

Χημικές αντιδράσεις - Χημικός εξισωτής

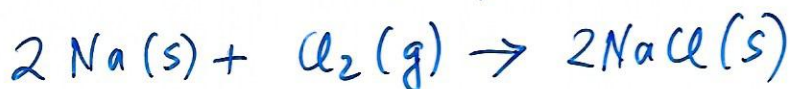
Αναδιατάξεις των ατόμων των ουσιών

Αναπόσπαστη των αναδιατάξεων με χημικός εξισωτής (χρήσιμος χημικών τύπων και σφαιρίλων)

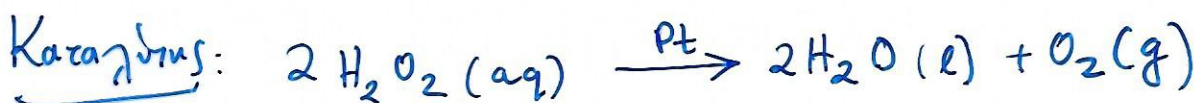
Απιδρώντα → Προϊόντα

Ισοστάθμιση: Συντελεστές που θα κληθούν τους αριθμούς των ατόμων κάθε στοιχείου ίσους και στις δύο πλευρές της εξίσωσης:

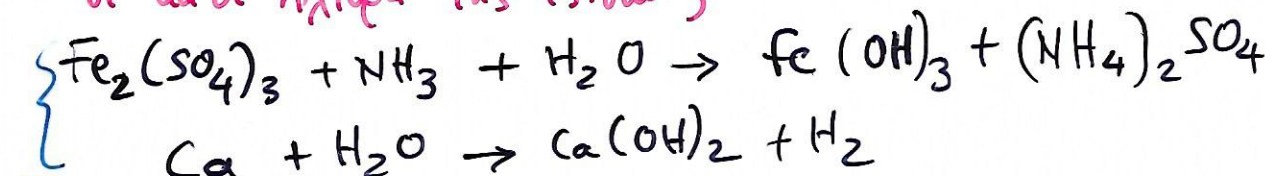
(g): αέριο, (l): υγρό, (s): στερεό, (aq) = υδατικό διάλυμα



Δ : Σύμβολο θέρμανσης



Μέθοδος ισοστάθμισης: "Βρίσκοντας και κληνός" ξεκινώντας από τα στοιχεία εκείνα που εμφανίζονται σε μία μόνο ουσία σε κάθε πλευρά της εξίσωσης



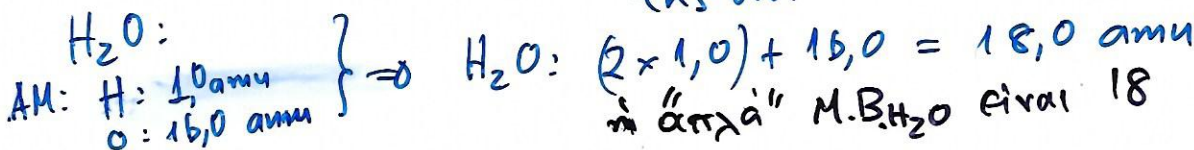
Συντελεστές;

Κεφάλαιο 3 Υποστοιχείο με χημικός τύπος και εξισώσεις

Συσχέτιση του αριθμού των ατόμων ή μορίων με τα γραμμάτια μίας ουσίας → Η έννοια του moles

3.1 Μοριακή μάζα και τυπική μάζα

Ονομάζεται και Μοριακό Βάρος (MB): Το άθροισμα των ατομικών βαρών όλων των ατόμων που υπάρχουν σε ένα μόριο της ουσίας. (AM)



Τυπική μάζα (Τ.Μ.) μιας ουσίας είναι το άθροισμα των ατομικών μαζών όλων των ατόμων που υπάρχουν σε μια τυπική μονάδα της ουσίας, ανεξάρτητα αν η ουσία είναι μοριακή ή ιοντική.

π.χ. Το NaCl έχει τυπική μάζα $22,99 + 35,45 = 58,44$ αμμ
↓ ↓
22,99 35,45
αμμ αμμ
↳ Δεν είναι "σωστό" για το NaCl να μιλάμε για μοριακή μάζα δηλ. μοριακό βάρος γιατί το NaCl είναι ιοντική ένωση και δεν υπάρχει

Πρακτικά
τυπική μάζα = μοριακή μάζα ως μόριο

3.2 Η έννοια του mole

→ Mole ή γραμμόριο (mol) : Η ποσότητα μιας δεδομένης ουσίας η οποία περιέχει τόσα μόρια ή τυπικές μονάδες, όσα είναι και ο αριθμός των ατόμων που υπάρχουν σε απειρίτως $12g$ άνθρακα- 12

→ Ο αριθμός των ατόμων που περιέχονται σε $12g$ 12 ισούται με $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ και ονομάζεται αριθμός του Avogadro (N_A)

1 mole Na_2CO_3 περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ τυπικές μονάδες Na_2CO_3 (τ.μ.)

1 τ.μ. Na_2CO_3 περιέχει 2 ιόντα Na^+ και ένα ιόν CO_3^{2-}

1 mole Na_2CO_3 θα περιέχει $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ ιόντα Na^+ και $6,02 \cdot 10^{23}$ ιόντα CO_3^{2-}

→ Γραμμομοριακή μάζα : Η μάζα ενός mole της ουσίας

ο 12 έχει σχεδ. μάζα $12g/mol$ ή αλλιώς

1 mole 12 ζυγίζει $12g$

Για μια οποιαδήποτε ουσία, η γραμμομοριακή της μάζα (σε g/mol) είναι αριθμητικά ίση με την τυπική της μάζα (σε αμμ).

Έτσι π.χ. το NaCl έχει τυπική μάζα $58,44$ αμμ → δηλ. γραμμομοριακή μάζα ίση με $58,44 g/mol$

ή αλλιώς $1 mole NaCl$ ζυγίζει $58,44g$
ή ακόμα $1 mole$ ουσίας ζυγίζει $T.M. σε g$ (τ.μ. = μ.μ.)

Παράδειγμα: α) Πόση είναι η μάζα σε g ενός ατόμου Cl (23)

$A.M_{Cl} = 35,5 \text{ amu}$

Άρα 1 mole ατόμων Cl ζυγίζει 35,5 g και περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ άτομα Cl

Άρα το 1 άτομο Cl έχει μάζα $\frac{35,5}{6,02 \cdot 10^{23}} = 5,90 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

β) Πόση είναι η μάζα σε g ενός μορίου χλωριδίου του υδρογόνου, HCl;

Ατομική μάζα $\rightarrow 1,01 \text{ amu}$ \downarrow $35,5 \text{ amu}$

Μοριακή μάζα HCl = $35,5 + 1,01 = 36,5 \text{ amu}$

Άρα 1 mol HCl ζυγίζει 36,5 g και περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ μόρια HCl

Άρα 1 μόριο HCl ζυγίζει $\frac{36,5}{6,02 \cdot 10^{23}} = 6,06 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

Υπολογισμοί με Moles

Η γραμμομοριακή μάζα είναι ανεξάρτητη μεζωμετρίας

$g \text{ ουσις} \longleftrightarrow mol \text{ ουσις}$

1) Πόσα γραμμάρια ZnI_2 είναι 0,0654 mol?

\downarrow \downarrow
65,4 amu 126,9 amu : Ατομική μάζα

Γραμμομοριακή μάζα ZnI_2 : $(126,9 \cdot 2) + 65,4 = 319,2 \text{ g/mol} = 319 \text{ g/mol}$

Άρα το 0,0654 mol ZnI_2 είναι $0,0654 \text{ mol} \times \frac{319 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 20,8626 \text{ g} = 20,9 \text{ g}$

2) Σχηματίσθηκαν 45,6 g κίτρινα ίζηματα χρωμικού μόλυβδου (IV). Πόσα moles χρωμικού μόλυβδου είναι αυτή η ποσότητα;

$g \rightarrow mol$
 $PbCrO_4$
 $\downarrow \quad \downarrow \quad \downarrow$
207,2 amu 52,0 amu 16,0 amu Ατ. Μάζα

Μοριακή μάζα $PbCrO_4$: $323,2 \text{ amu} = 323 \text{ amu}$

Γραμμική μάζα: 323 g/mol

Άρα 1 mol $PbCrO_4 \Rightarrow 323 \text{ g } PbCrO_4$

Επομένως $45,6 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{323 \text{ g}} = 0,14117647 \text{ mol } PbCrO_4 = 0,141 \text{ mol } PbCrO_4$

Κατά συνέπεια για την CH_2O

(25)

$$\% \text{C} = \frac{12,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 \% = 40,0 \%$$

$$\% \text{H} = \frac{2 \times 1,01 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 \% = 6,73 \%$$

$$\% \text{O} = \frac{16,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 \% = 53,3 \%$$

2^ο ερώτημα: Πόσα g C υπάρχουν σε 83,5 g CH_2O ;

Χρησιμοποιούμε την εκατοστιαία σύσταση που βρήκαμε πριν.
Η ένωση CH_2O έχει 40,0% C. Άρα η μάζα του C σε 83,5 g είναι
 $83,5 \times 0,400 = 33,4 \text{ g}$

3.4 Στοιχειακή ανάλυση: Εκατοστιαία περιεκτικότητα σε C, H και O

Για ενώσεις που περιέχουν μόνο C, H και O η στοιχειακή ανάλυση σφραγίζεται στο εξής:

- Καύση δείγματος ένωσης γνωστής μάζας \rightarrow Παραγωγή CO_2 και H_2O \rightarrow (Πήληξ)
- \rightarrow Συσχέτιση των μαζών CO_2 και H_2O με τις μάζες C και H \rightarrow
- \rightarrow Εκατοστιαία σύσταση σε C και H \rightarrow Αφαίρεση από το 100 για το O.

Παράδειγμα: Δείγμα 3,87 mg απορριμικό οξύ (βιταμίνη C), δίνει μετά από καύση 5,80 mg CO_2 και 1,58 mg H_2O . Πόση είναι η εκατοστιαία των συστατικών. (Το ασπ. οξύ περιέχει μόνο C, H και O)

Μάζα $\text{CO}_2 \rightarrow$ moles $\text{CO}_2 \rightarrow$ moles C \rightarrow μάζα C
Γραμμομοριακή μάζα CO_2 (44,0 g/mol)
Τύπος της ένωσης
Ατομική μάζα (12,0 g/mol)

$$5,80 \cdot 10^{-3} \text{ g } \text{CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44,0 \text{ g } \text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \times \frac{12,0 \text{ g } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{C}} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ g } \text{C}$$

Άρα Μάζα % C = $\frac{1,58 \text{ mg } \text{C}}{3,87 \text{ mg}} \times 100 \% = 40,8 \%$

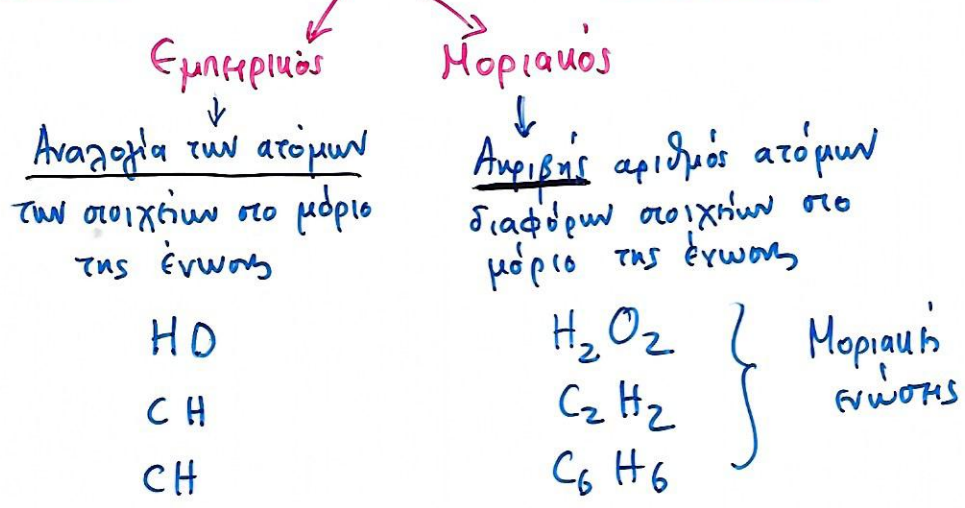
ομοίως για το H $1,58 \cdot 10^{-3} \text{ g } \text{H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \times \frac{1,01 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}} = 0,177 \cdot 10^{-3} \text{ g } \text{H}$

Άρα Μάζα % H = $\frac{0,177 \text{ mg } \text{H}}{3,87 \text{ mg } \text{δείγμα}} \times 100 \% = 4,57 \%$

Τέλος για το O:

Μάζα% O = 100% - (40,8% + 4,57%) = 54,63%

3.5 Προσδιορισμός τύπων μίας ένωσης



Στις ιοντικές ενώσεις εμπειρικός τύπος μόνο → Είναι ο χημικός τύπος της ένωσης γραμμένος με τους μικρότερους ακεραίους δείκτες.
αφού δεν υπάρχει η έννοια του μορίου

Από σύσταση της ένωσης → εμπειρικός τύπος → Μοριακός τύπος
↑
πρέπει να είναι γνωστή και η μοριακή μάζα

(α) Εμπειρικός τύπος από τη σύσταση

Παράδειγμα 1: Ένωση που περιέχει N και O αναλύεται. Ένα δείγμα 1,587 g της ένωσης βρίσκεται να περιέχει 0,483 g N και 1,104 g O. Ποιος ο εμπειρικός τύπος;
Μάζες ατόμων → Moles ατόμων → εύρεση μικρότερων ακέραιων με πολλαπλασιασμό διαφόρων.

$$0,483 \text{ g N} \rightarrow 0,483 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} = 0,0345 \text{ mol N}$$

$$1,104 \text{ g O} \rightarrow 1,104 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,06900 \text{ mol O}$$

$$\frac{0,0345 \text{ mol N}}{0,0345} = 1,00 \text{ mol N} \quad \frac{0,06900 \text{ mol O}}{0,0345} = 2,00 \text{ mol O}$$

Άρα ο εμπειρικός τύπος της ένωσης είναι NO₂

Αλλά πρέπει να είναι ότι η ένωση έχει N και O σε αναλογία ατόμων 1:2 στο μόριο της.
Μοριακός τύπος; NO₂ ή N₂O₄

Παράδειγμα 2 (Εμπειρικός τύπος από αναλυτικά στοιχεία)
Το βενζοϊκό οξύ (απλή κρυσταλλική ουσία συντηρητικό τροφίμων) περιέχει 68% C, 5,0% H και 26,2% O κατά μάζα. Ποιος είναι ο εμπειρικός τύπος;

$C_x H_y O_z$ Στα 100g $C_x H_y O_z$ περιέχονται 68,8g C, 5,0g H, 26,2g O

Μάζες \rightarrow moles

$68,8g C \rightarrow 68,8g C \times \frac{1mol C}{12,0g C} = 5,7333 = 5,73 mol C$

$5,0g H \rightarrow 5,0g H \times \frac{1mol H}{1,01g H} = 4,95049 = 5,0 mol H$

$26,2g O \rightarrow 26,2g O \times \frac{1mol O}{16,0g O} = 1,6375 = 1,64 mol O$

Διαιρούμε και τους τρεις με τον μικρότερο.

$\frac{5,73 mol C}{1,64} = 3,49$ $\frac{5,0 mol H}{1,64} = 3,0$ $\frac{1,64 mol O}{1,64} = 1,00$

Προβλητή εμπειρικός τύπος $C_{3,49} H_{3,0} O_{1,00} \rightarrow C_{3,5} H_{3,0} O_{1,0}$
2σημ. τιμής, λανθάνει

$\times 2$
 \rightarrow για να είναι όλοι αμέτρητοι
 $C_{7,0} H_{6,0} O_{2,0}$

(B) Προσδιορισμός μοριακού τύπου από εμπειρικό τύπο (Ε.Τ.)

Πρέπει να γνωρίζουμε την μοριακή μάζα της ένωσης.
Ισχύει Μοριακή μάζα = $n \times$ μάζα εμπειρικού τύπου
 \rightarrow βρούμε $n \rightarrow$ Πολλαπλασιάζουμε με n τον δείκτη του Ε.Τ.

Παράδειγμα: Ο εμπειρικός τύπος μιας ένωσης είναι CH_2O . Η μοριακή της μάζα είναι 60,0 αμμ. Ποιος είναι ο μοριακός τύπος;
Υπολογίζουμε την μάζα του εμπειρικού τύπου

$CH_2O : 1 \times 12,0 + 2 \times 1,01 + 1 \times 16,0 = 30,02 \alpha\mu\mu = 30,0 \alpha\mu\mu$

$n = \frac{60,0 \alpha\mu\mu}{30,0 \alpha\mu\mu} = 2,00 \Rightarrow$ Μοριακός τύπος ένωσης $(CH_2O)_2 =$

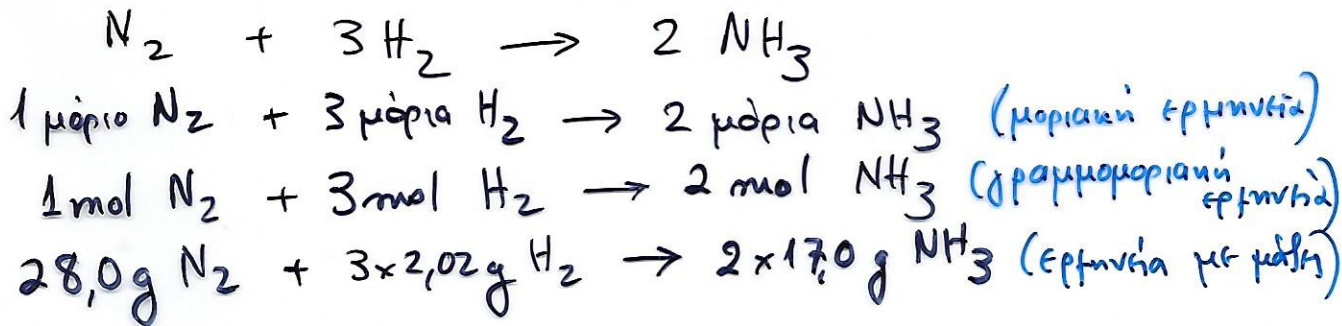
Σημείωση: CH_2O : φορμαλδεΐδη = $C_2H_4O_2$ (CH₃COOH) οξικό οξύ.
(n=1) 'Ιδιος εμπειρικός τύπος

Στοιχειομετρία: Ποσοτικές σχέσεις σε χημικές αντιδράσεις

3.6 Γραμμομοριακή ερμηνεία μιας χημικής εξίσωσης

(28)

Ο αριθμός των moles που εμπλέκονται σε μια αντίδραση είναι ανάλογος προς τους συντελεστές της ισοσταθμισμένης χημικής εξίσωσης.



3. Ποσοτικές σχέσεις σε μια χημική αντίδραση

Χρήση της γραμμομοριακής ερμηνείας μιας χημικής εξίσωσης για υπολογισμό σχέσεων με μάζα αντιδρώντων και προϊόντων.

(A) → Πόσα προϊόντα (σε moles, g) μπορεί να παραχθεί από κάποια ποσότητα αντιδρώντος;

(B) → Πόσο αντιδρών χρησιμοποιείται για να παραχθεί κάποια ποσότητα προϊόντος;

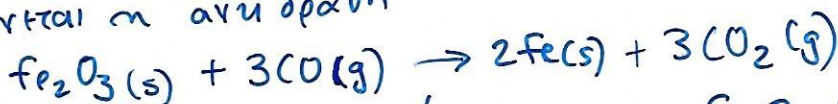


(A) 3 mol H₂ παράγουν 2 moles NH₃
Moles αντιδρώντος → Moles προϊόντος
Συντελεστής μετατροπής: $\frac{2 \text{ moles NH}_3}{3 \text{ mol H}_2}$

(B) Για να παραχθούν 2 mol NH₃ απαιτούνται 3 mol H₂
Moles προϊόντος → Moles αντιδρώντος
Συντελεστής μετατροπής: $\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3}$

Γραμμάριο του A $\xrightarrow{\frac{\text{mol A}}{\text{gA}}}$ mol του A $\xrightarrow{\frac{\text{mol B}}{\text{mol A}}}$ mol του B $\xrightarrow{\frac{\text{gB}}{\text{mol B}}}$ Γραμμάριο του B

Παράδειγμα: Δίνεται η αντίδραση



Πόσα g Fe μπορούν να παραχθούν από 1 kg Fe₂O₃;

Υποθέτουμε ότι υπάρχει αρκετό CO για να αντιδράσει πλήρως με το

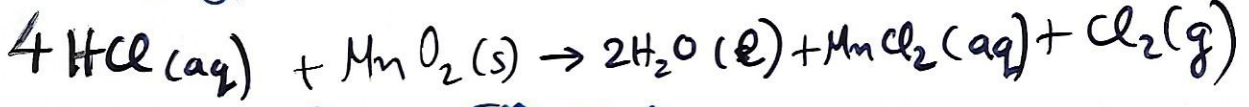
1 kg Fe₂O₃

Ατ. Μάζα: Fe: 55,84 amu } ⇒ Μορ. μάζα Fe₂O₃ = 159,6 amu = 160 amu
O: 16,0 amu

$$1,00 \times 10^3 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 1,00 \cdot 10^3 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = \textcircled{29}$$

$$= 697,5 \text{ g Fe} = 698 \text{ g Fe}$$

Παράδειγμα: Στοιχίωση ποσοτήτων δύο ανυδρώντων (ή δύο οξειδίων)
 Θέρμανση υδροχλωρικού οξέος με πυροχλωρίτη (MnO₂) για την οξείδωση Mn(II)
 παρουσία Cl₂(g)



Πόσα g HCl αντιδράν με 5,0g MnO₂

A.M.: H: 1,01 αμμ, Cl: 35,5 αμμ, Mn: 54,9 αμμ, O: 16,0 αμμ
 M.M. HCl: 36,5 αμμ, MnO₂: 86,9 αμμ

$$5,0 \text{ g MnO}_2 \times \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{86,9 \text{ g MnO}_2} \times \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol MnO}_2} \times \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} =$$

g MnO₂ → mol MnO₂ → mol HCl → g HCl

$$= 8,40046 \text{ g HCl} = 8,40 \text{ g HCl}$$

3.8 Περιοριστικό αντιδρών: θεωρητικές και πειραματικές αποδόσεις

Τα αντιδρώντα μπορεί να προστίθενται στο δοχείο της αντίδρασης σε ποσότητες διαφορετικές από τις γραμμομοριακές αναλογίες που δείχνει η χημική εξίσωση.

Περιοριστικό αντιδρών (ή ανυδραστήριο): Είναι το αντιδρών που καταναλώνεται πλήρως όταν η αντίδραση φτάσει στο ζήτημα.

Αντιδρών σε περίσσεια: Ένα αντιδρών που δεν καταναλώνεται πλήρως.

Από παράδειγμα: Για ένα αντίδραση χρειάζονται 2 φ. ψυκτί + 1 φ. ψρι.
 Έχουμε 6 φ. ψυκτί, 2 φ. ψρι.

"Αντίδραση":
 2 φ. ψυκτί + 1 φ. ψρι → 1 σύνταξη
 6 φ. ψυκτί + 3 φ. ψρι → 3 σύνταξη
 4 φ. ψυκτί + 2 φ. ψρι → 2 σύνταξη

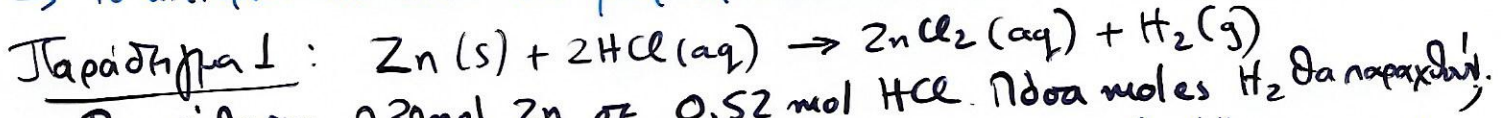
ΑΝΕΦΙΚΤΟ → Αν 6 φ. ψυκτί + 3 φ. ψρι
 ΕΦΙΚΤΟ → Αν 4 φ. ψυκτί + 2 φ. ψρι

→ Το ψρι καταναλώνεται πλήρως → περιοριστικό αντιδρών
 Το ψυκτί περίσσεια (2 φ. ψυκτί)

Σε μια κανονική χημική αντίδραση:

→ Υπολογίζουμε τα moles προϊόντος που μπορούν να παραχθούν από κάθε ποσότητα αντιδρώντων, υποθέτοντας ότι υπάρχει αρκετή ποσότητα από το άλλο αντιδρών.

→ Το αντιδρών που δίνει τη μικρότερη ποσότητα προϊόντος είναι το περιοριστικό.

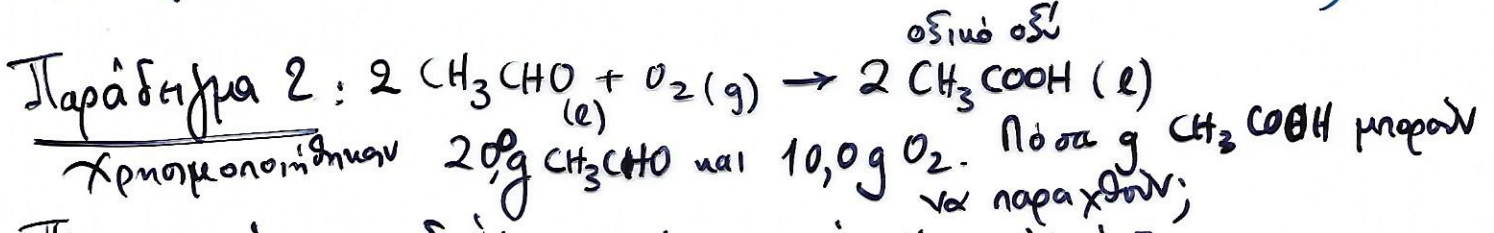


Προστίθεται 0,3 mol Zn σε 0,52 mol HCl. Πόσα moles H_2 θα παραχθούν;

Αν αντιδράσουν και τα 0,3 mol Zn θα δώσουν $0,3 \text{ mol Zn} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,30 \text{ mol } H_2$

Αν αντιδράσουν και τα 0,52 mol HCl θα δώσουν $0,52 \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,26 \text{ mol } H_2$

Παρατηρούμε ότι το HCl είναι το περιοριστικό αντιδρών. Θα παραχθούν 0,26 mol H_2 . Κάποια ποσότητα Zn θα μείνει αναλλοίωτη.
Πόση;



Πόσα g από το αντιδρών σε περίσσεια μείνουν αναλλοίωτα.

Αν αντιδράσουν και τα 20,0 g CH_3CHO θα δώσουν
 $20,0 \text{ g } CH_3CHO \times \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{44,1 \text{ g } CH_3CHO} \times \frac{2 \text{ mol } CH_3COOH}{2 \text{ mol } CH_3CHO} = 0,454 \text{ mol } CH_3COOH$

Αν αντιδράσουν και τα 10,0 g O_2 θα δώσουν
 $10,0 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} \times \frac{2 \text{ mol } CH_3COOH}{1 \text{ mol } O_2} = 0,625 \text{ mol } CH_3COOH$

Αρα θα παραχθούν 0,454 mol CH_3COOH → $0,454 \text{ mol } CH_3COOH \times \frac{60,1 \text{ g } CH_3COOH}{1 \text{ mol } CH_3COOH} = 27,3 \text{ g } CH_3COOH$
20,0 g CH_3CHO : Περιοριστικό αντιδρών

Πόσα g O_2 αντιδράσαν;
Για να παραχθούν 0,454 mol CH_3COOH αντιδράσαν $0,454 \text{ mol } CH_3COOH \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } CH_3COOH} \times \frac{32,0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 7,26 \text{ g } O_2$

Αρα περίσσειαν (αναλλοίωτη γὰρ) $10,0 - 7,26 = 2,74 \text{ g } O_2 = 2,7 \text{ g } O_2$

Θεωρητική απόδοση ενός προϊόντος: Η μέγιστη ποσότητα προϊόντος που μπορεί να ληφθεί από δεδομένα ποσότητες αντιδρώντων.
Π.χ. στο παραπάνω παράδειγμα η θεωρητική απόδοση CH_3COOH είναι 27,3g