

Mês Zero


Aplicação em Química

Carros Químicos

Profa. Valeska S. Aguiar
valeska.aguiar@facens.br

Profa. Izilda M. M. Bitencourt
izilda.masaro@facens.br

Mês Zero - Apresentação Aplicação em Química




Carros Químicos




Mês Zero - Apresentação Aplicação em Química

Qual será o desafio no Mês Zero?



Mês Zero - Apresentação Aplicação em Química




Carros Químicos

$$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})\text{OH} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})\text{O}^-\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$


ácido acético bicarbonato de sódio acetato de sódio

Vinagre: solução de ácido acético 4% m/m



Produção de gás CO₂


Mês Zero - Apresentação Aplicação em Química



Cronograma – Aplicação em Química

Semana 1	Semana 2	Semana 3	Semana 4
Revisão dos conceitos químicos básicos	Cálculo estequiométrico	Montagem do carro químico	Apresentação final – vídeo pitch
Introdução ao cálculo estequiométrico	Exercícios		


Mês Zero - Apresentação Aplicação em Química



Como o projeto deve ser feito e apresentado?

- Equipes com 4 alunos;
- Vídeo pitch – 3 a 5 minutos de duração;
- Vídeo de conteúdo livre, mostrando o carro químico em movimento e com explicação dos seguintes itens:
 - Quais **materiais** foram utilizados na construção do carro químico e qual foi o **custo total** do carro?
 - Que **volume de vinagre** e que **massa de bicarbonato de sódio** serão empregados no carro projetado?
 - Qual é o **reagente limitante** de sua reação?
 - Nas condições ambiente de temperatura e pressão, quantos **mL de CO₂** foram produzidos?

Mês Zero - Apresentação Aplicação em Química



Mês Zero

Aplicação em Química

Revisão de conceitos básicos

Profª. Valeska S. Aguiar
valeska.aguiar@facens.br

Mês Zero – Aula 01 Aplicação em Química Facens

Qual é a diferença entre número de massa e massa atômica?

Número de massa

Número exato

Resultado da contagem do número de prótons e nêutrons

Massa atômica

Medida física

Possui precisão de medida

Unidade de massa atômica (u) é definida como 1/12 da massa do ^{12}C

$1 \text{ u} = 1/12 \text{ massa } ^{12}\text{C} = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

Facens

Representação do elemento químico

NÚMERO DE MASSA:
 $A = \text{NÚMERO (PRÓTONS)} + \text{NÚMERO (NÊUTRONS)}$

$\begin{matrix} A \\ Z \\ Y \end{matrix}$

Um átomo de boro pode ter: $A = 5p + 5n = 10$

$A \rightarrow$
 $Z \rightarrow$

$^{10}_5\text{B}$

Mês Zero – Aula 01 Aplicação em Química Facens

Massa atômica x número de massa

Massa atômica do átomo de $^{24}\text{Mg} = 23,9847 \text{ u}$

Massa atômica do átomo de $^{27}\text{Al} = 26,9815 \text{ u}$

Note que os valores de massa atômica são muito próximos dos respectivos números de massa

Facens

https://phet.colorado.edu/sims/html/build-an-atom/latest/build-an-atom_pt_BR.html

Massa molecular

Massa molecular de uma substância é a massa da molécula dessa substância expressa em u.
Indica quantas vezes a massa da molécula dessa substância é maior que a massa de 1/12 do átomo de ^{12}C .

Numericamente...

A massa molecular de uma substância é numericamente igual à soma das massas atômicas de todos os átomos da molécula dessa substância

Mês Zero – Aula 01 Aplicação em Química Facens

Massa molecular

Qual é a massa molecular do ácido sulfúrico?

Ácido sulfúrico = H_2SO_4

MM do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2(\text{MA do H}) + (\text{MA do S}) + 4(\text{MA do O})$

MM do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2(1 \text{ u}) + 32 \text{ u} + 4(16 \text{ u})$

MM do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u}$

Qual é a massa molecular da glicose?

Glicose = $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

MM do $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6(\text{MA do C}) + 12(\text{MA do H}) + 6(\text{MA do O})$

MM do $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6(12 \text{ u}) + 12(1 \text{ u}) + 6(16 \text{ u})$

MM do $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u}$

Facens

Mês Zero – Aula 01 Aplicação em Química

Contando átomos...

Química é uma ciência quantitativa – assim precisamos de uma **UNIDADE DE MEDIDA** adequada

MOL (PLURAL: MOLS) = UNIDADE DE MEDIDA PARA QUANTIDADE DE MATÉRIA

PARTÍCULAS EM 1 MOL

Constante de Avogadro:
 $6,02214199 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

1 mol de partículas = $6 \cdot 10^{23}$ partículas

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química



Contando átomos...

1 mol de átomos de ^{12}C = 6×10^{23} átomos de ^{12}C

1 mol de moléculas de H_2O = 6×10^{23} moléculas de H_2O

1 mol de íons de NO_3^- = 6×10^{23} íons de NO_3^-

Átomos, moléculas e íons são as entidades elementares!

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química



Contando átomos...

- Calcular número de átomos de H em 0,350 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

1 molécula $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ----- 12 átomos de H

1 **mol** moléculas ----- 12 **mol** átomos de H

1 **mol** moléculas ----- 12 . **$6 \cdot 10^{23}$** átomos de H

0,350 **mol** moléculas ----- X

X = $25,2 \cdot 10^{23}$ átomos de H = **$2,52 \cdot 10^{24}$ átomos de H**

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química



Cada amostra contém o mesmo número de átomos



Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química

Massa molar

Massa molar é a massa de substância que contém 6×10^{23} entidades elementares representadas pela fórmula dessa substância

1 mol de átomos ^{12}C = 12,00 g de átomos de C = 6×10^{23} átomos de C

12,00 g é a massa molar do ^{12}C

Considerando **todos os isótopos** do C,
a massa molar do carbono é
12,011 g/mol

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química



Massa atômica e Massa molecular x Massa molar

1 átomo de ^{12}C tem massa de 12 u → 1 mol de ^{12}C tem massa de 12 g

1 átomo de Cl tem massa de 35,5 u → 1 mol de Cl tem massa de 35,5 g

1 átomo de Au tem massa de 197 u → 1 mol de Au tem massa de 197 g

1 molécula de H_2O tem massa de 18,0 u → 1 mol de H_2O tem massa de 18,0 g

1 íon NO_3^- tem massa de 62,0 u → 1 mol de NO_3^- tem massa de 62,0 g

1 unidade de NaCl tem massa de 58,5 u → 1 mol de NaCl tem massa de 58,5 g

- 1) Qual é a massa molar da glicose?

massa de 1 molécula $C_6H_{12}O_6$ --- 180 u
 massa de 1 mol moléculas $C_6H_{12}O_6$ --- **180 g**

- 2) Quantas moléculas de glicose há em 90 g de glicose?

1 mol moléculas $C_6H_{12}O_6$ --- 180 g
 $6 \cdot 10^{23}$ moléculas $C_6H_{12}O_6$ --- 180 g
 X moléculas --- 90 g
 $X = 3 \cdot 10^{23}$ moléculas $C_6H_{12}O_6$

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química



Volume molar

Volume molar é o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás sob condições normais de temperatura e pressão (CNTP).

Volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol

CNTP = Condições normais de temperatura e pressão
 $T = 273 \text{ K}$ ou $0 \text{ }^\circ\text{C}$ e $P = 760 \text{ mmHg}$ ou 1 atm

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química



Qual é o volume ocupado por 88 g de $CO_{2(g)}$ nas CNTP?

22,4 L ----- 1 mol CO_2 ----- 44 g
 X L ----- 88 g

$X = 44,8 \text{ L}$

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química



Mês Zero

Aplicação em Química

Cálculo estequiométrico

Profa. Valeska S. Aguiar

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química



Balanceamento de equações químicas

- $Ag_2O \rightarrow Ag + O_2$
 $Ag_2O \rightarrow 2 Ag + \frac{1}{2} O_2$
 $2 Ag_2O \rightarrow 4 Ag + O_2$
- $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
 $2 Al + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow Al_2O_3$
 $4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$
- $Al(OH)_3 + H_4SiO_4 \rightarrow Al_4(SiO_4)_3 + H_2O$
 $4 Al(OH)_3 + 3 H_4SiO_4 \rightarrow Al_4(SiO_4)_3 + 12 H_2O$
- $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow HCl + BaSO_4$
 $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2 HCl + BaSO_4$



Estequiometria

Estudo dos aspectos quantitativos dos processos e reações químicas

Na prática...

*Cálculo estequiométrico é a parte da Química que determina as **QUANTIDADES DE REAGENTES** que devem ser utilizadas e de **PRODUTOS** que serão obtidos em uma reação química*

Estequiometria está diretamente relacionada ao princípio de Conservação da Matéria

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química



Relações básicas para o cálculo estequiométrico

Lembram-se dos coeficientes estequiométricos?

Os coeficientes de uma reação química balanceada indicam a **PROPORÇÃO** de cada substância que reage e que é produzida

Esta **PROPORÇÃO** pode ser em **mols, massa, número de moléculas** ou **volume**, para substâncias no estado gasoso

Relações	EQUAÇÃO BALANCEADA			
	1 N _{2(g)}	+	3 H _{2(g)}	→ 2 NH _{3(g)}
Mols	1 mol		3 mols	2 mols
Massa	28 g		6 g	34 g
N.º de Moléculas	6,02.10 ²³		18,06.10 ²³	12,04.10 ²³
Volume nas CNTP	22,4 L		67,2 L	44,8 L

Metodologia para resolver problemas de estequiometria

1º. Escrever a equação química

2º. Acertar os coeficientes, ou seja, **BALANCEAR** a equação

3º. Estabelecer uma proporção

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química

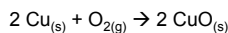


Cálculo estequiométrico

1. Quando o dado e a pergunta são expressos em massa

Exemplo: Calcular a massa de óxido de cobre II (CuO) obtida a partir da reação de 2,54 g de cobre metálico com oxigênio (O₂) (massas atômicas: O = 16 u e Cu = 63,5 u)

Resolução:



2 mol ----- 2 mol

x = 3,18 g de CuO

2 . 63,5 g ----- 2 . 79,5 g
2,54 g ----- x



Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química

Cálculo estequiométrico

2. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em volume

Exemplo: Calcular o volume de gás carbônico obtido, nas condições normais de temperatura e pressão, por calcinação de 200 g de carbonato de cálcio, sabendo as massas atômicas: C = 12 u, O = 16 u, Ca = 40

Resolução:



1 mol ----- 1 mol

x = 44,8 L de CO₂

100 g ----- 22,4 L
200 g ----- x



Mês Zero - Aula 01

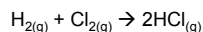
Aplicação em Química

Cálculo estequiométrico

3. Quando o dado e a pergunta são expressos em volume

Exemplo: 15 L de gás hidrogênio (H₂), medidos a 15 °C e 720 mmHg, reagem completamente com gás cloro (Cl₂). Qual é o volume de gás clorídrico (HCl) produzido, **na mesma temperatura e pressão?**

Resolução:



1 mol ----- 2 mol
15 L ----- x L

x = 30 L de HCl

Observação: Segundo a hipótese de Avogadro: "Volumes iguais de gases quaisquer quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão têm o mesmo número de mols", portanto, quando a relação é entre volume de gases o cálculo pode ser direto, desde que todos estejam nas mesmas condições de temperatura e pressão.

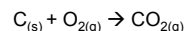


Cálculo estequiométrico

4. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em número de moléculas

Exemplo: Quantas moléculas de gás carbônico (CO₂) podem ser obtidas pela queima completa de 4,8 g de carbono puro (C)? Massa atômica: C = 12 u

Resolução:



1 mol ----- 1 mol

12 g ----- 6,02 . 10²³ moléculas
4,8 g ----- x moléculas

x = 2,4 . 10²³ moléculas de CO₂

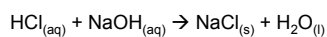


Cálculo estequiométrico

5. Quando o dado é expresso em massa e a pergunta em quantidade de matéria

Exemplo: Quantos mols de ácido clorídrico são necessários para produzir 23,4 g de cloreto de sódio a partir da equação química. Massas atômicas: Na = 23 u, Cl = 35,5 u

Resolução:



1 mol ----- 1 mol

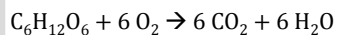
1 mol ----- 58,5 g

x mol ----- 23,4 g

x = 0,4 mol de HCl

- Exemplo:** A glicose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, reage com o oxigênio (O_2) para formar CO_2 e H_2O . Qual é a massa de oxigênio (em gramas) necessária para reagir completamente com 25,0 g de glicose? Qual é o volume de CO_2 formado nas CNTP e quantas moléculas de H_2O são formadas nesse processo?

Dadas massas atômicas: C=12 u, H=1 u, O=16 u.



1 mol ----- 6 mol ----- 6 mol ----- 6 mol

180 g ----- 6 . 32 g --- 6 . 22,4 L --- 6 . 6 . 10^{23} moléculas

25 g ----- X g ----- Y L ----- Z moléculas

$$X = 26,67 \text{ g O}_2$$

$$Y = 18,67 \text{ L CO}_2$$

$$Z = 5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Mês Zero - Aula 01

Aplicação em Química

