Περιοδικός Πίνακας των Στοιχείων

- Στο σύγχρονο περιοδικό σύστημα η κατάταξη των στοιχείων γίνεται σύμφωνα με τον ***περιοδικό νόμο του Mosley*** (1913): *Οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού*.

- Ο σύγχρονος Περιοδικός Πίνακας είναι μία κατάταξη των χημικών στοιχείων **κατά αύξοντα ατομικό αριθμό (Z).**

Περιοδικός Πίνακας των Στοιχείων

Συμπλήρωση των s τροχιακών

Συμπλήρωση των p τροχιακών

Ατομικός Αριθμός	Σύμβολο	Ηλεκτρονιακή δομή
1	H	$1s^1$

Συμπλήρωση των d τροχιακών

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
2	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 $2s^22p^6$
3	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 $3s^23p^6$
4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^14s^2$	22 Ti $3d^24s^2$	23 V $3d^34s^2$	24 Cr $3d^54s^1$	25 Mn $3d^54s^2$	26 Fe $3d^64s^2$	27 Co $3d^74s^2$	28 Ni $3d^84s^2$	29 Cu $3d^{10}4s^1$	30 Zn $3d^{10}4s^2$	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 $4s^24p^6$
5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^15s^2$	40 Zr $4d^25s^2$	41 Nb $4d^45s^1$	42 Mo $4d^55s^1$	43 Tc $4d^55s^2$	44 Ru $4d^75s^1$	45 Rh $4d^85s^1$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10}5s^1$	48 Cd $4d^{10}5s^2$	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 $5s^25p^6$
6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $5d^16s^2$	72 Hf $5d^26s^2$	73 Ta $5d^36s^2$	74 W $5d^46s^2$	75 Re $5d^56s^2$	76 Os $5d^66s^2$	77 Ir $5d^76s^2$	78 Pt $5d^96s^1$	79 Au $5d^{10}6s^1$	80 Hg $5d^{10}6s^2$	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 $6s^26p^6$
7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac** $6d^17s^2$	104 Rf $6d^27s^2$	105 Db $6d^37s^2$	106 Sg $6d^47s^2$	107 Bh $6d^57s^2$	108 Hs $6d^67s^2$	109 Mt $6d^77s^2$	110 $6d^87s^2$	111 $6d^97s^2$	112 $6d^{10}7s^2$						

Συμπλήρωση των f τροχιακών

*Λανθανίδια	58 Ce $4f^15d^16s^2$	59 Pr $4f^36s^2$	60 Nd $4f^46s^2$	61 Pm $4f^56s^2$	62 Sm $4f^66s^2$	63 Eu $4f^76s^2$	64 Gd $4f^75d^16s^2$	65 Tb $4f^96s^2$	66 Dy $4f^{10}6s^2$	67 Ho $4f^{11}6s^2$	68 Er $4f^{12}6s^2$	69 Tm $4f^{13}6s^2$	70 Yb $4f^{14}6s^2$	71 Lu $4f^{14}5d^16s^2$
**Ακτινίδια	90 Th $6d^27s^2$	91 Pa $5f^26d^17s^2$	92 U $5f^36d^17s^2$	93 Np $5f^46d^17s^2$	94 Pu $5f^67s^2$	95 Am $5f^77s^2$	96 Cm $5f^76d^17s^2$	97 Bk $5f^97s^2$	98 Cf $5f^{10}7s^2$	99 Es $5f^{11}7s^2$	100 Fm $5f^{12}7s^2$	101 Md $5f^{13}7s^2$	102 No $5f^{14}7s^2$	103 Lr $5f^{14}6d^17s^2$

Περιοδικότητα

- Όταν τα στοιχεία κατατάσσονται κατά σειρά αυξανόμενου ατομικού αριθμού, τότε εμφανίζεται περιοδική επανάληψη των φυσικών και χημικών τους ιδιοτήτων.
- Οριζόντιες γραμμές – περίοδοι
  - Υπάρχουν 7 περίοδοι στον Π.Π.
  - Οι ιδιότητες των στοιχείων στις περιόδους μεταβάλλονται περιοδικά.
- Κάθετες γραμμές – ομάδες
  - Υπάρχουν 18 ομάδες στον Π.Π.
- Τα στοιχεία μίας ομάδας παρουσιάζουν παρόμοιες φυσικές και χημικές ιδιότητες.
- Ηλεκτρόνια σθένους
  - Τα ηλεκτρόνια που βρίσκονται στην στοιβάδα με το μεγαλύτερο κύριο κβαντικό αριθμό.
  - Καθορίζουν τις χημικές ιδιότητες των στοιχειών.

Περιοδικός Πίνακας των Στοιχείων

αλκάλια εκτός του Η

αλκαλικές γαίες

στοιχεία μετάπτωσης

αλογόνα

ευγενή αέρια

	EURO / USA / IUPAC	IA / IA / (1)	IIA / IIA / (2)	IIIA / IIIB / (3)	IVA / IVB / (4)	VA / VB / (5)	VIA / VIB / (6)	VIIA / VIIB / (7)	VIII / VIIIB / (8)	VIII / VIIIB / (9)	VIII / VIIIB / (10)	IB / IB / (11)	IIB / IIB / (12)	IIIB / IIIA / (13)	IVB / IVA / (14)	VB / VA / (15)	VIB / VIA / (16)	VIIB / VIIA / (17)	0 / VIIIA / (18)
1		1 H 1.00794																	2 He 4.002602
2		3 Li 6.941	4 Be 9.012182											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.00674	8 O 15.9994	9 F 18.99840	10 Ne 20.1797
3		11 Na 22.98977	12 Mg 24.3050											13 Al 26.98154	14 Si 28.0855	15 P 30.97376	16 S 32.066	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948
4		19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955910	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.845	27 Co 58.93320	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.92159	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
5		37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc 98.9069	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90447	54 Xe 131.29
6		55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 *La 138.9055	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.078	79 Au 196.96654	80 Hg 200.59	81 Tl 204.3833	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98037	84 Po 208.9824	85 At 209.9871	86 Rn 222.0176
7		87 Fr 223.0197	88 Ra 226.0254	89 †Ac 227.0277	104 Rf 261.1089	105 Db 262.1144	106 Sg 263.118	107 Bh 262.12	108 Hs 265.1306	109 Mt (268)	110 Uun (269)	111 Uuu (272)	112 Uub (277)		114 Uuq (289)		116 Uuh (289)		118 Uuo (293)

λανθανίδες

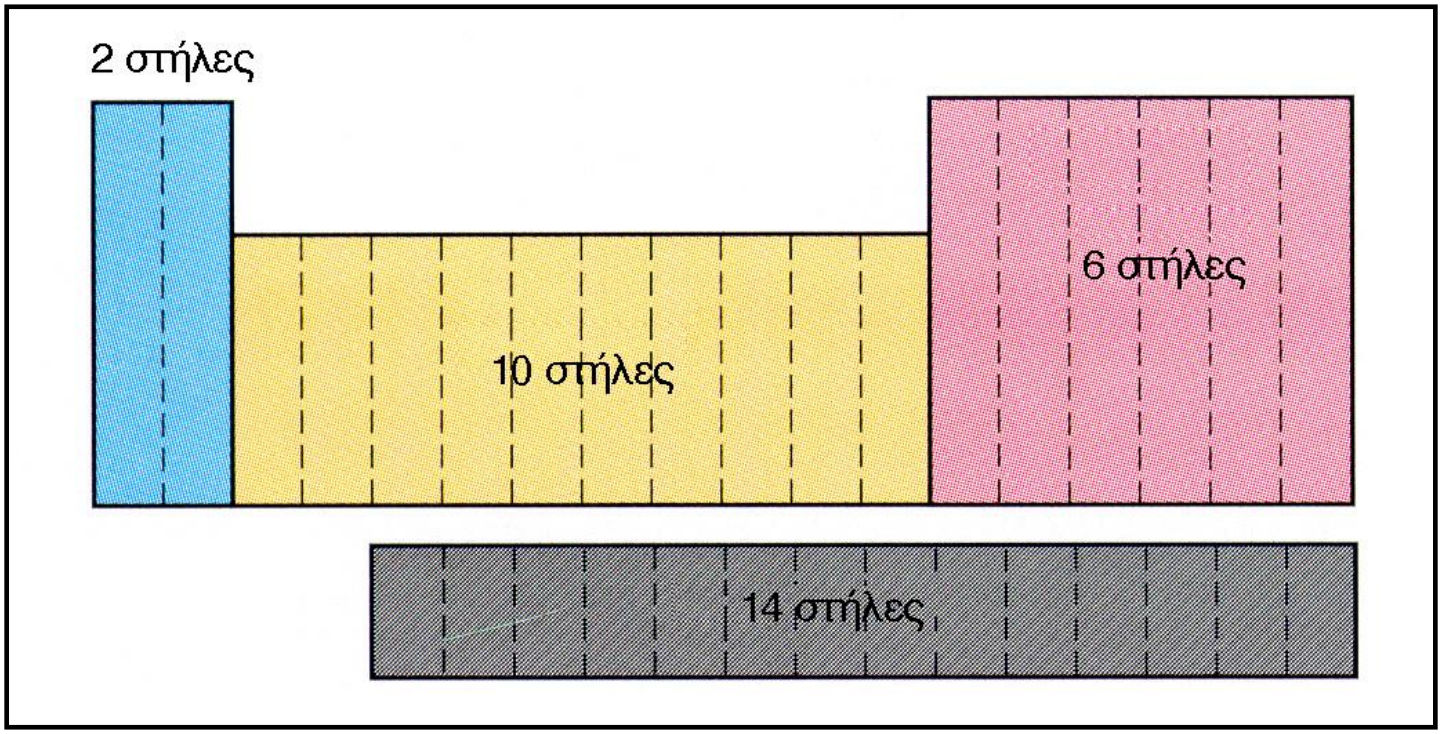
*	58 Ce 140.116	59 Pr 140.90765	60 Nd 144.24	61 Pm 144.9127	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92534	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93032	68 Er 167.26	69 Tm 168.93421	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967

ακτινίδες

†	90 Th 232.0381	91 Pa 231.03588	92 U 238.0289	93 Np 237.0482	94 Pu 244.0642	95 Am 243.0614	96 Cm 247.07003	97 Bk 247.0703	98 Cf 251.0796	99 Es 252.083	100 Fm 257.0951	101 Md 258.0984	102 No 259.1011	103 Lr 262.110

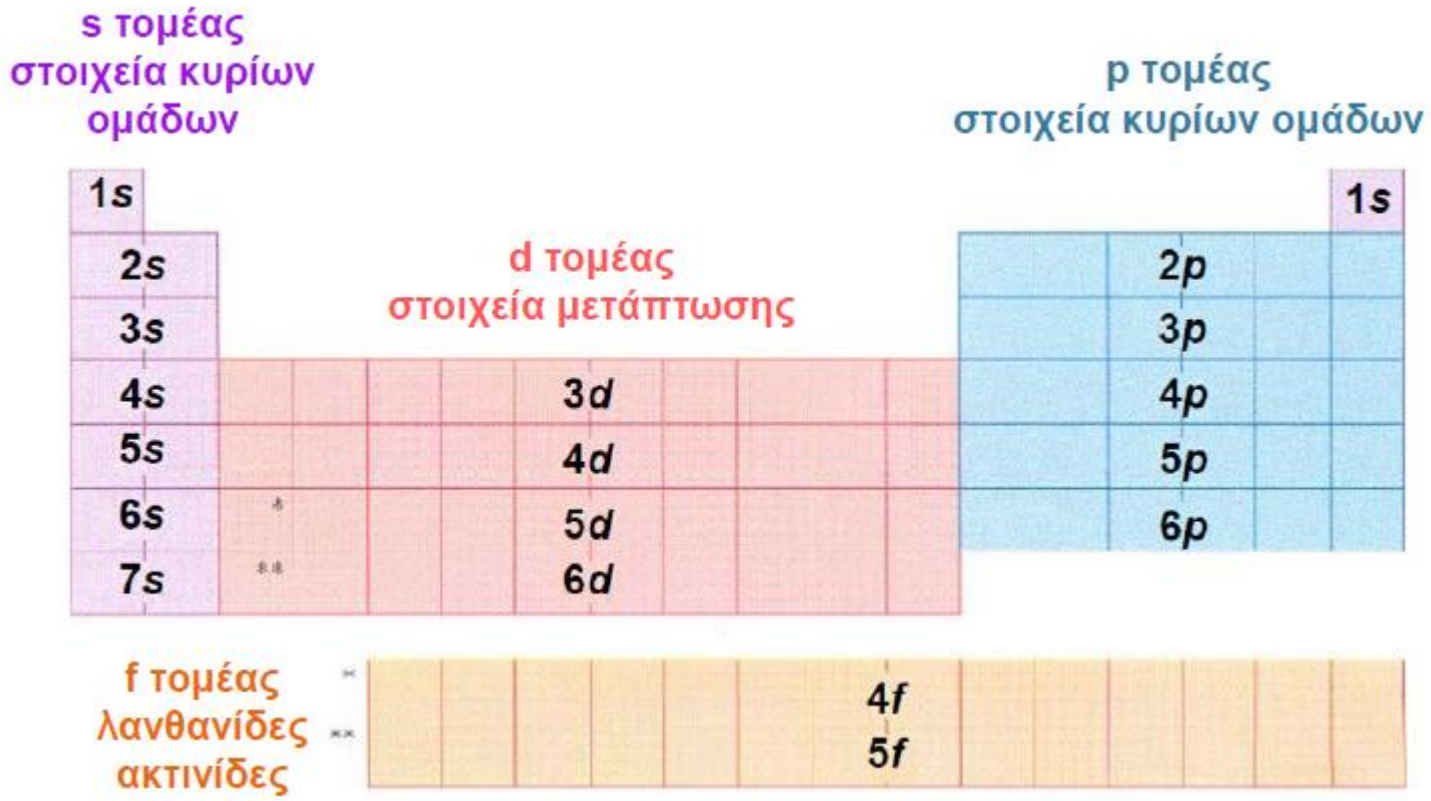
Δομή του Π.Π. σε σχέση με την ηλεκτρονιακή δόμηση των ατόμων

- Ο περιοδικός πίνακας συγκροτείται από τέσσερις περιοχές. Η καθεμιά αποτελείται από 2, 6, 10 και 14 στήλες, όσο είναι ο αριθμός των ηλεκτρονίων που χωρούν οι υποστιβάδες *s*, *p*, *d* και *f*, αντίστοιχα.



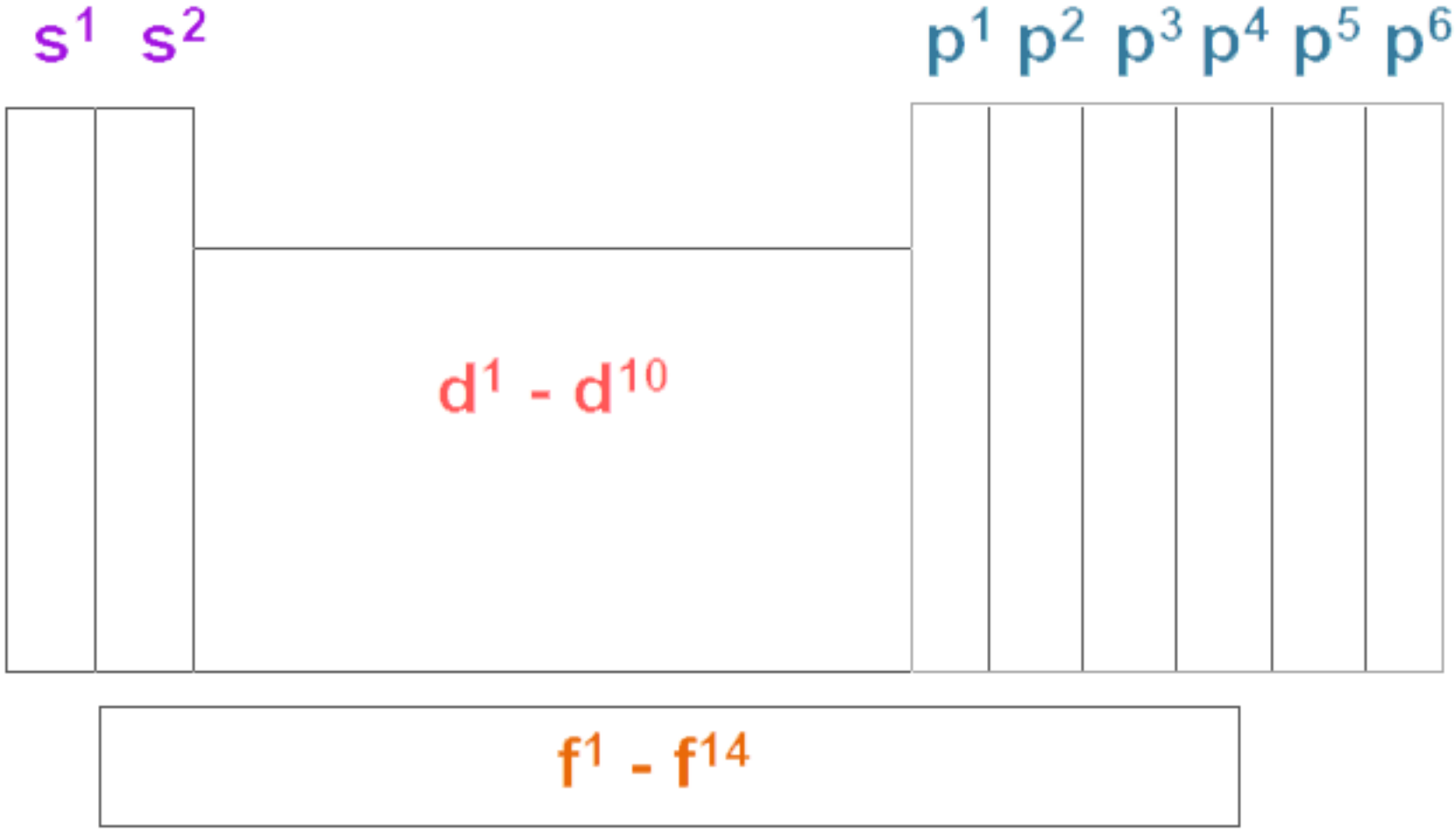
Τομείς του περιοδικού Πίνακα

- Τομέας περιοδικού πίνακα είναι ένα σύνολο στοιχείων των οποίων τα άτομα έχουν τα τελευταία τους ηλεκτρόνια στον ίδιο τύπο υποστιβάδας, π.χ. s, p, d ή f.



Τομείς του περιοδικού Πίνακα

❖ Ονομασία ομάδων με βάση του Τομείς του Π.Π.



Τομέας s του Περιοδικού Πίνακα

- Ο τομέας s περιλαμβάνει 2 κύριες ομάδες (κατακόρυφες στήλες) του περιοδικού πίνακα. Την ομάδα των αλκαλίων (ns^1) αποτελούμενη από τα Li, Na, K, Rb, Cs και Fr και την ομάδα των αλκαλικών γαιών (ns^2) Be, Mg, Ca, Sr, Ba, και Ra. Επιπλέον στον τομέα s ανήκουν το H ($1s^1$) και το He ($1s^2$).
- Οι ομάδες αυτές ονομάζονται:
- Με βάση τους τομείς: s^1 s^2
- Με την κλασική αρίθμηση: IA IIA
- Με τη νέα αρίθμηση: 1 2

✓ Έτσι το $_{38}Sr$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ μπορούμε να πούμε ότι ανήκει στον τομέα s και στην ομάδα s^2 ή IIA ή 2. Η περίοδος στην οποία ανήκει το Sr είναι η $5^η$

Τομέας p του Περιοδικού Πίνακα

- Ο τομέας p περιλαμβάνει 6 κύριες ομάδες (κατακόρυφες στήλες) του περιοδικού πίνακα. Την οικογένεια του B (ns^2np^1), την οικογένεια του C (ns^2np^2), την οικογένεια του N (ns^2np^3), την οικογένεια του O (ns^2np^4), την ομάδα των αλογόνων (ns^2np^5) και την ομάδα των ευγενών αερίων (ns^2np^6).
- Οι ομάδες αυτές ονομάζονται:

Με βάση τους τομείς:	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
Με την κλασική αρίθμηση:	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Με τη νέα αρίθμηση:	13	14	15	16	17	18

- ✓ Έτσι το $_{52}Te$: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^4$ μπορούμε να πούμε ότι ανήκει στον τομέα p, και στην ομάδα p^4 ή VIA ή 16. Η περίοδος στην οποία ανήκει το Te είναι η $5^η$

Τομέας d του Περιοδικού Πίνακα

- Ο τομέας d περιλαμβάνει στοιχειά των οποίων το τελευταίο κατά τη δόμηση e- καταλαμβάνει d ατομικά τροχιακά (στοιχεία μεταπτώσεως). Αποτελείται από 10 κύριες ομάδες (κατακόρυφες στήλες) με ηλεκτρονιακή δόμηση $(n+1)s^2nd^x$, όπου x παίρνει τιμές: $1 \leq x \leq 10$.
- Οι ομάδες αυτές ονομάζονται:

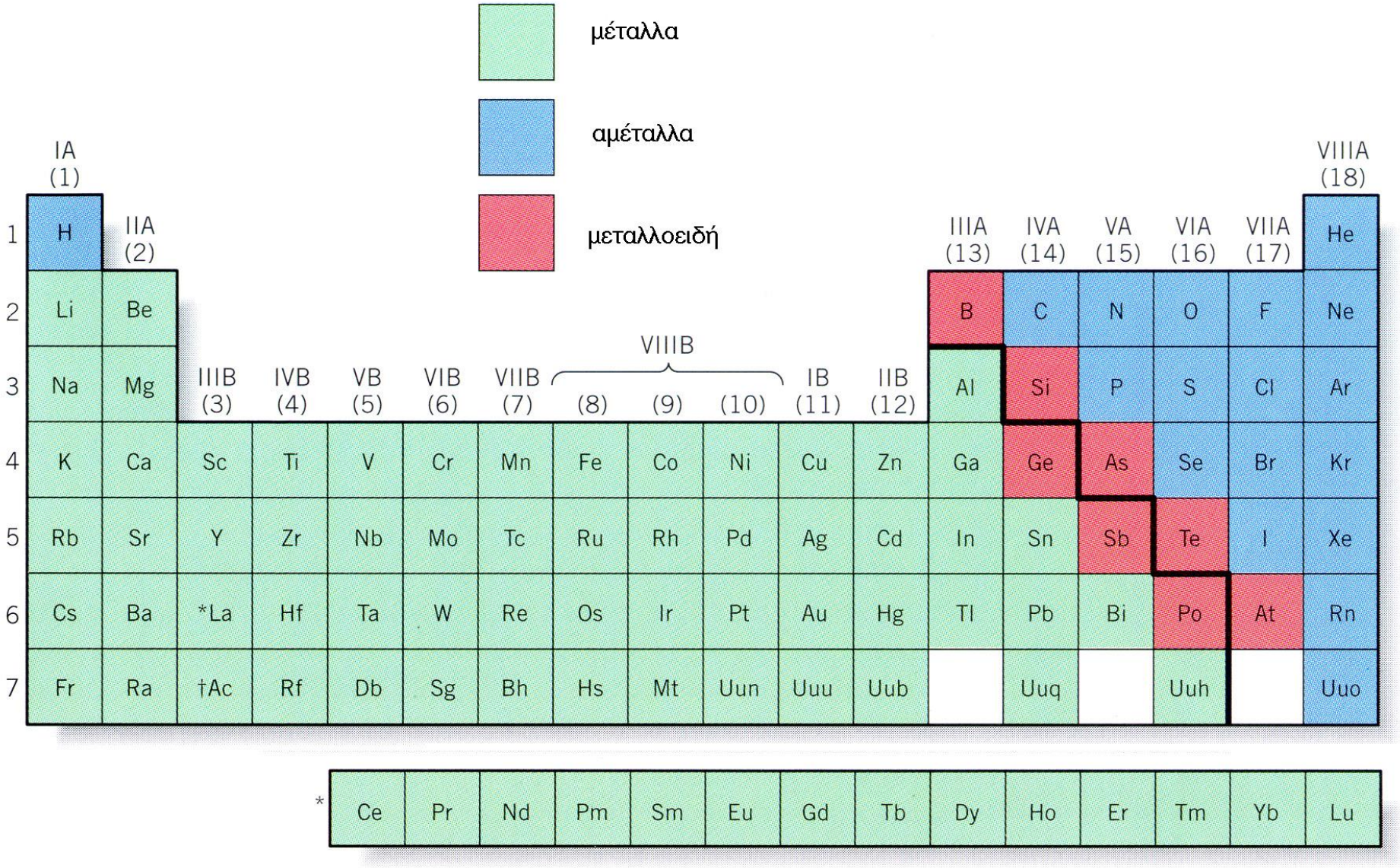
				d^4		d^9	
				s^1		s^1	
Με βάση τους τομείς:	d^1	d^2	d^3	d^5	… d^8	d^{10}	d^{10}
Με την κλασική αρίθμηση:	IIIB	IVB	VB	VIB	… VIIIB	IB	IIB
Με τη νέα αρίθμηση:	3	4	5	6	… 10	11	12

✓ Έτσι ο $_{47}Ag$: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^65s^24d^9$ => $5s^14d^{10}$ ανήκει στον τομέα d, και στην ομάδα d^9 $(n+1)s^1nd^{10}$ ή IB ή 11. Η περίοδος στην οποία ανήκει ο Ag είναι η $5^η$

Τομέας f του Περιοδικού Πίνακα

- Ο τομέας f περιλαμβάνει στοιχειά των οποίων το τελευταίο κατά τη δόμηση e- καταλαμβάνει f ατομικά τροχιακά (εσωτερικά στοιχεία μεταπτώσεως). Αποτελείται από 14 κύριες ομάδες (κατακόρυφες στήλες).
- Στον τομέα αυτό ανήκουν οι λανθανίδες, οι οποίες ανήκουν στην $6^η$ περίοδο και περιλαμβάνουν στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 58 -71.
- $6s^2 4f^x$ ημισυμπληρωμένα 4f τροχιακά
- ✓ La: $[Xe]6s^2 5d^1$ – στοιχείο μετάπτωσης με ιδιότητες όμοιες με τις λανθανίδες
- και οι ακτινίδες, οι οποίες ανήκουν στην $7^η$ περίοδο και περιλαμβάνουν στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 90 -103.
- $7s^2 5f^x$ ημισυμπληρωμένα 5f τροχιακά
- ✓ Ac: $[Rn]7s^2 6d^1$ – στοιχείο μετάπτωσης με ιδιότητες όμοιες με τις ακτινίδες

Κατανομή μετάλλων και αμέταλλων στον Π.Π.



Ιδιότητες Μετάλλων και Αμέταλλων

ΜΕΤΑΛΛΑ	ΑΜΕΤΑΛΛΑ
ΦΥΣΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ	
1. Υψηλή ηλεκτρική αγωγιμότητα	1. Μη αγώγιμα (εξαιρείται ο γραφίτης)
2. Υψηλή θερμική αγωγιμότητα	2. Θερμικοί μονωτές (εκτός από το διαμάντι)
3. Είναι στερεά (εκτός από τον Hg)	3. Είναι στερεά, υγρά ή αέρια
4. Έχουν μεταλλική λάμψη	4. Δεν έχουν μεταλλική λάμψη
5. Είναι ελατά και όλκιμα	5. Θραύονται όταν είναι στερεά
ΧΗΜΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ	
1. Σχηματίζουν κατιόντα	1. Σχηματίζουν ανιόντα
2. Σχηματίζουν ιοντικές ενώσεις με αμέταλλα	2. Σχηματίζουν ιοντικές ενώσεις με μέταλλα (πλην των ευγενών αερίων)
3. Ενώνονται μεταξύ τους με μεταλλικό δεσμό, σχηματίζοντας μεταλλικά πλέγματα	3. Ενώνονται μεταξύ τους με ομοιοπολικούς δεσμούς

Ατομική Ακτίνα

- Είναι η απόσταση από το κέντρο του πυρήνα μέχρι τα όρια του ηλεκτρονιακού νέφους.
- Σε περίπτωση που το άτομο βρίσκεται σε ελεύθερη κατάσταση:

$$r = n^{*2}\, \alpha_o \,/\, Z^*$$

n	1	2	3	4	5	6
n*	1,0	2,0	3,0	3,7	4,0	4,2

- n^*: ο δραστικός κβαντικός αριθμός
- α_o: η ακτίνα του Bohr (53 pm)
- Z^*: το δραστικό πυρηνικό φορτίο του τελευταίου κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση ηλεκτρονίου (αυτού με τη μέγιστη ενέργεια), το οποίο υπολογίζεται με βάση τους κανόνες του Slater.

Ατομική Ακτίνα

❖ Σε περίπτωση που το άτομο βρίσκεται σε δεσμική κατάσταση διακρίνουμε την:

❖Ομοιοπολική ακτίνα

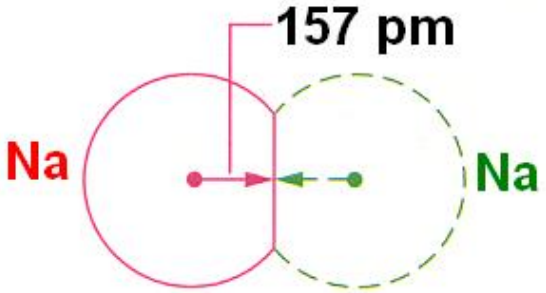
➢το ήμισυ της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο ατόμων του ιδίου στοιχείου, ενωμένων με απλό δεσμό

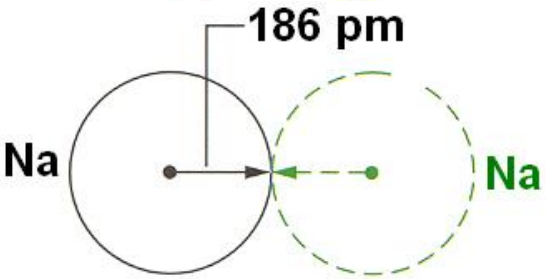
❖**Μεταλλική ακτίνα**

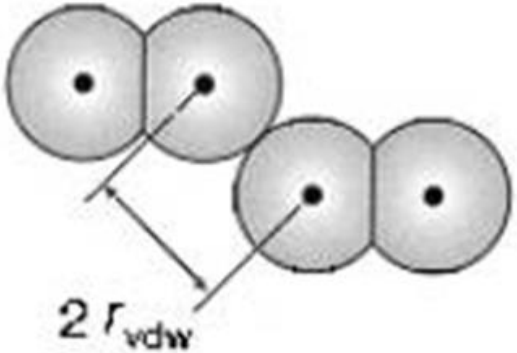
➢το ήμισυ της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων στο μεταλλικό πλέγμα

❖Ακτίνα Van der Waals

➢το ήμισυ της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο ατόμων του ιδίου στοιχείου, που εφάπτονται χωρίς να συνδέονται με ομοιοπολικό δεσμό



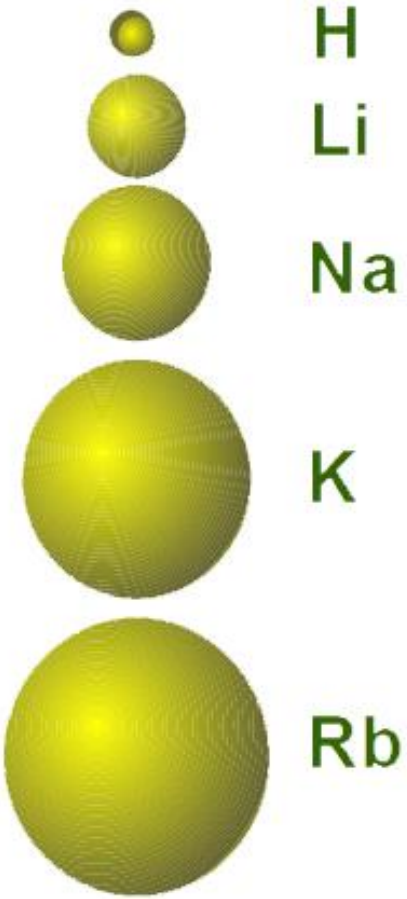




Ατομική Ακτίνα

❖ Η ατομική ακτίνα αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω σε μία ομάδα

➢Όπως κατεβαίνουμε από πάνω προς τα κάτω σε μία ομάδα, καθώς περνάμε από μία περίοδο σε μία άλλη προστίθενται στιβάδες με συνέπεια να τα άτομα να γίνονται μεγαλύτερα σε μέγεθος



Ατομική Ακτίνα

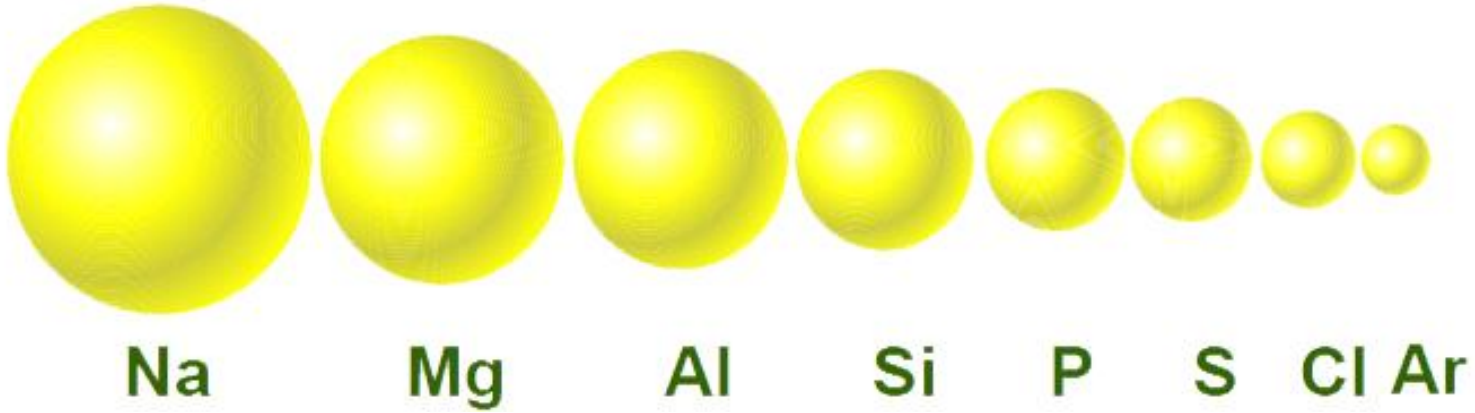
- Η ατομική ακτίνα μειώνεται από αριστερά προς τα δεξιά σε μία περίοδο

- Κατά μήκος μιας περιόδου

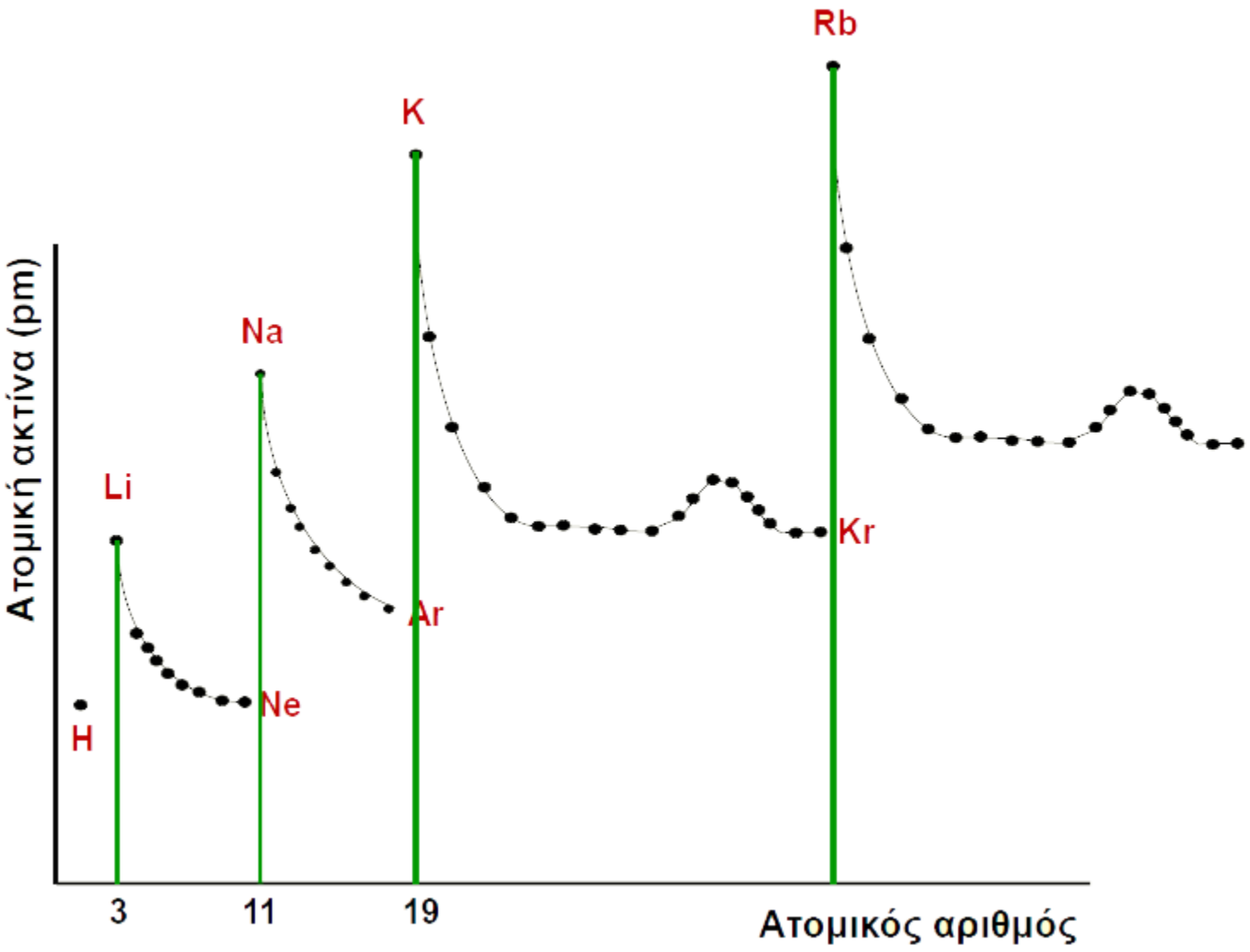
  - Τα ηλεκτρόνια προστίθενται στην ίδια στιβάδα

  - Αυξάνει το πυρηνικό φορτίο (δραστικό πυρηνικό φορτίο, Z*)

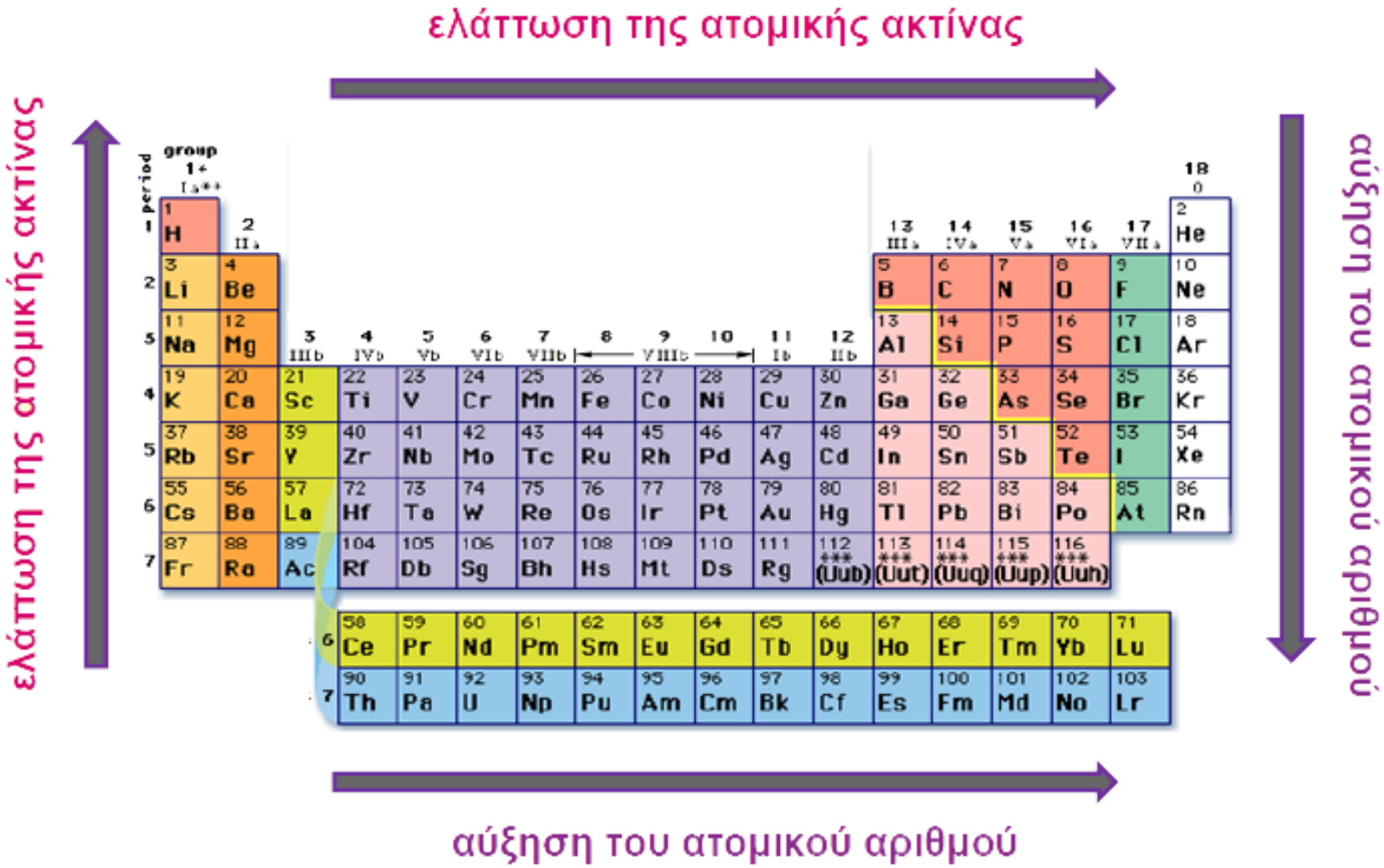
  - Τα ηλεκτρόνια έλκονται ισχυρότερα από τον πυρήνα με συνέπεια να μειώνεται το μέγεθός τους



Περιοδικότητα της Ατομικής Ακτίνας

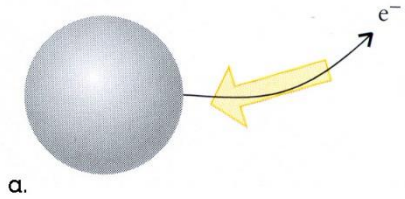


Περιοδικότητα της Ατομικής Ακτίνας



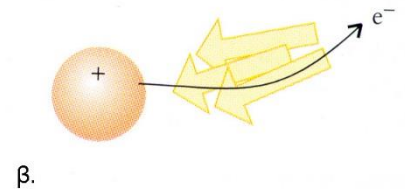
Ενέργεια Ιοντισμού (E_i)

- Είναι η ελάχιστη ενέργεια που απαιτείται για την απομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου, από ένα ελεύθερο, ουδέτερο και σε αέρια κατάσταση άτομο. Ονομάζεται ενέργεια πρώτου ιοντισμού ($E_{i,1}$).
- Ο ιοντισμός είναι ενδόθερμο φαινόμενο.



$$K(g) \longrightarrow K^{+}(g) + 1e^{-},\ E_{i,1} > 0$$

$$K^{+}(g) \longrightarrow K^{2+}(g) + 1e^{-},\ E_{i,2} > E_{i,1} > 0$$



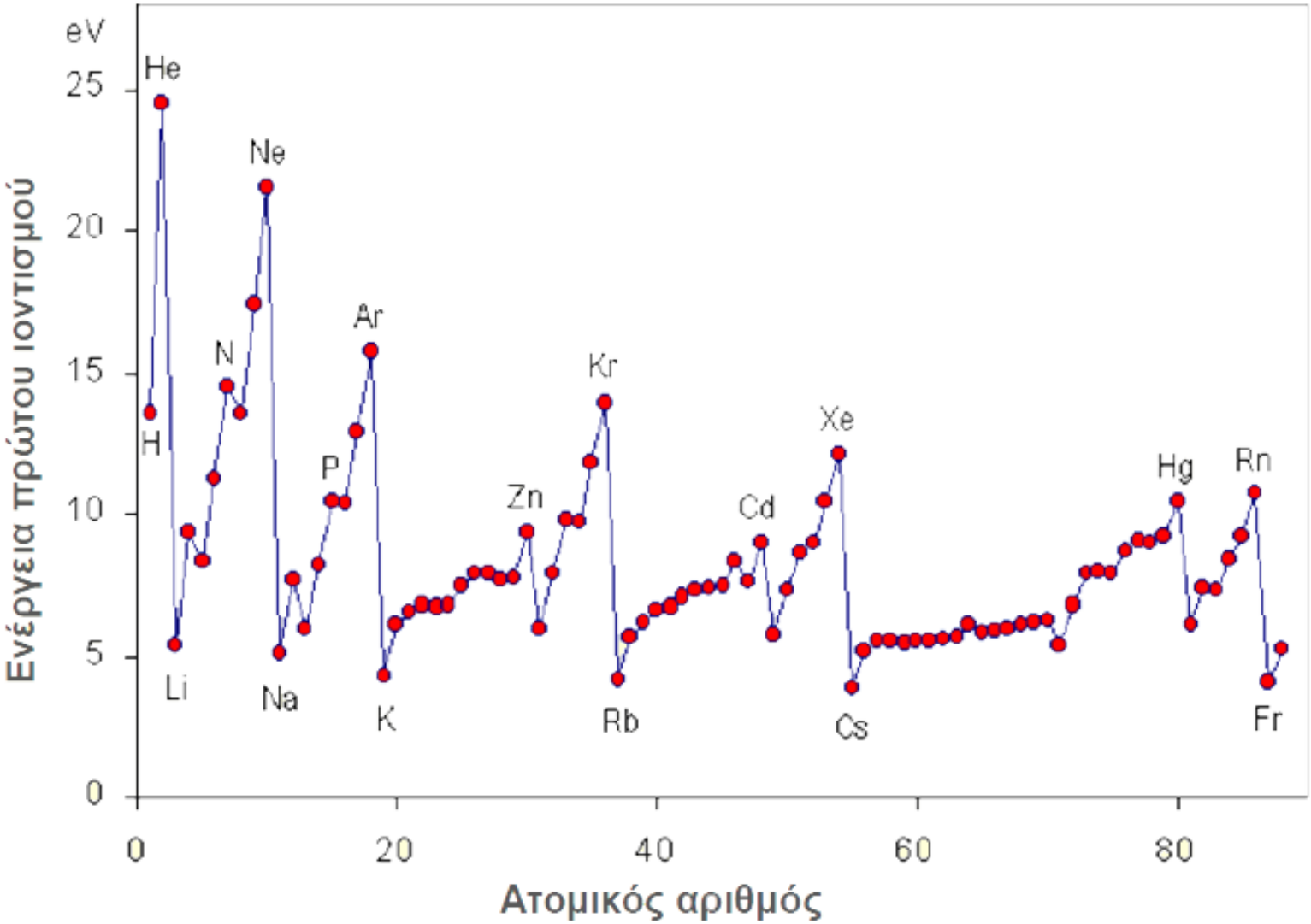
Ενέργεια Ιοντισμού (E_i)

- Η ενέργεια ιοντισμού αυξάνεται
  - από κάτω προς τα πάνω μέσα σε μία ομάδα
  - από αριστερά προς τα δεξιά μέσα σε μία περίοδο

- Η ενέργεια πρώτου ιοντισμού ($E_{i,1}$) είναι ανάλογη του δραστικού πυρηνικού φορτίου και άρα αυξάνεται καθώς πηγαίνουμε από αριστερά προς τα δεξιά σε μία περίοδο.
- Η ενέργεια πρώτου ιοντισμού ($E_{i,1}$) είναι αντιστρόφως ανάλογη του δραστικού κύριου κβαντικού αριθμού (n*) και άρα αυξάνεται με τη μείωση του, δηλαδή με τη μείωση του μεγέθους του ατόμου σε μία ομάδα (από κάτω προς τα πάνω).

$$E_{i\,1} = (Z^{*2} / n^{*2})\, E_{i\,H}$$

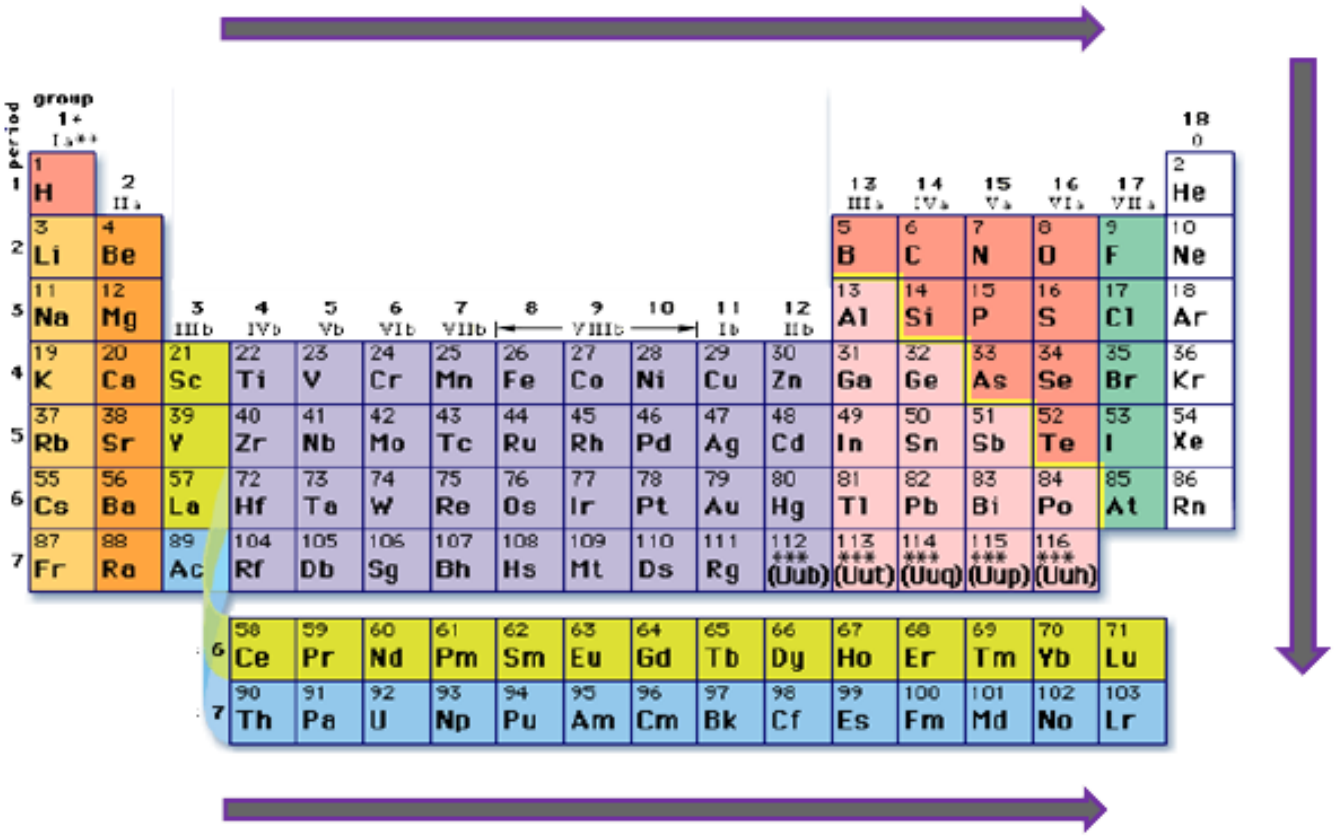
Περιοδικότητα της Ενέργειας ιοντισμού



Περιοδικότητα της Ενέργειας ιοντισμού

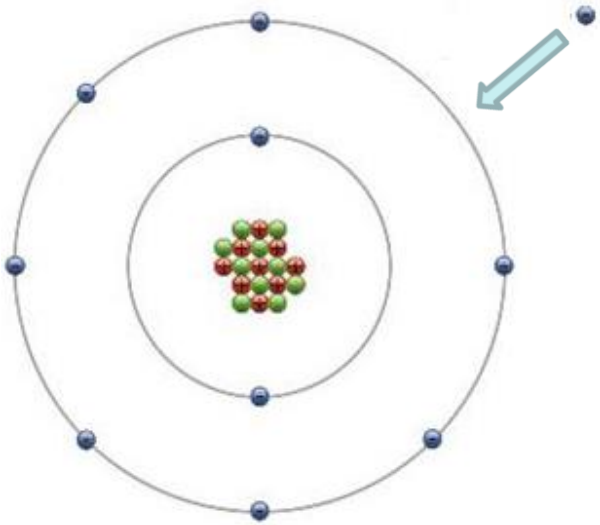
αύξηση της ενέργειας ιοντισμού

ελάττωση της ατομικής ακτίνας



Ενθαλπία Δέσμευσης Ηλεκτρονίου (ΔH_{EA})

- Είναι η ενέργεια που συνήθως απελευθερώνεται όταν ένα ελεύθερο, ουδέτερο και σε αέρια κατάσταση άτομο προσλάβει ένα ηλεκτρόνιο.
- Είναι συνήθως εξώθερμο φαινόμενο.

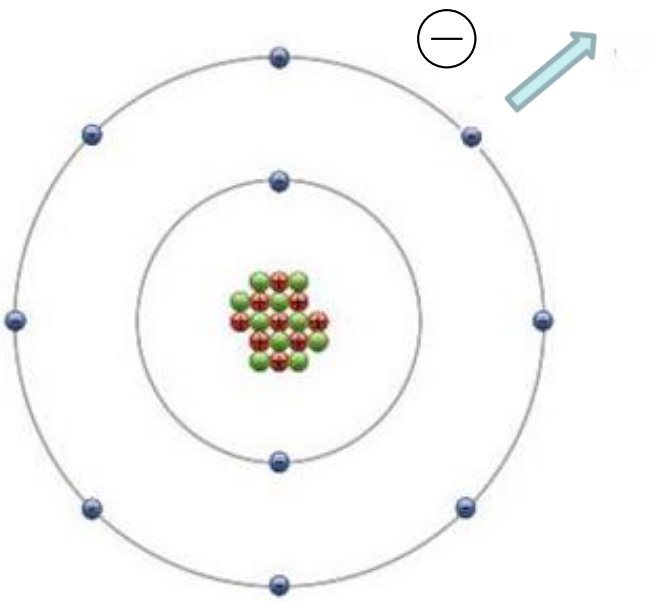


$$\Sigma(g) + e^- \rightarrow \Sigma(g)^-, \ \Delta H_{EA}$$

Ηλεκτρονιοσυγγένεια (E_{ea})

- Είναι η μεταβολή της ενέργειας που συνοδεύει την απόσπαση ενός ηλεκτρονίου από το ανιόν $Σ^-(g)$.

$$\Sigma(g)^- \rightarrow \Sigma(g) + e^-, \quad \Delta H = E_{ea}$$

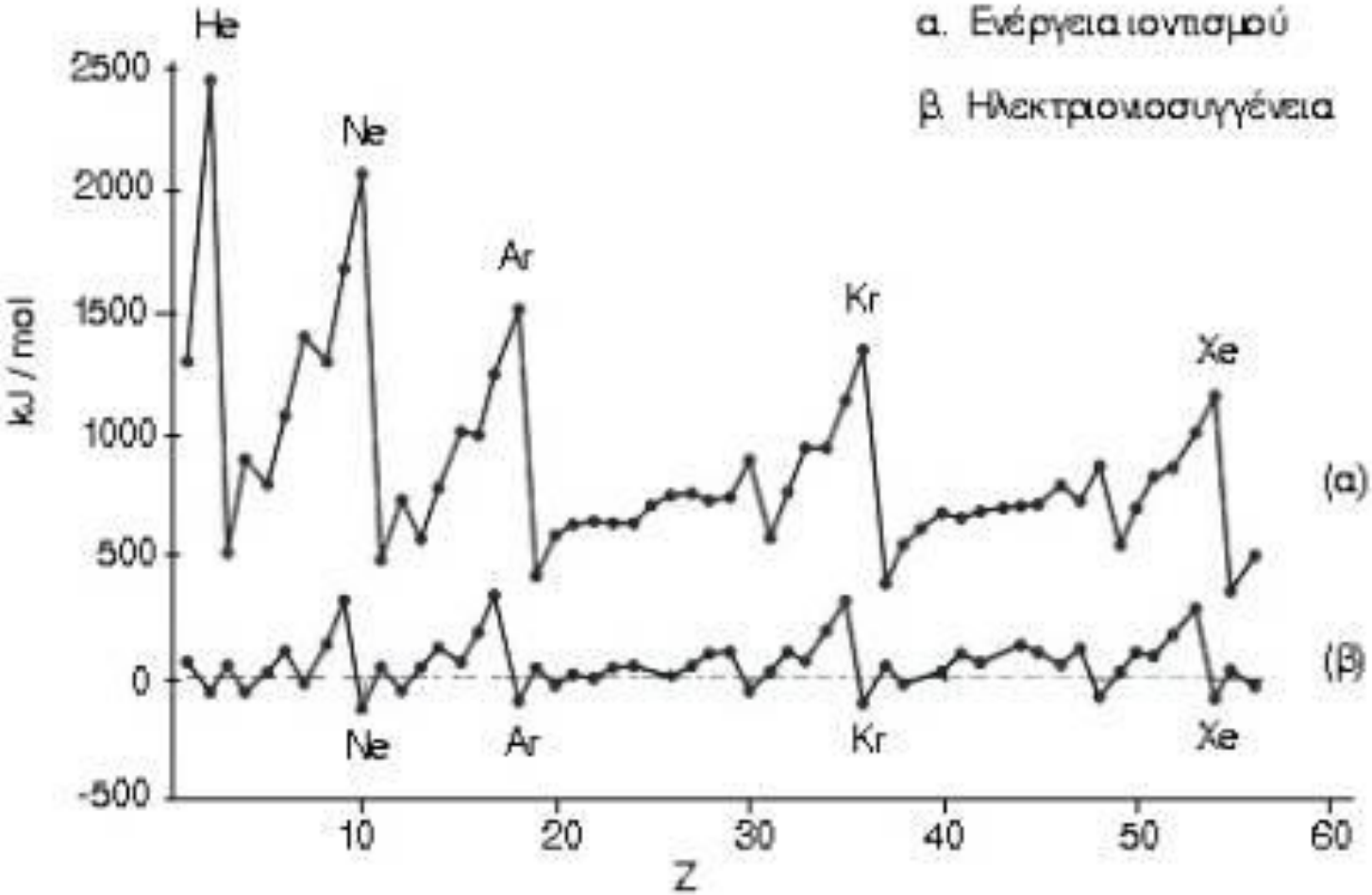


- Ισχύει ότι $E_{ea} = - \Delta H_{EA}$

➢Η ηλεκτρονιοσυγγένεια (E_{ea}) αυξάνεται με την αύξηση του δραστικού πυρηνικού φορτίου και άρα αύξηση από αριστερά προς τα δεξιά σε μία περίοδο.

➢Η ηλεκτρονιοσυγγένεια (E_{ea}) αυξάνεται με την μείωση του δραστικού κύριου κβαντικού αριθμού (n*) άρα από κάτω προς τα πάνω σε μία ομάδα.

Περιοδικότητα της Ηλεκτροσυγγένειας



Ηλεκτραρνητικότητα (χ)

- Είναι η τάση που έχει το άτομο ενός μορίου να έλκει προς το μέρος του ηλεκτρόνια.
- Η έννοια αυτή εισήχθη το 1932 από τον Pauling.

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	Ba 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7						

Ηλεκτραρνητικότητα (*χ*)

- Η ηλεκτραρνητικότητα αυξάνεται:

  - από κάτω προς τα πάνω μέσα σε μία ομάδα
  - από αριστερά προς τα δεξιά μέσα σε μία περίοδο

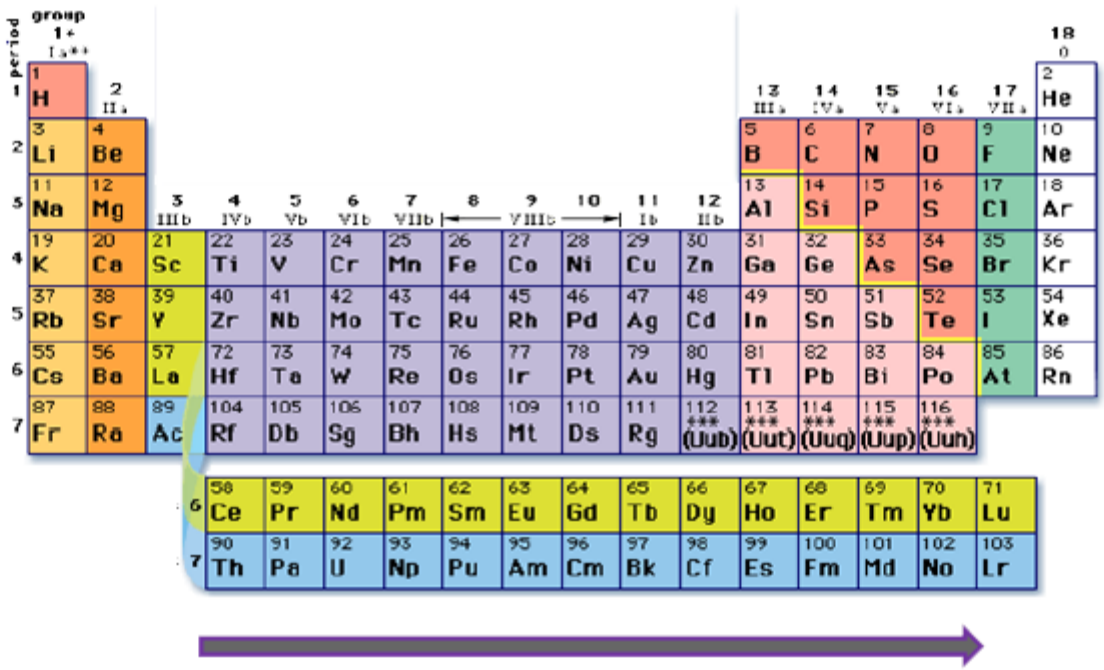
  - Τα μέταλλα είναι δότες ηλεκτρονίων και έχουν μικρές τιμές ηλεκτραρνητικότητας.
  - Τα αμέταλλα είναι δέκτες ηλεκτρονίων και έχουν μεγάλες τιμές ηλεκτραρνητικότητας.

Περιοδικότητα της Ηλεκτραρνητικότητας (χ)

αύξηση της ηλεκτραρνητικότητας

αύξηση της ενέργειας ιοντισμού

ελάττωση της ατομικής ακτίνας



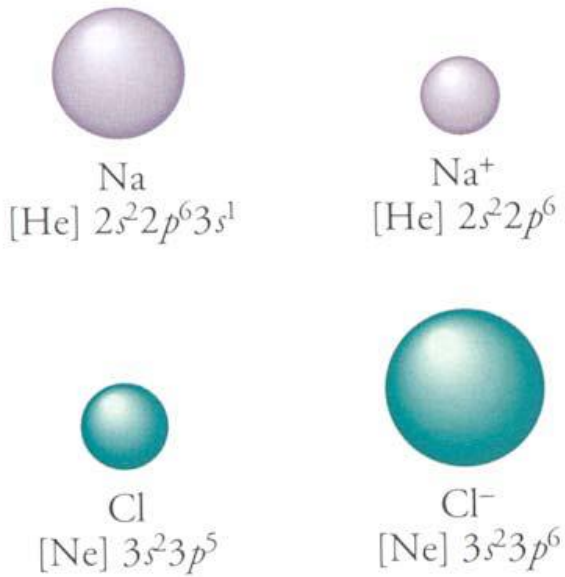
αύξηση του ατομικού αριθμού

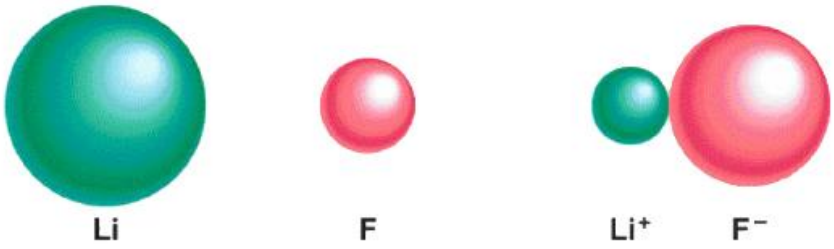
αύξηση του ατομικού αριθμού

Ιοντική ακτίνα

- Τα κατιόντα έχουν μικρότερο μέγεθος σε σχέση με τα άτομα από τα οποία προέρχονται.

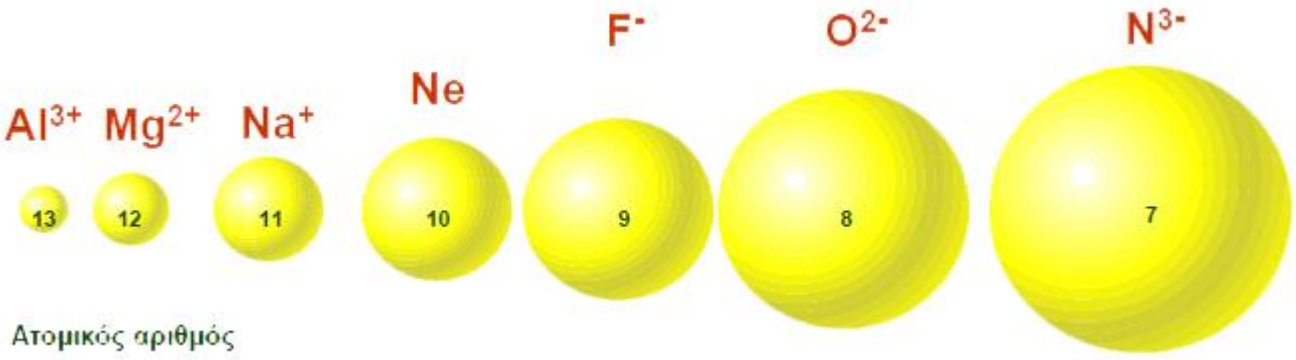
- Τα ανιόντα έχουν μεγαλύτερο μέγεθος σε σχέση με τα άτομα από τα οποία προέρχονται.





Ισοηλεκτρονιακά ιόντα

- Ισοηλεκτρονιακά είναι τα χημικά είδη που έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων και την ίδια ηλεκτρονιακή δομή.
- Τα ιόντα Al^{3+} Mg^{2+} Na^{+} Ne F^{-} O^{2-} N^{3-} έχουν από 10 ηλεκτρόνια και την ηλεκτρονιακή δομή του νέου, [Ne], $1s^2 2s^2 2p^6$, γι' αυτό είναι ισοηλεκτρονιακά.



Ασκήσεις

- Να υπολογισθεί η ακτίνα του ελευθέρου ατόμου $_{5}B$
- Ποια άτομα από τα ακόλουθα ζεύγη είναι μεγαλύτερα και γιατί;

  $_{14}Si$, $_{16}S$ / $_{14}Si$, $_{32}Ge$ / $_{19}K$, $_{20}Ca$ / $_{12}Mg$, $_{19}K$

- Να καταταγούν τα $_{11}Na$, $_{17}Cl$, $_{35}Br$, $_{13}Al$ κατά σειρά αυξανόμενου μεγέθους.

- Να διατάξετε τα επόμενα στοιχεία κατά αυξανόμενη ατομική ακτίνα:

  $_{9}F$, $_{11}Na$, $_{17}Cl$, $_{19}K$, $_{37}Rb$.

- Να συγκρίνετε το μέγεθος στα παρακάτω ζεύγη: $_{11}Na$, $_{11}Na^{+}$ / $_{17}Cl$, $_{17}Cl^{-}$ / $_{12}Mg^{2+}$, $_{20}Ca^{2+}$ / $_{26}Fe^{2+}$, $_{26}Fe^{3+}$ / $_{11}Na^{+}$, $_{12}Mg^{2+}$.

- Ποιο στοιχείο δείχνει υψηλότερη ενέργεια δεύτερου ιοντισμού και γιατί;

  $_{11}Na$, $_{12}Mg$ / $_{20}Ca$, $_{38}Sr$

Ασκήσεις

- Ποιο από τα στοιχεία $_{3}Li$ και $_{4}Be$ έχει μεγαλύτερη ενέργεια (α) πρώτου ιοντισμού και (β) δεύτερου ιοντισμού;

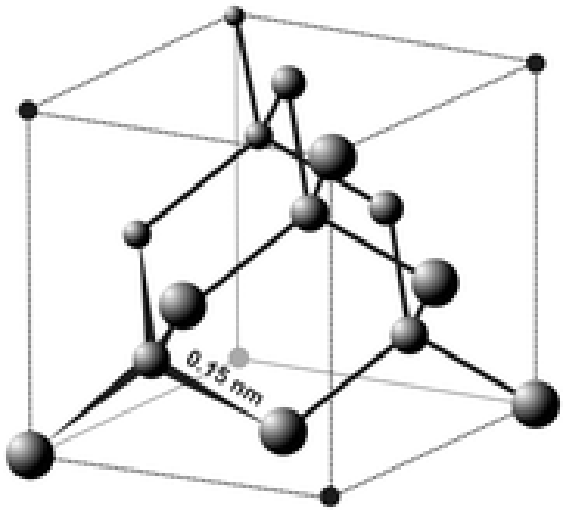
- Κατατάξετε κατά σειρά αυξανόμενης δυσκολίας σχηματισμού X^{+} τα στοιχεία : $_{9}F$, $_{15}P$, $_{17}Cl$, $_{16}S$.
- Να καταταγούν τα $_{37}Rb^{+}$, $_{39}Y^{3+}$, $_{35}Br^{-}$, $_{36}Kr$, $_{38}Sr^{2+}$, $_{34}Se^{2-}$ κατά σειρά αυξανόμενης ακτίνας.

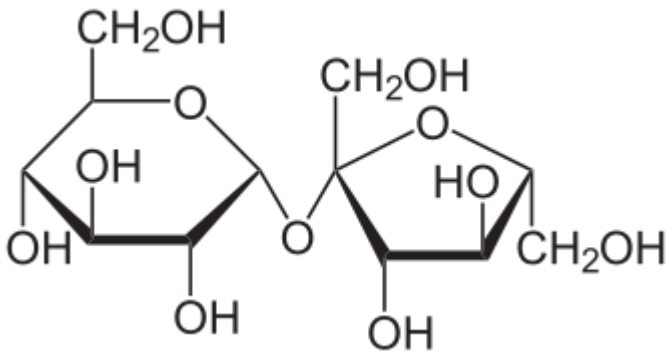
Είδη Δεσμών

- Οι ιδιότητες των ενώσεων οφείλονται σε δυνάμεις που αναπτύσσονται ανάμεσα στα δομικά στοιχεία της ύλης (άτομα, μόρια και ιόντα)
  - Οι δυνάμεις αυτές μπορεί να είναι ενδομοριακές, δηλαδή αναπτύσσονται μεταξύ των ατόμων ή ιόντων κατά τον σχηματισμό των χημικών ενώσεων
  - διαμοριακές: αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων (π.χ. στο H_2O, κλπ.)
- Ανάλογα με τη φύση του δεσμού διακρίνονται τα ακόλουθα είδη δεσμών:
  - Ιοντικός δεσμός ή ετεροπολικός
  - Ομοιοπολικός δεσμός
  - Μεταλλικός δεσμός
  - Διαμοριακοί δεσμοί: δεσμός υδρογόνου, δυνάμεις Van der Waals και δυνάμεις London

Ισχυρός ⟵⟶ *Ασθενής*

Ομοιοπολικός - Ιοντικός - μεταλλικός - Δευτερεύοντες


0.15 nm


CH2OH
O
OH
OH
OH
O
CH2OH
O
HO
CH2OH
OH

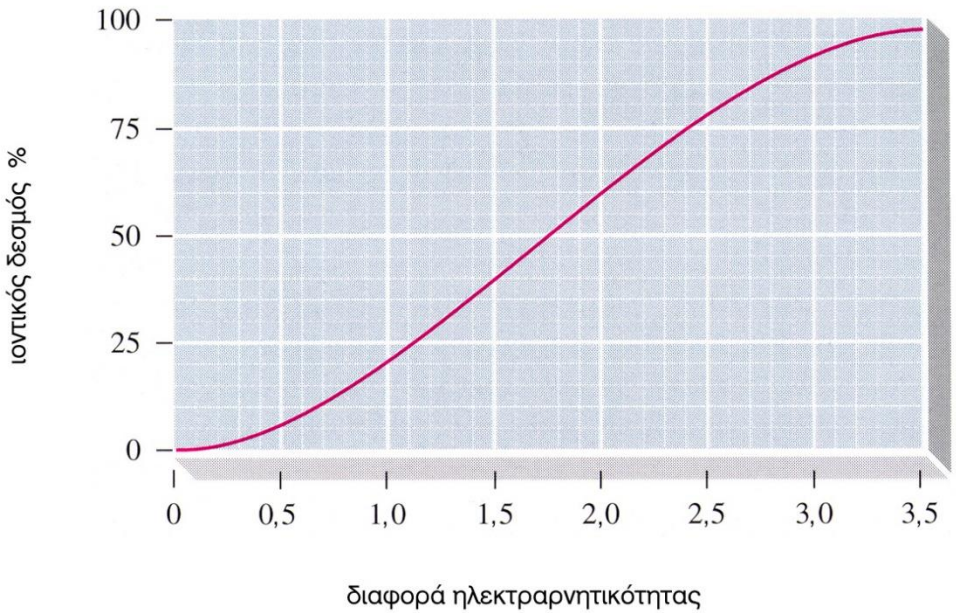
Οι δεσμοί των ατόμων σε μία ένωση ανάλογα με τη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας των ατόμων διακρίνονται σε:

- $\Delta\chi = 0 \Rightarrow$ καθαρά ομοιοπολικός δεσμός
- $0 < \Delta\chi < 1,7 \Rightarrow$ πολωμένος (ή πολικός) ομοιοπολικός δεσμός
- $\Delta\chi > 1,7 \Rightarrow$ ιοντικός δεσμός

Ποσοστό Ιοντικού Χαρακτήρα

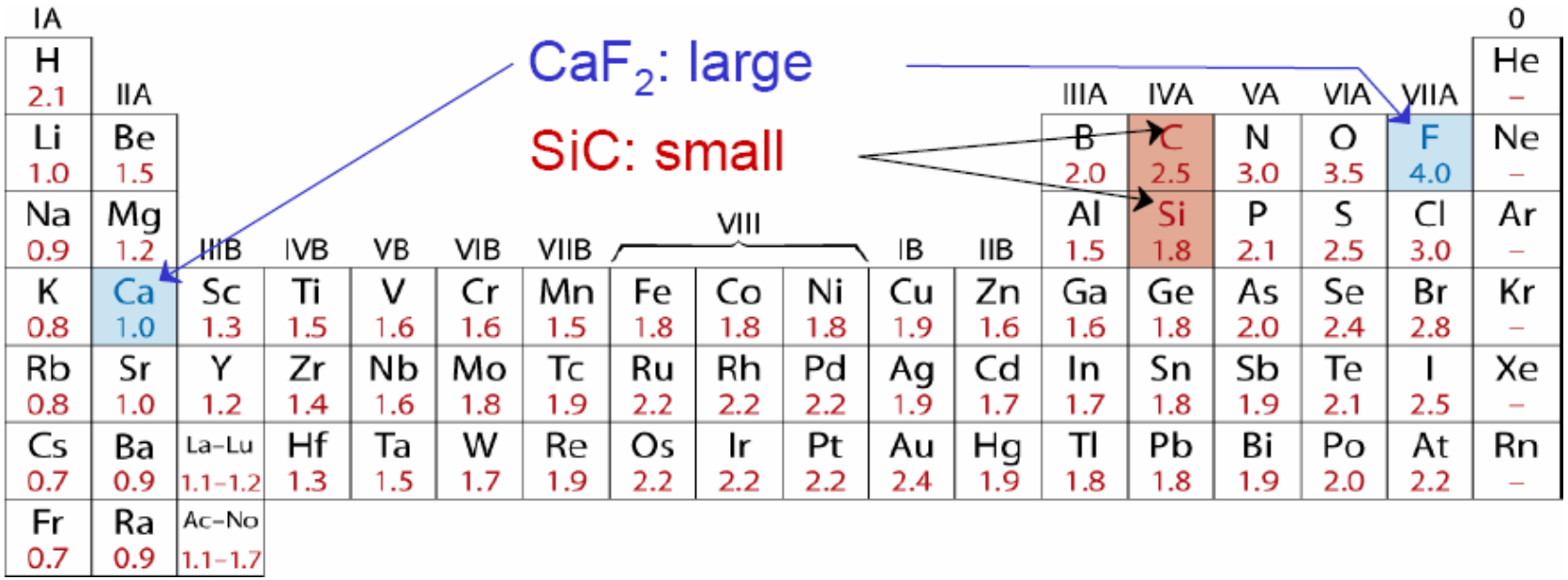
- Οι δεσμοί μεταξύ ατόμων είναι από καθαρώς ιοντικοί έως εντελώς ομοιοπολικοί και αυτό εξαρτάται από τις ηλεκτρο-αρνητικότητες των ατόμων.
- Το ποσοστό του ιοντικού χαρακτήρα ενός δεσμού μεταξύ δύο ατόμων Α και Β (όπου Α είναι το πιο ηλεκτροαρνητικό) δίνεται από τη σχέση:

$$\% \text{ ιοντικός χαρακτήρας} = \{1-\exp[-(0,25)(X_A-X_B)^2]\}\times 100$$



Ποσοστό Ιοντικού Χαρακτήρα

- % ιοντικού χαρακτήρα αυξάνει με την αύξηση της διαφοράς στην ηλεκτροαρνητικότητα των στοιχείων

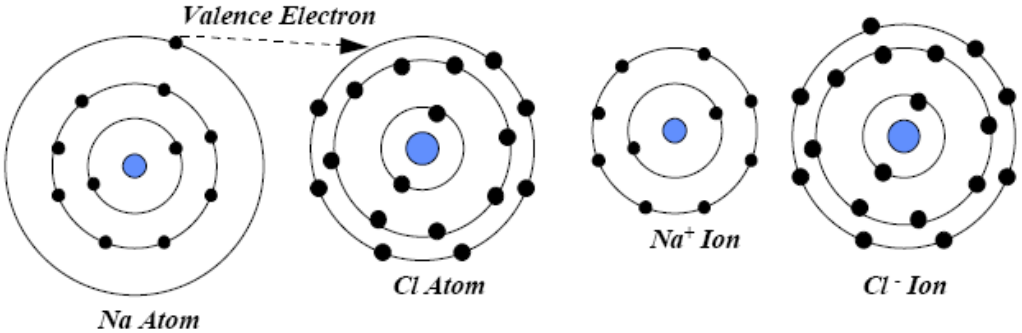


Υλικό	% Ιοντικός χαρακτήρας
CaF_2	89
MgO	73
Al_2O_3	63
SiO_2	51
Si_3N_4	30
SiC	12

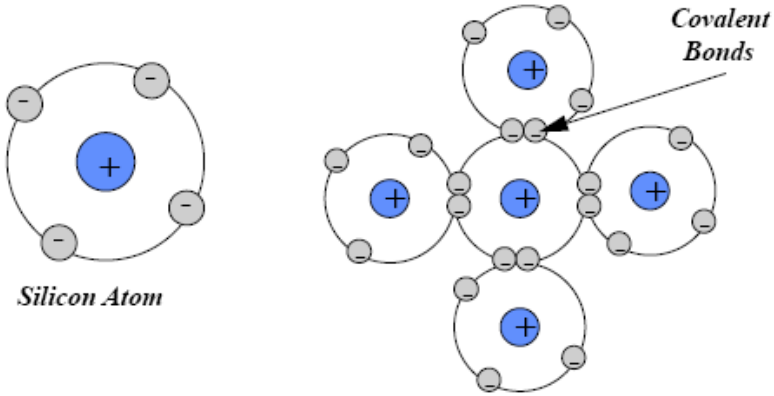
Ηλεκτρονιακή Θεωρία Σθένους (Θεωρία Kossel)

- *Τα άτομα που συμμετέχουν στη δημιουργία δεσμών τείνουν να αποκτήσουν σταθερή δομή ευγενούς αερίου (συμπληρωμένη στιβάδα σθένους με οκτώ ηλεκτρόνια) μέσω αποβολής, πρόσληψης ή αμοιβαίας συνεισφοράς ηλεκτρονίων. Εξαίρεση αποτελεί η στιβάδα Κ, η οποία συμπληρώνεται με 2 ηλεκτρόνια.*

  - *Ιοντικοί δεσμοί*

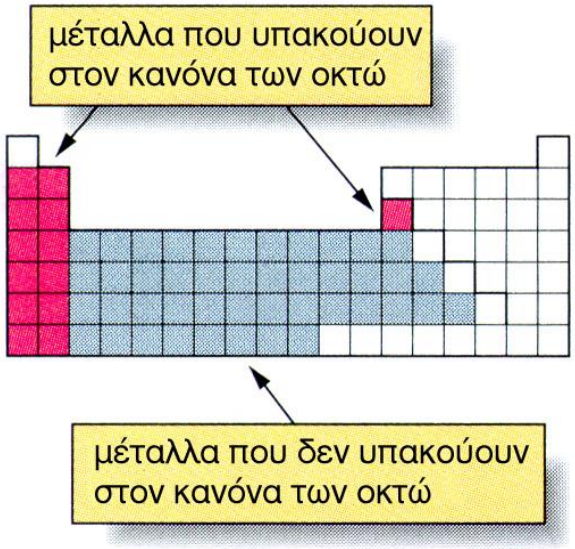


  - *Ομοιοπολικοί δεσμοί*



Αδυναμίες της Ηλεκτρονιακής Θεωρίας Σθένους

- Ο κανόνας της οκτάδας δεν μπορεί να εφαρμοστεί επιτυχώς για τα στοιχεία μετάπτωσης καθώς και για τα μέταλλα που ακολουθούν τα στοιχεία μετάπτωσης. Έτσι, τα μοναδικά μέταλλα τα οποία υπακούουν στον κανόνα των οκτώ είναι:

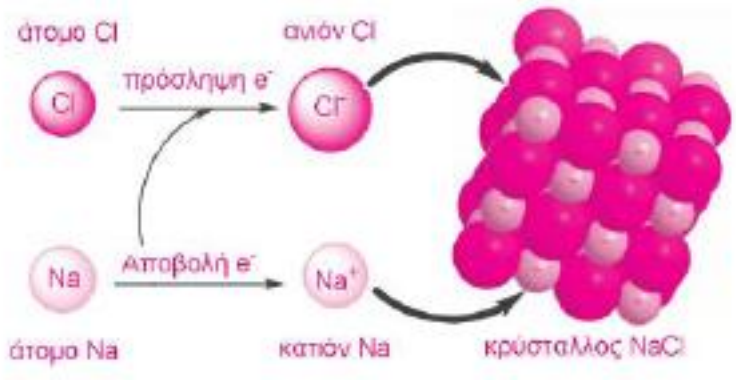


Ιοντικός Δεσμός

- Ο ιοντικός δεσμός είναι ηλεκτροστατικής φύσης και αναπτύσσεται μεταξύ ανιόντων και κατιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα της ένωσης
- Παράδειγμα σχηματισμού της ιοντικής ένωσης NaCl

$_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $\qquad$ $_{11}Na^+: 1s^2 2s^2 2p^6 + 1e-$

$_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 + 1e-$ $\qquad$ $_{17}Cl^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



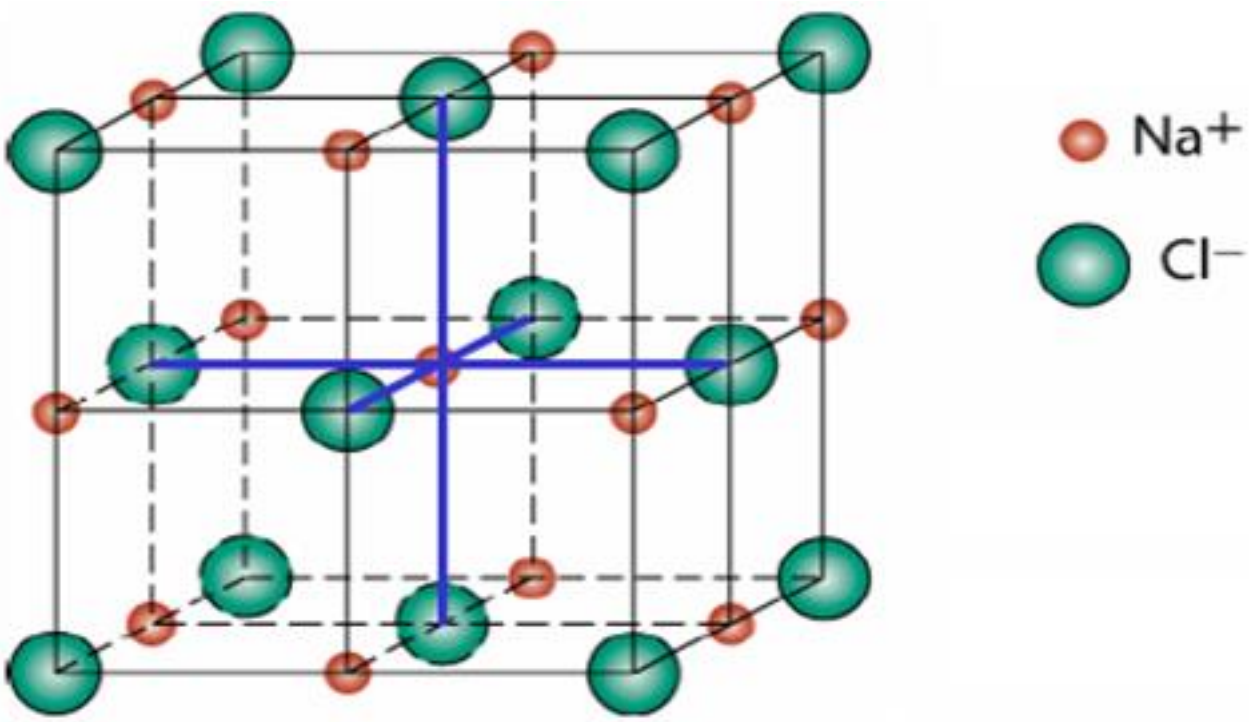
- Ηλεκτροστατικές δυνάμεις αναπτύσσονται μεταξύ των ιόντων Na^+ και Cl^- (ιοντικός δεσμός) και σχηματισμός της κρυσταλλικής ένωσης NaCl.

Ιοντικός δεσμός

- Αναπαράσταση του ιοντικού δεσμού με βάση το συμβολισμό κατά Lewis:
- Σύμφωνα με τη θεωρία Lewis, τα ηλεκτρόνια σθένους του κάθε ατόμου τοποθετούνται γύρω του με τη μορφή κουκίδων

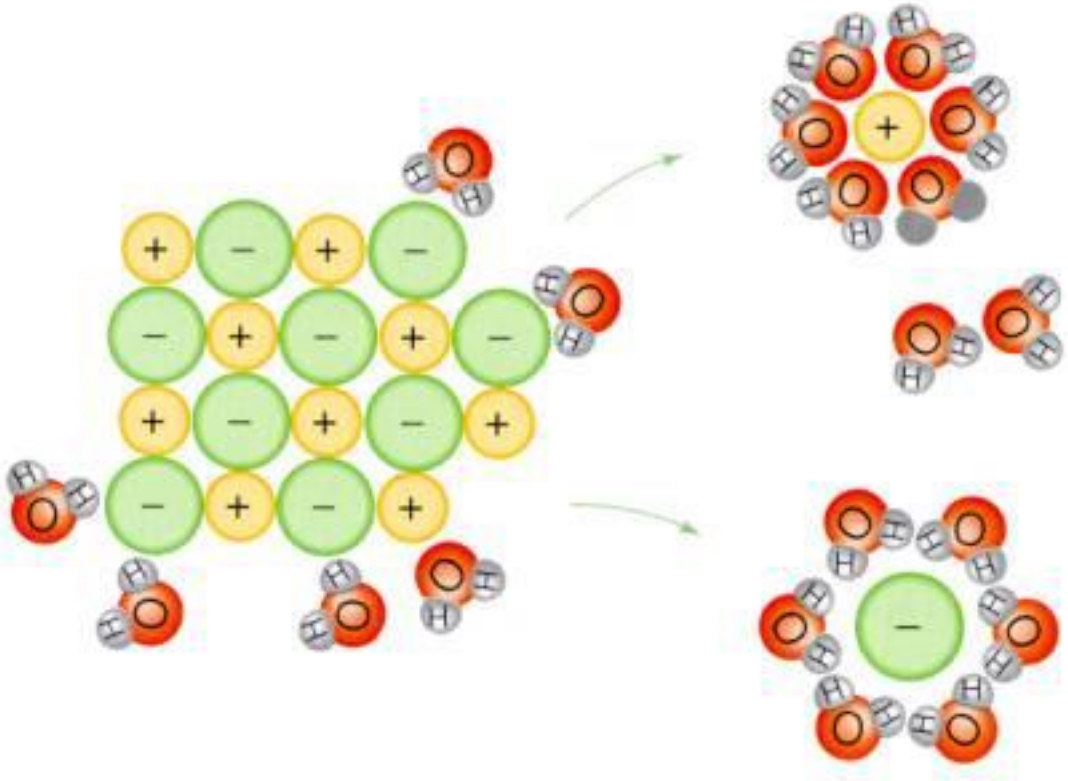
Ιοντικός Δεσμός

- Στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχει η έννοια του μορίου



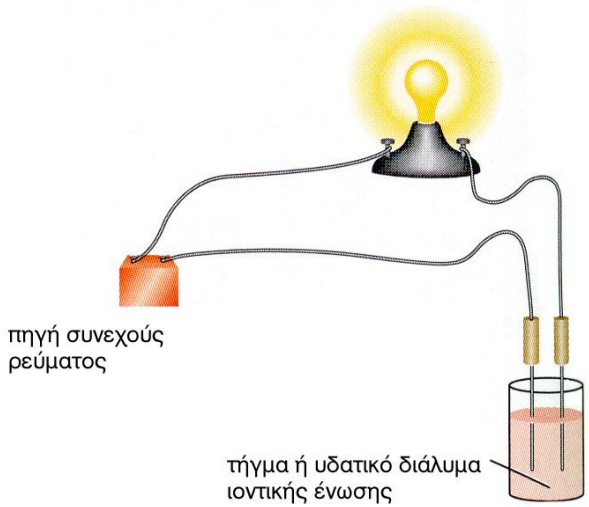
Ιοντικός Δεσμός

- Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι ευδιάλυτες στο νερό ή σε πολικούς διαλύτες



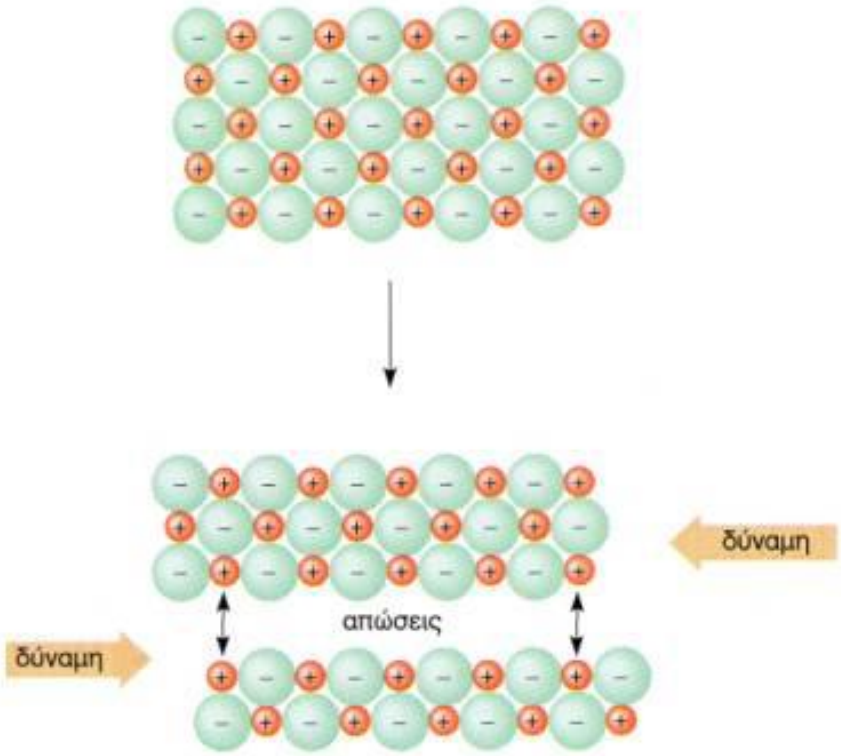
Ιοντικός Δεσμός

- Τα τήγματά τους και τα υδατικά τους διαλύματα έχουν μεγάλη αγωγιμότητα



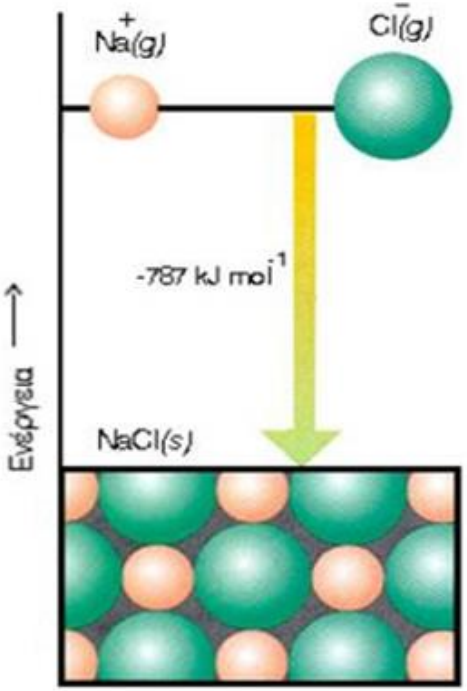
Ιοντικός Δεσμός

- Οι ιοντικοί τους κρύσταλλοι είναι συνήθως πολύ σκληροί και εύθραστοι, και όχι ελατοί και όλκιμοι όπως είναι οι κρύσταλλοι των μετάλλων



Ιοντικός δεσμός

- Ο σχηματισμός της ιοντικής ένωσης θα πρέπει να συνοδεύεται από ελάττωση της συνολικής ενέργειας του συστήματος δηλ. θα πρέπει να είναι εξώθερμη διαδικασία



- Ενωτική Ενέργεια Κρυσταλλικού Πλέγματος U (Lattice Energy)
- καλείται η ενέργεια που ελευθερώνεται κατά την δημιουργία 1 mol ιοντικής ένωσης από τα ιόντα που βρίσκονται στην αέρια κατάσταση, όταν δηλαδή φέρονται τα ιόντα από άπειρη απόσταση στο κρυσταλλικό πλέγμα

$$M^+ (g) + A^- (g) \rightarrow MA (s)$$