

## Leis ponderais

### De onde partir

- ✓ Em leis ponderais nós iremos relacionar muitas substâncias diferentes dentro de uma reação química. Para isso, é fundamental saber trabalhar com as reações químicas, saber balanceá-las e ser capaz de obter algumas informações dela. Como por exemplo, os reagentes e produtos. Além de saber os conceitos de relações numéricas.



### Onde você vai chegar

- ✓ Entender o que seriam as leis ponderais
- ✓ Aprender o que cada lei ponderal irá afirmar
- ✓ Compreender a base direta para a estequiometria



## Teoria

O meio ambiente é muito prejudicado pelo ser humano. Vários dos problemas ambientais que o nosso planeta vem enfrentando, apresenta uma participação significativa do ser humano. Um desses problemas é o efeito estufa, muito influenciado pela queima de combustíveis fosseis nos automóveis, queimadas nas florestas, indústrias, entre outras fontes.

Dúvida em efeito estufa? Corre nesse link para dar aquela revisada. É um mapa mental incrível que irá te ajudar. [\*\*O Efeito estufa é ruim para o planeta\*\*](#)

Nós temos alguns gases que podem influenciar no efeito estufa, um deles é o CO<sub>2</sub>. Que pode ser proveniente de uma combustão completa. Alguns setores utilizam as queimadas para facilitar o processo. Porém esquecem os problemas ambientais causados. Por exemplo na colheita da cana de açúcar, é possível atear fogo no canavial para descartar as folhas secas e verdes. Alguns dados afirmam que essa queima equivale à emissão de 9 kg de CO<sub>2</sub> por tonelada de cana.



Imagen de uma fogueira acesa. Fonte da imagem: Pixabay. Disponível em: <https://pixabay.com/pt/photos/fogo-san-juan-fogueira-chamas-lena-820091/>

Vamos falar um pouco da proporção vista anteriormente?

Foi falado que 1 tonelada de cana de açúcar queimada libera cerca de 9 Kg de CO<sub>2</sub> para a atmosfera. É claro que não temos uma reação para precisar essa relação. Mas o mais importante é saber que caso haja 2 toneladas de cana sendo queimada, será emitido para o ambiente. O principal aqui é saber que essa proporção é mantida, caso tenha mais cana, tem mais CO<sub>2</sub> produzido, caso tenha menos cana, temos menos CO<sub>2</sub>.

Pode parecer uma relação bem simples, mas de forma simplificada, é esse raciocínio que nós iremos usar lá em estequiometria. É claro que lá, nós iremos trabalhar com uma reação química, poderemos relacionar o número de mols e tudo mais, porém o princípio é o mesmo.

Dentro da estequiometria, nós iremos sempre seguir umas leis, essas leis são sempre válidas, por isso chamamos elas de leis. Elas jamais podem ser quebradas. Caso você se depare com alguma situação, onde essas leis não estão sendo seguidas, pode afirmar que existe um erro. As leis são conhecidas como leis ponderais.

Pode parecer um nome diferente, um nome novo. Mas eu tenho certeza de que você conhece essa frase.

**“Na natureza, nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.”**

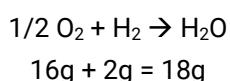
Se você já ouviu essa frase, então você já ouviu uma lei ponderal. Essa é a lei de Lavoisier, ou também conhecida como lei da conservação das massas. Vamos ver agora, mais detalhado todas essas leis.

## Lei de Lavoisier (Lei da conservação das massas)

Segundo as observações de Antoine Laurent Lavoisier:

- “Em um sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos”
- “Na natureza, nada se perde, nada se cria, tudo se transforma.”

Observe a transformação química abaixo



Lendo a reação acima: 16g de oxigênio reage com 2g de hidrogênio para produzir 18g de água.

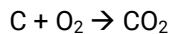
Repare que as **massas** somadas dos **reagentes** equivalem à **massa do produto**. A quantidade e natureza dos átomos são as mesmas, apenas houve um **rearranjo/recombinação** entre eles.

Esses números seguem uma observação realizada por Lavoisier que é enunciada na forma da Lei de Conservação das Massas, onde **nada se perde, nada se cria, tudo se transforma**.

## Lei de Proust (Lei das proporções fixas)

Essa lei vai dizer que a **proporção em massa** das substâncias que reagem e que são produzidas numa reação é **fixa, constante e invariável**.

Vamos ver um exemplo:



$$12\text{g de carbono} + 32\text{g de oxigênio} = 44\text{g de gás carbônico}$$

Analisemos a proporção entre a massa de C e O<sub>2</sub> temos:

$$12\text{g de carbono} / 32\text{g de oxigênio} = 1\text{g de carbono} / 2.667\text{g de oxigênio}$$

Segundo Proust, esta **razão, em massa, é fixa** para qualquer quantidade analisada para a mesma reação. E generalizando, a **proporção de massa** entre elementos em qualquer composto será **fixa** para qualquer quantidade avaliada. Para obter 44g de CO<sub>2</sub>, precisamos de 12g de carbonos e 32g de oxigênio. Mantendo sempre a proporção.

Com essa lei, nós podemos dizer que se dobrarmos a quantidade de carbono, precisamos também dobrar a quantidade dos outros participantes da reação.

Nós podemos pensar também nas proporções que existem nas substâncias compostas. Vejamos o caso da H<sub>2</sub>O:

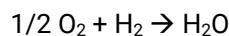
$$2\text{g de hidrogênio} + 16\text{g de oxigênio} = 18\text{g de H}_2O$$

18 g de água é formada por 2 gramas de hidrogênio e 16 gramas de oxigênio. A proporção será de 2/16 = 1/8. Podemos aumentar a massa de água, porém respeitando sempre a proporção.

## Reação mostrada no início do material.

Assim, 16g de O / 2g de H = 8g de O / 1g de H

Segundo Proust, se tivermos 80 g de O, em um copo de água pura, podemos afirmar que há 10g de H no recipiente.



$$16\text{ g O} \text{ --- } 2\text{ g H}$$

$$80\text{ g O} \text{ --- } X$$

$$X = 10\text{ g de H.}$$

## Lei de Dalton (Lei das proporções múltiplas)

Essa lei vale para situações em que um par de elementos forma compostos com diferentes proporções do tipo AB, AB<sub>2</sub>, AB<sub>3</sub>...

### Veja o caso do CO e CO<sub>2</sub>

A razão de massa entre C e O nesses dois casos é:

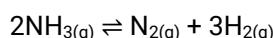
Para CO → Razão Oxigênio/Carbono = 16g de O / 12g de C = 1,333g de O / 1g de C

Para CO<sub>2</sub> → Razão Oxigênio/Carbono = 32g de O<sub>2</sub> / 12 g de C = 2,667g de O<sub>2</sub> / 1g de C

Repare que a segunda razão é 2x a primeira. Ou seja, se compararmos as razões acima, conseguiremos expressá-las como pequenos múltiplos inteiros. Outra afirmação da lei diz que quando elementos se ligam, eles o fazem em uma proporção de pequenos números inteiros.

## Lei de Gay-Lussac (Lei volumétrica)

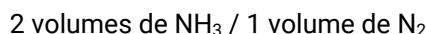
Válida para reações gasosas, estabelece que os volumes entre as substâncias em uma reação, nas mesmas temperatura e pressão, mantêm uma relação de volume constante.



### Importante!

1 mol equivale a um volume.

A relação de volume entre NH<sub>3</sub> e N<sub>2</sub> é de:



Assim, se sabemos que 50 litros de NH<sub>3</sub> foram consumidos, inferimos que 25 litros de N<sub>2</sub> foi produzido. Isso porque a relação é fixa e se mantém para qualquer volume consumido ou produzido dos componentes da reação.

## Na Cultura

O tema de leis ponderais não está relacionado apenas a estequiométrica. Mas sim toda a química. Visto que as transformações da matéria que ocorrem numa reação química, respeitam essas leis. Isso pode muito bem ser relacionado com o meio ambiente. Visto que os materiais utilizados não podem ser descartados de qualquer maneira pelas indústrias. Que tal assistir dois filmes que relacionam essa falta de cuidado com o meio ambiente, que acarreta graves problemas ambientais.

- **O Dia Depois de Amanhã:** É uma ficção, onde um estudioso busca alertar sobre os problemas ambientais. Porém não é dada a devida atenção para as duas informações. O que causa uma série de catástrofes.
- **Césio 137 – O Pesadelo de Goiânia:** É um documentário que vai relatar muito do ocorrido no acidente em Goiânia. Podemos ver que é fundamental um cuidado com o fim que será dado para certos materiais.

## Exercícios

1. Imagine que, em uma balança de pratos, conforme mostra a Figura 01, nos recipientes I e II, foram colocadas quantidades iguais de um mesmo sólido: palha de ferro ou carvão. Foi ateado fogo à amostra contida no recipiente II. Depois de cessada a queima, o arranjo tomou a disposição da Figura 02.

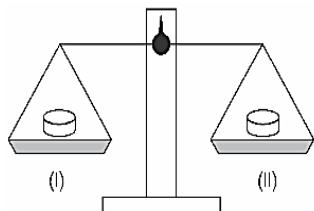


Figura 01

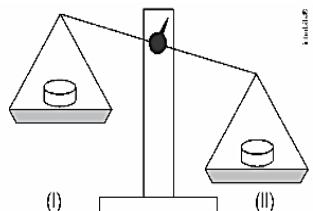
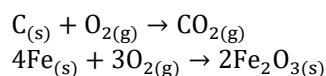


Figura 02

As equações para as reações envolvidas são apresentadas a seguir.



Qual o sólido foi utilizado?

2. Em um motor à combustão realizou-se lentamente a queima de 20 kg de um líquido inflamável. Todos os produtos obtidos nesse processo estavam no estado gasoso e foram armazenados em um reservatório fechado e sem qualquer vazamento. Ao final, constatou-se que a massa dos produtos foi maior do que a massa do combustível que havia sido adicionada. Como é possível a massa ter aumentado? Explique o ocorrido.

## Gabaritos

1. Analisando as duas reações de combustão, nós podemos chegar na seguinte conclusão. A combustão com carvão gera como produto, apenas um gás  $\text{CO}_2$ . Como o recipiente está aberto, caso, os recipientes apresentassem carvão, após a combustão a massa final seria menor, pois o produto formado seria liberado. Já a reação de combustão da palha de aço, nós podemos observar que o produto é sólido, ou seja, esse não será liberado no final da reação, ele continuará na balança. Como ele apresenta além de ferro, apresenta também oxigênio, podemos afirmar que irá ocorrer um aumento da massa. Sendo assim, observamos a balança baixando na figura II.
2. No processo de combustão, para a queima de combustível, necessita da presença de oxigênio no meio, o que fará com que a massa dos produtos seja maior que apenas do combustível inicial. A massa inicial levada em consideração foi apenas a do líquido (combustível). E não a massa do líquido mais a massa do oxigênio necessário para a combustão. Sendo assim, a impressão é que houve um aumento de massa, desrespeitando a lei de Lavoisier. Porém, se contar a massa de oxigênio, necessária para essa combustão, com certeza, a soma será igual a massa final.