

# ΑΤΟΜΑ

**20. Οι δύο πρώτοι νόμοι της χημείας**

**21. Η έννοια του ατόμου**

**22. Η έννοια του μολ**

**23. Η έννοια της χημικής εξίσωσης**

## Μάθημα 20

### Ο ΝΟΜΟΣ ΤΗΣ ΑΦΘΑΡΣΙΑΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ ΚΑΙ Ο ΝΟΜΟΣ ΤΩΝ ΣΤΑΘΕΡΩΝ ΛΟΓΩΝ Ακριβείς μετρήσεις έκαναν τη χημεία πραγματική ποσοτική επιστήμη

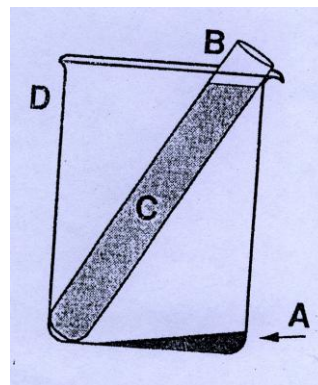
*Μηδέν τι εκ του μη όντος γίνεσθαι, μηδέ εις τι μη ον φθείρεσθαι*  
Δημόκριτος

Στο μάθημα αυτό θα γνωρίσουμε δύο βασικούς νόμους της χημείας. Ο πρώτος νόμος διατυπώθηκε το 1773 από τον Lavoisier και σύμφωνα με αυτόν κατά τις χημικές αντιδράσεις η μάζα δεν μεταβάλλεται. Με αυτόν η χημεία έγινε πραγματική ποσοτική επιστήμη. Σύμφωνα με τον δεύτερο νόμο, ο λόγος των μαζών των στοιχείων σε μια χημική ένωση είναι σταθερός. Ο νόμος διατυπώθηκε το 1779 από τον Proust. Ο νόμος αυτός, μαζί με τον νόμο του Lavoisier, συνέβαλε αποφασιστικά στη διατύπωση της ατομικής θεωρίας από τον Dalton.

### Ο νόμος της αφθαρσίας της ύλης ή νόμος του Lavoisier

#### Πείραμα 1

Πάρτε ένα ποτήρι όγκου περί τα 250 mL, όπως δείχνει το σχήμα. Ζυγίστε μαζί τη σόδα φαγητού, το ξίδι και τα γυαλικά και σημειώστε τη συνολική μάζα με όση ακρίβεια σας επιτρέπει ο ζυγός που χρησιμοποιείτε. Γυρίστε προσεκτικά τον δοκιμαστικό σωλήνα με το ξίδι, ώστε το διάλυμα να χυθεί μέσα στο ποτήρι με το διάλυμα της σόδας. Παρατηρήστε το φαινόμενο. Είναι χημική αντίδραση ή όχι; Όταν σταματήσει κάθε φανερή μεταβολή, ζυγίστε ξανά το σύνολο. Και συγκρίνετε το αποτέλεσμα με την αρχική ζύγιση.

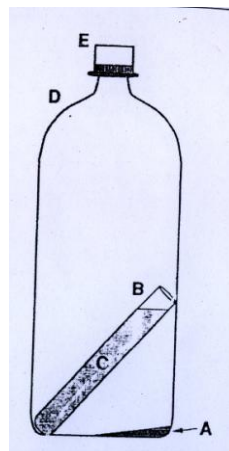


.....  
.....  
.....

Κατά την ανάμειξη των δύο διαλυμάτων γίνεται χημική αντίδραση, ένα προϊόν της οποίας είναι το αέριο διοξείδιο του άνθρακα, ενώ η συνολική μάζα ελαττώνεται. Επειδή το ποτήρι είναι ανοικτό, το αέριο φεύγει έξω προς την ατμόσφαιρα και αυτό εξηγεί την ελάττωση της μάζας που παρατηρήσαμε.

### Πείραμα 2

Θα επαναλάβετε τώρα το ίδιο πείραμα μέσα σε μια κλειστή διαφανή πλαστική φιάλη, όπως δείχνει το σχήμα. Θα κατεβάσετε προσεκτικά τον σωλήνα με το ξίδι μέσα στη φιάλη, ώστε να μην πεταχτεί καθόλου ξίδι και πέσει μέσα στο διάλυμα της σόδας.



Λόγω του ότι το πείραμα θα γίνει τώρα μέσα σε κλειστή φιάλη, το αέριο διοξείδιο του άνθρακα που θα παραχθεί θα συγκεντρώνεται όλο μέσα στην φιάλη, πάνω από το διάλυμα, άρα μέσα στην φιάλη θα αυξάνεται σημαντικά η πίεση. Παρατηρούμε ότι όταν ο όγκος είναι σταθερός και αυξάνεται η ποσότητα των αερίων, τότε η πίεση μέσα στη φιάλη αυξάνεται. Θα πρέπει να προσέξουμε ώστε να αποφύγουμε υπερβολικές πιέσεις. Οι συνθήκες που περιγράφουμε εδώ δίνουν τελικές πιέσεις χονδρικά 0,2 atm πάνω από την ατμοσφαιρική πίεση, που είναι πολύ χαμηλότερη από τις συνήθεις πιέσεις μέσα σε φιάλες με ποτά με ανθρακικό σε θερμοκρασία δωματίου - χονδρικά 7,0 atm.

### Πείραμα 3

Θα ζυγίσετε το σύνολο, θα αναποδογυρίσετε τη φιάλη ώστε όλο το περιεχόμενο του δοκιμαστικού σωλήνα (το ξίδι) να αδειάσει μέσα στο διάλυμα της σόδας. Αφού σταματήσει η αντίδραση, θα ξαναζυγίσετε το σύνολο και θα συγκρίνετε τις δύο ζυγίσεις. Εν συνεχεία, θα βγάλετε το πώμα (το καπάκι) από τη φιάλη και θα παρατηρείτε τι δείχνει ο ζυγός. Σημειώστε την ένδειξη του ζυγού, και γέρνοντας αρκετά τη φιάλη, χωρίς όμως να χυθεί το περιεχόμενο, συμπιέστε αρκετές φορές τα τοιχώματα της φιάλης και σημειώστε τη νέα ένδειξη του ζυγού. Συζητήστε στην τάξη τα ευρήματά σας. Να λάβετε υπόψη ότι το διοξείδιο του άνθρακα έχει μεγαλύτερη πυκνότητα από τον αέρα (είναι όπως λέμε βαρύτερο από τον αέρα).

❖ Ο χώρος πάνω από το υγρό μέσα στη φιάλη είναι γεμάτος (είναι κορεσμένος) με αέριο διοξείδιο του άνθρακα, που επειδή είναι βαρύτερο από τον αέρα (έχει μεγαλύτερη πυκνότητα από τον αέρα), δεν φεύγει. Με το γέρισμο της φιάλης και τη συμπίεση της φιάλης αναγκάζουμε το διοξείδιο του άνθρακα να φύγει στην ατμόσφαιρα.

### Ο νόμος αφθαρσίας της ύλης

Από τα παραπάνω πειράματα συνάγεται ένας σπουδαίος νόμος, που διατυπώθηκε για πρώτη φορά το 1773 από τον Γάλλο χημικό Antoine Lavoisier (Λαβουαζιέ), και μας λέει ότι

❖ Σε μια χημική αντίδραση δεν μεταβάλλεται η μάζα, δηλαδή η μάζα των προϊόντων μαζί με ό,τι τυχόν περίσσειμπε από τα αντιδρώντα είναι ίδια με τη μάζα των αρχικών αντιδρώντων σωμάτων.

Ο νόμος αυτός δείχνει ότι η ύλη δεν εξαφανίζεται, δεν φθείρεται κατά τις χημικές αντιδράσεις, και είναι γνωστός ως ο νόμος της αφθαρσίας της ύλης ή νόμος του Lavoisier.

#### Το παρελθόν φυγείν... αδύνατον

Ο Lavoisier, που θεωρείται ο θεμελιωτής της επιστήμης της χημείας, πίστευε ότι για την εξαγωγή συμπερασμάτων δεν αρκούσε μόνο η παρατήρηση, αλλά επιβαλλόταν και ακριβής μέτρηση. Είναι αυτός που εισήγαγε τη χρήση του ζυγού (της ζυγαριάς) στη χημεία, καθιστώντας την ποσοτική επιστήμη. Ο Lavoisier μελέτησε συστηματικά την καύση διαφόρων ουσιών [όπως φωσφόρου και θείου (θειοφίου)], ζυγίζοντας τις ουσίες πριν και μετά την καύση, που την έκανε σε κλειστά δοχεία. Με τα πειράματα διαπίστωσε ότι η συνολική μάζα παραμένει αναλλοίωτη (δεν αλλάζει) κατά τις αντιδράσεις. Ακόμη, εργαζόταν με γνωστές ποσότητες ζάχαρης, μαγιάς και νερού, έφτιαχνε ζυμάρι και το άφηνε ώστε να γίνει ζύμωση. Μετρώντας τα ποσά του αέριου διοξειδίου του άνθρακα και του νερού που ελευθερώνονταν, μπόρεσε να δείξει ότι η μάζα των αρχικών συστατικών ήταν ίδια με τη μάζα των προϊόντων και του τελικού υπολείμματος (ό,τι άλλο απέμεινε). Τα πειράματα αυτά τον οδήγησαν, το 1773, στη διατύπωση του περίφημου νόμου αφθαρσίας της ύλης. Με τα ίδια πειράματα καύσης διαπίστωσε και τον ρόλο του αέρα (ουσιαστικά του οξυγόνου) στην καύση.

### Ο νόμος των σταθερών λόγων ή νόμος του Proust

Μαζί με τον νόμο της αφθαρσίας της ύλης, ο νόμος αυτός συνέβαλε αποφασιστικά στη διατύπωση της ατομικής θεωρίας από τον Dalton (βλέπε επόμενο μάθημα).

Αν έχουμε μίγμα π.χ. 1 g αέριου υδρογόνου και 8 g αέριου οξυγόνου και το αναφλέξουμε, τα δύο αέρια θα ενωθούν και θα σχηματίσουν 9 g νερού. Αν όμως έχουμε 1 g υδρογόνου και περισσότερα από 8 g οξυγόνου, η επιπλέον των 8 g ποσότητα του οξυγόνου δεν θα λάβει μέρος στην αντίδραση, δηλαδή θα περισσέψει. Με το ίδιο σκεπτικό, τι νομίζεις ότι θα συμβεί αν αναφλεγεί μίγμα από 8 g οξυγόνου και περισσότερο από 1 υδρογόνου;

### Να έχεις υπόψη σου

Γενικά, οποιαδήποτε και αν είναι η διαθέσιμη ποσότητα υδρογόνου ή οξυγόνου, πρέπει πάντοτε η ποσότητα του οξυγόνου να είναι οκταπλάσια κατά βάρος της ποσότητας του υδρογόνου ώστε να έχουμε ποσοτική αντίδραση, να μην περισσέψει δηλαδή κανένα από τα δύο αντιδρώντα. Η αναλογία αυτή, 1:8 κατά βάρος, χαρακτηρίζει την ένωση του υδρογόνου και του οξυγόνου προς νερό. Κατ' ανάλογο τρόπο, για το σχηματισμό π.χ. της χημικής ένωσης θειούχος σίδηρος από τα χημικά στοιχεία θείο και σίδηρο, η αναλογία βάρους Fe : S είναι 56 : 32.

Χρησιμοποιώντας τα παραπάνω δεδομένα, να προσπαθήσετε να διατυπώσετε τον νόμο που προκύπτει από αυτά.

.....  
 .....  
 .....  
 .....  
 .....

Ο παραπάνω νόμος ανακαλύφθηκε το 1779 από τον Proust και λέγεται νόμος των σταθερών λόγων ή *Νόμος του Proust*.

### ΤΟ ΜΑΘΗΜΑ ΣΕ ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να διατυπώσετε τον νόμο της αφθαρσίας της ύλης του Lavoisier.
2. Πώς ο Lavoisier έκανε τη χημεία πραγματική ποσοτική επιστήμη;
3. Να διατυπώσετε τον νόμο των σταθερών λόγων του Proust.
4. Τι σημαίνει ποσοτική χημική αντίδραση;
5. Ποια πρέπει να είναι η σχέση της μάζας του οξυγόνου προς τη μάζα του υδρογόνου, ώστε να έχουμε ποσοτική αντίδραση του οξυγόνου με το υδρογόνο προς νερό;

**Για να γνωρίσεις περισσότερα,  
να σκεφτείς και να καταλάβεις γιατί**

**1.** Αναμιγνύονται σε κλειστό δοχείο 5 g της ουσίας Α με 10 g της ουσίας Β και παράγεται η ουσία Γ. Πόσα g από την ουσία Γ έχουν παραχθεί;

**2.** Δίνονται 20 g αέριου υδρογόνου και 220 g αέριου οξυγόνου τα οποία αναφλέγονται και σχηματίζουν νερό. Πόσα g νερού θα παραχθούν; Θα περισσέψει κάποια ποσότητα αέριου υδρογόνου ή οξυγόνου μετά το τέλος της αντίδρασης; Σχολιάστε.