

Parte 1

$2 + 2 = 4?$

e $4 + 4 = 8?$



Olá, queridos, que bom que vocês chegaram! Mariana, que surpresa! Veio para jantar conosco?



Pois é, Tia Tânia, na verdade vou dormir aqui hoje. Minha mãe deixou.



É, e nós vamos aproveitar para ficar brincando a noite inteira!



Meu amor, as meninas insistiram tanto que não tive como recusar... Além do mais, a mãe da Mariana disse que seria até um grande favor, pois eles estão se mudando e ela precisa arrumar algumas coisas sozinha!



Eu entendo e não vejo problema nenhum... Mas a brincadeira vai acontecer somente até a hora que as bonecas tiverem que ir para a cama.



Mas mãe??!



Nada de mas, Julinha, sua mãe está certíssima... O que é isso que está cheirando bem?



É aquele meu *petit gâteau* que você adora!



É, mãe, mas hoje temos visita! A Mariana vai querer provar também, não vai?



Claro que sim, ainda mais que eu adoro bolo!



Isso é moleza, minha filha, basta sua mãe dobrar toda a receita e fica tudo certo, dois mais dois não são quatro?



É, Carlos, mas não esqueça que esta receita é uma reação química. E em reações químicas nem sempre dois mais dois são quatro!



Eu não estou dizendo... Esses químicos têm cada idéia! Vai querer me convencer agora de que dois mais dois não são quatro?



Veja, Carlos, é claro que são quatro, mas nas transformações químicas acontece uma proporção entre as substâncias que reagem. E essa proporção tem que estar correta. Deixa eu te dar um exemplo. Como você faz para fazer um brigadeiro?



Essa é mole, tia! Leite condensado e chocolate!



Isso mesmo, meu anjo, mas temos que botar a quantidade certa de cada um. Além disso, precisamos também de uma colher de manteiga. Vamos, Carlos, diga! Você sabe as quantidades...



Tá, sei lá... Para cada lata de leite condensado, umas cinco colheres de chocolate e uma colher de manteiga...



Exatamente. Agora pense: e se botarmos menos chocolate?



Fica muito claro!



E se botarmos menos leite condensado?



Fica muito escuro!



E se não botarmos manteiga?



Acho que deve ficar meio duro!



Está vendo, Carlos, todas as transformações têm uma proporção. Não pode faltar nada para não desandar. Veja que podemos escrever uma equação para a formação do brigadeiro:

1 lata de leite condensado + 5 colheres de chocolate + 1 colher de manteiga → brigadeiro perfeito!

Veja a proporção formada querido: 1 : 5 : 1 : 1. Sendo assim não adianta ter 30 latas de leite condensado e um pacotinho

pequeno de chocolate. Só conseguiremos produzir direito dentro dessa proporção.



Tânia, só você mesmo para ver Química em tudo! Mas acho estou entendendo essa proporção... Mas, mesmo assim, se eu colocar em uma reação química 1kg de uma substância mais 1kg de outra substância não terei 2kg de produto?



Não necessariamente, Carlos! A massa final será certamente 2kg; é o Princípio da Conservação da Massa, de Lavoisier. Mas nem toda a massa precisa ser produto, pode haver algum reagente em excesso!



Não, Tânia, não consigo entender!



Vou te dar outro exemplo: suponha que você tenha três quadros de bicicleta e dez pneus. Do que você precisa para montar uma bicicleta?



Ora, cada quadro usa dois pneus!



Então, Carlos, como só temos três quadros, vamos precisar de seis pneus. Como temos dez, vão sobrar quatro. Veja, seria assim:

$3 \text{ quadros} + 10 \text{ pneus} \rightarrow 3 \text{ bicicletas} + 4 \text{ pneus}$

O número final se conserva (ele é igual ao início), mas o produto de fato (bicicletas) só teremos três; e quatro pneus irão sobrar.



Tânia, você é um gênio! Tudo passou a fazer mais sentido agora! Por que nunca me explicaram isso desse jeito? Mas espera aí, como posso saber essa proporção?



Muito bem, Carlos, isso é o que, em Química, chamamos de Estequiometria. A proporção entre reagentes e produtos se dará sempre em mol e dependerá exclusivamente do balanceamento da reação! Lembra que nós conversávamos sobre isso outro dia? Pois então olhe aqui algumas anotações. Meninas, já para o chuveiro, que logo logo eu chamo vocês pra comer! ■

► [Nota 1](#)

Parte 2 Você decide o final!



Muito legal este seu brinquedo novo, não é, filha?



Eu também gostei muito, pai... mas acho que ele veio com defeito...



Com defeito, meu amor? Por quê?



É, porque eu acho que estão faltando uns acessórios para estas bonecas aqui...



Deixa eu ver a caixa, Julinha....Ah, não está com defeito, não, o problema é que você está colocando mais de um acessório por boneca. E aqui na caixa fala apenas em um acessório e uma roupa por boneca...



Mas pai, esta aqui vai ficar muito mais bonita desse jeito...



Sim, minha filha, pode até ser... mas essa é uma questão de proporção; se você colocar da forma que você quer vão faltar acessórios no final!



Não estou entendendo... Então eu não posso deixar a boneca da forma que eu quero?



Até pode, filha, mas se cada boneca usa uma roupa e um acessório e você colocar dois nesta aqui, faltará para a outra. Olhe aqui no papel... $1 \text{ acessório} + 1 \text{ roupa} = 1 \text{ boneca pronta}$.



Mas veja só, hein, Carlos??!! Utilizando meu método de escrever equações químicas para explicar proporções para nossa menina?



Pois é, Tânia, tenho que dar o braço a torcer; isto é realmente muito bacana... Andei pensando em vários outros exemplos que podem ser utilizados...



Vou até me sentar, pois estou curiosa!!



E eu querendo entender... Pode ser?



Claro, minha filha, veja aqui... ■

► [Pronto para as atividades?](#)

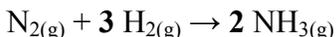
CADERNO

Aula 7 - Quantificando as Reações: Noções de Estequiometria

Nota 1

Estequiometria é a parte da Química em que são investigadas as proporções dos elementos que se combinam em um composto ou dos compostos que reagem numa reação. Divide-se em estequiometria de fórmulas e estequiometria de reações. Decorre das leis ponderais de Lavoisier e Proust, isto é da Lei da Conservação da Massa e da Lei das Proporções Fixas e Definidas. Através do cálculo estequiométrico é possível prever a quantidade de produto que será obtida em uma reação química.

A) Vamos começar nosso estudo por uma reação bem simples: a síntese da amônia. A equação química que representa o fenômeno é



De acordo com nossos conhecimentos sobre as fórmulas, podemos ler a equação acima da seguinte forma:

1 molécula de N_2 reage com 3 moléculas de H_2 para formar 2 moléculas de NH_3 .

Essa é uma leitura que se aplica ao mundo microscópico. Sabemos, quase intuitivamente, que se tivermos 10 moléculas de N_2 serão necessárias 30 moléculas de H_2 e se formarão, no máximo, 20 moléculas de NH_3 . Agora, se tivermos um conjunto de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de N_2 , serão necessárias ($3 \times 6,02 \times 10^{23}$) moléculas de H_2 e se formarão, no máximo, ($2 \times 6,02 \times 10^{23}$) moléculas de NH_3 . O número de moléculas pode ser qualquer um, desde que a proporção se mantenha **1:3:2**. Mas lembre-se de que um **conjunto** de $6,02 \times 10^{23}$ **elementos** corresponde a 1 mol; assim:

1 mol de N_2 reage com 3 mol de H_2 para formar 2 mol de NH_3 .

Essa proporção, feita EM MOL, é o que chamamos de **proporção estequiométrica**. Repare que os números que determinam essa proporção são exatamente os números que balanceiam a equação. Esses números são, então, chamados de **coeficientes estequiométricos**.

Mas no mundo macroscópico não nos adianta relacionar moléculas; necessitamos de grandezas mais eficientes no cotidiano, como massa e volume. A partir da proporção em número de mol é possível expressar a relação em massa entre reagentes e produtos e, quando for interessante, a relação em volumes. Lembre que:

1 mol — massa molar (g) — 6,02 x 10²³ partículas — 22,4L (nas CNTP)

Dessa forma, podemos fazer a mesma leitura em massa, sabendo a massa molar de cada participante da reação.

Temos $N_2 = 28 \text{ g/mol}$, $H_2 = 2 \text{ g/mol}$, $NH_3 = 17 \text{ g/mol}$; obteríamos, assim:

(1 mol \times 28g/mol) de N_2 reage com (3 mol \times 2 g/mol de H_2) para formar (2 mol \times 17g/mol de NH_3), o que equivale a:

28g de N_2 reage com 6g de H_2 para formar 34g de NH_3 .

Atenção: Não confunda a proporção em número de mols com a proporção em massa. Esta última pode ser obtida da leitura acima, e seria, nos menores números, 14g de N_2 reage com 3g de H_2 para formar 17g de NH_3 . Além disso, podemos comprovar a Lei da Conservação da Massa. Note que teremos 34g de reagentes (28g + 6g) e formaremos 34g de produto (a massa inicial dos reagentes é igual à massa final dos produtos).

Assim, se colocarmos, por exemplo, 35g de N_2 e 6g de H_2 , continuaremos formando 34g de NH_3 (7g de N_2 estarão em excesso). Não adianta aumentar a quantidade de apenas um reagente, o aumento deve ser de todos e dentro da proporção estequiométrica.

Como nessa reação os reagentes e produtos estão no estado gasoso, supondo esses gases na temperatura de 0°C e pressão de 1 atm, o que significa condições normais de temperatura e pressão (CNTP), ainda poderíamos expressar a síntese da amônia pela relação entre os volumes de reagentes e produtos. Sabemos que, nessas condições, 1 mol de qualquer gás ocupa 22,4L; como sabemos o número de mol de cada participante na reação, podemos escrever:

(1 mol \times 22,4L/mol) de N_2 reage com (3 mol \times 22,4 L/mol) de N_2 para formar (2 mol \times 22,4L/mol de NH_3), o que equivale a:

22,4L de N_2 reage com 67,6L de H_2 para formar 44,8L de NH_3 .

B) Vejamos um outro exemplo. A equação global a seguir refere-se à transformação que ocorre no alto-forno para a produção de ferro-gusa em uma siderúrgica:



Considerando a equação acima, o que aconteceria com a quantidade de ferro gusa produzida, se duplicássemos a quantidade de todos os reagentes?

Você deve ter pensado: duplicaria. Oh! E está certo!

Mas se duplicarmos apenas o número de mols do Fe_2O_3 , o que ocorrerá com a quantidade de matéria em mols de ferro-gusa produzida?

Se você respondeu que seria produzida a mesma quantidade, você acertou!

Da equação temos que 2 mol de Fe_2O_3 produzem 4 mol de Fe; porém, se os demais reagentes não forem também duplicados, 4 mol de Fe_2O_3 continuarão produzindo 4 mol de Fe, pois a proporção da reação é mantida para qualquer quantidade de reagente (o produto só pode ser obtido mediante todos os reagentes).

Podemos fazer previsões sobre a quantidade de ferro que será obtida a partir de 320kg de óxido férrico, considerando que os demais reagentes estejam em quantidades suficientes ou adequadas. Essa quantidade poderá ser expressa em massa ou em mols de ferro produzido.

- Vamos determinar primeiramente a massa de ferro que será obtida:

Da equação temos que 2 mol de Fe_2O_3 produzem 4 mol de Fe. A massa molar do Fe_2O_3 é 160g/mol, e a do Fe é 56g/mol. Como nosso problema é determinar a massa de Fe a partir da massa de Fe_2O_3 , vamos escrever a relação acima em massa:

| | | |
|---|--------------|---------------------------------|
| Se (2 mol \times 160g/mol) de Fe_2O_3 | produzem | (4 mol \times 56g/mol) de Fe, |
| quando tivermos | | |
| 320kg de Fe_2O_3 | produziremos | X g de Fe ? |

$$\text{Massa de Fe} = \frac{320 \text{ kg} \times 4 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol}}{2 \text{ mol} \times 160 \text{ g/mol}} = 224 \text{ ???}$$

Mas qual será a unidade? Ao cancelarmos as unidades, só restará o kg; portanto, nossa resposta está em kg.

- Agora vamos determinar a quantidade de matéria em mols de Fe que seria obtida com 320kg de Fe_2O_3 .

Da equação temos que 2 mol de Fe_2O_3 produzem 4 mol de Fe. A massa molar do Fe_2O_3 é 160 g/mol e a do Fe é 56 g/mol. Como o nosso problema é determinar o número de mols de Fe a partir da massa de Fe_2O_3 , vamos escrever a relação acima em número de mols para o ferro e em massa para o Fe_2O_3 , de acordo com o que foi dado e o que é pedido:

| | | |
|---|--------------|---------------|
| Se (2 mol \times 160g/mol) de Fe_2O_3 | produzem | 4 mol de Fe |
| quando tivermos | | |
| 320kg de Fe_2O_3 | produziremos | x mol de Fe ? |

Número de mol de

$$\text{Fe} = \frac{320 \text{ kg} \times 4 \text{ mol}}{2 \text{ mol} \times 160 \text{ g/mol}}$$

Para cancelar as unidades, é necessário escrever 320kg em g, uma vez que a massa molar é definida como g/mol.

$$\text{Número de mols de Fe} = \frac{320 \times 10^3 \text{ g} \times 4 \text{ mol}}{2 \text{ mol} \times 160 \text{ g/mol}} = 4 \times 10^3 \text{ mols de Fe}$$

O resultado está de acordo com a primeira determinação, pois 4×10^3 mol de Fe é igual a $(4 \times 10^3 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol}) = 224 \times 10^3 \text{ g}$ ou 224kg.

- Vamos ainda nesse processo determinar o volume de CO_2 que seria obtido nas CNTP com 320kg de Fe_2O_3 . Da equação temos que 2 mol de Fe_2O_3 produzem 6 mol de CO_2 .

A massa molar do Fe_2O_3 é 160g/mol, e o volume molar do CO_2 nas CNTP é de 22,4L/mol. Como nosso problema é determinar o volume de CO_2 a partir da massa de Fe_2O_3 , vamos escrever a relação acima em massa para o Fe_2O_3 e em volume para o CO_2 , de acordo com o que foi dado e o que é pedido:

| | | |
|--|--------------|--|
| Se $(2 \text{ mol} \times 160\text{g/mol})$ de Fe_2O_3 | produzem | $6 \text{ mol} \times 22,4\text{L/mol}$ de CO_2 |
| quando tivermos | | |
| 320kg de Fe_2O_3 | produziremos | volume de CO_2 |

$$\text{Volume de } \text{CO}_2 = \frac{6 \text{ mol} \times 22,4 \text{ l/mol} \times 320 \times 10^3 \text{ g}}{2 \text{ mol} \times 160 \text{ g/mol}} = 134,4 \times 10^3 \text{ ??????}$$

Cancelando as unidades, encontramos nossa resposta em litros, como é coerente com a grandeza volume. O volume de CO_2 obtido a partir de 320kg de Fe_2O_3 com os demais reagentes em quantidades suficientes será de $134,4 \times 10^3 \text{ L}$.

ATENÇÃO!! Os mesmos resultados anteriores poderiam ter sido obtidos transformando-se todas as unidades para mol e, após, utilizando as relações numéricas, determinarmos a unidade que desejamos. Esse procedimento é o que chamamos de Análise Dimensional. Por ela os itens anteriores são resolvidos de forma muito simples, com ênfase nas unidades. Vejamos...

Em primeiro lugar calcula-se o número de mols de Fe_2O_3 em 320 kg, isto é, $320 \times 10^3 \text{ g}$:

$$\frac{320 \times 10^3 \text{ g} \times \text{mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{160\text{g}} = 2 \times 10^3 \text{ de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

Como o número de mols de Fe é o dobro do número de mols de Fe_2O_3 , temos 4×10^3 mol de Fe, o que corresponderá em massa a:

Massa de ferro = número de mols de Fe \times massa molar do ferro

$$\text{Massa de ferro} = 4 \times 10^3 \text{ mol de Fe} \times 56\text{g/mol} = 224 \times 10^3 \text{ g de Fe}$$

Como o número de mols de CO_2 é o triplo do número de mols de Fe_2O_3 , o que corresponderá em volume a:

Volume de $\text{CO}_2 = 3 \times \text{número de mols de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \times \text{volume molar nas CNTP}$

Volume de $\text{CO}_2 = 6 \times 10^3 \text{ mols de } \text{CO}_2 \times 22,4\text{L/mol} = 134,4 \times 10^3 \text{ L}$

ATIVIDADES

Atividade 14 (Opcional, complementa outra atividade de menor pontuação)

Durante o curso de Química Zero, utilizamos diálogos para auxiliar no processo de aprendizagem. Como atividade final, propomos que você complete a Aula 7. Veja que o texto "termina" com Tânia querendo ouvir outros exemplos de Carlos. Pegue esse "gancho" e conclua esta história, citando outros exemplos dentro da cena, com os mesmos ou outros personagens, se preferir. É importante que, ao longo de seu texto, apareça ao menos mais um exemplo químico concreto sobre Estequiometria. Seja criativo, ouse, invente! A palavra agora é sua!

SAIBA MAIS

Aula 7 Estequiometria

Sobre Estequiometria

- <http://www.coladaweb.com/quimica/estequiometria.htm>
- <http://www.cocemsuacasa.com.br/ebook/pages/3379.htm>
- <http://pt.wikipedia.org/wiki/Estequiometria>
- <http://www.scribd.com/doc/2635062/calculo-estequiometrico> (traz alguns exercícios resolvidos)
- <http://chemistry.about.com/library/weekly/blstoichiometryquiz.htm> - site em inglês com um quiz rápido e fácil sobre estequiometria
- <http://www.cdcc.sc.usp.br/quimica/experimentos/estequi.html> - página com sugestão de experimento em estequiometria

Programas para cálculo estequiométrico de reações químicas

- [The ChemCollective](#) - Em inglês, mas muito interessante. Traz conteúdos diversos, incluindo estequiometria e laboratórios virtuais.

- [Chemical Equation Expert](#) - Em inglês, mas bem fácil de usar (há um pequeno *bug* que não impede o funcionamento). Permite fazer balanceamento automático de reações químicas.

Programa para cálculo de massa molecular, massa atômica, número de mol.

- <http://br.geocities.com/chemicalnet/download.htm>

Artigos da revista *Química Nova na Escola* sobre mol e Estequiometria

- [Sobre uma nova abordagem para o ensino da grandeza mol](#)
- [Proposta de experimento estequiométrico de fácil execução](#)