



Bio&  
ATG\_Chem  
[www.nikimargariti.com](http://www.nikimargariti.com)

ΧΗΜΕΙΑ Α' ΛΥΚΕΙΟΥ

ΠΗΓΗ: ΣΧΟΛΙΚΟ ΒΙΒΛΙΟ 2025

# ΧΗΜΕΙΑ

- **1. Ετυμολογία: αρχαία αιγυπτιακά: Χεμ= σκοτεινή Γη!**
- Οι πρώτοι «χημικοί» φαίνεται πως υπήρξαν οι αρχαίοι Αιγύπτιοι ιερείς του θεού Θώθ (θεού της γνώσης), οι οποίοι προερχόταν από την σκοτεινή Γη δηλ. την Αίγυπτο, αλλά και ασκούσαν μια «σκοτεινή» τέχνη.
- Βεβαίως και οι ίδιοι ήταν σκουρόχρωμοι σε σχέση με τους αρχαίους Έλληνες, τόσο γιατί ήταν Αιγύπτιοι, αλλά και επιπλέον γιατί η τέχνη αυτή, απαιτούσε την ενασχόληση τους με υλικά και δραστηριότητες, κυρίως μεταλλουργίας, που τους «μαύριζαν».
- **2. Ετυμολογία: αρχαία Ελληνικά: Χυμία= σύντηξη!**
- Προς χάριν της σπουδαιότητας της μεταλλουργίας!
  - *Από την Αλχημεία στη Χημεία*
    - *Olivier Lafont*
    - *Εκδόσεις Αλεξάνδρεια,*
    - *Αθήνα 2005*

# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

- **ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ**

- **1.1** Με τι ασχολείται η χημεία  
- Ποια είναι η σημασία της Χημείας στη ζωή μας

- **1.2** Γνωρίσματα της ύλης (μάζα, όγκος, πυκνότητα)  
- Μετρήσεις και μονάδες

- **1.3** Δομικά σωματίδια της ύλης - Δομή του ατόμου. Ατομικός αριθμός, Μαζικός αριθμός, Ισότοπα

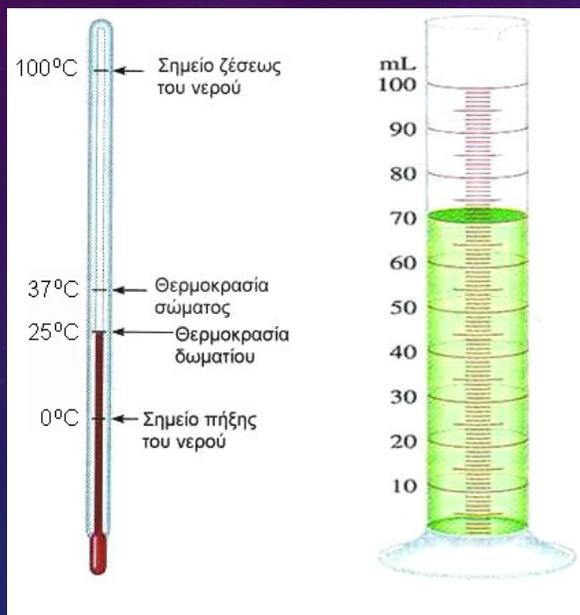
- **1.4** Καταστάσεις της ύλης - Ιδιότητες της ύλης - Φυσικά και χημικά φαινόμενα

- **1.5** Ταξινόμηση της ύλης Διαλύματα - Περιεκτικότητες διαλυμάτων - Διαλυτότητα

# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

- **Χημεία:** η επιστήμη της ύλης και των μεταμορφώσεων της.
- Η χημεία 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.

# ΜΕΤΡΗΣΕΙΣ - ΜΟΝΑΔΕΣ ΜΕΤΡΗΣΗΣ



- Η ποσοτική έκφραση ενός μεγέθους γίνεται με τη χρήση ενός αριθμού (αριθμητική τιμή)
- π.χ. 5 και μιας μονάδας μέτρησης π.χ. kg.
- Δηλαδή ένα υλικό σώμα έχει μάζα  $m=5\text{kg}$ .

# ΤΟ ΔΙΕΘΝΕΣ ΣΥΣΤΗΜΑ ΜΟΝΑΔΩΝ (SI)

ΠΙΝΑΚΑΣ 1.1: Θεμελιώδη μεγέθη – Μονάδες

Μέγεθος	Σύμβολο μεγέθους	Ονομασία μονάδας	Σύμβολο μονάδας
μήκος	<i>l</i>	μέτρο	m
μάζα	<i>m</i>	χιλιόγραμμα	kg
χρόνος	<i>t</i>	Δευτερόλεπτο	s
θερμοκρασία	<i>T</i>	κέλβιν	K
ποσότητα ύλης	<i>η</i>	μολ	mol

Μονάδες πίεσης:

$$1\text{Pa} = 1\text{N/m}^2(\text{SI})$$

$$1\text{atm} = 101325\text{ Pa} =$$

$$760\text{ mmHg}$$

Μονάδες

θερμοκρασίας:

$$^{\circ}\text{C}, \text{K (SI)}$$

$$T (\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273$$

ΠΙΝΑΚΑΣ 1.2: Πολλαπλάσια - Υποπολλαπλάσια μονάδων

Πρόθεμα	Σύμβολο	Σχέση με τη βασική μονάδα	Παράδειγμα
μεγα (mega)	M	$10^6$	$1\text{ Mm} = 10^6\text{m}$
χιλιο (kilo)	k	$10^3$	$1\text{ km} = 10^3\text{m}$
δέκατο (deci)	d	$10^{-1}$	$1\text{ dm} = 10^{-1}\text{m}$
εκατοστο (centi)	c	$10^{-2}$	$1\text{ cm} = 10^{-2}\text{m}$
χιλιοστο (milli)	m	$10^{-3}$	$1\text{ mm} = 10^{-3}\text{ m}$
μικρό (micro)	μ	$10^{-6}$	$1\text{ }\mu\text{m} = 10^{-6}\text{m}$
νανο (nano)	n	$10^{-9}$	$1\text{ nm} = 10^{-9}\text{ m}$
πικο (pico)	p	$10^{-12}$	$1\text{ pm} = 10^{-12}\text{ m}$

Άλλη  
μονάδα

μήκους :

$$1\text{ \AA} = 10^{-8}\text{cm}$$

$$10^{-10}\text{m}$$

# ΤΟ ΔΙΕΘΝΕΣ ΣΥΣΤΗΜΑ ΜΟΝΑΔΩΝ (SI)

- **Παράδειγμα 1.1**

Το όριο ταχύτητας σ' έναν αυτοκινητόδρομο είναι 110 km/h. Να εκφράσετε την ταχύτητα αυτή σε μονάδες SI.

- **ΛΥΣΗ**

Γνωρίζουμε ότι  $1 \text{ km} = 10^3 \text{ m}$  και  $1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$ .  
Άρα το όριο της ταχύτητας είναι  $110 \text{ km/h} = 110 \cdot 10^3 \text{ m} / 3600 \text{ s} = 30,56 \text{ m s}^{-1}$ .

- **Παράδειγμα 1.2**

Η διάμετρος του ατόμου του υδρογόνου (H) είναι 0,212 nm. Να υπολογίσετε τη διάμετρο του ατόμου σε m και σε Å.

- **ΛΥΣΗ**

Αφού το  $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ , η διάμετρος θα είναι  $0,212 \cdot 10^{-9} \text{ m}$ , και καθώς

- $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ , δηλαδή  $1 \text{ m} = 10^{10} \text{ \AA}$ , θα έχουμε  $0,212 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 0,212 \cdot 10^{-9} 10^{10} \text{ \AA}$ ,

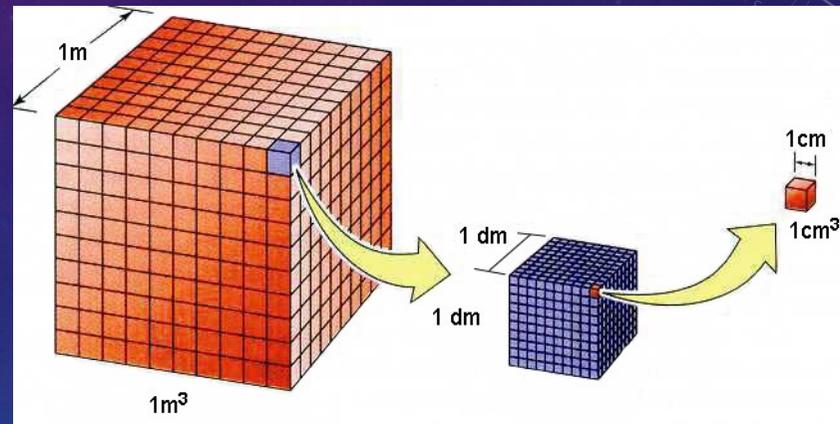
- δηλαδή  $0,212 \cdot 10 \text{ \AA} = 2,12 \text{ \AA}$

# ΜΑΖΑ (M)

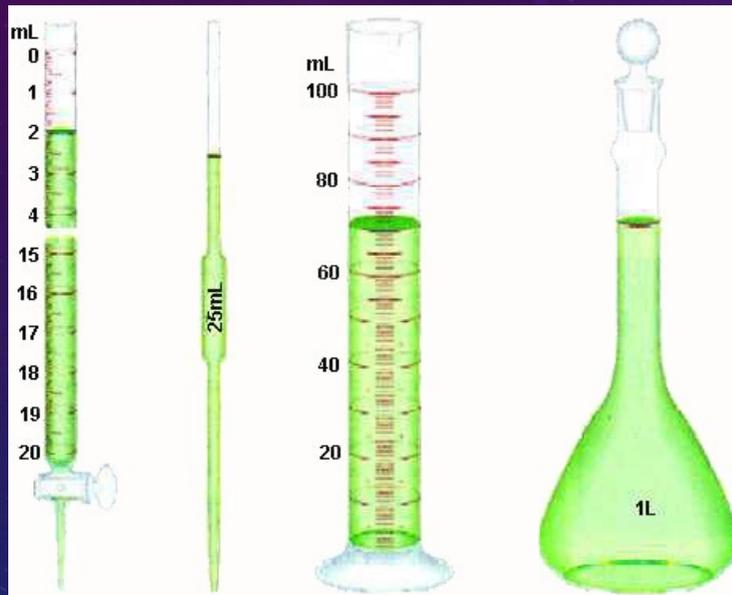
- **Μάζα** είναι το μέτρο της αντίστασης που παρουσιάζει ένα σώμα ως προς τη μεταβολή της ταχύτητάς του και εκφράζει το ποσό της ύλης που περιέχεται σε μία ουσία.
- $1 \text{ Kg} = 10^3 \text{ g} = 1000 \text{ g}$   
 $1 \text{ g} = 10^3 \text{ mg} = 1000 \text{ mg}$

# ΟΓΚΟΣ (V)

- **Όγκος** είναι ο χώρος που καταλαμβάνει ένα σώμα.
- $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$   
 $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$   
 $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$
- Το λίτρο (L) ορίζεται ως ο όγκος που καταλαμβάνει 1 kg νερού στους 4 °C.
- Λόγω της μικρής τους διαφοράς το mL και  $\text{cm}^3$  μπορούν να χρησιμοποιηθούν αδιάκριτα.
- Για εκπαιδευτικούς λόγους πολλές φορές προτείνεται το  $\text{cm}^3$  να χρησιμοποιείται για τη μέτρηση των αερίων όγκων και το mL για τους όγκους των υγρών.
- Με την ίδια λογική μπορούμε να διακρίνουμε το L από το  $\text{dm}^3$ .



# ΟΓΚΟΣ (V)



- **Παράδειγμα 1.3**  
Το «ύψος» της βροχής μιας μέρας ήταν σ' ένα τόπο 10 mm. Να υπολογίσετε τον όγκο του νερού που κάλυψε επιφάνεια 1 km<sup>2</sup>.
- **ΛΥΣΗ**  
Ο όγκος του νερού ισούται με το γινόμενο της επιφάνειας επί το ύψος.
- Δηλαδή  $V = s h$ .  
 $s = 1 \text{ km}^2 = 1 \cdot 10^6 \text{ m}^2 = 10^6 \text{ m}^2$   
 $h = 10 \text{ mm} = 10 \cdot 10^{-3} \text{ m} = 10^{-2} \text{ m}$   
Άρα  $V = sh = 10^6 \text{ m}^2 \cdot 10^{-2} \text{ m}$  ή  $V = 10^4 \text{ m}^3 = 10000 \text{ m}^3$

# ΠΥΚΝΟΤΗΤΑ (Ρ)

- Η **πυκνότητα** ορίζεται ως το πηλίκο της μάζας προς τον αντίστοιχο όγκο σε σταθερές συνθήκες πίεσης (όταν πρόκειται για αέριο) και θερμοκρασίας.
- $\rho = m/V$
- Η μονάδα της πυκνότητας (παράγωγο μέγεθος) στο SI είναι το  $\text{Kg} / \text{m}^3$ .
- Η πυκνότητα πολλές φορές στην Ελληνική και διεθνή βιβλιογραφία συμβολίζεται με  $d$ .
- Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται με  $\rho$ .

- **Παράδειγμα 1.4**
- Το αργίλιο (Al) είναι ένα πολύ εύχρηστο μέταλλο. Ένας κύβος από αργίλιο έχει ακμή 2 cm. Με τη βοήθεια του ζυγού η μάζα του βρέθηκε 21,6 g.
- Ποια είναι η πυκνότητα του Al;
- **ΛΥΣΗ**  
 $V = (2 \text{ cm})^3$  ή  $V = 8 \text{ cm}^3$   
 $\rho = m / V = 21,6 \text{ g} / 8 \text{ cm}^3$  ή  $\rho = 2,7 \text{ g/cm}^3$ .
-

# ΠΥΚΝΟΤΗΤΑ (Ρ)

- **Παράδειγμα 1.5**

- Η πυκνότητα του νερού στη θερμοκρασία δωματίου θεωρείται περίπου ίση με 1 g /mL.
- Να εκφράσετε την πυκνότητα αυτή σε  $\text{kg}/\text{m}^3$  και σε g/L.

- **ΛΥΣΗ**

Είναι  $\rho = 1 \text{ g}/\text{mL} = 10^{-3}\text{kg}/10^{-6}\text{m}^3 = 10^3 \text{ kg}/\text{m}^3 = 1000 \text{ kg}/\text{m}^3$ .

Δηλαδή  $1\text{m}^3$  νερού ζυγίζει 1 (μετρικό) τόνο.

Επίσης έχουμε  $\rho = 1 \text{ g}/\text{mL} = 1 \text{ g}/10^{-3}\text{L} = 1000 \text{ g}/\text{L}$ .

Δηλαδή 1L νερού ζυγίζει 1 kg.

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ - ΙΟΝΤΑ

- **Άτομο** είναι το μικρότερο σωματίδιο ενός στοιχείου, που μπορεί να πάρει μέρος στο σχηματισμό χημικών ενώσεων.
- άτομο (atom): από το α-τέμνω
- Το άτομο είναι ένα απειροελάχιστο σωματίδιο, με μέγεθος που ξεπερνά τα όρια της φαντασίας μας. Ωστόσο, νέες τεχνικές στην μικροσκοπία επιτρέπουν την παρατήρηση του και τον προσδιορισμό του μεγέθους του.
- Τα μόρια των χημικών στοιχείων δεν αποτελούνται πάντοτε από τον ίδιο αριθμό ατόμων.
- Έτσι υπάρχουν στοιχεία **μονοατομικά**, όπως είναι τα ευγενή αέρια, π.χ. ήλιο (He), στοιχεία **διατομικά**, όπως είναι το οξυγόνο (O<sub>2</sub>), το υδρογόνο (H<sub>2</sub>), ή ακόμα και **τριατομικά**, όπως είναι το όζον (O<sub>3</sub>).
- Ο αριθμός που δείχνει από πόσα άτομα συγκροτείται το μόριο ενός στοιχείου ονομάζεται **ατομικότητα στοιχείου**.
- Η ατομικότητα του στοιχείου αναγράφεται ως δείκτης στο σύμβολο του στοιχείου.
- Το θείο (S) για παράδειγμα μπορεί να έχει ατομικότητα 2 ή 4 ή 6 ή 8.
- Στις χημικές εξισώσεις όλα τα στοιχεία εκτός από τα διατομικά γράφονται σαν μονοατομικά.

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ - ΙΟΝΤΑ

## ΠΙΝΑΚΑΣ 1.3: Ατομικότητες στοιχείων

**ΜΟΝΟΑΤΟΜΙΚΑ:** Ευγενή αέρια: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, και τα μέταλλα σε κατάσταση ατμών.

Επίσης, στις χημικές εξισώσεις γράφονται σαν μονοατομικά τα στοιχεία C, S και P.

**ΔΙΑΤΟΜΙΚΑ:** H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>.

**ΤΡΙΑΤΟΜΙΚΑ:** O<sub>3</sub>.

**ΤΕΤΡΑΤΟΜΙΚΑ:** P<sub>4</sub>, As<sub>4</sub>, Sb<sub>4</sub>.

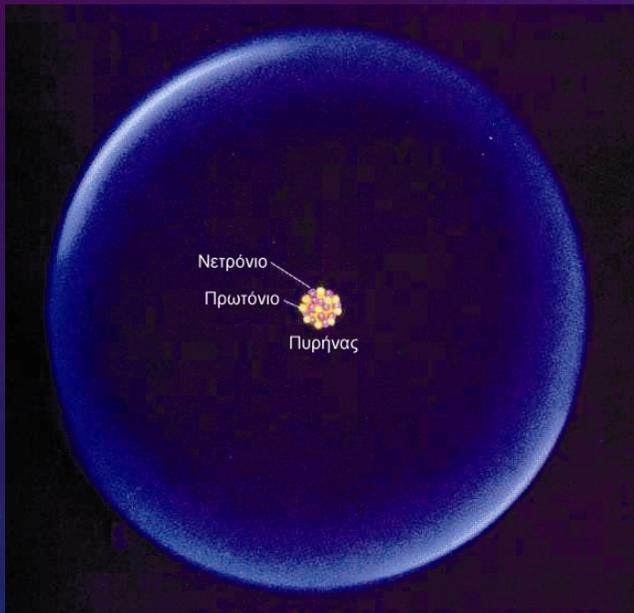
# ΔΟΜΗ ΤΟΥ ΑΤΟΜΟΥ

- Τον 5<sup>ο</sup> π.Χ. αιώνα οι Έλληνες φιλόσοφοι [Δημόκριτος](#) και [Λεύκιππος](#), διατύπωσαν την άποψη ότι η ύλη αποτελείται από πολύ μικρά σωματίδια που δεν μπορούν να διαιρεθούν σε άλλα απλούστερα. Τα σωματίδια αυτά ονόμασαν άτομους (**άτομα**). Να σημειωθεί ότι η άποψη αυτή ήταν αντίθετη με τη θεώρηση του Πλάτωνα και του Αριστοτέλη για τη συνεχή διαίρεση της ύλης.

Ωστόσο, τα άτομα του Δημόκριτου ξεχάστηκαν για τα επόμενα 2000 χρόνια, μέχρις ότου στις αρχές του 19ου αιώνα ο Άγγλος χημικός Dalton διατυπώσει την **ατομική θεωρία**

- Μερικές από τις πιο λαμπρές προσωπικότητες που διαμόρφωσαν τη γνώση γύρω από το άτομο.
  1. **Dalton** (1808) θεμελίωσε την ατομική θεωρία.
  2. **Rutherford** (1911) ανακάλυψε τον πυρήνα.
  3. **Bohr** (1913) εισήγαγε την έννοια της ηλεκτρονιακής στιβάδας.
  4. **Sommerfeld** (1916) εισήγαγε την έννοια της υποστιβάδας.
  5. **Schrodinger** (1926) Ανέπτυξε τη θεωρία της κβαντομηχανικής, που αποτελεί τη βάση των σύγχρονων αντιλήψεων για το άτομο.

# ΔΟΜΗ ΤΟΥ ΑΤΟΜΟΥ



- Η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη σ' ένα χώρο που ονομάζεται **πυρήνας**.
- Ο πυρήνας συγκροτείται από **πρωτόνια (p)**, που φέρουν **θετικό ηλεκτρικό φορτίο**, και από **ουδέτερα νετρόνια (n)**.
- Γύρω από τον πυρήνα και σε σχετικά μεγάλες αποστάσεις απ' αυτόν, κινούνται τα **ηλεκτρόνια (e)**, που φέρουν **αρνητικό ηλεκτρικό φορτίο** και ευθύνονται για τη χημική συμπεριφορά των ατόμων.
- Αν είστε στη θέση του πυρήνα, τότε τα ηλεκτρόνια είναι σκορπισμένα τουλάχιστον 61 km μακριά σας.
- Τα άτομα είναι **ηλεκτρικά ουδέτερα**, καθώς τα πρωτόνια και τα ηλεκτρόνια έχουν αντίθετο στοιχειώδες ηλεκτρικό φορτίο και ο αριθμός των πρωτονίων είναι ίσος με τον αριθμό των ηλεκτρονίων.

# ΔΟΜΗ ΤΟΥ ΑΤΟΜΟΥ

ΠΙΝΑΚΑΣ 1.4: Μάζα και φορτίο υποατομικών σωματιδίων

Σωματίδιο (σύμβολο)	Θέση	Μάζα / g	Σχετική μάζα	Φορτίο /C	Σχετικό φορτίο
Ηλεκτρόνιο (e)	Γύρω από τον πυρήνα	$9,11 \cdot 10^{-28}$	1/1830	$-1,60 \cdot 10^{-19}$	-1
Πρωτόνιο (p)	Πυρήνας	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1	$+1,60 \cdot 10^{-19}$	+1
νετρόνιο (n)	Πυρήνας	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1	0	0

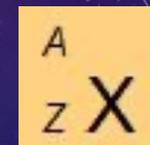
Παρατήρηση:  $m_p = m_n \gg m_e$

- Ο πυρήνας καθορίζει τη μάζα του ατόμου, δηλαδή  $m \text{ ατόμου} = m \text{ πρωτονίων} + m \text{ νετρονίων}$
- Ο χώρος που περιβάλλει τον πυρήνα, όπου διευθετούνται τα ηλεκτρόνια, καθορίζει το μέγεθος του ατόμου.
- Τα ηλεκτρόνια καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά των ατόμων, καθώς οι αλληλοεπιδράσεις μεταξύ των ηλεκτρονίων διαφόρων ατόμων οδηγούν στη χημική αντίδραση.
- Νουκλεόνια είναι τα σωματίδια του πυρήνα, δηλαδή πρωτόνια και νετρόνια.
- Από το nuclear που σημαίνει πυρήνας.

# ΑΤΟΜΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ- ΜΑΖΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ - ΙΣΟΤΟΠΑ

- **Ατομικός αριθμός (Z)** είναι ο αριθμός των πρωτονίων στον πυρήνα του ατόμου ενός στοιχείου.
- Ο αριθμός αυτός καθορίζει το είδος του ατόμου, αποτελεί δηλαδή ένα είδος ταυτότητας για αυτό.
- Η τιμή του Z δείχνει επίσης τον αριθμό των ηλεκτρονίων.
- Μην ξεχνάτε ότι στο άτομο ο αριθμός ηλεκτρονίων ισούται με τον αριθμό των πρωτονίων, ώστε το άτομο να είναι ηλεκτρικά ουδέτερο.
- **Μαζικός αριθμός (A)** είναι ο αριθμός των πρωτονίων και των νετρονίων στον πυρήνα ενός ατόμου.
- **Ισότοπα** ονομάζονται τα άτομα που έχουν τον ίδιο ατομικό αλλά διαφορετικό μαζικό αριθμό.
- Τα ισότοπα είναι, με άλλα λόγια, άτομα του ίδιου είδους (στοιχείου) με διαφορετική μάζα.

- Το άτομο ενός στοιχείου X συμβολίζεται:
- Αν συμβολίσουμε με N τον αριθμό των νετρονίων του ατόμου, τότε:  $A = Z + N$
- Για παράδειγμα, ο άνθρακας (C) έχει τέσσερα ισότοπα:



Το πλέον άφθονο ισότοπο άνθρακα στη φύση (99%)

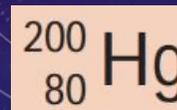
## ΑΤΟΜΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ- ΜΑΖΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ - ΙΣΟΤΟΠΑ

- Έτσι, στον συμβολισμό  ${}^A_ZX$  ξέρει κανείς ότι το A είναι ο μαζικός αριθμός (άθροισμα πρωτονίων και νετρονίων) και ο Z ο ατομικός αριθμός.
- Ο τελευταίος εκφράζει τον αριθμό των πρωτονίων του πυρήνα, που είναι ίσος με τον αριθμό πρωτονίων για ένα ουδέτερο άτομο.
- Μάλιστα, δύο ή περισσότερα άτομα με τον ίδιο αριθμό πρωτονίων αλλά διαφορετικό μαζικό αριθμό καλούνται **ισότοπα** του ίδιου χημικού στοιχείου.
- Τα ισότοπα μπορεί να είναι *σταθερά* ή *ασταθή*.
- Ένα σταθερό ισότοπο δεν παθαίνει ραδιενεργό διάσπαση.
- Αντίθετα, ένα ασταθές ισότοπο διασπάται ραδιενεργά και μεταπίπτει σε ένα σταθερό ισότοπο, συνήθως άλλου στοιχείου.
- Τα περισσότερα στοιχεία με  $Z < 83$  έχουν τουλάχιστον ένα σταθερό ισότοπο.
- Ο μέσος όρος ισωτόπων που έχει κάθε στοιχείο είναι τρία.
- Ο όρος ισότοπο χρησιμοποιείται, όταν αναφέρεται κανείς σε δύο ή περισσότερους πυρήνες. Όταν αναφέρεται σε έναν πυρήνα με δοσμένα A και Z, είναι προτιμότερος ο όρος **νουκλίδιο**.
- Το  ${}^{16}_8\text{O}$  &  ${}^{18}_8\text{O}$  = ισότοπα του οξυγόνου, το  ${}^{18}_8\text{O}$  = είναι ένα νουκλίδιο του οξυγόνου

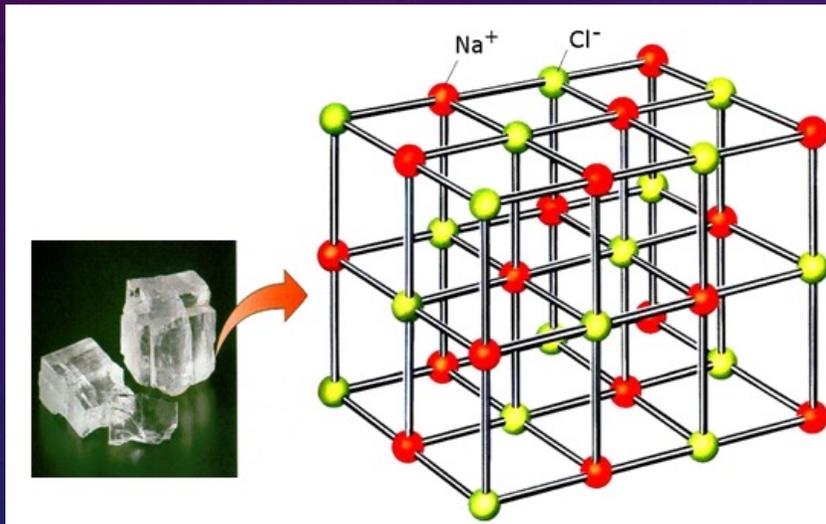
# ΑΤΟΜΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ- ΜΑΖΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ - ΙΣΟΤΟΠΑ

- Η σταθερότητα ή όχι ενός πυρήνα είναι αποτέλεσμα δύο αντίθετων δυνάμεων:
- των απωστικών δυνάμεων **Coulomb** μεταξύ πρωτονίων, και
- των πυρηνικών ελκτικών δυνάμεων, οι οποίες είναι ισχυρότερες, αλλά έχουν ελάχιστη εμβέλεια.
- Όσο λοιπόν μεγαλώνει η τιμή του Z, τόσο οι δυνάμεις **Coulomb** αρχίζουν να υπερισχύουν των ελκτικών και ο πυρήνας γίνεται ασταθέστερος.
- Το υδρογόνο αποτελείται από δύο κύρια ισότοπα.
- Το  ${}^1_1\text{H}$  (99,985%) & το  ${}^2_1\text{H}$  (0,015%)

- **Παράδειγμα 5.1**
- Ποια θα έπρεπε να είναι η ακριβής σχετική μάζα,  $A_r$ , του ισότοπου του υδραργύρου;
- Δίνεται ότι για το νετρόνιο και πρωτόνιο έχουν μάζες 1,008665 και 1,007825 αντίστοιχα.
- **ΛΥΣΗ**  
Το δεδομένο ισότοπο του Hg έχει 80 πρωτόνια και βέβαια  $200-80=120$  νετρόνια.
- Με βάση το γεγονός ότι τα ηλεκτρόνια δε συνεισφέρουν στη μάζα του ατόμου, το αναμενόμενο  $A_r$  θα ισούται με το άθροισμα των μαζών των νουκλεονίων.
- Άρα  $A_r = 80 \cdot 1,007825 + 120 \cdot 1,008665 = 201,66580$
- Γιατί το  $A_r$  του ισότοπου αυτού του Hg τελικά είναι 199,9683;

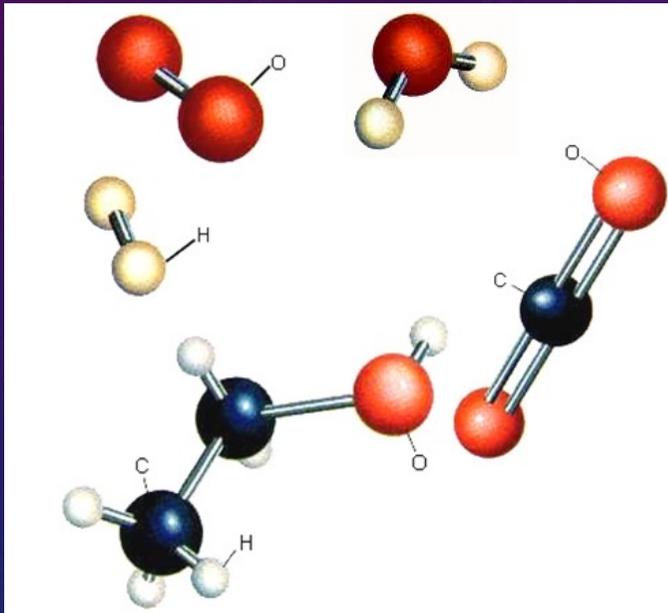


# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ - ΙΟΝΤΑ



- *Ιόντα είναι είτε φορτισμένα άτομα (μονοατομικά ιόντα), π.χ.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$  είτε φορτισμένα συγκροτήματα ατόμων (πολυατομικά ιόντα), π.χ.  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ .*
- Τα ιόντα που έχουν θετικό ηλεκτρικό φορτίο ονομάζονται *κατιόντα*, π.χ.  $\text{Na}^+$ , και εκείνα που έχουν αρνητικό ηλεκτρικό φορτίο ονομάζονται *ανιόντα*., π.χ.  $\text{Cl}^-$ .
- Τα άτομα μπορούν να μετατραπούν σε ιόντα με αποβολή ή με πρόσληψη ενός ή περισσότερων ηλεκτρονίων.

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ - ΙΟΝΤΑ



- **Μόριο** είναι το μικρότερο κομμάτι μιας καθορισμένης ουσίας (ένωσης ή στοιχείου) που μπορεί να υπάρξει ελεύθερο, διατηρώντας τις ιδιότητες της ύλης από την οποία προέρχεται.
- Τα μόρια δηλαδή είναι ομάδες ατόμων με καθορισμένη γεωμετρική διάταξη στο χώρο.
- Τα μόρια στην περίπτωση των χημικών στοιχείων συγκροτούνται από ένα είδος ατόμων, π.χ. O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, P<sub>4</sub>, ενώ στην περίπτωση των χημικών ενώσεων από δύο ή περισσότερα είδη ατόμων, π.χ H<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub>, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>.
- Ένα μόριο ζάχαρης ζυγίζει  $5,7 \cdot 10^{-22}$  g.

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ - ΙΟΝΤΑ

- **Μόριο** είναι το μικρότερο κομμάτι μιας καθορισμένης ουσίας (ένωσης ή στοιχείου) που μπορεί να υπάρξει ελεύθερο, διατηρώντας τις ιδιότητες της ύλης από την οποία προέρχεται.
- Τα μόρια δηλαδή είναι ομάδες ατόμων με καθορισμένη γεωμετρική διάταξη στο χώρο.
- Τα **μόρια** στην περίπτωση των **χημικών στοιχείων** συγκροτούνται από ένα είδος ατόμων, π.χ. O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, P<sub>4</sub>, ενώ στην περίπτωση των **χημικών ενώσεων** από δύο ή περισσότερα είδη ατόμων, π.χ. H<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub>, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>.
- Ένα μόριο ζάχαρης για παράδειγμα ζυγίζει  $5,7 \cdot 10^{-22}$  g.

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ - ΙΟΝΤΑ

Χημική ουσία:  
στοιχείο ή  
χημική ένωση.



- Στις θετικές επιστήμες, άρα και στη χημεία, η «αλήθεια μετριέται».
- Τίποτα δε γίνεται αποδεκτό αν δε μετρηθεί με κάποιο τρόπο.
- 1ος τρόπος: Μέτρηση της μάζας,  $m$ , σαν ποσό της ύλης που περιέχεται στο συγκεκριμένο σώμα, με την χρήση ζυγού σε g, kg κτλ.
- 2ος τρόπος: Η ύλη μπορεί να μετρηθεί και σαν πλήθος,  $N$  ( $N = \text{number}$ ) δομικών μονάδων (ατόμων –ιόντων – μορίων).
- Μάλιστα, επειδή το πλήθος αυτό είναι τεράστιο - λόγω της απειροελάχιστης μάζας των δομικών μονάδων - εισάγεται ο **αριθμός Avogadro ( $N_A$ )** σαν η «χημική δωδεκάδα ή ντουζίνα».
- Κατ' επέκταση, **ορίζεται ως mol η ποσότητα της ουσίας ( $n$ ) η οποία περιέχει έναν ορισμένο αριθμό σωματιδίων.**
- π.χ.: 3 mol  $H_2O$  περιέχονται 3  $N_A$  μόρια νερού.
- Η σύνδεση αυτών των δύο τρόπων μέτρησης θα εξηγήσει καλύτερα τις έννοιες της *σχετικής ατομικής και μοριακής μάζας (ή ατομικού και μοριακού βάρους)*, που είναι η βάση της στοιχειομετρίας και των στοιχείο μετρικών υπολογισμών.

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ (ΑΤΟΜΙΚΗ ΜΟΝΑΔΑ ΜΑΖΑΣ)

- Το μέγεθος των σωματιδίων αυτών (ατόμων) είναι ασύλληπτα μικρό με αποτέλεσμα να καθίσταται αδύνατος ο απόλυτος υπολογισμός της μάζας τους.
- Ωστόσο, αυτό που ήταν δυνατό να γίνει, και έγινε με τη βοήθεια των ποσοτικών αναλύσεων καθαρών ουσιών, ήταν η σύγκριση της μάζας των ατόμων και των μορίων με μία συγκεκριμένη μονάδα μάζας. Αυτή είναι η ατομική μονάδα μάζας:
- Ατομική μονάδα μάζας (**amu**) ορίζεται ως **το 1/12 της μάζας του ατόμου του άνθρακα -12 (<sup>12</sup>C)**.
- <sup>12</sup>C είναι εκείνο το ισότοπο του άνθρακα που έχει 6 πρωτόνια και 6 νετρόνια στον πυρήνα του.
- Μία ατομική μονάδα μάζας (amu) υπολογίζεται ότι είναι ίση με:  **$1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = m_p =$  με τη μάζα του ενός ατόμου H**

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ (ΣΧΕΤΙΚΗ ΑΤΟΜΙΚΗ ΜΑΖΑ)

$$A_r = \frac{m_{\text{ατόμου}}}{1/12 m_{\text{ατόμου}}^{12}\text{C}}$$

- Σχετική ατομική μάζα ή ατομικό βάρος λέγεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του ατόμου του στοιχείου από το 1/12 της μάζας του ατόμου του άνθρακα -12.
- Έτσι λοιπόν, όταν λέμε ότι η σχετική ατομική μάζα του οξυγόνου είναι 16, εννοούμε ότι η μάζα του ατόμου του οξυγόνου είναι δεκαέξι φορές μεγαλύτερη από το 1/12 της μάζας του ατόμου  $^{12}\text{C}$ .
- Δηλαδή,  $A_{r\text{O}} = 16$ .
- Να παρατηρήσουμε ότι οι σχετικές ατομικές μάζες είναι καθαροί αριθμοί εκφρασμένες σε amu.
- Έτσι, αν θέλουμε να υπολογίσουμε την απόλυτη ατομική μάζα αρκεί να πολλαπλασιάσουμε τη σχετική ατομική μάζα με το  $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ .
- Μπορούμε να παρατηρήσουμε, πως πολλά στοιχεία έχουν δεκαδικές τιμές  $A_r$  αντί για ακέραιες που θα περιμέναμε με βάση τον ορισμό της σχετικής ατομικής μάζας.
- Στις περιπτώσεις αυτές, οι τιμές αναφέρονται στο μέσο όρο των σχετικών ατομικών μαζών των ισοτόπων, όπως αυτά απαντούν στη φύση.

## ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ (ΣΧΕΤΙΚΗ ΑΤΟΜΙΚΗ ΜΑΖΑ)

- **Παράδειγμα 4.1**

Αν θεωρήσουμε ότι ο φυσικός άνθρακας αποτελείται από 98,9%  $^{12}\text{C}$  και 1,1%  $^{13}\text{C}$ , να υπολογιστεί η σχετική ατομική μάζα του φυσικού άνθρακα δεχόμενοι ότι το  $A_r$  του  $^{12}\text{C}$  είναι 12 και το  $A_r$  του  $^{13}\text{C}$  είναι 13.

- **ΛΥΣΗ**

Έχουμε ότι η σχετική ατομική μάζα του φυσικού άνθρακα είναι:

$$\frac{98,9}{100} \cdot 12 + \frac{1,1}{100} \cdot 13 = 12,011$$

- **Εφαρμογή**

Ο χαλκός, ένα μέταλλο γνωστό από τους αρχαίους χρόνους, χρησιμοποιείται στα ηλεκτρικά καλώδια, στα νομίσματα κλπ. Με δεδομένο ότι ο χαλκός απαντά στη φύση με τη μορφή δύο ισοτόπων  $^{63}\text{Cu}$  (σε ποσοστό 69,09%) και  $^{65}\text{Cu}$  (σε ποσοστό 30,91%) να υπολογιστεί τη σχετική ατομική μάζα του φυσικού Cu.

(63,55)

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ (ΣΧΕΤΙΚΗ ΜΟΡΙΑΚΗ ΜΑΖΑ)

$$M_r = \frac{m_{\text{μορίου}}}{1/12 m_{\text{ατόμου } ^{12}\text{C}}}$$

- Σχετική μοριακή μάζα ή μοριακό βάρος ( $M_r$ ) χημικής ουσίας λέγεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του μορίου του στοιχείου ή της χημικής ένωσης από το  $1/12$  της μάζας του ατόμου του άνθρακα  $-12$ .
- Έτσι λοιπόν όταν λέμε ότι το μοριακό βάρος του θειικού οξέος ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) είναι 98, εννοούμε ότι η μάζα του μορίου του θειικού οξέος είναι 98 φορές μεγαλύτερη από το  $1/12$  της μάζας του ατόμου  $^{12}\text{C}$ .
- **Υπολογισμός  $M_r$ :**  
Το  $M_r$  μπορεί να υπολογιστεί εύκολα με βάση το μοριακό τύπο, ακολουθώντας το παρακάτω σκεπτικό:  
α. Το  $M_r$  στοιχείου ισούται με το γινόμενο του  $A_r$  επί την ατομικότητα του στοιχείου. Π.χ.  $M_r \text{ N}_2 = 2 \cdot A_r \text{ N} = 2 \cdot 14 = 28$   
β. Το  $M_r$  χημικής ένωσης ισούται με το άθροισμα των γινομένων των δεικτών των στοιχείων στο μοριακό τύπο της ένωσης επί τα αντίστοιχα  $A_r$  των στοιχείων
- Π.χ.  $M_r \text{ H}_2\text{S} = 2 \cdot A_r \text{ H} + 1 \cdot A_r \text{ S} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 = 34$
- Η έννοια του  $M_r$  επεκτείνεται και στις **ιοντικές ενώσεις**, παρ' όλο που σ' αυτές δεν υπάρχουν μόρια.

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ (ΣΧΕΤΙΚΗ ΜΟΡΙΑΚΗ ΜΑΖΑ)

- **Παράδειγμα 4.2**

Να υπολογιστούν οι σχετικές μοριακές μάζες ( $M_r$ ):

α.  $P_4$  β.  $Al_2(SO_4)_3$

Δίνονται:  $A_r$ : P:31, Al :27, O:16, S:32.

- **ΛΥΣΗ**

α.  $M_{rP_4} = 4 \cdot A_{rP} = 4 \cdot 31 = 124$

β.  $M_{rAl_2(SO_4)_3} = 2 \cdot A_{rAl} + 3(A_{rS} + 4 \cdot A_{rO}) =$   
 $= 2 \cdot 27 + 3(32 + 4 \cdot 16) = 342$

- **Εφαρμογή**

Να βρεθούν οι σχετικές μοριακές μάζες ( $M_r$ ):

- α.  $Cl_2$  β.  $O_3$  γ.  $CO_2$  δ.  $HNO_3$  ε.  $Ca_3(PO_4)_2$   
Δίνονται οι τιμές  $A_r$ : Cl: 35,5, O: 16, C: 12, H: 1,  
N: 14, Ca: 40, P: 31.

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ (MOL)

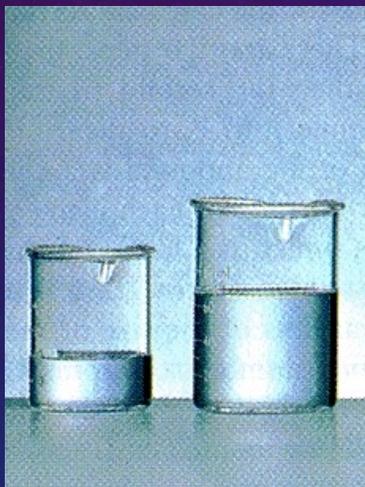
- Το πλήθος των δομικών σωματιδίων είναι αστρονομικό!
- Έτσι, οι χημικοί οδηγήθηκαν στη χρήση μιας μονάδας που ονομάζεται *mol*.
- *Το mol είναι μονάδα ποσότητας ουσίας στο Διεθνές Σύστημα μονάδων (S.I.) και ορίζεται ως η ποσότητα της ύλης που περιέχει τόσες στοιχειώδεις οντότητες όσος είναι ο αριθμός των ατόμων που υπάρχουν σε 12 g του  $^{12}\text{C}$ .*
- Ο αριθμός των ατόμων που περιέχονται σε 12 g του  $^{12}\text{C}$  ονομάζεται **αριθμός Avogadro ( $N_A$ )** και υπολογίσθηκε με πειραματικές μεθόδους και με μεγάλη προσέγγιση ίσος με  **$6,02 \cdot 10^{23}$**
- Δηλαδή,  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$
- 1 mol είναι η ποσότητα μιας ουσίας που περιέχει  $N_A$  οντότητες.
- Με τον όρο οντότητες εννοούμε άτομα, μόρια, ιόντα, ηλεκτρόνια, κλπ.
- Έτσι, έχουμε:  
*1 mol ατόμων περιέχει  $N_A$  άτομα.*
- *1 mol μορίων περιέχει  $N_A$  μόρια.*
- *1 mol ιόντων περιέχει  $N_A$  ιόντα.*

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ ( $N_A$ )

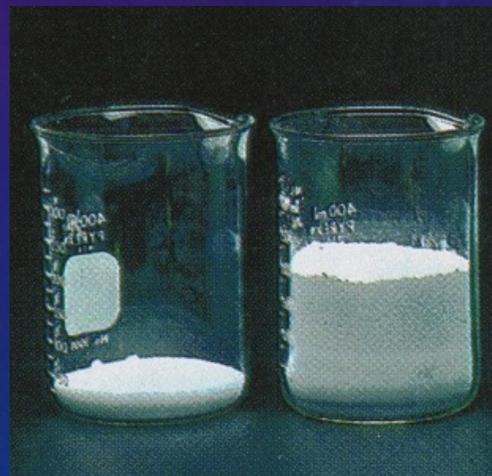
- Ο αριθμός των ατόμων που περιέχονται σε 12 g του  $^{12}\text{C}$  ονομάζεται **αριθμός Avogadro ( $N_A$ )** και υπολογίσθηκε με πειραματικές μεθόδους και με μεγάλη προσέγγιση ίσος με  $6,02 \cdot 10^{23}$
- Δηλαδή,  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Ο αριθμός Avogadro εκφράζει τον αριθμό των ατόμων οποιουδήποτε στοιχείου που περιέχονται σε μάζα τόσων γραμμαρίων όσο είναι η σχετική ατομική μάζα του.
- Δηλαδή, 1 mol ατόμων περιέχει  $N_A$  άτομα και ζυγίζει  $A_r$  g
- π.χ. 1 mol ατόμων O περιέχει  $6,02 \cdot 10^{23}$  άτομα και ζυγίζει 16g ( $A_{r,O}=16$ ) και 1 mol ατόμων Fe περιέχει  $6,02 \cdot 10^{23}$  άτομα και ζυγίζει 56g ( $A_{r,Fe}=56$ )
- Ο αριθμός Avogadro εκφράζει τον αριθμό των μορίων στοιχείου χημικής ένωσης που περιέχονται σε μάζα τόσων γραμμαρίων όσο είναι η σχετική μοριακή μάζα τους. Έτσι, έχουμε:
- 1 mol μορίων περιέχει  $N_A$  μόρια και ζυγίζει  $M_r$  g
- π.χ. 1 mol μορίων  $\text{N}_2$  περιέχει  $6,02 \cdot 10^{23}$  μόρια και ζυγίζει 28 g ( $M_r=28$ ) και 1 mol μορίων  $\text{H}_2\text{O}$  περιέχει  $6,02 \cdot 10^{23}$  μόρια και ζυγίζει 18 g ( $M_r=18$ )
- Ο αριθμός Avogadro, όπως επικράτησε να αποκαλείται προς χάρη του διάσημου Ιταλού χημικού, υπολογίστηκε από τον Αυστριακό καθηγητή γυμνασίου Loschmidt.
- Η σημερινή ακριβής τιμή του αριθμού Avogadro, μετά από πολυάριθμες πειραματικές μετρήσεις, συμφωνήθηκε ότι είναι  $6,0252 \cdot 10^{23}$ .
- Συνήθως όμως χρησιμοποιείται για απλούστευση η τιμή  $6,02 \cdot 10^{23}$ .
- Στην πραγματικότητα βέβαια οι δύο αυτοί διαφέρουν πολύ μεταξύ τους.

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ ( $N_A$ )

1 mol  $H_2O$  (18 g) σε σύγκριση με 1 mol  
οινοπνεύματος-  $C_2H_5OH$  (46 g)



1 mol  $NaCl$  (58 g) σε σύγκριση με 1 mol  
 $CaCO_3$  (100 g)



# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ ( $N_A$ )

- **Παράδειγμα 4.3**

Πόσο ζυγίζει το 1 άτομο υδρογόνου; ( $A_{r,H} = 1$ )

- **ΛΥΣΗ**

Σύμφωνα με τον ορισμό του mol:

$$\frac{N_A \text{ άτομα H}}{1 \text{ άτομο}} \stackrel{\text{ζυγίζουν}}{=} \frac{1 \text{ g}}{m_{\text{ατόμου}}} \quad \text{άρα}$$
$$m_{\text{ατόμου}} = \frac{1 \text{ g}}{N_A} = 1,66 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

- **Παράδειγμα 4.4**

Πόσο ζυγίζει το 1 μόριο του θεικού οξέος ( $H_2SO_4$ );

Δίνονται οι τιμές  $A_r$ : H: 1, S:32, O:16.

- **ΛΥΣΗ**

$$M_{r,H_2SO_4} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

Σύμφωνα με τον ορισμό του mol:

$$\frac{N_A \text{ μόρια}}{1 \text{ μόριο}} \stackrel{\text{ζυγίζουν}}{=} \frac{98 \text{ g}}{m_{\text{μορίου}}} \quad \text{άρα}$$
$$m_{\text{μορίου}} = \frac{98 \text{ g}}{N_A} = 1,63 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

# ΑΤΟΜΑ - ΜΟΡΙΑ – ΙΟΝΤΑ ( $N_A$ )

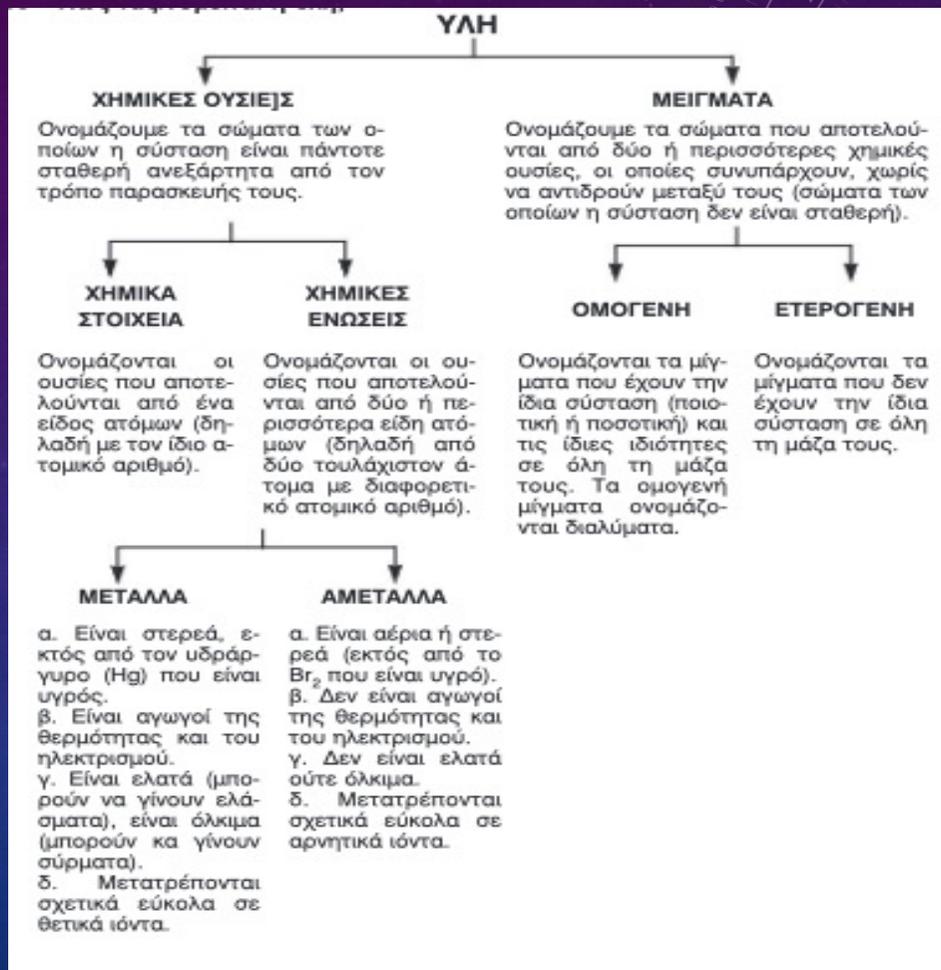
- **Εφαρμογή**

Να υπολογιστεί η μάζα του ατόμου του υδραργύρου ( $A_{rHg} = 200$ ). ( $3,32 \cdot 10^{-22}$  g)

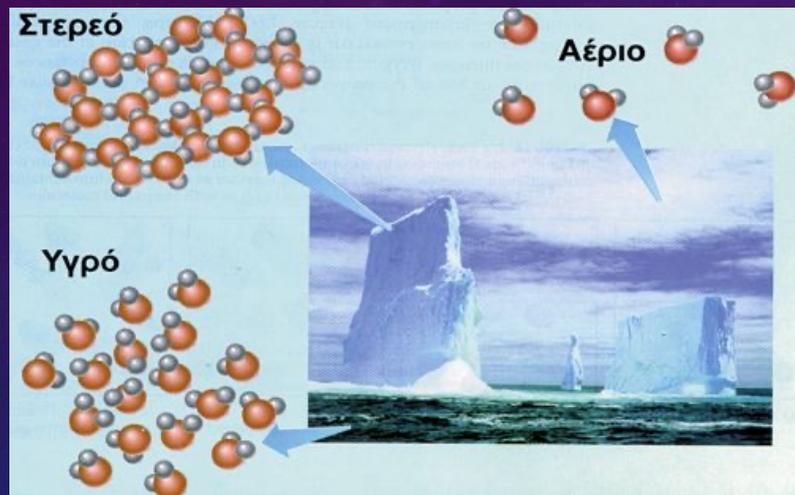
- **Εφαρμογή**

Να υπολογιστεί η μάζα του μορίου της ζάχαρης ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).  
Δίνονται οι τιμές  $A_r$ : C: 12, H: 1, O: 16.  
( $5,67 \cdot 10^{-22}$  g)

# ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

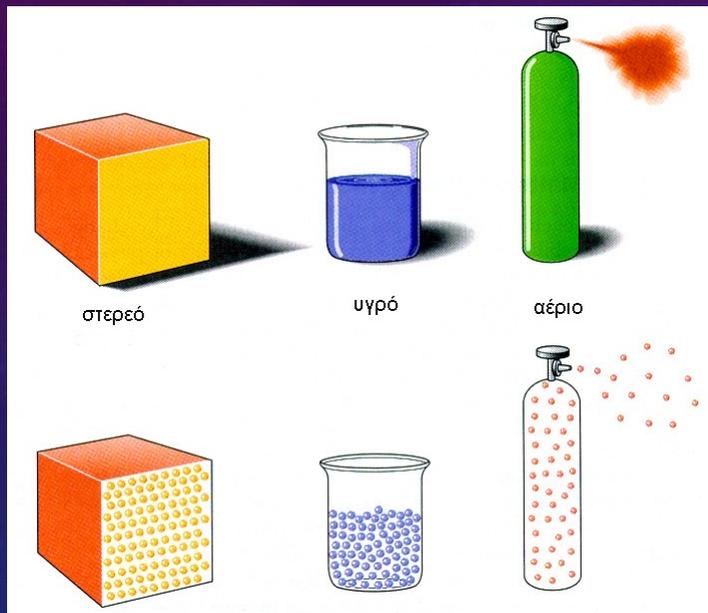


# ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ



- Η ύλη, ανάλογα με τις συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, βρίσκεται σε τρεις φυσικές καταστάσεις: τη στερεά (*s*), την υγρή (*l*) και την αέρια (*g*).
- στερεό: (*s*) solid
  - υγρό: (*l*) liquid
  - αέριο: (*g*) gas
- **Πλάσμα** θεωρείται μια ειδική κατάσταση της ύλης που συγκροτείται από φορτισμένα (ηλεκτρόνια, ιόντα) και ουδέτερα σωματίδια (άτομα, μόρια). Το πλάσμα είναι η πιο διαδεδομένη κατάσταση της ύλης που απαντά στο σύμπαν

# ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ



- οι διάφορες ουσίες μπορούν να μεταπηδούν από τη μία φυσική κατάσταση στην άλλη. Αυτό μπορεί να γίνει με μεταβολή των συνθηκών πίεσης και θερμοκρασίας.
- Έτσι π.χ. με **αύξηση της θερμοκρασίας** περνάμε από το στερεό στο υγρό (τήξη) και από το υγρό στο αέριο (εξάτμιση).
- Αντίστροφα, **με μείωση της θερμοκρασίας** έχουμε την αντίθετη πορεία (πήξη και υγροποίηση, αντίστοιχα).
- **Εξάχνωση** είναι η μετάβαση απευθείας από τη στερεά στην αέρια φάση, Αυτό συμβαίνει π.χ. στο ιώδιο και στη ναφθαλίνη.

# ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

Στη **στερεά κατάσταση** τα δομικά σωματίδια (π.χ. μόρια) βρίσκονται σε μικρές αποστάσεις μεταξύ τους, είναι σχεδόν ακίνητα, οι δε ελκτικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ τους είναι ισχυρές. Έτσι το σχήμα και ο όγκος τους πρακτικά δεν αλλάζει, εφ' όσον οι συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας δε μεταβάλλονται.

Στην **υγρή κατάσταση** τα δομικά σωματίδια βρίσκονται, συγκριτικά με τη στερεά κατάσταση, σε μεγαλύτερες αποστάσεις. Επίσης οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των σωματιδίων είναι ασθενέστερες, με αποτέλεσμα να υπάρχει μεγαλύτερη κινητικότητα. Έτσι τα υγρά έχουν καθορισμένο όγκο, δεν έχουν όμως καθορισμένο σχήμα και παίρνουν κάθε φορά το σχήμα του δοχείου στο οποίο τοποθετούνται.

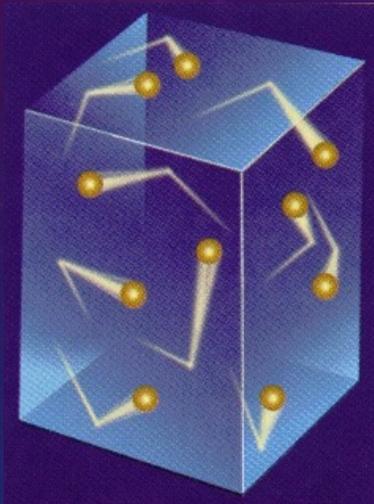
Τέλος, **στην αέρια κατάσταση**, τα δομικά σωματίδια κινούνται άτακτα προς όλες τις διευθύνσεις, καθώς οι δυνάμεις συνοχής είναι αμελητέες. Έτσι στα αέρια δεν έχουμε ούτε καθορισμένο σχήμα, ούτε όγκο. Μάλιστα εδώ προκύπτουν σημαντικές μεταβολές των όγκων, όταν μεταβάλλεται η θερμοκρασία ή και η πίεση.

## ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ: ΟΙ ΝΟΜΟΙ ΤΩΝ ΑΕΡΙΩΝ (4<sup>ο</sup>)

- Η συμπεριφορά των αερίων είναι περισσότερο απλή και ομοιόμορφη από τη συμπεριφορά των υγρών και των στερεών.
- Σε αντίθεση με τις υγρές και τις στερεές ουσίες, ορισμένες βασικές ιδιότητες των αερίων είναι ανεξάρτητες της χημικής τους φύσης και μπορούν να περιγραφούν με νόμους, όπως είναι:
- **Ο νόμος Boyle:**  $V \propto 1/P$ , όταν  $n$ ,  $T$  σταθερά
- **Ο νόμος Charles:**  $V \propto T$ , όταν  $n$ ,  $P$  σταθερά
- **Ο νόμος Gay-Lussac:**  $P \propto T$ , όταν  $n$ ,  $V$  σταθερά
- **Ο νόμος Avogadro:**  $V \propto n$ , όταν  $P$ ,  $T$  σταθερά
- Καταλήγουμε:  $V \propto (1/P)T n$
- Όπου:
- $\propto$  = σύμβολο για το ανάλογο,
- $n$  = πλήθος μορίων αερίου (mol)

## ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ: ΟΙ ΝΟΜΟΙ ΤΩΝ ΑΕΡΙΩΝ (4<sup>ο</sup>)

Η πίεση που ασκεί ένα αέριο είναι αποτέλεσμα των συγκρούσεων των μορίων του στα τοιχώματα του δοχείου.

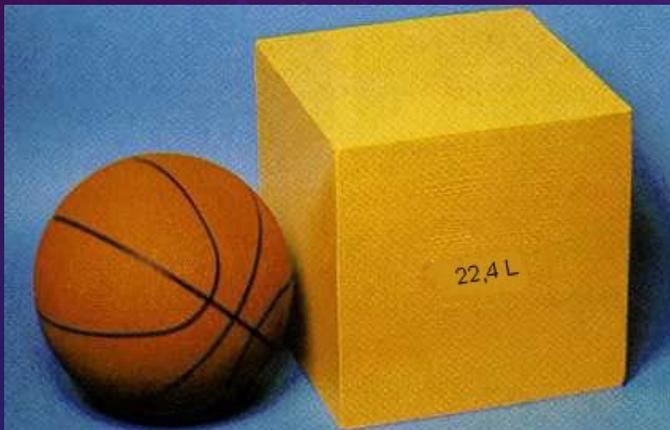


- 1 mol είναι η ποσότητα μιας ουσίας που περιέχει  $N_A$  οντότητες.
- $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  οντότητες δηλ. μόρια (ή άτομα ή ιόντα) του αερίου
- Σε πρότυπες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, STP, δηλαδή, σε θερμοκρασία 0 °C (ή 273 K) και πίεση 1 atm (760mmHg), ο γραμμομοριακός όγκος των αερίων (δηλ. ο όγκος που καταλαμβάνει 1 mol αερίου) βρέθηκε πειραματικά ίσος με 22,4 L.
- Απόλυτη θερμοκρασία, T (K):  $T = \theta \text{ }^\circ\text{C} + 273$  & 1atm = 760 mmHg

# ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ: (ΥΠΟΘΕΣΗ ΑVOΓADRO)

- Ο Ιταλός φυσικός Avogadro διατύπωσε το 1811 την ομώνυμη υπόθεση (ή αρχή ή νόμο) στην προσπάθειά του να ερμηνεύσει το νόμο Gay-Lussac.
  - Ο νόμος Gay-Lussac αναφέρεται στην αναλογία όγκων που έχουν τα αέρια, όταν ενώνονται.
  - Σύμφωνα με την υπόθεση – νόμο Avogadro :
  - *Ίσοι όγκοι αερίων ή ατμών στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων. Ισχύει και το αντίστροφο, δηλαδή ίσοι αριθμοί μορίων ή ατμών που βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης καταλαμβάνουν τον ίδιο όγκο.*
  - 1 mol χημικής ουσίας περιέχει σταθερό αριθμό μορίων, οποίος καθορίζεται από τον αριθμό Avogadro ( $N_A$ ).
- $$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$$
- Με βάση τα παραπάνω δεδομένα καταλήγουμε ότι
  - το 1 **mol** οποιουδήποτε αερίου καταλαμβάνει τον ίδιο όγκο, ο οποίος ονομάζεται *γραμμομοριακός όγκος*.
  - *Γραμμομοριακός όγκος* ( $V_m$ ) αερίου ονομάζεται ο όγκος που καταλαμβάνει το 1 mol αυτού, σε ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.
  - Ο  $V_m$  αναφέρεται και σαν Μοριακός όγκος ή μοριακός όγκος.

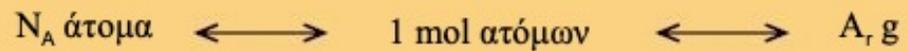
# ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ: (ΥΠΟΘΕΣΗ ΑΝΟΓΑΔΡΟ)



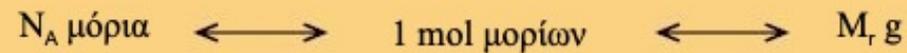
Σύγκριση του όγκου που καταλαμβάνει 1 mol αερίου He (4 g) με 1 mol στερεού Cu (64 g) και 1 mol Hg (201 g) σε STP συνθήκες.

# ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

Ο πίνακας που ακολουθεί συνοψίζει όσα αναφέραμε και θα μας φανεί ιδιαίτερα χρήσιμος στην επίλυση των προβλημάτων που ακολουθούν.



\*  $\updownarrow$  μέσω του μοριακού τύπου

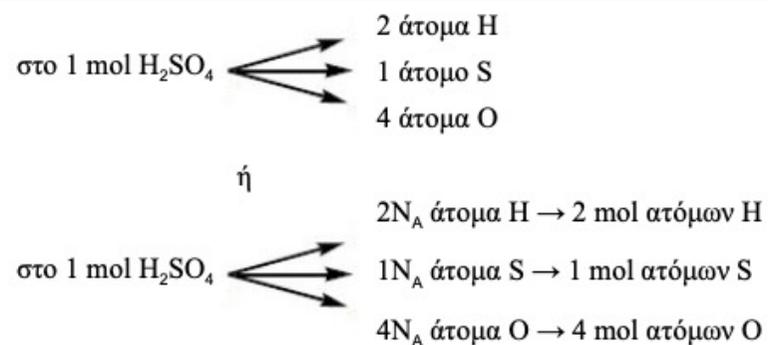


$\updownarrow$  STP και μόνο για αέρια

$$V_m = 22,4 \text{ L} = 22\,400 \text{ mL}$$

# ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- Μέσω του μοριακού τύπου υπολογίζουμε τον αριθμό των mol ατόμων που περιέχονται σε συγκεκριμένο αριθμό mol της χημικής ουσίας. Για παράδειγμα, από το μοριακό τύπο του θειικού οξέος ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) έχουμε:



# ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Παράδειγμα 4.5**

Ποσότητα υδρόθειου ( $\text{H}_2\text{S}$ ) ζυγίζει 170 g.

- 

**α.** Πόσα mol είναι η ποσότητα αυτή;

**β.** Πόσο όγκο καταλαμβάνει η ποσότητα αυτή σε STP συνθήκες.;

**γ.** Πόσα μόρια  $\text{H}_2\text{S}$  περιέχονται στην ποσότητα αυτή;

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες  $A_r$ : H: 1, S:32.

- *Το  $\text{H}_2\text{S}$  είναι αέριο σε STP (Κ.Σ) συνθήκες.*

- **ΛΥΣΗ**

**α.** Όπως έχουμε δει, το 1 mol μιας χημικής ένωσης ή ενός στοιχείου ζυγίζει τόσα g, όση είναι η σχετική μοριακή μάζα της χημικής ένωσης ή του στοιχείου. Επομένως,

$$\text{το } \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{n} \text{ ζυγίζει } = \frac{34 \text{ g}}{170 \text{ g}}$$

- ή  $n = 5 \text{ mol H}_2\text{S}$ .

# ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Παρατήρηση (για το υποερώτημα α)**  
Ο υπολογισμός αυτός μπορεί να γίνει κάνοντας χρήση της σχέσης:

$$n = \frac{m}{M_r \text{ g/mol}}$$

- όπου  $n$  = ο αριθμός των mol και  $m$  = η μάζα της χημικής ουσίας.  
Στη συγκεκριμένη περίπτωση έχουμε:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{m}{M_r \text{ g/mol}} = \frac{170 \text{ g}}{34 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol}$$

- **β.** Το 1 mol αέριας χημικής ένωσης καταλαμβάνει ως γνωστόν όγκο 22,4 L σε STP. Επομένως,

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{5 \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{V} \quad \text{ή} \quad V = 112 \text{ L αερίου H}_2\text{S}$$

- **γ.** Επίσης γνωρίζουμε ότι 1 mol οποιασδήποτε χημικής ουσίας περιέχει  $N_A$  μόρια. Επομένως,

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{5 \text{ mol}} = \frac{N_A \text{ μόρια}}{x}$$

- ή  $x = 5 N_A$  μόρια, δηλαδή  $5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  μόρια!

# ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Εφαρμογή**

- α. Πόσα μόρια αμμωνίας ( $\text{NH}_3$ ) περιέχονται σε 1,12 L αυτής σε STP;
  - β. Πόσο ζυγίζουν τα  $1,8066 \cdot 10^{24}$  μόρια  $\text{NH}_3$ ;
- Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : N: 14, H: 1.

(α.  $0,05N_A$  β. 51 g)

# ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Παράδειγμα 4.6**

Να υπολογιστεί πόσα γραμμάρια οξυγόνου περιέχονται σε 16 g διοξειδίου του θείου ( $\text{SO}_2$ ). Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : S: 32, O: 16.

- **Εφαρμογή**

Πόσα άτομα υδρογόνου (H) περιέχονται σε 68 g υδρόθειου ( $\text{H}_2\text{S}$ ); Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : S: 32, H: 1.

•  
(4  $N_A$ )

- **ΛΥΣΗ**

$$M_r = 1 \cdot 32 + 2 \cdot 16 = 64.$$

Άρα το 1 mol  $\text{SO}_2$  ζυγίζει 64 g και έχουμε την κατάταξη:

$$\text{Στα } \frac{64 \text{ g SO}_2}{16 \text{ g}} = \text{τα } \frac{2 \cdot 16 \text{ g}}{m} \text{ είναι οξυγόνο.}$$

- άρα  $m_{\text{O}} = 8 \text{ g}$ .

# ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ (ΜΕΙΓΜΑ)

- **Παράδειγμα 4.7**

Αέριο μίγμα περιέχει  $\text{CO}_2$  και  $\text{SO}_2$ . Το μίγμα αυτό ζυγίζει 7,6 g, ενώ ο όγκος του σε STP συνθήκες είναι 3,36 L.

**α.** Πόσα mol κάθε αερίου περιέχει το μίγμα;

**β.** Ποια είναι η μάζα του  $\text{CO}_2$  στο μίγμα;

- 

Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : C: 12, S: 32, O: 16.

- **ΛΥΣΗ**

- Έστω ότι το μίγμα περιέχει  $x$  mol  $\text{CO}_2$  και  $\psi$  mol  $\text{SO}_2$ . Συναρτήσε των  $x$  και  $\psi$  μπορούμε να υπολογίσουμε τη μάζα του μίγματος και τον όγκο του.

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{x \text{ mol}} = \frac{44 \text{ g}}{m_1} \quad \text{ή } m_1 = 44x \text{ g}$$

$$\frac{1 \text{ mol SO}_2}{\psi \text{ mol}} = \frac{64 \text{ g}}{m_2} \quad \text{ή } m_2 = 64\psi \text{ g}$$

$$\text{Επειδή όμως } m_{\text{CO}_2} + m_{\text{SO}_2} = 7,6 \text{ g}$$

$$\text{έχουμε } \boxed{44x + 64\psi = 7,6} \quad (1)$$

## ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ (ΜΕΙΓΜΑ)

- Συναρτήσει πάλι των  $x$  και  $\psi$  μπορούμε να υπολογίσουμε τον όγκο του μίγματος σε STP.

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{x \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{V_{\text{CO}_2}} \quad \text{ή} \quad V_{\text{CO}_2} = 22,4x \text{ L}$$

$$\frac{1 \text{ mol SO}_2}{\psi \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{V_{\text{SO}_2}} \quad \text{ή} \quad V_{\text{SO}_2} = 22,4\psi \text{ L}$$

Επομένως, για το μίγμα που έχει όγκο 3,36 L θα

$$V_{\text{CO}_2} + V_{\text{SO}_2} = 3,36 \text{ L}$$

και έχουμε:  $22,4x + 22,4\psi = 3,36$  (2)

Λύνοντας το σύστημα των (1) και (2) βρίσκουμε:

$$x = 0,1 \text{ και } \psi = 0,05$$

Άρα το μίγμα περιέχει 0,1 mol CO<sub>2</sub>, δηλαδή 0,1 · 44 g δηλαδή 4,4 g CO<sub>2</sub> και 0,05 mol SO<sub>2</sub>.

# ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ (ΜΕΙΓΜΑ)

- **Εφαρμογή**

Αέριο μίγμα αποτελείται από διοξείδιο του θείου και υδρόθειο. Το μίγμα ζυγίζει 13,2 g και καταλαμβάνει όγκο 6,72 L σε STP.

α. Πόσα mol από κάθε αέριο περιέχονται στο μίγμα;

β. Ποια είναι η μάζα του κάθε συστατικού του μίγματος;

Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : S: 32, O: 16, H: 1.

- Στο SI:  $R=8,314\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$

(α. 0,1 - 0,2 β. 6,4 g - 6,8 g)

## ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ: ΚΑΤΑΣΤΑΤΙΚΗ ΕΞΙΣΩΣΗ ΙΔΑΝΙΚΩΝ ΑΕΡΙΩΝ (4<sup>ο</sup>)

- Η αναλογία αυτή μπορεί να μετατραπεί σε εξίσωση, αν εισάγουμε μια σταθερά  $R$ :  $V = R (1/P)T n$   
Η σταθερά  $R$  ονομάζεται *παγκόσμια σταθερά των αερίων*.
- Η σταθερά  $R$  μπορεί να υπολογιστεί παίρνοντας σαν βάση 1 mol ενός αερίου σε STP συνθήκες:
- Η παραπάνω σχέση, η οποία συνήθως γράφεται με τη μορφή:
- $P V = n R T$
- ονομάζεται *καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων*.

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

στο SI:  $R=8,314\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$

## ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ: ΚΑΤΑΣΤΑΤΙΚΗ ΕΞΙΣΩΣΗ ΙΔΑΝΙΚΩΝ ΑΕΡΙΩΝ (4<sup>ο</sup>)

- Η καταστατική εξίσωση εμπεριέχει τους τρεις νόμους (Boyle, Charles, *Gay-Lussac* - Avogadro) και περιγράφει πλήρως τη συμπεριφορά (κατάσταση) ενός αερίου. Γι' αυτό ονομάζεται καταστατική εξίσωση.
- Τα αέρια που υπακούουν στην καταστατική εξίσωση, για οποιαδήποτε τιμή πίεσης και θερμοκρασίας, ονομάζονται ιδανικά ή τέλεια αέρια.
- Τα περισσότερα αέρια, κάτω από συνθήκες χαμηλής πίεσης και υψηλής θερμοκρασίας, προσεγγίζουν την ιδανική συμπεριφορά και συνεπώς υπακούουν στους νόμους των αερίων. Αποκλίσεις παρατηρούνται σε χαμηλές θερμοκρασίες και υψηλές πιέσεις (συνθήκες υγροποίησης). Ιδανικά επίσης συμπεριφέρονται και τα περισσότερα μίγματα αερίων, κάτω από ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.
- Έτσι, μπορούμε να γράφουμε την καταστατική εξίσωση και για αέρια μίγματα:  $PV = n_{ολ}RT$
- όπου,
- $n_{ολ}$  ο συνολικός αριθμός mol του αερίου μίγματος  
 $V$  ο όγκος που καταλαμβάνει το αέριο μίγμα και  
 $P$  η ολική πίεση των αερίων του μίγματος.

## ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ: ΚΑΤΑΣΤΑΤΙΚΗ ΕΙΣΩΣΗ ΙΔΑΝΙΚΩΝ ΑΕΡΙΩΝ (4<sup>ο</sup>)

- **Παράδειγμα 4.8**

Σε δοχείο όγκου 15 L και θερμοκρασίας 27 °C, εισάγονται 4 mol αερίου A. Να υπολογιστεί η πίεση που ασκεί το αέριο στο δοχείο.

- **ΛΥΣΗ**

Αφού γνωρίζουμε τη θερμοκρασία, τον όγκο και την ποσότητα σε mol του αερίου μπορούμε να βρούμε πόση πίεση ασκεί, από την καταστατική εξίσωση.

$$T = \vartheta + 273 = (27+273) \text{ K} = 300 \text{ K}$$

$$PV = nRT \quad \text{ή} \quad P = \frac{nRT}{V} = \frac{4 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}) \cdot 300 \text{ K}}{15 \text{ L}}$$

- ή  $P = 6,56 \text{ atm}$ .

### Εφαρμογή

Σε δοχείο όγκου 15 L και θερμοκρασίας 800 °C, εισάγονται  $2N_A$  μόρια οξυγόνου. Πόση πίεση ασκεί το οξυγόνο στο δοχείο;  
(11,73 atm)

## ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ: ΚΑΤΑΣΤΑΤΙΚΗ ΕΞΙΣΩΣΗ ΙΔΑΝΙΚΩΝ ΑΕΡΙΩΝ (4<sup>ο</sup>)

- Στην καταστατική εξίσωση μπορεί να εισαχθεί η πυκνότητα του αερίου,  $\rho$ .
- **Παράδειγμα 4.9**  
Πόση είναι η πυκνότητα του οξυγόνου ( $O_2$ ) σε πίεση 8 atm και θερμοκρασία 273 °C.  $A_{rO}=16$ ;

- **ΛΥΣΗ**

- $T = \vartheta + 273 = (273 + 273) \text{ K} = 546 \text{ K}$ .  
 $M_{rO_2} = 2 \cdot 16 = 32$

- Όμως  $n = \frac{m}{M_r, \text{ g/mol}}$  οπότε:

$$PV = \frac{mRT}{M_r, \text{ g/mol}} \quad \text{ή} \quad P = \frac{m}{V} \cdot \frac{RT}{M_r, \text{ g/mol}} \quad \text{ή} \quad P = \rho \frac{RT}{M_r, \text{ g/mol}} \quad \text{ή}$$
$$\rho = \frac{P \cdot M_r, \text{ g/mol}}{RT} \quad \text{ή} \quad \rho = \frac{8 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 546 \text{ K}} \quad \text{ή} \quad \rho = 5,71 \text{ g/L}$$

## ΚΑΤΑΣΤΑΣΕΙΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ: ΚΑΤΑΣΤΑΤΙΚΗ ΕΞΙΣΩΣΗ ΙΔΑΝΙΚΩΝ ΑΕΡΙΩΝ (4<sup>ο</sup>)

- **Εφαρμογή**

Αέριο Α έχει πυκνότητα 2,28 g/L σε θερμοκρασία 546 K και πίεση 6atm. Ζητείται η σχετική μοριακή μάζα του Α.

$R= 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$   
(17)

# ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

- *Οι φυσικές ιδιότητες καθορίζονται από την ουσία αυτή καθ' αυτή, χωρίς να γίνεται αναφορά σε άλλες ουσίες*
- **Π.χ.**, το χρώμα, το σημείο τήξης, το σημείο βρασμού, η πυκνότητα αποτελούν φυσικές ιδιότητες μιας ουσίας.
- Έτσι, μπορούμε να μετρήσουμε το σημείο τήξης του πάγου, θερμαίνοντας ένα κομμάτι πάγου και μετρώντας τη θερμοκρασία στην οποία ο πάγος μετατρέπεται σε υγρό νερό.
- Να παρατηρήσουμε ότι νερό και πάγος διαφέρουν μόνο ως προς τη μορφή της ύλης και όχι ως προς τη χημική τους σύσταση.
- **Ο προσδιορισμός δηλαδή της φυσικής ιδιότητας μιας ουσίας δε μεταβάλλει τη χημική της σύσταση.**
- Φυσικές σταθερές είναι το σημείο βρασμού και το σημείο τήξεως (ή πήξεως) μιας ουσίας.
- Οι σταθερές αυτές μπορούν να χρησιμεύσουν για την ταυτοποίηση (διάκριση) μιας ουσίας και την εξακρίβωση αν η ουσία είναι σε καθαρή μορφή ή όχι.
- **Οι χημικές ιδιότητες καθορίζουν τη συμπεριφορά μιας ουσίας σε σχέση με μίαν άλλη.**
- Όταν **για παράδειγμα** λέμε ότι το υδρογόνο καίγεται με το οξυγόνο προς σχηματισμό νερού, περιγράφουμε μία χημική ιδιότητα του υδρογόνου.
- Να παρατηρήσουμε ότι το υδρογόνο και το νερό δεν έχουν την ίδια χημική σύσταση.
- Δηλαδή, **ο προσδιορισμός μιας χημικής ιδιότητας προκαλεί μεταβολή στη χημική σύσταση της ουσίας.**

# ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

- Στα **φυσικά φαινόμενα** αλλάζουν ορισμένες μόνο από τις φυσικές ιδιότητες των ουσιών, ενώ η χημική τους σύσταση διατηρείται.
- Για παράδειγμα η **εξαέρωση του νερού** είναι φυσικό φαινόμενο, καθώς η μόνη αλλαγή που συμβαίνει είναι η αλλαγή της φυσικής κατάστασης του νερού, που από υγρό γίνεται αέριο.
- Παραδείγματα φυσικών φαινομένων είναι και η πήξη του νερού, η διάλυση της ζάχαρης στο νερό, η εξάτμιση του οινόπνεύματος.
- Στα **χημικά φαινόμενα** (χημικές αντιδράσεις) έχουμε ριζική αλλαγή στη σύσταση και τις ιδιότητες των ουσιών.
- Για παράδειγμα, όταν το υδρογόνο καίγεται στον αέρα, μετατρέπεται σε νερό, που έχει διαφορετική σύσταση και διαφορετικές ιδιότητες (φυσικές και χημικές) από το υδρογόνο.
- Παραδείγματα χημικών φαινομένων είναι και η μετατροπή του μούστου σε κρασί, η καύση του ξύλου, η μετατροπή του χαλκού σε άλας του.

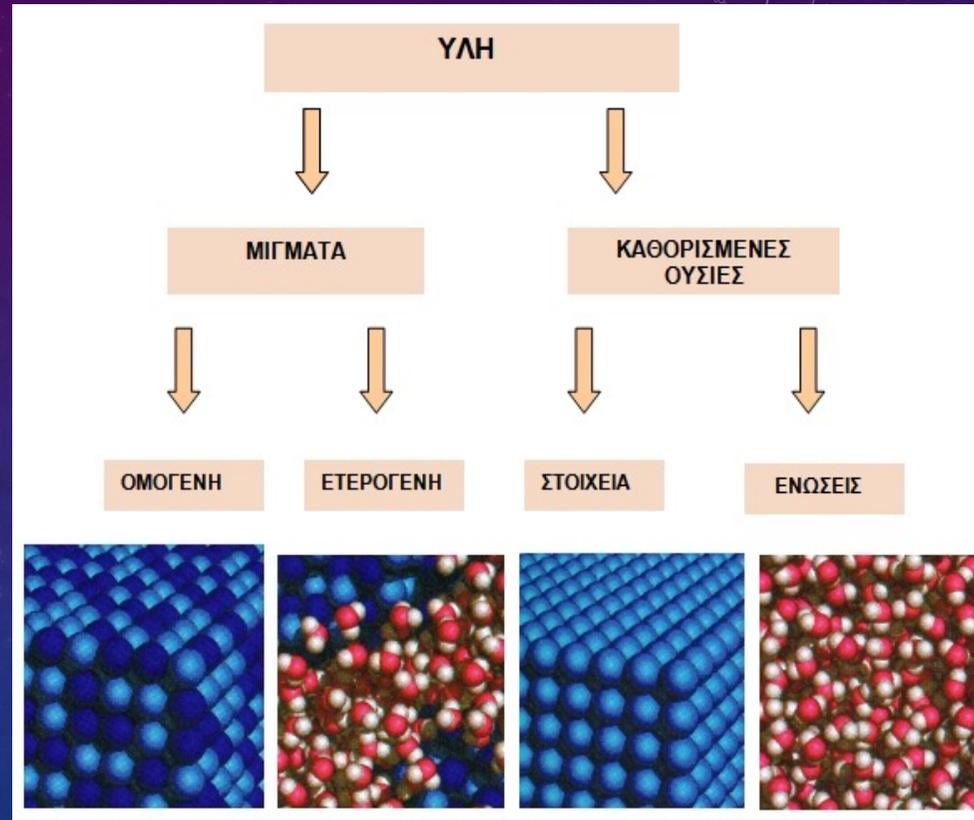
# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

Καθαρές ή καθορισμένες ουσίες είναι εκείνες που ανεξάρτητα από τον τρόπο παρασκευής τους έχουν καθορισμένη σύσταση και ιδιότητες (στοιχεία και χημικές ενώσεις).

Το νερό για παράδειγμα έχει καθορισμένη σύσταση, δηλαδή αποτελείται από υδρογόνο και οξυγόνο με αναλογία μαζών 1:8.

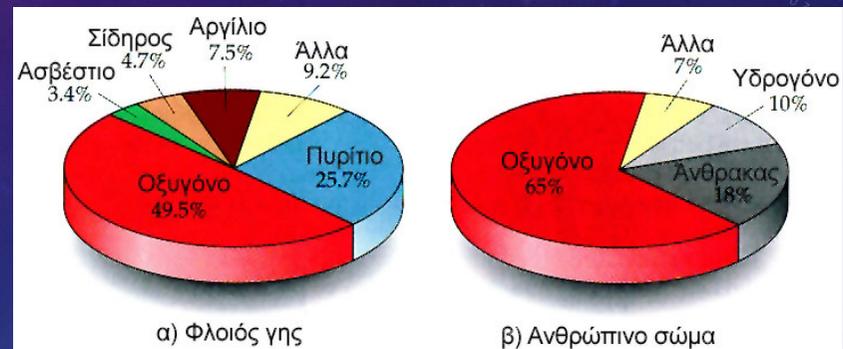
Τα μίγματα έχουν μεταβλητή σύσταση ανάλογα με τον τρόπο παρασκευής και την προέλευσή τους.

Ο ατμοσφαιρικός αέρας δεν έχει παντού την ίδια σύσταση, π.χ. ο αέρας της πόλης έχει διαφορετική σύσταση από τον αέρα του βουνού.



# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

- Οι καθαρές ουσίες διακρίνονται στα χημικά στοιχεία και στις χημικές ενώσεις.
- Στοιχείο ή χημικό στοιχείο ονομάζεται η καθαρή ουσία που δε διασπάται σε απλούστερη και αποτελείται από ένα είδος ατόμων (άτομα με τον ίδιο ατομικό αριθμό).
- Χημικές ενώσεις είναι καθαρές ουσίες που μπορούν να διασπαστούν σε άλλες απλούστερες και αποτελούνται από δύο τουλάχιστον είδη ατόμων (άτομα με διαφορετικό ατομικό αριθμό).



# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

- Οι περισσότερες από τις ουσίες που συναντάμε είναι μίγματα, των οποίων η σύσταση ποικίλλει.
- Τα ομογενή μίγματα (διαλύματα) είναι ομοιόμορφα μίγματα, έχουν δηλαδή την ίδια σύσταση και τις ίδιες ιδιότητες σ' όλη την έκτασή τους.
- Χαρακτηριστικό είναι πως δεν μπορούμε να διακρίνουμε τα συστατικά τους.
- Τα ετερογενή μίγματα είναι ανομοιόμορφα, δηλαδή δεν έχουν την ίδια σύσταση σ' όλη την έκτασή τους.
- Στα μίγματα αυτά διακρίνουμε αρκετές φορές τα συστατικά τους και τις διαφορετικές τους ιδιότητες, π.χ. λάδι με νερό.
- Τα ομογενή μέρη ενός μίγματος ονομάζονται φάσεις.

# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ)

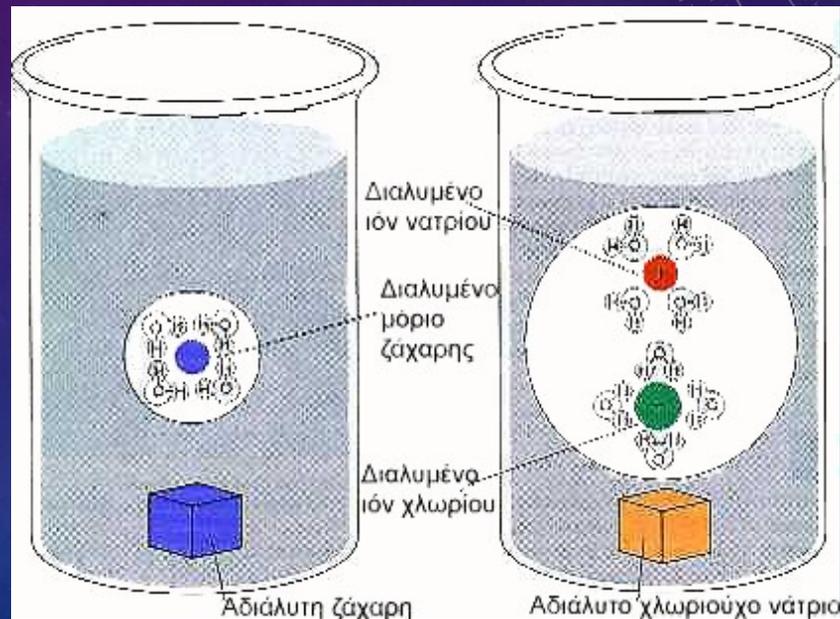
- **Διάλυμα** είναι ένα ομογενές μίγμα δύο ή περισσοτέρων ουσιών, οι οποίες αποτελούν τα συστατικά του διαλύματος.
- Από τα συστατικά αυτά, εκείνο που έχει την ίδια φυσική κατάσταση μ' αυτή του διαλύματος και βρίσκεται συνήθως σε περίσσεια, ονομάζεται **διαλύτης**.
- Τα υπόλοιπα συστατικά του διαλύματος ονομάζονται **διαλυμένες ουσίες**.
- Τα διαλύματα έχουν μεγάλο πρακτικό ενδιαφέρον, καθώς οι περισσότερες χημικές αντιδράσεις στο εργαστήριο, τη βιομηχανία και τα βιολογικά συστήματα γίνονται σε μορφή διαλυμάτων.
- Οι περισσότερες αντιδράσεις γίνονται σε διαλύματα. Μ' αυτό τον τρόπο τα διαλυμένα αντιδρώντα, έχοντας λεπτότατο διαμερισμό (άτομα, μόρια ή ιόντα), έρχονται σε καλύτερη επαφή μεταξύ τους και αντιδρούν πιο εύκολα.

# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ)

- Τα διαλύματα διακρίνονται σε αέρια (π.χ. ατμοσφαιρικός αέρας), υγρά (π.χ. θαλασσινό νερό) και στερεά (π.χ. μεταλλικά νομίσματα τα οποία αποτελούνται από κάποιο κράμα μετάλλων).
- 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.
- Τα πιο συνηθισμένα διαλύματα είναι τα υδατικά, όπου ο διαλύτης είναι νερό.
- Βέβαια ο διαλύτης μπορεί να είναι και οργανική ουσία, όπως η ακετόνη, το βενζόλιο, ο αιθέρας, η βενζίνη, ο τετραχλωράνθρακας.

# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ)

- Το νερό είναι άριστος διαλύτης.
- Έχει την ικανότητα να διαλύει, όπως φαίνεται διαγραμματικά, τόσο τα μόρια (διάλυση ζάχαρης- μοριακή ένωση  $C_{12}H_{22}O_{11}$ )
- όσο και τα ιόντα (διάλυση άλατος- ιοντική ένωση- $NaCl$ ).
- Γενικά ισχύει ο κανόνας « Τα όμοια διαλύουν όμοια»
- Έτσι οι περισσότερες οργανικές ενώσεις διαλύονται σε οργανικούς διαλύτες.



# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ)

- **Διαλυτότητα** ορίζεται η μέγιστη ποσότητα μιας ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη, κάτω από ορισμένες συνθήκες (π.χ. θερμοκρασία).
- Τα διαλύματα που περιέχουν τη μέγιστη ποσότητα διαλυμένης ουσίας ονομάζονται **κορεσμένα διαλύματα**.
- Η διαλυτότητα μπορούμε να πούμε ότι εκφράζει την περιεκτικότητα ενός κορεσμένου διαλύματος.
- Αντίθετα τα διαλύματα που περιέχουν μικρότερη ποσότητα διαλυμένης ουσίας από τη μέγιστη δυνατή ονομάζονται **ακόρεστα**.
- Τα διαλύματα που περιέχουν μεγαλύτερη ποσότητα διαλυμένης ουσίας από την μέγιστη δυνατή ονομάζονται **υπέρκορα** και περιέχουν την επιπλέον ποσότητα αδιάλυτη ως ίζημα.

# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ)

- Η διαλυτότητα μιας ουσίας επηρεάζεται από τους εξής παράγοντες:

## *α. τη φύση του διαλύτη*

Εδώ ισχύει ο γενικός κανόνας «τα όμοια διαλύουν όμοια». Αυτό σημαίνει ότι διαλύτης και διαλυμένη ουσία θα πρέπει να έχουν παραπλήσια χημική δομή (π.χ. μοριακή ή ιοντική σύσταση).

## *β. τη θερμοκρασία*

Συνήθως η διαλυτότητα των στερεών στο νερό αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας, ενώ η διαλυτότητα των αερίων στο νερό μειώνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας. Το τελευταίο συμβαίνει επειδή με την αύξηση της θερμοκρασίας σπάζουν οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ διαλυτή και αεριού.

## *γ. την πίεση (μόνο όταν η δ.ο είναι αέριο!)*

Γενικά, η διαλυτότητα των αερίων στο νερό αυξάνεται με την αύξηση της πίεσης.

Γι' αυτό, μόλις ανοίξουμε μία φιάλη με αεριούχο ποτό (η πίεση ελαττώνεται και γίνεται ίση με την ατμοσφαιρική), η διαλυτότητα του  $\text{CO}_2$  στο νερό ελαττώνεται και το ποτό αφρίζει.

# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΠΕΡΙΕΚΤΙΚΟΤΗΤΕΣ)

- *Η περιεκτικότητα δηλαδή εκφράζει την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας που περιέχεται σε ορισμένη ποσοστά διαλύματος.*
- Πολλές φορές χρησιμοποιούμε και τους ποιοτικούς όρους **πυκνό** και **αραιό** για διαλύματα σχετικά μεγάλης ή σχετικά μικρής περιεκτικότητας, αντίστοιχα.
- Τέλος, να παρατηρήσουμε ότι, αν το διάλυμα περιέχει περισσότερες από μία διαλυμένες ουσίες, θα έχει τόσες περιεκτικότητες όσες είναι και οι διαλυμένες ουσίες του.

# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΠΕΡΙΕΚΤΙΚΟΤΗΤΕΣ)

- **1. Περιεκτικότητα στα εκατό κατά βάρος (% w/w):**
- Η % w/w περιεκτικότητα εκφράζει τη μάζα (σε g) της διαλυμένης ουσίας σε 100 g διαλύματος.
- **2. Περιεκτικότητα στα εκατό βάρους κατ' όγκον (% w/v):**
- Η % w/v περιεκτικότητα εκφράζει τη μάζα (σε g) της διαλυμένης ουσίας σε 100 mL του διαλύματος.
- **3. Περιεκτικότητα στα εκατό όγκου σε όγκο (% v/v):**
- Η % v/v περιεκτικότητα εκφράζει τον όγκο (σε mL) της διαλυμένης ουσίας σε 100 mL του διαλύματος.
- α. Για να εκφράσει την περιεκτικότητα υγρού σε υγρό.
- β. Για να εκφράσει την περιεκτικότητα ενός αερίου σε αέριο μίγμα.
- Η % v/v χρησιμοποιείται συνήθως σε αλκοολούχα ποτά και σε υγρά φαρμακευτικά σκευάσματα.
- Για να υπολογίσουμε μία περιεκτικότητα όγκου (π.χ. % W/V) από μία περιεκτικότητα βάρους (π.χ. % w/w), ή αντίστροφα, χρειαζόμαστε την τιμή της πυκνότητας του διαλύματος.

# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΠΕΡΙΕΚΤΙΚΟΤΗΤΕΣ)

- Παρατήρηση:
- Μετατροπή από μια μορφή περιεκτικότητας σε άλλη ενός διαλύματος!
- Αν έχω την περιεκτικότητα % w/w και την πυκνότητα ρ του διαλύματος, τότε βρίσκω την % w/v περιεκτικότητα του διαλύματος ως εξής:

- $\% w/w \times \rho = \% w/v$

- Αντιστοίχως ισχύει:

- $\% w/v \times \rho = \% w/w$

# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΠΕΡΙΕΚΤΙΚΟΤΗΤΕΣ)

- **4. ppm** το οποίο εκφράζει τα μέρη της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1 εκατομμύριο ( $10^6$ ) μέρη διαλύματος.
- **5. ppb** το οποίο εκφράζει τα μέρη της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1 δισεκατομμύριο ( $10^9$ ) μέρη διαλύματος.
- **Το ppm και η «κοινή λογική»**
- Οι συγκεντρώσεις των ρυπαντών στην ορολογία των περιβαλλοντολόγων εκφράζονται συνήθως σε «μέρη στο εκατομμύριο», parts per million, ppm. Έτσι, η συγκέντρωση 1 ppm φανερώνει την παρουσία 1 «μέρους» του ρυπαντή σε 1.000.000 «μέρη» του μέσου.
- Τα μέρη μπορεί να είναι μέρη βάρους π.χ. g ή μέρη όγκου. Έτσι, π.χ. αναφέρεται ότι 0,2 ppm  $SO_2$  στον αέρα αυξάνει τη θνησιμότητα των ανθρώπων, 1 ppm φαινόλης στο νερό το καθιστά τοξικό σε κάποια είδη ψαριών κλπ.
- Αν τα παραπάνω τα πολλαπλασιάσετε επί χίλια τότε θα έχετε και την εικόνα του μέρους στο δισεκατομμύριο, ppb.

## ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ)

- **Συγκέντρωση ή μοριακότητα κατ' όγκο διαλύματος:**
- Μία από τις συνηθέστερες μονάδες περιεκτικότητας ενός διαλύματος είναι η μοριακότητα κατ' όγκο:
- *Η μοριακότητα κατ' όγκο ή συγκέντρωση ή Molarity, εκφράζει τα mol διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1 L διαλύματος.*
- *Δηλαδή, έχουμε:  $c = n / V$ , Μονάδα της συγκέντρωσης είναι το mol L<sup>-1</sup> ή M.*
- Όπου,  
 $c$  = η συγκέντρωση του διαλύματος  
 $n$  = ο αριθμός mol της διαλυμένης ουσίας και  
 $V$  = ο όγκος του διαλύματος σε L.
- Για παράδειγμα, διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου συγκέντρωσης 1,5 M περιέχει 1,5 mol NaOH (60 g) σε 1 L (1000 mL) διαλύματος.

## ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ)

- **Παρατήρηση**
- Μετατροπή της συγκέντρωσης ενός διαλύματος σε περιεκτικότητα του διαλύματος και αντιστρόφως:
- Από τον τύπο  $c=n/v$  που αφορά το διάλυμα βρισκω  $v=n/c$  και επειδή  $\rho=m/v$  έχω εντέλει  $m=vr$  (διαλύματος).
- Για την διαλυμένη ουσία έχω:  $c=n/v$  άρα  $n =cv$  όμως επειδή  $n= m/Mr$  έχω εντέλει  $m=nMr$  (δ.ο)
- Οπότε για δεδομένο όγκο διαλύματος π.χ. 1L βρισκω %w/w & %w/v για το διάλυμα.
- Αντιστρόφως (περιεκτικότητα διαλύματος σε συγκέντρωση):
- Μετατροπή μάζας διαλύματος σε όγκο διαλύματος μέσω της πυκνότητας του & μετατροπή μάζας δ.ο. σε δεδομένη ποσότητα διαλύματος (π.χ. 100g ή 100mL) σε mol δ.ο. μέσω Mr.
- Κατόπιν  $c=n/v$  διαλύματος.

## ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΑΡΑΙΩΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ)

- Όταν σε ένα διάλυμα προσθέσουμε νερό, η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή, ενώ ο όγκος του διαλύματος μεγαλώνει. Συνεπώς, το τελικό διάλυμα έχει μικρότερη συγκέντρωση από το αρχικό. Κατά την αραιώση ισχύει η σχέση:
- $c_1 V_1 = c_2 V_2$
- όπου,  
 $c_1$  και  $V_1$  η συγκέντρωση και ο όγκος του διαλύματος, αντίστοιχα, πριν την αραιώση και  $c_2$  και  $V_2$  η συγκέντρωση και ο όγκος του διαλύματος, αντίστοιχα, μετά την αραιώση

Στην αραιώση διαλύματος η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει η ίδια, ενώ η συγκέντρωση μειώνεται.

- Ομοίως:
- Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή κατά τη συμπύκνωση ενός διαλύματος, δηλαδή, όταν αφαιρείται νερό από το διάλυμα με εξάτμιση.
- Όμως δεν ισχύει το ίδιο όταν η συμπύκνωση γίνεται με προσθήκη επιπλέον ποσότητας ουσίας στο διάλυμα!

## ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΑΝΑΜΕΙΞΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ)

- Όταν αναμείξουμε δύο ή περισσότερα διαλύματα που περιέχουν την ίδια διαλυμένη ουσία, τότε προκύπτει ένα διάλυμα το οποίο θα έχει τα ακόλουθα χαρακτηριστικά:
- α. Η μάζα του τελικού διαλύματος θα είναι ίση με το άθροισμα των μαζών των διαλυμάτων που αναμείξαμε.  
Δηλαδή:  $m_{\Delta_{\text{τελ}}} = m_{\Delta_1} + m_{\Delta_2} + m_{\Delta_3} + \dots$  ( $m_{\Delta}$  = μάζα διαλύματος)
- β. Ο όγκος του τελικού διαλύματος σχεδόν πάντα θεωρούμε ότι είναι ίσος με το άθροισμα των όγκων των διαλυμάτων που αναμείξαμε. Δηλαδή:  $V_{\text{τελ}} = V_1 + V_2 + V_3 + \dots$  ( $V$  = όγκος διαλύματος)
- γ. Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα θα είναι ίση με το άθροισμα των ποσοτήτων των διαλυμένων ουσιών που υπήρχαν στα αρχικά διαλύματα πριν από την ανάμειξη.  
Δηλαδή:  
 $m_{\text{τελ}} = m_1 + m_2 + m_3 + \dots$  ( $m$  = μάζα διαλυμένης ουσίας)  
ή  $n_{\text{τελ}} = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$  ( $n$  = αριθμός mol διαλυμένης ουσίας)

# ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ (ΑΝΑΜΕΙΞΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ)

- Κατά την ανάμειξη διαλυμάτων της ίδιας ουσίας ισχύει η σχέση:  $c_1 V_1 + c_2 V_2 = c_{\text{τελ}} V_{\text{τελ}}$
- όπου,  
 $c_1, c_2$  και  $V_1, V_2$  οι συγκεντρώσεις και οι όγκοι των αρχικών διαλυμάτων και  $c_{\text{τελ}}$  και  $V_{\text{τελ}}$  η συγκέντρωση και ο όγκος του τελικού διαλύματος, αντίστοιχα.
- Είναι προφανές ότι, αν  $c_1 > c_2$ , τότε μετά την ανάμειξη θα έχουμε ότι:  $c_1 > c_{\text{τελ}} > c_2$ .

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- **Παράδειγμα 4.10**

Σε 300 mL διαλύματος περιέχονται 6 g υδροξειδίου του νατρίου (NaOH). Να βρεθεί η συγκέντρωση (μοριακότητα κατ' όγκο) του διαλύματος.

- Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : Na: 23, O: 16, H: 1.

- **Εφαρμογή**

Πόσα γραμμάρια καθαρού νιτρικού οξέος περιέχονται σε 400 mL διαλύματος νιτρικού οξέος ( $\text{HNO}_3$ ) συγκέντρωσης 2 M;

Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : H: 1, N: 14, O: 16.

(50,4 g)

- ΛΥΣΗ

- **1<sup>ος</sup> τρόπος (με κατάταξη)**

Υπολογίζουμε κατ' αρχήν τα mol της διαλυμένης ουσίας.

$$M_{r\text{NaOH}} = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 16 + 1 \cdot 1 = 40$$

$$n = \frac{m}{M_r, \text{ g/mol}} = \frac{6 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,15 \text{ mol}$$

- Άρα στα 300 mL διαλύματος υπάρχουν 0,15 mol NaOH

1000 mL  $n$

ή  $n = 0,5 \text{ mol}$

Άρα έχουμε συγκέντρωση = 0,5 mol/L.

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- **2<sup>ος</sup> τρόπος (με τον τύπο)**  
έχουμε 0,15 mol NaOH και αφού  $V = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}$ . Συνεπώς,

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,15 \text{ mol}}{0,3 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L} \quad \text{ή} \quad 0,5 \text{ M}$$

# ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

## • Παράδειγμα 4.11

- Να βρεθεί η % w/w (βάρος σε βάρος) περιεκτικότητα διαλύματος υδροχλωρίου συγκέντρωσης 0,2 M και πυκνότητας
- $1,05 \text{ g mL}^{-1}$ , που περιέχει 14,6 g καθαρού υδροχλωρίου (HCl).  
Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : H:1, Cl: 35,5.
- **Εφαρμογή**  
Να βρεθεί η συγκέντρωση ( $c$ ) διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) όγκου 500 mL, περιεκτικότητας 8% w/w και πυκνότητας  $1,07 \text{ g/mL}$ . Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : Na: 23, O: 16, H: 1.

(2,14 M)

## • ΛΥΣΗ

- Θα βρούμε τον όγκο του διαλύματος, ώστε κατόπιν, με τη βοήθεια της πυκνότητας, να βρούμε τη μάζα του διαλύματος.

$$\frac{1 \text{ mol HCl}}{n} \stackrel{\text{ζυγίζει}}{=} \frac{36,5 \text{ g}}{14,6 \text{ g}}$$

- άρα  $n = 0,4 \text{ mol}$  καθαρού HCl.

$$\text{Από τον τύπο } c = \frac{n}{V} \text{ ή } V = \frac{n}{c} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol}} = 2 \text{ L}$$

- δηλαδή  $V = 2000 \text{ mL}$ .  
Από τον τύπο της πυκνότητας υπολογίζουμε τη μάζα του διαλύματος, άρα  $m_{\Delta} = 2100 \text{ g}$ .

$$\rho = \frac{m_{\Delta}}{V} \text{ ή } m_{\Delta} = \rho \cdot V = 1,05 \text{ g/mL} \cdot 2000 \text{ mL}$$

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- Γνωρίζοντας τώρα τη μάζα του διαλύματος και τη μάζα της διαλυμένης ουσίας, βρίσκουμε την % w/w περιεκτικότητα:

$$\text{Στα } \frac{2100 \text{ g διαλύματος}}{100 \text{ g}} = \frac{14,6 \text{ g καθαρού HCl}}{x}$$

- ή  $x = 0,7 \text{ g}$  καθαρού υδροχλωρίου.  
Άρα το διάλυμα είναι περιεκτικότητας 0,7% w/w (κατά βάρος).

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- **Παράδειγμα 4.12**

Σε διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) όγκου 400 mL συγκέντρωσης 2 M προσθέτουμε 1200 mL νερού. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος. Θεωρούμε ότι κατά την ανάμειξη δεν έχουμε μεταβολή του όγκου.

- **Εφαρμογή**

Πόσα λίτρα νερού πρέπει να προστεθούν σε 3 L διαλύματος NaCl 1 M για να προκύψει διάλυμα NaCl 0,1 M;

•  
(27 L)

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- 1<sup>ος</sup> τρόπος (με κατάταξη)

Αρχικό διάλυμα:

2 M σημαίνει ότι στα

$$\frac{1000 \text{ mL διαλύματος}}{400 \text{ mL}} = \frac{2 \text{ mol διαλ. ουσίας}}{n}$$

- άρα  $n=0,8 \text{ mol NaOH}$
- Μετά την προσθήκη του νερού η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή, άρα και στο τελικό διάλυμα θα υπάρχουν 0,8mol καθαρού NaOH.

- Όμως  $V_{\text{τελ}} = V_{\text{αρχ}} + V_{\text{H}_2\text{O}} = 400\text{mL} + 1200 \text{ mL} = 1600\text{mL}$

- Τελικό διάλυμα:

$$\text{Στα } \frac{1600 \text{ mL διαλύματος}}{1000 \text{ mL}} = \frac{0,8 \text{ mol διαλ. ουσίας}}{x}$$

- Δηλ.  $x=0,5 \text{ mol}$ .
- Άρα η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος είναι 0,5 M.

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- 2<sup>ος</sup> τρόπος (με τον τύπο)  
Γνωρίζουμε ότι:

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{ή} \quad n = c \cdot V$$

- Επειδή με την προσθήκη του νερού η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή έχουμε ότι:
- $n_{\text{αρχ}} = n_{\text{τελ}} \quad \text{ή} \quad c_{\text{αρχ}} V_{\text{αρχ}} = c_{\text{τελ}} V_{\text{τελ}} \quad \text{ή}$

$$c_{\text{τελ}} = \frac{c_{\text{αρχ}} V_{\text{αρχ}}}{V_{\text{τελ}}} = \frac{2 \text{ M} \cdot 400 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{1600 \cdot 10^{-3} \text{ L}} \quad \text{ή}$$

- $c_{\text{τελ}} = 0,5 \text{ M}$

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- **Παράδειγμα 4.13**

Αναμειγνύονται 3 L διαλύματος HCl 1 M με 7 L διαλύματος HCl 0,5 M.

Να βρεθεί η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος.

- **Εφαρμογή**

500 mL διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) περιεκτικότητας 8% w/v (κατ' όγκο) αναμειγνύονται με 1,5 L άλλου διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου συγκέντρωσης 0,8 M. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος.

•  
(1,1 M)

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- 1<sup>ος</sup> τρόπος (με κατάταξη)  
Διάλυμα (A): 1 M.

$$\frac{\text{Στο } 1 \text{ L διαλύματος}}{\text{Στα } 3 \text{ L}} = \frac{1 \text{ mol HCl}}{n_A} \quad \text{ή} \quad n_A = 3 \text{ mol}$$

- Διάλυμα (B): 0,5 M.

$$\frac{\text{Στο } 1 \text{ L διαλύματος}}{7 \text{ L}} = \frac{0,5 \text{ mol HCl}}{n_B} \quad \text{ή} \quad n_B = 3,5 \text{ mol}$$

- Στο τελικό διάλυμα έχουμε ότι:  $V_{\text{τελ}} = V_A + V_B = 3\text{L} + 7\text{L} = 10\text{L}$  και  $n_{\text{τελ}} = n_A + n_B = 3\text{mol} + 3,5\text{mol} = 6,5\text{mol}$   
Άρα στο τελικό διάλυμα έχουμε:

$$\frac{10 \text{ L διαλύματος}}{1 \text{ L}} = \frac{6,5 \text{ mol HCl}}{x}$$

- ή  $x = 0,65 \text{ mol}$ .  
Άρα η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος είναι 0,65 mol/L, δηλαδή 0,65 M

## ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ -ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- 2<sup>ος</sup> τρόπος (με τον τύπο)

Ισχύει στην ανάμειξη των διαλυμάτων για την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας :

- $n_{\text{τελ}} = n_A + n_B$  ή  $c_{\text{τελ}} V_{\text{τελ}} = c_A V_A + c_B V_B$  ή

$$c_{\text{τελ}} = \frac{c_A V_A + c_B V_B}{V_{\text{τελ}}} = \frac{1 \text{ mol/L} \cdot 3 \text{ L} + 0,5 \text{ mol/L} \cdot 7 \text{ L}}{10 \text{ L}}$$

- Άρα η  $c_{\text{τελ}} = 0,65 \text{ M}$ .

# ΑΣΚΗΣΕΙΣ ΣΧΟΛΙΚΟΥ ΒΙΒΛΙΟΥ

## A. Από το 1ο κεφάλαιο του σχολικού βιβλίου

### Να λύσω τις ασκήσεις:

31, 40, 42, 44, 45, 47, 48, 49, 52, 59, 61, 66, 67, 70, 76, 79, 80,  
82, 85, 86

## A. Από το 4ο κεφάλαιο του σχολικού βιβλίου

### Να λύσω τις ασκήσεις:

12, 16, 17, 22, 25, 26, 32, 35, 36, 37, 44, 48, 50, 52, 53, 56, 58, 59,  
65, 67, 68, 70, 71, 75, 78

Κατά προτεραιότητα λύνω πρώτα τις παραπάνω ασκήσεις, αλλά φροντίζω να τις λύσω όλες τις ασκήσεις του σχολικού βιβλίου!

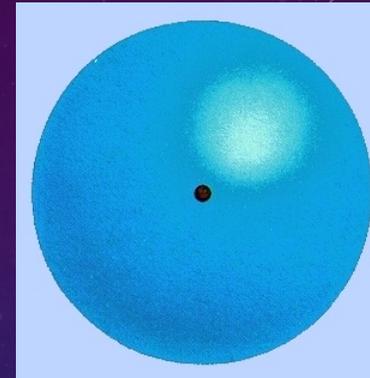
# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ – ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- **2.1** Ηλεκτρονική δομή των ατόμων.
- **2.2** Κατάταξη των στοιχείων (Περιοδικός Πίνακας). Χρησιμότητα του Περιοδικού Πίνακα.
- **2.3** Γενικά για το χημικό δεσμό - Παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά του ατόμου. Είδη χημικών Δεσμών (Ιοντικός- Ομοιοπολικός).
- **2.4** Η γλώσσα της χημείας. Αριθμός οξείδωσης. Γραφή χημικών τύπων και εισαγωγή στην ονοματολογία των ενώσεων

# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

- **Είπαν για το άτομο:**
- Ο **Δημόκριτος (460-370 π.Χ)** διατύπωσε την άποψη ότι η ύλη αποτελείται από πολύ μικρά σωματίδια που δεν μπορούν να διαιρεθούν σε άλλα απλούστερα. Τα σωματίδια αυτά ονόμασε ατόμους (άτομα).
- Τα βασικά σημεία της **ατομικής θεωρίας του Dalton είναι:**
  - Οι καθαρές ουσίες (στοιχεία ή χημικές ενώσεις) αποτελούνται από μικροσκοπικά, αόρατα και αδιαίρετα 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).

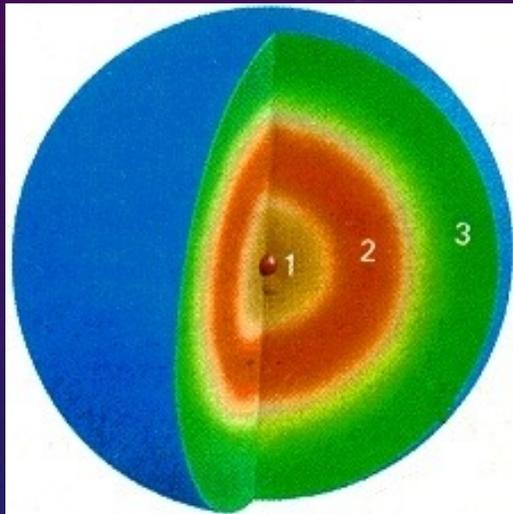
# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ



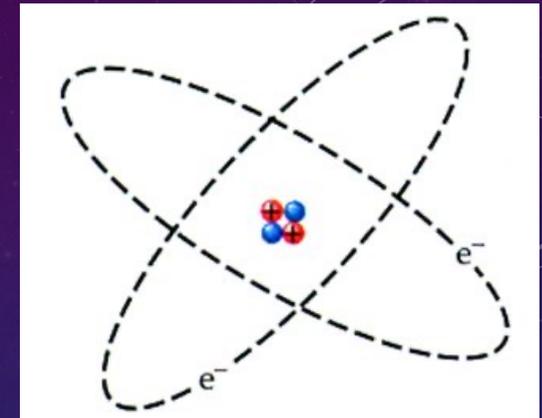
- Το **Ατομικό πρότυπο του E. Rutherford. (1909)**
- Η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη σε ένα πολύ μικρό χώρο, τον πυρήνα.
- Τα ηλεκτρόνια διευθετούνται γύρω από τον πυρήνα με ακαθόριστο τρόπο.



# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ



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.



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

# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

- 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**.

# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

- 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 χαρακτηρίζεται 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,  
 $E_K < E_L < E_M < \dots$

# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

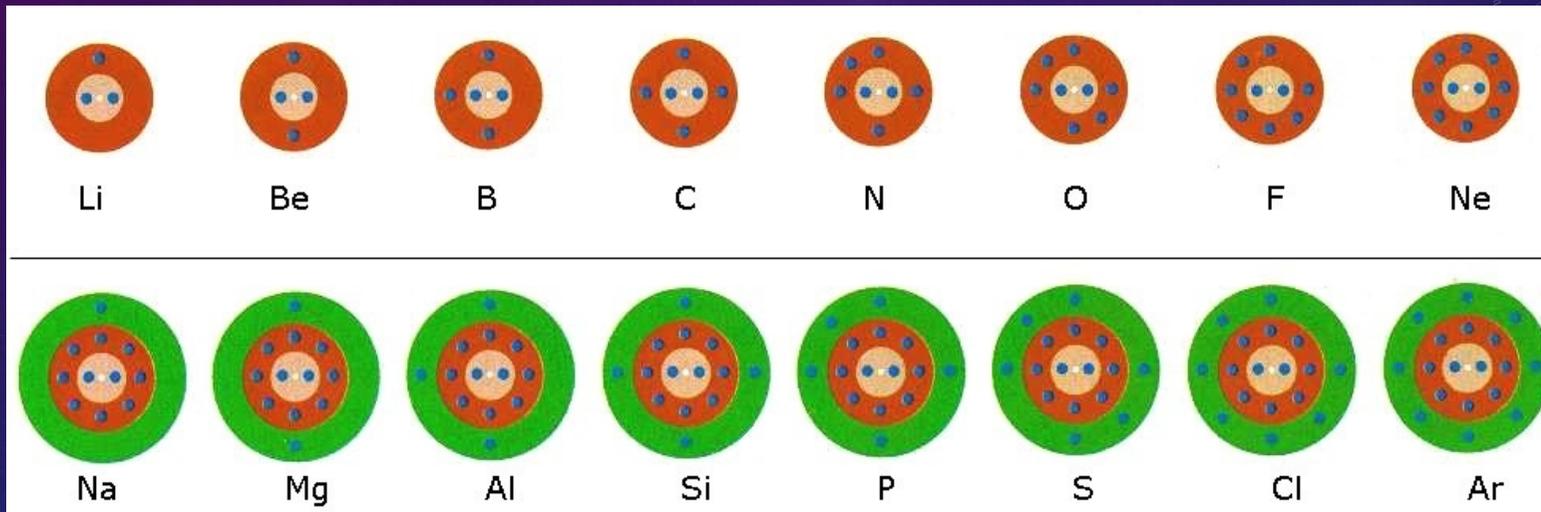
- Για τη διάταξη των ηλεκτρονίων σε στιβάδες (ηλεκτρονιακή δομή) ακολουθούμε τους εξής κανόνες:
- **1. Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων** που μπορεί να πάρει κάθε μία από τις τέσσερις πρώτες στιβάδες δίνεται από τον τύπο  $2n^2$ , όπου  $n$  ο κύριος κβαντικός αριθμός, δηλαδή ο αριθμός της στιβάδας.
- 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)

# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

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		

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

# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ



# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

- **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).

- **Εφαρμογή**

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

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

- 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 συνέθετε; ή ο Χάυντ 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.

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ



- 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.

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

- 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.
- 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.

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

- 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.»
- 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 τη χημική συμπεριφορά του στοιχείου.
- Έτσι, **η περιοδικότητα στην ηλεκτρονιακή δομή αντανακλάται στην περιοδικότητα των ιδιοτήτων των στοιχείων.**
- **ΑΡΑ:**
- *Οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδικές συναρτήσεις του ατομικού αριθμού.*

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

**Περιοδικός Πίνακας των στοιχείων**

■ Μέταλλα  
■ Αμέταλλα  
■ Μεταλλοειδή  
■ Ευγενή αέρια

	1												18						
	1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	VIIIA	
	3	4											5	6	7	8	9	10	18
2	Li 6.941	Be 9.01218											B 10.811	C 12.011	N 14.0067	O 15.9994	F 18.9984	Ne 20.1797	
3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	Na 22.9898	Mg 24.3050	III B	IV B	V B	VIB	VII B	VIII B		IB	IIB	Al 26.9815	Si 28.0855	P 30.9738	S 32.066	Cl 35.4527	Ar 39.948		
4	19	20	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
	K 39.0983	Ca 40.078	Sc 44.9559	Ti 47.88	V 50.9415	Cr 51.9961	Mn 54.9381	Fe 55.847	Co 58.9332	Ni 58.69	Cu 63.546	Zn 65.39	Ga 69.723	Ge 72.61	As 74.9216	Se 78.96	Br 79.904	Kr 83.80	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
	Rb 85.4678	Sr 87.62	Y 88.9059	Zr 91.224	Nb 92.9064	Mo 95.94	Tc 98	Ru 101.07	Rh 102.906	Pd 106.42	Ag 107.868	Cd 112.411	In 114.818	Sn 118.710	Sb 121.75	Te 127.60	I 126.904	Xe 131.29	
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
	Cs 132.905	Ba 137.327	*La 138.906	Hf 178.49	Ta 180.948	W 183.85	Re 186.207	Os 190.23	Ir 192.22	Pt 195.08	Au 196.967	Hg 200.59	Tl 204.383	Pb 207.2	Bi 208.980	Po (209)	At (210)	Rn (222)	
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112							
	Fr (223)	Ra 226.025	*Ac 227.028	Rf (261)	Db (262)	Sg (263)	Bh (264)	Hs (265)	Mt (266)	(269)	(272)	(277)							
* Λανθανίδες:			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
			Ce 140.115	Pr 140.908	Nd 144.24	Pm (145)	Sm 150.36	Eu 151.965	Gd 157.25	Tb 158.925	Dy 162.50	Ho 164.930	Er 167.26	Tm 168.934	Yb 173.04	Lu 174.967			
* Ακτινίδες:			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
			Th 232.038	Pa 231.036	U 238.029	Np 237.048	Pu (244)	Am (243)	Cm (247)	Bk (247)	Cf (251)	Es (252)	Fm (257)	Md (258)	No (259)	Lr (260)			

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Τα είκοσι πρώτα στοιχεία του περιοδικού πίνακα, που αποτελούν τη βάση στην επίλυση των ασκήσεων

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

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

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

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

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

- \* Μεταλλικός χαρακτήρας:

- - με μεταλλική λάμψη,
- - είναι καλοί αγωγοί της θερμότητας και του ηλεκτρισμού,
- - είναι ελατά (ελάσματα= φύλλα)
- -και όλκιμα (σύρματα).

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.

- \* Αμεταλλικός χαρακτήρας:

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

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

- Οι οριζόντιες σειρές του πίνακα ονομάζονται **περίοδοι**.
- Ο αριθμός μάλιστα της περιόδου στην οποία ανήκει το στοιχείο, δείχνει τον αριθμό των στιβάδων στις οποίες έχουν καταμεληθεί τα ηλεκτρόνια του.
- Κάθε οριζόντια σειρά (περίοδος) καταλαμβάνεται από στοιχεία που τα άτομά τους έχουν «χρησιμοποιήσει» τον ίδιο αριθμό στιβάδων για την κατανομή των ηλεκτρονίων τους.
- Συνολικά υπάρχουν επτά περίοδοι.
- Οι **λανθανίδες** και **ακτινίδες**, ανήκουν στην έκτη και έβδομη περίοδο αντίστοιχα.
- Οι κατακόρυφες στήλες του περιοδικού πίνακα αποτελούν τις **ομάδες** και καταλαμβάνονται από στοιχεία με ανάλογες ιδιότητες.
- 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.
- Έτσι αν γνωρίζουμε τις ιδιότητες ενός μέλους της ομάδας, μπορούμε να προβλέψουμε τις ιδιότητες των υπολοίπων μελών της ομάδας.
- Οι ομάδες χαρακτηρίζονται με τους λατινικούς αριθμούς I έως VIII. Διακρίνονται στις κύριες με το χαρακτηρισμό A και στις δευτερεύουσες με το χαρακτηρισμό B.

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ (ΠΕΡΙΟΔΟΣ)

- Κάθε περίοδος (εξαιρείται η πρώτη που αποτελείται από ένα αμέταλλο το - Η και ένα ευγενές αέριο – το He) 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 αλλά λόγια *κατά μήκος μιας περιόδου έχουμε ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα και αύξηση τον χαρακτήρα αμετάλλου.*
- *Κατά μήκος μιας περιόδου υπάρχει συνήθως βαθμιαία μεταβολή ιδιοτήτων .*

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ (ΠΕΡΙΟΔΟΣ)

Αριθμός περιόδου στον Π.Π.	Ηλεκτρονιακή στιβάδα	Μέγιστο Πλήθος ηλεκτρονίων στην εξώτερη στιβάδα ( $2n^2$ )	Πλήθος στοιχείων που ανήκουν στην περίοδο
1	K	2	2
2	L	8	8
3	M	18	8
4	N	εξαρτάται	18
5	O	εξαρτάται	18
6	P	εξαρτάται	32
7	Q	εξαρτάται	26* (μέχρι στιγμής)

## ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ (ΟΜΑΔΑ)

- Οι ομάδες χαρακτηρίζονται με τους λατινικούς αριθμούς I έως VIII. Διακρίνονται στις κύριες με το χαρακτηρισμό A και στις δευτερεύουσες με το χαρακτηρισμό B.
- 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**.
- Σύμφωνα με πρόταση της IUPAC (1985) η αρίθμηση των ομάδων γίνεται με ρωμαϊκούς αριθμούς από 1 έως 18 (βλέπε περιοδικό πίνακα).

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ (ΟΜΑΔΑ)

- 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 αποφύγουμε την αυτοανάφλεξή του κατά την αντίδραση του με την υγρασία του αέρα. Επίσης είναι μαλακά μέταλλα, όπως βλέπετε το Na κόβεται με το μαχαίρι.
- Στην ομάδα των **αλογόνων (VIIA)** το Cl<sub>2</sub> είναι αέριο κιτρινοπράσινο, το Br<sub>2</sub> υγρό καστανοκόκκινο και το I<sub>2</sub> στερεό καστανόμαυρο. Χαρακτηρίζονται από την έντονη διαβρωτική τους δράση.

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ (ΧΡΗΣΕΙΣ)

- Η χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα είναι αναμφισβήτητη, για τους εξής λόγους:
- **1. Για την ανακάλυψη νέων στοιχείων.** 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.
- **2. Γιατί διευκολύνει τη μελέτη των ιδιοτήτων (φυσικών και χημικών) και των μεθόδων παρασκευής των στοιχείων,** καθώς αυτά εξετάζονται κατά ομάδες αντί το καθένα χωριστά.
- **3. Γιατί δίνει τη δυνατότητα πρόβλεψης της συμπεριφοράς ενός στοιχείου,** για το είδος του δεσμού που μπορεί να δημιουργήσει, καθώς και για τη συμπεριφορά των ενώσεών του, με βάση τη συμπεριφορά των γειτονικών του στοιχείων.

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

- **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.

- **Εφαρμογή**

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

- **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.

# ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

- **Παράδειγμα 2.3**

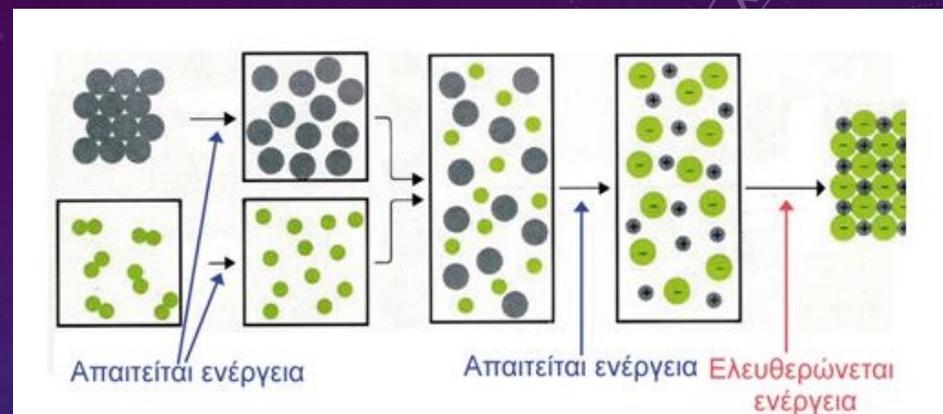
- Ποιος είναι ο ατομικός αριθμός του στοιχείου που βρίσκεται στην 3<sup>η</sup> περίοδο του περιοδικού πίνακα και στην VA ομάδα;
- *Να μη γίνει χρήση του περιοδικού πίνακα.*
- **Εφαρμογή**  
Χωρίς να γίνει χρήση του πίνακα, να βρεθεί ο ατομικός αριθμός του στοιχείου που βρίσκεται στην 3<sup>η</sup> περίοδο και την VIIA ομάδα του περιοδικού πίνακα.

- **ΑΠΑΝΤΗΣΗ**

- Εφόσον βρίσκεται στην 3<sup>η</sup> περίοδο του περιοδικού 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.**

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- Χημικός δεσμός αναπτύσσεται μεταξύ ατόμων, όταν η σύνδεση των ατόμων συνοδεύεται από έκλυση ενέργειας ή τουλάχιστον δε χρειάζεται πολλή ενέργεια για να γίνει αυτή. Ο σχηματισμός μιας ιοντικής ένωσης, όπως το  $\text{NaCl}(s)$  από στερεό  $\text{Na}(s)$  και αέριο  $\text{Cl}_2(g)$  μπορεί να υποδιαιρεθεί στα εξής επί μέρους στάδια. Πρώτα, πρέπει να σχηματιστούν τα άτομα  $\text{Na}$ , δηλαδή να σπάσει ο μεταλλικός δεσμός (εδώ χρειάζεται ενέργεια). Μετά, να σχηματιστούν τα άτομα  $\text{Cl}$ , δηλαδή να σπάσει ο δεσμός  $\text{Cl-Cl}$  (κι εδώ χρειάζεται ενέργεια). Κατόπιν, να φύγει ένα ηλεκτρόνιο από τα άτομα  $\text{Na}$  και να σχηματιστούν ιόντα  $\text{Na}^+$  (χρειάζεται ενέργεια γι' αυτό).



Έπειτα, να προσληφθεί ένα ηλεκτρόνιο από τα άτομα  $\text{Cl}$  και να σχηματιστούν ιόντα  $\text{Cl}^-$  (ελευθερώνεται λίγη ενέργεια). Τέλος, τα ιόντα  $\text{Na}^+$  και  $\text{Cl}^-$  συνδέονται στον κρύσταλλο τους. Η ενέργεια που ελευθερώνεται στο τελευταίο αυτό βήμα πρέπει να φτάσει να καλύψει όλα τα προηγούμενα ενεργειακά «έξοδα». Διαφορετικά, ο ιοντικός δεσμός είναι αδύνατος. Στην περίπτωση σχηματισμού του  $\text{NaCl}(s)$  συνολικά ελευθερώνεται ενέργεια, δηλαδή ο ιοντικός δεσμός οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενεργειακή στάθμη συνεπώς, σε μεγαλύτερη σταθερότητα.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- **Χημικός δεσμός** είναι η δύναμη που συγκρατεί τα άτομα (ή άλλες δομικές μονάδες της ύλης, π.χ. ιόντα) ενωμένα μεταξύ τους.
- 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.**
- 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.
- **Η δημιουργία του χημικού δεσμού οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια, το κάνει δηλαδή σταθερότερο.**

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- **Παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά των ατόμων :**
  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.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- **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 δεν έχουν 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**).

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

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- 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.
- Τα 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.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

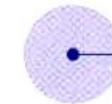
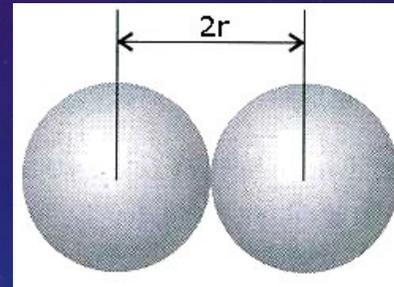
**ΠΙΝΑΚΑΣ 2.2: Ηλεκτρόνια σθένους στοιχείων που ανήκουν σε κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα**

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·						

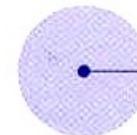
- **Κανόνας των οκτώ:** τα άτομα έχουν την τάση να συμπληρώσουν τη στιβάδα σθένους τους με οκτώ ηλεκτρόνια (εκτός αν είναι η στιβάδα K που συμπληρώνεται με δύο), ώστε να αποκτήσουν τη δομή ευγενούς αερίου.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

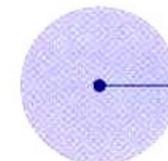
- **Ατομική ακτίνα (το μέγεθος του ατόμου):**
- Η ατομική ακτίνα ορίζεται ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων στοιχείου, που βρίσκονται σε στερεή κρυσταλλική κατάσταση.



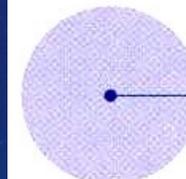
F (72 pm)



Cl (99 pm)



Br (114 pm)



I (133 pm)

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

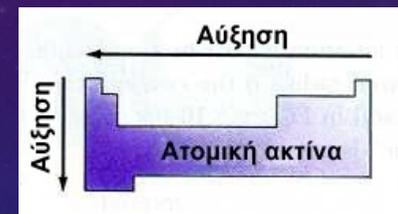
Όσο μεγαλώνει η ατομική ακτίνα και μικραίνει ο αριθμός ηλεκτρονίων σθένους, τόσο αυξάνεται η ευκολία του ατόμου για αποβολή ηλεκτρονίων.

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.

[www.nikimargariti.com](http://www.nikimargariti.com)



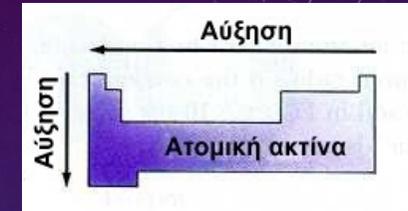
- Η ατομική ακτίνα των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά και από πάνω προς τα κάτω.
- Ηλεκτραρνητικότητα ενός ατόμου είναι η δύναμη (τάση) με την οποία το άτομο έλκει ηλεκτρόνια μέσα στο μόριο των ενώσεων με άλλα άτομα. Να σημειωθεί ότι, όσο η ατομική ακτίνα μειώνεται και ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους αυξάνεται, τόσο η τιμή της ηλεκτραρνητικότητας αυξάνει.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- 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.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- 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.



- 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).

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- **Ετεροπολικός δεσμός** είναι οι δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσης που συγκρατούν τα κατιόντα και ανιόντα στις ιοντικές ενώσεις
- Ο **ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός**, 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.
- 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 δίκτυο, 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).

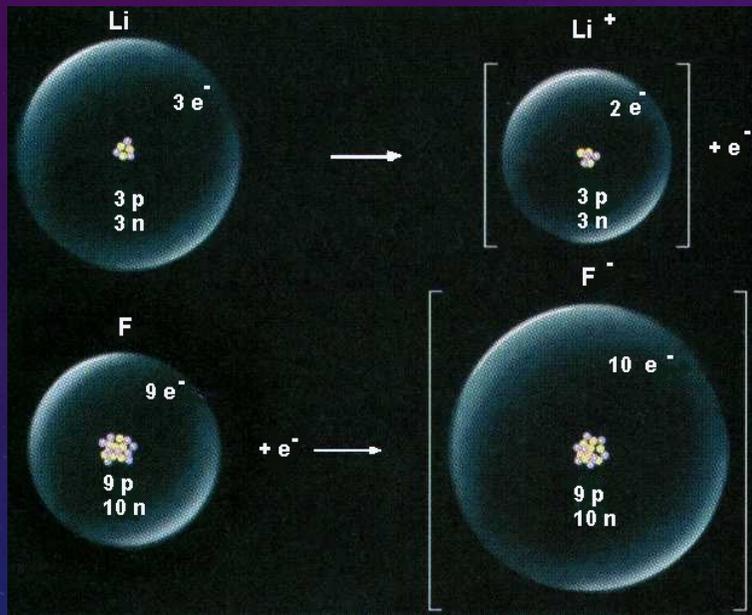
# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

- **Ημιπολικό δεσμό (ή δοτικό ομοιοπολικό)** έχουμε όταν το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων προσφερθεί από το ένα μόνο άτομο.
- 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.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΙΟΝΤΙΚΟΣ)

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

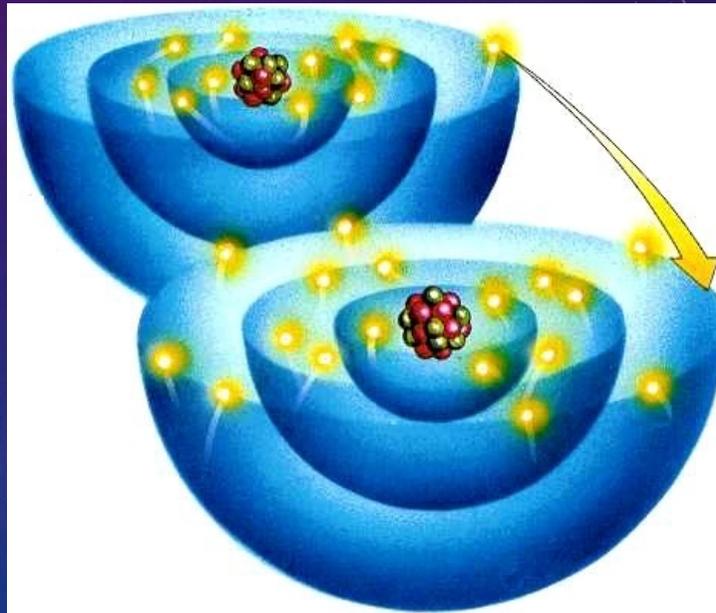
# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΙΟΝΤΙΚΟΣ)



- Παρατηρήστε στο διπλανό 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.

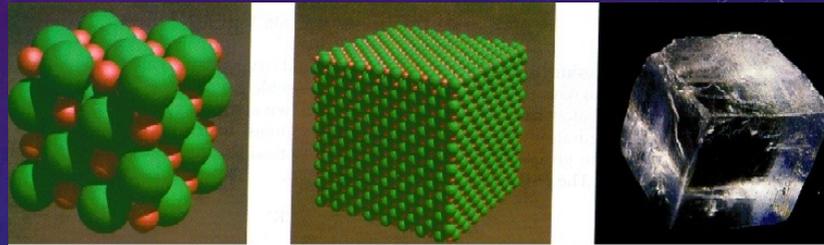
# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΙΟΝΤΙΚΟΣ)

- 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 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:  $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$



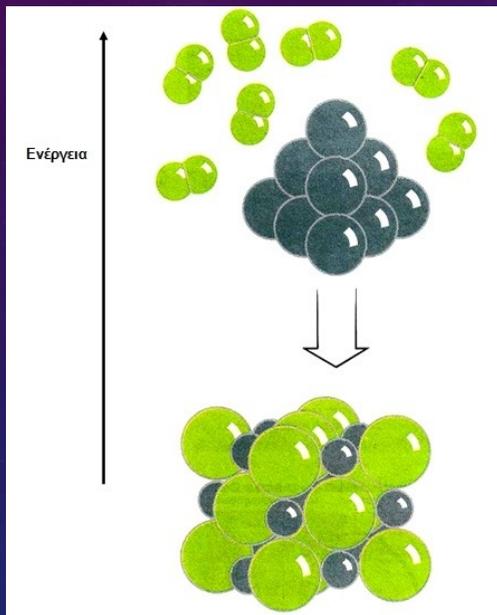
# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΙΟΝΤΙΚΟΣ)

- 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.



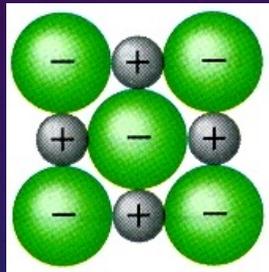
Επειδή στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχει η έννοια του μορίου, γι' αυτό ορισμένες φορές χρησιμοποιείται ο όρος **τυπική μάζα** αντί της σχετικής μοριακής μάζας ή τυπικό βάρος αντί του μοριακού βάρους.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΙΟΝΤΙΚΟΣ)



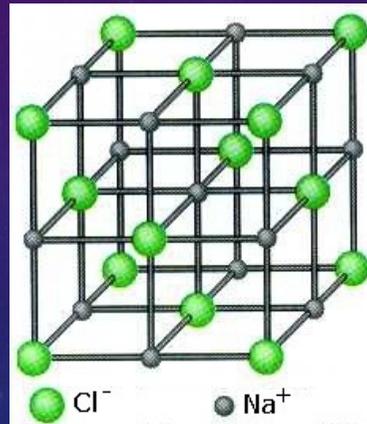
- Σχηματισμός κρυστάλλου  $\text{NaCl}$  από  $\text{Na}(s)$  και  $\text{Cl}_2(g)$ .
- Παρατηρήστε ότι τα ιόντα  $\text{Na}^+$ , που προκύπτουν με αποβολή ηλεκτρονίων, έχουν μικρότερο μέγεθος από τα άτομα  $\text{Na}$  (αργυρόχρωμες σφαίρες), ενώ τα ανιόντα  $\text{Cl}^-$  που προκύπτουν με πρόσληψη ηλεκτρονίων έχουν μεγαλύτερο μέγεθος από τα άτομα  $\text{Cl}$  (κιτρινοπράσινες σφαίρες).
- Επίσης μη ξεχνάτε ότι ο ιοντικός δεσμός οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια, όπως παραστατικά παρουσιάζεται στο σχήμα.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΙΟΝΤΙΚΟΣ)

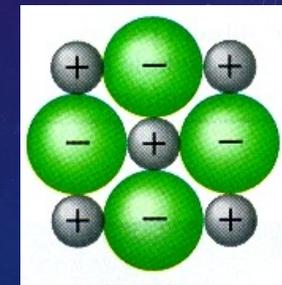


Κάθετος διατομή του κρυστάλλου (πρώτο στρώμα).

[www.nikimargariti.com](http://www.nikimargariti.com)



Απεικόνιση του κρυσταλλικού πλέγματος NaCl (αναπτυγμένη μορφή).



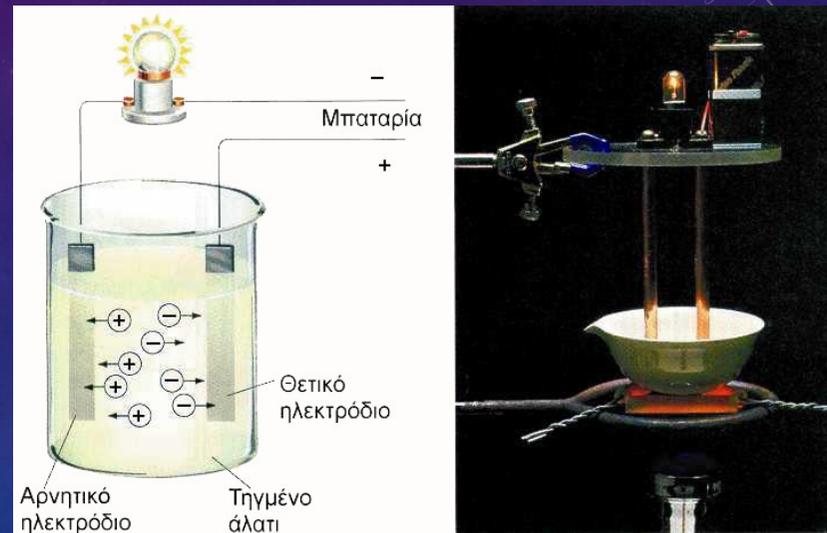
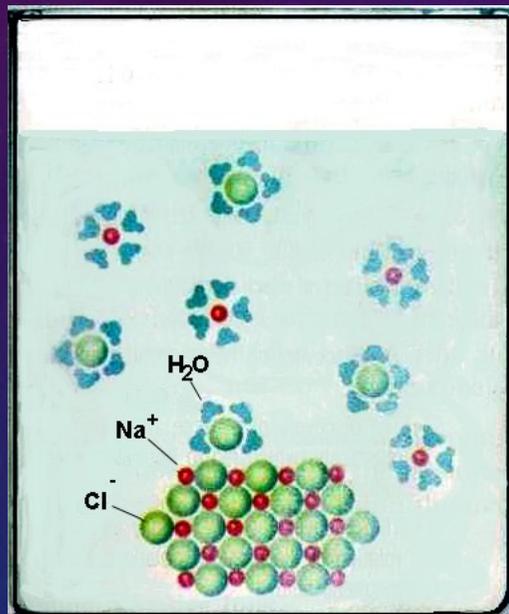
Κάθετος διατομή του κρυστάλλου (δεύτερο στρώμα).

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΙΟΝΤΙΚΟΣ)

- 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 κρύσταλλοι 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**.
  6. Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι **ευδιάλυτες στο νερό**.
- **7.** θεωρούμε ότι οι ετεροπολικές ενώσεις (π.χ. υδροξείδια μετάλλων και άλατα) **δίστανται** σε ιόντα.

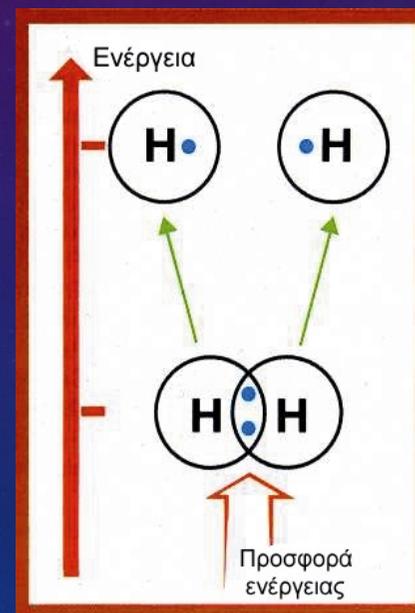
# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΙΟΝΤΙΚΟΣ)

Η διάλυση του  $\text{NaCl}(s)$  στο νερό προκαλεί διάσπαση στον κρύσταλλο, οπότε τα ιόντα κινούνται ελεύθερα (καλός αγωγός του ηλεκτρισμού)



# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ)

- 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.
- ομοιοπολικοί δεσμοί σχηματίζονται μόνο όταν το σύστημα οδηγείται σε χαμηλότερη ενεργειακή στάθμη, οπότε έχουμε σταθερότερη δομή.



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.

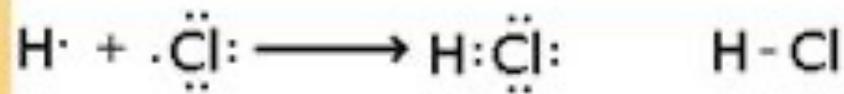
# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ)

- 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.



# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ)

- Με ανάλογο τρόπο μπορούμε να μελετήσουμε το σχηματισμό του μορίου του υδροχλωρίου (HCl) από ένα άτομο  ${}^1\text{H}$  και ένα άτομο  ${}^{17}\text{Cl}$ . 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.



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.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ)

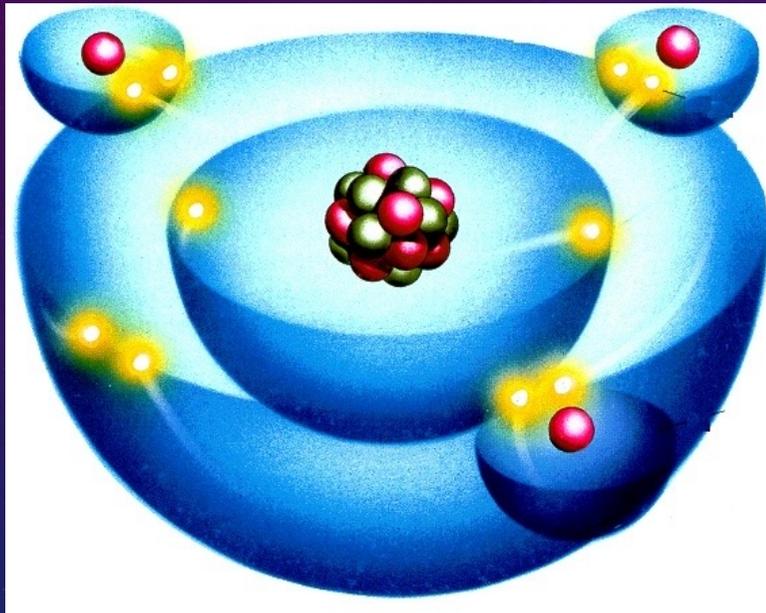
- Αν τα άτομα που σχηματίζουν τον ομοιοπολικό δεσμό είναι όμοια μεταξύ τους, όπως π.χ. στο μόριο του  $H_2$ , τότε το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού έλκεται εξ ίσου από τους πυρήνες των δύο ατόμων, οπότε έχουμε ομοιόμορφη κατανομή του κοινού ζεύγους των ηλεκτρονίων μεταξύ των δύο ατόμων.
- Στην περίπτωση αυτή έχουμε ένα **μη πολικό (μη πολωμένο) ομοιοπολικό δεσμό**.
- Οι καθαρά ομοιοπολικοί και καθαρά ιοντικοί δεσμοί είναι ακραίες περιπτώσεις.
- Οι περισσότεροι δεσμοί είναι ενδιάμεσου χαρακτήρα
- 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**.
- Η πόλωση ενός ομοιοπολικού δεσμού υποδηλώνει την ύπαρξη ιοντικού χαρακτήρα στον ομοιοπολικό δεσμό.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ)

- Ηλεκτραρνητικότητα στοιχείου ονομάζεται η τάση του ατόμου στοιχείου να έλκει ηλεκτρόνια, όταν αυτό συμμετέχει στο σχηματισμό πολυατομικών συγκροτημάτων.
- 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 ατομική ακτίνα μειώνεται και ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους αυξάνεται, τόσο η τιμή της ηλεκτραρνητικότητας αυξάνει.
- Είναι μάλιστα προφανές πως όσο μεγαλύτερη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ των ατόμων, τόσο πιο πολωμένος είναι ο ομοιοπολικός δεσμός.
- Ο πολικός ομοιοπολικός δεσμός (μέσο) αποτελεί μία ενδιάμεση κατάσταση μεταξύ του μη πολικού (αριστερά) και του ιοντικού δεσμού (δεξιά).

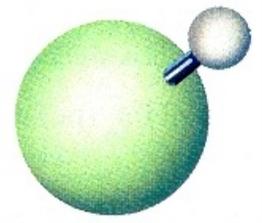
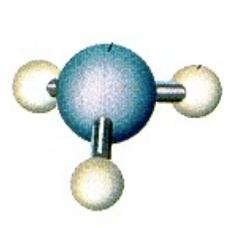
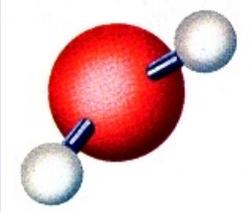
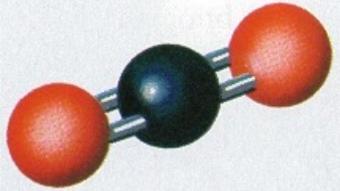


# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ)



- Σχηματική απεικόνιση της ομοιοπολικής ένωσης NH<sub>3</sub>

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ)

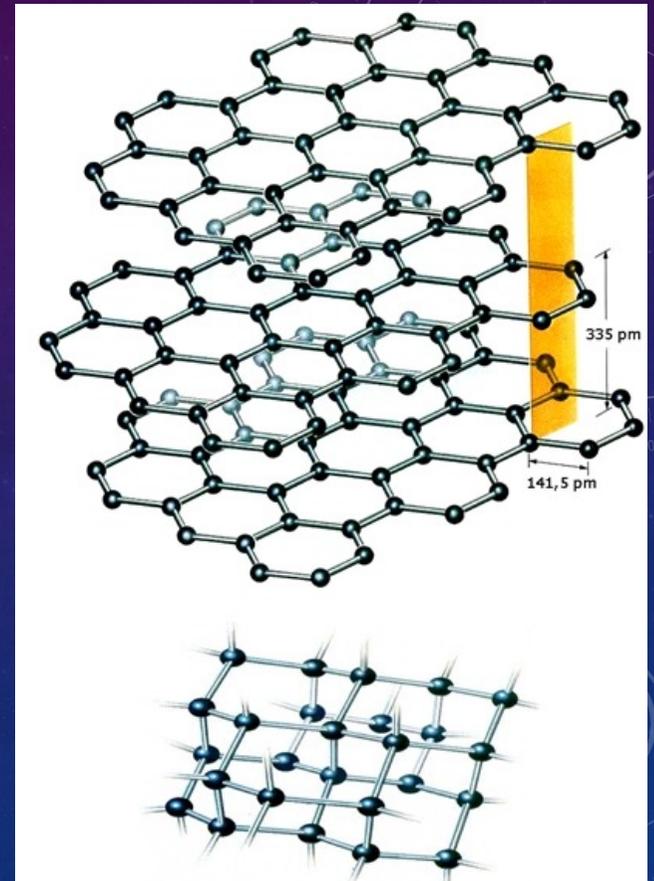
Χημικό μόριο ένωσης	μόριο HCl	μόριο NH <sub>3</sub>	μόριο H <sub>2</sub> O	μόριο CO <sub>2</sub>
Μοριακά μοντέλα ομοιοπολικών ενώσεων				

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ)

- **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.
- **4.** Οι ομοιοπολικές ενώσεις **ιοντίζονται**, δηλαδή, αντιδρούν με το νερό και σχηματίζονται ιόντα.

# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ)

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



# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΟΙ ΤΥΠΟΙ)

- Οι ηλεκτρονιακοί τύποι των μορίων μάς δείχνουν ότι και οι μοριακοί τύποι (από ποια άτομα και με ποια αναλογία συγκροτείται το μόριο), και επιπλέον την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους των ατόμων.
- 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.

	Ηλεκτρονιακοί τύποι
1	$\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \longrightarrow \text{H}:\text{H}$
2	$\text{H}\cdot + \cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot \longrightarrow \text{H}:\ddot{\text{Cl}}\cdot \quad \text{H}-\text{Cl}$
3	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot + 2\text{H}\cdot \longrightarrow \text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$
4	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot + 3\text{H}\cdot \longrightarrow \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$
5	$:\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}:$
6	$:\text{N}:::\text{N}:$

# Η ΓΛΩΣΣΑ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

- **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.
- **Χημικοί τύποι ενώσεων, το λεξιλόγιο της χημείας**
- Οι χημικοί τύποι αποτελούν τα σύμβολα των χημικών ενώσεων.
- 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.

# Η ΓΛΩΣΣΑ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

**ΠΙΝΑΚΑΣ 2.3: Ονοματολογία των κυριότερων μονοατομικών ιόντων**

Cl <sup>-</sup> χλωριούχο ή χλωρίδιο	O <sup>2-</sup> οξυγονούχο ή οξειδίο
Br <sup>-</sup> βρωμιούχο ή βρωμίδιο	S <sup>2-</sup> θειούχο ή σουλφίδιο
I <sup>-</sup> ιωδιούχο ή ιωδίδιο	N <sup>3-</sup> αζωτούχο ή νιτρίδιο
F <sup>-</sup> φθοριούχο ή φθορίδιο	P <sup>3-</sup> φωσφορούχο ή φωσφίδιο
H <sup>-</sup> υδρογονούχο ή υδρίδιο	

Ανάλογα πολυατομικά ιόντα με αυτά του Cl σχηματίζουν το Br, και το I, π.χ. BrO<sub>3</sub><sup>-</sup> βρωμικό ιόν.

**ΠΙΝΑΚΑΣ 2.4: Ονοματολογία των κυριότερων πολυατομικών ιόντων**

NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> νιτρικό	CN <sup>-</sup> κυάνιο (κυανίδιο)	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> όξινο ανθρακικό
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> ανθρακικό	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> υπερχλωρικό	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> όξινο φωσφορικό
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> θειικό	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup> χλωρικό	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> δισόξινο φωσφορικό
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> φωσφορικό	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> χλωριώδες	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> υπερμαγγανικό
OH <sup>-</sup> υδροξείδιο	ClO <sup>-</sup> υποχλωριώδες	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> διχρωμικό
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> αμμώνιο	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> όξινο θειικό	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> χρωμικό

# Η ΓΛΩΣΣΑ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

- 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.
  - 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.  $\text{SO}_3$ θείο τριοξείδιο
- **Παραδείγματα:**
  - $\text{K}_2\text{CO}_3$  ανθρακικό κάλιο
  - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  φωσφορικό ασβέστιο
  - $\text{NH}_4\text{ClO}_3$  χλωρικό αμμώνιο
  - $\text{H}_2\text{SO}_4$  θειικό οξύ
  - $\text{H}_3\text{PO}_4$  φωσφορικό οξύ

# Η ΓΛΩΣΣΑ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

- **α. Οι ενώσεις των μετάλλων** (ή του ιόντος  $\text{NH}_4^+$ ) με πολυατομικό ανιόν ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και το όνομα του μετάλλου(ή  $\text{NH}_4^+$ ) μετά.
- Επίσης, **οι ενώσεις του υδρογόνου** με πολυατομικά ανιόντα ονομάζονται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και τη λέξη «οξύ» μετά.

HF	υδροφθόριο
HCl	υδροχλώριο
HBr	υδροβρώμιο
HI	υδροϊώδιο
H <sub>2</sub> S	υδρόθειο
HCN	υδροκυάνιο.

Εξαιρέσεις

# Η ΓΛΩΣΣΑ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

- 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)  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3$  οξείδιο σιδήρου (III)

# Η ΓΛΩΣΣΑ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

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

KOH υδροξείδιο του καλίου,  
Al(OH)<sub>3</sub> 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  
CO<sub>2</sub> διοξείδιο του άνθρακα  
N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> πεντοξείδιο του αζώτου  
PCl<sub>5</sub> πενταχλωριούχος φωσφόρος

# Η ΓΛΩΣΣΑ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

## Εφαρμογή

Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από:

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

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

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

γ. 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.

# ΑΡΙΘΜΟΣ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ

- 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.

# ΑΡΙΘΜΟΣ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ

- 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 Η 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 Ο 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.

# ΑΡΙΘΜΟΣ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ

**ΠΙΝΑΚΑΣ 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		

# ΑΡΙΘΜΟΣ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ

- **Παράδειγμα 2.4**

Να υπολογισθούν οι αριθμοί οξείδωσης:

- α) του S στο θειικό οξύ ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )
- β) του P στο φωσφορικό ιόν ( $\text{PO}_4^{3-}$ )

- **Εφαρμογή**

Να υπολογίσετε τους αριθμούς οξείδωσης:

- α) του χρωμίου (Cr) στο διχρωμικό κάλιο ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) και
- β) του άνθρακα (C) στο ανθρακικό ιόν ( $\text{CO}_3^{2-}$ ).

- **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.

# ΜΟΡΙΑΚΟΣ ΤΥΠΟΣ ΑΝΟΡΓΑΝΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

- Η ανόργανη ένωση αποτελείται από δύο μέρη, που μπορεί να είναι άτομα ή ιόντα.
- Αν το πρώτο μέρος, π.χ. **A**, έχει θετικό αριθμό οξείδωσης **+χ**, ενώ το δεύτερο τμήμα **B** έχει αριθμό οξείδωσης **-ψ**, τότε ο μοριακός τύπος της ένωσης είναι:



- Να παρατηρήσουμε ότι:
  - α. αν κάποιος δείκτης είναι 1, τότε αυτός παραλείπεται.
  - β. αν ο λόγος  $\psi:\chi$  απλοποιείται, τότε προηγείται απλοποίηση πριν από τη γραφή του μοριακού τύπου.

# ΜΟΡΙΑΚΟΣ ΤΥΠΟΣ ΑΝΟΡΓΑΝΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

- **Παράδειγμα 2.5**

Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από:

- α)  $\text{Al}^{3+}$  και  $\text{SO}_4^{2-}$
- β)  $\text{Sn}^{4+}$  και  $\text{O}^{2-}$ .

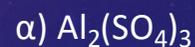
- **Εφαρμογή**

Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από:

- α)  $\text{Ca}^{2+}$  και  $\text{CO}_3^{2-}$
- β)  $\text{Fe}^{3+}$  και  $\text{S}^{2-}$ .

- **ΑΠΑΝΤΗΣΗ**

- 



- 



# ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

**A. Από το 2ο κεφάλαιο του σχολικού βιβλίου**

**Να λύσω τις ασκήσεις:**

17, 20, 22, 25, 27, 30, 31, 32, 34, 41, 43, 44, 46, 48, 50, 51, 52, 54,  
55, 58, 61, 62, 64

Φυσικά πρέπει να λυθούν όλες οι ασκήσεις  
του κεφαλαίου, οι παραπάνω όμως κατά  
προτεραιότητα!

# ΦΙΛΟΣΟΦΟΙ -ΕΡΕΥΝΗΤΕΣ

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

# ΑΤΟΜΙΚΑ ΠΡΟΤΥΠΑ

- Αδιαίρετο,
  - μία μικρή στερεή σφαίρα,
  - το πρότυπο του ηλεκτρονιακού νέφους,
  - πλανητικό πρότυπο,
  - το πρότυπο του «σταφιδόψωμου».
- **Εργασία –δραστηριότητα:**
  - Αντιστοιχήστε τα ατομικά πρότυπα εδώ με τους φιλοσόφους – Ερευνητές της προηγούμενης διαφάνειας και τοποθετήστε τα με σωστή χρονική σειρά.

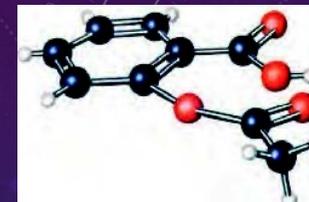
# ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ – (ΟΞΕΙΔΙΑ) - ΑΛΑΤΑ

- Τα οξέα, οι βάσεις και τα προϊόντα αντιδράσεως αυτών, τα άλατα, αποτελούν μεγάλες τάξεις χημικών ενώσεων με τεράστιο ενδιαφέρον.
- Οι τρεις τάξεις των ενώσεων αυτών είναι γνωστές **ως ηλεκτρολύτες**. Τα υδατικά διαλύματα των ηλεκτρολυτών άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.
- Στην περίπτωση των ηλεκτρολυτών φορείς ρεύματος είναι τα ιόντα. Αντίθετα, στους μεταλλικούς αγωγούς ο φορέας ρεύματος είναι τα ηλεκτρόνια.
- Τα **οξείδια** μπορούν να θεωρηθούν ως παράγωγα των οξέων και των βάσεων, καθώς πολλά από αυτά προκύπτουν με πλήρη αφυδάτωση οξέων (όξινα οξείδια) ή βάσεων (βασικά οξείδια).

- Η **θεωρία Arrhenius το 1887 (θεωρίας της ηλεκτρολυτικής διάστασης)**:
- **1.** Όταν ο ηλεκτρολύτης (οξύ, βάση, άλας) διαλυθεί στο νερό, αυτός διίσταται σε κατιόντα (θετικά ιόντα) και ανιόντα (αρνητικά ιόντα).
- **2.** Η διάσταση μπορεί να είναι πλήρης, ή μερική. Πλήρης αν διίσταται όλη η ποσότητα του ηλεκτρολύτη, και μερική, αν διίσταται μέρος αυτής.
- **3.** Η διάσταση είναι ανεξάρτητη από την ύπαρξη ηλεκτρικού πεδίου.
- **4.** Το συνολικό φορτίο των θετικών ιόντων είναι ίσο με το συνολικό φορτίο των αρνητικών ιόντων στο διάλυμα, ώστε **το διάλυμα που προκύπτει να είναι ηλεκτρικό ουδέτερο**.

# ΟΞΕΑ

Η ασπιρίνη είναι μία σχετικά πολύπλοκη μοριακή ένωση που συμπεριφέρεται ως οξύ, αφού κατά τη διάλυσή της στο νερό παρέχει  $H^+$ .



- **Οξέα** είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στον νερό δίνουν λόγω διάστασης  $H^+$ .
- έχουν το γενικό τύπο:  $H_xA$
- όπου,
- **A**: είναι αμέταλλο, π.χ. Cl, ή ομάδα ατόμων (ρίζα), π.χ.  $SO_4$ , και **x**: ο αριθμός οξείδωσης του A
- Τα περισσότερα οξέα είναι ασθενή, εκτός από τα: **HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub> (ισχυρά οξέα)!**
- Δηλαδή δίστανται (ιονίζονται) πλήρως κάτω από δεδομένες συνθήκες.

- Ανάλογα με το είδος του A, τα οξέα μπορούν να ταξινομηθούν σε δύο κατηγορίες:
- **α. Τα μη οξυγονούχα οξέα**, τα οποία ονομάζονται με την πρόταξη **υδρο-** στο όνομα του A .
- Τα υδατικά διαλύματα αυτών των οξέων ονομάζονται με το αρχικό **υδρο-** και ακολουθεί η κατάληξη **-ικό οξύ**. Έτσι, για παράδειγμα, το υδατικό διάλυμα του αερίου HCl, δηλαδή το HCl(aq), ονομάζεται υδροχλωρικό οξύ.
- **β. τα οξυγονούχα οξέα**, τα οποία ονομάζονται με το όνομα του A και τη λέξη οξύ.
- Με βάση τις οδηγίες της **IUPAC**, ένα οξύ της μορφής HA ονομάζεται: υδρογόνο και ακολουθεί η ονομασία του A **π.χ. HCl: υδρογόνο χλωρίδιο**

# ΟΞΕΑ

- α. Τα μη οξυγονούχα οξέα, π.χ.
  - HBr υδροβρώμιο
  - H<sub>2</sub>S υδρόθειο
  - HCN υδροκυάνιο
- β. τα οξυγονούχα οξέα, π.χ.
  - HNO<sub>3</sub> νιτρικό οξύ
  - HClO<sub>2</sub> χλωριώδες οξύ
  - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> θειικό οξύ

# ΟΞΕΑ

- Άλλη ταξινόμηση οξέων:
- **1.** Τα οξέα, ανάλογα με τον αριθμό των H<sup>+</sup> που αποδίδουν στα υδατικά τους διαλύματα, διακρίνονται:
  - **μονοπρωτικά** (ή **μονοβασικά**),
  - **διπρωτικά** (ή **διβασικά**) κλπ.
- Έτσι έχουμε:
- HCl: μονοπρωτικό οξύ
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: διπρωτικό οξύ
- H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>: τριπρωτικό οξύ
- **2.** Τα οξέα διακρίνονται επίσης σε
  - **ισχυρά**, τα οποία δεχόμαστε ότι διίστανται (ή καλύτερα ιοντίζονται) πλήρως σε ιόντα,
  - και **ασθενή**, που διίστανται μερικώς σε ιόντα. Στην τελευταία δηλαδή περίπτωση συνυπάρχουν στο διάλυμα αδιάστατα μόρια και ιόντα.
- Παρακάτω δίνονται χαρακτηριστικά παραδείγματα για κάθε περίπτωση:
- **HCl → H<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup> (ισχυρό οξύ)**
- **HCN ⇌ H<sup>+</sup> + CN<sup>-</sup> (ασθενές οξύ)**

# ΒΑΣΕΙΣ

- **Βάσεις** είναι οι ενώσεις που όταν διαλυθούν στον νερό δίνουν λόγω διάστασης  $\text{OH}^-$
- Οι βάσεις κατά Arrhenius έχουν κατά το πλείστον το γενικό τύπο:
- **$\text{M}(\text{OH})_x$**
- όπου,
- M: είναι μέταλλο, π.χ. Na, και x: ο αριθμός οξείδωσης του M.
- Οι βάσεις (υδροξείδια των μετάλλων) ονομάζονται με την πρόταξη της λέξης **υδροξείδιο**- στο όνομα του μετάλλου. Αν βέβαια το M έχει περισσότερους από έναν αριθμούς οξείδωσης, τότε στο τέλος της ονομασίας ακολουθεί ένας λατινικός αριθμός που δείχνει τον αριθμό οξείδωσης του M.
- **NaOH υδροξείδιο του νατρίου**
- **Ca(OH)<sub>2</sub> υδροξείδιο του ασβεστίου**
- **Fe(OH)<sub>2</sub> υδροξείδιο του σιδήρου (II)**
- Με βάση τις οδηγίες της **IUPAC**, οι βάσεις ονομάζονται:
- **KOH: κάλιο υδροξείδιο**  
**Fe(OH)<sub>3</sub>: σίδηρος (III) υδροξείδιο.**

# ΒΑΣΕΙΣ

- Να παρατηρήσουμε ότι η αμμωνία στα υδατικά της διαλύματα συμπεριφέρεται ως βάση, παρ' όλο που δεν περιέχει υδροξείδιο. Τα ιόντα του υδροξειδίου σχηματίζονται από την αντίδραση (ιοντισμός):
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
- Τα υδροξείδια των μετάλλων της IA και IIA ομάδας του περιοδικού πίνακα που είναι διαλυτά στο νερό είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες.
- Τα περισσότερα άλλα υδροξείδια είναι ασθενείς βάσεις, λόγω μικρής διαλυτότητας, παρόλο που το διαλυμένο μέρος του ηλεκτρολύτη δίσταται πλήρως.

# ΒΑΣΕΙΣ

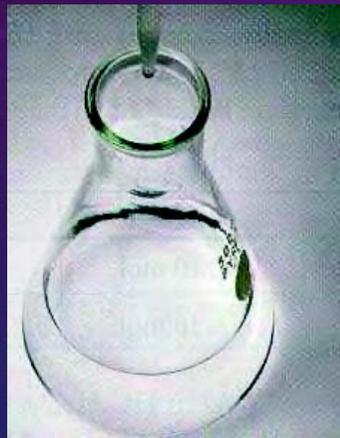
- **Ταξινόμηση βάσεων**

- **1.** Οι βάσεις, ανάλογα με τον αριθμό των  $\text{OH}^-$  που αποδίδουν στα υδατικά τους διαλύματα, διακρίνονται σε **μονοδροξυλικές** (ή μονόξινες), πολυδροξυλικές (ή πολυόξινες).
- Έτσι έχουμε:
- $\text{KOH}$ : μονόξινη βάση
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ : δισόξινη βάση
- **2.** Οι βάσεις διακρίνονται επίσης σε **ισχυρές**, όταν δίστανται πλήρως σε ιόντα, και **ασθενείς**, όταν δίστανται μερικώς σε ιόντα.
- **Ισχυρή βάση** :  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- **Ασθενής βάση**:  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
- Στην τελευταία περίπτωση (ασθενούς βάσης) προφανώς συνυπάρχουν στο διάλυμα αδιάστατα μόρια και ιόντα, γι αυτό και το διάλυμα παρουσιάζει σχετικά μικρή αγωγιμότητα.

## ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ (ΔΕΙΚΤΕΣ)

- **Οι δείκτες** είναι πολύπλοκες οργανικές ουσίες που αλλάζουν χρώμα ανάλογα με το περιβάλλον στο οποίο βρίσκονται (όξινο ή βασικό).
- Για παράδειγμα, **η φαινολοφθαλεΐνη** έχει ανοικτό κόκκινο χρώμα σε διάλυμα βάσης (π.χ. NaOH), το οποίο, όμως, με προσθήκη κατάλληλης ποσότητας οξέος χάνεται (αποχρωματισμός διαλύματος).
- Το **βάμμα του ηλιοτροπίου** από μπλε χρώμα σε βασικό περιβάλλον, γίνεται κόκκινο σε όξινο περιβάλλον.
- Στο εμπόριο κυκλοφορούν ειδικές στενές λωρίδες χαρτιού διαποτισμένες με διάφορους δείκτες (πεχαμετρικό χαρτί). Έτσι, ανάλογα με το χρώμα που θα πάρει το χαρτί, όταν προσθέσουμε σ' αυτό μία σταγόνα από το διάλυμα, καταλαβαίνουμε πόσο όξινο ή πόσο βασικό είναι το διάλυμα.

## ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ (ΔΕΙΚΤΕΣ)



Με προσθήκη οξέος σε διάλυμα βάσης η φαινολοφθαλεΐνη, που βρίσκεται στο διάλυμα, αποχρωματίζεται.



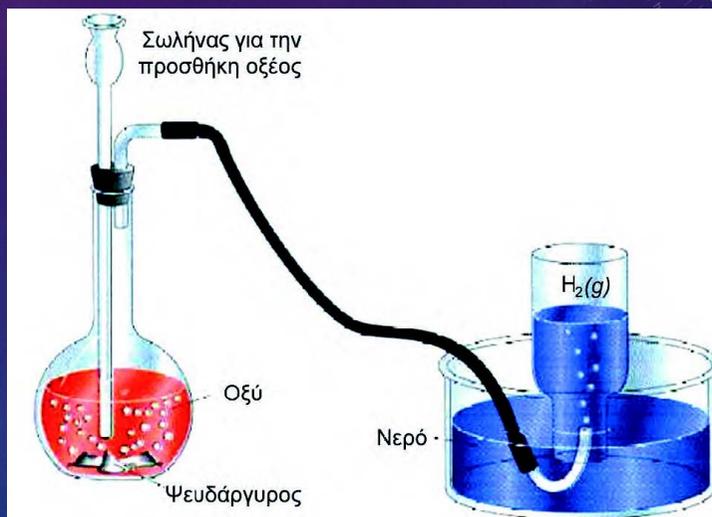
Με προσθήκη βάσης σε διάλυμα οξέος η φαινολοφθαλεΐνη που βρίσκεται στο διάλυμα χρωματίζεται κόκκινη.

# ΟΞΙΝΟΣ ΧΑΡΑΚΤΗΡΑΣ

- Τα οξέα παρουσιάζουν μία σειρά από κοινές ιδιότητες που ονομάζονται **όξιнос χαρακτήρας** ή **όξινες ιδιότητες** ή **όξινη αντίδραση**. Οι κοινές αυτές ιδιότητες οφείλονται στην παρουσία κατιόντων υδρογόνου ( $H^+$ ) σε υδατικά διαλύματά τους.
- Οι ιδιότητες αυτές είναι:
  - **α. Όξινη γεύση**
  - **β. Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών**
  - **γ. Αντιδρούν με μέταλλα**
  - **δ. Αντιδρούν με βάσεις**
  - **ε. Άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα και κατά την ηλεκτρόλυσή τους ελευθερώνεται υδρογόνο στην κάθοδο.**

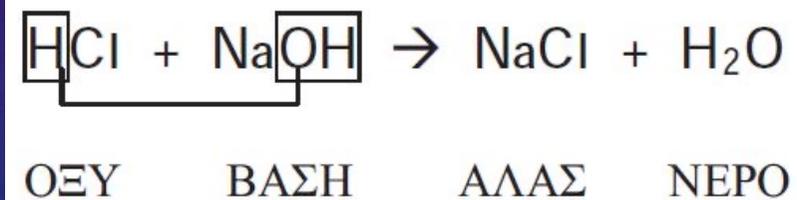
# ΟΞΙΝΟΣ ΧΑΡΑΚΤΗΡΑΣ (ΠΑΡΑΣΚΕΥΗ ΑΕΡΙΟΥ H<sub>2</sub>)

- Ορισμένα δραστικά μέταλλα αντιδρούν με διαλύματα οξέων ελευθερώνοντας αέριο υδρογόνο
- π.χ.  $Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$
- Η αντίδραση ενός δραστικού μετάλλου με οξύ μπορεί να χρησιμοποιηθεί για την εργαστηριακή παρασκευή του υδρογόνου.



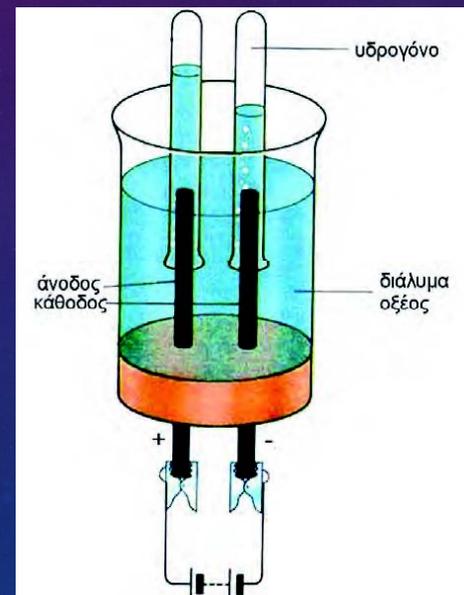
# ΟΞΙΝΟΣ ΧΑΡΑΚΤΗΡΑΣ (ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ)

- Η αντίδραση αυτή μεταξύ ενός οξέος και μιας βάσης προς σχηματισμό άλατος και νερού ονομάζεται **εξουδετέρωση**.
- Ουσιαστικά η εξουδετέρωση είναι η αντίδραση των  $H^+$  του οξέος και των  $OH^-$  της βάσης προς σχηματισμό νερού.



# ΟΞΙΝΟΣ ΧΑΡΑΚΤΗΡΑΣ (ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ)

- **Ηλεκτρόλυση**, γενικώς, είναι το σύνολο των χημικών αντιδράσεων που λαμβάνουν χώρα κατά τη διαβίβαση συνεχούς ρεύματος σε διαλύματα ηλεκτρολυτών.
- Πειραματικά έχει διαπιστωθεί ότι η διαβίβαση συνεχούς ρεύματος σε διάλυμα οξέος απελευθερώνει στην **κάθοδο (αρνητικό πόλο της πηγής) αέριο  $H_2$** .
- Η **αγωγιμότητα**, η ευκολία δηλαδή που περνά το ρεύμα, συσχετίζεται με την ισχύ του ηλεκτρολύτη.



Κατά την ηλεκτρόλυση υδατικού διαλύματος οξέος στην κάθοδο ελευθερώνεται  $H_2$

# ΒΑΣΙΚΟΣ ΧΑΡΑΚΤΗΡΑΣ

- Με ανάλογο τρόπο οι βάσεις παρουσιάζουν μία σειρά από κοινές ιδιότητες που ονομάζονται **βασικός ή αλκαλικός χαρακτήρας ή βασική αντίδραση**.
- Οι κοινές αυτές ιδιότητες των βάσεων, που οφείλονται στην παρουσία του ανιόντος υδροξειδίου ( $\text{OH}^-$ ), είναι:
  - **α. Αφή σαπυνοειδής και καυστική γεύση**
  - **β. Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών**
  - Π.χ. η φαινολοφθαλεΐνη σε διάλυμα οξέος είναι άχρωμη, ενώ με προσθήκη κατάλληλης ποσότητας βάσης αποκτά ανοικτό κόκκινο χρώμα (το διάλυμα χρωματίζεται).
  - **γ. Εξουδετερώνουν τα οξέα**
  - **δ. Άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα τόσο τα τήγματα βάσεων όσο και τα υδατικά τους διαλύματα.**
- Κατά την ηλεκτρόλυση υδατικού διαλύματος βάσης απελευθερώνεται στην άνοδο (θετικός πόλος πηγής) αέριο  $\text{O}_2$ .

# PUISSANSE HYDROGENE (ΔΥΝΑΜΗ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ) [pH]

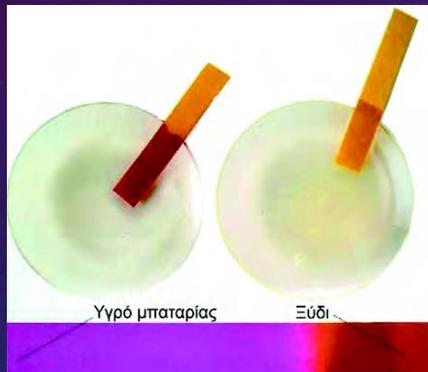
- **Το pH (πε -χα)**
- Σε κάθε υδατικό διάλυμα οξέος ή βάσης υπάρχουν κατιόντα υδρογόνου ( $H^+$ ) και ανιόντα υδροξειδίου ( $OH^-$ ). Οι ποσότητες αυτές των ιόντων καθορίζουν το πόσο όξινο ή βασικό είναι το διάλυμα.
- Έτσι, αν το πλήθος των  $H^+$  είναι μεγαλύτερο από αυτό των  $OH^-$ , τότε το διάλυμα χαρακτηρίζεται **όξινο**.
- Αντίθετα, αν το πλήθος των  $H^+$  είναι μικρότερο από των  $OH^-$ , τότε το διάλυμα χαρακτηρίζεται **βασικό**.
- Τέλος, αν το πλήθος των  $H^+$  είναι περίπου ίδιο με αυτό των  $OH^-$ , τότε έχουμε **ουδέτερο διάλυμα**.



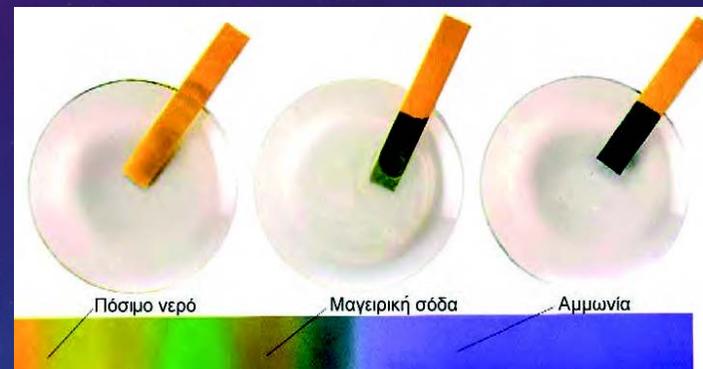
# PUISSANSE HYDROGENE (ΔΥΝΑΜΗ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ)

- Το pH ενός διαλύματος μπορεί να προσδιοριστεί κατά προσέγγιση με τη βοήθεια των δεικτών.
- Ιδιαίτερα εύχρηστος είναι ο λεγόμενος **παγκόσμιος δείκτης (universal)**, ο οποίος κυκλοφορεί στο εμπόριο συνήθως σε μορφή στενών λωρίδων χαρτιού διαποτισμένων με το δείκτη.
- Ο δείκτης αυτός για κάθε τιμή του pH από 0 ως 14 παίρνει διαφορετικό χρώμα και μάλιστα με τη σειρά που έχουν τα χρώματα στο φάσμα του λευκού φωτός (ουράνιο τόξο)
- Η ακριβής, όμως, μέτρηση του pH διαλύματος γίνεται με ένα όργανο που λέγεται **πεχάμετρο** και που είναι ίσως το «δημοφιλέστερο» και σίγουρα το πιο απαραίτητο όργανο κάθε χημικού εργαστηρίου.

# ΠΙΣΣΑΝΣΗ ΗΥΔΡΟΓΕΝΕ (ΔΥΝΑΜΗ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ).

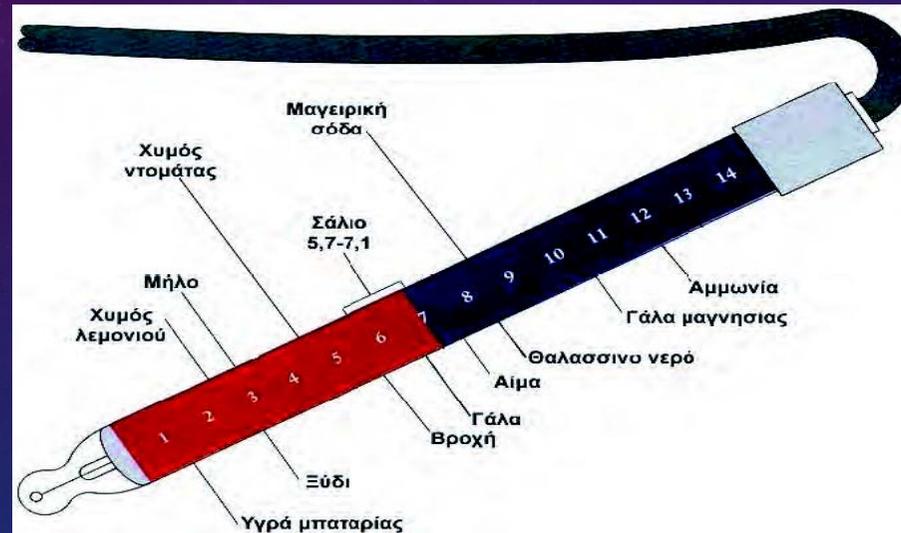


pH = 1, pH = 4



pH = 7, pH = 9, pH = 11,

# PUISSANSE HYDROGENE (ΔΥΝΑΜΗ ΥΔΡΟΓΟΝΟΥ)



Ο προσδιορισμός του pH με πεχάμετρο μπορεί να γίνει με μεγάλη ακρίβεια.

# ΟΞΕΙΔΙΑ

- Οξείδια ονομάζονται οι ενώσεις των στοιχείων με το οξυγόνο.
- Τα περισσότερα οξείδια έχουν το γενικό τύπο:  $\Sigma_2\text{O}_x$
- Όπου,  $x$  είναι ο αριθμός οξείδωσης του στοιχείου  $\Sigma$ .
- Τα οξείδια των μετάλλων ονομάζονται με τη λέξη **οξείδιο** και ακολουθεί το όνομα του στοιχείου.
- Όταν ένα στοιχείο (συνήθως αμέταλλο) σχηματίζει περισσότερα οξείδια, τότε αυτά διακρίνονται με πρόταξη στο όνομά τους των αριθμητικών μονο-, δι-, τρι- κλπ.
- Με βάση τις οδηγίες της IUPAC τα οξείδια ονομάζονται:  
N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>: διάζωτο πεντοξείδιο  
SO<sub>2</sub>: θείο διοξείδιο

# ΟΞΕΙΔΙΑ

- Οξειδία μετάλλων:

- $\text{CaO}$ : οξείδιο του ασβεστίου
- $\text{Al}_2\text{O}_3$ : οξείδιο του αργιλίου
- $\text{Cu}_2\text{O}$ : οξείδιο του χαλκού (I)
- $\text{Na}_2\text{O}$ : οξείδιο του νατρίου

- Οξειδία αμέταλλων

- $\text{CO}$ : μονοξείδιο του άνθρακα
- $\text{CO}_2$ : διοξείδιο του άνθρακα
- $\text{N}_2\text{O}_3$ : τριοξείδιο του αζώτου
- $\text{SO}_3$ : τριοξείδιο του θείου

# ΟΞΕΙΔΙΑ

- **1. Όξινα οξείδια (ανυδρίτες οξέων):**
- Τα όξινα οξείδια είναι κατά το πλείστον οξείδια αμετάλλων.
- Προκύπτουν (θεωρητικά) απ' τα αντίστοιχα οξυγονούχα οξέα με αφαίρεση, με τη μορφή νερού, όλων των ατόμων υδρογόνου που περιέχουν.
- Έτσι, για να βρούμε τον ανυδρίτη του θειικού οξέος ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) αφαιρούμε ένα μόριο  $\text{H}_2\text{O}$  από ένα μόριο  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , οπότε, προκύπτει  $\text{SO}_3$ .
- Δηλαδή,  $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_3$
- Ομοίως, για να βρούμε τον ανυδρίτη του  $\text{HNO}_3$ , αφαιρούμε από δύο μόρια  $\text{HNO}_3$  ένα μόριο νερού, οπότε προκύπτει  $\text{N}_2\text{O}_5$ .
- Δηλαδή,  $2\text{HNO}_3 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$
- Η χημική συμπεριφορά των όξινων οξειδίων είναι ανάλογη των αντίστοιχων οξέων τους.

# ΟΞΕΙΔΙΑ

- **2. Βασικά οξείδια (ανυδρίτες βάσεων):**
- Τα οξείδια αυτά είναι συνήθως **οξείδια μετάλλων**.
- Τα βασικά οξείδια προκύπτουν (θεωρητικά) από τις αντίστοιχες βάσεις με αφαίρεση, με τη μορφή νερού όλων των ατόμων υδρογόνου που περιέχουν.
- Με τη λογική αυτή βρίσκουμε τους ανυδρίτες των βάσεων  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{NaOH}$  και  $\text{Fe(OH)}_3$  :
- **$\text{Ca(OH)}_2 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaO}$**
- **$2\text{NaOH} - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$**
- **$\text{Fe(OH)}_3 - 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$**
- Η χημική συμπεριφορά των βασικών οξειδίων είναι **ανάλογη των αντίστοιχων βάσεων τους**.

# ΟΞΕΙΔΙΑ

- Ένας άλλος τρόπος καθορισμού του ανυδρίτη ενός οξέος είναι ο ακόλουθος:
- Έστω για παράδειγμα ότι θέλουμε να βρούμε τον ανυδρίτη του  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
- Κατ' αρχάς βρίσκουμε τον αριθμό οξείδωσης του P στο οξύ:
- $3(+1) + x + 4(-2) = 0$  ή  $x = +5$ .
- Τον ίδιο αριθμό οξείδωσης θα έχει ο P και στο οξείδιό του.
- Συνεπώς, το οξείδιο θα έχει τον μοριακό τύπο:  $\text{P}_2\text{O}_5$ .
- Ένας πιο εύκολος τρόπος για τον καθορισμό του ανυδρίτη μιας βάσης στηρίζεται στην παρατήρηση,
- ότι τόσο ο ανυδρίτης όσο και η βάση περιέχουν το μέταλλο με τον ίδιο αριθμό οξείδωσης.
- Κατόπιν τούτου, ο ανυδρίτης του  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  είναι το  $\text{MgO}$ ,
- αφού το Mg και στις δύο ενώσεις έχει αριθμό οξείδωσης +2.
- Άλλα χαρακτηριστικά βασικά οξείδια:
- $\text{Na}_2\text{O}$ , το  $\text{CaO}$ , το  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

# ΟΞΕΙΔΙΑ

- **3. Επαμφοτερίζοντα**
- Επαμφοτερίζον είναι το οξείδιο εκείνο που **άλλοτε συμπεριφέρεται ως οξύ και άλλοτε ως βάση.**
- Αυτή του η συμπεριφορά καθορίζεται από τη φύση της ουσίας με την οποία αντιδρά.
- Έτσι, το  **$\text{Al}_2\text{O}_3$**  κατά την αντίδραση με ένα οξύ συμπεριφέρεται ως βάση,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,
- ενώ κατά την αντίδρασή του με μία βάση, συμπεριφέρεται ως οξύ,  $\text{H}_3\text{AlO}_3$ , (αργιλικό οξύ).
- Χαρακτηριστικά παραδείγματα επαμφοτεριζόντων οξειδίων:  **$\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{SnO}$ .**

# ΑΛΑΤΑ

- Τα οξέα και οι βάσεις, που περιγράψαμε στην προηγούμενη ενότητα, δεν απαντούν συνήθως ελεύθερα στη φύση. Πρώτες ύλες για την παρασκευή αυτών αποτελούν κυρίως τα άλατα τους, που βρίσκονται στη φύση υπό μορφή ορυκτών ή διαλυμένα στο νερό.
- Τα άλατα είναι ιοντικές ενώσεις που περιέχουν κατιόν Μ (μέταλλο ή θετικό πολυατομικό ιόν, π.χ.  $\text{NH}_4^+$ ) και ανιόν Α (αμέταλλο εκτός Ο ή αρνητικό πολυατομικό ιόν π.χ.  $\text{CO}_3^{2-}$ ).
- Έτσι, ο γενικός τύπος των αλάτων είναι:



- Όπου,  $\chi$  και  $\psi$  δείχνουν την αναλογία ανιόντων και κατιόντων στην ιοντική ένωση.
- Υπάρχουν και πιο σύνθετα άλατα, όπως είναι τα διπλά, τα μικτά, τα ένυδρα και τα σύμπλοκα.
- $\text{KNaCO}_3$ : μικτό άλας,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ : ένυδρο άλας,  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ : σύμπλοκο άλας

# ΑΛΑΤΑ

- **Χαρακτηριστικές ιδιότητες των αλάτων:**
- Τα άλατα, όπως ήδη έχουμε αναφέρει, μπορούν να προκύψουν από την εξουδετέρωση οξέων με βάσεις ή με αντιδράσεις δραστικών μετάλλων με οξέα.
- Τα άλατα, ως ιοντικές ενώσεις, δίστανται πλήρως, είναι δηλαδή ισχυροί ηλεκτρολύτες.
- Για το λόγο αυτό τα υδατικά διαλύματα καθώς και τα τήγματα\* τους, είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος.
- Γενικώς, τα άλατα έχουν υψηλά σημεία τήξης και πολλά απ' αυτά είναι ευδιάλυτα στο νερό.
- \* Τήγμα: λιωμένο

# ΑΛΑΤΑ

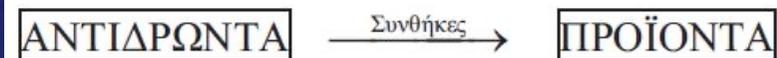
- **α. μη οξυγονούχα άλατα** (το ανιόν τους δεν περιέχει οξυγόνο).
- Τα άλατα αυτά ονομάζονται με πρώτη λέξη το όνομα του ανιόντος με την κατάληξη **-ούχος** και δεύτερη λέξη το όνομα του μετάλλου ή το αμμώνιο.
- Π.χ.,
- NaCl: χλωριούχο νάτριο
- FeS: θειούχος σίδηρος (II)
- FeCl<sub>3</sub>: χλωριούχος σίδηρος (III) ή τριχλωριούχος σίδηρος
- KCN: κυανιούχο κάλιο
- NH<sub>4</sub>I: ιωδιούχο αμμώνιο
- **β. οξυγονούχα άλατα** (το ανιόν τους περιέχει οξυγόνο). Τα άλατα αυτά ονομάζονται με πρώτη λέξη το όνομα του ανιόντος και δεύτερη λέξη το όνομα του μετάλλου ή το αμμώνιο.
- Π.χ.,
- Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>: φωσφορικό ασβέστιο
- ZnCO<sub>3</sub>: ανθρακικός ψευδάργυρος
- KHSO<sub>4</sub>: όξινο θειικό κάλιο
- Ba(ClO)<sub>2</sub>: χλωριώδες βάριο
- Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>: νιτρικό αργίλιο

# ΑΛΑΤΑ

- Με βάση τις οδηγίες της IUPAC, τα άλατα ονομάζονται:
- $ZnS$ : ψευδάργυρος σουλφίδιο
- $FeBr_2$ : σίδηρος (II) βρωμίδιο
- $NaCN$ : νάτριο κυανίδιο
- $NaClO_3$ : νάτριο χλωρικό
- $Fe_2(SO_4)_3$ : σίδηρος (III) θειικός
- $NaH_2PO_4$ : νάτριο διυδρογόνο φωσφορικό
- Ορισμένες «κοινές» ονομασίες αλάτων είναι:
- $NaHCO_3$ : σόδα
- $CaCO_3$ : ασβεστόλιθος
- $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ : γύψος
- $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ : γαλαζόπετρα

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- Χημικά φαινόμενα (αντιδράσεις) ονομάζονται οι μεταβολές κατά τις οποίες από ορισμένες αρχικές ουσίες (αντιδρώντα) δημιουργούνται νέες (προϊόντα) με διαφορετικές ιδιότητες.
- Κάθε **χημική αντίδραση** συμβολίζεται με μία **χημική εξίσωση**.
- Στη χημική αυτή εξίσωση διακρίνουμε δύο μέλη, που συνδέονται μεταξύ τους με ένα βέλος ( $\rightarrow$ ).
- Στο πρώτο μέλος γράφουμε τα σώματα που έχουμε αρχικά, πριν ξεκινήσει η αντίδραση, που ονομάζονται **αντιδρώντα**, ενώ στο δεύτερο μέλος γράφουμε τα σώματα που σχηματίζονται κατά την αντίδραση και ονομάζονται **προϊόντα**.



# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- Σε κάθε χημική αντίδραση η μάζα των αντιδρώντων είναι ίση με τη μάζα των προϊόντων.
- **Antoine Lavoisier** (1743-1794) ο νόμος διατήρησης της μάζας.
- μία χημική εξίσωση περιλαμβάνει:
  - τα αντιδρώντα και τα προϊόντα
  - τους κατάλληλους συντελεστές, ώστε τα άτομα κάθε στοιχείου να είναι ισάριθμα στα δύο μέλη της χημικής εξίσωσης.
- Μπορεί να αναγράφεται και η φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και προϊόντων.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Σύμβολα:

(s) → στερεό

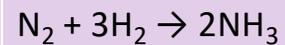
(l) → υγρό

(g) → αέριο

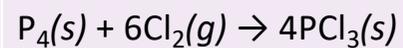
(aq) → υδατικό διάλυμα

Χημικές αντιδράσεις

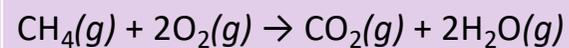
1



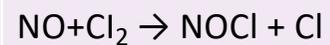
2



3



4



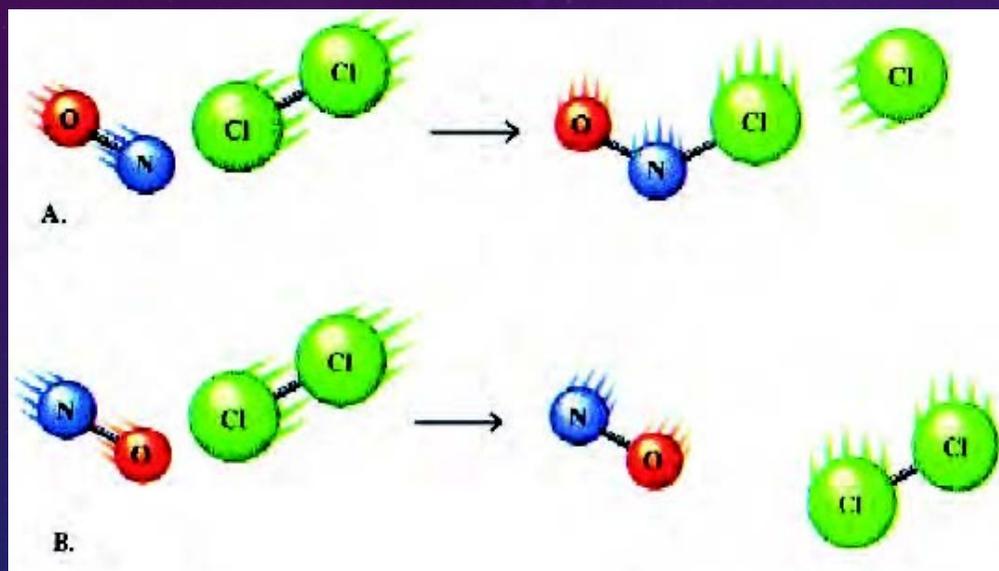
# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- Χαρακτηριστικά των χημικών αντιδράσεων:
- α. Πότε πραγματοποιείται μία χημική αντίδραση;
- β. Πόσο γρήγορα γίνεται μία χημική αντίδραση; (Ταχύτητα της αντίδρασης)
- γ. Ενεργειακές μεταβολές που συνοδεύουν τη χημική αντίδραση
- δ. Πόσο αποτελεσματική είναι μία αντίδραση; (Απόδοση αντίδρασης)

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **α. Πότε πραγματοποιείται μία χημική αντίδραση;**
- Για να πραγματοποιηθεί μία χημική αντίδραση θα πρέπει, σύμφωνα με τη *θεωρία των συγκρούσεων*, τα μόρια (ή γενικότερα οι δομικές μονάδες της ύλης) των αντιδρώντων να συγκρουστούν και μάλιστα να *συγκρουστούν κατάλληλα*.
- Με τον όρο «να συγκρουστούν κατάλληλα» εννοούμε ότι πρέπει να έχουν την κατάλληλη ταχύτητα και ένα ορισμένο προσανατολισμό.
- Αποτέλεσμα αυτής της σύγκρουσης είναι ότι «σπάνε» οι αρχικοί δεσμοί (των αντιδρώντων) και δημιουργούνται νέοι (των προϊόντων).
- Έχει εκτιμηθεί ότι μόνο ένα πολύ μικρό ποσοστό των συγκρούσεων των αντιδρώντων είναι *αποτελεσματικές*.
- Αποτελεσματικές είναι οι συγκρούσεις που οδηγούν στην αντίδραση.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Για να γίνει η αντίδραση:



θα πρέπει τα αντιδρώντα μόρια να έχουν το σωστό προσανατολισμό και την κατάλληλη ταχύτητα (ενέργεια).

A: αποτελεσματική σύγκρουση

B: μη αποτελεσματική σύγκρουση.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **β. Πόσο γρήγορα γίνεται μία χημική αντίδραση; (Ταχύτητα της αντίδρασης):**
- *Ταχύτητα μιας αντίδρασης ορίζεται η μεταβολή της συγκέντρωσης ενός από τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα, στη μονάδα του χρόνου. Η συγκέντρωση εκφράζει το πλήθος των μορίων ανά μονάδα όγκου.*
- Η ταχύτητα μιας αντίδρασης μπορεί να αυξηθεί:
- **1.** Με αύξηση της ποσότητας (συγκέντρωσης) των αντιδρώντων.
- **2.** Με αύξηση της θερμοκρασίας.
- **3.** Με την παρουσία *καταλυτών*. Ο καταλύτης αυξάνει την ταχύτητα της αντίδρασης, χωρίς να καταναλώνεται. Οι αντιδράσεις στους ζωντανούς οργανισμούς καταλύονται από τα *ένζυμα* ή *βιοκαταλύτες*.
- **4.** Με την αύξηση της *επιφάνειας επαφής των στερεών σωμάτων* που μετέχουν στην αντίδραση.
  - Π.χ. ο άνθρακας σε μεγάλα κομμάτια καίγεται αργά, ενώ σε μορφή σκόνης σχεδόν ακαριαία.
- Προφανώς ο ρυθμός των ενεργών συγκρούσεων καθορίζει την ταχύτητα μιας αντίδρασης.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **γ. Ενεργειακές μεταβολές που συνοδεύουν τη χημική αντίδραση:**
- **Ισχύει ότι για να «σπάσει» ένας δεσμός, χρειάζεται ενέργεια, ενώ όταν δημιουργείται εκλύεται.**
- Αυτό το «πάρε - δώσε» ενέργειας κρίνει τελικά κατά πόσο η αντίδραση συνολικά ελευθερώνει ή απορροφά ενέργεια σε μορφή θερμότητας.
- **Εξώθερμη** ονομάζεται μία χημική αντίδραση που ελευθερώνει (εκλύει) θερμότητα στο περιβάλλον.
- $C + O_2 \rightarrow CO_2 + 394kJ$
- **Ενδόθερμη** είναι η αντίδραση που απορροφά θερμότητα από το περιβάλλον.
- $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2 - 178kJ$
- Γενικώς στις χημικές μεταβολές (αντιδράσεις) τα άτομα διατηρούνται, ενώ ανακατανέμονται.
- Δηλαδή, οι αρχικοί δεσμοί «σπάζουν» και δημιουργούνται καινούργιοι σχηματίζοντας έτσι τα προϊόντα της αντίδρασης.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **δ. Πόσο αποτελεσματική είναι μία αντίδραση; (Απόδοση αντίδρασης):**
- *Η απόδοση μιας αντίδρασης καθορίζει τη σχέση μεταξύ της ποσότητας ενός προϊόντος που παίρνουμε πρακτικά και της ποσότητας που θα παίρναμε θεωρητικά, αν η αντίδραση ήταν πλήρης (μονόδρομη).*
- Για να αυξήσουμε την απόδοση μιας αντίδρασης δρούμε μεταβάλλοντας:
- **1.** την ποσότητα (συγκέντρωση) των αντιδρώντων ή των προϊόντων
- **2.** τη θερμοκρασία
- **3.** την πίεση, εφ' όσον στην αντίδραση μετέχουν αέρια.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **Μερικά είδη χημικών αντιδράσεων**
- Οι χημικές αντιδράσεις μπορούν να ταξινομηθούν σε δύο μεγάλες κατηγορίες:
- **Τις οξειδοαναγωγικές.** Στις αντιδράσεις αυτές ο αριθμός οξείδωσης ορισμένων από τα στοιχεία που συμμετέχουν μεταβάλλεται.
- **Τις μεταθετικές:** Στις αντιδράσεις αυτές οι αριθμοί οξείδωσης όλων των στοιχείων που μετέχουν στην αντίδραση παραμένουν σταθεροί.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **A. ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ:**

- **1. Αντιδράσεις σύνθεσης:** Κατά τις αντιδράσεις αυτές αντιδρούν δύο ή περισσότερα στοιχεία για να σχηματίσουν μία χημική ένωση.
- **2. Αντιδράσεις αποσύνθεσης και διάσπασης:** Κατά τις αντιδράσεις αυτές μία χημική ένωση διασπάται στα στοιχεία της (αποσύνθεση) ή σε δύο ή περισσότερες απλούστερες χημικές ουσίες (διάσπαση).
- **3. Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης:** Κατά τις αντιδράσεις αυτές ένα στοιχείο που βρίσκεται σε ελεύθερη κατάσταση αντικαθιστά ένα άλλο στοιχείο που βρίσκεται σε μία ένωσή του.
- Απαραίτητη προϋπόθεση για να γίνει η αντίδραση απλής αντικατάστασης είναι το M να είναι δραστικότερο του M' και το A δραστικότερο του A'.
- Το M **δραστικότερο** του M σημαίνει ότι το M δημιουργεί πιο «εύκολα» χημική ένωση με το X απ' ότι το M'.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης:**
- ένα μέταλλο M αντικαθιστά ένα άλλο μέταλλο M' ή το υδρογόνο, σύμφωνα με το γενικό σχήμα:
- $M + M'X \rightarrow MX + M'$  [Το M **δραστικότερο** του M].
- ένα αμέταλλο A αντικαθιστά ένα άλλο αμέταλλο A', σύμφωνα με το γενικό σχήμα:
- $A + \Psi A' \rightarrow \Psi A + A'$  [το A **δραστικότερο** του A'].

## ΣΕΙΡΑ ΔΡΑΣΤΙΚΟΤΗΤΑΣ ΟΡΙΣΜΕΝΩΝ ΜΕΤΑΛΛΩΝ ΚΑΙ ΑΜΕΤΑΛΛΩΝ

ΜΕΤΑΛΛΑ:

K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Αύξηση δραστηριότητας



ΑΜΕΤΑΛΛΑ:

F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, S

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **3. Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης:**
- **α) Μέταλλο + άλας → άλας + μέταλλο**
- **β) Μέταλλο + οξύ → άλας + H<sub>2</sub> [↑ : αέρια ουσία]**
- Στις αντιδράσεις αυτές το μέταλλο εμφανίζεται στα προϊόντα με το μικρότερο αριθμό οξείδωσης. Εξαιρείται ο χαλκός που δίνει ενώσεις του Cu<sup>2+</sup>.
- Επίσης, τα πυκνά διαλύματα θεικού οξέος κατά τις αντιδράσεις τους με μέταλλα δίνουν πολύπλοκες οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις (και όχι αντιδράσεις απλής αντικατάστασης).
- Το ίδιο ισχύει και για τα διαλύματα πυκνού και αραιού νιτρικού οξέος.
- **γ) Μέταλλο + νερό →.....+ H<sub>2</sub> [↑ : αέρια ουσία]**
- Τα πιο δραστικά μέταλλα K, Ba, Ca, Na αντιδρούν με το νερό και δίνουν την αντίστοιχη βάση (υδροξείδιο του μετάλλου) και H<sub>2</sub>.
- Τα υπόλοιπα πιο δραστικά από το υδρογόνο μέταλλα αντιδρούν με υδρατμούς σε υψηλή θερμοκρασία και δίνουν οξείδιο του μετάλλου και υδρογόνο.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

A/A	Οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις	Είδος αντίδρασης
1	$\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) \rightarrow 2\text{NH}_3(g)$	σύνθεσης
2	$\text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{HCl}(g)$	σύνθεσης
3	$2\text{K}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{KCl}(s)$	σύνθεσης
4	$\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$	σύνθεσης
5	$2\text{HgO}(s) \rightarrow 2\text{Hg}(l) + \text{O}_2(g)$	αποσύνθεσης και διάσπασης
6	$\text{CaCO}_3(s) \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$	αποσύνθεσης και διάσπασης
7	$2\text{KClO}_3(s) \rightarrow 2\text{KCl}(s) + 3\text{O}_2(g)$	αποσύνθεσης και διάσπασης
8	$\text{Zn}(s) + \text{CuSO}_4(aq) \rightarrow \text{ZnSO}_4(aq) + \text{Cu}(s)$	απλής αντικατάστασης (Μέταλλο + άλας $\rightarrow$ άλας + μέταλλο)
9	$2\text{Na}(s) + \text{FeCl}_2(aq) \rightarrow 2\text{NaCl}(aq) + \text{Fe}(s)$	απλής αντικατάστασης (Μέταλλο + άλας $\rightarrow$ άλας + μέταλλο)
10	$2\text{Al}(s) + 6\text{HCl}(aq) \rightarrow 2\text{AlCl}_3(aq) + 3\text{H}_2(g)$	Μέταλλο + οξύ $\rightarrow$ άλας + $\text{H}_2$
11	$\text{Fe}(s) + 2\text{HBr}(aq) \rightarrow \text{FeBr}_2(aq) + \text{H}_2(g)$	Μέταλλο + οξύ $\rightarrow$ άλας + $\text{H}_2$
12	$2\text{Na}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2(g)$	Μέταλλο + νερό $\rightarrow$ .....+ $\text{H}_2$
13	$\text{Mg}(s) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{MgO}(s) + \text{H}_2(g)$	Μέταλλο + νερό $\rightarrow$ .....+ $\text{H}_2$

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

## • Εφαρμογή 1

- Να γραφούν οι χημικές εξισώσεις των επόμενων αντιδράσεων:
- α) αργίλιο και θείο δίνουν θειούχο αργίλιο,
- β) αργίλιο και οξυγόνο δίνουν οξείδιο του αργιλίου,
- γ) σίδηρος και χλώριο δίνουν χλωριούχο σίδηρο (III),
- δ) κασσίτερος και οξυγόνο δίνουν οξείδιο του κασσίτερου (II).

## • Εφαρμογή 2

- Να γραφούν οι χημικές εξισώσεις των επόμενων αντιδράσεων:
- α. οξείδιο του χαλκού (II) διασπάται σε χαλκό και οξυγόνο,
- β. βρωμιούχος άργυρος διασπάται σε άργυρο και βρώμιο.

## • Εφαρμογή 3

- Να γραφούν οι χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων (εφόσον αυτές γίνονται):
- 1. ψευδάργυρος + υδροβρώμιο  $\rightarrow \dots$ ,
- 2. ιώδιο + φθοριούχο νάτριο  $\rightarrow \dots$ ,
- 3. νάτριο + χλωριούχο αργίλιο  $\rightarrow \dots$ ,
- 4. χαλκός + νιτρικός άργυρος  $\rightarrow \dots$ ,
- 5. άργυρος + υδροχλώριο  $\rightarrow \dots$ ,
- 6. κάλιο + φωσφορικό οξύ  $\rightarrow \dots$ ,
- 7. βάριο + νερό  $\rightarrow \dots$ ,
- 8. ψευδάργυρος + νερό  $\rightarrow \dots$

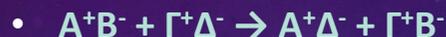
# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **B. ΜΕΤΑΘΕΤΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ**
- Στις αντιδράσεις αυτές οι αριθμοί οξείδωσης όλων των στοιχείων που μετέχουν στην αντίδραση παραμένουν σταθεροί.
- Τέτοιες αντιδράσεις είναι **οι αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης** και η εξουδετέρωση.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **1. Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης**

- Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης ονομάζονται οι αντιδράσεις μεταξύ δύο ηλεκτρολυτών σε υδατικά διαλύματα, κατά τις οποίες οι ηλεκτρολύτες ανταλλάσσουν ιόντα, σύμφωνα με το σχήμα:



- Εδώ πρέπει να υπογραμμίσουμε ότι μία αντίδραση διπλής αντικατάστασης γίνεται μόνο εφόσον ένα από τα προϊόντα της αντίδρασης:

- **1.** «πέφτει» ως ίζημα (καταβύθιση). ↓ : *ίζημα, δηλαδή δυσδιάλυτη ουσία.*
- **2.** εκφεύγει ως αέριο από το αντιδρών σύστημα. ↑ : αέρια ουσία
- (Αν το αέριο προϊόν είναι ευδιάλυτο, τότε θερμαίνουμε για να απομακρυνθεί από το διάλυμα.)
- *Παρατήρηση:* Το ανθρακικό οξύ ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) και το θειώδες οξύ ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) είναι ασταθείς ενώσεις,
- ενώ το υδροξείδιο του αμμωνίου ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) είναι μόριο υποθετικό.
- Γι' αυτό στη θέση των προϊόντων γράφουμε:
- $\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$  αντί  $\text{H}_2\text{CO}_3$
- $\text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$  αντί  $\text{H}_2\text{SO}_3$
- $\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$  αντί  $\text{NH}_4\text{OH}$

# ΤΑ ΚΥΡΙΟΤΕΡΑ ΑΕΡΙΑ & ΙΖΗΜΑΤΑ

## ΠΙΝΑΚΑΣ 3.1 Κυριότερα αέρια και ιζήματα

ΑΕΡΙΑ: HF, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>S, HCN, SO<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>

ΙΖΗΜΑΤΑ: AgCl, AgBr, AgI, BaSO<sub>4</sub>, CaSO<sub>4</sub>, PbSO<sub>4</sub>

Όλα τα ανθρακικά άλατα εκτός από K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Όλα τα θειούχα άλατα εκτός από K<sub>2</sub>S, Na<sub>2</sub>S, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S.

Όλα τα υδροξείδια των μετάλλων εκτός από KOH, NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>,

Ba(OH)<sub>2</sub>

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- **2. Εξουδετέρωση**

- Εξουδετέρωση ονομάζεται η αντίδραση ενός οξέος με μία βάση.
- Κατά την αντίδραση αυτή τα υδρογονοκατιόντα ( $H^+$ ) που προέρχονται από το οξύ ενώνονται με τα ανιόντα υδροξειδίου ( $OH^-$ ) που προέρχονται από τη βάση, και δίνουν νερό:



- Κατά την εξουδετέρωση το ανιόν του οξέος και το κατιόν της βάσης σχηματίζουν άλας.
- Στις εξουδετερώσεις περιλαμβάνονται οι αντιδράσεις:
  - 1. οξύ + βάση
  - 2. όξινο οξείδιο + βάση
  - 3. βασικό οξείδιο + οξύ
  - 4. όξινο οξείδιο + βασικό οξείδιο
- Για να προβλέψουμε τα προϊόντα της αντίδρασης θεωρούμε στη θέση του οξειδίου το αντίστοιχο οξύ.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- Οι εξουδετερώσεις είναι στην πράξη μια κατηγορία αντιδράσεων διπλής αντικατάστασης
- Όπου το προϊόν είναι:
- **3.** είναι ελάχιστα ιοντιζόμενη ένωση, δηλαδή δίσταται σε πολύ μικρό ποσοστό.
- Όπως συμβαίνει σχεδόν αποκλειστικά στην εξουδετέρωση, όπου σχηματίζεται η ελάχιστη ιοντιζόμενη ένωση νερό.
- **Μία εξαίρεση:**
- Στις αντιδράσεις της  $\text{NH}_3$  με οξέα και στις αντιδράσεις μεταξύ όξινων και βασικών οξειδίων δεν έχουμε παραγωγή νερού.
- Π.χ.
- $2\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{aq})$
- $3\text{SO}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq})$

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

- Οι συνήθεις αντιδράσεις εξουδετέρωσης που θα μας απασχολήσουν αποτελούν παραδείγματα **πλήρους εξουδετέρωσης**, οπότε το άλας που σχηματίζεται είναι ένα **ουδέτερο ή κανονικό άλας**.
- Στην περίπτωση που η **εξουδετέρωση είναι μερική**, είναι δυνατόν να **σχηματιστούν όξινα ή βασικά άλατα** (π.χ.  $\text{KHSO}_4$  και  $\text{Ca(OH)Cl}$ ).
- Αυτές όμως οι αντιδράσεις παρασκευής όξινων και βασικών αλάτων είναι πέρα από τα πλαίσια των μαθημάτων μας.
- Εμείς οφείλουμε να γνωρίζουμε ότι:
- τα όξινα οξείδια έχουν στα υδατικά τους διαλύματα συμπεριφορά οξέων και αντίστοιχα τα βασικά οξείδια συμπεριφορά βάσεων.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ (ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ)

A/A	εξουδετέρωση	Αντιδρώντα → προϊόντα
1	$\text{NaOH}(aq) + \text{HCl}(aq) \rightarrow \text{NaCl}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	Βάση + οξύ → άλας + νερό
2	$\text{H}_2\text{SO}_4(aq) + 2\text{KOH}(aq) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	Οξύ + βάση → άλας + νερό
3	$3\text{Ca}(\text{OH})_2(aq) + 2\text{H}_3\text{PO}_4(aq) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}(l)$	Βάση + οξύ → άλας + νερό
4	$\text{N}_2\text{O}_5(aq) + 2\text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{NaNO}_3(aq)$	Όξινο οξείδιο + βάση → νερό + άλας
5	$\text{CaO}(aq) + 2\text{HCl}(aq) \rightarrow \text{CaCl}_2(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	Βασικό οξείδιο + οξύ → άλας + νερό
6	$2\text{NH}_3(aq) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(aq)$	Αμμωνία (βάση) + οξύ → άλας
7	$3\text{SO}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(aq)$	Όξινο οξείδιο + βασικό οξείδιο → άλας

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ (ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ)

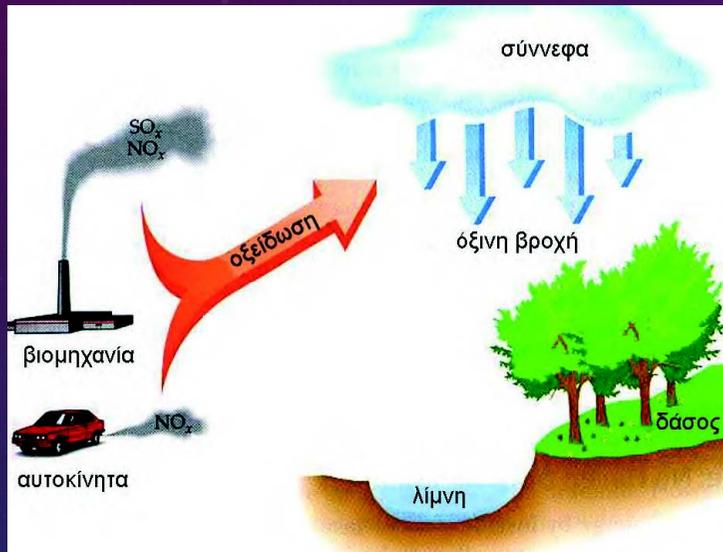
- **Εφαρμογή**

- Να συμπληρωθούν οι αντιδράσεις:

1. πεντοξείδιο του φωσφόρου + υδροξείδιο του καλίου
2. τριοξείδιο του θείου + υδροξείδιο του αργιλίου
3. διοξείδιο του άνθρακα + υδροξείδιο του ασβεστίου
4. θειικό οξύ + οξείδιο του καλίου
5. νιτρικό οξύ + οξείδιο του σιδήρου (III)
6. πεντοξείδιο του αζώτου + οξείδιο του ασβεστίου

- **Παράδειγμα:**
- Η εξουδετέρωση του υδροχλωρίου (HCl) με:
- Οξείδιο του μαγνησίου (MgO)
- $\text{MgO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Γάλα μαγνησίας (αιώρημα  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ )
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Σόδα,
- $\text{NaHCO}_3 + \text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- Υδροξείδιο του αργιλίου
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

# ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΗ ΡΥΠΑΝΣΗ

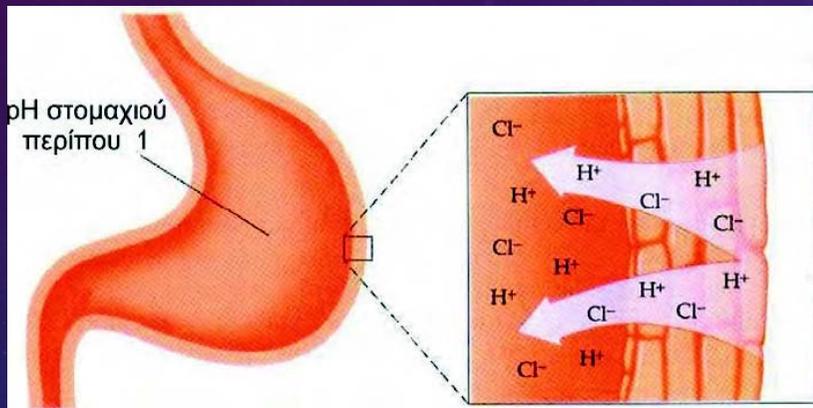


Όξινη ορίζεται η βροχή που έχει pH μικρότερο του 5,6 (pH της «καθαρής» βροχής).

Οι δύο κύριες πηγές ρυπαντών που προκαλούν την όξινη βροχή είναι το  $\text{SO}_2$ , που προέρχεται κυρίως από τις βιομηχανίες, και το  $\text{NO}_x$ , που προέρχεται από τις βιομηχανίες και τα αυτοκίνητα.

Τα οξείδια αυτά μετατρέπονται στην ατμόσφαιρα σε  $\text{SO}_3$  και  $\text{NO}_2$  και στη συνέχεια αντιδρώντας με το νερό της βροχής μετατρέπονται σε  $\text{H}_2\text{SO}_4$  και  $\text{HNO}_3$ , αντίστοιχα.

# ΥΓΙΕΙΝΗ & ΠΕ-ΧΑ



- Το pH στο στομάχι μας είναι περίπου 1 και οφείλεται στην παρουσία υδροχλωρικού οξέος, που εκκρίνεται από τα τοιχώματα του στομάχου, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα. Αυτή η συγκέντρωση του οξέος είναι ικανή να διαλύσει ακόμα και ένα κομμάτι μέταλλο, π.χ.  $\text{Zn}$ . Σε μερικούς ανθρώπους η ποσότητα του οξέος που εκκρίνεται στο στομάχι είναι περισσότερη από ότι χρειάζεται για τη χώνευση των τροφών, με αποτέλεσμα να προκαλούνται στομαχικές διαταραχές. Για την καταπολέμηση αυτού του προβλήματος χρησιμοποιούνται οι λεγόμενες αντιόξινες ουσίες (antacids), δηλαδή βάσεις, όπως σόδα ( $\text{NaHCO}_3$ ), γάλα της μαγνησίας ( $\text{Mg(OH)}_2$ ), τα οποία εξουδετερώνουν την περίσσεια του οξέος.

# ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

**A. Από το 3ο κεφάλαιο του σχολικού βιβλίου**

**Να λύσω τις ασκήσεις:**

20, 21, 23, 37, 38, 43, 44, 45, 46, 51, 56, 57, 58, 59, 60, 64, 69, 70,  
71, 72, 76

Φυσικά πρέπει να λυθούν όλες οι ασκήσεις του σχολικού βιβλίου του κεφαλαίου 3, απλώς οι παραπάνω πρέπει να λυθούν κατά προτεραιότητα!

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- Η χημική εξίσωση, πέραν του ότι αποτελεί το σύμβολο μιας χημικής αντίδρασης, παρέχει μία σειρά πληροφοριών.
- 1. Την ποιοτική σύσταση των αντιδρώντων και προϊόντων.
- 2. Ποσοτικά δεδομένα σχετικά με τον τρόπο που γίνεται η αντίδραση.

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- Για παράδειγμα, η χημική εξίσωση της αντίδρασης σχηματισμού αμμωνίας από άζωτο και υδρογόνο  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$  μας αποκαλύπτει:
- 1. Την ποιοτική σύσταση των αντιδρώντων ( $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$ ) και προϊόντων ( $\text{NH}_3$ ).
- Ποσοτικά δεδομένα σχετικά με τον τρόπο που γίνεται η αντίδραση.
- Δηλαδή:
- 1 μόριο  $\text{N}_2$  αντιδρά με 3 μόρια  $\text{H}_2$  και δίνει 2 μόρια  $\text{NH}_3$ .
- 1 mol  $\text{N}_2$  αντιδρά με 3 mol  $\text{H}_2$  και δίνει 2 mol  $\text{NH}_3$ .
- 1 όγκος αερίου  $\text{N}_2$  αντιδρά με τρεις όγκους αερίου  $\text{H}_2$  και δίνει δύο όγκους αέριας  $\text{NH}_3$  στις ίδιες συνθήκες  $P$  και  $T$ .

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- *οι συντελεστές σε μία χημική εξίσωση καθορίζουν την αναλογία mol των αντιδρώντων και προϊόντων στην αντίδραση. Γι' αυτό και οι συντελεστές ονομάζονται στοιχειομετρικοί συντελεστές.*
- **Με δεδομένο ότι:**
  - 1 mol μιας χημικής ουσίας ζυγίζει τόσα γραμμάρια όσο η σχετική μοριακή της μάζα,**
  - 1 mol αερίου ουσίας καταλαμβάνει όγκο  $V_m$  ή 22,4 L (σε STP) και**
  - 1 mol μιας μοριακής χημικής ουσίας περιέχει  $N_A$  μόρια, προκύπτει ότι η αναλογία mol των αντιδρώντων και των προϊόντων μπορεί να εκφραστεί και σαν αναλογία μαζών, όγκων (αερίων) ή αριθμού μορίων.**
- *Οι παραπάνω χημικοί υπολογισμοί, οι οποίοι στηρίζονται στις ποσοτικές πληροφορίες που πηγάζουν από τους συντελεστές μιας χημικής εξίσωσης (στοιχειομετρικοί συντελεστές), ονομάζονται στοιχειομετρικοί υπολογισμοί.*

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Μεθοδολογία για την επίλυση προβλημάτων στοιχειομετρίας**
- Στα προβλήματα στοιχειομετρίας ακολουθούμε την εξής διαδικασία:  
Βρίσκουμε τον αριθμό mol από τη μάζα ή τον όγκο που δίνεται (π.χ. ενός αντιδρώντος).
- Υπολογίζουμε με τη βοήθεια της χημικής εξίσωσης τον αριθμό mol του αντιδρώντος ή προϊόντος που ζητείται.
- Τέλος, από τον αριθμό mol υπολογίζουμε τη ζητούμενη μάζα (μέσω του  $M_r$ ) ή το ζητούμενο όγκο (μέσω του  $V_m$  ή της καταστατικής εξίσωσης).
- Δηλαδή: Σε μία χημική εξίσωση δεν περνάμε απ' ευθείας από τη μάζα των αντιδρώντων στη μάζα των προϊόντων. Θα πρέπει πρώτα οι μάζες να μετατραπούν σε mol. Αυτό γίνεται επειδή οι συντελεστές της χημικής εξίσωσης καθορίζουν τις αναλογίες mol αντιδρώντων και προϊόντων.

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **1. Ασκήσεις στις οποίες η ουσία που δίνεται ή ζητείται δεν είναι καθαρή**
- Σε πολλές περιπτώσεις οι ουσίες που χρησιμοποιούμε σε μία χημική αντίδραση δεν είναι καθαρές. Αυτό συμβαίνει στην πράξη, αφού είναι σχεδόν αδύνατο να έχουμε απόλυτα καθαρές ουσίες. Η καθαρότητα ενός δείγματος εκφράζεται συνήθως %.
- Για παράδειγμα, δείγμα σιδήρου καθαρότητας 95% w/w σημαίνει ότι στα 100 g δείγματος τα 95 g είναι Fe και τα 5 g είναι ξένες προσμείξεις του.

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **2. Ασκήσεις στις οποίες δίνονται οι ποσότητες δύο αντιδρώντων ουσιών**
- Εδώ διακρίνουμε δύο περιπτώσεις:
- **A. Οι ποσότητες που δίνονται είναι σε στοιχειομετρική αναλογία.**  
Δηλαδή, οι ποσότητες είναι οι ακριβώς απαιτούμενες για πλήρη αντίδραση, σύμφωνα με τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης.
- Στην περίπτωση αυτή οι υπολογισμοί στηρίζονται στην ποσότητα ενός εκ των δύο αντιδρώντων.
- **B. Η ποσότητα ενός εκ των δύο αντιδρώντων είναι σε περίσσεια.**
- Δηλαδή, το ένα από τα αντιδρώντα είναι σε **περίσσεια** (περισσεύει), ενώ το άλλο καταναλώνεται πλήρως (**περιοριστικό**).
- **Οι στοιχειομετρικοί υπολογισμοί στην περίπτωση αυτή στηρίζονται στην ποσότητα του περιοριστικού αντιδρώντος.** Αυτού, δηλαδή, που δεν είναι σε περίσσεια.

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **3. Ασκήσεις με διαδοχικές αντιδράσεις**
- Υπάρχουν προβλήματα στοιχειομετρίας, στα οποία δεν έχουμε μόνο μια αντίδραση αλλά μία σειρά διαδοχικών αντιδράσεων.
- Διαδοχικές αντιδράσεις έχουμε, όταν το προϊόν της πρώτης αντίδρασης αποτελεί αντιδρών της δεύτερης αντίδρασης, κ.ο.κ.
- **Παρατήρηση**
- Ένας γενικός τρόπος, για να λύνουμε προβλήματα με διαδοχικές αντιδράσεις, είναι ο ακόλουθος. Ορίζουμε  $x$  τον αριθμό των mol του «πρώτου» αντιδρώντος και υπολογίζουμε συναρτήσει του  $x$  τις ποσότητες όλων των υπολοίπων ουσιών που συμμετέχουν στις αντιδράσεις.
- Με βάση τα δεδομένα του προβλήματος υπολογίζουμε το  $x$  και απ' αυτό βρίσκουμε τον αριθμό mol όλων των άλλων ουσιών που μας ενδιαφέρουν.

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Υπολογισμός σύστασης ενός μίγματος** με βάση την αντίδραση των συστατικών του με κάποια ή κάποιες άλλες ουσίες.

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Παράδειγμα 4.14**

Πόσα γραμμάρια  $N_2$  και πόσα mol  $H_2$  απαιτούνται για την παρασκευή 448 L  $NH_3$  που μετρήθηκαν σε STP; Δίνεται  $A_{r,N}=14$ .

- **Εφαρμογή**

Καίγονται 16 g θείου με το απαραίτητο οξυγόνο και παράγεται διοξείδιο του θείου. Να υπολογιστεί ο όγκος του  $SO_2$  σε θερμοκρασία  $27^\circ C$  και πίεση 2 atm.

- Δίνονται:  $A_{r,S}:32$  και  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} K^{-1}$

(6,15 L)

- **ΛΥΣΗ**

- **Βήμα 1**

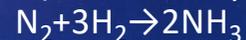
Βρίσκουμε κατ' αρχήν πόσα mol  $NH_3$  θα παρασκευάσουμε.

1 mol  $NH_3$  (STP)      22,4 L  
 $n_1$                               448 L      ή       $n_1 = 20 \text{ mol}$

$NH_3$

- **Βήμα 2**

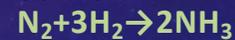
- Γράφουμε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης με την οποία θα γίνουν οι υπολογισμοί:



# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Βήμα 3**
- Γράφουμε για τις ουσίες τη **σχέση mol** με την οποία αντιδρούν ή παράγονται, σχέση την οποία δείχνουν οι συντελεστές των ουσιών (**στοιχειομετρία της αντίδρασης**).  
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$$
$$1 \text{ mol} \quad 3 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol}$$

- **Βήμα 4**
- Γράφουμε κάτω από τα προηγούμενα (σχέση mol) την ποσότητα του δεδομένου σε mol και υπολογίζουμε την ποσότητα του ζητούμενου πάλι σε mol.



$$\frac{1 \text{ mol}}{n_2} = \frac{3 \text{ mol}}{n_3} = \frac{2 \text{ mol}}{20 \text{ mol}}$$

- $n_2 = 10 \text{ mol N}_2$   
 $n_3 = 30 \text{ mol H}_2$ .

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Βήμα 5**
- Υπολογίζουμε τη ζητούμενη μάζα. Δηλαδή για το  $N_2$  με τη βοήθεια της σχετικής μοριακής μάζας ( $M_r = 28$ ), έχουμε:

$$\frac{1 \text{ mol } N_2}{10 \text{ mol}} \quad \text{ζυγίζει} \quad = \quad \frac{28 \text{ g}}{m} \quad \text{ή} \quad m = 280 \text{ g } N_2$$

- Άρα για να παρασκευαστούν 448 L  $NH_3$  (σε STP) πρέπει να αντιδράσουν 280 g  $N_2$  με 30 mol  $H_2$ .

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Παράδειγμα 4.15**

Πόσα λίτρα  $H_2$  μετρημένα σε STP θα σχηματιστούν κατά την αντίδραση 250 g δείγματος ψευδαργύρου με περίσσεια διαλύματος θειικού οξέος;

- Η περιεκτικότητα του δείγματος σε ψευδάργυρο είναι 97,5% w/w. Θεωρούμε ότι οι προσμείξεις δεν αντιδρούν με το θειικό οξύ.

Δίνεται  $A_{r,Zn} = 65$ .

- **Εφαρμογή**

Πόσα γραμμάρια δείγματος ψευδαργύρου καθαρότητας 80% w/w θα αντιδράσουν με 10 L διαλύματος  $HCl$  0,8 M;

$A_{r,Zn}$ : 65.

- (325 g)

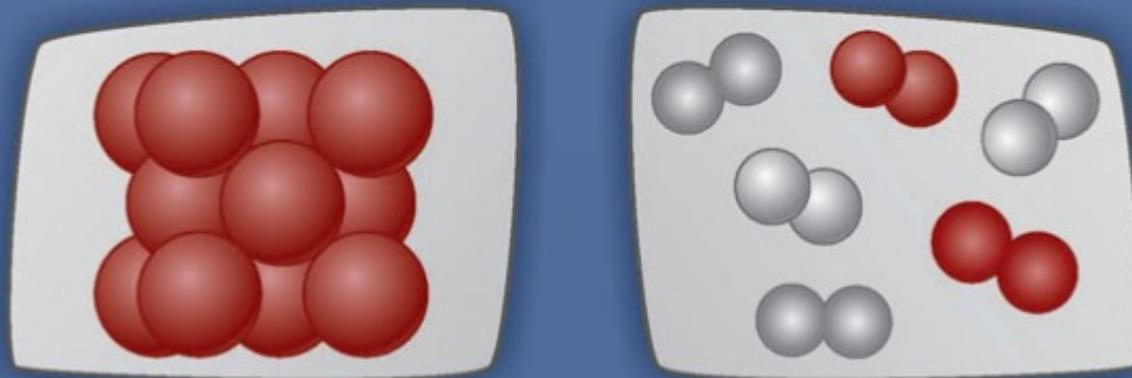
- **ΛΥΣΗ**

Θα υπολογίσουμε πρώτα την ποσότητα του καθαρού ψευδαργύρου που περιέχεται στα 250 g του δείγματος ψευδαργύρου, καθώς μόνο αυτός αντιδρά με το θειικό οξύ.

$$\text{Στα } \frac{100 \text{ g δείγμ. Zn}}{250 \text{ g}} \text{ περιέχονται } = \frac{97,5 \text{ g Zn}}{m}$$

- ή  $m = 243,75 \text{ g Zn}$ .  
Άρα 243,75 g Zn αντέδρασαν με το οξύ.

# Χημεία



# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- Μπορούμε πλέον να υπολογίσουμε το παραγόμενο υδρογόνο, αφού γράψουμε την αντίδραση και κάνουμε τους συνήθεις υπολογισμούς.

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{n_1} = \frac{65 \text{ g}}{243,75 \text{ g}}$$

- ή  $n_1 = 3,75 \text{ mol Zn}$



$$\frac{1 \text{ mol}}{3,75 \text{ mol}} = \frac{1 \text{ mol}}{n_2}$$

- ή  $n_2 = 3,75 \text{ mol H}_2$ .  
Για το  $\text{H}_2$  σε STP έχουμε:

$$\frac{1 \text{ mol H}_2}{3,75 \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{V} \quad \text{ή} \quad V = 84 \text{ L}$$

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Παράδειγμα 4.16**

Διαθέτουμε 10 mol νατρίου (Na) και 8 mol χλωρίου (Cl<sub>2</sub>) τα οποία αντιδρούν για να σχηματίσουν χλωριούχο νάτριο (NaCl).

- Πόσα mol NaCl θα σχηματιστούν;

### Εφαρμογή

Πόσα γραμμάρια νερού θα παραχθούν αν αντιδράσουν 112 L O<sub>2</sub> μετρημένα σε STP με 10 g H<sub>2</sub>;

- Δίνονται οι τιμές των A<sub>r</sub>: H: 1, O: 16. (90 g)

- **ΛΥΣΗ**

- Στο πρόβλημα αυτό πρέπει αρχικά να ελέγξουμε ποιο από τα δύο αντιδρώντα θα αντιδράσει όλο. Γράφουμε τη χημική αντίδραση:



- Από την αντίδραση βλέπουμε ότι 2 mol Na αντιδρούν με 1 mol Cl<sub>2</sub>.
- Άρα τα 10 mol Na που διαθέτουμε χρειάζονται για να αντιδράσουν 5 mol Cl<sub>2</sub>.
- Εμείς όμως διαθέτουμε 8 mol Cl<sub>2</sub>.
- Συμπεραίνουμε λοιπόν ότι θα αντιδράσει όλο το νάτριο (10 mol) με 5 mol χλωρίου και θα παραχθούν με βάση τη στοιχειομετρία 10 mol NaCl, ενώ θα περισσέψουν 3 mol Cl<sub>2</sub>.
- Δηλαδή, **το χλώριο βρίσκεται σε περίσσεια.**

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- **Παράδειγμα 4.17**

13 g ψευδάργυρου (Zn) αντιδρούν με περίσσεια διαλύματος υδροχλωρίου. Το αέριο που παράγεται αντιδρά πλήρως με οξυγόνο και παράγεται νερό. Να υπολογιστεί η μάζα του νερού.

- Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : Zn: 65, H: 1, O: 16.

- **Εφαρμογή**

11,7 g χλωριούχου νατρίου αντιδρούν με περίσσεια θειικού οξέος σε κατάλληλες συνθήκες. Το αέριο που παράγεται διαβιβάζεται σε περίσσεια διαλύματος ανθρακικού νατρίου.

- Να υπολογιστεί ο όγκος σε STP του αερίου που θα παραχθεί.

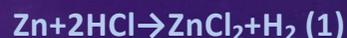
- Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : Na : 23, Cl: 35,5.

- (2,24 L)

- **ΛΥΣΗ**

Οι διαδοχικές αντιδράσεις είναι οι εξής:

- 



- 

Από την πρώτη αντίδραση παράγεται υδρογόνο, το οποίο κατόπιν καίγεται και δίνει νερό.

- Αφού γνωρίζουμε τη μάζα του Zn, τη μετατρέπουμε σε mol, και κατόπιν υπολογίζουμε τον αριθμό των mol του  $\text{H}_2$ .

- Από την (2) και από το γνωστό αριθμό mol του  $\text{H}_2$ , υπολογίζουμε τον αριθμό mol του νερού και τα οποία μετατρέπουμε σε g.

# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- Έτσι έχουμε:

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{n_1} = \frac{65 \text{ g}}{13 \text{ g}}$$

- ή  $n_1 = 0,2 \text{ mol Zn}$ .

- από την (1)  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

$$\frac{1 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol}} = \frac{1 \text{ mol}}{n_2}$$

- ή  $n_2 = 0,2 \text{ mol H}_2$ .
- από την (2)  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

$$\frac{2 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol}} = \frac{2 \text{ mol}}{n_3}$$

- ή  $n_3 = 0,2 \text{ mol H}_2\text{O}$ .
- άρα  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,2 \cdot 18 \text{ g} = 3,6 \text{ g}$ .



# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

## Παράδειγμα 4.19

13,3 g μίγματος χλωριούχου νατρίου και χλωριούχου καλίου αντιδρούν πλήρως με διάλυμα  $\text{AgNO}_3$ .

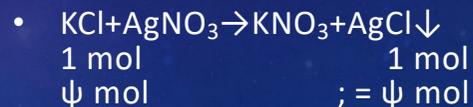
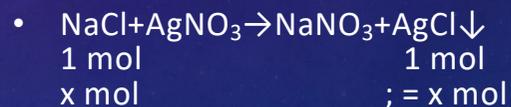
- Αν μετά από τις αντιδράσεις έχουν καταβυθιστεί 28,7 g  $\text{AgCl}$ , να βρεθεί η σύσταση του αρχικού μίγματος.
- Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : Na: 23, K: 39, Cl: 35,5, Ag: 108.

## Εφαρμογή

10 g μίγματος Fe και FeS αντιδρούν πλήρως με περίσσεια διαλύματος HCl και από τις δύο αντιδράσεις εκλύονται 3,36 L αέριου μίγματος που μετρήθηκαν σε STP.

- Να βρεθεί η μάζα κάθε συστατικού του αρχικού μίγματος. Δίνονται οι τιμές των  $A_r$ : Fe: 56, S: 32.
  - (5,6 g Fe - 4,4 g FeS)

- ΛΥΣΗ
- Βρίσκουμε τις σχετικές μοριακές μάζες :  
 $\text{NaCl} \rightarrow M_r = 58,5$   
 $\text{KCl} \rightarrow M_r = 74,5$   
 $\text{AgCl} \rightarrow M_r = 143,5$
- Έστω  $x$  τα mol του NaCl και  $\psi$  τα mol του KCl.



# ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

- Όμως γνωρίζουμε ότι:

$$m_{\text{NaCl}} + m_{\text{KCl}} = 13,3 \text{ g}$$

$$\text{ή } x \cdot 58,5 + \psi \cdot 74,5 = 13,3 \quad (1)$$

- 

Για τον AgCl έχουμε  $(x+\psi)$  mol, άρα

$$(x+\psi) \cdot 143,5 = 28,7 \quad (2)$$

- 

Λύνω το σύστημα των δύο εξισώσεων και έχουμε ότι:

$$x = 0,1$$

$$\psi = 0,1$$

- Άρα στο μίγμα περιέχονται 0,1 mol ή  $0,1 \cdot 58,5 \text{ g} = 5,85 \text{ g NaCl}$  και 0,1 mol ή  $0,1 \cdot 74,5 \text{ g} = 7,45 \text{ g KCl}$ .