

Olá Estudantes!

Esta semana estudaremos na Aula Paraná de **Química** o conteúdo referente a **Cálculos Químicos**. Para ajudá-los em seus estudos você está recebendo o resumo dos conteúdos. Relembrando que teremos **duas** aulas e vamos tratar sobre:

AULA: 11	Cálculos Químicos: relação em massa
AULA: 12	Cálculos Químicos: Relação de massa molar e massa real

Aula 11 – Cálculos Químicos: relação em massa

Para darmos sequência aos estudos sobre Cálculos Químicos, precisamos retomar a aula 10. Vamos recordar as regras para da Estequiometria?

Regras para o Cálculo Estequiométrico

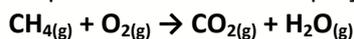
- Antes de começar a resolver qualquer cálculo químico, verifique sempre o balanceamento.
- Escrever a proporção (coeficientes da reação).
- Montar a regra de três (unidade em baixo de unidade).
- Informação e pergunta (o “X” será sempre a pergunta).
- Resolver a regra de três.

Exemplo resolvido

01. Qual massa de água (H₂O) produzida na queima de 64g de metano (CH₄)?
(dados massa molar: Metano = 16 g/mol ; Água = 18g/mol)

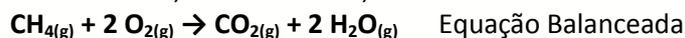
Resolução:

Etapa 1: Verificar o balanceamento. “Conte” o número de átomos dos reagentes e dos produtos, caso estejam diferentes é preciso balancear a equação:



Reagentes: 1 átomo de C; 4 átomos de H; 2 átomos de O.

Produtos: 1 átomo de C; 2 átomos de H; 3 átomos de O.



Na equação balanceada temos:

Reagentes: 1 átomos de C; 4 átomos de H; 4 átomos de O

Produtos: 1 átomos de C; 4 átomos de H; 4 átomos de O.

Os coeficientes (números acrescentados à frente das moléculas), tem como função, igualar o número de átomos dos reagentes e o número de átomos dos produtos.

Etapa 2: Regra de três

16 gramas de CH₄ _____ 2 x 18 gramas de H₂O

64 gramas de CH₄ _____ X gramas de H₂O

$$16.X = 64. 2. 18$$

$$\text{X} = 144 \text{ gramas de H}_2\text{O}$$



Aula 12 – Cálculos Químicos: Relação de massa molar e massa real

Na aula 12, estudaremos cálculos químicos com rendimento de reagentes e produtos e pureza de uma reação química. Mas o que isso tem a ver com a nossa vida diária? Será que você usa esse conteúdo em seu dia-a-dia? Vamos lá?

Teoricamente consideramos que as reações tem um rendimento de 100%. Em outras palavras, teoricamente consideramos que toda a quantidade de reagentes se transforma em produto. Mas na realidade isso não acontece. Veja o exemplo a seguir:

Receita de bolo

Ingredientes (reagentes)

1 xic de farinha (150g)

1 xic de leite (100g)

2 ovos (60g)

Total de massa dos ingredientes: (150 + 100 + 60 = 310g)

Modo de preparo:

1 -Colocar todos os ingredientes na tigela e misturar

2- Colocar na forma e por assar

3- Retirar da forma e servir.

Quando você está preparando o bolo, temos a massa “úmida”, temos 310 g de massa. Após o bolo ser assado obtemos, 300 g de massa “seca”.

310g ----- 100%

300g ----- x

310 . X = 300 . 100

x = $\frac{30000}{310}$

310

X = 96,8%

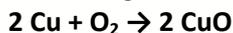
$$\text{Rendimento \%} = \frac{\text{Quantidade Obtida}}{\text{Quantidade Esperada}} \times 100$$

$$\text{Rendimento \%} = \frac{300}{310} \cdot 100$$

$$\text{Rendimento \%} = 96,8$$

Exemplo Resolvido

01. A partir de 12g de Cobre, foram obtidos 9,6 g de CuO. Determine o rendimento da reação.



1° PASSO : verificar se a equação está balanceada está balanceada (Em caso de dúvida, revise as aulas 09 e 10).

2° PASSO : converter as massas de gramas para mols

Vemos que 2 mols de Cu formam 2 mols de CuO. Porém, o exercício fornece os dados em massa. Por isso, vamos converter de **mol para massa**.

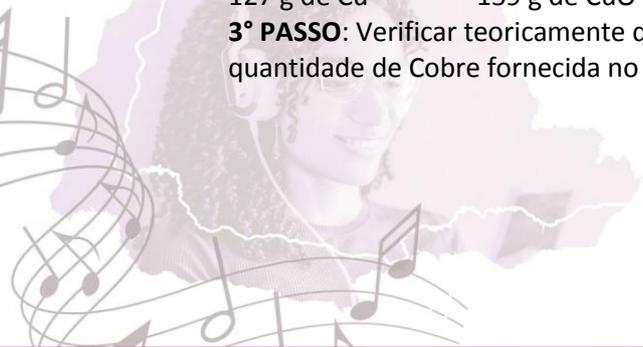
Massa de 2 mols de Cu = **127 g. (63,5 . 2)**

Massa de 2 mols de CuO= **159 g. (63,5 +16 = 79,5 . 2 = 159)**

Assim, 127g de Cu formariam 159g de CuO, nas quantidades estequiométricas reais. Enfim, já temos que:

127 g de Cu ----- 159 g de CuO

3° PASSO: Verificar teoricamente quantas gramas de CuO seriam obtidas utilizando a quantidade de Cobre fornecida no exercício



O exercício diz que temos 12 g de Cu. Precisamos, então, descobrir a massa de CuO que seria formada a partir de 12g, para o rendimento de 100%.

127 g de Cu ——— 159 g de CuO

12 g de Cu ——— x g de CuO

$$x = 15,0 \text{ g de CuO}$$

4º Passo: verificar a relação entre o obtido real e o obtido teórico por regra de 3 ou usando a expressão de rendimento.

15g é a **quantidade de produto esperada**. Porém, a quantidade de produto **obtida foi de 9,6g** segundo os dados da questão. Por isso:

$$\text{Rendimento \%} = \frac{\text{Quantidade Obtida}}{\text{Quantidade Esperada}} \times 100$$

$$\text{Rendimento \%} = \frac{9,6 \text{ g}}{15,0 \text{ g}} \times 100 = 64 \%$$

Regra de 3:

15g -----100%

9,6g ----- X %

$$15 \cdot X = 9,6 \cdot 100$$

$$X = \frac{960}{15}$$

$$X = 64\%$$

Pureza

O cálculo e a determinação da pureza dos reagentes utilizados em uma reação química é procedimento e preocupação rotineira em indústrias que trabalham com a produção de novas substâncias (resultado de toda reação química). Há preocupação com a pureza dos reagentes porque, infelizmente, grande parte das matérias-primas utilizadas em escala industrial possui certo grau (porcentagem) de impureza, ou seja, uma parte da massa da matéria-prima é formada por outras substâncias que não participam da reação química de interesse da indústria.

Resumidamente, temos que:

- Rendimento: Quantidade de produto produzido em uma reação química.
- Rendimento real: Quanto produzimos de fato
- Rendimento teórico :100%
- Pureza: É determinação matemática do teor ou grau (porcentagem) da substância de interesse para uma reação química.

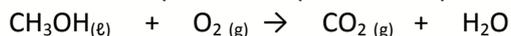
Para reforçar o que estudamos, realize as atividades que estão na lista de exercícios.



Escola/Colégio:	
Disciplina:	Ano/Série:
Estudante:	

LISTA DE EXERCÍCIOS – AULA 11

01. A combustão completa do metanol pode ser representada pela equação não-balanceada:



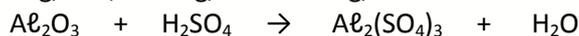
Quando se utilizam 8,0 mols de metanol nessa reação, qual é a massa de água produzida?

Dados: C=12 g/mol, O=16 g/mol e H=1 g/mol.

- a) 18 g b) 36 g c) 144 g d) 288 g e) 572 g

02. Na reação de óxido de alumínio com ácido sulfúrico forma-se sulfato de alumínio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Levando em consideração que a reação tenha um rendimento de 100%, para produzir 6 mols desse sulfato, qual é a massa, em grama, de ácido necessária?

Dados S=32 g/mol, Al=27 g/mol, O=16 g/mol e H=1 g/mol



- a) 294 g b) 588 g c) 882 g d) 1764 g

LISTA DE EXERCÍCIOS – AULA 12

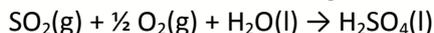
01. Uma das formas de produção da amônia é a partir da reação entre a cal viva (óxido de cálcio) e o cloreto de amônio. Veja essa reação a seguir:



10,5 g de uma amostra de cal viva foram colocados para reagir com excesso de cloreto de amônio e foram produzidos 5,1 g de amônia. Qual é o grau de pureza em óxido de cálcio dessa amostra de cal viva usada?

- a) 60% b) 73% c) 80% d) 90% e) 125%

02. O número de toneladas de H_2SO_4 que poderia ser produzido por dia, através de um processo que usa 3,2 toneladas por dia de SO_2 , com uma eficiência de conversão de 70%, é aproximadamente: (Dadas as massas molares: $\text{SO}_2 = 64 \text{ g/mol}$; $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$).



- a) 4,9 t/dia. b) 49 t/dia. c) 3,4 t/dia. d) 34 t/dia. e) 9,8 t/dia.

