

# 2 ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ - ΔΕΣΜΟΙ

## Εισαγωγή

Στο πρώτο κεφάλαιο γνωρίσαμε την ύλη σαν «δάσος», από μακριά, μακροσκοπικά. Τώρα είναι ώρα να διακρίνουμε το «δέντρο», τη βασική δηλαδή μονάδα του «δάσους-ύλης». Και αυτό δεν είναι άλλο από το *άτομο* και το σταθερό σύμπλεγμα των ατόμων που είναι το *μόριο*. Θα έλεγε κανείς ότι το περιεχόμενο του κεφαλαίου που ακολουθεί συνοψίζεται στις λέξεις *η δομή της ύλης*.

Ξεκινά λοιπόν κανείς από τη δομή του ατόμου δίνοντας την πρώτη κατά Bohr - Rutherford προσέγγιση του πλανητικού προτύπου με τις ηλεκτρονιακές στιβάδες και τις κατανομές ηλεκτρονίων σ' αυτές. Μην ξεχνάμε ότι πριν από την ανάπτυξη της *κυματομηχανικής* πολλά φαινόμενα μπόρεσαν να ερμηνευθούν με τις ηλεκτρονιακές κατανομές κατά Bohr και τα ηλεκτρόνια της *εξώτατης στιβάδας*.

Στη συνέχεια αναφέρεται η σπουδαιότερη ίσως έμμεση απόδειξη της ηλεκτρονιακής δομής των ατόμων - στοιχείων, που είναι ο *περιοδικός πίνακας*. Το ιστορικό της ανακάλυψης, της συμπλήρωσης (που είναι ίσως ακόμη «ανοικτή») και της ερμηνείας του αποτελούν βασικές γνώσεις για τη διαμόρφωση της χημικής σκέψης.

Ακολουθεί το κεντρικότερο θέμα στη μελέτη της χημείας, που είναι η απάντηση στο θεμελιακό ερώτημα: *γιατί και πώς ενώνονται τα στοιχεία*; Η απάντηση δίνεται στους *χημικούς δεσμούς*. Η θεωρία των «οκτώ» δίνει μία πρώτη προσέγγιση στο γιατί, και οι *ηλεκτρικής φύσης δυνάμεις* απαντά στο πώς. Δυνάμεις που οδηγούν στη δημιουργία ενός σταθερού και μικρής ενέργειας συγκροτήματος (π.χ. *μόριο*). Τα *είδη των δεσμών* και οι *ιδιότητες* που το είδος του δεσμού επιβάλλει στις ενώσεις, πρέπει να είναι ένα από τα κεντρικά σημεία της συζήτησης. Σημαντικό επίσης είναι να μπορεί κανείς να προβλέπει το είδος του χημικού δεσμού που θα προκύψει με βάση κάποια χαρακτηριστικά των συνδεομένων ατόμων.

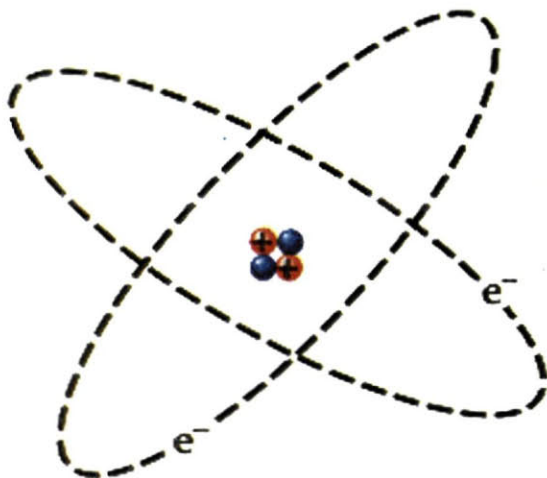
Το κεφάλαιο κλείνει με μία εφαρμογή θα έλεγε κανείς της ηλεκτρονιακής θεωρίας, που είναι η γραφή των *χημικών τύπων*. Η ηλεκτρονιακή θεωρία προβλέπει π.χ. αν ένα άτομο νατρίου ενώνεται με ένα άτομο χλωρίου. Πώς όμως αυτό μεταφράζεται στη γραφή του τύπου του *χλωριούχου νατρίου* (NaCl); Γιατί γράφουμε H<sub>2</sub>O και όχι HO<sub>2</sub>; Πώς αυτή η *ενωτική ικανότητα των στοιχείων* - κατά παλαιότερη έκφραση - εκφράζεται και βοηθά στην αναγραφή των χημικών τύπων των ενώσεων, χωρίς την ανάγκη αναφοράς ηλεκτρονικών δομών; Έτσι, με τους *αριθμούς οξείδωσης* η γλώσσα της χημείας αποκτά την «ορθογραφία» της ...

## 2.1 Ηλεκτρονική δομή των ατόμων

### Ένα απλό μοντέλο για το άτομο

Μην ξεχνάμε ότι τα πάντα αποτελούνται από άτομα. Ένα κομμάτι μέταλλο ή ένας κόκκος αλατιού ή μία σταγόνα νερού δεν είναι παρά στοιβαγμένα άτομα διαταγμένα με τέτοιο τρόπο, ώστε να προδιαγράφουν με ένα μοναδικό τρόπο τις ιδιότητες του κάθε σώματος. Γι' αυτό και το ενδιαφέρον για τη διερεύνηση του ατόμου έχει μείνει αμείωτο εδώ και χιλιάδες χρόνια, από την εποχή του Δημόκριτου μέχρι σήμερα. Τα βραβεία Νόμπελ χημείας 1998, αφορούσαν για μία ακόμα φορά τη μελέτη της ατομικής δομής. Οι σύγχρονες αντιλήψεις γύρω από το άτομο είναι βασισμένες στις αρχές της κβαντομηχανικής, μιας μηχανικής φτιαγμένης στα μέτρα του απειροελάχιστου κόσμου των ατόμων. Όμως, οι αντιλήψεις αυτές έχουν μία πολυπλοκότητα που δύσκολα καμιά φορά μπορεί να παρακολουθήσει ακόμα και ο ειδικός.

Μία πολύ απλή εικόνα σχετικά με το άτομο, ξεπερασμένη βέβαια σήμερα, μας έχει δώσει ο Bohr, εμπνευσμένος από τη βαρύτητα και αξιοποιώντας τα πειραματικά δεδομένα του Rutherford για την ανακάλυψη του πυρήνα. Το ατομικό πρότυπο του Bohr αποτελεί μία μινιατούρα πλανητικού συστήματος. Το άτομο αποτελείται από τον πυρήνα, που περιέχει τα θετικά φορτισμένα πρωτόνια και τα ουδέτερα νετρόνια. Στον πυρήνα είναι πρακτικά συγκεντρωμένη η μάζα του ατόμου. Γύρω από τον πυρήνα και σε αρκετά μεγάλες αποστάσεις κινούνται σε **καθορισμένες (επιτρεπτές) τροχιές** τα ηλεκτρόνια. Τα ηλεκτρόνια που κινούνται στην ίδια περίπου απόσταση από τον πυρήνα λέμε ότι βρίσκονται στην ίδια **στιβάδα ή φλοιό ή ενεργειακή στάθμη**.



**ΣΧΗΜΑ 2.1** Το πλανητικό ατομικό μοντέλο

Όταν τα άτομα δεν είναι σε διέγερση, τα ηλεκτρόνιά τους κατανέμονται σε επτά το πολύ στιβάδες, τις K, L, M, N, O, P, και Q. Κάθε στιβάδα χα-



Ο Δημόκριτος (460-370 π.Χ.) διέτύπωσε την άποψη ότι η ύλη αποτελείται από πολύ μικρά σωματίδια που δεν μπορούν να διαιρεθούν σε άλλα απλούστερα. Τα σωματίδια αυτά ονόμασε **ατόμους** (άτομα).



N. Bohr (1885-1965). Δανός φυσικός διέτελεσε διευθυντής στο Ινστιτούτο θεωρητικής φυσικής στην Κοπεγχάγη. Τιμήθηκε με το βραβείο Νόμπελ φυσικής το 1922 για την θεωρία του περί κβαντισμένων (καθορισμένων) ηλεκτρονικών τροχιών. Είχε πει για τον 20ο αιώνα: «Σε όλη την ιστορία των επιστημών δεν υπάρχει άλλη περίοδος αντίστοιχη του αιώνα μας, όπου η εξερεύνηση του κόσμου των ατόμων ήταν η απαρχή τεράστιων εξελίξεων. Ωστόσο, κάθε αύξηση των γνώσεών μας και της δύναμής μας αυξάνει αυτομάτως την ευθύνη μας».

ρακτηρίζεται από έναν αριθμό που συμβολίζεται με  $n$  και ονομάζεται **κύριος κβαντικός αριθμός**.

Για  $n = 1$  έχουμε την πλησιέστερη προς τον πυρήνα στιβάδα, την K, για  $n = 2$  έχουμε τη στιβάδα L, κλπ. Όσο απομακρυνόμαστε από τον πυρήνα, τόσο αυξάνεται η ενεργειακή στάθμη της στιβάδας. Δηλαδή,

$$E_K < E_L < E_M < \dots$$

Το ερώτημα που πολλές φορές τίθεται είναι ποιο ατομικό πρότυπο θα πρέπει να ακολουθήσουμε; Η απάντηση στο ερώτημα αυτό είναι ότι εξαρτάται... Εξαρτάται από τη χρήση που κάνουμε. Για παράδειγμα, στα πλαίσια της ύλης της Α' Λυκείου το μοντέλο του Bohr φτάνει. Εξάλλου η ατομική θεωρία του Dalton, παρά την απλότητά της, κατέχει κυρίαρχη θέση, καθώς αποτελεί τη βάση των διαφόρων χημικών υπολογισμών (προσδιορισμοί σχετικών ατομικών, μοριακών μαζών, στοιχειομετρικοί υπολογισμοί, κλπ.) που θίγονται στο κεφάλαιο 4. Στη θεωρία αυτή (ατομική θεωρία του Dalton) εστιάστηκαν οι χημικοί του 19<sup>ου</sup> αιώνα για να οικοδομήσουν τη χημική επιστήμη.

### Κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες

Για τη διάταξη των ηλεκτρονίων σε στιβάδες (ηλεκτρονιακή δομή) ακολουθούμε τους εξής κανόνες:

1. Ο **μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων** που μπορεί να πάρει κάθε μία από τις τέσσερις πρώτες στιβάδες δίνεται από τον τύπο  $2n^2$ , όπου  $n$  ο κύριος κβαντικός αριθμός, δηλαδή ο αριθμός της στιβάδας. Έτσι η K μπορεί να πάρει έως 2 ηλεκτρόνια, η L έως 8 ηλεκτρόνια, η M έως 18 ηλεκτρόνια και η N έως 32 ηλεκτρόνια.
2. Η τελευταία στιβάδα οποιουδήποτε ατόμου δεν μπορεί να έχει περισσότερα από 8 ηλεκτρόνια. Εκτός αν είναι η K που συμπληρώνεται με 2 ηλεκτρόνια.
3. Η προτελευταία στιβάδα δεν μπορεί να περιέχει περισσότερα από 18 ηλεκτρόνια, αλλά ούτε και λιγότερα από 8. Εκτός αν είναι η K που έχει το πολύ 2.

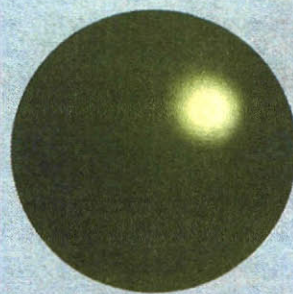
Με βάση τους παραπάνω κανόνες, μπορούμε να βρούμε την κατανομή των ηλεκτρονίων στα 20 πρώτα στοιχεία. (ατομικός αριθμός 1-20), όπως φαίνεται στον Πίνακα 2.1.

#### Παράδειγμα 2.1

Να κατανεμηθούν τα 19 ηλεκτρόνια του ατόμου του καλίου (K) σε στιβάδες.

##### ΛΥΣΗ

Πρώτα συμπληρώνεται η στιβάδα K με 2 ηλεκτρόνια και στη συνέχεια η στιβάδα L με 8 ηλεκτρόνια. Απομένουν 9 ηλεκτρόνια. Η κατανομή όμως 2,8,9 δεν υπακούει στον κανόνα «η εξωτερική στιβάδα δε μπορεί να έχει περισσότερα από 8 ηλεκτρόνια». Έτσι, η ηλεκτρονιακή δομή του καλίου γίνεται (2,8,8,1).



Τα βασικά σημεία της **ατομικής θεωρίας του Dalton** είναι:

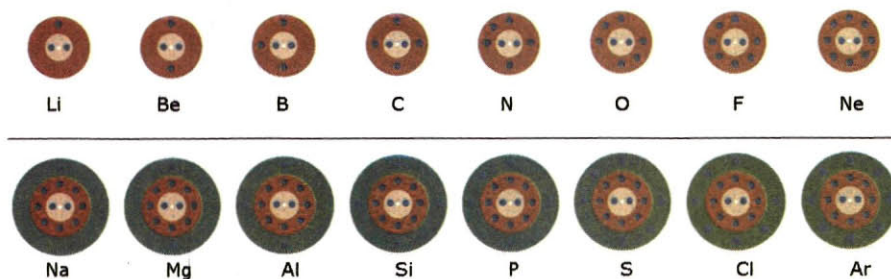
- Οι καθαρές ουσίες (στοιχεία ή χημικές ενώσεις) αποτελούνται από μικροσκοπικά, αόρατα και αδιάκριτα σωματίδια, τα άτομα.
- Τα άτομα του ίδιου στοιχείου είναι όμοια. Άτομα διαφορετικών στοιχείων διαφέρουν ως προς το βάρος τους.
- Τα άτομα των στοιχείων συνδυάζονται μεταξύ τους με απλές αναλογίες (π.χ. 1:1, 1:2, 1:3), ώστε να σχηματίσουν χημικές ενώσεις (στοιχειομετρία χημικών ενώσεων).

## Εφαρμογή

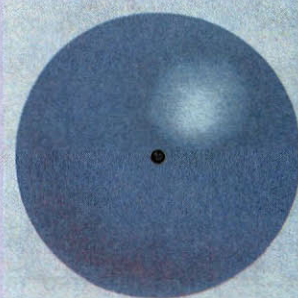
Να βρεθεί και να ερμηνευθεί η ηλεκτρονιακή δομή του  $^{17}\text{Cl}$

**ΠΙΝΑΚΑΣ 2.1** Κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες, στα στοιχεία με ατομικό αριθμό  $Z=1-20$

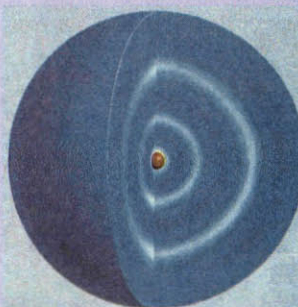
| Z  | στοιχείο    | K | L | M | N |
|----|-------------|---|---|---|---|
| 1  | H υδρογόνο  | 1 |   |   |   |
| 2  | He ήλιο     | 2 |   |   |   |
| 3  | Li λίθιο    | 2 | 1 |   |   |
| 4  | Be βηρύλλιο | 2 | 2 |   |   |
| 5  | B βόριο     | 2 | 3 |   |   |
| 6  | C άνθρακας  | 2 | 4 |   |   |
| 7  | N άζωτο     | 2 | 5 |   |   |
| 8  | O οξυγόνο   | 2 | 6 |   |   |
| 9  | F φθόριο    | 2 | 7 |   |   |
| 10 | Ne νέο      | 2 | 8 |   |   |
| 11 | Na νάτριο   | 2 | 8 | 1 |   |
| 12 | Mg μαγνήσιο | 2 | 8 | 2 |   |
| 13 | Al αργίλιο  | 2 | 8 | 3 |   |
| 14 | Si πυρίτιο  | 2 | 8 | 4 |   |
| 15 | P φώσφορος  | 2 | 8 | 5 |   |
| 16 | S θείο      | 2 | 8 | 6 |   |
| 17 | Cl χλώριο   | 2 | 8 | 7 |   |
| 18 | Ar αργό     | 2 | 8 | 8 |   |
| 19 | K κάλιο     | 2 | 8 | 8 | 1 |
| 20 | Ca ασβέστιο | 2 | 8 | 8 | 2 |



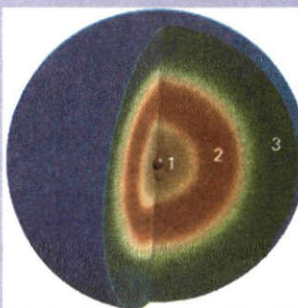
**ΣΧΗΜΑ 2.2** Διαγραμματική απεικόνιση της κατανομής των ηλεκτρονίων σε στιβάδες (φλοιούς). Η ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων, όπως φαίνεται στο σχήμα, εμφανίζει μια περιοδικότητα η οποία τελικά εκφράζεται στον περιοδικό πίνακα.



**Το ατομικό πρότυπο του Rutherford**: η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη σε ένα πολύ μικρό χώρο, τον πυρήνα. Τα ηλεκτρόνια διευθετούνται γύρω από τον πυρήνα με ακαθόριστο τρόπο.



**Το ατομικό πρότυπο του Bohr**: Σ' αντίθεση με το α-σταθές πρότυπο του Rutherford, τα ηλεκτρόνια κινούνται σε καθορισμένες (επιτρεπτές) τροχιές. Η ιδέα της επιτρεπτής τροχιάς και καί' επέκταση της ηλεκτρονιακής στιβάδας (ή φλοιού) βασίζεται στις αντιλήψεις του Bohr.



Εικονική παρουσίαση των ηλεκτρονιακών στιβάδων ή φλοιών.

## 2.2 Κατάταξη των στοιχείων (Περιοδικός Πίνακας) Χρησιμότητα του Περιοδικού Πίνακα

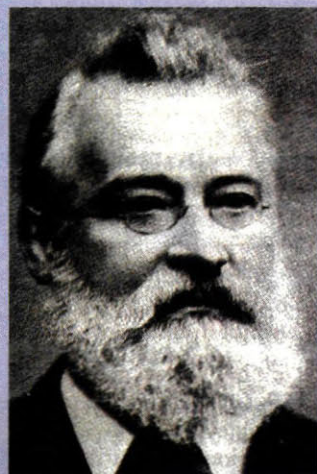
### Περιοδικός Πίνακας των στοιχείων

Ο περιοδικός πίνακας είναι αναμφισβήτητα μία από τις σπουδαιότερες έννοιες της χημείας. Αποτελεί απόδειξη ότι τα χημικά στοιχεία δεν είναι ένα συνονθύλευμα ουσιών, αλλά αντίθετα τα στοιχεία εκδηλώνουν γενικές τάσεις και συγκροτούν οικογένειες με παραπλήσιες ιδιότητες. Η γνώση του περιοδικού πίνακα είναι απαραίτητη σ' εκείνον που θέλει να κατανοήσει τον κόσμο, να δει τον τρόπο με τον οποίο έχει κατασκευαστεί από τους θεμελιώδεις δομικούς λίθους της χημείας, τα χημικά στοιχεία.

Ο σημερινός περιοδικός πίνακας είναι αποτέλεσμα πολλών προσπαθειών. Αξίζει να αναφερθούμε στην προσπάθεια του Άγγλου χημικού Newlands, ο οποίος το 1864 πρότεινε να ταξινομηθούν τα στοιχεία κατά οκτάβες. Η βάση για την ταξινόμησή του ήταν η παρατήρηση ότι, αν τα στοιχεία καταταχθούν κατά αυξανόμενη σχετική ατομική μάζα (ατομικό βάρος), κάθε όγδοο στοιχείο παρουσιάζει ανάλογες ιδιότητες με το πρώτο. Κάθε όγδοο στοιχείο δηλαδή παρουσιάζει μίαν αρμονία, κάνοντας έτσι έναν ατυχή παραλληλισμό με τη μουσική κλίμακα (αρμονικές σχέσεις παρουσιάζονται κάθε οκτώ βήματα). Τον ίδιο χρόνο, το 1864, ο Γερμανός Meyer έδειξε ότι υπάρχει μία περιοδική σχέση μεταξύ των ιδιοτήτων των στοιχείων π.χ. του ατομικού όγκου και της σχετικής ατομικής μάζας.

Πολύ πιο μακριά, στην Αγία Πετρούπολη, την ίδια εποχή ο Ρώσος χημικός Mendeleev επικέντρωσε την προσοχή του στο θέμα της συγκρότησης του περιοδικού πίνακα, αγνοώντας όσα είχε επιτύχει ο Meyer. Ο Mendeleev κατατάσσοντας τα στοιχεία κατ' αυξανόμενη σχετική ατομική μάζα και έχοντας τη διορατικότητα να αφήνει **κενές θέσεις** (για τα στοιχεία που δεν είχαν ακόμα ανακαλυφθεί), και κάνοντας κάποιες διορθώσεις όσον αφορά στη σειρά ταξινόμησης (γνωστό ως **μειονέκτημα των αναστροφών ή πρωθύστερων**), έφτασε το 1869 σε μια ορθογώνια διάταξη, που μοιάζει με το σύγχρονο περιοδικό πίνακα. Έτσι δημιουργήθηκε από τον Mendeleev ο πρώτος πίνακας ταξινόμησης των 63 γνωστών για την εποχή εκείνη στοιχείων.

Ο σύγχρονος περιοδικός πίνακας έχει απαλλαγεί από την «τυραννία» του ατομικού βάρους. Τα στοιχεία δεν κατατάσσονται πια σε σχέση με τη μάζα αλλά με βάση τον ατομικό αριθμό ( $Z$ ). Ο ατομικός αριθμός εκφράζει και τον αριθμό των ηλεκτρονίων του ατόμου και συνεπώς καθορίζει την ηλεκτρονιακή δομή, η οποία με τη σειρά της διαμορφώνει (όπως θα δούμε στην ενότητα των «χημικών δεσμών») τη χημική συμπεριφορά του στοιχείου. Έτσι, η περιοδικότητα στην ηλεκτρονιακή δομή (βλέπε σχήμα 2.2) αντανakλάται στην περιοδικότητα των ιδιοτήτων των στοιχείων. Όμως δεν πρέπει να μας ξεφεύγει ότι ο σημερινός περιοδικός πίνακας είναι προϊόν των «μουσικών» οκτάβων του Newlands, των ρυθμών του Meyer και της διορατικότητας του Mendeleev.



Ο Newlands αντιμετώπισε πολλές φορές το χλευασμό των συναδέλφων του «Πώς μπορούν τα θεμέλια της φύσης να συσχετίζονται με την αρμονία της φύσης; Διέκρινε ο Μότσαρτ χημικούς συνδυασμούς όταν συνθέτετε; ή ο Χάουντ παρασκεύαζε ελιξίρια για να γαληνεύει τα αυτιά; Γιατί δεν προσπαθεί ο κύριος Newlands να ταξινομήσει τα στοιχεία, ας πούμε, με αλφαβητική σειρά;»



Ο Γερμανός χημικός Lothar Meyer (1830-1895) ανακάλυψε ότι, αν παραστήσει κανείς γραφικά τον ατομικό όγκο σε σχέση με τη σχετική ατομική μάζα, αναδύεται ένας ρυθμός. Έτσι, αποκάλυψε μία περιοδικότητα στις ιδιότητες των στοιχείων. Στην έννοια του σχετικής ατομικής μάζας θα αναφερθούμε στο 4<sup>ο</sup> κεφάλαιο.

Το 1913 ο Moseley έδωσε το σημερινό τρόπο ταξινόμησης των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα κατά σειρά αυξανόμενου ατομικού αριθμού (Z). Ο Moseley έγραψε: «Υπάρχει στο άτομο μία θεμελιώδης ποσότητα που αυξάνεται κανονικά από στοιχείο σε στοιχείο. Η ποσότητα αυτή είναι το θετικό ηλεκτρικό φορτίο. Ο αριθμός των θετικών φορτίων του πυρήνα είναι ίδιος με τον αύξοντα αριθμό που έχει το στοιχείο στον περιοδικό πίνακα.» Έτσι διαμορφώθηκε ο σύγχρονος περιοδικός νόμος:

➤ *Οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδικές συναρτήσεις του ατομικού αριθμού.*

## Οι ομάδες, οι περίοδοι και τα κοινά χαρακτηριστικά τους

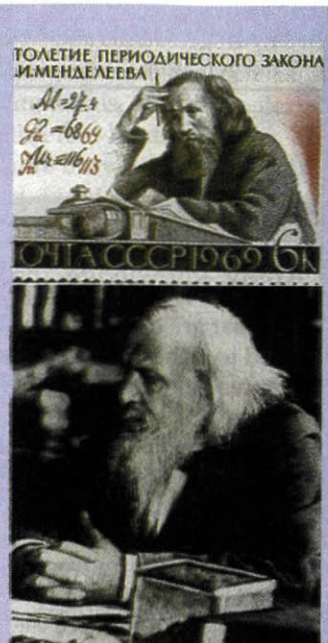
Μία σύγχρονη μορφή περιοδικού πίνακα (βλέπε σελίδα 53) δομείται από οριζόντιες σειρές (περίοδοι) και κατακόρυφες στήλες (ομάδες).

➤ *Κάθε οριζόντια σειρά καταλαμβάνεται από στοιχεία που τα άτομά τους έχουν «χρησιμοποιήσει» τον ίδιο αριθμό στιβάδων για την κατανομή των ηλεκτρονίων τους. Οι οριζόντιες αυτές σειρές του πίνακα ονομάζονται περίοδοι. Ο αριθμός μάλιστα της περιόδου στην οποία ανήκει το στοιχείο, δείχνει τον αριθμό των στιβάδων στις οποίες έχουν κατανεμηθεί τα ηλεκτρόνιά του.*

Όπως φαίνεται στον περιοδικό πίνακα (σελίδα 53), συνολικά υπάρχουν επτά περίοδοι. Η πρώτη περίοδος περιλαμβάνει δύο μόνο στοιχεία, των οποίων τα άτομα έχουν ηλεκτρόνια μόνο στη στιβάδα K. Η δεύτερη και τρίτη περίοδος περιλαμβάνουν οκτώ στοιχεία η καθεμιά, τα άτομα των οποίων έχουν εξωτερική στιβάδα την L και M, αντίστοιχα. Η τέταρτη και πέμπτη περίοδος έχουν από δεκαοκτώ στοιχεία και τα άτομά τους έχουν εξωτερική στιβάδα την N και O, αντίστοιχα. Η έκτη περιλαμβάνει τριανταδύο στοιχεία με ηλεκτρόνια σθένους (ηλεκτρόνια εξωτερικής στιβάδας) στην P στιβάδα. Η έβδομη περίοδος περιλαμβάνει προς το παρόν εικοσιέξι στοιχεία, (με την ανακάλυψη νέων τεχνητών στοιχείων ο αριθμός αυτός συνεχώς αυξάνεται) με ηλεκτρόνια σθένους στην Q στιβάδα.

**Κατά μήκος μιας περιόδου υπάρχει συνήθως βαθμιαία μεταβολή ιδιοτήτων** π.χ. κάθε περίοδος (εξαιρείται η πρώτη) αρχίζει με ένα δραστικό μέταλλο (αλκάλιο) και τελειώνει με ένα αδρανές αέριο (ευγενές αέριο), έχοντας στην προτελευταία θέση ένα πολύ δραστικό αμέταλλο (αλογόνο). Δηλαδή, με αλλαγή λόγια **κατά μήκος μιας περιόδου έχουμε ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα και αύξηση του χαρακτήρα αμετάλλου**. Γι' αυτό τα αμέταλλα βρίσκονται στο δεξιό άκρο του περιοδικού πίνακα και διαχωρίζονται από τα υπόλοιπα στοιχεία, που είναι τα μέταλλα, με τεθλασμένη γραμμή. Τα στοιχεία που βρίσκονται κοντά στη διαχωριστική αυτή γραμμή χαρακτηρίζονται **μεταλλοειδή**, καθ' όσον εμφανίζουν ιδιότητες τόσο μετάλλων όσο και αμετάλλων (βλέπε περιοδικό πίνακα).

Οι **λανθανίδες** και **ακτινίδες**, που ανήκουν στην έκτη και έβδομη περίοδο αντίστοιχα, θα έπρεπε κανονικά να τοποθετηθούν στην ίδια θέση του περιοδικού πίνακα (εκεί που είναι το λανθάνιο (La) και ακτίνιο (Ac) αντίστοιχα). Όμως, για να αποφύγουμε το «συνωστισμό» τοποθε-



Ο **Mendeleev** (1834-1907) έμοιαζε λίγο με τον παράφρονα μοναχό Ρασπούτιν (συνήθιζε, λένε, να πηγαίνει μια ορισμένη μόνο μέρα του χρόνου για κούρεμα). Λέγεται ότι σχεδιάζοντας τον περιοδικό πίνακα τον πήρε ο ύπνος. Το όνειρο που είδε εκείνη τη νύκτα τον οδήγησε στη μεγαλοφυή του σκέψη να αφήσει τις κενές θέσεις και να δημιουργήσει τον πασίγνωστο περιοδικό πίνακα. Ο Mendeleev δεν επαναπαύθηκε στη δόξα που του προσπόρισε ο περιοδικός πίνακας, συνέχισε να μελετά με το ίδιο πείσμα, κυρίως τεχνολογικά θέματα για την ανάπτυξη της ρωσικής βιομηχανίας. Δε δίστασε όμως να παραιτηθεί από το πανεπιστήμιο της Πετρούπολης, όπου επί πολλά χρόνια ήταν καθηγητής, όταν ο υπουργός παιδείας αρνήθηκε να δεχτεί τα δίκαια αιτήματα των φοιτητών του.

- Οι λανθανίδες ονομάζονται και σπάνιες γαίες επειδή απαντούν στη φύση σε πολύ μικρές ποσότητες.
- Οι ακτινίδες είναι ραδιενεργά στοιχεία.

τούνται έξω από το κυρίως «σώμα» του περιοδικού πίνακα, σε δύο σειρές στο κάτω μέρος του πίνακα.

➤ Οι κατακόρυφες στήλες του περιοδικού πίνακα αποτελούν τις ομάδες και καταλαμβάνονται από στοιχεία με ανάλογες ιδιότητες.

Οι ομάδες χαρακτηρίζονται με τους λατινικούς αριθμούς I έως VIII. Διακρίνονται στις κύριες με το χαρακτηρισμό A και στις δευτερεύουσες με το χαρακτηρισμό B.

➤ Στοιχεία που ανήκουν στην ίδια κύρια ομάδα έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα, ο οποίος ταυτίζεται με τον αύξοντα αριθμό της ομάδας.

Γι' αυτό το λόγο εμφανίζουν έντονες ομοιότητες. Έτσι αν γνωρίζουμε τις ιδιότητες ενός μέλους της ομάδας, μπορούμε να προβλέψουμε τις ιδιότητες των υπολοίπων μελών της ομάδας.

Σύμφωνα με πρόταση της IUPAC (1985) η αρίθμηση των ομάδων γίνεται με ρωμαϊκούς αριθμούς από 1 έως 18 (βλέπε περιοδικό πίνακα). Τα μέταλλα της IA ομάδας ονομάζονται **αλκάλια**, της IIA ομάδας **αλκαλικές γαίες** και της IIIA **γαίες**. Τα στοιχεία που ανήκουν σε δευτερεύουσες ομάδες ονομάζονται **μεταβατικά στοιχεία ή στοιχεία μετάπτωσης**. Τα στοιχεία της VIIA ομάδας ονομάζονται **αλογόνα** και της VIIIA **ευγενή αέρια**.

Παρακάτω βλέπουμε τα είκοσι πρώτα στοιχεία του περιοδικού πίνακα, που αποτελούν τη βάση στην επίλυση των ασκήσεων που ακολουθούν:

| IA                 |                    |                    |                    |                   |                   |                    | VIIIA              |
|--------------------|--------------------|--------------------|--------------------|-------------------|-------------------|--------------------|--------------------|
| ${}_1\text{H}$     | IIA                | IIIA               | IVA                | VA                | VIA               | VIIA               | ${}_2\text{He}$    |
| ${}_3\text{Li}$    | ${}_4\text{Be}$    | ${}_5\text{B}$     | ${}_6\text{C}$     | ${}_7\text{N}$    | ${}_8\text{O}$    | ${}_9\text{F}$     | ${}_{10}\text{Ne}$ |
| ${}_{11}\text{Na}$ | ${}_{12}\text{Mg}$ | ${}_{13}\text{Al}$ | ${}_{14}\text{Si}$ | ${}_{15}\text{P}$ | ${}_{16}\text{S}$ | ${}_{17}\text{Cl}$ | ${}_{18}\text{Ar}$ |
| ${}_{19}\text{K}$  | ${}_{20}\text{Ca}$ |                    |                    |                   |                   |                    |                    |

## Παράδειγμα 2.2

Σε ποια περίοδο και ποια ομάδα του περιοδικού πίνακα ανήκει στοιχείο X με ατομικό αριθμό  $Z = 9$ ; Να μη γίνει χρήση του περιοδικού πίνακα.

### ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Κάνουμε πρώτα την κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες για το  ${}_9\text{X}$ .  $\text{X}(2,7)$  Το άτομο του X έχει ηλεκτρόνια στις δύο πρώτες στιβάδες. Το X ανήκει λοιπόν στη δεύτερη περίοδο του περιοδικού πίνακα. Επίσης το άτομο του X έχει στην εξωτερική του στιβάδα επτά ηλεκτρόνια. Άρα το X βρίσκεται στην έβδομη ομάδα (VIIA), δηλαδή την ομάδα των αλογόνων.

## Εφαρμογή

Να βρεθεί χωρίς να γίνει χρήση του περιοδικού πίνακα, σε ποια περίοδο και σε ποια ομάδα ανήκει το στοιχείο Ψ με ατομικό αριθμό  $Z = 18$ .

### • IUPAC:

(International Union Pure and Applied Chemistry) Διεθνής Ένωση Θεωρητικής και Εφαρμοσμένης Χημείας.



Στην ομάδα των αλκαλίων (IA) περιλαμβάνονται από πάνω προς τα κάτω τα δραστικά μέταλλα: Li, Na, K. Η δραστικότητα των μετάλλων αυξάνει με την ίδια σειρά. Γι' αυτό το K φυλάσσεται σε πετρέλαιο, ώστε να αποφεύγουμε την αυτοανάφλεξή του κατά την αντίδράσή του με την υγρασία του αέρα. Επίσης είναι μαλακά μέταλλα, όπως βλέπτετε το Na κόβεται με το μαχαίρι. Ως μέταλλα που είναι, χαρακτηρίζονται (μεταλλικός χαρακτήρας):

- με μεταλλική λάμψη
- είναι καλοί αγωγοί της θερμότητας και του ηλεκτρισμού
- είναι ελατά και όλκιμα

## Παράδειγμα 2.3

Ποιος είναι ο ατομικός αριθμός του στοιχείου που βρίσκεται στην 3<sup>η</sup> περίοδο του περιοδικού πίνακα και στην VA ομάδα; Να μη γίνει χρήση του περιοδικού πίνακα.

### ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Εφόσον βρίσκεται στην 3<sup>η</sup> περίοδο του πίνακα, έχει ηλεκτρόνια μόνο στις τρεις πρώτες στιβάδες. Εφόσον βρίσκεται στην VA ομάδα, έχει πέντε ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα, που είναι η τρίτη. Είναι φανερό ότι το στοιχείο αυτό έχει δύο ηλεκτρόνια στη στιβάδα K, οκτώ ηλεκτρόνια στη στιβάδα L, και πέντε ηλεκτρόνια στη στιβάδα M. Έχει δηλαδή ηλεκτρονιακή δομή (2,8,5). Επομένως ο ατομικός αριθμός του στοιχείου αυτού είναι  $Z=15$ .

### Εφαρμογή

Χωρίς να γίνει χρήση του πίνακα, να βρεθεί ο ατομικός αριθμός του στοιχείου που βρίσκεται στην 3<sup>η</sup> περίοδο και την VIIA ομάδα του περιοδικού πίνακα.

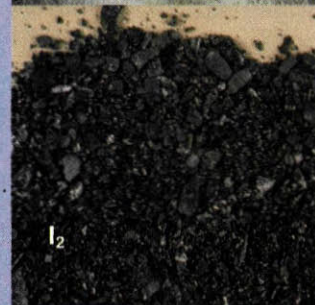
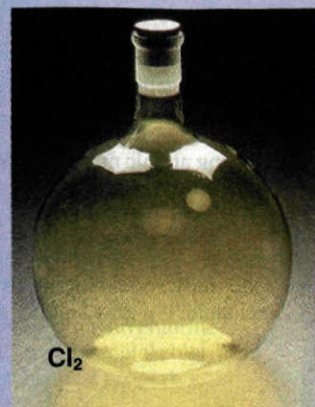
## Η χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα

Η ανακάλυψη του περιοδικού νόμου, δηλαδή ότι οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού, καθώς και η δημιουργία του σύγχρονου περιοδικού πίνακα, αποτέλεσαν σταθμό στην εξέλιξη της χημικής επιστήμης. Η χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα είναι αναμφισβήτητη, για τους εξής λόγους:

**1. Για την ανακάλυψη νέων στοιχείων.** Είναι γνωστό ότι ο περιοδικός πίνακας Mendeleev αποτέλεσε τη βάση για την ανακάλυψη πολλών νέων στοιχείων. Η αναζήτηση αυτών υπαγορεύτηκε από τις κενές θέσεις. Να σημειώσουμε ότι ο Mendeleev προσδιόρισε τις ακριβείς ιδιότητες πολλών στοιχείων που δεν είχαν ανακαλυφθεί στην εποχή του. Γνωρίζοντας απλά και μόνο τη θέση τους στον περιοδικό πίνακα προέβλεψε την ύπαρξή τους. Ακόμα και σήμερα ο περιοδικός πίνακας αποτελεί χρήσιμο βοήθημα για την ανακάλυψη νέων τεχνητών 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. Έτσι, μπορούμε να μιλάμε για τις γενικές ιδιότητες αλογόνων και όχι μόνο για το Cl, που είναι ένα αλογόνο. Ακόμα, μπορούμε να αναφερόμαστε στις γενικές μεθόδους παρασκευής των αλκαλίων και όχι ειδικά στις παρασκευές του Na.

**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.



Στην ομάδα των αλογόνων (VIIA) το  $\text{Cl}_2$  είναι αέριο κιτρινοπράσινο, το  $\text{Br}_2$  υγρό καστανόκκινο και το  $\text{I}_2$  στερεό καστανόμαυρο. Χαρακτηρίζονται από την έντονη διαβρωτική τους δράση.

Ως αμέταλλα που είναι:

- δεν έχουν μεταλλική λάμψη
- δεν είναι καλοί αγωγοί της θερμότητας και του ηλεκτρισμού
- δεν είναι ελατά ή όλκιμα.

- Τα μεταλλοειδή έχουν ενδιάμεσες ιδιότητες μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων, (π.χ. το Si έχει εξωτερική εμφάνιση μετάλλου και συμπεριφορά αμετάλλου). Αυτό τα καθιστά υλικά μοντέρνας τεχνολογίας π.χ. για την κατασκευή transistors, chips κλπ.

# Περιοδικός Πίνακας των στοιχείων

- Μέταλλα
- Αμέταλλα
- Μεταλλοειδή
- Ευγενή αέρια

| 1                          | 2                          | 3                           | 4                          | 5                          | 6                          | 7                          | 8                         | 9                          | 10                         | 11                         | 12                         | 13                         | 14                         | 15                         | 16                        | 17                         | 18                          |
|----------------------------|----------------------------|-----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|---------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|---------------------------|----------------------------|-----------------------------|
| IA                         | IIA                        | IIIB                        | IVB                        | VB                         | VIB                        | VII                        | VIII                      | IX                         | X                          | XI                         | XII                        | IIIA                       | IVA                        | VA                         | VIA                       | VIIA                       | VIIIA                       |
| 1<br><b>H</b><br>1.00794   | 2<br><b>He</b><br>4.00260  | 3<br><b>Li</b><br>6.941     | 4<br><b>Be</b><br>9.01218  | 5<br><b>B</b><br>10.811    | 6<br><b>C</b><br>12.011    | 7<br><b>N</b><br>14.0067   | 8<br><b>O</b><br>15.9994  | 9<br><b>F</b><br>18.9984   | 10<br><b>Ne</b><br>20.1797 | 11<br><b>Na</b><br>22.9898 | 12<br><b>Mg</b><br>24.3050 | 13<br><b>Al</b><br>26.9815 | 14<br><b>Si</b><br>28.0855 | 15<br><b>P</b><br>30.9738  | 16<br><b>S</b><br>32.066  | 17<br><b>Cl</b><br>35.4527 | 18<br><b>Ar</b><br>39.948   |
| 19<br><b>K</b><br>39.0983  | 20<br><b>Ca</b><br>40.078  | 21<br><b>Sc</b><br>44.9559  | 22<br><b>Ti</b><br>47.88   | 23<br><b>V</b><br>50.9415  | 24<br><b>Cr</b><br>51.9961 | 25<br><b>Mn</b><br>54.9381 | 26<br><b>Fe</b><br>55.847 | 27<br><b>Co</b><br>58.9332 | 28<br><b>Ni</b><br>58.69   | 29<br><b>Cu</b><br>63.546  | 30<br><b>Zn</b><br>65.39   | 31<br><b>Ga</b><br>69.723  | 32<br><b>Ge</b><br>72.61   | 33<br><b>As</b><br>74.9216 | 34<br><b>Se</b><br>78.96  | 35<br><b>Br</b><br>79.904  | 36<br><b>Kr</b><br>83.80    |
| 37<br><b>Rb</b><br>85.4678 | 38<br><b>Sr</b><br>87.62   | 39<br><b>Y</b><br>88.9059   | 40<br><b>Zr</b><br>91.224  | 41<br><b>Nb</b><br>92.9064 | 42<br><b>Mo</b><br>95.94   | 43<br><b>Tc</b><br>(98)    | 44<br><b>Ru</b><br>101.07 | 45<br><b>Rh</b><br>102.906 | 46<br><b>Pd</b><br>106.42  | 47<br><b>Ag</b><br>107.868 | 48<br><b>Cd</b><br>112.411 | 49<br><b>In</b><br>114.818 | 50<br><b>Sn</b><br>118.710 | 51<br><b>Sb</b><br>121.75  | 52<br><b>Te</b><br>127.60 | 53<br><b>I</b><br>126.904  | 54<br><b>Xe</b><br>131.29   |
| 55<br><b>Cs</b><br>132.905 | 56<br><b>Ba</b><br>137.327 | 57<br><b>*La</b><br>138.906 | 58<br><b>Hf</b><br>178.49  | 59<br><b>Ta</b><br>180.948 | 60<br><b>W</b><br>183.85   | 61<br><b>Re</b><br>186.207 | 62<br><b>Os</b><br>190.23 | 63<br><b>Ir</b><br>192.22  | 64<br><b>Pt</b><br>195.08  | 65<br><b>Au</b><br>196.967 | 66<br><b>Hg</b><br>200.59  | 67<br><b>Tl</b><br>204.383 | 68<br><b>Pb</b><br>207.2   | 69<br><b>Bi</b><br>208.980 | 70<br><b>Po</b><br>(209)  | 71<br><b>At</b><br>(210)   | 72<br><b>Rn</b><br>(222)    |
| 87<br><b>Fr</b><br>(223)   | 88<br><b>Ra</b><br>226.025 | 89<br><b>*Ac</b><br>227.028 | 90<br><b>Th</b><br>232.038 | 91<br><b>Pa</b><br>231.036 | 92<br><b>U</b><br>238.029  | 93<br><b>Np</b><br>237.048 | 94<br><b>Pu</b><br>(244)  | 95<br><b>Am</b><br>(243)   | 96<br><b>Cm</b><br>(247)   | 97<br><b>Bk</b><br>(247)   | 98<br><b>Cf</b><br>(251)   | 99<br><b>Es</b><br>(252)   | 100<br><b>Fm</b><br>(257)  | 101<br><b>Md</b><br>(258)  | 102<br><b>No</b><br>(259) | 103<br><b>Lr</b><br>(260)  | 104<br><b>Lu</b><br>174.967 |

\* Λανθανίδες;

\* Ακτινίδες;

## 2.3 Γενικά για το χημικό δεσμό - Παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά του ατόμου. Είδη χημικών δεσμών (ιοντικός - ομοιοπολικός)

### Τι είναι ο χημικός δεσμός; Πότε και γιατί δημιουργείται;

Το μεγαλύτερο μέρος, αν όχι ολόκληρο, του πλούτου του κόσμου που μας περιβάλλει πηγάζει από τις ενώσεις που σχηματίζονται με τη σύνθεση των στοιχείων του περιοδικού πίνακα. Από τα εκατό περίπου στοιχεία προκύπτουν εκατομμύρια διαφορετικοί συνδυασμοί (χημικές ενώσεις), όπως από τους λίγους φθόγγους μιας γλώσσας παράγονται άπειρες λέξεις. Οι διασυνδέσεις αυτές των ατόμων προς σχηματισμό ενώσεων γίνονται μέσω των χημικών δεσμών. **Ο χημικός δεσμός** δηλαδή, με απλά λόγια, είναι η «κόλλα» που **δένει τα άτομα** (ή άλλες δομικές μονάδες της ύλης, π.χ. ιόντα) **προς σχηματισμό ενώσεων** ή ακόμα άλλων ομάδων ατόμων, όπως είναι τα πολυατομικά στοιχεία π.χ.  $S_8$ .

➤ Χημικός δεσμός δημιουργείται, όταν οι δομικές μονάδες της ύλης (άτομα, μόρια ή ιόντα) πλησιάσουν αρκετά, ώστε **οι ελκτικές δυνάμεις** που αναπτύσσονται μεταξύ τους (π.χ. μεταξύ του πυρήνα του ενός ατόμου και των ηλεκτρονίων του άλλου) να **υπερβούν τις απωστικές** δυνάμεις που αναπτύσσονται (π.χ. μεταξύ των πυρήνων ή μεταξύ των ηλεκτρονίων τους). **Οι διασυνδέσεις αυτές των ατόμων γίνονται μέσω των ηλεκτρονίων σθένους, δηλαδή των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας.** Μην ξεχνάτε ότι η ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων εμφανίζει μία περιοδικότητα, η οποία εκφράζεται στη διάταξη των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα. Η δομή αυτή αντανακλάται στο είδος και την ισχύ των δεσμών που αναπτύσσονται μεταξύ των στοιχείων. Τέλος, θα πρέπει να τονιστεί ότι **η δημιουργία του χημικού δεσμού οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια, το κάνει δηλαδή σταθερότερο.**

### Παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά των ατόμων

Η χημική συμπεριφορά των στοιχείων καθορίζεται κατά κύριο λόγο από δύο παραμέτρους. Αυτές είναι:

1. τα ηλεκτρόνια σθένους
2. το μέγεθος του ατόμου (ατομική ακτίνα)

Τα θεμελιώδη αυτά χαρακτηριστικά του ατόμου θα εξεταστούν χωριστά και θα συσχετιστούν με τη χημική συμπεριφορά και κατ' επέκταση με το είδος του χημικού δεσμού που προκαλούν.

- Περίπου 600 000 χιλιάδες ενώσεις παρασκευάζονται κάθε χρόνο.

- Χημικός δεσμός είναι η δύναμη που συγκρατεί τα άτομα (ή άλλες δομικές μονάδες της ύλης, π.χ. ιόντα) ενωμένα μεταξύ τους.

- Ηλεκτρόνια σθένους, τα «δυνατά» ηλεκτρόνια. Αυτά που έχουν το σθένος να κάνουν χημικούς δεσμούς.

## Ηλεκτρόνια σθένους

Είναι γνωστό ότι η ηλεκτρονιακή δομή και κυρίως τα εξωτερικά ηλεκτρόνια (ηλεκτρόνια σθένους) ευθύνονται για τη χημική συμπεριφορά του ατόμου. Στοιχεία που έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική στιβάδα του ατόμου τους με οκτώ ηλεκτρόνια (εκτός από τη στιβάδα K που συμπληρώνεται με δύο), δεν έχουν την τάση να σχηματίζουν χημικές ενώσεις. Στην κατηγορία αυτή ανήκουν τα ευγενή αέρια. Τα άτομα αυτών των στοιχείων βρίσκονται σε μία πολύ σταθερή ενεργειακή κατάσταση και η σταθερότητα αυτή αποδίδεται στην πληρότητα της εξωτερικής τους στιβάδας.

Άτομα άλλων στοιχείων που δε βρίσκονται στην ίδια μοίρα, που δεν έχουν δηλαδή στην εξωτερική τους στιβάδα οκτάδα ηλεκτρονίων (ή δυάδα αν πρόκειται για τη στιβάδα K), τείνουν να αποκτήσουν αυτή τη δομή, δηλαδή να «μοιάσουν» με τα ευγενή αέρια. Έτσι συνδέονται χημικά μεταξύ τους, αποβάλλοντας ή προσλαμβάνοντας ή συνεισφέροντας ηλεκτρόνια, ώστε να αποκτήσουν τη σταθερή ηλεκτρονική δομή των ευγενών αερίων (**κανόνας των οκτώ**).

Παρακάτω δίνεται πίνακας με τα ηλεκτρόνια σθένους χαρακτηριστικών στοιχείων. Να σημειωθεί ότι τα ηλεκτρόνια μέχρι 4 είναι μονήρη (μοναχικά), ενώ από 5 και πάνω αρχίζουν τα ζευγάρια. Με βάση αυτό τον πίνακα μπορούμε να προσδιορίζουμε τους ηλεκτρονιακούς τύπους των ενώσεων.

**ΠΙΝΑΚΑΣ 2.2** Ηλεκτρόνια σθένους στοιχείων που ανήκουν σε κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα

| IA  | IIA  | IIIA | IVA  | VA  | VIA  | VIIA | Ευγενή αέρια |
|-----|------|------|------|-----|------|------|--------------|
| H·  |      |      |      |     |      |      | He :         |
| Li· | ·Be· | ·B·  | ·C·  | ·N· | ·O·  | ·F·  | ·Ne:         |
| Na· | ·Mg· | ·Al· | ·Si· | ·P· | ·S·  | ·Cl· | ·Ar:         |
| K·  | ·Ca· |      |      |     | ·Se· | ·Br· | ·Kr:         |
| Rb· | ·Sr· |      |      |     | ·Te· | ·I·  | ·Xe:         |
| Cs· | ·Ba· |      |      |     |      |      |              |

Ένα στοιχείο της ομάδας IA των αλκαλίων, προφανώς έχει ένα μόνο ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα, το οποίο επιδιώκει να αποβάλλει, ώστε να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου. Κατ' αυτό τον τρόπο φορτίζεται θετικά (ηλεκτροθετικό στοιχείο). Με ανάλογο σκεπτικό, ένα στοιχείο της VIIA ομάδας του περιοδικού πίνακα, που έχει στην εξωτερική του στιβάδα επτά ηλεκτρόνια, τείνει να προσλάβει ένα ηλεκτρόνιο, ώστε να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου, οπότε και φορτίζεται αρνητικά (ηλεκτραρνητικό στοιχείο). Έτσι μπορούμε να συμπεράνουμε ότι στοιχεία που έχουν «λίγα» ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα έχουν την τάση να δίνουν ηλεκτρόνια, και αυτό συμβαίνει συνήθως με τα στοιχεία των IA, IIA, και IIIA ομάδων του περιοδικού πίνακα. Αντίθετα,

• Από τα μέσα της δεκαετίας του 60 παρασκευάστηκαν στο εργαστήριο, κάτω από ειδικές συνθήκες, ορισμένες ενώσεις ευγενών αερίων, όπως π.χ.  $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeO}_4$ .

• **Κανόνας των οκτώ :** τα άτομα έχουν την τάση να συμπληρώσουν τη στιβάδα σθένους τους με οκτώ ηλεκτρόνια (εκτός αν είναι η στιβάδα K που συμπληρώνεται με δύο), ώστε να αποκτήσουν τη δομή ευγενούς αερίου.

στοιχεία που έχουν «πολλά» ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα έχουν τάση να παίρνουν ηλεκτρόνια, και αυτό συμβαίνει συνήθως με τα στοιχεία των VA, VIA και VIIA ομάδων του περιοδικού πίνακα.

### Ατομική ακτίνα (το μέγεθος του ατόμου)

Το μέγεθος ενός ατόμου καθορίζει τη δύναμη με την οποία τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας συγκρατούνται από τον πυρήνα, αφού μεταξύ του θετικά φορτισμένου πυρήνα και των αρνητικά φορτισμένων ηλεκτρονίων ασκούνται δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης (Coulomb). Συνεπώς, **όσο πιο μικρό είναι ένα άτομο, τόσο πιο δύσκολα χάνει ηλεκτρόνια** ή τόσο πιο εύκολα παίρνει ηλεκτρόνια (μεγάλη έλξη από τον πυρήνα). Αντίθετα, **όσο πιο μεγάλο είναι ένα άτομο, τόσο πιο εύκολα χάνει ηλεκτρόνια** ή τόσο πιο δύσκολα παίρνει ηλεκτρόνια. (μικρή έλξη από τον πυρήνα).

Το μέγεθος ενός ατόμου είναι μία από τις πιο ομαλά μεταβαλλόμενες ιδιότητες στον περιοδικό πίνακα.

- Κατά μήκος μιας περιόδου η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από τα αριστερά προς τα δεξιά.

Αυτό συμβαίνει, γιατί όσο πηγαίνουμε προς τα δεξιά αυξάνει ο ατομικός αριθμός, κατά συνέπεια αυξάνει το θετικό φορτίο του πυρήνα, με αποτέλεσμα να μειώνεται η ακτίνα, λόγω μεγαλύτερης έλξης των ηλεκτρονίων από τον πυρήνα. Επίσης,

- Σε μία ομάδα η ατομική ακτίνα αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω.

Όσο πηγαίνουμε προς τα κάτω προστίθενται στιβάδες στο άτομο, οπότε μεγαλώνει η απόσταση ηλεκτρονίων σθένους από τον πυρήνα, η έλξη μειώνεται, συνεπώς η ατομική ακτίνα αυξάνεται.

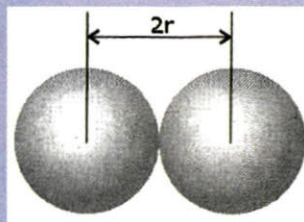
Μετά απ' αυτά φαίνεται ότι το καίσιο (Cs) χάνει πιο εύκολα ένα ηλεκτρόνιο απ' ότι το νάτριο (Na). Ομοίως, το χλώριο (Cl) παίρνει πιο εύκολα ένα ηλεκτρόνιο απ' ότι το ιώδιο (I).

### Είδη χημικών δεσμών

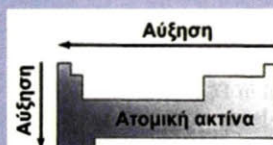
Υπάρχουν δύο βασικά είδη χημικών δεσμών, ο **ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός** και ο **ομοιοπολικός δεσμός**. Πέρα όμως αυτών, υπάρχουν και άλλοι τύποι δεσμών, όπως είναι ο μεταλλικός δεσμός (που εμφανίζεται στα μέταλλα ή κράματα), οι δεσμοί Van der Waals (που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων) κλπ.

### Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός

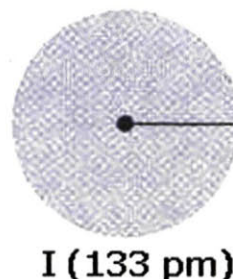
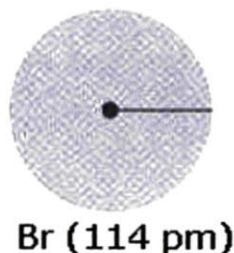
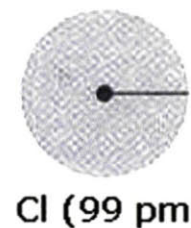
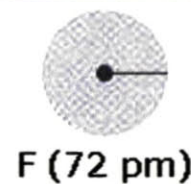
- Ο ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός, όπως υποδηλώνει το όνομά του, αναπτύσσεται μεταξύ ετεροατόμων, συνήθως μεταξύ ενός μετάλλου (στοιχείου δηλαδή που έχει την τάση να αποβάλλει ηλεκτρόνια) και ενός αμετάλλου (στοιχείου δηλαδή που έχει την τάση να προσλαμβάνει ηλεκτρόνια). Ο δεσμός αυτός απορρέει από την έλξη αντίθετα φορτισμένων ιόντων, κατιόντων (που είναι θετικά φορτισμένα) και ανιόντων (που είναι αρνητικά φορτισμένα). Τα ιόντα αυτά σχηματίζονται με μεταφορά ηλεκτρονίων, π.χ. από το μέταλλο στο αμέταλλο.



Η ατομική ακτίνα ορίζεται ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων στοιχείου, που βρίσκονται σε στερεή κρυσταλλική κατάσταση.



Η ατομική ακτίνα των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά και από πάνω προς τα κάτω.



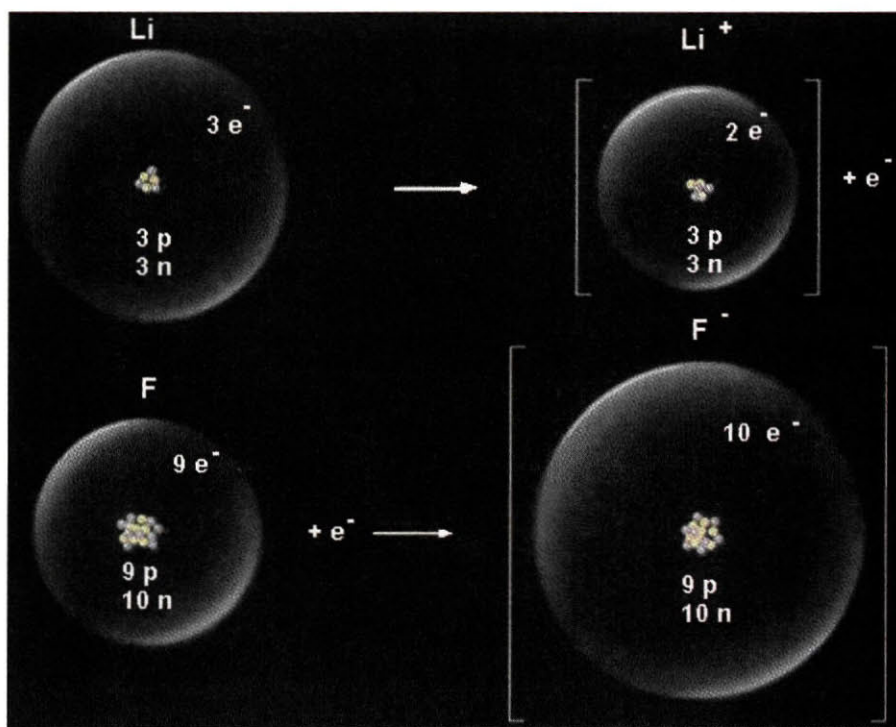
Οι ατομικές ακτίνες των αλογόνων.

Με άλλα λόγια, κατά το σχηματισμό ιοντικού δεσμού μεταξύ δύο ατόμων, το ένα άτομο αποβάλλει 1 έως 3 ηλεκτρόνια, παίρνοντας έτσι τη μορφή κατιόντος (θετικό ιόν). Αντίθετα, το άλλο άτομο προσλαμβάνει 1 έως 3 ηλεκτρόνια, παίρνοντας έτσι τη μορφή ανιόντος (αρνητικό ιόν). **Τα ιόντα που σχηματίζονται έλκονται μεταξύ τους με ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb και διατάσσονται στο χώρο σε κανονικά γεωμετρικά σχήματα, τους ιοντικούς κρυστάλλους.**

Ας δούμε όμως, πώς σχηματίζεται η ιοντική ένωση LiF από το μέταλλο λίθιο ( ${}^3\text{Li}$ ) και το αμέταλλο φθόριο ( ${}^9\text{F}$ ).

Η ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων είναι:  ${}^3\text{Li}$  (2,1) και  ${}^9\text{F}$  (2,7)

Όταν τα δύο άτομα πλησιάσουν κοντά το ένα στο άλλο, μεταφέρεται ένα ηλεκτρόνιο από το άτομο του Li στο άτομο του F και κατ' αυτό τον τρόπο αποκτούν δομή ευγενούς αερίου, μεταπίπτοντας σε αντίθετα φορτισμένα ιόντα, δηλαδή έχουμε:  $\text{Li}^+$  (2) και  $\text{F}^-$  (2,8), όπως φαίνεται σχηματικά παρακάτω:



**ΣΧΗΜΑ 2.3** Διαγραμματική απεικόνιση σχηματισμού της ιοντικής ένωσης LiF από Li και F.

Παρατηρήστε στο παραπάνω σχήμα ότι η αποβολή ενός ηλεκτρονίου από ένα άτομο Li οδηγεί σε μείωση της ατομικής του ακτίνας. Γι' αυτό και τα κατιόντα έχουν πάντοτε μικρότερο μέγεθος από τα αντίστοιχα ουδέτερα άτομα. Αντίθετα, η πρόσληψη ηλεκτρονίου από ένα ουδέτερο άτομο οδηγεί σε αύξηση της ατομικής του ακτίνας, γι' αυτό και τα ανιόντα έχουν πάντοτε μεγαλύτερο μέγεθος από τα αντίστοιχα ουδέτερα άτομα.

Με ανάλογο τρόπο σχηματίζεται η ιοντική ένωση NaCl από το νάτριο ( ${}_{11}\text{Na}$ ) και χλώριο ( ${}_{17}\text{Cl}$ ). Η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου του νατρίου είναι:  ${}_{11}\text{Na}$  (2,8,1). Με αποβολή του ηλεκτρονίου σθένους, το

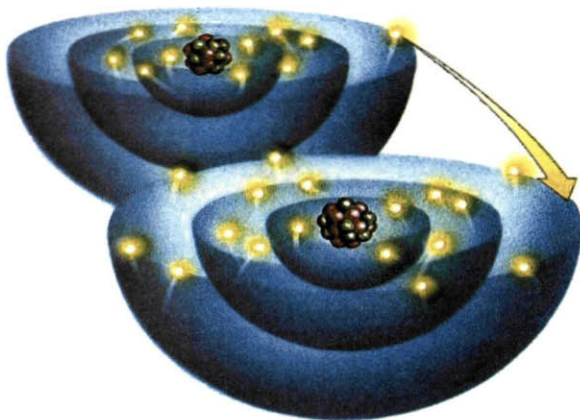
- Όσο μεγαλώνει η ατομική ακτίνα και μικραίνει ο αριθμός ηλεκτρονίων σθένους, τόσο αυξάνεται η ευκολία του ατόμου για αποβολή ηλεκτρονίων. Δηλαδή, αυξάνεται ο ηλεκτροθετικός (μεταλλικός) χαρακτήρας του στοιχείου.

- Αντίθετα, όσο ελαττώνεται η ατομική ακτίνα και αυξάνεται ο αριθμός ηλεκτρονίων σθένους, τόσο μεγαλώνει η ευκολία πρόσληψης ηλεκτρονίων από ένα άτομο. Δηλαδή, αυξάνεται ο ηλεκτραρνητικός (μη μεταλλικός) χαρακτήρας του στοιχείου.

- Ετεροπολικός δεσμός είναι οι δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης που συγκρατούν τα κατιόντα και ανιόντα στις ιοντικές ενώσεις

άτομο του Na αποκτά τη δομή (2,8), δηλαδή τη δομή ευγενούς αερίου (του νέου). Έτσι προκύπτει το κατιόν του νατρίου:  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ .

Η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου του χλωρίου είναι:  $_{17}\text{Cl}$  (2,8,7). Με πρόσληψη του ενός ηλεκτρονίου που απέβαλε το Na, το άτομο του Cl αποκτά δομή (2,8,8), δηλαδή δομή ευγενούς αερίου (του αργού). Έτσι προκύπτει το ανιόν του χλωρίου:  $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$ .



**ΣΧΗΜΑ 2.4** Εικονική παρουσίαση του σχηματισμού της ιοντικής ένωσης NaCl από Na και Cl με μεταφορά ηλεκτρονίων.

Τέλος, τα ιόντα που σχηματίζονται συγκρατούνται με ισχυρές ηλεκτροστατικές δυνάμεις σε ορισμένες θέσεις στον κρύσταλλο του NaCl. Στον κρύσταλλο αυτό οι δυνάμεις Coulomb ασκούνται προς όλες τις διευθύνσεις. Έτσι, τα ιόντα συσσωρεύονται, ώστε το κάθε κατιόν να περιβάλλεται από έξι ανιόντα και κάθε ανιόν να περιβάλλεται από έξι κατιόντα. Αυτή η «συσσωρευμένη» κατάσταση εξασφαλίζει την ελάχιστη ενέργεια στο σύστημα, δηλαδή τη μέγιστη σταθερότητα. Επομένως, **στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχει η έννοια του μορίου**. Ο δε χημικός τύπος, πχ. NaCl, δείχνει την απλούστερη ακέραια αναλογία κατιόντων και ανιόντων στον κρύσταλλο.

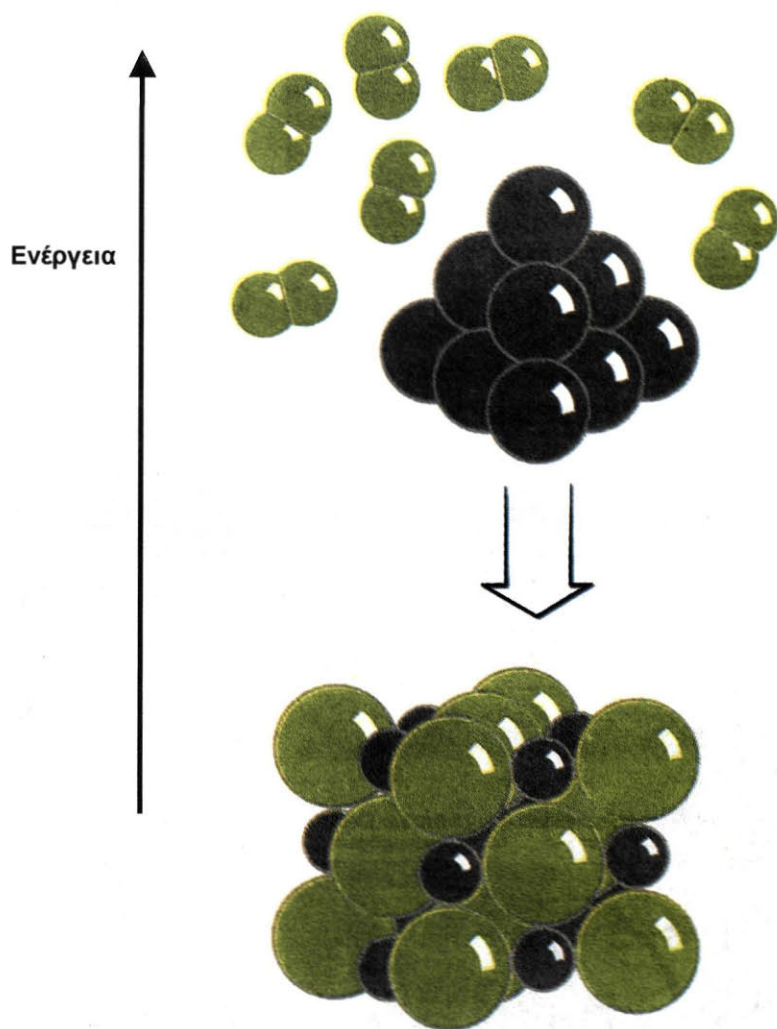


**ΣΧΗΜΑ 2.5** Εικονική παρουσίαση του σχηματισμού στερεού χλωριούχου νατρίου (κοινό επιτραπέζιο αλάτι) από στερεό νάτριο και αέριο χλώριο.

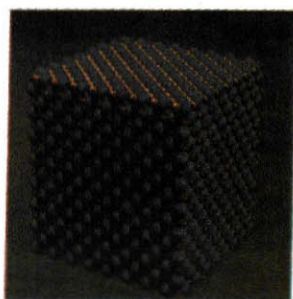
- Δεν είναι απαραίτητο να συμπίπτει ο αριθμός των ηλεκτρονίων που αποβάλλει το ένα άτομο με τον αριθμό των ηλεκτρονίων που προσλαμβάνει το άλλο άτομο.

- **Κανόνας των οκτώ:** τα άτομα έχουν την τάση να συμπληρώσουν τη στιβάδα σθένους των με οκτώ ηλεκτρόνια (εκτός αν είναι η στιβάδα K που συμπληρώνεται με δύο), ώστε να αποκτήσουν τη δομή ευγενούς αερίου.

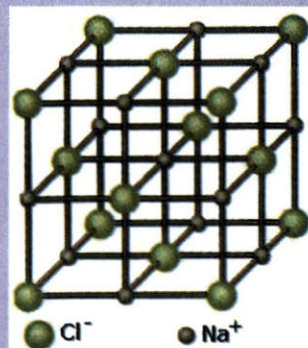
- Επειδή στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχει η έννοια του μορίου, γι' αυτό ορισμένες φορές χρησιμοποιείται ο όρος τυπική μάζα αντί της σχετικής μοριακής μάζας ή τυπικό βάρος αντί του μοριακού βάρους.



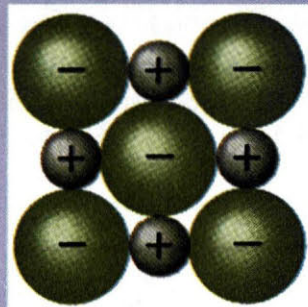
**ΣΧΗΜΑ 2.6** Σχηματισμός κρυστάλλου NaCl από Na(s) και Cl<sub>2</sub>(g). Παρατηρήστε ότι τα ιόντα Na<sup>+</sup>, που προκύπτουν με αποβολή ηλεκτρονίων, έχουν μικρότερο μέγεθος από τα άτομα Na (αργυρόχρωμες σφαίρες), ενώ τα ανιόντα Cl<sup>-</sup> που προκύπτουν με πρόσληψη ηλεκτρονίων έχουν μεγαλύτερο μέγεθος από τα άτομα Cl (κιτρινοπράσινες σφαίρες). Επίσης μη ξεχνάτε ότι ο ιοντικός δεσμός οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια, όπως παραστατικά παρουσιάζεται στο σχήμα.



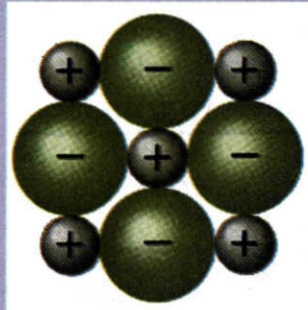
**ΣΧΗΜΑ 2.7** Απεικόνιση του κρυστάλλου NaCl (συμπαγή μορφή). Το τελευταίο σχήμα δίνει τη φωτογραφική εικόνα του NaCl, όπως εμφανίζεται στον μακρόκοσμο.



Απεικόνιση του κρυσταλλικού πλέγματος NaCl (αναπτυγμένη μορφή).



Κάθετος διατομή του κρυστάλλου (πρώτο στρώμα).

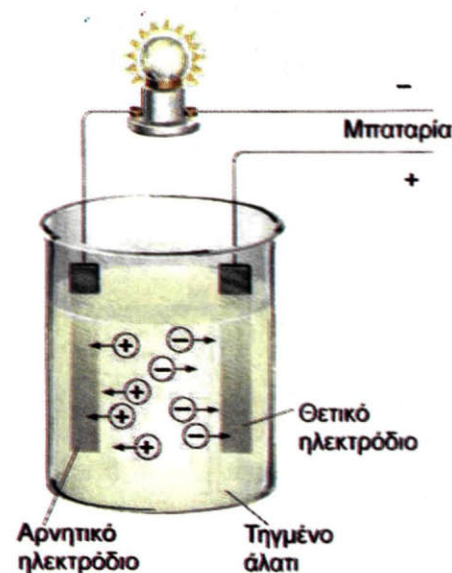


Κάθετος διατομή του κρυστάλλου (δεύτερο στρώμα).

## Χαρακτηριστικά ιοντικών ή ετεροπολικών ενώσεων

Τα βασικά χαρακτηριστικά των ιοντικών ενώσεων είναι:

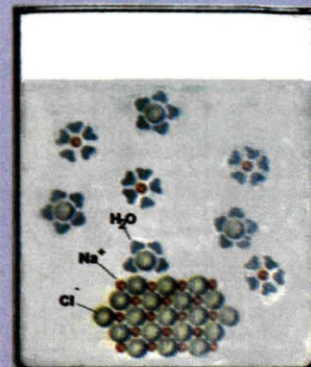
1. Ιοντικές ενώσεις είναι κατά πλειονότητα τα οξείδια των μετάλλων, τα υδροξείδια των μετάλλων και τα άλατα.
2. Στις ιοντικές ή ετεροπολικές ενώσεις δεν υπάρχουν μόρια. Σχηματίζεται κρύσταλλος του οποίου οι δομικές μονάδες είναι τα ιόντα (ιοντικός κρύσταλλος).
3. Οι ιοντικές ενώσεις έχουν υψηλά σημεία τήξεως λόγω των ισχυρών δυνάμεων Coulomb, που συγκρατούν τα ιόντα τους στον κρύσταλλο. Π.χ. το κοινό αλάτι (χλωριούχο νάτριο) τήκεται περίπου στους 800 °C.
4. Οι κρύσταλλοί τους είναι σκληροί και εύθραυστοι και όχι ελατοί και όλκιμοι, όπως είναι οι κρύσταλλοι των μετάλλων.
5. Σε αντίθεση με τους κρυστάλλους των μετάλλων (μεταλλικά κρυσταλλικά πλέγματα), οι ιοντικές ενώσεις σε στερεά κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού. Όμως, τα τήγματα και τα υδατικά τους διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα (βλέπε σχήματα δίπλα και κάτω).
6. Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι ευδιάλυτες στο νερό.



**ΣΧΗΜΑ 2.8** Με τήξη ο κρύσταλλος NaCl «σπάζει», οπότε τα ιόντα κινούνται ελεύθερα (καλός αγωγός του ηλεκτρισμού).

## Ομοιοπολικός δεσμός

Ας παρακολουθήσουμε τώρα πώς σχηματίζεται ο ομοιοπολικός δεσμός. Όταν η χημική ένωση δεν περιλαμβάνει μεταλλικό στοιχείο, το απαιτούμενο ποσό ενέργειας για την εξαγωγή ηλεκτρονίων είναι πολύ μεγάλο, και επομένως ο σχηματισμός ιοντικής ένωσης είναι μάλλον αδύνατος. Το καλύτερο που μπορεί να συμβεί στις περιπτώσεις αυτές είναι τα άτομα να διατηρήσουν ουσιαστικά τα ηλεκτρόνιά τους και να συνάψουν ταυτόχρονα μία συμφωνία «συνιδιοκτησίας» μεταξύ τους, να σχηματίσουν δηλαδή κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων.



Η διάλυση του NaCl(s) στο νερό προκαλεί διάσπαση στον κρύσταλλο, οπότε τα ιόντα κινούνται ελεύθερα (καλός αγωγός του ηλεκτρισμού).

- Ημιπολικός δεσμός (ή δοτικός ομοιοπολικός) έχουμε όταν το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων προσφερθεί από το ένα μόνο άτομο.

- Όταν δύο γειτονικά άτομα κατέχουν από κοινού ένα ζευγάρι ηλεκτρονίων, λέμε ότι συνδέονται μέσω ενός ομοιοπολικού δεσμού.

Το κοινό αυτό ζευγάρι ηλεκτρονίων δεν περιορίζεται σε ένα άτομο, αλλά απλώνεται σαν δίκτυ, περιβάλλοντας και τα δύο άτομα. Είναι δυνατόν επίσης τα άτομα να μοιράζονται περισσότερα από δύο ηλεκτρόνια. Κατά συνέπεια, τα άτομα είναι δυνατό να συνδέονται με απλό δεσμό (ένα κοινό ζευγάρι ηλεκτρονίων) ή με διπλό δεσμό (δύο κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων) ή με τριπλό δεσμό (τρία κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων).

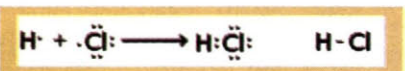
- Με ομοιοπολικό δεσμό, όπως υποδηλώνει και το όνομά του, μπορούν να συνδεθούν άτομα του ίδιου στοιχείου (αμέταλλα) ή διαφορετικών στοιχείων (συνήθως αμέταλλα).

Μη ξεχνάμε ότι, όπως στην περίπτωση ιοντικών ενώσεων, ομοιοπολικοί δεσμοί σχηματίζονται μόνο όταν το σύστημα οδηγείται σε χαμηλότερη ενεργειακή στάθμη, οπότε έχουμε σταθερότερη δομή.

Ας δούμε τώρα πώς μπορούν να συνδεθούν δύο άτομα υδρογόνου, για να σχηματίσουν το μόριο του υδρογόνου. Κάθε άτομο υδρογόνου αμοιβαία συνεισφέρει το μοναδικό μονήρες ηλεκτρόνιο που διαθέτει, με αποτέλεσμα το σχηματισμό ενός κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων, δηλαδή ενός ζεύγους που να ανήκει και στα δύο άτομα. Κατ' αυτό τον τρόπο τα δύο άτομα αποκτούν δομή ευγενούς αερίου.



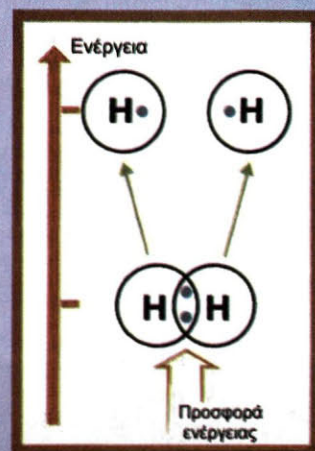
Με ανάλογο τρόπο μπορούμε να μελετήσουμε το σχηματισμό του μορίου του υδροχλωρίου (HCl) από ένα άτομο  $^1\text{H}$  και ένα άτομο  $^{35}\text{Cl}$ . Τα δύο άτομα αμοιβαία συνεισφέρουν τα μονήρη (μοναχικά) ηλεκτρόνιά τους προς σχηματισμό ενός ομοιοπολικού δεσμού. Κατ' αυτό τον τρόπο τα δύο άτομα αποκτούν δομή ευγενούς αερίου.



Οι παραπάνω παραστάσεις, που δείχνουν την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους στο μόριο, καθώς και το σχηματισμό των ομοιοπολικών δεσμών, ονομάζονται **ηλεκτρονιακοί τύποι**. Με βάση τον ηλεκτρονιακό τύπο παρατηρούμε ότι στο μόριο του HCl έχουμε τρία μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων (ηλεκτρόνια που δε συμμετέχουν στο σχηματισμό δεσμών) και ένα δεσμικό, τον ομοιοπολικό δεσμό. Ο ομοιοπολικός αυτός δεσμός μπορεί να παρασταθεί και με μία παύλα.

Στο σημείο αυτό καλό είναι να κάνουμε μία σύντομη αναφορά στην έννοια της ηλεκτραρνητικότητας. **Ηλεκτραρνητικότητα στοιχείου ονομάζεται η τάση του ατόμου στοιχείου να έλκει ηλεκτρόνια, όταν αυτό συμμετέχει στο σχηματισμό πολυατομικών συγκροτημάτων.**

Αν τα άτομα που σχηματίζουν τον ομοιοπολικό δεσμό είναι όμοια μεταξύ τους, όπως π.χ. στο μόριο του  $\text{H}_2$ , τότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού έλκεται εξ ίσου από τους πυρήνες των δύο ατόμων, οπότε έχουμε ομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους των ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο ατόμων. Στην περίπτωση αυτή έχουμε ένα **μη πολικό (μη πολωμένο) ομοιοπολικό δεσμό**.



Ο σχηματισμός ομοιοπολικού δεσμού οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια, όπως φαίνεται σχηματικά στην περίπτωση του σχηματισμού του μορίου του υδρογόνου. Αντίθετα, για να διασπαστεί ένας δεσμός απαιτείται ενέργεια (ενέργεια δεσμού). Όσο μεγαλύτερη είναι η ενέργεια αυτή, τόσο πιο ισχυρός είναι ο δεσμός.

- Γενικώς τα άτομα αμετάλλων ενώνονται με ομοιοπολικό δεσμό.

- Οι ηλεκτρονικοί τύποι των μορίων μας δείχνουν ά, τι και οι μοριακοί τύποι (από ποια άτομα και με ποια αναλογία συγκροτείται το μόριο), και επιπλέον την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους των ατόμων.

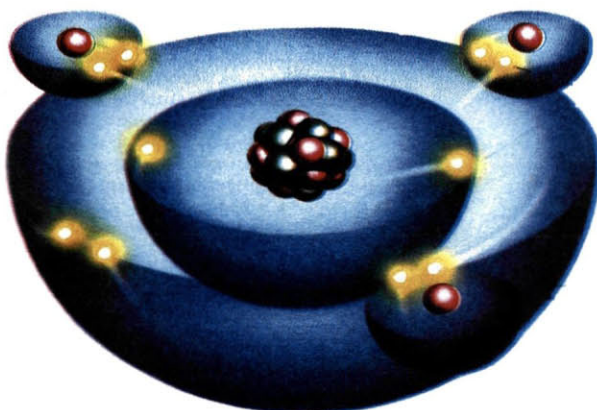
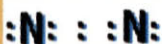
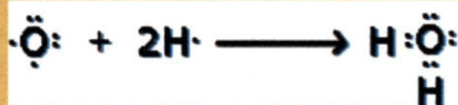
- Ηλεκτραρνητικότητα ενός ατόμου είναι η δύναμη (τάση) με την οποία το άτομο έλκει ηλεκτρόνια μέσα στο μόριο των ενώσεων με άλλα άτομα. Να σημειωθεί ότι, όσο η απομικτική ακτίνα μειώνεται και ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους αυξάνεται, τόσο η τιμή της ηλεκτραρνητικότητας αυξάνει.

Δε συμβαίνει όμως το ίδιο, όταν τα άτομα του μορίου είναι διαφορετικά, π.χ. στο μόριο του HCl. Στην περίπτωση αυτή το κοινό ζεύγος των ηλεκτρονίων έλκεται περισσότερο από το ηλεκτραρνητικότερο άτομο, π.χ. Cl. Έτσι, έχουμε ανομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους των ηλεκτρονίων, με μεγαλύτερο ποσοστό προς την πλευρά του ηλεκτραρνητικότερου (π.χ. Cl). Στην περίπτωση αυτή ο δεσμός ονομάζεται **πολικός (πολωμένος) ομοιοπολικός δεσμός**. Είναι μάλιστα προφανές πως όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ των ατόμων, τόσο πιο πολωμένος είναι ο ομοιοπολικός δεσμός.



**ΣΧΗΜΑ 2.9** Ο πολικός ομοιοπολικός δεσμός (μέσο) αποτελεί μία ενδιάμεση κατάσταση μεταξύ του μη πολικού (αριστερά) και του ιοντικού δεσμού (δεξιά).

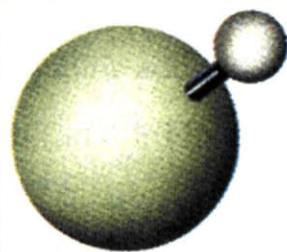
Παρακάτω δίνονται οι ηλεκτρονικοί τύποι των πολυατομικών μορίων, νερού (H<sub>2</sub>O) και αμμωνίας (NH<sub>3</sub>), καθώς και των μορίων με πολλαπλούς ομοιοπολικούς δεσμούς, διοξειδίου του άνθρακα (CO<sub>2</sub>) και αζώτου (N<sub>2</sub>). Να παρατηρήσουμε ότι σε όλες τις περιπτώσεις, πλην της τελευταίας, οι δεσμοί είναι ομοιοπολικοί πολικοί. Επίσης να σημειώσουμε ότι ο διπλός και τριπλός δεσμός συγκροτείται από δύο ή τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων, αντίστοιχα.



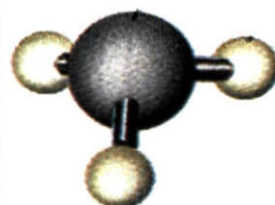
- Οι καθαρά ομοιοπολικοί και καθαρά ιοντικοί δεσμοί είναι ακραίες περιπτώσεις. Οι περισσότεροι δεσμοί είναι ενδιάμεσου χαρακτήρα.

- Η πόλωση ενός ομοιοπολικού δεσμού υποδηλώνει την ύπαρξη ιοντικού χαρακτήρα στον ομοιοπολικό δεσμό.

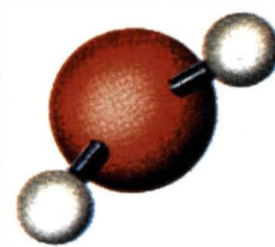
#### Μοριακά μοντέλα ομοιοπολικών ενώσεων



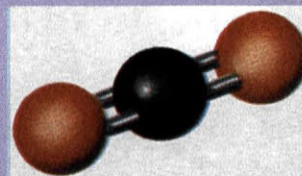
μόριο HCl



μόριο NH<sub>3</sub>



μόριο H<sub>2</sub>O



μόριο CO<sub>2</sub>

**ΣΧΗΜΑ 2.10** Σχηματική απεικόνιση της αμοιβαπτικής ένωσης NH<sub>3</sub>.

## Kerner

Δεν υπάρχει τέτοιο πράγμα, ένα ηλεκτρόνιο με καθορισμένη θέση και ορμή. Προσδιορίζεις τη μία, χάνεις την άλλη και όλα αυτά συμβαίνουν χωρίς κόλπα (...) Όταν τα πράγματα γίνονται πραγματικά μικρά, γίνονται τρελά (...). Σφίξτε λοιπόν τώρα τη γροθιά σας, και αν η γροθιά σας έχει το μέγεθος του πυρήνα ενός ατόμου, τότε το άτομο είναι μεγάλο σαν τον καθεδρικό ναό του Αγίου Παύλου, και αν τυχαίνει να είναι το άτομο του υδρογόνου, τότε έχει ένα μοναδικό ηλεκτρόνιο, που πετάει εδώ και εκεί σαν πεταλουδίτσα στον άδειο ναό, τη μια στον τρούλο και την άλλη κοντά στην Αγία Τράπεζα (...). Κάθε άτομο είναι ένας καθεδρικός ναός (...). Ένα ηλεκτρόνιο δε διαγράφει μια τροχιά, όπως ένας πλανήτης. Μοιάζει με πεταλουδίτσα που ήταν εδώ πριν από μια στιγμή, κερδίζει ή χάνει ένα κβάντα ενέργειας και πηδάει, και τη στιγμή του κβαντικού πηδήματος μοιάζει με δύο πεταλούδες, μια που είναι εκεί και μια που παύει να είναι εκεί. Ένα ηλεκτρόνιο είναι σαν δίδυμα, το καθένα μοναδικό, ένα μοναδικό δίδυμο.



## P. Atkins (καθηγητής στο πανεπιστήμιο της Οξφόρδης)

Αν «σηκώσετε» ένα άτομο, θα εκπλαγείτε από το βάρος του. Θα μείνετε άναυδοι, όταν διαπιστώσετε ότι η ύπαρξή του είναι σχεδόν ανύπαρκτη, σαν ιστός αράχνης. Στην πραγματικότητα ένα άτομο, φαινομενικά, είναι σχεδόν τίποτε. Μόνο ένα υπεράνθρωπα οξύ και διαπεραστικό βλέμμα θα μπορούσε να δει τη μικροσκοπική κουκίδα στο κέντρο του ιστού- μια κουκίδα στην οποία, παρά το ασήμαντο μέγεθός της, περιλαμβάνεται σχεδόν ολόκληρη η μάζα του ατόμου. Τούτη η συμπαγής αλλά μικροσκοπική κουκίδα αποτελεί τον πυρήνα του ατόμου. Αυτό που μας ενδιαφέρει είναι ότι οι πυρήνες συνίστανται από δύο τύπους στοιχειωδών σωματιδίων, τα πρωτόνια και τα νετρόνια, που συνδέονται ισχυρά μεταξύ τους (εξάιρεση αποτελεί το υδρογόνο, ο πυρήνας του οποίου συνίσταται από ένα μόνο πρωτόνιο). Οι πυρήνες επιβιώνουν, επειδή τα πρωτόνια και τα νετρόνιά τους συγκολλώνται υπό την επίδραση μιας ειδικής δύναμης που ασκούν το ένα στο άλλο. Ενάντια σ' αυτή τη δύναμη δρα η άπωση μεταξύ των ομώνυμων φορτίων, χαρακτηριστική των θετικά φορτισμένων πρωτονίων που συνωθούνται μέσα στον πυρήνα. Ένας πυρήνας μπορεί να επιβιώσει μόνο αν υπάρχουν αρκετά νετρόνια - ηλεκτρικά ουδέτερα σωματίδια - που συγκρατούνται σταθερά με τα πρωτόνια, σαν ναυαγοί επιζώντες πάνω σε μια εύθραυστη σχεδία που κλυδωνίζεται σ' ένα τρικυμισμένο ωκεανό. Έξω από τον πυρήνα κατοικούν τα ηλεκτρόνια. Εδώ συντελείται η χημική δράση, και εδώ βρίσκονται οι αιτίες των διαφόρων ομοιοτήτων μεταξύ των στοιχείων.



## Γ. Κον και Τ. Ποπλ (Βραβείο Νόμπελ Χημείας 1998)

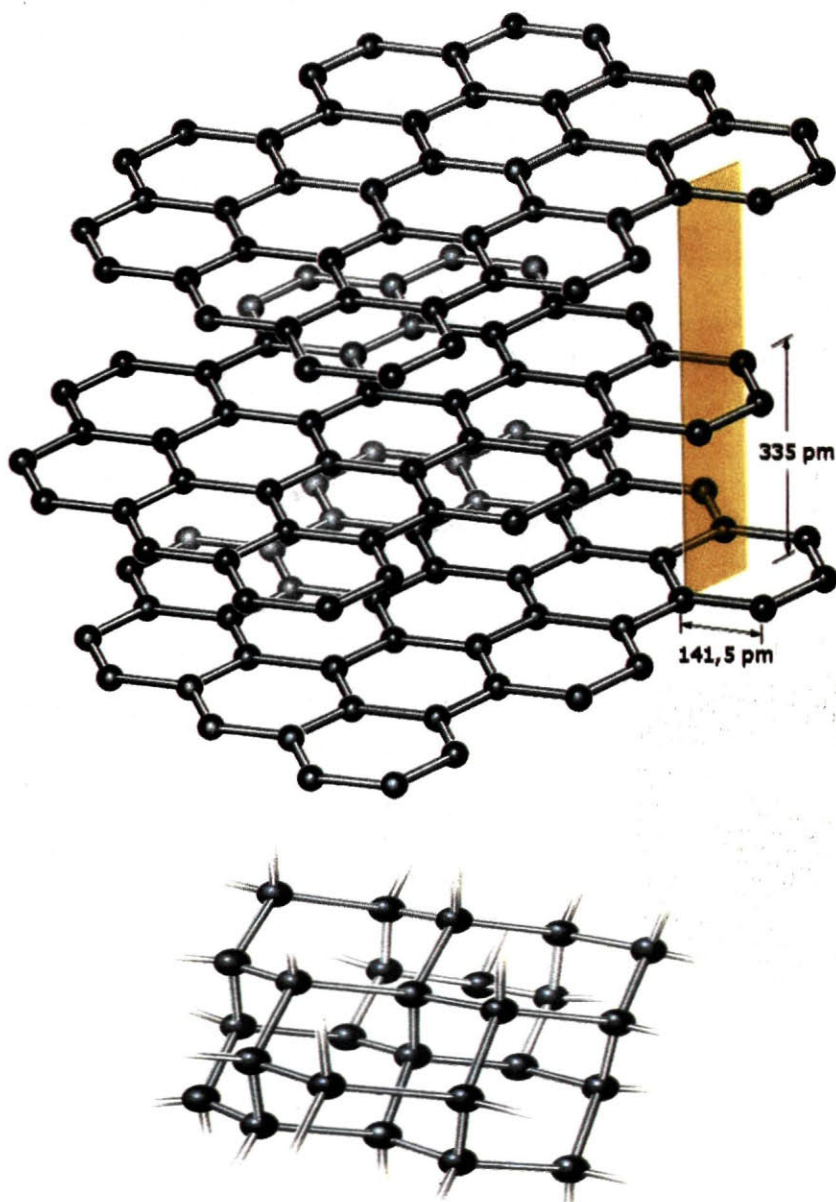
Ο Κον διατύπωσε μια νέα θεωρία για τη συμπεριφορά των ηλεκτρονίων, μελετώντας πόσα ηλεκτρόνια κατά μέσο όρο βρίσκονται σε κάθε σημείο του χώρου. Έδειξε ότι δεν είναι απαραίτητο να περιγράφουμε με εξισώσεις την κίνηση των ηλεκτρονίων και έτσι, απλοποιώντας τα πράγματα βοήθησε τους ερευνητές να κόψουν πολύ δρόμο ως τον τελικό στόχο της διερεύνησης της συμπεριφοράς των ατόμων. Ο Ποπλ αξιοποίησε τις δυνατότητες των υπολογιστικών μηχανών, καταρτίζοντας ένα πρόγραμμα που βοηθά να διεισδύσουμε ακόμη περισσότερο στη συμπεριφορά των απειροελάχιστων σωματιδίων της ύλης.

## Ανακεφαλαίωση

1. Η Χημεία είναι η επιστήμη της ύλης και των μεταμορφώσεων της.
2. Το Διεθνές Σύστημα Μονάδων (SI) περιέχει 7 θεμελιώδη μεγέθη με τις χαρακτηριστικές τους μονάδες.
3. Μάζα είναι το ποσό της ύλης που περιέχεται σε ένα σώμα.
4. Όγκος είναι ο χώρος που καταλαμβάνει ένα σώμα.
5. Ως πυκνότητα ορίζεται το πηλίκο της μάζας προς τον αντίστοιχο όγκο σε σταθερές συνθήκες πίεσης (για τα αέρια) και θερμοκρασίας.
6. Άτομο είναι το μικρότερο σωματίδιο ενός στοιχείου που μπορεί να πάρει μέρος στο σχηματισμό χημικών ενώσεων.
7. Μόριο είναι το μικρότερο κομμάτι μιας καθορισμένης ουσίας που μπορεί να υπάρχει ελεύθερο και να διατηρεί τις ιδιότητες του σώματος από το οποίο προέρχεται.
8. Τα ιόντα είναι τα φορτισμένα άτομα (μονοατομικά ιόντα) ή τα φορτισμένα συγκροτήματα ατόμων (πολυατομικά ιόντα).
9. Ατομικότητα στοιχείου ονομάζεται ο αριθμός που δείχνει από πόσα άτομα αποτελείται το μόριο ενός στοιχείου.
10. Ατομικός αριθμός ( $Z$ ) είναι ο αριθμός των πρωτονίων στον πυρήνα του ατόμου ενός στοιχείου.
11. Μαζικός αριθμός ( $A$ ) είναι ο αριθμός των πρωτονίων και των νετρονίων στον πυρήνα ενός ατόμου.
12. Ισότοπα ονομάζονται τα άτομα που έχουν τον ίδιο ατομικό αλλά διαφορετικό μαζικό αριθμό.
13. Η ύλη, ανάλογα με τις συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, βρίσκεται σε τρεις φυσικές καταστάσεις, τη στερεά, την υγρή και την αέρια.
14. Ιδιότητες είναι τα χαρακτηριστικά γνωρίσματα των διαφόρων ουσιών και διακρίνονται σε φυσικές και χημικές.
15. Φαινόμενα ονομάζονται οι μεταβολές που υφίστανται τα σώματα και διακρίνονται σε φυσικά και χημικά.
16. Όλα τα σώματα που μας περιβάλλουν διακρίνονται σε καθαρές ουσίες και σε μίγματα. Οι καθαρές ουσίες ή καθορισμένα σώματα διακρίνονται σε στοιχεία και χημικές ενώσεις, και τα μίγματα διακρίνονται σε ομογενή και ετερογενή.
17. Στοιχείο ονομάζεται η ουσία που αποτελείται από ένα είδος ατόμων, δηλαδή από άτομα που έχουν τον ίδιο ατομικό αριθμό.
18. Διάλυμα είναι το ομογενές μίγμα δύο ή περισσότερων συστατικών. Το διάλυμα αποτελείται από το διαλύτη και τη διαλυμένη ουσία (μπορεί να είναι περισσότερες από μία).
19. Διαλυτότητα είναι η περιεκτικότητα ενός κορεσμένου διαλύματος. Κορεσμένο είναι το διάλυμα το οποίο περιέχει τη μέγιστη ποσότητα της ουσίας που μπορεί να διαλυθεί στο συγκεκριμένο διαλύτη και σε σταθερές συνθήκες.

## Χαρακτηριστικά ομοιοπολικών ή μοριακών ενώσεων

1. Οι μοριακές ενώσεις διαφέρουν εντυπωσιακά από τις ιοντικές, είναι δηλαδή διακριτά συμπλέγματα ατόμων (μόρια) και όχι εκτενή συσσωματώματα (κρύσταλλοι). Επιπλέον, οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων είναι ασθενείς σε σχέση με αυτές μεταξύ των ιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα. Γι' αυτό οι μοριακές ενώσεις σχηματίζουν μαλακά στερεά με χαμηλά σημεία τήξεως, ή υγρά με χαμηλά σημεία βρασμού, ή αέρια σώματα. Υπάρχουν βέβαια περιπτώσεις στις οποίες τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους και σχηματίζουν μεγαλομόρια, όπως είναι το διαμάντι ή ο γραφίτης, τα οποία χαρακτηρίζονται από εξαιρετική σκληρότητα και πολύ υψηλά σημεία τήξεως.
2. Ομοιοπολικές ενώσεις είναι κατά το πλείστον οι ενώσεις μεταξύ αμετάλλων, π.χ. οξέα, οξείδια αμετάλλων κλπ.
3. Σε καθαρή κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, ενώ τα υδατικά διαλύματα ορισμένων ομοιοπολικών ενώσεων (π.χ. οξέων) άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.



**ΣΧΗΜΑ 2.11** Ο γραφίτης (πάνω) και το διαμάντι (κάτω) αποτελούν χαρακτηριστικά παραδείγματα κρυσταλλικών στερεών των οποίων τα άτομα συνδέονται με ομοιοπολικούς δεσμούς (ομοιοπολικοί κρύσταλλοι).

## 2.4 Η γλώσσα της χημείας – Αριθμός οξείδωσης-Γραφή χημικών τύπων και εισαγωγή στην ονοματολογία των ενώσεων

### Εισαγωγή

Η γλώσσα της χημείας είναι η πλουσιότερη γλώσσα. Έχει να κάνει με τουλάχιστον δέκα εκατομμύρια γνωστές ενώσεις και ο αριθμός αυτός αυξάνεται ραγδαία. Περίπου 600 000 νέες ενώσεις παρασκευάζονται κάθε χρόνο. Σκεφθείτε για σύγκριση ότι η αγγλική γλώσσα δεν ξεπερνά τις 500 000 λέξεις.

Στην αρχή τα ονόματα δίνονταν κατά το πλείστον με βάση την προέλευση ή τις ιδιότητες της ένωσης, π.χ. το χρώμα. Μερικά απ' αυτά «αντέχουν» μέχρι σήμερα, πχ. οινόπνευμα ή άκουα φόρτε (δυνατό νερό, το νιτρικό οξύ). Λίγο αργότερα, με την αύξηση του αριθμού των ενώσεων, επικράτησε πλήρης σύγχυση, μέχρις ότου στις αρχές του 19<sup>ου</sup> αιώνα ο σπουδαίος χημικός Berzelius έδωσε τους συμβολισμούς των χημικών στοιχείων και άνοιξε το δρόμο για τη συστηματική μελέτη της ονοματολογίας.

Στις ημέρες μας η Διεθνής Ένωση Θεωρητικής και Εφαρμοσμένης Χημείας (IUPAC) έχει επιφορτιστεί με το έργο της εναρμόνισης της διεθνούς αυτής «γλώσσας», με θέσπιση από καιρό σε καιρό νέων συμπληρωματικών κανόνων που να καλύπτουν τις νέες εξελίξεις και έχουν παγκόσμια ισχύ.

### Χημικά σύμβολα, το αλφαβητάρι της χημείας

Τα χημικά σύμβολα είναι συντομογραφίες των ονομάτων των 112 στοιχείων. Τα σύμβολα αυτά προέρχονται συνήθως από το πρώτο ή τα δύο πρώτα γράμματα του αγγλικού ή του λατινικού ονόματος του στοιχείου. Τα σύμβολα και τα ονόματα των στοιχείων δίνονται στο παράρτημα, στον πίνακα των σχετικών ατομικών μαζών (ατομικών βαρών).

### Χημικοί τύποι ενώσεων, το λεξιλόγιο της χημείας

Οι χημικοί τύποι αποτελούν τα σύμβολα των χημικών ενώσεων. Οι χημικοί τύποι διακρίνονται σε διάφορα είδη ανάλογα με τις πληροφορίες που δίνουν για τις ενώσεις τις οποίες συμβολίζουν. Οι **μοριακοί τύποι**, που χρησιμοποιούνται συνήθως στην ανόργανη χημεία, μας δείχνουν:

1. από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση
2. τον ακριβή αριθμό των ατόμων στο μόριο της ένωσης.

Να σημειωθεί ότι η οργανική χημεία περιλαμβάνει τις ενώσεις του άνθρακα πλην του  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  και ανθρακικών αλάτων.

Για τη γραφή και την ονομασία των μοριακών τύπων είναι απαραίτητη η γνώση των κυριότερων ιόντων καθώς και η εκμάθηση των συνηθέστερων αριθμών οξείδωσης των στοιχείων στις ενώσεις τους. Αυτά εκτίθενται αμέσως παρακάτω:



**Berzelius (1779-1848)**

Σουηδός γιατρός. Η αγάπη του για τις φυσικές επιστήμες τον έστρεψε προς την ιατρική, το μόνο κατάλληλο πεδίο εκείνη την εποχή για όποιον ενδιαφερόταν να σπουδάσει χημεία. Γιγαντιαίο ήταν το ερευνητικό του έργο. Σε μια εποχή όπου οι δημοσιεύσεις ήταν λιγοστές, αυτός δημοσίευσε 250 περίπου πρωτότυπα άρθρα, εκτός από βιβλία. Ανακάλυψε νέα στοιχεία και προσδιόρισε με σχολαστικότητα τις σχετικές ατομικές μάζες όλων των τότε γνωστών στοιχείων (43). Εφηύρε τη «χημική αλφάβητο», εισάγοντας τις συντομογραφίες των στοιχείων, που έκτοτε χρησιμοποιούνται στη διεθνή γλώσσα της χημείας.

## Οι τύποι των ιόντων και οι ονομασίες τους

Τα ιόντα ως γνωστό είναι φορτισμένα άτομα, π.χ.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{S}^{2-}$ , ή φορτισμένα συγκροτήματα ατόμων, π.χ.  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ . Αυτά που έχουν θετικό φορτίο λέγονται κατιόντα, ενώ αυτά που έχουν αρνητικό φορτίο λέγονται ανιόντα. Οι ονομασίες και οι συμβολισμοί των κυριότερων μονοατομικών και πολυατομικών ιόντων δίνονται στους παρακάτω πίνακες:

**Πίνακας 2.3** Ονοματολογία των κυριότερων μονοατομικών ιόντων

|               |                       |                 |                       |
|---------------|-----------------------|-----------------|-----------------------|
| $\text{Cl}^-$ | χλωριούχο ή χλωρίδιο  | $\text{O}^{2-}$ | οξυγονούχο ή οξείδιο  |
| $\text{Br}^-$ | βρωμιούχο ή βρωμίδιο  | $\text{S}^{2-}$ | θειούχο ή σουλφίδιο   |
| $\text{I}^-$  | ιωδιούχο ή ιωδίδιο    | $\text{N}^{3-}$ | αζωτούχο ή νιτρίδιο   |
| $\text{F}^-$  | φθοριούχο ή φθορίδιο  | $\text{P}^{3-}$ | φωσφορούχο ή φωσφίδιο |
| $\text{H}^-$  | υδρογονούχο ή υδρίδιο |                 |                       |
|               |                       |                 |                       |

**Πίνακας 2.4** Ονοματολογία των κυριότερων πολυατομικών ιόντων

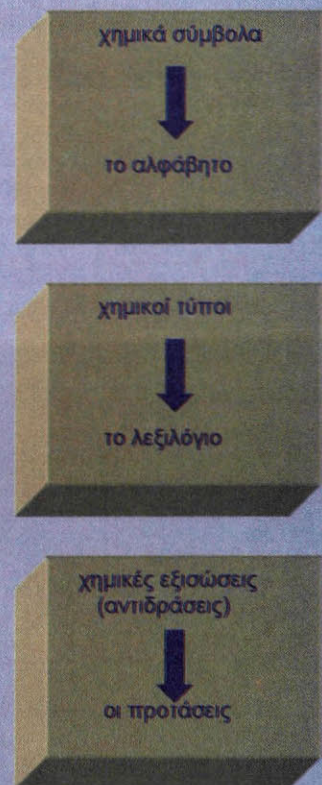
|                    |            |                  |                   |                              |                    |
|--------------------|------------|------------------|-------------------|------------------------------|--------------------|
| $\text{NO}_3^-$    | νιτρικό    | $\text{CN}^-$    | κυάνιο (κυανίδιο) | $\text{HCO}_3^-$             | όξινο ανθρακικό    |
| $\text{CO}_3^{2-}$ | ανθρακικό  | $\text{ClO}_4^-$ | υπερχλωρικό       | $\text{HPO}_4^{2-}$          | όξινο φωσφορικό    |
| $\text{SO}_4^{2-}$ | θειικό     | $\text{ClO}_3^-$ | χλωρικό           | $\text{H}_2\text{PO}_4^-$    | δισόξινο φωσφορικό |
| $\text{PO}_4^{3-}$ | φωσφορικό  | $\text{ClO}_2^-$ | χλωριώδες         | $\text{MnO}_4^-$             | υπερμαγγανικό      |
| $\text{OH}^-$      | υδροξείδιο | $\text{ClO}^-$   | υποχλωριώδες      | $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ | διχρωμικό          |
| $\text{NH}_4^+$    | αμμώνιο    | $\text{HSO}_4^-$ | όξινο θειικό      | $\text{CrO}_4^{2-}$          | χρωμικό            |

## Αριθμός οξείδωσης

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

- Αριθμός οξείδωσης ενός ατόμου σε μία ομοιοπολική ένωση ορίζεται το φαινομενικό φορτίο που θα αποκτήσει το άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο. Αντίστοιχα, αριθμός οξείδωσης ενός ιόντος σε μια ιοντική ένωση είναι το πραγματικό φορτίο του ιόντος.

Οι συνηθέστεροι αριθμοί οξείδωσης στοιχείων σε ενώσεις είναι αυτοί που αναγράφονται στον παρακάτω πίνακα:



- Ανάλογα πολυατομικά ιόντα με αυτά του Cl σχηματίζουν το Br, και το I, π.χ.  $\text{BrO}_3^-$  βρωμικό ιόν.

**Πίνακας 2.5** Συνήθεις τιμές Α.Ο. στοιχείων σε ενώσεις τους

| Μέταλλα        |            | Αμέταλλα  |                    |
|----------------|------------|-----------|--------------------|
| K, Na, Ag      | +1         | F         | -1                 |
| Ba, Ca, Mg, Zn | +2         | H         | +1 (-1)            |
| Al             | +3         | O         | -2 (-1, +2)        |
| Cu, Hg         | +1, +2     | Cl, Br, I | -1(+1, +3, +5, +7) |
| Fe, Ni         | +2, +3     | S         | -2 (+4, +6)        |
| Pb, Sn         | +2, +4     | N, P      | -3 (+3, +5)        |
| Mn             | +2, +4, +7 | C, Si     | -4, +4             |
| Cr             | +3, +6     |           |                    |

Για τον υπολογισμό των αριθμών οξείδωσης στοιχείων σε ενώσεις ακολουθούμε τους παρακάτω πρακτικούς κανόνες:

1. Κάθε στοιχείο σε ελεύθερη κατάσταση έχει Α.Ο. ίσο με το μηδέν.
2. Το H στις ενώσεις του έχει Α.Ο. ίσο με +1, εκτός από τις ενώσεις του με τα μέταλλα (υδρίδια) που έχει -1.
3. Το F στις ενώσεις του έχει πάντοτε Α.Ο. ίσο με -1.
4. Το O στις ενώσεις του έχει Α.Ο. ίσο με -2, εκτός από τα υπεροξείδια (που έχουν την ομάδα -O-O-), στα οποία έχει -1, και την ένωση OF<sub>2</sub> (οξείδιο του φθορίου), στην οποία έχει +2.
5. Τα αλκάλια, π.χ. Na, K, έχουν πάντοτε Α.Ο. +1, και οι αλκαλικές γαίες, π.χ. Ba, Ca, έχουν πάντοτε Α.Ο. +2.
6. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε μία ένωση είναι ίσο με το μηδέν.
7. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε ένα πολυατομικό ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.

### Παράδειγμα 2.4

Να υπολογισθούν οι αριθμοί οξείδωσης:

- α) του S στο θειικό οξύ (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)
- β) του P στο φωσφορικό ιόν (PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>).

#### ΑΠΑΝΤΗΣΗ

α) Οι αριθμοί οξείδωσης για το H είναι +1 και για το O είναι -2, άρα έχουμε:

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

β) Για το O ο αριθμός οξείδωσης είναι -2, άρα έχουμε:

$$x + 4(-2) = -3 \Rightarrow x = +5$$

δηλαδή, ο Α.Ο. του P στο φωσφορικό ιόν είναι +5.

### Εφαρμογή

Να υπολογίσετε τους αριθμούς οξείδωσης:

- α) του χρωμίου (Cr) στο διχρωμικό κάλιο (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) και
- β) του άνθρακα (C) στο ανθρακικό ιόν (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>).

## Γραφή μοριακών τύπων ανόργανων χημικών ενώσεων

Κατ' αρχάς δεχόμαστε ότι η ανόργανη ένωση αποτελείται από δύο μέρη, που μπορεί να είναι άτομα ή ιόντα. Αν το πρώτο μέρος, π.χ. Α, έχει θετικό αριθμό οξείδωσης  $+x$ , ενώ το δεύτερο τμήμα Β έχει αριθμό οξείδωσης  $-y$ , τότε ο μοριακός τύπος της ένωσης είναι  $A_yB_x$ .

Να παρατηρήσουμε ότι:

- αν κάποιος δείκτης είναι 1, τότε αυτός παραλείπεται.
- αν ο λόγος  $y:x$  απλοποιείται, τότε προηγείται απλοποίηση πριν από τη γραφή του μοριακού τύπου.

### Παράδειγμα 2.5

Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από:

- $Al^{+3}$  και  $SO_4^{2-}$
- $Sn^{4+}$  και  $O^{2-}$ .

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

- $Al_2(SO_4)_3$
- $Sn_2O_4 \rightarrow SnO_2$ .

### Εφαρμογή

Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από:

- $Ca^{2+}$  και  $CO_3^{2-}$
- $Fe^{3+}$  και  $S^{2-}$ .

## Ονοματολογία ανόργανων χημικών ενώσεων

Η χημική γλώσσα, τέλος, ολοκληρώνεται με την ονοματολογία των ενώσεων. Σε γενικές γραμμές η ονοματολογία των ενώσεων αποτελεί συνδυασμό των ονομάτων των δύο τμημάτων (Α, Β) της ένωσης. Να παρατηρήσουμε ότι στην Ελλάδα, σε αντίθεση με τις οδηγίες της IUPAC, οι ενώσεις διαβάζονται αντίθετα από ότι γράφονται. Δηλαδή, το δεύτερο τμήμα της ένωσης διαβάζεται πρώτο και το πρώτο τμήμα αυτής δεύτερο. Οι κανόνες που παρατίθενται παρακάτω αφορούν την ονομασία ανόργανων ενώσεων, με την προϋπόθεση ότι γνωρίζουμε το μοριακό τύπο αυτών.

α. Οι ενώσεις των μετάλλων (ή του ιόντος  $NH_4^+$ ) με πολυατομικό ανιόν ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και το όνομα του μετάλλου (ή  $NH_4^+$ ) μετά. Επίσης, οι ενώσεις του υδρογόνου με πολυατομικά ανιόντα ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και τη λέξη «οξύ» μετά. Π.χ.

|                |                    |
|----------------|--------------------|
| $K_2CO_3$      | ανθρακικό κάλιο    |
| $Ca_3(PO_4)_2$ | φωσφορικό ασβέστιο |
| $NH_4ClO_3$    | χλωρικό αμμώνιο    |
| $H_2SO_4$      | θειικό οξύ         |
| $H_3PO_4$      | φωσφορικό οξύ      |

• Σύμφωνα με τις οδηγίες της IUPAC, στην ονοματολογία των ανόργανων ενώσεων προτάσσεται η ονομασία του πρώτου τμήματος και ακολουθεί η ονομασία του δεύτερου τμήματος, π.χ.  $SO_3$  θείο τριοξείδιο.

• Εξαιρέσεις  
 $HF$  υδροφθόριο  
 $HCl$  υδροχλώριο  
 $HBr$  υδροβρώμιο  
 $HI$  υδροϊώδιο  
 $H_2S$  υδρόθειο  
 $HCN$  υδροκυάνιο.

β. Η ονομασία ένωσης μετάλλου (ή  $\text{NH}_4^+$ ) με αμέταλλο προκύπτει από το όνομα του αμετάλλου με την κατάληξη -ούχο ή -ίδιο και ακολουθεί το όνομα του μετάλλου (ή  $\text{NH}_4^+$ ). Να παρατηρήσουμε ότι, αν το μέταλλο έχει περισσότερους από έναν αριθμούς οξείδωσης, τότε μέσα σε παρένθεση αναγράφεται με λατινικό αριθμό ο αριθμός οξείδωσης στον οποίο αναφερόμαστε. π.χ.

$\text{MgBr}_2$  βρωμιούχο μαγνήσιο  
 $\text{FeS}$  θειούχος σίδηρος (II)  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3$  οξειδίο σιδήρου (III)

γ. Η ένωση ενός μετάλλου με το υδροξείδιο ονομάζεται υδροξείδιο του μετάλλου. π.χ.

$\text{KOH}$  υδροξείδιο του καλίου,  
 $\text{Al(OH)}_3$  υδροξείδιο του αργιλίου

δ. Μερικές φορές δύο στοιχεία σχηματίζουν περισσότερες από μία ενώσεις. Για τη διάκριση αυτών, στις περιπτώσεις αυτές, χρησιμοποιούμε αριθμητικά προθέματα, που δείχνουν τον αριθμό ατόμων του δεύτερου στοιχείου. Π.χ.

$\text{CO}$  μονοξείδιο του άνθρακα  
 $\text{CO}_2$  διοξείδιο του άνθρακα  
 $\text{N}_2\text{O}_5$  πεντοξείδιο του αζώτου  
 $\text{PCl}_5$  πενταχλωριούχος φωσφόρος

## Εφαρμογή

Δίνεται ο παρακάτω πίνακας:

|                  | $\text{NO}_3^-$ | $\text{ClO}_2^-$ | $\text{SO}_4^{2-}$           | $\text{PO}_4^{3-}$ | $\text{S}^{2-}$ | $\text{OH}^-$ | $\text{Cl}^-$ | $\text{O}^{2-}$ |
|------------------|-----------------|------------------|------------------------------|--------------------|-----------------|---------------|---------------|-----------------|
| $\text{Na}^+$    |                 |                  |                              |                    |                 |               |               |                 |
| $\text{Ca}^{2+}$ |                 |                  |                              |                    |                 |               |               |                 |
| $\text{Cu}^{2+}$ |                 |                  |                              |                    |                 |               |               |                 |
| $\text{Al}^{3+}$ |                 |                  | $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |                    |                 |               |               |                 |
| $\text{Fe}^{3+}$ |                 |                  |                              |                    |                 |               |               |                 |
| $\text{NH}_4^+$  |                 |                  |                              |                    |                 |               |               |                 |
| $\text{H}^+$     |                 |                  |                              |                    |                 |               |               |                 |

- Να συμπληρώσετε τον πίνακα γράφοντας σε κάθε κενό τον αντίστοιχο μοριακό τύπο, όπως δείχνει το παράδειγμα.
- Να αριθμήσετε και να ονομάσετε τις 63 ενώσεις του πίνακα.
- Δίπλα από κάθε όνομα και χωρίς να βλέπετε τον πίνακα να γράψετε τον αντίστοιχο τύπο και στη συνέχεια να ελέγξετε τους τύπους με τους αντίστοιχους τύπους του πίνακα.



# Γνωρίζεις ότι...

## Μια περιοδεία στον περιοδικό πίνακα.....

(εμπνευσμένο από το περιοδικό βασίλειο του Atkins)

Καλώς ορίσατε στο περιοδικό βασίλειο. Τούτος ο τόπος είναι πραγματικός., όσο φανταστικός και αν φαίνεται. Είναι το βασίλειο των χημικών στοιχείων. Απ' τα στοιχεία αυτά φτιάχνονται οι πλανήτες, οι βράχοι, τα φυτά, τα ζώα, καθετί που μας περιβάλλει. Και εμείς οι ίδιοι στοιχεία είμαστε, οι εγκεφαλοί μας συντίθενται από στοιχεία, ακόμη και οι απόψεις μας, με κάποια έννοια, είναι ιδιότητες των στοιχείων. Είμαστε λοιπόν κάτοικοι στο ίδιο βασίλειο, στο περιοδικό βασίλειο.

Αριστερά μας, στη χώρα της δύσης, απλώνεται ο *ορθογώνιος τομέας των στοιχείων s*. Εδώ βασιλεύουν τα δραστικά μέταλλα. Αυτά που δε συναντάμε ποτέ ελεύθερα στη φύση, λόγω της εξαιρετικής τους δραστηριότητας. Και όσο προχωράμε προς τα νότια, τόσο η δράση αυξάνει. Να πάρουμε για παράδειγμα την αντίδρασή τους με το νερό. Στην αρχή, στη βόρεια δυτική περιοχή του λίθιου (Li), το αποτέλεσμα της βροχής φαίνεται ασημαντό. Η αντίδραση με το νερό είναι ήσυχη. Το έδαφος σιγοβράζει, και αναδίδει φυσαλίδες υδρογόνου. Ακριβώς παρακάτω, στο νάτριο (Na), το τοπίο αλλάζει. Εδώ η βροχή παλεύει με τον τόπο. Το έδαφος κοχλάζει και βράζει, οπότε το κτυπά μία σταγόνα νερού. Στο κάλιο (K) τα πράγματα χειροτερεύουν. Εδώ το έδαφος όχι μόνο φουσκώνει και βράζει, αλλά πιάνει φωτιά και καίγεται το υδρογόνο που ελευθερώνει η αντίδραση. Ακόμα πιο νότια, στις περιοχές ρουβιδίου (Rb) και καίσιου (Cs) τα πράγματα γίνονται εκρηκτικά. Εδώ, κάθε σταγόνα νερού είναι και μια βόμβα που σκάει μόλις προσκρούσει στο έδαφος. Τούτη η περιοχή δεν είναι κατοικήσιμη, όταν βρέχει.



**ΣΧΗΜΑ :** Η δράση του νερού διαδοχικά, από αριστερά προς τα δεξιά στο Λίθιο (Li), Νάτριο (Na) και Κάλιο (K).

Όμως, η δραστηριότητα αυτή των *αλκαλίων* δε σημαίνει ότι είναι άχρηστα. Το νάτριο για παράδειγμα, που βρίσκεται σε αφθονία στη φύση υπό μορφή άλατος, είναι ουσιώδες συστατικό του νευρικού συστήματος και του εγκεφάλου μας, χωρίς αυτό θα ήμασταν άχρηστες μηχανές.

Δίπλα στα αλκάλια και στον ίδιο ορθογώνιο τομέα βρίσκονται οι αλκαλικές γαίες. Εδώ ανήκει το ασβέστιο (Ca), χωρίς αυτό δεν θα υπήρχαν σταθερά οικοδομήματα στις σύγχρονες κοινωνίες, αφού αποτελεί βασικό συστατικό της οικοδομικής, π.χ. μάρμαρα. Ούτε τα μέλη του ζωικού βασιλείου θα είχαν ποτέ αναπτύξει τα επιθετικά τους όπλα χωρίς αυτό (δόντια, χαυλιόδοντες κλπ.). Ακριβώς πάνω του είναι το μαγνήσιο (Mg), που αποτελεί το βασικό συστατικό της χλωροφύλλης, χωρίς αυτήν ο κόσμος θα είχε μιαν αποπνικτική ξέρα αντί του πράσινου παράδεισου της ζωής που γνωρίζουμε.

Αν διασχίσουμε προς τα αριστερά τη γέφυρα μετάβασης (μετάπτωσης), φτάνουμε στη χώρα της ανατολής, το δεξιό *ορθογώνιο τμήμα των στοιχείων p*. Εδώ βρίσκεται η πιο εύφορη περιοχή του περιοδικού βασιλείου, που είναι αυτή του άνθρακα. Ο C διακρίνεται από τη μετριопάθειά του, είναι καλόβολος στις σχέσεις του, δεν είναι ψηλομύτης, όπως ας πούμε το φθόριο. Στη χημεία, όπως πολλές φορές και στη ζωή, αυτό ανταμειβεται. Ο C με τη μετριοφροσύνη του επέβαλε τον εαυτό του ως βασιλιά του περιοδικού πίνακα. Μην ξεχνάτε ότι ο άνθρακας αποτελεί το βασικό συστατικό των 10 περίπου εκατομμυρίων οργανικών ενώσεων. Εδώ στην ανατολική χώρα τα μέταλλα είναι πολύ πιο ήρεμα. Για παράδειγμα, ο κασσίτερος (Sn) για χρόνια χρησιμοποιούνταν σαν προστατευτική επικάλυψη των χαλύβδινων σωλήνων στη κονσερβοποιία, προτού ο κοντινός βόρειος γείτονάς του, το αργίλιο (Al), αντικαταστήσει τόσο το σκελετό (σίδηρο) όσο και την επιδερμίδα (κασσίτερο) σχεδόν όλων των συσκευασιών ποτών, ακόμη κι εκείνων που είναι τόσο διαβρωτικά όσο τα ανθρακούχα αναψυκτικά... Ο μόλυβδος (Pb), ο βόρειος γείτονας του κασσίτερου, διήνυσε ακόμη μεγαλύτερη διαδρομή μέσα στην ιστορία

χάρη στη χημική του αδράνεια. Από την εποχή της Ρωμαϊκής Αυτοκρατορίας μέχρι σήμερα χρησιμοποιείται για τη μεταγωγή του νερού, που είναι εξαιρετικά διαβρωτικό υγρό. Βέβαια ο μόλυβδος δεν είναι απολύτως αδρανής, κι έτσι, όταν μικρές ποσότητες αυτού εισέλθουν στον ανθρώπινο εγκέφαλο, προκαλούν διανοητική εξασθένηση.

Διασχίζοντας τη γραμμή των μεταλλοειδών φτάνουμε στην καρδιά της ανατολικής χώρας στο βασίλειο των αμετάλλων. Εδώ βρίσκουμε ορισμένες γνώριμες αόρατες αέριες περιοχές, όπως το άζωτο και το οξυγόνο. Το οξυγόνο είναι ζωτικής σημασίας. Το ίδιο απαραίτητο για τη ζωή είναι το άζωτο, γιατί οι πρωτεΐνες δομούνται από αυτό. Χάρη σ' αυτό μεταβιβάζεται η κληρονομικότητα, μέσω του DNA. Πιο κάτω διακρίνουμε το φώσφορο (P), που αποτελεί συστατικό των οστών. Ο P πέρα απ' αυτό έχει μία έντονη προσωπικότητα, που τον καθιστά ιδιαίτερο κατάλληλο να αποθηκεύει ενέργεια στους οργανισμούς, υπό μορφή ATP. Ένα σπουδαίο χαρακτηριστικό της ζωής είναι ότι δεν τελειώνει αστραπιαία, αλλά απαιτεί αργή εκτύλιξη και προσεκτική διάθεση ενέργειας. Μία μικρή ποσότητα ενέργειας εδώ, άλλη μία εκεί, όχι ένας αιφνίδιος κατακλυσμός. Ένα βήμα πιο δεξιά συναντάμε το θείο, ένα κίτρινο στερεό, που αποτελεί τη βάση για την παραγωγή του θειικού οξέος. Η παραγωγή του θειικού οξέος, που εμπλέκεται ισχυρά στη βιομηχανία λιπασμάτων, έχει χρησιμοποιηθεί ως δείκτης της απόδοσης της οικονομίας μιας χώρας. Να λοιπόν μία περιέργη συμμαχία: οι οργανισμοί με κύριο συστατικό τον C, χρησιμοποιούν οξέα, με κύριο συστατικό το S, ώστε να παράγουν λιπάσματα, με κύριο συστατικό το P, για να παράσχουν ενέργεια σε πρωτεΐνες, των οποίων το κύριο συστατικό είναι το N.

Ακριβώς πιο κάτω η περιοχή είναι δηλητηριασμένη με το αρσενικό (As). Η δραστηριότητα του As ως δηλητηρίου προκύπτει από τη στενή ομοιότητά του με το φώσφορο, η οποία του παρέχει τη δυνατότητα να διεισδύει σε αντιδράσεις που μετέχει ο P ενώ οι λεπτές διαφορές του συνωμοτούν στην απορύθμιση του μεταβολισμού του κυττάρου. Το As χρησιμοποιείται για να σκοτώνει καλοπροαίρετα, σε συγκεκριμένα φάρμακα που καταπολεμούν τις λοιμώξεις, και κακόβουλα, στα χημικά αέρια που προσβάλλουν τα νεύρα.

Πιο ανατολικά βρίσκονται τα αλογόνα. Το φθόριο ξεχωρίζει, είναι πολύ δραστικό αέριο, που πολύ δύσκολα αποθηκεύεται εξ' αιτίας της ευκολίας που μετατρέπει τα δοχεία σε κόσκινα. Ευτυχές πάντως γεγονός είναι η χρήση του φθορίου ως παράγοντα σκλήρυνσης του σμάλτου των δοντιών και συμβάλλει σημαντικά στη συνολική βελτίωση της οδοντικής υγείας των εθνών. Το χλώριο, ακριβώς νότια, βρίσκεται σε μεγάλη αφθονία στο θαλασσίνο νερό. Εκεί, αγκαλιά με το νάτριο, αποτελούν το επιτραπέζιο αλάτι. Το χλώριο υπάρχει άφθονο και στο σώμα μας, ο ρόλος του, όπως και στις θάλασσες, είναι κάπως παθητικός. Αποτελεί την ερωτική σύντροφo του νατρίου, και ο ρόλος του περιορίζεται σ' αυτό. Ωστόσο, σε αέρια μορφή το χλώριο παρουσιάζει έντονες ομοιότητες με το φθόριο, μπορεί να θανατώσει τόσο μικρόβια όσο και ανθρώπους. Αλλά μπορεί να ευθύνεται και για τη θανάτωση πληθυσμών με περισσότερο ανεπαίσθητους τρόπους: οι χλωράνθρακες και οι χλωροφθοράνθρακες, που χρησιμεύουν σαν ψυκτικά υγρά ή στα αεροζόλ, προκαλούν την τρύπα του όζοντος.

Στο τέλος του κόσμου, στην Άπω Ανατολή, βρίσκονται τα ευγενή αέρια, που αρνούνται έντονα τη χημική δράση. Αυτή η έλλειψη δραστηριότητας τα καθιστά χρήσιμα, γιατί μπορούν να δημιουργήσουν αδρανή ατμόσφαιρα όπου χρειαστεί.

Ανάμεσα στην ανατολική και στη δυτική χώρα εκτείνεται η γέφυρα μετάβασης (μετάπτωσης) με τα στοιχεία d. Εδώ φαίνεται η περιοχή εξερευνηθήκε από ανατολάς προς δυσμάς. Ο χαλκός βοήθησε την ανθρωπότητα να φύγει από την εποχή του λίθου και να οδηγηθεί στην εποχή του μετάλλου. Ο χαλκός αντέχει στη διάβρωση γι' αυτό και έχει ακόμα και σήμερα δύο βασικές χρήσεις: στην κατασκευή υδροσωλήνων και στη νομισματοκοπία. (Την ίδια φιλοσοφία ακολουθούν ο άργυρος και ο χρυσός, που χρησιμοποιούνται πολύ καιρό τώρα ως μέταλλα του εμπορίου, της διακόσμησης και της νομισματοκοπίας, λόγω κυρίως της ελκυστικής τους εμφάνισης, της σπανιότητάς τους και της ανθεκτικότητάς τους στη διάβρωση). Ακολούθησε η εποχή του σιδήρου που οδήγησε τον κόσμο στη βιομηχανική επανάσταση. Τέλος, έχουμε το τιτάνιο με τις ιδιότητες ακριβώς που χρειάζεται μία κοινωνία η οποία επιδίδεται στην υψηλή τεχνολογία, ώστε να κατακτήσει τους ουρανούς (κατασκευή διαστημοπλοίων). Είναι ένα μέταλλο σκληρό και ανθεκτικό στη διάβρωση, ωστόσο ελαφρό...

Καιρός όμως είναι να δούμε και τη νησιώτικη χώρα του περιοδικού πίνακα. Στα βόρεια της ηπειρωτικής χώρας, όπως περίπου η Ισλανδία στα βόρεια της Ευρώπης, βρίσκεται μια μοναχική, απομονωμένη περιοχή, το υδρογόνο (H). Το υδρογόνο παρά την απλότητά του έχει μία πληθωρική χημική συμπεριφορά και επιπλέον είναι το πιο άφθονο στοιχείο στο σύμπαν, το καύσιμο των άστρων.

Η στενή Νότια Νήσος, στα ανοικτά, αποτελεί το παράρτημα του πίνακα, εδώ κατοικούν τα στοιχεία f, οι λανθανίδες στη βόρεια λωρίδα και οι ακτινίδες στη νότια. Εδώ η περιοχή είναι αναξιοποίητη. Υπάρχουν λίγες περιοχές του βασιλείου οι οποίες μέχρι στιγμής δε χρησιμεύουν σε τίποτε (δεν έχουν αξιοποιηθεί ούτε από τη φύση ούτε από τη βιομηχανία). Υπάρχουν δύο βασικοί λόγοι γι' αυτό. Ο ένας είναι ότι το στοιχείο υπάρχει στον πλανήτη μας σε πολύ μικρές ποσότητες. Για παράδειγμα φέρνουμε το φράγκιο (Fr). Έχει εκτιμηθεί ότι οποιαδήποτε στιγμή σε ολόκληρη τη γη υπάρχουν μόνο δεκαεπτά περίπου άτομα Fr. Το ίδιο σπάνια είναι όλα τα υπερουράνια στοιχεία. Ο δεύτερος λόγος είναι η ραδιενέργεια. Όλα τα στοιχεία πέρα απ' το βισμούθιο είναι ραδιενεργά. Καθ' όλο το μήκος των νότιων ακτών υπάρχουν νεκροκεφαλές με σταυρωτά κόκαλα. Εδώ ακόμη και το ενδιαφέρον των χημικών αρχίζει να κάμπτεται και η επιφυλακτικότητα καταστέλλει την περιέργεια.

## Ανακεφαλαίωση

1. Σύμφωνα με τον Bohr το άτομο αποτελείται από τον πυρήνα (θετικά πρωτόνια και ουδέτερα νετρόνια) και γύρω από τον πυρήνα σε καθορισμένες κυκλικές τροχιές περιστρέφονται τα ηλεκτρόνια (πλανητικό ατομικό μοντέλο).
2. Τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου κατανέμονται σε στιβάδες. Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορεί να πάρει καθεμία από τις τέσσερις πρώτες στιβάδες είναι  $2n^2$ , όπου  $n$  ο κύριος κβαντικός αριθμός.
3. Στο σύγχρονο περιοδικό πίνακα τα στοιχεία κατατάσσονται με βάση τον ατομικό τους αριθμό. Σύμφωνα με το σύγχρονο περιοδικό νόμο οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού.
4. Οι οριζόντιες σειρές του πίνακα ονομάζονται περίοδοι και κατά μήκος αυτών υπάρχει βαθμιαία μεταβολή των ιδιοτήτων των στοιχείων. Οι κατακόρυφες στήλες του πίνακα ονομάζονται ομάδες και καταλαμβάνονται από στοιχεία με ανάλογες ιδιότητες.
5. Η χημική συμπεριφορά των στοιχείων καθορίζεται από την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων τους (ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας) και την ατομική ακτίνα.
6. Τα δύο κυριότερα είδη χημικών δεσμών είναι ο ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός, που δημιουργείται με αποβολή και πρόσληψη ηλεκτρονίων, και ο ομοιοπολικός δεσμός, που δημιουργείται με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων.
7. Ο ομοιοπολικός δεσμός που αναπτύσσεται μεταξύ ατόμων με διαφορετική ηλεκτραρνητικότητα, ονομάζεται πολικός ομοιοπολικός δεσμός.
8. Για τη γραφή και την ονομασία των χημικών ενώσεων θα πρέπει να γνωρίζουμε τους συμβολισμούς, τις ονομασίες και τα φορτία των ιόντων.
9. Ως αριθμός οξείδωσης (Α.Ο.) ενός ατόμου σε μία ομοιοπολική ένωση ορίζεται το φαινόμενο φορτίο που θα αποκτήσει το άτομο αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο. Αντίστοιχα, Α.Ο. ενός ιόντος, σε μια ιοντική ένωση είναι το πραγματικό φορτίο του ιόντος.

## Λέξεις Κλειδιά

|                          |                                |
|--------------------------|--------------------------------|
| άτομο                    | χημικός δεσμός                 |
| πυρήνας                  | ηλεκτρόνια εξωτερικής στιβάδας |
| πρωτόνιο                 | ατομική ακτίνα                 |
| νετρόνιο                 | ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός |
| ηλεκτρόνιο               | ιοντικός κρύσταλλος            |
| στιβάδα                  | ομοιοπολικός δεσμός            |
| κύριος κβαντικός αριθμός | ηλεκτρονιακός τύπος            |
| περιοδικός πίνακας       | ηλεκτραρνητικότητα             |
| ατομικός αριθμός         | πολικός ομοιοπολικός δεσμός    |
| περίοδος                 | αριθμός οξείδωσης (Α.Ο)        |
| ομάδα                    |                                |
| εξωτερική στιβάδα        |                                |

## Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα

### Ερωτήσεις Επανάληψης

- 1 Τι ονομάζεται ηλεκτρονιακή στιβάδα; Πώς μεταβάλλεται η ενέργεια των ηλεκτρονιακών στιβάδων;
- 2 Πώς συμβολίζονται οι ηλεκτρονιακές στιβάδες και σε ποια τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού ( $n$ ) αντιστοιχεί η καθεμία από αυτές;
- 3 Ποιος είναι ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων σε κάθε ηλεκτρονιακή στιβάδα; Ποιος τύπος προσδιορίζει τον αριθμό αυτό;
- 4 Τι ισχύει για τον αριθμό των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας και τι για τον αριθμό των ηλεκτρονίων της πλησιέστερης προς την εξωτερική στιβάδα;
- 5 Να διατυπώσετε το σύγχρονο περιοδικό νόμο.
- 6 Τι είναι η περίοδος στον περιοδικό πίνακα; Πόσες περιόδους έχουμε στο σύγχρονο περιοδικό πίνακα;
- 7 Για το στοιχείο κάλιο (K), που βρίσκεται στην 4<sup>η</sup> περίοδο του περιοδικού πίνακα, τι πληροφορία έχουμε;
- 8 Τι είναι η ομάδα στον περιοδικό πίνακα; Πόσες ομάδες έχουμε στο σύγχρονο περιοδικό πίνακα;
- 9 Για ποιο λόγο τα στοιχεία ενώνονται μεταξύ τους;
- 10 Πότε ένα στοιχείο μπορεί να σχηματίσει ιοντικό δεσμό;
- 11 Να περιγράψετε τρία διαφορετικά χαρακτηριστικά μεταξύ των ιοντικών και των ομοιοπολικών ενώσεων.
- 12 Τι ονομάζεται ηλεκτραρνητικότητα ενός στοιχείου;
- 13 Να δώσετε μερικούς κανόνες με τους οποίους μπορούμε να υπολογίσουμε τον αριθμό οξείδωσης ενός στοιχείου σε μία χημική ένωση.



### Ασκήσεις - Προβλήματα

#### *Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων Ένα απλό μοντέλο για το άτομο*

- 14 Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι λάθος;
  - α) Ηλεκτρόνια της ίδιας στιβάδας έχουν την ίδια ενέργεια.
  - β) Η στιβάδα L μπορεί να περιέχει 10 ηλεκτρόνια.
  - γ) Η εξωτερική στιβάδα (εκτός της K) περιέχει το πολύ 8 ηλεκτρόνια.
  - δ) Η στιβάδα O περιέχει για τα γνωστά μέχρι σήμερα στοιχεία, βάσει του τύπου  $2n^2$ , 50 ηλεκτρόνια.
- 15 Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:

- α) Το άτομο αποτελείται από τον πυρήνα, που περιέχει τα θετικά ..... και τα ..... νετρόνια.  
 β) Γύρω από τον ..... κινούνται σε ..... τροχιές τα .....

**16** Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι λάθος;

- α) Η στιβάδα K αντιστοιχεί σε  $n = 1$ .  
 β) Η στιβάδα N αντιστοιχεί σε  $n = 2$ .  
 γ) Η στιβάδα L περιέχει το πολύ 8 ηλεκτρόνια.  
 δ) Για τις στιβάδες K και L ισχύει  $E_K < E_L$ .

**17** Να συμπληρώσετε τον πίνακα:

ΣΤΙΒΑΔΕΣ

|                       | p | n | e | K | L | M | N |
|-----------------------|---|---|---|---|---|---|---|
| $^{24}_{12}\text{Mg}$ |   |   |   |   |   |   |   |
| $^{39}_{19}\text{K}$  |   |   |   |   |   |   |   |
| $^{35}_{17}\text{Cl}$ |   |   |   |   |   |   |   |
| $\text{Mg}^{2+}$      |   |   |   |   |   |   |   |
| $\text{K}^+$          |   |   |   |   |   |   |   |
| $\text{Cl}^-$         |   |   |   |   |   |   |   |

**18** Το άτομο του φωσφόρου έχει 5 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα, η οποία είναι η M. Ποιος είναι ο ατομικός αριθμός του φωσφόρου;

## Περιοδικός Πίνακας

**19** Για το στοιχείο (Al), που βρίσκεται στην IIIA ομάδα του περιοδικού πίνακα, τι πληροφορία έχουμε;

**20** Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:

- α) Ένα στοιχείο που βρίσκεται στην 5<sup>η</sup> περίοδο έχει τα ηλεκτρόνια του κατανεμημένα σε ... ..  
 β) Ένα στοιχείο που βρίσκεται στην VIIA ομάδα περιέχει ... .. στην ..... στιβάδα.

**21** Για το άτομο του νατρίου (Na) δίνεται ο ατομικός του αριθμός:  $Z = 11$ .

Σε τι μοιάζει και σε τι διαφέρει το ιόν του νατρίου από το άτομο του προηγούμενου του ευγενούς αερίου και από το ιόν του επόμενου του στοιχείου στον περιοδικό πίνακα;

Σε ποια ομάδα και σε ποια περίοδο του περιοδικού πίνακα ανήκει το καθένα από τα παραπάνω τρία στοιχεία;

**22** Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:

- α) Στο σύγχρονο περιοδικό πίνακα τα στοιχεία είναι τοποθετημένα κατά αύξοντα .....  
β) Οι ιδιότητες των στοιχείων είναι ..... του ..... αριθμού τους.  
γ) Το χλώριο (Cl) και το βρώμιο (Br) έχουν παρόμοιες μεθόδους παρασκευής και παρόμοιες χημικές ιδιότητες και ανήκουν στην.....  
..... του περιοδικού πίνακα.  
δ) Το νάτριο (Na) και το αργίλιο (Al) έχουν τα ηλεκτρόνιά τους κατανεμημένα στον ίδιο αριθμό στιβάδων και ανήκουν στην ..... του περιοδικού πίνακα.

**23** Έχουμε αναφέρει ότι στοιχεία που βρίσκονται στην ίδια ομάδα του περιοδικού πίνακα παρουσιάζουν ανάλογες φυσικές ιδιότητες.

Η VIA ομάδα του περιοδικού πίνακα περιέχει κατά σειρά τα στοιχεία: O(Z=8), S(Z=16), Se(Z=34), Te(Z=52) και Po (Z=84). Να συμπληρώσετε τον παρακάτω πίνακα:

| πυκνότητα / g cm <sup>-3</sup> | στοιχείο | ατομική ακτίνα/Å | στοιχείο |
|--------------------------------|----------|------------------|----------|
| 2,07                           |          | 1,04             |          |
| 6,25                           |          | 1,43             |          |
| 1,43 10 <sup>-3</sup>          |          | 0,73             | O        |
| 9,4                            | Po       | 1,17             |          |
| 4,81                           |          | 1,67             |          |

**24** Έχουμε αναφέρει ότι στοιχεία που βρίσκονται στην ίδια ομάδα του περιοδικού πίνακα παρουσιάζουν ανάλογες φυσικές ιδιότητες.

Η ομάδα των ευγενών αερίων περιέχει κατά σειρά τα στοιχεία: He (Z=2), Ne (Z=10), Ar (Z=18), Kr (Z=36), Xe (Z=54), Rn (Z=86).

Να συμπληρώσετε τον παρακάτω πίνακα:

| σημείο βρασμού/ K | στοιχείο | πυκνότητα / g L <sup>-1</sup> | στοιχείο |
|-------------------|----------|-------------------------------|----------|
| 120               |          | 0,90                          |          |
| 27,1              |          | 1,78                          |          |
| 4,2               |          | 0,18                          | He       |
| 87,3              |          | 5,90                          |          |
| 211               | Rn       | 9,73                          |          |
| 165               |          | 3,75                          |          |

**25** Να συμπληρώσετε τον πίνακα:

| Στοιχείο | Ηλεκτρονιακή Δομή σε Στιβάδες |   |    |   |   | Ομάδα | Περίοδος |
|----------|-------------------------------|---|----|---|---|-------|----------|
|          | K                             | L | M  | N | O |       |          |
| H        | 1                             | - | -  | - | - |       |          |
| Ca       | 2                             | 8 | 8  | 2 | - |       |          |
| Br       | 2                             | 8 | 18 |   | - | VIIA  |          |
| O        | 2                             |   | -  | - | - | VIA   | 2        |
| Na       | 2                             | 8 |    | - | - | IA    |          |

**26** Να δώσετε δύο παραδείγματα στοιχείων για καθεμία από τις παρακάτω ομάδες του περιοδικού πίνακα:

α) αλκάλια β) αλκαλικές γαίες γ) αλογόνα δ) ευγενή αέρια.

**\* 27** Να ταξινομήσετε τα παρακάτω στοιχεία σε ομάδες, όπου τα στοιχεία θα παρουσιάζουν παρόμοιες χημικές ιδιότητες K (Z=19), F (Z=9), P (Z=15), Na (Z=11), Cl (Z=17) και N (Z=7).

**28** Να συμπληρώσετε την πρόταση:

Τα στοιχεία του περιοδικού πίνακα που βρίσκονται κατά μήκος μιας οριζόντιας σειράς του αποτελούν μία ..... αυτού και έχουν:

- α) τις ίδιες ιδιότητες
- β) τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική στιβάδα
- γ) τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονιακών στιβάδων
- δ) τον ίδιο ατομικό αριθμό
- ε) τον ίδιο μαζικό αριθμό

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση.

**29** Να συμπληρώσετε την πρόταση:

Τα στοιχεία του περιοδικού πίνακα που βρίσκονται κατά μήκος της ίδιας κατακόρυφης στήλης του αποτελούν μία ..... αυτού και έχουν:

- α) παρόμοιες ιδιότητες
- β) παραπλήσιο ατομικό αριθμό
- γ) τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονιακών στιβάδων
- δ) την ίδια ατομική ακτίνα

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση.

**\* 30** Ποια από τα στοιχεία Α, Β, Γ, Δ και Ε με αντίστοιχους ατομικούς αριθμούς 16, 12, 8, 20 και 38 έχουν παρόμοιες ιδιότητες;

- \* **31** Το μαγνήσιο ( Mg ) βρίσκεται στην 3<sup>η</sup> περίοδο του περιοδικού πίνακα, ενώ το ιόν αυτού  $Mg^{2+}$  έχει δομή ευγενούς αερίου. Με βάση αυτά τα δεδομένα προκύπτει για το μαγνήσιο ότι:
- α) έχει ατομικό αριθμό 8 και βρίσκεται στην VIA ομάδα
  - β) έχει ατομικό αριθμό 12 και βρίσκεται στην IVA ομάδα
  - γ) έχει ατομικό αριθμό 16 και βρίσκεται στην VIA ομάδα
  - δ) έχει ατομικό αριθμό 12 και βρίσκεται στην IIA ομάδα

- \* **32** Αν τα ιόντα  $A^+$  και  $B^{3-}$  έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων με το ευγενές αέριο Ar ( $Z=18$ ):
- i) να βρείτε τους ατομικούς αριθμούς των στοιχείων A και B.
  - ii) τα στοιχεία A και B βρίσκονται:
    - α) στην ίδια περίοδο και σε διαφορετική ομάδα
    - β) στην ίδια ομάδα και σε διαφορετική περίοδο
    - γ) σε διαφορετική ομάδα και σε διαφορετική περίοδο
    - δ) στην ίδια ομάδα και στην ίδια περίοδο
- Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση.

- \* **33** Να γράψετε το σύμβολο του κατιόντος  $X^{2+}$  και του ανιόντος  $Y^-$  που να έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων με το ευγενές αέριο Ne ( $Z=10$ ). Δίνονται τα σύμβολα των 18 πρώτων στοιχείων κατά σειρά αυξανόμενου ατομικού αριθμού: H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar.

- 34** Ποιος είναι ο ατομικός αριθμός του στοιχείου που βρίσκεται στην 3<sup>η</sup> περίοδο του περιοδικού πίνακα και στην VA ομάδα;

- 35** Ποιος είναι ο ατομικός αριθμός του στοιχείου που βρίσκεται:
- α) στην 2<sup>η</sup> περίοδο και στην VIA ομάδα
  - β) στην 3<sup>η</sup> περίοδο και στην VIIA ομάδα του περιοδικού πίνακα

- 36** Τα στοιχεία που έχουν εξωτερική στιβάδα την N σε ποια περίοδο ανήκουν;
- α) στην 5<sup>η</sup>
  - β) στην 2<sup>η</sup>
  - γ) στην 4<sup>η</sup>
  - δ) στην 7<sup>η</sup>

- 37** Τα στοιχεία που έχουν στην εξωτερική τους στιβάδα τρία ηλεκτρόνια σε ποια από τις παρακάτω ομάδες του περιοδικού πίνακα ανήκουν;
- α) στην VA
  - β) στην IIB
  - γ) στην IIIA
  - δ) στην VIIA

### Χημικοί Δεσμοί

- 38** Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:
- α) Τα ευγενή αέρια έχουν στην εξωτερική τους στιβάδα ..... ηλεκτρόνια εκτός από το ..... που έχει στην ..... στιβάδα ..... ηλεκτρόνια.

- β) Το χλώριο ( Cl ), που είναι στοιχείο της VIIA ομάδας του περιοδικού πίνακα, έχει στην εξωτερική του ..... ηλεκτρόνια και ..... ή συνεισφέρει ..... ώστε να αποκτήσει δομή ..... αερίου.
- γ) Το νάτριο (Na), που είναι στοιχείο της IA ομάδας του περιοδικού πίνακα, με δομή ηλεκτρονίων (2,8,1), για να αποκτήσει δομή ..... αερίου, ..... ένα ηλεκτρόνιο.
- δ) Η ατομική ακτίνα καθορίζει το ..... του .....

- 39** Να εξηγήσετε γιατί δεν πρέπει να χρησιμοποιείται η έννοια του μορίου στην περίπτωση του  $\text{CaCl}_2$  (χλωριούχο ασβέστιο). Τι ακριβώς μας δείχνει ο χημικός τύπος στις ιοντικές ενώσεις;
- 40** Ποια είναι η διαφορά μεταξύ του ομοιοπολικού δεσμού που σχηματίζεται μεταξύ ατόμων του ίδιου στοιχείου και μεταξύ ατόμων διαφορετικών στοιχείων; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
- \* 41** Δίνονται τα στοιχεία Α και Β. Το στοιχείο Α ανήκει στην IIA ομάδα και στην 4<sup>η</sup> περίοδο, ενώ το στοιχείο Β ανήκει στην VIIA ομάδα και στην 3<sup>η</sup> περίοδο του περιοδικού πίνακα. Να εξηγήσετε τι είδους δεσμό μπορούν να σχηματίσουν τα παραπάνω στοιχεία. Ποιος είναι ο μοριακός τύπος της ένωσης που θα σχηματίσουν; Τι δείχνει ο τύπος αυτός;
- \* 42** Δίνονται τα στοιχεία Γ και Δ. Το στοιχείο Γ ανήκει στην IA ομάδα και στην 1<sup>η</sup> περίοδο, ενώ το στοιχείο Δ ανήκει στην VIIA ομάδα και στη 2<sup>η</sup> περίοδο του περιοδικού πίνακα. Να εξηγήσετε τι είδους δεσμό μπορούν να σχηματίσουν τα παραπάνω στοιχεία. Ποιος είναι ο μοριακός τύπος της ένωσης που θα σχηματίσουν; Τι δείχνει ο τύπος αυτός;
- \* 43** Να περιγράψετε τον τρόπο σχηματισμού των ιοντικών ενώσεων μεταξύ:
- α) του καλίου ( $_{19}\text{K}$ ) και του φθορίου ( $_{9}\text{F}$ ).
  - β) του μαγνησίου ( $_{12}\text{Mg}$ ) και του θείου ( $_{16}\text{S}$ ).
  - γ) του ασβεστίου ( $_{20}\text{Ca}$ ) και του υδρογόνου ( $_{1}\text{H}$ ).
- \* 44** Να γράψετε τους ηλεκτρονιακούς τύπους των ομοιοπολικών ενώσεων:
- α) τριχλωριούχος φωσφόρος:  $\text{PCl}_3$ , β) μεθάνιο:  $\text{CH}_4$ , γ) χλωροφόρμιο:  $\text{CHCl}_3$ . Οι ατομικοί αριθμοί των στοιχείων P, Cl, C, H είναι αντίστοιχα: 15, 17, 6, 1.
- 45** Η ένωση  $\text{NaCl}$  (χλωριούχο νάτριο) είναι ένωση ομοιοπολική ή ετεροπολική;
- Είναι ..... γιατί:
- α) βρίσκεται σε συνηθισμένες συνθήκες σε στερεά κατάσταση
  - β) σχηματίζεται με μεταφορά ηλεκτρονίων από τα άτομα του χλωρίου στα άτομα του νατρίου
  - γ) αποτελείται από μόρια που το καθένα έχει δύο ανόμοιους πόλους
  - δ) Αποτελείται από μόρια που το καθένα έχει δύο όμοιους πόλους
  - ε) σχηματίζεται με μεταφορά ηλεκτρονίων από τα άτομα του νατρίου στα άτομα του χλωρίου

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση.

- \* 46** Στα κενά του παρακάτω πίνακα να συμπληρώσετε:
- α) Το γράμμα Ο, αν η ένωση που σχηματίζουν τα αντίστοιχα στοιχεία είναι ομοιοπολική,  
β) το γράμμα Ε αν η αντίστοιχη ένωση είναι ετεροπολική και  
γ) το γράμμα Χ αν τα αντίστοιχα στοιχεία δε σχηματίζουν χημική ένωση.

|                  | $_{17}\text{Cl}$ | $_{16}\text{S}$ | $_{20}\text{Ca}$ |
|------------------|------------------|-----------------|------------------|
| $_1\text{H}$     |                  |                 |                  |
| $_{11}\text{Na}$ |                  |                 |                  |
| $_6\text{C}$     |                  |                 |                  |
| $_{10}\text{Ne}$ |                  |                 |                  |

Να γράψετε επίσης στο κάθε κενό τον τύπο της χημικής ένωσης που σχηματίζεται.

- \* 47** Να περιγράψετε τους δεσμούς (δίνοντας και τον ηλεκτρονιακό τύπο) στο μόριο του αιθανίου, που έχει χημικό τύπο  $\text{C}_2\text{H}_6$ . Δίνεται ότι τα άτομα του άνθρακα στο μόριο αυτό ενώνονται μεταξύ τους με έναν απλό ομοιοπολικό δεσμό. Πόσα είδη ομοιοπολικών δεσμών διακρίνετε στο μόριο του  $\text{C}_2\text{H}_6$ ; Να τεκμηριώσετε την απάντησή σας. Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί: Για τον άνθρακα  $Z = 6$  και για το υδρογόνο  $Z = 1$ .

- \* 48** Να χαρακτηρίσετε με Σ τις προτάσεις που είναι σωστές και με Λ αυτές που είναι λανθασμένες, και να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.
- α) Το Na με δομή (2,8,1) αποβάλλει πιο εύκολα ηλεκτρόνια από ότι το K με δομή (2,8,8,1).  
β) Το F με δομή (2,7) προσλαμβάνει πιο εύκολα ηλεκτρόνια από ότι το Cl με δομή (2,8,7).  
γ) Το Ca με δομή (2,8,8,2) δημιουργεί το ίδιο εύκολα χημικές ενώσεις όπως και το Kr (2,8,18,8) με ένα τρίτο στοιχείο π.χ. το Cl που έχει δομή (2,8,7).  
δ) Το Na με δομή (2,8,1) έχει μεγαλύτερη ατομική ακτίνα από το Al με δομή (2,8,3).  
ε) Το Ca με δομή (2,8,8,2) έχει μεγαλύτερη ατομική ακτίνα από το Mg με δομή (2,8,2).

- \* 49** Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί του άνθρακα (C):  $Z=6$  και του υδρογόνου (H):  $Z=1$ . Τα δύο αυτά στοιχεία σχηματίζουν τρεις ομοιοπολικές ενώσεις, την Α με τύπο  $\text{C}_2\text{H}_x$ , τη Β με τύπο  $\text{C}_2\text{H}_y$  και τη Γ με τύπο  $\text{C}_2\text{H}_z$ . Αν είναι γνωστό ότι η ένωση Α έχει ένα απλό ομοιοπολικό δεσμό μεταξύ των ατόμων του άνθρακα, η ένωση Β έχει ένα διπλό ομοιοπολικό δεσμό μεταξύ των ατόμων του άνθρακα και η ένωση Γ έχει ένα τριπλό ομοιοπολικό δεσμό μεταξύ

των ατόμων του άνθρακα, να δώσετε τους ηλεκτρονικούς τύπους των ενώσεων Α, Β και Γ περιγράφοντας τον τρόπο δημιουργίας των δεσμών.  
Πόσα και ποια είδη δεσμών υπάρχουν στις ενώσεις Α, Β και Γ;

**50** Να εξηγήσετε για μία ιοντική ένωση ποια από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστή:

- α) Η έννοια του μορίου εκφράζει την ένωση αυτή.
- β) Ασκούνται μεταξύ των ατόμων δυνάμεις ηλεκτρομαγνητικής φύσης.
- γ) Όλες οι ιοντικές ενώσεις είναι αέρια σώματα.
- δ) Στα κρυσταλλικά πλέγματά τους υπάρχουν ιόντα αντίθετα φορτισμένα..

**\* 51** Να κατατάξετε τα παρακάτω μόρια σε ομοιοπολικά πολικά και ομοιοπολικά μη πολικά: α) HCl    β) N<sub>2</sub>    γ) NH<sub>3</sub>    δ) Cl<sub>2</sub>

Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

**52** Ποιοι από τους παρακάτω δεσμούς βρίσκονται στο μόριο του οξυγόνου; Για το οξυγόνο: Z=8.

- α) διπλός ομοιοπολικός δεσμός
- β) τριπλός ομοιοπολικός δεσμός μη πολικός
- γ) διπλός ομοιοπολικός μη πολικός δεσμός
- δ) ιοντικός
- ε) δεν σχηματίζεται δεσμός, γιατί είναι μονοατομικό στοιχείο.

### **Αριθμός Οξείδωσης - Γραφή Χημικών Τύπων - Ονοματολογία**

**53** Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:

- α) Ο αριθμός οξείδωσης είναι ένας αριθμός που δείχνει το..... φορτίο ενός ..... ή το φαινομενικό ..... ενός .....σε μία .....
- β) Κάθε στοιχείο σε ελεύθερη ..... έχει αριθμό οξείδωσης ίσο με .....
- γ) Το αλγεβρικό άθροισμα των ..... όλων των ..... σε μία χημική ένωση είναι ίσο με .....
- δ) Το αλγεβρικό άθροισμα των ..... όλων των ατόμων σε ένα ..... είναι ίσο με το φορτίο του .....

**54** Να υπολογίσετε τον αριθμό οξείδωσης των στοιχείων στις παρακάτω ενώσεις:

- α) του S στο Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- β) του N στο KNO<sub>3</sub>
- γ) του P στο H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

**55** Να υπολογίσετε τον αριθμό οξείδωσης των στοιχείων στα παρακάτω ιόντα:

- α) του C στο CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>
- β) του I στο IO<sub>3</sub><sup>-</sup>
- γ) του S στο HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

- 56** Να χαρακτηρίσετε με Σ τις προτάσεις που είναι σωστές και με Λ τις προτάσεις που είναι λανθασμένες:
- α) Το χλώριο ( $\text{Cl}_2$ ) σε ελεύθερη κατάσταση έχει αριθμό οξείδωσης  $-1$ .
  - β) Το θείο ( $\text{S}$ ) στο  $\text{H}_2\text{S}$  έχει αριθμό οξείδωσης  $-2$ .
  - γ) Το χλώριο ( $\text{Cl}$ ) στο  $\text{ClO}_3^-$  έχει αριθμό οξείδωσης  $+4$ .
  - δ) Το θείο ( $\text{S}$ ) στο  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  έχει αριθμό οξείδωσης  $+6$ .

- 57** Ο αριθμός οξείδωσης του θείου στο  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  είναι:

α)  $-2$       β)  $+4$       γ)  $+5$       δ)  $+6$ .

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση.

- 58** Να υπολογίσετε τον αριθμό οξείδωσης των στοιχείων στις παρακάτω ενώσεις:

α) του Ν στις ενώσεις:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .

β) του C στις ενώσεις:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{HCHO}$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{CCl}_4$ .

- 59** Να συνδυάσετε τα γράμματα με τους αντίστοιχους αριθμούς:

α) Στοιχείο: P      αριθμός οξείδωσης

1.  $\text{PH}_3$       α.  $+3$

2.  $\text{P}_2\text{O}_3$       β.  $-3$

3.  $\text{AlPO}_4$       γ.  $0$

4.  $\text{P}_4$       δ.  $+5$

β) Στοιχείο: Cl      αριθμός οξείδωσης

1.  $\text{HCl}$       α.  $+7$

2.  $\text{ClO}_3^-$       β.  $+5$

3.  $\text{HClO}_4$       γ.  $+3$

4.  $\text{Cl}_2$       δ.  $-1$

5.  $\text{ClO}_2^-$       ε.  $0$

- 60** Για να γράψουμε σωστά το μοριακό τύπο μιας ένωσης που αποτελείται από δύο στοιχεία πρέπει να γνωρίζουμε:

α) τους μαζικούς αριθμούς των στοιχείων

β) τους ατομικούς αριθμούς των στοιχείων

γ) τους αριθμούς οξείδωσης των στοιχείων

δ) τις ατομικότητες των στοιχείων

ε) τα σύμβολα των στοιχείων

Ποια ή ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές;

- 61** Να γράψετε τους μοριακούς τύπους των ενώσεων:

1. χλωριούχο ασβέστιο, 2. ιωδιούχο κάλιο, 3. υδροξείδιο του ασβεστίου, 4. νιτρικός άργυρος, 5. χλωρικό κάλιο, 6. θειούχο μαγνήσιο, 7. ανθρακικό νάτριο, 8.θειικό αργίλιο, 9. θειικός σίδηρος (II), 10. ανθρακικό αργίλιο, 11. οξείδιο του νατρίου, 12. βρωμιούχος ψευδάργυρος, 13. φωσφορικό μαγνήσιο, 14. υδροθείο, 15. φθοριούχος μόλυβδος (II), 16. αζωτούχο αργίλιο, 17. φωσφορικό αμμώνιο, 18. κυανιούχο κάλιο, 19. χλωρικό ασβέστιο, 20. αμμωνία.

• Δίνονται οι αριθμοί οξείδωσης των στοιχείων:  
 $\text{H} = +1$ ,  $\text{O} = -2$ ,  $\text{Ba} = +2$ ,  
 $\text{Cl} = -1$ .

**62** Να ονομάσετε τις παρακάτω ενώσεις:

|               |                 |                    |               |
|---------------|-----------------|--------------------|---------------|
| 1. $K_2O$     | 6. $Al_2S_3$    | 11. $Ca(NO_3)_2$   | 16. $FePO_4$  |
| 2. $Ba(OH)_2$ | 7. $Zn(NO_3)_2$ | 12. $CaCO_3$       | 17. $KNO_3$   |
| 3. $NaI$      | 8. $FeBr_3$     | 13. $NO_2$         | 18. $H_2S$    |
| 4. $CaCl_2$   | 9. $NH_3$       | 14. $CuOH$         | 19. $H_3PO_4$ |
| 5. $HClO_3$   | 10. $MgO$       | 15. $(NH_4)_2SO_4$ | 20. $HCN$     |

**63** Να αντιστοιχίσετε τα γράμματα με τους σωστούς αριθμούς

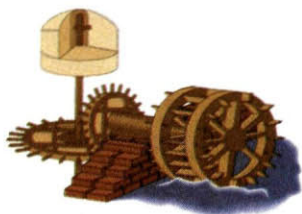
|                   |                          |
|-------------------|--------------------------|
| A. $H_2SO_4$      | 1. οξείδιο του αργιλίου  |
| B. $Ba(OH)_2$     | 2. υδροχλώριο            |
| Γ. $CO_2$         | 3. υδρογονούχο αργίλιο   |
| Δ. $AlH_3$        | 4. θειικό οξύ            |
| E. $Al_2O_3$      | 5. διοξείδιο του άνθρακα |
| Z. $Al_2S_3$      | 6. υδροξείδιο του βαρίου |
| H. $HCl$          | 7. θειώδες αργίλιο       |
| Θ. $Al_2(SO_3)_3$ | 8. θειούχο αργίλιο       |

**64** Δίνεται ο παρακάτω πίνακας:

|           | $BrO_3^-$ | $CO_3^{2-}$ | $HSO_4^-$ | $SO_4^{2-}$ | $OH^-$ | $I^-$     | $O^{2-}$ |
|-----------|-----------|-------------|-----------|-------------|--------|-----------|----------|
| $K^+$     |           |             |           |             |        |           |          |
| $Ba^{2+}$ |           |             |           |             |        | * $BaI_2$ |          |
| $Cu^+$    |           |             |           |             |        |           |          |
| $Fe^{2+}$ |           |             |           |             |        |           |          |
| $Al^{3+}$ |           |             |           |             |        |           |          |
| $H^+$     |           |             |           |             |        |           |          |

α) Να συμπληρώσετε τον πίνακα γράφοντας σε κάθε κενό τον αντίστοιχο μοριακό τύπο, όπως δείχνει το παράδειγμα \*.

β) Να αριθμήσετε και να ονομάσετε τις 42 ενώσεις του πίνακα.



## Δραστηριότητα

### Ατομικά πρότυπα - ερευνητές - χρονολογική εξέλιξη

Παρακάτω δίνονται:

1. Ονόματα φιλοσόφων, επιστημόνων και ερευνητών που συνέβαλαν στην εξέλιξη των αντιλήψεων γύρω από το «άτομο», χωρίς χρονολογική, ή πολύ περισσότερο, αξιολογική σειρά.

2. Τα κυριότερα «ατομικά πρότυπα».

Προσπαθήστε να τα τοποθετήσετε σε μία χρονολογική σειρά και ταυτόχρονα να τα αντιστοιχίσετε με τους ερευνητές που τα πρότειναν.

#### Φιλόσοφοι -Ερευνητές

Αλχημιστές, Albert Einstein, Αριστοτέλης, Geiger, Becquerel, Robert Millikan, Neils Bohr, Pauli, Sommerfield, Chadwick, Lavoisier, Coulomb, Max Planck, Crookes, Ernest Rutherford, Οι Curies, Erwin Schrödinger, John Dalton, J.J.Thomson, Δημόκριτος, Glen T. Seaborg, Otto Hahn, Lise Meitner, W.K. Röntgen

#### Ατομικά πρότυπα

Αδιαίρετο, μία μικρή στερεή σφαίρα, το πρότυπο του ηλεκτρονιακού νέφους, πλανητικό πρότυπο, το πρότυπο του «σταφιδόψωμου».

Στην αναφορά αυτή, όπου είναι δυνατόν, να δώσετε και εικόνες των προτύπων, καθώς, και τα πειράματα που υποστηρίζουν κάθε φορά το πρότυπο.

Πληροφορίες σχετικά με το θέμα μπορείτε να αντλήσετε από το Internet.

### Απαντήσεις στις ασκήσεις πολλαπλής επιλογής ή σωστού λάθους

- |                                                         |                                              |                                                                                     |
|---------------------------------------------------------|----------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|
| 14. β, δ                                                | 34. 15                                       | 57. δ                                                                               |
| 16. β                                                   | 35. α) 8 και β) 17                           | 58. α) -3, +1, +2,<br>+3, +5                                                        |
| 18. 15                                                  | 36. γ                                        | β) -4, -2, 0, +2,<br>+4                                                             |
| 27. (K, Na),<br>(F, Cl), (P, N)                         | 37. γ                                        | 59. P: (1-β), (2-α),<br>(3-δ), (4-γ)<br>Cl: (1-δ), (2-β),<br>(3-α), (4-ε),<br>(5-γ) |
| 28. γ                                                   | 45. είναι ετεροπο-<br>λική, το ε             | 60. γ και ε                                                                         |
| 29. α                                                   | 48. Λ είναι τα α, γ<br>Σ είναι τα β, δ,<br>ε | 63. (Α-4), (Β-6),<br>(Γ-5), (Δ-3),<br>(Ε-1), (Ζ-8),<br>(Η-2), (Θ-7)                 |
| 30. (Α-Γ) και<br>(Β, Δ, Ε)                              | 50. δ                                        |                                                                                     |
| 31. δ                                                   | 52. α και γ                                  |                                                                                     |
| 32. i) το Α έχει<br>Z=19 και το Β<br>έχει Z=15<br>ii) γ | 54. α) +6, β) +5, γ)<br>+5                   |                                                                                     |
| 33. το Χ είναι το<br>Mg και το Ψ εί-<br>ναι το F        | 55. α) +4, β) +5,<br>γ) +4                   |                                                                                     |
|                                                         | 56. Λ είναι τα α, γ<br>Σ είναι τα β, δ       |                                                                                     |



