

Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων & Διατροφής
Πανεπιστήμιο Θεσσαλίας (Καρδίτσα)

Ανόργανη Χημεία

(Εργαστήριο)

Ενότητα 4^η : Στοιχειομετρία - Ογκομετρήσεις

Νοέμβριος 2020

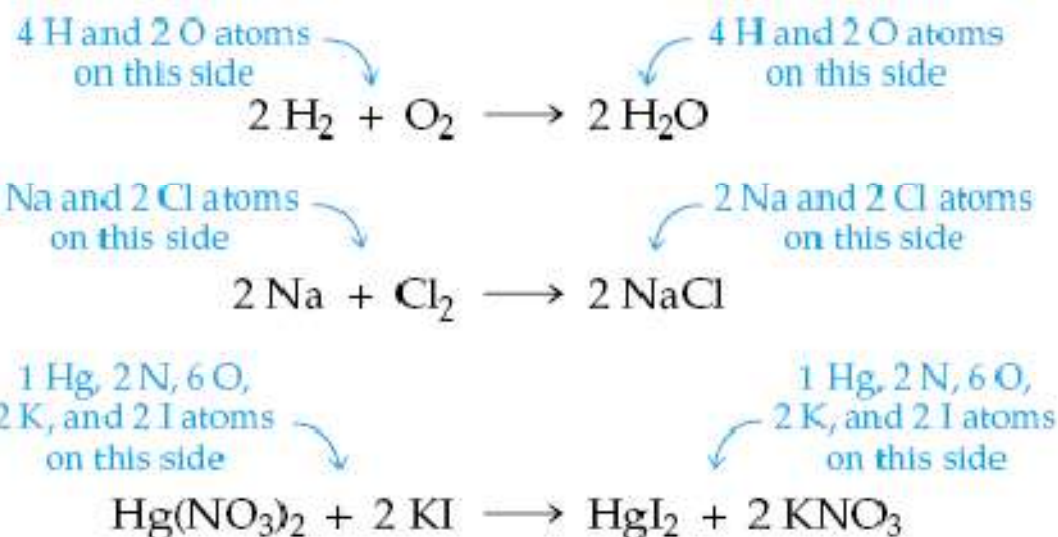
Δρ. Λάκκα Αχιλλεία – ΠΔ 407

Ισοστάθμιση Χημικών Εξισώσεων

2

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.



Ισοστάθμιση Χημικών Εξισώσεων

3

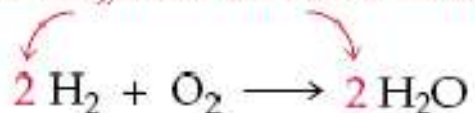
Η ισοστάθμιση μιας χημικής εξίσωσης είναι η εύρεση πόσων μορίων / ατόμων / ιόντων από κάθε ουσία συμμετέχουν στην αντίδραση.

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

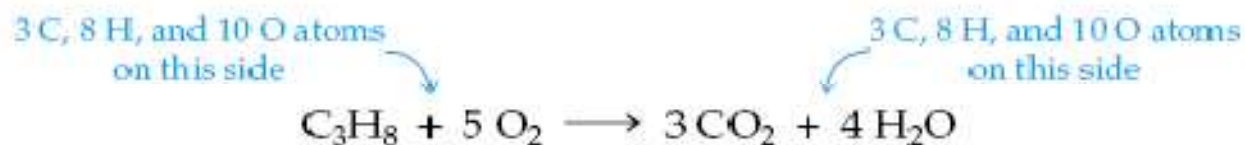
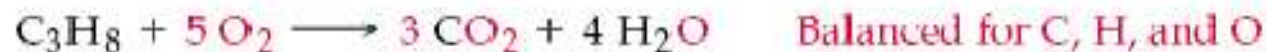
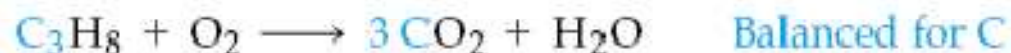
4

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

5

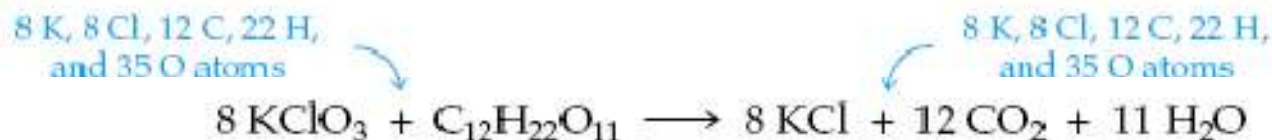
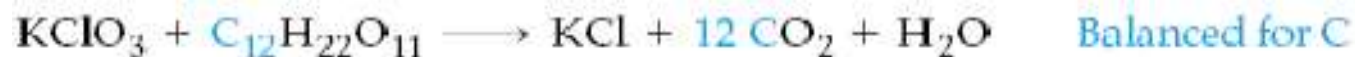
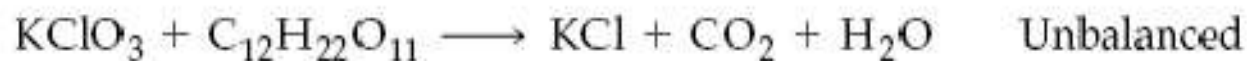
Παράδειγμα 1



Ισοστάθμιση Χημικών Εξισώσεων

6

Παράδειγμα 2

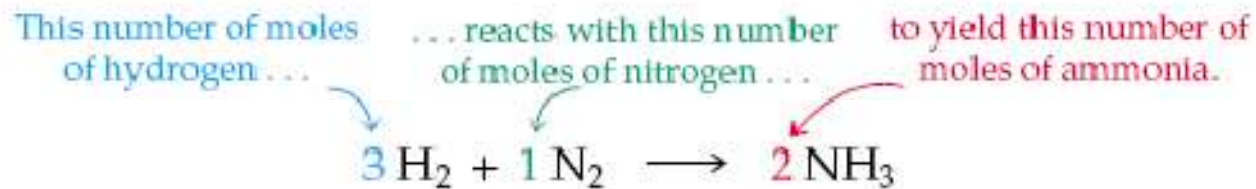


Moles

7

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).

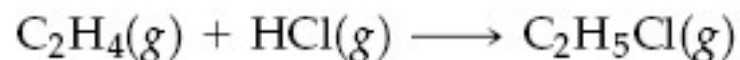


Στοιχειομετρία

8

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

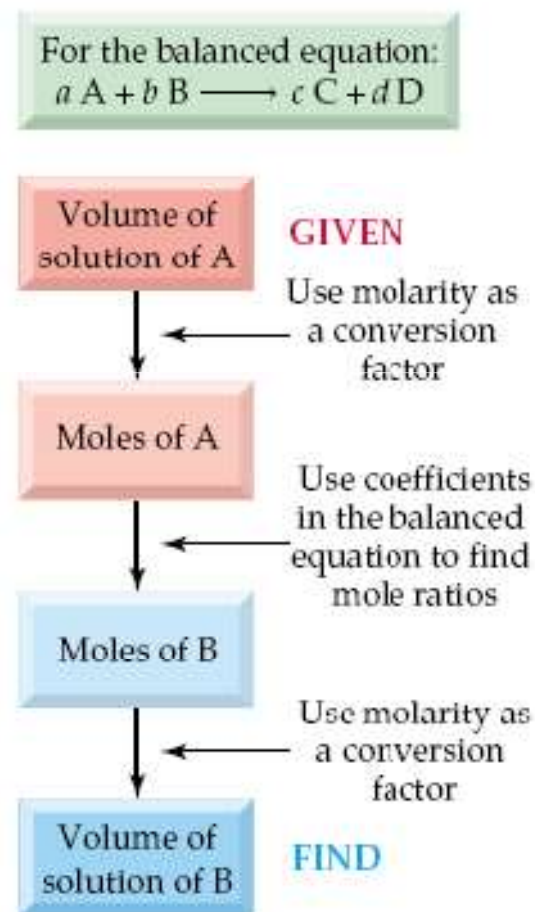
Ζητούμενο: Πόσα g HCl απαιτούνται ν' αντιδράσουν με 15 g αιθυλενίου;

Στοιχειομετρία Διαλυμάτων - Ογκομέτρηση

9

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.

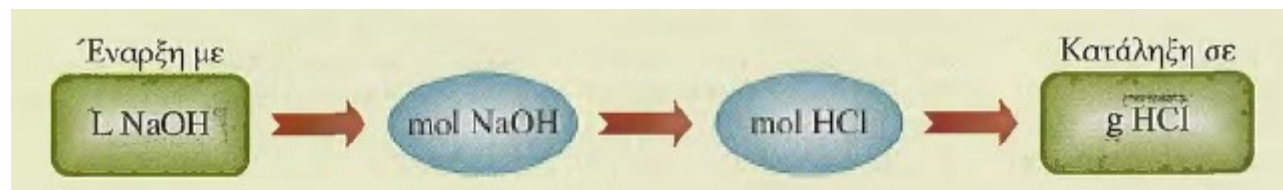


Στοιχειομετρία Διαλυμάτων – Ογκομέτρηση

Υπολογισμός της ποσότητας μιας ουσίας σε ογκομετρούμενο διάλυμα

10

- Μια φιάλη περιέχει διάλυμα άγνωστης ποσότητας HCl. Το διάλυμα αυτό ογκομετρείται με NaOH 0.207 M. Για την ολοκλήρωση της αντίδρασης απαιτούνται 4.47 mL NaOH. Πόση είναι η μάζα του HCl;



Λύση. Ο υπολογισμός έχει ως εξής:

$$4,47 \times 10^{-3} \text{ L διαλύματος NaOH} \times \frac{0,207 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L διαλύματος NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 0,0338 \text{ g HCl}$$

Στοιχειομετρία Διαλυμάτων – Ογκομέτρηση

Υπολογισμός της ποσότητας μιας ουσίας σε ογκομετρούμενο διάλυμα

11

- Θεωρήστε την αντίδραση θειικού οξέος, H_2SO_4 , με υδροξείδιο του νατρίου, NaOH .



- Υποθέστε ότι ένα ποτήρι περιέχει 35.0 mL H_2SO_4 0.175 M. Πόσα mL NaOH 0.250 M πρέπει να προστεθούν για να αντιδράσουν πλήρως με το θειικό οξύ;



Λύση. Ο υπολογισμός είναι ο εξής:

$$35,0 \times 10^{-3} \text{ L διαλύματος } \text{H}_2\text{SO}_4 \times \frac{0,175 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L διαλύματος } \text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol } \text{NaOH}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ L διαλύματος } \text{NaOH}}{0,250 \text{ mol } \text{NaOH}} = 4,90 \times 10^{-2} \text{ L διαλύματος } \text{NaOH} \text{ (ή } 49,0 \text{ mL διαλύματος } \text{NaOH)}$$

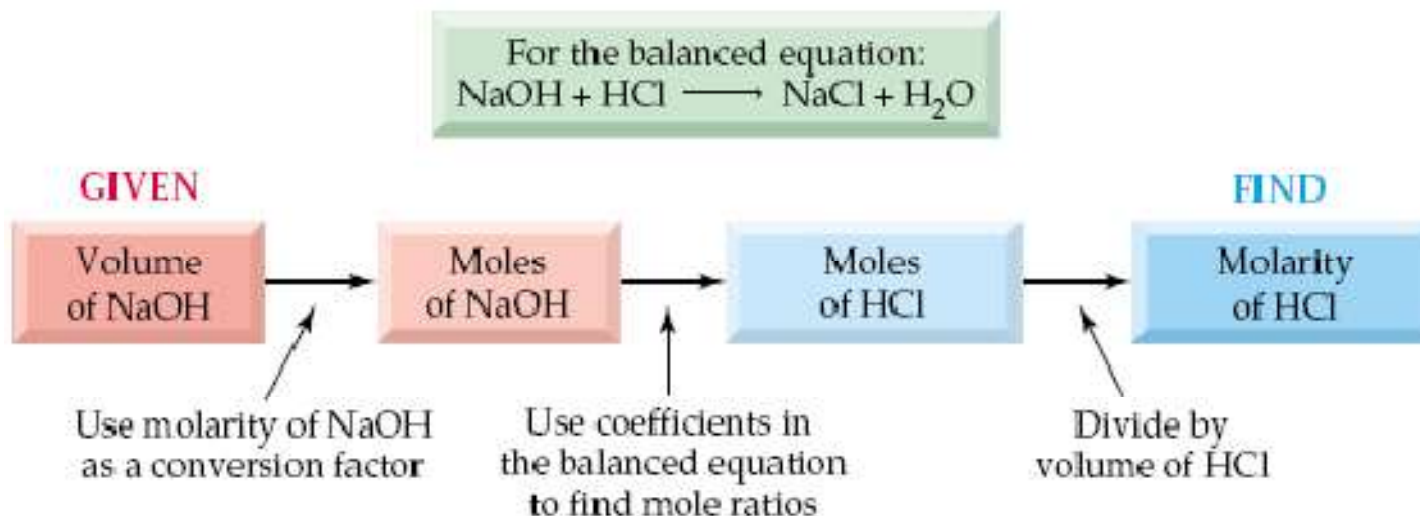
Άρα, 35,0 mL διαλύματος θειικού οξέος 0,175 M αντιδρούν με **49,0 mL** διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου 0,250 M.

Στοιχειομετρία Διαλυμάτων - Ογκομέτρηση

12

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.



Ογκομέτρηση (Τιτλοδότηση)

13

Για να γίνει κατανοητό πως γίνεται μια ογκομέτρηση, ας υποτεθεί ότι δίνεται διάλυμα HCl και ζητείται η συγκέντρωσή του, μέσω αντίδρασης με NaOH (αντίδραση εξουδετέρωσης).

Η ισοσταθμισμένη αντίδραση είναι:



Η ογκομέτρηση ξεκινάει με τη λήψη γνωστού όγκου HCl, και την προσθήκη πολύ μικρής ποσότητας φαινολοφθαλεΐνης.

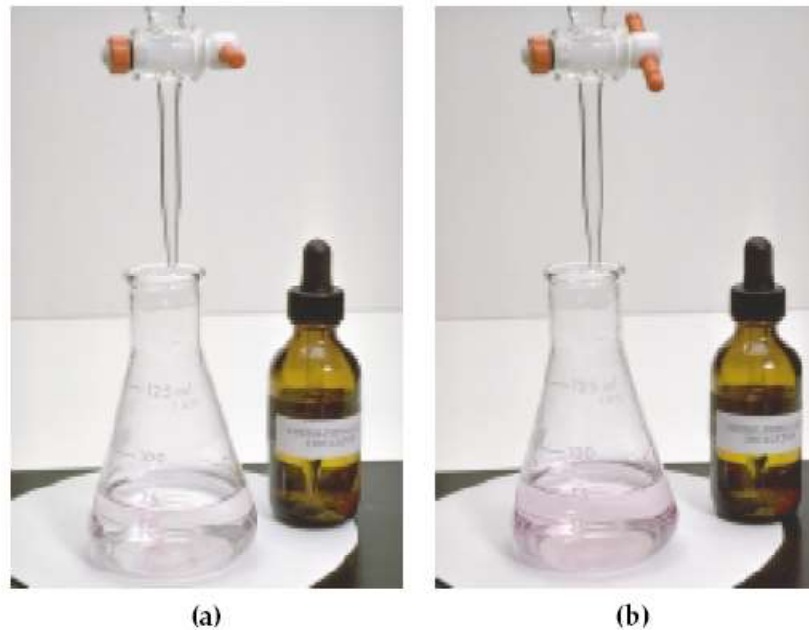
Η ουσία αυτή ονομάζεται *δείκτης* και έχει την ιδιότητα να μετατρέπεται από άχρωμη σε ερυθρή όταν ένα διάλυμα από όξινο μετατρέπεται σε βασικό (αλκαλικό).

Ογκομέτρηση (Τιτλοδότηση)

14

Το επόμενο βήμα είναι να τοποθετηθεί στην προχοΐδα πρότυπο διάλυμα NaOH γνωστής συγκέντρωσης. Ακολούθως γίνεται προσθήκη του δ. NaOH στο δ. HCl αργά και υπό συνεχή ανάδευση, έως ότου το δ. HCl εμφανίζει ροδίζουσα χροιά, η οποία σηματοδοτεί την εξουδετέρωση του HCl.

Η ένδειξη της προχοΐδας για την κατανάλωση όγκου NaOH χρησιμοποιείται για τους περαιτέρω υπολογισμούς.



Ορολογία ογκομετρικής ανάλυσης

- **Ισοδύναμο σημείο ογκομέτρησης (equivalence point):** είναι το σημείο της ογκομέτρησης στο οποίο επιτυγχάνεται χημική ισοδυναμία, μεταξύ προτύπου διαλύματος και ογκομετρούμενης (άγνωστης) ουσίας. Στο σημείο αυτό δηλαδή ισχύει $n_1 V_1 = n_2 V_2$
- **Τελικό σημείο της ογκομέτρησης (end point):** είναι το σημείο στο οποίο σταματά η προσθήκη του πρότυπου διαλύματος. Δηλαδή, είναι το πειραματικό σημείο που φαίνεται ότι έχει ολοκληρωθεί η ογκομέτρηση.
- **Σφάλμα ογκομέτρησης (titration error):** είναι η διαφορά μεταξύ του τελικού και του ισοδύναμου σημείου. Όσο πλησιέστερα βρίσκονται τα δύο αυτά σημεία, τόσο ακριβέστερη είναι η ογκομέτρηση.

Ογκομέτρηση Διαλύματος HCl με NaOH

16

Πείραμα 1°

Δίνονται 4 διαλύματα HCl άγνωστης συγκέντρωσης. Από κάθε ένα από αυτά τα διαλύματα λαμβάνεται όγκος 10 mL και μεταφέρεται σε κωνική φιάλη των 100 mL.

Προστίθενται 2 – 3 σταγόνες δείκτη φαινολοφθαλεΐνης και διεξάγεται ογκομέτρηση με διάλυμα NaOH 0.2 M.

Να προσδιοριστεί η μοριακότητα του κάθε διαλύματος HCl, αν οι καταναλώσεις είναι οι κάτωθι:

Διάλυμα 1: 2.5ml

Διάλυμα 2: 5ml

Διάλυμα 3: 10ml

Διάλυμα 4: 20ml

Ογκομέτρηση Διαλυμάτων HCl και Όξους

17

Πείραμα 2^ο

Δίνεται εμπορικά διαθέσιμο όξος από το οποίο λαμβάνεται όγκος 10 mL, μεταφέρεται σε ογκομετρική φιάλη των 100 ml και συμπληρώνεται στον όγκο με νερό. Σε κωνική φιάλη των 250ml μεταφέρουμε με σιφόνι 10ml από το αραιωμένο διάλυμα και προσθέτουμε 80 ml απιονισμένου νερού. Ακολουθως προστίθενται 2 – 3 σταγόνες δείκτη φαινολοφθαλεΐνης και το μίγμα αναδεύεται επαρκώς. Κατόπιν, διεξάγεται ογκομέτρηση με διάλυμα NaOH 0.1 M.

Αν υποθεθεί ότι το όξος αποτελεί διάλυμα οξικού οξέος (CH_3COOH), να προσδιοριστούν:

1. Η μοριακότητα (M) του οξικού οξέος.
2. Η συγκέντρωση του οξικού οξέος σε g / L στο δείγμα του όξους.
3. Η % (β / ο) περιεκτικότητα του όξους σε οξικό οξύ.
4. Τα g οξικού οξέος που περιέχει μια φιάλη όξους 250 mL.