

Μοριακή μάζα και τυπική μάζα μιας ουσίας

Στη Χημεία για προσδιορισμό ποσότητας ύλης χρησιμοποιούνται:

- Η απαρίθμηση ειδών,
- Το πακέτο που αντιπροσωπεύει μια ποσότητα
- Ο ορισμός της μάζας της

- Ατομική μονάδα μάζας (amu):

Μονάδα μάζας που ισούται ακριβώς με το 1/12 της μάζας ενός ατόμου άνθρακα-12 (^{12}C)

- Ατομική μάζα (AM) φυσικού στοιχείου:

Μέση ατομική μάζα του στοιχείου εκφρασμένη σε ατομικές μονάδες μάζας

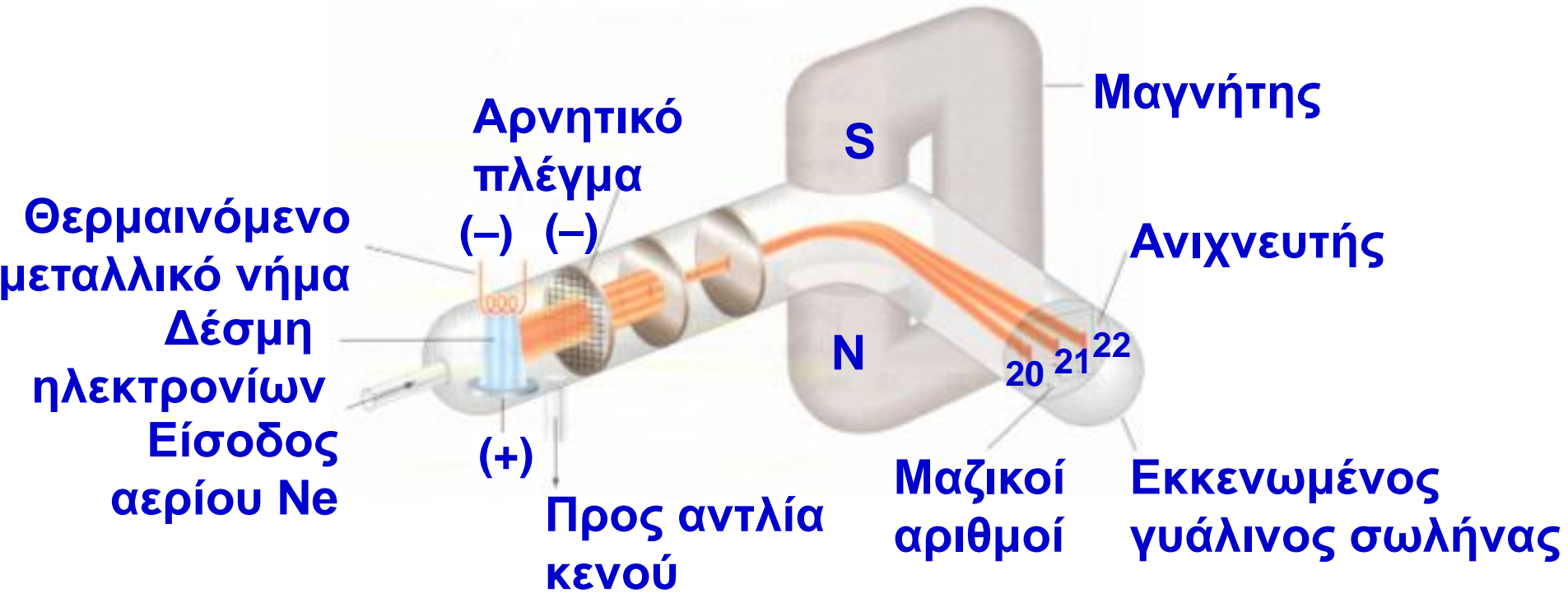
- Μοριακή μάζα (MM) χημικής ουσίας:

Άθροισμα των ατομικών μαζών όλων των ατόμων που υπάρχουν σε ένα μόριο της ουσίας

- Τυπική μάζα (TM) χημικής ουσίας:

Άθροισμα των ατομικών μαζών όλων των ατόμων που υπάρχουν σε μια τυπική μονάδα της ουσίας (ανεξάρτητα αν αυτή είναι μοριακή)

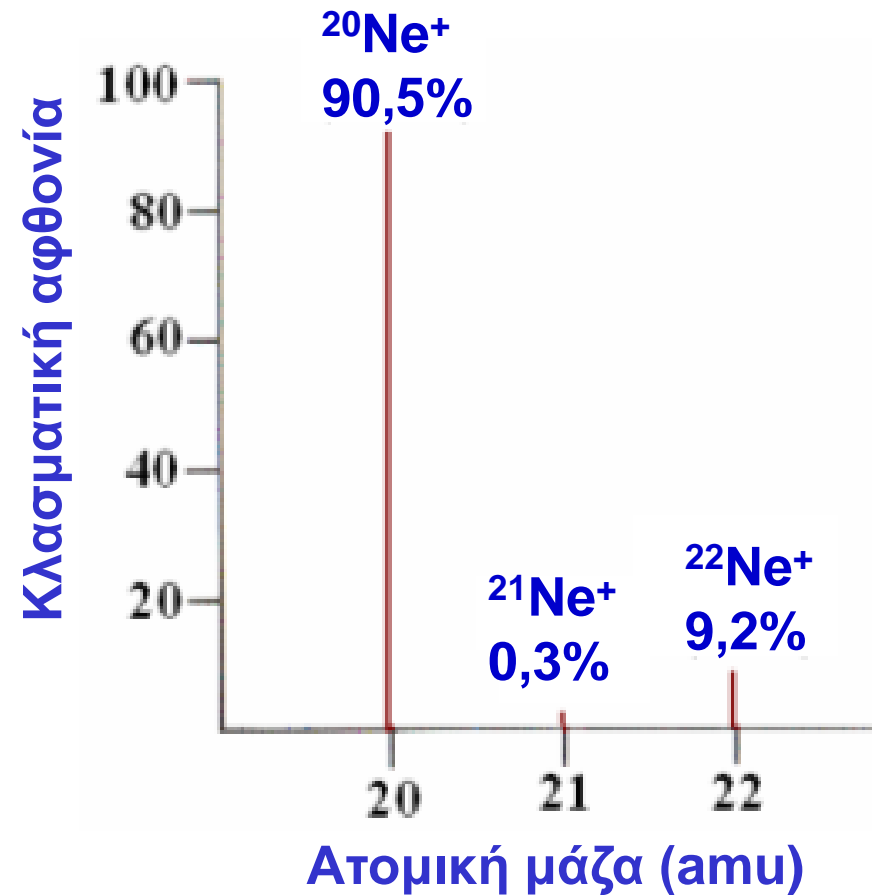
Φασματομετρία μάζας και ατομικές μάζες



Διάγραμμα ενός απλού φασματομέτρου μάζας που δείχνει το διαχωρισμό των ισοτόπων του νέου (Ne).

Αέριο Ne εισέρχεται σε εκκενωμένο θάλαμο, όπου άτομα Ne σχηματίζουν θετικά ιόντα, μετά από σύγκρουση με ηλεκτρόνια. Τα ιόντα Ne^+ επιταχύνονται από ένα αρνητικό πλέγμα και αναγκάζονται να περάσουν ανάμεσα από τους πόλους ενός μαγνήτη. Η δέσμη των ιόντων Ne^+ διαχωρίζεται από το μαγνητικό πεδίο σε τρεις δέσμες, σύμφωνα με τις σχέσεις μάζα προς φορτίο. Ακολούθως, οι τρεις δέσμες οδεύουν προς έναν ανιχνευτή στο άκρο του σωλήνα.

Ατομικές μάζες στοιχείων



Το φάσμα μάζας του νέου (Ne)

Μάζες ισοτόπων

19,992 20,994 21,991

Η μονάδα ατομικής μάζας (amu) είναι εξ ορισμού ίση με το 1/12 της μάζας του ισοτόπου άνθρακα-12 (^{12}C).

Μέση ατομική μάζα ενός στοιχείου είναι ο σταθμικός μέσος όρος των ατομικών μαζών των φυσικών ισοτόπων του στοιχείου.

Άρα: $AM_{(\text{Ne})} = 20,179 \text{ amu}$

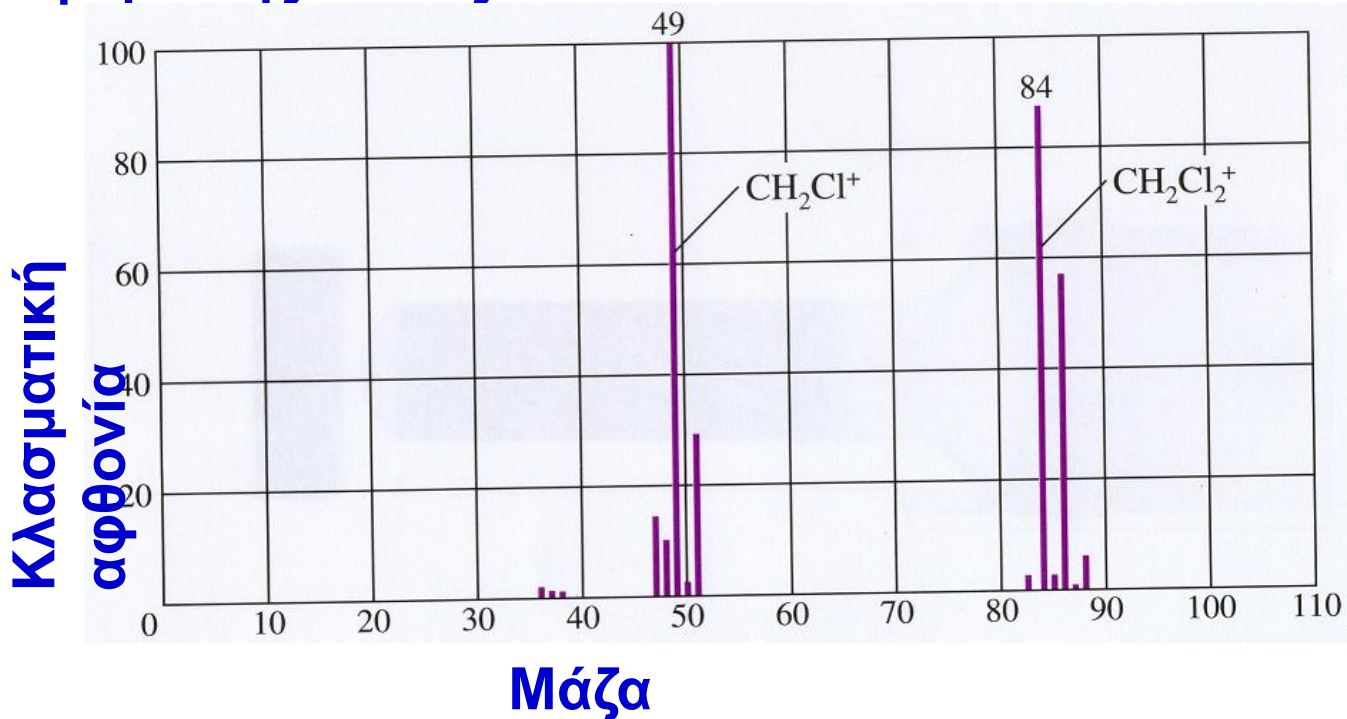
!!! Η ατομική μάζα εκφράζεται σε μονάδες amu

Νουκλιδικά σύμβολα του νέου: $^{20}_{10}\text{Ne}$, $^{21}_{10}\text{Ne}$, $^{22}_{10}\text{Ne}$

Μοριακή μάζα και τυπική μάζα μιας ουσίας

• Μοριακή μάζα (MM) χημικής ουσίας:

Άθροισμα των ατομικών μαζών όλων των ατόμων που υπάρχουν σε ένα μόριο της ουσίας



Το φάσμα μάζας του CH_2Cl_2

• Τυπική μάζα (TM) χημικής ουσίας:

Άθροισμα των ατομικών μαζών όλων των ατόμων που υπάρχουν σε μια τυπική μονάδα της ουσίας (ανεξάρτητα αν αυτή είναι μοριακή)

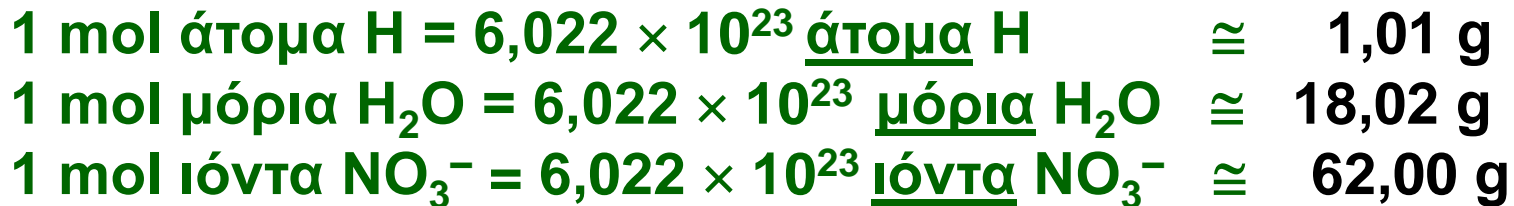
Η έννοια του mole και ο αριθμός του Avogadro

mole (ή γραμμομόριο, σύμβολο **mol**): η ποσότητα ύλης (ή και ενέργειας) που περιέχει $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ στοιχειώδεις οντότητες (άτομα, μόρια, ιόντα, ηλεκτρόνια, φωτόνια κ.λπ.)

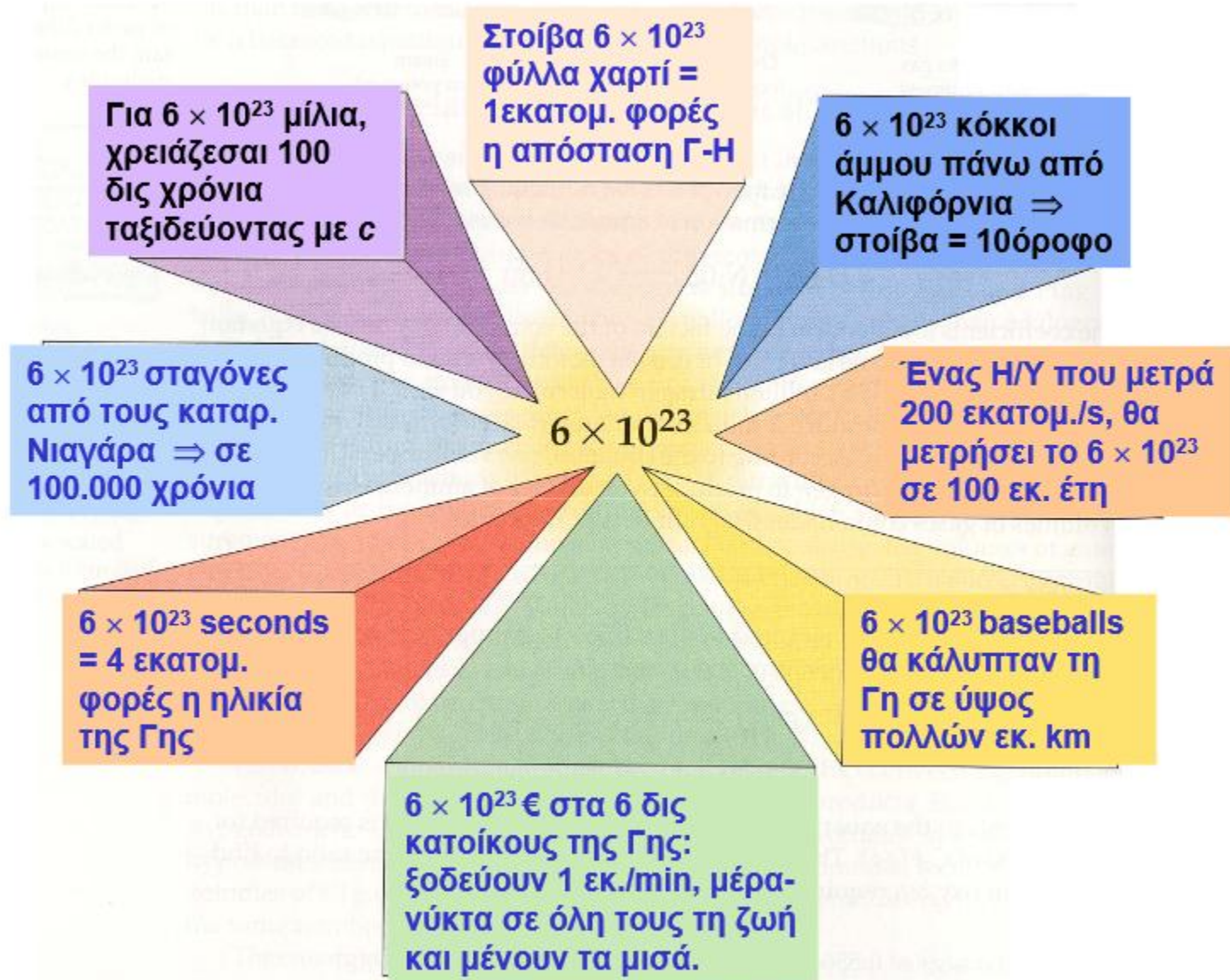
Ο αριθμός N_A ονομάζεται **αριθμός του Avogadro**

Γραμμομοριακή μάζα : Η μάζα ενός mole μιας ουσίας

Παραδείγματα:



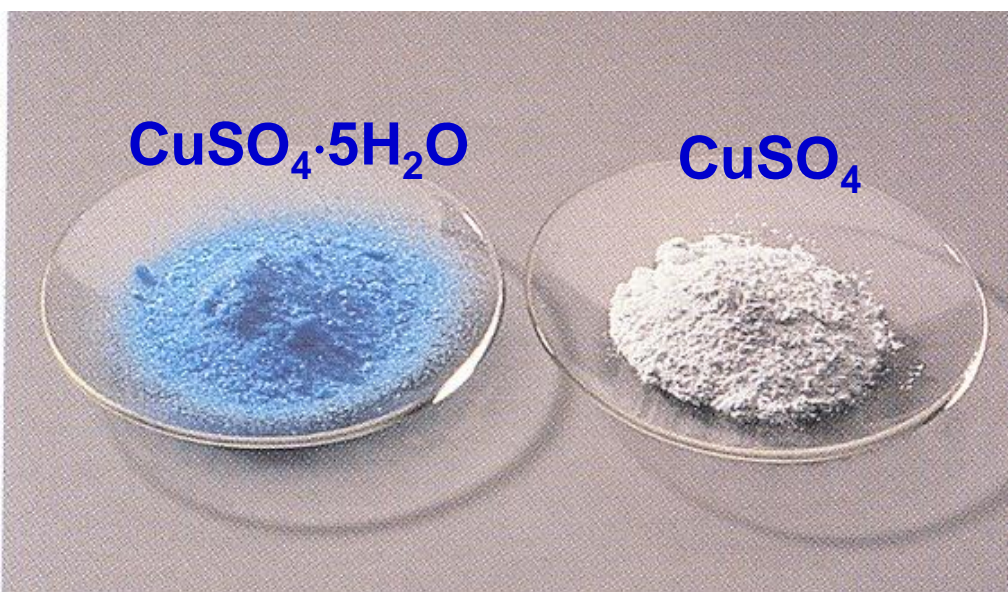
Πόσο μεγάλος είναι ο αριθμός του Avogadro;



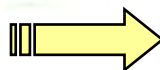
Η έννοια του mole

☞ Γραμμομοριακή μάζα χημικής ουσίας:
Μάζα ενός mole της ουσίας

☞ Η Γραμμομοριακή μάζα σε γραμμάρια ανά mole χημικής ουσίας είναι αριθμητικά ίση με την τυπική μάζα σε μονάδες ατομικής μάζας

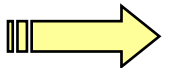


Ποσότητες ενός mol από διάφορες ουσίες



Προαιρετική Άσκηση

Το δισουλφίδιο του άνθρακα είναι άχρωμο, εύφλεκτο υγρό χρησιμοποιούμενο στη βιομηχανία του ρεγιόν και του σελοφάν. Δείγμα αυτού περιέχει 0,0116 mol δισουλφιδίου του άνθρακα. Πόση είναι η μάζα του δισουλφιδίου του άνθρακα σε αυτό το δείγμα;



Εκατοστιαία περιεκτικότητα από το χημικό τύπο

Κατά την ανάλυση μιας ουσίας προσδιορίζεται η εκατοστιαία περιεκτικότητα κατά μάζα του κάθε στοιχείου A αυτής :

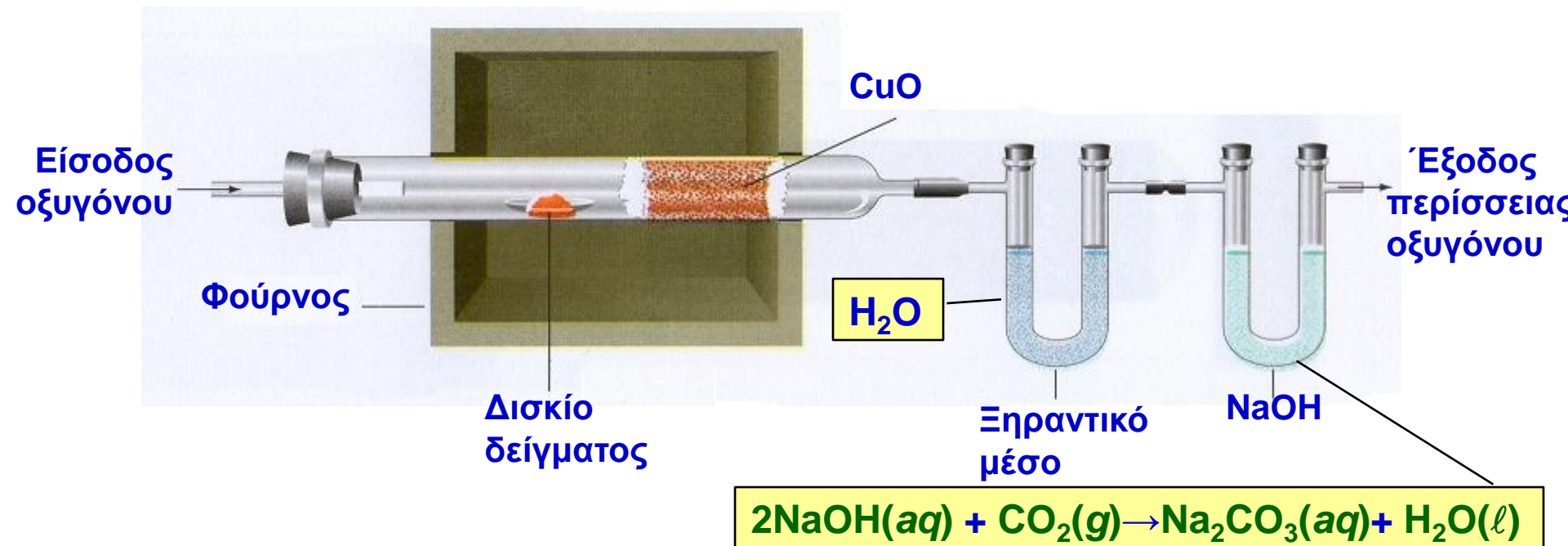
$$\text{Μάζα \% του A} = \frac{\text{μάζα του A στο σύνολο}}{\text{μάζα συνόλου}} \times 100\%$$

Προαιρετική Άσκηση

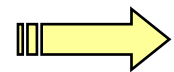
Να υπολογίσετε την εκατοστιαία σύσταση για το διυδρογονοφωσφορικό νάτριο.

Στοιχειακή ανάλυση:

Εκατοστιαία περιεκτικότητα σε άνθρακα,
υδρογόνο και οξυγόνο



Συσκευή καύσης για προσδιορισμό εκατοστιαίας
περιεκτικότητας σε **άνθρακα** και **υδρογόνο** μιας ένωσης



Άσκηση 3.8

Δείγμα 3,87 mg ασκορβικού οξέος δίνει μετά την καύση 5,80 mg CO₂ και 1,58 mg H₂O. Πόση είναι η εκατοστιαία σύσταση της ένωσης αυτής; (Η βιταμίνη C περιέχει μόνο C, H και O)



$$\%C = 40,9\%, \quad \%H = 4,57\% \quad \text{και} \quad \%O = 54,5\%$$

Αναγραφή χημικών εξισώσεων

Χημική εξίσωση

Αντιδρών

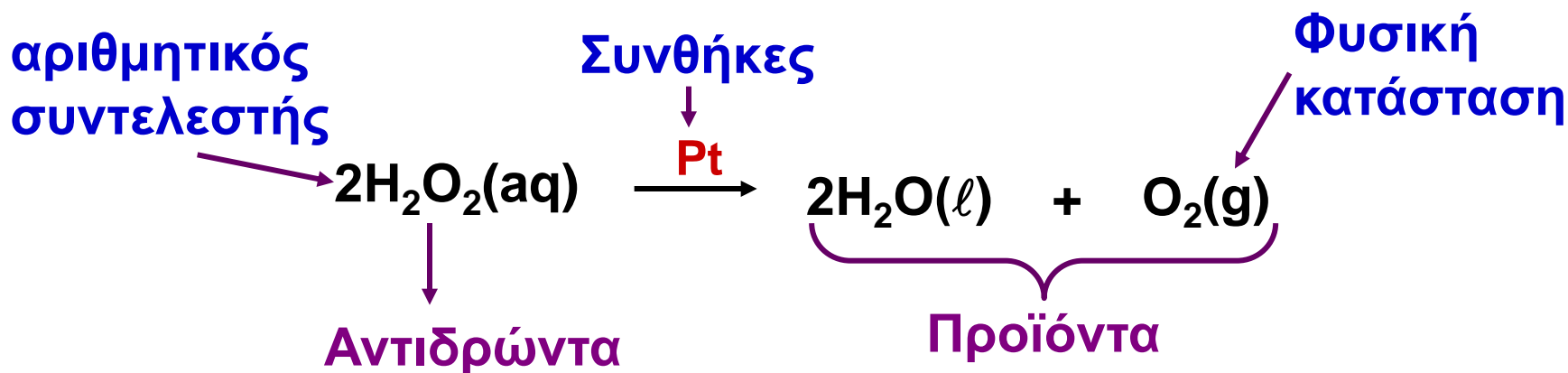
Προϊόν

Αριθμητικοί συντελεστές (Ισοστάθμιση χημικών εξισώσεων)

Φυσική κατάσταση (φάση):

[(**g**) gas = αέριο, (**l**) liquid = υγρό, (**s**) = στερεό,
(**aq**) aqueous solution = υδατικό διάλυμα]

Συνθήκες (καταλύτης, θερμοκρασία, πίεση, κ.λπ.)



ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ: Ποσοτικές σχέσεις σε χημικές αντιδράσεις

👉 **Στοιχειομετρία:** Υπολογισμός των ποσοτήτων αντιδρώντων και προϊόντων που εμπλέκονται σε χημική αντίδραση.

ΒΑΣΙΖΕΤΑΙ σε: (α) χημική της εξίσωση, (β) σχέση μεταξύ μάζας και moles

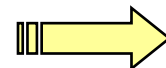
Γραμμομοριακή ερμηνεία μιας χημικής εξίσωσης



1 μόριο N_2 + 3 μόρια H_2 → 2 μόρια NH_3 (μοριακή ερμηνεία)

1 mol N_2 + 3 mol H_2 → 2 mol NH_3 (γραμμομοριακή ερμηνεία)

28,0 g N_2 + 3 X 2,02 g H_2 → 2 X 17,0 g NH_3 (ερμηνεία με μάζες)



Άσκηση 3.13

Πόσα γραμμάρια μεταλλικού νατρίου απαιτούνται να πέσουν σε νερό για να παραχθούν 7,81 g υδρογόνου;



ή



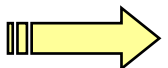
Περιοριστικό αντιδρών

☞ Όταν αντιδρώντα προστίθενται σε ποσότητες διαφορετικές από τις γραμμομοριακές αναλογίες που δείχνει η χημική εξίσωση, μόνο το ένα από τα αντιδρώντα πιθανόν να καταναλωθεί πλήρως, ενώ κάποιες ποσότητες από τα άλλα παραμένουν ανέπαφες!

☆ Το περιοριστικό αντιδρών (ή περιοριστικό αντιδραστήριο) είναι εκείνο που καταναλώνεται πλήρως όταν η αντίδραση φθάσει στο τέρμα της

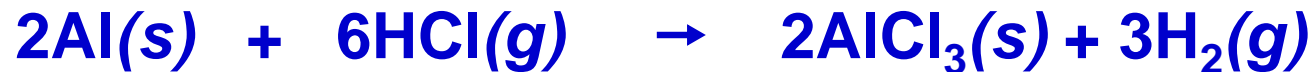
☆ Τα moles των προϊόντων καθορίζονται πάντα από τα αρχικά moles του περιοριστικού αντιδρώντος!

☞ Αντιδρών σε περίσσεια: εκείνο που δεν καταναλώνεται πλήρως



Άσκηση 3.16

Πόσα moles χλωριδίου του αργιλίου μπορούν να παρασκευασθούν από μίγμα 0,15 mol ρινισμάτων αργιλίου και 0,35 mol αερίου χλωριδίου του υδρογόνου;



Βρίσκουμε το **περιοριστικό αντιδρών** υπολογίζοντας τα moles του AlCl_3 που παράγονται από την πλήρη κατανάλωση των Al και HCl

$$0,15 \text{ mol Al} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \text{ mol Al}} = 0,150 \text{ mol AlCl}_3$$

$$0,35 \text{ mol HCl} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{6 \text{ mol HCl}} = 0,1166 \text{ mol AlCl}_3$$

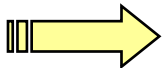
!! Το περιοριστικό αντιδρών είναι το HCl και η ποσότητα του AlCl_3 που μπορεί να παραχθεί είναι 0,12 mol

Θεωρητικές και εκατοστιαίες αποδόσεις

Θεωρητική απόδοση προϊόντος: μέγιστη ποσότητα προϊόντος δυνάμενη να ληφθεί σε αντίδραση από δεδομένες ποσότητες αντιδρώντων

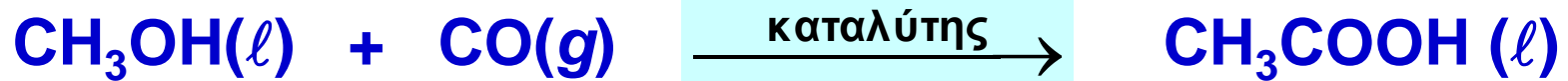
Πραγματική απόδοση προϊόντος (πειραματική τιμή): εκατοστιαία απόδοση προϊόντος εκφρασμένη ως % ποσοστό της θεωρητικής απόδοσης (υπολογισμένη τιμή)

$$\text{Εκατοστιαία απόδοση} = \frac{\text{πραγματική απόδοση}}{\text{θεωρητική απόδοση}} \times 100\%$$



Άσκηση 3.18

Εισάγουμε σε δοχείο αντίδρασης 15 g μεθανόλης και 10 g μονοξείδιο του άνθρακα. Πόση είναι η θεωρητική απόδοση σε οξικό οξύ; Αν η πραγματική απόδοση είναι 19,1 g πόση είναι η εκατοστιαία απόδοση;



3. Χημικές Αντιδράσεις: Εισαγωγή

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ:

- Η ιοντική θεωρία των διαλυμάτων
- Μοριακές και ιοντικές εξισώσεις
- Αντιδράσεις καταβύθισης
- Αντιδράσεις οξέων-βάσεων
- Αντιδράσεις οξειδωσης-αναγωγής
- Ισοστάθμιση απλών εξισώσεων οξειδωσης-αναγωγής
- Γραμμομοριακή συγκέντρωση
- Αραίωση διαλυμάτων

Απλές χημικές αντιδράσεις πραγματοποιούμενες κυρίως σε υδατικά διαλύματα βοηθούν στην κατανόηση πολυπλοκότερων που αναφέρονται στη βιολογία, γεωλογία, περιβάλλον...



NHMC © Trichas, A.

Αμέθυστος μέσα σε γεώδες (χαλαζίας SiO_2)

Γεώδες: Σφαιροειδής κοιλότητα μέσα σε πετρώματα, γεμάτη κρυστάλλους, κυρίως ασβεστίτη (CaCO_3) ή χαλαζία (SiO_2), αλλά και δολομίτη $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, χαλκηδονίου και άλλων ορυκτών.

Η ιοντική θεωρία των διαλυμάτων

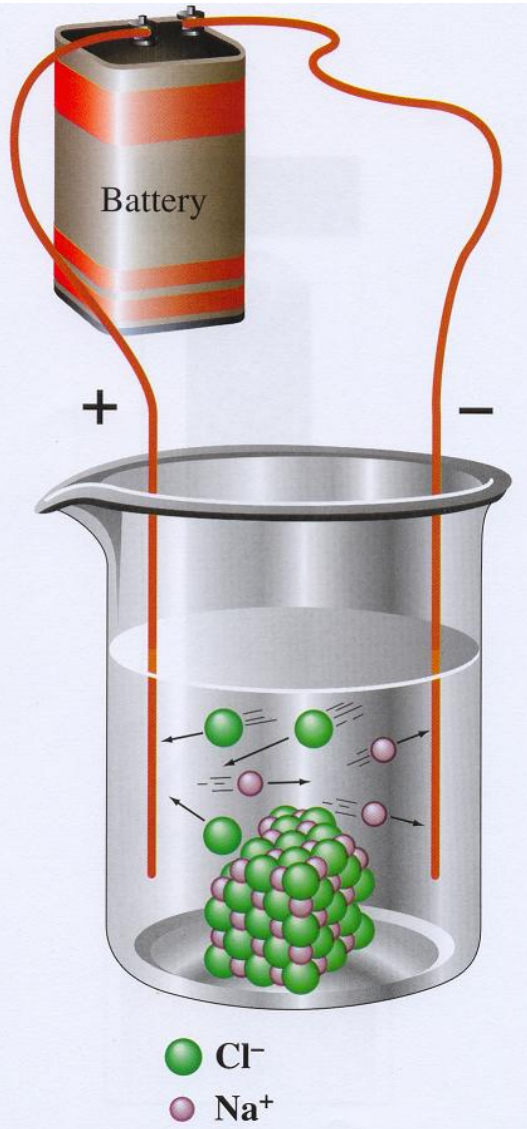


**Svante Arrhenius (1859-1927) Σουηδός Χημικός
(Νόμπελ Χημείας 1903)**

Προτάθηκε από τον Arrhenius
το 1884

για να ερμηνευθεί η **αγωγιμότητα** του
καθαρού νερού μετά τη διάλυση
ορισμένων ουσιών σε αυτό

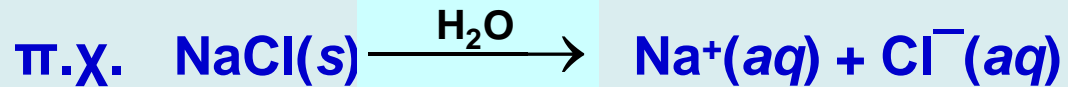
Η ιοντική θεωρία των διαλυμάτων



Ουσίες που διαλύονται στο νερό είναι είτε ηλεκτρολύτες είτε μη ηλεκτρολύτες

Ηλεκτρολύτης: ουσία που διαλυόμενη στο νερό δίνει διάλυμα ηλεκτρικά αγώγιμο (π.χ. τα περισσότερα ιοντικά στερεά, το HCl κ.λπ.)

Ισχυρός ηλεκτρολύτης: Υπάρχει στο διάλυμα σχεδόν εξ ολοκλήρου υπό μορφή ιόντων



Ασθενής ηλεκτρολύτης: Υπάρχει στο διάλυμα ένα σχετικά μικρό ποσοστό ιόντων



Μη Ηλεκτρολύτης: ουσία που διαλυόμενη στο νερό δίνει μη αγώγιμο ή πολύ ασθενώς αγώγιμο διάλυμα (π.χ. οι μοριακές ενώσεις σακχαρόζη $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, μεθανόλη CH_3OH κ.λπ.)

Κίνηση ιόντων σε
διάλυμα