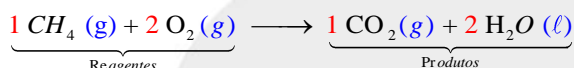


AULA 1 – BALANCEAMENTO DE REAÇÕES QUÍMICAS

Uma equação química pode ser comparada a uma receita culinária onde se indicam as quantidades dos ingredientes para a formação de um determinado prato. Utilizamos na equação os símbolos dos elementos e as fórmulas químicas para expressar esses “ingredientes” que neste caso são chamados de reagentes e também dos produtos. As quantidades são expressas sempre em mol e indicam a proporção dos reagentes e produtos de uma determinada reação química.

Observe um exemplo abaixo da reação de combustão (queima) do gás metano – CH₄:



Os números indicados em *vermelho* são chamados de coeficientes estequiométricos ou simplesmente de coeficientes e vão indicar a proporção adequada de reagentes e produtos da reação. Muitas vezes o coeficiente 1 não é indicado na equação química.

Em *azul* estão indicados os estados físicos das substâncias nas condições da reação química.

Balancear uma equação química (também chamado de acertar os coeficientes estequiométricos) é igual ao número total de átomos de cada elemento presente nos reagentes em relação aos produtos.

Das várias maneiras possíveis para balancear uma equação, o método mais utilizado é o chamado **método das tentativas**, que possuem as seguintes indicações:

- Procurar a maior fórmula (maiores índices) e dar coeficiente estequiométrico 1;
- A partir da maior fórmula acertar as quantidades dos elementos nos reagentes e nos produtos;
- Deixar sempre o oxigênio para o final.

AULA 2 – LEIS PONDERAIS

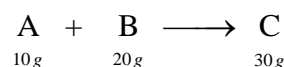
As leis ponderais indicam a relação que existe entre a massa dos reagentes e a massa dos produtos.

São duas as leis Ponderais: a Lei da Lavoisier e a Lei de Proust

Lei de Lavoisier

Também chamada de lei da conservação da massa ou lei da conservação da matéria, indica que para uma reação

química em sistema fechado, a massa dos reagentes antes da reação tem de ser igual a massa dos produtos após a reação.



Observe para a reação acima a massa total dos reagentes (30g) é igual a massa do único produto formado.

Lei de Proust

Também chamada de lei das proporções definidas (fixas ou constantes) indica que há uma proporção definida entre a massa dos reagentes a massa dos produtos.

Observe o exemplo abaixo de como observamos a lei de Proust:

3 g Carbono + 8 g Oxigênio \longrightarrow 11 g Gás Carbônico

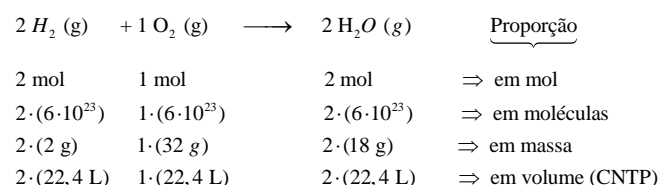
6 g Carbono + 16 g Oxigênio \longrightarrow 22 g Gás Carbônico

Note que da primeira para a segunda experiência as quantidades mudaram. Neste caso dobrou-se a quantidade de carbono e para obedecer a lei de Proust dobrou-se também a quantidade de oxigênio, formando também o dobro do produto.

AULA 3 – CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

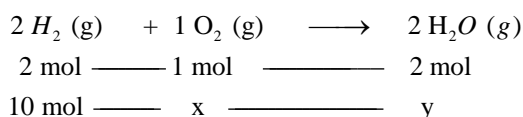
Também chamado de estequiometria e baseada nas leis das reações químicas, é o cálculo das quantidades de reagentes e produtos de uma dada reação.

Observe um exemplo abaixo de uma reação química em fase gasosa:



Perceba que a reação química está sempre em proporção em mol, mas podemos fazer a proporção em moléculas, em massa e também em volume (para gases).

Sabendo essas relações é fácil calcular a quantidade de reagentes e produtos na estequiometria.



$$x = 5 \text{ mol de O}_2 \quad y = 10 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Vale lembrar que existem regras para um bom cálculo estequiométrico:

- Escrever corretamente a equação química;
- Balancear a equação;
- Anotar os dados e pergunta;
- Transformar a equação nas mesmas unidades dos dados e da pergunta;
- Estabelecer a regra de três;
- Resolver a regra de três.

AULA 4 – REAGENTE EM EXCESSO E LIMITANTE

Sabemos que um determinado processo químico possui um reagente em excesso quando são fornecidos dados (quantidades) de dois ou mais reagentes.

Vamos estabelecer o seguinte exemplo:

Uma bicicleta é formada por duas rodas e 1 guidão. Se tivermos 6 rodas e 2 guidões, quantas bicicletas podemos formar?

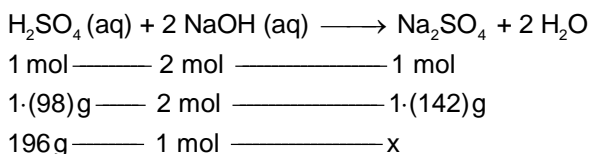
Podemos formar no máximo 2 bicicletas (4 rodas) sendo que 2 rodas ficam sobrando.

Neste caso dizemos que a roda sobrando se encontra em **excesso** e o fator **limitante** são os guidões.

Exemplo

Neutralização ácido/base

Foram utilizados 196g de ácido sulfúrico e 1 mol de hidróxido de sódio. Qual a massa de sulfato de sódio produzida?



Note que o exercício forneceu dados dos dois reagentes. Sendo assim, muito provavelmente algum esteja em excesso. Devemos proceder da seguinte maneira:

Fazer duas regras de três (para o ácido e para a base) e verificar aquela que gerou a menor quantidade de produto em questão. Desta maneira saberemos o quanto foi produzido, quem está em excesso e quem é o limitante da reação.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \cdot (98) \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ ---} 1 \cdot (142) \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \\ 196 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ ---} x \end{array} \right\} x = 248 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ mol NaOH ---} 1 \cdot (142) \text{ g} \\ 1 \text{ mol NaOH ---} x \end{array} \right\} x = 71 \text{ g}$$

Pelos cálculos acima devemos considerar que é impossível ter duas massas do mesmo produto para uma mesma reação. A massa real produzida é a menor, ou seja, 71 g de Na₂SO₄ sendo o NaOH o reagente limitante. Por outro lado, o ácido sulfúrico se encontra em excesso.

AULA 5 – RENDIMENTO E PUREZA

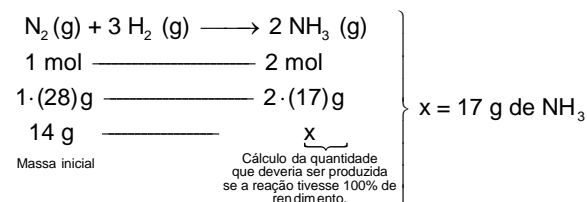
Rendimento

As reações químicas realizadas em laboratórios ou até mesmo nas indústrias nunca atingem um rendimento de 100%, ou seja, nem sempre se consegue transformar todos os reagentes em produtos sob determinadas condições reacionais.

Exemplo

14 g de gás nitrogênio (N₂) reage com excesso de gás hidrogênio (H₂) onde são produzidos 15,3 g de amônia (NH₃) ao final da reação. Calcule o rendimento desta reação.

Iniciando pela equação química devidamente balanceada, temos:



Cálculo do rendimento da reação:

$$\left. \begin{array}{l} 17 \text{ g de NH}_3 \text{ ---} 100\% \\ 15,3 \text{ g NH}_3 \text{ ---} y \end{array} \right\} y = 90\% \text{ de rendimento}$$

Massa produzida na reação

Observe que pelo resultando temos um rendimento de 90% para a massa produzida de amônia.

Pureza

A pureza pode ser entendida como a parte de uma determinada amostra que irá efetivamente sofrer reação química. O restante, chamado de impureza, não contribui para a formação dos produtos, ou seja, não reage no processo.

Exemplo

Uma amostra de 4 kg de carvão contendo 90% de pureza foi totalmente “queimada” (sofreu combustão). Qual o volume de CO₂ produzido nesta combustão? Dados: V_{molar} = 22,4 L/mol.

Primeiramente devemos calcular a massa de carvão que irá reagir:

$$\begin{array}{lcl} 4 \text{ kg} & \text{-----} & 100\% \text{ (amostra)} \\ m & \text{-----} & 90\% \text{ (pureza)} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{lcl} 4 \text{ kg} \\ m \end{array}} \right\} m = 3,6 \text{ kg}$$

Pelo cálculo acima podemos notar que a massa que irá reagir é de 3,6 kg.

