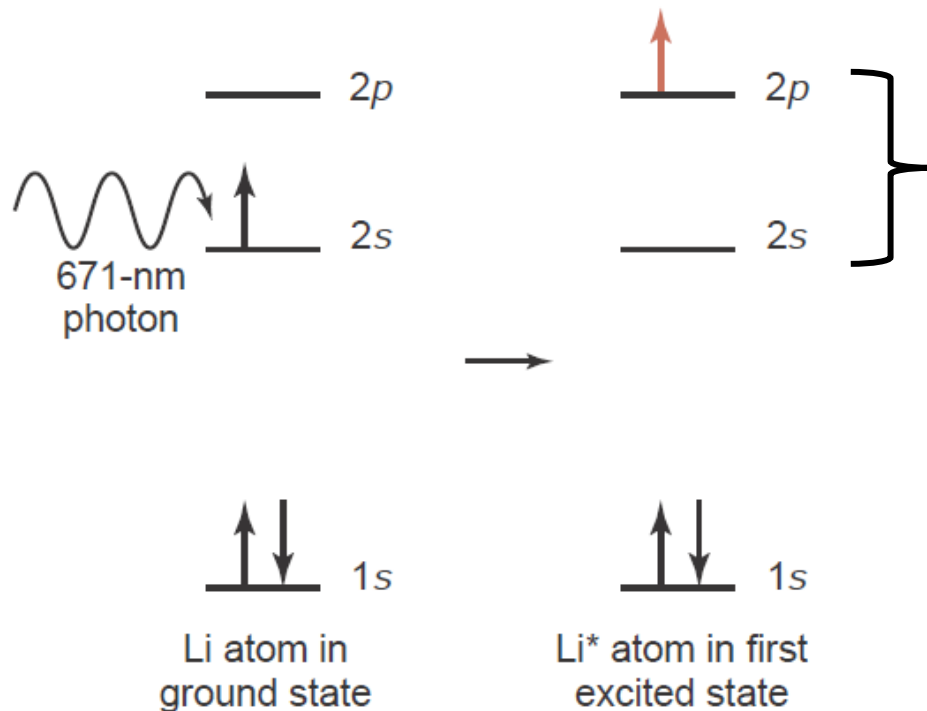
Οι ατομικές ακτίνες και οι ενέργειες ιοντισμού είναι περιοδικές ιδιότητες



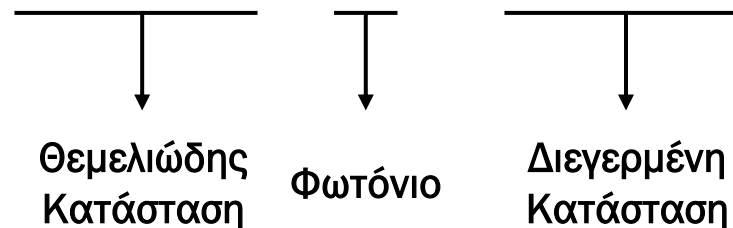
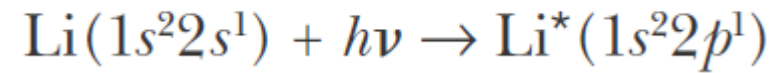
Διεγερμένες Καταστάσεις Ατόμων

Διεγερμένες Καταστάσεις Πολυηλεκτρονικών Ατόμων

- Όσα έχουμε αναφέρει για τη διέγερση των ηλεκτρονίων από H/M ακτινοβολία στο άτομο του H ισχύει και για τα πολυηλεκτρονικά άτομα.



Η διαφορά ενέργειας μεταξύ του $2s$ και του $2p$ στο Li πρέπει να ισούται με την ενέργεια του απορροφημένου φωτονίου (0.296 aJ), όπως προκύπτει από τη σχέση $E = hc/\lambda$.



ΔΙΕΓΕΡΜΕΝΕΣ
ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ

ΣΘΕΝΟΣ
ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

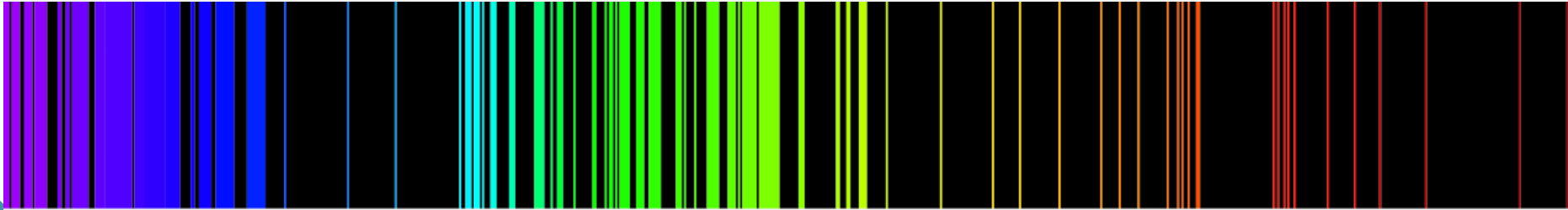
ΧΗΜΕΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ
ΜΕΤΑΠΤΩΣΗΣ

ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ
ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Διεγερμένες Καταστάσεις – Ατομικά Φάσματα

- Οι διαφορές στην ενέργεια μεταξύ των διαφόρων καταστάσεων ενός ατόμου δίνουν τα ατομικά φάσματα απορρόφησης και εκπομπής που αναφέρθηκαν στις προηγούμενες ενότητες.

Ορατό Φάσμα Εκπομπής Fe



- Η εξίσωση του Schrödinger μπορεί να επιλυθεί με τη βοήθεια υπολογιστή ώστε να υπολογιστούν οι ενέργειες τόσο των τροχιακών της θεμελιώδους κατάστασης όσο και των διεγερμένων καταστάσεων σε πολυηλεκτρονικά στοιχεία. Οι διαφορές ενέργειας μεταξύ αυτών των τροχιακών προβλέπουν το ατομικό φάσμα του εκάστοτε στοιχείου.

ΔΙΕΓΕΡΜΕΝΕΣ
ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ

ΣΘΕΝΟΣ
ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

ΧΗΜΕΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ
ΜΕΤΑΠΤΩΣΗΣ

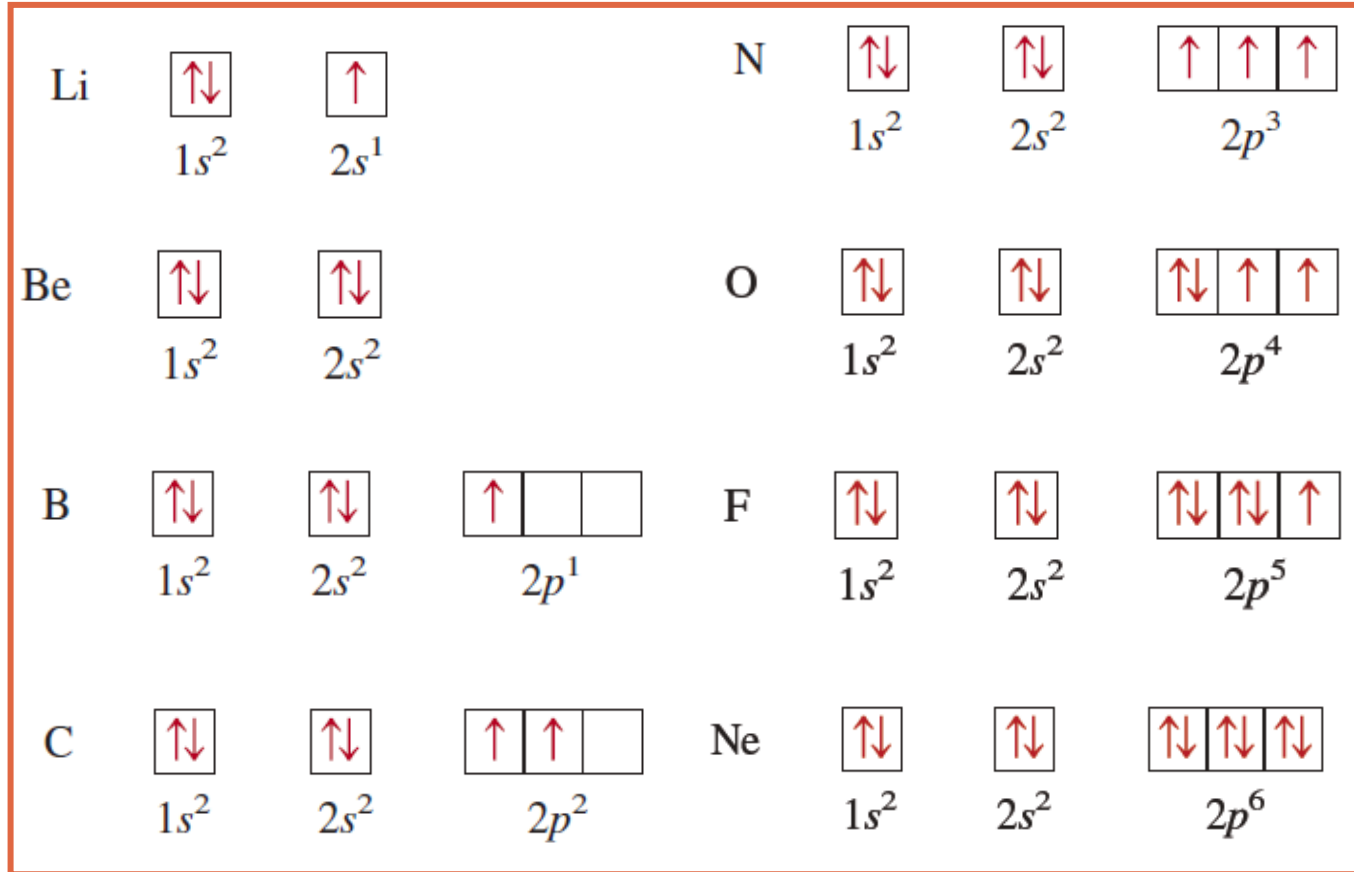
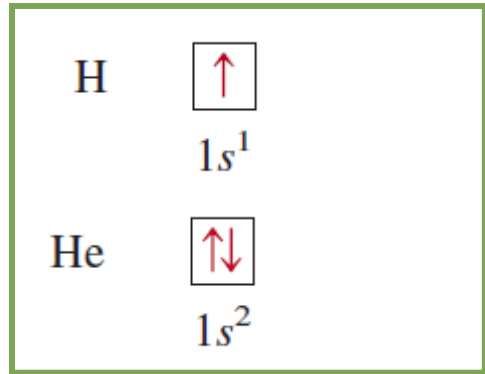
ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ
ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ



Στοιβάδες Σθένους & Περιοδικότητα

Περιοδικότητα Σθένους

- Στο προηγούμενο μάθημα είδαμε την ηλεκτρονιακή δομή των όλων των στοιχείων μέχρι και το Ne.



ΔΙΕΓΕΡΜΕΝΕΣ
ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ

ΣΘΕΝΟΣ
ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

ΧΗΜΕΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ
ΜΕΤΑΠΤΩΣΗΣ

ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ
ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Electron Configurations in the Periodic Table

Electron Configurations in the Periodic Table																	
1 H 1s																	2 He 1s
3 Li 2s	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na 3s	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K 4s	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb 5s	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs 6s	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr 7s	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112	113	114				

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

Περιοδικότητα Σθένους

- Μετά το Ne, χρησιμοποιούμε τα τροχιακά 3s και 3p για να προσδιορίσουμε τις ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων της επόμενης περιόδου. Καθώς αυξάνουν τα τροχιακά είναι αντιπαραγωγικό να συνεχίσουμε με τον ίδιο συμβολισμό.

Element	Ground state electron configuration	Abbreviated form of ground state electron configuration
sodium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
magnesium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2$
aluminum	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
silicon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
phosphorus	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
sulfur	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
chlorine	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
argon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ or $[\text{Ar}]$

- Τα τροχιακά των στοιχείων της περιόδου 3 αποτελούνται πρακτικά από έναν εσωτερικό πυρήνα με δομή Ne και τα ηλεκτρόνια τοποθετούνται εξωτερικά από αυτόν. Είναι συνήθης πρακτική να χρησιμοποιείται η συντομευμένη μορφή, όπως φαίνεται στη δεξιά στήλη του παραπάνω πίνακα.

ΔΙΕΓΕΡΜΕΝΕΣ
ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ

ΣΘΕΝΟΣ
ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

ΧΗΜΕΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ
ΜΕΤΑΠΤΩΣΗΣ

ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ
ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ηλεκτρόνια Σθένους

- Για ένα ουδέτερο άτομο ή μονοατομικό ιόν ενός στοιχείου που ανήκει στις κύριες ομάδες του Π.Π., τα ηλεκτρόνια που βρίσκονται στο εξώτατο ενεργειακό επίπεδο (δηλαδή στο ενεργειακό επίπεδο με τη μεγαλύτερη τιμή n) ονομάζονται **ηλεκτρόνια σθένους**.
- Στο εξής, για τα στοιχεία των κύριων ομάδων του Π.Π., θα συμβολίζουμε τα ηλεκτρόνια σθένους και με κουκίδες – μια κουκίδα για κάθε ηλεκτρόνιο σθένους. Η σημειολογία αυτή λέγεται και συμβολισμός κατά Lewis (Lewis electron-dot formula).

Element	Lewis electron-dot formula	Ground state electron configuration
carbon	$\cdot\dot{\text{C}}\cdot$	$[\text{He}]2s^22p^2$
fluorine	$:\ddot{\text{F}}:$	$[\text{He}]2s^22p^5$
neon	$:\ddot{\text{Ne}}:$	$[\text{He}]2s^22p^6$ or $[\text{Ne}]$
sodium	$\text{Na}\cdot$	$[\text{Ne}]3s^1$
chlorine	$:\ddot{\text{Cl}}:$	$[\text{Ne}]3s^23p^5$

ΔΙΕΓΕΡΜΕΝΕΣ
ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ

ΣΘΕΝΟΣ
ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

ΧΗΜΕΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ
ΜΕΤΑΠΤΩΣΗΣ

ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ
ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Σύγκριση Ηλεκτρονίων Σθένους

Τι κοινό παρατηρούμε για τα ηλεκτρόνια σθένους κατά την μετάβαση από το Li προς το Ne (Περίοδος 2) και από το Na προς το Ar (Περίοδος 3);

Στοιχεία Περιόδου 2

Element	Ground state electron configuration
lithium	$1s^2 2s^1$
beryllium	$1s^2 2s^2$
boron	$1s^2 2s^2 2p^1$
carbon	$1s^2 2s^2 2p^2$
nitrogen	$1s^2 2s^2 2p^3$
oxygen	$1s^2 2s^2 2p^4$
fluorine	$1s^2 2s^2 2p^5$
neon	$1s^2 2s^2 2p^6$

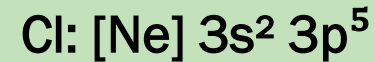
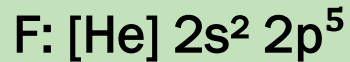
Στοιχεία Περιόδου 3

Element	Ground state electron configuration
sodium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
magnesium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
aluminum	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
silicon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
phosphorus	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
sulfur	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
chlorine	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
argon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Τώρα γίνεται αντιληπτό σε επίπεδο ηλεκτρονιακής δομής γιατί τα στοιχεία που βρίσκονται στις ίδιες ομάδες του Π.Π. έχουν όμοιες χημικές ιδιότητες (περιοδικότητα χημικών ιδιοτήτων): οι ηλεκτρονιακές δομές σθένους τους κυμαίνονται από ns^1 έως $ns^2 np^6$ (με $n = 2$ και $n = 3$, αντίστοιχα), με τον ίδιο τρόπο.

Ηλεκτρόνια Σθένους & Χημικές Ιδιότητες

- Δηλαδή, στοιχεία που βρίσκονται στην ίδια στήλη του περιοδικού πίνακα, όπως το F και το Cl, έχουν ηλεκτρονιακές δομές σθένους της ίδιας μορφής:



- Όπως θα δούμε όταν συζητήσουμε τους χημικούς δεσμούς, τα εξώτατα ή ηλεκτρόνια σθένους καθορίζουν τον τρόπο με τον οποίο ένα άτομο συμπεριφέρεται σε μια χημική αντίδραση.

ΔΙΕΓΕΡΜΕΝΕΣ
ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ

ΣΘΕΝΟΣ
ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

ΧΗΜΕΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ
ΜΕΤΑΠΤΩΣΗΣ

ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ
ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

- Ο κύριος κβαντικός αριθμός του εξωτερικού τροχιακού s συμπίπτει με τον αριθμό της περιόδου στον περιοδικό πίνακα.
- Κάθε περίοδος ξεκινά με ένα αλκάλιο, του οποίου η ηλεκτρονιακή δομή είναι: [Ευγενές Αέριο] ns^1 .
- Η ίδια παρατήρηση μπορεί να χρησιμοποιηθεί για να εξηγηθεί γιατί οι αλκαλικές γαίες εμφανίζουν παρόμοιες χημικές αντιδράσεις. Η ηλεκτρονιακή δομή ενός μετάλλου της ομάδας των αλκαλικών γαιών είναι [Ευγενές Αέριο] ns^2 .

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
ns^1																	ns^2np^6
1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
	ns^2											ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	
3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$											5 B $2s^22p^1$	6 C $2s^22p^2$	7 N $2s^22p^3$	8 O $2s^22p^4$	9 F $2s^22p^5$	10 Ne $2s^22p^6$
11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$											13 Al $3s^23p^1$	14 Si $3s^23p^2$	15 P $3s^23p^3$	16 S $3s^23p^4$	17 Cl $3s^23p^5$	18 Ar $3s^23p^6$
19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $4s^23d^1$	22 Ti $4s^23d^2$	23 V $4s^23d^3$	24 Cr $4s^13d^5$	25 Mn $4s^23d^5$	26 Fe $4s^23d^6$	27 Co $4s^23d^7$	28 Ni $4s^23d^8$	29 Cu $4s^13d^{10}$	30 Zn $4s^23d^{10}$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$
37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $5s^24d^1$	40 Zr $5s^24d^2$	41 Nb $5s^14d^4$	42 Mo $5s^14d^5$	43 Tc $5s^24d^5$	44 Ru $5s^14d^7$	45 Rh $5s^14d^8$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $5s^14d^{10}$	48 Cd $5s^24d^{10}$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$
55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57– 71	72 Hf $6s^25d^2$	73 Ta $6s^25d^3$	74 W $6s^25d^4$	75 Re $6s^25d^5$	76 Os $6s^25d^6$	77 Ir $6s^25d^7$	78 Pt $6s^15d^9$	79 Au $6s^15d^{10}$	80 Hg $6s^25d^{10}$	81 Tl $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$
87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89– 103	104 Rf $7s^26d^2$	105 Db $7s^26d^3$	106 Sg $7s^26d^4$	107 Bh $7s^26d^5$	108 Hs $7s^26d^6$	109 Mt $7s^26d^7$	110 Ds $7s^16d^9$	111 Rg $7s^16d^{10}$	112 Cn $7s^26d^{10}$	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

Lanthanide series

57 La $6s^25d^1$	58 Ce $6s^25d^14f^1$	59 Pr $6s^24f^3$	60 Nd $6s^24f^4$	61 Pm $6s^24f^5$	62 Sm $6s^24f^6$	63 Eu $6s^24f^7$	64 Gd $6s^25d^14f^7$	65 Tb $6s^24f^9$	66 Dy $6s^24f^{10}$	67 Ho $6s^24f^{11}$	68 Er $6s^24f^{12}$	69 Tm $6s^24f^{13}$	70 Yb $6s^24f^{14}$	71 Lu $6s^25d^14f^{14}$
-------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------

Actinide series

89 Ac $7s^26d^1$	90 Th $7s^26d^2$	91 Pa $7s^26d^15f^2$	92 U $7s^26d^15f^3$	93 Np $7s^26d^15f^4$	94 Pu $7s^25f^6$	95 Am $7s^25f^7$	96 Cm $7s^26d^15f^7$	97 Bk $7s^25f^9$	98 Cf $7s^25f^{10}$	99 Es $7s^25f^{11}$	100 Fm $7s^25f^{12}$	101 Md $7s^25f^{13}$	102 No $7s^25f^{14}$	103 Lr $7s^26d^15f^{14}$
-------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------------



Στοιχειά Μετάπτωσης

- Όταν φτάσουμε στο Ca ($Z = 20$), το τροχιακό 4s είναι πλήρως συμπληρωμένο. Τα επόμενα διαθέσιμα τροχιακά είναι τα πέντε 3d τροχιακά. Κάθε ένα από αυτά μπορεί να καταληφθεί από δύο ηλεκτρόνια.
- Αυτό αντιστοιχεί σε μέγιστο αριθμό 10 ηλεκτρονίων, όσα ακριβώς είναι και τα δέκα στοιχεία μετάπτωσης που βρίσκονται μεταξύ του Ca και του Ga στον περιοδικό πίνακα.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
ns^1																	ns^2np^6
1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
3 Li $2s^1$																	
11 Na $3s^1$																	
19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $4s^23d^1$	22 Ti $4s^23d^2$	23 V $4s^23d^3$	24 Cr $4s^13d^5$	25 Mn $4s^23d^5$	26 Fe $4s^23d^6$	27 Co $4s^23d^7$	28 Ni $4s^23d^8$	29 Cu $4s^13d^{10}$	30 Zn $4s^23d^{10}$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$
37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $5s^24d^1$	40 Zr $5s^24d^2$	41 Nb $5s^14d^4$	42 Mo $5s^24d^5$	43 Tc $5s^24d^5$	44 Ru $5s^14d^7$	45 Rh $5s^14d^8$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $5s^14d^{10}$	48 Cd $5s^24d^{10}$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$
55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57– 71	72 Hf $6s^25d^2$	73 Ta $6s^25d^3$	74 W $6s^25d^4$	75 Re $6s^25d^5$	76 Os $6s^25d^6$	77 Ir $6s^25d^7$	78 Pt $6s^15d^9$	79 Au $6s^15d^{10}$	80 Hg $6s^25d^{10}$	81 Tl $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$
87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89– 103	104 Rf $7s^26d^2$	105 Db $7s^26d^3$	106 Sg $7s^26d^4$	107 Bh $7s^26d^5$	108 Hs $7s^26d^6$	109 Mt $7s^26d^7$	110 Ds $7s^16d^9$	111 Rg $7s^16d^{10}$	112 Cn $7s^26d^{10}$	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

Lanthanide series

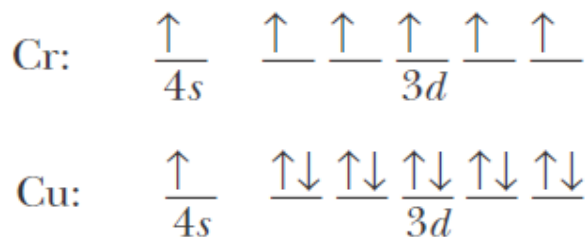
57 La $6s^25d^1$	58 Ce $6s^25d^14f^1$	59 Pr $6s^24f^3$	60 Nd $6s^24f^4$	61 Pm $6s^24f^5$	62 Sm $6s^24f^6$	63 Eu $6s^24f^7$	64 Gd $6s^25d^14f^7$	65 Tb $6s^24f^9$	66 Dy $6s^24f^{10}$	67 Ho $6s^24f^{11}$	68 Er $6s^24f^{12}$	69 Tm $6s^24f^{13}$	70 Yb $6s^24f^{14}$	71 Lu $6s^25d^14f^{14}$
------------------------	----------------------------	------------------------	------------------------	------------------------	------------------------	------------------------	----------------------------	------------------------	---------------------------	---------------------------	---------------------------	---------------------------	---------------------------	-------------------------------

Actinide series

89 Ac $7s^26d^1$	90 Th $7s^26d^2$	91 Pa $7s^26d^15f^2$	92 U $7s^26d^15f^3$	93 Np $7s^26d^15f^4$	94 Pu $7s^25f^6$	95 Am $7s^25f^7$	96 Cm $7s^26d^15f^7$	97 Bk $7s^25f^9$	98 Cf $7s^25f^{10}$	99 Es $7s^25f^{11}$	100 Fm $7s^25f^{12}$	101 Md $7s^25f^{13}$	102 No $7s^25f^{14}$	103 Lr $7s^26d^15f^{14}$
------------------------	------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	------------------------	------------------------	----------------------------	------------------------	---------------------------	---------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	--------------------------------

Ηλεκτρόνια Σθένους & Χημικές Ιδιότητες

- Ίσως να θεωρήσετε ότι οι ηλεκτρονιακές δομές της θεμελιώδους κατάστασης αυτών των δέκα στοιχείων εξελίσσονται ομαλά από $[Ar] 4s^2 3d^1$ έως $[Ar] 4s^2 3d^{10}$, **όμως αυτό δεν ισχύει!**
- Παρατηρούμε ότι το Cr και ο Cu έχουν μόνο ένα ηλεκτρόνιο στο 4s. Και στις δύο περιπτώσεις, ένα ηλεκτρόνιο έχει μεταφερθεί από το 4s ώστε τα τροχιακά 3d να είναι είτε ημισυμπληρωμένα είτε πλήρως συμπληρωμένα. Αυτό το πρότυπο συμπλήρωσης οφείλεται στο ότι η ηλεκτρονιακή δομή σθένους αποκτά πρόσθετη σταθερότητα:



Element	Ground state electron configuration
scandium	$[\text{Ar}]4s^23d^1$
titanium	$[\text{Ar}]4s^23d^2$
vanadium	$[\text{Ar}]4s^23d^3$
chromium	$[\text{Ar}]4s^13d^5$
manganese	$[\text{Ar}]4s^23d^5$
iron	$[\text{Ar}]4s^23d^6$
cobalt	$[\text{Ar}]4s^23d^7$
nickel	$[\text{Ar}]4s^23d^8$
copper	$[\text{Ar}]4s^13d^{10}$
zinc	$[\text{Ar}]4s^23d^{10}$

ΔΙΕΓΕΡΜΕΝΕΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ

ΣΘΕΝΟΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

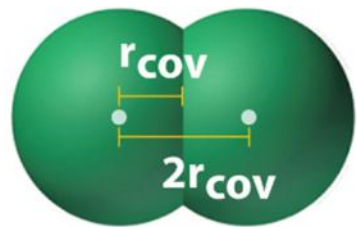
ΧΗΜΕΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ ΜΕΤΑΠΤΩΣΗΣ

ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ



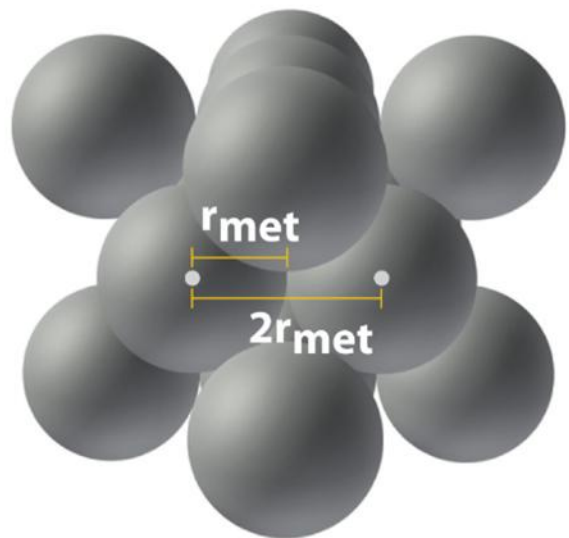
Περιοδικότητα ατομικών ακτίνων & Ενεργειών ιοντισμού

Τελικά τι είναι η ατομική ακτίνα;



$\text{Cl}_2(\text{g})$

(a) Covalent radius, r_{cov}

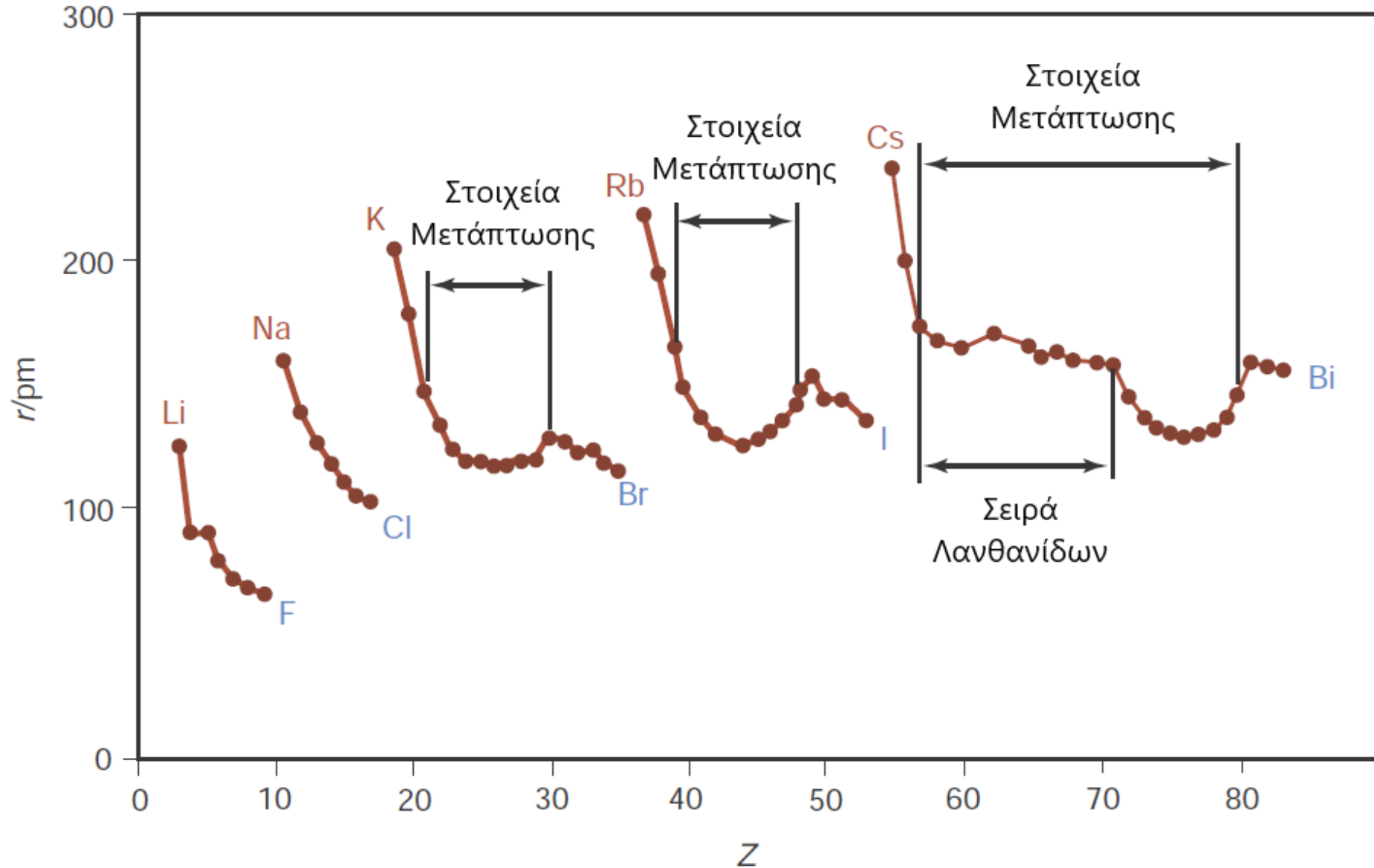


$\text{Al}(\text{s})$

(b) Metallic radius, r_{met}

- Σύμφωνα με το κβαντικό μοντέλο του ατόμου, τα πραγματικά άτομα και τα ιόντα τους δεν έχουν σαφή όρια που να χωρίζουν το εσωτερικό από το εξωτερικό τους περιβάλλον. Όμως, τα νέφη ηλεκτρονιακής πυκνότητας γύρω από τα άτομα είδαμε ότι καταλαμβάνουν συγκεκριμένους όγκους. Με βάση αυτή την πληροφορία έχουν εκτιμηθεί πειραματικά οι αντίστοιχες ακτίνες των ατόμων και προσομοιάζονται με σφαίρες.
- Για τα αμέταλλα, η ατομική ακτίνα ισούται με το μισό της απόστασης ανάμεσα στα κέντρα των ατόμων σε διατομικά μορία (Cl_2 , O_2 , S_2 , P_2 κλπ.)
- Για τα μέταλλα, η ατομική ακτίνα ισούται με το μισό της απόστασης δύο γειτονικών ατόμων στο κρυσταλλικό πλέγμα του εκάστοτε μετάλλου. Λέγεται και κρυσταλλογραφική ακτίνα.

Περιοδικότητα ατομικών ακτινών



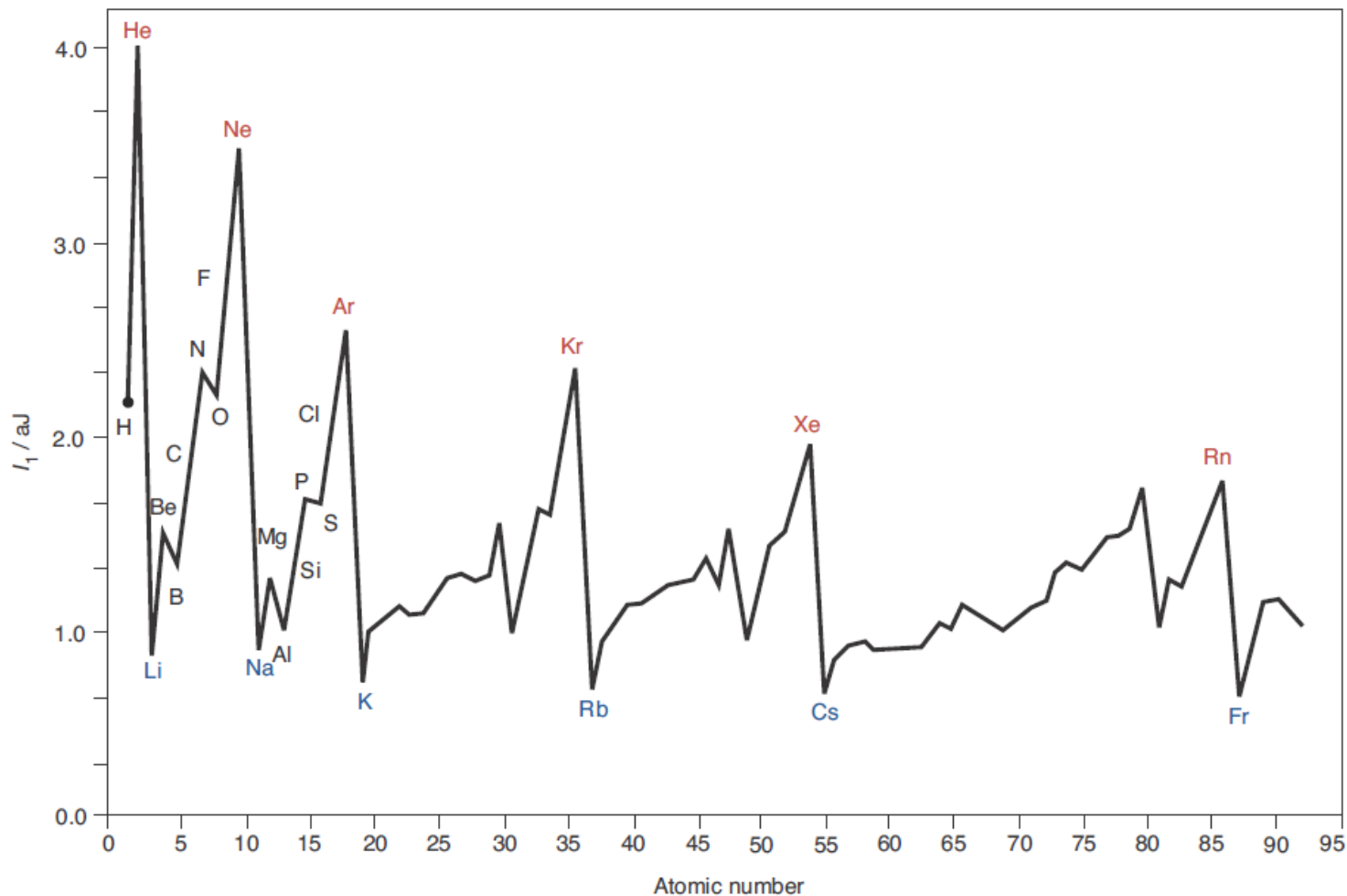
Περιοδικότητα ατομικών ακτινών

- Οι κρυσταλλογραφικές ακτίνες των ατόμων των στοιχείων από το Li έως το F μειώνονται ομοιόμορφα καθώς κινούμαστε από τα αριστερά προς τα δεξιά στον περιοδικό πίνακα. Καθώς το πυρηνικό φορτίο αυξάνεται, ο πυρήνας έλκει τα ηλεκτρόνια ισχυρότερα.
- Η ίδια τάση παρατηρείται και για τις υπόλοιπες περιόδους του περιοδικού πίνακα. Οι ατομικές ακτίνες των στοιχείων των κύριων ομάδων συνήθως μειώνονται από τα αριστερά προς τα δεξιά σε κάθε περίοδο, ως αποτέλεσμα της σταδιακής αύξησης του πυρηνικού φορτίου μέσα στην περίοδο.
- Οι κρυσταλλογραφικές ακτίνες των ατόμων της ομάδας των αλκαλικών μετάλλων αυξάνονται καθώς κινούμαστε καθοδικά στον περιοδικό πίνακα μέσα στην ίδια ομάδα. Αν και το πυρηνικό φορτίο αυξάνεται, τα εξώτατα ηλεκτρόνια αρχίζουν να καταλαμβάνουν νέα ενεργειακά επίπεδα και το φαινόμενο αυτό υπερισχύει της αυξημένης πυρηνικής έλξης. Παρόμοια συμπεριφορά παρατηρείται και σε άλλες ομάδες του περιοδικού πίνακα.

Περιοδικότητα ατομικών ακτινών

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 53																	He 31
2	Li 167	Be 112											B 87	C 67	N 56	O 48	F 42	Ne 38
3	Na 190	Mg 145											Al 118	Si 111	P 98	S 88	Cl 79	Ar 71
4	K 243	Ca 194	Sc 184	Ti 176	V 171	Cr 166	Mn 161	Fe 156	Co 152	Ni 149	Cu 145	Zn 142	Ga 136	Ge 125	As 114	Se 103	Br 94	Kr 88
5	Rb 265	Sr 219	Y 212	Zr 206	Nb 198	Mo 190	Tc 183	Ru 178	Rh 173	Pd 169	Ag 165	Cd 155	In 156	Sn 145	Sb 133	Te 123	I 115	Xe 108
6	Cs 298	Ba 253	La	Hf 208	Ta 200	W 193	Re 188	Os 185	Ir 180	Pt 177	Au 174	Hg 171	Tl 156	Pb 154	Bi 143	Po 135	At 127	Rn 120

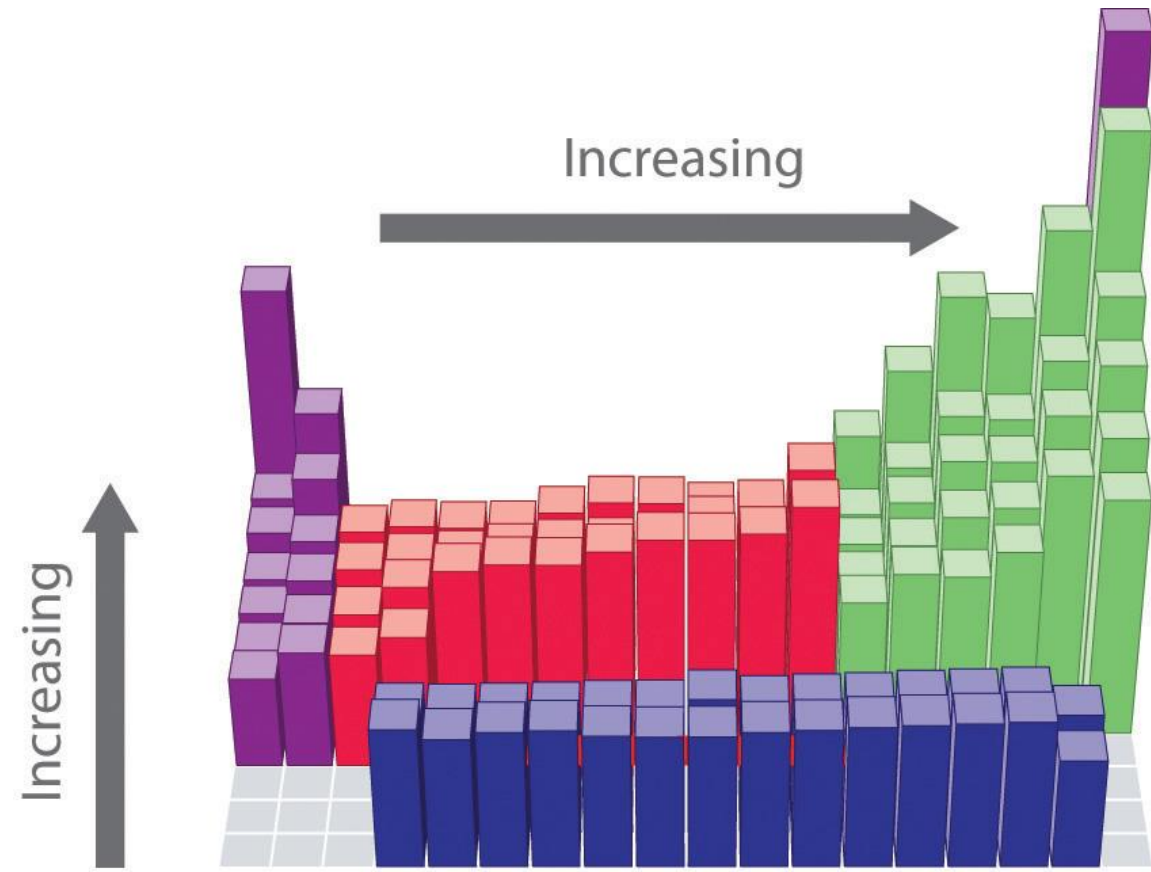
Περιοδικότητα ενεργειών ιοντισμού



Πρώτη ενέργεια ιοντισμού (I_1) σε σχέση με τον ατομικό αριθμό

- Η ίδια συλλογιστική μπορεί να ερμηνεύσει τις μεταβολές στις πρώτες ενέργειες ιοντισμού.
- Η ατομική ακτίνα αυξάνεται καθώς κινούμαστε καθοδικά σε μια ομάδα του Π.Π. Όσο πιο μακριά βρίσκεται το ηλεκτρόνιο, τόσο ασθενέστερη είναι η πυρηνική έλξη, και τόσο ευκολότερα απομακρύνεται. Συνεπώς, οι πρώτες ενέργειες ιοντισμού μειώνονται καθώς κινούμαστε προς τα κάτω στον περιοδικό πίνακα μέσα σε μια ομάδα.
- Η μείωση του ατομικού μεγέθους καθώς κινούμαστε από αριστερά προς δεξιά κατά μήκος μιας περιόδου (αύξηση πυρηνικού φορτίου) φαίνεται στην αύξηση των πρώτων ενεργειών ιοντισμού.

Περιοδικότητα ενεργειών ιοντισμού



First ionization energy (kJ/mol)

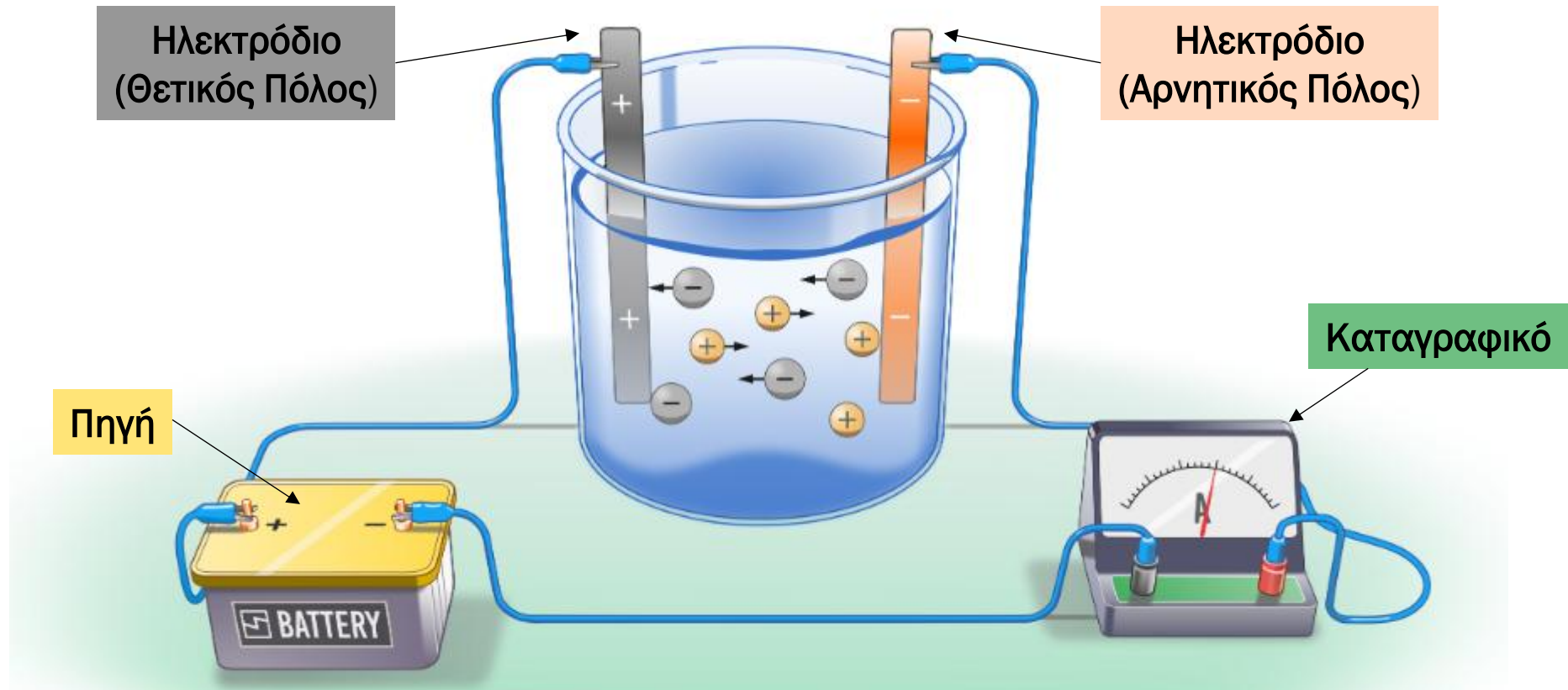
■ s block ■ p block ■ d block ■ f block

Ιοντικές Ενώσεις & Ιοντικά Στερεά

Κλασικός Διαχωρισμός Χημικών Ενώσεων

Ιδιότητα	Ιοντικές ενώσεις	Ομοιοπολικές ενώσεις
Μοριακή δομή	Τείνουν να σχηματίζουν εκτεταμένα κρυσταλλικά πλέγματα εναλλασσόμενων ιόντων	Τείνουν να υπάρχουν ως μεμονωμένα μόρια με κοινόχρηστα ηλεκτρόνια
Σε διαλύματα ή σε υγρή φάση	Σχηματίζουν ιόντα, καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού	Δεν σχηματίζουν ιόντα, κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού
Σημείο τήξης	Υψηλό (είναι όλα στερεά στους 25 °C)	Μεταβάλλεται, συνήθως χαμηλό

Αγωγιμότητα Υδατικών Διαλυμάτων αλάτων



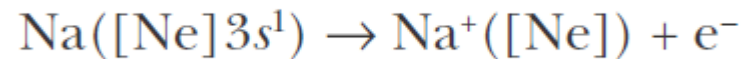
Ένα υδατικό διάλυμα NaCl αποτελείται από ιόντα $\text{Na}^+(\text{aq})$ και $\text{Cl}^-(\text{aq})$, τα οποία είναι διασκορπισμένα και ελεύθερα να κινηθούν μέσα στο νερό. Αν εμβαπτίσουμε σε αυτό ηλεκτρόδια και τα συνδέσουμε με μια πηγή ρεύματος τα ανιόντα έλκονται προς τον θετικό πόλο και τα κατιόντα στον αρνητικό. Η κίνηση των ιόντων προς τα αντίστοιχα ηλεκτρόδια συνιστά **ηλεκτρικό ρεύμα** που διέρχεται μέσα από το διάλυμα. Δηλαδή, το διάλυμα καθίσταται **αγώγιμο**.

Δεσμοί σε ιοντικά στερεά/ιοντικές ενώσεις

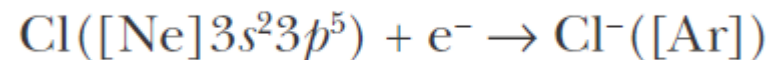
- Ας πάρουμε την ηλεκτρονιακή δομή του Na και του Cl στη θεμελιώδη κατάσταση



- Ποια θα είναι η ηλεκτρονιακή δομή για το Na αν «χάσει» το 3s ηλεκτρόνιο του;

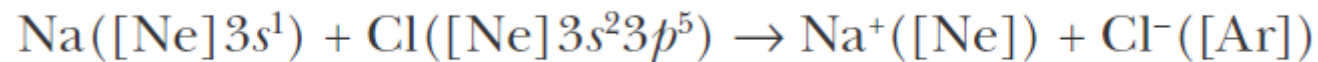


- Ποια θα είναι η ηλεκτρονιακή δομή για το Cl αν «κερδίσει» ένα ακόμη 3p ηλεκτρόνιο;

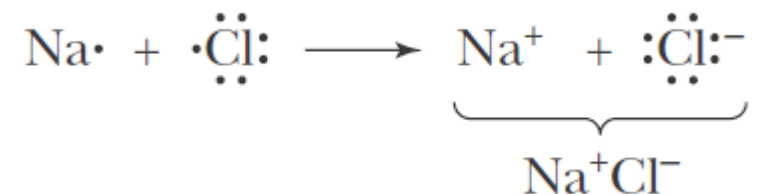


Δεσμοί σε ιοντικά στερεά/ιοντικές ενώσεις

- Βλέπουμε ότι τόσο το άτομο Na όσο και το άτομο Cl μπορούν ταυτόχρονα να αποκτήσουν ηλεκτρονιακές δομές ευγενών αερίων μέσω της μεταφοράς ενός ηλεκτρονίου από το άτομο Na στο άτομο Cl. Η μεταφορά του ηλεκτρονίου μπορεί να περιγραφεί με την εξίσωση:



- Πώς γράφεται αυτή η εξίσωση σε συμβολισμό κατά Lewis?



Δεσμοί σε ιοντικά στερεά/ιοντικές ενώσεις

- Το ιόν Na^+ και το ιόν Cl^- έχουν αντίθετα φορτία, επομένως έλκονται μεταξύ τους. Αυτή η ηλεκτροστατική δύναμη συγκρατεί τα ιόντα και ονομάζεται **ιοντικός δεσμός**.
- Οι ηλεκτρονιακές δομές των ευγενών αερίων είναι σχετικά σταθερές ως προς την πρόσληψη ή απώλεια επιπλέον ηλεκτρονίων. Εφόσον το ιόν Na^+ και το ιόν Cl^- αποκτούν ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου, η παραπάνω αντίδραση λαμβάνει χώρα εύκολα και **δεν υπάρχει τάση για περαιτέρω μεταφορά ηλεκτρονίων**.
- Το άτομο Na «χάνει» εύκολα ένα και μόνο ένα ηλεκτρόνιο, ενώ το άτομο Cl «προσλαμβάνει» ένα και μόνο ένα ηλεκτρόνιο. Η ένωση **χλωριούχο νάτριο** (NaCl), όπως και όλες οι χημικές ενώσεις, είναι **ηλεκτρικά ουδέτερη**. Επομένως, ο χημικός τύπος του χλωριούχου νατρίου πρέπει να είναι NaCl και όχι NaCl_2 , Na_2Cl ή οποιαδήποτε άλλη αναλογία. Από αυτό προκύπτει ότι οι ιοντικές ενώσεις αποτελούνται από ιόντα και πρέπει να είναι ηλεκτρικά ουδέτερες.

LET'S PLAY A GAME



1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
<i>ns</i> ¹																	<i>ns</i> ² <i>np</i> ⁶
1 H 1 <i>s</i> ¹	<i>ns</i> ²											<i>ns</i> ² <i>np</i> ¹	<i>ns</i> ² <i>np</i> ²	<i>ns</i> ² <i>np</i> ³	<i>ns</i> ² <i>np</i> ⁴	<i>ns</i> ² <i>np</i> ⁵	2 He 1 <i>s</i> ²
3 Li 2 <i>s</i> ¹	4 Be 2 <i>s</i> ²											5 B 2 <i>s</i> ² 2 <i>p</i> ¹	6 C 2 <i>s</i> ² 2 <i>p</i> ²	7 N 2 <i>s</i> ² 2 <i>p</i> ³	8 O 2 <i>s</i> ² 2 <i>p</i> ⁴	9 F 2 <i>s</i> ² 2 <i>p</i> ⁵	10 Ne 2 <i>s</i> ² 2 <i>p</i> ⁶
11 Na 3 <i>s</i> ¹	12 Mg 3 <i>s</i> ²											13 Al 3 <i>s</i> ² 3 <i>p</i> ¹	14 Si 3 <i>s</i> ² 3 <i>p</i> ²	15 P 3 <i>s</i> ² 3 <i>p</i> ³	16 S 3 <i>s</i> ² 3 <i>p</i> ⁴	17 Cl 3 <i>s</i> ² 3 <i>p</i> ⁵	18 Ar 3 <i>s</i> ² 3 <i>p</i> ⁶
19 K 4 <i>s</i> ¹	20 Ca 4 <i>s</i> ²	21 Sc 4 <i>s</i> ² 3 <i>d</i> ¹	22 Ti 4 <i>s</i> ² 3 <i>d</i> ²	23 V 4 <i>s</i> ² 3 <i>d</i> ³	24 Cr 4 <i>s</i> ¹ 3 <i>d</i> ⁵	25 Mn 4 <i>s</i> ² 3 <i>d</i> ⁵	26 Fe 4 <i>s</i> ² 3 <i>d</i> ⁶	27 Co 4 <i>s</i> ² 3 <i>d</i> ⁷	28 Ni 4 <i>s</i> ² 3 <i>d</i> ⁸	29 Cu 4 <i>s</i> ¹ 3 <i>d</i> ¹⁰	30 Zn 4 <i>s</i> ² 3 <i>d</i> ¹⁰	31 Ga 4 <i>s</i> ² 4 <i>p</i> ¹	32 Ge 4 <i>s</i> ² 4 <i>p</i> ²	33 As 4 <i>s</i> ² 4 <i>p</i> ³	34 Se 4 <i>s</i> ² 4 <i>p</i> ⁴	35 Br 4 <i>s</i> ² 4 <i>p</i> ⁵	36 Kr 4 <i>s</i> ² 4 <i>p</i> ⁶
37 Rb 5 <i>s</i> ¹	38 Sr 5 <i>s</i> ²	39 Y 5 <i>s</i> ² 4 <i>d</i> ¹	40 Zr 5 <i>s</i> ² 4 <i>d</i> ²	41 Nb 5 <i>s</i> ¹ 4 <i>d</i> ⁴	42 Mo 5 <i>s</i> ¹ 4 <i>d</i> ⁵	43 Tc 5 <i>s</i> ² 4 <i>d</i> ⁵	44 Ru 5 <i>s</i> ¹ 4 <i>d</i> ⁷	45 Rh 5 <i>s</i> ¹ 4 <i>d</i> ⁸	46 Pd 4 <i>d</i> ¹⁰	47 Ag 5 <i>s</i> ¹ 4 <i>d</i> ¹⁰	48 Cd 5 <i>s</i> ² 4 <i>d</i> ¹⁰	49 In 5 <i>s</i> ² 5 <i>p</i> ¹	50 Sn 5 <i>s</i> ² 5 <i>p</i> ²	51 Sb 5 <i>s</i> ² 5 <i>p</i> ³	52 Te 5 <i>s</i> ² 5 <i>p</i> ⁴	53 I 5 <i>s</i> ² 5 <i>p</i> ⁵	54 Xe 5 <i>s</i> ² 5 <i>p</i> ⁶
55 Cs 6 <i>s</i> ¹	56 Ba 6 <i>s</i> ²	57– 71	72 Hf 6 <i>s</i> ² 5 <i>d</i> ²	73 Ta 6 <i>s</i> ² 5 <i>d</i> ³	74 W 6 <i>s</i> ² 5 <i>d</i> ⁴	75 Re 6 <i>s</i> ² 5 <i>d</i> ⁵	76 Os 6 <i>s</i> ² 5 <i>d</i> ⁶	77 Ir 6 <i>s</i> ² 5 <i>d</i> ⁷	78 Pt 6 <i>s</i> ¹ 5 <i>d</i> ⁹	79 Au 6 <i>s</i> ¹ 5 <i>d</i> ¹⁰	80 Hg 6 <i>s</i> ² 5 <i>d</i> ¹⁰	81 Tl 6 <i>s</i> ² 6 <i>p</i> ¹	82 Pb 6 <i>s</i> ² 6 <i>p</i> ²	83 Bi 6 <i>s</i> ² 6 <i>p</i> ³	84 Po 6 <i>s</i> ² 6 <i>p</i> ⁴	85 At 6 <i>s</i> ² 6 <i>p</i> ⁵	86 Rn 6 <i>s</i> ² 6 <i>p</i> ⁶
87 Fr 7 <i>s</i> ¹	88 Ra 7 <i>s</i> ²	89– 103	104 Rf 7 <i>s</i> ² 6 <i>d</i> ²	105 Db 7 <i>s</i> ² 6 <i>d</i> ³	106 Sg 7 <i>s</i> ² 6 <i>d</i> ⁴	107 Bh 7 <i>s</i> ² 6 <i>d</i> ⁵	108 Hs 7 <i>s</i> ² 6 <i>d</i> ⁶	109 Mt 7 <i>s</i> ² 6 <i>d</i> ⁷	110 Ds 7 <i>s</i> ¹ 6 <i>d</i> ⁹	111 Rg 7 <i>s</i> ¹ 6 <i>d</i> ¹⁰	112 Cn 7 <i>s</i> ² 6 <i>d</i> ¹⁰	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

[illegible]

Διδάγματα του παιχνιδιού – Ο Κανόνας της Οκτάδας

- Οι αντιδράσεις μεταξύ των στοιχείων της 1^{ης} & 2^{ης} Ομάδας του Π.Π. με στοιχεία της 16^{ης} και 17^{ης} Ομάδας λέγονται και αντιδράσεις δραστικού μετάλλου – δραστικού αμετάλλου, οι οποίες οδηγούν στο σχηματισμό ιόντων με ηλεκτρονιακές δομές ευγενών αερίων. Θα δούμε επανειλημμένα ότι η ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου είναι ιδιαίτερα σταθερή και ότι υπάρχει έντονη τάση τα άτομα για να την αποκτήσουν.
- Όλα τα ιόντα που χρησιμοποιήσαμε αποκτούν ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου τύπου ns^2np^6 , εκτός από τα ιόντα Li^+ και Be^{2+} , τα οποία αποκτούν ηλεκτρονιακή δομή τύπου He, δηλαδή $1s^2$. Η τάση των στοιχείων των κύριων ομάδων του Π.Π. να σχηματίζουν σταθερά ιόντα με ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου τύπου ns^2np^6 αναφέρεται συχνά ως **κανόνας της οκτάδας**, επειδή στο εξωτερικό επίπεδο υπάρχουν οκτώ (= 2 + 6) ηλεκτρόνια.

Διδάγματα του παιχνιδιού – Χημικοί Τύποι Δυαδικών Ιοντικών Ενώσεων

- Η μέθοδος για τον προσδιορισμό των χημικών τύπων δυαδικών ιοντικών ενώσεων που περιλαμβάνουν ιόντα με ηλεκτρονιακές δομές ευγενών αερίων είναι απλή:

1. Πρώτα, προσδιορίζουμε το θετικό ή αρνητικό ιοντικό φορτίο κάθε στοιχείου. Αυτό το ονομάζουμε **σθένος του στοιχείου**.
2. Στη συνέχεια, εξισορροπούμε τα συνολικά θετικά και αρνητικά φορτία (ή σθένη) χρησιμοποιώντας τους κατάλληλους αριθμούς κατιόντων και ανιόντων.

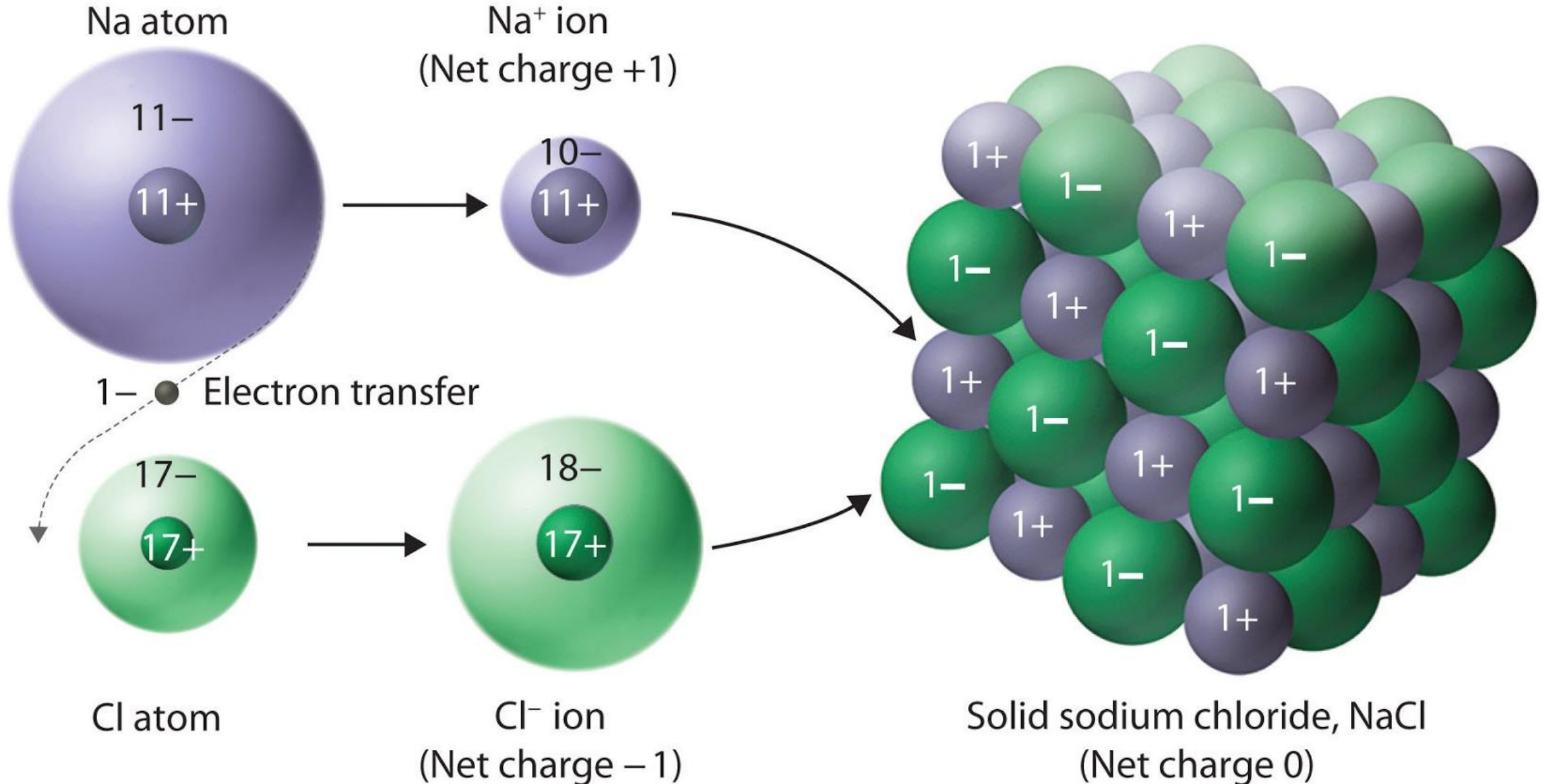
Τα ιοντικά φορτία που εμφανίζονται στο αντιστοιχούν στα φορτία των ιόντων που διαθέτουν ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου.

1	2	3	15	16	17
3 Li⁺	4 Be²⁺		7 N³⁻	8 O²⁻	9 F⁻
11 Na⁺	12 Mg²⁺		15 P³⁻	16 S²⁻	17 Cl⁻
19 K⁺	20 Ca²⁺	21 Sc³⁺		34 Se²⁻	35 Br⁻
37 Rb⁺	38 Sr²⁺	39 Y³⁺		52 Te²⁻	53 I⁻
55 Cs⁺	56 Ba²⁺				

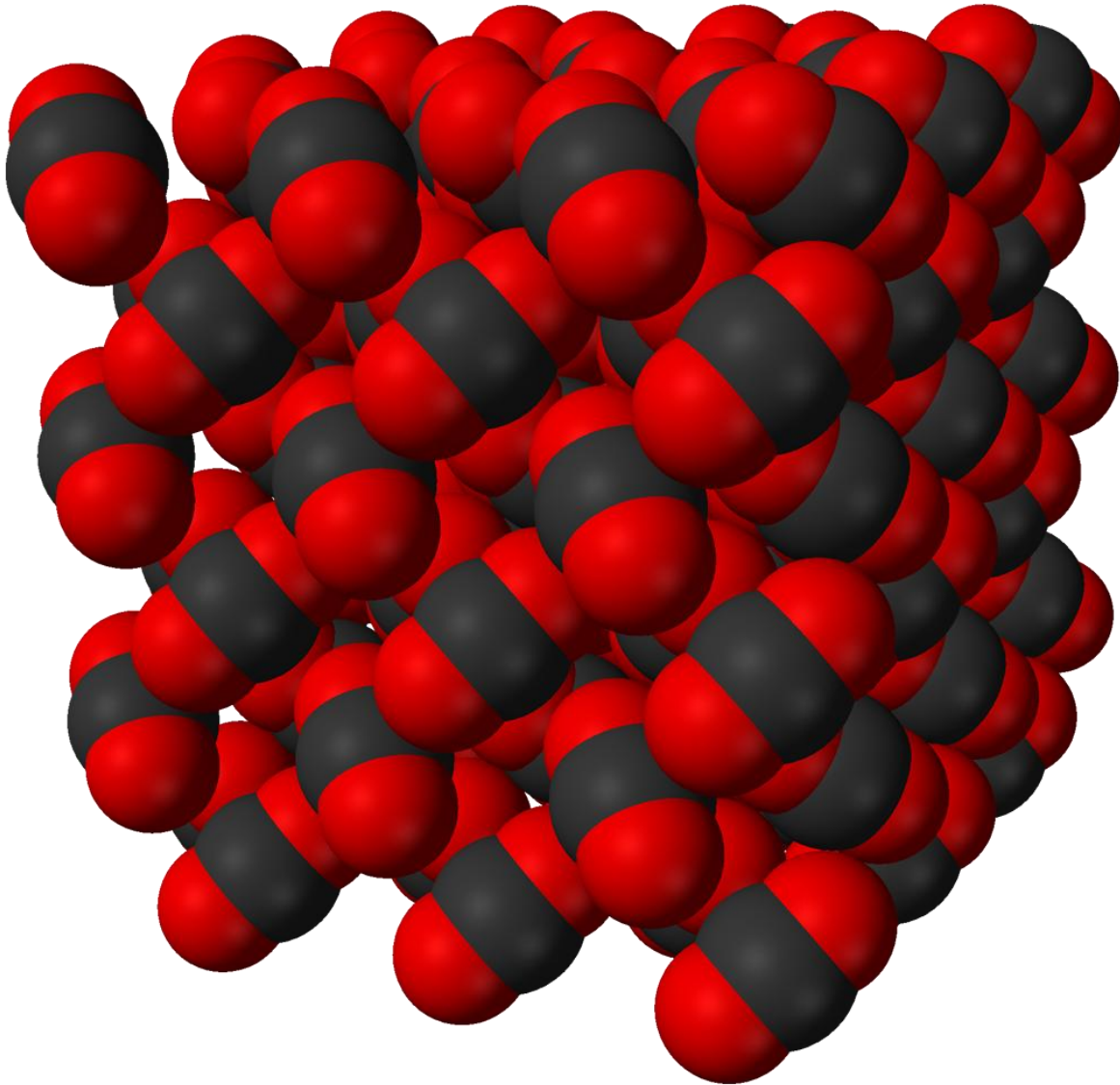
Δομή Ιοντικών Ενώσεων

- Οι ιοντικές ενώσεις τείνουν να σχηματίζουν εκτεταμένα κρυσταλλικά πλέγματα εναλλασσόμενων ιόντων, ενώ οι ομοιοπολικές ενώσεις τείνουν να υπάρχουν ως μεμονωμένα μόρια, ακόμη και όταν βρίσκονται σε στερεή κατάσταση.
- Αν και ο απλούστερος τύπος που περιγράφει το χλωριούχο νάτριο είναι το NaCl , στην πραγματικότητα είναι εξαιρετικά σπάνιο στη φύση να συναντώνται μεμονωμένα μόρια NaCl . Για τις ιοντικές ενώσεις, ο χημικός τύπος εκφράζει απλώς τον μικρότερο λόγο (κλάσμα) του αριθμού των κατιόντων προς τον αριθμό των ανιόντων μέσα στο εκτεταμένο κρυσταλλικό πλέγμα.

Δομή Ιοντικών Ενώσεων



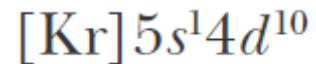
Δομή Μοριακών (ομοιοπολικών) Ενώσεων



- Ο ξηρός πάγος είναι ένα στερεό που αποτελείται από μεμονωμένα μόρια διοξειδίου του άνθρακα, $\text{CO}_2(\text{s})$. Όπως θα δούμε στο επόμενο κεφάλαιο, το CO_2 είναι μια ομοιοπολική ένωση. Οι ομοιοπολικές ενώσεις μπορούν να υπάρχουν σε στερεή, υγρή ή αέρια μορφή σε θερμοκρασία δωματίου.
- Σε κανονική ατμοσφαιρική πίεση, ο ξηρός πάγος εξαχνώνεται (δηλαδή μετατρέπεται απευθείας από στερεό σε αέριο) στους -78.5°C . Αξίζει να σημειωθεί ότι ακόμη και στη στερεή φάση, τα μόρια του CO_2 παραμένουν μεμονωμένα και δεν σχηματίζουν ιόντα.

Ιοντικά Σθένη Στοιχείων Μετάπτωσης

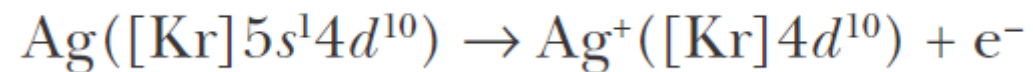
- Ας πάρουμε για παράδειγμα τον άργυρο ($Z=47$) με ηλεκτρονιακή δομή στη θεμελιώδη κατάσταση:



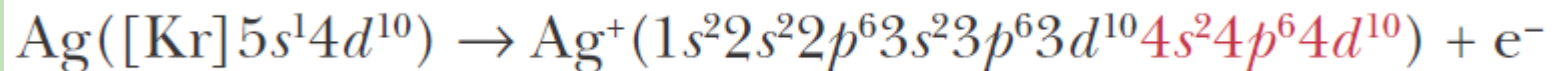
- Πόσα ηλεκτρόνια θα έπρεπε να προσλάβει ή να χάσει για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου;
- Η ενέργεια που απαιτείται για να την απώλεια 11 ηλεκτρονίων είναι απαγορευτικά μεγάλη. Μεγάλη όμως είναι και η ενέργεια που απαιτείται για να προστεθούν 7 ηλεκτρόνια στις στοιβάδες του Ag. Κάθε επιπλέον ηλεκτρόνιο που θα προστίθετο θα έπρεπε να υπερβαίνει μια ολοένα αυξανόμενη άπωση από το αρνητικό φορτίο που συσσωρεύεται. Για αυτό το λόγο ιόντα με φορτίο μεγαλύτερο από 3 είναι σπάνια.

Ιοντικά Σθένη Στοιχείων Μετάπτωσης

- Αν και ένα άτομο Ag δεν μπορεί ρεαλιστικά να αποκτήσει ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου, η εξωτερική του ηλεκτρονιακή δομή θα ήταν $4s^2 4p^6 4d^{10}$ εάν έχανε το ηλεκτρόνιο 5s. Αυτή η δομή, με 18 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στοιβάδα σθένους, είναι σχετικά σταθερή και μερικές φορές αναφέρεται ως **δομή 18 εξωτερικών ηλεκτρονίων**.
- Η ιδιαίτερη σταθερότητα της εξωτερικής ηλεκτρονιακής δομής τύπου $ns^2 np^6 nd^{10}$ είναι γνωστή απλώς ως **κανόνας των 18 ηλεκτρονίων** (ή της δεκαοκτάδας).
- Για το άτομο του Ag, αυτό μπορεί να περιγραφεί ως ακολούθως:



ή



Μέταλλα που ακολουθούν τον κανόνα των 18 e⁻

- Η ομάδα των μετάλλων μετάπτωσης που ακολουθούν τον κανόνα της 18αδας φαίνεται στην διπλανή εικόνα.
- Σημειώστε ότι αυτά τα μέταλλα εμφανίζονται κοντά στο τέλος των περιόδων του d-τομέα του Π.Π. και ότι το φορτίο των ιόντων τους αυξάνεται κατά μία μονάδα καθώς κινούμαστε από τα αριστερά προς τα δεξιά κατά μήκος της ίδιας περιόδου.

11	12	13	14	15	16	17	18
29 Cu⁺	30 Zn²⁺	31 Ga³⁺					
47 Ag⁺	48 Cd²⁺	49 In³⁺	50 Sn⁴⁺				
79 Au⁺	80 Hg²⁺	81 Tl³⁺	82 Pb⁴⁺				

Στοιχεία μετάπτωσης με περισσότερα σθένη

- Ορισμένα στοιχεία των κύριων ομάδων και πολλά από τα στοιχεία μετάπτωσης μπορούν να σχηματίζουν ιόντα με περισσότερα από ένα πιθανά σθένη (ή φορτία). Επομένως, είναι απαραίτητο να δηλώνεται το ιοντικό φορτίο αυτών των μεταλλικών ιόντων κατά την ονομασία ενώσεων που τα περιέχουν.
- Για τα μέταλλα που εμφανίζουν περισσότερα από ένα ιοντικά φορτία, το φορτίο του μετάλλου στην ένωση υποδεικνύεται με **λατινικό αριθμό σε παρένθεση** μετά το όνομα του μετάλλου. Αυτή η σύμβαση μας δίνει τη **συστηματική (IUPAC) ονομασία** της ένωσης.
- Για παράδειγμα, τα ιόντα Fe μπορούν να έχουν δύο δυνατά φορτία, +2 και +3. Τα δύο χλωρίδια του Fe συμβολίζονται σύμφωνα με τα παραπάνω:



Χλωρίδιο του Σιδήρου (II)



Χλωρίδιο του Σιδήρου (III)

- Για ιόντα που έχουν ένα μόνο σθένος δεν συμπεριλαμβάνουμε το σθένος στην ονομασία. Για παράδειγμα, ο Ag είδαμε ότι έχει μόνο ένα σθένος +1, άρα δε θα ονομάσουμε την ένωση AgCl ως ~~χλωρίδιο του Αργύρου (I)~~ αλλά απλά **χλωρίδιο του Αργύρου** ή **Χλωριούχο Άργυρο**.

THE PERIODIC TABLE OF COMMON IONIC CHARGES

HYDROGEN H ⁺																			HELIUM
HYDRIDE H ⁻																			He
LITHIUM Li ⁺	BERYLLIUM Be ²⁺																		NEON
SODIUM Na ⁺	MAGNESIUM Mg ²⁺																		Ar
POTASSIUM K ⁺	CALCIUM Ca ²⁺	SCANDIUM Sc ³⁺	TITANIUM(IV) Ti ⁴⁺	VANADIUM(III) V ³⁺	CHROMIUM(III) Cr ³⁺	MANGANESE(II) Mn ²⁺	IRON(III) Fe ³⁺	COBALT(II) Co ²⁺	NICKEL(II) Ni ²⁺	COPPER(II) Cu ²⁺	ZINC Zn ²⁺	GALLIUM Ga ³⁺	GERMANIUM Ge ⁴⁺	ARSENIDE As ³⁻	SELENIDE Se ²⁻	BROMIDE Br ⁻		KRYPTON	
RUBIDIUM Rb ⁺	STRONTIUM Sr ²⁺	YTTORIUM Y ³⁺	TITANIUM(III) Ti ³⁺	VANADIUM(V) V ⁵⁺	CHROMIUM(II) Cr ²⁺	MANGANESE(IV) Mn ⁴⁺	IRON(II) Fe ²⁺	COBALT(III) Co ³⁺	NICKEL(III) Ni ³⁺	COPPER(I) Cu ⁺									
			ZIRCONIUM Zr ⁴⁺	NIOBIUM(V) Nb ⁵⁺	MOLYBDENUM Mo ⁶⁺	TECHNETIUM Tc ⁷⁺	RUTHENIUM(III) Ru ³⁺	RHODIUM Rh ³⁺	PALLADIUM(II) Pd ²⁺	SILVER Ag ⁺	CADMIUM Cd ²⁺	INDIUM In ³⁺	TIN(IV) Sn ⁴⁺	ANTIMONY(III) Sb ³⁺	TELLURIDE Te ²⁻	IODIDE I ⁻		XENON	
CAESIUM Cs ⁺	BARIUM Ba ²⁺	La-Lu		NIOBIUM(III) Nb ³⁺			RUTHENIUM(IV) Ru ⁴⁺		PALLADIUM(IV) Pd ⁴⁺				TIN(II) Sn ²⁺	ANTIMONY(V) Sb ⁵⁺					
FRANCIUM Fr ⁺	RADIUM Ra ²⁺	Ac-Lr	HAFNIUM Hf ⁴⁺	TANTALUM Ta ⁵⁺	TUNGSTEN W ⁶⁺	RHENIUM Re ⁷⁺	OSMIUM Os ⁴⁺	IRIDIUM Ir ⁴⁺	PLATINUM(IV) Pt ⁴⁺	GOLD(III) Au ³⁺	MERCURY(II) Hg ²⁺	THALLIUM(I) Tl ⁺	LEAD(II) Pb ²⁺	BISMUTH(III) Bi ³⁺	POLONIUM(II) Po ²⁺	ASTATIDE At ⁻		RADON	
										PLATINUM(II) Pt ²⁺	GOLD(I) Au ⁺	MERCURY(I) Hg ⁺	THALLIUM(III) Tl ³⁺	LEAD(IV) Pb ⁴⁺	BISMUTH(V) Bi ⁵⁺	POLONIUM(IV) Po ⁴⁺			
			RUTHERFORDIUM Rf ⁴⁺	DUBNIUM Db ⁵⁺	SEABORGIUM Sg ⁶⁺	BOHRIUM Bh ⁷⁺	HASSIUM Hs ⁴⁺	MEITNERIUM Mt	DARMSTADIUM Ds	ROENTGENIUM Rg	COPERNICIUM Cn	NIHONIUM Nh	FLEROVIUM Fl	MOSCOVIUM Mc	LIVERMORIUM Lv	TENNESSINE Ts		OGANESSON Og	

KEY

LITHIUM

Li⁺

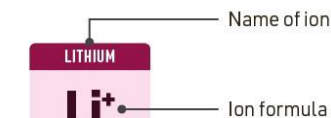
Name of ion

Ion formula

When there is more than one common ion, the more common ion is shown on top.

Elements for which no ion is shown are those which do not commonly form ions, or superheavy elements whose chemistry is currently unknown.

KEY

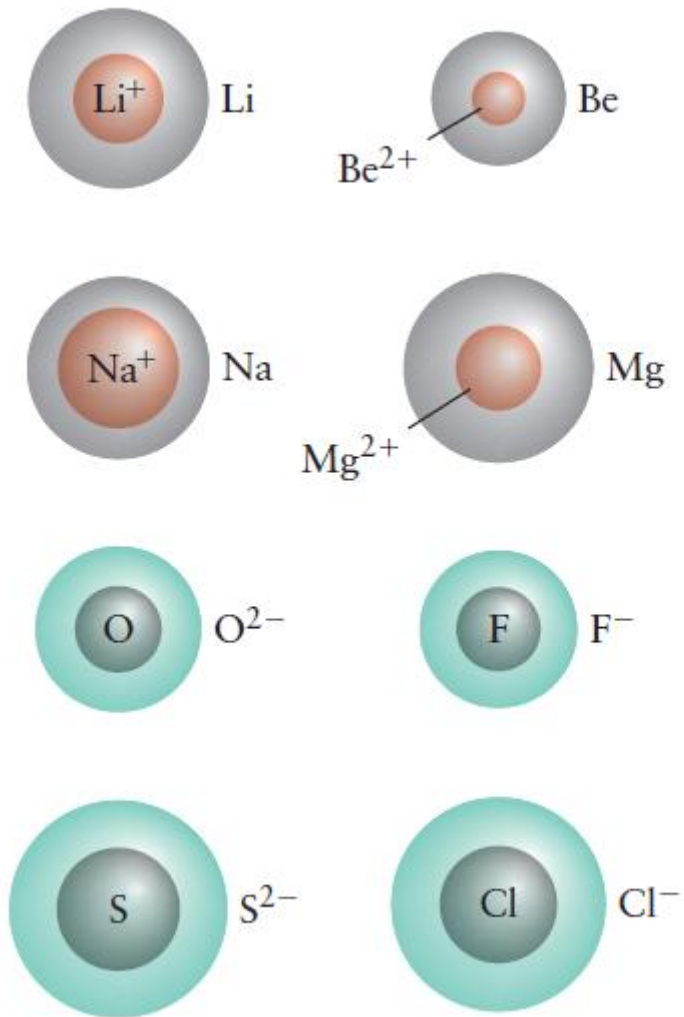


When there is more than one common ion, the more common ion is shown on top.

Elements for which no ion is shown are those which do not commonly form ions, or superheavy elements whose chemistry is currently unknown.

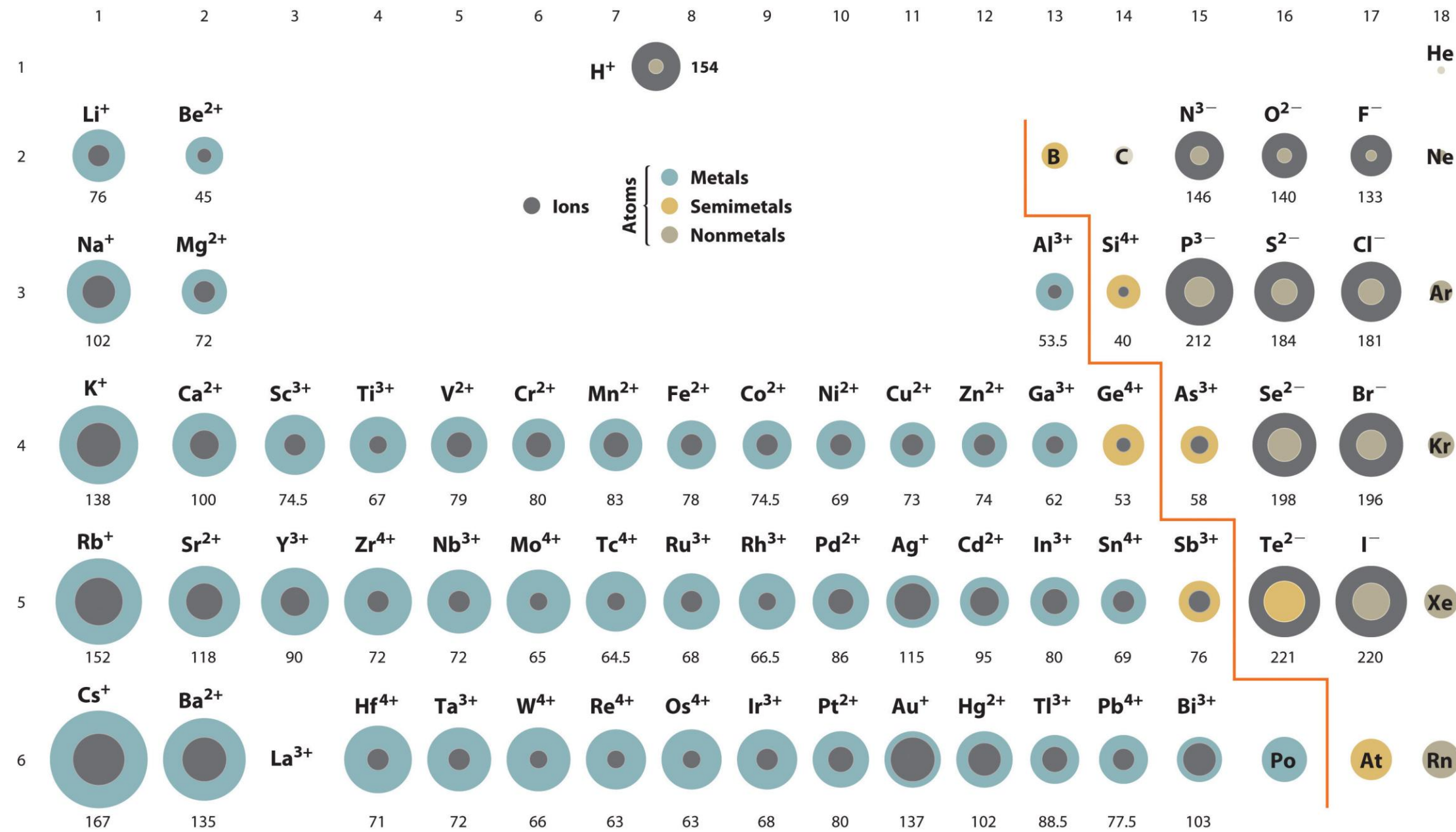
LANTHANUM La^{3+}	CERIUM Ce^{3+}	PRASEODYMIUM Pr^{3+}	NEODYMIUM Nd^{3+}	PROMETHIUM Pm^{3+}	SAMARIUM(III) Sm^{3+}	EUROPIUM(III) Eu^{3+}	GADOLINIUM Gd^{3+}	TERBIUM Tb^{3+}	DYSPROSIUM Dy^{3+}	HOLMIUM Ho^{3+}	ERBIUM Er^{3+}	THULIUM Tm^{3+}	YTTERIUM(III) Yb^{3+}	LUTETIUM Lu^{3+}
					SAMARIUM(II) Sm^{2+}	EUROPIUM(II) Eu^{2+}							YTTERIUM(II) Yb^{2+}	
ACTINIUM Ac^{3+}	THORIUM Th^{4+}	PROTACTINIUM(V) Pa^{5+}	URANIUM(VI) U^{6+}	NEPTUNIUM Np^{5+}	PLUTONIUM(IV) Pu^{4+}	AMERICIUM(III) Am^{3+}	CURIUM Cm^{3+}	BERKELIUM(III) Bk^{3+}	CALIFORNIUM Cf^{3+}	EINSTEINIUM Es^{3+}	FERMIUM Fm^{3+}	MENDELEVIUM(II) Md^{2+}	NOBELIUM(II) No^{2+}	LAWRENCIUM Lr^{3+}
		PROTACTINIUM(IV) Pa^{4+}	URANIUM(IV) U^{4+}		PLUTONIUM(VI) Pu^{6+}	AMERICIUM(IV) Am^{4+}		BERKELIUM(IV) Bk^{4+}				MENDELEVIUM(III) Md^{3+}	NOBELIUM(III) No^{3+}	

Σχέση μεταξύ ατομικής και ιοντικής ακτίνας



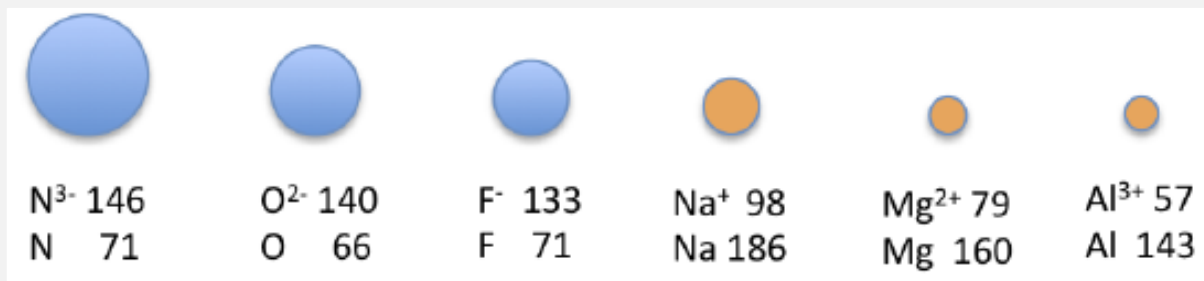
- Η ιοντική ακτίνα των κατιόντων των κύριων ομάδων του Π.Π. είναι πάντα μικρότερη από την ατομική ακτίνα των αντίστοιχων ουδέτερων ατόμων τους. Καθώς απομακρύνονται τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στοιβάδας, η έλξη του φορτίου του πυρήνα προς τα εναπομείναντα ηλεκτρόνια αυξάνει.
- Η ιοντική ακτίνα των ανιόντων είναι πάντα μεγαλύτερη από την ατομική ακτίνα των ουδέτερων ατόμων τους. Καθώς προσλαμβάνονται ηλεκτρόνια στην εξωτερική στοιβάδα οι απωστικές αλληλεπιδράσεις μεταξύ των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στοιβάδας και αυτών της εσωτερικής αυξάνονται.
- Οι ιοντικές ακτίνες των κατιόντων στοιχείων μετάπτωσης (d-block elements), αρχικά ακολουθούν τις τάσεις που περιγράφονται για τα κύρια στοιχεία αλλά με μικρότερες διακυμάνσεις.

Σχέση μεταξύ ατομικής και ιοντικής ακτίνας



Ισοηλεκτρονικά Ιόντα

- Ιόντα που έχουν ακριβώς την ίδια ηλεκτρονιακή σύσταση ονομάζονται ισοηλεκτρονικά. Για παράδειγμα τα παρακάτω ιόντα έχουν όλα τη ηλεκτρονιακή σύσταση του Ne, ($1s^2 2s^2 2p^6$).



- Όμως, αν δούμε τη θέση τους στον περιοδικό πίνακα, από N μέχρι το Al αυξάνεται ο ατομικός αριθμός και συνεπώς η έλξη του πυρήνα στα ηλεκτρόνια αυξάνει αντίστοιχα. Καθώς οι ελκτικές δυνάμεις κυριαρχούν, το μέγεθος των ιόντων γίνεται όλο και μικρότερο.



Next Time: Covalent Bonds