

Semana 31

*Leis das Reações Químicas e o cálculo
estequiométrico*



Lei das Reações Químicas

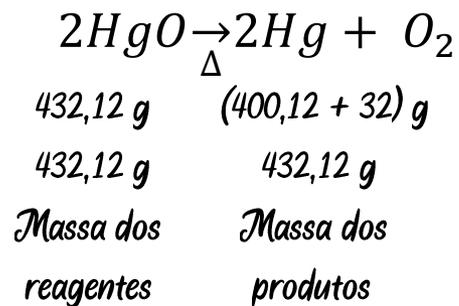
As leis das reações são um conjunto de postulados que auxiliam na previsão da quantidade das substâncias que participam das reações, permitindo que estas possam ser entendidas e interpretadas. Foram lançadas no século XVIII por cientistas que conseguiram expressar matematicamente as regularidades que ocorrem nas reações químicas por meio das Leis das Combinações Químicas.

*Divididas em dois grupos - **Leis Ponderais** e **Lei Volumétrica** -, as Leis das Combinações Químicas foram desenvolvidas com base em experimentos realizados com quantidades de matéria possíveis de serem "pesadas" nas balanças da época. A utilização da balança nos **ensaios químicos** foi importante para o desenvolvimento das Leis das Reações Químicas. Portanto, pode-se dizer que as observações eram realizadas em nível macroscópico e não existia nenhuma explicação para os fatos relacionados à composição da matéria em nível microscópico. Foi somente entre 1803 e 1808 que o cientista inglês **John Dalton** (1766-1844) propôs uma teoria para explicar as leis enunciadas por **Antoine Laurent Lavoisier** (1743-1794) e **Joseph Louis Proust** (1754-1826).*

*As **Leis Ponderais** relacionam as massas dos participantes em uma reação. Já a **Lei Volumétrica** relaciona o volume dos participantes em uma reação.*

○ Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier

Por meio da decomposição térmica do óxido de mercúrio II, em sistema fechado, Lavoisier verificou que a massa da substância testada e a massa das substâncias produzidas permaneciam constantes.



A calcinação do óxido de mercúrio levou à descoberta do célebre **Princípio da Conservação da Matéria** (massa). Na verdade, esse princípio já estava implicitamente presente nos trabalhos de Joseph Black (1728-1799) e Henry Cavendish (1731-1810), sendo explicitamente estabelecido por Lavoisier no *Traité*.

Porque nada se cria, nem nas operações da arte nem nas da natureza e pode-se estabelecer, em princípio, que, em toda operação há uma quantidade igual de matéria antes e depois da operação.

Lavoisier

Ao repetir o experimento muitas vezes e realizar com outras substâncias, Lavoisier estabeleceu a Lei da Conservação das Massas ou **Lei de Lavoisier**.

Em uma reação química, considerando o **sistema fechado**, a massa total do(s) reagente(s) é numericamente igual à massa total do(s) produto(s).

Essa lei, proposta por volta de 1775, é enunciada popularmente como:

"Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma."

Experimentos anteriores aos de Lavoisier mostravam que a massa nem sempre era conservada. Para esclarecer essas observações, o cientista afirmou que os ensaios deveriam ser realizados em sistemas fechados, e que as diferenças de massas eram consequências da entrada ou saída de gases durante as reações.

○ Lei das Proporções Definidas ou Lei de Proust

Por meio do estudo das reações de decomposição, Joseph Louis Proust (1754-1826), aproximadamente no ano de 1799, propôs a lei que ficou conhecida como **Lei das Proporções Definidas** ou **Lei de Proust**.

Qualquer que seja a procedência de uma substância composta, esta é sempre formada pelos mesmos elementos químicos, em uma mesma proporção em massa.

Portanto, a Lei das Proporções Constantes, como também é conhecida, enuncia que uma substância pura apresenta sempre a mesma composição. Assim, a água, por exemplo, sempre será formada por hidrogênio e oxigênio com uma mesma proporção em massa.

Reação de decomposição da água	$2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2 \text{H}_{2(g)} + 1 \text{O}_{2(g)}$		
Experimento 1	36 g	4 g	32 g
Experimento 2	18 g	2 g	16 g
Experimento 3	9 g	1 g	8 g
Proporção	9	1	8

Com os dados experimentais, comprova-se que qualquer que seja a massa de água decomposta, as quantidades de hidrogênio e de oxigênio obtidas mantêm uma mesma proporção.

Matematicamente, essa proporção foi obtida pela razão entre as massas de cada uma dessas substâncias.

$$\frac{\text{Massa do hidrogênio}}{\text{Massa do oxigênio}} = \frac{4g}{32g} = \frac{2g}{16g} = \frac{1g}{8g} = \frac{1}{8}$$

A interpretação desses dados revela que a massa de oxigênio é sempre 8 vezes maior que a massa de hidrogênio. Com isso, é possível dizer que a composição da água, em massa, é sempre de 1 parte de hidrogênio para 8 partes de oxigênio (1 : 8).

A generalização dessa lei para qualquer reação química é:

A proporção em massa das substâncias que reagem e que são produzidas em uma reação é fixa, constante e invariável.

Observe a reação de combustão do metano.

Reação de combustão do metano	1 CH _{4(g)}	+ 2 O _{2(g)}	→ 1 CO _{2(g)}	+ 2 H ₂ O _(l)
Experimento 1	16 g	64 g	44 g	36 g
Experimento 2	32 g	128 g	88 g	72 g
Proporção	4	16	11	9

○ Lei Volumétrica de Gay-Lussac

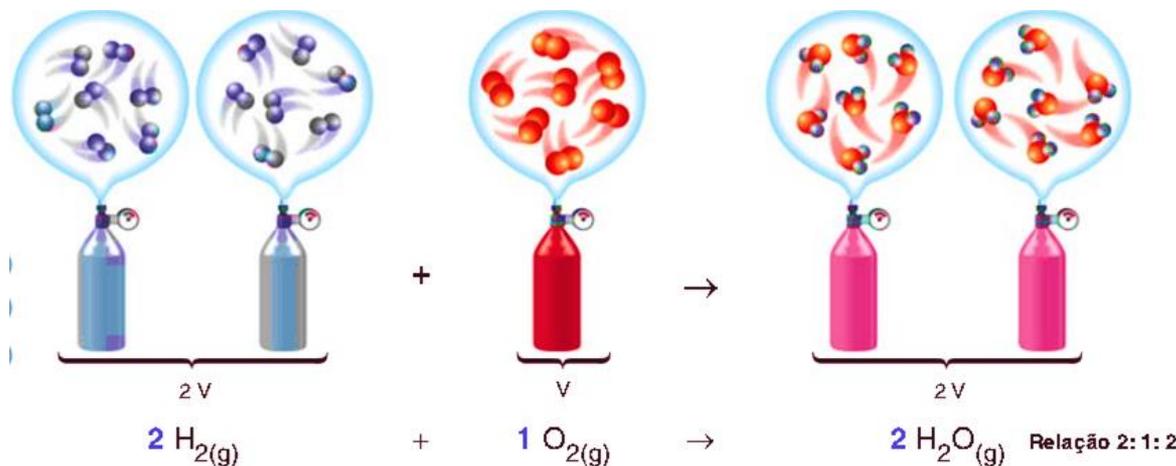
No início do século XIX, o químico e físico francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) realizou uma série de experimentos em que mediu, nas mesmas condições de temperatura e pressão, o volume de gases envolvidos em reações químicas.

Com base em suas observações, estudou as relações entre os volumes das substâncias reagentes no estado gasoso e em sua tese, publicada em 1808, enunciou a **Lei Volumétrica** ou **Lei de Gay-Lussac**.

Quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, os volumes dos gases participantes de uma reação têm entre si uma proporção fixa expressa por números inteiros e pequenos.

Uma das reações que teve por base essa lei, conhecida também como Lei da Combinação de Volumes, envolvia o gás hidrogênio e o gás oxigênio para a formação da água no estado gasoso.

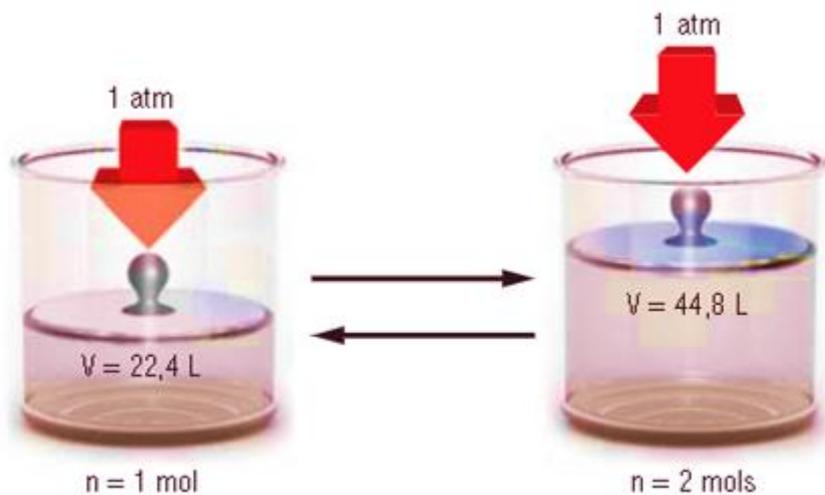
Observe:



Na tentativa de explicar os resultados obtidos por Gay-Lussac, Avogadro complementou sua hipótese sugerindo que, nas mesmas condições de temperatura e pressão, o volume de um gás é proporcional à quantidade de moléculas participantes. Atualmente, essa proporcionalidade é relacionada à quantidade de matéria.

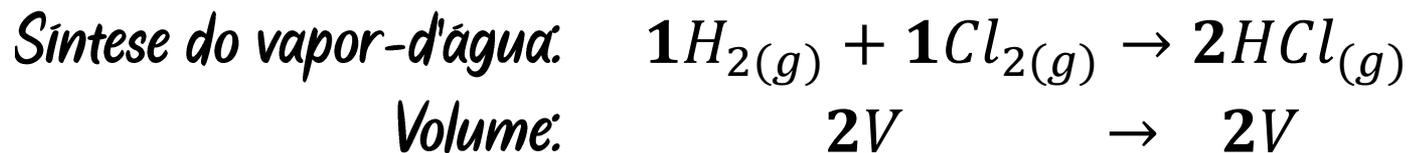
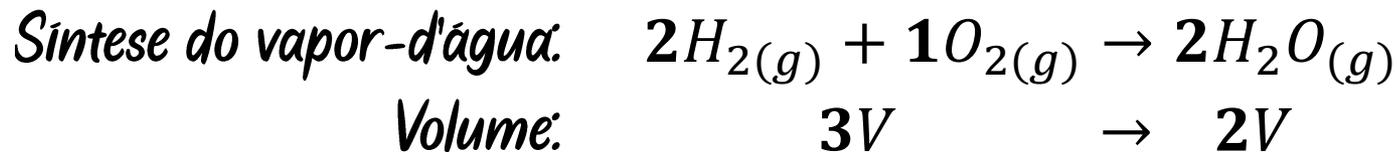
	$2 \text{H}_{2(g)} + 1 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$		
Proporção em volume	2	1	2
Proporção em quantidade de matéria	2	1	2

Se durante uma reação química o número total de moléculas (mol) aumenta, o volume apresentará a mesma variação na mesma proporção.



Da mesma maneira, quando o número total de moléculas (mol) diminui, o volume diminuirá proporcionalmente. Caso não seja alterado, não haverá variação no volume total.

Ex.:



Cálculo Estequiométrico

A previsão das quantidades de reagentes e de produtos que participam das reações é uma das aplicações diretas das Leis das Reações Químicas, conhecida como cálculo estequiométrico.

Uma vez que a equação química expressa a proporção em quantidade de matéria (mol) das substâncias envolvidas na reação, pela **estequiometria** é possível determinar outras grandezas, como massa, número de moléculas e volume dessas substâncias.

Ex.:

Proporção	1 N _{2(g)}	+ 3 H _{2(g)}	→ 2 NH _{3(g)}
Em mol	1 mol	3 mol	2 mol
Em massa	1 · 28 g	3 · 2 g	2 · 17 g
Em moléculas	1 · 6 · 10 ²³	3 · 6 · 10 ²³	2 · 6 · 10 ²³
Em volume molar (CNTP)	1 · 22,4 L	3 · 22,4 L	2 · 22,4 L

Como forma de evitar o desperdício, os químicos utilizam o cálculo estequiométrico para determinar as quantidades exatas dos materiais a serem usados no processo. Contudo, existem muitos fatores que interferem no desenvolvimento de uma reação química, por exemplo, o armazenamento adequado dos reagentes, o manejo das substâncias durante a realização de um experimento, a pureza de um material, a imprecisão das medidas e a variação de temperatura e pressão. Na prática, é impossível manter esses fatores sob controle absoluto, por isso eles devem ser considerados para prever, com a máxima precisão, as quantidades necessárias de reagente(s) e de produto(s).

Em geral, a maioria dos cálculos é de simples resolução. No entanto, é importante o domínio dos conceitos, pois a resolução depende da compreensão e da organização das informações.

Para isso, a sugestão é seguir os itens:

- I.** Escreva a equação química, balanceando, quando necessário.
- II.** Verifique a proporção em quantidade de matéria entre os participantes da reação, de acordo com os coeficientes estequiométricos obtidos pelo balanceamento da equação.
- III.** Relacione a quantidade de matéria com as grandezas químicas indicadas no enunciado (massa, volume, número de moléculas, etc.).
- IV.** Estabeleça uma relação entre as informações apresentadas na questão.