

Química



Aula 6 – Química geral e Inorgânica: Estequiometria

Elaborado e editado por: Eduarda Boing Pinheiro

Prepare-se para aprender um pouco mais sobre esse tema tão importante: a estequiometria.

Você já escutou a frase que diz que “na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”? Essa frase, dita por Lavoisier (uma pintura que representa o cientista pode ser vista na Figura 1), mostra o princípio que rege as reações químicas.



Figura 1: Caracterização do cientista Antoine Lavoisier (Fonte: <http://www.quimica.ufpr.br>).

Devemos sempre considerar que tudo o que foi utilizado (reagentes) para fazer com que alguma reação aconteça, deve ser formado no fim dessa reação (produtos). A Figura 2 mostra um exemplo de uma

reação química e suas proporções.

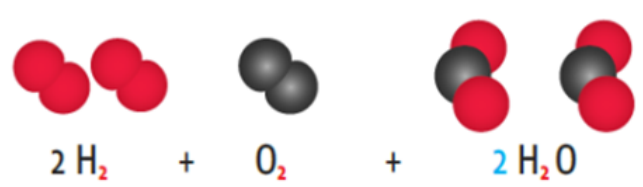


Figura 2: Reação de formação da água (Fonte: <https://guiadoestudante.abril.com.br>).

Perceba que no exemplo dado, a mesma quantidade de cada elemento está presente no início e no fim da reação. O número que é indicado antes das moléculas é dito coeficiente estequiométrico, e é ele que garante a proporcionalidade entre todos os compostos envolvidos na reação.

A grande questão da estequiometria é conseguir relacionar quantidades de determinados reagentes e/ou produtos com a quantidade de outros reagentes e/ou produtos. Isso pode ser feito tranquilamente quando se tem a equação química balanceada, visto que ela mostra exatamente a proporção entre cada composto que participa da reação.

Antes disso, no entanto, devemos conhecer a unidade fundamental para os cálculos estequiométricos: o mol.

O número de mols (que utiliza o mol como unidade) é uma propriedade que indica o número de partículas de determinado material. Esse número é sempre o mesmo, independente do material, e representa as entidades presentes nele – é igual ao número de Avogadro, $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades.

Assim, por exemplo, 1 mol de H_2O apresenta

$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas; $12,04 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrogênio, já que para uma molécula de água existem dois átomos de hidrogênio; e $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxigênio.

É muito útil o uso do número de mols, porque podemos comparar o número de entidades dos materiais participantes de uma reação, e é isso que importa para a estequiometria. Muitas vezes, é difícil conseguir fazer essas comparações levando em conta apenas a massa dos compostos, por exemplo. No entanto, é simples saber o número de mols que determinada massa representa, conforme se vê pela Equação 1.

$$n = \frac{m}{MM} \quad (1)$$

Em que n = número de mols (mol); m = massa (g);
 MM = massa molecular (g/mol)

Com essas informações já é possível realizar vários cálculos que levem em conta o número de mols, o número de entidades ou a massa dos compostos. Ainda assim, existem outros casos que também devemos considerar:

- Volume de um gás ideal: Considera-se que nas CNTP (condições normais de temperatura e pressão, $P = 1 \text{ atm}$ e $T = 298,15 \text{ K}$), o volume de qualquer gás é igual a 24,5 L. A Figura 3 é meramente ilustrativa para representar volumes de diferentes gases.

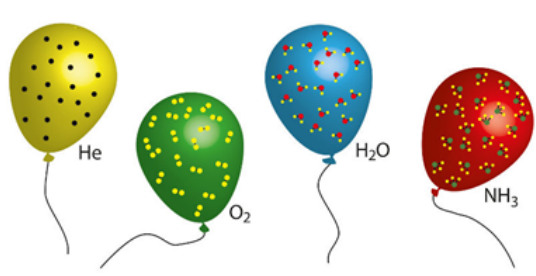


Figura 3: Representação do volume de diferentes gases. (Fonte: <https://www.manualdaquimica.com>)

Observação: essa regra vale para gases em condições bem específicas, nas quais não acontecem interações entre as moléculas do gás. Ainda assim, muitas vezes, aproximações são feitas para facilitar os cálculos.

- Reagente limitante e reagente em excesso: se a proporção estequiométrica do número de mols entre os reagentes não for a mesma, existe um reagente limitante e outro em excesso. Isso é

algo que sempre deve ser levado em conta em reações químicas, porque muitas vezes colocando um reagente em excesso, teremos maior garantia de que a reação acontecerá. O reagente limitante será o que tiver o menor número de mols, e será completamente consumido na reação, portanto os cálculos serão feitos considerando-se a quantidade do reagente limitante da reação. A Figura 4 mostra como acontece uma reação com reagente em excesso e limitante, com o exemplo da preparação de cachorros quentes: se houver mais salsicha (reagente em excesso) do que pão (reagente limitante), o pão vai indicar o número de cachorros quentes que poderão ser servidos, e sobrá salsicha.

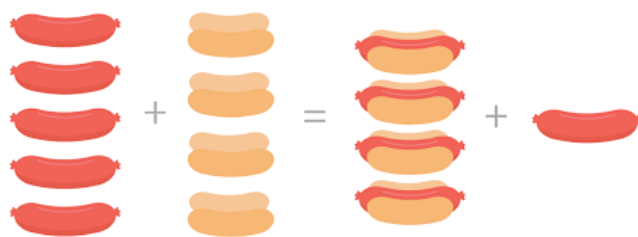


Figura 4: Exemplo aplicável de reagentes em limitante e em excesso (Fonte: <https://pt.khanacademy.org>)

- Impurezas: muito raramente os produtos químicos são totalmente puros. Por isso, os cálculos devem considerar o grau de pureza dos compostos, que é representado por sua porcentagem em massa.
- Rendimento: nem sempre, na verdade quase nunca, os produtos de uma reação são formados com rendimento 100%, por inúmeros motivos. Ainda assim, saber o rendimento de uma reação é muito importante, principalmente para que os processos possam ser otimizados. Para descobrir o rendimento, é necessário conhecer o valor que seria obtido caso o rendimento fosse de 100% (rendimento teórico). Então, compara-se esse valor teórico com os valores obtidos experimentalmente.

1 Notas

1. _____
2. _____
3. _____