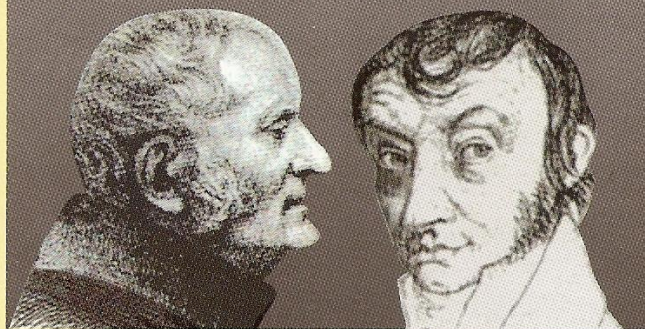
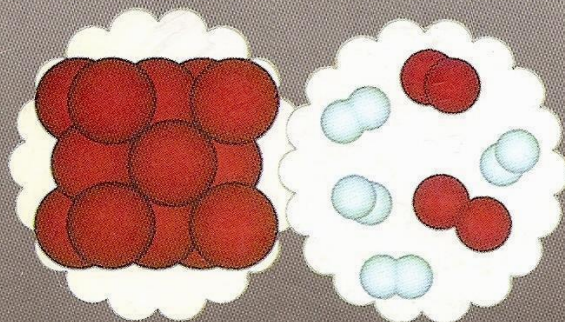


ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΕΘΝΙΚΗΣ ΠΑΙΔΕΙΑΣ
ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ

Χημεία

Α΄ Λυκείου



Τόμος 2ος

**ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΕΘΝΙΚΗΣ ΠΑΙΔΕΙΑΣ
ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ
ΠΑΙΔΑΓΩΓΙΚΟ ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ**

**Στέλιος Λιοδάκης
Δημήτρης Γάκης
Δημήτρης Θεοδωρόπουλος
Παναγιώτης Θεοδωρόπουλος
Αναστάσιος Κάλλης**

**Χημεία
για το Γενικό Λύκειο**

Τόμος 2ος

Επιστημονικός υπεύθυνος –
Διεύθυνση ομάδων εργασίας:
Στέλιος Λιοδάκης

Ομάδα συγγραφής

Στέλιος Λιοδάκης, Δρ. Χημικός, Επικ. Καθηγητής ΕΜΠ

Δημήτρης Γάκης, Δρ. Χημικός,

Μηχανικός, Λέκτορας ΕΜΠ

Δημήτρης Θεοδωρόπουλος,

Χημικός Μηχανικός Δ/θμιας Εκπ/σης

Παναγιώτης Θεοδωρόπουλος,

Χημικός Δ/θμιας Εκπαίδευσης

Αναστάσιος Κάλλης, Χημικός Δ/θμιας Εκπαίδευσης

Ομάδα Τεχνικής Υποστήριξης:

Στάθης Σιάνος, Χημικός Μηχανικός ΕΜΠ

Ηρακλής Αγιοβλασίτης, φοιτητής στη σχολή Χημικών

Μηχανικών ΕΜΠ

Άννα Γάκη, φοιτήτρια στη σχολή Χημικών Μηχανικών

ΕΜΠ

Βλάσσης Παπανικολάου, φοιτητής στη σχολή Ηλεκτρ.

Μηχανικών ΕΜΠ

Γλωσσική Επιμέλεια: Χριστίνα Βασιλάκη

Τεχνική Επιμέλεια: Στέλιος Λιοδάκης

Υπεύθυνος στο Πλαίσιο του Παιδαγωγικού Ινστιτούτου:

Αντώνιος Σ. Μπομπέτσης, Χημικός, M.ed, Ph.D,

Σύμβουλος Π.Ι.

Βασιλική Ν. Περάκη, Δρ. Βιολογίας,

Μόνιμη Πάρεδρος του Π.Ι.

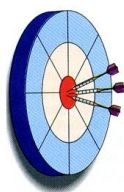
ΠΡΟΣΑΡΜΟΓΗ ΤΟΥ ΒΙΒΛΙΟΥ ΓΙΑ ΜΑΘΗΤΕΣ

ΜΕ ΜΕΙΩΜΕΝΗ ΟΡΑΣΗ

**Ομάδα Εργασίας Υπουργείου Παιδείας, Δια Βίου
Μάθησης και Θρησκευμάτων**

3

ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ – ΑΛΑΤΑ – ΟΞΕΙΔΙΑ



ΟΙ ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει να μπορείς:

- Να ορίζεις, να συμβολίζεις, να ονομάζεις και να ταξινομείς τα οξέα, τις βάσεις, τα άλατα και τα οξειδία.
- Να περιγράφεις τις ιδιότητες των οξέων και βάσεων.
- Να ορίζεις τι είναι pH διαλύματος και να ταξινομείς τα διαλύματα σε όξινα βασικά και ουδέτερα, ανάλογα με την τιμή του pH τους.
- Να συμβολίζεις ένα χημικό φαινόμενο (χημική αντίδραση) με μια χημική εξίσωση και να ισοσταθμίζεις αυτή.
- Να ταξινομείς τις χημικές αντιδράσεις σε κατηγορίες και να αναγνωρίζεις από ένα σύνολο αντιδράσεων σε ποια κατηγορία ανήκει η καθεμιά.

- Να αναλύεις το ρόλο της ταχύτητας και της απόδοσης μιας χημικής αντίδρασης.
- Να συνδέεις τους όρους οξέα, βάσεις, άλατα, οξείδια και pH με φαινόμενα της καθημερινής μας ζωής (π.χ. όξινη βροχή, σταλακτίτες).

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

3.1 Οξέα και βάσεις – Ορισμός Συμβολισμός – Ονοματολογία – Ταξινόμηση – Ιδιότητες (όξινος και βασικός χαρακτήρας), pH

3.2 Οξείδια – Ορισμός – Συμβολισμός – Ονοματολογία – Ταξινόμηση

3.3 Άλατα – Ορισμός – Συμβολισμός – Ονοματολογία – Ιδιότητα

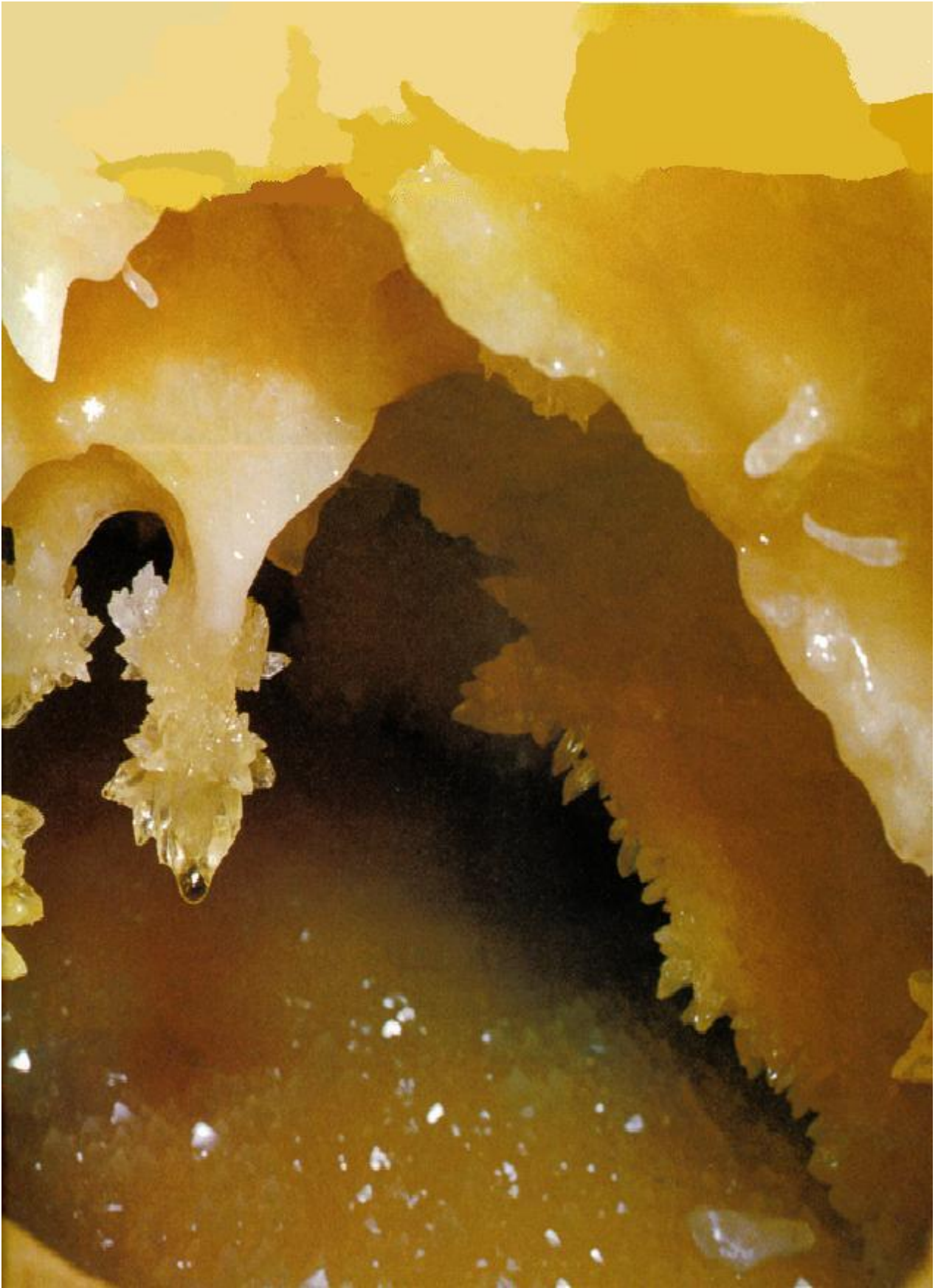
3.4 Χημικές αντιδράσεις Συμβολισμός – Μερικά είδη χημικών αντιδράσεων

3.5 Οξέα, βάσεις, οξείδια, άλατα, εξουδετέρωση και ... καθημερινή ζωή

Ερωτήσεις – προβλήματα

Τα μοναδικά μέρη του πλανήτη μας που έχουν μείνει ακόμα παρθένα από τον άνθρωπο είναι τα σπήλαια. Εκεί ο χρόνος και ο χώρος παίρνουν άλλες διαστάσεις και ρυθμούς. Εκεί ο σπηλαιολόγος μπορεί να παρατηρεί αλλαγές που έγιναν στην επιφάνεια της γης πριν από χιλιάδες χρόνια, σαν να έγιναν την περασμένη βδομάδα. Ο σχηματισμός των σταλακτιτών και σταλαγμιτών είναι εξαιρετικά αργός και οφείλεται στη μετατροπή του όξινου ανθρακικού ασβεστίου, που είναι διαλυμένο στο νερό, σε ανθρακικό ασβέστιο, κατά τη διάρκεια της εξάτμισης του νερού.

(η εικόνα στην επόμενη σελίδα) →



3

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΟΞΕΙΔΙΑ ΑΛΑΤΑ

Εισαγωγή

Τα οξέα και οι βάσεις, αλλά και τα άλατα, είναι ουσίες που συνεχώς συναντάμε στην καθημερινή μας ζωή. Είτε κάποιος έχει είτε όχι μελετήσει χημεία, πάντα έχει μία εμπειρία και γνώση γύρω από αυτά. Πολλοί από εμάς γνωρίζουν ότι το οξύ είναι π.χ. «ένα υγρό» που μπαίνει στις μπαταρίες των αυτοκινήτων. Είναι μία ουσία η οποία προκαλεί εγκαύματα και μπορεί να εξουδετερωθεί από κάποιο προϊόν που διαφημίζει η τηλεόραση και που λέγεται βάση. Και το λεμόνι είναι ένα οξύ αλλά δεν προκαλεί εγκαύματα. Άρα κάτι υπάρχει που κάνει κάποια οξέα ισχυρότερα από κάποια άλλα. Η αλήθεια είναι ότι οι βάσεις δεν είναι και τόσο συνηθισμένα προϊόντα. Ίσως όμως ήδη γνωρίζουμε ότι έχουν αφή σαπυνοειδή, ότι επίσης μπορούν να προκαλούν εγκαύματα και ότι μπορούν να «ξεβουλώσουν» μία αποχέτευση από στερεοποιημένα λίπη. Οι αραβικής προέλευσης λέξεις άλκαλι, αλκαλικός αλλά και η Ελληνική καυστικός έχουν κατά κάποιο τρόπο συνδεθεί με αυτές. Τα άλατα τα γνωρίζουμε σαν ... «αλάτι» ή επιτραπέζιο άλας ή κοινό μαγειρικό αλάτι, το χλωριούχο νάτριο (NaCl) και καταλήγουμε να το «αποφεύγουμε», εφόσον η αλόγιστη χρήση του αυξάνει την αρτηριακή μας πίεση.... Όμως, τα άλατα δεν είναι μόνο το κοινό αλάτι.

Στο κεφάλαιο αυτό θα γίνει μία προσπάθεια, να συστηματοποιηθούν αυτές οι «σκόρπιες» γνώσεις και να τεθούν ει δυνατόν, κάτω από μία θεωρία. Πρώτα

βέβαια πρέπει κανείς να τις «γνωρίσει» με το όνομά τους και τον τύπο τους. Να μελετήσει μετά τις ιδιότητές τους εκφράζοντάς τις με τις κατάλληλες χημικές αντιδράσεις. Να τις τοποθετήσει μέσα στο γενικό σύνολο των χημικών ενώσεων ως ηλεκτρολύτες. Πολύ σπουδαίο επίσης θα είναι να συνδέσει και να εξηγήσει τις ιδιότητες αυτές μέσα από τη δομή τους, πράγμα το οποίο είναι και η ουσία της χημείας ως επιστήμης.

3.1 Θεωρία ηλεκτρολυτικής διάστασης

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. Η έρευνα γύρω από την ερμηνεία της αγωγιμότητας των ηλεκτρολυτικών διαλυμάτων οδήγησαν τον Arrhenius το 1887 στη διατύπωση της θεωρίας της ηλεκτρολυτικής διάστασης. Η θεωρία αυτή συνοψίζεται στα εξής σημεία:

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.

Εξάλλου τα οξείδια μπορούν να θεωρηθούν ως παράγωγα των οξέων και των βάσεων, καθώς πολλά

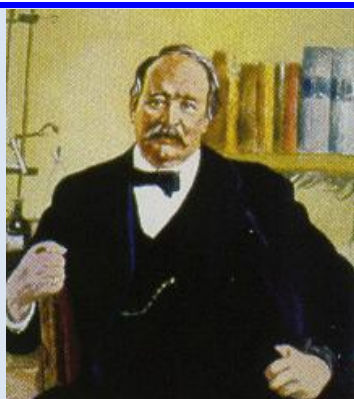
από αυτά προκύπτουν με πλήρη αφυδάτωση οξέων (όξινα οξειδία) ή βάσεων (βασικά οξειδία).

3.2 Οξέα και Βάσεις

3.2.1 Ορισμός-Ονοματολογία -Ταξινόμηση Οξέων και Βάσεων

Οξέα

Τα οξέα περιέχονται σε πολλά τρόφιμα, ποτά, φάρμακα και άλλα υλικά καθημερινής χρήσης. Η ασπιρίνη, για παράδειγμα, περιέχει ακετυλοσαλικυλικό οξύ, τα λεμόνια κιτρικό οξύ, το ξίδι οξικό οξύ, η coca-cola φωσφορικό οξύ και διοξείδιο του άνθρακα (όξινο οξειδίο) κλπ. Στο στομάχι μας το υδροχλωρικό οξύ παίζει βασικό ρόλο στη λειτουργία της πέψης.



Svante Arrhenius(1859-1927) Σουηδός χημικός. Τιμήθηκε με βραβείο Νόμπελ το 1903 για τη θεωρία του περί ηλεκτρολυτικής διάστασης. Συχνά του άρεσε να διηγείται την υποδοχή που του επιφύλαξε η επιστημονική κοινότητα για τις αντιλήψεις του περί ηλεκτρολυτικής διάστασης:

« ...έτρεξα στον καθηγητή μου Cleve, που τόσο εκτιμούσα (στο πανεπιστήμιο της Ουψάλας), και του ανακοίνωσα με ενθουσιασμό την ανάπτυξη μιας θεωρίας που είχα διαμορφώσει για την ερμηνεία της ηλεκτρολυτικής αγωγιμότητας των ηλεκτρολυτών.

“Χάρηκα πολύ και για σας!” μου απάντησε κοφτά. Πολύ αργότερα μου εκμυστηρεύτηκε πως είχε βαρεθεί την εποχή εκείνη να ακούει βλακώδεις θεωρίες....». Οι

αντιλήψεις του Arrhenius πολύ δύσκολα μπορούσαν να γίνουν αντιληπτές την εποχή που διατυπώθηκαν, αφού τότε ακόμα η παρουσία του ηλεκτρονίου ήταν αμφισβητήσιμη.

- Στην περίπτωση των ηλεκτρολυτών φορείς ρεύματος είναι τα ιόντα. Αντίθετα, στους μεταλλικούς αγωγούς ο φορέας ρεύματος είναι τα ηλεκτρόνια.

Ορισμός οξέων

Έχουν διατυπωθεί κατά καιρούς διάφορες θεωρίες σχετικά με τα οξέα. Μία πολύ ενδιαφέρουσα άποψη περί οξέων και βάσεων δόθηκε το 1675 από το Γάλλο φαρμακοποιό Lémery. Ο Lémery συσχέτισε τη χημική συμπεριφορά των οξέων και βάσεων με το σχήμα και τη δομή τους. Τα οξέα, σύμφωνα με τις απόψεις του Lémery, έχουν στην επιφάνειά τους «καρφιά», πράγμα που δικαιολογεί το γδάρισμα που προκαλούν στο δέρμα μας. Αργότερα, το 1787 ο Γάλλος Lavoisier (1743 - 1794) παρατήρησε ότι η καύση ορισμένων στοιχείων, όπως είναι ο άνθρακας, το θείο, το άζωτο οδηγεί σε ενώσεις (οξειδία) οι οποίες διαλυόμενες στο νερό δίνουν οξέα. Με βάση το σκεπτικό αυτό ο Lavoisier χαρακτήρισε ως οξέα τις χημικές ενώσεις που περιέχουν αμέταλλο και οξυγόνο (οξύ + γεννώ).

Οι σύγχρονες αντιλήψεις περί οξέων και βάσεων έχουν αφετηρία τη θεωρία ηλεκτρολυτικής διαστάσεως του Σουηδού χημικού Arrhenius, σύμφωνα με την οποία οξέα είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που διαλυόμενες στο νερό παρέχουν κατιόντα υδρογόνου (H^+).

Θεωρία
Arrhenius

Οξέα είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης H^+ .

Συμβολισμός και ονοματολογία ανόργανων οξέων

Τα οξέα κατά Arrhenius 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 οξειδωσης του A

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 . Π.χ.,

HBr υδροβρώμιο

H₂S υδρόθειο

HCN υδροκυάνιο

Τα υδατικά διαλύματα αυτών των οξέων ονομάζονται με το αρχικό υδρο- και ακολουθεί η κατάληξη -ικό οξύ.

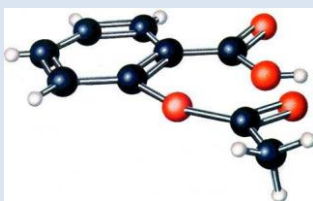
Έτσι, για παράδειγμα, το υδατικό διάλυμα του αερίου HCl, δηλαδή το HCl(aq), ονομάζεται υδροχλωρικό οξύ.

β. τα οξυγονούχα οξέα , τα οποία ονομάζονται με το όνομα του A και τη λέξη οξύ. Π.χ.,

HNO₃ νιτρικό οξύ

HClO₂ χλωριώδες οξύ

H₂SO₄ θειικό οξύ



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

• Με βάση τις οδηγίες της IUPAC, που επί του παρόντος δεν ακολουθούμε στην Ελλάδα, ένα οξύ της

μορφής HA ονομάζεται: υδρογόνο και ακολουθεί η ονομασία του A π.χ. HCl: υδρογόνο χλωρίδιο

• Μερικές «κοινές» ονομασίες οξέων είναι:

H₂SO₄: βιτριόλι

HNO₃: ακουαφόρτε



CORROSIVE

Τα ισχυρά οξέα έχουν μεγάλη διαβρωτική ικανότητα και προκαλούν εγκαύματα στο δέρμα. Γι' αυτό τα δοχεία που έχουν τέτοια διαβρωτικά υγρά φέρουν την παραπάνω ετικέτα.



TOXIC

Το HCN είναι ένα ασθενές οξύ, με πολύ επικίνδυνη δηλητηριώδη δράση. Τα τοξικά υλικά στη συσκευασία τους φέρουν την παραπάνω ετικέτα.

Άλλη ταξινόμηση οξέων

1. Τα οξέα, ανάλογα με τον αριθμό των H⁺ που αποδίδουν στα υδατικά τους διαλύματα, διακρίνονται σε μονοπρωτικά (ή μονοβασικά), διπρωτικά (ή διβασικά) κλπ. Έτσι έχουμε:

HCl: μονοπρωτικό οξύ

H₂SO₄: διπρωτικό οξύ

H₃PO₄: τριπρωτικό οξύ

2. Τα οξέα διακρίνονται επίσης σε ισχυρά, τα οποία δεχόμαστε ότι δίστανται (ή καλύτερα ιοντίζονται) πλήρως σε ιόντα, και ασθενή, που δίστανται μερικώς

σε ιόντα. Στην τελευταία δηλαδή περίπτωση συνυπάρχουν στο διάλυμα αδιάστατα μόρια και ιόντα. Παρακάτω δίνονται χαρακτηριστικά παραδείγματα για κάθε περίπτωση:

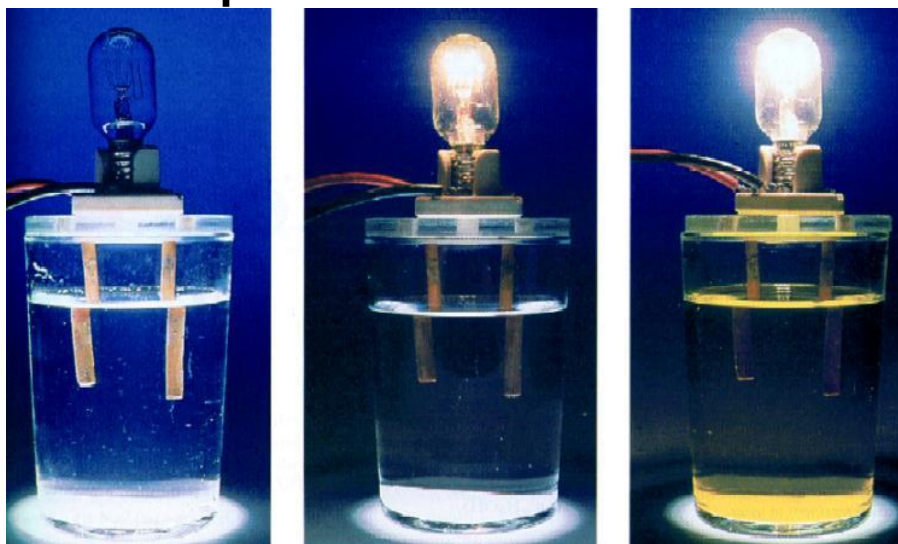
Ισχυρά οξέα: HCl , HBr , HI , HNO_3

Ασθενή οξέα: H_2S , HCN , H_3PO_4

Δηλαδή έχουμε,



Όπως είναι ευνόητο, διάλυμα ισχυρού οξέος π.χ. υδροχλωρικού οξέος (HCl), παρουσιάζει μεγάλη αγωγιμότητα. Στην περίπτωση αυτή η λάμπα που εικονίζεται στη διάταξη του παρακάτω σχήματος ανάβει έντονα. Αντίθετα, στην περίπτωση που έχουμε διάλυμα ασθενούς οξέος π.χ. φωσφορικού οξέος (H_3PO_4), η λάμπα ανάβει αμυδρά λόγω της μικρής συγκέντρωσης ιόντων στο διάλυμα.



ΣΧΗΜΑ 3.1 Πειραματική διάταξη για τη μέτρηση της ηλεκτρικής αγωγιμότητας διαλύματος. Σε διάλυμα ασθενούς οξέος η λάμπα ανάβει αμυδρά ή καθόλου. Αντίθετα, σε διάλυμα ισχυρού οξέος ίδιας συγκέντρωσης η λάμπα ανάβει έντονα.

- Η ισχύς των ηλεκτρολυτών: είναι μία γενική έκφραση της ικανότητας που έχουν οι ηλεκτρολύτες να δίστανται (ιονίζονται) πλήρως ή μερικώς σε ιόντα, κάτω από δεδομένες συνθήκες.

Τα περισσότερα οξέα είναι ασθενή, εκτός από τα:

HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4

Βάσεις

Οι βάσεις περιέχονται σε πολλά υλικά καθημερινής χρήσης. Τα αντιόξινα φάρμακα, που χρησιμοποιούνται όταν έχουμε στομαχικές διαταραχές, περιέχουν βάσεις, π.χ. υδροξείδιο του μαγνησίου (γάλα της μαγνησίας). Τα αποφρακτικά νιπτήρων και σωλήνων (π.χ. tuboflo) περιέχουν υδροξείδιο του νατρίου. Η βάση αμμωνία αποτελεί το βασικό συστατικό καθαριστικών σπιτιού (π.χ. Ajax). Το υδροξείδιο του ασβεστίου αποτελεί σημαντικό υλικό της οικοδομικής. Βάσεις επίσης χρησιμοποιούνται σε πολλές βιομηχανικές διεργασίες, όπως για την παρασκευή των σαπουνιών, της τεχνητής μέταξας, στην επεξεργασία χάρτου κλπ.

- Σύμφωνα με τις σύγχρονες αντιλήψεις περί χημικών δεσμών, θεωρούμε ότι οι ετεροπολικές ενώσεις (π.χ. υδροξείδια μετάλλων και άλατα) δίστανται, σε αντιπαράθεση με τις ομοιοπολικές ενώσεις που ιοντίζονται, δηλαδή, αντιδρούν με το νερό και σχηματίζονται ιόντα.

Ορισμός βάσεων

Θεωρία Arrhenius

Βάσεις είναι ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης OH^- .

Συμβολισμός και ονοματολογία ανόργανων βάσεων

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 οξειδωσης του M

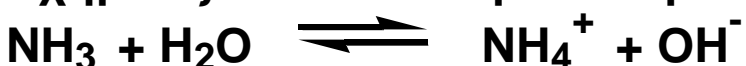
Οι βάσεις (υδροξείδια των μετάλλων) ονομάζονται με την πρόταξη της λέξης **υδροξείδιο-** στο όνομα του μετάλλου. Αν βέβαια το M έχει περισσότερους από έναν αριθμούς οξειδωσης, τότε στο τέλος της ονομασίας ακολουθεί ένας λατινικός αριθμός που δείχνει τον αριθμό οξειδωσης του M. Έτσι έχουμε:

NaOH υδροξείδιο του νατρίου

Ca(OH)₂ υδροξείδιο του ασβεστίου

Fe(OH)₂ υδροξείδιο του σιδήρου (II)

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):



- Με βάση τις οδηγίες της IUPAC, που επί του παρόντος δεν ακολουθούμε στην Ελλάδα, οι βάσεις ονομάζονται:

KOH: κάλιο υδροξείδιο

Fe(OH)₃: σίδηρος (III) υδροξείδιο.

- Ορισμένες «κοινές» ονομασίες βάσεων είναι:

KOH: καυστική ποτάσα

NaOH: καυστική σόδα

- 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 διίσταται πλήρως.

Ταξινόμηση βάσεων

1. Οι βάσεις, ανάλογα με τον αριθμό των OH⁻ που αποδίδουν στα υδατικά τους διαλύματα, διακρίνονται σε μονουδροξυλικές (ή μονόξινες), πολυυδροξυλικές (ή πολυόξινες). Έτσι έχουμε:

KOH: μονόξινη βάση

Ba(OH)₂: δισόξινη βάση

2. Οι βάσεις διακρίνονται επίσης σε ισχυρές, όταν διίστανται πλήρως σε ιόντα, και ασθενείς, όταν διίστανται μερικώς σε ιόντα. Παρακάτω δίνεται χαρακτηριστικό παράδειγμα για κάθε περίπτωση:

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.

3.2.2. Όξινος και Βασικός χαρακτήρας

Ιδιότητες οξέων

Τα οξέα παρουσιάζουν μία σειρά από κοινές ιδιότητες που ονομάζονται **όξινος 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

Τα οξέα έχουν ξινή γεύση.

β. Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών

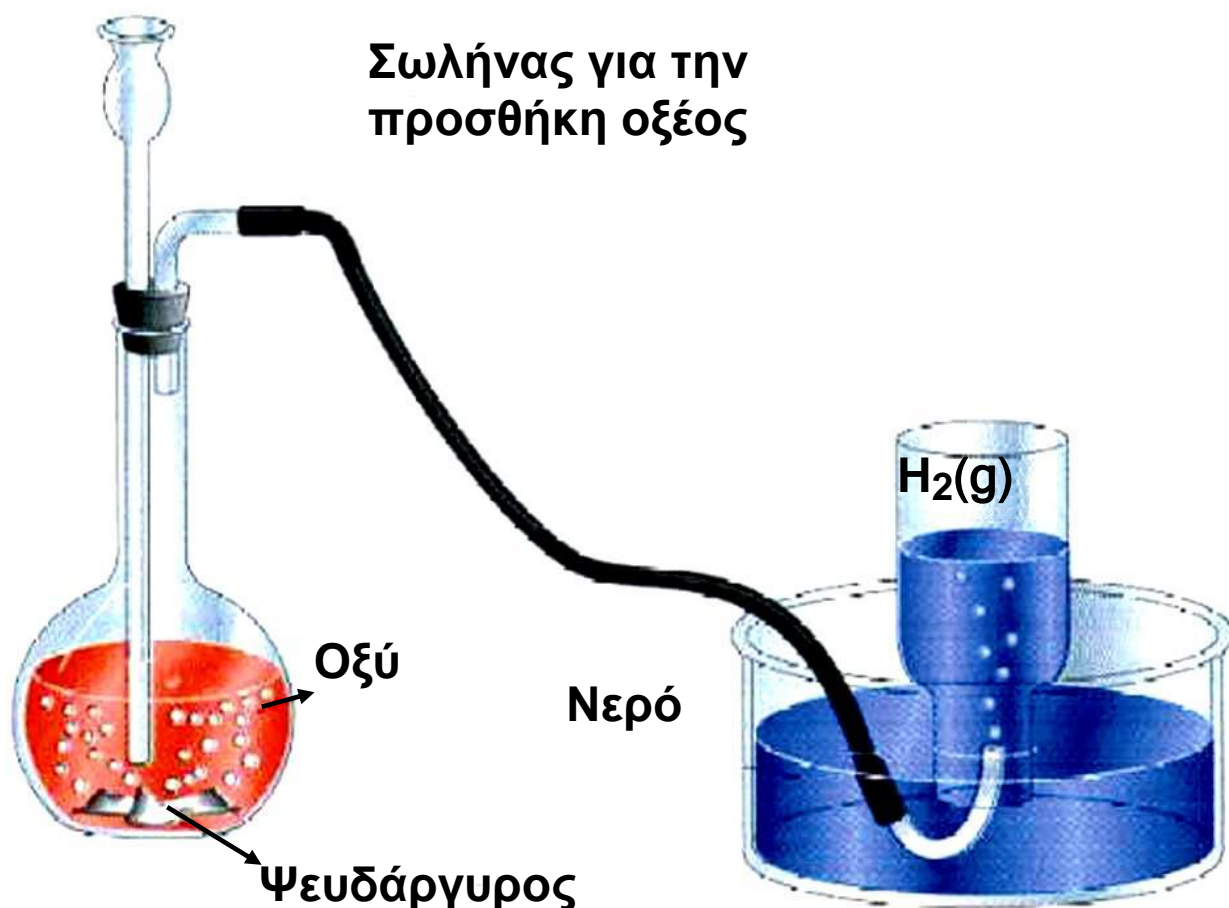
Οι δείκτες είναι ουσίες που αλλάζουν χρώμα ανάλογα με το περιβάλλον στο οποίο βρίσκονται (όξινο ή βασικό). Για παράδειγμα, η φαινολοφθαλεΐνη έχει ανοικτό κόκκινο χρώμα σε διάλυμα βάσης (π.χ. $NaOH$), το οποίο, όμως, με προσθήκη κατάλληλης ποσότητας οξέος χάνεται (αποχρωματισμός διαλύματος). Επίσης, το 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.



«Έκφραση» στην όξινη γεύση

γ. Αντιδρούν με μέταλλα

Ορισμένα δραστικά μέταλλα αντιδρούν με διαλύματα οξέων ελευθερώνοντας αέριο υδρογόνο π.χ. $Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$



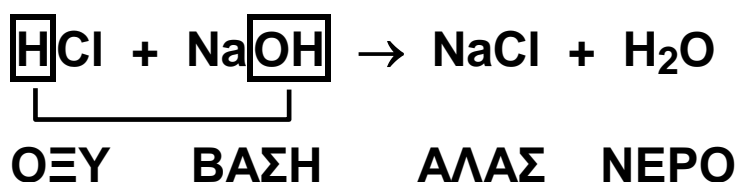
ΣΧΗΜΑ 3.2 Η αντίδραση ενός δραστικού μετάλλου με οξύ μπορεί να χρησιμοποιηθεί για την εργαστηριακή παρασκευή του υδρογόνου.



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

δ. Αντιδρούν με βάσεις

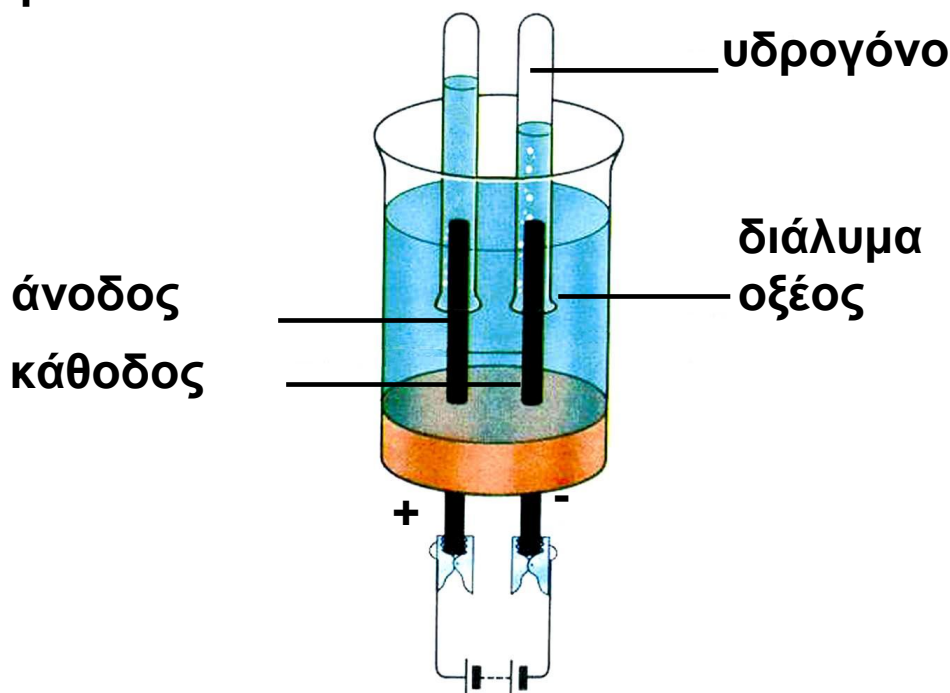
Η αντίδραση αυτή μεταξύ ενός οξέος και μιας βάσης προς σχηματισμό άλατος και νερού ονομάζεται εξουδετέρωση. Ουσιαστικά η εξουδετέρωση είναι η αντίδραση των H^+ του οξέος και των OH^- της βάσης προς σχηματισμό νερού.



ε. Άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα και κατά την ηλεκτρόλυσή τους ελευθερώνεται υδρογόνο στην κάθοδο

Τα ιόντα που προέρχονται από τη διάσταση του οξέος, όπως ήδη έχουμε αναφέρει, είναι φορείς ηλεκτρικού ρεύματος (βλέπε σχήμα 3.1). Μάλιστα η αγωγιμότητα, η ευκολία δηλαδή που περνά το ρεύμα, συσχετίζεται με την ισχύ του ηλεκτρολύτη. Πειραματικά έχει διαπιστωθεί ότι η διαβίβαση συνεχούς ρεύματος σε διάλυμα οξέος απελευθερώνει στην κάθοδο (αρνητικό πόλο της

πηγής) αέριο H_2 . Η διαδικασία αυτή ονομάζεται **ηλεκτρόλυση**. Ηλεκτρόλυση, γενικώς, είναι το σύνολο των χημικών αντιδράσεων που λαμβάνουν χώρα κατά τη διαβίβαση συνεχούς ρεύματος σε διαλύματα ηλεκτρολυτών.



ΣΧΗΜΑ 3.3 Κατά την ηλεκτρόλυση υδατικού διαλύματος οξέος στην κάθοδο ελευθερώνεται H_2

Ιδιότητες βάσεων

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 (OH^-), είναι:

α. Αφή σαπωνοειδής και καυστική γεύση

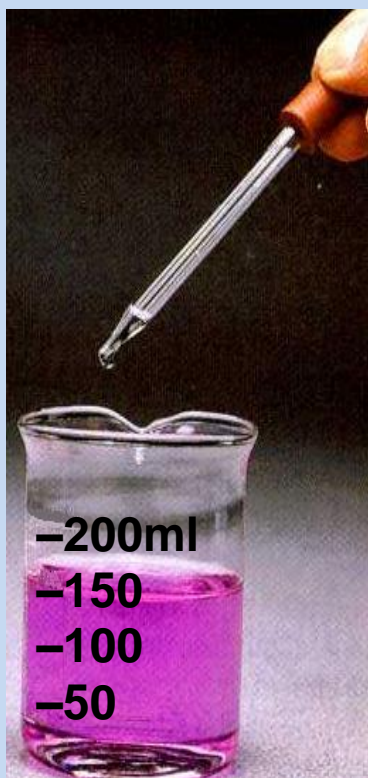
β. Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών

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 O_2 .



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

- pH: από τα αρχικά των λέξεων Puissance Hydrogene (δύναμη υδρογόνου).

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.

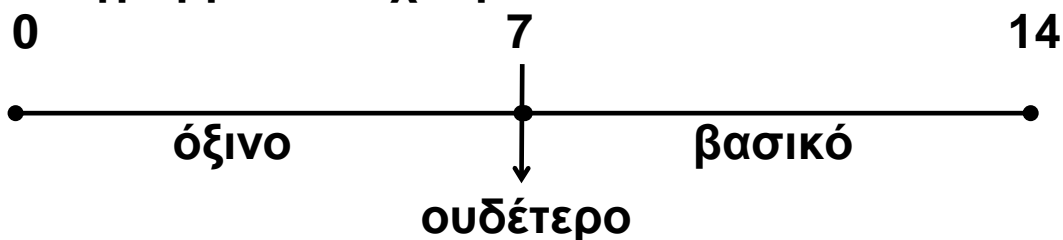
Έτσι, αν το πλήθος των H^+ είναι μεγαλύτερο από αυτό των OH^- , τότε το διάλυμα χαρακτηρίζεται **όξινο**.

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.

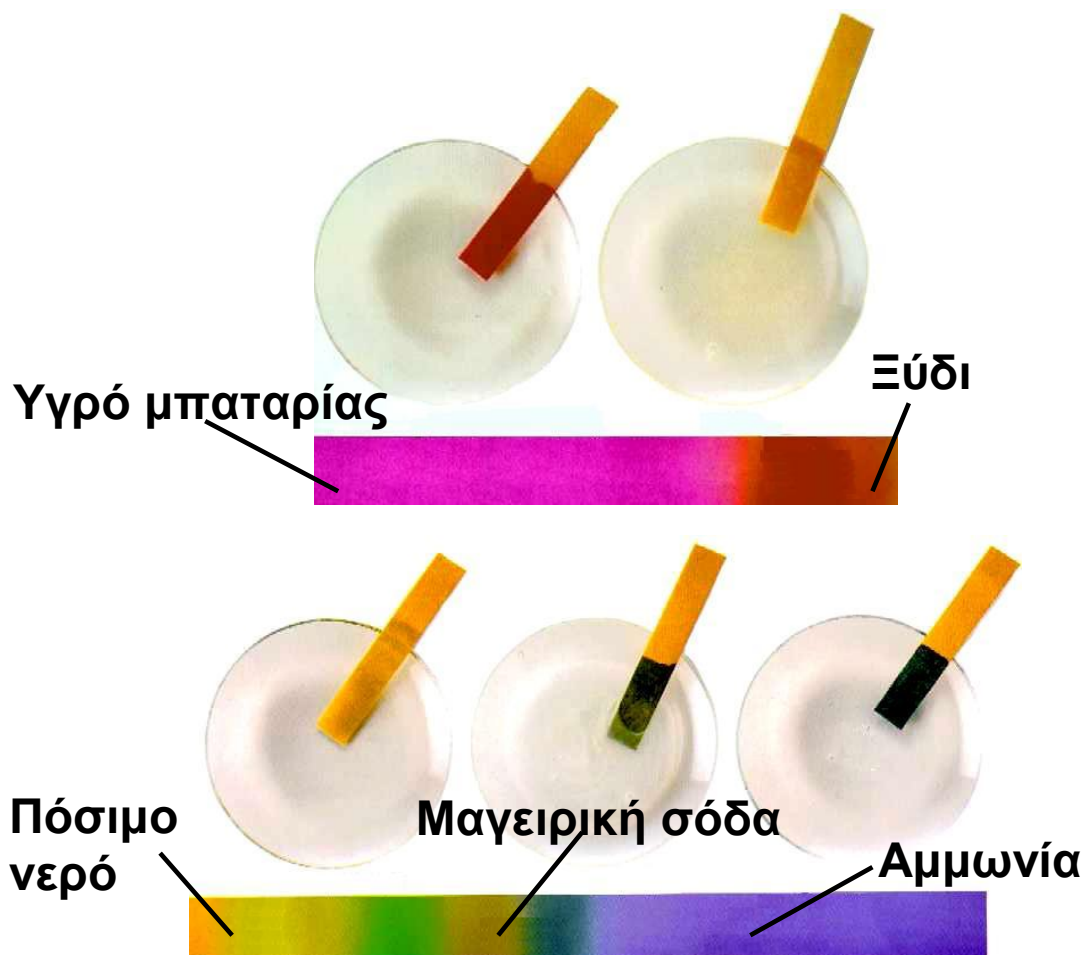
Το pH εκφράζει πόσο όξινο ή βασικό είναι ένα διάλυμα, αποτελεί δηλαδή ένα μέτρο της οξύτητας αυτού.

- Το pH παίρνει πρακτικά τιμές από 0 ως 14. Στα ουδέτερα διαλύματα (π.χ. στο νερό) το $pH = 7$. Στα όξινα διαλύματα έχουμε $pH < 7$ και μάλιστα, όσο μικρότερη είναι η τιμή αυτή, τόσο πιο όξινο είναι το διάλυμα. Στα βασικά διαλύματα έχουμε $pH > 7$ και μάλιστα, όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή αυτή, τόσο πιο βασικό είναι το διάλυμα.

Διαγραμματικά έχουμε:



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), όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα.



ΣΧΗΜΑ 3.4 Ο παγκόσμιος δείκτης παίρνει διάφορα χρώματα, καθώς το pH του διαλύματος μεταβάλλεται από 0 έως 14.

Πρώτη σειρά από αριστερά προς τα δεξιά έχουμε διαλύματα με $\text{pH} = 1$, $\text{pH} = 4$, αντίστοιχα.

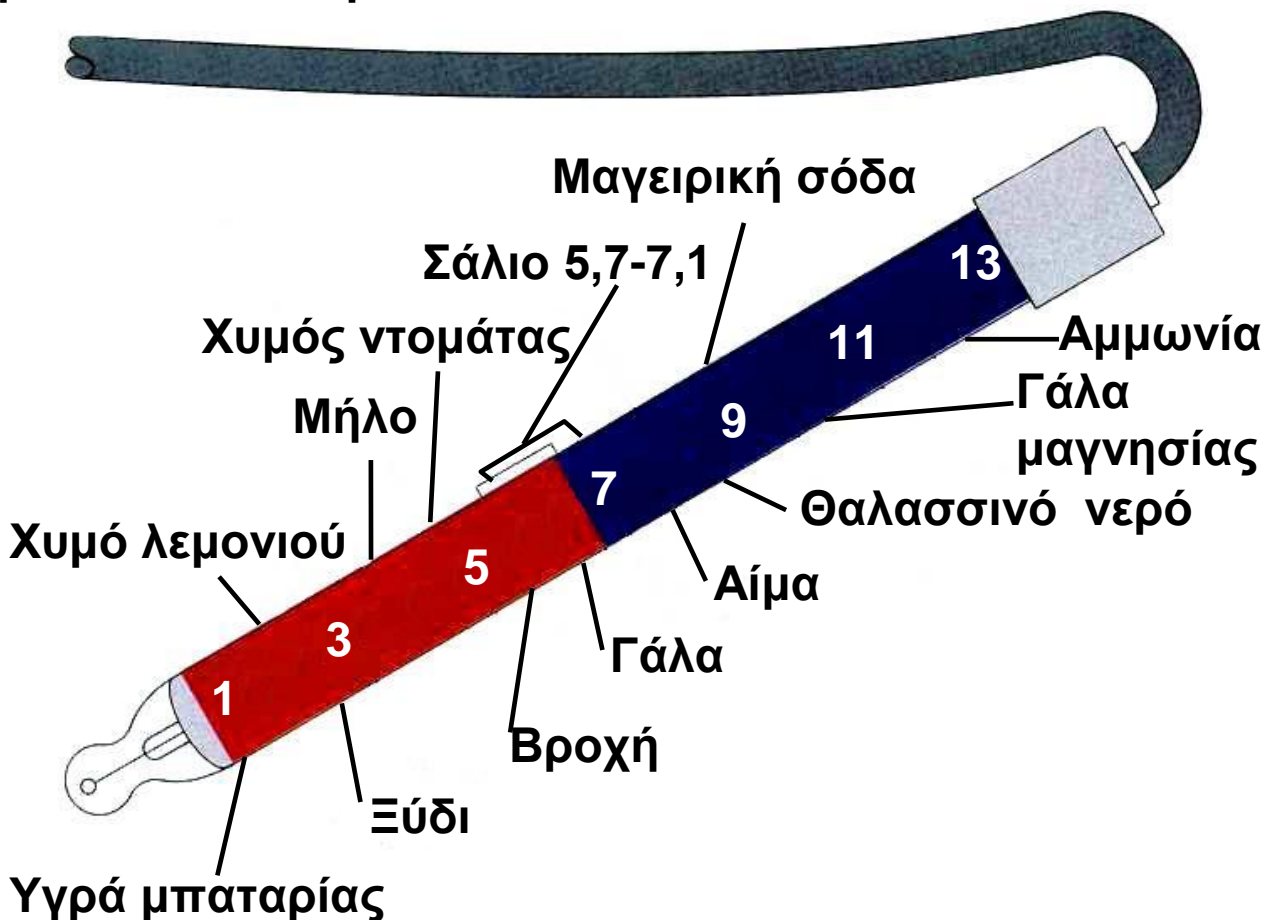
Δεύτερη σειρά από αριστερά προς τα δεξιά έχουμε διαλύματα με $\text{pH} = 7$, $\text{pH} = 9$, $\text{pH} = 11$, αντίστοιχα.

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.



ΣΧΗΜΑ 3.5 Ο προσδιορισμός του pH με πεχάμετρο μπορεί να γίνει με μεγάλη ακρίβεια.

Το pH έχει πολλές εφαρμογές στην καθημερινή μας ζωή. Στην τηλεόραση πολλές φορές έχουμε ακούσει τον όρο pH στις διαφημίσεις των σαμπουάν, των σαπουνιών κλπ. Σήμερα γνωρίζουμε το pH πολλών βιολογικών υγρών, χυμών, ποτών και ειδών διατροφής. Στο σχήμα που ακολουθεί φαίνονται οι τιμές pH μερικών γνωστών διαλυμάτων:



ΣΧΗΜΑ 3.6 Τιμές pH ορισμένων γνωστών μας διαλυμάτων.

3.3 Οξείδια

Ορισμένα οξείδια έχουν ιδιαίτερη βαρύτητα στην καθημερινή μας ζωή. Το πιο γνωστό από αυτά είναι το διοξείδιο του άνθρακα (CO_2), που είναι το βασικό προϊόν της αναπνοής των έμβιων όντων και χρησιμοποιείται στη φωτοσύνθεση. Ακόμα, το CO_2 είναι κυρίως υπεύθυνο για το φαινόμενο του θερμοκηπίου.

Το διοξείδιο του θείου (SO_2), το μονοξείδιο του αζώτου (NO), το διοξείδιο του αζώτου (NO_2) και το μονοξείδιο του άνθρακα (CO) ανήκουν στην κατηγορία των ατμοσφαιρικών ρύπων, που τόσο πολύ έχουν ταλαιπωρήσει τους κατοίκους πολλών μεγαλουπόλεων τα τελευταία χρόνια.

Άλλα χαρακτηριστικά οξείδια είναι το οξείδιο του ασβεστίου (CaO), ο γνωστός μας ασβέστης, που αποτελεί βασικό υλικό της οικοδομικής και πρώτη ύλη για την παρασκευή του γυαλιού. Τέλος, πολύ σημαντικά οξείδια είναι το Al_2O_3 και το Fe_2O_3 , που υπό μορφή ορυκτών αποτελούν τη βάση για τη βιομηχανική παραγωγή (μεταλλουργία) των μετάλλων Al και Fe , αντίστοιχα.

Ορισμός, συμβολισμός, ονοματολογία και ταξινόμηση οξειδίων

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 Σ .

Τα οξείδια ονομάζονται με τη λέξη οξείδιο και ακολουθεί το όνομα του στοιχείου. Π.χ.

CaO : οξείδιο του ασβεστίου

Al_2O_3 : οξείδιο του αργιλίου

Cu_2O : οξείδιο του χαλκού (I)

Na_2O : οξείδιο του νατρίου

Όταν ένα στοιχείο (συνήθως αμέταλλο) σχηματίζει περισσότερα οξείδια, τότε αυτά διακρίνονται με πρόταξη στο όνομά τους των αριθμητικών μονο-, δι-, τρι- κλπ.

Έτσι, έχουμε:

CO : μονοξείδιο του άνθρακα

CO_2 : διοξείδιο του άνθρακα

N_2O_3 : τριοξείδιο του αζώτου

SO_3 : τριοξείδιο του θείου

• Με βάση τις οδηγίες της IUPAC, που δεν ακολουθούμε επί του παρόντος στην Ελλάδα, τα οξείδια ονομάζονται:

N_2O_5 : διάζωτο πεντοξείδιο

SO_2 : θείο διοξείδιο

Ταξινόμηση οξειδίων

Τα οξείδια, ανάλογα με τη χημική τους συμπεριφορά, μπορούν να διακριθούν σε όξινα οξείδια, βασικά και επαμφοτερίζοντα οξείδια.

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

(H_2SO_4) αφαιρούμε ένα μόριο H_2O από ένα μόριο H_2SO_4 , οπότε, προκύπτει 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 HNO_3 , αφαιρούμε από δύο μόρια HNO_3 ένα μόριο νερού, οπότε προκύπτει N_2O_5 .

Δηλαδή, $2\text{HNO}_3 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$

Ένας άλλος τρόπος καθορισμού του ανυδρίτη ενός οξέος είναι ο ακόλουθος:

Έστω για παράδειγμα ότι θέλουμε να βρούμε τον ανυδρίτη του H_3PO_4 . Κατ' αρχάς βρίσκουμε τον αριθμό οξειδωσης του P στο οξύ:

$$3(+1) + x + 4(-2) = 0 \text{ ή } x = +5.$$

Τον ίδιο αριθμό οξειδωσης θα έχει ο P και στο οξειδίό του. Συνεπώς, το οξείδιο θα έχει τον μοριακό τύπο:

P_2O_5 .

• Η χημική συμπεριφορά των όξινων οξειδίων είναι ανάλογη των αντίστοιχων οξέων τους.

2. Βασικά οξείδια (ανυδρίτες βάσεων)

Τα οξείδια αυτά είναι συνήθως οξείδια μετάλλων και παραδείγματα τέτοιων οξειδίων είναι το Na_2O , το CaO , το Fe_2O_3 .

Τα βασικά οξείδια προκύπτουν (θεωρητικά) από τις αντίστοιχες βάσεις με αφαίρεση, με τη μορφή νερού όλων των ατόμων υδρογόνου που περιέχουν.

• Η χημική συμπεριφορά των βασικών οξειδίων είναι ανάλογη των αντίστοιχων βάσεών τους.

Με τη λογική αυτή βρίσκουμε τους ανυδρίτες των βάσεων Ca(OH)_2 , NaOH και Fe(OH)_3 :



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 οξειδωσης . Κατόπιν τούτου, ο ανυδρίτης του Mg(OH)_2 είναι το MgO , αφού το Mg και στις δύο ενώσεις έχει αριθμό οξειδωσης +2.

3. Επαμφοτερίζοντα

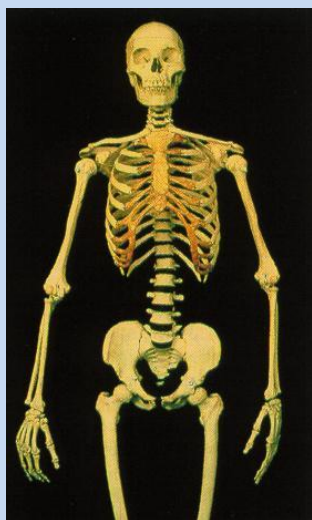
Επαμφοτερίζον είναι το οξείδιο εκείνο που άλλοτε συμπεριφέρεται ως οξύ και άλλοτε ως βάση. Αυτή του η συμπεριφορά καθορίζεται από τη φύση της ουσίας με την οποία αντιδρά. Έτσι, το Al_2O_3 κατά την αντίδραση με ένα οξύ συμπεριφέρεται ως βάση, Al(OH)_3 , ενώ κατά την αντίδρασή του με μία βάση, συμπεριφέρεται ως οξύ, H_3AlO_3 , (αργιλικό οξύ).

• Χαρακτηριστικά παραδείγματα επαμφοτεριζόντων οξειδίων: ZnO , Al_2O_3 , PbO , SnO .

3.4 Άλατα

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. Το πιο γνωστό άλας είναι το αλάτι ή μαγειρικό αλάτι (NaCl), που

υπάρχει άφθονο ως ορυκτό ή διαλυμένο στο θαλασσινό νερό. Οι χρήσεις του είναι πολυάριθμες, π.χ. μαγειρική, συντήρηση τροφίμων, βιομηχανική παρασκευή χλωρίου κλπ. Άλλα γνωστά άλατα είναι το ανθρακικό νάτριο (Na_2CO_3), που χρησιμοποιείται π.χ. για την παρασκευή γυαλιού, το υποχλωριώδες νάτριο (NaClO), που το αραιό διάλυμά του είναι η χλωρίνη, το ανθρακικό ασβέστιο (CaCO_3), που απαντά στα μάρμαρα, ο βρωμιούχος άργυρος (AgBr), που χρησιμοποιείται στη φωτογραφική, το φθοριούχα άλατα χρησιμοποιούνται στις οδοντόπαστες κλπ.



Τα οστά του ανθρώπου αποτελούνται κυρίως από $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, ένα δυσδιάλυτο στο νερό αλάτι του ασβεστίου.

Συμβολισμός και ονοματολογία αλάτων

Τα άλατα είναι ιοντικές ενώσεις που περιέχουν κατιόν Μ (μέταλλο ή θετικό πολυατομικό ιόν, π.χ. NH_4^+) και ανιόν Α (αμέταλλο εκτός Ο ή αρνητικό πολυατομικό ιόν π.χ. CO_3^{2-}).

Έτσι, ο γενικός τύπος των αλάτων είναι: M_ψA_x

Όπου, x και ψ 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. Το θέμα όμως αυτό ξεπερνά τα όρια μελέτης του παρόντος βιβλίου.

- 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

Τα άλατα μπορούν να διακριθούν σε:

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_3 : χλωριούχος σίδηρος (III) ή
τριχλωριούχος σίδηρος

KCN : κυανιούχο κάλιο

NH_4I : 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.,

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$: φωσφορικό ασβέστιο

ZnCO_3 : ανθρακικός ψευδάργυρος

KHSO_4 : όξινο θειικό κάλιο

$\text{Ba}(\text{ClO})_2$: χλωριώδες βάριο

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$: νιτρικό αργίλιο

- Με βάση τις οδηγίες της IUPAC, που δεν ακολουθούμε επί του παρόντος στην Ελλάδα, 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

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, διίστανται 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

3.5 Χημικές αντιδράσεις

Χημικά φαινόμενα (αντιδράσεις) ονομάζονται οι μεταβολές κατά τις οποίες από ορισμένες αρχικές ουσίες (αντιδρώντα) δημιουργούνται νέες (προϊόντα) με διαφορετικές ιδιότητες.

Χημικές αντιδράσεις γίνονται συνεχώς στο φυσικό και ανθρωπογενές περιβάλλον με ή χωρίς την παρέμβαση του ανθρώπου. Στον άνθρωπο, που είναι ένα τεράστιο χημικό εργαστήριο με τρισεκατομμύρια κύτταρα, γίνονται αδιάκοπα χημικές αντιδράσεις με συνεχή αλληλεξάρτηση, που έχουν σαν αποτέλεσμα την ισορροπία του οργανισμού. Στα φυτά, από την αντίδραση διοξειδίου του άνθρακα (CO_2) με νερό (H_2O), δημιουργείται η γλυκόζη ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) και με τη βοήθεια της ηλιακής ενέργειας. Αυτή είναι η αντίδραση της φωτοσύνθεσης, που επιτελείται στους χλωροπλάστες και αποτελεί τη βασική αναβολική λειτουργία των αυτότροφων οργανισμών.

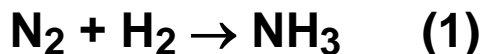
Ωστόσο, χημικές αντιδράσεις γίνονται και στο μήλο που σαπίζει, στην μπανάνα που μαυρίζει, στο γάλα που ξινίζει, στο κρασί που γίνεται ξίδι. Χημικές αντιδράσεις γίνονται στα μάρμαρα που μετατρέπονται σε γύψο, κατά τη δημιουργία της τρύπας του όζοντος κλπ.

Πως συμβολίζονται οι χημικές αντιδράσεις

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.



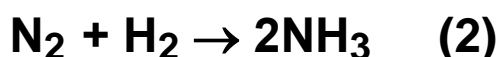
Ας εξετάσουμε τώρα μία απλή χημική αντίδραση π.χ. την αντίδραση του αζώτου με το υδρογόνο προς σχηματισμό αμμωνίας. Το χημικό αυτό φαινόμενο περιγράφεται με την παρακάτω χημική εξίσωση:



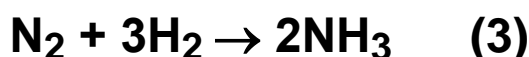
Στο πρώτο μέλος γράφουμε τα μόρια των αντιδρώντων, δηλαδή, το άζωτο και το υδρογόνο, ενώ στο δεύτερο μέλος της εξίσωσης γράφουμε τα προϊόντα της αντίδρασης, δηλαδή την αμμωνία .

Ωστόσο, η χημική εξίσωση (1) δεν είναι ακόμα σωστά γραμμένη, καθώς ο αριθμός των ατόμων κάθε στοιχείου θα πρέπει να είναι ίδιος στα αντιδρώντα και προϊόντα, αφού τα άτομα ούτε φθείρονται, ούτε δημιουργούνται κατά τη διάρκεια μιας χημικής αντίδρασης. Θα πρέπει, λοιπόν να γίνει ισοστάθμιση μάζας. Έτσι, βάζουμε κατάλληλους συντελεστές στα δύο μέλη της εξίσωσης, ώστε να ικανοποιηθεί η παραπάνω απαίτηση.

Στο παράδειγμα της σύνθεσης της αμμωνίας, βάζουμε συντελεστή δύο μπροστά από την αμμωνία, ώστε να ισοσταθμίσουμε τα άτομα αζώτου, οπότε η χημική εξίσωση γράφεται:



Επίσης βάζουμε συντελεστή τρία μπροστά από το μόριο του υδρογόνου, ώστε να ισοσταθμίσουμε στα δύο μέλη της χημικής εξίσωσης (αντιδρώντα και προϊόντα) τον αριθμό ατόμων υδρογόνου. Έτσι, η χημική εξίσωση παίρνει τη μορφή:



Η (3) είναι τώρα σωστά γραμμένη χημική εξίσωση, καθώς έχει γίνει ισοστάθμιση των ατόμων στα δύο μέλη της εξίσωσης. Επιπλέον πολλές φορές αναγράφεται και

η φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και προϊόντων, όπως θα δούμε παρακάτω.



Antoine Lavoisier (1743-1794). Αν κανείς ήθελε να οριοθετήσει την εποχή που αρχίζει η ανάπτυξη της χημείας ως επιστήμη θα ξεκινούσε από την Γάλλο χημικό Lavoisier. Μια λαμπρή προσωπικότητα, προικισμένη με πολλές αρετές. Το ερευνητικό του έργο ήταν πολύ πλούσιο. Μεταξύ των άλλων περιλαμβάνεται ο νόμος διατήρησης της μάζας:

«Σε κάθε χημική αντίδραση η μάζα των αντιδρώντων είναι ίση με τη μάζα των προϊόντων.»

Το βιβλίο του «Στοιχειώδες Σύγγραμμα της Χημείας» αποτέλεσε τη βάση για τη θεμελίωση και διάδοση της χημικής επιστήμης. Παράλληλα με τις επιστημονικές του δραστηριότητες, είχε αναπτύξει και επιχειρηματική δράση, έχοντας μια φοροεισπρακτική εταιρεία. Η εταιρεία αυτή του εξασφάλιζε μεγάλα κέρδη, ώστε να αυτοχρηματοδοτεί τις έρευνες του. Όμως, αυτή του στοίχισε το κεφάλι. Κατά τη διάρκεια της Γαλλικής επανάστασης κατηγορήθηκε για οικονομικά εγκλήματα και κατατομήθηκε. « Χάθηκε σ' ένα λεπτό ένα κεφάλι που ούτε κάθε εκατό χρόνια δε γεννιέται»

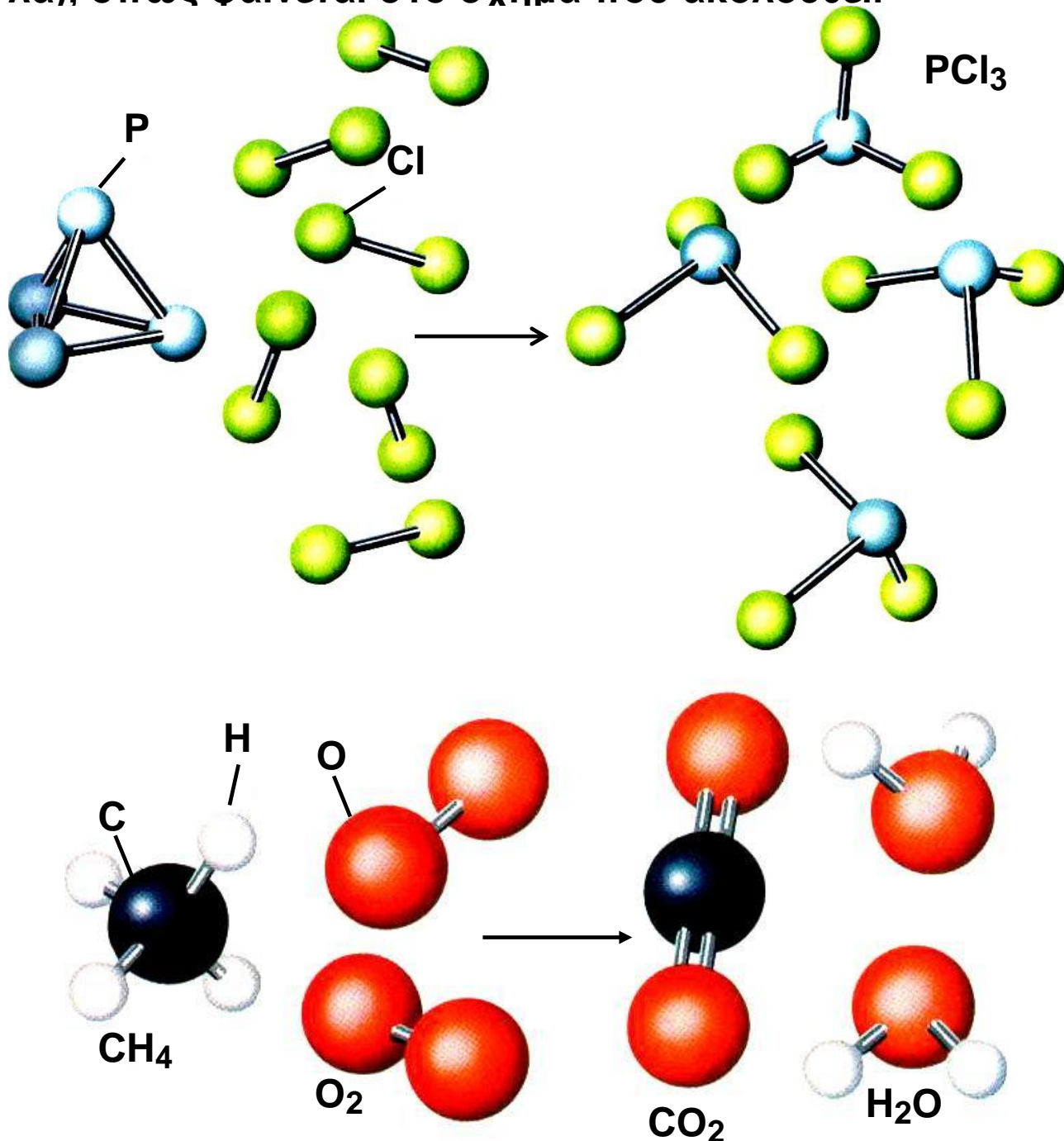
Συμπερασματικά, λοιπόν, μία χημική εξίσωση περιλαμβάνει:

- τα αντιδρώντα και τα προϊόντα τους κατάλληλους συντελεστές,
- ώστε τα άτομα κάθε στοιχείου να είναι ισάριθμα στα δύο μέλη της χημικής εξίσωσης.

Παρακάτω δίνονται χαρακτηριστικά παραδείγματα χημικών εξισώσεων στις οποίες αναγράφεται και η φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και προϊόντων .

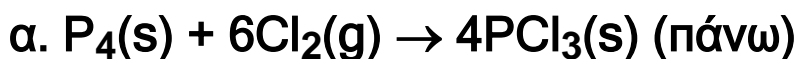


Οι παραπάνω χημικές εξισώσεις μπορούν να παρασταθούν και με προσομοιώματα μορίων (μοριακά μοντέλα), όπως φαίνεται στο σχήμα που ακολουθεί.



ΣΧΗΜΑ 3.7

ΣΧΗΜΑ 3.7 Εικονική παρουσίαση των αντιδράσεων σε μορφή μοριακών μοντέλων :



- Σύμβολα:
(s) → στερεό
(l) → υγρό
(g) → αέριο
(aq) → υδατικό διάλυμα

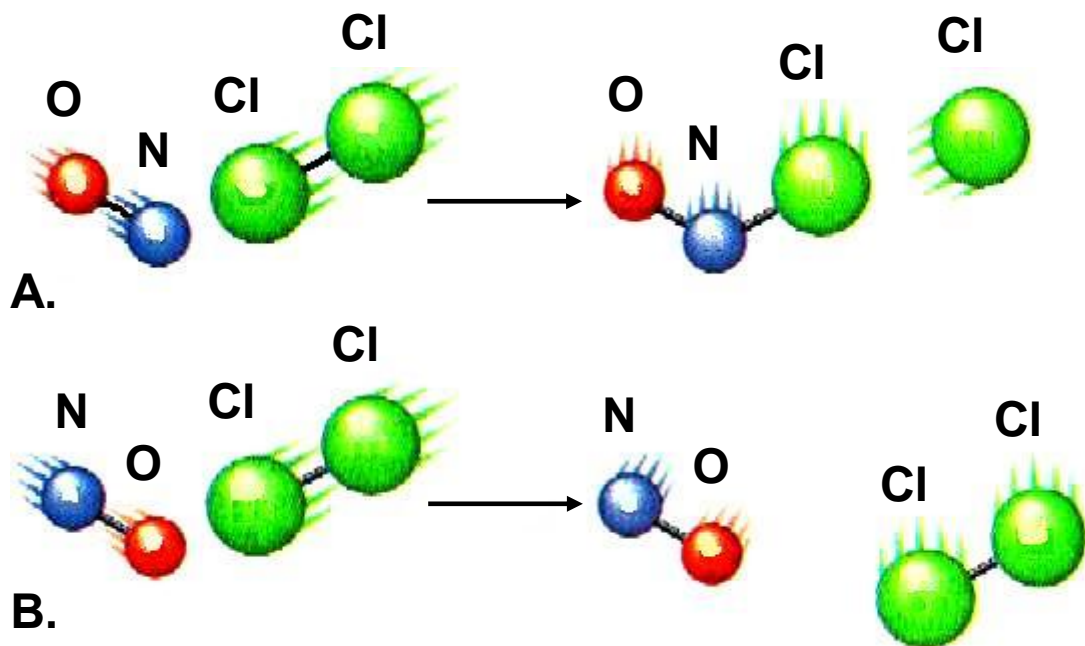
Χαρακτηριστικά των χημικών αντιδράσεων

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.

- Σε βαθύτερο επίπεδο την απάντηση στο ερώτημα πότε πραγματοποιείται μια χημική αντίδραση δίνει η Χημική Θερμοδυναμική (βλέπε σχολικό βιβλίο Γ' Λυκείου).



ΣΧΗΜΑ 3.8 Για να γίνει η αντίδραση $\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NOCl} + \text{Cl}$ θα πρέπει τα αντιδρώντα μόρια να έχουν το σωστό προσανατολισμό και την κατάλληλη ταχύτητα (ενέργεια).

A: αποτελεσματική σύγκρουση

B: μη αποτελεσματική σύγκρουση.

β. Πόσο γρήγορα γίνεται μία χημική αντίδραση; (Ταχύτητα της αντίδρασης)

Εύκολα γίνεται αντιληπτό ότι η ταχύτητα με την οποία τα διάφορα χημικά φαινόμενα εξελίσσονται ποικίλλει. Έτσι, π.χ. ο Fe σκουριάζει (διάβρωση) πολύ αργά, ενώ η έκρηξη της πυρίτιδας ή η καύση του Mg με το O₂ γίνονται ακαριαία. Επίσης, η αντίδραση

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ στη συνήθη θερμοκρασία προχωρεί τόσο αργά, ώστε πρακτικά δε γίνεται. Αν όμως τη «βοηθήσουμε» με ένα σπινθήρα, τότε γίνεται έκρηξη, δηλαδή η αντίδραση γίνεται με πολύ μεγάλη ταχύτητα.

- Η συγκέντρωση εκφράζει το πλήθος των μορίων ανά μονάδα όγκου (στο επόμενο κεφάλαιο θα μιλήσουμε αναλυτικά για τη συγκέντρωση).

Προφανώς ο ρυθμός των ενεργών συγκρούσεων καθορίζει την ταχύτητα μιας αντίδρασης.

➤ Ταχύτητα μιας αντίδρασης ορίζεται η μεταβολή της συγκέντρωσης ενός από τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα, στη μονάδα του χρόνου.

- Όταν έχουμε πυρετό (υψηλή θερμοκρασία), όλες οι αντιδράσεις του οργανισμού επιταχύνονται.

- Η ζάχαρη στον αέρα καίγεται σε $\theta > 600\text{ }^{\circ}\text{C}$, ενώ στον οργανισμό μας «καίγεται» στους $37\text{ }^{\circ}\text{C}$. Γιατί;

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.

γ. Ενεργειακές μεταβολές που συνοδεύουν τη χημική αντίδραση

Είναι πια γνωστό ότι στις χημικές μεταβολές (αντιδράσεις) τα άτομα διατηρούνται, ενώ ανακατανέ-

μονται. Δηλαδή, οι αρχικοί δεσμοί «σπάζουν» και δημιουργούνται καινούργιοι σχηματίζοντας έτσι τα προϊόντα της αντίδρασης. Π.χ. στην αντίδραση $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$, «σπάζουν» οι δεσμοί H-H και Cl-Cl και δημιουργείται ο δεσμός H-Cl.

Γενικά, 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 θερμότητα στο περιβάλλον.
- Ενδόθερμη είναι η αντίδραση που απορροφά θερμότητα από το περιβάλλον.

- Εκλύεται: ελευθερώνεται

- Εξώθερμη:



- Ενδόθερμη:



δ. Πόσο αποτελεσματική είναι μία αντίδραση; (Απόδοση αντίδρασης)

Πολλές χημικές αντιδράσεις δεν είναι πλήρεις, δηλαδή μέρος μόνο των αντιδρώντων μετατρέπονται σε προϊόντα (αμφίδρομες αντιδράσεις).

- 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).

Όπως θα δούμε αναλυτικά στο βιβλίο της Β΄ Λυκείου κατεύθυνσης, μπορούμε να αυξήσουμε την απόδοση μιας αντίδρασης μεταβάλλοντας:

1. την ποσότητα (συγκέντρωση) των αντιδρώντων ή των προϊόντων
2. τη θερμοκρασία
3. την πίεση, εφ' όσον στην αντίδραση μετέχουν αέρια.

Μερικά είδη χημικών αντιδράσεων

Οι χημικές αντιδράσεις μπορούν να ταξινομηθούν σε δύο μεγάλες κατηγορίες, τις οξειδοαναγωγικές και τις μεταθετικές.

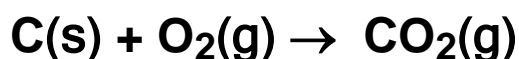
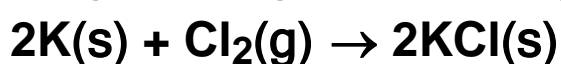
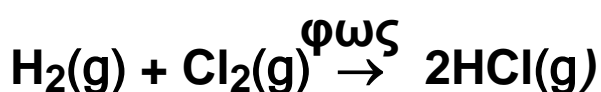
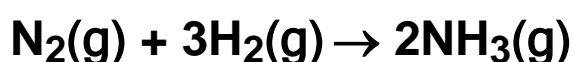
A. ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Στις αντιδράσεις αυτές ο αριθμός οξείδωσης ορισμένων από τα στοιχεία που συμμετέχουν μεταβάλλεται.

Τέτοιες αντιδράσεις απλής μορφής είναι οι συνθέσεις, οι αποσυνθέσεις, οι διασπάσεις, οι αντιδράσεις απλής αντικατάστασης. Υπάρχουν, βέβαια, και αντιδράσεις οξειδοαναγωγής πολύπλοκης μορφής, οι οποίες όμως δε θα μας απασχολήσουν στο κεφάλαιο αυτό.

1. Αντιδράσεις σύνθεσης

Κατά τις αντιδράσεις αυτές αντιδρούν δύο ή περισσότερα στοιχεία για να σχηματίσουν μία χημική ένωση. Ας δούμε μερικά παραδείγματα.



Εφαρμογή

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).

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). Ας δούμε μερικά παραδείγματα.



Ωστόσο, υπάρχουν αντιδράσεις διάσπασης που δεν είναι οξειδοαναγωγής, π.χ.



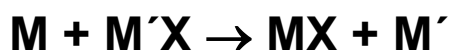
Εφαρμογή

Να γραφούν οι χημικές εξισώσεις των επόμενων αντιδράσεων:

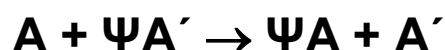
α. οξείδιο του χαλκού (II) διασπάται σε χαλκό και οξυγόνο,
β. βρωμιούχος άργυρος διασπάται σε άργυρο και βρώμιο.

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. Έτσι, ένα μέταλλο M αντικαθιστά ένα άλλο μέταλλο M' ή το υδρογόνο, σύμφωνα με το γενικό σχήμα:



ή ένα αμέταλλο A αντικαθιστά ένα άλλο αμέταλλο A', σύμφωνα με το γενικό σχήμα:



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'.

Παρακάτω δίνεται η σειρά δραστικότητας των κυριότερων μετάλλων και αμετάλλων.

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 δραστικότητας

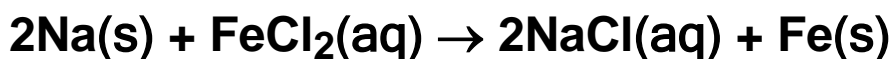
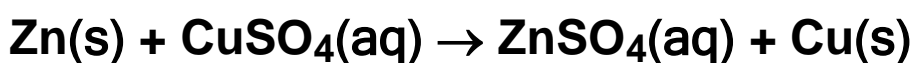


ΑΜΕΤΑΛΛΑ:

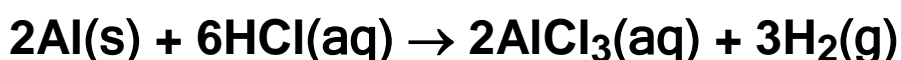
F₂, Cl₂, Br₂, O₂, I₂, S

Ας δούμε τώρα μερικά παραδείγματα

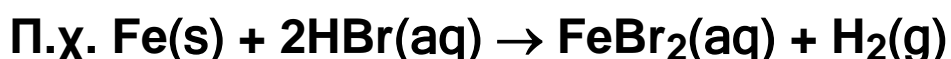
α) Μέταλλο + άλας → άλας + μέταλλο



β) Μέταλλο + οξύ → άλας + H₂



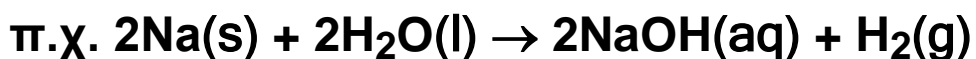
Να παρατηρήσουμε ότι στις αντιδράσεις αυτές το μέταλλο εμφανίζεται στα προϊόντα με το μικρότερο αριθμό οξειδωσης. Εξαιρείται ο χαλκός που δίνει ενώσεις του Cu^{2+} .



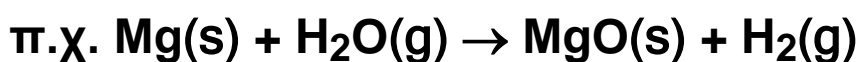
Επίσης, τα πυκνά διαλύματα θειικού οξέος κατά τις αντιδράσεις τους με μέταλλα δίνουν πολύπλοκες οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις (και όχι αντιδράσεις απλής αντικατάστασης). Το ίδιο ισχύει και για τα διαλύματα πυκνού και αραιού νιτρικού οξέος.

γ) Μέταλλο + νερό → + H₂

Τα πιο δραστικά μέταλλα K, Ba, Ca, Na αντιδρούν με το νερό και δίνουν την αντίστοιχη βάση (υδροξείδιο του μετάλλου) και H₂.



Τα υπόλοιπα πιο δραστικά από το υδρογόνο μέταλλα αντιδρούν με υδρατμούς σε υψηλή θερμοκρασία και δίνουν οξείδιο του μετάλλου και υδρογόνο,





Η αντίδραση του νερού με Na (πάνω) και K (κάτω) γίνεται πολύ βίαια, το δε H_2 που ελευθερώνεται αυταναφλέγεται.

Εφαρμογή

Να γραφούν οι χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων (εφόσον αυτές γίνονται):

1. ψευδάργυρος + υδροβρώμιο \rightarrow
2. ιώδιο + φθοριούχο νάτριο \rightarrow
3. νάτριο + χλωριούχο αργίλιο \rightarrow
4. χαλκός + νιτρικός άργυρος \rightarrow
5. άργυρος + υδροχλώριο \rightarrow
6. κάλιο + φωσφορικό οξύ \rightarrow
7. βάριο + νερό \rightarrow
8. ψευδάργυρος + νερό \rightarrow

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.

- Ηλεκτρολύτες είναι τα οξέα, οι βάσεις και τα άλατα

- Σύμβολα:

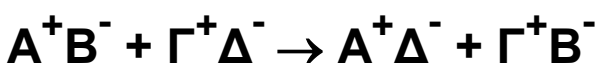
↓ : ίζημα, δηλαδή δυσδιάλυτη ουσία

↑ : αέρια ουσία

- Αν το αέριο προϊόν είναι ευδιάλυτο, τότε θερμαίνουμε για να απομακρυνθεί από το διάλυμα.

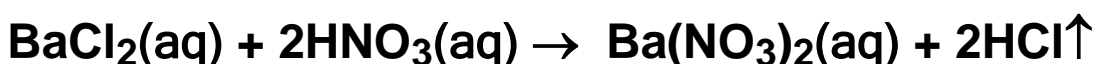
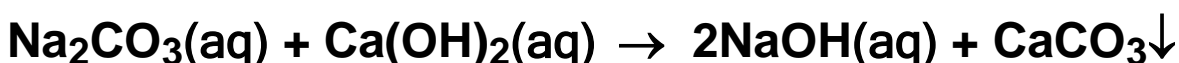
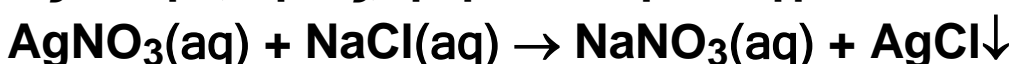
1. Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης

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



Σ' αυτό το είδος αντιδράσεων ανήκουν και οι αντιδράσεις μεταξύ οξέων και βάσεων (εξουδετερώσεις), οι οποίες εξετάζονται χωριστά στην αμέσως επόμενη ενότητα.

Ας δούμε, όμως, μερικά παραδείγματα.



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

1. «πέφτει» ως ίζημα (καταβύθιση).
2. εκφεύγει ως αέριο από το αντιδρών σύστημα
3. είναι ελάχιστα ιοντιζόμενη ένωση, δηλαδή δίσταται σε πολύ μικρό ποσοστό.

Η τελευταία περίπτωση θίγεται σχεδόν αποκλειστικά στην εξουδετέρωση, όπου σχηματίζεται η ελάχιστη

ιοντιζόμενη ένωση νερό.

Για τις άλλες περιπτώσεις θα πρέπει να μάθουμε να αναγνωρίζουμε ποια είναι τα ιζήματα και τα αέρια. Αυτά δίνονται σε μορφή πίνακα παρακάτω.

ΠΙΝΑΚΑΣ 3.1: Κυριότερα αέρια και ιζήματα

ΑΕΡΙΑ: HF, HCl, HBr, HI, H₂S, HCN, SO₂, CO₂, NH₃

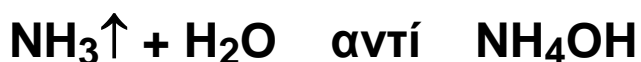
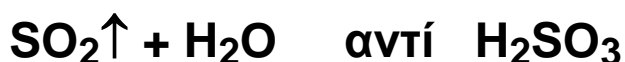
ΙΖΗΜΑΤΑ: AgCl, AgBr, AgI, BaSO₄, CaSO₄, PbSO₄

Όλα τα ανθρακικά άλατα εκτός από K₂CO₃, Na₂CO₃, (NH₄)₂CO₃.

Όλα τα θειούχα άλατα εκτός από K₂S, Na₂S, (NH₄)₂S.

Όλα τα υδροξείδια των μετάλλων εκτός από KOH, NaOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂

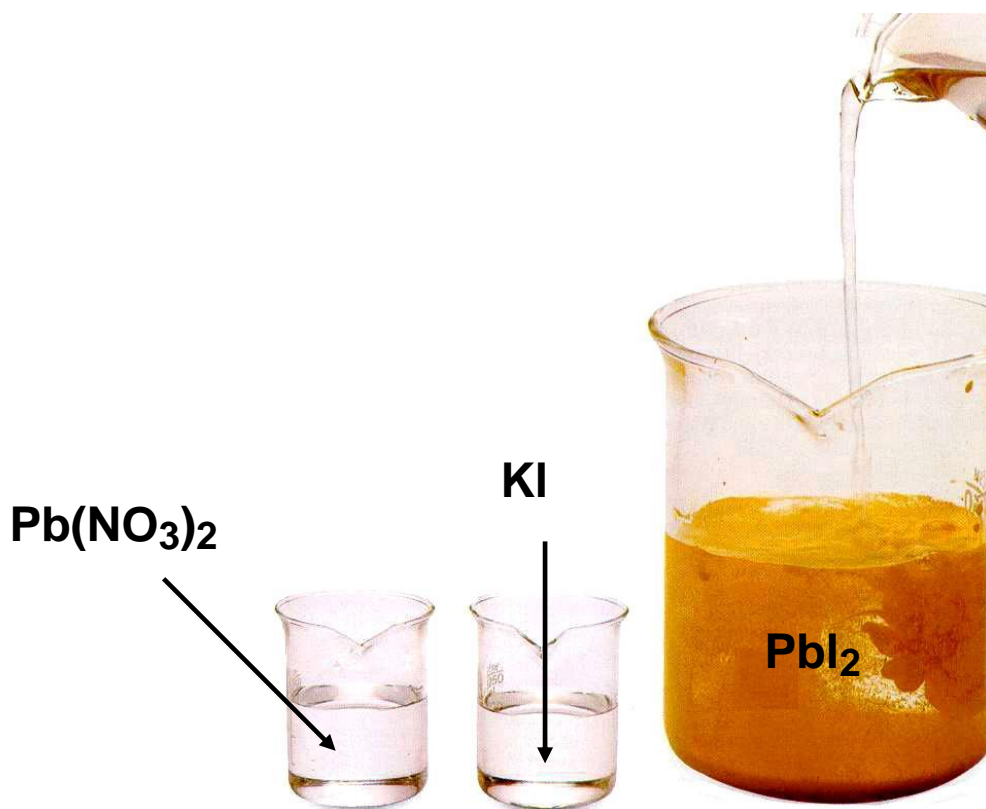
Παρατήρηση: Το ανθρακικό οξύ (H₂CO₃) και το θειώδες οξύ (H₂SO₃) είναι ασταθείς ενώσεις, ενώ το υδροξείδιο του αμμωνίου (NH₄OH) είναι μόριο υποθετικό. Γι' αυτό στη θέση των προϊόντων γράφουμε:



Εφαρμογή

Να συμπληρωθούν οι αντιδράσεις:

1. χλωριούχο αργίλιο + νιτρικός άργυρος
2. ανθρακικό βάριο + υδροχλώριο
3. θειώδης ψευδάργυρος + θειικό οξύ
4. νιτρικό βάριο + θειικό νάτριο
5. χλωριούχο αμμώνιο + υδροξείδιο του μαγνησίου
6. όξινο ανθρακικό νάτριο + υδροϊώδιο
7. θειικό αμμώνιο + υδροξείδιο του καλίου
8. νιτρικός μόλυβδος (II) + θειούχο νάτριο



ΣΧΗΜΑ 3.9 Εικονική παρουσίαση της αντίδρασης διπλής αντικατάστασης μεταξύ $Pb(NO_3)_2$ και KI προς σχηματισμό του κίτρινου ιζήματος PbI_2 .

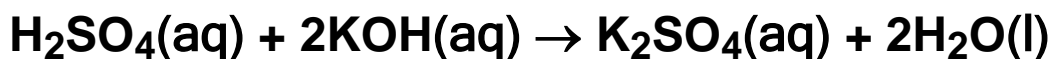
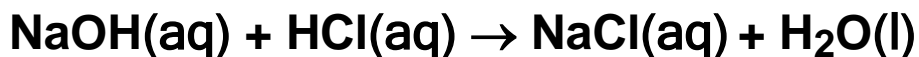
2. Εξουδετέρωση

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:



Εξαιτίας της αντίδρασης αυτής πολλές φορές «εξαφανίζονται» (εξουδετερώνονται) τόσο οι ιδιότητες του οξέος (που οφείλονται στα H^+) όσο και οι ιδιότητες της βάσης (που οφείλονται στα OH^-). Γι' αυτό και η αντίδραση ονομάζεται **εξουδετέρωση**.

Κατά την εξουδετέρωση το ανιόν του οξέος και το κατιόν της βάσης σχηματίζουν άλας. Ας δούμε μερικά παραδείγματα

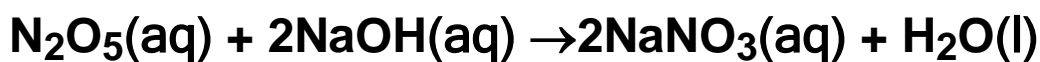


• ΣΤΙΣ ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΕΙΣ ΠΕΡΙΛΑΜΒΑΝΟΝΤΑΙ ΟΙ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ:

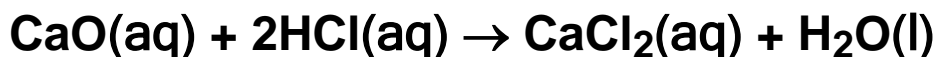
1. οξύ + βάση
2. όξινο οξειδίο + βάση
3. βασικό οξειδίο + οξύ
4. όξινο οξειδίο + βασικό οξειδίο

Οι αντιδράσεις που προηγήθηκαν 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. KHSO_4 και $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$). Αυτές όμως οι αντιδράσεις παρασκευής όξινων και βασικών αλάτων είναι πέρα από τα πλαίσια των μαθημάτων που δίνονται σ' αυτό το βιβλίο.

Όπως ήδη αναφέραμε, τα όξινα οξείδια έχουν στα υδατικά τους διαλύματα συμπεριφορά οξέων και αντίστοιχα τα βασικά οξείδια συμπεριφορά βάσεων. Έτσι, στις αντιδράσεις εξουδετέρωσης μπορούν να συμπεριληφθούν και οι παρακάτω περιπτώσεις:



όξινο βάση άλας
οξειδίο



βασικό οξύ
οξειδίο

• Για να προβλέψουμε τα προϊόντα της αντίδρασης θεωρούμε στη θέση του N_2O_5 το αντίστοιχο οξύ, δηλαδή, το HNO_3 .

Μία εξαίρεση:

Στις αντιδράσεις της NH_3 με οξέα και στις αντιδράσεις μεταξύ όξινων και βασικών οξειδίων δεν έχουμε παραγωγή νερού. Π.χ.



Εφαρμογή

Να συμπληρωθούν οι αντιδράσεις:

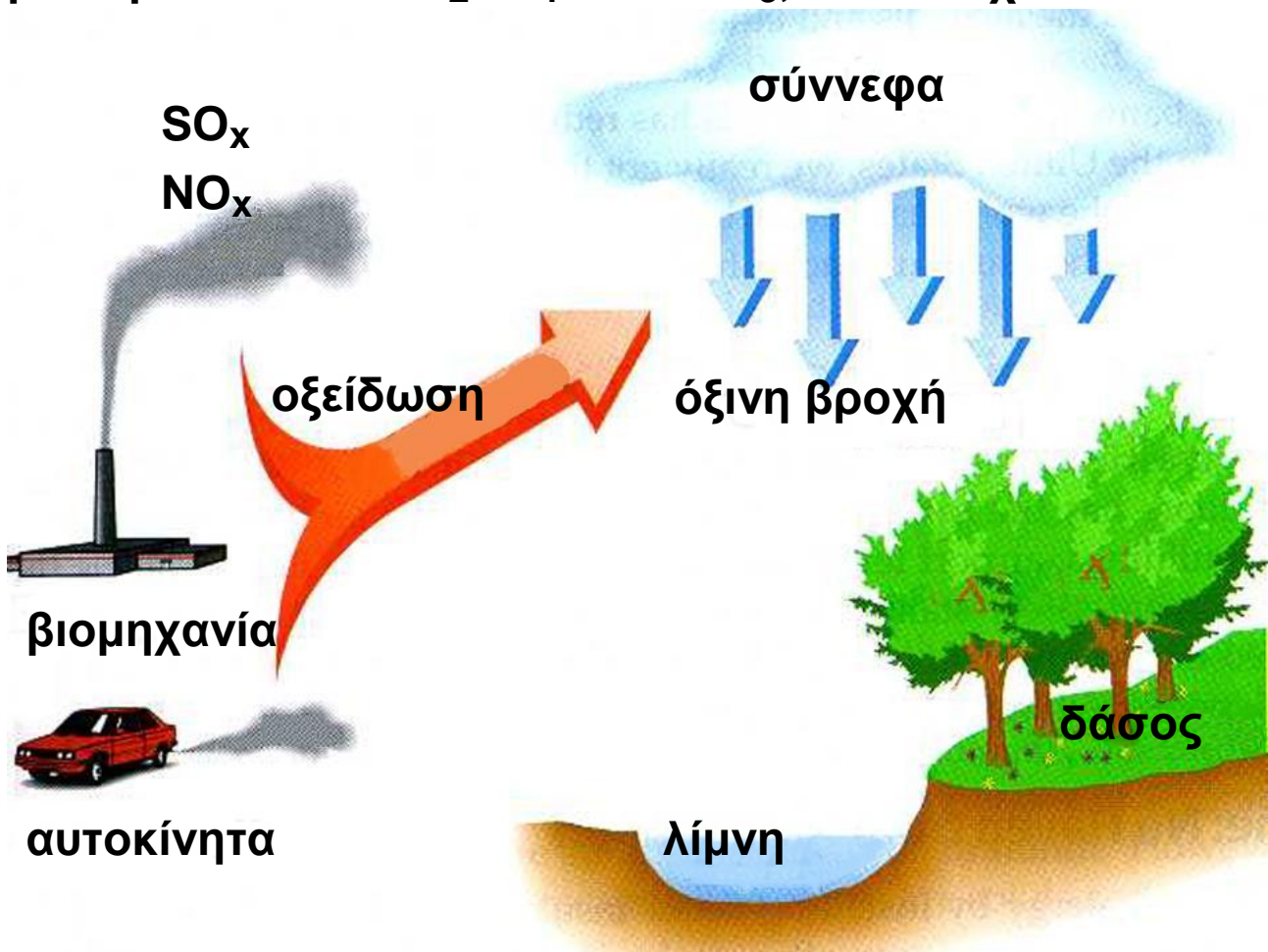
1. πεντοξείδιο του φωσφόρου + υδροξείδιο του καλίου
2. τριοξείδιο του θείου + υδροξείδιο του αργιλίου
3. διοξείδιο του άνθρακα + υδροξείδιο του ασβεστίου
4. θειικό οξύ + οξειδίο του καλίου
5. νιτρικό οξύ + οξειδίο του σιδήρου (III)
6. πεντοξείδιο του αζώτου + οξειδίο του ασβεστίου

3.6 Οξέα , βάσεις, οξειδία, άλατα, εξουδετέρωση και...καθημερινή ζωή

Όξινη βροχή και περιβάλλον

➤ 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 SO_2 , που προέρχεται κυρίως από τις βιομηχανίες, και το NO , που προέρχεται από τις βιομηχανίες και τα αυτοκίνητα. Τα οξειδία αυτά μετατρέπονται στην ατμόσφαιρα σε SO_3 και NO_2 και στη συνέχεια αντιδρώντας με το νερό της βροχής μετατρέπονται σε H_2SO_4 και HNO_3 , αντίστοιχα.



ΣΧΗΜΑ 3.10 Εικονική παρουσίαση της δημιουργίας όξινης βροχής.

Ένα μη αναμενόμενο πείραμα σε γήινο επίπεδο έδωσε αδιαμφισβήτητες αποδείξεις για την ευαισθησία που παρουσιάζουν οι ζώντες οργανισμοί και τα διάφορα οικοσυστήματα ακόμα και σε μικρές μεταβολές της οξύτητας (pH) των λιμνών, ποταμών και θαλασσών.

Τις τρεις τελευταίες δεκαετίες η οξύτητα της βροχής και του χιονιού που πέφτουν σε μεγάλες περιοχές των ΗΠΑ και Ευρώπης αυξήθηκε σημαντικά. Αυτό, προφανώς, οφείλεται στις ολοένα αυξανόμενες ποσότητες αέριων ρυπαντών, όπως του διοξειδίου του θείου (SO₂), και των οξειδίων του αζώτου (NO_x), τα οποία παράγονται από τις καύσεις των απολιθωμένων καυσίμων (π.χ. γαιάνθρακες, πετρέλαιο). Κάτω απ' αυτές τις συνθήκες, η όξινη βροχή προκάλεσε σημαντικές αλλαγές σε ορισμένες ευαίσθητες κατηγορίες ζώων, όπως στο σολομό και την πέστροφα και βαριές ζημιές σε πολλά φυτά.

Κάποια οξύτητα βέβαια, στο νερό της βροχής και στο χιόνι είναι αναμενόμενη, αφού το αέριο CO₂ διαλύεται στο νερό δίνοντας ένα ασθενώς όξινο διάλυμα. Το ελάχιστο pH που αναμένεται να έχει το νερό σε ισορροπία με το CO₂ είναι περίπου 5,6. Όμως, το pH της βροχής και του χιονιού σε πολλές περιοχές της βόρειας Ευρώπης και των ανατολικών ακτών των ΗΠΑ, έπεσε γύρω στο 5 και σε κάποιες περιπτώσεις ακόμα και στο 3. Η αυξημένη αυτή οξύτητα οφείλεται στις καταιονήσεις αυτές του θειικού και του νιτρικού οξέος.



Οι επιπτώσεις της όξινης βροχής στους υδρόβιους οργανισμούς

Τα αποτελέσματα των όξινων αυτών καταιονήσεων βεβαιώθηκαν ειδικότερα στη Σκανδιναβία. Ρυπαντές από την Αγγλία και άλλες βιομηχανικές χώρες παρασύρθηκαν από τους ανέμους προς βορρά ή προς ανατολάς και αποτέθηκαν στις χώρες της Σκανδιναβίας. Περίπου 5.000 λίμνες στη Σουηδία βρέθηκαν να έχουν pH 5 ή μικρότερο, και οι πληθυσμοί των ψαριών επηρεάστηκαν σοβαρά κάτω από αυτές τις συνθήκες. Στη Νορβηγία μελέτες έδειξαν ότι η μέση οξύτητα των καταιονήσεων έπεσε σε pH 4,6, και ο αριθμός των λιμνών με τους σολομούς και τις πέστροφες που τέθηκαν σε κατάσταση κινδύνου αυξήθηκε έντονα.

- Τα αποτελέσματα της μόλυνσης της ατμόσφαιρας από τα οξείδια του θείου είναι χαρακτηριστικά στην περίπτωση της γνωστής ομίχλης του Λονδίνου, που προκάλεσε το θάνατο 4 000 ανθρώπων το 1952.



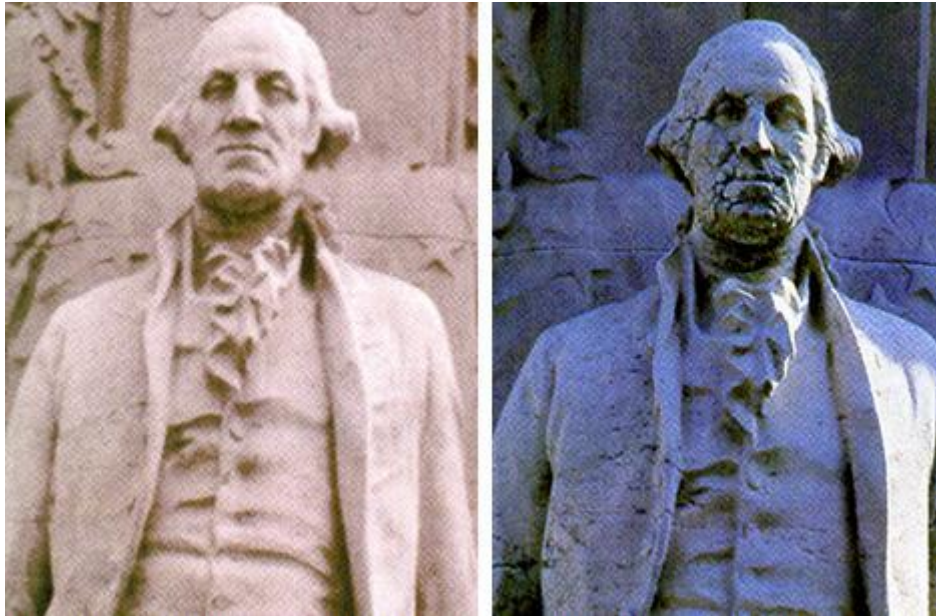
ΣΧΗΜΑ 3.11 Οι επιπτώσεις της όξινης βροχής στα δάση.

Πρόσφατες μελέτες που έγιναν στα δάση, των ΗΠΑ και της Σκανδιναβίας έδειξαν εκτεταμένες βλάβες σε δένδρα. Οι βλάβες αυτές συνδέθηκαν με την όξινη βροχή, αν και η σχέση αυτή αμφισβητείται.

Κύρια αιτία των αντιθέσεων και αμφισβητήσεων γύρω από τα αίτια και τα αποτελέσματα της όξινης βροχής είναι οι οικονομικές και πολιτικές διαφορές που χωρίζουν κράτη (ή και πολιτείες στις ΗΠΑ), μια και οι ρυπαντές μεταφέρονται από χώρα σε χώρα «χωρίς τελωνειακούς ελέγχους».

Καμία γρήγορη λύση δε φαίνεται στο άμεσο μέλλον. Ακόμη και αν οι κυβερνήσεις και οι βιομηχανίες συμφωνήσουν για τις πηγές που προκαλούν τις όξινες καταιονήσεις, θα χρειαστούν χρόνια και πολλά δισεκατομμύρια δολάρια για να εγκατασταθεί ο κατάλληλος εξοπλισμός, ώστε να μειωθεί δραστικά η ρύπανση του αέρα. Όσο οι συζητήσεις γύρω από τα απαραίτητα βήματα που πρέπει να γίνουν, ώστε να μειωθεί η έκλυση

NO_x και SO_2 , απλώς συνεχίζονται, τόσο το πρόβλημα της όξινης βροχής και των επιπτώσεών της θα παραμένει αναλλοίωτο γύρω μας ...



ΣΧΗΜΑ 3.12 Καταστροφή μαρμάρινων μνημείων ιστορικής αξίας. Η όξινη βροχή μετατρέπει το μάρμαρο (CaCO_3) σε γύψο ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) - γυψοποίηση του μαρμάρου.

Έντομα και οξέα – βάσεις

Το αμυντικό σύστημα των εντόμων βασίζεται στην έκκριση οξέων ή βάσεων. Για παράδειγμα, το τσίμπημα της σφήκας έχει βασικές ιδιότητες και μπορεί να «εξουδετερωθεί» με οξύ (π.χ. ξίδι ή λεμόνι). Αντίθετα, το τσίμπημα από κουνούπι ή μέλισσα είναι όξινο και «εξουδετερώνεται» με βάση (π.χ. μαγειρική σόδα ή NH_3).



ΣΧΗΜΑ 3.13 Το κεντρί της σφήκας εκκρίνει βάση.

Έδαφος και οξέα - βάσεις

Το pH του εδάφους έχει μεγάλη σημασία για τη σωστή ανάπτυξη των φυτών. Γι' αυτό πολλές φορές οι γεωργοί διορθώνουν το pH του εδάφους (π.χ. προσθέτοντας ασβεστόλιθο), ώστε να πετύχουν τη μέγιστη συγκομιδή στις καλλιέργειές τους. Αξίζει να παρατηρήσουμε ότι ορισμένα φυτά, λόγω των δεικτών που έχουν στα άνθη τους, εμφανίζονται με διαφόρους χρωματισμούς, ανάλογα με το pH του εδάφους. Ως παράδειγμα φέρνουμε την ορτανσία, που εικονίζεται στο παρακάτω σχήμα.



Η ορτανσία βγάζει μπλε ή κόκκινα λουλούδια ανάλογα με pH του εδάφους

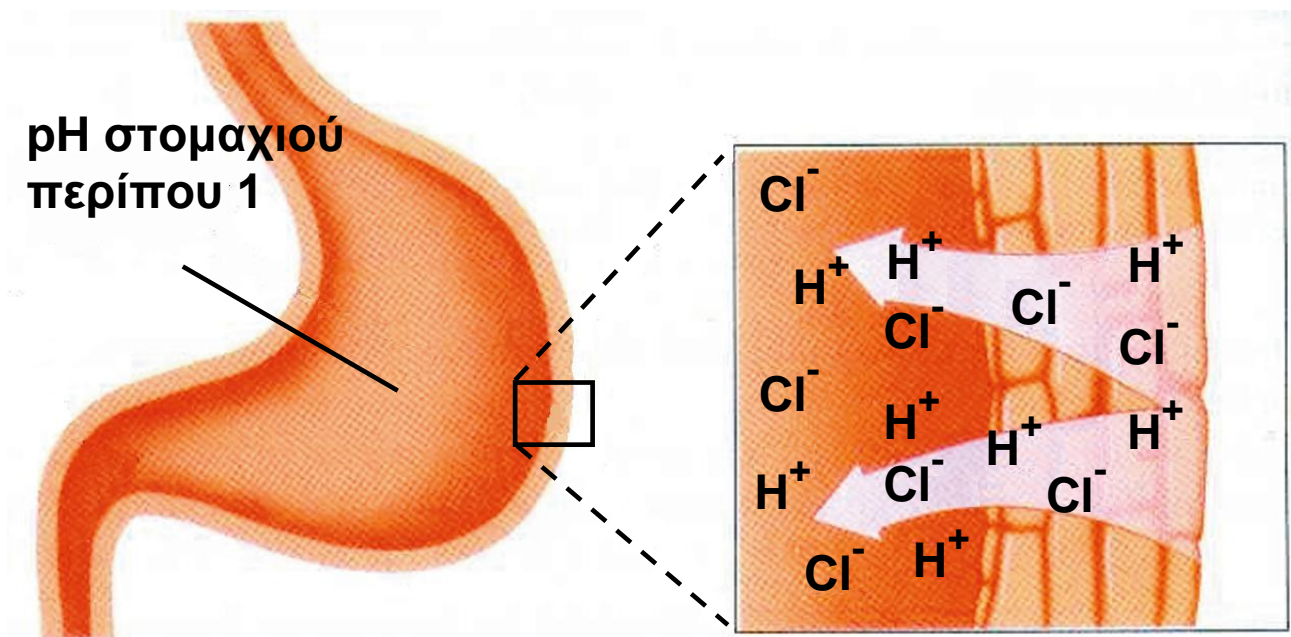
pH και υγιεινή

Το δέρμα μας είναι όξινο με pH μεταξύ 5 και 5,6. Κατ' αυτό τον τρόπο αποφεύγεται η ανάπτυξη μικροοργα-

νισμών στο σώμα μας. Γι' αυτό προτείνεται η χρησιμοποίηση σαμπουάν με pH 5 έως 6.

Εξ' άλλου η φθορά που προκαλείται στα δόντια μας οφείλεται σε βακτηρίδια που μετατρέπουν τη ζάχαρη σε οξέα. Τα οξέα αυτά καταστρέφουν το σμάλτο και προκαλούν τρύπες στα δόντια.

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. 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 (NaHCO_3), γάλα της μαγνησίας (Mg(OH)_2), τα οποία εξουδετερώνουν την περίσσεια του οξέος.



ΣΧΗΜΑ 3.14 Το pH στο στομάχι μας είναι περίπου 1.

Σταλακτίτες και Σταλαγμίτες

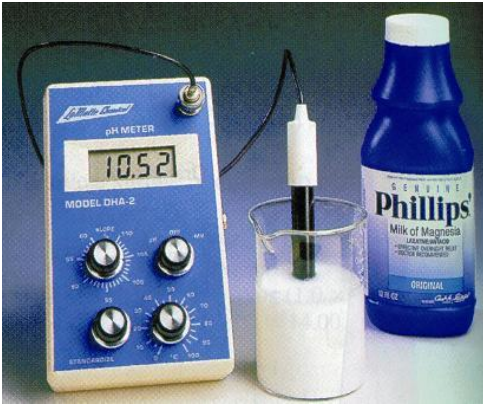
Οι σταλακτίτες κρέμονται από τις οροφές των σπηλαίων, ενώ οι σταλαγμίτες αναπτύσσονται από το έδαφος του σπηλαίου. Και στις δύο περιπτώσεις έχουμε σχηματισμό CaCO_3 με βάση την αντίδραση:



Το όξινο ανθρακικό ασβέστιο $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ βρίσκεται διαλυμένο σε νερό που έχει περάσει μέσω ασβεστολιθικών πετρωμάτων. Το νερό αυτό πέφτει από την οροφή του σπηλαίου σταγόνα – σταγόνα και εξατμίζεται, οπότε σχηματίζεται σταλακτίτης. Αν προλάβει το νερό και πέσει στο έδαφος και ακολουθήσει εξάτμιση, τότε έχουμε σχηματισμό σταλαγμίτη.



ΣΧΗΜΑ 3.15 Η ροή του νερού καθορίζει το σχήμα του σταλαγμίτη.



Γνωρίζεις ότι.....

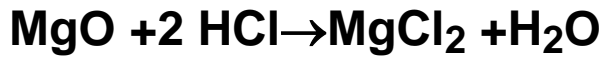
Το pH του στομάχου και τα αντιόξινα

Τα τοιχώματα του ανθρώπινου στομάχου περιέχουν χιλιάδες κύτταρα τα οποία εκκρίνουν αραιό διάλυμα HCl (0,1 M). Η αποστολή αυτού του οξέος είναι να εμποδίσει την ανάπτυξη βακτηριδίων και να βοηθήσει την υδρόλυση (πέψη) των τροφών. Συνήθως η εσωτερική μεμβράνη του στομάχου δεν πληγώνεται από την παρουσία αυτού του ισχυρού οξέος, εφόσον το εσωτερικό αυτό τοίχωμα, η λεγόμενη mucosa, αντικαθίσταται με ρυθμό 500 000 κυττάρων το λεπτό. Όταν κάποιος φάει πολύ, το στομάχι ανταποκρίνεται με έκκριση μεγαλύτερης ποσότητας HCl. Αυτό κατεβάζει το pH σε τιμές που προκαλούν πλέον δυσφορία, και το στομάχι αρχίζει να «χωνεύει τον εαυτό του». Ευτυχώς όμως, η μεμβράνη προστατεύεται από ένα παχύ στρώμα λίπους.

Όταν εμφανίζεται ένα τέτοιο στομαχικό πρόβλημα λόγω υπερέκκρισης οξέος, οι περισσότεροι άνθρωποι καταφεύγουν στα αντιόξινα φάρμακα. Αυτά είναι ενώσεις που μειώνουν την ποσότητα του HCl στο στομάχι και κρατούν την τιμή του pH στα όρια 1,2 έως 0,3. Η μείωση αυτή μπορεί να επιτευχθεί και με διάφορους άλλους τρόπους, όπως π.χ. με ρόφηση ή ιονεναλλαγή. Τα αντιόξινα λοιπόν είναι ενώσεις βασικής αντίδρασης που εξουδετερώνουν την περίσσεια του οξέος

(υπερχλωριδρίαση και πεπτικό έλκος). Παρακάτω αναφέρονται μερικά από αυτά, καθώς και ο τρόπος με τον οποίο δρουν:

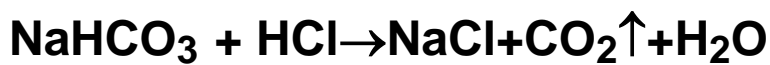
Οξείδιο του μαγνησίου, MgO



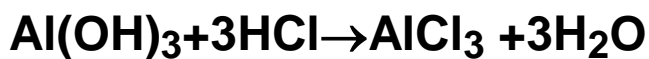
Γάλα μαγνησίας (αιώρημα Mg(OH)₂) Mg(OH)₂ + 2



Σόδα, NaHCO₃



Υδροξείδιο του αργιλίου



Τέλος, να παρατηρήσουμε ότι τα αντιόξινα απλώς ανακουφίζουν το σύμπτωμα και δε θεραπεύουν την αιτία του στομαχικού προβλήματος. Επίσης, τα αντιόξινα δε θα πρέπει να ανεβάζουν την τιμή του pH πολύ, γιατί τότε το στομάχι αντιδρά και εκκρίνει νέες ποσότητες οξέος (επαναφορά ή rebound του οξέος).

Ανακεφαλαίωση

1. Με βάση τη θεωρία ηλεκτρολυτικής διάστασης του Arrhenius ο ηλεκτρολύτης (οξύ, βάση, άλας), όταν διαλυθεί στο νερό, διίσταται σε θετικά και αρνητικά ιόντα.
2. Οξέα κατά Arrhenius είναι οι υδρογονούχες ενώσεις, που όταν διαλυθούν στο νερό, δίνουν λόγω διάστασης H^+ , ενώ οι βάσεις δίνουν αντίστοιχα OH^- .
3. Ισχυρά λέγονται τα οξέα (ή οι βάσεις) τα οποία διίστανται πλήρως σε ιόντα, ενώ ασθενή είναι εκείνα που διίστανται μερικώς.
4. Όξινος χαρακτήρας (ή αντίδραση) ονομάζονται οι ιδιότητες των οξέων που οφείλονται στην παρουσία H^+ . Βασικός χαρακτήρας (ή αντίδραση) ονομάζονται οι ιδιότητες των βάσεων που οφείλονται στην παρουσία OH^- .
5. Το pH είναι ένα μέτρο της οξύτητας των διαλυμάτων. Ανάλογα με την τιμή του pH, ένα διάλυμα μπορεί να χαρακτηριστεί όξινο, βασικό ή ουδέτερο.
6. Οξειδία ονομάζονται οι ενώσεις διαφόρων στοιχείων με το οξυγόνο. Άλατα είναι οι ιοντικές ενώσεις που περιέχουν κατιόν μέταλλο ή θετικό πολυατομικό ιόν και ανιόν αμέταλλο ή αρνητικό πολυατομικό ιόν.
7. Στις χημικές αντιδράσεις γίνεται ανακατανομή ύλης και ενέργειας. Σε κάθε χημική αντίδραση η μάζα των αντιδρώντων είναι ίση με τη μάζα των προϊόντων.
8. Οξειδοαναγωγικές λέγονται οι αντιδράσεις στις οποίες ο αριθμός οξείδωσης ορισμένων από τα στοιχεία που συμμετέχουν σ' αυτές μεταβάλλεται. Στην κατηγορία αυτών των αντιδράσεων ανήκουν οι συνθέσεις, οι αποσυνθέσεις, οι διασπάσεις και οι απλές

αντικαταστάσεις. Μεταθετικές λέγονται οι αντιδράσεις στις οποίες οι αριθμοί οξείδωσης όλων των στοιχείων που μετέχουν σ' αυτές παραμένουν σταθεροί.

Εξουδετέρωση είναι η αντίδραση ενός οξέος με μία βάση. Κατά την αντίδραση αυτή, τα H^+ του οξέος ενώνονται με τα OH^- της βάση προς σχηματισμό νερού.

9. Όξινη ορίζεται η βροχή με pH μικρότερο του 5,6 (pH «καθαρής» βροχής). Η όξινη βροχή οφείλεται κυρίως στη δημιουργία H_2SO_4 ή HNO_3 , στην ατμόσφαιρα. Η όξινη βροχή προκαλεί μεγάλες διαταραχές στα διάφορα οικοσυστήματα.

Λέξεις Κλειδιά

ηλεκτρολύτης	όξινο οξείδιο
διάσταση	βασικό οξείδιο
οξύ, βάση, άλας	επαμφοτερίζον οξείδιο
ισχυρός ηλεκτρολύτης	χημική αντίδραση
ασθενής ηλεκτρολύτης	διατήρηση της μάζας
όξινος χαρακτήρας	ενεργές συγκρούσεις
βασικός χαρακτήρας	ταχύτητα αντίδρασης
pH	εξώθερμη αντίδραση
όξινο διάλυμα	ενδόθερμη αντίδραση
βασικό διάλυμα	απόδοση αντίδρασης
ουδέτερο διάλυμα	οξειδοαναγωγή
δείκτες	μεταθετική αντίδραση
πεχάμετρο	εξουδετέρωση
οξείδιο	όξινη βροχή

Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα

Ερωτήσεις Επανάληψης

1. Τι είναι οξύ και τι βάση σύμφωνα με τη θεωρία του Arrhenius;
2. Να αναφέρετε τι είναι όξινος και τι βασικός χαρακτήρας.
3. Πώς συμβολίζεται γενικά ένα οξύ μία βάση και ένα οξείδιο;
4. Τι είναι τα οξείδια; Πώς συμβολίζεται ένα οξείδιο;
5. Ποιες ουσίες λέγονται ηλεκτρολύτες; Ποιες κατηγορίες ενώσεων ανήκουν στους ηλεκτρολύτες;



6. Τι είναι η ηλεκτρόλυση; Τι παράγεται κατά την ηλεκτρόλυση ενός υδατικού διαλύματος οξέος; Τι παράγεται κατά την ηλεκτρόλυση ενός υδατικού διαλύματος βάσης;
7. Τι ονομάζεται εξουδετέρωση; Ποιο είναι το χημικό φαινόμενο που συμβαίνει κατά την εξουδετέρωση ενός οξέος από μια βάση;
8. Τι είναι δείκτες; Να αναφέρετε μερικές ουσίες που είναι ή περιέχουν δείκτες.
9. Τι εκφράζει η ισχύς ενός ηλεκτρολύτη;
10. Τι είναι άλας; Να δώσετε το γενικό τύπο ενός άλατος.
11. Τι είναι χημική αντίδραση;

12. Πότε μία αντίδραση χαρακτηρίζεται εξώθερμη και πότε ενδόθερμη;

13. Να διατυπώσετε το νόμο διατήρησης της μάζας.

14. α) Τι μας δείχνει η ταχύτητα μιας αντίδρασης;

β) Τι είναι ομογενής αντίδραση;

15. Πώς μπορούμε να αυξήσουμε την ταχύτητα μιας αντίδρασης;

16. Να αναφέρετε τρεις τρόπους με τους οποίους μπορούμε να αυξήσουμε την απόδοση μιας αντίδρασης.

17. Ποιες αντιδράσεις χαρακτηρίζονται:

α) οξειδοαναγωγικές

β) μεταθετικές

γ) σύνθεσης

δ) αποσύνθεσης

ε) απλής αντικατάστασης

στ) διπλής αντικατάστασης

ζ) εξουδετέρωσης

Να δώσετε από ένα παράδειγμα σε κάθε περίπτωση.

Ασκήσεις - Προβλήματα

α. Οξέα - Βάσεις - Οξείδια - Άλατα

18. Να γράψετε τις ονομασίες των χημικών ουσιών που περιέχονται στα παρακάτω σώματα:

1. ασπιρίνη	3. tuboflo	5. ξίδι
2. αντιόξινα χάπια	4. λεμόνια	6. coca – cola.

19. Ποιος είναι ο χημικός τύπος:

1. καυστική ποτάσα	4. καυστική σόδα
2. βιτριόλι	5. σόδα
3. ακουαφόρτε	6. ασβεστόλιθος

20. Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις με Σ αν είναι σωστές ή με Λ αν είναι λανθασμένες.

- α. Τα οξέα είναι υδρογονούχες ενώσεις.
- β. Οι βάσεις είναι οξυγονούχες ενώσεις.
- γ. Κάθε ένωση που περιέχει υδρογόνο είναι οξύ.
- δ. Η αμμωνία (NH_3) είναι τριπρωτικό οξύ.
- ε. Τα υδροξείδια του σιδήρου είναι πολυπρωτικές βάσεις.
- στ. Το νιτρικό οξύ είναι διπρωτικό οξύ.

21. Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις με Σ αν είναι σωστές ή με Λ αν είναι λανθασμένες.

- α. Η ένωση H_2SO_4 είναι οξύ, γιατί διαλύεται στο νερό.
- β. Η ένωση HNO_3 είναι οξύ, γιατί το υδατικό της διάλυμα περιέχει H^+ .
- γ. Η ένωση NaOH είναι βάση, γιατί το υδατικό της διάλυμα περιέχει OH^- .
- δ. Η ένωση $\text{Ca}(\text{OH})_2$ είναι βάση, γιατί περιέχει μέταλλο.
- ε. Η ένωση H_3PO_4 είναι οξύ, γιατί μεταβάλλει το χρώμα ενός διαλύματος.

22. Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:

α. Όλα τα οξέα έχουν μία σειρά κοινών ιδιοτήτων που ονομάζονται και που οφείλονται στο

β. Όλες οι βάσεις έχουν μία σειρά κοινών ιδιοτήτων που ονομάζονται και που οφείλονται στο

23. Να γράψετε τους χημικούς τύπους των παρακάτω ενώσεων:

1. νιτρικό οξύ
2. υδροξείδιο του ασβεστίου
3. φωσφορικό οξύ
4. υδροξείδιο του σιδήρου (III)
5. υδροχλώριο
6. θειικό οξύ
7. υδροξείδιο του χαλκού (I)
8. χλωρικό οξύ
9. υδροξείδιο του ψευδαργύρου
10. υδρόθειο

11. υδροξείδιο του καλίου 12. υδροξείδιο του αργιλίου.

24. Πώς μπορείτε να διαπιστώσετε με τη βοήθεια μιας απλής πειραματικής διάταξης την αγωγιμότητα του διαλύματος ενός ηλεκτρολύτη;

25. Να διαλέξετε τις σωστές απαντήσεις στις παρακάτω προτάσεις:

1. Με ηλεκτρόλυση των υδατικών διαλυμάτων των οξέων παράγεται στην κάθοδο:

α. αέριο υδρογόνο

β. αέριο οξυγόνο

γ. ιόντα υδρογόνου

δ. ένα αέριο που εξαρτάται από το οξύ

ε. κανένα αέριο.

2. Με ηλεκτρόλυση των υδατικών διαλυμάτων των βάσεων παράγεται στην άνοδο:

α. αέριο άζωτο

β. αέριο οξυγόνο

γ. ιόντα μετάλλου

δ. ιόντα υδροξειδίου

ε. κανένα αέριο.

*26. Όπως έχουμε αναφέρει, το οξικό οξύ (CH_3COOH) και το υδροξείδιο του νατρίου (NaOH) είναι ουσίες ευδιάλυτες στο νερό. Τρία ποτήρια Α, Β και Γ περιέχουν ξεχωριστά ένα διάλυμα οξικού οξέος (άχρωμο), ένα διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου (άχρωμο) και αποσταγμένο νερό, χωρίς να γνωρίζουμε τι περιέχεται το κάθε ποτήρι. Με ποιο απλό πείραμα θα διαπιστώσουμε το περιεχόμενο του κάθε ποτηριού;

27. Ποια συμπεράσματα προκύπτουν για τα παρακάτω διαλύματα που βρίσκονται σε θερμοκρασία

25°C ;

α. το pH ενός διαλύματος Α είναι μικρότερο από το 7.

β. το pH ενός διαλύματος Β είναι μεγαλύτερο από το 7.

Τι πρέπει να προσθέσουμε αντίστοιχα στα διαλύματα Α και Β ώστε αυτά να γίνουν ουδέτερα;

28. Να περιγράψετε δύο τρόπους με τους οποίους μπορούμε να προσδιορίσουμε το pH ενός διαλύματος. Ποιος από αυτούς είναι ακριβής;

29. Να συμπληρώσετε τον παρακάτω πίνακα:

ΔΙΑΛΥΜΑ	Σχέση H^+ και OH^-	pH ($\theta=25^\circ C$)
όξινο		
βασικό		
ουδέτερο		

30. Ποια από τα παρακάτω διαλύματα είναι όξινα, ποια είναι βασικά και ποια είναι ουδέτερα;

- | | |
|---------------------|-------------------|
| 1. βροχή | 2. ασβεστόνερο |
| 3. νερό θάλασσας | 4. αίμα |
| 5. αποσταγμένο νερό | 6. ξίδι |
| 7. σόδα | 8. χυμός λεμονιού |
| | 9. Coca-Cola. |

31. Να συνδυάσετε τα γράμματα με τους αριθμούς:

<u>Διάλυμα</u>	<u>pH διαλύματος</u>
1. υδροχλωρικό οξύ	α.13
2. υδροξείδιο του καλίου	β.7
3. αποσταγμένο νερό	γ.0

32. Να συνδυάσετε τα γράμματα με τους αριθμούς:

<u>Διάλυμα</u>	<u>pH διαλύματος</u>
1. αραιό διάλυμα NaOH	α.1
2. πυκνό διάλυμα HCl	β.7
3. αραιό διάλυμα HCl	γ.6
4. διάλυμα NaCl	δ.13
5. πυκνό διάλυμα KOH	ε.8

33. Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις με Σ αν είναι σωστές ή με Λ αν είναι λανθασμένες.

α. Μεταξύ δύο διαλυμάτων οξέων, περισσότερο όξινο είναι εκείνο που έχει το μικρότερο pH.

β. Μεταξύ δύο διαλυμάτων βάσεων, περισσότερο βασικό είναι εκείνο που έχει το μικρότερο pH.

γ. Διάλυμα HCl έχει $\text{pH} = 9$.

δ. Διάλυμα NaOH έχει $\text{pH} = 14$.

***34.** Ένα διάλυμα Α που περιέχει HCl (υδροχλωρικό οξύ), έχει όπως γνωρίζουμε όξινη γεύση, μετατρέπει σε κόκκινο το μπλε βάμμα του ηλιοτροπίου και αντιδρά με Na ελευθερώνοντας αέριο υδρογόνο. Ένα διάλυμα Β υδροξειδίου του νατρίου, NaOH (το γνωστό μας tuboflo), είναι καυστικό, μετατρέπει σε μπλε το κόκκινο βάμμα του ηλιοτροπίου και κατά την ηλεκτρόλυση ελευθερώνει αέριο οξυγόνο.

α) Πού οφείλονται οι παραπάνω ιδιότητες των διαλυμάτων Α και Β;

β) Να αναφέρετε δύο διαλύματα που να έχουν τις ιδιότητες του Α και δύο διαλύματα που να έχουν τις ιδιότητες του Β.

γ) Αν τα διαλύματα Α και Β αναμιχθούν με τέτοια αναλογία, ώστε μετά την αντίδραση το τελικό διάλυμα να μην αλλάζει το χρώμα του δείκτη του ηλιοτροπίου, τότε ποιο θα είναι το pH του τελικού διαλύματος ($\theta = 25^\circ\text{C}$);

35. Να συμπληρώσετε τις προτάσεις:

α. Όξινα λέγονται τα οξείδια β. Βασικά λέγονται τα οξείδια

γ. Επαμφοτερίζοντα λέγονται τα οξείδια

***36.** Να τοποθετήσετε στα κενά του παρακάτω πίνακα τους μοριακούς τύπους των ενώσεων που θα προκύψουν από την επίδραση του νερού στα οξείδια:

SO_3	N_2O_5	CaO	Na_2O

***37.** Να τοποθετήσετε στα κενά του παρακάτω πίνακα τους μοριακούς τύπους των ανυδριτών των αντίστοιχων οξέων ή βάσεων:

H_3PO_4	H_2SO_3	KOH	$\text{Al}(\text{OH})_3$

38. Να γράψετε τους χημικούς τύπους των παρακάτω ενώσεων:

1. οξείδιο του καλίου, 2. διοξείδιο του άνθρακα, 3. οξείδιο του σιδήρου (III), 4. τριοξείδιο του θείου, 5. οξείδιο του αργιλίου, 6. οξείδιο του χαλκού (I), 7. μονοξείδιο του άνθρακα, 8. οξείδιο του ψευδαργύρου.

39. Να γράψετε τους χημικούς τύπους των παρακάτω ενώσεων:

1. διάζωτο τριοξείδιο, 2. νάτριο οξείδιο, 3. θείο διοξείδιο, 4. διάζωτο πεντοξείδιο, 5. σίδηρο(II) οξείδιο.

40. Να περιγράψετε μέσω μιας απλής πειραματικής διάταξης τη μικρή αγωγιμότητα ενός ασθενούς οξέος και τη μεγάλη αγωγιμότητα ενός ισχυρού οξέος.

41. Να αναφέρετε δύο ισχυρά και δύο ασθενή οξέα που γνωρίζετε από την καθημερινή ζωή. Να αναφέρετε επίσης μία ισχυρή βάση και μία ασθενή βάση που γνωρίζετε από την καθημερινή ζωή.

42. Να συμπληρώσετε τις προτάσεις:

α. Ένας ηλεκτρολύτης είναι ισχυρός όταν

β. Ένας ηλεκτρολύτης είναι ασθενής όταν

43. Να συνδυάσετε τους αριθμούς της πρώτης στήλης με τα γράμματα της δεύτερης:

1. πολυπρωτικό οξύ
2. διπρωτική βάση
3. μονοπρωτικό οξύ
4. τριπρωτικό οξύ
5. πολυπρωτική βάση
6. μονοπρωτική βάση

- A. HCl
- B. $M(OH)_x$
- Γ. H_xA
- Δ. $Ca(OH)_2$
- E. H_3PO_4
- Z. NaOH

44. Να γράψετε τους χημικούς τύπους των παρακάτω ενώσεων:

1. θειικό αργίλιο, 2. ανθρακικός ψευδάργυρος, 3. υποχλωριώδες νάτριο, 4. θειούχο αμμώνιο, 5. βρωμιούχο κάλιο, 6. φωσφορικό ασβέστιο, 7. νιτρικός σίδηρος (III), 8. χλωριούχος χαλκός (I), 9. όξινο φωσφορικό βάριο, 10. ιωδιούχος υδράργυρος (II), 11. κυανιούχος άργυρος.

45. Να ονομάσετε τις παρακάτω ενώσεις:

1. $CaCO_3$, 2. $Ba(OH)_2$, 3. $FeCl_3$, 4. H_3PO_4 , 5. $Fe(OH)_2$,
6. Al_2S_3 , 7. $(NH_4)_3PO_4$, 8. KCN, 9. HBr, 10. N_2O_5 , 11. HNO_3 , 12. H_2SO_4 , 13. $Al(OH)_3$, 14. $Fe_2(SO_4)_3$,
15. SO_3 , 16. NaOH, 17. CuOH, 18. ZnO, 19. CO_2 , 20. H_2S .

***46.** Να γράψετε το χημικό τύπο (μοριακό) και την ονομασία:

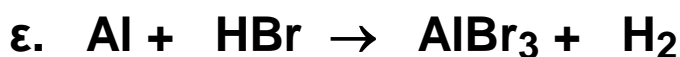
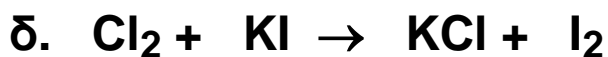
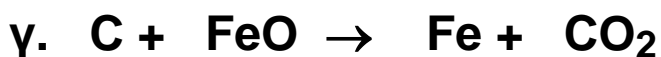
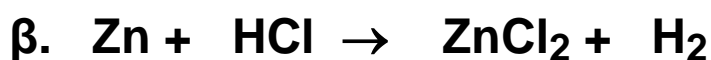
- α) ενός διπρωτικού οξυγονούχου οξέος
- β) ενός μονοπρωτικού μη οξυγονούχου οξέος
- γ) ενός οξυγονούχου άλατος
- δ) μιας τριπρωτικής βάσης
- ε) ενός μη οξυγονούχου άλατος
- στ) ενός οξυγονούχου άλατος του αμμωνίου

- 47.** Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:
- α. Τα όξινα οξείδια ή είναι συνήθως οξείδια και όταν διαλυθούν στο νερό με αυτό και παρέχουν το
 - β. Τα βασικά οξείδια ή είναι συνήθως οξείδια και όταν διαλυθούν στο νερό με αυτό και παρέχουν την
 - γ. Τα άλατα είναι ιοντικές ενώσεις που περιέχουν ως κατιόν ή και ως ανιόν ή
 - δ. Τα άλατα έχουν ως γενικό τύπο $M_{\psi}A_x$ όπου +x είναι του και -ψ είναι του
 - ε. Τα οξέα αντιδρούν με τις και παρέχουν και
 - στ. Αρκετά μέταλλα που είναι δραστικότερα του αντιδρούν με τα διαλύματα των και παρέχουν άλας και αέριο

β. Χημικές αντιδράσεις

- 48.** Να περιγράψετε τέσσερις χημικές αντιδράσεις που γίνονται στην καθημερινή μας ζωή.
- 49.** Να συμπληρώσετε τις προτάσεις:
- α. Κάθε χημική αντίδραση συμβολίζεται με μία
 - β. Στη χημική εξίσωση διακρίνουμε που συνδέονται μεταξύ τους με
 - γ. Στο πρώτο μέλος υπάρχουν τα
 - δ. Φάση είναι
 - ε. Αποτελεσματικές είναι οι κρούσεις
- 50.** Να δώσετε μία σύντομη περιγραφή του τρόπου με τον οποίο μπορεί να πραγματοποιηθεί μία χημική αντίδραση.

***51.** Να βάλετε τους κατάλληλους συντελεστές στις παρακάτω αντιδράσεις:



52. Να δικαιολογήσετε τις παρακάτω προτάσεις:

1. Το μήλο σαπίζει πιο γρήγορα έξω από το ψυγείο.

2. Το υπεροξείδιο του υδρογόνου (H_2O_2) διασπάται σε υδρογόνο και οξυγόνο παρουσία της χημικής ουσίας καταλάση.

3. Το ψυγείο ενός αυτοκινήτου σκουριάζει πιο εύκολα από ότι μία ηλεκτρική συσκευή.

53. Να συμπληρώσετε τις προτάσεις:

α. Αμφίδρομη λέγεται η αντίδραση

β. Η απόδοση μίας αντίδρασης δείχνει

54. Να συμπληρώσετε τις προτάσεις:

α. Απαραίτητη προϋπόθεση για να γίνει μία αντίδραση απλής αντικατάστασης είναι

β. Απαραίτητες προϋποθέσεις για να γίνει μία αντίδραση διπλής αντικατάστασης είναι

1.

2.

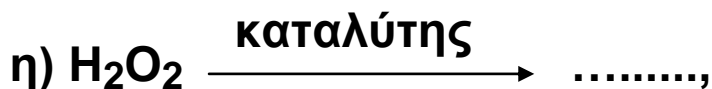
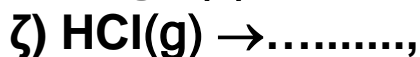
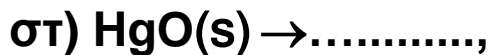
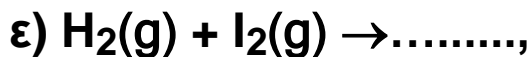
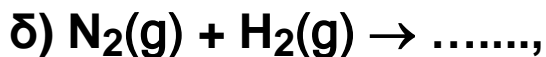
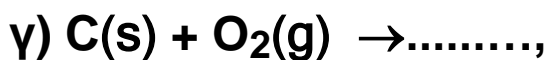
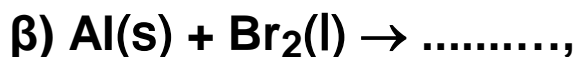
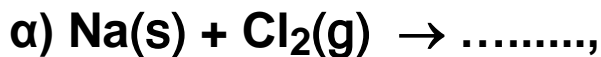
3.

55. Να γράψετε:

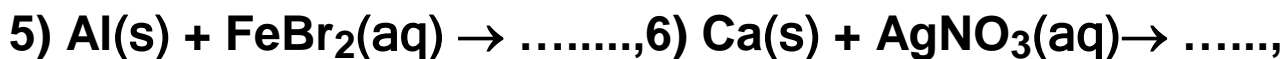
α) τα σύμβολα 8 μετάλλων κατά σειρά ελαττωμένης δραστηριότητας.

β) τα σύμβολα 5 αμετάλλων κατά σειρά ελαττωμένης δραστηριότητας.

***56.** Να συμπληρώσετε τις αντιδράσεις:

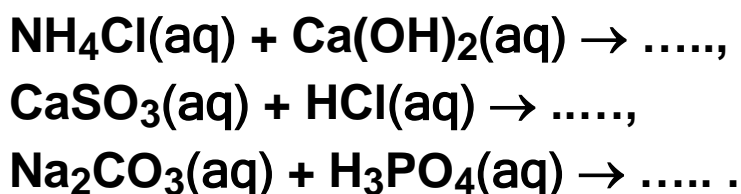


***57.** Να συμπληρώσετε όσες από τις παρακάτω αντιδράσεις μπορούν να πραγματοποιηθούν:

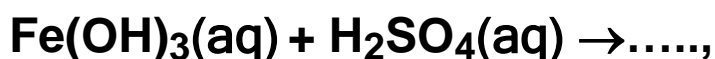
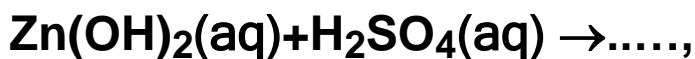


***58.** Να συμπληρώσετε όσες από τις παρακάτω αντιδράσεις μπορούν να πραγματοποιηθούν:

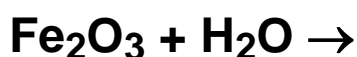
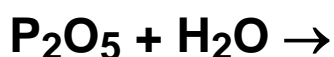
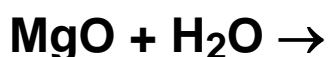
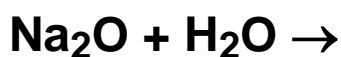
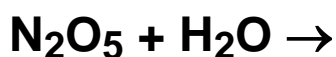




***59.** Να συμπληρώσετε τις παρακάτω αντιδράσεις:



***60.** Να συμπληρώσετε τις αντιδράσεις:



61. Το SO_3 αντιδρά με διάλυμα KOH γιατί:

- α. το SO_3 αντιδρά με όλες τις ενώσεις που περιέχουν H
β. όλα τα οξειδία αντιδρούν με τις βάσεις

γ. το SO_3 είναι αέρια ένωση

δ. τα όξινα οξειδία αντιδρούν με τα διαλύματα των βάσεων

62. Να κατατάξετε τα παρακάτω μέταλλα κατά σειρά μειωμένης δραστηριότητας: Fe, Ca, Cu, Al, Pb, Ag, Na, Hg.

1.... 2.... 3.... 4.... 5.... 6.... 7.... 8....

63. Να κατατάξετε τα παρακάτω αμέταλλα κατά σειρά αυξημένης δραστηριότητας: Cl_2 , I_2 , S, F_2 .

1.... 2.... 3.... 4....

64. Να τοποθετήσετε σε κάθε κενό του ακόλουθου πίνακα τους τύπους των αλάτων που θα προκύψουν από την αντίδραση του κάθε οξέος που περιέχεται στην κάθετη στήλη και της ένωσης που περιέχεται στην οριζόντια στήλη.

	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Na_2O	CaCO_3	NH_3
H_2SO_4				
HBr				
H_3PO_4				

65. Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις με Σ αν είναι σωστές ή με Λ αν είναι λανθασμένες:

- α. διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου στο νερό
- β. διάλυμα πεντοξειδίου του αζώτου στο νερό
- γ. διάλυμα οξειδίου του καλίου στο νερό
- δ. διάλυμα υδροχλωρίου στο νερό

66. Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις με Σ αν είναι σωστές ή με Λ αν είναι λανθασμένες:

- α. τα βασικά οξειδία αντιδρούν με βάσεις
- β. τα όξινα οξειδία αντιδρούν με βάσεις
- γ. τα επαμφοτερίζοντα οξειδία αντιδρούν είτε με οξέα είτε με βάσεις

- δ. όλα τα άλατα περιέχουν μεταλλικό κατιόν
ε. το υδροχλωρικό οξύ αντιδρά με όλα τα μέταλλα και ελευθερώνεται υδρογόνο

67. Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις με Σ αν είναι σωστές και με Λ αν είναι λανθασμένες:

α. το Na αντιδρά με το νερό και δίνει βάση και αέριο H₂

β. το Mg αντιδρά με τους υδρατμούς και δίνει οξειδίο του μαγνησίου και H₂

γ. για να πραγματοποιηθεί μία αντίδραση διπλής αντικατάστασης θα πρέπει να παράγεται οπωσδήποτε αέρια ένωση

δ. ο Ag αντιδρά με υδροχλωρικό οξύ και εκλύεται αέριο H₂

***68.** Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις με Σ αν είναι σωστές ή με Λ αν είναι λανθασμένες και να τεκμηριώσετε τις απαντήσεις σας.

α. η αντίδραση: $Zn(s) + 2HCl(aq)$

$\rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$ είναι μεταθετική

β. η αντίδραση: $CaCO_3(s) \rightarrow$

$CaO(s) + CO_2(g)$ είναι μεταθετική

γ. η αντίδραση: $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow$

$2HCl(g)$ είναι οξειδοαναγωγική

δ. η αντίδραση: $Cu(OH)_2(aq) + H_2SO_4(aq)$

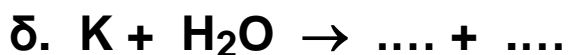
$\rightarrow CuSO_4(aq) + 2H_2O(l)$ είναι οξειδοαναγωγική

***69.** Να συμπληρώσετε τις παρακάτω χημικές εξισώσεις ποιοτικά και ποσοτικά:

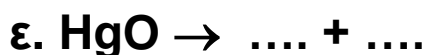
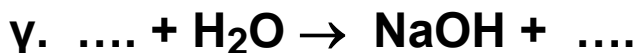
α. $HCl + K_2CO_3 \rightarrow \dots + CO_2 + \dots$

β. $FeS + \dots \rightarrow H_2S + FeBr_2$

γ. $NaOH + \dots \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$



***70.** Να συμπληρώσετε τις παρακάτω χημικές εξισώσεις ποιοτικά και ποσοτικά:



***71.** Να γράψετε τις χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων από τις οποίες παράγονται τα άλατα:

1. χλωριούχος σίδηρος (II)

2. θειικό νάτριο

3. φωσφορικό κάλιο

4. νιτρικός χαλκός (II)

από την εξουδετέρωση του κατάλληλου βασικού οξειδίου με το κατάλληλο οξύ.

72. Να γράψετε τις χημικές εξισώσεις των χημικών αντιδράσεων από τις οποίες προκύπτουν τα άλατα: $CaBr_2$, Na_3PO_4 , $Al(NO_3)_3$ από την εξουδετέρωση του κατάλληλου οξέος με την κατάλληλη βάση.

***73.** Να αναφέρετε δύο παραδείγματα χημικών αντιδράσεων εξουδετέρωσης κατά τις οποίες δεν έχουμε παραγωγή νερού.

74. Κατά την επίδραση σκόνης μαγνησίου σε αραιό υδατικό διάλυμα υδροχλωρίου:

α. Δεν θα γίνει χημική αντίδραση.

β. Θα γίνει χημική αντίδραση αν θερμάνουμε το διάλυμα.

γ. Θα γίνει οπωσδήποτε χημική αντίδραση.

δ. Θα γίνει χημική αντίδραση αν το διάλυμα του υδροχλωρίου γίνει πυκνότερο.

Να αιτιολογήσετε τη σωστή απάντηση.

75. Κατά την ανάμειξη διαλύματος AgNO_3 με διάλυμα HBr θα γίνει χημική αντίδραση γιατί:

- α. παράγεται αέριο
- β. τα άλατα αντιδρούν πάντοτε με τα οξέα
- γ. καταβυθίζεται ίζημα
- δ. είναι μεταθετική αντίδραση

Να αιτιολογήσετε τη σωστή απάντηση.

***76.** Να γράψετε τις χημικές αντιδράσεις που οδηγούν στην παρασκευή των αλάτων Ag_2SO_4 και $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ με αντιδρώντα σώματα:

- α) οξύ και βάση
- β) βάση και όξινο οξείδιο
- γ) οξύ και βασικό οξείδιο
- δ) βασικό οξείδιο και όξινο οξείδιο

77. Ποια είναι τα προϊόντα της αντίδρασης ενός οξέος:

- α) με βάση, β) με βασικό οξείδιο,
- γ) με μέταλλο και δ) με άλας.

Με ποιες προϋποθέσεις αντιδρά ένα οξύ με ένα μέταλλο ή με ένα άλας;

***78.** Σε αποσταγμένο νερό προσθέτουμε μία σταγόνα διαλύματος φαινολοφθαλεΐνης και στη συνέχεια προσθέτουμε ένα μικρό κομμάτι νάτριο.

- α) Να περιγράψετε δύο φαινόμενα που θα παρατηρήσετε μετά την προσθήκη του νατρίου.
- β) Να γράψετε μία χημική εξίσωση που περιγράφει ένα από τα φαινόμενα που παρατηρήσατε.

***79.** Σε κάθε ένα από τα δοχεία Α, Β και Γ περιέχονται τα διαλύματα H_2SO_4 , HCl και NaCl , χωρίς να γνωρίζουμε ποια χημική ένωση περιέχεται στο κάθε δοχείο. Σε κάθε δοχείο προσθέτουμε μικρή ποσότητα μεταλλικού βαρίου. Παρατηρούμε ότι στο δοχείο Α εκλύεται αέριο. Στο δοχείο Β δεν παρατηρούμε καμία αλλαγή, ενώ στο δοχείο Γ καταβυθίζεται ίζημα ενώ ταυτόχρονα εκλύεται

αέριο. Να εξηγήσετε δίνοντας ταυτόχρονα και τις χημικές εξισώσεις των φαινομένων, ποιο ήταν το συγκεκριμένο περιεχόμενο του κάθε δοχείου πριν από την προσθήκη του βαρίου.

***80.** Σε ασθενή που βρέθηκε να πάσχει από υπερέκκριση γαστρικού υγρού ο γιατρός συνέστησε θεραπεία με χαπάκια ALUDROX τα οποία περιέχουν $Mg(OH)_2$ και $Al(OH)_3$, ενώ του απαγόρευσε να παίρνει ασπιρίνη. Πώς δικαιολογείτε την ιατρική συμβουλή;

***81.** Σε κάθε ένα από τα δοχεία Α, Β και Γ περιέχεται ένα από τα παρακάτω: διάλυμα ασπιρίνης, διάλυμα από χαπάκι ALUDROX και φυσιολογικός ορός (διάλυμα $NaCl$ 0,9% w/v). Πώς θα διαπιστώσουμε το περιεχόμενο του κάθε δοχείου;

****82.** Σε ένα χημικό εργαστήριο υπάρχουν τρία δοχεία κατασκευασμένα από χαλκό και δύο δοχεία κατασκευασμένα από αργίλιο. Στα δοχεία αυτά θέλουμε να αποθηκεύσουμε για μεγάλο χρονικό διάστημα, χωρίς να αλλοιωθούν, τα παρακάτω διαλύματα:

1.θειικού σιδήρου (II): $FeSO_4$

2.χλωριούχου καλίου: KCl

3.θειικού μαγνησίου: $MgSO_4$

4.νιτρικού ψευδαργύρου: $Zn(NO_3)_2$

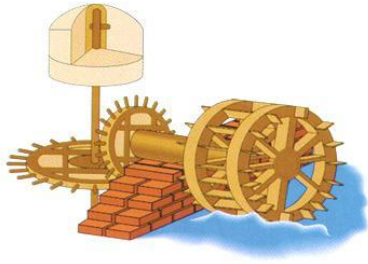
5.υδροχλωρικού οξέος: HCl

Σε τι είδους δοχείο πρέπει να αποθηκευτεί το κάθε διάλυμα;

Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Δίνεται η ηλεκτροχημική σειρά των στοιχείων:

$K, Na, Mg, Al, Zn, H_2, Cu, Hg.$



Δραστηριότητα

Οξέα –Βάσεις –Δείκτες

Τα οξέα είναι ουσίες που έχουν ένα κοινό σύνολο ιδιοτήτων. Οι βάσεις (γνωστές και σαν αλκάλια) είναι άλλες ουσίες με διαφορετικές ιδιότητες. Με τα παρακάτω πειράματα που χρησιμοποιούν απλές ουσίες «του σπιτιού» μπορείτε να διερευνήσετε κάποιες από τις ιδιότητες αυτές. Επίσης, μπορείτε να κατανοήσετε την κλίμακα του pH που χρησιμοποιούν οι χημικοί για να περιγράψουν τις ουσίες αυτές.

Η πιο εντυπωσιακή ιδιότητα των οξέων – βάσεων είναι ότι αλλάζουν το χρώμα των δεικτών. Στο πείραμα που περιγράφεται, σαν δείκτης θα χρησιμοποιηθεί το εκχύλισμα από ένα κοινό λαχανικό, το κόκκινο λάχανο. Στο πρώτο βήμα θα παρασκευάσετε το εκχύλισμα αυτό. Κόβετε το λάχανο σε κομμάτια μήκους περίπου 2,5 cm και παίρνετε από αυτά δυο κούπες (περίπου 500 mL). Τα τοποθετείτε σε ένα blender με ένα ποτήρι νερό (250 mL) και τα κατεργάζεστε ώστε να γίνει ένας πολτός. Διηθείτε με ένα κόσκινο και το διήθημα θα είναι το διάλυμα του δείκτη.

Παρακάτω δίνονται τα χρώματα που παίρνει ο «δείκτης» αυτός σε διάφορες τιμές pH.

pH	χρώμα εκχυλίσματος
2	κόκκινο
4	πορτοκαλί
6	ιώδες
8	μπλε
10	μπλε-πράσινο
12	πράσινο

Να ελέγξετε τώρα με τη βοήθεια του «δείκτη» σας την κατά προσέγγιση, τιμή του pH των παρακάτω διαλυμάτων που υπάρχουν γύρω σας, όπως: ξύδι, λεμόνι, οικιακό υγρό καθαρισμού τζαμιών, διάλυμα σόδας μαγειρικής, διάλυμα ζάχαρης, σαμπουάν, αντιόξινα χάπια, αναψυκτικά, γάλα κλπ. Να καταγράψετε τις παρατηρήσεις σας στον παρακάτω πίνακα:

Υλικό	Χρώμα δείκτη	pH	Υλικό	Χρώμα δείκτη	pH

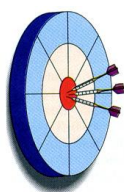
Απαντήσεις στις ασκήσεις πολλαπλής επιλογής και σωστού λάθους

20. Λ είναι: γ, δ, στ
Σ είναι: α, β, ε
21. Λ είναι: α, δ, ε
Σ είναι: β, γ
25. (1-α), (2-β)
27. Το Α είναι όξινο, το Β είναι βασικό. Στο Α προσθέτουμε βάση και στο Β οξύ.
31. (1-γ), (2-α),
(3-β)
32. (1-ε), (2-α),
(3-γ), (4-β), (5-δ)
33. Σ είναι: α, δ
Λ είναι: β, γ
43. (1-Γ), (2-Δ),
(3-Α), (4-Ε),
(5-Β), (6-Ζ)
61. δ
65. Σ είναι: α, δ
Λ είναι: β, γ
66. Σ είναι: β, γ
Λ είναι: α, δ, ε
67. Σ είναι: α, β
Λ είναι: γ, δ
68. Σ είναι: β, γ
Λ είναι: α, δ
74. γ
75. γ



4

ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ



ΟΙ ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει να μπορείς:

- Να ορίζεις τι είναι σχετική ατομική μάζα (ατομικό βάρος) και τι σχετική μοριακή μάζα (μοριακό βάρος).
- Να αναλύεις την έννοια του mol και του γραμμομοριακού όγκου, παίρνοντας σαν βάση την υπόθεση Avogadro.
- Να υπολογίζεις τη μάζα, τον όγκο αερίου (σε STP συνθήκες) ή τον αριθμό μορίων, αν γνωρίζεις τον αριθμό των mol μιας καθαρής ουσίας και αντίστροφα.
- Να διατυπώνεις τους νόμους των αερίων. Να υπολογίζεις ένα από τα μεγέθη P , V , T , n μιας αέριας καθαρής ουσίας ή μίγματος, αν γνωρίζεις τα υπόλοιπα τρία μεγέθη. Να υπολογίζεις, μέσω της καταστατικής

εξίσωσης την πυκνότητα ή τη σχετική μοριακή μάζα ενός αερίου.

➤ Να εκφράζεις τη συγκέντρωση ενός διαλύματος και να υπολογίζεις τη τιμή αυτής σ' ένα διάλυμα, αν γνωρίζεις τη μάζα της διαλυμένης ουσίας και τον όγκο του διαλύματος. Να υπολογίζεις τη συγκέντρωση ενός διαλύματος κατά την αραίωση ή την ανάμιξή του με άλλα διαλύματα (εφ' όσον δεν λαμβάνει χώρα αντίδραση μεταξύ τους).

➤ Να συνδέεις τις ποσότητες των αντιδρώντων με αυτές των προϊόντων, κάνοντας αναφορά στην ατομική θεωρία του Dalton. Να υπολογίζεις την ποσότητα ενός αντιδρώντος ή προϊόντος, αν γνωρίζεις την ποσότητα ενός άλλου αντιδρώντος ή προϊόντος (στοιχειομετρικοί υπολογισμοί).

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

4.1 Βασικές έννοιες για τους χημικούς υπολογισμούς: σχετική ατομική μάζα (ατομικό βάρος), σχετική μοριακή μάζα (μοριακό βάρος), mol, αριθμός Avogadro, γραμμομοριακός όγκος

4.2 Καταστατική εξίσωση των αερίων

4.3 Συγκέντρωση διαλύματος – Αραίωση, ανάμειξη διαλυμάτων

4.4 Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί
Ερωτήσεις – Προβλήματα

Η παρασκευή του PbI_2 (κίτρινο ίζημα) με αντίδραση KI (άχρωμο διάλυμα) με $Pb(NO_3)_2$ (άχρωμο διάλυμα) αποτελεί μία χαρακτηριστική αντίδραση διπλής αντικατάστασης. Σύμφωνα με τη στοιχειομετρία της χημικής εξίσωσης μπορεί να υπολογιστεί η ποσότητα του ιζήματος, αν δίνονται οι ποσότητες των αντιδρώντων σωμάτων.



4

ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

Εισαγωγή

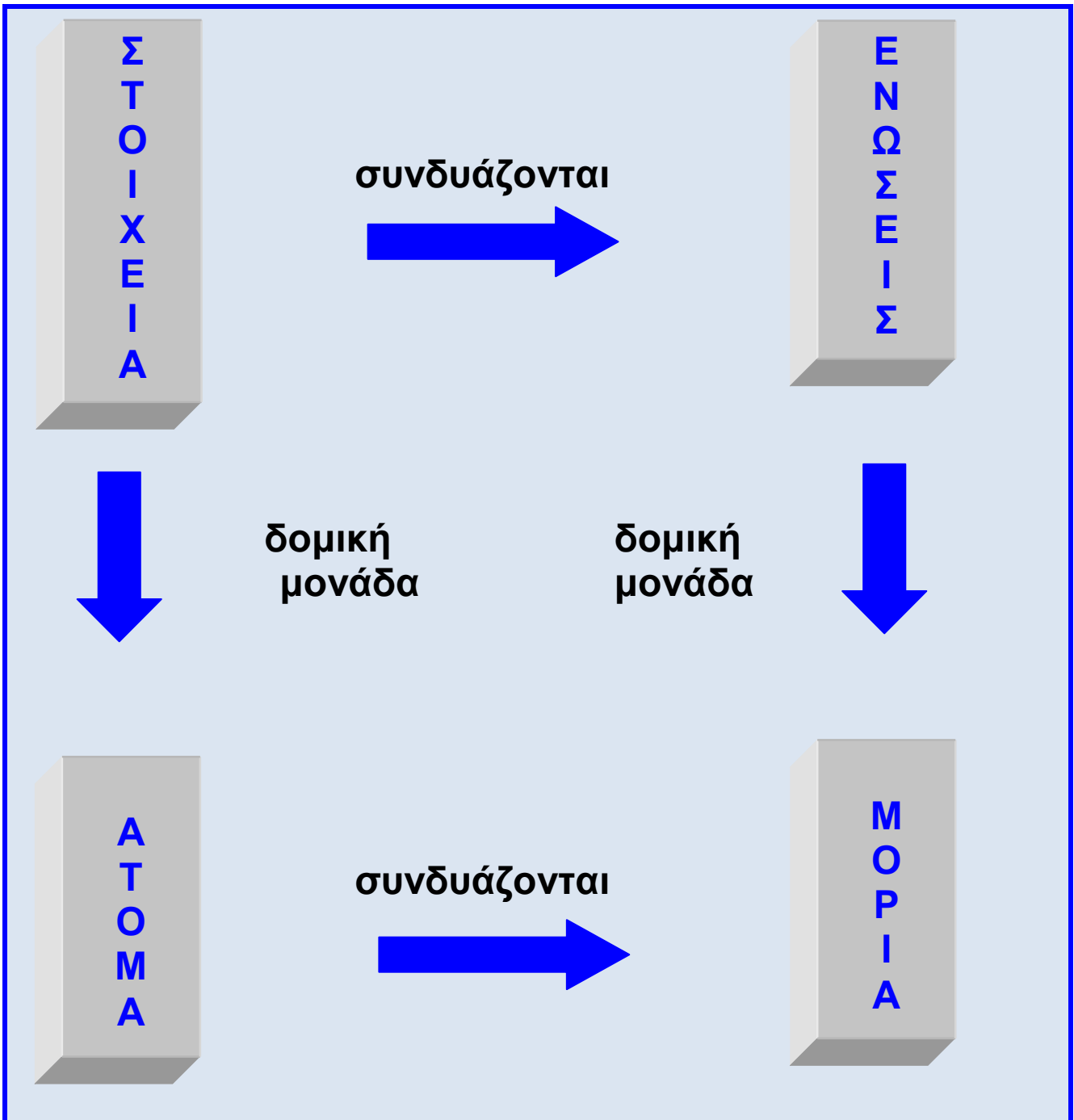
Στις θετικές επιστήμες, άρα και στη χημεία, η «αλήθεια μετριέται». Τίποτα δε γίνεται αποδεκτό αν δε μετρηθεί με κάποιο τρόπο. Επειδή δε το βασικό αντικείμενο της χημείας είναι η ύλη, πρέπει να μάθουμε πώς αυτή μπορεί να μετρηθεί. Στο κεφάλαιο αυτό προσεγγίζονται δύο τρόποι. Ο ένας είναι η μέτρηση της μάζας, m , σαν ποσό της ύλης που περιέχεται στο συγκεκριμένο σώμα. Έτσι θα γνωρίσουμε το ζυγό και το kg. Όμως, η ύλη μετριέται και μ' άλλο τρόπο, αφού εκτός από 1,5 kg ζάχαρη υπάρχουν και 11 μαθητές ή 36 αυγά...

Ο δεύτερος αυτός τρόπος ξεκινά από το γεγονός ότι η ύλη είναι ασυνεχής, δηλαδή είναι πολλαπλάσια μιας δομικής μονάδας είτε αυτή είναι μόριο ή ιόν ή άτομο. Συνεπώς, η ύλη μπορεί να μετρηθεί και σαν αριθμός, N ($N = \text{number}$), αυτών των δομικών μονάδων. Μάλιστα, επειδή ο αριθμός αυτός είναι τεράστιος – 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.

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 στοιχειομετρικών υπολογισμών.

Επίσης θα δούμε πως ο χημικός τύπος μιας ένωσης και η χημική εξίσωση παρέχουν πληροφορίες σχετικά με τη μάζα και την ποσότητα της ύλης των σωμάτων που μετέχουν στην αντίδραση. Επειδή, μάλιστα, οι περισσότερες αντιδράσεις γίνονται σε διαλύματα, μοιραία θα οδηγηθούμε στον ορισμό της συγκέντρωσης (c) του διαλύματος, που αποτελεί τη βασική χημική μονάδα περιεκτικότητας.

Στενά λοιπόν ορισμένη αυτή η σύνθετη ελληνική λέξη (στοιχείο + μέτρηση) δηλώνει τη μελέτη των ποσοτήτων αντιδρώντων και προϊόντων μιας χημικής αντίδρασης – εξίσωσης. Ουσιαστικά αυτό ήταν και το πιο σημαντικό βήμα στην πορεία της χημείας, καθώς απ' αυτήν προέκυψαν οι ακριβέστατες αναλογίες μαζών, σύμφωνα με τις οποίες τα στοιχεία και οι ενώσεις παράγονται ή αντιδρούν. Όλη η νεώτερη χημεία στηρίχτηκε στα δεδομένα αυτά. Απαντήσεις σε προβλήματα όπως, πόσα g μιας βιταμίνης χρειάζεται ημερήσια ο οργανισμός ή ποια είναι η εν δυνάμει παραγωγή ενός μεταλλείου σε μέταλλο ή ποια είναι η ζωή μιας μπαταρίας ή ποια είναι η εκρηκτική ικανότητα μιας ράβδου δυναμίτιδας, ανάγονται τελικά σε κάποιους στοιχειομετρικούς υπολογισμούς.



Θεμέλιος λίθος για τους χημικούς υπολογισμούς αποτέλεσε η ατομική θεωρία του Dalton η οποία σε γενικές γραμμές περιγράφεται από το παραπάνω σχήμα.

- Είναι 3 δωδεκάδες αυγά, $n = 3$ και $N = 3$ δωδ. $\cdot 12$ αυγά / δωδ = 36 αυγά
 Κατ' αναλογία σε 3 mol H_2O περιέχονται 3 N_A μόρια νερού.

4.1 Βασικές έννοιες για τους χημικούς υπολογισμούς: σχετική ατομική μάζα, σχετική μοριακή μάζα, mol, αριθμός Avogadro, γραμμομοριακός όγκος

Σχετική ατομική μάζα - Σχετική μοριακή μάζα

Από πολύ νωρίς, σχεδόν αμέσως μετά τη διατύπωση της ατομικής θεωρίας του Dalton (1803), και για μεγάλο χρονικό διάστημα, οι χημικοί εστίαστηκαν στο θέμα του προσδιορισμού της μάζας των ατόμων και μορίων. Το μέγεθος βέβαια των σωματιδίων αυτών 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 (^{12}C).

Να σημειωθεί ότι ο ^{12}C είναι εκείνο το ισότοπο του άνθρακα που έχει 6 πρωτόνια και 6 νετρόνια στον πυρήνα του. Ως εκ τούτου, μία ατομική μονάδα μάζας υπολογίζεται ότι είναι ίση με $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

• Η σχετική ατομική μάζα (Ατομικό Βάρος) τις πιο πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζεται με A_B . Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται A_r .

• Η σχετική μοριακή μάζα (Μοριακό Βάρος) τις πιο πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία

συμβολίζεται με M_B . Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται M_r .

Σχετική ατομική μάζα (A_r) ή ατομικό βάρος (AB)

➤ 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 $-^{12}\text{C}$.

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}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 $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

Τέλος, μελετώντας τον πίνακα των σχετικών ατομικών μαζών στο παράρτημα του βιβλίου, 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 του πίνακα αναφέρονται στο μέσο όρο των σχετικών ατομικών μαζών των ισοτόπων, όπως αυτά απαντούν στη φύση.

• Ο ορισμός της Ατομικής Μονάδας Μάζας σε διάφορες χρονικές περιόδους.

1 amu ισούται:

- με τη μάζα του ενός ατόμου H (19ος αιώνας)
- με το $1/16$ της μάζας του ατόμου του O (1904)
- με το $1/12$ της μάζας του ατόμου του C (1961– σήμερα)
- $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

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

• Με το φασματόμετρο μάζας μπορεί να προσδιοριστεί με ακρίβεια η σύσταση των ισοτόπων σ' ένα στοιχείο στη φύση, καθώς και οι σχετικές ατομικές μάζες των ισοτόπων.

Παράδειγμα 4.1

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

ΛΥΣΗ

Έχουμε ότι η σχετική ατομική μάζα του φυσικού άνθρακα είναι:

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

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}Cu (σε ποσοστό 69,09%) και ^{65}Cu (σε ποσοστό 30,91%) να υπολογιστεί τη σχετική ατομική μάζα του φυσικού Cu.

(63,55)

Σχετική μοριακή μάζα (M_r) ή Μοριακό βάρος (MB)

➤ 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}C .

Έτσι λοιπόν όταν λέμε ότι το μοριακό βάρος του θειικού οξέος (H_2SO_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}C .

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.

$$\text{Π.χ. } M_r \text{ N}_2 = 2 \cdot A_r \text{ N} = 2 \cdot 14 = 28$$

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

$$\text{Π.χ. } M_r \text{ H}_2\text{S} = 2 \cdot A_r \text{ H} + 1 \cdot A_r \text{ S} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 = 34$$

• Χημική ουσία: στοιχείο ή χημική ένωση.

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

• Η έννοια του M_r επεκτείνεται και στις ιοντικές ενώσεις, παρ' όλο που σ' αυτές δεν υπάρχουν μόρια.

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

$$\alpha. M_r P_4 = 4 \cdot A_r P = 4 \cdot 31 = 124$$

$$\begin{aligned} \beta. M_r Al_2(SO_4)_3 &= 2 \cdot A_r Al + 3 (A_r S + 4 \cdot A_r O) \\ &= 2 \cdot 27 + 3 (32 + 4 \cdot 16) = 342 \end{aligned}$$

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.

Το mol: μονάδα ποσότητας ουσίας στο S.I.

Όπως ήδη αναφέραμε, η ύλη μπορεί να μετρηθεί είτε με βάση τη μάζα είτε αριθμώντας τις δομικές της μονάδες (άτομα, μόρια ή ιόντα), όπως ακριβώς στην καθημερινή μας ζωή μπορούμε να αγοράζουμε πορτοκάλια είτε με το ζύγι είτε με τα κομμάτια.

Είναι γνωστό ότι οι χημικές αντιδράσεις γίνονται μεταξύ μορίων (ή ατόμων ή ιόντων) με μία ορισμένη αναλογία, πράγμα που καθιστά αναγκαία τη μέτρηση του αριθμού των δομικών σωματιδίων για τους υπολογισμούς μας (π.χ. πόσα μόρια H_2O παράγονται από την καύση 5 μορίων H_2 , σύμφωνα με τη χημική εξίσωση $2H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$;))

Ωστόσο, ο αριθμός των δομικών σωματιδίων είναι

αστρονομικός. 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}C .

Ο αριθμός των ατόμων που περιέχονται σε 12 g του ^{12}C ονομάζεται αριθμός Avogadro (N_A) και υπολογίσθηκε με πειραματικές μεθόδους και με μεγάλη προσέγγιση ίσος με $6,02 \cdot 10^{23}$. Δηλαδή,

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Με αυτές τις σκέψεις καταλήγουμε:

1 mol είναι η ποσότητα μιας ουσίας που περιέχει N_A οντότητες



Ο αριθμός Avogadro, όπως επεκράτησε 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. Φανταστείτε αν τα νούμερα αυτά αντιπροσώπευαν δραχμές και η διαφορά τους μοιραζόταν στο σημερινό πληθυσμό της γης, ο καθένας μας θα έπαιρνε περίπου 10 δισεκατομμύρια δραχμές.

Για να καταλάβετε το μέγεθος αυτών των αριθμών ας δώσουμε ένα άλλο παράδειγμα. Σκεφτείτε ότι κάποιος κέρδισε στο λαχείο, τη μέρα που γεννήθηκε N_A δραχμές και αποφάσισε να τα ξοδέψει. Αν σπαταλούσε 1 δισεκατομμύριο δρχ. το δευτερόλεπτο τότε πεθαίνοντας στα 90 του θα 'χε αφήσει άθικτο το 99,999% του αρχικού ποσού.

Με τον όρο οντότητες εννοούμε άτομα, μόρια, ιόντα, ηλεκτρόνια, αυγά κλπ. Έτσι, έχουμε:

- 1 mol ατόμων περιέχει N_A άτομα.
- 1 mol μορίων περιέχει N_A μόρια.
- 1 mol ιόντων περιέχει N_A ιόντα.

Συνοψίζοντας, μπορούμε να πούμε ότι ο χημικός επινόησε το mol για τη μέτρηση των δομικών σωματιδίων (ατόμων, μορίων, ιόντων), όπως ακριβώς ο έμπορος επινόησε την ντουζίνα (δωδεκάδα) για τη μέτρηση των αυγών, όπου τη θέση της ντουζίνας (12) κατέχει ο αριθμός Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$).

- Ο όρος mol προέρχεται από τη λατινική λέξη moles που σημαίνει σωρό από πέτρες, τοποθετημένες για την κατασκευή λιμενοβραχίονα.

- ο όρος mol είναι γενικός και έχει εκτοπίσει την ορολογία
g-at (γραμμοάτομο).
g-ion (γραμμοϊόν).

Τέλος, με βάση τους ορισμούς που δώσαμε για τις σχετικές ατομικές και σχετικές μοριακές μάζες, μπορούμε να συνδέσουμε τα μακροσκοπικά μεγέθη μάζα και όγκο με το μικρόκοσμο των δομικών σωματιδίων (άτομα,

μόρια ή ιόντα) ή διαφορετικά να γεφυρώσουμε το πείραμα (π.χ. μετρήσεις με ζυγό) με τη θεωρία (π.χ. ατομική θεωρία)

- 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 16 g ($A_r O=16$)

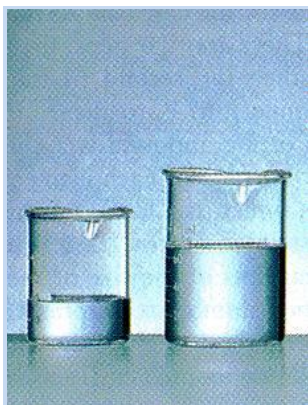
και 1 mol ατόμων Fe περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ άτομα και ζυγίζει 56g ($A_r Fe=56$)

- 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 N_2 περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ μόρια και ζυγίζει 28 g ($M_r = 28$)

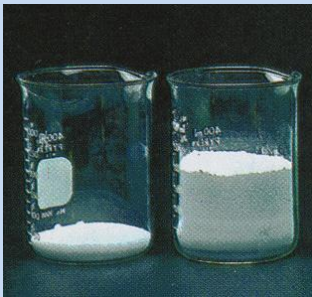
και 1 mol μορίων H_2O περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ μόρια και ζυγίζει 18 g ($M_r = 18$)



1 mol H_2O (18 g) σε σύγκριση με 1 mol οινόπνεύματος – C_2H_5OH (46 g)



ΣΧΗΜΑ 4.1 Από αριστερά προς τα δεξιά ποσότητες 1 mol από: μαγειρικό αλάτι (NaCl), ζάχαρη ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), άνθρακα (C), χαλκό (Cu).



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

Παράδειγμα 4.3

Πόσο ζυγίζει το 1 άτομο υδρογόνου; ($A_r \text{ H}=1$)

ΛΥΣΗ

Σύμφωνα με τον ορισμό του mol:

$$\frac{N_A \text{ άτομα H}}{1 \text{ άτομο}} \quad \text{ζυγίζουν} \quad = \quad \frac{1\text{g}}{m_{\text{ατόμου}}} \quad \text{άρα}$$

$$m_{\text{ατόμου}} = \frac{1 \text{ g}}{N_A} = 1,66 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Εφαρμογή

Να υπολογιστεί η μάζα του ατόμου του υδραργύρου ($A_{r_{\text{Hg}}} = 200$).

$$(3,32 \cdot 10^{-22} \text{ g})$$

Παράδειγμα 4.4

Πόσο ζυγίζει το 1 μόριο του θειικού οξέος (H_2SO_4);
Δίνονται οι τιμές A_r : H: 1, S:32, O:16.

ΛΥΣΗ

$$M_r \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

Σύμφωνα με τον ορισμό του mol:

$$\frac{N_A \text{ μόρια}}{1 \text{ μόριο}} \quad \text{ζυγίζουν} \quad = \quad \frac{98 \text{ g}}{m_{\text{μορίου}}} \quad \text{άρα}$$

$$m_{\text{μορίου}} = \frac{98 \text{ g}}{N_A} = 1,63 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

Εφαρμογή

Να υπολογιστεί η μάζα του μορίου της ζάχαρης ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

Δίνονται οι τιμές A_r : C:12, H: 1,
O: 16.

$$(5,67 \cdot 10^{-22} \text{ g})$$

Γραμμομοριακός όγκος (V_m)

Ο Ιταλός φυσικός Avogadro διατύπωσε το 1811 την ομώνυμη υπόθεση (ή αρχή ή νόμο) στην προσπάθειά του να ερμηνεύσει το νόμο Gay–Lussac, ο οποίος αναφέρεται στην αναλογία όγκων που έχουν τα αέρια, όταν ενώνονται. Σύμφωνα με την υπόθεση αυτή:

- 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.

Όπως γνωρίζουμε, 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.



Amedeo Avogadro (1776-1856). Ιταλός αριστοκράτης. Σπούδασε νομικά και έγινε δημόσιος υπάλληλος. Η ενασχόλησή του με τις φυσικές επιστήμες άρχισε με διάβασμα κατά τις ελεύθερες ώρες του και παρακολούθηση μαθημάτων φυσικής στο πανεπιστήμιο. Αργότερα έγινε

καθηγητής σε γυμνάσιο και έχοντας περισσότερο χρόνο στη διάθεσή του συνέχισε τις μελέτες του. Βέβαια η έλλειψη εργαστηριακού χώρου και το γενικότερο υπόβαθρό του, συνέβαλε στο να αφοσιωθεί σε θεωρητικές μελέτες, αποτελώντας ίσως τον πρώτο θεωρητικό επιστήμονα των φυσικών επιστημών. Το 1820 έγινε καθηγητής στο πανεπιστήμιο, καταλαμβάνοντας την έδρα της μαθηματικής φυσικής.

- Η υπόθεση Avogadro ξεκίνησε σαν μια υπόθεση η οποία σήμερα έχει ισχύ νόμου (αρχής). Με βάση αυτή την υπόθεση ο Avogadro απέδειξε για πρώτη φορά τη διαφορά μεταξύ των ατόμων και μορίων.

- Αέρια: A, B, Γ,
 $1\text{ mol A} \rightarrow N_A \text{ μόρια} \rightarrow V_A$
 $1\text{ mol B} \rightarrow N_A \text{ μόρια} \rightarrow V_B$
 $1\text{ mol Γ} \rightarrow N_A \text{ μόρια} \rightarrow V_\Gamma$
άρα $V_A = V_B = V_\Gamma = \dots = V_m$

- Ο V_m αναφέρεται και σαν Μοριακός όγκος ή μολαρικός όγκος

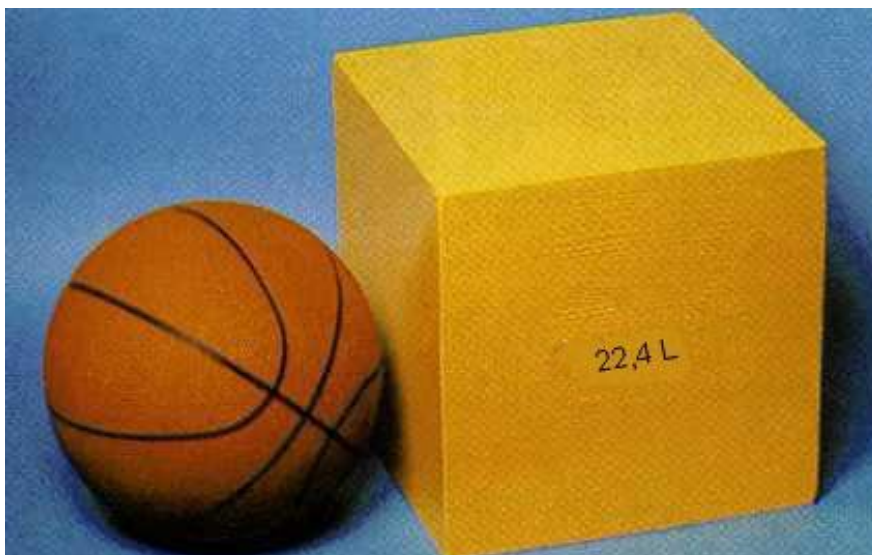
Σε πρότυπες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, STP, δηλαδή, σε θερμοκρασία 0°C (ή 273 K) και πίεση 1 atm (760 mmHg), ο γραμμομοριακός όγκος των αερίων βρέθηκε πειραματικά ίσος με $22,4\text{ L}$.

Δηλαδή, $V_m = 22,4\text{ L mol}^{-1}$ σε SMTP συνθήκες

- Απόλυτη θερμοκρασία, T (K):

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

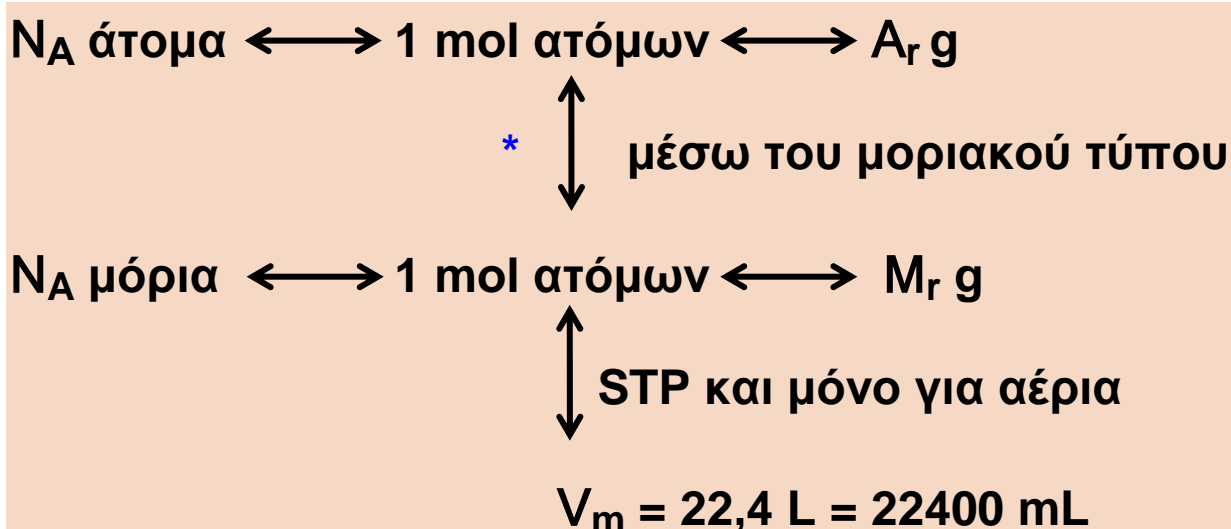
- $1\text{ atm} = 760\text{ mmHg}$



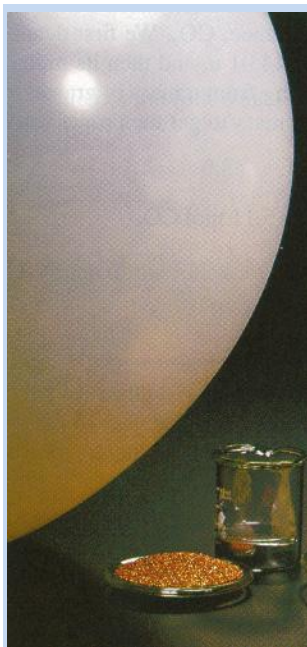
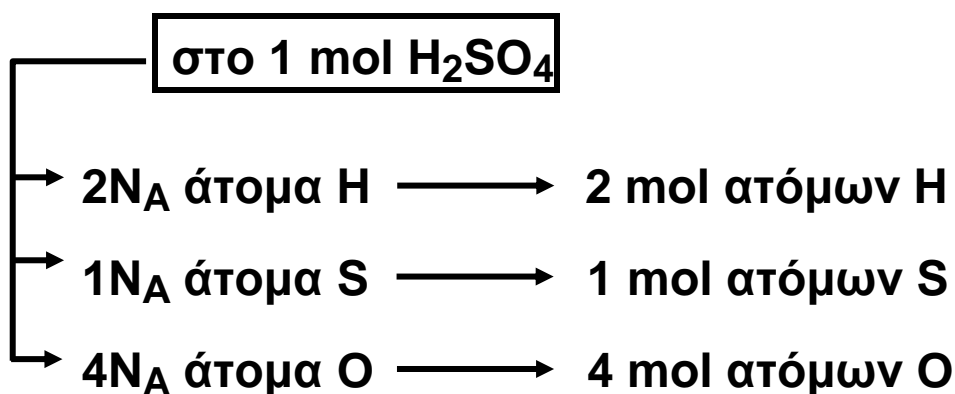
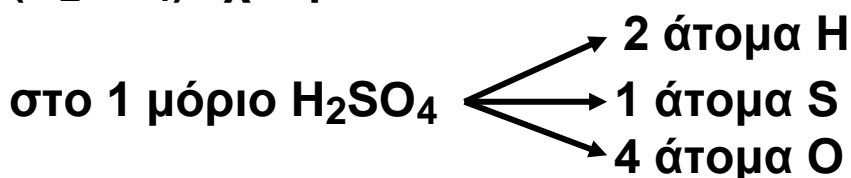
ΣΧΗΜΑ 4.2 Ο γραμμομοριακός όγκος (V_m) σε STP συνθήκες είναι ο όγκος των 22,4 L που καταλαμβάνει το κίτρινο κουτί. Για σύγκριση βάζουμε τη μπάλα.

- Οι πρότυπες συνθήκες πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζονται με ΚΣ (Κανονικές Συνθήκες). Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται ο διεθνώς καθιερωμένος συμβολισμός STP.
- STP συνθήκες (Standard Temperature Pressure).

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



* 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 (H_2SO_4) έχουμε:



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.

Στα παραδείγματα που ακολουθούν συσχετίζονται τα μεγέθη:

1. αριθμός mol
2. μάζα
3. αριθμός μορίων
4. όγκος (μόνο για αέρια)

μιας καθαρής ουσίας (στοιχείου ή ένωσης). Μάλιστα με βάση την τιμή του ενός μεγέθους μπορούμε να υπολογίσουμε τα υπόλοιπα τρία.

- Το H_2S είναι αέριο σε STP (Κ.Σ) συνθήκες.

Παράδειγμα 4.5

Ποσότητα υδρόθειου (H_2S) ζυγίζει 170 g.

- α. Πόσα mol είναι η ποσότητα αυτή;
 - β. Πόσο όγκο καταλαμβάνει η ποσότητα αυτή σε STP συνθήκες.;
 - γ. Πόσα μόρια H_2S περιέχονται στην ποσότητα αυτή;
- Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες A_r . H:1, S:32.

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,

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

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

Παρατήρηση

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:

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

β. Το 1 mol αέριας χημικής ένωσης καταλαμβάνει ως γνωστόν όγκο

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

22,4 L σε STP. Επομένως,

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

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

δηλαδή $5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ μόρια!

Εφαρμογή

α. Πόσα μόρια αμμωνίας (NH_3) περιέχονται σε 1,12 L αυτής σε STP;

β. Πόσο ζυγίζουν τα $1,8066 \cdot 10^{24}$ μόρια NH_3 ;

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

(α. $0,05N_A$, β. 51 g)

Όπως φαίνεται στο παράδειγμα που ακολουθεί, μπορούμε να υπολογίσουμε τις μάζες των στοιχείων που περιέχονται σε μία ένωση, αν μας δίνεται η μάζα της ένωσης. Και αντίστροφα, να υπολογίσουμε τη μάζα

μιας ένωσης, αν γνωρίζουμε την ποσότητα ενός από τα συστατικά της στοιχεία.

Παράδειγμα 4.6

Να υπολογιστεί πόσα γραμμάρια οξυγόνου περιέχονται σε 16 g διοξειδίου του θείου (SO_2).

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

ΛΥΣΗ

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

Άρα το 1 mol SO_2 ζυγίζει 64 g και έχουμε την κατάταξη

$$\text{Στα} = \frac{64 \text{g SO}_2}{16 \text{g}} = \text{τα} \frac{2 \cdot 16 \text{g}}{m} \quad \text{άρα } m_{\text{O}} = 8 \text{ g}.$$

Εφαρμογή

Πόσα άτομα υδρογόνου (H) περιέχονται σε 68 g υδρόθειου (H_2S);

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

($4N_A$)

Τέλος, δίνεται υποδειγματικά πρόβλημα με μίγμα ουσιών, στο οποίο ζητείται να βρεθεί η σύστασή του. Εδώ οι άγνωστοι εκφράζονται συνήθως σε mol. Με τους αγνώστους αυτούς και με βάση τα δεδομένα του προβλήματος π.χ. g, L, μόρια κλπ., δημιουργούμε σύστημα τόσων εξισώσεων, όσοι και οι άγνωστοι.

Παράδειγμα 4.7

Αέριο μίγμα περιέχει CO_2 και 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 CO_2 στο μίγμα;

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

ΛΥΣΗ

Έστω ότι το μίγμα περιέχει x mol CO_2 και ψ mol SO_2 .
Συναρτήσει των x και ψ μπορούμε να υπολογίσουμε τη μάζα του μίγματος και τον όγκο του.

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

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

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

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

Συναρτήσει πάλι των x και ψ 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 ισχύει
 $V_{\text{CO}_2} + V_{\text{SO}_2} = 3,36 \text{ L}$

και έχουμε: $\boxed{22,4x + 22,4\psi = 3,36}$ (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_2 , δηλαδή 0,1·44 g δηλαδή 4,4 g CO_2 και 0,05 mol SO_2 .

• στο SI:

$$R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

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.

(α. 0,1 - 0,2 β. 6,4 g - 6,8 g)

4.2 Καταστατική εξίσωση των αερίων

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:** «ο όγκος (V) που καταλαμβάνει ένα αέριο είναι αντιστρόφως ανάλογος της πίεσης (P) που έχει, με την προϋπόθεση ότι ο αριθμός των mol (n) και η θερμοκρασία (T) του αερίου παραμένουν σταθερά». Δηλαδή, έχουμε:

Νόμος
Boyle

$P V = \text{σταθερό}$
όταν n, T σταθερά



2 όγκοι 1 όγκος 1/2 όγκου

ΣΧΗΜΑ 4.3 Εικονική παρουσίαση του νόμου του Boyle. Ο όγκος του αερίου είναι αντιστρόφως ανάλογος της πίεσης (με n , T σταθερά).

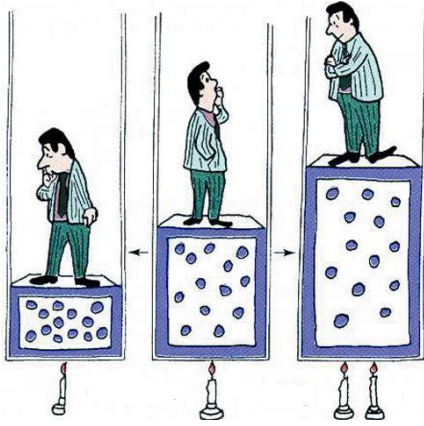


R. Boyle (1627-1691) Ιρλανδός χημικός και φιλόσοφος. Ήταν το 14ο παιδί μιας εύπορης και ισχυρής οικογένειας. Κατά τη διάρκεια της ζωής του απέκτησε τεράστια φήμη κυρίως από τα πρωτοποριακά του πειράματα σχετικά με τις ιδιότητες των αερίων. Το βιβλίο του «Ο Σκεπτικιστής Χημικός» έθεσε τις βάσεις για τη μετάβαση από την αλχημεία στη μοντέρνα χημεία.

➤ Ο νόμος Charles «ο όγκος (V) που καταλαμβάνει ένα αέριο είναι ανάλογος της απόλυτης θερμοκρασίας (T), με την προϋπόθεση ότι ο αριθμός των mol (n) και η πίεση (P) παραμένουν σταθερά». Δηλαδή, έχουμε:

**Νόμος
Charles**

$V \propto T$ όταν n, P
σταθερά



1/2 όγκου 1 όγκος 2 όγκοι

ΣΧΗΜΑ 4.4 Εικονική παρουσίαση του νόμου του Charles. Ο όγκος του αερίου είναι ανάλογος της απόλυτης θερμοκρασίας (με n , P σταθερά).



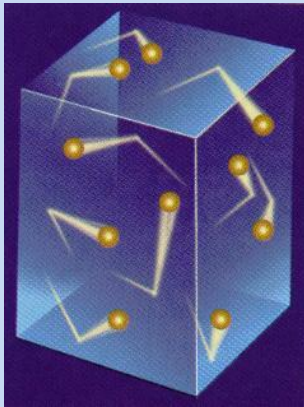
C. Charles (1746-1823) Γάλλος χημικός πασίγνωστος στα χρόνια του για τα πειράματα που έκανε με μπαλόνια. Ένα χρόνο μετά την ανακάλυψη του αερόστατου από τους αδελφούς Montgolfier, ο Charles κατασκεύασε τα δικό του

αερόστατο κάνοντας χρήση υδρογόνου αντί θερμού αέρα. Το υδρογόνο που χρειάστηκε για τη κατασκευή του πρώτου μπαλονιού παρασκεύασε ο ίδιος, αντιδρώντας 250 kg οξέος με 500 Kg σιδήρου. Την πρώτη του αυτή πτήση παρακολούθησε πλήθος κόσμου και στέφτηκε με επιτυχία.

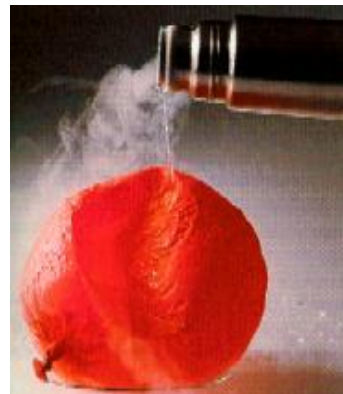
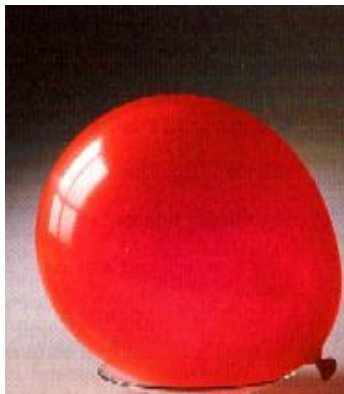


Gay-Lussac:(1778-1850) Γάλλος χημικός και φυσικός. Έδειξε μεγάλη τόλμη, αφού για τις ανάγκες των πειραμάτων του αναγκάστηκε πολλές φορές να χρησιμοποιεί αερόστατο και να ανεβαίνει σε ύψος μέχρι 7000 m. Κατέλαβε ταυτόχρονα δύο περίβλεπτες καθηγητικές

έδρες της χημείας και της φυσικής στο πανεπιστήμιο της Σορβόννης. Πέρασε το μεγαλύτερο μέρος της ζωής του στο υπόγειο εργαστήριό του, κάτω από δυσμενείς συνθήκες, όπου το χειμώνα δεν υπήρχε θέρμανση και το δάπεδο ήταν μονίμως υγρό. Αυτά βέβαια δεν τον εμπόδιζαν να χορεύει από χαρά σε κάθε πετυχημένο πείραμά του.



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

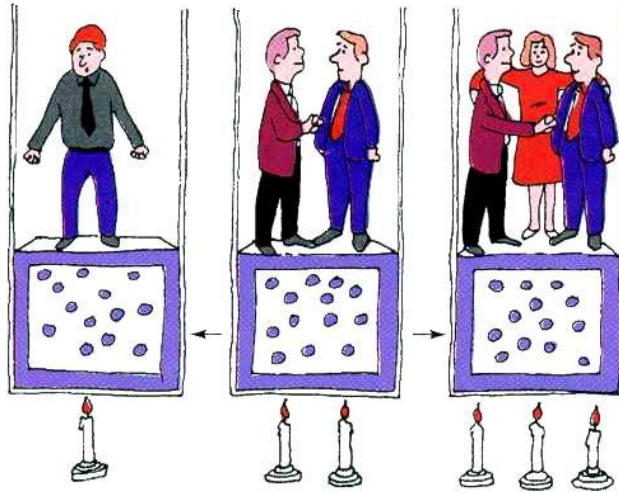


ΣΧΗΜΑ 4.5 Με ψύξη (με υγρό άζωτο) ο όγκος του αερίου μειώνεται, σύμφωνα με το νόμο του Charles.

➤ Ο νόμος Gay-Lussac: «η πίεση (P) που ασκεί ένα αέριο είναι ανάλογη της απόλυτης θερμοκρασίας (T), όταν ο αριθμός των mol (n) και ο όγκος (V) είναι σταθερά». Δηλαδή, έχουμε:

Νόμος
Gay-Lussac

$P \propto T$ όταν n, V σταθερά



ΣΧΗΜΑ 4.6 Εικονική παρουσίαση του νόμου του Gay-Lussac. Η πίεση ενός αερίου είναι ανάλογος της απόλυτης θερμοκρασίας (με n , V σταθερά).

Με συνδυασμό των νόμων:

1. Boyle $V \propto 1/P$
 2. Charles $V \propto T$
 3. Avogadro $V \propto n$
- Καταλήγουμε, $V \propto (1/P)T n$

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:

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

Η παραπάνω σχέση, η οποία συνήθως γράφεται με τη μορφή:

$$PV = nRT$$

ονομάζεται καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων.

Η καταστατική εξίσωση εμπεριέχει τους τρεις νόμους (Boyle, Charles, 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:

$$P V = n_{ολ} R T \quad \text{όπου,}$$

$n_{ολ}$ ο συνολικός αριθμός mol του αερίου μίγματος
 V ο όγκος που καταλαμβάνει το αέριο μίγμα και
 P η ολική πίεση των αερίων του μίγματος.

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.

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

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

$$\text{ή } P = 6,56 \text{ atm.}$$

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)

Στην καταστατική εξίσωση μπορεί να εισαχθεί η πυκνότητα του αερίου, ρ, όπως φαίνεται στο παράδειγμα που ακολουθεί.

Παράδειγμα 4.9

Πόση είναι η πυκνότητα του οξυγόνου (O₂) σε πίεση 8 atm και θερμοκρασία 273 °C. A_{rO}=16.

ΛΥΣΗ

$$T = \theta + 273 = (273 + 273) \text{ K} = 546 \text{ K.}$$

$$M_{rO_2} = 2 \cdot 16 = 32$$

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

οπότε,

$$PV = \frac{mRT}{M_r \text{ g/mol}} \quad \text{ή} \quad P = \frac{m}{V} \cdot \frac{RT}{M_r \text{ g/mol}}$$

$$\text{ή} \quad P = \frac{RT}{M_r \text{ g/mol}} \quad \text{ή} \quad \rho = \frac{P \cdot M_r \text{ g/mol}}{RT}$$

$$\text{ή} \quad \rho = \frac{8 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{mol} \cdot \text{K}}{\text{atm} \cdot \text{L}} \cdot 546 \text{ K}} \quad \text{ή} \quad \rho = 5,71 \text{ g/L}$$

Εφαρμογή

Αέριο Α έχει πυκνότητα 2,28 g/L σε θερμοκρασία 546 K και πίεση 6 atm. Ζητείται η σχετική μοριακή μάζα του Α.
R=0,082 atm·L/mol·K

(17)

4.3 Συγκέντρωση διαλύματος – Αραίωση, ανάμειξη διαλυμάτων

Συγκέντρωση ή μοριακότητα κατ' όγκο διαλύματος

Όπως αναφέραμε στο 1ο κεφάλαιο, υπάρχουν διάφοροι τρόποι με τους οποίους μπορούμε να εκφράσουμε την περιεκτικότητα ενός διαλύματος, δηλαδή την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας που περιέχεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος ή διαλύτη. 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: $c = n / V$

Όπου,

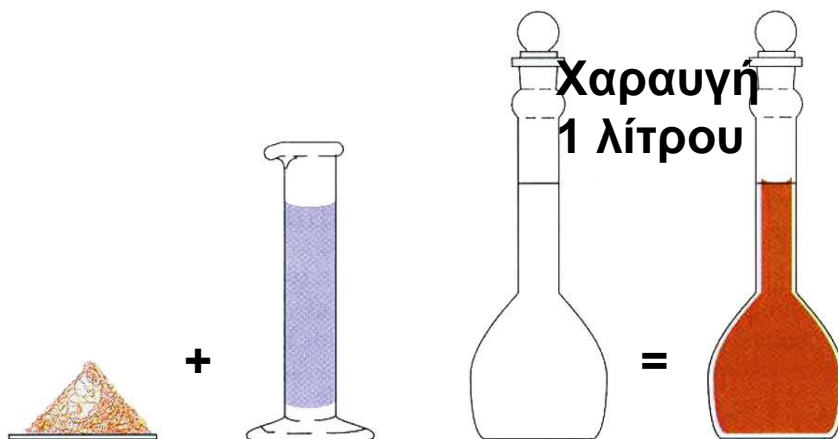
c = η συγκέντρωση του διαλύματος

n = ο αριθμός mol της διαλυμένης ουσίας και

V = ο όγκος του διαλύματος σε L.

Μονάδα της συγκέντρωσης είναι το mol L^{-1} ή M.

Για παράδειγμα, διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου συγκέντρωσης 1,5 M περιέχει 1,5 mol NaOH (60 g) σε 1 L (1000 mL) διαλύματος, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα.



ΣΧΗΜΑ 4.7 Παρασκευή διαλύματος ορισμένης συγκέντρωσης.



Παρασκευή διαλύματος ορισμένης συγκέντρωσης

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.

ΛΥΣΗ

1ος 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.

2ος τρόπος (με τον τύπο)

έχουμε 0,15 mol NaOH και αφού $V = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}$.
Συνεπώς,

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

Εφαρμογή

Πόσα γραμμάρια καθαρού νιτρικού οξέος περιέχονται σε 400 mL διαλύματος νιτρικού οξέος (HNO_3) συγκέντρωσης 2 M;

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

(50,4 g)

• Για να υπολογίσουμε μία περιεκτικότητα όγκου (π.χ. c) από μία περιεκτικότητα βάρους (π.χ. % w/w), ή αντίστροφα, χρειαζόμαστε την τιμή της πυκνότητας του διαλύματος.

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.

ΛΥΣΗ

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

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

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

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

$$\text{ή } m_{\Delta} = 2100 \text{ g.}$$

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

$$\text{Στα } \frac{210 \text{ g διαλύματος}}{100 \text{ g}} = \frac{14,6 \text{ g καθαρού HCl}}{x}$$

$$= \text{ή } x = 0,7 \text{ g καθαρού υδροχλωρίου}$$

Άρα το διάλυμα είναι περιεκτικότητας 0,7% w/w (κατά βάρος).

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)

Αραίωση διαλύματος

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 αραίωση 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 αραίωση και

c_2 και V_2 η συγκέντρωση και ο όγκος του διαλύματος, αντίστοιχα, μετά την αραίωση



Εικονική παρουσίαση για την αραίωση διαλύματος

- Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή κατά τη συμπύκνωση ενός διαλύματος, δηλαδή, όταν αφαιρείται νερό από το διάλυμα με εξάτμιση.



ΣΧΗΜΑ 4.8 Στην αραίωση διαλύματος η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει η ίδια, ενώ η συγκέντρωση μειώνεται.

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.

ΛΥΣΗ

1ος τρόπος (με κατάταξη)

Αρχικό διάλυμα:

2 M σημαίνει ότι στα $\frac{1000 \text{ mL διαλύματος}}{1000 \text{ mL}}$

$$= \frac{2 \text{ mol διαλ. ουσίας}}{n}$$

$$\text{ή } n = 0,8 \text{ mol NaOH.}$$

Μετά την προσθήκη του νερού η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή, άρα και στο τελικό διάλυμα θα υπάρχουν 0,8 mol καθαρού NaOH.

$$\text{Όμως } V_{\text{τελ}} = V_{\text{αρχ}} + V_{\text{H}_2\text{O}} =$$

$$400 \text{ mL} + 1200 \text{ mL} = 1600 \text{ mL.}$$

Τελικό διάλυμα:

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

$$\text{ή } x = 0,5 \text{ mol}$$

Άρα η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος είναι 0,5 M.

2ος τρόπος (με τον τύπο)

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

Επειδή με την προσθήκη του νερού η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή έχουμε ότι:

$$n_{\text{αρχ}} = n_{\text{τελ}} \quad \text{ή } c_{\text{αρχ}} V_{\text{αρχ}} = c_{\text{τελ}} V_{\text{τελ}} \quad \text{ή}$$

$$c_{\text{τελ}} = \frac{c_{\text{αρχ}} V_{\text{αρχ}}}{V_{\text{τελ}}} = \frac{2\text{M} \cdot 400 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{1600 \cdot 10^{-3} \text{ L}} \quad c_{\text{τελ}} = 0,5 \text{ M.}$$

Εφαρμογή

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

Ανάμειξη διαλυμάτων

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_{Δ} = 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:

$$m_{\text{ΤΕΛ}} = m_1 + m_2 + m_3 + \dots$$

ή $n_{\text{ΤΕΛ}} = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$

m = μάζα διαλυμένης ουσίας

n = αριθμός mol διαλυμένης ουσίας

Κατά την ανάμειξη διαλυμάτων της ίδιας ουσίας ισχύει η σχέση:

$$c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = c_{\text{ΤΕΛ}} \cdot V_{\text{ΤΕΛ}}$$

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 $c_1 > c_{\text{τελ}} > c_2$.

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.

ΛΥΣΗ

1ος τρόπος (με κατάταξη)

Διάλυμα (A): 1 M.

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

Διάλυμα (B): 0,5 M.

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

Στο τελικό διάλυμα έχουμε ότι

$$V_{\text{τελ}} = V_A + V_B = 3 \text{ L} + 7 \text{ L} = 10 \text{ L}$$

$$n_{\text{τελ}} = n_A + n_B = 3 \text{ mol} + 3,5 \text{ mol} = 6,5 \text{ mol}$$

Άρα στο τελικό διάλυμα έχουμε:

$$\frac{10 \text{ L διαλύματος}}{1 \text{ L}} = \frac{6,5 \text{ mol HCl}}{x} \quad \text{ή } x = 0,65 \text{ mol.}$$

Άρα η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος είναι 0,65 mol/L, δηλαδή 0,65 M.

2ος τρόπος (με τον τύπο)

Ισχύει στην ανάμειξη των διαλυμάτων για την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας

$$n_{\text{TEΛ}} = n_A + n_B \quad \text{ή} \quad c_{\text{TEΛ}} \cdot V_{\text{TEΛ}} = c_A \cdot V_A + c_B \cdot V_B \quad \text{ή}$$

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

$$\text{ή } c_{\text{TEΛ}} = 0,65 \text{ M}$$

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)

4.4 Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί

Η χημική εξίσωση, πέραν του ότι αποτελεί το σύμβολο μιας χημικής αντίδρασης, παρέχει μία σειρά πληροφοριών. Για παράδειγμα, η χημική εξίσωση της αντίδρασης σχηματισμού αμμωνίας από άζωτο και υδρογόνο $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ μας αποκαλύπτει:

1. Την ποιοτική σύσταση των αντιδρώντων (N_2 , H_2) και προϊόντων (NH_3).
2. Ποσοτικά δεδομένα σχετικά με τον τρόπο που γίνεται η αντίδραση. Δηλαδή ότι,
 - ❖ 1 μόριο N_2 αντιδρά με 3 μόρια H_2 και δίνει 2 μόρια NH_3 .
 - ❖ 1 mol N_2 αντιδρά με 3 mol H_2 και δίνει 2 mol NH_3 .
 - ❖ 1 όγκος αερίου N_2 αντιδρά με τρεις όγκους αερίου H_2 και δίνει δύο όγκους αέριας NH_3 στις ίδιες συνθήκες P και T.Αυτό όμως που τελικά έχει τη μεγαλύτερη σημασία είναι ότι:

➤ 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.

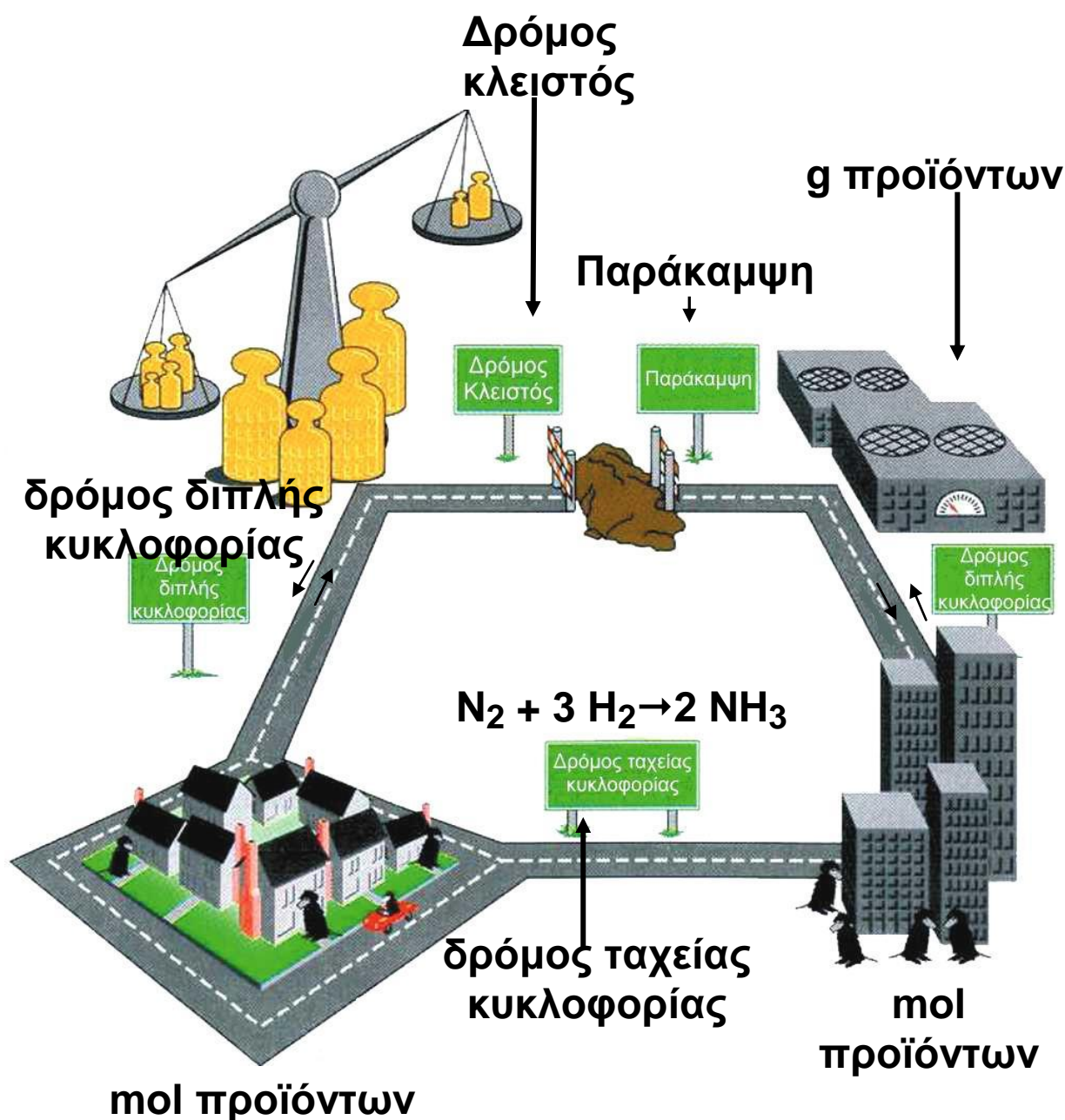
➤ Οι παραπάνω χημικοί υπολογισμοί, οι οποίοι στηρίζονται στις ποσοτικές πληροφορίες που πηγάζουν από τους συντελεστές μιας χημικής εξίσωσης (στοιχειομετρικοί συντελεστές), ονομάζονται στοιχειομετρικοί υπολογισμοί.

Μεθοδολογία για την επίλυση προβλημάτων στοιχειομετρίας

Στα προβλήματα στοιχειομετρίας ακολουθούμε την εξής διαδικασία:

1. Βρίσκουμε τον αριθμό mol από τη μάζα ή τον όγκο που δίνεται (π.χ. ενός αντιδρώντος).
2. Υπολογίζουμε με τη βοήθεια της χημικής εξίσωσης τον αριθμό mol του αντιδρώντος ή προϊόντος που ζητείται.
3. 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).

Τα παραπάνω απεικονίζονται στο σχήμα που ακολουθεί. Στη συνέχεια δίνονται χαρακτηριστικές περιπτώσεις στοιχειομετρικών υπολογισμών με αντίστοιχα παραδείγματα.



ΣΧΗΜΑ 4.9 Εικονική παρουσίαση της μεθοδολογίας που ακολουθούμε σε στοιχειομετρικούς υπολογισμούς. 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.

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 $A_r N = 14$.

ΛΥΣΗ

Βήμα 1

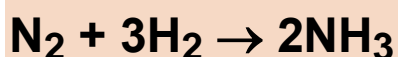
Βρίσκουμε κατ' αρχήν πόσα mol NH_3 θα παρασκευάσουμε.

1 mol NH_3 (STP) 22,4 L

n_1 448 L ή $n_1 = 20$ mol NH_3

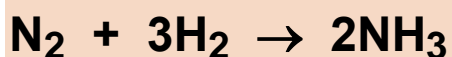
Βήμα 2

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



Βήμα 3

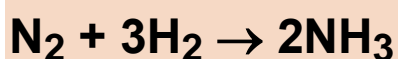
Γράφουμε για τις ουσίες τη σχέση mol με την οποία αντιδρούν ή παράγονται, σχέση την οποία δείχνουν οι συντελεστές των ουσιών (στοιχειομετρία της αντίδρασης).



1 mol 3 mol 2 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.



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

$$n_2 = 10 \text{ mol N}_2$$

$$n_3 = 30 \text{ mol H}_2.$$

Βήμα 5

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

$$\frac{1 \text{ mol N}_2}{10 \text{ mol}} \quad \text{ζυγίζει} \quad = \quad \frac{28 \text{ g}}{m}$$

$$\text{ή } m = 280 \text{ g N}_2$$

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

Εφαρμογή

Καίγονται 16 g θείου με το απαραίτητο οξυγόνο και παράγεται διοξείδιο του θείου. Να υπολογιστεί ο όγκος του SO_2 σε θερμοκρασία

27 °C και πίεση 2 atm. Δίνονται:

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

(6,15 L)

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. Ας δούμε όμως ένα σχετικό παράδειγμα.

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 $A_r Zn = 65$.

ΛΥΣΗ

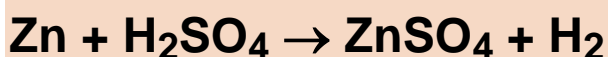
Θα υπολογίσουμε πρώτα την ποσότητα του καθαρού ψευδαργύρου που περιέχεται στα 250 g του δείγματος ψευδαργύρου, καθώς μόνο αυτός αντιδρά με το θειικό οξύ.

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

$$\text{ή } m = 243,75\text{ g Zn.}$$

Άρα 243,75 g Zn αντέδρασαν με το οξύ. Μπορούμε πλέον να υπολογίσουμε το παραγόμενο υδρογόνο, αφού γράψουμε την αντίδραση και κάνουμε τους συνήθεις υπολογισμούς.

$$\frac{1\text{ mol Zn}}{n_1} = \frac{65\text{ g}}{243,75\text{ g}} \quad \text{ή } n_1 = 3,75\text{ mol Zn}$$



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

ή $n_2 = 3,75 \text{ mol H}_2$.

Για το H_2 σε STP έχουμε:

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

Εφαρμογή

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

$A_r \text{ Zn} : 65$.

(325 g)

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, όπως φαίνεται στο παράδειγμα που ακολουθεί.

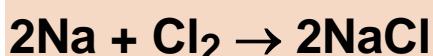
- Αν οι ποσότητες αντιδρώντων δεν είναι σε στοιχειομετρική αναλογία, τότε, οι στοιχειομετρικοί προσδιορισμοί βασίζονται στην ποσότητα του περιοριστικού αντιδρώντος. Αυτού, δηλαδή, που δεν είναι σε περίσσεια.

Παράδειγμα 4.16

Διαθέτουμε 10 mol νατρίου (Na) και 8 mol χλωρίου (Cl₂) τα οποία αντιδρούν για να σχηματίσουν χλωριούχο νάτριο (NaCl). Πόσα mol NaCl θα σχηματιστούν;

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 Cl₂. Άρα τα 10 mol Na που διαθέτουμε χρειάζονται για να αντιδράσουν 5 mol Cl₂. Εμείς όμως διαθέτουμε 8 mol Cl₂. Συμπεραίνουμε λοιπόν 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 Cl₂. Δηλαδή, το χλώριο βρίσκεται σε περίσσεια.

Εφαρμογή

Πόσα γραμμάρια νερού θα παραχθούν αν αντιδράσουν 112 L O₂ μετρημένα σε STP με 10 g H₂; Δίνονται οι τιμές των Ar: H: 1, O: 16.

(90 g)

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. Ο τρόπος που επιλύονται αυτού του είδους τα προβλήματα επιδεικνύεται στα παραδείγματα που ακολουθούν.

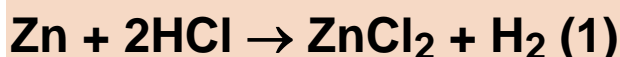
Παράδειγμα 4.17

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.

ΛΥΣΗ

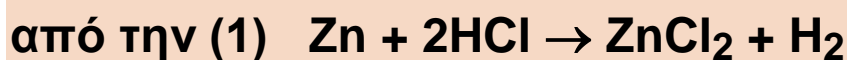
Οι διαδοχικές αντιδράσεις είναι οι εξής:



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 H_2 . Από την (2) και από το γνωστό αριθμό mol του H_2 , υπολογίζουμε τον αριθμό mol του νερού και τα οποία μετατρέπουμε σε g. Έτσι έχουμε:

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{n_1} = \frac{65 \text{ g}}{13 \text{ g}} \quad \text{ή } n_1 = 0,2 \text{ mol Zn}$$



$$\frac{1 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol}} = \frac{1 \text{ mol}}{n_2} \quad \text{ή } n_2 = 0,2 \text{ mol H}_2.$$

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 $m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,2 \cdot 18 \text{ g} = 3,6 \text{ g}$.

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)

Παρατήρηση

Ένας δεύτερος πιο γενικός τρόπος, για να λύσουμε 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.

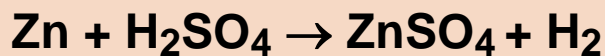
Παράδειγμα 4.18

Ορισμένη ποσότητα ψευδαργύρου αντιδρά με αραιό διάλυμα θειικού οξέος. Το αέριο που παράγεται αντιδρά με οξειδίο του χαλκού, οπότε παράγονται 31,75 g Cu. Να υπολογιστεί η μάζα του Zn που αντέδρασε αρχικά. Δίνονται οι τιμές των A_r : Cu: 63,5 , Zn: 65.

ΛΥΣΗ

Έστω x mol η αρχική ποσότητα του Zn.

Από την αντίδραση έχουμε:



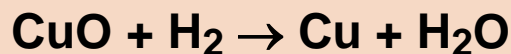
1 mol

x mol

1 mol

; = x mol

Τα x mol όμως του H_2 αντιδρούν με το CuO σύμφωνα με την αντίδραση.



1 mol

x mol

1 mol

; = x mol

Όμως τα x mol ζυγίζουν 31,75 g και αφού

το 1 mol ζυγίζει 63,5 g

x mol 31,75 g ή $x = 0,5$.

Δηλαδή, $m_{\text{Zn}} = 0,5 \cdot 65 \text{ g} = 32,5 \text{ g}$.

Εφαρμογή

Ποσότητα μαγνησίου αντιδρά με περίσσεια διαλύματος HCl και δίνει αέριο το οποίο αντιδρά πλήρως με Cl_2 , και παίρνουμε νέο αέριο το οποίο αντιδρά με περίσσεια διαλύματος AgNO_3 δίνοντας 28,7 g λευκού ιζήματος. Ποια είναι η μάζα της αρχικής ποσότητας του μαγνησίου; Δίνονται οι τιμές των A_r : Mg: 24, Ag: 108, Cl: 35,5.

(2,4 g)

Τελειώνοντας τα προβλήματα με στοιχειομετρικούς υπολογισμούς, ας δούμε πώς μπορούμε να βρούμε τη

σύσταση ενός μίγματος με βάση την αντίδραση των συστατικών του με κάποια ή κάποιες άλλες ουσίες.

Παράδειγμα 4.19

13,3 g μίγματος χλωριούχου νατρίου και χλωριούχου καλίου αντιδρούν πλήρως με διάλυμα AgNO_3 . Αν μετά από τις αντιδράσεις έχουν καταβυθιστεί 28,7 g AgCl , να βρεθεί η σύσταση του αρχικού μίγματος.

Δίνονται οι τιμές των A_r . Na: 23, K: 39, Cl: 35,5, Ag: 108.

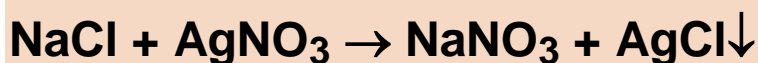
ΛΥΣΗ

Βρίσκουμε τις σχετικές μοριακές μάζες :



Έστω x τα mol του NaCl

και ψ τα mol του KCl.

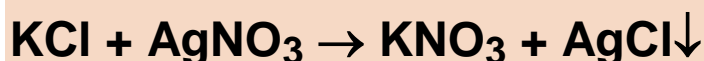


1 mol

1 mol

x mol

; = x mol



1 mol

1 mol

ψ mol

; = ψ mol

Όμως γνωρίζουμε ότι:

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

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

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.

Εφαρμογή

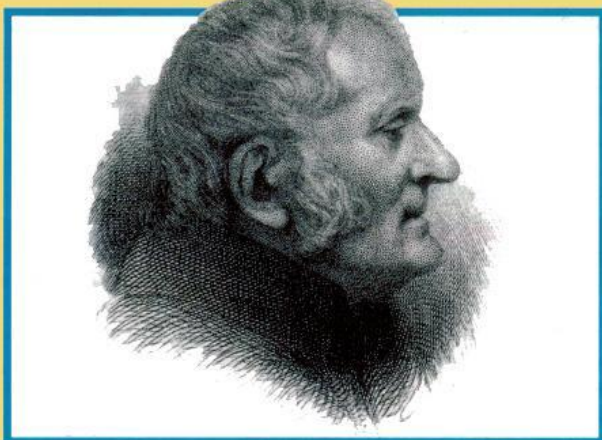
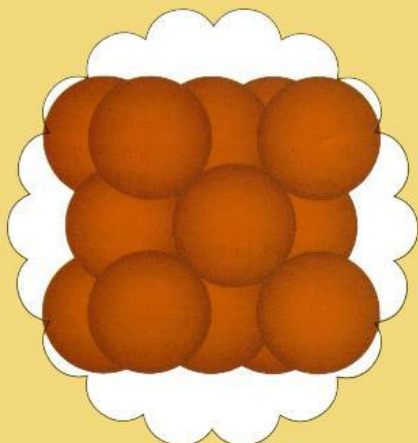
10 g μίγματος Fe και FeS αντιδρούν πλήρως με περίσσεια διαλύματος HCl και από τις δύο αντιδράσεις εκκλύονται 3,36 L αέριου μίγματος που μετρήθηκαν σε STP. Να βρεθεί η μάζα κάθε συστατικού του αρχικού μίγματος. Δίνονται οι τιμές των A_r : Fe: 56, S: 32.

(5,6 g Fe - 4,4 g FeS)

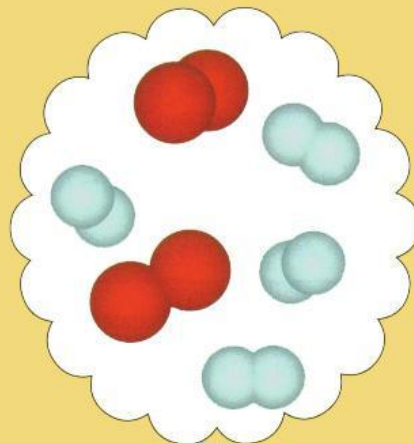
Γνωρίζεις ότι...

Οι άνθρωποι που χάραξαν
το δρόμο της Χημείας.

Άτομα



Μόρια



John DALTON (1766-1844)

1793	Δάσκαλος Μαθηματικών και Φυσικών Επιστημών στο Manchester.
1801	Μετεωρολογικές Προβλέψεις, Έρευνα στα αέρια και τη σχέση τους με θερμοκρασία και πίεση.
1803	Ερμηνεία συμπεριφοράς αερίων με τη βοήθεια των ατόμων, ως τα μικρότερα σωματίδια της ύλης

1805	Πρώτη εισαγωγή της Ατομικής Θεωρίας. Πίνακας Ατομικών Μαζών.
1808	Έκδοση βιβλίου: «Ένα νέο σύστημα Χημικής Φιλοσοφίας». Πρόταση του ατομικού μοντέλου του Dalton. Ξεκίνησε την γραφή χημικών ενώσεων με σύμβολα.

Οι χημικοί τύποι, πάντως, όπως τους γνωρίζουμε σήμερα, προέρχονται από το Χημικό Berzelius.

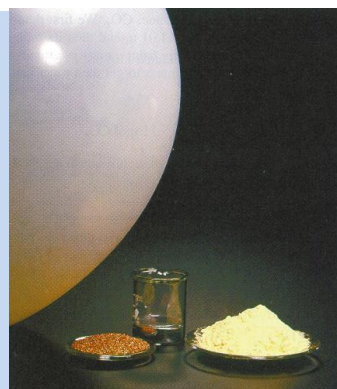
Amadeo AVOGADRO (1776-1856)	
1796	Νομικές Σπουδές στο Τορίνο
1809	Καθηγητής Φυσικής Φιλοσοφίας
1811	Εισαγωγή της Μοριακής Θεωρίας: «Αναζήτηση μιας μεθόδου, ώστε να διαπιστωθεί η συσχέτιση των σχετικών μοριακών μαζών στοιχείων και του υλικού από το οποίο αποτελούνται».
1811	Καθηγητής Μαθηματικών και Φυσικής στο Τορίνο.

Η Μοριακή Θεωρία του Avogadro αναγνωρίστηκε και έγινε αποδεκτή μετά το θάνατό του. Η τελική απόφαση πάρθηκε σε ένα μεγάλο Συνέδριο Χημείας το 1860 στην Karlsruhe.

Για πολλά χρόνια, υπήρχε σύγχυση όσον αφορά τη διάκριση μεταξύ ατόμων και μορίων. Η σαφής διάκριση μεταξύ αυτών, δόθηκε 50 χρόνια αργότερα από τον μαθητή του Avogadro, Cannizzaro.

Γνωρίζεις ότι...

4 mol διαφορετικών στοιχείων. Από δεξιά προς τ' αριστερά: 1 mol S, 1 mol Hg, 1 mol Cu και 1 mol He



Η προέλευση του όρου «mole» Ο όρος «mol» χρησιμοποιήθηκε για πρώτη φορά από τον φυσικοχημικό Wilhelm Ostwald στις αρχές του 20ου αιώνα. Με αυτόν περιέγραφε την ποσότητα μιας ουσίας με μάζα σε g αριθμητικά ίση με τη σχετική μοριακή της μάζα. (Grundlinien der anorganischen chemie, .Leipzig: Engelmann, 1900). Προτίμησε τον όρο αυτό από τον “gram-molecule” ή γραμμομόριο, ο οποίος ήταν σε χρήση. Ο λόγος ήταν ότι εκείνη την εποχή ο Ostwald αισθανόταν πως δεν υπήρχαν αρκετές αποδείξεις για την ύπαρξη των μορίων. Γι' αυτόν το mol ήταν η ποσότητα μιας ουσίας η οποία συμπεριφερότανε σαν να περιείχε έναν ορισμένο αριθμό μορίων. Η ορολογία του ήταν συνεπής με τις σκέψεις του, εφόσον η λέξη “mole” σημαίνει μεγάλη μάζα (λατινικά moles) σε αντίθεση με τη λέξη “molecule” (molecula), που σημαίνει μικρή μάζα.

Ο Ostwald αργότερα άλλαξε άποψη σε ότι αφορά την ύπαρξη των μορίων. Αυτό έγινε μετά την απόδειξη από τον Einstein, ότι η κίνηση Brown των κόκκων της γύρης σε ένα ποτήρι νερό μπορεί ποσοτικά να δείχνει το βομ-αρδισμό των κόκκων αυτών από τα μόρια του νερού. Το όνομα και η σημασία αυτής της φυσικής ποσότητας έγινε αιτία πολλών συζητήσεων μέχρις ότου, από το 1971, έγινε το mol η έβδομη βασική μονάδα στο Διεθνές Σύστημα Μονάδων (S.I.) της φυσικής ποσότητας «ποσότητα ουσίας».

Ανακεφαλαίωση

- 1. Σχετική ατομική μάζα (A_r) ή ατομικό βάρος (AB)** 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. **Σχετική μοριακή μάζα (M_r) ή μοριακό βάρος (MB) 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.
- 2. Ο αριθμός Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$)** εκφράζει τον αριθμό των ατόμων οποιουδήποτε στοιχείου που περιέχονται σε μάζα τόσων γραμμαρίων όσο είναι το A_r ή εκφράζει τον αριθμό των μορίων που περιέχονται σε μάζα τόσων γραμμαρίων όσο είναι το M_r της ουσίας.
- 3. Το 1 mol είναι η ποσότητα μιας ουσίας που περιέχει N_A οντότητες.**
- 4. Σύμφωνα με την υπόθεση του Avogadro, ίσοι όγκοι αερίων ή ατμών στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων και αντιστρόφως.**
- 5. Γραμμομοριακός όγκος (V_m) μιας αέριας χημικής ουσίας ονομάζεται ο όγκος που καταλαμβάνει το 1 mol της ουσίας αυτής σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.**
- 6. Η καταστατική εξίσωση των αερίων, που δίνεται από τη σχέση $PV = nRT$, συνδέει την πίεση (P), τον όγκο (V), την απόλυτη θερμοκρασία (T) και τον αριθμό των mol (n) ενός ιδανικού αερίου.**
- 7. Μία από τις συνηθέστερες μονάδες περιεκτικότητας ενός διαλύματος είναι η μοριακότητα κατ' όγκο ή**

συγκέντρωση ή Molarity, η οποία εκφράζει τα mol διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1 L διαλύματος. Όταν σε ένα διάλυμα προσθέτουμε νερό, η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή, ενώ το τελικό διάλυμα έχει μικρότερη συγκέντρωση από το αρχικό.

8. Οι συντελεστές σε μία χημική εξίσωση καθορίζουν την αναλογία mol των αντιδρώντων και προϊόντων στην αντίδραση (στοιχειομετρικοί συντελεστές). Οι στοιχειομετρικοί υπολογισμοί γίνονται με βάση το αντιδρών που δε βρίσκεται σε περίσσεια (περιοριστικό αντιδραστήριο).

Λέξεις Κλειδιά

σχετική ατομική μάζα	καταστατική εξίσωση αερίων
σχετική μοριακή μάζα	παγκόσμια σταθερά αερίων
mol	συγκέντρωση ή μοριακότητα κατ' όγκο διαλύματος
αριθμός Avogadro	αραίωση διαλύματος
υπόθεση Avogadro	ανάμειξη διαλυμάτων
Γραμμομοριακός όγκος	στοιχειομετρικοί υπολογισμοί
πρότυπες συνθήκες (STP)	περίσσεια

Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα

Ερωτήσεις Επανάληψης

1. Να δώσετε τους ορισμούς:

α) ατομική μονάδα μάζας (a_{mu})

β) σχετική ατομική μάζα ή ατομικό βάρος

γ) σχετική μοριακή μάζα ή μοριακό βάρος.

2. Να διατυπώσετε την υπόθεση του Avogadro για τα αέρια καθώς και το αντίστροφό της.

3. α) Τι ονομάζεται αριθμός του Avogadro;

β) Τι είναι το 1 mol;

γ) Πόσο ζυγίζει το 1 mol μορίων μιας χημικής ουσίας;

δ) Πόσο ζυγίζει το 1 mol ατόμων ενός στοιχείου;

4. Τι είναι ο γραμμομοριακός όγκος (V_m) μιας χημικής ουσίας; Ποιες είναι οι κανονικές συνθήκες για τα αέρια; Ποια είναι η τιμή του V_m για τα αέρια σε STP;

5. Να γράψετε την καταστατική εξίσωση των αερίων και να εξηγήσετε τα σύμβολα των μεγεθών. Σε ποιες μονάδες μετρούνται τα μεγέθη αυτά;



• Η σχετική ατομική μάζα (Ατομικό Βάρος) τις πιο πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζεται με AB . Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται A_r .

• Η σχετική μοριακή μάζα (Μοριακό Βάρος) τις πιο πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζεται με MB. Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται M_r .

Ασκήσεις - Προβλήματα

Βασικές έννοιες: Σχετική Ατομική Μάζα (Ατομικό Βάρος) – Σχετική Μοριακή Μάζα (Μοριακό Βάρος) – Mol – Αριθμός Avogadro – Γραμμομοριακός όγκος

6. α) Τι σημαίνει ότι το A_r (σχετική ατομική μάζα) του υδραργύρου είναι 200;

β) Τι σημαίνει ότι το M_r (σχετική μοριακή μάζα) του φωσφορικού ασβεστίου είναι 310;

7. Η ακριβής σχετική ατομική μάζα του μαγνησίου (Mg) φαίνεται από τον πίνακα ότι είναι 24,305. Να εξηγήσετε γιατί η σχετική ατομική μάζα του μαγνησίου είναι δεκαδικός αριθμός.

8. Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:

1) Το 1 mol είναι η μιας ουσίας που περιέχει σωματίδια.

2) Ο αριθμός του Avogadro

($N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$) εκφράζει:

α) τον αριθμό των ατόμων που ζυγίζουν τόσα γραμμάρια όσο είναι η του στοιχείου

β) τον αριθμό των μορίων που ζυγίζουν τόσα γραμμάρια όσο είναι η της χημικής ουσίας

9. Να εξηγήσετε γιατί ο γραμμομοριακός όγκος (V_m) σε ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης των αερίων έχει σταθερή τιμή.

10. Η σχετική ατομική μάζα (ατομικό βάρος) του Cl προσδιορίστηκε με μεγάλη ακρίβεια και βρέθηκε ίση με 35,453. Αυτό οφείλεται στο ότι:

α) όλα τα άτομα του χλωρίου δεν έχουν τον ίδιο ατομικό αριθμό

β) κατά τον προσδιορισμό του ατομικού βάρους λαμβάνεται υπ' όψη και ο αριθμός των ηλεκτρονίων

γ) το φυσικό χλώριο είναι μίγμα ισοτόπων

δ) για κάποιο διαφορετικό λόγο από τους παραπάνω.

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

11. Να χαρακτηρίσετε με Σ τις παρακάτω προτάσεις αν είναι σωστές και με Λ αν είναι λανθασμένες.

1. η σχετική μοριακή μάζα (μοριακό βάρος) των χημικών ουσιών μετρείται σε γραμμάρια

2. το 1 mol οποιασδήποτε χημικής ουσίας σε STP συνθήκες καταλαμβάνει όγκο 22,4 L

3. το 1 mol μορίων σιδήρου ζυγίζει το ίδιο με το 1 mol ατόμων σιδήρου

4. όσο μεγαλύτερο είναι το M_r μιας χημικής ένωσης, τόσο μεγαλύτερη είναι και η μάζα του μορίου της

12. Να βρείτε τις σχετικές μοριακές μάζες των παρακάτω στοιχείων και χημικών ενώσεων:

α) Br_2 β) Fe γ) O_3 δ) P_4 ε) SO_2 στ) HNO_2

ζ) $Ca(OH)_2$ η) $Fe_2(SO_4)_3$

Δίνονται οι τιμές των A_r .

Br: 80, Fe: 56, O: 16, P: 31, S: 32, H: 1, N: 14, Ca: 40

160-56-48-124-64-47-74-400

13. Η μάζα ενός μορίου CH_4 είναι ίση με:

α) $6,02 \cdot 10^{23}$ g β) $2,66 \cdot 10^{-23}$ g γ) 16 g δ) 0,000032 g

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

14. Να αντιστοιχίσετε τα γράμματα με τους αριθμούς

Μοριακός τύπος	Σχετική μοριακή μάζα
1. O ₂	α. 44
2. CO ₂	β. 28
3. N ₂	γ. 48
4. O ₃	δ. 32
5. H ₂ S	ε. 34

Δίνονται οι τιμές των A_r: O: 16, C: 12, N: 14, H: 1, S: 32

15. Ένα στοιχείο έχει A_r = 31 και M_r = 124. Το στοιχείο αυτό είναι:

α) διατομικό β) μονοατομικό γ) τετρατομικό δ) τίποτε από αυτά.

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

16. Πόσο ζυγίζουν:

α) 10 mol μοριακού οξυγόνου
β) 2 mol διοξειδίου του άνθρακα
γ) 4 mol φωσφορικού οξέος;

320 g – 88 g – 392 g

17. Πόσα mol είναι τα:

α) 560 g αζώτου β) 68 g υδροθείου γ) 3 kg υδρογόνου

20 mol – 2 mol – 1500 mol

18. Πόσο όγκο καταλαμβάνουν σε STP συνθήκες:

α) 3 mol αμμωνίας (NH₃)
β) 0,001 mol διοξειδίου του θείου.

67,2 L – 0,0224 L

19. Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση σε καθεμία από τις παρακάτω προτάσεις:

1. Τα $10 N_A$ μόρια αμμωνίας είναι:

α) 2 mol β) 0,1 mol γ) 10 mol δ) 100 mol

2. Τα 2,6 mol διοξειδίου του άνθρακα περιέχουν:

α) $0,26 N_A$ μόρια β) $260 N_A$ άτομα συνολικά από όλα τα στοιχεία γ) $26 N_A$ μόρια δ) $2,6 N_A$ μόρια

3. Τα 112 L αερίου H_2S σε STP συνθήκες είναι:

α) 11,2 mol β) 0,5 mol γ) 5 mol δ) 112 mol

***20.** Αν οι ενώσεις με μοριακούς τύπους C_2H_4 και NH_3 έχουν αντίστοιχα σχετικές μοριακές μάζες 28 και 17, να βρείτε τη σχετική μοριακή μάζα της ένωσης C_2H_7N , χωρίς να χρησιμοποιήσετε τις σχετικές ατομικές μάζες των στοιχείων.

45

*** 21.** Πόσα λίτρα υδρογόνου, μετρημένα σε πρότυπες συνθήκες, περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων με αυτόν που περιέχεται σε 8 g οξυγόνου;

5,6 L

***22.** 100 g αερίου X καταλαμβάνουν όγκο 44,8 L σε STP συνθήκες. Πόση είναι η σχετική μοριακή μάζα του X;

50

23. Η πυκνότητα του οξυγόνου σε STP συνθήκες είναι:

α) 2,24 g/L β) 32 g/L γ) 1,43 g/L

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

24. Αέριο A έχει πυκνότητα 3,04 g/L σε πρότυπες συνθήκες. Να βρείτε τη σχετική μοριακή μάζα του A.

68

***25.** Αέριο με μοριακό τύπο XH_3 έχει πυκνότητα 3,48 g/L σε STP συνθήκες. Να βρείτε τη σχετική ατομική μάζα

του Χ, αν η σχετική ατομική μάζα του υδρογόνου είναι 1.

75

****26.** Πόσα λίτρα διοξειδίου του άνθρακα μετρημένα σε πρότυπες συνθήκες περιέχουν τόσα άτομα οξυγόνου, όσα περιέχονται σε 3,2 g διοξειδίου του θείου;

1,12 L

27. Να διαλέξετε τις σωστές απαντήσεις:

1. Σε 90 g νερού περιέχονται:

α) 18 g υδρογόνου β) 10 g υδρογόνου γ) 60 g οξυγόνου

2. 42 g αζώτου περιέχονται σε:

α) 51 g NH₃ β) 48 g NH₃ γ) 126 g NH₃

3. Σε 560 mL CO₂ που μετρήθηκαν σε STP περιέχονται:

α) 8 g οξυγόνου β) 0,4 g οξυγόνου γ) 0,8 g οξυγόνου

4. Σε 68 g υδρόθειου περιέχονται:

α) 4N_A άτομα H β) 4N_A άτομα S γ) 6,8N_A άτομα H

28. Να χαρακτηρίσετε με Σ τις παρακάτω προτάσεις αν είναι σωστές και με Λ αν είναι λανθασμένες.

1. τα 20 L H₂ περιέχουν διπλάσιο αριθμό μορίων από τα 20 L He στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης

2. στο 1 mol NH₃ περιέχονται συνολικά από όλα τα στοιχεία 4N_A άτομα

3. στα 4 mol H₂SO₄ περιέχονται 16 άτομα οξυγόνου

4. στα 4 mol CO₂ περιέχεται διπλάσιος αριθμός μορίων από ό,τι στα 2 mol SO₂

29. Πόσο ζυγίζει;

α) 1 άτομο He β) 1 άτομο μολύβδου.

4/N_A g, 207/N_A g

30. Ποια είναι η μάζα ενός μορίου;
α) οξυγόνου β) υδροχλωρίου.

$32/N_A$ g, $36,5/N_A$ g

31. Να δείξετε ότι ο λόγος του αριθμού των mol δύο χημικών ουσιών είναι ίσος με το λόγο του αριθμού των μορίων τους.

***32.** Δίνεται ισομοριακό μίγμα δύο αερίων A και B. Αν η μάζα του A στο μίγμα είναι τα τρία τέταρτα της μάζας του B και η σχετική μοριακή μάζα του A είναι 21, να υπολογίσετε τη σχετική μοριακή μάζα του B.

***33.** Αέριο μίγμα αποτελείται από 4 mol NH_3 και 2 mol N_2 . Πόσο ζυγίζει το μίγμα; Πόσον όγκο καταλαμβάνει το μίγμα σε STP συνθήκες;

28

***34.** Αέριο μίγμα αποτελείται από 3 mol H_2S και 1,2 mol NH_3 . Πόσα άτομα και πόσα γραμμάρια υδρογόνου περιέχει το μίγμα;

124 g, 134,4 L

***35.** Σε 6,8 g μίγματος αμμωνίας και υδρόθειου περιέχονται $0,8N_A$ άτομα υδρογόνου. Πόσα γραμμάρια αμμωνίας περιέχει το μίγμα;

$9,6 N_A$ άτομα
9,6 g

****36.** Μίγμα περιέχει ίσα mol δύο αερίων A και B με σχετικές μοριακές μάζες M_A και M_B αντιστοίχως. Να υπολογίσετε:
α) το λόγο των μαζών των δύο αερίων στο μίγμα

β) το λόγο των όγκων των δύο αερίων στο μίγμα.

3,4 g

36. Μίγμα περιέχει ίσα mol δύο αερίων A και B με σχετικές μοριακές μάζες M_A και M_B αντιστοίχως. Να υπολογίσετε:

- α) το λόγο των μαζών των δύο αερίων στο μίγμα
β) το λόγο των όγκων των δύο αερίων στο μίγμα.

***37.** Να συμπληρώσετε τον επόμενο πίνακα:

	mol	g	L (STP)	μόρια
CO ₂	α	44α		
H ₂ S		β		
NH ₃			γ	
SO ₂				δ

Καταστατική Εξίσωση

38. Να υπολογίσετε την τιμή της παγκόσμιας σταθεράς των αερίων (R).

39. Για δύο αέρια A και B που βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης να δείξετε ότι ο λόγος των όγκων τους είναι ίσος με το λόγο των mol τους, δηλαδή ότι ισχύει:

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{n_A}{n_B}$$

40. Αέριο X σε δοχείο όγκου V και σε απόλυτη θερμοκρασία T ασκεί πίεση P.

1) Μέσω ενός εμβόλου τετραπλασιάζουμε την πίεση του αερίου σε σταθερή θερμοκρασία. Ο όγκος θα είναι:

α) V

β) 4V

γ) 2V

δ) 0,25V

II) Διπλασιάζουμε την απόλυτη θερμοκρασία του αερίου υπό σταθερή πίεση. Ο όγκος θα είναι:

- α) 0,5V β) V γ) 2V δ) 10V

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση σε κάθε περίπτωση.

41. Η τιμή της παγκόσμιας σταθεράς των αερίων (R) εξαρτάται:

- α) από τη θερμοκρασία των αερίων
β) από τον όγκο και τη θερμοκρασία των αερίων
γ) από την πίεση και τον όγκο των αερίων
δ) από τη φύση κάθε αερίου
ε) δεν εξαρτάται από κανένα από τους παραπάνω παράγοντες

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

• Για τα προβλήματα που θα χρησιμοποιηθεί η καταστατική εξίσωση δίνεται, ότι

$$R = 0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

***42.** Να χαρακτηρίσετε με Σ τις παρακάτω προτάσεις αν είναι σωστές και με Λ αν είναι λανθασμένες.

1. η προσθήκη ποσότητας διοξειδίου του άνθρακα σε δοχείο σταθερού όγκου που περιέχει μονοξείδιο του άνθρακα σε σταθερή θερμοκρασία, αυξάνει την πίεση που ασκείται στα τοιχώματα του δοχείου

2. αν αυξήσουμε τον όγκο ενός δοχείου που περιέχει ποσότητα οξυγόνου διατηρώντας την πίεση σταθερή, η θερμοκρασία του αερίου παραμένει σταθερή

Να δικαιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

43. Αέριο διοχετεύεται σε ένα μπαλόνι όγκου 5 L και προκαλεί αύξηση της μάζας του μπαλονιού κατά 16 g στους 32 °C και σε πίεση 1 atm. Να βρείτε τη σχετική μοριακή μάζα του αερίου.

***44.** Αέριο X σε δοχείο όγκου V και σε θερμοκρασία 27°C ασκεί πίεση 3 atm. Το αέριο θερμαίνεται στους 127°C , ενώ ο όγκος του δοχείου διατηρείται σταθερός. Πόση πίεση ασκεί το αέριο X στους 127°C ;

4 atm

45. Σε δοχείο όγκου 5,6 L και θερμοκρασίας 57°C εισάγονται 64g οξυγόνου (O_2). Να υπολογίσετε την πίεση που ασκεί το οξυγόνο στο δοχείο.

9,7 atm

46. Δοχείο όγκου 56 L και θερμοκρασίας 77°C περιέχει ορισμένη ποσότητα αερίου X του οποίου η σχετική μοριακή μάζα είναι 40. Αν το X ασκεί πίεση 2 atm, να υπολογίσετε τη μάζα του στο δοχείο.

156 g

47. Σε δοχείο όγκου 2,8 L και θερμοκρασίας 273°C εισάγονται $0,5N_A$ μόρια διοξειδίου του άνθρακα. Πόση πίεση ασκεί το αέριο στο δοχείο;

8 atm

***48.** Δοχείο A έχει διπλάσιο όγκο από δοχείο B. Στο A εισάγονται 0,2 mol O_2 και στο B 0,4 mol N_2 . Να υπολογίσετε το λόγο των πιέσεων των αερίων στα δύο δοχεία, αν αυτά βρίσκονται στην ίδια θερμοκρασία.

1:4

***49.** 34 g του αερίου XH_3 καταλαμβάνουν όγκο 22,4 L σε θερμοκρασία 546 K και πίεση 4 atm. Δίνεται $A_r \text{H}=1$

- α) Πόσα mol είναι τα 34 g του αερίου;
β) Πόση είναι η σχετική μοριακή μάζα του αερίου;
γ) Πόση είναι η σχετική ατομική μάζα του στοιχείου X;

α) 2 mol
β) 17
γ) 14

****50.** Να υπολογίσετε την πυκνότητα της αμμωνίας (NH₃):

- α) σε STP συνθήκες
β) σε πίεση 2 atm και θερμοκρασία 819 °C

α) 0,76g/L
β) 0,38 g/L

***51.** Να υπολογίσετε τη σχετική μοριακή μάζα του αερίου A, αν η πυκνότητά του είναι 2 g/L σε πίεση 2 atm και θερμοκρασία 546 K.

45

***52.** Σε δοχείο όγκου 56 L και θερμοκρασία 546 K εισάγονται 11 g CO₂, 34 g H₂S και 56 g N₂. Πόση πίεση ασκεί το μίγμα των τριών αερίων;

2,6 atm

***53.** Σε δοχείο θερμοκρασίας 57 °C εισάγονται 288 g μίγματος οξυγόνου και αζώτου, το οποίο περιέχει τα δύο αέρια σε αναλογία mol 1:4 αντιστοίχως. Αν το μίγμα αυτό ασκεί πίεση 20 atm, να βρείτε:

- α) πόσα mol από κάθε αέριο περιέχει το μίγμα
β) τον όγκο του δοχείου

α) 2 mol – 8 mol
β) 13,53 L

Συγκέντρωση διαλύματος

54. Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:

α) Η συγκέντρωση ενός διαλύματος δείχνει τον αριθμό των της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε διαλύματος

β) Διάλυμα 2 M σημαίνει

.....

γ) Με την προσθήκη ή αφαίρεση νερού από διάλυμα, η

.....

..... παραμένει σταθερή.

55. Σε 400 mL διαλύματος υδροξειδίου του καλίου περιέχονται 0,2 mol KOH. Να υπολογίσετε τη μοριακότητα κατ' όγκον (συγκέντρωση) του διαλύματος.

0,5 M

***56.** Σε πόσα γραμμάρια διαλύματος νιτρικού οξέος, πυκνότητας 1,02 g/mL και μοριακότητας κατ' όγκον 0,2 M, περιέχονται 6,3 g του οξέος;

510 g

***57.** Σε 400 g νερού διαλύονται 20 g υδροξειδίου του νατρίου (NaOH), οπότε προκύπτει διάλυμα με πυκνότητα 1,04 g/mL. Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του διαλύματος.

1,24 M

***58.** Να υπολογίσετε τη μοριακότητα κατ' όγκον (συγκέντρωση) ενός διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου, περιεκτικότητας 2% κατ' όγκον (w/v).

0,5 M

***59.** Να υπολογίσετε την % κατά βάρος (w/w) περιεκτικότητα διαλύματος θειικού οξέος (H_2SO_4), του οποίου η συγκέντρωση είναι 2 M και η πυκνότητά του είναι 1,1 g/mL.

17,8% ww

60. Σε 200 mL θαλασσινού νερού περιέχονται 5,85 g καθαρού χλωριούχου νατρίου (NaCl). Να βρείτε τη συγκέντρωση του θαλασσινού νερού σε NaCl.

0,5 M

61. Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση για καθεμία από τις παρακάτω προτάσεις, δικαιολογώντας τις απαντήσεις σας:

1. Σε διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) συγκέντρωσης 2 M προσθέτουμε 400 mL H_2O . Η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος θα είναι: α) 2 M β) 4 M γ) 0,5 M

2. Από διάλυμα χλωριούχου νατρίου (NaCl) συγκέντρωσης 1,5 M αφαιρούμε με εξάτμιση 500 mL H_2O . Η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος θα είναι: α) 3 M β) 1,5 M γ) 0,15 M

***62.** Σε 500 mL διαλύματος θειικού οξέος, περιεκτικότητας 8% κατ' όγκον (w/v) προστίθενται 100 mL νερού. Να βρείτε:

α) την % w/v περιεκτικότητα

β) τη μοριακότητα κατ' όγκον (συγκέντρωση) του τελικού διαλύματος.

α) 6,67 % w/v
β) 0,68 M

***63.** Θερμαίνουμε 40 mL διαλύματος νιτρικού νατρίου συγκέντρωσης 0,4 M, ώσπου να εξατμιστούν 8 mL H₂O. Ποια θα είναι η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος;

0,5 M

***64.** Αναμειγνύονται 200 mL διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) περιεκτικότητας 10% κατ' όγκον (w/v) με 300 mL άλλου διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου περιεκτικότητας 2% κατ' όγκον (w/v). Να βρείτε για το διάλυμα που προέκυψε:

α) την % w/v περιεκτικότητα

β) τη συγκέντρωση (μοριακότητα κατ' όγκον).

α) 5,2 % w/v

β) 1,3 M

****65.** Σε 540 g διαλύματος θειικού οξέος, περιεκτικότητας 9,8 % w/v και πυκνότητας 1,08 g/mL, προστίθενται 4,5 L άλλου διαλύματος θειικού οξέος συγκέντρωσης 2 M. Να βρείτε τη συγκέντρωση του τελικού διαλύματος.

1,9 M

***66.** Πόσα λίτρα διαλύματος υδροχλωρίου 0,1 M πρέπει να αναμιχθούν με 3 L διαλύματος υδροχλωρίου 0,3 M για να προκύψει διάλυμα υδροχλωρίου 0,15 M;

9 L

***67.** Σε ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμιχθούν δύο διαλύματα υδροχλωρίου, το ένα συγκέντρωσης 2 M και το άλλο περιεκτικότητας 3,65% w/v, για να προκύψει διάλυμα συγκέντρωσης 1,4 M;

2:3

***68.** Πόσα mL νερού πρέπει να εξατμισθούν από 800 mL διαλύματος υδροξειδίου του καλίου, περιεκτικότητας 10% w/w και πυκνότητας 1,05 g/mL, για να προκύψει διάλυμα με συγκέντρωση 2 M;

50mL

Στοιχειομετρικοί Υπολογισμοί

69. Πόσα mol ανθρακικού ασβεστίου πρέπει να αντιδράσουν με διάλυμα θειικού οξέος, για να εκλυθούν 4,48 L αερίου μετρημένα σε STP συνθήκες; Πόσα γραμμάρια θειικού ασβεστίου σχηματίζονται συγχρόνως;

0,2 mol – 27,2 g

***70.** Ζητείται ο όγκος της αμμωνίας που παράγεται σε θερμοκρασία 57 °C και πίεση 1,5 atm, όταν αντιδράσουν 0,1 mol χλωριούχου αμμωνίου με περίσσεια διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου.

1,8 L

***71.** Πόσα λίτρα υδρόθειου (μετρημένα σε STP) θα σχηματιστούν, αν αντιδράσουν με περίσσεια διαλύματος υδροχλωρίου, 20 g ορυκτού που περιέχει 88% κατά βάρος (w/w) θειούχο σίδηρο (II); Τα υπόλοιπα συστατικά του ορυκτού δεν αντιδρούν με το υδροχλώριο.

4,48 L

****72.** Πόσα γραμμάρια ακάθартου ψευδαργύρου, περιεκτικότητας 85% σε καθαρό ψευδάργυρο πρέπει να αντιδράσουν με περίσσεια διαλύματος υδροχλω-

ρίου, για να παραχθούν 984 cm^3 υδρογόνου, μετρημένα σε θερμοκρασία 27°C και πίεση 3 atm ;

9,18 g

73. Πόσα λίτρα διαλύματος υδροχλωρίου 2 M αντιδρούν πλήρως με $21,2 \text{ g}$ ανθρακικού νατρίου;

0,2 L

74. Το γαστρικό υγρό ασθενούς που πάσχει από έλκος του δωδεκαδάκτυλου έχει συγκέντρωση υδροχλωρίου $0,05 \text{ M}$. Αν υποτεθεί ότι μέσα στο στομάχι εισέρχονται 3 L γαστρικού υγρού την ημέρα, πόσα γραμμάρια υδροξειδίου του αργιλίου απαιτούνται ημερησίως για την εξουδετέρωση του οξέος;

3,9 g

***75.** Πόσα γραμμάρια υδροχλωρίου θα παραχθούν, αν επιδράσουν $44,8 \text{ L}$ υδρογόνου (μετρημένα σε STP συνθήκες) σε 150 g χλωρίου, στις κατάλληλες συνθήκες;

149 g

***76.** Κατά την καύση του θείου σχηματίζεται διοξείδιο του θείου. Πόσα mol διοξειδίου του θείου θα παραχθούν, αν προσπαθήσουμε να κάψουμε $3,2 \text{ Kg}$ θείου με $1,12 \text{ m}^3$ οξυγόνου μετρημένα σε STP συνθήκες;

50 mol

77. $2,4 \text{ g}$ μαγνησίου αντιδρούν πλήρως με αραιό διάλυμα θειικού οξέος. Το αέριο που παράγεται αντιδρά με βρώμιο, οπότε σχηματίζεται νέο αέριο, που διαβιβάζεται σε περίσσεια διαλύματος νιτρικού αργύρου. Να υπολογίσετε τη μάζα του ιζήματος που παράγεται.

37,6 g

****78.** 10 g ανθρακικού άλατος ενός μετάλλου M με αριθμό οξείδωσης 2+, αντιδρούν πλήρως με διάλυμα υδροχλωρίου. Για την πλήρη εξουδετέρωση του αερίου που παράγεται απαιτείται διάλυμα που περιέχει 11,2 g υδροξειδίου του καλίου. Να βρείτε τη σχετική ατομική μάζα του M.

40

Απαντήσεις στις ασκήσεις πολλαπλής επιλογής και σωστού λάθους

10. γ

11. Σ είναι: 3, 4
Λ είναι: 1, 2

13. β

14. (1-δ), (2-α),
(3-β), (4-γ), (5-ε)

15. γ

19. (1-γ), (2-δ), (3-γ)

23. γ

62.

27. (1-β), (2-α),
(3-γ), (4-α)

28. Σ είναι: 2,4
Λ είναι: 1, 3

40. I) δ II) γ

41. ε

42. Σ είναι: η 1
Λ είναι: η 2

61. (1-γ), (2-α)



ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ 2ου ΤΟΜΟΥ ΓΕΝΙΚΗΣ ΠΑΙΔΕΙΑΣ Α΄ ΛΥΚΕΙΟΥ

3. ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ – ΔΕΣΜΟΙ

3.1	Θεωρία ηλεκτρολυτικής διάστασης	7
3.2	Οξέα και βάσεις	8
3.3	Οξείδια	24
3.4	Άλατα	27
3.5	Χημικές αντιδράσεις	30
3.6	Οξέα, βάσεις, οξείδια, άλατα, εξουδετέρωση και ... καθημερινή ζωή	49

Γνωρίζεις ότι :

«Το pH του στομαχιού και τα αντιόξινα »	57
---	----

Ανακεφαλαίωση -

Λέξεις κλειδιά - Ερωτήσεις -Ασκήσεις -Προβλήματα....	59
--	----

4. ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

4.1	Βασικές έννοιες για τους χημικούς υπολογισμούς – σχετική ατομική μάζα, σχετική μοριακή μάζα, mol, αριθμός Avogadro, γραμμομοριακός όγκος	87
4.2	Καταστατική εξίσωση των αερίων	105
4.3	Συγκέντρωση διαλύματος – Αραίωση, ανάμειξη διαλυμάτων	113
4.4	Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί	123

Γνωρίζεις ότι: «Οι άνθρωποι που χάραξαν το δρόμο της χημείας»	136
Γνωρίζεις ότι: «Η προέλευση του όρου mole»	138
Ανακεφαλαίωση – Λέξεις κλειδιά – Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα.....	139

Με απόφαση της Ελληνικής Κυβέρνησης τα διδακτικά βιβλία του Δημοτικού, του Γυμνασίου και του Λυκείου τυπώνονται από τον Οργανισμό Εκδόσεως Διδακτικών Βιβλίων και διανέμονται δωρεάν στα Δημόσια Σχολεία. Τα βιβλία μπορεί να διατίθενται προς πώληση, όταν φέρουν βιβλιόσημο προς απόδειξη της γνησιότητάς τους. Κάθε αντίτυπο που διατίθεται προς πώληση και δε φέρει βιβλιόσημο, θεωρείται κλεψίτυπο και ο παραβάτης διώκεται σύμφωνα με τις διατάξεις του άρθρου 7, του Νόμου 1129 της 15/21 Μαρτίου 1946 (ΦΕΚ 1946, 108, Α΄).



Απαγορεύεται η αναπαραγωγή οποιουδήποτε τμήματος αυτού του βιβλίου, που καλύπτεται από δικαιώματα (copyright), ή η χρήση του σε οποιαδήποτε μορφή, χωρίς τη γραπτή άδεια του Παιδαγωγικού Ινστιτούτου.