

1^ο κεφάλαιο

1.1 Με τι ασχολείται η Χημεία. Ποια η σημασία της Χημείας στη ζωή μας

Χημεία: η επιστήμη της ύλης και των μεταμορφώσεών της. Μελετά τη δομή, τη χημική σύσταση καθώς και τα χαρακτηριστικά γνωρίσματα (φυσικές ιδιότητες) των καθαρών ουσιών και των μιγμάτων. Μελετά τον τρόπο με τον οποίο οι χημικές ουσίες αντιδρούν μεταξύ τους, δηλαδή μετατρέπονται μέσω χημικών φαινομένων σε άλλες ουσίες με διαφορετική σύσταση και ιδιότητες.

Τα τρόφιμα, φάρμακα, καλλυντικά, απορρυπαντικά, λιπάσματα, φυτοφάρμακα, τα συνθετικά υφάσματα, τα τεχνολογικά προϊόντα, τα σπίτια, τα προϊόντα ψυχαγωγίας μας, τα καύσιμα κ.α., έχουν κατασκευασθεί και βελτιωθεί με τη βοήθεια της χημείας. Αρνητικές συνέπειες της ανάπτυξης της χημικής επιστήμης: τα χημικά τοξικά αέρια, που χρησιμοποιήθηκαν σε μεγάλη κλίμακα στους τελευταίους παγκόσμιους πολέμους, και τα πυρηνικά οπλοστάσια, η **ρύπανση** του περιβάλλοντος (από τα απόβλητα των βιομηχανιών και από τα καυσαέρια των αυτοκινήτων), η υπερεκμετάλλευση των αποθεμάτων των φυσικών πόρων, θέτουν σε κίνδυνο την ισορροπία του οικοσυστήματος. Φυσικά δεν υπάρχει «καλή» ή «κακή» χημεία. Ο άνθρωπος είναι εκείνος που χρησιμοποιεί θετικά ή αρνητικά τα επιτεύγματα της χημείας και τα καθιστά μοχλό της ανάπτυξης ή της οπισθοδρόμησης και της καταστροφής.

1.2 Γνωρίσματα της ύλης (μάζα, όγκος, πυκνότητα). Μετρήσεις και μονάδες Διεθνές σύστημα μονάδων (S.I.)

Θεμελιώδες μέγεθος		Μονάδες	
ονομασία	σύμβολο	ονομασία	σύμβολο
μήκος	ℓ	μέτρο	m
μάζα	m	χιλιόγραμμα	kg
χρόνος	t	δευτερόλεπτο	s
ένταση ηλεκτρικού ρεύματος	I	αμπέρ	A
θερμοκρασία	T	Kelvin	K
ποσότητα ύλης	n	mol	mol
φωτεινή ένταση	I _u	Κηρίο (καντέλα)	cd

Προθέματα μονάδων του συστήματος S.I.

Υποπολλαπλάσια	Σύμβολο	Πολλαπλάσια	Σύμβολο
deci 10 ⁻¹	d	deka 10	da
centi 10 ⁻²	c	hector 10 ²	h
milli 10 ⁻³	m	kilo 10 ³	k
micro 10 ⁻⁶	μ	mega 10 ⁶	M
nano 10 ⁻⁹	n	giga 10 ⁹	G
pico 10 ⁻¹²	p	tera 10 ¹²	T
femto 10 ⁻¹⁵	f	peta 10 ¹⁵	P
atto 10 ⁻¹⁸	α	exa 10 ¹⁸	E

Χρήσιμη μονάδα μήκους: $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$, χρησιμοποιείται συνήθως για την έκφραση της ατομικής ακτίνας, του μήκους του δεσμού (Γ' Λυκείου) κ.λπ.

Μάζα (m) είναι το ποσό της ύλης που περιέχεται σε μια ουσία. Είναι το μέτρο της αντίστασης που παρουσιάζει ένα σώμα ως προς τη μεταβολή της ταχύτητάς του.

Η μάζα έχει ως μονάδα μέτρησης στο S.I. το χιλιόγραμμα (kg). Υποπολλαπλάσια του kg είναι το γραμμάριο (g), το χιλιοστόγραμμα (mg), το μικρογραμμάριο (μg) κ.ά..

Για τη μέτρηση μάζας, χρησιμοποιούνται εργαστηριακοί ζυγοί ενός δίσκου με βερνιέρο και σύγχρονοι ηλεκτρονικοί ζυγοί ακριβείας.

Όγκος (V) είναι ο χώρος που καταλαμβάνει ένα σώμα. (Είναι παράγωγο μέγεθος)

Μονάδες μέτρησης του όγκου στο S.I. είναι το κυβικό μέτρο (m^3). Υποπολλαπλάσιο του m^3 είναι το κυβικό δεκατόμετρο (dm^3) και το κυβικό εκατοστόμετρο (cm^3). Στη χημεία, ο όγκος μετριέται συνήθως σε λίτρα ($1 \text{ L} = \text{dm}^3$) ή χιλιοστόλιτρα ($1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$). Μέτρηση όγκου: στο εργαστήριο γίνεται με τη βοήθεια ογκομετρικών οργάνων όπως είναι η προχοΐδα, το σιφώνιο, ο ογκομετρικός κύλινδρος, η ογκομετρική φιάλη κ.λπ.

Πυκνότητα είναι το πηλίκο της μάζας προς τον αντίστοιχο όγκο, σε σταθερές συνθήκες πίεσης (όταν πρόκειται για αέριο) και θερμοκρασίας. Τύπος: $\rho = \frac{m}{V}$ όπου

m η μάζα του σώματος και **V** ο όγκος του.

Μονάδες πυκνότητας (παράγωγο μέγεθος): kg/m^3 , g/mL , g/cm^3 , για αέρια g/L .

➤ **Ποιος είναι ο ρόλος της πυκνότητας;**

Ο όγκος και η μάζα είναι δυο μεγέθη από τα πιο κοινά στη Χημεία. Πολύ συχνά χρειάζεται να κάνουμε μετατροπές από το ένα μέγεθος στο άλλο. Η πυκνότητα συνδέοντας αυτά τα δύο μεγέθη δίνει την δυνατότητα να γίνουν αυτές οι μετατροπές.

➤ **Επαναληπτική ερώτηση:** Ποιες οι διαφορές μάζας – βάρους;

1.3 Δομικά σωματίδια της ύλης – Δομή ατόμου – Ατομικός αριθμός - Μαζικός αριθμός - Ισότοπα

Άτομο είναι το μικρότερο σωματίδιο της ύλης που παίρνει μέρος στο σχηματισμό των χημικών ενώσεων και κατά τις χημικές αντιδράσεις μένει αναλλοίωτο.

Μόριο είναι το μικρότερο κομμάτι μιας καθορισμένης ουσίας (χημικής ένωσης ή στοιχείου) που μπορεί να υπάρξει ελεύθερο, διατηρώντας τις ιδιότητες του σώματος από το οποίο προέρχεται.

- **Μόρια χημικών στοιχείων:** Αποτελούνται από ένα είδος ατόμων π.χ. μόριο οξυγόνου O_2 , μόριο φωσφόρου P_4 .

Ατομικότητα είναι ο αριθμός των ατόμων που αποτελούν το μόριο του στοιχείου.

Μονοατομικά είναι: Ευγενή αέρια: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, και τα μέταλλα σε κατάσταση ατμών. Επίσης, στις χημικές εξισώσεις γράφονται σαν μονατομικά τα στοιχεία C, S και P.

Διατομικά είναι τα O_2 H_2 N_2 F_2 Cl_2 Br_2 I_2 .

Τριατομικό είναι το όζον O_3 .

Τετρατομικά είναι τα P_4 , As_4 , Sb_4 . (όπου As: αρσενικό, Sb: αντιμόνιο)

Ορισμένα στοιχεία έχουν περισσότερες από μία ατομικότητες. Π.χ. για το S: 2,4,6,8.

➤ **Μόρια χημικών ενώσεων:** Αποτελούνται από δύο ή περισσότερα είδη ατόμων, π.χ. Μόριο νερού H_2O , μόριο αμμωνίας NH_3 , μόριο διοξειδίου του άνθρακα CO_2 . Τα άτομα είναι ηλεκτρικά ουδέτερα, αφού όπως θα δούμε πιο κάτω έχουν ίδιο αριθμό πρωτονίων και ηλεκτρονίων. Τα άτομα όμως μπορούν να μετατραπούν σε **ιόντα** με **αποβολή** ή με **πρόσληψη** ενός ή περισσότερων **ηλεκτρονίων**.

Ιόντα είναι φορτισμένα **άτομα** πχ Na^+ , Ca^{2+} , S^{2-} , Cl^- ή **συγκροτήματα ατόμων** NH_4^+ , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} .

Κατιόντα είναι τα ιόντα που έχουν **θετικό** φορτίο, πχ Na^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ .

Ανιόντα είναι τα ιόντα που έχουν **αρνητικό** φορτίο πχ S^{2-} , Cl^- , CO_3^{2-} .

Δομή του ατόμου

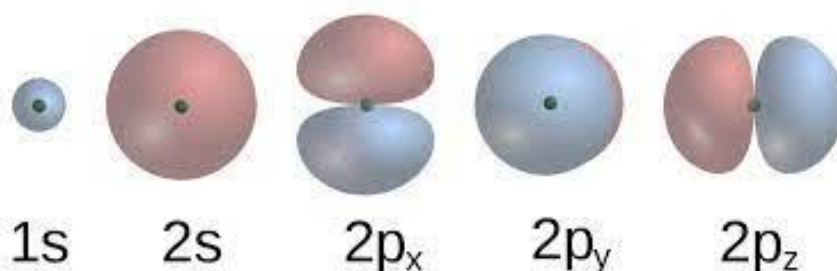
(Τον 5^ο π.Κ.Χ. αιώνα) οι Έλληνες φιλόσοφοι Δημόκριτος και Λεύκιππος: η ύλη αποτελείται από πολύ μικρά σωματίδια που δεν μπορούν να διαιρεθούν σε άλλα απλούστερα. Τα σωματίδια αυτά ονόμασαν **ατόμους** (άτομα). (η άποψη αυτή ήταν αντίθετη με τη θεώρηση του Πλάτωνα και του Αριστοτέλη για τη συνεχή διαίρεση της ύλης, γι' αυτό και τα άτομα του Δημόκριτου ξεχάστηκαν για τα επόμενα 2000 χρόνια).

Στις αρχές του 19^{ου} αιώνα, **Dalton**: οι δομικές μονάδες της ύλης είναι τα άτομα και τα μόρια (συγκροτήματα ατόμων).

Βέβαια ο Dalton δεν μπόρεσε να ερμηνεύσει τη συνένωση ατόμων ίδιου στοιχείου προς σχηματισμό μορίων. Αυτό ξεκαθαρίστηκε αργότερα (1811) από τον Ιταλό Avogadro. Επίσης, τα άτομα του Dalton ήταν συμπαγή και αδιαίρετα, άποψη που ήρθε σε αντίθεση με την ανακάλυψη των πρωτονίων, ηλεκτρονίων και νετρονίων (υποατομικά σωματίδια).

Με την ανακάλυψη των υποατομικών σωματιδίων άνοιξε ο δρόμος για τη διατύπωση νέων θεωριών. Οι πιο χαρακτηριστικές είναι:

1. **Rutherford** (1911): η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη σ' ένα πολύ μικρό χώρο που λέγεται πυρήνας.
2. **Bohr** (1913): τα ηλεκτρόνια κινούνται σε καθορισμένες κυκλικές τροχιές γύρω από τον πυρήνα, που ονομάζονται στιβάδες.
3. **Sommerfeld** (1916): τα ηλεκτρόνια διαγράφουν εκτός από κυκλικές τροχιές (στιβάδες), και ελλειπτικές (υποστιβάδες).
4. **Σύγχρονες αντιλήψεις** για τη δομή των ατόμων: το e συμπεριφέρεται ως κύμα, συνεπώς δεν μπορούμε με ακρίβεια να γνωρίζουμε την τροχιά που διαγράφει. Εισαγωγή της έννοιας του ατομικού τροχιακού, του χώρου γύρω από τον πυρήνα όπου έχει μεγάλη πιθανότητα να βρεθεί ένα ηλεκτρόνιο (Γ' Λυκείου):



Περιγραφή του ατόμου: Η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη στο κέντρο του, που ονομάζεται πυρήνας. Ο πυρήνας αποτελείται από πρωτόνια (θετικά φορτισμένα) και νετρόνια (ουδέτερα). Γύρω από τον πυρήνα σε σχετικά πολύ μεγάλες αποστάσεις κινούνται τα ηλεκτρόνια (αρνητικά φορτισμένα).

Μάζα και φορτίο υποατομικών σωματιδίων			
Σωματίδιο (σύμβολο)	Θέση	Σχετική μάζα	Σχετικό φορτίο
Ηλεκτρόνιο (e)	Γύρω από τον πυρήνα	$\frac{1}{1836}$	-1
Πρωτόνιο (p)	Πυρήνας	1	+1
Νετρόνιο (n)	Πυρήνας	1	0

- Σχεδόν όλη η **μάζα** ενός ατόμου είναι συγκεντρωμένη στο πυρήνα του, δηλαδή:

$$M_{\text{ατόμου}} = m_{\text{πρωτονίων}} + m_{\text{νετρονίων}}$$

- Ο πυρήνας έχει θετικό φορτίο.
- Τα άτομα είναι ηλεκτρικά ουδέτερα γιατί ο αριθμός των πρωτονίων είναι ίσος με τον αριθμό των ηλεκτρονίων, έχουν αντίθετα φορτία, συνεπώς το συνολικό θετικό φορτίο είναι ίσο με το συνολικό αρνητικό.
- Ο χώρος που περιβάλλει τον πυρήνα, όπου διευθετούνται τα ηλεκτρόνια, καθορίζει το **μέγεθος** του ατόμου.
- Τα ηλεκτρόνια καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά των ατόμων, καθώς όπως θα δούμε σε επόμενο κεφάλαιο, οι αλληλεπιδράσεις μεταξύ των ηλεκτρονίων διαφόρων ατόμων οδηγούν στη χημική αντίδραση.

Γνωστά και από το Γυμνάσιο:

Ατομικός αριθμός (Z) είναι ο αριθμός των πρωτονίων στον πυρήνα του ατόμου ενός στοιχείου. Ο αριθμός αυτός (που είναι μοναδικός για κάθε στοιχείο) καθορίζει το είδος του ατόμου, αποτελεί δηλαδή ένα είδος ταυτότητας για αυτό.

Στα άτομα, αφού είναι ουδέτερα, προφανώς ισχύει: $Z = \text{αριθμός } p = \text{αριθμός } e$

Μαζικός αριθμός (A) είναι το άθροισμα πρωτονίων και νετρονίων στον πυρήνα ενός ατόμου.

Ισχύει: $A = Z + N$, όπου N ο αριθμός των νετρονίων.

(Ο μαζικός αριθμός δεν είναι μοναδικός για κάθε στοιχείο. Αυτό οφείλεται στο ότι ο αριθμός των νετρονίων μεταβάλλεται με αποτέλεσμα σε ένα στοιχείο να έχουμε άτομα με διαφορετικό μαζικό αριθμό. Αυτά λέγονται ισότοπα).

Το άτομο ενός στοιχείου συμβολίζεται ${}_Z^A X$. Πχ: ${}_{11}^{23} \text{Na}$

Ισότοπα ονομάζονται τα άτομα που έχουν τον ίδιο ατομικό, αλλά διαφορετικό μαζικό αριθμό. Πχ τα ισότοπα του άνθρακα είναι τα ${}^{12}_6 \text{C}$, ${}^{14}_6 \text{C}$, ενώ τα ${}^1_1 \text{H}$, ${}^2_1 \text{H}$ και ${}^3_1 \text{H}$ είναι τα τρία ισότοπα του υδρογόνου και ονομάζονται πρώτιο, δευτέριο και τρίτιο αντίστοιχα.

1.5 Διαλύματα - Περιεκτικότητες διαλυμάτων

Διάλυμα είναι ένα ομογενές μίγμα δύο ή περισσότερων ουσιών.

- ❖ Η ουσία που έχει την ίδια φυσική κατάσταση με το μίγμα και είναι συνήθως σε περίσσεια λέγεται **διαλύτης**. Ο διαλύτης μπορεί να είναι το νερό αλλά ακόμα και μία οργανική ουσία, όπως η ακετόνη, το βενζόλιο, ο αιθέρας, η βενζίνη, ο τετραχλωράνθρακας.
- ❖ Τα υπόλοιπα συστατικά είναι οι **διαλυμένες ουσίες**.

Τα διαλύματα διακρίνονται σε αέρια (π.χ. ατμοσφαιρικός αέρας), υγρά (π.χ. θαλασσινό νερό) και στερεά (π.χ. μεταλλικά νομίσματα: κράματα).

Μπορούν επίσης να ταξινομηθούν σε **μοριακά διαλύματα**, των οποίων η διαλυμένη ουσία είναι σε μορφή μορίων, και σε **ιοντικά ή ηλεκτρολυτικά**, τα οποία περιέχουν τη διαλυμένη ουσία με τη μορφή ιόντων.

Η **περιεκτικότητα** ενός διαλύματος εκφράζει την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας που περιέχεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος. (Πολλές φορές χρησιμοποιούμε και τους **ποιοτικούς** όρους πυκνό και αραιό για διαλύματα σχετικά μεγάλης ή σχετικά μικρής περιεκτικότητας, αντίστοιχα).

Εκφράσεις περιεκτικότητας:

- 1. περιεκτικότητα στα εκατό κατά βάρος (% w/w):** εκφράζει τα g της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 100 g διαλύματος.
- 2. περιεκτικότητα στα εκατό κατ' όγκο (% w/v):** εκφράζει τα g της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 100 mL διαλύματος.
- 3. περιεκτικότητα στα εκατό όγκου σε όγκο (% v/v):** εκφράζει τα mL της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 100 mL διαλύματος. (Χρησιμοποιείται συνήθως σε διαλύματα υγρού σε υγρό ή αερίου σε αέριο μίγμα. Για αλκοολούχα ποτά χρησιμοποιείται και η έκφραση “αλκοολικός βαθμός”. Π.χ. κρασί 12° (12 αλκοολικών βαθμών), σημαίνει ότι σε 100mL κρασιού περιέχονται 12mL οινοπνεύματος.

Σε πολύ αραιά διαλύματα (πχ ρύποι στον αέρα ή στη θάλασσα) χρησιμοποιούνται και οι παρακάτω εκφράσεις περιεκτικότητας:

- 4. ppm (parts per million),** εκφράζει τα μέρη της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε ένα εκατομμύριο (10^6) μέρη διαλύματος.
- 5. ppb (parts per billion),** εκφράζει τα μέρη της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε ένα δισεκατομμύριο (10^9) μέρη διαλύματος.

Διαλυτότητα

Διαλυτότητα είναι η **μέγιστη** ποσότητα μιας ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε **ορισμένη ποσότητα διαλύτη**, κάτω από ορισμένες συνθήκες. (Η διαλυτότητα μπορούμε να πούμε ότι εκφράζει την περιεκτικότητα ενός κορεσμένου διαλύματος).

Έτσι η διαλυτότητα επηρεάζεται από:

- 1. τη φύση του διαλύτη** (“όμοια διαλύουν όμοια”, δηλαδή πχ το νερό που είναι πολικός διαλύτης διαλύει τις πολικές ενώσεις) ,

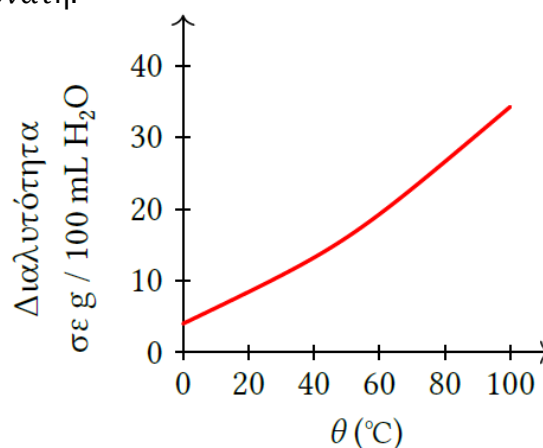
2. τη θερμοκρασία (κατά κανόνα, με την αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνεται η διαλυτότητα των στερεών και μειώνεται των αερίων),

3. την πίεση (η διαλυτότητα των αερίων αυξάνεται με την αύξηση της πίεσης: όταν ανοίξουμε ένα αεριούχο ποτό, πχ σαμπάνια (μειώνεται η πίεση και γίνεται ίση με την ατμοσφαιρική), η διαλυτότητα του CO_2 μειώνεται και το ποτό αφρίζει.

❖ **Κορεσμένο διάλυμα**, είναι το διάλυμα που περιέχει τη μέγιστη ποσότητα διαλυμένης ουσίας σε ορισμένες συνθήκες. Στα κορεσμένα διαλύματα η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας είναι τόση όση επιτρέπεται από την διαλυτότητα της ουσίας στον διαλύτη.

❖ **Ακόρεστο διάλυμα**, είναι το διάλυμα που περιέχει μικρότερη ποσότητα διαλυμένης ουσίας από τη μέγιστη δυνατή.

✚ Η χημική ένωση στην οποία αναφέρεται το διάγραμμα, είναι στερεή ή αέρια;



Παρατηρήσεις

✓ Η διαλυτότητα ενός διαλύματος συνδέεται άμεσα με την έννοια του κορεσμένου διαλύματος. Αν το διάλυμα δεν είναι κορεσμένο δεν μπορούμε να μιλάμε για διαλυτότητα!!

✓ Είναι σημαντικό να αντιληφθούμε την διαφορά ανάμεσα στην διαλυτότητα και τις διάφορες μορφές περιεκτικότητας.

Διαλυτότητα είναι τα g της διαλυμένης ουσίας που μπορούμε σε ορισμένες συνθήκες να διαλύσουμε σε 100 g **διαλύτη**, συνήθως βέβαια νερό. Είναι δηλαδή ένα κλάσμα που έχει παρονομαστή 100 g **διαλύτη**, ενώ η περιεκτικότητα είναι ένα κλάσμα που έχει πάντα παρονομαστή πχ 100 g **διαλύματος**.

Παρατηρήσεις για ασκήσεις διαλυμάτων:

Γενικά:

- ✓ Στις λύσεις μας πρέπει να υπάρχει ομοιομορφία των μονάδων, δηλαδή να υπάρχουν μόνο π.χ. mL και όχι αλλού L και αλλού mL!!!
- ✓ $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$
- ✓ Παρατηρούμε ότι για τις εκφράσεις της περιεκτικότητας % w/w και % w/v δεν έχει τελικά σημασία ποια είναι η διαλυμένη ουσία.
- ✓ Βλέπουμε ότι προσθέτοντας νερό στο διάλυμα (**αραίωση**) η περιεκτικότητα μικραίνει, ενώ στη **συμπύκνωση** συμβαίνει το αντίθετο, δηλαδή η περιεκτικότητα μεγαλώνει.

- ✓ Αν ένα διάλυμα έχει περισσότερες από μια διαλυμένες ουσίες τότε στον υπολογισμό της ολικής μάζας του διαλύματος τις προσθέτω όλες μαζί.
- ✓ Όταν μια άσκηση μας ζητά αναλογία (π.χ. αναλογία όγκων), **μία εξίσωση** είναι αρκετή για να την λύσουμε.
- ✓ Όταν από ένα διάλυμα παίρνουμε μια ποσότητα σε άλλο δοχείο, τότε η περιεκτικότητα του διαλύματος παραμένει η ίδια.
- ✓ Μόνο η περιεκτικότητα ενός **κορεσμένου** διαλύματος μιας ουσίας μας οδηγεί άμεσα στη διαλυτότητα της ουσίας αυτής.
- ✓ Σε κάθε άσκηση με βάση τα νούμερα που δίνουν είναι σχεδόν σίγουρο ότι θα γίνονται απλοποιήσεις. Δεν κάνουμε πράξεις όπου δεν είναι απολύτως απαραίτητο, αλλά αφήνουμε το γινόμενο ή το κλάσμα που προκύπτει για πιο εύκολες απλοποιήσεις!

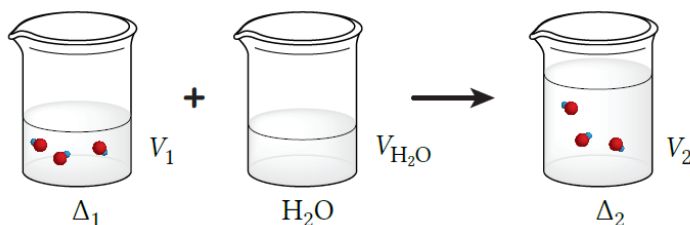
Αραίωση διαλύματος:

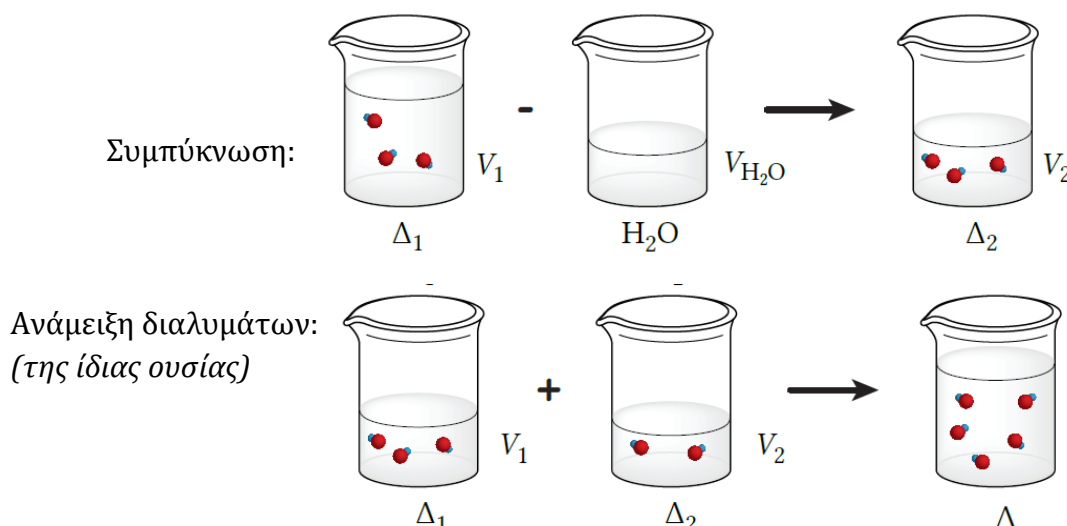
- ✓ Για την επίλυση αυτής της κατηγορίας βασιζόμαστε σε ένα απλό γεγονός. Η «πραγματικότητα» δηλαδή η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας πριν και μετά την αραίωση ή τη συμπύκνωση δεν αλλάζει. Διότι κατά την αραίωση προσθέτουμε **μόνο διαλύτη** (συνήθως νερό) και καθόλου διαλυμένη ουσία.
- ✓ Κατά την αραίωση, προφανώς το διάλυμα αποκτά μικρότερη επί τοις εκατό περιεκτικότητα σε διαλυμένη ουσία. Αντίθετα, κατά την συμπύκνωση (συνήθως με θέρμανση), το διάλυμα αποκτά μεγαλύτερη περιεκτικότητα από το αρχικό.
- ✓ Είναι προφανές επίσης ότι εάν προσθέσω x mL νερού ο τελικός όγκος του διαλύματος θα είναι $(V_{\text{αρχ}} + x)$ mL. Γενικά δεν γνωρίζουμε την ποσότητα του διαλύτη που προστίθεται ή αφαιρείται τη θέτουμε ως γνωστή με ένα σύμβολο π.χ. « x » και εργαζόμαστε κανονικά.

Ασκήσεις ανάμειξης διαλυμάτων:

- ✓ Υπολογίζουμε την καθαρή ουσία που υπάρχει στα διαλύματα πριν την ανάμειξη τους σε g ή mL.
- ✓ Λύνουμε την άσκηση βασιζόμενοι στο γεγονός ότι η μάζα ή ο όγκος της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα θα είναι όσο και το αντίστοιχο άθροισμα της ουσίας στα αρχικά διαλύματα.
- ✓ Ο όγκος ή η μάζα του τελικού διαλύματος θα είναι ίση με το αντίστοιχο άθροισμα των αρχικών διαλυμάτων.
- ✓ Η περιεκτικότητα του τελικού διαλύματος θα πρέπει να είναι ανάμεσα στις δύο αρχικές περιεκτικότητες. Δεν μπορεί να είναι ούτε μεγαλύτερη αλλά ούτε και μικρότερη από τις αρχικές.

Αραίωση:





Επιλογές Δ' Θεμάτων από την Τ.Θ.Δ.Δ. του Ι.Ε.Π.

(θέματα και υπο-ερωτήματα συμβατά με την ύλη του κεφαλαίου 1)

1. [11853] Η καυστική ποτάσα είναι μια ισχυρή βάση με χημικό τύπο KOH. Έχει καταστρεπτική επίδραση στο δέρμα, στο χαρτί, στο μετάξι και σε άλλα οργανικά υλικά. Προκαλεί σοβαρά εγκαύματα στο ανθρώπινο δέρμα και είναι ιδιαίτερα επικίνδυνη στα μάτια, γι' αυτό και κατά το χειρισμό της καυστικής ποτάσας πρέπει να φοράμε εργαστηριακά γυαλιά και λαστιχένια γάντια. Χρησιμοποιείται στην παραγωγή υγρών σαπουνιών, ως πρώτη ύλη, και ως χημικό αντιδραστήριο. Υδατικό διάλυμα KOH έχει περιεκτικότητα 1,12 % w/v (διάλυμα Δ1)

β) Ποια είναι η % w/v περιεκτικότητα διαλύματος που προκύπτει με προσθήκη 300 mL νερού σε 300 mL του διαλύματος Δ1; (μονάδες 8) [0,56%w/v]

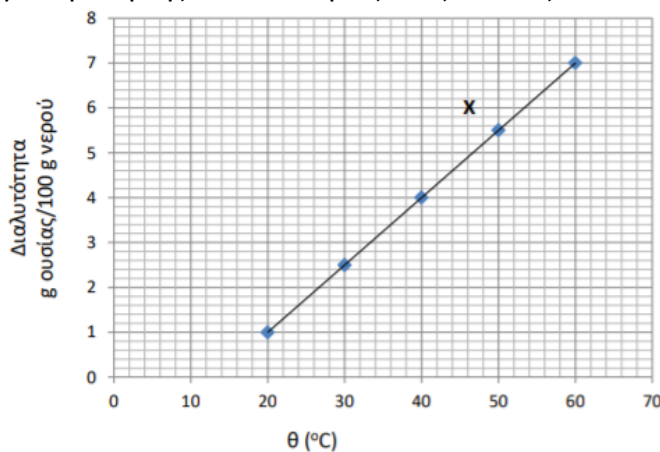
2. [11878] Η βιταμίνη B1 (C₁₂H₁₇N₄O₅) – γνωστή και ως θειαμίνη – είναι μια ουσία η οποία βρίσκεται κυρίως στα δημητριακά ολικής άλεσης, στα όσπρια, καθώς και σε ορισμένα κρέατα και ψάρια. Η έλλειψή της μπορεί να προκαλέσει σοβαρές παθήσεις του νευρικού συστήματος. Διαλύουμε σε νερό 31,8 g βιταμίνης B1, οπότε σχηματίζεται διάλυμα Δ1 1200 mL.

α) Ποια η περιεκτικότητα % w/v του διαλύματος Δ1 σε βιταμίνη B1; [2,65 %w/v]

3. [12045] Στο διάγραμμα παρουσιάζεται η μεταβολή της διαλυτότητας ενός άλατος X σε νερό, ως συνάρτηση της θερμοκρασίας.

α) Ποια είναι η μέγιστη μάζα του X που μπορεί να διαλυθεί σε 400 mL νερού στους 30°C; Δίνεται η πυκνότητα του νερού στους 30°C: $\rho = 1 \text{ g/mL}$

β) Ποια είναι η % w/w περιεκτικότητα κορεσμένου διαλύματος του X στους 40°C;



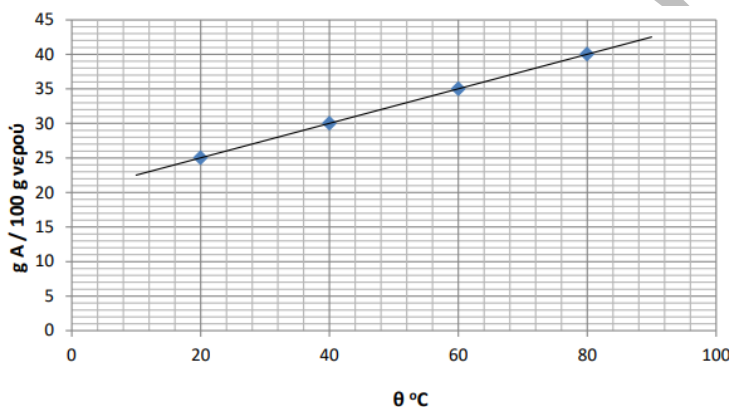
Υδατικό διάλυμα Δ1 του X, περιεκτικότητας 0,1% w/v, χρησιμοποιείται στη γεωπονία λόγω της φυτοπροστατευτικής δράσης του.

Αυτό παρασκευάζεται με αραιώση ενός διαλύματος Δ2, του άλατος X, περιεκτικότητας 0,5 % w/v.

γ) Να υπολογίσετε τον όγκο του Δ2 που απαιτείται ώστε να παρασκευαστούν 500 mL διαλύματος Δ1.
[α. 10g β. 3,85 % w/w γ. 100mL]

4. [13960] Στο σχολικό εργαστήριο πρόκειται να παρασκευάσουμε 250 g κορεσμένου διαλύματος Δ1 της στερεής χημικής ουσίας A σε θερμοκρασία 20°C.

Να αντλήσετε από το διάγραμμα μεταβολής της διαλυτότητας της ουσίας A ως συνάρτηση της θερμοκρασίας, όποια πληροφορία χρειάζεται και να απαντήσετε στις παρακάτω ερωτήσεις.



α) Ποια μάζα της ουσίας A και ποια μάζα νερού πρέπει να αναμείξουμε ώστε να προκύψει το διάλυμα Δ1;

Μετά την παρασκευή του Δ1, μετρήθηκε με ογκομετρικό κύλινδρο ο όγκος του και υπολογίστηκε η πυκνότητά του στην τιμή 1,25 g/mL.

β) Να υπολογίσετε την % w/v περιεκτικότητα του διαλύματος Δ1.

Στη συνέχεια 50 mL από το διάλυμα Δ1 μεταφέρθηκαν σε ποτήρι ζέσεως, προστέθηκε με τον ογκομετρικό κύλινδρο μια ποσότητα νερού και παρασκευάστηκε ένα νέο διάλυμα Δ2.

γ) Ποια από τις παρακάτω τιμές μπορεί να αντιστοιχεί στην περιεκτικότητα του διαλύματος Δ2;

- i. 25% w/v ii. 30% w/v iii. 10% w/v

Να αιτιολογήσετε την απάντηση.

δ) Να υπολογίσετε τον όγκο του νερού που προστέθηκε στο διάλυμα Δ1 για να παρασκευαστεί το διάλυμα Δ2 . [α. 50 g A , 200 g νερό β. 25 % w/v γ. iii δ. 75 mL]

5. [14009] Το όζον (O₃) στα κατώτερα στρώματα της ατμόσφαιρας είναι περιβαλλοντικός ρύπος αρκετά επικίνδυνος, ιδίως για όσους έχουν αναπνευστικά προβλήματα. Το SO₂ επίσης δημιουργεί διάφορα προβλήματα υγείας. Το όριο συναγερμού για την περιεκτικότητα του ατμοσφαιρικού αέρα σε SO₂ είναι 5 ppm. Ένα δείγμα αέρα A μάζας 80 g περιέχει 10 μg O₃ και ένα άλλο δείγμα αέρα B μάζας 100 g περιέχει 0,8 mg SO₂.

α) Το δείγμα αέρα B είναι εντός ή εκτός ορίων συναγερμού για το SO₂;

β) Πόσοι τόνοι (tn) αέρα δείγματος A περιέχουν 1 g O₃;

Δίνονται ότι: 1 g=1000 mg, 1 mg=1000 μg και 1 tn=1000 kg.

[α. όχι β. 8 tn]

6. [14010] Ο παγκόσμιος οργανισμός υγείας (WHO) έχει θέσει ορισμένα όρια ασφαλείας για τοξικά μέταλλα στο νερό, όπως ο Cu (χαλκός) και το Cr (χρώμιο).

α) Σε μια ορισμένη κατηγορία νερού (δείγμα Α) το όριο ασφαλείας για τον χαλκό είναι 1000 ppb. Υπολογίσαμε μετά από ανάλυση ότι στο δείγμα Α περιέχονται 0,04 mg χαλκού σε 50 g νερού. Η ποσότητα Cu στο δείγμα Α υπερβαίνει ή όχι το όριο ασφαλείας;

β) Ένα άλλο δείγμα νερού (δείγμα Β), περιέχει 10 μg Cr ανά 100 g νερού. Πόσοι τόνοι (tn) νερού δείγματος Β περιέχουν 1 kg Cr;

Δίνεται ότι: 1 g=1000 mg, 1 mg=1000 μg και 1 tn=10⁶ g.

[α. όχι β. 10⁴ tn]

7. [14036] Το ιωδιούχο ασβέστιο, CaI₂, είναι μια ιοντική ένωση αρκετά ευδιάλυτη στο νερό. Χρησιμοποιείται σε τρόφιμα γάτας ως πηγή ιωδίου. Διαθέτουμε κονσέρβα γάτας 150 g περιεκτικότητας 0,008 % w/w σε CaI₂.

α) Να υπολογιστεί η μάζα (σε mg) του CaI₂ που περιέχεται στην κονσέρβα των 150 g.

β) Η συνιστώμενη ημερήσια δόση CaI₂ είναι 2 mg CaI₂ ανά 1 kg σωματικής μάζας γάτας. Πόσα g κονσέρβας πρέπει να καταναλώσει ημερησίως μια γάτα σωματικής μάζας 4 kg, ώστε να πάρει την απαραίτητη ποσότητα CaI₂;

γ) Αν η γάτα σωματικής μάζας 4 kg καταναλώσει μισή από την παραπάνω κονσέρβα, και στο τέλος της ημέρας πάρει και ένα δισκίο 500 mg συμπληρώματος διατροφής που έχει περιεκτικότητα σε CaI₂ 0,5%w/w, θα έχει καλύψει τις ημερήσιες ανάγκες του οργανισμού της σε CaI₂;

[12 mg, 100 g κονσέρβας, η γάτα θα προσλάβει συνολικά 0,0085 g άρα ναι]

8. [14128] Για την παρασκευή σαπουνιού στο σχολικό εργαστήριο, ακολουθήθηκε μια πορεία κατά την οποία αρχικά απαιτείται η παρασκευή ενός πυκνού υδατικού διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου (NaOH), το οποίο προστίθεται σε ποσότητα θερμού λαδιού. Σύμφωνα με τη διαδικασία παρασκευής του σαπουνιού, 12 g NaOH προστίθενται σε 28 mL νερού και μετά από παρατεταμένη ανάδευση το NaOH διαλύεται στο νερό (διάλυμα Δ1) και προστίθεται στο λάδι.

α) Να υπολογίσετε την % w/w περιεκτικότητα του διαλύματος Δ1 σε NaOH που απαιτείται για την παρασκευή του σαπουνιού. (ρ νερού = 1 g/mL)

Ένα αποφρακτικό σκεύασμα περιέχει 75% w/w NaOH, συστατικό στο οποίο βασίζεται η δράση του.

β) Αν στο εργαστήριο δεν διαθέτουμε NaOH και χρησιμοποιήσουμε αντί αυτού το αποφρακτικό σκεύασμα, να υπολογίσετε τη μάζα του σκευάσματος που πρέπει να χρησιμοποιήσουμε ώστε να παρασκευάσουμε 40 g διαλύματος με την ίδια περιεκτικότητα σε NaOH με το Δ1.

Μια άλλη ημέρα επιχειρήσαμε εκ νέου την παρασκευή σαπουνιού.

Μην έχοντας στη διάθεσή μας στερεό NaOH αλλά ούτε το παραπάνω σκεύασμα, βρήκαμε στο εργαστήριο ένα διάλυμα NaOH με την ετικέτα «κορεσμένο διάλυμα NaOH».

Από βιβλιογραφικά δεδομένα η διαλυτότητα του NaOH, στις συνθήκες θερμοκρασίας του εργαστηρίου, είναι 100 g NaOH σε 100 g νερού.

γ) Χρησιμοποιώντας το δεδομένο της διαλυτότητας του NaOH, να

ι. υπολογίσετε τη μάζα του κορεσμένου διαλύματος NaOH στην οποία περιέχονται 12 g NaOH.

ii. προτείνετε έναν τρόπο για να παρασκευάσουμε το διάλυμα που χρειαζόμαστε για το σαπούνι, χρησιμοποιώντας το κορεσμένο διάλυμα NaOH.

[α. 30 % w/w β. 16g γ. 24g δ. θα προσθέσουμε $(40 - 24) g = 16 g$ νερό]

9. [14129] Ο εμπλουτισμός τροφίμων που επιτυγχάνεται με προσθήκη ενός ή περισσότερων ωφέλιμων συστατικών σε ένα τρόφιμο, ώστε να αυξηθεί η διατροφική αξία του, οδηγεί στην παρασκευή λειτουργικών τροφίμων.

Ένα τέτοιο λειτουργικό τρόφιμο είναι το γάλα, το οποίο εμπλουτίζεται με βιταμίνες και ιχνοστοιχεία όπως το ασβέστιο.

Στην ετικέτα μιας συσκευασίας 0,5 L γάλακτος αναγράφεται ότι περιέχονται 0,7 g ασβεστίου.

α) Να υπολογίσετε την % w/v περιεκτικότητα του γάλακτος σε ασβέστιο.

β) Για τον εμπλουτισμό του γάλακτος σε ασβέστιο, σε μια ποσότητα γάλακτος όγκου 5 L προστέθηκαν 20 g ασβέστιο (χωρίς μεταβολή του όγκου του). Η χημική ανάλυση του εμπλουτισμένου δείγματος γάλακτος έδειξε πως η περιεκτικότητα σε ασβέστιο είναι 0,6 % w/v. Να υπολογίσετε τη % w/v περιεκτικότητα του γάλακτος σε ασβέστιο πριν από τον εμπλουτισμό.

Η Συνιστώμενη Ημερήσια Πρόσληψη (ΣΗΠ) ασβεστίου για έναν ενήλικα είναι 1 g.

γ) Να υπολογίσετε το ποσοστό % της ΣΗΠ ασβεστίου που θα προσλάβει ένας ενήλικας σε μία ημέρα, αν καταναλώσει 500 g γάλακτος περιεκτικότητας 0,12 % w/w σε ασβέστιο.

[α. 0,14 % w/v β. 0,2% w/w, γ. το 60 % της ΣΗΠ σε ασβέστιο]

10. [14130] Το βενζοϊκό νάτριο ($C_7H_5O_2Na$), γνωστό ως το E211 πρόσθετο τροφίμων, χρησιμοποιείται συχνά ως συντηρητικό τροφίμων και ποτών, αναστέλλοντας την ανάπτυξη ζυμών, μυκήτων και βακτηρίων που εμπλέκονται στην αλλοίωσή τους. Στην ετικέτα συσκευασίας χυμού φρούτων μάζας 1440 g αναγράφεται ότι το περιεχόμενο βενζοϊκό νάτριο είναι 720 mg.

α) Να υπολογίσετε την %w/w περιεκτικότητα του χυμού σε βενζοϊκό νάτριο.

β) Δεδομένου ότι η πυκνότητα του χυμού είναι 1,2 g/mL, να υπολογίσετε την % w/v περιεκτικότητα του χυμού σε βενζοϊκό νάτριο.

[α. 0,05 % w/w, β. 0,06 % w/v]

2^ο κεφάλαιο

2.1 Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων

Ατομικό πρότυπο του Bohr :

- Το άτομο είναι μια μικρογραφία του ηλιακού συστήματος: στο κέντρο είναι ο πυρήνας (περιλαμβάνει τα θετικά φορτισμένα πρωτόνια και τα ουδέτερα νετρόνια). Στον πυρήνα είναι συγκεντρωμένη η μάζα του ατόμου.
- Γύρω από τον πυρήνα, σε καθορισμένες τροχιές που λέγονται **στιβάδες** (ή φλοιοί ή ενεργειακές στάθμες) κινούνται τα αρνητικά φορτισμένα ηλεκτρόνια.
- Οι στιβάδες είναι 7. Κάθε στιβάδα χαρακτηρίζεται από έναν αριθμό που συμβολίζεται με **n** και ονομάζεται **κύριος κβαντικός αριθμός**.
- Όσο πιο κοντά στον πυρήνα είναι μία στιβάδα, τόσο μικρότερη ενέργεια έχει.
Δηλαδή $E_K < E_L < E_M < \dots$

Κανόνες ηλεκτρονιακής δόμησης:

- ✓ Τα ηλεκτρόνια καταλαμβάνουν στιβάδες με τη μικρότερη ενέργεια. Όταν αυτές δεν είναι διαθέσιμες τότε καταλαμβάνουν στιβάδες μεγαλύτερης ενέργειας.
- ✓ Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορούν να πάρουν οι τέσσερις πρώτες στιβάδες δίνεται από τη σχέση $2n^2$.
Στον ακόλουθο πίνακα φαίνεται ο μέγιστος αριθμός *e* ανά στιβάδα:

Στιβάδα	n	Αριθμός <i>e</i> θεωρητικά ($2n^2$)	Αριθμός <i>e</i> πρακτικά
K	1	$2 \cdot 1^2 = 2$	2
L	2	$2 \cdot 2^2 = 8$	8
M	3	$2 \cdot 3^2 = 18$	18
N	4	$2 \cdot 4^2 = 32$	32
O	5	$[2 \cdot 5^2 = (50)]$	32
P	6	$[2 \cdot 6^2 = (72)]$	18
Q	7	$[2 \cdot 7^2 = (98)]$	8

Κανόνες για την κατανομή *e* σε στιβάδες:

1. Ο μέγιστος αριθμός *e* ανά στιβάδα φαίνεται από τον προηγούμενο πίνακα.
2. Η τελευταία στιβάδα παίρνει ως 8*e* (εκτός αν είναι η K που παίρνει ως 2*e*).
3. Η προτελευταία στιβάδα παίρνει 8*e* έως 18*e*. [πρακτικά στις ασκήσεις που συναντάμε, θα παίρνει ή 8*e* ή 18*e* (εκτός αν είναι η K που θα παίρνει 2*e*)].

Παρατήρηση: Στιβάδα που έχει το μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων χαρακτηρίζεται συμπληρωμένη.

2.2 Κατάταξη των στοιχείων (Περιοδικός Πίνακας).

Χρησιμότητα του Περιοδικού Πίνακα (Π.Π.)

Αρχικά τα στοιχεία κατατάχθηκαν από το Mendeleev κατά αυξανόμενη σχετική ατομική μάζα και αυτό δημιούργησε προβλήματα (μειονεκτήματα του πρώτου περιοδικού πίνακα), που ο Mendeleev τα ξεπέρασε αφήνοντας στον δικό του Π.Π. **κενές θέσεις** και κάνοντας **αναστροφές**.

Στον σύγχρονο περιοδικό πίνακα τα στοιχεία κατατάσσονται κατά αύξοντα ατομικό αριθμό και ο πίνακας που σχηματίζεται αποτελείται από επτά οριζόντιες σειρές(λέγονται: **περίοδοι**) και δεκαοκτώ κατακόρυφες στήλες(λέγονται: **ομάδες**).

Σύγχρονος περιοδικός νόμος (Moseley): οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδικές συναρτήσεις του ατομικού τους αριθμού (Z).

Περίοδος είναι η οριζόντια γραμμή του περιοδικού πίνακα που περιλαμβάνει στοιχεία με ίδιο αριθμό στιβάδων. Αν ξέρουμε την περίοδο κάποιου στοιχείου ξέρουμε και σε πόσες στιβάδες έχουν κατανεμηθεί τα ηλεκτρόνιά του.

Στην 6^η και στην 7^η περίοδο αντίστοιχα ανήκουν οι **λανθανίδες** και οι **ακτινίδες**.

Αριθμός στοιχείων σε κάθε περίοδο:

1 ^η περίοδος	2 στοιχεία
2 ^η περίοδος	8 στοιχεία
3 ^η περίοδος	8 στοιχεία
4 ^η περίοδος	18 στοιχεία
5 ^η περίοδος	18 στοιχεία
6 ^η περίοδος	32 στοιχεία
7 ^η περίοδος	26 στοιχεία, <u>προς το παρόν</u> .

Κατά μήκος μιας περιόδου υπάρχει συνήθως βαθμιαία μεταβολή ιδιοτήτων πχ προς τα αριστερά έχουμε τα μέταλλα (αριστερότερα είναι τα πιο δραστικά), μετά τα μεταλλοειδή και δεξιά τα αμέταλλα (δεξιότερα είναι τα πιο δραστικά).

Κατά μήκος μιας περιόδου έχουμε ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα και αύξηση τον χαρακτήρα αμετάλλου. Γι' αυτό τα αμέταλλα βρίσκονται στο δεξιό άκρο του περιοδικού πίνακα και διαχωρίζονται από τα υπόλοιπα στοιχεία, που είναι τα μέταλλα, με τεθλασμένη γραμμή. Τα στοιχεία που βρίσκονται κοντά στη διαχωριστική αυτή γραμμή χαρακτηρίζονται **μεταλλοειδή**, αφού εμφανίζουν ιδιότητες τόσο μετάλλων όσο και αμετάλλων.

Ομάδα είναι η κατακόρυφη στήλη του περιοδικού πίνακα που περιλαμβάνει στοιχεία με ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα και **παρόμοιες χημικές ιδιότητες**. (Προσοχή στο στοιχείο ${}^4_2\text{He}$)

Οι ομάδες διακρίνονται σε κύριες (A) και δευτερεύουσες (B). Αν ξέρουμε τον αύξοντα αριθμό της κύριας (A) ομάδας κάποιου στοιχείου, μπορούμε να ξέρουμε και τον αριθμό ηλεκτρονίων της εξωτερικής του στιβάδας.

Στοιχεία που ανήκουν στην ίδια κύρια ομάδα έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα ο οποίος ταυτίζεται με τον αριθμό της ομάδας σύμφωνα με την κλασική (δηλαδή την αρχική) αρίθμηση.

Κύριες ομάδες: Είναι οι 8 ομάδες του περιοδικού πίνακα με το χαρακτηρισμό Α.

Κλασική αρίθμηση: IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA.

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

Ομάδα IA, περιλαμβάνει τα αλκάλια (Na, K...) και το H που δεν είναι αλκάλιο.

Ομάδα IIA, περιλαμβάνει τις αλκαλικές γαίες (Ca, Mg, ...)

Ομάδα IIIA, περιλαμβάνει τις γαίες (Al ...)

Ομάδα VIIA, περιλαμβάνει τα αλογόνα (F, Cl, Br, I, ...)

Ομάδα VIIIA, περιλαμβάνει τα ευγενή αέρια (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

Τα στοιχεία των δευτερευουσών (δηλαδή των B) ομάδων λέγονται μεταβατικά στοιχεία, ή στοιχεία μετάπτωσης.

Χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα

- Βοηθά στην **ανακάλυψη** νέων στοιχείων.
- Διευκολύνει τη **μελέτη** των ιδιοτήτων (φυσικών και χημικών) των στοιχείων, και τη **μελέτη** των μεθόδων παρασκευής τους.
- Βοηθά στην **πρόβλεψη** των ιδιοτήτων ενός στοιχείου, το είδος του δεσμού που μπορεί να δημιουργήσει, καθώς και τη συμπεριφορά των ενώσεων του αρκεί να ξέρουμε τη θέση του στον περιοδικό πίνακα

2.3 Γενικά για το χημικό δεσμό

Χημικός δεσμός είναι η **δύναμη** που συγκρατεί τα άτομα ή τα ιόντα ενωμένα μεταξύ τους, με τη βοήθεια των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας (λέγονται **ηλεκτρόνια σθένους**, δηλαδή είναι τα «δυνατά» ηλεκτρόνια. Αυτά που έχουν το σθένος, τη δύναμη, να κάνουν χημικούς δεσμούς).

Ο χημικός δεσμός, δημιουργείται όταν τα άτομα πλησιάσουν αρκετά και οι ελκτικές δυνάμεις υπερικήσουν των απωστικών δυνάμεων.

Όταν δημιουργείται χημικός δεσμός το σύστημα γίνεται σταθερότερο.

Παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά των ατόμων:

- ✓ **τα ηλεκτρόνια σθένους** (δηλαδή τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας). Τα άτομα αποβάλλουν ή προσλαμβάνουν e προκειμένου να αποκτήσουν **δομή ευγενούς αερίου**, δηλαδή να έχουν **συμπληρωμένη την εξωτερική στιβάδα** με 8e, ή με 2e αν πρόκειται για την στιβάδα K (**κανόνας των οκτώ**). Προφανώς τα ευγενή αέρια που έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική στιβάδα δεν έχουν την τάση να σχηματίζουν χημικές ενώσεις.
- ✓ **η ατομική ακτίνα (το μέγεθος του ατόμου)**
Η ατομική ακτίνα **ορίζεται** ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων στοιχείου, που βρίσκονται σε στερεή κρυσταλλική κατάσταση.

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.

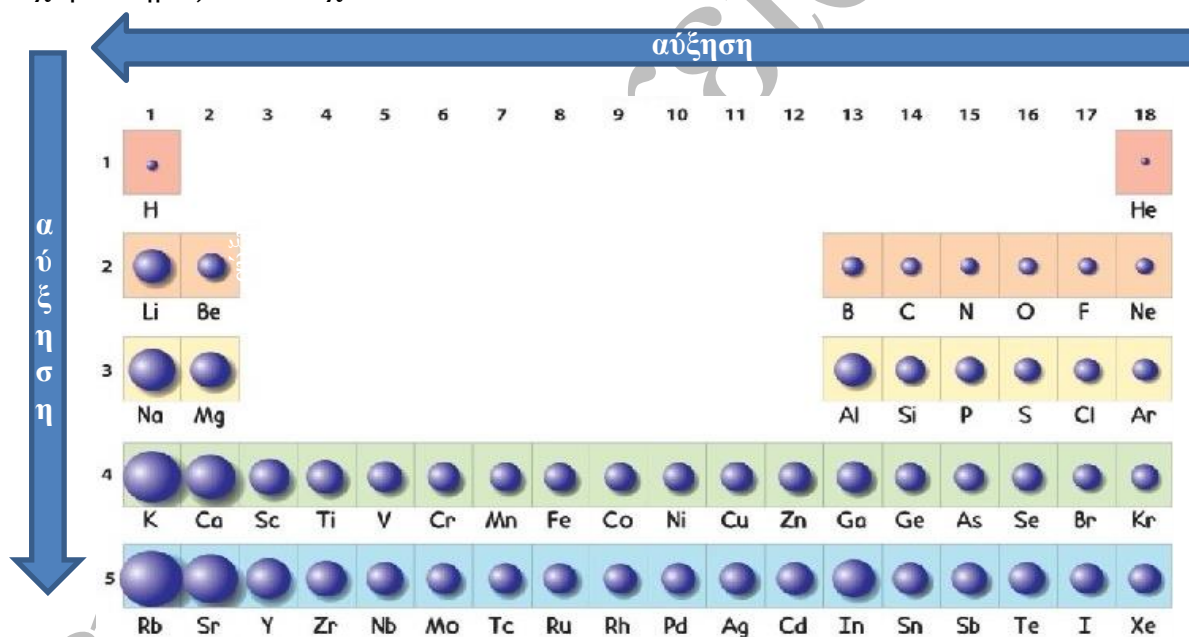
Εξήγηση: όσο "πηγαίνουμε" προς τα δεξιά στον Π.Π. αυξάνει ο ατομικός αριθμός, κατά συνέπεια αυξάνει το θετικό φορτίο του πυρήνα και η έλξη των ηλεκτρονίων από τον πυρήνα με αποτέλεσμα να μειώνεται η ακτίνα.

Επίσης,

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

Εξήγηση: 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.

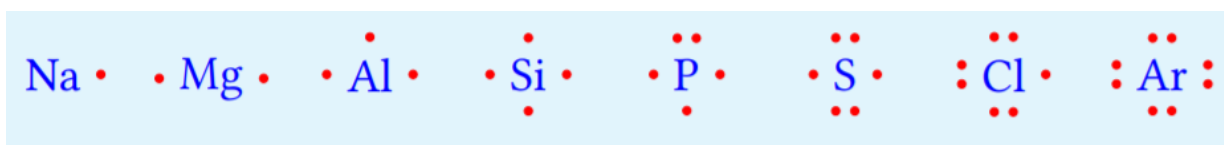
Τελικά, η ατομική ακτίνα αυξάνεται προς τα κάτω και αριστερά. Όσο μεγαλώνει η ατομική ακτίνα και μικραίνει ο αριθμός ηλεκτρονίων σθένους, τόσο αυξάνεται η ευκολία του ατόμου για αποβολή ηλεκτρονίων. Δηλαδή, αυξάνεται ο ηλεκτροθετικός (μεταλλικός) χαρακτήρας του στοιχείου. Αντίθετα, όσο ελαττώνεται η ατομική ακτίνα και αυξάνεται ο αριθμός ηλεκτρονίων σθένους, τόσο μεγαλώνει η ευκολία πρόσληψης ηλεκτρονίων από ένα άτομο. Δηλαδή, αυξάνεται ο ηλεκτραρνητικός χαρακτήρας του στοιχείου.



Απαραίτητες γνώσεις:

- **Μέταλλα** είναι τα στοιχεία που στην εξωτερική τους στιβάδα έχουν **1 έως 3e** και έχουν την τάση να τα αποβάλλουν για να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου.
- **Αμέταλλα** είναι τα στοιχεία που στην εξωτερική τους στιβάδα έχουν **5 έως 7e** [και το **H με 1e⁻ στην εξωτερική (και μοναδική του) στιβάδα**]. Έχουν την τάση να προσλάβουν ηλεκτρόνια για να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου.
(Από τα στοιχεία της IV_A (ή 14^{ης}) ομάδας συχνά θα συναντάμε και τον C που είναι επίσης **αμέταλλο**, με 4 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα)

- Δίνονται οι ηλεκτρονιακοί τύποι Lewis των στοιχείων που ανήκουν στις κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα (συγκεκριμένα, των στοιχείων της 3^{ης} περιόδου).



- Για τη γραφή χημικών ενώσεων (πχ του μορίου της αμμωνίας), χρησιμοποιούνται:

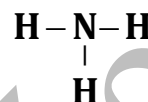
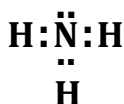
Μοριακός τύπος

Ηλεκτρονιακός τύπος

Συντακτικός τύπος

Αμμωνία

NH_3



Τι δείχνει ο κάθε τύπος:

Μοριακός τύπος: δείχνει τα είδη των ατόμων στο μόριο και τον ακριβή αριθμό τους.

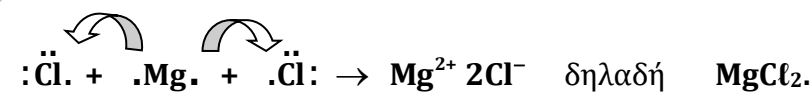
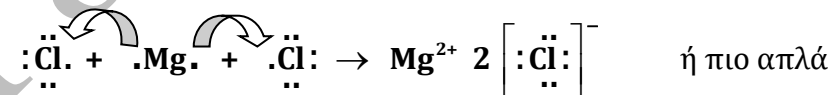
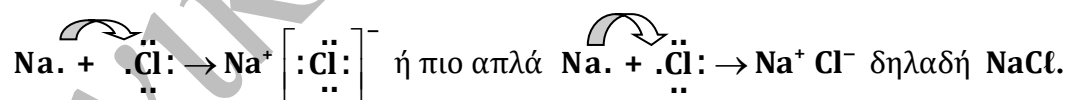
Ηλεκτρονιακός τύπος: δείχνει τα είδη των ατόμων στο μόριο, τον ακριβή αριθμό τους (δλδ ό,τι ο M.T.) και την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους.

Συντακτικός τύπος: δείχνει από ποια και πόσα άτομα αποτελείται το μόριο της ένωσης (δλδ ό,τι ο M.T.) και τον τρόπο που συνδέονται μεταξύ τους.

Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός:

Γίνεται ανάμεσα σε ένα **μέταλλο** [που αποβάλλει (συνήθως 1-3e) ηλεκτρόνια] και ένα **αμέταλλο** (που προσλαμβάνει τα ηλεκτρόνια αυτά). Το μέταλλο τότε αποκτά δομή ευγενούς αερίου και μετατρέπεται σε κατιόν, και το αμέταλλο ομοίως αποκτά δομή ευγενούς αερίου και μετατρέπεται σε ανιόν. Η ηλεκτροστατική έλξη μεταξύ ανιόντων και κατιόντων είναι ο ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός.

Δύο παραδείγματα σχηματισμού ιοντικού δεσμού:



Χαρακτηριστικά των ιοντικών ενώσεων:

- ✓ Οι ιοντικές ενώσεις είναι κυρίως οξείδια μετάλλων (πχ CaO), υδροξείδια μετάλλων (πχ NaOH) και άλατα (πχ NaCl).
- ✓ Σε μέσες συνθήκες περιβάλλοντος, είναι σώματα **στερεά, κρυσταλλικά**.
- ✓ Έχουν **υψηλά σημεία τήξης και ζέσης** (βρασμού) λόγω των ισχυρών δυνάμεων Coulomb.
- ✓ Στον κρύσταλλό τους **δεν υπάρχουν μόρια** αλλά ιόντα (κατιόντα και ανιόντα). [Έτσι, ο μοριακός τύπος, πχ. του NaCl, δεν συμβολίζει το μόριο της ένωσης, αλλά δείχνει την απλούστερη ακέραιη αναλογία κατιόντων και ανιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα].
- ✓ Σε αντίθεση με τους κρυστάλλους των μετάλλων (οι κρύσταλλοι των οποίων είναι ελατοί και όλκιμοι), οι κρύσταλλοι των ιοντικών ενώσεων είναι σκληροί, εύθραυστοι και δεν έχουν ηλεκτρική αγωγιμότητα. Αντίθετα, τα τήγματα ή τα διαλύματα των ιοντικών ενώσεων άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.
- ✓ Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι ευδιάλυτες στο νερό.

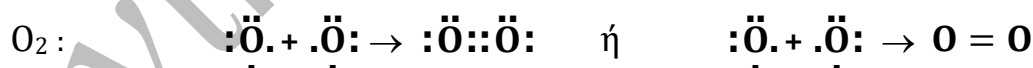
Ομοιοπολικός δεσμός:

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

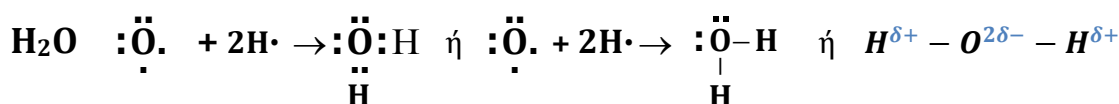
Ο δεσμός αυτός γίνεται ανάμεσα σε αμέταλλα, με αμοιβαία συνεισφορά ενός ή περισσοτέρων ηλεκτρονίων.

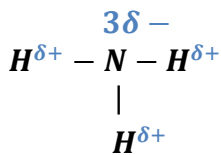
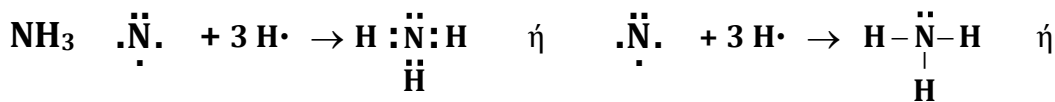
(Ηλεκτραρνητικότητα είναι η τάση του στοιχείου να έλκει ηλεκτρόνια, όταν αυτό συμμετέχει στο σχηματισμό πολυατομικών συγκροτημάτων. Αυξάνεται προς τα δεξιά και πάνω στον περιοδικού πίνακα.)

Αν στον ομοιοπολικό δεσμό συνδέονται όμοια αμέταλλα (προφανώς, έχουν την ίδια ηλεκτραρνητικότητα), σχηματίζεται **ομοιοπολικός μη πολικός δεσμός**. Π.χ.



Αν στον ομοιοπολικό δεσμό συνδέονται ανόμοια αμέταλλα, θα έχουν διαφορετική ηλεκτραρνητικότητα και σχηματίζεται **ομοιοπολικός πολικός δεσμός**. Π.χ.

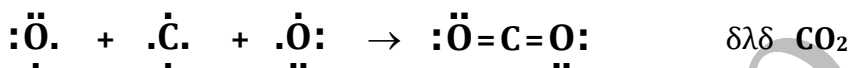




Όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτρарνητικότητας μεταξύ των ατόμων, τόσο πιο πολωμένος είναι ο ομοιοπολικός δεσμός.

Παρατηρήσεις:

- Ο διπλός δεσμός δημιουργείται με δύο κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων, και ο τριπλός δεσμός δημιουργείται με τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων. Πχ



- Οι ηλεκτρονιακοί τύποι των μορίων μας δείχνουν ό,τι και οι μοριακοί τύποι, και επιπλέον την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους των ατόμων.

Χαρακτηριστικά των ομοιοπολικών ενώσεων:

- Αποτελούνται από μόρια που έλκονται με σχετικά ασθενείς δυνάμεις.
- Είναι μαλακά στερεά με χαμηλά σημεία τήξης ή υγρά με χαμηλά σημεία βρασμού ή αέρια. Εξαίρεση: κάποιες φορές τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους και σχηματίζουν μεγαλόμορια, όπως είναι το διαμάντι που χαρακτηρίζεται από εξαιρετική σκληρότητα και πολύ υψηλό σημείο τήξης.
- Είναι ενώσεις μεταξύ αμετάλλων: οξέα (πχ HCl , H_2SO_4), οξείδια αμετάλλων (πχ SO_3 , CO_2) κλπ.
- Σε καθαρή κατάσταση δεν έχουν ηλεκτρική αγωγιμότητα, ενώ τα διαλύματα ορισμένων (πχ οξέων) άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.

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

Ονοματολογία των κυριότερων μονατομικών ιόντων:

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

Ονοματολογία των κυριότερων πολυατομικών ιόντων:

Ονοματολογία πολυατομικών ιόντων		
NO_3^- νιτρικό	CN^- κυάνιο (κυανίδιο)	HCO_3^- όξινο ανθρακικό
CO_3^{2-} ανθρακικό	ClO_4^- υπερχλωρικό	HPO_4^{2-} όξινο φωσφορικό
SO_4^{2-} θειικό	ClO_3^- χλωρικό	$H_2PO_4^-$ δισόξινο φωσφορικό
PO_4^{3-} φωσφορικό	ClO_2^- χλωριώδες	MnO_4^- υπερμαγγανικό
OH^- υδροξείδιο	ClO^- υποχλωριώδες	$Cr_2O_7^{2-}$ διχρωμικό
NH_4^+ αμμώνιο	HSO_4^- όξινο θειικό	CrO_4^{2-} χρωμικό

Αριθμός οξείδωσης:

- Για ιοντικές ενώσεις, δείχνει το πραγματικό φορτίο κάθε ιόντος.
- Για ομοιοπολικές ενώσεις, δείχνει το φορτίο που φαίνεται να έχει το άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο πιο ηλεκτραρνητικό άτομο του ομοιοπολικού δεσμού (φαινομενικό φορτίο).

Οι συνήθεις αριθμοί οξείδωσης είναι:

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		

(πρακτικοί) Κανόνες για την εύρεση του αριθμού οξείδωσης (Α.Ο.):

- ✓ Κάθε στοιχείο έχει σε ελεύθερη κατάσταση (π.χ. Na, Cl₂) Α.Ο. μηδέν.
- ✓ Το Η έχει αριθμό οξείδωσης +1 (μόνο στα υδρίδια, δηλαδή στις ενώσεις του με τα μέταλλα έχει -1)
- ✓ Το F έχει **πάντα** αριθμό οξείδωσης -1.
- ✓ Το Ο έχει αριθμό οξείδωσης -2 [εκτός από τα υπεροξείδια που έχει -1 π.χ. H₂O₂ και την ένωση οξειδίου του φθορίου OF₂ που έχει αριθμό οξείδωσης +2]
- ✓ Τα αλκάλια (Na, K..) έχουν πάντα αριθμό οξείδωσης +1 και οι αλκαλικές γαίες (Mg, Ca, Ba..) +2 .
- ✓ Το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξείδωσης όλων των ατόμων σε μια ένωση είναι μηδέν.
- ✓ Το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξείδωσης όλων των ατόμων σε ένα πολυατομικό ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.

Γραφή μοριακού τύπου ανόργανης ένωσης:

Κάθε ανόργανη ένωση (ανεξάρτητα από το είδος του δεσμού που έχει) μπορούμε να πούμε ότι αποτελείται από δύο τμήματα, ένα με θετικό αριθμό οξείδωσης (**Θ** με αριθμό οξείδωσης = +x) και ένα με αρνητικό αριθμό οξείδωσης (**Α** με αριθμό οξείδωσης = -ψ).

Για να γράψουμε τον μοριακό τύπο της ένωσης μεταξύ του Θ και του Α:

- ✓ Γράφουμε πρώτα το θετικό τμήμα και μετά το αρνητικό $\Theta^{+x} A^{-\psi}$.
(Η ένωση αμμωνία αποτελεί εξαιρέση, αφού πρώτο γράφεται το αρνητικό τμήμα: $N^{-3} H^{+1} \rightarrow NH_3$)
- ✓ Τον αριθμό οξείδωσης του πρώτου βάζουμε δείκτη στο δεύτερο και αντίστροφα. Ακολουθεί απλοποίηση στους δείκτες αν γίνεται. Να σημειώσουμε ότι αν κάποιος δείκτης είναι το 1 τότε αυτός παραλείπεται.
- ✓ Αν κάποιο από τα τμήματα Θ ή Α είναι πολυατομικό και παίρνει δείκτη διαφορετικό του 1, το κλείνουμε σε παρένθεση.

Κανόνες για την ονοματολογία ανόργανων χημικών ενώσεων

α. Οι ενώσεις των μετάλλων (ή του ιόντος NH₄⁺) με πολυατομικό ανιόν ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και το όνομα του μετάλλου(ή NH₄⁺) μετά. Επίσης, οι ενώσεις του υδρογόνου με πολυατομικά ανιόντα ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και τη λέξη «οξύ» μετά. Π.χ.

K ₂ CO ₃	ανθρακικό κάλιο	Ca ₃ (PO ₄) ₂	φωσφορικό ασβέστιο
NH ₄ ClO ₃	χλωρικό αμμώνιο	H ₃ PO ₄	φωσφορικό οξύ

β. Η ονομασία ένωσης μετάλλου (ή NH₄⁺) με αμέταλλο προκύπτει από το όνομα του αμετάλλου με την κατάληξη -ούχο ή -ίδιο και ακολουθεί το όνομα του μετάλλου (ή NH₄⁺). Να παρατηρήσουμε ότι, αν το μέταλλο έχει περισσότερους από έναν αρ. οξείδωσης, τότε μέσα σε παρένθεση αναγράφεται **με λατινικό αριθμό** ο αρ. οξ. στον οποίο αναφερόμαστε, π.χ.

MgBr ₂	βρωμιούχο μαγνήσιο	FeS	θειούχος σίδηρος (II)
Fe ₂ O ₃	οξείδιο σιδήρου (III)		

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

KOH υδροξείδιο του καλίου, $Al(OH)_3$ 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.

CO μονοξείδιο του άνθρακα

CO₂ διοξείδιο του άνθρακα

N₂O₅ πεντοξείδιο του αζώτου

PCl₅ πενταχλωριούχος φωσφόρος

Ονοματολογία ανόργανων ενώσεων

1) Ένωση μετάλλου ή NH₄⁺ με πολυατομικό ανιόν [πλην OH⁻]

Όνομα ανιόντος-όνομα μετάλλου ή NH₄⁺

Π.χ. (NH₄)₃PO₄ φωσφορικό αμμώνιο

NaHCO₃ όξινο ανθρακικό νάτριο

2) Ένωση του υδρογόνου με πολυατομικό ανιόν*

Όνομα ανιόντος-οξύ

Π.χ. H₂SO₄ θειικό οξύ

H₃PO₄ φωσφορικό οξύ

Εξαίρεση: HCN υδροκυάνιο

ΟΞΕΑ

3) Ένωση του υδρογόνου με αμέταλλο πλην O

Υδρο-όνομα αμετάλλου

Π.χ. HCl υδροχλώριο

H₂S υδρόθειο

[* Στην πραγματικότητα το ιόν δεν υφίσταται γιατί η ένωση είναι ομοιοπολική.]

4) Ένωση (ιόντος) μετάλλου (ή NH₄⁺) με ιόν αμετάλλου.

Όνομα ιόντος αμετάλλου - όνομα μετάλλου (ή αμμώνιο)

Π.χ. MgBr₂ βρωμιούχο μαγνήσιο

K₂O οξείδιο του καλίου

CaH₂ υδρογονούχο ασβέστιο ή υδρίδιο του ασβεστίου

5) Ένωση μετάλλου με υδροξείδιο

Υδροξείδιο-ονομασία μετάλλου

Π.χ. KOH υδροξείδιο του καλίου

Al(OH)₃ υδροξείδιο του αργιλίου

ΒΑΣΕΙΣ

6) Ένωση αμετάλλου με οξυγόνο

Οξείδιο του (ονομασία αμετάλλου)

Αν το αμέταλλο σχηματίζει περισσότερες της μίας ενώσεις με το οξυγόνο, με κατάλληλο αριθμητικό πρόθεμα δηλώνουμε τον αριθμό των ατόμων οξυγόνου στο μόριο της ένωσης.

Π.χ.	CO	μονοξείδιο του άνθρακα
	CO ₂	διοξείδιο του άνθρακα
	N ₂ O ₅	πεντοξείδιο του αζώτου

7) Ένωση αμετάλλου 1 με αμέταλλο 2 πλην O

Όνομα αμετάλλου 2 με την κατάληξη -ούχο + όνομα αμετάλλου 1

Αν το αμέταλλο 1 σχηματίζει περισσότερες από μία ενώσεις με το αμέταλλο 2, με κατάλληλο αριθμητικό δηλώνουμε τον αριθμό των ατόμων αμετάλλου 2 στο μόριο της ένωσης.

Π.χ.	PCl ₃	τριχλωριούχος φωσφόρος
	PCl ₅	πενταχλωριούχος φωσφόρος
	CS ₂	διθειούχος άνθρακας

8) Αν ένα μέταλλο εμφανίζει περισσότερους από έναν θετικούς αριθμούς οξείδωσης, τότε με λατινικό αριθμό σε παρένθεση δηλώνουμε τον Αριθμό οξείδωσης του μετάλλου στην ένωσή του. Π.χ.

FeSO ₄	θειικός σίδηρος (II)	Fe(OH) ₃	υδροξείδιο του σιδήρου (III)
CuO	οξείδιο του χαλκού (II)	PbCl ₂	χλωριούχος μόλυβδος (II)