



# ESTEQUIOMETRIA



2020 - 2022





# ESTEQUIOMETRIA

Estequiometria: a medição dos elementos. Aprenda cálculos estequiométricos, relações elementares e balanceamento das reações químicas.

**Esta subárea é composta pelos módulos:**

1. Leis Ponderais
2. Balanceamento por tentativa
3. Balanceamento Redox
4. Massa Atômica, Molecular e Molar
5. Cálculo Estequiométrico
6. Fórmulas Químicas



# LEIS PONDERAIS

As Leis Ponderais são leis da natureza que regem todas as reações químicas que estudamos. É muito importante conhecê-las porque é a partir delas que conseguimos estudar o balanceamento e a estequiometria das reações. Além disso, é graças às leis ponderais que podemos prever a quantidade de produto formado, evitar o desperdício de reagentes e maximizar o rendimento dos processos químicos.

Primeiramente, quando ainda se discutia se a vida poderia surgir do nada e a “essência vital” do universo, três “químicos” fizeram toda a diferença na evolução da química como uma ciência: **Lavoisier, Proust e Gay-Lussac**. Esses cientistas foram capazes de realizar estudos controlados sobre as substâncias químicas e postularam as **Leis Ponderais** com base no que observaram. Eles foram os primeiros a realmente entender como as reações químicas aconteciam e ainda hoje utilizamos estas leis como base para entender a natureza das transformações químicas.

Chamamos estas leis de Leis Ponderais porque elas dizem respeito às massas ou volumes dos reagentes e produtos envolvidos em uma reação.

## LEI DE LAVOSIER: CONSERVAÇÃO DAS MASSAS

Antoine-Laurent de Lavoisier (1743 - 1794), que consideramos o pai da química moderna, estudou as reações químicas que aconteciam em recipientes **fechados**. Ele observou que, independentemente de qual fosse a reação e a massa utilizada, **a massa total do sistema sempre se conservava**. Ou seja, **nas reações químicas, não há perda e nem ganho de massa**. Esta é a **Lei da Conservação das Massas**.

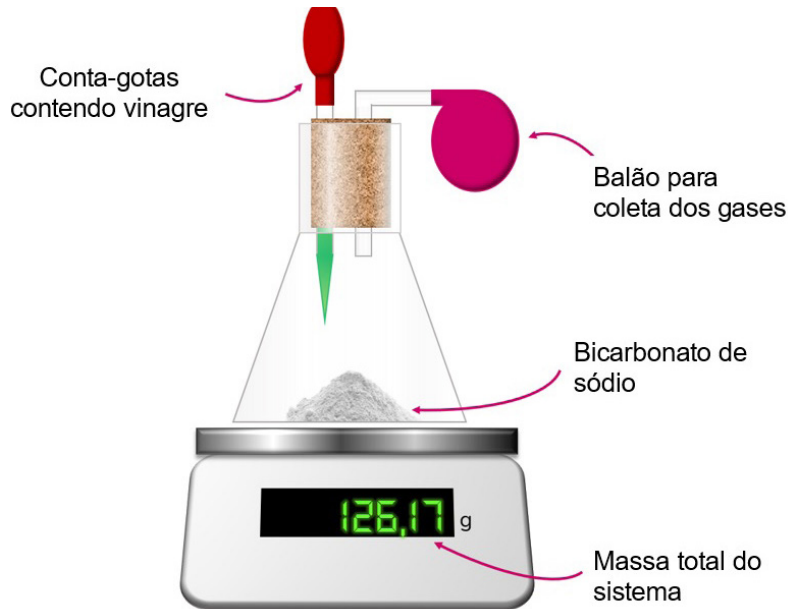
Na natureza, nada se cria, nada se perde: tudo se transforma!



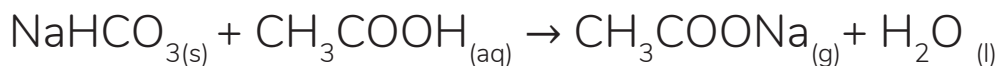
Antonie Lavoisier



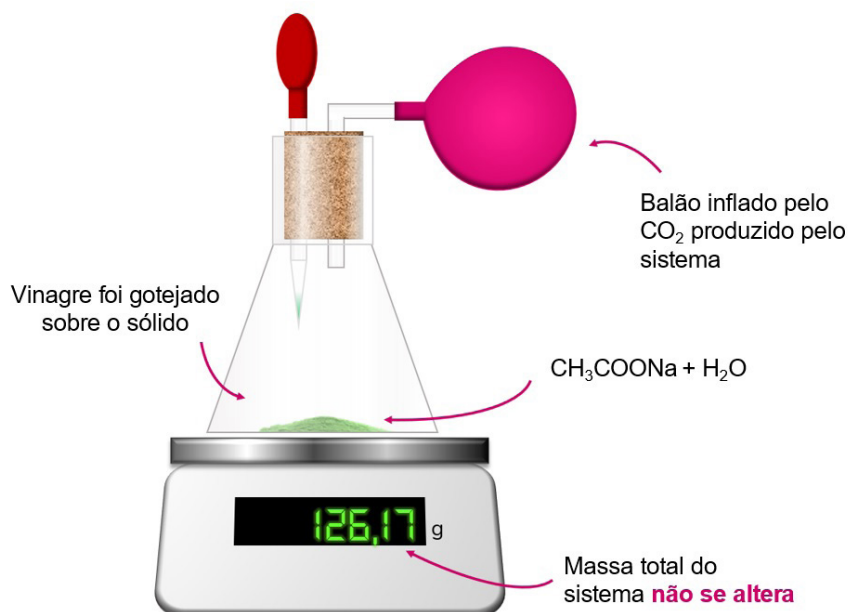
Vamos ver um exemplo! Na imagem abaixo, observamos um frasco tampado contendo bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ). Perfurando a tampa, há um conta gotas com vinagre, que contém cerca de 5% de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), e uma saída de ar com um balão acoplado. Note que é um **sistema fechado**, ou seja, não há aberturas que permitam entrada ou saída de qualquer um dos componentes. Pesamos esse sistema e a massa obtida foi de 126,17 gramas.



Quando pingamos o vinagre sobre o bicarbonato de sódio, o ácido acético reage como o  $\text{NaHCO}_3$ , como mostrado na reação:



Assim, o gás carbônico é formado e infla o balão. Note que a massa total do sistema não foi alterada!





Mas, se permitimos a saída de gás, ou seja, se o sistema fosse aberto, vamos erroneamente pensar que a massa não se conservou. Isso porque, ao olharmos para a balança, vemos que a massa total do sistema diminuiu de 126,17 g para 126,04 g.



No entanto, a diminuição da massa só aconteceu porque deixamos o  $\text{CO}_2$  sair. Mesmo assim, não há violação da **Lei da Conservação das Massas**, porque o  $\text{CO}_2$  não desapareceu. Ele foi formado, como prevê a reação, mas escapou do frasco. Logo, não temos como mensurar a sua massa.

Nas reações químicas, a massa SEMPRE se conserva, mas nem sempre conseguimos retê-la para mensurá-la.

### FAÇA VOCÊ MESMO!

Esse experimento que mostramos a cima pode ser reproduzido na sua casa! Você vai precisar de:

- |                    |                      |
|--------------------|----------------------|
| 1 Balão            | 1 Funil              |
| 1 Garrafa de vidro | Vinagre              |
| 1 Balança          | Bicarbonato de sódio |

Primeiro, vamos começar colocando o bicarbonato de sódio dentro do balão. Prenda o balão na ponta do funil e adicione uma boa quantidade de  $\text{NaHCO}_3$ . Pese o balão e anote a massa! Agora, pegue a garrafa de vidro, coloque ela em cima da balança, adicione um pouco de vinagre e anote a massa.

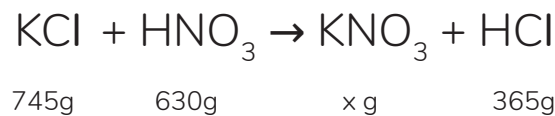
A massa inicial do seu sistema, antes de iniciar a reação, é a massa do balão com bicarbonato de sódio mais a massa da garrafa com o vinagre.



Para dar a início a reação, mantenha a garrafa com o ácido acético em cima da balança e prenda na boca da garrafa o balão, despejando o bicarbonato de sódio no interior do vidro. Em instantes, você notará que o balão começará a inflar, armazenando o dióxido de carbono produzido. Quanto a massa do sistema, ela se manterá constante, já que se trata de um sistema fechado!

## EXERCÍCIO RESOLVIDO

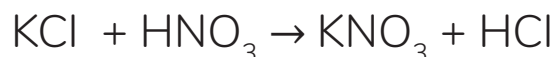
Em um experimento para obtenção de  $\text{KNO}_3$ , foram anotadas as massas utilizadas, porém o aluno esqueceu de anotar a massa formada de nitrato de potássio, conforme mostrado abaixo:



Sabendo que a reação foi feita em um sistema fechado, o aluno não se preocupou com esse fato, pois aplicando a Lei de Lavoisier é possível encontrar a massa desconhecida, representada por x na tabela. Sendo assim, qual a massa de nitrato de potássio, em gramas, obtida nesse experimento?

**Resolução:**

Lembrando do princípio da lei de conservação das massas, sabemos que, em um sistema fechado, a massa dos reagentes deve ser igual a massa dos produtos. Vamos começar identificando quem são os reagentes e os produtos dessa reação.



Os reagentes são aqueles que estão do lado esquerdo da seta, ou seja, o cloreto de potássio ( $\text{KCl}$ ) e o ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ). Já os produtos, representados do lado direito da seta, são o nitrato de potássio ( $\text{KNO}_3$ ) e o ácido clorídrico ( $\text{HCl}$ ).

$$\begin{aligned} m_{\text{reagentes}} &= m_{\text{KCl}} + m_{\text{HNO}_3} \\ m_{\text{reagentes}} &= 745 + 630 \\ m_{\text{reagentes}} &= 1375\text{ g} \end{aligned}$$



Já a soma da massa dos produtos é:

$$m_{\text{produtos}} = m_{\text{KNO}_3} + m_{\text{HCl}}$$

$$m_{\text{produtos}} = x + 365$$

Igualando as massas de reagentes e produtos, temos que:

$$m_{\text{reagentes}} = m_{\text{produtos}}$$

$$1375 = x + 365$$

$$x = 1010 \text{ g}$$

Logo, pela Lei de Lavoisier, a massa de nitrato de potássio produzida é 1010 gramas.

## LEI DE PROUST: PROPORÇÕES FIXAS E DEFINIDAS

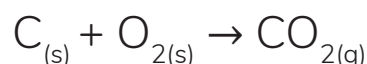
Joseph Louis Proust (1754 - 1826) foi um químico e farmacêutico francês que contribuiu para estabelecer relações bem definidas entre as reações químicas. Proust percebeu que os reagentes sempre se combinavam na mesma proporção para formar uma substância.

Independente da origem de determinada substância pura ela é sempre formada pelos mesmos elementos químicos, combinados entre si na mesma proporção em massa.



Joseph Proust

Para exemplificar, vamos analisar três experimentos que envolvem a reação de combustão do carbono sólido, consumindo oxigênio e formando dióxido de carbono.

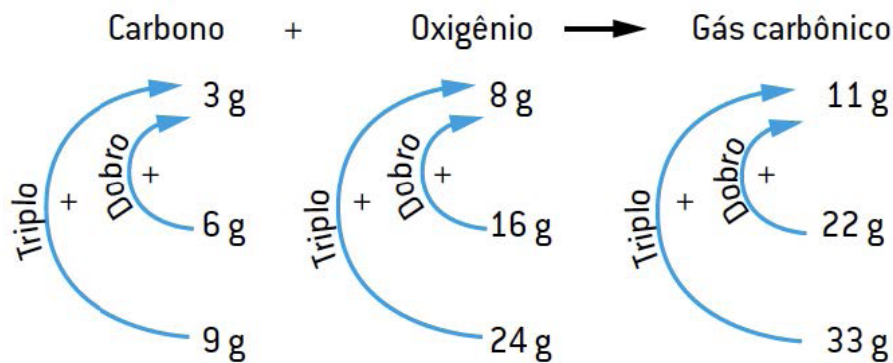




Para cada um dos experimentos, utilizou-se massas iniciais diferentes de carbono, como mostrado na tabela:

Experiência	Carbono	+ Oxigênio	→ Gás carbônico
1ª	3 g	8 g	11 g
2ª	6 g	16 g	22 g
3ª	9 g	24 g	33 g

Olhando para a primeira experiência, notamos que para cada 3g de carbono, 8 g de oxigênio são consumidas e 11 g de gás carbônico são formadas. Agora, vamos comparar a primeira com a segunda experiência. Note que a massa inicial de carbono é duas vezes maior! O que Proust percebeu foi que, dobrando a quantidade inicial de carbono, a massa de  $O_2$  consumida e a de  $CO_2$  produzida também dobram. O mesmo se repete ao compararmos a primeira com a terceira experiência, mas, neste caso, a massa do 3º experimento é três vezes maior.



Ou seja, variando a quantidade inicial de carbono utilizada, conseguimos perceber que **as proporções entre as massas são sempre as mesmas**. Além disso, a massa dos reagentes é igual a dos produtos, como prevê a Lei de Lavoisier.

### EXERCÍCIO RESOLVIDO

Com relação às leis ponderais, pode-se afirmar que a alternativa que mostra uma reação química que NÃO está de acordo com a lei de Proust é:

- I) 6 g de carbono + 8 gramas de oxigênio formando 14 g de dióxido de carbono  
12 g de carbono + 16 gramas de oxigênio formando 28 g de monóxido de carbono
- II) 2 g de hidrogênio + 16 g de oxigênio formando 18 gramas de água  
4 g de hidrogênio + 8 g de oxigênio formando 12 gramas de água



**Resolução:**

Começando pela opção I, podemos notar que a massa inicial de carbono na segunda “reação” é 2 vezes maior que a da primeira. Logo, a massa de oxigênio e de dióxido de carbono devem ser o dobro da inicial para respeitar a proporção prevista pro Proust. Olhando para o oxigênio, 16 é duas vezes maior que 8. Já para o  $\text{CO}_2$ , 28 é duas vezes maior que 14. Sendo assim, a proporção é respeitada.

Carbono	+	Oxigênio	→	Dióxido de Carbono
6g		8g		14g
	↓ x2		↓ x2	
12g		16g		28g

Já na opção II, a massa inicial de hidrogênio na segunda reação é duas vezes maior que na primeira. Entretanto, o oxigênio e a água não seguem essa relação. Para estar de acordo com a lei das proporções fixas, a massa de oxigênio na segunda reação deveria ser o dobro de 16, ou seja, 32 gramas. O mesmo se repete para a água, a massa de  $\text{H}_2\text{O}$  na segunda reação deve ser duas vezes maior que a inicial de 18g, o que equivale a 36 gramas.

Logo, a alternativa II não segue a proporção prevista pela Lei de Proust.

## LEI DE GAY-LUSSAC: PROPORÇÕES VOLUMÉTRICAS

Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) foi um físico e químico francês que fez importantes contribuições para o estudo dos gases. Ele postulou a lei das proporções volumétricas que é referente aos volumes de gases que participam de uma reação química.

Durante a realização de um dos seus experimentos, Gay-Lussac percebeu que a reação de produção da água, no estado gasoso, a partir de oxigênio e hidrogênio, ocorria sempre com a mesma proporção volumétrica: dois volumes de hidrogênio reagem com um volume de oxigênio produzindo dois volumes de água.



Gay-Lussac



	Hidrogênio + Oxigênio → Água			Proporção em volume
1º Experimento	2 L	1 L	2 L	2:1:2
2º Experimento	4 L	2 L	4 L	2:1:2
3º Experimento	10 L	5 L	10 L	2:1:2

A partir de tais observações, Gay-Lussac postulou o que hoje chamamos de Lei das proporções volumétricas.

Em uma reação onde só participam gases e nas mesmas condições de temperatura e pressão, os volumes dos gases dos reagentes e dos produtos de uma reação química têm sempre entre si uma proporção constante de números inteiros pequenos.

#### EXERCÍCIO RESOLVIDO

Para uma atividade de laboratório, um aluno realizou a síntese da amônia e anotou os volumes dos gases presentes no processo, como mostrado na tabela.

Considerando a Lei de Gay-Lussac, determine a proporção volumétrica.

$N_{2(g)}$	+	$3 H_{2(g)}$	→	$NH_{3(g)}$
18 mL		54 mL		36 mL

Resposta: Para identificarmos a proporção entre os reagentes e produtos da reação, vamos primeiro identificar o menor volume que aparece no experimento, ou seja, 18 mL. Agora, basta dividir todos os outros valores por 18.

$$\frac{18}{18}=1 \quad \frac{54}{18}=3 \quad \frac{36}{18}=2$$

Logo, a proporção é 1:3:2.



**Resumo:**

- ▶ A massa nunca desaparece. (Lei da Conservação das Massas – Lavoisier)
  
- ▶ As reações químicas acontecem com proporções mínimas definidas entre os reagentes. (Lei das Proporções Fixas e Definidas – Proust)
  
- ▶ A quantidade de produto é sempre proporcional à quantidade de reagente. (Lei das Proporções Fixas e Definidas – Proust)
  
- ▶ Os volumes dos gases dos reagentes e dos produtos têm sempre entre si uma proporção constante de números inteiros pequenos. (Lei das proporções volumétricas – Gay-Lussac)

ANOTAÇÕES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---