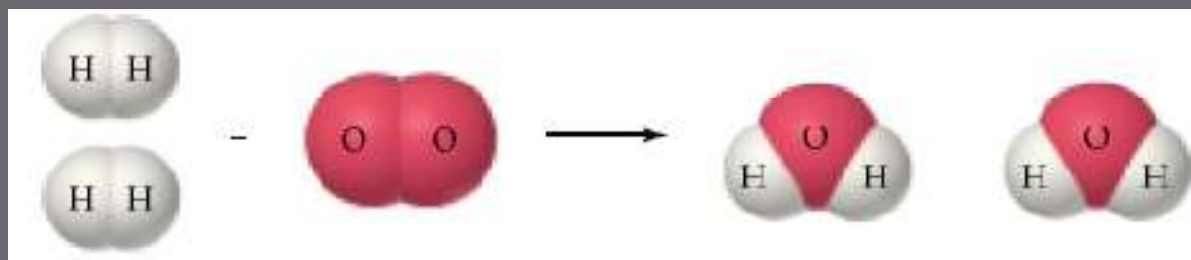


Ενότητα 2^η: Εξισώσεις, Moles, Στοιχειομετρία



Χημικές εξισώσεις

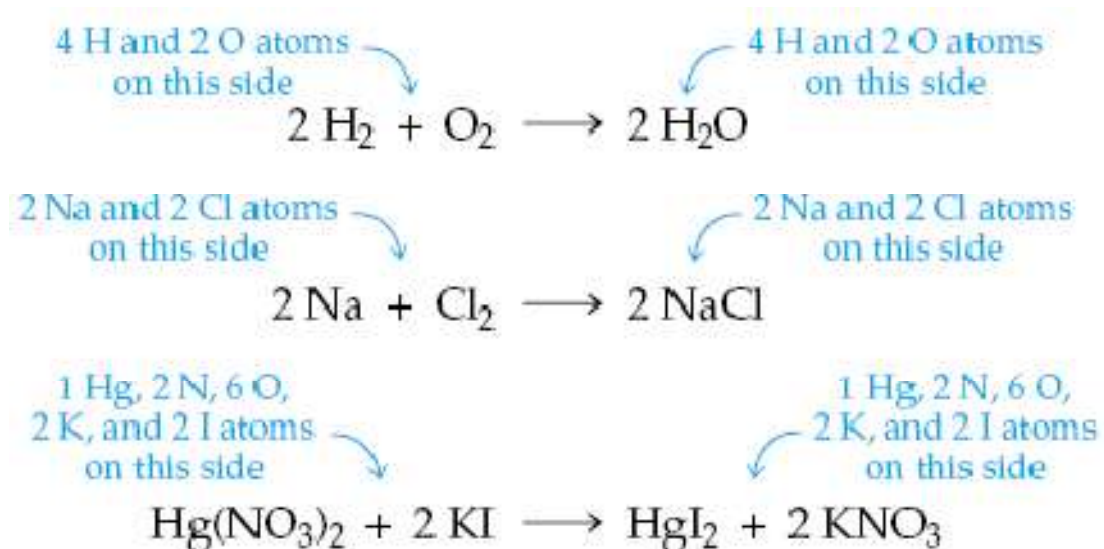
2

- Χημική εξίσωση: η παράσταση μιας χημικής αντίδρασης με χημικούς τύπους και σύμβολα.
- Αντιδρώντα: οι αρχικές ουσίες σε μια χημική αντίδραση.
- Προϊόντα: οι νέες ουσίες που παράγονται από μια χημική αντίδραση.
- Ισοσταθμισμένη εξίσωση: η χημική εξίσωση που έχει τον ίδιο αριθμό ατόμων από κάθε στοιχείο στη δεξιά και αριστερή πλευρά της.
- Αριθμητικοί συντελεστές: οι αριθμοί που χρησιμοποιούμε για να ισοσταθμίσουμε μια χημική εξίσωση.
- Στοιχειομετρία: ο υπολογισμός των ποσοτήτων αντιδρώντων και προϊόντων μιας χημικής αντίδρασης.

Ισοστάθμιση Χημικών Εξισώσεων

3

Σε κάθε εξίσωση, οι αριθμοί και τα είδη των ατόμων και στις δύο πλευρές θα πρέπει να είναι πανομοιότυπα, έτσι ώστε η εξίσωση να είναι **ισοσταθμισμένη**. Αυτό προκύπτει από την αρχή διατήρησης της μάζας. Όλες λοιπόν οι εξισώσεις θα πρέπει να είναι ισοσταθμισμένες, γιατί κατά τη διάρκεια μιας χημικής αντίδρασης ούτε δημιουργούνται ούτε καταστρέφονται άτομα.



Νόμος διατήρησης της μάζας: Η συνολική μάζα παραμένει σταθερή κατά τη διάρκεια μιας χημικής μεταβολής (χημικής αντίδρασης)

Ισοστάθμιση Χημικών Εξισώσεων

4

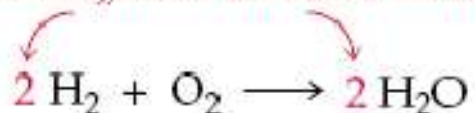
Η ισοστάθμιση μιας χημικής εξίσωσης είναι η εύρεση πόσων μορίων / ατόμων / ιόντων από κάθε ουσία συμμετέχουν στην αντίδραση.

1. Γράφεται η μη-ισοσταθμισμένη αντίδραση χρησιμοποιώντας τον σωστό χημικό τύπο για κάθε αντιδρών και προϊόν.



2. Βρίσκονται οι κατάλληλοι συντελεστές, οι αριθμοί δηλαδή που τοποθετούνται πριν από κάθε τύπο για να δηλώσουν πόσα μόρια / άτομα / ιόντα από κάθε ουσία απαιτούνται για να ισοσταθμιστεί η αντίδραση.

Add these *coefficients* to balance the equation



Ισοστάθμιση Χημικών Εξισώσεων

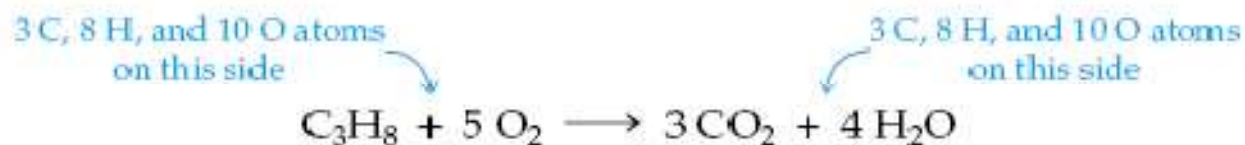
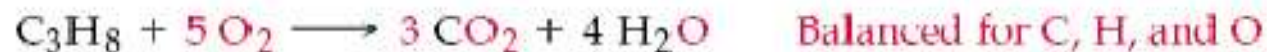
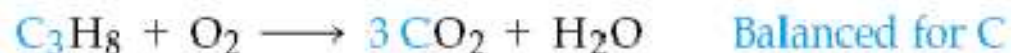
5

3. Οι συντελεστές θα πρέπει να είναι οι μικρότεροι ολόκληροι αριθμοί.
4. Για μεγαλύτερη ευκολία, πρώτα ισοσταθμίζονται τα άτομα των στοιχείων που εμφανίζονται λιγότερο συχνά στην εξίσωση ή αλλιώς η ισοστάθμιση μπορεί ν' αρχίσει από την πιο πολύπλοκη ουσία.
5. Γίνεται έλεγχος για το αν και στις δύο πλευρές της εξίσωσης υπάρχει ο ίδιος αριθμός από κάθε άτομο και τα ίδια είδη ατόμων.

Ισοστάθμιση Χημικών Εξισώσεων

6

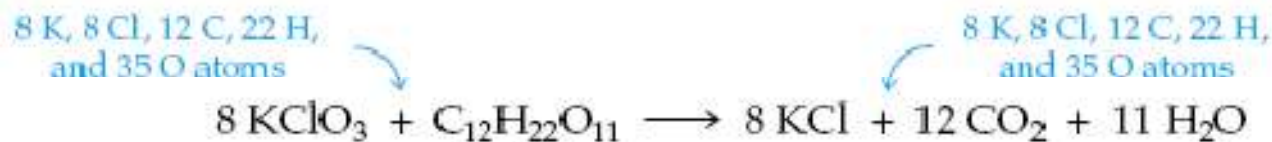
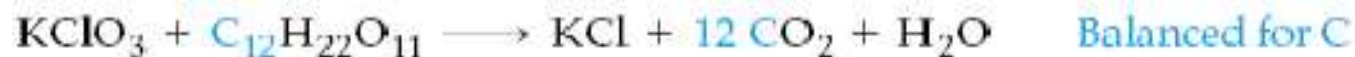
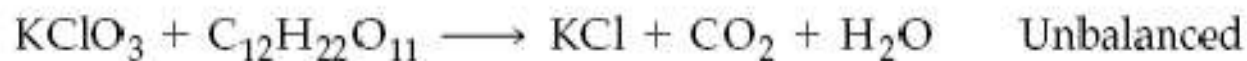
Παράδειγμα 1



Ισοστάθμιση Χημικών Εξισώσεων

7

Παράδειγμα 2



Άσκηση 2.1

8

□ Ισοσταθμίστε τις παρακάτω εξισώσεις



Moles

Όταν γίνεται αναφορά στον αριθμό των μορίων ή των ιόντων που συμμετέχουν σε μια χημική αντίδραση, είναι πολύ βολικό να χρησιμοποιείται ο όρος **“mole”** ή **γραμμομόριο** (συντομογραφία: mol). Ένα mole οποιασδήποτε ουσίας είναι η ποσότητα, της οποίας η μάζα (η γραμμομοριακή μάζα) είναι ίση με τη μοριακή μάζα (ή τη μάζα της τυπικής μονάδας) σε γραμμάρια. Ένα mole HCl, για παράδειγμα, έχει μάζα 36.5 g (ή αλλιώς, η γραμμομοριακή μάζα του HCl είναι 36.5 g/mol).

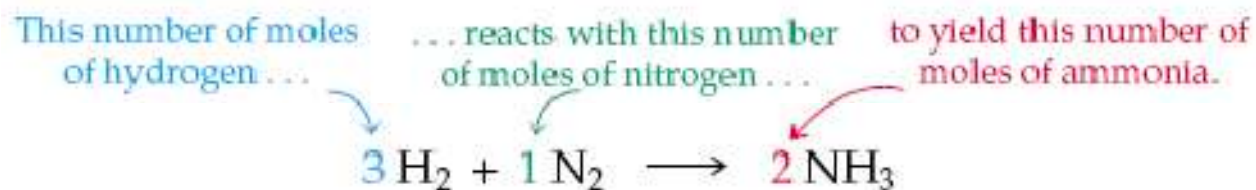
Είναι σημαντικό να σημειωθεί ότι, όταν πρόκειται να προσδιοριστεί η γραμμομοριακή μάζα μιας ουσίας, πρέπει να καθορίζεται ακριβώς ο τύπος της ουσίας στην οποία αναφερόμαστε. Π.χ. το άτομο υδρογόνου (H) έχει γραμμομοριακή μάζα 1 g/mol, αλλά το μοριακό υδρογόνο (H₂) έχει γραμμομοριακή μάζα 2 g/mol.

Moles

10

Σε οποιαδήποτε ισοσταθμισμένη εξίσωση, οι συντελεστές φανερώνουν πόσα μόρια από κάθε ουσία είναι απαραίτητα για την αντίδραση. Με βάση λοιπόν αυτές τις γραμμομοριακές μάζες, μπορούν να υπολογιστούν οι μάζες των αντιδρώντων / προϊόντων.

Στην παρακάτω αντίδραση, για παράδειγμα, φαίνεται ότι 3 mol H₂ (3 × 2 = 6 g) αντιδρούν με 1 mol N₂ (28 g) και δίνουν 2 mol NH₃ (2 × 17 = 34 g).

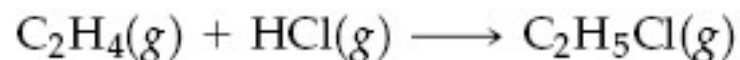


Στοιχειομετρία

11

Στην καθημερινή εργαστηριακή πρακτική είναι απαραίτητο να γίνονται μετατροπές μεταξύ μάζας και mol για να επιβεβαιώνεται ότι χρησιμοποιούνται οι σωστές αναλογίες των ουσιών. Αυτές οι σχέσεις μάζας – mol αναφέρονται γενικά με τον όρο «στοιχειομετρία».

Παράδειγμα



Δεδομένο: 15 g αιθυλενίου

Ζητούμενο: Πόσα g HCl απαιτούνται ν' αντιδράσουν με 15 g αιθυλενίου;

Στοιχειομετρία

12

Σύμφωνα με την εξίσωση, 1 mol HCl αντιδρά με 1 mol C₂H₄. Για να βρεθεί η μάζα του HCl που απαιτείται, θα πρέπει να βρεθεί πρώτα ο αριθμός των mol που αντιστοιχεί στα 15 g.

$$\text{Molecular mass of C}_2\text{H}_4 = (2 \times 12.0 \text{ amu}) + (4 \times 1.0 \text{ amu}) = 28.0 \text{ amu}$$

$$\text{Molar mass of C}_2\text{H}_4 = 28.0 \text{ g/mol}$$

$$\text{Moles of C}_2\text{H}_4 = 15.0 \text{ g ethylene} \times \frac{1 \text{ mol ethylene}}{28.0 \text{ g ethylene}} = 0.536 \text{ mol ethylene}$$

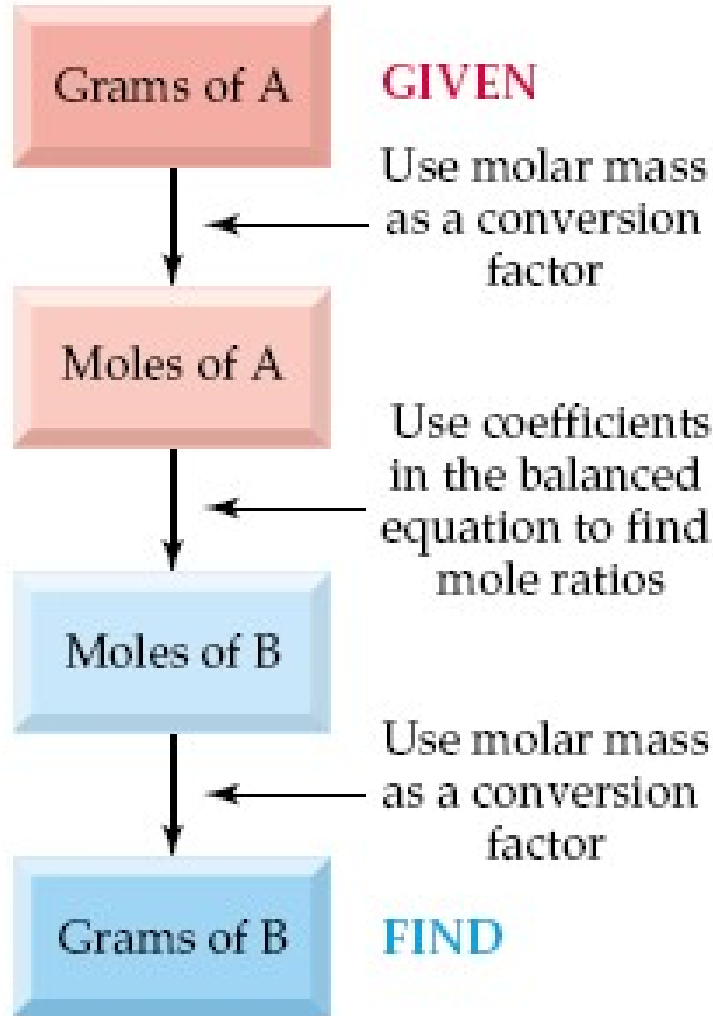
Τώρα είναι γνωστά τα mol αιθυλενίου (0.536), είναι γνωστά και τα mol HCl. Εφόσον λοιπόν είναι γνωστά τα mol HCl, μπορεί να υπολογιστεί η μάζα που αντιστοιχεί σε 0.536 mol.

$$\text{Molecular mass of HCl} = 1.0 \text{ amu} + 35.5 \text{ amu} = 36.5 \text{ amu}$$

$$\text{Molar mass of HCl} = 36.5 \text{ g/mol}$$

$$\text{Grams of HCl} = 0.536 \text{ mol C}_2\text{H}_4 \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4} \times \frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 19.6 \text{ g HCl}$$

For the balanced equation:
 $a A + b B \longrightarrow c C + d D$

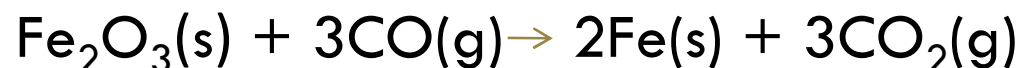


Στοιχειομετρία

14

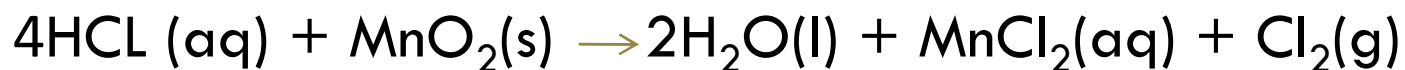
□ Άσκηση 2.2

Πόσα γραμμάρια σιδήρου μπορούν να παραχθούν από 1,00Kg Fe_2O_3 κατά την αντίδρασή



□ Άσκηση 2.3

Πόσα γραμμάρια υδροχλωρίου αντιδρούν με 5g διοξειδίου του μαγγανίου σύμφωνα με την παρακάτω εξίσωση



Απόδοση Χημικών Αντιδράσεων

15

Οι χημικές αντιδράσεις στην πλειοψηφία τους δεν ολοκληρώνονται όπως φαίνεται θεωρητικά από μια χημική εξίσωση, αλλά τα αντιδρώντα μπορούν να δώσουν και τις λεγόμενες «παράπλευρες αντιδράσεις». Αυτό έχει ως συνέπεια να μην παράγονται οι θεωρητικά υπολογισμένες ποσότητες των προϊόντων.

Η ποσότητα ενός προϊόντος που παράγεται στην πραγματικότητα, διαιρεμένη με τη θεωρητικά παραγόμενη ποσότητα και πολλαπλασιασμένη με 100 μας δίνει την % απόδοση μιας αντίδρασης.

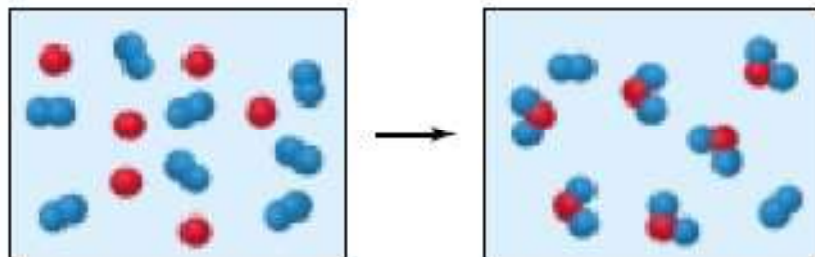
$$\text{Percent yield} = \frac{\text{Actual yield of product}}{\text{Theoretical yield of product}} \times 100\%$$

Αντιδράσεις με Περιορισμένες Ποσότητες Αντιδρώντων

16

Πολλές χημικές αντιδράσεις πραγματοποιούνται υπό την παρουσία περίσσιας ενός αντιδρώντος· μιας ποσότητας δηλαδή παραπάνω απ' αυτή που επιβάλλει η στοιχειομετρία. Όποτε συμβαίνει αυτό, η παραπάνω ποσότητα του αντιδρώντος περισσεύει μετά την ολοκλήρωση της αντίδρασης.

Η έκταση της αντίδρασης που θα λάβει μέρος, λοιπόν, εξαρτάται από το αντιδρών που βρίσκεται σε περιορισμένη αναλογία – το **περιοριστικό αντιδρών**. Το άλλο αντιδρών λέγεται ότι είναι *αντιδρών σε περίσσια*.



Συγκέντρωση των Εν Διαλύσει Αντιδρώντων - Μοριακότητα

17

Οι στοιχειομετρικοί υπολογισμοί για τις χημικές αντιδράσεις απαιτούν πάντα τον προσδιορισμό των mol. Έτσι, η πιο χρήσιμη έκφραση της συγκέντρωσης ενός διαλύματος είναι η **μοριακότητα (M)**, η οποία ορίζεται ως *τα mol της εν διαλύσει ουσίας ανά L διαλύματος*. Για παράδειγμα, 1 L νερού που περιέχει 1 mol NaCl έχει συγκέντρωση 1 mol/L, δηλαδή είναι 1 M.

Η μοριακότητα (molarity) οποιουδήποτε διαλύματος βρίσκεται διαιρώντας τον αριθμό των mol της εν διαλύσει ουσίας με τον όγκο του διαλύματος, εκφρασμένο σε L.

$$\text{Molarity(M)} = \frac{\text{Moles of solute}}{\text{Liters of solution}}$$

Συγκέντρωση των Εν Διαλύσει Αντιδρώντων - Μοριακότητα

18

Η μοριακότητα μπορεί να χρησιμοποιηθεί ως συντελεστής μετατροπής για να συσχετιστεί ο όγκος ενός διαλύματος με τον αριθμό των mol της διαλυμένης ουσίας.

- Εάν είναι γνωστά η μοριακότητα και ο όγκος ενός διαλύματος, μπορεί να προσδιοριστεί ο αριθμός των mol της διαλυμένης ουσίας.
- Εάν είναι γνωστά ο αριθμός των mol της διαλυμένης ουσίας και η μοριακότητα, μπορεί να υπολογιστεί ο όγκος του διαλύματος.

$$\text{Molarity} = \frac{\text{Moles of solute}}{\text{Volume of solution (L)}}$$

$$\text{Moles of solute} = \text{Molarity} \times \text{Volume of solution} \quad \text{Volume of solution} = \frac{\text{Moles of solute}}{\text{Molarity}}$$

Υπολογισμός molarity από μάζα και όγκο Χρήση της molarity ως συντελεστή μετατροπής

19

- Ένα δείγμα NaNO_3 που ζυγίζει 0,38g τοποθετείται σε ογκομετρική φιάλη των 50ml. Η φιάλη συμπληρώνεται με νερό μέχρι τη χαραγή. Ποια είναι η molarity του διαλύματος που προκύπτει;
- Ένα πείραμα απαιτεί την προσθήκη στο δοχείο της αντίδρασης 0,184g NaOH υπό μορφή υδατικού διαλύματος. Πόσα ml διαλύματος NaOH 0,150M πρέπει να προστεθούν;

Αραίωση Πυκνών Διαλυμάτων

20

Πολλές χημικές ουσίες είναι εμπορικά διαθέσιμες ως πυκνά διαλύματα, αλλά στην κοινή εργαστηριακή πρακτική χρησιμοποιούνται διαλύματα πολύ μικρότερης συγκέντρωσης. Γι' αυτό το λόγο, υπάρχει η ανάγκη αραίωσης.

Το υδροχλωρικό οξύ, για παράδειγμα, υπάρχει διαθέσιμο ως υδατικό διάλυμα 12 M, αλλά στο εργαστήριο συνήθως χρησιμοποιούνται διαλύματα 0.1 M, 1-2 M, ή 6 M.

Concentrated solution + Solvent \longrightarrow Dilute solution

Αραίωση Πυκνών Διαλυμάτων

Αυτό που πρέπει πάντα να λαμβάνεται υπόψη όταν γίνεται η αραίωση ενός διαλύματος, είναι ότι ο αριθμός των mol της διαλυμένης ουσίας είναι σταθερός· αυτό που αλλάζει είναι ο όγκος του διαλύματος, επειδή προστίθεται περισσότερος διαλύτης. Με βάση λοιπόν τα παραπάνω ισχύει:

$$\begin{aligned}\text{Moles of solute (constant)} &= \text{Molarity} \times \text{Volume} \\ &= M_i \times V_i = M_f \times V_f\end{aligned}$$

Όπου M_i είναι η αρχική μοριακότητα, V_i ο αρχικός όγκος, M_f είναι η τελική μοριακότητα και V_f ο τελικός όγκος μετά την αραίωση. Με βάση την παραπάνω εξίσωση, η μοριακότητα του τελικού διαλύματος θα είναι:

$$M_f = M_i \times \frac{V_i}{V_f}$$

Αραίωση Πυκνών Διαλυμάτων

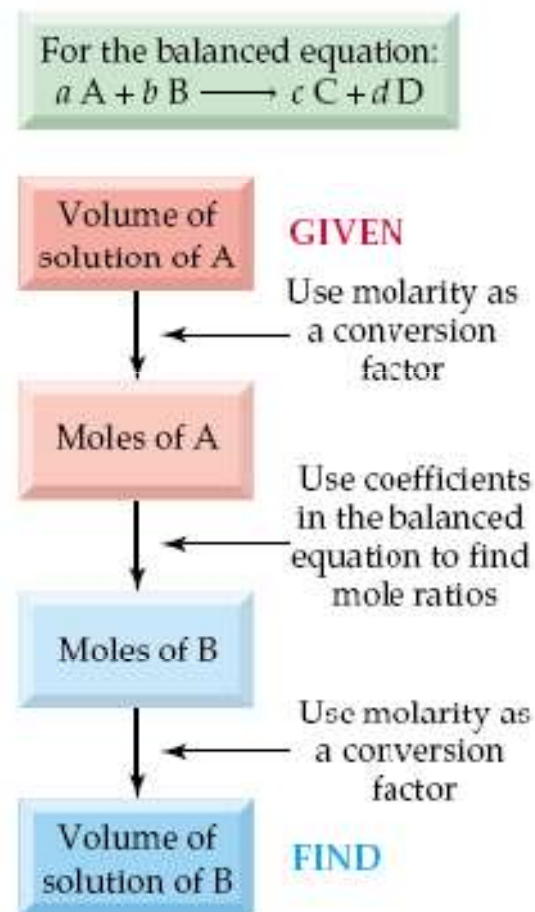
22

- Δίνεται διάλυμα αμμωνίας 14,8M. Πόσα ml από αυτό το διάλυμα χρειαζόμαστε για να παρασκευάσουμε με αραίωση 100,0ml διαλύματος αμμωνίας 1,00M;
- Έχετε ένα διάλυμα θειικού οξέος 1,5M. Πόσα ml από αυτό το διάλυμα χρειάζεσθε προκειμένου να παρασκευάσετε 100,0ml διαλύματος θειικού οξέος 0,18M

Στοιχειομετρία Διαλυμάτων - Ογκομέτρηση

23

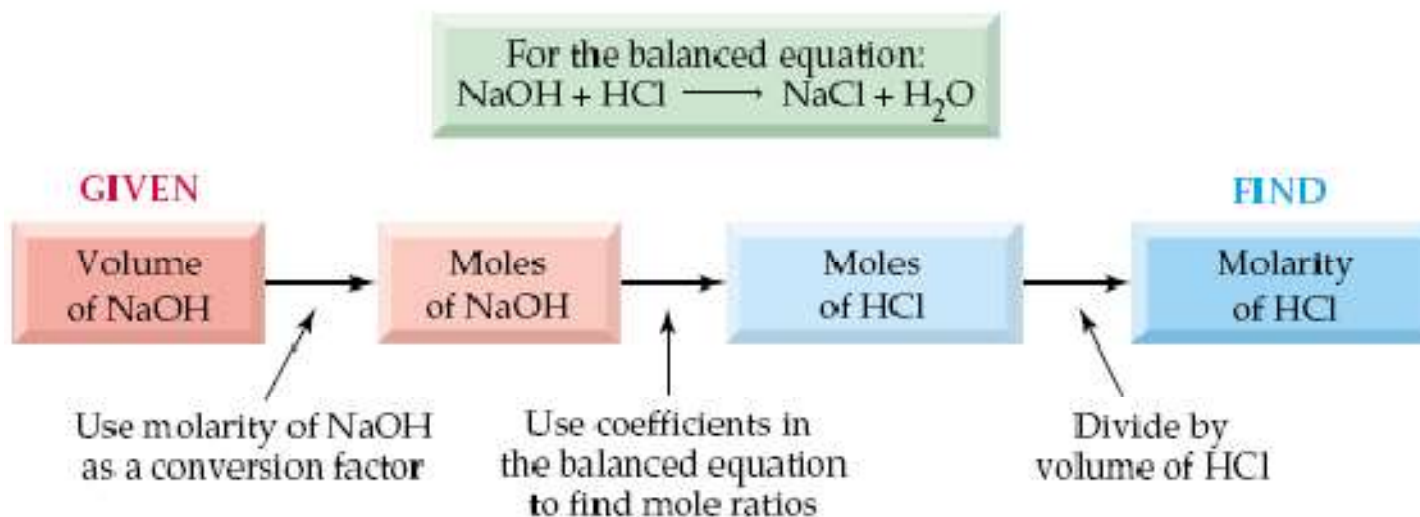
Η μοριακότητα καθιστά δυνατό τον υπολογισμό του όγκου ενός διαλύματος που χρειάζεται για ν' αντιδράσει μ' ένα δεδομένο όγκο ενός άλλου διαλύματος. Αυτού του είδους οι υπολογισμοί είναι πολύ χρήσιμοι στη χημεία οξέων – βάσεων.



Στοιχειομετρία Διαλυμάτων - Ογκομέτρηση

24

Ογκομέτρηση είναι η διαδικασία προσδιορισμού της συγκέντρωσης ενός διαλύματος μέσω ακριβούς μετρήσεως του όγκου που αντιδρά με πρότυπο διάλυμα μιας άλλης ένωσης, της οποίας η συγκέντρωση είναι γνωστή. Μετρώντας λοιπόν το όγκο του πρότυπου διαλύματος, υπολογίζουμε τη συγκέντρωση του άγνωστου διαλύματος.



Υπολογισμός της ποσότητας μιας ουσίας σε ογκομετρούμενο διάλυμα

25

- Μία φιάλη περιέχει διάλυμα άγνωστης ποσότητας HCl. Το διάλυμα αυτό ογκομετρείται με NaOH 0,207M. Για την ολοκλήρωση της αντίδρασης απαιτούνται 4,47ml NaOH. Πόση είναι η μάζα του HCl;
- Διάλυμα υπεροξειδίου του υδρογόνου H₂O₂ , ογκομετρείται με διάλυμα υπερμαγγανικού καλίου KMnO₄ σύμφωνα με την παρακάτω αντίδραση. Για την ογκομέτρηση 20,0g διαλύματος υπεροξειδίου του υδρογόνου απαιτούνται 46,9ml KMnO₄ 0,145M. Πόση είναι η εκατοστιαία περιεκτικότητα του διαλύματος σε H₂O₂ ;