



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 e Balanceamento**
- 2. Massa Atômica, Molecular e Molar**
- 3. Cálculo Estequiométrico**
- 4. Fórmulas Químicas**



LEIS PONDERAIS E BALANCEAMENTO

Saber a quantidade de produto formado, evitar o desperdício de reagentes e maximizar o rendimento de uma reação química são importantíssimos fatores tanto para indústria quanto para nós consumidores e cidadãos. Para preparar um bolo, por exemplo, é preciso separar certas quantidades específicas e proporcionais a quantidade que se pretende fazer. Na química as reações também obedecem a leis de proporcionalidade.

A **primeira lei** que contribui para o entendimento das reações químicas é conhecida como **Conservação das Massas**, proposta por um francês chamado de Antoine Lavoisier. Sua contribuição foi importantíssima para acompanhar a massa dos reagentes e dos produtos ao longo de uma reação química. O enunciado de sua lei pode ser resumido como:

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

O ponto mais relevante de seus estudos foi perceber que em todas as reações químicas, em um sistema fechado, as massas envolvidas no processo (reagentes e produtos) não se alteram. Ou seja, a massa **nunca** desaparece, ela apenas se transforma.

Veja o exemplo abaixo da combustão da palha de aço, formando óxido de ferro:



De acordo com o valor da massa apresentado na balança, somos conduzidos a considerar a lei de conservação da massa um grande equívoco, certo? Mas o grande detalhe é que a queima da palha de aço ocorre em um ambiente (sistema) aberto, ou seja, **ocorre a reação com o gás oxigênio** (combustão). Assim, o oxigênio **também é um reagente**, e precisamos considerar também a sua massa. Se soubéssemos a massa de oxigênio que reagiu, somada com a massa da palha de aço mostrada na balança, veríamos que ela seria muito próxima da massa da palha de aço mostrada após a ocorrência da reação.

A **segunda lei** que contribui para estabelecer relações bem definidas entre as reações químicas chama-se **Lei das Proporções Definidas (Lei de Proust)**. Essa lei diz que as substâncias reagem sempre na mesma proporção



para formar outra substância. O químico e farmacêutico que apresentou essas considerações em seus estudos foi o Francês Joseph Louis Proust.



Antonie Lavoisier (1ª Lei)



Joseph Louis Proust (2ª Lei)

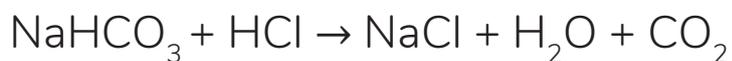
Em resumo, lembre-se:

- ▶ A massa nunca desaparece
- ▶ As reações químicas acontecem com proporções mínimas definidas entre os reagentes

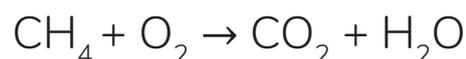
Isso é muito importante para entendermos o que é o balanceamento das reações químicas.

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES QUÍMICAS

Na prática, sabemos que as reações acontecem em proporções bem definidas entre os reagentes. Imagine que você está com azia e precisa de um antiácido; resolve, então tomar o seu bicarbonato de sódio. Se você tomar uma quantidade muito pequena de bicarbonato, ela não vai ser suficiente pra neutralizar o excesso do seu ácido estomacal. Se você tomar demais, muito ácido vai ser neutralizado e o pH do seu estômago pode se desequilibrar!



Vejamos outro exemplo. Esta é a reação de combustão do metano (CH_4):



Vemos que uma molécula de metano está reagindo com gás oxigênio, formando CO_2 e água. No entanto, se olharmos o número de átomos em cada lado da equação, percebemos que são diferentes! Enquanto temos um C, dois O e quatro H do lado esquerdo, temos três O e dois H do outro!

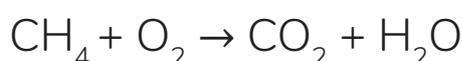
Para onde foram os outros dois hidrogênios? E de onde veio o terceiro oxigênio?



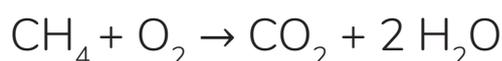
Em situações deste tipo, diz-se tratar de uma reação química **não balanceada**, pois ela não obedece a lei de conservação das massas. Átomos não são criados ou destruídos do nada! Na natureza, a massa se conserva. Por isso, precisamos balancear nossas equações químicas.

O balanceamento nada mais é do que o ajuste da quantidade de átomos e de massa entre reagentes e produtos. Assim como pouco antiácido não neutraliza o suficiente do ácido clorídrico estomacal, uma quantidade insuficiente de um dos reagentes vai impedir que a reação química se complete.

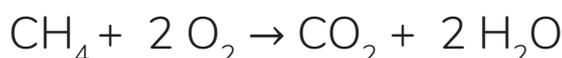
Vamos balancear a equação de combustão do metano (CH_4). Já contamos quantos átomos de cada elemento químico existem em cada lado da reação. Precisamos apenas equilibrar esse número. Tanto nos reagentes quanto nos produtos há somente um átomo de C; então, não precisamos mexer nas quantidades de CH_4 e CO_2 .



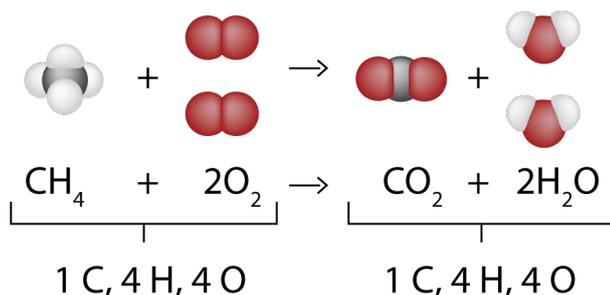
Mas como temos 4 hidrogênios nos reagentes, e somente dois nos produtos, precisamos multiplicar a quantidade de H_2O por 2, para que essa proporção se mantenha:



Agora, temos 4 hidrogênios em cada lado da reação. No entanto, ainda falta balancear a quantidade de oxigênios! Ainda há dois átomos nos reagentes, mas agora há 4 átomos de O nos produtos (dois oxigênios do CO_2 , e dois oxigênios de $2 \text{H}_2\text{O}$). Então, se adicionarmos o coeficiente 2 à molécula de O_2 nos reagentes, essa quantidade se iguala:



Dizemos, então, que a equação está balanceada. Este método se chama *método das tentativas*.



BALANCEAMENTO DAS REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

Para reações mais complexas, podemos utilizar o balanceamento por oxirredução. Quando existem muitos átomos envolvidos, fica muito difícil chutar corretamente os coeficientes.

Balanceamento por ΔNOX

Essa técnica quando utilizada leva em consideração a quantidade de elétrons doados e recebidos pelos átomos na reação. Ela pode ser dividida em quatro passos:

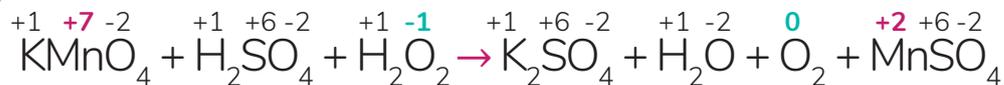


1. Identificar o número de oxidação (Nox) de todos os átomos da reação.
2. Identificar as espécies que reagiram e as que oxidaram.
3. Determinar o a variação do número de oxidação dessas espécies (ΔNOX).
4. Usar o valor de ΔNOX da substância que **reduziu** como coeficiente da substância que **oxidou**.
5. Utilizar o valor de ΔNOX da substância que **oxidou** como coeficiente da substância que **reduziu**.
6. Ajustar os demais coeficientes pelo método das tentativas nessa ordem:
 - a. Ajuste primeiro moléculas que não sejam H_2O
 - b. Depois, átomos de H
 - c. Por último, átomos de O.

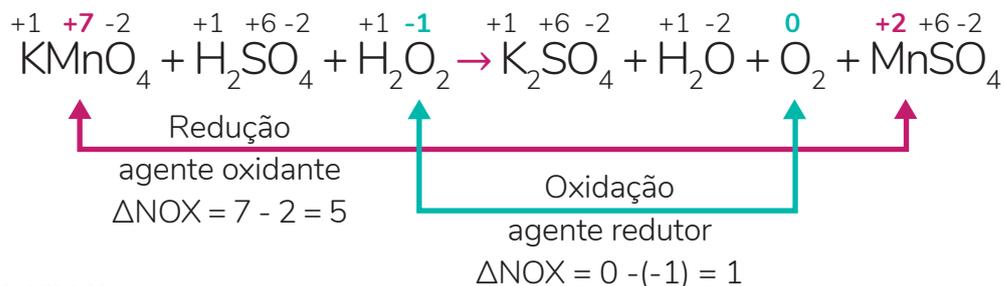
Veja o exemplo abaixo. É uma reação do Permanganato de Potássio (KMnO_4) com ácido sulfúrico (H_2SO_4) e água oxigenada (H_2O_2).



Primeiro, precisamos determinar o Número de oxidação de cada um dos átomos dessa reação.



Em seguida, identificamos quais substâncias reagiram e quais oxidaram. Veja que o NOX do Manganês passou de +7 para +2 – ele reduziu. O Oxigênio do H_2O_2 passou de -1 para 0: ele oxidou.



Assim, vemos:

- ▶ Manganês: Nox foi de +7 para +2. $\rightarrow |\Delta\text{NOX}| = 7 - 2 = 5$.
- ▶ Oxigênio: Nox foi de -1 para 0. $\parallel |\Delta\text{NOX}| = -1 - 0 = 1$.

Porém, foram os 2 oxigênios do H_2O_2 que oxidaram. Por isso, multiplicamos a variação de NOX por 2. Então, o $|\Delta\text{NOX}|$ dos 2 oxigênios juntos é 2.

